

Computergestützte Lehr- und Lernmaterialien zur chemischen Bindung

Entwicklung - Erprobung - Erhebung

Inauguraldissertation
zur
Erlangung des Doktorgrades
der Erziehungswissenschaftlichen Fakultät
der Universität zu Köln
vorgelegt von

Dr. Axel König
aus
Troisdorf
Mai **2003**

Das Projekt wurde vom Kompetenznetzwerk *Universitätsverbund Multimedia NRW UVM* (Proj. Nr 1920207) gefördert.

Kooperationspartner waren:

StD *M. Stein*, Studienseminar Bonn

StD *M. Weier*, Studienseminar Rhein-Sieg

Referentin
Koreferent
2. Koreferentin
Tag der mündlichen Prüfung
Zum Druck genehmigt: Köln,

Prof. Dr. *Christiane S. Reiners*
Prof. Dr. Dr. hc *Fritz Vögtle*
Prof. Dr. *Hilde Haider-Hasebrink*
11.02.2004
25.08.2004

Frau Prorektorin Prof. Dr. *Christiane S. Reiners* gilt mein vornehmlicher Dank, da sie mir neben dem interessanten Thema meiner Arbeit auch alle Freiheit bei der Bearbeitung dieses Themas gelassen hat. Sie unterstützte mich stets innerhalb des Projektes und ermöglichte mir so zu meiner praktischen Arbeit den Eintritt in die fachdidaktische Forschung.

Meinem ersten Doktorvater Herrn Prof. Dr. Dr. hc. *Fritz Vögtle* danke ich für die jahrelange gute Zusammenarbeit und die fachwissenschaftliche Begutachtung dieser Arbeit.

Frau Prof. Dr. *Hilde Haider-Hasebrink* danke ich für die Begutachtung des empirischen Teils dieser Dissertation.

meiner Familie

1	EINLEITUNG	15
2	MODELLVORSTELLUNGEN ZUM AUFBAU DER MATERIE.....	18
2.1	CHRONOLOGISCHE BETRACHTUNGEN VOM AUFBAU DER MATERIE	18
2.2	NEUZEITLICHE BETRACHTUNGEN VOM AUFBAU DER MATERIE	19
2.2.1	DIE ATOMHYPOTHESE VON DALTON	19
2.2.2	DIE AVOGADRO-HYPOTHESE	20
2.2.3	AUFSCHLUSSREICHE EXPERIMENTE UND VORSTELLUNGEN	20
2.2.4	DAS RUTHERFORDSCHE ATOMMODELL.....	22
2.2.5	DAS ATOMMODELL VON BOHR.....	24
2.2.6	DAS BOHR-SOMMERFELD-MODELL.....	24
2.2.7	MODERNE QUANTENTHEORIE.....	25
2.2.8	DIE ORBITAL-VORSTELLUNG.....	26
2.2.8.1	Die <i>SCHRÖDINGER</i> -Gleichung.....	26
2.2.8.2	Die HEISENBERGSCHES Unbestimmtheitsrelation	27
2.2.8.3	Das wellenmechanische Atommodell.....	28
2.3	MODELLVORSTELLUNGEN ZUR CHEMISCHEN BINDUNG AUF DER BASIS DER ATOMMODELLE	31
2.3.1	DAS ORBITAL-MODELL.....	31
2.3.2	WEITERENTWICKLUNG DES ORBITALMODELLS ZUM BINDUNGSMODELL	33
2.3.2.1	Das Valence-Bond-Modell	33
2.3.2.2	Das Molekül-Orbital-Modell	34
2.3.2.3	Die LCAO-Theorie und die MOVB-Theorie	34
2.3.2.4	Die HMO-Theorie und die EH-Theorie.....	35
2.4	SACHANALYTISCHE BETRACHTUNG DER CHEMISCHEN BINDUNG.....	35
2.4.1	DEFINITION DER CHEMISCHEN BINDUNG.....	35
2.4.2	BESCHREIBUNG DER CHEMISCHEN BINDUNG:	36
3	MODELLE ZUR CHEMISCHEN BINDUNG	39
3.1	AUFLISTUNG DER BINDUNGSTYPEN IN LEHRBÜCHERN, SCHULBÜCHERN UND CURRICULA	39
3.1.1	PRÜFUNG DER LEHRBÜCHER.....	39
3.1.2	UNTERSUCHUNG DES CURRICULUMS DER SEKUNDARSTUFE I DER GYMNASIEN IN NRW	41
3.1.3	UNTERSUCHUNG DER SCHULBÜCHER	43
3.1.3.1	Prüfung der behandelten unterschiedlichen Bindungstypen	43
3.1.3.2	Zu Grunde liegende Atom- und Bindungsmodelle	45
3.1.3.3	Untersuchung zur Reihenfolge und Anschaulichkeit der Modelle	47
3.2	ÜBERGÄNGE DER BINDUNGSTYPEN INEINANDER	51
3.3	MODELLE UND BINDUNGSMODELLE IN DER FACHDIDAKTISCHEN LITERATUR.....	57

3.4	MODELLE UND HILFEN ZUR VISUALISIERUNG DER CHEMISCHEN BINDUNG.....	62
3.5	BINDUNGSMODELLE - EINE KRITISCHE BETRACHTUNG.....	65
3.5.1	KOMBINATION DES ELEKTRONENSCHALENMODELLS MIT DER EDELGASREGEL	65
3.5.2	DAS ELEKTRONENWOLKENMODELL	66
3.5.3	DAS ORBITALMODELL	66
3.6	WAHL DES BEVORZUGTEN MODELLS ZUR UMSETZUNG DER UNTERRICHTSKONZEPTION	67
3.7	UNTERSCHIEDLICHE MODELLVORSTELLUNGEN ZUR CHEMISCHEN BINDUNG?.....	70
3.8	MODELLWAHL FÜR DIE UMSETZUNG DES UVM-KONZEPTES.....	70
4	VORSTELLUNGEN UND MISCONCEPTIONS DER LERNENDEN IN BEZUG AUF DIE CHEMISCHE BINDUNG	75
4.1	LERNSCHWIERIGKEITEN ALLGEMEIN	75
4.2	ÄUßERE FAKTOREN	76
4.2.1	CURRICULUM - LERNSCHWIERIGKEITEN, DIE SICH AUS DER REIHENFOLGE DER BINDUNGSTYPEN UND DEM LEHRPLAN ERGEBEN	76
4.2.2	LERNUMGEBUNG - LERNSCHWIERIGKEITEN, DIE AUS DER LERNUMGEBUNG UND DEM LERNARRANGEMENT RESULTIEREN	77
4.2.3	LEHRENDE - LERNSCHWIERIGKEITEN, DIE AUS DEN LEHRENDEN SELBST RESULTIEREN	77
4.2.4	LERNSCHWIERIGKEITEN DIE SICH AUS DEM LERNGEGENSTAND CHEMISCHE BINDUNG ERGEBEN	78
4.2.4.1	Primärbindungen.....	78
4.2.4.1.1	Die kovalente Bindung.....	78
4.2.4.1.2	Die ionische Bindung.....	80
4.2.4.1.3	Die metallische Bindung.....	82
4.2.4.2	Sekundärbindungen.....	84
4.2.4.2.1	Die Wasserstoffbrückenbindung.....	84
4.2.4.2.2	Die van-der-Waals Bindung.....	85
4.3	INNERE FAKTOREN	86
4.3.1	DER LERNENDE - LERNSCHWIERIGKEITEN DER LERNENDEN MIT UNTERSCHIEDLICHEN ERKLÄRUNGEN UND MODELLEN.....	86
4.3.2	LERNSCHWIERIGKEITEN BEI DER INTERPRETATION VON SACHMODELLEN UND ABBILDUNGEN SOWIE DER ANWENDUNG VON ANTHROPOMORPHISMEN UND ANALOGIEN IM UNTERRICHT	87
4.3.3	LERNSCHWIERIGKEITEN BEI DER INTERPRETATION DES BINDUNGSTYPUS OHNE DIE BERÜCKSICHTIGUNG DER BINDUNGSBILDUNG	90
4.3.4	LERNSCHWIERIGKEITEN BEI DER TRENNUNG DER STOFFLICHEN VON DER ATOMAREN EBENE	90
4.4	SCHLUSSFOLGERUNGEN	91
5	COMPUTERBASIERTE ERSTELLUNG VON LEHR- UND LERNHILFEN.....	93

5.1	AKTUELLE PROJEKTE ZUR VISUALISIERUNG DER CHEMISCHEN BINDUNG	93
5.2	UNTERRICHTSKONZEPT UND MULTIMEDIA.....	94
5.3	HYPERMEDIA ALS GRUNDLAGE FÜR DIE LEHR- UND LERNHILFEN	95
5.4	DIE ENTWICKLUNG DER MATERIALIEN.....	99
5.5	COMPUTERVISUALISIERUNG VS. SACHMODELL	101
5.6	WISSENSVERMITTLUNG DURCH INSTRUKTION UND KONSTRUKTION	103
5.6.1	INSTRUKTIVISTISCHER ANSATZ	103
5.6.2	KONSTRUKTIVISTISCHER ANSATZ	104
5.6.3	ZUSAMMENFASSUNG.....	105
5.7	VORTEILE UND ZIELE VON 3D-VAM	106
6	INHALTE DES PROJEKTES	109
6.1	DER MODULARE ANSATZ.....	109
6.2	DIDAKTISCHE FRAGESTELLUNGEN	114
6.2.1	DYNAMIK	115
6.2.2	UNIVERSELLE EINSETZBARKEIT.....	116
6.2.3	SYSTEMISCHE BETRACHTUNG DER CHEMISCHEN BINDUNG.....	116
6.2.4	LEHR- UND LERNHILFEN SOWIE DAS SCHULBUCH.....	116
6.2.5	COMPUTERGESTÜTZTE LEHR- UND LERNHILFEN.....	117
6.2.6	INTERAKTIVITÄT	117
6.2.7	MODULARER AUFBAU.....	118
6.2.8	INDIVIDUALISIERBARKEIT	118
6.2.9	ATOME UND IONEN UNTERSCHIEDEN.....	118
6.2.10	ÜBERGÄNGE ZWISCHEN BINDUNGEN.....	118
6.2.11	EINTEILUNG DER STOFFE	119
6.2.12	MODELL UND REALITÄT	120
6.2.13	REALE VERSUCHE ODER VIRTUELLE EXPERIMENTE.....	120
6.2.14	BEGLEITTEXTE UND ABBILDUNGEN:	121
6.2.15	AUFBAU DER MODULE	121
6.2.16	EINHEITLICHE MODELLVORSTELLUNG	122
6.2.17	MEDIALE KOMMUNIKATION	122
6.2.18	UNTERSCHIEDUNG VON BEREITS VORHANDENEN MATERIALIEN	123
6.2.19	SELBSTLERNPROGRAMM	124
6.3	DIE MODULE / LERNINHALTE	124
6.3.1	MODUL 1: AUFBAU DER MATERIE	124
6.3.1.1	Farben	125
6.3.1.2	Animation	128
6.3.1.3	Anziehung und Abstoßung	129

6.3.1.4	Atome.....	129
6.3.1.5	Rutherford's Streuversuch	130
6.3.1.6	Das Kugel- und Elektronen-Wolkenmodell.....	131
6.3.2	MODUL 2: WECHSELWIRKUNG ZWEIER GLEICHER ATOME.....	133
6.3.3	MODUL 3: WECHSELWIRKUNG ZWEIER UNTERSCHIEDLICHER ATOME.....	135
6.3.4	MODUL 4: WECHSELWIRKUNG MEHRERER UNTERSCHIEDLICHER ATOME	137
6.3.5	MODUL 5: WECHSELWIRKUNG EINFACHER EINHEITEN IM FESTKÖRPER.....	139
6.4	DIE EINBETTUNG UND VERKNÜPFUNG DER MODULE INNERHALB DER MATERIALIEN	141
6.5	RESULTIERENDE HYPOTHESEN.....	143
7	UNTERRICHTSKONZEPTIONEN UND ABLAUF DER ERPROBUNG	146
7.1	AUFBAU DER UNTERRICHTSREIHEN UND DER ERHEBUNGEN	147
7.2	VERLAUF DER UNTERRICHTSREIHE UND ERHEBUNG IN DER 10. JAHRGANGSTUFE	147
7.2.1	VERSUCHSGRUPPE WM	148
7.2.2	KONTROLLGRUPPE WO	148
7.2.3	VERLAUF UND UNTERSCHIEDE IN DEN GRUPPEN WM UND WO	149
7.2.4	GRUPPE B	151
7.2.5	GRUPPE S.....	153
7.2.6	GRUPPE H.....	153
7.2.7	ZEITSKALA DER ENTWICKLUNG UND ERHEBUNG	153
7.3	VERLAUF DER UNTERRICHTSREIHE UND ERHEBUNG IN DER 9. JAHRGANGSTUFE ..	155
7.4	ZUSÄTZLICHE UNTERRICHTSREIHEN.....	156
8	METHODIK DER ERHEBUNG	157
8.1	DESIGN DER ERHEBUNG	157
8.1.1	WIE SOLL DIE ERHEBUNG ERFOLGEN?	157
8.1.2	MÖGLICHKEITEN DER ERHEBUNG	158
8.2	PHASEN DES FORSCHUNGSPROZESSES	158
8.3	EMPIRISCHE FORSCHUNG	159
8.4	OPERATIONALISIERUNG, STANDARDISIERTE UND OFFENE FRAGESTELLUNGEN	160
8.4.1	DER FRAGENKATALOG	164
8.4.1.1	Fragebogenkonstruktion.....	164
8.4.1.2	Kategorienbildung.....	165
8.4.1.3	Die Einführung des Kategoriensystems	165
8.4.1.4	Bearbeitung der offenen Fragestellung	166
8.4.1.5	Die Einführung von Items.....	166
8.4.1.6	Erstellung einer Itemliste	167
8.4.1.7	Zuordnung von Itemmuster zu Leistungswerten.....	167

8.4.2	DAS INTERVIEW.....	169
9	DIE AUSWERTUNG DER LEHR- UND LERNHILFEN IN DER SCHULE	170
9.1	VORSTUDIE UND FRAGEBOGENENTWICKLUNG (STUDIE 0)	170
9.2	INFORMATIONEN ZU DER HAUPTUNTERSUCHUNG	170
9.3	DIE ERHEBUNG IN DER 10. JAHRGANGSSTUFE (STUDIE 1).....	172
9.3.1	TESTAUFBAU	173
9.3.1.1	Verständnis	174
9.3.1.2	Fragebogenerstellung.....	174
9.3.2	VORTEST.....	175
9.3.3	NACHTEST	178
9.3.4	ZUSAMMENFASSUNG DER ERGEBNISSE	210
9.3.4.1	Einfaktorielle Varianzanalyse (ANOVA).....	212
9.3.4.2	Untersuchung der einzelnen Fragen.....	220
9.3.5	INTERVIEWS MIT DEN LERNENDEN	222
9.4	DIE ERHEBUNG IN DER 9. JAHRGANGSSTUFE (STUDIE 2).....	224
9.4.1	VORTEST.....	226
9.4.2	NACHTEST	228
9.4.3	ZUSAMMENFASSUNG DER ERHEBUNG	228
9.5	ERGEBNIS DER EINZELFALLSTUDIE (STUDIE 3).....	230
9.6	ZUSAMMENFASSENDE UND VERGLEICHENDE ERGEBNISSE ALLER STUDIEN	231
9.7	AUSBLICK	233
10	ZUSAMMENFASSUNG UND AUSBLICK.....	234
11	VERZEICHNIS.....	1
11.1	ABKÜRZUNGSVERZEICHNIS	1
11.2	LITERATURVERZEICHNIS	2
11.3	ABBILDUNGSVERZEICHNIS.....	14
11.4	TABELLENVERZEICHNIS.....	16
11.5	FORMELVERZEICHNIS	17
12	ANHANG	18
12.1	ARBEITSBLÄTTER	18
12.2	FRAGEBOGENZUSAMMENSTELLUNG.....	33
12.2.1	VORTEST 9. JAHRGANGSSTUFE	33
12.2.2	NACHTEST 9. JAHRGANGSSTUFE	36
12.2.3	VORTEST 10. JAHRGANGSSTUFE	41

12.2.4 NACHTEST 10. JAHRGANGSSTUFE	43
12.2.5 INTERVIEW.....	48
KORRELATIONSANALYSE	49

1 Einleitung

In den vergangenen Jahren wurden zwei umfangreiche Studien durchgeführt, die die naturwissenschaftlichen Denk- und Arbeitsweisen der Lernenden sowie ihr erlerntes Wissen evaluieren sollten.

Aus den beiden umfangreichsten Studien TIMSS 1997 (*Third international mathematics and Science Study*) und PISA 2000 (*Programme for international Student Assessment*) erhielten die Fachdidaktiker viele Anhaltspunkte über den naturwissenschaftlichen Unterricht im europäischen und internationalen Vergleich.

PISA erfasst im Bereich *Scientific Literacy* die naturwissenschaftliche Grundbildung, die nach BYBEE (1997) in 5 Kompetenzstufen unterteilt werden kann. Die teilnehmenden Lernenden aus 32 Ländern waren im Alter von 15 Jahren, wobei in jedem Land zwischen 4.500 und 10.000 Lernende getestet wurden. Es ergibt sich daraus ein Profil der Kenntnisse und Fähigkeiten der Lernenden gegen Ende ihrer Pflichtschulzeit. Zusätzlich zu den 15-Jährigen wurde in Deutschland ebenfalls die 9. Jahrgangsstufe untersucht.

Das Programm soll Prozess- und Ertragsindikatoren auf einer periodischen Erhebungsgrundlage liefern, um die Verbesserung der nationalen Bildungssysteme zu ermöglichen. Es bezieht sich unter anderem auf alle Unterstützungssysteme von der Lehrerbildung bis zur Schulberatung. Zu den Indikatoren Lesekompetenz, mathematische und naturwissenschaftliche Grundbildung wurden nach BAUMERT et al. (2000, S. 3) auch fächerübergreifende Kompetenzen wie

„*Merkmale selbstregulierten Lernens und Vertrautheit mit Computern*“

erhoben.

Neben den drei Indikatoren und der Beherrschung des im Curriculum vorgesehenen Lehrstoffs liegt das Hauptaugenmerk (vgl. BAUMERT et al. 2000) auch auf der Beherrschung von Prozessen und dem Verständnis von Konzepten. Im Bereich der Lesekompetenz (*Reading Literacy*) wurde eine große Bandbreite an Textsorten eingesetzt. Neben den kontinuierlichen Texten werden dabei auch nicht-kontinuierliche Texte,

„*bildhafte Darstellungen wie Diagramme, Bilder, Karten, Tabellen oder Grafiken*“ (ebd. S. 10)

in einem nicht unerheblichen Umfang von 38% einbezogen. Die Ergebnisse zeigen, dass es in Deutschland offensichtlich nicht wie in anderen Ländern gelingt,

„*die schwachen Schülerinnen und Schüler zu fördern.*“ (ebd. S. 29)

„*In den Naturwissenschaften haben deutsche Schülerinnen und Schüler besondere Schwierigkeiten beim Aufbau eines naturwissenschaftlichen Verständnisses und der Anwendung ihres Wissens*“ (BURKHARD 2002, S. 18).

Zur Erklärung der Unterschiede im Leistungsvergleich im Bereich der *Scientific Literacy* wird unter anderem die Ausrichtung und Gestaltung des naturwissenschaftlichen Unterrichts mit seinen didaktischen Ansätzen, spezifischen Organisationsformen und Lernunterstützungen in Betracht gezogen.

Die Kommission schlägt vor, den für den naturwissenschaftlichen Unterricht typischen ‚*fragend-entwickelnden*‘ und ‚*fachsystematisch orientierten*‘ Unterricht unter anderem

durch einen Anwendungsbezug zu überwinden. Dieser kann in Kombination mit der Entwicklung eines tiefer gehenden Verständnisses auf der Basis eines systemischen Ansatzes flexibles anwendbares Wissen fördern. Dynamische Darstellungen und interaktive Szenarien tragen dazu bei den Lerngegenstand systemisch zu strukturieren, so dass er anschlussfähig bleibt.

Auch vor dem Hintergrund dieser bekannt gewordenen Ergebnisse wurden Lehr- und Lernhilfen entwickelt, die es ermöglichen neben den üblichen Hilfestellungen im Unterricht sowohl die Vertrautheit mit Computern, das Verstehen nicht-kontinuierlicher Texte als auch einen systemischen Ansatz für flexibles anwendbares Wissen gerade auch bei schwächeren Lernenden zu fördern. Die curriculare Problemzone,

„dass der relativ geringe Anteil des in den Unterrichtsfortgang integrierten Wiederholens in der Regel als nicht sonderlich problematisch wahrgenommen wird, hat wahrscheinlich weniger mit didaktischen Moden [...] zu tun, sondern ist eher eine Folge der Stoffanordnung und Prüfungspraxis in den mathematisch-naturwissenschaftlichen Fächern.“ (BLK 1997, S. 78)

Zur Überwindung dieses Problems wurde mit der vorliegenden Arbeit ein Konzept entwickelt, das die chemische Bindung mittels eines besonders flexiblen Bindungsmodells erklärt, so dass nicht immer wieder neue Modelle zur Erklärung des Atombaus und der chemischen Bindung eingeführt werden mussten, denn laut ROLOFF (2002, S.20) ist:

„nach Beendigung des Exkurses Atombau ist die Motivation der Klasse in der Regel auf einem Tiefpunkt angelangt.“

Die konsequente Anwendung des Elektronenwolkenmodells s. u. innerhalb der Sekundarstufe I und anschließend auch in der Sekundarstufe II ermöglicht die ständige Wiederholung des Bindungsmodells und soll die Lernenden motivieren das entwickelte Bindungsmodell lediglich in der Sekundarstufe II modifizieren zu müssen. Der allgemein übliche Modellwechsel, bei dem das BOHR'sche Atommodell ersetzt werden soll, bereitet vielen Lernenden erhebliche Schwierigkeiten,

„weil das, durch seine allgemein üblichen ‚Schießscheibenskizzen‘, konkret-gegenständliche Bild des BOHR'schen Atommodells nur schwer wieder auszulöschen ist.“ (ebd. S.20)

Auf der Grundlage des Kugelwolkenmodells, das ebenfalls auf der Basis eines *virtuellen gegenständlichen Bildes* den Aufbau von Atomen und die Struktureigenschaften chemischer Elemente visualisiert, entstand ein flexibles und anschlussfähiges Elektronenwolkenmodell, welches multimedial fließende Übergänge zwischen den Bindungstypen herstellt und die Wechselwirkungen zwischen Teilchen demonstriert. Auf der Basis dieses Bindungsmodells in Kombination mit der Computervisualisierung ist eine Minderung der Lernschwierigkeiten zu erwarten.

Neben den räumlichen Darstellungsformen eröffnet das Computerprogramm die Möglichkeit selbstständig interaktiv Simulationen durchzuführen, um den Einfluss verschiedener Parameter auf die Art der chemischen Bindung zu erarbeiten.

Dynamische Darstellungen und interaktive Szenarien tragen dazu bei, den Lerngegenstand systemisch zu strukturieren, so dass er anschlussfähig bleibt und ebenfalls der curricularen Problemzone entgegenwirkt

Anhand der erstellten Lehr- und Lernhilfen zur chemischen Bindung sollen die Vorteile der computergestützten Visualisierungen aufgezeigt und hinterfragt werden sowie ihre Bedeutungen und Möglichkeiten im Vergleich zu konventionellen Medien empirisch untersucht werden.

2 Modellvorstellungen zum Aufbau der Materie

Ein differenzierter und reflektierter Umgang mit Modellvorstellungen ist von zentraler Bedeutung für das Verstehen naturwissenschaftlicher Prozesse und damit ein wichtiges Lernziel des Chemieunterrichts. Für ein tiefgehendes Verständnis des in dieser Arbeit präferierten Modells (Elektronenwolkenmodell) ist es sinnvoll, die naturwissenschaftlichen Entwicklungen, Vorteile und Grenzen dieser Modellvorstellung näher zu betrachten. Im Folgenden Kapitel wird die Evolution der Modellvorstellungen zum Aufbau der Materie von den frühen Ideen der Atomisten bis zu modernen Vorstellungen vom Atom- aufbau (Atomorbital-Modell, Elektronenwolkenmodell) durchlaufen.

2.1 Chronologische Betrachtungen vom Aufbau der Materie

Im Folgenden werden die wichtigsten Modelle zum Aufbau der Materie in ihrer chronologischen Entwicklung exemplarisch bis zum heutigen Stand aufgeführt und bezüglich ihrer Aussagekraft sowie ihrer Grenzen beleuchtet.

Die Frage nach dem Aufbau der Materie beschäftigte bereits die Philosophen der Antike wie THALES VON MILET (ca. 625-546 v. Chr.) als Vertreter der ionischen Naturphilosophie, ANAXIMANDER (ca. 611-547 v. Chr.), ANAXIMENES (ca. 570-500 v. Chr.) und HERAKLIT (ca. 550-480 v. Chr.). EMPEDOKLES (490-430 v. Chr.) formulierte die vier Elemente Feuer, Wasser, Luft und Erde als Grundstoffe der materiellen Welt (vgl. RIEDEL 1999).

Die Atomisten

DEMOKRIT VON ABDERA (460-371 v. Chr.) ein Schüler von LEUKIPP (ca. 470-370 v. Chr.) legte mit der Vorstellung von Atomen eine plausible Grundlage, auf der er den fortwährenden Wechsel der Erscheinungen in der Natur erklären konnte:

*„Nichts existiert als der leere unendliche Raum und in ihm bewegte Masse-
teilchen, die Atome, von unzerstörbarer Gestalt und Festigkeit und unwahr-
nehmbarer Kleinheit.“ (BEER, GLÖCKNER & LETTERER 1983, S. 136)*

Seine Annahme war von philosophischer Natur und verwendete erstmalig den Begriff der Masse.

Durch die Plausibilität seiner Gedanken hatte die Lehre DEMOKRITS bedeutenden Einfluss. Insbesondere die *Skeptiker* übernahmen seine Gedanken vom Aufbau der materiellen Welt aus Atomen.

EPIKUR (341-270 v. Chr.) griff die Vorstellungen DEMOKRITS später wieder auf und vermutete bereits so etwas wie eine Bindung zwischen den Atomen, weshalb er die unterschiedlich geformten Atome mit Haken versah, um aus ihnen verschiedene Stoffe aufbauen zu können.

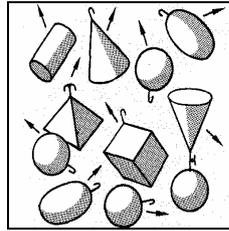


Abb. 2.1 Epikurs Atomvorstellung.

Die Haken an den unterschiedlichen Atomen ermöglichen eine Bindung zwischen ihnen (BEER, GLÖCKNER & LETTERER 1983, Abb136.1).

Alle Vertreter der DEMOKRITischen Lehre bezeichnet man heute als *Atomisten*.

BOYLE (1627-1691) ersetzte zusammen mit JUNGIUS (1587-1657) (vgl. KANGRO 1970) den Begriff der vier Elemente Feuer, Wasser, Luft und Erde des Altertums, der durch die Alchemisten um die Elemente Schwefel, Quecksilber und ‚Salz‘ erweitert wurde, durch einen neuen Elementbegriff. Gegenüber den im Allgemeinen recht mystischen und verworrenen, oft mit astrologischen Gesichtspunkten durchsetzten früheren Anschauungen kommen die Element-Definitionen von JUNGIUS und BOYLE der heutigen Auffassung schon sehr nah. MADDISON (1969) betrachtete diese beiden Forscher daher als Begründer unseres Elementbegriffes. BOYLE legte mit seinem Buch ‚*The Sceptical Chemist*‘ die Basis für die Atomhypothese von DALTON und wird deshalb auch als Mitbegründer der Atomtheorie bezeichnet.

Eine erste Element-Tafel wurde von LAVOISIER (1743-1794) in seinem Buch ‚*Traité Élémentaire de Chimie*‘ in Paris im Revolutionsjahr 1789 veröffentlicht und enthielt 21 Elemente. ‚Baryt‘, ‚Kalk‘, ‚Magnesia‘ und ‚Quarz‘ wurden von LAVOISIER zur damaligen Zeit als Elemente betrachtet (vgl. STRÖCKER, 1968).

2.2 Neuzeitliche Betrachtungen vom Aufbau der Materie (vgl. WOLLER 1977)

2.2.1 Die Atomhypothese von DALTON

Mit Dalton beginnt erstmals eine sachstrukturelle wissenschaftliche Betrachtung des Aufbaus der Atome.

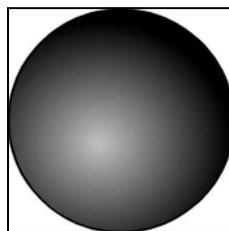


Abb. 2.2 Atomvorstellung von DALTON

DALTON (1766-1844) verfasste auf Grund seiner zahlreichen Erfahrungen und Experimente auf der Grundlage des von PROUST (1754-1826) im Jahre 1799 formulierten *Gesetzes der konstanten Proportionen* im Jahre 1805 seine Atomhypothese:

„Die Materie ist aus kleinen unteilbaren Masseteilchen den Atomen aufgebaut. Innerhalb eines Elements sind diese Masseteilchen gleich.“ (BEER, GLÖCKNER & LETTERER 1983, S. 139)

Seine Atomhypothese konnte ebenso LAVOISIERS *Satz von der Erhaltung der Masse* erklären. Sie galt als Grundlage des *Gesetzes der multiplen Proportionen*.

DALTON veröffentlichte im Jahre 1808 sein Buch *A new system of chemical philosophy*, in dem folgende Aussagen gemacht wurden, deren Brauchbarkeit immer wieder bestätigt wurde:

- Alle Elemente bestehen aus unteilbaren Atomen
- Die Atome des selben Elements sind gleich groß und haben die gleiche Masse
- Die Verbindungsbildung erfolgt atomweise in ganzzahligen Mengenverhältnissen

2.2.2 Die AVOGADRO-Hypothese

(vgl. SIMON 1981)

Auch AVOGADRO (1776-1856) stellte im Jahre 1811 in Verbindung mit dem Gasgesetz von GAY-LUSSAC (1775-1850) aus dem Jahre 1802 eine Hypothese auf, die die o. g. DALTONSchen Annahmen stützte:

„In gleichen Volumina verschiedener Gase sind gleich viele Teilchen enthalten, wenn der Druck der Gasportion und deren Temperatur gleich sind.“ (EISNER et al. 1986, S. 30)

So gelangten MAXWELL (1831-1879) und BOLTZMANN (1844-1906), angeregt durch die Entdeckung der Molekularbewegung von BROWN (1773-1850) aus dem Jahre 1809, zu der gleichen Gesetzmäßigkeit, die AVOGADRO bereits 50 Jahre zuvor gefunden hatte, obwohl sie sich in der kinetischen Wärmetheorie mit ganz anderen Phänomenen der Teilchen beschäftigten.

BERZELIUS (1779-1848) als Gelehrter der Zeit hat sich nicht zu der Arbeit von AVOGADRO geäußert. Erst im Jahre 1858 besprach CANNIZZARO (1826-1915) die Hypothese AVOGADROS. Selbst auf dem Chemikerkongress im Jahre 1860 in Karlsruhe fand er keinen Anklang. Nur J.L. MEYER (1830-1895) war von der *Klarheit des Schriftchens* erstaunt, das deutlich über die wichtigen Streitpunkte Auskunft gab. Es dauerte weitere Jahre bis sich die bereits Jahrzehnte zuvor formulierte Hypothese als Gesetz etablierte.

2.2.3 Aufschlussreiche Experimente und Vorstellungen

(vgl. SACHTLEBEN & HERMANN 1961)

FARADAY (1791-1867) schaffte, mit den später als erstes und zweites FARADAYSches Gesetz bekannt gewordenen Zusammenhängen, ein elektrisches Analogon zu dem *Gesetz der konstanten und multiplen Proportionen* und nannte die, den elektrischen Strom in einer Flüssigkeit *transportierenden* Teilchen, Ionen.

Im Jahre 1881 stellte HELMHOLTZ (1821-1894) fest, dass die Elektrizität sowohl in die positive als auch die negative elementare Quanta geteilt werden kann. HITTORF (1824-1914) entdeckte im Jahr 1865 bei der Untersuchung der Wirkung des elektrischen Stromes auf Gase die *Kathodenstrahlen*, die ihren Namen später von GOLDSTEIN (1850-1930) erhielten. Hierbei ergaben sich erste Anzeichen, dass man elektrische Ladungen aus den Atomen abtrennen konnte. Die negative elektrische Ladung der *Kathodenstrah-*

len konnte PERRIN (1870-1942) nachweisen. STONEY (1826-1911) führte im Jahre 1892 für das negative *Elektrizitätsatom* den Namen *Elektron* ein. Es soll an dieser Stelle darauf hingewiesen werden, dass zwischen den physikalischen und chemischen Eigenschaften der Bausteine der Materie unterschieden werden muss.

Im Jahr 1909 bestimmte J.J. THOMSON (1856-1940) die spezifische Ladung des Protons und MILLIKAN (1868-1953) mit seinem Öltröpfchen-Versuch die elektrische *Elementarladung*, die VON HELMHOLTZ bereits zuvor elektrisches Elementarquantum genannt wurde.

Er bestimmte unter Zuhilfenahme der FARADAY-Konstante die AVOGADRO-Konstante N_A genau, die LOSCHMIDT (1821-1895) im Jahre 1865 erstmalig angegeben hatte.

Trotz dieser eindeutigen Hinweise auf die Existenz der Ladung waren Naturwissenschaftler wie OSTWALD (1853-1932) und MACH (1838-1916) skeptisch und hielten diese Befunde für eine entbehrliche Hypothese, die erst mit der Entdeckung der Radioaktivität endgültig bestätigt wurde. Durch die Verknüpfung der atomistischen Grundgröße der Elektrizität mit der der Materie konnte die Bestätigung für den atomistischen Bau der Materie erfolgen.

Die aufgeführten Entdeckungen unterstrichen die Bemühungen um die Aufklärung des Aufbaus der Materie.

RÖNTGEN (1845-1923) fand im Jahre 1895 die nach ihm benannten Röntgenstrahlen. Sie kamen offensichtlich durch Vorgänge im atomaren Bereich zustande.

Nach der Entdeckung einer neuen Art von Strahlung im Jahre 1896 von BECQUEREL (1852-1908) wurde diese von M. CURIE (1867-1934) und P. CURIE (1859-1906) genauer untersucht. Sie ist heute als radioaktive Strahlung bekannt. Auch diese Art der Strahlung hatte offensichtlich mit atomaren Vorgängen zu tun. Die Entdeckung der natürlichen Radioaktivität und die Erkenntnisse der künstlichen Radioaktivität sowie die Beschussexperimente mit Teilchenstrahlung waren für die Erforschung des Atomkerns von entscheidender Bedeutung. Es wurden geeignete Modelle entwickelt, mit denen die experimentellen Ergebnisse erklärt werden konnten.

Zur Jahrhundertwende war bekannt, dass die Materie elektrisch positiv und negativ geladene Teilchen enthielt und es wurde versucht, diese Erkenntnisse in ein Modell des nicht mehr *unteilbaren* Atoms umzusetzen. Das erste Atommodell, das dieser Tatsache entsprach, entwarf W. THOMSON (LORD KELVIN) (1824-1907) 1902. Das kugelförmige Atom sollte aus einer positiv geladenen elektrischen Flüssigkeit bestehen, in der negativ geladene Elektronen, entsprechend der gegenseitigen Abstoßung untereinander verteilt, eingebettet waren. Es wird als das Wirbelatommodell bezeichnet (vgl. HARRÉ 1969).

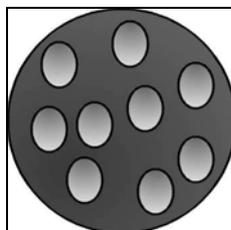


Abb. 2.3 Atomvorstellung von W. THOMSON

J.J. THOMSON (1856-1940) entdeckte das freie Elektron und damit die atomistische Struktur der Elektrizität. 1903 entwickelte er ein Atommodell, in dem sich die Elektronen auf Ringen um den positiv geladenen Kern befinden und für jedes Element eine stabile Verteilung der Elektronen existieren sollte (vgl. RAYLEIGH 1969).

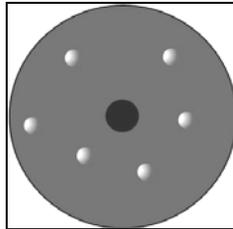


Abb. 2.4 Atomvorstellung von J.J. THOMSON (BROCKHAUS 2002).

J.J. THOMSON konnte mit seinem Modell das Phänomen Elektrolyse und die Stromleitung in Gasen erklären und kam zu der Erkenntnis, wenn ein Elektron aus dem Atom entfernt wird, entsteht ein positiv geladenes Ion. Die Koexistenz von positiven und negativen Ladungen im Atom sowie die Entstehung von Röntgenstrahlung oder von radioaktiver Strahlung blieben jedoch unklar.

A.E. HAAS (1884-1941) verband 1910 als erster das von PLANCK 1900 postulierte Elementarquantum der Energie mit atomaren Größen und dem THOMSONSchen Atommodell und kam damit zu einem bedeutsamen Vorläufer des BOHRschen Atommodells. Er formulierte eine Quantenbedingung, die mit der späteren BOHRschen Bedingung für den Grundzustand des Wasserstoffatoms übereinstimmt. Mit seinen Theorien fand er damals allerdings keinen Anklang (vgl. BI, 1981 und HERMANN, 1970).

2.2.4 Das RUTHERFORDSCHE Atommodell

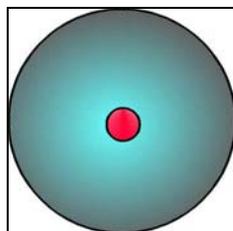


Abb. 2.5 Atomvorstellung von RUTHERFORD.

Im Jahre 1911 führte J.J. THOMSONS Schüler RUTHERFORD (1871-1937) zusammen mit seinem Assistenten GEIGER (1882-1945) und dem Studenten MARSDEN Versuche über die Streuung von geladenen Teilchen durch Materie durch.

Für seine Experimente verwendete er α -Teilchen, die Reaktionsprodukte des natürlichen radioaktiven Zerfalls sind. Bei dem Beschuss von Goldfolie mit α -Teilchen wurde neben dem Durchgang der Teilchen auch eine Streuung der α -Teilchen um Winkel größer als 90° beobachtet. RUTHERFORD schrieb:

„Das war wohl das Unglaublichste, was ich je erlebt hatte.“ (KUH)

Mit diesem Experiment begann das Atomzeitalter. Die Versuche stützten das von ihm entwickelte dynamische Atommodell, in dem sich die COULOMBSchen Anziehungskräfte und die Zentrifugalkräfte der sich bewegenden Elektronen im Gleichgewicht befinden.

Die nahezu massefreien Elektronen bewegen sich in einer Elektronenhülle um den Kern. Rutherford stellte fest, dass die Hülle im Verhältnis zum Atomkern einen etwa 10.000 mal größeren Durchmesser hat.

Die Abb. 2.5 des RUTHERFORDSchen Atommodells soll den undefinierten Aufenthaltsraum der Elektronen um den Kern darstellen, so wie es RUTHERFORD in seiner Arbeit erkannt hat. Hierzu führt KUHN aus:

„In der heutigen physikalischen Lehrbuchliteratur wird das RUTHERFORDSCHE Modell meist als ‚Planetenmodell‘ bezeichnet, das mit seinen ‚kreisenden‘ Elektronen nach den Gesetzen der klassischen Elektrodynamik instabil und daher nicht brauchbar gewesen sein sollte. Ein Blick in RUTHERFORDS Originalarbeiten zeigt jedoch, daß ihm ebenso wie seinen Vorgängern, die sich mit Elektronenbewegungen im Atom befassten, diese Problematik durchaus nicht entgangen ist.“ (KUHN)

Grenzen des RUTHERFORD-Modells

Die Phänomene im submikroskopischen Bereich können nicht mehr alle durch die Gesetze der klassischen Physik erklärt werden. Es folgt ein notwendiger Paradigmenwechsel, um die aktuellen Verhältnisse innerhalb der Atome erklären zu können.

FRAUNHOFER (1787-1826) entdeckte in den Jahren 1814-1817 die nach ihm benannten Linien im Sonnenspektrum und vermutete, dass die Wechselwirkung von Strahlung mit Materie zur Aufklärung des Baus der Materie beitragen konnte. Daraufhin entwickelten KIRCHHOFF (1824-1887) und BUNSEN (1811-1899) im Jahre 1860 die Spektralanalyse und identifizierten Elemente auf der Grundlage ihrer Spektren, indem sie die Elemente durch Energiezufuhr in Form von Wärmeenergie zum Leuchten brachten.

MAXWELL erkannte im Jahre 1865, dass Licht elektromagnetischer Natur ist, ähnlich wie die Strahlung, die von beschleunigter elektrischer Ladung emittiert wird (vgl. CORDES 1978).

Bezogen auf das dato gültige Atommodell von RUTHERFORD würde ein Elektron den positiv geladenen Atomkern umkreisen und nach MAXWELLS Theorie Licht aussenden. Dies würde den Energieinhalt des Elektrons verändern und es würde unter Energieabgabe ein kontinuierliches Spektrum elektromagnetischer Strahlung aussenden und nach ca. 10^{-9} s in den Kern stürzen.

BALMER konnte im Jahre 1885 auf Grund seiner experimentellen Befunde zeigen, dass das Wasserstoff-Spektrum aus diskreten Linien besteht. Die Frequenz der verschiedenen Wasserstofflinien unterschied sich auf der Energieskala durch ganze Zahlen. Hieraus konnte er schließen, dass kein Energieverlust durch die Änderung des Abstandes von den Elektronen zum Kern entsteht und die Moleküle dadurch stabil sind.

2.2.5 Das Atommodell von BOHR

(vgl. Hoyer 1974)

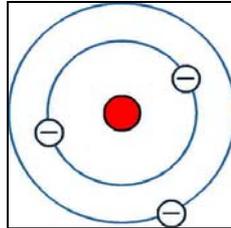


Abb. 2.6 Atomvorstellung von BOHR.

BOHR (1885-1962) löste die Problematik der Beständigkeit im Jahre 1913, indem er *stationäre Zustände postulierte*, in denen Elektronen ohne Energieverlust existieren können. Der Übergang in einen *angeregten Zustand* erfolgte unter Energiezufuhr und dauerte ca. 10^{-8} s, bevor das Elektron unter Abgabe seiner aufgenommenen Energie in Form von Lichtemission wieder in den *stabilen Zustand* zurückkehrte. PLANCK (1858-1947) stellte im Jahr 1900 fest, dass die Energie des ausgesendeten Lichts seiner Frequenz proportional ist und entdeckte damit die *Energiequantelung*, die EINSTEIN (1879-1955) im Jahre 1905 bestätigte.

BOHR berechnete auf dieser mathematischen Basis und unter der Annahme, dass sich das Elektron eines Wasserstoff-Atoms auf einer kreisförmigen *Quantenbahn* um den Kern bewegt, die BALMER-Serie des Wasserstoff-Atoms. Hiermit nahm die Quantenmechanik ihren Anfang.

FRANCK (1881-1964) und G.L. HERTZ (1887-1963) konnten im Jahre 1913 das BOHR'sche Atommodell durch ihre Elektronenstoßexperimente bestätigen. Sie wiesen in dem nach ihnen benannten Versuch die Existenz diskreter Energiezustände im Atom direkt nach.

2.2.6 Das BOHR-SOMMERFELD-Modell

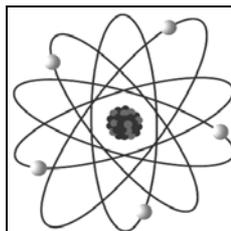


Abb. 2.7 Atomvorstellung von BOHR-SOMMERFELD (BROCKHAUS 2002).

Nach der Untersuchung der Spektren anderer Elemente zeigte sich, dass nur wenige Spektren mit der BOHR'schen Theorie erklärt werden konnten. SOMMERFELD (1868-1951) ließ neben Kreisbahnen auch Ellipsenbahnen für die Elektronen zu, was neben der Änderung der Drehbewegung auch die regelmäßige Änderung des Kernabstands in die Betrachtungen einbezieht. Die Richtungsquantelung der Elektronen-Bahnen in Abhängigkeit zum PLANCK'schen Wirkungsquantum postulierte SOMMERFELD im Jahre 1916. Die experimentelle Bestätigung dafür lieferten im Jahre 1921 STERN (1888-1969) und GERLACH (1889-1979) in dem nach ihnen benannten Versuch.

Grenzen der Modellvorstellung

Das BOHRsche Modell ist weder ein Modell der klassischen Physik noch entspricht es der Quantentheorie. W.L. BRAGG (1890-1971) drückte dies so aus:

„Zur Anwendung der BOHRschen Theorie muss man am Montag, Mittwoch und Freitag die klassischen Gesetze, am Dienstag, Donnerstag und Samstag die Quantenmechanik benützen“ (BEER, GLÖCKNER & LETTERER 1983, S. 152).

DE BROGLIE (1892-1987) bezog im Jahre 1923 die Gedanken von PLANCK und EINSTEIN über Korpuskel- und Wellenstrahlung auf Elektronen. In seiner Dissertation *Recherches sur la Théorie des Quanta* aus dem Jahre 1924 verwendete DE BROGLIE erstmals den Begriff Materiewellen. DAVISSON (1881-1958) und GERMER (1896-1971) sowie G.P. THOMSON (1892-1975) gelang 1927 schließlich die experimentelle Bestätigung für die Richtigkeit der Theorie. Sie wiesen erstmals Interferenzerscheinungen bei der Beugung von Elektronenstrahlen an Kristallgittern nach. DE BROGLIE fragte sich: Wenn Wellen Teilchencharakter haben können, warum sollen Teilchen wie Elektronen oder Protonen nicht auch Wellencharakter besitzen und ordnete ihnen eine Wellenlänge zu:

$$\lambda = \frac{h}{p}$$

Formel 1 DE BROGLIE Gleichung.

wobei die Wellenlänge λ sowohl proportional zur PLANCK'schen Konstante h als auch proportional zum Impuls p der Teilchen ist.

2.2.7 Moderne Quantentheorie

Die drei SOMMERFELDSchen Quantenzahlen Haupt-, Neben- und magnetische Quantenzahl konnten die Lage und Form der *Elektronenbahnen* um den Kern beschreiben.

Im Jahre 1925 postulierten UHLENBECK (1900-1988) und GOUDSMIT (1902-1978) den *Spin* des Elektrons, das hiernach ein mechanisches und ein magnetisches Moment hat. Die Spinorientierung wurde durch die Spinquantenzahl angegeben.

PAULI (1900-1958) erstellte daraufhin zur Unterscheidung der Elektronen das nach ihm benannte PAULI-Prinzip:

„Ein Atom darf keine Elektronen enthalten, die in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen.“ (RIEDEL 2002, S. 53)

Es folgt, dass sich auf *einer* Bahn des BOHR-SOMMERFELDSchen-Modells höchstens *zwei* Elektronen befinden können. Die Zahl von zwei Elektronen in den Aufenthaltsbahnen oder -räumen (Orbitalen/Elektronenwolken) aller folgenden Modelle bleibt bis heute erhalten.

Das BOHRsche Atommodell ermöglicht das Studium des Atomaufbaus und die spätere systematische Ordnung der Atome in einem Periodensystem.

2.2.8 Die Orbital-Vorstellung

Der Begriff Orbital kommt aus der Quantenmechanik und beschreibt die Aufenthaltswahrscheinlichkeit von Elektronen in Atomen und Molekülen räumlich.

Quantenmechanik ist allgemein die Bezeichnung für die Theorie über mikrophysikalische Phänomene. Sie sagt aus, dass Vorgänge im submikroskopischen Bereich nicht kontinuierlich, sondern sprunghaft erfolgen. Die Vorgänge sind nicht beliebig genau vorhersagbar, sondern es sind nur Aussagen über die Wahrscheinlichkeit gewisser Ereignisse möglich. Diese Quantisierung tritt jedoch erst bei der Beobachtung der submikroskopischen Ebene in Erscheinung.

Die Quantentheorie nahm ihren Anfang im Jahr 1900, als PLANCK in der klassischen Physik die *Quantenhypothese* einführte.

$$E_{\min} = h \cdot \nu$$

Formel 2 PLANCK-Gleichung.

Sie sagt aus, dass die kleinstmögliche Energie E_{\min} eines Strahlungsquants der Frequenz ν ein Vielfaches von h ist.

Die Tatsache, dass man für die Beschreibung mancher Phänomene, wie der Interferenz, die Wellennatur des Lichts heranziehen muss, für andere, wie dem Photo- und COMPTON-Effekt, dagegen die Teilchennatur, wurde als *Welle-Teilchen-Dualismus* bezeichnet.

2.2.8.1 Die SCHRÖDINGER-Gleichung

(vgl. HOFFMANN 1984 und MEHRA & RECHENBERG 1987)

Die Quantenmechanik sagt aus, dass für die Eigenschaften eines atomaren Teilchens, wie Ort, Impuls, Energie und Zeit, keine beliebig genauen Aussagen gemacht werden können, sondern nur noch die Wahrscheinlichkeiten, mit denen bestimmte Ereignisse eintreten, angegeben werden können. Die Bestimmung dieser Wahrscheinlichkeiten erfolgt auf der Grundlage der 1926 von SCHRÖDINGER (1887-1961) aufgestellten und nach ihm benannten Gleichung:

$$i \cdot \frac{\hbar}{2\pi} \cdot \frac{\partial}{\partial x} \Psi(x, t) = \left\{ -\frac{\hbar^2}{8m\pi^2} \cdot \frac{\partial^2}{\partial x^2} + V(x) \right\} \Psi(x, t)$$

Formel 3 SCHRÖDINGER Gleichung.

Diese SCHRÖDINGER-Gleichung ist eine so genannte partielle Differentialgleichung. Sie kann auf Grund des *Korrespondenzprinzips* mit den Bewegungsgleichungen der klassischen Physik in Beziehung gesetzt werden.

Dabei stellt

$$-\frac{\hbar^2}{8m\pi^2} \cdot \frac{\partial^2}{\partial x^2}$$

Formel 4 Teilgleichung für die kinetische Energie.

die kinetische Energie und $V(x)$ die potentielle Energie des betrachteten Teilchens dar. Die Lösungen werden *Wellenfunktionen* genannt und beschreiben die Eigenschaften submikroskopischer Objekte.

Der Formelausdruck $\Psi(x, t)$ stellt nur die allgemeine Wellenfunktion dar. Erst das Betragsquadrat $|\Psi(x, t)|^2$ gibt die gesuchte Wahrscheinlichkeitsdichte an, die bildlich durch die Orbitale in Kap 2.2.8.3 veranschaulicht wird. Jedes Orbital kann maximal zwei Elektronen aufnehmen, die einen entgegengesetzten Spin haben müssen.

Um die Wahrscheinlichkeit P zu ermitteln, mit der sich ein Elektron zu einer bestimmten Zeit an einem bestimmten Ort in dem Orbital aufhält, wird über das betrachtete Ortsintervall und Zeitintervall integriert:

$$P = \int_x^{x+\Delta x} \int_{-\infty}^{\infty} |\Psi(x, t)|^2 dx \cdot dt$$

Formel 5 Gleichung zur Elektronenaufenthaltswahrscheinlichkeit

Dass das Betragsquadrat der Wellenfunktion $|\Psi(x, t)|^2$ die Wahrscheinlichkeitsdichte darstellt, ist ein unbewiesenes Postulat, das jedoch durch alle bisher bekannten experimentellen Beobachtungen sowie die *klassische Statistik* bestätigt wird (vgl. BUCHHEIM 1980). Es können auf Grund der Wahrscheinlichkeitsaussage nur Bereiche der Elektronenhülle eines Atoms oder Moleküls berechnet werden, in denen der Aufenthalt eines Elektrons eine bestimmte Wahrscheinlichkeit hat.

Die zeitabhängige SCHRÖDINGER-Gleichung ist eine Bewegungsgleichung, die die zeitliche Entwicklung eines quantenmechanischen Systems wie eines Atoms oder Moleküls beschreibt. Exakt beschreibt sie jedoch nur das Einelektronensystem des Wasserstoffatoms. Alle anderen Atome und Moleküle können nur durch Näherungen berechnet werden, so dass komplexere Systeme analytisch nicht mehr lösbar sind. Sie ist grundlegend für die Theorie des Atombaus und die elektronische Struktur von Molekülen und gestattet es *im Prinzip* alle Phänomene des Atombaus, der atomaren Energiezustände und die chemische Bindung zumindest näherungsweise zu berechnen.

Aus der Quantenmechanik folgen mehrere interessante und im Vergleich zur klassischen Physik überraschende Ergebnisse. Erwähnt sei hier die HEISENBERG'sche Unschärferelation.

2.2.8.2 Die HEISENBERGSCHER Unbestimmtheitsrelation

Im Jahre 1927 formulierte HEISENBERG (1901-1976) nach dem *Welle-Korpuskel-Dualismus* von DE BROGLIE das Unbestimmtheitsprinzip. Es sagt aus,

„daß ein Elektron auch als Teilchen niemals so genau beschrieben werden kann, wie das Modell von Bohr es tut.“ (HUHEEY 1988, S. 13)

Das Produkt aus Ortsungenauigkeit und Impulsungenauigkeit ist größer oder zumindest so groß wie das PLANCKSCHE Wirkungsquantum.

$$\hbar \leq \Delta p \cdot \Delta x$$

Formel 6 PLANCKSCHEES Wirkungsquantum

Anders ausgedrückt sind Ort und Impuls eines Elektrons nicht gleichzeitig genau zu bestimmen. Bei der Messung auch nur eines dieser Werte wird das System beeinflusst.

Je genauer der Ort x eines Elektrons bekannt ist und je kleiner damit Δx ist, desto ungenauer ist die Kenntnis über den Impuls p und desto größer ist Δp . Dies bedeutet insbesondere, wenn der Ort eines Elektrons beliebig genau bekannt ist, kann überhaupt keine Vorhersage gemacht werden, wo es sich im nächsten Augenblick befinden wird. Diese Erkenntnis der HEISENBERG'schen Unschärferelation ist nicht auf unzureichende Messinstrumente zurückzuführen, sondern haftet der Natur der Sache an.

Der Begriff Bahn aus dem BOHR'schen Atommodell, zu deren Festlegung sowohl der Ort als auch der Impuls des Elektrons auf der Bahn feststehen müssen, ergibt somit keinen Sinn mehr. Die Quantentheorie macht nur Wahrscheinlichkeitsaussagen über Messgrößen. Daraus resultiert die Frage: Wo halten sich die Elektronen im Atom auf bzw. wie groß ist ihr Impuls?

2.2.8.3 Das wellenmechanische Atommodell

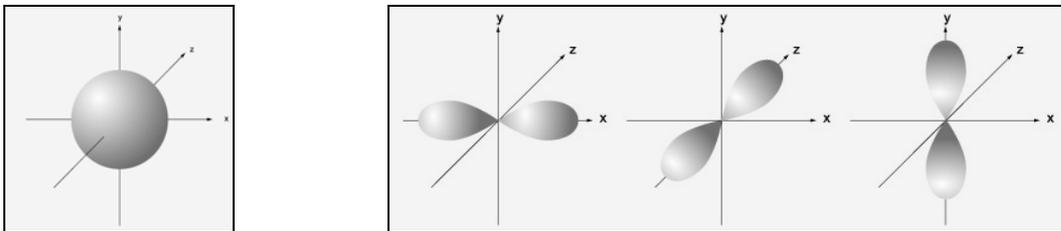


Abb. 2.8 Atomvorstellung nach dem Wellenmechanischen Atommodell (BROCKHAUS 2002).

Die Lösungen der SCHRÖDINGER-Gleichung liefern ein Atommodell mit dem man den Aufbau der Atome beschreiben kann. Es wird als wellenmechanisches Atommodell oder Atomorbital-Modell bezeichnet.

Welche Änderungen bringt es zu den Vorgängermodellen mit sich?

- An die Stelle einer Bahn, auf der sich die Elektronen um den Kern bewegen, tritt ein Orbital, ein räumlicher Bereich, in dem sich die Elektronen entsprechend der HEISENBERG'SCHEN Unbestimmtheitsrelation aufhalten.
- Die Elektronen haben in den Orbitalen eine diskrete Energie. Mit zunehmender Ausdehnung des Orbitals um den Kern nehmen diese Energiewerte diskontinuierlich zu.
- Im Grundzustand, besetzen die Elektronen ein Orbital, das energetisch günstig und dessen Zustand damit stabil ist.
- Die Lage dieser Orbitale im Raum wird durch drei Quantenzahlen bestimmt. Die Eigenrotation des Elektrons wird durch die Spinquantenzahl angegeben.
 - Die Hauptquantenzahl charakterisiert die Größe des Orbitals.
 - Die Nebenquantenzahl charakterisiert die Form des Orbitals.
 - Die magnetische Quantenzahl gibt die räumliche Orientierung des Elektrons an.
 - Die Spinquantenzahl gibt die Drehrichtung des Elektrons im Raum an.

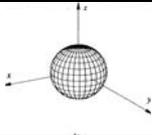
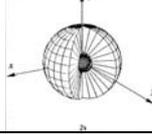
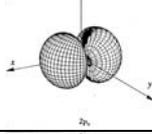
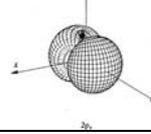
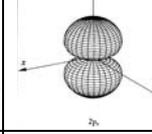
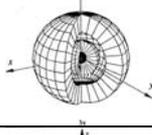
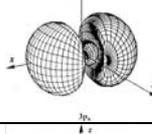
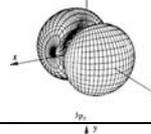
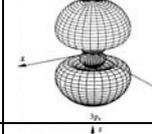
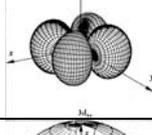
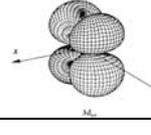
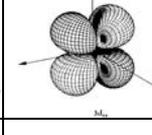
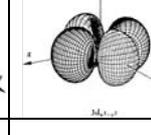
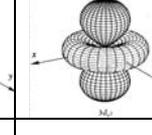
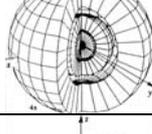
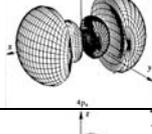
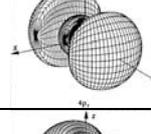
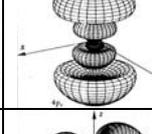
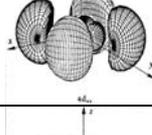
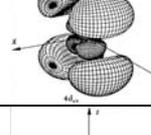
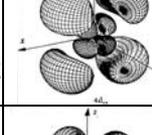
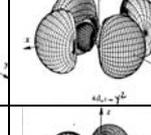
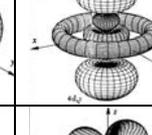
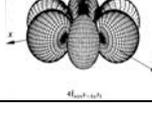
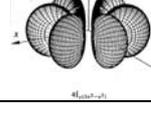
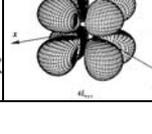
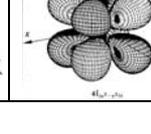
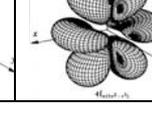
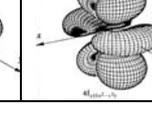
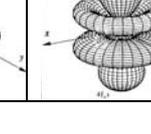
Der räumliche Bau der Atom-Orbitale

In dem wellenmechanischen Atommodell tritt an die Stelle der Elektronenbahn ein räumlicher Bereich, das Orbital, in dem sich die Elektronen aufhalten. Daher spricht man auch von Atom-Orbitalen (AO). Die Elektronen besetzen unterschiedliche Energieniveaus, wobei die unterschiedlichen Aufenthaltsräume der Elektronen in den jeweiligen Elektronenschalen diesen Energieunterschied wieder spiegeln.

Orbitale gleicher Energie sind wegen der elektrostatischen Abstoßung untereinander innerhalb des Anziehungsbereichs des Atomkerns möglichst weit voneinander entfernt. Es bildet sich ein Energieminimum, der so genannte *stabile Zustand* des Atoms.

Die Orbitale konnten bisher nur für das Wasserstoffatom exakt berechnet werden. Ihre Gestalt hängt von der Nebenquantenzahl l des Elektrons ab. Orbitale mit $l = 1, 2, 3$ oder 4 werden als s -, p -, d - und f -Orbitale bezeichnet. Zur Visualisierung der Orbitale legt man den Atomkern in den Ursprung eines kartesischen Koordinatensystems und berechnet das Quadrat des winkelabhängigen Teils der Wellenfunktion mit einer Elektronenaufenthaltswahrscheinlichkeit von 90%. s -Orbitale haben eine Kugelsymmetrie. Die drei p_x -, p_y - und p_z -Orbitale sind hantelförmig und symmetrisch innerhalb der Koordinatenachsen. Weitere Orbitalformen sind in Tab. 2.1 nach PREUß & REIMANN dargestellt. Der radial abhängige Anteil der Gleichung bleibt unberücksichtigt. Die Orbitale selber können entartet sein.

Tab. 2.1 Atom-Orbitale der jeweiligen Periode nach PREUß & REIMANN (1990, S. 27-33)

1 s							
2 s							
2 p							
3 s							
3 p							
3 d							
4 s							
4 p							
4 d							
4 f							

Grenzen der Modellvorstellung

(vgl. Jorgensen & Salem 1974)

Auch das wellenmechanische Atommodell hat seine Grenzen. Bei der Anwendung des Modells auf den Bau der einzelnen Atome in Kohlenwasserstoff-Molekülen wie z.B. Methan u. a. werden seine Grenzen erkennbar. Hier wird ein mathematisches Verfahren, die so genannte Hybridisierung angewendet, um Aussagen über den räumlichen Bau der Atome innerhalb der Moleküle machen zu können. Auch dieses Verfahren kommt zu neuen Orbitalen, den so genannten Hybridorbitalen. Es entstehen durch die Hybridisierung sp -, sp^2 - und sp^3 -Orbitale. Auch die spd -Hybridisierung wird in der Koordinationschemie benötigt und fordert begriffliche Unanschaulichkeiten wie z.B.: sd -, pd -, p^2d -, sd^2 -, pd^2 -, sp^2d -, sd^3 -, sp^3d -, spd^3 -, sd^4 -, sp^3d^2 - und spd^4 -Hybridorbitale. Weitere Hybridisierungszustände sind ebenfalls entwickelbar, so dass die Zahl der abzubildenden Orbitale sehr groß und die Anschauung damit sehr gering wird (vgl. LCAO-Methode Kap. 2.3.2.3).

2.3 Modellvorstellungen zur Chemischen Bindung auf der Basis der Atommodelle

Der Beginn der Bindungsvorstellungen liegt lange vor der Quantenmechanik. Sie ragt sogar in eine Zeit, in der selbst die Existenz der Atome zum Teil noch als *nützliche Hypothese der Chemiker* bezeichnet und lange nicht von allen Physikern anerkannt wurde. Die von A. WERNER (1866-1919) im Jahre 1893 *begründete* Koordinationslehre baut auf die Valenzlehre von KEKULÉ auf, unterscheidet jedoch zwischen der Valenz und der Affinität der Atome (vgl. KJEKSHUS & RAKKE 1974). Im Jahr 1916 formulierten KOSSEL (1888-1956) (vgl. KOSSEL 1916 & 1949) und G.N. LEWIS (1875-1946) unabhängig voneinander die Oktettregel. KOSSEL entwickelte sie aus energetischer Sicht und LEWIS aus geometrischen Aspekten heraus (vgl. KUTZELNIGG 1984). Die Oktettregel wurde von SIDGWICK im Jahre 1927 zur *18-Elektronen-Regel* erweitert und auf die Komplexe der Nebengruppenelemente angewendet und damit die Koordinationslehre von WERNER bestätigt (vgl. HOLLEMAN & WIBERG 1985).

2.3.1 Das Orbital-Modell

Die Orbitale für Atome mit mehr als einem Elektron können zwar nur näherungsweise beschrieben werden, sind mit ihren Strukturen denen des Wasserstoffatoms aber ähnlich. Moleküle entstehen durch bindende Kräfte zwischen Atomen, die wiederum aus der Überlappung ihrer Atomorbitale resultieren. Die Atomorbitale vereinigen sich dabei zu Molekülorbitalen (MO), in denen das Elektron sich im Einflussbereich mehrerer positiv geladener Kerne bewegt.

Die Molekülorbitale können durch Linearkombination der einzelnen Atomorbitale näherungsweise berechnet werden. Es entstehen neben bindenden auch *antibindende* Orbitale.

Die Lösungen der SCHRÖDINGER-Gleichung liefern damit ein Modell, mit dem man neben dem Aufbau der Atome auch den Aufbau der Moleküle und somit die *chemische Bindung* beschreiben kann (vgl. Kap. 2.3.2).

Grenzen des Orbital-Modells

Die bereits im Jahre 1874 von VAN'T HOFF (1852-1911) und LE BEL (1847-1930) postulierte tetraedrische Anordnung des vierbindigen Kohlenstoffatoms in seinen Verbindungen kann im Orbital-Modell nur durch ein mathematisches Näherungsverfahren erklärt werden (vgl. JAKOB & HOFFMANN 1975). Die vier Orbitale des Kohlenstoffatoms sind nach dem quantenmechanischen Atommodell weder energetisch noch richtungsmäßig einander äquivalent. Die Unterschiede resultieren aus der Energiedifferenz zwischen dem s-Orbital und den p-Orbitalen sowie der unterschiedlich starken Überlappung mit den Orbitalen der Bindungspartner innerhalb einer kovalenten Bindung (vgl. SCHMIDT, WAINWRIGHT & FREDENHAGEN 1977). Eine stärkere Überlappung entspricht größeren Überlappungsintegralen und somit größeren Raumsegmenten.

Eine mathematische Lösung dieses Problems sieht folgendes vor: Aus dem s-Orbital und den drei p-Orbitalen lassen sich durch Kombination vier energetisch völlig äquivalente Orbitale bilden, die tetraedrisch angeordnet sind. Die *Valenzelektronenzustände* des Kohlenstoffatoms sind jeweils einfach besetzt. Eine Alternative wäre die direkte Berechnung des Molekülorbitals eines Methanmoleküls.

Diese rechnerische Kombination bezeichnet PAULING (1901-1994) als *Hybridisierung*. Die entstehenden *Kreuzungsprodukte* werden als *Hybridorbitale* bezeichnet. Im Falle der o.g. Kombination von einem s-Orbital mit drei p-Orbitalen spricht man von sp^3 -*Hybridisierung* oder manchmal auch von *Bastardisierung*. Die sich ergebenden *Hybridorbitale* dehnen sich noch weiter in den Raum aus als die s- und p-Orbitale, obwohl diese Aussage dem Energieinhalt der Elektronen in diesen Orbitalen, bezogen auf deren räumliche Ausdehnung, widersprechen könnte. Im letzt aufgeführten Fall handelt es sich um das Strukturmodell zum sp^3 -*hybridisierten* Kohlenstoffatom. Es darf noch nicht mit dem Bindungsmodell des Methankohlenstoffatoms mit den vier Wasserstoffatomen (vgl. Abbildungen in Tab. 3.9) verwechselt werden, obwohl hier die Modellvorstellungen schon ineinander greifen. Nach dem VB-Modell (vgl. Kap.2.3.2.1) kann im vorliegenden Beispiel bereits von einem Bindungsmodell gesprochen werden. Zur Ausbildung von Doppel- und Dreifachbindungen werden δ - und π -Bindungen kombiniert und berechnet (vgl. SCHMIDT & WEIL 1982).

Die Elektronenbeugungsstruktur des Butadien-Moleküls ermöglicht die Berechnung der Bindungslängen zwischen den Kohlenstoff-Atomen. Man findet Werte zwischen der Einfach- und der Doppelbindung. π -*Elektronen* sind Elektronen, die sich in den p-Orbitalen aufhalten, so dass sich die Elektronen des Butadien-Moleküls teilweise über das gesamte Molekül verteilen. Man bezeichnet sie als *delokalisiert*. Die Formulierung von Grenzstrukturen, die nicht isolierbare Zustände darstellen, wird erforderlich. Die Existenz der Grenzstrukturen wurde im Jahre 1926 nach HEISENBERG und PAULING (1926) als *Resonanz* und im Jahre 1933 nach INGOLD (1893-1970) als *Mesomerie* bezeichnet. Diese Grenzzustände können durch neu berechnete Orbitale abgebildet werden (vgl. BONIN).

Durch die Elektronen-*Delokalisation* steht ihnen ein größerer Aufenthaltsraum zur Verfügung, wodurch der Energiegehalt der Elektronen geringer, die Bindungsenergie größer und das Molekül stabiler wird. Die Stabilisierung, die sich aus der Mesomerie ergibt, bezeichnet man als Mesomeriestabilisierung. Der Energiegewinn heißt Mesomerieenergie.

Diese Vorstellungen können auf das bekannte Problem des Benzol-Moleküls angewendet werden. Benzol ist der bekannteste aromatische Kohlenwasserstoff. KEKULÉ (1829-1896) schlug im Jahre 1865 die Ringformel für die Struktur von Benzol vor, die er 1872 mit seiner Oszillationstheorie ergänzte, da seine Experimente die für Doppelbindungen typischen Additionsreaktionen nicht bestätigten.

Es wurden viele andere Vorschläge zur Benzolstruktur gemacht. Z. B. die Chemiker DEWAR (1842-1923), CLAUS (1796-1864), BAEYER (1835-1917) und LADENBURG (1842-1911) um nur einige zu nennen, machten Vorschläge, die jeweils nach ihren Namen benannt wurden.

Auch die Quantentheorie konnte keine der Formeln direkt bestätigen oder verwerfen, ohne nicht für die mathematische Berechnung Näherungen aus den bekannten Experimentalergebnissen zu verwenden. Dies zeigt, dass auch die Quantentheorie nicht ohne die Verwendung von Ergebnissen aus anderen Modellvorstellungen auskommen kann.

Zusammenfassung der Grenzen des Orbitalmodells

- Es handelt sich um eine mathematische Berechnung, deren Algorithmus die Modellvorstellung liefert. Die Orbitale visualisieren dieses Modell.
- Mathematisch genau ist nur das Einelektronensystem des Wasserstoff-Atoms erfassbar. Die Übertragung auf Mehrelektronensysteme erfolgt mittels halbempirischer Methoden.
- Der Kunstgriff der *Hybridisierung* von Orbitalen ist, wie die Darstellung der Orbitale, nur der Versuch die Energiezustände in den Molekülen besser zu verstehen.

2.3.2 Weiterentwicklung des Orbitalmodells zum Bindungsmodell

Damit aus dem Strukturmodell Prognosen zur Struktur von Molekülen gemacht werden können, wurde die Orbitaltheorie weiter entwickelt. Aus den entstandenen Rechenverfahren ergeben sich keine bildhaften oder anschaulichen Atom-, Molekül- oder Bindungsmodelle mehr.

Die Quantenmechanischen Berechnungsverfahren sind *ab-initio*-Verfahren, in die keinerlei experimentelle Daten einfließen, sondern nur die Abhängigkeiten aus dem COULOMBSchen Gesetz. So stoßen diese Verfahren für mittelgroße bis komplexe Moleküle schnell an die Kapazität von Großrechenanlagen, da die Elektronen nicht mehr unter der Wirkung eines zentralsymmetrischen Feldes stehen, sondern sich im bizenrischen Feld zweier Atomkerne befinden. Aus diesem Grund können die quantitativen Berechnungen immer nur Näherungen darstellen und erfordern hohe Rechenleistungen, die erst in jüngerer Zeit durch Computer möglich wurden. Es werden in der Literatur vorwiegend zwei Näherungsverfahren verwendet, die zwar von unterschiedlichen Ansätzen ausgehen aber unter genügender Verfeinerung und unterschiedlichem Aufwand jedoch zu gleichen führen. Die beiden Näherungsverfahren sind das Valence-Bond-Verfahren (vgl. Kap. 2.3.2.1) und das Molekül-Orbital-Verfahren (vgl. Kap.2.3.2.2).

2.3.2.1 Das Valence-Bond-Modell

Die ersten Arbeiten zur Berechnung des Wasserstoffmoleküls gehen auf HEITLER (1904-1981) und LONDON (1900-1954) zurück. Sie entwickelten ein Modell, das von Atomorbitalen ausgeht und die Deutung der kovalenten Bindung erlaubt.

Das Modell wurde von PAULING, SLATER (1900-1976) und EYRING (1901-1981) erweitert und heißt heute *Valence-Bond-Methode*. Man spricht auch von der *Valenz-Struktur-Methode* oder dem *VB-Modell*. Die Methode steht in engem Zusammenhang mit der klassischen Valenztheorie von LEWIS.

Sie geht von der Vorstellung aus, dass die Atomrümpfe in einem Molekül weitgehend erhalten bleiben und postuliert auf die Atome beschränkte Orbitale. Die Wellenfunktion eines Moleküls mit zwei oder mehr Elektronen wird direkt aus atomaren Einelektronenwellenfunktionen, den Atomorbitalen aufgebaut.

Ab initio-Rechnungen nach der Valence-Bond-Methode sind, wegen der Nichtorthogonalität der Atomorbitale, mit erheblichem Aufwand verknüpft. Auf qualitativer Ebene gehört die VB-Methode aber zum Methodenrepertoire eines jeden Chemikers, da er damit Bindungsverhältnisse und Reaktivität von Molekülen einschätzen kann. Das VB-Modell führt aber erst in Kombination mit der Hybridisierung zu einem Bindungsmodell, mit dem auch Molekülstrukturen erklärt und berechnet werden können, da es zusammen mit der Mesomerie alleine keine Aussage über Molekülstrukturen liefern kann. Es können damit die Strukturen von Kohlenwasserstoffmolekülen sowie anderen komplexeren Molekülen beschrieben werden.

2.3.2.2 Das Molekül-Orbital-Modell

Einen anderen Ansatz verfolgten HUND (1896-1997) und MULLIKEN (1896-1986) im Jahre 1927, mit der Molekülorbital-Theorie. Bei ihr werden die Elektronen nicht zu jeweils einem Atom zugehörig gesehen, sondern befinden sich in so genannten Molekülorbitalen. Dieses Näherungsverfahren diente zunächst der Interpretation der Elektronenspektren zweiatomiger Moleküle.

LENNARD-JONES (1894-1954), HERZBERG (geb. 1904) und E. HÜCKEL (1896-1980) entwickelten die Molekülorbital-Theorie zur wichtigsten Theorie der chemischen Bindung. Sie wird heute zur Erklärung und Vorhersage von Moleküleigenschaften auf quantentheoretischer Grundlage eingesetzt. BORN (1882-1970) und OPPENHEIMER (1904-1967) erweitern in ihrer BORN-OPPENHEIMER-Näherung den Einfluss auf das betrachtete Elektron und gehen von einem gegebenen Kerngerüst aus, um die Energiezustände eines Elektrons im Feld der Kerne und im gemittelten Feld weiterer Elektronen zu bestimmen. Die zugehörigen Einelektronenwellenfunktionen bezeichnet man als Molekülorbitale. Die Wellenfunktion eines Moleküls mit zwei oder mehr Elektronen wird in der MO-Theorie aus den Molekülorbitalen aufgebaut (vgl. RÖMPP 1995).

2.3.2.3 Die LCAO-Theorie und die MOVB-Theorie

Es sollen noch zwei Versuche aufgeführt werden, die die Vorteile sowohl des Valence-Bond-Modells als auch des Molekül-Orbital-Modells zu vereinigen suchten.

Mit der LCAO-Theorie entwickelte man ein Modell, in dem die Molekülorbitale durch Addition oder Subtraktion aus den atomaren Ein-Elektronen-Atomorbitalen aufgebaut werden. Die Abkürzung LCAO steht für **L**inear **C**ombination of **A**tomic **O**rbitals. Es entstehen bei der Kombination bindende oder antibindende Molekülorbitale. Bei mehratomigen Molekülen werden heute die Molekülorbitale in der Mehrzahl nach der LCAO-Methode berechnet.

Einen weiteren Versuch einer Synthese von VB- und MO-Theorie stellt die (**M**olecular **O**rbital **V**alence **B**ond) MOVB-Theorie von EPIOTIS dar, die ebenfalls beide o. g. Modelle vereinigt.

2.3.2.4 Die HMO-Theorie und die EH-Theorie

Die von E. HÜCKEL konzipierte HMO-Theorie (**H**ÜCKEL-**M**olekülorbital-Theorie), bei der einige experimentell ermittelte Parameter in die Berechnungen eingehen, wurde von R. HOFFMANN (geb. 1937) zur EH-Theorie **E**xtended-**H**ückel-**T**heory unter Berücksichtigung sämtlicher Valenzelektronen erweitert. Der Rechenaufwand für EHT-Rechnungen ist gering, so dass große Moleküle und Cluster-Verbindungen berechnet werden können.

Darüber hinaus gibt es die graphische Methode von FROST-MUSULIN, die eine Bestimmung der Energiewerte E_{π} erlaubt und damit eine rasche und nützliche Abschätzung von Moleküleigenschaften erlaubt. Synthetiker setzen diese Methode häufig ein (vgl. CHRISTEN & VÖGTLE 1990).

2.4 Sachanalytische Betrachtung der chemischen Bindung

Im Folgenden soll die chemische Bindung definiert, beschrieben und die üblichen Modelle zur Beschreibung der chemischen Bindung aus den gängigen Lehrbüchern aufgelistet werden.

2.4.1 Definition der Chemischen Bindung

Die Definition für *Chemische Bindung* findet sich nur selten in Lehrbüchern der Chemie. Die Komplexität des Gegenstands führt dazu, dass selbst die wenigen vorhandenen Definitionen nicht alle allgemeingültig sind.

PAULING definiert *chemische Bindung* wie folgt:

„Von einer chemischen Bindung wollen wir dann sprechen, wenn zwei Atome oder Atomgruppen durch irgendwelche Kräfte so fest zusammengehalten werden, daß es dem Chemiker angebracht erscheint, sie als ganzes, als selbständige Molekel, zu betrachten.“ (PAULING 1973, S. 4)

Wenn PAULING hier von *Molekel* spricht, ist damit nach heutiger Interpretation ein Molekül gemeint. Würde man ‚*als selbständiges Molekel*‘ aus der Definition entfernen und sie auf Ionen (geladene Atome) erweitern, so würde sie heute noch ganz allgemein die chemische Bindung definieren.

Im Vergleich hierzu versteht RÖMPP unter *chemischer Bindung*:

„die Art des Zusammenhalts der Atome in einem Molekül (d.h. in einer chemischen Verbindung) und der Moleküle in Molekül-Verbänden (z.B. Molekülverbindungen, Kristallen, Einschlussverbindungen und dgl.).“ (RÖMPP 1995)

Auch diese Definition hat ihren Schwerpunkt bei der intra- und intermolekularen Wechselwirkung, aber sie berücksichtigt nicht die schwachen interatomaren Wechselwirkungen wie z.B. die VAN DER WAALS-Bindung, so dass auch sie nicht als allgemeingültig bezeichnet werden kann.

Die *Chemische Bindung* wird nach BORUCKI et al. 1995, wie folgt definiert:

„Art des Zusammenhalts der Atome in Atomverbänden. Die Kräfte in denen die Atome in diesen Verbänden zusammengehalten werden, sind elektrischer Natur. Im allgemeinen wird zwischen der Atombindung, der Ionenbindung und der Metallbindung unterschieden. Im konkreten Einzelfall liegt oft eine Mischform der idealisierten Bindungsarten vor.“

Auch die letzte Definition ist nicht allgemein und kann dies auch durch die Aufzählung von Bindungstypen nicht kompensieren, weil der Atombegriff nicht auf Ionen erweitert wurde.

Es soll ein eigener Versuch folgen, die Chemische Bindung allgemeingültig zu definieren. Hierbei musste auf jegliche Teilchenart erweitert werden:

Unter einer chemischen Bindung versteht man den Zusammenhalt von Teilchen in einem Teilchenverband auf Grund von Kräften zwischen bewegten und/oder unbewegten elektrischen Ladungen, die unterschiedlich stark ausgeprägt sein können.

Der letzt genannte Aspekt der elektrodynamischen Ursache benötigt jedoch eine Bindungsvorstellung, die bewegte Ladungsträger beinhaltet, um den dynamischen Aspekt zu veranschaulichen.

2.4.2 Beschreibung der Chemischen Bindung:

Bei der chemischen Bindung entsteht eine Verformung der Elektronenhüllen bei der Annäherung der Bindungspartner untereinander (vgl. KOBER 1989). Es entsteht so ein Zusammenhalt, der nach der Stärke unterschieden wird. Man spricht von *Primärbindungen* bei Bindungsenergien zwischen ca. 50 und 1000 kJ/mol und von *Sekundärbindungen* mit Bindungsenergien von weniger als 50 kJ/mol.

Bei dem Zusammenhalt innerhalb von Primärbindungen, gibt es drei Grenzfälle:

1. Kovalente Bindung:

Man spricht neben der kovalenten Bindung nach LANGMUIR (1881-1975) auch von *Kovalenz*. Ebenso sind die Bezeichnungen *homöopolare Bindung*, *unpolare Bindung*, *Elektronenpaarbindung*, *Atombindung* oder *gerichtete Bindung* gebräuchlich. Die Quantenmechanik kann neben anderen Bindungsmodellen das Phänomen der lokalisierten und delokalisierten Bindungselektronen beschreiben.

2. Ionische Bindung:

Man spricht neben der ionischen Bindung auch von *Elektrovalenz*, *heteropolarer Bindung*, *polarer* oder *ungerichteter Bindung*. Sie besteht aus Ionen, die Ionengitter oder Ionenverbände bilden.

3. Metallische Bindung:

Man spricht neben der metallischen Bindung auch von Metallbindung, was irreführend sein kann, wie REINERS (1998) in ihrem Beitrag: *Das metallische Bindungscharakter* bereits feststellte. Auch das Phänomen des metallischen Charakters wie z.B. die elektrische Leitfähigkeit kann neben dem quantenmechanischen Bindungsmodell auch mit anderen Bindungsmodellen über die Delokalisierung von Elektronen erklärt werden.

Die Primärbindungen sind selten die reinen o.g. Grenzfälle der Bindung. Die chemische Bindung stellt einen Übergang zwischen den drei Grenzfällen dar, von denen in der Regel einer überwiegt.

„Es existieren alle Übergänge zwischen ideal unpolarer Kovalenzbindung und der Ionenbindung.“ (CHRISTEN & VÖGTLE 1992, S. 21)

Die Sekundärbindungen resultieren aus interatomaren, intermolekularen und/oder interionischen Kräften. Es gibt zwei Fälle der Sekundärbindung:

1. VAN DER WAALS-Bindung

Die VAN DER WAALS-Wechselwirkungen kommen durch die Anziehung zwischen Dipolen zustande und sind damit elektrostatischer Natur. Sie bilden sich im Allgemeinen umso leichter aus, je größer und damit leichter polarisierbar die Atome bzw. Moleküle sind. Es gibt keine Richtungsabhängigkeit. Zu ihnen gehören Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen, permanenten und induzierten Dipolen sowie fluktuierenden und induzierten Dipolen. Es treten in der genannten Reihenfolge die nachstehenden Effekte auf: Richteffekt, Induktionseffekt und Dispersionseffekt.

2. Wasserstoffbrückenbindung

Man spricht neben der Wasserstoffbrückenbindung auch von *Wasserstoffbindung*. Wasserstoffbrückenbindungen bilden sich bei dem Vorhandensein von Wasserstoffatomen auf der einen und der Anwesenheit von Atomen mit mindestens einem freien Elektronenpaar und großer Elektronegativität auf der anderen Seite aus. Sie werden nach HAMILTON und IBERS wie folgt definiert:

„Eine Wasserstoffbrückenbindung liegt vor, wenn ein Wasserstoffatom an zwei oder mehr andere Atome gebunden ist“ (HAMILTON & IBERS 1968, S. 13)

Auf Grund dieser Aussage ist die Wasserstoffbrückenbindung keine gewöhnliche Zweizentrenbindung, da ihr nur ein Orbital zur Verfügung steht, das in der Lage ist die Elektronen der kovalenten Bindung aufzunehmen.

Aus diesem Grunde kann sie auch nicht mit der Orbitaltheorie beschrieben werden.

„Außerdem gibt es kein allgemeines Einverständnis über die beste Beschreibung der Kräfte, die in der Wasserstoffbrückenbindung wirksam sind.“ (HUHEEY, KEITER & KEITER 1995, S. 346)

Im Unterschied zu den Primärbindungen zeigen die interatomaren und intermolekularen Wechselwirkungen keine Sättigung, so dass ein Atom oder Molekül mit einer beliebigen Anzahl an Partnern in Wechselwirkung treten kann. Dies wird nur aus sterischen Gründen individuell limitiert.

BARKE & HARSCH unterscheiden bei der Chemischen Bindung ebenfalls zwischen diesen fünf Grenzfällen. (2001, S.141).

Bei HUHEEY (1988) und RIEDEL (2002) finden sich unterschiedliche Modellvorstellungen sowie verschiedene Beschreibungsversuche und Näherungsverfahren für die unterschiedlichen Bindungstypen. Sie werden im folgenden Überblick dargestellt:

1. Zur Beschreibung der **Kovalenten Bindung** dienen folgende Vorstellungen:
 - Oktettbildung,
 - LEWIS-Struktur der Valenz,
 - VB-Methode,
 - MO-Modell,
 - Hybridisierung,
 - Molekülstrukturbestimmung mittels EPA-Modell und
 - Elektronendelokalisierung.
2. Zur Beschreibung der **Ionischen Bindung** dienen die aufgelisteten Vorstellungen:
 - Gitterenergie,
 - Größeneffekte der Ionenradien,
 - COULOMB-Kräfte oder elektrostatische Kräfte sowie
 - Wirkradien.
3. Zur Beschreibung der **Metallischen Bindung** dienen nachstehende Vorstellungen:
 - Kristallstruktur,
 - Elektronengas und
 - Energiebändermodell.
4. Zur Beschreibung der **Koordinativen Bindung** können folgende Vorstellungen verwendet werden:
 - VB-Methode und
 - Ligandenfeldtheorie.
5. Zur Beschreibung der **VAN DER WAALS-Bindung** dienen folgende Vorstellungen:
 - Elektrostatische Wechselwirkungen,
 - Ionen-Dipol-Wechselwirkung und
 - Dipol-Dipol-Wechselwirkungen, die auf Grund ihrer unterschiedlichen Wechselwirkungspartner wie aufgeführt unterschieden werden:
 - Wechselwirkung zwischen permanenten Dipolen,
 - Wechselwirkung zwischen permanenten und induzierten Dipolen sowie
 - Wechselwirkung zwischen fluktuierenden und induzierten Dipolen.
6. Zur Beschreibung der **Wasserstoffbrückenbindung** wird die Vorstellung der
 - Mehrzentrenbindung verwendet.

Im folgenden Kap. 3 *Modelle zur Chemischen Bindung* werden die Bindungsmodelle, die in der Schule zur Anwendung kommen, auf ihre Brauchbarkeit für die Umsetzung der zu entwickelnden Lehr- und Lernhilfen hin untersucht.

3 Modelle zur Chemischen Bindung

In den gängigen Schul- und Lehrbüchern ¹ werden unterschiedliche Modelle zur Erklärung der verschiedenen Bindungstypen eingesetzt. Die Bindungsmodelle, die in der Schule zur Anwendung kommen, werden im Folgenden untersucht. Sie sollten neben ihrer Brauchbarkeit zur Erklärung der Bindungsphänomene auch auf ihre Anwendbarkeit im Hinblick auf ihren Einsatz und als Basis multimedialer Lehr- und Lernhilfen untersucht werden.

Neben der Diskussion über die Vor- und Nachteile der im Chemieunterricht der Sekundarstufe I zur Wahl stehenden Bindungsmodelle, unter den o.g. Aspekten, wird auch ihre Anschlussfähigkeit für den Chemieunterricht in der Sekundarstufe II beleuchtet. Ebenfalls wird ihre Eignung zur computergestützten dreidimensionalen Visualisierung der unterschiedlichen Bindungstypen geprüft. Zur Konkretisierung des Modellbegriffs siehe SABOROWSKI (2000).

3.1 Auflistung der Bindungstypen in Lehrbüchern, Schulbüchern und Curricula

In den nachstehenden Kapiteln werden die Grenztypen, die in Schul- und Lehrbüchern behandelt werden, aufgelistet. Es soll ein Überblick gewonnen werden, wie sich das Thema der Chemischen Bindung im Lehrbuch und im Schulbuch darstellt. Darüber hinaus werden die Richtlinien und Lehrpläne beleuchtet.

3.1.1 Prüfung der Lehrbücher

Es wird sich bei der Betrachtung der Lehrbücher auf die Standardwerke des Lehramt- und Diplomstudiengangs Chemie bezogen. ² Die nachstehende Tab. 3.1 gibt die Bindungsmodelle und die Ziffern die Reihenfolge der Behandlung der Bindungstypen an.

Es zeigt sich, dass alle drei Lehrbücher für die Beschreibung des Atombaus die Quantenmechanik bemühen. HOLLEMAN & WIEBERG sowie RIEDEL legen das Orbitalmodell zu Grunde, wohingegen HUHEEY seine Ausführungen mit der Wellengleichung und der Potentialtopf-Theorie begründet.

1 Mit Schulbüchern werden im Folgenden alle Bücher bezeichnet, die innerhalb des Chemieunterrichts in der Schule eingesetzt werden. Mit Lehrbüchern sind die Bücher gemeint, die in der Hochschulbildung zum Einsatz kommen.

2 Die Referenzwerke sind Bücher, die an der Universität zu Köln und der Rheinischen Friedrich-Wilhelm-Universität Bonn in der Chemieausbildung eingesetzt werden.

	Holleman-Wieberg 1985	Huheey 1988	Riedel 2002
Strukturmodelle			
Atom/ PSE	1 DALTON, SM, OM	1 WG, PT	1 BOHR, WM, OM
Bindungsmodelle			
IB	2 Gitterenergie, elektrostatische Anziehungskräfte	2 Gitterenergie, Größeneffekte, Kristallstruktur	2 Ionenkristall, Gitterenergie,
EPB	3 Oktettregel	4 Oktettregel, VB-Modell, MO-Modell, Hybridisierung	3 Oktettregel, VB-Modell, MO-Modell, Hybridisierung
EPA	4 EW	7 EW	5 EW
MB	5 Metallkristall, Elektronengas	3 Bändermodell	7 Elektronengas, Bändermodell
Ü	6 IB \leftarrow \rightarrow EPB \leftarrow \rightarrow MB \leftarrow \rightarrow IB	5 IB \leftarrow \rightarrow EPB	
pEPB	7 Oktettregel/EN	6 EN	4 Oktettregel/EN
vdW	8 DP-Kräfte = vdW-Kräfte		6 DP-Kräfte = vdW-Kräfte,
DPWW	Elektrostatische WW	8 Elektrostatische WW	elektrostatische WW
WB	9 An- und kationische Wasserstoffbrücken, elektrostatische WW	9 Elektrostatische WW	8 Elektrostatische WW

Tab. 3.1 Reihenfolge der Atom- und Bindungsmodelle in Lehrbüchern.

Die Zahlen geben die Reihenfolge der behandelten Lerninhalte wieder. IB = Ionenbindung, MB = Metallische Bindung, EPB = Elektronenpaarbindung, pEPB = polarisierte Elektronenpaarbindung, EPA = Elektronenpaarabstoßungsmodell, vdW = VAN DER WAALS Wechselwirkungen, WB = Wasserstoffbrücken-Bindung, DP = Dipol, Ü = Übergang zwischen Bindungstypen, WW = Wechselwirkung. SM = Schalenmodell, WG = Wellengleichung, OM = Orbitalmodell, WM = Wolkenmodell, PT = Potentialtopf.

Alle Autoren beginnen in ihren Ausführungen zur Chemischen Bindung mit der Ionenbindung und führen die Gitterenergie und elektrostatische Anziehungskräfte als Triebkraft für sie auf. Bei zwei Autoren folgt die unpolare und polare Elektronenpaarbindung mit dem Elektronenpaarabstoßungsmodell. Lediglich HUHEEY erachtet die Behandlung der metallischen Bindung vor der Elektronenpaarbindung als sinnvoller, da er sie ausschließlich mittels Bändermodell und nicht unter Zuhilfenahme des Elektronengasmodells erklärt. Die Behandlung der intermolekularen Bindungen, die auf elektrostatische Wechselwirkungen zurückgeführt werden, erfolgt bei allen Autoren am Ende.

Es kann jedoch festgestellt werden, dass die Autoren immer wieder andere Modellvorstellungen zur Erklärung der unterschiedlichen Bindungstypen einsetzen. Der Übergang zwischen den einzelnen Grenztypen der Chemischen Bindung wird nicht bei allen Autoren thematisiert. Auch bei HOLLEMAN & WIEBERG wird nur der Übergang zwischen Primärbindungen behandelt.

Ein Übergang zwischen den Bindungstypen ist auf der Basis unterschiedlicher Modellvorstellungen schwer zu erklären.

3.1.2 Untersuchung des Curriculums der Sekundarstufe I der Gymnasien in NRW

Bei den Lehrplanvarianten wird exemplarisch das Bundesland Nordrhein-Westfalen ausgewählt, da die Unterrichtserprobungen und die Untersuchungen ausschließlich in diesem Bundesland durchgeführt werden. Es stellt sich die Frage: Welche Bindungen kommen in der Schulchemie in welcher Jahrgangsstufe der Sekundarstufe I vor?

Thema	Jg-Stufe	Modellvorstellungen
Atom/PSE	9	Es gibt für den Fachlehrer keine Wahlmöglichkeiten zu diesem Thema. Das zu Grunde liegende Modell ist das Schalenmodell.
Bindungsmodell der IB	9 oder 10	Es gibt für den Fachlehrer keine Wahlmöglichkeiten zu diesem Thema. Die Edelgasregel wird eingeführt und zur Erklärung der Ladung der Ionen herangezogen. Die Bindung wird durch elektrostatische Wechselwirkungen erklärt.
MB	fakultativ	Die Bindung kann sowohl zur Anwendung der Edelgasregel wie auch zur Erklärung der spezifischen Metalleigenschaften herangezogen werden. Die Bindung wird durch elektrostatische Wechselwirkungen zwischen den Atomrümpfen und dem Elektronengas erklärt.
Bindungsmodell der EPB	9 oder 10 Bezug OC	Einfache Kohlenstoffverbindungen aus den Wahlthemen der Organischen Chemie. Die Edelgasregel wird zur Erklärung der Einfach- und Doppelbindungen herangezogen. Begriffe wie <i>bindendes</i> und <i>nichtbindendes</i> Elektronenpaar sowie <i>Molekül</i> werden eingeführt.
pEPB	fakultativ	Im Bereich der polaren Elektronenpaarbindung werden die Begriffe Elektronegativität und Dipole behandelt.
EPA	fakultativ	Das Elektronenpaarabstoßungsmodell wird verwendet, um klar zu stellen, dass das Schalenmodell den räumlichen Aufbau der Moleküle nicht erklären kann und ein weiteres Modell eingeführt werden muss. Die Strukturen der behandelten Stoffe werden mit ihrem Aufbau in Verbindung gebracht.
vdW	fakultativ	Der Begriff der VAN DER WAALS-Bindungen ist in den Richtlinien nicht explizit aufgeführt. Er wird i.d.R. eingeführt, um die unterschiedlichen Schmelz- und Siedetemperaturen von Alkanen zu erklären.
WB	fakultativ	Der Begriff der Wasserstoffbrückenbindung wird i.d.R. eingeführt, um die verbindlich zu behandelnden Eigenschaften von Wassermolekülen zu erklären.

Tab. 3.2 Reihenfolge der Atom- und Bindungsmodelle im Lehrplan (KM-NRW 1993A).

IB = Ionenbindung, MB = Metallische Bindung, EPB = Elektronenpaarbindung, pEPB = polarisierte Elektronenpaarbindung, EPA = Elektronenpaarabstoßungsmodell, vdW = VAN DER WAALS Wechselwirkungen, WB = Wasserstoffbrücken-Bindung.

In der Tabelle sind alle obligatorischen Themen fett gedruckt. Es kann ihr entnommen werden, dass der Atombau und das Periodensystem grundlegend behandelt werden müssen. Als Bindungstypen sind ausschließlich die Ionenbindung und die Elektronenpaarbindung verpflichtend. Es sind jedoch andere Vorgaben in den Richtlinien und Lehrplänen gemacht, die den Lehrenden nicht ohne weitere Bindungstypen auskommen lassen. Die Behandlung der Eigenschaft von Wassermolekülen oder die Erklärung der

unterschiedlichen Schmelz- und Siedetemperaturen von Alkanen machen in der Regel eine Einführung der Wasserstoffbrückenbindung und der VAN DER WAALS-Bindung notwendig. Nur die Metallische Bindung muss weder verbindlich behandelt werden noch wird sie durch andere curriculare Vorgaben obligat.

Die Inhalte der erstellten Lehr- und Lernhilfen beziehen sich im Bereich des Atombaus auf die Erklärungen folgender exemplarisch aufgeführten Phänomene des Chemieunterrichts der Sekundarstufe I:

Ionisierung, Änderung der Ionisierungsenergie (E_{Ion}), des Atomradius (r_A) und der Größe der Ionen innerhalb des Periodensystems. Die Elektronenaffinität sowie die Abschirmung der Elektronen untereinander sind nicht Bestandteil des Lehrplans und finden in den Materialien ebenfalls keine Berücksichtigung.

Die *Wahlthemen* aus dem Bereich der Organischen Chemie sind:

- Kunststoffe
- Fette, Seifen, Waschmittel
- Kohlenhydrate
- Brennstoffe
- Organische Säuren

Organische Kohlenwasserstoffmoleküle sollen neben dem Wasser- und Kohlenstoffdioxidmolekül ebenfalls bei der Behandlung der Elektronenpaarbindung einbezogen werden. Es sollen keine Inhalte der Sekundarstufe II vorweggenommen werden, da dies in den Richtlinien und Lehrplänen weder als wünschenswert noch als sinnvoll erachtet wird.

Es ist zwar eine unterschiedliche Reihenfolge bei der Einführung in die Chemische Bindung denkbar, doch alle untersuchten Schulbücher beginnen ausnahmslos mit der Ionenbindung. Bei einer Behandlung der Lehrinhalte durch den Lehrenden in chronologischer Reihenfolge des Buches beginnt die Chemische Bindung somit immer mit der Ionenbindung.

Fast alle analysierten Schulbücher sehen die beschriebene feste Reihenfolge in der Behandlung der chemischen Bindung vor. Diese Reihenfolge hängt mitunter von den Lerninhalten anderer Fächer mit ab. In Nordrhein-Westfalen wird in der achten Jahrgangsstufe im Physikunterricht im Sachgebiet der Elektrizitätslehre die Wirkung des elektrischen Stroms in der Regel am Beispiel der Elektrolyse behandelt, und die detaillierte Besprechung der Vorgänge in der Elektrolytlösung bleibt der Chemie vorbehalten. In der neunten Jahrgangsstufe im Chemieunterricht wird an dieses Phänomen angeknüpft und bei der Behandlung der Elektrolyse die Ionenbindung als erster Bindungstyp eingeführt (vgl. KM-NRW 1993A, S. 52-53).

obligatorisch	fakultativ
Ionenbindung	VAN-DER-WAALS-Bindung
Elektronenpaarbindung	metallische Bindung
(polarisierte Elektronenpaarbindung)	Wasserstoffbrückenbindungen

Tab. 3.3 Obligatorische und fakultative Themen der Chemischen Bindung im Lehrplan.

Tab. 3.3 zeigt im Überblick noch einmal in der linken Spalte die obligaten Bindungstypen Ionen- und Elektronenpaarbindung sowie in der rechten Spalte die fakultativen Bindungstypen.

Die Richtlinien und Lehrpläne in Nordrhein-Westfalen ermöglichen, neben der favorisierten Schulbuchvariante beginnend mit der Ionenbindung, noch einige selten genutzte Alternativen (vgl. KM-NRW 1993A, S. 42-43)³ Namentlich aufgeführt sind folgende Möglichkeiten zur Wahl des Unterrichtsgangs:

üblicher Unterrichtsgang	Alternative 1	Alternative 2
Atombau und PSE	Atombau und PSE	Atombau und PSE
Ionenbindung	Elektronenpaarbindung	Ionenbindung
Elektronenpaarbindung	Ionenbindung	Elektronenübertragungsreaktionen
Elektronenübertragungsreaktionen	Elektronenübertragungsreaktionen	Elektronenpaarbindung

Tab. 3.4 Reihenfolge der Bindungstypen und Alternativen.

Es kann in der Alternative 1 statt mit der Ionenbindung ebenfalls mit der Elektronenpaarbindung begonnen werden. Um dies flexibel zu ermöglichen, muss das Unterrichtsmaterial modular aufgebaut sein.

3.1.3 Untersuchung der Schulbücher

Es stellt sich die Frage, wie und in welcher Reihenfolge werden die Chemischen Bindungen in den Schulbüchern vermittelt? Bei der Analyse der Schulbücher wurden nach einer ersten Sichtung die folgenden Kriterien genau untersucht:

- Behandelte Bindungstypen
- Zu Grunde liegendes Atommodell
- Zu Grunde liegende Bindungsmodelle
- Reihenfolge der Behandlung der Bindungstypen
- Anschaulichkeit der Modelle

Bei der Untersuchung der unterschiedlichen Schulbücher stellten sich trotz vorherigen eingehenden Überlegungen immer wieder neue Gegebenheiten ein, so dass die zu Grunde liegenden Kriterien bis zum Schluss erweitert und modifiziert werden mussten.

Die Bindungsmodelle und speziell deren Abbildungen in den Lehrbüchern sind in der Regel nicht so anschaulich wie die Darstellungen in Schulbüchern, so dass sie bei der Untersuchung nicht weiter berücksichtigt wurden. Es wurde aber Wert darauf gelegt, dass die Modelle dem gängigen wissenschaftlichen Kenntnisstand nicht widersprechen oder zum Mindesten kompatibel sind.

3.1.3.1 Prüfung der behandelten unterschiedlichen Bindungstypen

Aus den drei exemplarisch genannten Schulbüchern, wurden die unterschiedlichen Bindungstypen aufgelistet, die im Chemieunterricht der Sekundarstufe I behandelt werden können. Bei der anschließenden Sichtung von weiteren Schulbüchern sind keine zusätzlichen Bindungstypen zu den aufgeführten hinzugekommen.

³ Unveröffentlichte Umfragen des Autors unter Kollegen zeigten, dass keiner der befragten 33 Chemielehrerinnen und -lehrer je einen anderen Unterrichtsgang als den o. g. üblichen Unterrichtsgang wählte.

	Klett, Elemente Chemie SI, 1988	Buchner, Chemie. Stoff, Formel Umwelt SI, 1996	Schroedel, Chemie heute SI, 1993
Atom/PSE	1 Atombau / PSE	1 Atombau / PSE	1 Atombau / PSE
IB	2 IB und Ionengitter	2 IB und Ionengitter	2 IB und Ionengitter
MB	3 MB/Elektronengasmodell	3 Metallbindung	
EPB	4 AB u. molekulare Stoffe	4 EPB/Bdg in Molekülen	3 EPB
pEPB	5 polare AB	5 pEPB	6 pEPB
EPA		6 EPA-Modell	4 EPA-Modell
vdW	6 Kräfte zw. Molekülen		
DPWW		7 DDWW	5 Dipolmoleküle
WB	7 Kräfte zw. Molekülen		7 WB, Eis-Wasser-Dampf

Tab. 3.5 Art und Reihenfolge der Bindungstypen in gängigen Schulbüchern.

Die Zahlen geben die Reihenfolge der behandelten Lerninhalte wieder. AB = Atombindung, IB = Ionenbindung, MB = Metallische Bindung, EPB = Elektronenpaarbindung, pEPB = polarisierte Elektronenpaarbindung, EPA = Elektronenpaarabstoßungsmodell, vdW = Van der Waals Wechselwirkungen, WB = Wasserstoffbrückenbindung, DP = Dipol, WW = Wechselwirkung.

Es zeigte sich, dass zwei der drei Primärbindungen immer behandelt werden. Die Ionenbindung wird immer von der kovalenten Bindung ergänzt, die gemäß des Lehrplans und in den drei Schulbüchern als Elektronenpaarbindung bezeichnet wird. Die Reihenfolge bei der Besprechung der weiteren Bindungstypen war unterschiedlich. Die metallische Bindung wurde z.B. nur in zwei der drei Schulbücher in unterschiedlicher Ausführlichkeit abgehandelt. Die Sekundärbindungen und Modelle zur Erklärung von Molekülstrukturen wurden ebenfalls in unterschiedlicher Deutlichkeit beschrieben.

3.1.3.2 Zu Grunde liegende Atom- und Bindungsmodelle

Die nachstehende Tabelle führt die Schulbücher aus den letzten 90 Jahren auf, die zum Atombau und der Chemischen Bindung untersucht wurden (modifiziert nach TAUSCH 1994).

Buchtitel bzw. Autor	Atommodelle	Chemische Bindungstypen
Waeber, 1913		
K. Scheid, 1927		
Trust-Schimmels, 1944		
Henniger-Frank 1948		
Floerke, 1955		
Winderlich-Peter, 1957	ESM	IB, EPB, pEPB
Cuny, 1966	EBM	IB, EPB, pEPB
Christen, 1974	KWM	IB, EP (elektrostat. Deutung), EPA, DDWW, pEPB
Cuny-Weber, 1975	OM	IB, EPB, pEPB, EPA, Hy
Grothe, 1976	KWM	IB, EPB, EPA, pEPB, DDWW, Hy
Grothe, 1982	KWM	IB, EPB, pEPB, EPA, DDWW, Hy
Jansen, 1983	ESM	IB, EPB, EPA
Goetze-Fischer, 1982	KWM, OM	IB, EPB, EPA, pEPB, DDWW, Hy
Franik, 1983	KWM	IB, EPB, pEP
Lehrbuch der Chemie, 1984	ESM	IB, EPB, EPA, pEPB, DP, vdW, Ü
Häusler-Reck, 1984	ESM	IB, EPB, EPA, pEPB, DDWW, Hy
Freytag-Glaum, 1985	KWM	IB, EPB, EPA, pEP
Elemente, 1986	ESM	IB, EPB, EPA, pEPB, DDWW, Hy
Christen, 1987	ESM	IB, EPB, pEPB, EPA, DDWW, Hy
Stoff und Formel, 1987	ESM	IB, EPB, pEPB, EPA, DDWW, Hy
Chemie heute, 1988	ESM, OM	IB, EPB, EPA, pEPB, vdW, Hy
Chemie heute, 1993	ESM	IB, EPB, EPA, pEPB, Hy
Chemie S I, 1993	ESM (vereinf.)	IB, EPB, EPA, Hy (ohne FT)
Chemiebuch, 1993 ³	ESM	IB, EP, pEP und Hy (ohne FT)
Elemente Chemie, 1993 ³	ESM/WM	IB, MB/EPA, pEPB, DDWW, Hy
Chemie für Gym, 1994	ESM	IB, EPB, EPA, pEPB
Stoff, Formel, Umwelt, 1996	ESM/WM	IB, EPB, pEPB/EPA, Hy, DDWW
Umwelt Chemie, 1997	ESM	IB, EPB, DP, pEPB, WB, MB
Chemie, Stoffe, Reaktion,- 1997	ESM	IB, MB, EPB
Katzer, 1999	KWM	IB, MB, EPB, EPA, pEPB, DDWW, Hy
Chemie konkret, 1999	ESM/WM	IB, EPB, EPA, vdW, MB, DP
Amino Chemie NRW, 2000	ESM	IB, MB, EPB, vdW, pEPB, EPA, DDWW, Hy, Ü
Chemie heute, 2001	ESM/WM	IB, MB, EP/EPA, pEPB, DDWW, Hy

Tab. 3.6 Schulbuchsynopse zum Atombau und der Chemischen Bindung

EBM = Elektronenbahnenmodell, ESM = Erweitertes Schalenmodell, KWM = Kugelwolkenmodell, OM = Orbitalmodell, WM = Wolkenmodell. IB = Ionenbindung, MB = Metallische Bindung, EPB = Elektronenpaarbindung, pEPB = polarisierte Elektronenpaarbindung, EPA = Elektronenpaarabstoßungsmodell, vdW = VAN DER WAALS Wechselwirkungen, WB = Wasserstoffbrücken-Bindung, DP = Dipol, WW = Wechselwirkung, DDWW = Dipol-Dipol-Wechselwirkungen, Hy = Hydratation, Ü = Übergang zwischen Bindungstypen. FT = Fachtermini.

Bei der Erarbeitung der beiden Kriterien wurden die Chemiebücher chronologisch aufgearbeitet, um auch eine mögliche Entwicklung in den Bindungsvorstellungen und den Bindungsmodellen nachvollziehen zu können. In den älteren Chemiebüchern wurden

auf Grund fehlender wissenschaftlicher Erkenntnisse weder Atom- noch Bindungsvorstellungen vermittelt.

Wie Tab. 3.6 zeigt, sind im Laufe der betrachteten 90 Jahre immer wieder andere Atommodelle in den Anfängerunterricht eingeführt worden. Bis in die heutige Zeit wurden zahlreiche Versuche unternommen, die Modelle gegenseitig zu ergänzen.

Nach TAUSCH (1994) konnten sich wissenschaftlich überholte Atommodelle wie das BOHR'sche Bahnenmodell oder zu schwierige Modelle wie z.B. das Orbitalmodell in den Schulbüchern nur schwer halten.

Dies trifft nach Meinung des Autors *nicht* auf das BOHR'sche Atommodell zu, da es immer noch in fast allen Schulbüchern zu finden ist, obwohl es die in Kap. 2.2.5 und 2.2.6 aufgezeigten Grenzen hat.

Es gibt nur zwei Atommodelle, die eine adäquate didaktische Transformation erlauben und sich in den neueren Schulbüchern durchgesetzt haben. Dies ist das Elektronenschalenmodell ESM und das Kugelwolkenmodell KWM. Die gesamte Entwicklung der Schulbuchliteratur zeigt, dass komplizierte Vorstellungen, die wie die Orbital-Theorie auf mathematische Grundlagen aufbauen, sich für den Chemieunterricht der Sekundarstufe I nicht eignen.

Auch im Bereich der Chemischen Bindung hat sich ein großer Wandel der Modelle von der bloßen Mitteilung und Beschreibung von Vorstellungen bis hin zu Sachmodellen, die heute noch im Unterricht und in der Wissenschaft eingesetzt werden, abgezeichnet. Tausch beschreibt das unterschiedliche Vorgehen bei der Beschreibung der Ionen- und der kovalenten Bindung wie folgt:

„Während bei der Ionenbindung die elektrostatische Anziehung als die Ursache des Zusammenhalts dargestellt wird, gibt es bis heute bei der Deutung der Elektronenpaarbindung in Schulbüchern noch kein einheitliches Vorgehen.“ (Tausch 1994, S. 33)

Dies ist auch ein Grund für die unterschiedlichen Modelle, die bei der Beschreibung der kovalenten Bindung in den Schulbüchern eingesetzt werden.

Beim Übergang der Atomvorstellung zur Chemischen Bindung haben sich in den untersuchten Schulbüchern zwei Wege als bevorzugt herausgestellt:

Das zu Grunde liegende Elektronenschalenmodell (ESM) wird durch die Edelgasregel und die Elektronenpaarabstoßungstheorie (EPA) ergänzt, so dass es neben den Aussagen über den Atombau auch Aussagen über die Struktur der Moleküle erlaubt. Die Edelgasregel stellt jedoch an sich kein Bindungsmodell dar, sondern kann zur Beschreibung der chemischen Bindung herangezogen werden.

Das Kugelwolkenmodell (KWM), als vereinfachte auf quantenmechanische Rechnungen basierende Modellvorstellung zum Aufbau der Atome, kann bis auf einzelne Ausnahmen zur Erklärung der chemischen Bindung verwendet werden. Die Grundlagen der halb- und vollbesetzten Elektronenwolken, mit der dieses Atommodell eingeführt worden ist, wird einfach auf die Bindungselektronenwolken übertragen, so dass keine weitere Ergänzung für den Unterricht notwendig wird, um z.B. die Struktur von Molekülen erklären

zu können. Die auch die Deformation der Elektronenwolken erklärende Modellvorstellung wird im Weiteren als Elektronenwolkenmodell EWM bezeichnet.

Sowohl das Elektronenschalen- als auch das Elektronenwolkenmodell können im Schulunterricht zur Erklärung ‚des Phänomens‘ der Chemischen Bindung, mit der wiederum stoffliche Eigenschaften erklärt werden sollen, eingesetzt werden. Wobei das Elektronenwolkenmodell weder bei der Behandlung der kovalenten Bindung noch bei der Behandlung der Ionenbindung zusätzliche Modellvorstellungen bemühen muss. Dadurch ist die Reihenfolge dieser beiden Bindungstypen für die Behandlung der Chemischen Bindung mittels des Elektronenwolkenmodells frei wählbar.

Auf polare und unpolare Bindungen, den räumlichen Bau von Molekülen sowie auf die Wechselwirkung zwischen den Molekülen gehen die meisten aktuellen Schulbücher ein. Auch wird in der Weiterführung der Wechselwirkung zwischen den Molekülen die Wechselwirkung zwischen Molekülen und Ionen unter dem Kapitel Hydratation besprochen.

3.1.3.3 Untersuchung zur Reihenfolge und Anschaulichkeit der Modelle

Die Anschaulichkeit der Lerninhalte ist wichtig, wie bereits Comenius fordert:

„Nicht der Schatten der Dinge, sondern die Dinge selbst, welche auf die Sinne und die Einbildungskraft Eindruck machen, sind der Jugend nahezubringen. Mit realer Anschauung, nicht mit verbaler Beschreibung der Dinge muß Unterricht beginnen. Aus solcher Anschauung entwickelt sich sicheres Wissen.“ (COMENIUS in SCHÖLER 1970, S. 23)

Bei der Erarbeitung dieser beiden Aspekte wurden die Chemiebücher der letzten neunzehn Jahre chronologisch abgearbeitet, da sie von der Abbildungsqualität der Modellvorstellungen allein durch einen Vierfarbendruck den älteren Büchern überlegen sind.

Es ist wichtig, bei der Erarbeitung eines neuen Unterrichtskonzeptes auf die in der Vergangenheit bewährten Modelle zurückzugreifen und diese zu verbessern. Wie sich aus der vorangegangenen Betrachtung gezeigt hat, sind die Modelle bezüglich der Atom- und Bindungsvorstellungen erst im Rahmen der letzten zwanzig Jahre gefestigt worden oder haben sich in dieser Zeit bewährt.

Untersuchung zur Reihenfolge und Anschaulichkeit der Modellvorstellungen:

Buch	Autor	Verlag	Reihenfolge der Lerninhalte
Lüthje. Gall. Reuber. Lehrbuch der Chemie Sek I	W. Thomas, M. Quante, U. Quante, u.a.:	Frankfurt a.M.: Diesterweg, Sauerländer 1984 allg. Ausgabe	DALTON-Atommodell - RUTHERFORD-Atommodell (Kern-Hülle-Modell), Streuversuch - BOHRsches Atommodell (Schalenmodell), Linienspektren - Außenelektronen, Edelgaskonfiguration - Atomradien - Atommassen und Isotope - Elementbegriff - PSE (MEYER und MENDELEJEFF) - Ionenwertigkeit - Ionenbildung (NaCl) - Ionenbindung - Ionenkristalle - Ionenverbindungen und ihre Eigenschaften - Energetische Betrachtungen zur Ionenbildung und -bindung - Reaktionsschemata und Elektrodenreaktion - Elektronenpaarbindung - LEWIS-Modell (Molekülverbindungen, Elektronenformeln, LEWIS-Formeln) - Elektronenpaar-Abstoßungsmodell - polarisierte Atombindung - Elektronegativität - Dipol (Wasser) - Oxonium-Ion - Wasserstoff-Brücken - VAN-DER-WAALS-Kräfte - Übergänge zwischen Ionen- und Elektronenpaarbindung
Grothe. Chemie	D. Frühauf, M. Jäckel, H. Tegen:	Hannover: Schroedel 1984 BW, HB, MV, RS, SH, SL, SN, TH RS	Atombau und PSE - Kern-Hülle-Modell: DALTON, RUTHERFORD (kein RUTHERFORD-Versuch!) - Aufbau: Atomhülle, Schalenmodell - Ionenverbindungen - Edelgasähnliche Ionen - Aufbau Ionenkristalle - Bau von Molekülen - Elektronenpaarbindung, Oktettregel - Elektronenpaarwolken Unterschiedliche Farben für Atome und Wolken. Zweidimensionales Modell. Unterschiedliche Schreibweisen. ,3D' Bei Wasserstoffbrücken im Eiskristall, unterschiedliche Bindungsmodelle
Elemente. Chemie I, Nr. 1	W. Eisner, R. Fladt, P. Gietz, u.a.:	Stuttgart: Klett 1986 Ges. Ausgabe Gym	Elementgruppen und PSE (MENDELEJEV und MEYER) - von Atomen lassen sich Elektronen abspalten (elektrostatische Versuche) - Elementarteilchen - Radioaktivität - Kern-Hülle-Modell (RUTHERFORD) - Atomkern, Isotope - Atomhülle - Energie der Elektronen - Energiestufen- und Schalenmodell der Atomhülle - Atombau und PSE - Ionenbindung - Ionen in Lösungen und Schmelzen von Halogeniden - Ionengitter (NaCl) - Aufbau und Eigenschaften von Ionenverbindungen - Atombindung und molekulare Stoffe - polare Atombindung - Kräfte zwischen Molekülen
Chemie heute	G. Krug, K. Risch:	Hannover: Schroedel 1988	PSE (MENDELEJEFF) - Erforschung des Atombaus: RUTHERFORD - Aufbau Atomkerne - Schalenmodell - Spektrallinien - Elektronenwolken und Orbitale - Chemische Bindung - Elektrolyse (Salze) - Bildung von Ionen - Ionenbindung und Kristallaufbau
Natur und Technik	W. Geiger, U. Hampel, P. Haupt, u.a.:	Berlin CVK 1987 NRW HS	Atommodelle - Massenänderungen - LOMONOSSOW - DALTON (Atomtheorie) - Massenverhältnis in CuO - RUTHERFORD-Versuch - RUTHERFORDS Atommodell - BOHRsches Atommodell - Elektronenschalen - Linienspektren - Elementgruppen (Alkalimetalle) und PSE - chemische Bindung: Ionenbildung und Ionenbindung (NaCl)
Struktur. Stoff. Reaktion. Ausgabe E	H.R. Christen:	Frankfurt a. M.: Diesterweg, Sauerländer 1987 allg. Ausgabe	Atome sind teilbar - Radioaktivität - Neutronen, Isotope, Element - Rutherford'scher Streuversuch - DALTON, THOMSON, RUTHERFORD Atommodell - HEISENBERG - Schalenmodell, Energiestufen des Elektrons - PAULI-Prinzip, Bewegungsraum oder Orbital, Elektronenwolken - ... - Elektronenkonfiguration der Edelgase - Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen, Elektronenübertragung, Ionengitter - Gitterenergie - Ionenwertigkeit - Wasserstoffmolekül - Elektronenpaar-, Atombindung - Bindungsenergie - Mehrfachbindungen - Edelgasregel - Radikale - Moleküle - Polare Atombindung, Elektronegativität - Energiegewinnung - Dipol - Elektronenpaar-Abstoßungsmodell - Dipolmoleküle - Mischbarkeit
Umwelt: Chemie. Ein Lern- und Arbeitsbuch.	W. Bäurle, P. Gietz, B. Hoppe, u.a.:	Stuttgart: Klett 1988 allg. Ausgabe	Stromleitung in Salzschnmelzen und Salzlösungen - Wirkungen geladener Körper aufeinander - Stoffe enthalten (positive und negative) elektrische Ladungen - Ionen - Streuversuch von RUTHERFORD - Bau des Wasserstoffatoms (Proton, Elektron) - Elektronenwolke - Neutronen - Ordnungszahl - Schalenmodell - Elektronenhülle und PSE - Atombau und Elementgruppe - Atombau und Wertigkeit - Bildung von Ionen - Ionenladung, Edelgasschale und Oktettregel - NaCl-Gitter - Eigenschaften von Salzen - Elektrolyse - Moleküle und Elektronenpaarbindung - Wasserstoffmolekül - gemeinsame Elektronenwolke - Atombindung/Elektronenpaarbindung - Elektronenanordnung der Edelgase - Oktettregel bei Molekülen - Mehrfachbindungen - polare Atombindungen - Elektronegativität - Wasserstoff-Brücken - Eis (Struktur und Eigenschaften) - Metallbindung, Metallgitter

Blickpunkt Chemie	D. Frühauf, H. Tegen, [Hrsg.]:	Hannover: Schroedel 1993 BW RS,GS	Erforschung des Atombaus - vom Wolframdraht zum Wolframatom - Ölfleckversuch - Mol - Elektronen - Reibungselektrizität - Elektrische Ladungen - Elektrolyse - RUTHERFORD-Versuch - DALTONS massive Kugel - Kern-Hülle-Modell - Aufbau der Atomkerne - Radioaktivität - Schalenmodell und PSE - Chemische Bindung - Salzkristalle (Aufbau) - Ionenbindung - Edelgasähnliche Ionen - Metallbindung - Elektronenpaarbindung, Oktettregel
Chemie heute Sek I	M. Jäckel, K.T. Risch, [Hrsg.]:	Hannover: Schroedel 1993 BW Gym	Fotoreise in die Welt der Atome - Elektronen (statische Elektrizität) - Ionen - RUTHERFORD-Streuversuch - Kern-Hülle-Modell - CURIE entdeckt die Radioaktivität - Modell des Atomkerns - radioaktive Isotope - HAHN und die Kernspaltung - Schalenmodell - PSE - Ionenbindung (Edelgaskonfiguration, Salze) - Kugelpackungen als Modell für Salz- und Metallkristalle - Redoxreaktionen - Elektrochemie - Fotografie - Elektronenpaarbindung (Acht-Elektronen-Chemie) - LEWIS-Formeln - räumliche Struktur (Elektronenpaarabstoßung) - Dipol Gleiche Farben für unterschiedliche Atomsorten, unterschiedliche Farben für gleiche Ladungsträger, 2D-Abbildungen, unterschiedliche Bindungsmodelle
Chemiebuch	D. Schuphan, M. Knappe:	Frankfurt a. M.: Diesterweg, Sauerländer 1993 BB, BE, HB, HE, HH, NI, NRW, RP, SL, SH, ST, TH Gym	Stoffe laden sich elektrisch auf - gelöste Salze leiten den elektrischen Strom - Kern-Hülle-Modell - RUTHERFORD-Versuch - PSE - Protonen - Isotope - Gruppen und Perioden - Aufbau der Atomhülle - Schalenmodell - Ionenbindung und Ionenbindung - Oktettregel - Elektronenpaarbindung, Molekülbildung - Elektronegativität - Hydratation Unterschiedliche Farben für gleiche Ladungsträger, 2D-Abbildungen, unterschiedliche Bindungsmodelle
Chemie für Gymnasien. Ausgabe D	R. Blume, W. Kunze, u.a.:	Berlin: Cornelsen 1994 Gym	DALTON/Atommassen - Massenspektroskopie - Strukturen von Bindungen (MgO) - Molare Größen - Alkalimetalle - Ordnung der Elemente nach Atommassen - Triaden (DÖBEREINER) - Elektrische Eigenschaften von Stoffen - Metallbindung - THOMSONS Rosinenkuchen-Modell - RUTHERFORD-Versuch - Bohr: Atommodell - Kernladung, Isotope - Schalenmodell - Energiestufenmodell - PSE - Ionen/Ionenbindung - Ionenbindung - Na ⁺ Cl ⁻ Ionengitter (NaCl) Unterschiedliche Farben für die Atome und Wolken und unterschiedliche zweidimensionale Bindungsmodelle
Elemente Chemie I NRW	H. Bousack, W. Eisner, R. Fladt, P. Gietz, A. Justus, K. Laitenberger, W Schierle, K. Stumpf:	Stuttgart: Klett 1994 NRW Gym	PSE (MENDELEJEV, MEYER) - PSE - Ladungsträger, Radioaktive Strahlung, RUTHERFORDSCHER Streuversuch - Kern-Hülle-Modell - Isotope - Ionisierungsenergie - Energiestufen und Schalenmodell der Elemente - Elektronenübertragung - elektrische Leitfähigkeit - Schmelzen von Salzen - Salze sind aus Ionen aufgebaut (Ionenbindung, Edelgasregel) Ionengitter - Eigenschaften von Ionenverbindungen - Elektronenübertragungsreaktionen - Elektrolyse - Projekt Metallüberzüge - Metallbindung und Elektronengasmodell - Bindung in Molekülen - Edelgasregel - EPA jedoch nicht benannt -räumlicher Bau der Moleküle - Dipolmolekül, polare Atombindung - Elektronegativität - Wasserstoff-Brücken - Kräfte zwischen Molekülen - Wasser als Lösungsmittel Unterschiedliche Farben für die Atome und Wolken und unterschiedliche zweidimensionale Bindungsmodelle und Erklärungen
Unterricht Chemie. Lehrerhandbuch.	S. Ansari, R. Demuth, U. Hilpert:	Köln: Aulis-Verlag 1994 Lehrer	Kleinste Teilchen - vom DALTON-Modell zum Kern-Hülle-Modell - Kugelzonenmodell/PSE - Grenztypen der chemischen Bindung - Elemente verbinden sich - Ordnen von Metallen - Kräfte in Verbindungen - Elektronenabgabe - Kugelwolkenmodell
Chemie. Stoff Formel Umwelt Sek I	M Tausch, M. v. Wachendonk:	Bamberg: Buchner 1996 allg. Ausgabe	Ladung - Kern-Hülle-Modell - Schalenmodell - Atomradien - Radioaktive Strahlung - Leitfähigkeit - Ionen - Ionenbindung - Ionengitter - Ionenkristall - Metallbindung - Elektronenpaarbindung - polare Elektronenpaarbindung - Dipolmoleküle - Hydratation Unterschiedliche Farben für die Ladungsträger und Energieinhalte. Teilweise genau umgekehrt und widersprüchlich sowie unterschiedliche zweidimensionale Bindungsmodelle

Umwelt: Chemie. Ausgabe C	W. Bäurle, P. Gietz, B. Hoppe, u.a.:	Stuttgart: Klett 1997 allg. Ausgabe	Alkalimetalle - Erdalkalimetalle - Halogene - Edelgase - PSE (MENDELEJEV, MEYER) - RUTHERFORDSCHER Streuversuch - Kern-Hülle-Modell - Schalenmodell und PSE - Elemente des Universums und der Erde - ... - Kochsalz - elektrische Leitfähigkeit - Salzbildung mit Halogenen - Salze sind aus Ionen aufgebaut (Ionenbildung, Oktettregel, Energie) - Redoxreaktion - Ionen bestimmen die Eigenschaften der Salze (Ionenbindung, Ionenbindung, Eigenschaften der Salze, Formeln von Ionenverbindungen) - Praktikum: Wir züchten Kristalle, Salze und Molekülverbindungen - Moleküle und Atombindung (Wasserstoffmolekül, bindendes Elektronenpaar, Oktettregel, Mehrfachbindungen) - Dipol, polare Atombindung (Wasser) - Elektronegativität - Wasserstoff-Brücken - Eis, Struktur und Eigenschaften - Wasser als Lösungsmittel - Metallbindung (Aufbau der Metalle, Metallgitter, Metalleigenschaften) - ...
Chemie. Stoffe, Reaktionen, Umwelt. Sek I	B. Arndt, K. Arnold, H. Belter, u.a.:	Berlin: Volk und Wissen 1997 allg. Ausgabe	Sehr einfache Darstellung: BOHRSCHE Atommodell (nicht bezeichnet) - PSE - salzartige Stoffe (NaCl, Metallhydroxide, Metalloxide) - Ionenbindung - Metallbindung - Atombindung
Grund- kenntnisse Chemie	G. Baars:	Aarau: Sauerländer 1998 Schweiz	Von DALTONS Atom-Hypothese zur Atom-Theorie - Masse, Mol - Atome sind nicht unteilbar (Proton, Elektron, Neutron) - Kern-Hülle-Modell - Schalenmodell - Wolkenmodell - PSE
Chemie konkret	H.J. Schmidt:	Frankfurt a. M.: Diesterweg 1999 HB, HE, HH, NRW, NI, RP, SL, SH Gym 11	BOHR: ‚Planeten-Modell‘ - HEISENBERG: Aufenthaltsraum, Wolke - Element - Isotop - kein RUTHERFORD-Versuch - Schalenmodell - Ionenbildung/-bindung - NaCl - Elektronenpaarbindung, Elektronenpaar-Abstoßung, Moleküle - VAN DER WAALS-Kräfte - Metallbindung, Elektronegativität, Dipol - Metallbindung, Halbleiter
Amino	H.J. Bezler, A. Düntsch, E. Höfling, u.a.:	Frankfurt a. M.: Diesterweg, 2000 NRW Gym	Die Edelgase - die Geschichte des PSEs - das moderne PSE - Elementarteilchen - vom Experiment zur Theorie - das Atommodell von RUTHERFORD - Schalenmodell der Elektronenhülle - Elektrolyse, Ionen in Lösung - Ionenbindung - Eigenschaften von Salzen - Reaktionen mit Elektronenübergängen - die Metallbindung - Wasserstoff-Atom und -Molekül - zweiatomige Moleküle eines Elements - feste Nichtmetalle mit Elektronenpaarbindung - die polare Elektronenpaarbindung - Elektronegativität - Stoffe mit polarer Elektronenpaarbindung - räumlicher Bau mehratomiger Moleküle - Wasserstoff-Brücken - Lösen und Kristallisieren - Übergänge zwischen Bindungsarten - Eigenschaften ausgewählter Verbindungen Unterschiedliche Farben für die Ladungsträger unterschiedliche Modelle, Eiskristall schlechte 3D-Abbildung
Chemie heute	W. Asselborn, M. Jäckel, K. T. Risch, [Hrsg.]:	Hannover: Schroedel, 2001 NRW	Die Entdeckung der Edelgase - das PSEs – Ladungstransport durch Ionen, Elektrolyse – Radioaktivität – das Kern-Hülle-Modell des Atoms - RUTHERFORDS Streuversuch – Modell des Atomkerns – Modell der Atomhülle - Schalenmodell der Atomhülle – Ionisierungsenergie - Ionen und Edelgaskonfiguration - Salze Ionen hinter Gittern – Metalle-Struktur und Reaktion – Metallbindung – Metallgitter – edle und unedle Metalle - Korrosion – Galvanische Zelle – Vom Atom zum Molekül – Lewis-Formel – Oktettregel – Räumliche Struktur – Elektronenwolken – EPA – das Wassermolekül – Elektronegativität - Wasserstoffbrückenbindung - Lösungsvorgänge – Struktur-Eigenschafts-Beziehung - Übergänge zwischen Bindungsarten Unterschiedliche Farben für die Ladungsträger sowie unterschiedliche Modelle und auch 3D-Abbildungen

Tab. 3.7 Reihenfolge und Anschaulichkeit der Modellvorstellungen in den Schulbüchern der letzten 19 Jahre.

Bezüglich der Reihenfolge der Behandlung der Chemischen Bindung in den Schulbüchern ergibt sich, dass alle untersuchten Schulbücher ausnahmslos mit der Ionenbindung beginnen (vgl. BARKE & HILBING 2003). Es ist zwar eine andere Reihenfolge denkbar, wie sie auch das Curriculum ermöglicht, doch sie wird in keinem Schulbuch beschrieben. Da die meisten Lehrenden im Schulbuch chronologisch vorgehen,⁴ wird die Chemische Bindung somit fast ausschließlich am Beispiel der Ionenbindung erarbeitet. Dies kann neben der Reihenfolge im Schulbuch auch historische Gründe haben, da die *Chemie der wässrigen Lösungen* auch historisch zuerst untersucht wurde.

Die verwendeten Bindungsmodelle sind in den untersuchten Schulbüchern unterschiedlich und sogar teilweise innerhalb eines Bindungstyps in ein und demselben Schulbuch uneinheitlich. Dadurch sind die Erläuterungen zu dem jeweiligen Lerninhalt nicht immer schlüssig. Die Abbildungen zu den Bindungsmodellen sind, obwohl es sich zum großen Teil um das erweiterte Schalenmodell handelt, bewusst zweidimensional, damit die Elektronen auf der äußeren Schale gezählt werden können. Die Oktettregel wird im Folgenden Edelgasregel genannt, da die Oktettregel ein Spezialfall darstellt, wird meist mit der LEWIS-Schreibweise eingeführt und die Bindungselektronen besetzen die gemeinsamen Schalen, die als Schnittmenge eingezeichnet werden.

Die zwei- aber auch teilweise dreidimensionalen Abbildungen erfordern ein gutes Raumvorstellungsvermögen, damit die sich ergebende räumliche Gestalt der Moleküle und Ionenkristalle erfasst werden kann. Teilweise wird jedoch eine gute Vorstellung auf Kosten der ‚besseren Zählbarkeit‘ der Elektronen aufgegeben. Hier werden zweidimensionale Schnittmengen-Modelle bemüht, die jedoch keinerlei Aussagekraft bezogen auf die räumliche Struktur des Moleküls haben.

Der Wechsel der Modelle bei der Erklärung der unterschiedlichen Bindungstypen innerhalb eines Schulbuchs verhindert die Veranschaulichung der fließenden Übergänge zwischen den Bindungstypen.

3.2 Übergänge der Bindungstypen ineinander

Nach SCHMIDT existieren die Grenzfälle, die der systematischen Gliederung der Bindungstypen zu Grunde liegen, eigentlich nicht in der häufig angenommenen Art und Weise. Die chemische Bindung kommt nur als Mischform dieser Grenzfälle vor:

„Eine ‚ideale‘ bzw. ‚reine‘ Ionenbindung ist, ebenso wie eine ‚reine‘ Atombindung mit völlig symmetrischer Verteilung der bindenden Elektronen auf der anderen Seite ein idealisierter Grenzfall, der praktisch nie verwirklicht ist.“
(SCHMIDT 1988, S. 72)

Hieraus folgt, dass die Bindungen nicht systematisch, sondern systemisch eingeteilt werden müssten. Diese Sichtweise beschreibt REINERS (1996) wie folgt:

„Bei einer systemischen Betrachtung verschiebt sich der Ansatz von einer statischen zu einer eher dynamischen Betrachtung, mit der die Grenzen des Systems überschritten werden.“

4 Diese Aussage resultiert aus einer Befragung des Autors von Kollegen und Kolleginnen auf einer Weiterbildung in Wachtberg im Februar 1999.

Ausgehend vom Phänomen der *Resonanz* bei dem Valenz-Struktur-Modell (VB-Modell) trafen PAULING (1973), SLATER und COULSON (VGL. COULSON 1969 und MCWEENY 1984) die Aussage, dass selbst die Bindung zwischen zwei Wasserstoffatomen nicht ausschließlich kovalente, sondern auch ionische Bindungsanteile aufweist (HUHEEY 1988) Auch diese Aussage unterstützt den systemischen Ansatz.

Die Betrachtung der kovalenten, ionischen und metallischen Bindung als Grenztypen der chemischen Bindung erlaubt einen stufenlosen Übergang zwischen den Bindungstypen. Wie es VAN ARKEL (1949) und KETELAAR (1958) in ihrem Bindungstypendreieck zeigen.

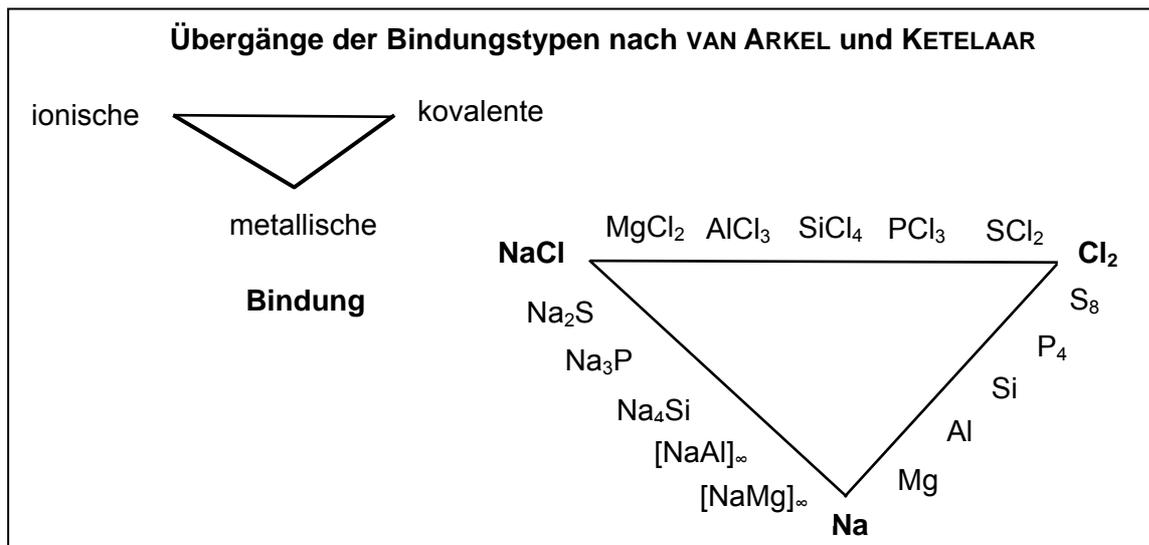


Abb. 3.1 Bindungstypendreieck nach VAN ARKEL und KETELAAR.

Die abgebildeten Beispiele sind Interpretationen des Bindungstypendreiecks in Anlehnung an VAN ARKEL und KETELAAR. Das ∞ -Zeichen soll das beliebige Stoffmengenverhältnis der Legierungsbestandteile symbolisieren.

BOLAY machte 1981 den Versuch einer umfassenden Darstellung aller Typen chemischer Bindungen. Er setzte in seiner Darstellung (vgl. Abb. 3.2) die Molekül-, Komplex-, Ionen- und Metallbindungen in Beziehung mit den schwachen chemischen Bindungen wie der VAN-DER-WAALS-, Wasserstoffbrücken- und elektrostatischen Bindung. Seine Synopse soll als modellhafte Darstellung der Beziehungen und Übergänge der chemischen Bindungen eingeführt werden (vgl. BOLAY 1981). Dies soll zweckmäßigerweise dadurch geschehen, dass die ‚*Seiten des Rhombus*‘ herausgelöst erarbeitet werden und später in der Sekundarstufe II der Rhombus anhand von mehrteiligen Folien aus den bekannten Geraden kombiniert werden.

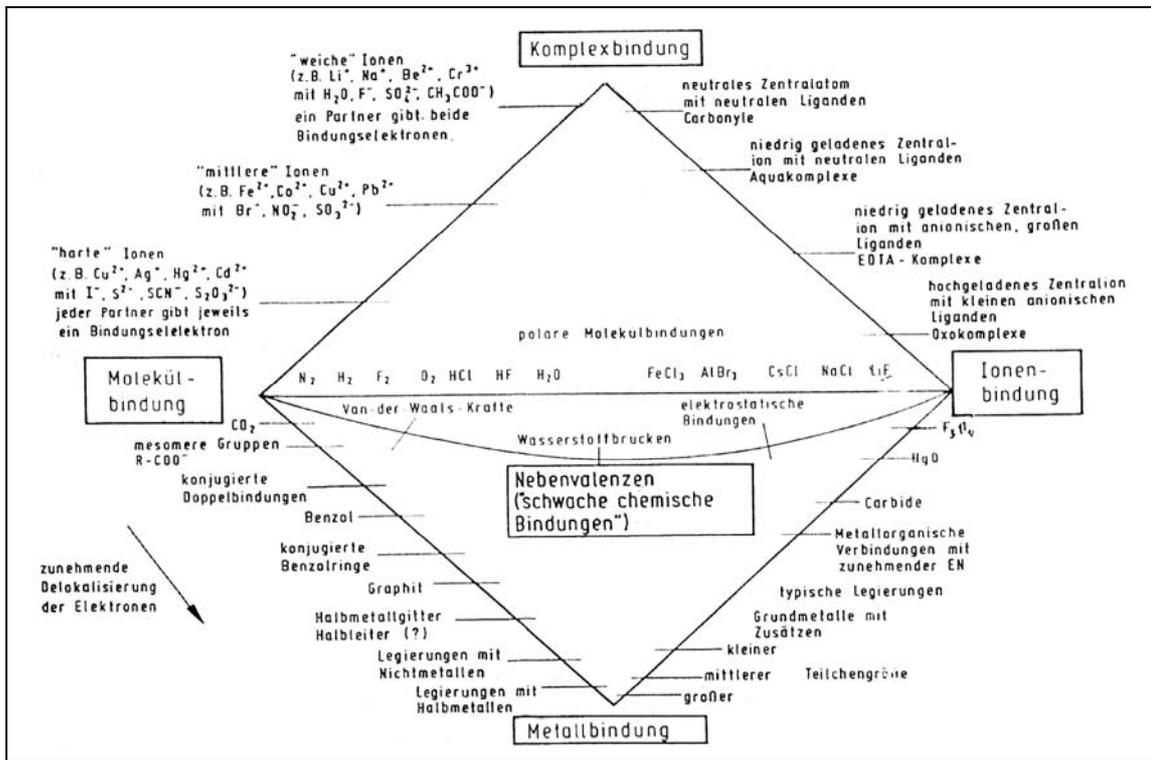


Abb. 3.2 Synopse der Chemischen Bindung nach BOLAY.

Für LAING war es nahe liegend, den in den Jahren 1941-1947 von den Chemikern VAN ARKEL und KETELAAR zu Grunde gelegten Ansatz aufzugreifen und ihn im Gegensatz zu BOLAY nur um eine intermolekulare bzw. -atomare Wechselwirkung zu erweitern.

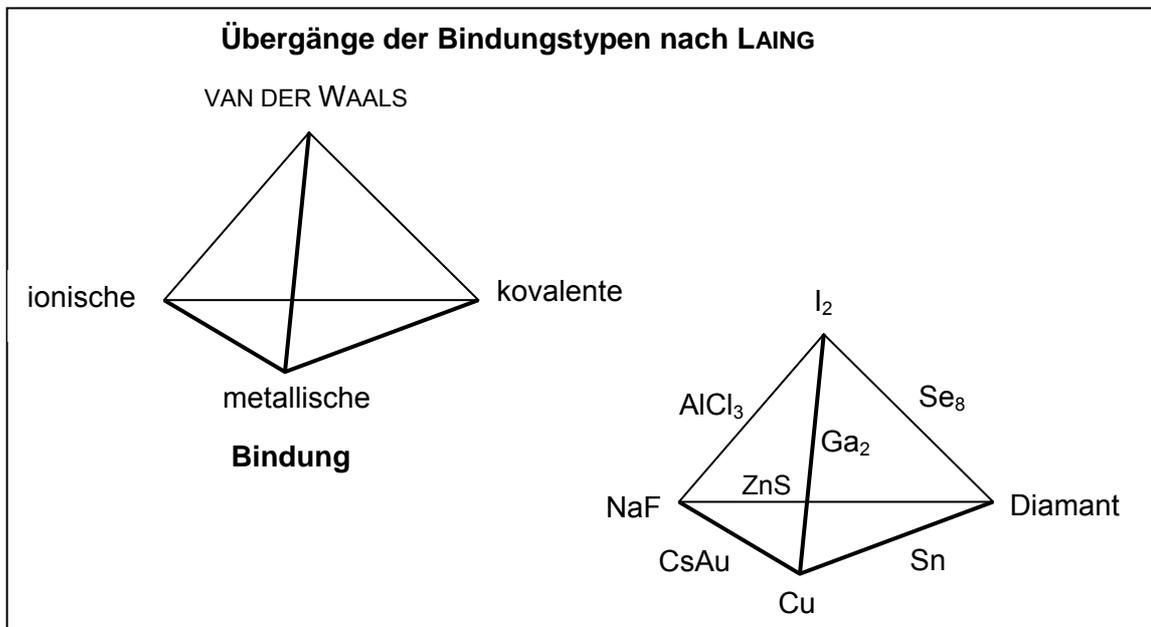


Abb. 3.3 Bindungstypentetraeder nach LAING.

LAING (1993) verwendete zur Veranschaulichung in seinen Überlegungen die im abgebildeten Diagramm aufgeführten Beispielverbindungen. Dass diese Erweiterung um die VAN-DER-WAALS Bindungen, wie sie LAING machte, sinnvoll ist, zeigte REINERS (1998) in einem Aufsatz, in dem sie dieses Modell konsequent auf die metallische Bindung anwendete.

Bindungsübergänge nach KÖNIG

Um die Phänomene der Bindung im Chemieunterricht der Sekundarstufe I beschreiben zu können, werden die Bindungstypen in Primär- und Sekundärbindungen unterteilt. Zu den Primärbindungen gehören die kovalente, ionische und metallische Bindung. Die Sekundärbindungen sind die VAN DER WAALS- und Wasserstoffbrückenbindung.

Eine Aufteilung der Sekundärbindungen in VAN DER WAALS- und Wasserstoffbrückenbindungen erfolgt nach HUHEEY (1995), da die Wasserstoffbrückenbindung nicht als Extremfall der VAN DER WAALS-Wechselwirkungen aufgefasst werden kann. Dieser Auffassung stimmt RIEDEL (2002) mit seiner Einteilung der Sekundärbindungen zu.

Aus dieser Einteilung der Bindungstypen und der Thematisierung aller Bindungstypen im Chemieunterricht der Sekundarstufe I, sollen diese so miteinander verknüpft werden, dass die Übergänge zwischen ihnen darstellbar und anschaulich sind, um zu einem verständlichen Zusammenhang der Bindungen beizutragen.

Aus diesen Überlegungen ergibt sich konsequenterweise eine Erweiterung des Bindungstypen-Tetraeders von LAING um die Wasserstoffbrückenbindung. Die abgebildete trigonale Bindungstypen-Bipyramide ergibt sich aus der Überlegung die Primärbindungen in dem Bindungstypendreieck nach VAN ARKEL und KETELAAR zu belassen, da sie gleichwertig zu behandeln sind. Die Sekundär-Bindungen sollten ebenfalls gleichwertig behandelt werden. Durch das Auftreten der VAN-DER-WAALS-Bindung bei vorwiegend unpolaren und der Wasserstoffbrückenbindung bei ausgesprochen polaren Verbindungen ergeben sich die zwei entgegengesetzt gerichteten Spitzen einer Bipyramide.

Mit dieser Bindungstypen-Bipyramide können alle Bindungsphänomene des Chemieunterrichts der Sekundarstufe I wie der Knick im Schmelz- und Siedepunktdiagramm von Halogenwasserstoffverbindungen, die Carbonsäuredimerisierung oder die Salzhydrate erklärt werden. Die Abb. 3.4 zeigt die konsequente Erweiterung des Bindungstypentetraeders um die Wasserstoffbrückenbindung, so wie sie der Autor vorschlägt. Hieraus ergeben sich die o.a Beispiele.

Dieser Zusammenhang der Bindungstypen untereinander wird ebenfalls bei der Entwicklung der Lehr- und Lernhilfen zu Grunde gelegt, damit ein fließender Übergang der Bindungstypen ineinander bis in den Chemieunterricht der Sekundarstufe II gewährleistet ist.

Der Übergang der Metallischen Bindung zur Wasserstoffbrückenbindung wird vom reinen Metall über die Metallhydride und Mischmetallhydride bis zum Wasser geführt. Der Übergang der kovalenten Bindung hin zur Wasserstoffbrückenbindung erfolgt über die Anlagerung von Wasserstoffatomen an die Kohlenstoffmodifikation Diamant, bis hin zum Wasser. Dies geschieht mittels Kohlenwasserstoffmolekülen über verschiedene langkettige Alkanole, über Methanol zum Wassermolekül. Der dritte neue Übergang der Ionenbindung hin zur Wasserstoffbrückenbindung folgt von reinen Ionenkristallen mit der Erhöhung des Wasseranteils, über Hydrate hin zu wässrigen Lösungen und schließlich ebenfalls zu Wassermolekülen.

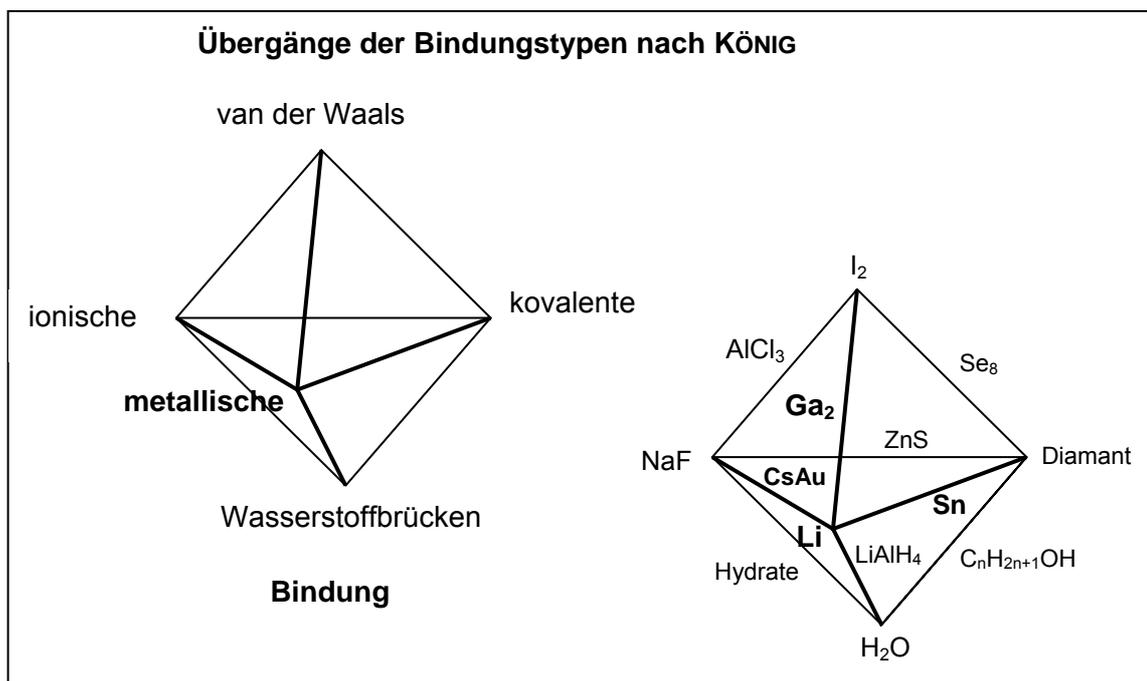


Abb. 3.4 Trigonale Bindungstypenbipyramide nach KÖNIG.

Systemische Strukturierung

Zur systemischen Strukturierung ist eine Modellvorstellung vonnöten, die in der Lage ist, die angesprochenen Bindungen sowie die Übergänge der Bindungen ineinander zu erklären, damit diese ohne Modellwechsel behandelt werden können. Ein fließender Übergang kann jedoch nur durch eine Computervisualisierung ermöglicht werden.

Folgende Möglichkeiten sind zur Zeit denkbar:

Molecular Modelling

STEINER führt aus, dass durch Molecular Modelling die Darstellung von unterschiedlichen Bindungstypen wie kovalente, polare und ionische Bindung im Netz von Ladungsoberflächen ermöglicht wird (vgl. STEINER 2001). Dies visualisiert zwar die unterschiedlichen Bindungstypen, doch ist es weder ein Bindungsmodell noch können damit die Übergänge fließend verdeutlicht werden, so dass die Darstellung von Ladungsoberflächen nicht zur Grundlage eines neuen Unterrichtskonzeptes gemacht werden kann. Der Autor ist im Gegensatz zu STEINER der Meinung, dass Veranschaulichung nicht unbedingt etwas mit unmittelbarer Anschauung zu tun hat.

Die zu Grunde liegenden Berechnungsverfahren verwenden, dem Anwender meist unbewusst, je nach Bindungstyp und Vorgaben unterschiedliche Näherungsverfahren. Hier steht die Berechnung der zu modellierenden Substanzen und nicht der Übergang von Bindungstypen im Vordergrund.

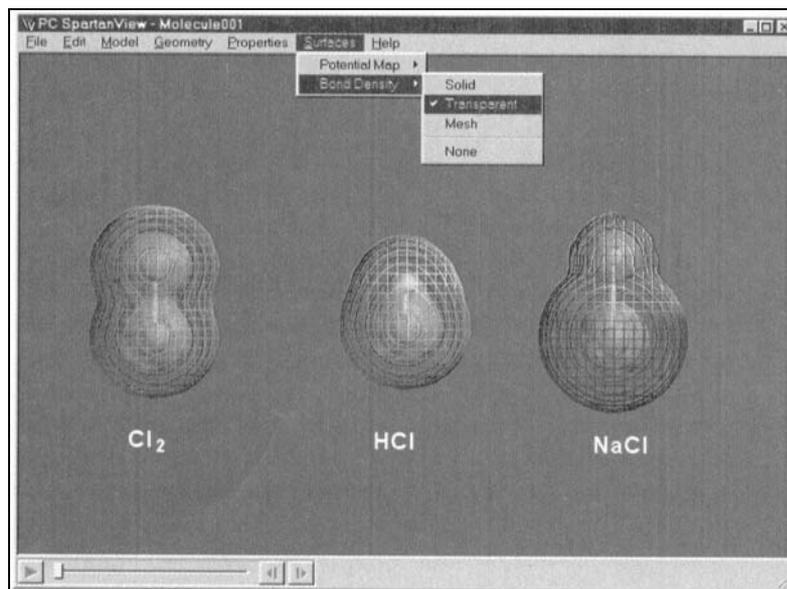


Abb. 3.5 „Kovalente, polare und ionische Bindung im Netz von Ladungsoberflächen visualisiert.“ (STEINER 2001, S. 496)

Elektronendichtekarten

Die Elektronendichtekarten stellen nach DÄMMGEN & DEMUTH (1989) einen *Schlüssel zum Verständnis chemischer Bindung* dar. Doch auch sie können den fließenden Übergang zwischen den Grenztypen der chemischen Bindung nicht ideal visualisieren. Sie ermöglichen keine adäquate Beschreibung der Bindung und deren Übergänge, da sie nicht dynamisch sind. Sie können nur schwer berechnet werden und basieren zum größten Teil auf Messungen.

Elektronenlokalisierungsfunktion

Neben der Elektronendichteverteilung stellt nach FÄSSLER & SAVIN (1997), SAVIN et al. (1997) sowie JANSEN (1998) auch die Elektronenlokalisierungsfunktion ein gutes Hilfsmittel zur Visualisierung der Chemischen Bindung dar. Sie ist ein Maß für die Abstoßung der Elektronenpaare und wird aus quantenmechanischen Rechnungen erhalten. Mit Hilfe dieser Funktion kann man den Raum in Bereiche unterteilen, die man den Elektronenpaaren zuschreibt. Wobei die Bereiche den in der Chemie üblichen Vorstellungen von Elektronenpaaren entsprechen.

Auch die Elektronenlokalisierungsfunktion ist zur Darstellung des Übergangs verschiedener Bindungstypen nicht ideal, da sie zwar für fast alle Bindungstypen zu berechnen ist doch an sich kein Bindungsmodell ist. Darüber hinaus benötigt die Berechnung der Funktion und insbesondere der Übergänge ineinander leistungsstarke Computer, die an Schulen innerhalb des Chemieunterrichts in der Regel nicht verfügbar sind.

Die Rechenintensität erschwert eine Animation und den dynamischen Übergang zwischen den Bindungstypen.

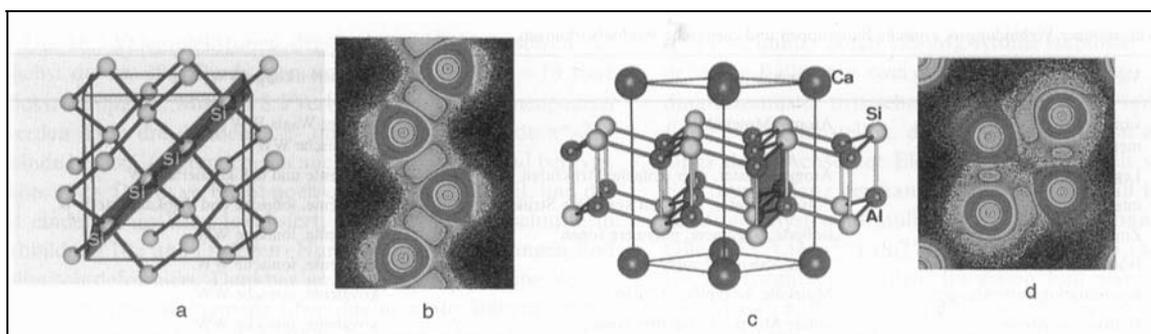


Abb. 3.6 Strukturdarstellung und 2D-ELF-Abbildung. (Basierend auf LMTO-Rechnungen) für das Metall Silizium und die intermetallische Phase CaAl_2Si_2 . Die Schnittebenen der ELF-Abbildungen sind jeweils in der Strukturdarstellung angegeben (vgl. SAVIN et al. 1997, S. 1908).

3.3 Modelle und Bindungsmodelle in der fachdidaktischen Literatur

VOSSEN (1979) stellte die unterschiedlichen Modelle im Chemieunterricht zusammen. Sie reichen von *Modellen zur Artikulation* über *Modelle zur Struktur und chemischen Bindung* bis zu *Modellen zur chemischen Reaktion*. Im Weiteren wurden die Modelle von VOSSEN zur Struktur und Chemischen Bindung aufgeführt und modifiziert. VOSSEN versteht interessanterweise das Elektronenpaarabstoßungsmodell EPA als Bindungsmodell, obwohl es nur die Struktur von Molekülen erklären kann.

Modelle im Chemieunterricht nach H. VOSSEN

Modelle zur Struktur	Modelle zur chemischen Bindung
Teilchen-Modell	ESM (z.B. Elektronenoktett)
Atom-Modelle	EPA
Molekül-Modelle	EWM
Ionen-Modelle	OM
Isomerie	MO, VB, SCAO, HMO
	Gitter-Modelle (z. B. Elektronengas)
	Resonanz-Modelle

Tab. 3.8 Modifizierte Übersicht der Modelle des Chemieunterrichts zur Struktur und Chemischen Bindung nach VOSSEN (1979, S. 90).

In Kap 3.5 werden die Bindungsmodelle mit ihren Vor- und Nachteilen gegenübergestellt und diskutiert.

BECKER et al. (1992) führen als Atommodelle das DALTON'sche, das RUTHERFORD'sche, das BOHR/SOMMERFELD'sche sowie das Orbital- und Kugelwolkenmodell an. Demgegenüber favorisieren PFEIFER et al. (1997) die *historisch-genetische* Abfolge von Theorien und Modellvorstellungen zur atomistischen Struktur der Materie und zum Atombau.

Diese Abfolge muss sowohl für den Lernenden als auch für den Lehrenden transparent bleiben.

„Notwendigerweise setzt jedoch wissenschaftliches Verständnis nicht das Durchlaufen der angeführten Vorstellungen in der chronologischen Reihenfolge voraus. ... Die aufgeführten Argumente liefern der Schulchemie die Rechtfertigung, jene theoretischen Konzepte auszuwählen, deren logische Strukturen – je nach Adressatengruppe – auf unterschiedlich hohem Abstraktionsniveau herausgearbeitet werden.“ (PFEIFER et al. 1997, S. 56)

BARKE & HARSCH (2001) unterscheiden zwischen Denkmodellen und Anschauungsmodellen. Unter den Denkmodellen führen sie Modelle zum Aufbau der Atome auf. Hierzu zählen sie das Masse-Modell von DALTON, das Masse-Ladungs-Modell von Thomson, das Kern-Hülle-Modell von RUTHERFORD, das Schalenmodell von BOHR sowie das Elektronenwolkenabstoßungsmodell von GILLESPIE und KIMBALL (vgl. auch AHLRICHS 1980).

Modelle zur Chemischen Bindung werden aus zwei Blickwinkeln betrachtet. Aus der Sicht der Wirkung von Bindungskräften unterscheiden sie in gerichtete und ungerichtete Bindungen. Aus der Sicht der Art der Bindungskräfte wird von BARKE & HARSCH (2001, S. 141) in folgende Grenzfälle der Chemischen Bindung unterschieden:

- „Elektronenpaarbindung (kovalente Bindung, Atombindung),
- Ionenbindung (ionische Bindung, Ionenbeziehung),
- Metallbindung (metallische Bindung),
- Wasserstoffbrückenbindung (Wasserstoffbindung) und
- van-der-Waals-Kräfte (zwischenmolekulare Kräfte).“

Bei den Anschauungsmodellen wird auf die Denkmodelle zur chemischen Struktur Bezug genommen. Innerhalb der *Modelle zu Molekülstrukturen* führen sie das Kalottenmodell, Kugel-Stab-Modell und das Stabmodell auf. Bei den Modellen zu Kristallgitterstrukturen werden das Raumgittermodell, Kugelpackungsmodell, die Elementarzelle und 3D-Zeichnungen genannt.

Modelle der chemischen Bindung und ihre Bedeutung für den Chemieunterricht

Modelle, die zur Beschreibung der unterschiedlichen Bindungstypen in der Schule eingesetzt werden können, wurden von ANSARI, DEMUTH & HILPERT (1994) zusammengestellt und sind im Folgenden kommentiert aufgeführt:

Das *Kugelpackungsmodell* basiert auf dem DALTON'schen Atommodell und ist ein Modell zur Beschreibung der Anordnung von Atomen oder Atomgruppen in den Gittern von Metallen oder Ionenverbindungen. Mit diesem Modell können Bilder von der Elektronendichteverteilung in solchen Verbindungen beschrieben werden. Die nötigen Informationen zur richtigen Anwendung der Modellvorstellung sind die Radienverhältnisse der beteiligten Atome oder Ionen des Gitters sowie die Tatsache der elektrostatischen Anziehungskräfte bei Ionenverbindungen, die durch das COULOMB'sche Gesetz beschrieben werden. SEEL (1983, 1984 & 1985) zeigte in seinen Literaturbeiträgen, dass die Strukturchemie mit Tischtennisbällen gut beschrieben werden kann.

Dieses Modell stellt jedoch kein Bindungsmodell dar. Es kann eher als Modell für die physikalischen Anordnungen der Gitterbausteine auf der Basis der COULOMB-Anziehung

aufgefasst werden. Für das Elektronengasmodell zur Erklärung der metallischen Bindung gilt ebenso das Gesagte.

Das *RUTHERFORD/BOHR-Modell* kann als Modell zum Aufbau der Atome dienen, doch es ist nach ANSARI, DEMUTH und HILPERT sowie PREUß überholt und für den Einsatz im Unterricht sowie zur Erklärung von Bindungsphänomenen ungeeignet. Es ist PREUß zuzustimmen, wenn er sagt:

„Es trifft nicht zu, daß das BOHR'sche Modell einen Zugang zur chemischen Bindung aufzeigt, geschweige denn zu ihrem Verständnis. Ganz im Gegenteil: Das Modell hat viel zur Verwirrung beigetragen, zumindest bei vielen das Verständnis der Molekülbildung erschwert oder ganz unmöglich gemacht, wenn sie sich davon nicht mehr lösen konnten.“ (PREUß in ANSARI, DEMUTH & HILPERT 1994, S. 11)

Das *Kugelwolkenmodell* basiert auf Überlegungen von KIMBALL, SIGDWICK, POWELL und BENT. Es legt Elektronenwolken als Aufenthaltsräume für Elektronen zugrunde, die einen größtmöglichen Abstand voneinander einnehmen und ermöglicht auf dieser Basis die Aussage über räumliche Strukturen von Atomen und Molekülen.

„Das Kugelwolkenmodell hat sich inzwischen als Bindungsmodell in der Schule bewährt – im Bereich beider Sekundarstufen.“ (ANSARI, DEMUTH & HILPERT 1994, S. 11)

Dieser Aussage von ANSARI, DEMUTH und HILPERT liegt jedoch eine Modifikation des Kugelwolkenmodells zu Grunde, da die Bindungselektronenwolken nach der Molekülbildung und Polarisierung keine kugelförmigen Aufenthaltsräume mehr darstellen. Zusätzlich können die kugelförmigen Aufenthaltsräume der Elektronen von den Lernenden mit den ihnen bisher bekannten ‚Kugeln‘ verwechselt werden, die bis dahin für sie Teilchen darstellten. Die Klärung dieser begrifflichen Schwierigkeit muss besondere Berücksichtigung werden.

Dennoch gibt es auch andere, die dieses Modell ebenfalls favorisieren wie z.B. CHRISTEN (1976) und ROLOFF (2002).

Das *Elektronenpaarabstoßungsmodell* wurde 1957 von GILLESPIE (1975) und NYHOLM entwickelt. Es stellt nach CHRISTEN und ROLOFF ein Bindungsmodell dar, das für die Belange der Schule allen Anforderungen gerecht wird. Das Modell berücksichtigt jedoch nur die COULOMB-Abstoßung zwischen dem ‚Zentralatom‘ und den ‚Liganden‘, so dass keineswegs von einem Bindungsmodell gesprochen werden kann. Die eigentlichen Gründe der Bindung werden durch dieses Modell nicht geklärt. Dennoch kann es gute Dienste bei der Beschreibung von Molekülstrukturen liefern.

Das *Orbital-Modell* ermöglicht mit Rechnungen auf der Basis des MO-Modells experimentell bestimmbare Molekülparameter zu bestätigen, oder auf eine Korrelation überprüfen zu können. Die zu Grunde liegenden Rechnungen sind jedoch für die Schule zu schwer, so dass nur die Ergebnisse der Rechnungen betrachtet werden können.

Didaktische Diskussion über Bindungsmodelle

An dieser Stelle soll nicht die gesamte didaktische Diskussion der letzten 30 Jahre über diese Thematik wiedergegeben werden, sondern nur die relevanten Aspekte für das Bindungsmodell, das den Lehr- und Lernhilfen zu Grunde liegen soll.

Bei der Behandlung von Atommodellen und der chemischen Bindung im Unterricht stellen sich dem Lehrenden eine Reihe Fragen:

Können Lernende in der 9. und 10. Jahrgangsstufe schon mit Modellvorstellungen des Atombaus oder der chemischen Bindung arbeiten?

Diese Frage kann vom Autor mit ja beantwortet werden, obwohl auch eigene Erkenntnisse belegen, dass nur etwa ein Drittel der Lernenden der 9. Jahrgangsstufe in der Lage sind, formal-operationale Denkopoperationen durchzuführen. Dies belegt ebenso die PISA Studie. Das formal logische Denken schult bzw. entwickelt jedoch die angesprochenen Denkopoperationen, auch wenn die kognitiven Fähigkeiten der Lernenden noch nicht auf dem höchsten Entwicklungsstand sind, so dass ein Arbeiten mit Modellvorstellungen trotzdem sinnvoll ist.

Sollte im Unterricht ein Modell oder mehrere Modelle verwendet werden?

Modelle ermöglichen es, makroskopische Erscheinungen zu erklären, deren Antriebe im submikroskopischen Bereich zu suchen sind. Die Modelle werden in Abhängigkeit der zu erklärenden Phänomene entwickelt und bei der Betrachtung neuer Phänomene auf ihre Brauchbarkeit überprüft. Bei einer Erklärungslücke muss das verwendete Modell modifiziert oder ein neues Modell entwickelt werden. Es ist in der Regel vorzuziehen, ein bereits bekanntes Modell zur Erklärung neuer Phänomene einzusetzen. ANSARI, DEMUTH und HILPERT weisen wie folgt darauf hin:

„Ist ein Modell eingeführt, muß es dann aber auch möglichst oft verwendet und angewendet werden: Dabei ist der Übergang vom Phänomen zum Modell und umgekehrt immer wieder zu üben.“ (ANSARI, DEMUTH & HILPERT 1994, S. 12)

Damit ein Übergang zwischen den Grenztypen der Chemischen Bindung fließend möglich ist, darf dabei kein Modellwechsel erfolgen. Sollte aber auf ein einziges Modell zurückgegriffen werden, muss es flexibel und modifizierbar sein, um die auftretenden Phänomene widerspruchsfrei erklären zu können. Nur so kann ein systemischer Ansatz, der auf HUSCHKE-RHEIN (1994) basiert und von REINERS (1996, 1997 & 1998) auf die Naturwissenschaften bezogen und weiterentwickelt wurde, verwirklicht werden.

Wie anschaulich muss bzw. darf das Modell sein?

Nach dem alten didaktischen Grundsatz ‚so anschaulich wie möglich‘ sollte bei dem Thema *Atombau* und *Chemische Bindung* nicht uneingeschränkt vorgegangen werden, da die zu gut visualisierten Denkmodelle gerade im Bereich der Computervisualisierung von den Lernenden schnell für die ‚Realität‘ gehalten werden können. Aus diesem Grund kommt nach DEMUTH et. al. in diesem Bereich auf die Lehrenden eine tragende Rolle zu:

„Modelle müssen so anschaulich wie möglich sein, doch je höher der Grad der Anschaulichkeit wird, umso stärker muß der Lehrer darauf hinweisen,

daß die Veranschaulichung ein Denkmodell ist, und nicht etwa die Realität darstellt.“ (ANSARI, DEMUTH & HILPERT 1994, S. 13)

Welche Abfolge der Lerninhalte sollte gewählt werden?

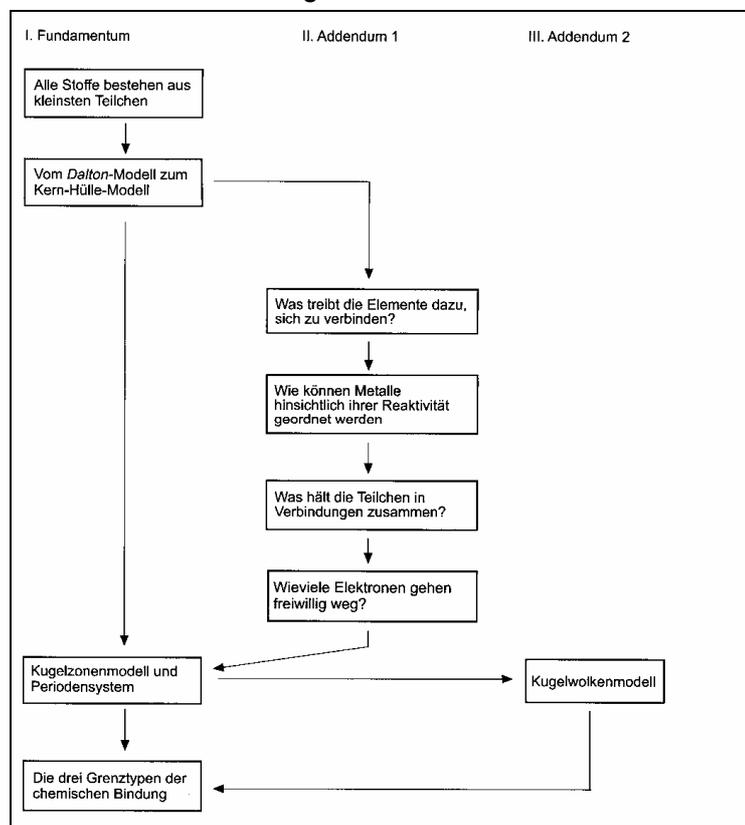


Abb. 3.7 Reihenfolge der Lerninhalte zur Chemischen Bindung mit den jeweiligen Modelvorstellungen nach ANSARI, DEMUTH und HILPERT.

Es ist dem Ansatz von ANSARI, DEMUTH und HILPERT zu entnehmen, dass er auf das DALTON'sche Atommodell aufbaut, Fragen zur Anzahl der Elektronen mit dem *Kugelzonenmodell* beantwortet und das *Kugelwolkenmodell* teilweise auf die drei Grenztypen der chemischen Bindung anwendet. Ein alternatives Unterrichtskonzept unter Zuhilfenahme des Elektronenwolkenmodells wird in Kap. 7 erläutert.

Ist das verwendete Modell anschlussfähig und kann im Chemieunterricht der Sekundarstufe II verwendet werden oder auch Phänomene wie die Mesomerie mit ihren Strukturen erklären?

Es sollte in den Abbildungen die Struktur und Anzahl der beteiligten Elektronen auch bei mesomeren Strukturen erkennbar sein. Dazu stellt sich BÖKEMEIER die aufgeführten Fragen und beantwortet sie wie folgt:

„Gibt es ein Modell, daß diese Forderungen erfüllt? Ist es in der Lage, ohne Wertigkeit auszukommen, kann es die Bindungen auch räumlich darstellen, und kann es von den Schülern der Sekundarstufe I verstanden werden?

Dieses Modell existiert.

Es ist das aus dem Orbitalmodell entwickelte Kugelwolkenmodell (Anm. des Autors: BÖCKEMEIER bezieht sich auf die Grund- und Ergänzungssammlung des Kugelwolkenmodells der Firma Mauer, Hofheim-Lorsbach 1977) nach Kimball.“ (BÖCKEMEIER 1978, S. 422)

3.4 Modelle und Hilfen zur Visualisierung der Chemischen Bindung

Es stellt sich zu Beginn dieses Kapitels die Frage: Welche möglichen Lehr- und Lernhilfen existieren bereits?

Es gibt unterschiedliche Medien, die die Chemische Bindung im Unterricht veranschaulichen können. Hierunter zählen Folien, Sachmodelle, Magnetmodelle, Videos, Periodensysteme, Moleküldarstellungsprogramme, Lernprogramme, Platinen- und konzentrische Modelle, sowie Schablonen und 3D-Abbildungen, die mit Lupen- oder Spiegelstereoskopen nach VÖGTLE & SCHUSS betrachtet werden können.

Diese nachstehende Auflistung soll eine Bestandsaufnahme der zur Verfügung stehenden Medien für den Lerninhalt *Chemische Bindung* in der Schule sein.

Beginnend mit den **Folien** sollen alle Medien aufgeführt werden, die in Kombination mit dem Over-Head-Projektor oder der Tageslichtprojektion eingesetzt werden können. Es existieren Foliensätze von SCHUPHAN (1974) zum Atombau und chemischen Bindung, die Additionsfolien sind. Sie können mit ergänzenden Folien je nach Bedarf unterschiedliche Lerninhalte abbilden. Im Gegensatz hierzu stehen Folien von KÖHLER⁵ und KROL,⁶ die zu dem Lerninhalt *Chemische Bindung* nur je Einzelfolien bieten. HÖFFKEN (1975) leitet zu einem selbst erstellten Foliensatz zum Kugelwolkenmodell an, der ebenfalls die Chemische Bindung durch Überlappung (Aufeinanderlegen mehrerer Folien) der Elektronenwolken erklären kann. Folien zur Elektronendichteverteilung⁷ ermöglichen die Darstellung der Unterschiede der verschiedenen Bindungstypen anhand ihrer Elektronendichte im Festkörper.

Molekülbaukästen zählen wie Knetgummimodelle, Wattekugel usw. zu den Sachmodellen, die zur Erklärung der Chemischen Bindung eingesetzt werden können.

Man unterscheidet zwischen den *raumfüllenden Molekülmodellen*, die Auskunft über die Form eines Moleküls, seine Ausdehnung also seinen Aufbau geben wie bei den Kalottenmodellen nach STUART und den *Gerüstmodellen*, die vorwiegend Auskunft über Bindungslängen und Bindungswinkel geben. Bei den Kalottenmodellen nach STUART und den Orbitalbaukästen können nach BECKER & JÜNGEL (1979) sterische Hinderungen der freien Drehbarkeit um eine σ -Bindung nur eingeschränkt demonstriert werden. Das Raummodell für Orbitale mit Durchdringungsfolien zur Ladungsdichte von Geomix zeigt in verschiedenen Schichten die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen innerhalb der einzelnen Orbitale an.

5 Transparente Chemie, Periodensystem der Elemente, Bindungen, Metalle, Salze und Organische Chemie. Köhler, Neukirchen ohne Jahr.

6 Visuelle Chemie, Band 1: Atomstruktur - Periodensystem und Band 2: Chemische Bindung - Stereoisomerie, Krol, Nijmegen.

7 Folie 17 in: Ansari, S.; Demuth, R.; Hilpert, U.: *Stundenbilder, Experimente, Medien. Bd. 5. Atombau und chemische Bindung*, Aulis-Verlag Deubner, Köln 1994.

Unterschiedliche Atome in Molekülbaukästen (Molymod, CVK, Geomix, HOLYT, Zepter)⁸ werden vorwiegend durch gleich große Kugeln symbolisiert, so dass sie in der Regel Mischformen zwischen raumfüllenden Molekülmodellen und Gerüstmodellen sind. Solche Molekülmodelle können, wie SEEL (1983, 1984 & 1985), EHLERT & ENGLER (1982), KÜBEL (1982) und MENZEL (1984) zeigen, aus unterschiedlichen Materialien wie Knetgummi, Zahnstochern, Holzkugeln, Tischtennisbällen, Watte, Plastikflaschen (vgl. SAMOSHIN 1998), Luftballons (vgl. ECKHARDT 2001) etc. mit unterschiedlichen Verbindungstechniken wie Druckknöpfen, Magneten, Zapfen, Stäben, Klebern, Drehverschlüssen, Fäden etc. bestehen, die von Lehrenden und Lernenden für und im Chemieunterricht angefertigt werden. Das MINIT-Molekülbaukasten-System ist sogar in der Lage, über die kovalente Bindung hinaus auch Wasserstoffbrückenbindungen darzustellen (vgl. LOWRIE 1973).

Bei den Molekülbaukästen stehen die Praktikabilität und die Haltbarkeit der mechanischen Verbindung im Vordergrund, so dass nach RAAF & RADAU (1975) robuste Ausführungen häufig eingesetzt werden. Das Kugelwolkenmodell der Firma MAUER⁹ gibt neben den Bindungswinkeln auch die Raumerfüllung und Anordnung der Bindungspartner wieder.

Darüber hinaus gibt es Baukästen, die die Darstellung von Kugelpackungen mittels Kugelpackungsmodell¹⁰ in Form des kubischen Kugelmodells und des Kompaktpackungsmodells zeigen. Sie sind Anschauungshilfe für die Art und Bauprinzipien der verschiedenen Kristallstrukturen. HAUPT (1982) hat den Einsatz von Zellstoffkugeln für die Kugelpackungsmodelle vorgeschlagen.

Magnettafeln¹¹ wie allgemeine Magnetapplikationen, Magnetmodelle zur Ionenbindung oder Molekülmodelltafeln dienen zur besseren Visualisierung der Entstehung der Bindung. Sie können ideal zur Demonstration von ungerichteten Bindungen an der Magnettafel eingesetzt werden. Ebenso ermöglichen sie durch ihre Verschiebbarkeit einen schnellen Zugang zu Lösungsphänomenen.

Zur Darstellung von kleinen Teilchen oder komplexeren Modellen, die nicht in jeder Sammlung vorhanden sind, können **Videos** wie *Atom- und Orbitalmodelle*, *Struktur und Eigenschaften von Metallen* sowie *Struktur und Eigenschaften von Salzen* der FWU eingesetzt werden.

Das **Periodensystem** kann die Periodizitäten der unterschiedlichen Elemente verdeutlichen und somit verwandte Elemente kennzeichnen. Es stellt ebenfalls die Elektronenkonfiguration der Elemente dar und zeigt so die Bindungsmöglichkeiten derer an.

Es gibt viele **Moleküldarstellungsprogramme** wie chemsite (Cornelsen software, Berlin), hyperchem (hypercube Inc., Ontario, Canada), chemwindow (softshell international Ltd.), Chemoffice und Chemdraw (cambridgeSoft, Cambridge, USA), schakal (E. KELLER, Freiburg), XP (molecular design Ltd. San Leandro, USA), PC-Spartan (Spinup, Dortmund) sowie Datenbanken mit 3D-Abbildungen im Internet und Kristallstrukturdatenbanken. Die meisten dieser Programme erlauben die Darstellung und Rotation von

8 Erhältlich bei der Firma HEDINGER, Stuttgart. HOLYT ist ein Markenname von Dr. HASELOFF.

9 Erhältlich bei der Firma MAUER, Hofheim-Lorsbach 1977

10 Erhältlich bei der Firma conatex, Neunkirchen.

11 Erhältlich bei der Firma LEYBOLD-Didactic, Hürth.

Molekülen sowie die Ansicht in einzelnen Modellen wie der Kalottendarstellung, dem Kugelstabmodell sowie der LEWIS-Schreibweise. Ionenverbindungen lassen sich nicht mehr so einfach berechnen, so dass die Daten aus Datenbanken ausgelesen werden können. Dies ist jedoch auch wieder ein Hinweis darauf, dass dem Programm nicht nur kein eindeutiges oder sichtbares Bindungsmodell zu Grunde liegt, sondern eine Überführung der unterschiedlichen Bindungstypen ineinander aus diesem Grund auch nicht möglich wird. SCHICKOR (2002) entwickelte eine Unterrichtsreihe, in der die Lernenden 3D-Molekülanimationen erstellen und virtuelle Moleküle im Chemieunterricht einsetzen. Leider blieben seine Erfahrungen im Einsatz der Computerprogramme im Chemieunterricht auf die Moleküle beschränkt.

Es existieren **Lernprogramme**, die zur Visualisierung der Chemischen Bindung oder der Veranschaulichung von Bindungsmodellen dienen. An dieser Stelle soll auf Kap. 5.1 verwiesen werden. Darüber hinaus stellen Programme wie die Mediothek ‚*Atombau und chemische Bindung*‘¹² multimedial animierte Lern- oder Selbstlernprogramme dar.

Es gibt **Platinenmodelle**¹³ wie das digitale Atom-Ion-Modell, welches mit Leuchtdioden die Elektronenkonfiguration anzeigt und das konzentrische Modell, welches wie das Schießscheibenmodell die Elektronen auf Bahnen verteilt. Beide Modelle sind nicht in der Lage eine Struktur der sich bildenden Moleküle zu erklären.

2D- und 3D-**Schablonen** wie z.B. nach EHRHARDT, SCHLOSSER, SCHRADER & VÖGTLE sowie VÖGTLE & BUNZEL¹⁴ ermöglichen und unterstützen die einfache und schnelle Darstellung von dreidimensionalen Molekülen und Teilchenanordnungen auf 2D-Flächen.

Stereoskope in der Ausführung des Lupenstereoskops nach VÖGTLE¹⁵ oder des Spiegelstereoskops nach VÖGTLE & SCHUSS¹⁶ erlauben die Betrachtung von 3D-Plots oder komplexeren dreidimensionalen Abbildungen, wobei die Lernenden einen räumlichen Eindruck der Moleküle erhalten.

Zusammenfassend lässt sich sagen, alle Non-Computermedien des vorangegangenen Überblicks können keine polarisierte kovalente Bindung aus den Atomen anschaulich darstellen. Auch die aufgeführten computergestützten Medien sind nicht in der Lage, die Bildung dieses Bindungstyps aus den Elementen darzustellen. Sie bilden alle nur die entstehenden Produkte ab, wobei die Polarisierung jedoch nicht veranschaulicht wird. Auch das Kugelwolkenmodell der Firma MAUER zeigt zwar die deformierten Elektronenwolken, doch zeigt es nicht ihre Entstehung durch die Polarisierung. Umgekehrt zeigen die Folien zu dem Kugelwolkenmodell von HÖFFKEN zwar die Bildung des Moleküls aber nicht die Polarisierung der Elektronenwolken.

Zusammenfassend kann gesagt werden, dass besonders der Übergang zwischen den Bindungstypen von keinem der aufgeführten Modelle oder Medien dargestellt werden kann.

12 Erhältlich beim Klett-Verlag Stuttgart.

13 Erhältlich bei der Firma conatex, Neunkirchen.

14 nach F. Ehrhardt, M. Schlosser, B. Schrader und F. Vögtle sowie F. Vögtle und W. Bunzel alle erhältlich über Verlag Chemie Weinheim.

15 nach F. Vögtle erhältlich über Verlag Chemie Weinheim.

16 nach F. Vögtle & W. Schuss erhältlich über Verlag Chemie Weinheim.

3.5 Bindungsmodelle - eine kritische Betrachtung

Nach der vorhergehenden Diskussion werden die unten stehenden drei Modelle in die engere Wahl genommen und auf ihre Brauchbarkeit zur Umsetzung des Konzepts für die Lehr- und Lernhilfen geprüft.

3.5.1 *Kombination des Elektronenschalenmodells mit der Edelgasregel*

Es handelt sich um ein Strukturmodell:

Vorteile des *EPA-Modells*:

Es ist sofort die räumliche Struktur der Moleküle ersichtlich.

Das EPA-Modell ergänzt viele Bindungsmodelle.

Nachteile des *EPA-Modells*:

Das Modell ist zur Darstellung des Aufbaus einzelner Atome schlecht geeignet.

Es kann nur auf Verbindungen mit kovalentem Charakter übertragen werden. Ionische Strukturen wie z.B. Ionenkristalle können nicht erklärt werden.

Die Delokalisierung von Elektronen ist kaum darstellbar.

Die elektronischen Wechselwirkungen werden nicht abgebildet.

Moleküle mit ungerader Elektronenzahl werden nicht berücksichtigt.

Vorteile der **Edelgasregel**:

Diese Kombination ermöglicht das einfache Abzählen der Elektronen und die Überführung in die LEWIS-Schreibweise ist leicht durchführbar.

Nachteile der **Edelgasregel**:

PREUß stellt fest:

„Bei Molekülen mit einer insgesamt ungeraden Anzahl von Valenzelektronen (z.B. NO:11, NO₂:17) lässt sich die Elektronenanordnung nicht gemäß der Oktettregel darstellen.“ (PREUß & REIMANN 1990, ANHANG S. 13)

Vorteile des **Elektronenschalenmodells ESM**:

In dem Elektronenschalenmodell kann direkt die Zahl der an einer Bindung beteiligten Elektronen dargestellt werden. Die 2D-Darstellung mit Schnittmenge ist leicht verständlich.

Nachteile des **Elektronenschalenmodells ESM**:

Das Modell bietet keine verständliche räumliche Darstellung und unterscheidet innerhalb einer Schale keine Energieniveaus. Obwohl es die kovalente und die ionische Bindung erklären kann, ist der Übergang vom gemeinsamen Elektronenpaar zum Elektronentransfer nur schwer zu vermitteln. Ein großes Defizit ist jedoch, dass das Modell nicht die Struktur der entstehenden Moleküle erklären kann.

3.5.2 Das Elektronenwolkenmodell

Vorteile des Elektronenwolkenmodells EWM:

Das Elektronenwolkenmodell ist didaktisch unkompliziert, zur Darstellung des Aufbaus einzelner Atome gut geeignet und kann bereits im Anfängerunterricht erfolgreich eingesetzt werden. Die unterschiedlichen Bindungstypen, die Zahl der Bindungspartner sowie der räumliche Bau einfacher Moleküle können verständlich gemacht werden. PREUß stellt fest:

„Die Delokalisierung von Elektronen z.B. im Carbonsäureanion und im Benzolmolekül ist darstellbar“ (PREUß & REIMANN 1990, ANHANG S. 6)

und BOSMANN ergänzt:

„Auch die Ionenbindung lässt sich mit dem Kugelwolkenmodell erklären.“ (BOSMANN 1983, S. 76)

Der ‚*Wirkungsbereich*‘ der Atome, wie er ihn nennt, kann gut dargestellt werden. Darüber hinaus ist der Begriff der Hybridisierung zur räumlichen Darstellung der Moleküle nicht nötig.

Nachteile des Elektronenwolkenmodells EWM:

Es gibt ebenso wie bei Elektronenschalenmodell keine unterschiedlichen Energieniveaus innerhalb einer Schale, somit sind die Nebengruppenelemente und ihre Verbindungen mit dem Modell nicht gut zu beschreiben.

Über die Darstellung von mesomeren Strukturen gibt es konträre Auffassungen.

Die Verteilung der negativen elektrischen Ladungen innerhalb eines Atoms wird erst durch die Eigenrotation des Atoms kugelsymmetrisch.

3.5.3 Das Orbitalmodell

Vorteile des Orbitalmodells OM:

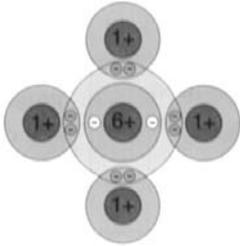
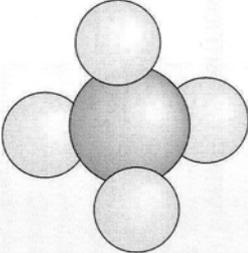
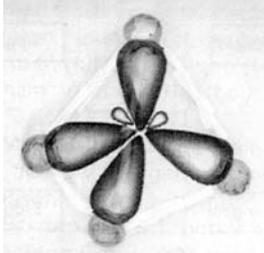
Das Orbitalmodell ermöglicht die Unterscheidung der Energieniveaus innerhalb einer Schale und stellt den aktuellen Stand der wissenschaftlichen Beschreibung von Atomen und Molekülen dar, die eine Delokalisierung der Elektronen ermöglicht.

Nachteile des Orbitalmodells OM:

Das Orbitalmodell basiert auf Näherungsverfahren, die eine solide mathematische Grundbildung erfordern um sie zu verstehen und liefert nur mit Zusatzinformationen Aussagen über die räumliche Gestalt von Molekülen. Die Hybridisierung ist ein mathematisches Modell der Entartung der Energieniveaus, die unübersichtliche Orbitalformen ergibt.

Wie die Zusammenstellung der verschiedenen Bindungsmodelle zeigt, hat jedes der aufgeführten Modelle neben allen Vorteilen auch jeweils Nachteile. Keines der Modelle kann allen Anforderungen, die an es gestellt werden, gerecht werden. Zur Umsetzung des UVM-Konzepts muss dasjenige Bindungsmodell ausgewählt werden, welches den Anforderungen des Konzepts am ehesten gerecht wird.

3.6 Wahl des bevorzugten Modells zur Umsetzung der Unterrichtskonzeption

	ESM/Edelgasregel ¹⁷	EWM ¹⁸	OM ¹⁹
Abbildung			
Vorteile	Direktes Abzählen der Elektronen in einer Bindung möglich. Die Überführung in die LEWIS-Schreibweise ist leicht möglich. Die Schnittmenge der 2D-Abbildung ist leicht verständlich.	Räumliche Anordnung und Zahl der Bindungspartner ist darstellbar. Sehr einfach auch für den Anfängerunterricht. Lässt sich auf alle Bindungstypen anwenden. Delokalisierung darstellbar. Es ist keine Hybridisierung nötig.	Unterschiedliche Energieniveaus einer Schale können erklärt werden. Delokalisierung darstellbar. Aktueller Stand der Wissenschaft.
Nachteile	Keine räumliche Darstellung. Keine unterschiedlichen Energieniveaus einer Schale. Auf kovalente und ionische Bindung beschränkt. Erklärt nicht die Struktur der entstehenden Moleküle. Übergang vom gemeinsamen Elektronenpaar zum Elektronentransfer ist schwer zu vermitteln. Moleküle mit ungerader Anzahl von Elektronen nicht darstellbar.	Keine unterschiedlichen Energieniveaus einer Schale. Die kugelförmige Ladungsverteilung ergibt sich erst aus der Bewegung der Atome.	Komplexes Modell basiert auf solidem mathematischem Grundwissen. Die Hybridisierung ist ein mathematisches Hilfsmittel. Erst nach Zusatzinformation räumliche Darstellung der Moleküle möglich. Unübersichtlichkeit der unterschiedlichen Orbitalformen und Hybridisierungszustände.

Tab. 3.9 Gegenüberstellung mit Vor- und Nachteilen der Bindungsmodelle am Beispiel des Methanmoleküls.
ESM = Elektronenschalenmodell, EWM = Elektronenwolkenmodell, OM = Orbitalmodell.

- 17 Modifizierte Abbildung des ESM's für das Methanmolekül aus: Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K.T. [Hrsg.]: *Chemie heute. Sekundarstufe I*, Schroedel Hannover **2001**, 188.
- 18 Modifizierte Abbildung des erweiterten KWM's für das Methanmolekül aus: Graf, E.: *Modelle im Chemieunterricht*, NiU Chemie 67/13 (2002) 4.
- 19 Modifizierte Abbildung des OM's für das Methanmolekül aus: H. Deißberger [Hrsg.]: *Grundkurs Chemie 1*. Buchner, Bamberg **1996**, 7.

Es kann über den Aufenthaltsort des Elektrons in seinem Aufenthaltsraum keine exakte Aussage, sondern nur eine statistische Aussage über eine gewisse Wahrscheinlichkeit gemacht werden. Diese mögliche Angabe beschreibt die berechenbare Wahrscheinlichkeit mit der sich das Elektron in einem bestimmten Raum aufhält.

Die wissenschaftlichen Erkenntnisse über den Aufbau der Atome bilden die Voraussetzung für die Wahl eines Atom- oder Bindungsmodells für den Chemieunterricht in der Sekundarstufe I und darüber hinaus.

Das zugrunde liegende Modell sollte den derzeitigen wissenschaftlichen Erkenntnissen nicht widersprechen und anknüpfungsfähig auf dem Weg zu dem aktuellen wellenmechanischen Modell der Wissenschaft, dem so genannten *Orbitalmodell*, sein.

CHRISTEN (1970, S. 23) formulierte die Aufgabe der Orbital-Theorie wie folgt:

„Ein wesentlicher Inhalt des Orbitalmodells ist es nun, daß es die am Beispiel des Wasserstoffatoms gewonnenen Erkenntnisse auch auf höhere Atome überträgt, ohne dabei die Wechselwirkung zwischen den einzelnen Elektronen zu berücksichtigen“ ...

da das klassische Dreikörper-Problem der Physik nur mittels Näherungen gelöst werden kann. Ohne Näherungen ist also kein Struktur- oder Energiezustand berechenbar, so dass dieses Modell, das auf komplizierte Rechen- und Näherungsverfahren basiert für die Sekundarstufe I in der Schule nicht relevant sein kann, da es zu viele mathematische Kenntnisse für seinen Einsatz im Chemieunterricht benötigt.

Weil das *Orbitalmodell* einen aufwändigen Erklärungsansatz benötigt, wird es von der Mehrzahl der Lernenden als zu schwierig angesehen. Aus diesem Grund ist in der Schule ein anderes Bindungsmodell vorzuziehen.

Die Erkenntnis,

„Die Orbitaltheorie ist zwar notwendig, kann aber im Gymnasialunterricht nur für wenige Zwecke genutzt werden.“

die BENTZINGER & MEYER 1994 (S. 27) bezüglich des Orbital-Modells machten, sowie die o.g. Aspekte führten in der heutigen Curriculumsplanung so weit, dass auf Grund dieser didaktischen Probleme, die Behandlung des Orbitalmodells in der Sekundarstufe II in Nordrhein-Westfalen *nicht* mehr vorgesehen ist. (vgl. MSWWF-NRW 1999)

Die Grenzen der Theorie können ebenfalls eindrucksvoll am Beispiel des Methan-Moleküls aufgezeigt werden, dessen kovalente Bindungen nicht mehr ohne Promotion, Hybridisierung und Valenzbindungstheorie beschrieben werden können. Wobei die Lernenden nach CHRISTEN (1994) oft Schwierigkeiten mit dem Begriff *Hybridisierung* haben, die sie überwiegend als Vorgang auffassen. Es muss auch in dieser Hinsicht besser zwischen der Triebkraft einer Bindung und dem Resultat differenziert werden. Man darf ebenfalls nicht außer Acht lassen, dass die *Hybridisierung* zwar eine Beschreibung aber keine Erklärung der Molekülstruktur liefert und selbst einfache Moleküle wie z.B. das H₂O- oder CH₄-Molekül sich nicht ohne den Begriff *Hybridisierung*, der eigentlich eine Rechenoperation darstellt, beschreiben lassen (vgl. CHRISTEN 1975).

CHRISTEN stellt weiter fest, dass das Orbital-Modell von vielen Lehrenden oft als ‚das richtige Modell‘ bezeichnet wird, da es die umfassendsten Möglichkeiten bietet. Die Verwendung von den Begriffen richtig oder falsch kann im Bezug auf Modelle nur als methodologisch nicht adäquat bezeichnet werden.

Die Möglichkeiten aber auch die Schwierigkeiten der entstehenden Modellvorstellung wurden schon in einem frühen Stadium der Entwicklung der Quantenmechanik von DIRAC (1929) vorhergesehen:

„Die fundamentalen physikalischen Gesetze für eine mathematische Theorie eines großen Teils der Physik und für die gesamte Chemie sind damit vollständig bekannt. Die Schwierigkeit ist nur, dass die Anwendung der Gesetze zu Gleichungen führt, welche für eine Lösung zu kompliziert sind.“ (PRIMAS 1985, S. 112)

Dies stellt mit ein Grund dar, warum das Orbital-Modell zumindest nicht die rechnerische Grundlage der Animationen der entwickelten Lehr- und Lernhilfen liefert. Das Orbital-Modell ist darüber hinaus zur Visualisierung am Computer zu aufwändig und zu unanschaulich, so dass es für die gesamte Unterrichtskonzeption nicht geeignet ist.

Der Autor favorisiert das *Elektronenwolkenmodell*. Auch CHRISTEN formuliert:

„sein didaktischer Wert liegt erstens in der Einfachheit und Anschaulichkeit und zweitens in der Eleganz, mit der sich mit seiner Hilfe Aussagen über die Geometrie einfacher Moleküle formulieren lassen.“ (CHRISTEN 1976, S 243)

CASSENS (2001, S. 40) stellt heraus, dass die Behandlung der kovalenten Bindung und die Geometrie der Moleküle sowie deren Elektronenverteilung gut mit dem *Elektronenwolkenmodell* zu verwirklichen ist.

„Wird in der Chemie die Atombindung mit einem vereinfachten Orbitalmodell (verbreitet ist z.B. das Kugelwolkenmodell) erklärt, so wird der Geometrie der Elektronenverteilung sehr große Aufmerksamkeit gewidmet.“

Auch BECKER et al. kommen zu dem Schluss:

„Im Unterricht der Sekundarstufe I sollte das Kugelwolkenmodell behandelt werden.“ (BECKER et al. 1992, S. 414)

Der Autor sieht ebenfalls das Elektronenwolkenmodell als ausgezeichnetes Mittel zur Herleitung der Lewisschreibweise und der Strukturformeln, sowie zur Begründung der räumlichen Lage der Atome und Ionen in ihren Verbindungen.

Das Elektronenwolkenmodell wird im Grunde genommen durch das EPA-Modell bereits ergänzt, da in den Annahmen des Elektronenwolkenmodells schon die gegenseitige Abstoßung der Elektronenwolken impliziert ist. Es lässt sich nach PREUß z. B. für die Moleküle H_2O , H_2S , NH_3 , SO_2 , SO_3 , CO_2 , NO_2 und andere allein mit Hilfe des *Elektronenwolkenmodells* von den Lernenden die Molekülform erarbeiten (vgl. PREUß 1982).

Das Elektronenwolkenmodell ermöglicht eine Aussage über die Elektronenanordnung, ohne dass jemals im Unterricht die Begriffe Orbital oder Hybridisierung erklärt werden müssen. Sogar die Mesomerie lässt sich mit Hilfe des Elektronenwolkenmodells beschreiben.

Wird das besprochene Elektronenwolkenmodell zu Grunde gelegt, folgt dass der Einstieg in die chemische Bindung mit der kovalenten Bindung, der Ionenbindung oder der Metallischen Bindung beginnen kann, da diese ohne Probleme mit dem Elektronenwolkenmodell gedeutet und auf die Wasserstoffbrückenbindung und die VAN-DER-WAALS Bindung erweitert werden können.

3.7 Unterschiedliche Modellvorstellungen zur chemischen Bindung?

Aus didaktischer Sicht ist es wichtig, sich vorzugsweise auf ein einziges flexibles Modell zur Erklärung der Bindungsphänomene der Sek I und Sek II zu beziehen, um dem systemischen Ansatz und der ganzheitlichen Denkweise gerecht zu werden.

DEMUTH et al. kommen bei ihren sachstrukturellen Überlegungen bezogen auf die unterschiedlichen Bindungsmodellen zu der Erkenntnis:

„die falsche Kreisbahn-Vorstellung des BOHR-Modells erweist sich in den Köpfen der Schüler als außerordentlich fest verankert.“ (ANSARI, DEMUTH & HILPERT 1994, S. 11)

Dieses Schießscheibenmodell blockiert für geraume Zeit eine Neuorientierung für ein anderes oder modifiziertes Modell, so dass sich gefragt werden muss, ob dieses Modell unbedingt unterrichtet werden soll und ob es Vorzüge hat. Unterschiedliche Modelle können nicht nur zur Verwirrung beitragen Kap. 4, sondern sogar neue Vorstellungen blockieren.

Warum ein einziges Modell?

Es stellt sich nun wiederum aus didaktischer Sicht die Frage, warum man sich vorwiegend mit einem Modell im Unterricht beschäftigen sollte. Nach CARR (1984) kann es zu Verwirrungen kommen, wenn mehrere Modelle zur Erklärung eines Sachverhaltes herangezogen werden. Er schlägt vor, so viel wie möglich Phänomene mit bereits bekannten Modellen zu erklären oder bewusst nur ein Modell zu verwenden. CASSENS (2001) entwickelte z.B. das Potentialtopf-Modell, um Moleküle und Festkörper im Quantenphysikunterricht zu behandeln.

GRIFFITHS & PRESTON (1992, S. 613) untersuchten misconceptions bezogen auf Atom- und Molekülmodelle und kommen zu dem Schluss:

“Finally, textbooks often present conflicting models of the atom, which may lead to confusion for many students.”

Das Elektronenwolkenmodell verbindet unterschiedliche Vorstellungen und Modelle, so dass präzise gesagt werden muss, es handelt sich bereits um eine Sammlung verschiedener Vorstellungen in einem neuen Modell.

Das Kugelwolkenmodell ist ein Atommodell wohingegen das Elektronenwolkenmodell zwar auf dem Kugelwolkenmodell basiert aber die Erweiterung der Polarisierung und die Deformation der Elektronenwolken enthält, so dass es ein flexibles Bindungsmodell darstellt. Das Elektronenwolkenmodell kann alle Bindungsphänomene der Sekundarstufe I beschreiben.

Zur systemischen Strukturierung ist eine Modellvorstellung von Nöten, damit die unterschiedlichen Bindungstypen ohne Modellwechsel ineinander überführt werden können.

Dies ist die Begründung dafür, dass ein einziges aber äußerst flexibles Modell zur Entwicklung der Lehr- und Lernhilfen genommen wurde.

3.8 Modellwahl für die Umsetzung des UVM-Konzeptes

CHRISTEN (1994, S. 30) sieht die Einführung des Orbital-Modells in der Schule oder zumindest im Bereich der Sekundarstufe I für nicht notwendig an:

„Daß dieses Modell in der S I-Stufe völlig fehl am Platz ist, muß nach allem nicht nochmals betont werden. [...] Ich bin der Überzeugung, dass auch in den Grundkursen auf dieses Modell vollständig verzichtet werden kann.“

Aus dem *Orbitalmodell* entwickelten SIGDWICK und POWELL sowie KIMBALL und BENT 1959 ein mathematisch weniger aufwändiges und daher für den Schulunterricht tauglicheres Modell, das so genannte *Kugelwolkenmodell*. Es geht vereinfachend davon aus, dass die Elektronen exakt definierte Aufenthaltsräume haben, die so genannte Elektronenwolke. Die Elektronenwolke kann nach dem PAULI-Prinzip mit maximal zwei Elektronen entgegengesetzten Spins besetzt werden. Die Elektronenverteilung innerhalb der Elektronenwolke ist homogen, so dass dieses Modell nicht zwischen s-, p-, d- und f-Elektronen unterscheidet, was auch für die zu beschreibenden Phänomene in der Sekundarstufe I nicht vonnöten ist.

Das Elektronenwolkenmodell liefert bei der Berechnung verschiedener atomarer Größen wie z.B. Bindungsenergien, Bindungslängen, Elektronegativität und Ionisierungsenergie gute Ergebnisse. Es ist aber eine Modellvorstellung, deren Anschaulichkeit dazu verleiten kann, dass man sich des Modellcharakters zu wenig bewusst ist. Somit muss es mit der entsprechenden Sorgfalt in den Unterricht eingeführt werden, und die Lehrenden müssen immer wieder auf diesen Sachverhalt hinweisen, der mit einer Computervisualisierung sicherlich noch verstärkt wird.

Es kann auf den Begriff der Hybridisierung verzichtet werden, wenn man für die Atomdarstellung das Kugelwolkenmodell wählt, das eine tetraedrische Verteilung der Elektronenwolken zu Grunde legt. Die Elektronenwolken verteilen sich so um den Atomkern, dass sie auf Grund ihrer gleichsinnigen Ladung den größtmöglichen Abstand zueinander besetzen. Dies ist der Gedanke, der auch der von GILLESPIE & NYHOLM (1957) im Jahre 1957 formulierten VSEPR-Theorie zu Grunde liegt. Die COULOMB-Abstoßung der elektrischen Ladung innerhalb der Elektronenwolken ist bereits im Elektronenwolkenmodell enthalten, so dass auch eindeutige Aussagen über die Geometrie von Molekülen und Verbindungen gemacht werden können.

Es gibt drei Annahmen, auf die das Kugelwolkenmodell²⁰ basiert:

Die **HEISENBERG'sche Unschärferelation**: Sie gibt für die Elektronen eine Aufenthaltswahrscheinlichkeit in den Elektronenwolken an.

Das **PAULI-Prinzip** und die **HUND'sche Regel**: Die Elektronenwolken können von zwei Elektronen mit entgegengesetztem Spin besetzt werden, da bei der Paarung von Elektronen mit umgekehrtem Spin Energie frei wird, die so genannte Spinpaarungsenergie.

Das **COULOMB'sche Gesetz**: Es existiert eine Anziehung zwischen den Elektronen in den Elektronenwolken und den beteiligten Atomkernen sowie eine Abstoßung der Elektronenwolken untereinander. Letzteres ist auch die Aussage des EPA-Modells von GILLESPIE und NYHOLM. Die beiden Elektronen einer voll besetzten Elektronenwolke sollten

20 Elektronenwolkenmodell vs. Kugelwolkenmodell. Die Bezeichnung Elektronenwolkenmodell wird statt der Bezeichnung Kugelwolkenmodell benutzt, da letztere fälschlich auch für die entstehenden bindenden Elektronenwolken eine Kugelsymmetrie impliziert. Die Bezeichnung Elektronenwolke schließt auch die entstehenden rotationsellipsoidähnlichen Räume ein.

sich ebenfalls abstoßen, doch durch ihren umgekehrten Spin wird diese Abstoßung kompensiert.

TAUSCH sieht für die Lernenden Probleme:

„Die drei Hypothesen, die dem KWM zugrunde liegen, haben für die Schüler unterschiedliche Schwierigkeitsgrade...“ (TAUSCH 1982, S. 228) ...,

so dass einige Fachdidaktiker einen reflektierten Umgang mit dem Modell und den sich daraus ergebenden Schwierigkeitsgraden fordern (vgl. BECKER et al. 1992).

NAUMER (1975, S. 206) empfindet bereits den Begriff Wolke, Ladungswolke bzw. Elektronenwolke als teilweise missverständlich. Er sieht in dem Begriff *Wolke* einen Prädikator für den *Wahrscheinlichkeitsraum* und meint:

„Ihre Benennung mit demselben Wortvehikel muß beim Anfänger, beim Lernenden, beim Laien notwendigerweise eine gewisse Verwirrung stiften und Missverständnisse auslösen.“

Wobei es sicherlich im Chemieunterricht notwendig ist, einen Begriff wie *Wolke* aber auch *Schale* oder *Orbital* genau zu definieren, damit die Lernenden eine angemessene Vorstellung von dem Begriff und seiner Bedeutung erhalten.

Das Elektronenwolkenmodell beinhaltet eine weitere Annahme, die die Deformation der Bindungselektronenwolken auf der Basis der Polarisation beschreibt.

Das Elektronenwolkenmodell kann im Chemieunterricht beginnend mit der Atombindung oder aber auch beginnend mit der Ionenbindung eingesetzt werden. Dies zeigen auch neuere Schulbücher wie das von KATZER & KATZER (1999).

Unter Zuhilfenahme von ihm können z.B. Bindungswinkel und Reaktionsmechanismen gut gedeutet werden. Da das Elektronenwolkenmodell bei der Erklärung von mesomeren Grenzstrukturen und bei der energetischen Betrachtung von Doppel- und Dreifachbindungen nach PREUß (1990) ebenfalls eingesetzt werden kann, ist eine Anschlussfähigkeit für die Sekundarstufe II gegeben.

Wenn die Lehrenden, obwohl sie auch ohne das Orbital-Modell auskommen würden, dieses trotzdem besprechen wollen ist der Anschluss gegeben; da das Kugelwolkenmodell auf dem Orbital-Modell basiert, kann es auch auf dieses ohne Probleme erweitert werden.

Da die Richtlinien der Sekundarstufe II das früher obligatorische Orbitalmodell immer mehr zum optionalen Modell entbehrlich machen, muss früh ein gangbarer Weg gefunden werden, auch die Phänomene der Sekundarstufe II mit einem adäquaten Modell erklären zu können. Hier besteht die Möglichkeit, das Elektronenwolkenmodell als Erklärungsgrundlage zu nehmen.

Es soll in diesem Zusammenhang in Übereinstimmung mit anderen Fachdidaktikern unterstrichen werden, dass

„der Weg vom DALTON-Modell direkt zum Kugelwolkenmodell [...] unter Auslassung des Modells nach BOHR lernökonomisch günstig ist.“ (BECKER et al. 1992, S. 414)

Die Erstellung des Konzepts

REIHER & NETZ (1999) kommen bei ihrer Betrachtung von Theoriekonzepten in der Chemie zu folgenden Aussagen, die die Modellwahl bezogen auf die zu entwickelnden Lehr- und Lernhilfen wie folgt beeinflusst hat:

*„Qualitative chemische Konzepte sind für ein Verständnis der Chemie unverzichtbar. Eine quantenchemische Berechnung liefert **nicht** [Hervorhebung durch den Autor] automatisch Verständnis und Einordnung in einen Gesamtzusammenhang.“ (REIHER & NETZ 1999, S. 184)*

Diese Aussage führt dazu, dass auf die bisher obligatorischen quantentheoretischen Berechnungen in Zukunft verzichtet werden könnte, um die Verständlichkeit der Modellvorstellung und die zu erklärenden Phänomene verbessern zu können.

„Die chemischen Konzepte sind bei ihrer Anwendung flexibel aber nicht beliebig.“ (ebd. S. 184)

So dass auch bei dem gewählten Elektronenwolkenmodell davon ausgegangen werden muss, dass bestimmte Erklärungen auf seiner Basis *nicht* gemacht werden können.

„Erst die vereinfachende Beschreibung chemischer Konzepte ermöglicht eine unmittelbare Diskussion chemischer Fragestellungen.“ (ebd. S. 184)

Die fachdidaktische Transformation vom komplexen Orbitalmodell zum Elektronenwolkenmodell ermöglicht den Lernenden z.B. den Blick auf Molekülstrukturen ohne ein mathematisch umfangreiches Näherungsverfahren oder die Betrachtung entarteter Energiezustände mittels Hybridisierung.

„Die Konzepte sind trotz grundlegender physikalischer Theorien bis zu einem gewissen Grade eigenständig.“ (ebd. S. 184)

Damit ist eine vorherige Abwägung erforderlich, die prüft ob die ausgewählten oder die zu vermittelnden Phänomene widerspruchsfrei erklärt werden können.

„Die Aussagen verschiedener Konzepte können komplementär sein.“ (ebd. S. 184) „Komplementarität soll dabei bedeuten, daß die Aussagen verschiedener Konzepte, die im selben Zusammenhang angewendet werden, unvereinbar sind.“ (ebd. S. 178)

Hieraus würde der Schluss folgen, dem Unterrichtskonzept ein Modell zu Grunde zu legen, das weder mit einem anderen in Widerspruch steht noch den Anschluss an die Lerninhalte der Sekundarstufe II verwehrt.

Das Bindungsmodell

CHRISTEN & VÖGTLE stellen fest:

„es existieren alle Übergänge zwischen ideal unpolarer Kovalenzbindung und Ionenbindung.“ (CHRISTEN & VÖGTLE 1992, S. 12)

Fragen von Lernenden im Unterricht sind z.B.: Warum gibt es Ionenverbindungen mit kovalentem Bindungsanteil und umgekehrt? Warum gibt es drei Grenztypen der Bindungsarten und fast alle in der Natur vorkommenden Bindungen sind Mischformen dieser Grenzfälle.

Diese Fragen können für den Lernenden aber auch für den Lehrenden nicht befriedigend oder plausibel beantwortet werden, wenn der Übergang dieser Bindungsarten auf Grund unterschiedlicher Bindungsmodelle nicht stattfinden kann. Gibt es jedoch ein Bindungsmodell, das in der Lage ist alle bekannten Bindungsarten zu erklären und die systematische Einteilung dieser Bindungstypen somit in eine systemische Sichtweise überführt (vgl. REINERS, 1996), ist es möglich anschaulich zu erklären, dass die Bindungen fließend ineinander übergehen?

Das Elektronenwolkenmodell stellt ein Bindungsmodell dar, das dazu in der Lage ist. Mit diesem Modell können die fließenden Übergänge der Bindungstypen ineinander ideal und maßgeschneidert visualisiert werden. Damit ist es die Grundlage für ein computergestütztes, interaktiv visualisiertes Modell zur chemischen Bindung.

Es ist ein didaktisches Modell, das auf der Quantenmechanik basiert und somit ein vereinfachtes Orbitalmodell darstellt.

Das Elektronenwolkenmodell entspricht ebenfalls den aufgeführten Anforderungen, die für das gesuchte Modell unabdingbar sind:

- Erklärung aller in der Sekundarstufe I auftretenden Bindungsphänomene
- Fließende Übergänge verschiedener Bindungstypen ineinander
- Widerspruchsfreie 3D-Darstellung aller Bindungstypen
- Anschlussfähigkeit für die Sekundarstufe II
- Computerkompatibilität

Die oben angestellten Betrachtungen führen zu der folgenden Aussage:

Im Chemieunterricht der Sekundarstufe I sollte das Elektronenwolkenmodell als grundlegendes Bindungsmodell behandelt werden.

4 Vorstellungen und Misconceptions der Lernenden in Bezug auf die chemische Bindung

(vgl. König & Reiners 2003)

Vorstellungen zum Aufbau der Materie sowie zur ‚chemischen Bindung‘ sind zentraler Bestandteil des heutigen Chemieunterrichts, da sie z.B. erlauben, einfache Struktur-Eigenschafts-Beziehungen aufzustellen. Sie ermöglichen, beobachtete Phänomene und Eigenschaften von Stoffen mit Hilfe ihrer submikroskopischen Struktur zu deuten.

Die Unterteilung der Bindungen in Primär- und Sekundärbindung, sowie die Einteilung der Primärbindungen in Elektronenpaar-, ionische und metallische Bindung und der Sekundärbindungen in VAN-DER-WAALS- und Wasserstoffbrückenbindung ermöglicht eine klare Gliederung der Bindungen und die Anwendung

„von Modellen chemischer Bindungen zur Erklärung für die Vielfalt der Stoffe.“ (MNU 2000, S. VI)

Darüber hinaus unterstützt die Systematik den heuristischen Umgang mit Modellen.

Die Unterteilung der verschiedenen Bindungstypen fordert von den Lernenden jedoch auch die Kompetenz zur Systematisierung sowie ein hohes Maß an Abstraktionsvermögen, da sich die Lernenden im Bereich der Modellvorstellungen bewegen. Sie müssen die unterschiedlichen Modelle verstehen und ihren Gültigkeitsbereich überblicken sowie die unterschiedlichen Modelle verbinden und je nach dem zu deutenden Phänomen anwenden können.

Es soll in diesem Kapitel gezeigt werden, dass für die Lernenden mit den Modellen zur ‚chemischen Bindung‘ Lernschwierigkeiten unterschiedlicher Art verbunden sein können.

4.1 Lernschwierigkeiten allgemein

In der naturwissenschafts-didaktischen Literatur der vergangenen Jahre sind unter anderem die unten genannten Studien, Erklärungen und Verbesserungsvorschläge zu Schwierigkeiten der Lernenden, in Bezug auf das Verstehen von wissenschaftlichen Konzepten, veröffentlicht worden. Diese Schwierigkeiten sind unterschiedlich charakterisiert worden. Sie wurden z.B. als *alternative frameworks* (DRIVER & EASLEY 1978), *spontaneous reasoning* (VIENNOT 1979), *naive beliefs* (CARAMAZZA, MCCLOSKEY & GREEN 1981), *preconceptions* (ANDERSON & SMITH 1983), *children's science* (OSBORNE, BELL & GILBERT 1983) sowie *misconceptions* (FISHER 1983) beschrieben.

Im Folgenden wird von *misconceptions* gesprochen, da dieser Begriff im Unterschied zu seiner Übersetzung als ‚Missverständnis‘ (LANGENSCHIEDT 1988) nicht unmittelbar die Assoziation von ‚falschen‘ Vorstellungen hervorruft. Der Begriff ‚falsch‘ wirft seinerseits eine Frage auf: Vor welchem Hintergrund wird eine Vorstellung als ‚falsch‘ bezeichnet? Es gibt im engeren Sinn keine ‚falschen‘ Vorstellungen, sondern nur Vorstellungen, die vor einem gewissen Hintergrund als unangemessen bezeichnet werden können.

Der Begriff *misconceptions* soll wie bei CHO, KAHLE & NORDLAND (1985) definiert und benutzt werden:

„any conceptual idea whose meaning deviates from the one commonly accepted by scientific consensus.“

Alle nachfolgend aufgeführten Lernschwierigkeiten beziehen sich ausschließlich auf die ‚chemische Bindung‘ bzw. den Aufbau der Materie. Die Schwierigkeiten haben zwar unterschiedliche Gründe sind aber für die Konzeption von Unterricht gleichermaßen von Bedeutung. Eine umfangreiche Diskussion über Lernhindernisse bezogen auf die Chemische Bindung und mögliche Lernhilfen hat REINERS (2003A) veröffentlicht.

4.2 Äußere Faktoren

Äußere Faktoren sind Faktoren, die der Lernende nicht selber zu vertreten hat. Hierzu zählen das Curriculum, die Lernumgebung, die Lehrenden sowie der Lerngegenstand selbst.

4.2.1 Curriculum - Lernschwierigkeiten, die sich aus der Reihenfolge der Bindungstypen und dem Lehrplan ergeben

Die meisten Schulbücher ²¹ sehen die unten dargestellte feste Reihenfolge in der Behandlung der chemischen Bindung vor. Diese Reihenfolge resultiert auch aus den Lerninhalten anderer Fächer. In Nordrhein-Westfalen wird z.B. in der achten Jahrgangsstufe im Physikunterricht im Sachgebiet der Elektrizitätslehre die chemische Wirkung des elektrischen Stroms i.d.R. am Beispiel der Elektrolyse behandelt und die detaillierte Besprechung der Vorgänge in Elektrolyten bleibt der Chemie überlassen. In der neunten Jahrgangsstufe im Chemieunterricht wird an dieses physikalische Phänomen angeknüpft und bei der Behandlung der Elektrolyse die Ionenbindung als erster Bindungstyp eingeführt. (vgl. KM-NRW 1993B, S. 53)

obligatorisch	optional
Ionenbindung	VAN-DER-WAALS-Bindung
Elektronenpaarbindung	metallische Bindung
polarisierte Elektronenpaarbindung	Wasserstoffbrückenbindungen

Tab. 4.1 Obligatorische und fakulative Lerninhalte bezogen auf die Chemische Bindung

Die Richtlinien und Lehrpläne (KM-NRW 1993A) ermöglichen, neben der favorisierten Schulbuchvariante noch einige selten genutzte Alternativen, wie bereits in Tab. 3.4 gezeigt.

Unabhängig von der gewählten Variante der o.a. Unterrichtsgänge, neigen die Lernenden immer wieder dazu, trotz unterschiedlicher Bindungsmodelle, die kovalente Bindung in Analogie zur Ionenbindung zu sehen oder gegebenenfalls auch umgekehrt:

21 Zusammenstellung von gängigen Schulbüchern in Nordrhein-Westfalen ab 1993: Schuphan D.; Knappe, M.: *Chemie Buch*, Diesterweg, Frankfurt/M, **1993**³; Blume, R. et al.: *Chemie für Gymnasien, Sekundarstufe I*, Cornelsen, Berlin **1994**; Eisner W. et Al.: *Elemente Chemie I, Unterrichtswerk für Gymnasien*, Klett, Stuttgart **1994**; Tausch, M.; von Wachtendonk, M. [Hrsg.]: *Stoff-Formel-Umwelt, Chemie I*, Buchners, Bamberg **1996**; Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K.T. [Hrsg.]: *Chemie heute – Sekundarbereich II*, Schroedel, Hannover **1998**; H. J. Bezler u.a., *Amino, Chemie SI*, Moritz Diesterweg, Frankfurt/M 2000; Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K.T. [Hrsg.]: *Chemie heute – Sekundarbereich I*, Schroedel, Hannover **2001**; W. Eisner u.a., *Elemente Chemie II*, Klett, Stuttgart **2001**.

„However, it appears that learners commonly associate the ionic charge with the number of bonds formed.“ (TABER 2001, S. 147)

Im gleichen Aufsatz stellt TABER fest:

„If the covalent bond is taught first it is natural that it then becomes a model for understanding ionic bonding.“ (ebd. S. 147)

Dies legt nahe, nach Möglichkeiten zu suchen, die diese Lernschwierigkeiten zu mindern helfen. Eine solche Möglichkeit besteht nach Meinung des Autors darin, dass die Behandlung der Bindungstypen - unabhängig von der Reihenfolge - mittels eines einheitlichen flexiblen Bindungsmodells erfolgt, das auf alle Bindungstypen angewendet werden kann und eine systemische Sichtweise erlaubt, die ihrerseits den fließenden Übergang zwischen den Bindungstypen herausstellt.

Ein anderer curricularer Aspekt ist die Stofffülle des Lehrplans, die eine innige, den Lernschwierigkeiten angemessene Auseinandersetzung mit dem Lerninhalt chemische Bindung, nicht ermöglicht. FIEBIG & MELLE (2001, S. 201) stellen deutlich heraus,

„dass Schwierigkeiten nicht zuletzt aus der Stofffülle des Lehrplans resultieren, die eine angemessene Behandlung der ‚Problemthemen‘ [hier Atombau und chemische Bindung Anm. d. A.] kaum ermöglicht.“

4.2.2 Lernumgebung - Lernschwierigkeiten, die aus der Lernumgebung und dem Lernarrangement resultieren

Experimentelle Erarbeitungsmöglichkeiten sind als Lernhilfen bei der Behandlung aller Lerninhalte der Chemie günstig. Als problematisch erweist sich dagegen die Einführung von Modellvorstellungen zur Deutung der experimentellen Ergebnisse.

„Erschwerend kommt bei diesen Themen noch hinzu, dass auch die medialen Unterstützungsmöglichkeiten als eher unzureichend bewertet werden.“ (ebd. S. 201)

Es sollte also an der Entwicklung geeigneter Experimente aber vor allem an medialen Unterstützungsmöglichkeiten gearbeitet werden. In diesem Zusammenhang werden mit Unterstützung des Universitätsverbundes Multimedia mit Sitz in Hagen multimediale interaktive Lehr- und Lernhilfen für den Unterricht entwickelt.

4.2.3 Lehrende - Lernschwierigkeiten, die aus den Lehrenden selbst resultieren

Es gab in der Vergangenheit zahlreiche Untersuchungen zu Schülervorstellungen, misconceptions und Problemen beim Verständnis bestimmter Unterrichtsinhalte. Ein seltener Ansatz liegt der Untersuchung von FIEBIG & MELLE (ebd. S. 200) zu Grunde, die im Gegensatz zu anderen Untersuchungen die Lehrersicht in den Vordergrund stellten. Ein Resultat dieser Untersuchung zeigt:

„Auffällig ist, dass unter den obligatorischen Themen gerade die theorie-lastigeren wie der Stoff- und Energieumsatz, die chemischen Grundgesetze, die Elektronenübertragungsreaktionen und die Bindungsarten als überdurchschnittlich schwer zu unterrichten angesehen werden.“ und „dass die Befragten [Lehrenden Anm. d. A.] die Ursachen für die Schwierigkeiten in erster Linie auf der Seite der Schüler sehen.“

Diese Einschätzung der Lehrenden grenzt ihre eigene Motivation und Kompetenz gegenüber dem Lerninhalt aus.

„So werden ein geringes Lehrerinteresse und ein geringes Wissen seitens der Lehrerin bzw. des Lehrers praktisch überhaupt nicht als Grund genannt. Als Hauptursachen gelten vielmehr ein geringes Schülerinteresse, vor allem bei den Themen Stoff-/Energieumsatz, chemische Grundgesetze sowie Atombau und PSE, und ein hoher Schwierigkeitsgrad für die Schüler.“ (ebd. S. 200)

Bei Problemthemen wie z.B. die o. g. Atombau und PSE muss der Lehrende zur differenzierten Sachanalyse fähig sein. Er muss die Kompetenz zur Elementarisierung besitzen, um die mit dem Thema verbundenen Lernschwierigkeiten zu vermeiden oder durch zusätzliche Lernhilfen kompensieren zu können. Unsere Lehr- und Lernhilfen berücksichtigen die auftretenden und im Weiteren aufgeführten Lernschwierigkeiten, damit wirkliche Hilfen für die Lehrenden und Lernenden geschaffen werden.

4.2.4 Lernschwierigkeiten die sich aus dem Lerngegenstand chemische Bindung ergeben

Die phänomenologische Sichtweise in der Chemie teilt die Stoffe in metallische und kristalline sowie Gase ein. Hieraus ergeben sich die drei Bindungstypen *kovalente Bindung*, *ionische Bindung* und *Metallische Bindung*, die zu den Primärbindungen gerechnet werden.

4.2.4.1 Primärbindungen

4.2.4.1.1 Die kovalente Bindung

Gemäß dem allgemeinen didaktischen Grundsatz von WAGENSCHNEIDER ‚vom Einfachen zum Komplexen‘, werden die Vorstellungen der Lernenden bezüglich einer kovalenten Bindung, die die Aufteilung des Bindungselektronenpaars zwischen den beteiligten zwei Atomen beinhaltet, in der Schule unterstützt. Die Verteilung der negativen Ladung und die Deformation der ursprünglich kugelförmigen Elektronenwolke verleiht den beiden beteiligten Atomen in dem Molekül zusätzliche Stabilität, da sie nach der Bindungsbildung beide voll besetzte Elektronenwolken haben. Ein bestimmter Energiebetrag ist für die Lösung der Bindung erforderlich. Dieser Energiebetrag wird als Bindungsenergie bezeichnet.

Den Fortschritt der Vorstellungen der Lernenden bezogen auf die kovalente Bindung und die Molekülstruktur verfolgte BARKER in einer Interventionsstudie über einen Zeitraum von zwei Jahren (vgl. BARKER 2001).

In ihrem Pilottest zeigte sich, dass nur 18 % der 16 jährigen Lernenden nach dem Abschluss ihrer Schulausbildung die Anzahl der beteiligten Elektronen in den Einfach- und Doppelbindungen im Methan-, Ethen- und Wassermolekül unterscheiden können.

Nach einer eingehenden Studie zeigte sich, dass nicht alle Lernenden im Laufe der Untersuchung eine den verwendeten Modellen angemessene Bindungsvorstellung erwerben konnten. Im Vergleich mit der noch folgenden Ionenbindung meinen am Ende der Studie nur noch 7 % der Lernenden, dass die kovalente Einfachbindung aus einem oder zwei Elektronen bestehen kann. Hingegen erhalten die restlichen 93% der Lernenden

eine den vermittelten Lerninhalten angemessene Vorstellung. Im gleichen Interventionszeitraum können nur 52% der Lernenden eine angemessene Bindungsvorstellung zur Ionenbindung erwerben.

TABER (1993B, 1993C & 1997A) vertiefte die Untersuchung zur Entwicklung der Vorstellungen der Lernenden hinsichtlich der chemischen Bindung, um genauere Anhaltspunkte für misconceptions zu erhalten. Seine Interviews mit der Lernenden *Annie* zeigen genaue Anhaltspunkte in der Entwicklung ihres Verständnisses.

Im ersten Interview schildert sie die kovalente Bindung als eine Bindung zwischen zwei gleichen Atomen zu einem Molekül. Sie hat noch keine Vorstellung von der Aufteilung der Elektronen zwischen den Atomen und sagt, dass eine kovalente Bindung vorliegt, wenn es sich bei den beiden Bindungspartnern um Nichtmetalle handelt. Einige Monate später, beschreibt sie die Ausbildung der kovalenten Bindung auf der Grundlage der Aufteilung der Bindungselektronen unter den beteiligten Atomen: Beide Atome erreichen voll besetzte Elektronenschalen. Sie unterscheidet in ihren Interviewaussagen nicht zwischen homonuklearen und heteronuklearen Partnern, so dass sie auch nicht auf den Begriff der ‚*Polarisierung*‘ eingeht. Im Interview am Ende ihres Chemie-Kurses beschreibt *Annie* die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Atomkernen und den Elektronen als Ursache für die kovalente Bindung. Der Begriff der *Polarisierung* bleibt ihr jedoch bis zum Ende unbekannt.

Die Verbesserung im Denken und Verstehen von *Annie* beschreibt TABER als Fortschritt, der auf der Zunahme des Intellektualismus ihrer Idee basiert. Dieser kann durch den konstruktivistischen Ansatz des Unterrichts noch gesteigert werden, wenn er auf Instruktionen weitgehend verzichtet.

TABER formuliert als ein Schlüsselergebnis seiner Studie: *„die Lernenden finden, dass es einfacher ist, Konzepte und Werkzeuge neu zu erwerben oder die alten zu ergänzen, als die bestehenden Modelle zu demontieren oder niederzureißen.“* Dies bestätigt WR (1995) in ihrer Studie, in der sie zu dem Ergebnis kommt: *„Selbst, wenn die Lernenden die neuen Inhalte und Konzepte gelernt haben, bleiben ihnen die alten Ansätze im Gedächtnis“*.

Aus diesem Grunde wird das Kugelwolkenmodell als Atommodell zu Grunde gelegt und es können durch geringfügige Modifikationen des Modells zum Elektronenwolkenmodell die entstehenden Bindungen und ihre Bildung erklärt werden, ohne ein neues Modell einführen zu müssen. Dies unterstützt wiederum die These von CARR, der sich, wenn möglich, auf ein Modell beschränkt, um verschiedene Sachverhalte zu erklären, damit es nicht zu Verwirrungen und misconceptions auf der Basis verschiedener Modellvorstellungen kommt (vgl. CARR 1984).

PETERSON & TREAGUST (1989) kamen zu dem Ergebnis, dass 23 % der von ihnen untersuchten Lernenden der Meinung waren, dass in einer kovalenten Bindung die Elektronen alle gleich verteilt sind, obwohl ein Viertel der Lernenden die Form der Moleküle entweder auf die Abstoßung der Bindungselektronen oder die Polarität der Bindung zurück führen. Sie gehen davon aus, dass die Lernenden sich der *Polarisierung* nicht bewusst sind.

Die angeführten Untersuchungen lassen den Schluss zu, dass der Begriff der *Polarisierung* ein Schlüsselbegriff im Verständnis, zumindest der kovalenten Bindung, ist. Die

Polarisierung ist jedoch durch vorhandene Sachmodelle schwer zu veranschaulichen, da sie in Verbindung mit dem Prozess der Bindungsbildung nur dynamisch erschlossen werden kann. Es liegt nahe, auf den Computer zurückzugreifen, da er den dynamischen Bindungsbildungsprozess zu visualisieren erlaubt.

Die Lernenden können die Polarisierung als solches noch nicht begreifen. Sie nehmen eher eine EN-Differenz an, von der sie jedoch nicht genau wissen, was die Folgen für das entstandene Molekül sind. Nur 60 % aller Lernenden konnten, die Position des Bindungselektronenpaares in einer Bindung zwischen einem Wasserstoffatom und einem Fluoratom im Fluorwasserstoffmolekül entsprechend der gängigen Modellvorstellung deuten. Sie konnten die Position der Bindungselektronen nicht begründen oder wählten die richtige Position mit einer falschen Begründung. Es kann davon ausgegangen werden, dass die Lernenden sich der Polarisierung nicht bewusst sind.

Dieselbe Frage stellte PETERSON (1993) Lernenden des ersten Semesters Chemie. In der entsprechenden Umfrage ergab sich, dass 55% aller Befragten dem Bindungselektronenpaar innerhalb einer kovalenten Bindung die der verwendeten Theorie entsprechende Position zuweisen konnten, wobei impliziert werden muss, dass das Wissen der Lernenden aus der Schule behalten worden war, da auch bei dieser Untersuchung eine richtige Position des Bindungselektronenpaares nur selten mit der richtigen Begründung der Lernenden verbunden war.

Die Systematisierung der Bindungstypen erfolgt in den Schulbüchern i. d. R. nach der Einteilung in den Lehrbüchern und um sie mit unterschiedlichen Bindungsmodellen erklären zu können. Es treten jedoch beim Überschreiten der o. a. systematischen Grenzen multiplikativ mehr Schwierigkeiten auf. Damit kommt es bei der Erklärung der Übergänge zwischen den Bindungstypen zu enormen Lernschwierigkeiten und misconceptions.

4.2.4.1.2 Die ionische Bindung

Die Grundidee der ionischen Bindung bezieht den interatomaren vollständigen Elektronentransfer ein, bei dem aus elektrisch ungeladenen Atomen positiv geladene Kationen und negativ geladene Anionen entstehen. Die Zahl der abgegebenen oder aufgenommenen Elektronen der an der Bindungsbildung beteiligten Atome ist abhängig von ihrer Elektronegativität und der Zahl der Elektronen in den äußeren Elektronenwolken. Die positiven und negativen Ionen üben starke, räumlich nicht gerichtete Anziehungskräfte aus, demzufolge sich die positiven Ionen entlang aller Raumrichtungen mit negativen Ionen umgeben und umgekehrt. Es entsteht ein dreidimensionaler Ionenkristall.

Eine Studie von FRITSCH bringt Ergebnisse zum Vorschein, die es nahe legen, dass die ionische Bindung für Lernende ein schwieriger Inhalt ist und für sie damit ein signifikantes Hindernis im Verstehensprozess darstellt.

„Wurde der Bau der Metalle aus Atomverbänden und der Bau der verschiedenen Molekülsubstanzen noch einigermaßen sicher in Wort und Bild beschrieben, so gab es einen deutlichen Bruch im Verständnis bei der Einführung der Ionen als neue Teilchenart und des Baus der Ionensubstanzen. 45% der Probanden unterschieden nicht zwischen Atomen und Ionen, und 30% brachten Molekülvorstellungen ein.“ (FRITSCH 1992)

BUTTS & SMITH (1987) sowie TAN & TREAGUST (1999) untersuchten Schülervorstellungen in Bezug auf den Aufbau von Salzen, die eine große Variationsbreite der Vorstellungen widerspiegelt und den Anlass für konkretere Untersuchungen schafft.

Eine Studie von BARKER (1995) liefert Anhaltspunkte für Schwierigkeiten bei einer ziemlich allgemein formulierten Frage zur Untersuchung der Bindungsbildung zwischen Natrium- und Chloratomen. Die gestellte Frage schließt eine Abbildung eines mit Chlorgas gefüllten Glaskolbens ein, in den ein heißes Stück Natriummetall gegeben wird. Daraufhin folgt eine Beschreibung der Reaktion, nach der die Lernenden erklären sollen, was in dem Glaskolben passiert.

Zu Beginn der Studie sagten 20 % der Lernenden, dass sie die ionische Bindung bereits kennen und dass während des Bildungsprozesses jeweils ein Elektron von einem Natrium- auf ein Chloratom übertragen wird und eine stabile Verbindung entsteht. Weitere 54% sagten in dieser Entwicklungsstufe, dass Natrium und Chlor reagieren oder dass eine neue stabile Verbindung gebildet wird. Am Ende der Studie sagten, trotz fünfzehnmönatigem Unterricht über den gesamten Interventionszeitraum, zwar 34% ersteres aber immer noch 48% letzteres. Das Ergebnis der Untersuchung zeigt, dass 48% der Lernenden am Ende der Studie immer noch keine dem verwendeten Bindungsmodell entsprechende Vorstellung von der Ionenbindung haben.

Das kann unterschiedliche Gründe haben. Einer ist, dass auch in dieser Untersuchung eine Bindungsbildung zu Grunde liegt, deren Beschreibung durch den Elektronentransfer ein Prozess darstellt. Neben dem Ionenkristall als Produkt werden die Lernenden in ihrer Betrachtung durch weitere Modellvorstellungen, die den Bildungsprozess betreffen verwirrt.

Als Beispiel wird von HILBING angeführt, dass sich oft weder Lernende noch Lehrende darüber bewusst sind,

„dass die Begründung der Ionenladung und die Ionenbindung oft mit zwei unterschiedlichen Modellen beschrieben werden.“²²

Die Folge ist z.B. die Vorstellung über die Existenz von NaCl-Teilchen oder die Beschreibung der Ionenbindung mittels des Elektronentransfers.

TABER systematisiert die Vorstellungen der Lernenden und führt den Begriff ‚*framework*‘ ein.

„A [...] framework is a conceptual structure of related ideas about topic, which has some level of coherence for the individual [...]“ (TABER 1995)

HILBING und BARKE untersuchten das von TABER definierte elektrostatische und molekulare Bezugssystem näher und sammelten einige eindrucksvolle Aussagen von Lernenden, die es zuließen, das molekulare Bezugssystem näher zu charakterisieren. Die gesammelten misconceptions zur Bindung innerhalb des Natriumchloridkristalls wurzeln alle in einer auf das molekulare Bezugssystem basierenden Sichtweise:

*„Ein Molekül eines Stoffes besteht immer aus der Bindung min. 2er Atome.
In dem Fall Na + Cl.“*

22 C. Hilbing, Mitteilung an den Autor vom 17.04.2002

„[...] , weil das Natrium eine ‚Anlegestelle‘ hat, deshalb auch NaCl: Na-Cl.“

„Na-Cl, weil ein Natrium-Atom nur ein Elektron auf der äußeren Schale besitzt, gibt das Natrium-Atom ein Elektron an das Chlor-Atom ab.“

„[...] , weil Na und Cl sich das Elektron des Na teilen.“

„Na: 1. Hauptgruppe, Cl: 7. Hauptgruppe, daher hat Na ein Elektron zuviel und Cl ein Elektron zu wenig, so dass sich die Verbindung Na^+Cl^- und nicht $\text{Na}_2^+\text{Cl}_2^-$ ergibt.“ (HILBING & BARKE 2002, S. 202)

Die Gründe der misconceptions sind nach HILBING und BARKE in folgenden Punkten zu sehen:

- Der Molekülbegriff findet Verwendung
- Die Ionenbindung wird als gerichtete Bindung angesehen
- Der Elektronentransfer ist der Grund für die Ionenbindung
- Die Ionenbindung wird als kovalente Bindung beschrieben
- Die Oktettregel bestimmt die Eigenschaften der Ionenbindung

Zusammenfassend kann man sagen, dass auf der Grundlage einer einheitlichen Modellvorstellung, die sowohl die Bildungsgenese als auch die gebildeten Bindungstypen beschreiben kann, das Problem der Verwechslung verschiedener Modelle erst gar nicht auftreten kann. So sieht HILBING in dem vorgestellten

„Ansatz eine Möglichkeit, alternative Schülervorstellungen zu vermeiden, da ein Modellwechsel überflüssig ist.“²²

4.2.4.1.3 Die metallische Bindung

In Deutschland, speziell in Nordrhein-Westfalen, besteht laut Curriculum keine Obligation, die metallische Bindung in der Sekundarstufe I zu unterrichten. In der Sekundarstufe II ist eine Behandlung der metallischen Bindung darüber hinaus nur noch möglich, wenn man sie dem Theoriekonzept ‚*koordinative Bindung*‘ in der Jahrgangsstufe 13 zur Deutung der Eigenschaften von Koordinationsverbindungen voranstellt oder nachholt.

Damit ist die metallische Bindung in Nordrhein-Westfalen und in den meisten anderen Bundesländern nicht mehr Bestandteil des Lerninhalts jedes Lernenden.

Die Vernachlässigung der metallischen Bindung ist vor dem Hintergrund der Tatsache, dass Metalle unter fachlichen Aspekten und in der Lebenswelt der Lernenden eine bedeutende Rolle spielen, allenfalls unter dem Aspekt zu rechtfertigen, dass die Bindung in Metallen nicht notwendigerweise zum Konzept der metallischen Bindung führen muss (vgl. REINERS 1998).

Demzufolge gibt es im deutschsprachigen Raum auch nur vereinzelte Untersuchungen zu Vorstellungen oder misconceptions bezogen auf die metallische Bindung.

TABER berichtet über Aussagen, die Lernende nach Abschluss ihrer Schulausbildung über die metallische Bindung äußern:

- *there is no bonding in metals*
- *there is some form of bonding in metals, but not proper bonding*
- *metals have covalent and/or ionic bonding*
- *metals have metallic bonding, which is a sea of electrons.* (vgl. TABER 1997B)

Insgesamt zeigte sich, dass die Vorstellung über die metallische Bindung bei den Lernenden nach ihrem Schulabschluss immer noch sehr diffus war.

In einer vorangegangenen Studie stellte TABER einige misconceptions fest:

“When subject N [N steht für einen Lernenden Anm. d. A.] was shown my stimulus [Abbildung 1] she did not consider that bonding was represented, and did not think there would be a strong attraction between what she identified as an arrangement of iron atoms. She suggested that the iron atoms were held together by some form of gravitational interaction. N did not think there was any chemical bonding involved, as there was no evidence in the figure for covalent or ionic bonding, and she was not aware of any other type of bonding. When she was next shown a more detailed diagram of a metal structure [which showed metal cations and small particles meant to be the delocalised electrons, Erg. v. V.] she misinterpreted this as ionic bonding.” (TABER 1993A, S. 18)

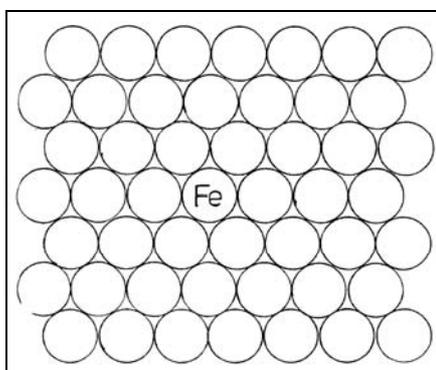


Abb. 4.1 Die Abbildung soll eine dichteste Kugelpackung darstellen.

“The figure was meant to represent a close packed metallic lattice.” (TABER 1993A, S. 25)

Auch hieraus lässt sich schließen, dass die Lernenden immer wieder bekannte Modellvorstellungen zu Grunde legen, um neue Phänomene zu erklären. Diese Vorgehensweise der Lernenden führt in den tradierten Unterrichtsgängen immer wieder zu misconceptions.

In den entwickelten Materialien ist das Elektronenwolkenmodell das Leitmodell und es prägt die folgenden Vorstellungen der Lernenden von der Chemischen Bindung. Auf seiner Basis werden alle Bindungsmodelle erklärt.

4.2.4.2 Sekundärbindungen

Die Sekundärbindungen sind wie die metallische Bindung in den Schulen Nordrhein-Westfalens nicht obligatorischer Bestandteil des Chemieunterrichts der Sekundarstufe I. Sie können jedoch optional behandelt werden. (vgl. KM-NRW 1993A)

Auch BARKER formuliert die Randstellung der Sekundärbindungen in Großbritannien in der Sekundarstufe I:

“Intermolecular bonds do not normally feature in pre-16 chemistry courses in the UK. Ideas about hydrogen bonding, other types of dipole-dipole bonds including those frequently termed ‘van-der-Waals’ forces’ are taught in post-16 courses. The topic has received relatively little attention from chemical education researchers.” (BARKER 2001, S. 53)

Die geringe Bedeutung, die den Sekundärbindungen im Chemieunterricht der Sekundarstufe I beigemessen wird, steht in krassem Widerspruch zur Bedeutung des Stoffes ‚Wasser‘, dessen Eigenschaften ohne Wasserstoffbrückenbindungen nicht erklärt werden können.

4.2.4.2.1 Die Wasserstoffbrückenbindung

Wasserstoffbrückenbindungen liegen nach HAMILTON und IBERS vor, *‘wenn ein Wasserstoffatom an zwei oder mehr andere Atome gebunden ist.’* (vgl. HAMILTON & IBERS 1968) Sie entstehen bei der Bindung von Wasserstoffatomen eines Moleküls mit weiteren Atomen höherer Elektronegativität wie Fluor, Sauerstoff und Stickstoff eines weiteren Moleküls. Diese elektrostatische Anziehung wird als Wasserstoffbrückenbindung bezeichnet.

Im Fluorwasserstoffmolekül z.B. verschieben sich die Elektronen in der Bindungselektronenwolke zum elektronegativeren Fluoratom, so dass sich die Bindungselektronenwolke als Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen deformiert. Es werden permanente positive und negative Partialladungen, vergleichbar einem Dipol, innerhalb des Moleküls ausgebildet. Der Atomkern des Wasserstoffatoms trägt eine positive Partialladung und die deformierte Elektronenwolke des Fluoratoms trägt eine negative Partialladung, so dass die positive Teilladung des einen Moleküls von der negativen Teilladung eines anderen Moleküls angezogen wird.

Zu Beginn einer Untersuchung von BARKER identifizierten 18% der Lernenden die Bindungen zwischen Wassermolekülen als Wasserstoffbrückenbindung. Nach einem Kurs von fünfzehn Monaten konnten dies bereits 69% aller Lernenden.

Sie stellte die Aufgabe, die Bindungen zwischen Wassermolekülen zu identifizieren und diese von der kovalenten Bindung zu unterscheiden. Dabei schlugen 20% der Lernenden

„‘liquid’ bonds or ‘weak’ bonds“ (BARKER 1994, S. 54).

vor. Zu Beginn beschrieben nur 8% der Lernenden die Wasserstoffbrückenbindung als Anziehungskraft, aber nicht als Bindung. Am Ende des Evaluationszeitraums sprachen nur noch wenige von *‘liquid’ or ‘weak’ bonds*, dafür aber 24% von Anziehungskräften statt Bindungen.

„This suggests that students are taught to distinguish between intermolecular bonds and other types of bond, and ascribe these different properties. This is neither chemically accurate or necessary.” (BARKER 1994, S. 54)

Das o.g. Problem konnte zwar durch die Studien aufgezeigt werden bedurfte jedoch einer genauen Analyse.

TABER konnte in seinen Interviews mit der Lernenden *Annie* Fortschritte im Verständnis der Wasserstoffbrückenbindung analysieren in dem er sie mit einer Abbildung von einer Fluorwasserstoffmolekülkette, deren deformierten Elektronenwolken sich zwar berührten aber nicht durchdrangen, konfrontierte. *Annie* war der Meinung, dass hier keine Bindung vorlag, was TABER darauf zurückführte, dass die Elektronenwolken nicht überlappten.

In einem weiteren Interview am Ende des Unterrichtszeitraums sollte *Annie* den Unterschied zwischen der Wasserstoff-Sauerstoff-Bindung innerhalb eines Wassermoleküls und zwischen zwei Wassermolekülen erklären:

„You've got the two hydrogens added to an oxygen. And then the hydrogen brings a small bonding between like another oxygen, to hold the structure together but it's not like, it is a bond, but it's not as strong, as like, the ionic bond would be” (TABER 1993C, S. 42)

In der Sekundarstufe II, in der die Sekundärbindungen intensiver behandelt werden könnten, ist wenig Zeit für die Betrachtung innerhalb neuer Modellvorstellungen, so dass auch hier ein einheitliches Bindungsmodell von Nutzen sein kann, um einerseits Zeit zu sparen und andererseits *misconceptions* und ‚*Model confusion*‘ zu vermeiden.

4.2.4.2.2 Die van-der-Waals Bindung

Eine weitere Sekundärbindung entsteht durch die sich bewegende Elektronenwolke um die Moleküle, die temporäre Dipole verursacht. Bei der Bindung von temporärer positiver Ladung mit temporärer negativer Ladung spricht man von VAN-DER-WAALS Kräften. Die elektrostatische Anziehung ist bei VAN-DER-WAALS Kräften gering, doch bei einer riesigen Anzahl von sich anziehenden Molekülen werden diese Kräfte signifikant.

Nach PETERSON und TREGUST gibt es zwei grundlegende misconceptions innerhalb der Sekundärbindungen. 23% der Lernenden sagen:

„Intermolecular forces are the forces within a molecule.” (PETERSON & TREGUST 1989, S. 460)

und weitere 33% der Lernenden sind der Meinung:

„Strong Intermolecular forces exist in a continuous covalent (network) solid.” (ebd.)

Die Lernenden sind sich zwar des Zusammenhangs zwischen der Stärke der Sekundärbindung sowie den Schmelz- und Siedepunkten von kovalenten Verbindungen bewusst, doch können sie ihn nicht erklären. Weiter stellen PETERSON und TREGUST fest, dass die Lernenden die Stärke zwischen den Primär- und Sekundärbindungen falsch einschätzen.

„However, it was evident that students were equating intermolecular forces with covalent bonds and were not aware of the variations in strength of cova-

lent bonds compared with intermolecular force.” (PETERSON & TREAGUST 1989, S. 460)

BARKER (1994, S. 57) macht zwei wichtige Vorschläge, die zu einer Minderung der misconceptions bei den Lernenden führen sollen:

- *„My suggestion for helping students to acquire this is to teach that all types of bond are essentially identical in that they all involve electrostatic attraction.”*
- *„[...] in teaching bond types, terminology should be consistent and clear.”*

Auf dem ersten Vorschlag basiert die systemische Sichtweise der chemischen Bindung innerhalb unseres Konzepts und der zweite Vorschlag legt die Grundlage für ein einheitliches Bindungsmodell, in dem die Terminologie konsistent ist und somit zum klaren Verständnis beiträgt.

Es wird vorgeschlagen, dass die unterschiedlichen Bindungstypen von einem einheitlichen Standpunkt aus betrachtet werden sollen, in dem ein einheitliches Bindungsmodell zu Grunde gelegt wird. Die Sichtweise auf die unterschiedlichen Bindungstypen soll somit aus der gleichen Perspektive erfolgen. Es ergibt sich hieraus die in Abb. 3.4 vorgeschlagene trigonale Bindungstypen Bipyramide. Die Grenztypen der chemischen Bindung stellen die Ecken und die Übergänge zwischen zwei Bindungstypen die Kanten des Körpers dar. Bindungen mit Anteilen von mehr als zwei klassischen Bindungstypen befinden sich im Inneren dieses Körpers.

Eine Kommunikation über die chemische Bindung und ihre Phänomene muss auf der Basis einer gemeinsamen Fachsprache und Terminologie erfolgen.

4.3 Innere Faktoren

Innere Faktoren sind die Faktoren, auf die der Lernende direkten Einfluss hat. Es werden hierzu unterschiedliche Erklärungsansätze, Interpretation von Sachmodellen und Abbildungen, Interpretation unterschiedlicher Bindungstypen und die Trennung von stofflicher und atomarer Ebene gezählt.

4.3.1 **Der Lernende - Lernschwierigkeiten der Lernenden mit unterschiedlichen Erklärungen und Modellen**

Neben LE MARECHAL (1998) argumentieren eine Reihe Fachdidaktiker, dass die Modellvielfalt die einzige wahre Lösung ist, um neben den Lerninhalten auch den Umgang mit Modellen zu schulen. CARR (1984) argumentiert hingegen, dass viele Probleme der Lernenden im Bereich der Chemie darin liegen, dass sie Modelle verwechseln. Er nennt dies ‚*model confusion*‘. GROSSLIGHT et. al. (1991) und DRIVER et. al. (1996) stellen fest, dass die Präsentation von mehreren verschiedenen Modellen bei den Lernenden Raum für Verwirrungen schafft. GRIFFITHS & PRESTON (1992, S. 613) stellen fest:

“Finally, textbooks often present conflicting models of the atom, which may lead to confusion for many students.”

4.3.2 Lernschwierigkeiten bei der Interpretation von Sachmodellen und Abbildungen sowie der Anwendung von Anthropomorphismen und Analogien im Unterricht

(vgl. Reiners 2003B)

Basierend auf den allgemein üblichen Sachmodellen zur chemischen Bindung im Chemieunterricht der Sekundarstufe I bilden die Lernenden laut WIGHTMAN u.a. mechanische Analogien zur chemischen Bindung aus (vgl. WIGHTMAN, GREEN & SCOTT 1986). Sie gehen davon aus, dass die Teilchen von Draht, Gummibändern, Fäden, Leim oder ähnlichem zusammen gehalten werden. Die Untersuchungen von HARRISON & TREAGUST (2000) stützen die These, dass Lernende chemische Bindungen als mechanische Verbindungen betrachten. Darüber hinaus ergaben Interpretationen von Lernenden zum Kugelstabmodell eines Natriumchloridkristalls aufschlussreiche Informationen zu ihrer Denkweise. So trugen BUTTS und SMITH folgende Aussagen in einem Interview von Lernenden zusammen, die jeden Stab des Modells als eine mechanische Bindung innerhalb des Kristalls ansahen:

„there is one ionic bond and five physical bonds“ oder „I would have expected seven wires not six, because chlorine has seven electrons in its outer shell.“ (BUTTS & SMITH 1987, S. 196)

Nicht nur bei Sachmodellen, sondern auch bei der Interpretation von Abbildungen zu chemischen Bindungen entstehen misconceptions. In eigenen Studien werden mögliche misconceptions sichtbar.

Bei der Behandlung der Kunststoffe als Wahlthema in der zweiten Hälfte der zehnten Jahrgangsstufe innerhalb der Organischen Chemie wurde die Polymerisation von Monomeren zu Polymeren besprochen. Hierzu legte der Fachlehrer folgenden Abbildungsausschnitt auf den Over-Head-Projektor (vgl. Abb. 4.2)

Der Untertitel der Abbildung war folgender:

„Die Mickeymousepaare der ersten Reihe symbolisieren Moleküle eines der wichtigsten gasförmigen Kohlenwasserstoffe für die Kunststoffsynthese, das Ethylen.“ (ebd. S. 42)

Auf den ersten Blick sieht die Polymerisation gelungen aus, doch es gibt einige Fehlerquellen. Es lassen sich Einfach- und Doppelbindung nicht eindeutig voneinander unterscheiden. Die dargestellten Bindungen zwischen den einzelnen Kohlenstoffatomen stellen ein $[\infty]$ -Catenan dar, dessen einzelne Glieder tatsächlich nur mechanisch miteinander verbunden sind, was laut WIGHTMAN's Studien wieder zu Verständnisschwierigkeiten führt. Die Bindung wird nach WASSERMAN (1960) auch als *topologische Bindung* bezeichnet. (vgl. FRISCH & WASSERMAN 1961 sowie VÖGTLE 1992). Die unangemessenen Modellvorstellungen rufen misconceptions hervor.

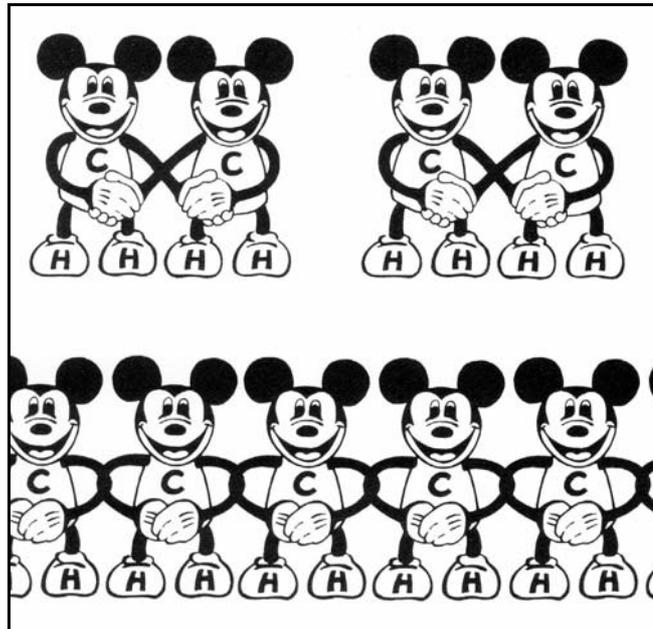
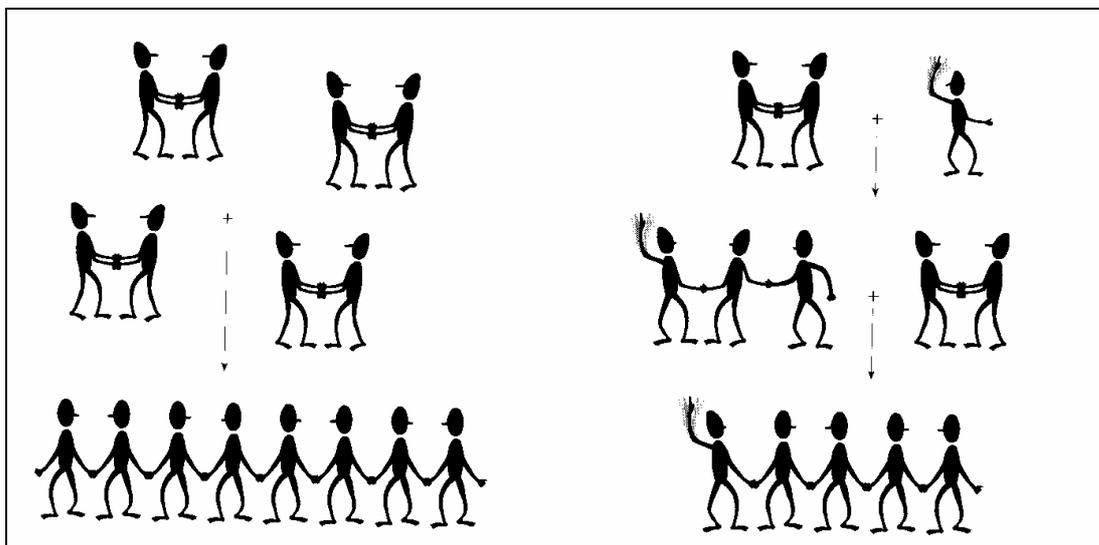


Abb. 4.2 Abbildung zur Polymerisation von Ethen. (AKI 1983, S. 42)

Die Vermenschlichung der Atome führt zu falschen Vorstellungen und intentionsgeladenen Reaktionen. Die Edukte und Produkte der Polymerisationsreaktion passen nicht zusammen. Die Öffnung einer Bindung (Hand) des Monomers würde zu einem anderen Produkt führen. Es entsteht ein Polymer, dessen Atome (Mickeymäuse) sich einfach binden (die Hand geben) und abwechselnd vor- und rücklings angeordnet sind (stehen).

HOFFMANN & LASZLO (1991) stellen heraus, dass die Darstellungen in der Chemie eine eigene Sprache sind und bereits Analogien provozieren.



Polymerisation von Ethen

Radikalische Polymerisation von Ethen

Abb. 4.3 Abbildung zur radikalischen Polymerisation von Ethen.

Dass diese vermenschlichende Sichtweise auch im heutigen Chemieunterricht noch zur Anwendung kommt, zeigt die Abbildung von PÖPPING (2003).

Die Beschreibung der Polymerisationsreaktion durch die Lernenden führt unweigerlich zur anthropomorphen Sichtweise. TABER (2001) zeigt in einer Studie, dass der anthropomorphe Sprachgebrauch immer dann zu beobachten ist, wenn die Lernenden zu erklären versuchen, warum eine Reaktion zu beobachten ist oder warum Bindungen ausgebildet werden. Eigene Unterrichtsbeobachtungen bei Lernenden der 10. Jahrgangsstufe²³ stützen diese Aussagen:

- *„Das Natrium spendet ein Elektron an Chlor, damit beide glücklich sind.“*
- *„Im Chlor teilen sich Chlor und Chlor ein Elektronenpaar, damit beide eins haben.“*
- *„Das Fluoratom zieht stärker an dem Wasserstoffatom, weil es stärker ist. Es bekommt ein Elektron vom Wasserstoff, weil es eine stärkere Elektronegativität hat.“*
- *„Sauerstoff macht eine Doppelbindung, weil jedes Sauerstoffteilchen acht Elektronen haben will.“*
- *„Metalle leiten Strom, weil ihre Elektronen in einem Elektronensee schwimmen.“*

Dass anthropomorphe Sichtweisen immer noch in der Schule eingesetzt und in der fachdidaktischen Literatur unterstützt werden, kritisiert HAUPT (1990) in seinem Aufsatz *„Atome – mit Rucksack, Hut und Wanderstock“*. In einer aktuelleren Studie belegt TABER (1993A), dass diese Sichtweisen nicht nur keine Lernhilfen sind, sondern im Gegenteil misconceptions verursachen.

Ein weiterer Punkt ist die Benutzung von Analogien und Metaphern aus dem Alltag, um eine Brücke zwischen dem abrufbaren Wissen und dem Neuen (Lerninhalt) zu schlagen. TABER zeigt, dass auch dieser Ansatz zu misconceptions führt:

„One common analogy is that between the atom and the solar system [...] [a student Anm. d. A.] [...] used this analogy in the other direction, suggesting that planets shield the effect of the sun in a similar way to that of core electrons shielding valence electrons from the nucleus [...]. Such an idea is inappropriate and shows the hazards of using a model, without discussion of its limitations.“ (TABER 1993A, S. 10)

GABEL, SAMUEL und HUNN (1987, S. 696) stellten in einer Untersuchung über den Aufbau der Materie fest, dass ihre Lernenden, trotz vorherigen Chemiekursen, geringes Verständnis bei den anschließenden Tests zeigten. Die Interpretation der Ergebnisse führte zu einem interessanten Ansatz:

„Some chemistry educators might argue that poor scores result because the pictures in the inventories are two-dimensional and particles exist in a three-dimensional world.“

Aus ihrer Interpretation folgt die Notwendigkeit räumlicher, dreidimensional visualisierter sowie interaktiv animierter Modelle zur Beschreibung der chemischen Bindung.

23 Lernende der 10. Jahrgangsstufe des Erich-Kästner-Gymnasiums Köln im Schuljahr 2000/2001.

4.3.3 Lernschwierigkeiten bei der Interpretation des Bindungstyps ohne die Berücksichtigung der Bindungsbildung

TABER stellt in einer Studie fest, dass die Lernenden mit der Interpretation von Abbildungen zur chemischen Bindung immer wieder Schwierigkeiten haben, denn mit ihnen ist automatisch ein Bindungsmodell verknüpft. Bei jeder weiteren Abbildung wird dieses Modell zumindest modifiziert, wenn nicht durch ein anderes Modell ersetzt, ohne dass die Notwendigkeit erkennbar sein muss.

„In the structure represented it shows circles with sort of plus and minus signs in. So it's really showing sort of the sodium and chlorine ions and not actually showing any way they're bonding, because if they were bonded, then there would be an overall sort of neutral charge, because of the donation of electrons, neither would have a plus or a minus charge, so, I would say that that hasn't got any bonding in it, because they've still got their original charge, or the ionic charge on them. If you get a molecule of sodium chloride, the overall charge is neutral, due to the fact that the sodium's donated an electron, and the chlorine's accepted, an electron.” (TABER 1993A, S. 20)

Wenn nicht nur das Produkt sondern auch seine Entstehung gezeigt wird, sind die Lernenden in der Lage unter Einbeziehung des Bildungsprozesses die entstandene Bindung besser einschätzen zu können. Dadurch werden keine Vermutungen mehr aufgestellt, wie die Bindung zu Stande gekommen ist.

4.3.4 Lernschwierigkeiten bei der Trennung der stofflichen von der atomaren Ebene

Ein generelles Problem, welches nach JENSEN (1995) bei unterschiedlichen Lernenden immer wieder auftritt, ist die Problematik der Unterscheidung zwischen molekularer und makroskopischer bzw. zwischen molekularer und molarer Sichtweise. Zu dieser Thematik entwarf TABER (2000) verschiedene Schemata, welche die Problematik der Lernenden beim Verständnis unterschiedlicher Phänomene verdeutlichen soll. Er stellte fest, dass die Unterscheidung zwischen der stofflichen Ebene (molar level) und der atomaren Ebene (molecular level) häufiger von den Lernenden vollzogen werden muss. Dies geschieht sowohl in der einen als auch in der anderen Richtung.

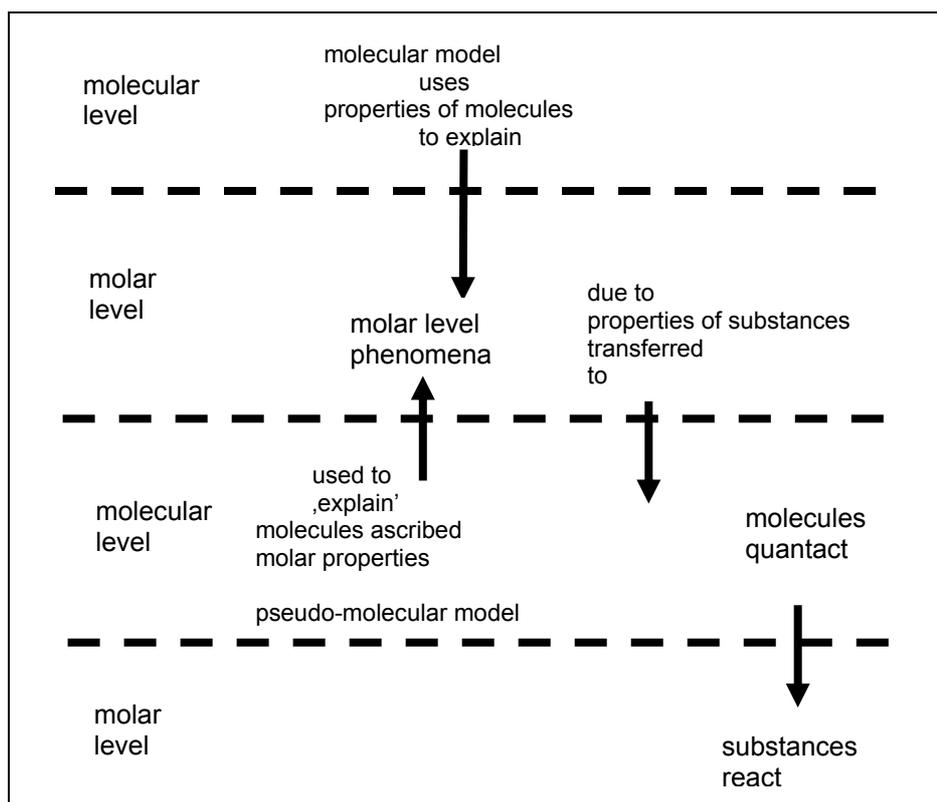


Abb. 4.4 Trennung der molaren von der molekularen Ebene.
 Modifizierte Abbildung nach TABER (2001, S.131-133) mit den ursprünglichen Titeln:
 Two levels of analysis, Tautological molecular explanations und Quantaction explaining reaction.

Das Schema zeigt, dass es bei Lernenden durch eine Vermischung der stofflichen und atomaren Ebene schnell zu misconceptions kommen kann. Einfache Beispiele für Aussagen von Lernenden, die auf einer falschen Vorstellung basieren, stammen von TABER (2001, S. 132):

„the substance melts because its molecules melt“ und „metals expand because the metal molecules expand“ [Anm. d. A. Die beiden angeführten Beispiele gehören im Schema in den zweiten Übergang zwischen molar und molecular level].

Sie zeigen, dass die Lernenden nicht zwischen den unterschiedlichen Ebenen unterscheiden.

4.4 Schlussfolgerungen

FIEBIG & MELLE (2001, S. 202) drücken die Erfordernisse für die Erstellung neuer Konzepte passend aus:

„Es gilt nun zu ermitteln, wie die ‚Problemthemen‘ Atombau, PSE und Chemische Bindung umgestaltet werden können, damit das Schwierigkeitsniveau und die Lerninhalte nicht zu einer Demotivierung der Schüler führen.“

Es wurde sich diesem Ausspruch gestellt und aus den o. a. misconceptions ein Modell entwickelt, welches die meisten dieser *misconceptions* gar nicht erst entstehen lässt

oder wodurch leichter Abhilfe geschaffen werden kann. Es wird das flexible Kugelwolkenmodell von KIMBALL als Atommodell zu Grunde gelegt, welches durch geringfügige Modifikation zum Elektronenwolkenmodell führt, das als Bindungsmodell zur Erklärung aller Bindungstypen herangezogen werden kann.

Eine weitere Problematik, die die Abbildungen in Schul- oder Lehrbüchern aufwerfen, besteht darin, dass sie nur zweidimensional verkürzte Veranschaulichungen liefern können. Demgegenüber lassen sich mit dem Computer dreidimensionale und animierte Modelle generieren, die keine mechanischen Analogien zur chemischen Bindung implizieren.

Neben der Umsetzbarkeit in interaktive Computeranimationen liefert unser Modell noch den Vorteil, auf dem Wege eines systemischen Ansatzes innerhalb der Sekundarstufe I zeitsparend und über die Sekundarstufe I hinaus anschlussfähig eingesetzt werden zu können.

Neben dieser Einsatzmöglichkeit bleibt auch die Möglichkeit, die chemischen Bindungstypen nicht nur in der favorisierten Reihenfolge: kovalente Bindung, Ionenbindung und metallische Bindung einzusetzen, sondern die Reihenfolge beliebig wählen zu können.

<p>Das Konzept soll eine bisher fehlende mediale Unterstützungsmöglichkeit bereitstellen, die den Lehrenden die Problematisierung eines als schwer eingestuften Themas (vgl. FIEBIG & MELLE 2002) erleichtern und den Lernenden beim Aufbau eines naturwissenschaftlichen Verständnisses helfen soll.</p>

5 Computerbasierte Erstellung von Lehr- und Lernhilfen

Die Lehr- und Lernhilfen sollen eine benutzerfreundliche Software darstellen, die von allen Lehrenden auch ohne besondere Computerkenntnisse eingesetzt werden kann. Das Konzept basiert auf dem Elektronenwolkenmodell, das in den Richtlinien und Lehrplänen für den Chemieunterricht der Sekundarstufe I nicht mehr explizit vertreten ist. Eine interaktive Arbeit mit dem *Cosmo-Player*²⁴ zur Darstellung dreidimensionaler Strukturen soll zum Verständnis des Modells beitragen.

5.1 Aktuelle Projekte zur Visualisierung der Chemischen Bindung

Im folgenden Abschnitt sollen beispielhaft drei Projekte im Bereich der Visualisierung der Chemischen Bindung oder der Veranschaulichung von Bindungsmodellen aufgeführt werden.

MÖLLER & BARKE (2002) haben eine interaktive Software zum Entdecken chemischer Strukturen entwickelt. Mit ihr lassen sich im strukturorientierten Chemieunterricht die Strukturen fester Stoffe am Bildschirm darstellen. Als Vorteil nutzen sie die Darstellungsmöglichkeit sachlicher Anschauungsmodelle wie Gitter oder Kugelpackungen ohne Gitterstäbe oder Klebstoff zu benötigen. MÖLLER & BARKE sprechen von *simulierten Modellen*, eine differenzierte Begriffsbestimmung erfolgt hier jedoch nicht. Der Lernende soll mit dem Lernprogramm selbstständig den Lerninhalt auf einer ‚guided tour‘ entdecken. Die Lernsoftware ist leider vorwiegend auf den Aufbau von Salzen beschränkt. Metalle können neben den Ionenverbindungen auch im Kugelpackungsmodell abgebildet werden. Darstellungen von Molekülen, Bindungen sowie interatomare oder -molekulare Wechselwirkungen sind mit dieser Lernsoftware nicht möglich.

Das MPI (Max-Planck-Institut) für Chemische Physik fester Stoffe realisiert in seinen Forschungsbereichen Anorganische Chemie und Chemische Metallkunde (MPG 2003) das Projekt *Chemische Bindung und Visualisierung*. Es beschäftigt sich mit der Analyse der chemischen Bindung, bei denen klassische chemische Bindungskonzepte meist versagen. Ziel ist die Beantwortung chemisch-physikalischer Fragestellungen zum Zusammenhang zwischen Struktur und Chemischer Bindung. Beides ist im Ergebnis einer quantenmechanischen Rechnung prinzipiell enthalten, so dass sie in diesem Projekt zur Grundlage genommen wird. Die Ergebnisse sollen über erarbeitete Schnittstellen durch die ELF (Electron Localization Function) visualisiert werden. Diese Vorgehensweise basiert auf umfangreichen Rechenverfahren, die dem angestrebten Modell der Lehr- und Lernhilfen weder zu Grunde liegen sollen noch können und von den in der Schule vorhandenen Computerausstattungen in der Regel auch nicht geleistet werden können.

Das UVM (UniversitätsVerbundMultimedia) Projekt 3D-VAM (Dreidimensionale Visualisierung vom Aufbau der Materie) ist Grundlage der in dieser Arbeit erstellten Lehr- und Lernhilfen.

24 Mit dem Cosmo-Player können 3D-Welten und 3D-Objekte interaktiv erforscht werden, die in der Virtual Reality Modeling Language (VRML) erstellt wurden. Über die Hauptsteuerungselemente der Cosmo-Player-Schalttafel können sowohl Bewegungs-Steuerungselemente als auch Untersuchungs-Steuerungselemente verwendet werden.

„Die chemische Bindung ist ein Lerngegenstand, der von den Lernenden oft als schwierig oder unverständlich empfunden wird, da er ein hohes Maß an Abstraktionsvermögen und die Unterscheidung verschiedener Bindungstypen die Kompetenz der Systematisierung verlangt.“ (KÖNIG, REINERS 2002, S.35)

Da die Behandlung der chemischen Bindung im Chemieunterricht der Sekundarstufe I von den Lernenden ebenso die Kompetenz, in Modellen denken zu können, fordert, soll das Ziel des Projektes die Veranschaulichung der unterschiedlichen Bindungstypen sein. Um den dabei auftretenden Lernschwierigkeiten (vgl. Kap 4) zu begegnen, sind interaktiv *animierte graphische* Module entwickelt worden, die eine Veranschaulichung von Bindungszuständen erlauben und an verschiedenen Stellen des Lehr-/ Lernprozesses eingebunden werden können.

Die rein graphische Darstellung der Bindungszustände bietet gegenüber der auf quantenmechanischen Rechnungen basierenden, computergestützten Simulation den Vorteil, dass das erforderliche Fachwissen in den Hintergrund und die Visualisierung der Vorgänge auf Teilchenebene in den Vordergrund rückt. Die Vorteile des Computers bestehen nach SABOROWSKI (2000) zum einen in der Möglichkeit, sich in dreidimensionalen, virtuellen Welten bewegen zu können (raum-zeitliche Dimension). Zum anderen bestehen vielfältige Möglichkeiten der Interaktion, die es erlauben, das konstruktive Moment von Modellbildungsprozessen besonders hervorzuheben (Modelldimension).

Schließlich bietet der Computer sowohl die Möglichkeit, Bindungstypen für sich zu betrachten als auch graduelle Unterschiede zwischen den Bindungstypen (vgl. Kap. 3) in den Vordergrund zu rücken.

5.2 Unterrichtskonzept und Multimedia

Neben der Erstellung virtueller Lehr- und Lernhilfen soll in dieser Arbeit auch deren didaktische Qualität verbessert werden. Dabei stellt sich die Frage, welches Konzept dem Unterricht zu Grunde gelegt werden soll und ob der Lehr- und Lerninhalt ‚*Chemische Bindung*‘ virtuell angeboten werden kann. Die letzte Frage wird durch die Prüfung von vier Imperativen SCHULMEISTER’S (2001, vgl. S. 227-231) positiv beantwortet. Es werden im Folgenden die Antworten auf diese Fragen bezogen auf die Lehr- und Lernhilfen aufgeführt:

- Die chemische Bindung ist gut für virtuelles Lernen geeignet, da die Lernenden keine Erfahrungen mit der chemischen Bindung als solche machen können.
- Die eingesetzten virtuellen Lehr- und Lernmethoden sind dem Lerngegenstand angemessen, da nur sie eine Simulation des zu Grunde liegenden Bindungsmodells ermöglichen.
- Das Hypertextprinzip ermöglicht die adäquate Repräsentation des Modells und deren Veranschaulichung.
- Die Lehr- und Lernmaterialien ermöglichen die Interaktion und Kommunikation sowie die Bildung von Lern- und Wissensgruppen.

DE VOS & VERDONK (1996) sind der Auffassung, dass im Chemieunterricht der Sekundarstufe I ein klares, aufeinander abgestimmtes und für die Lernenden eindeutiges Konzept zu Grunde liegen soll.

Hierfür wünschen sich EILKS & MÖLLERING (2001) ein einziges, anschlussfähiges und für alle drei Naturwissenschaften hinreichendes Konzept, das ohne Widersprüche auskommt. Die für den naturwissenschaftlichen Unterricht wesentliche Schulung des Umgangs mit Modellen lässt sich ihrer Meinung nach auch in dem Ansatz von DE VOS & VERDONK vermitteln. Die Diskussion verschiebt sich dann vom Vergleich der vielfältigen historischen Modelle auf die Veranschaulichung des als hinreichend gesichert geltenden Teilchenaufbaus der Materie in Visualisierungen und Sachmodellen.

Alle in den Lehr- und Lernhilfen vorkommenden Bindungstypen können mit einem gemeinsamen Bindungsmodell erklärt werden. Diesen Ansatz des gemeinsamen inhaltlichen Konzeptes verfolgten bereits EILKS & MÖLLERING (2001) sowie EILKS et al. (2001A) im Rahmen eines einheitlichen Teilchenmodells.

Nach WEIDENMANN (1997A) und TERGAN (1997) sind gerade multimediale HTML-Lernumgebungen (Hypertext-Systeme) geeignet, die geschilderten Zusammenhänge und das miteinander verwobene Konzept darzustellen. Unter Hypertext versteht man im Allgemeinen die nichtlineare Verkettung von Texten. KUHLEN differenziert dies:

„Mit der Bezeichnung Hypertext [...] werden zur Zeit eher die methodischen Probleme bei der Entlinearisierung von Text bzw. der entlinearierten Darstellung von Wissen angesprochen ...“ (KUHLEN 1991, S. 14)

Bei der Vernetzung von Texten, Grafiken und interaktiven Animationen ermöglichen nach WILLIAMSON & ABRAHAM (1995) besonders letztere die Unterstützung des Lernprozesses bezogen auf den Aufbau der Materie.

Die Grafiken aber speziell die interaktiven Animationen verbessern die Anschaulichkeit des Lerninhaltes und tragen damit zu seiner Verständlichkeit bei.

MASKILL, CACHAPUZ & KOULADIS (1997) beschreiben bei dem Einsatz solcher Konzepte Probleme. Sie stellen heraus, dass die Lernenden teilweise bereits vor der Behandlung vom Aufbau der Materie um die Existenz der Atome, Elektronen oder sogar der Kernspaltung wissen und somit *Preconceptions* aufgebaut haben, die auf ihre weiteren Vorstellungen Einfluss nehmen.

Die unterschiedlichen Probleme beim Lehren und Lernen vom Aufbau der Materie sind nach SEIFERT & FISCHLER (1999) nur durch eine explizite Auseinandersetzung mit den unterschiedlichen Präsentationsebenen, auf denen die Teilchenvorstellung im Unterricht und in verschiedenen Medien erfolgt, sowie einer metakonzeptuellen Reflexion über Real- und Modellwelt zu erkennen und zu beseitigen.

5.3 Hypermedia als Grundlage für die Lehr- und Lernhilfen

Es stellt sich die Frage, warum sollen die Lehr- und Lernhilfen mit Hypermedia verworklicht werden sollen. YANKOLOVICH et al. (1988) betrachten Hypermedia als Hypertext, der multimediale Zusätze hat. Aber auch mit der Zustimmung durch MAYES (1992, S. 3):

„The latter refers to hypertext-like systems, characterized by their data access structures and differing from hypertext only in their use of other media, usually graphics or video.“

bleibt die Unterscheidung zu Multimedia ungeklärt.

Erst NIELSEN klärt diesen Unterschied, indem er sich die Frage stellt, wann ein Multimedia-System zu einem Hypermedia-System wird:

„The fact that a system is multimedia-based does not make it hypertext [...] Only when users interactively take control of a set of dynamic links among units of information does a system get to be hypertext. It has been said that the difference between multimedia and hypermedia is similar to that between watching a travel film and being a tourist yourself. (Nielsen 1990, S. 10)

Neben der Aussage vieler Fachkollegen,²⁵ die die mediale Unterstützung im Bereich des Chemieunterrichts der Sekundarstufe I für unzureichend halten, ermöglicht Hypermedia die bestmögliche Umsetzung der Lernhilfen und damit ein angestrebtes Ziel. PERELMAN (1992) prägt den Begriff ‚*Hyperlearning*‘ für die Kombination von Multimedia oder Hypermedia und Lernen.

„It is not a single device or process, but a universe of new technologies that both process and enhance intelligence. The hyper in hyperlearning refers not merely to the extraordinary speed and scope of new information technology, but to an unprecedented degree of connectedness of knowledge, experience, media and brains – both human and nonhuman.“ PERELMAN (1992, S. 23)

Das Lehren **und** das Lernen innerhalb des Unterrichtes sind gleichrangig. Es ist erforderlich, beide Seiten zu betrachten und in einer Analyse gleichwertig zu behandeln. So soll dem Begriff ‚*Hyperteaching*‘ der Begriff *Hyperlearning* gegenüber gestellt werden.

Wie bereits in Kap. 4 ausführlich diskutiert, können eventuelle *misconceptions* sowohl von der Seite des Lehrenden als auch von der Seite des Lernenden ausgehen, so dass beide Aspekte zu beachten sind.

Die Verbindung der beiden Begriffe *Hyperlearning* und *Hyperteaching* sollte zu einem neuen Begriff innerhalb der Didaktik führen. Der Vorschlag des Autors für den Lehr- und Lernpart innerhalb hypermedialen Unterrichtes ist der Begriff ‚*Hyperlesson*‘.

Der Begriff stellt adäquat den Zusammenhang zwischen dem Lehren und dem Lernen mit hypermedialen Medien in den Vordergrund. Nicht die Lernsoftware allein oder die virtuelle Universität mit ihren unterschiedlichen hypermedialen Lehrangeboten allein oder das intelligente tutorielle Lernprogramm sind ideale Lösungen für hypermediales Lernen, sondern erst die ausgewogene Kombination dieser Aspekte in Kombination mit einem Lehrenden ermöglicht die Entwicklung und Umsetzung idealer hypermedialer Lehr- und Lernmaterialien für den Unterricht. Eine Lösung von *Hyperlearning* liegt somit nicht alleine im Potential der *künstlichen Intelligenz*. Der Begriff *künstliche Intelligenz* wird wie bei STOFFER (2002) verwendet:

25 Unveröffentlichte Umfrage des Autors unter Chemielehrern und Referendaren zu dem Fragenkomplex Computereinsatz und die Verwendung anderer Medien im Chemieunterricht von 1999.

„Künstliche Intelligenz (KI), im weitesten Sinn ein Begriff für die Fähigkeit einer Maschine, kognitive Funktionen des Menschen (Wahrnehmung, Denken, Bewegungssteuerung) zumindestens teilweise durch Computerprogramme zu simulieren.“

Die erstellten hypermedialen Systeme, die nicht nur Informationen vermitteln sollen, benötigen für den Lernprozess auch eine Lehrperson, die sich der möglicherweise auftretenden Schwierigkeiten bewusst ist und individuell auf diese reagieren kann.

Es muss neben dem Lernprozess auch ein Lehrprozess ablaufen, der nicht fest strukturiert sein darf, was jedoch im weitesten Sinn noch auf Systeme *künstlicher Intelligenz* zutrifft.

Diese Aussage stützt WINN indem er ausführt:

„good teachers are presently better than machines at making decisions and at instructing.“ WINN (1989, S.44)

Soll jedoch der Bereich von *Hyperlearning* ausgebaut werden, ist gerade dafür eine entsprechende Didaktik erforderlich.

Neben den o.g. Gesichtspunkten der Entwicklung hypermedialer Lehr- und Lernsysteme wurden ebenfalls unterschiedliche Aspekte zum Design von elektronischen Büchern für den Lexikonbereich und die Begleittexte berücksichtigt.

DE DIANA (1991) untersuchte wichtige Funktionen des aktiven Lesens wie Markieren, Unterstreichen, Annotieren, Exzerpieren, Diagonal lesen, Gliedern, Indizieren, Indexsuche, Suche mit Filtern, Fokussieren und Sequenzieren.

Bei der Entwicklung der Begleittexte und des Lexikons wurden die o.a. Untersuchungen und die von GLUSHKO (1989), der Prinzipien zum Design von elektronischen Enzyklopädien benannte, zu Grunde gelegt. P.G. BARKER (1992) unterscheidet weiter drei Arten von *Design Guidelines* für elektronische Bücher nach dem jeweils zu Grunde liegenden dominanten Paradigma:

- die Art der Nutzung des Mediums,
- die Art der angestrebten Lernkontrolle und
- die beabsichtigte Verwendung.

P.G. BARKER unterscheidet im letzten Fall das Lernprogramm vom Anwendungsprogramm. Wobei nach seiner Einteilung die Lehr- und Lernhilfen zu den Anwendungsprogrammen gerechnet werden müssen. Seine *Design Guidelines* und die o.g. Prinzipien werden der Erstellung der Lehr- und Lernsoftware zu Grunde gelegt.

Darüber hinaus weist BALLOD (2001) darauf hin:

„Die Art des Informationsträgers beeinflusst die Information“,

so dass eine Verflechtung der Art des Informationsträgers mit dem Lerninhalt unterstellt werden kann. Dieser Aspekt muss jedoch in der Erhebung unberücksichtigt bleiben, da die Lehr- und Lernhilfen ausschließlich auf dem Emissionsmedium CD-ROM zur Verfügung gestellt wurden und darüber hinaus kein adäquates Erhebungswerkzeug zur Verfügung gestellt werden kann.

Schulische Aspekte

Auf die häufig bei elektronischen Büchern oder Lernprogrammen verwendete Vorlesefunktion oder Audioausgabe wurde aus schulischer Sicht verzichtet, da sich die Lernenden bei mehrfacher Nutzung innerhalb eines Computerraums gegenseitig stören würden.

Die Intention der zu erstellenden Lehr- und Lernhilfen führt über die Aussage von SCHULMEISTER hinaus:

„Für elektronische Bücher spricht auch die Tatsache, daß man aus Kosten- und Platzgründen kaum so viel visuelle Information in Büchern präsentieren kann wie in elektronischen Büchern, obwohl dieses Ziel bereits mit Multimedia-Datenbanken und Lexikon-ähnlichen Multimedia-Anwendungen erreicht werden kann.“ SCHULMEISTER (2002, S. 323)

denn es ist in gedruckten Büchern nicht möglich, animierte oder interaktive visuelle Informationen zu veröffentlichen. Dies ist auch ein Grund, weshalb Computer gestützte hypermediale Systeme verwendet werden.

Die interaktiv animierten Szenarien können nicht ohne den Computer verwirklicht werden, da sie auf einem flexiblen Bindungsmodell, dem Elektronenwolkenmodell, basieren. Die systemische Sichtweise bei der Behandlung des Übergangs zwischen den Bindungstypen macht ein dynamisches Modell notwendig.

Die Hypertextstruktur fördert darüber hinaus die Verbindung unterschiedlicher Texte, Grafiken, Abbildungen und Animationen auch unterschiedlicher Autoren, so dass auf der Basis der Lehr- und Lernhilfen umfangreiche und vielseitige Lehr- und Lernmaterialien entstehen. Die Materialien können von mehreren Lehrenden verwendet und modifiziert werden, so dass vielschichtige Aspekte und umfangreiche Alternativen und Materialerweiterung ermöglicht werden. Die modifizierten Materialien stellen dann Alternativen für die auftretenden Unterrichtssituationen dar.

Die Modifikationsmöglichkeit der Texte und Arbeitsblätter erhöht für die Lehrenden den Einsatzwert der Materialien und ermöglicht bei wiederholter Anwendung eine gleich bleibende Motivation bei den Lernenden.

Technische Aspekte

Eine HTML-Struktur stellt einerseits einen Plattform-unabhängigen Einsatz der Lehr- und Lernhilfen und andererseits die weitere modulare Ausbaufähigkeit des Gesamtprojekts sicher. Ein weiterer Aspekt sind die Anwenderfreundlichkeit und intuitive Bedienbarkeit, die beim Design und Aufbau der einzelnen Seiten im Vordergrund stehen. Als Eingangsseite ist eine Portallösung vorgesehen, von der alle untergeordneten Ebenen über Menüs erreichbar sind. Ein entsprechendes Plugin zur interaktiven Betrachtung von Darstellungen im VRML (*Virtual Reality Modeling Language*)-Format wird zur Installation mitgeliefert. Das Distributionsmedium CD-ROM bietet den Entwicklern von multimedialen Materialien auf Grund seiner hohen Datenkapazität die Chance, mehrere Lerninhalte oder Medien auf unterschiedliche Weise, hochauflösende Grafiken und Animationen sowie digitale Filme und Panoramen in die Lehr- und Lernhilfen zu integrieren.

Modellaspekte

Erst eine Visualisierung mit dem Computer ermöglicht die Darstellung der Überlappung und Durchdringung von Elektronenwolken. Die Reduktion der Abbildungen und Animationen auf die formale LEWIS-Schreibweise soll eingebunden werden. Die Einblendung der LEWIS-Schreibweise soll auf Anfrage möglich werden. Damit wird einerseits eine Darstellung der Bindungen im Elektronenwolkenmodell und andererseits der Übergang dieser Darstellung in die formale LEWIS-Schreibweise ermöglicht.

Das Medium ermöglicht die Entwicklung und Erstellung von Visualisierungen und Animationen, die eine anschauliche Einführung und Weiterführung in die Chemische Bindung sowie die anschauliche Entwicklung der formalen LEWIS-Schreibweise erlaubt.

„Mittels Computervisualisierung kann ein neuartiger Zugang zu theoretischen Modellvorstellungen erlangt werden.“ (SABOROWSKI 2000, S. 211)

Darüber hinaus ermöglicht die Computeranwendung den modularen Aufbau der Lehr- und Lernhilfen, die somit bis in den Chemieunterricht der Sekundarstufe II anschluss- und ausbaufähig bleiben.

Die Vorzüge der neuen, hypertextbasierten Szenarien liegen darin begründet, dass mittels Visualisierungstechniken Atome als dynamische Einheiten dargestellt werden können, deren Elektronenhülle von anderen atomaren Einheiten durchdrungen, verzerrt bzw. deformiert werden kann. Unter Einsatz von 3D-Animationen kann der Übergang von freien Atomen zu biatomaren Einheiten visualisiert werden. Auf der Basis des Elektronenwolkenmodells können bereits bei der Einführung der chemischen Bindung energetische Betrachtungen in den Vordergrund gerückt werden, besonders die bei der Bindungsbildung freigesetzte Energie.

5.4 Die Entwicklung der Materialien

MONNARD & PASQUIER-BOLTUCK (1992) entwickelten das Hypertext-Werkzeug WEBSs, das anfallende Arbeiten bei der Erstellung von hypermedialen Lehr- und Lernhilfen koordiniert und den Benutzern so eine hohe Funktionalität zur Verfügung stellt. Die Erstellung der Lehr- und Lernhilfen verlief ähnlich diesem Konzept. Die Arbeiten wurden jedoch während der Erstellung der Lehr- und Lernhilfen noch konventionell koordiniert. Nach der konkreten Projektplanung erfolgte ein Brainstorming zur Umsetzung der Idee. Bei der anschließenden Recherche zu Modellvorstellungen und vorhandenen Materialien erfolgte ebenfalls die Suche nach bekannten *misconceptions* und Lernschwierigkeiten zu dem Thema. Nachdem die grundlegenden Recherchen und Fragestellungen erfolgt waren, wurde das Unterrichtskonzept mit seinen Szenarien entwickelt und in einer ersten Studie von Lernenden im Unterricht erprobt und evaluiert. Im Anschluss an die Konzeptentwicklung folgt nach MONNARD & PASQUIER-BOLTUCK die Erstellung eines Drehbuches und das Design des Hypertextes im Bereich der Navigation und des Modells. Nach einer summativen Evaluation kann eine eventuell nötige Modifikation des Hypermedia-Produktes erfolgen.

Die Erstellung von multimedialen Lernhilfen durch den einzelnen Lehrenden ist für ihn ein Mehraufwand an Zeit. Die entwickelten Lehr- und Lernhilfen bieten mit ihren fertigen, flexiblen und modifizierbaren Materialien wie Arbeitsblättern, Grafiken, Bildern, Tabellen

Szenarien und Animationen auf lange Sicht eine echte Entlastung für die Lehrenden auch in Bezug auf die Konzeption ihrer Unterrichtseinheiten.

„Für Mediendidaktiker und Unterrichtstechnologen spielen die neuen Möglichkeiten der Medien primär für die Verbesserung der Qualität der Lehre und des Lernens eine große Rolle“ SCHULMEISTER (2001, S. 25)

So sollen auch die entwickelten Unterrichtshilfen dazu beitragen, die Qualität des Chemieunterrichts zu verbessern.

Kritiker sagen, dass computerunterstütztes Lernen die anfängliche Motivation der Lernenden schnell sinken lässt. Doch durch das erstellte Konzept ist der Lehrende nicht nur Wissensvermittler, sondern z.B. auch Tutor, Koordinator und Analysator und eröffnet durch die Anwendung der Lehr- und Lernhilfen sowie durch den Einsatz von Computern im Chemieunterricht eine gemeinsame Lernsituation, in denen die Lernenden einige Mitlerner haben, mit denen sie kommunizieren können. Auch der Bericht der BLK-Staatssekretär-Arbeitsgruppe ‚Material zur Bildungsplanung und zur Forschungsförderung‘ sowie SCHULMEISTER weisen darauf hin:

„Ohne das Gefühl einer Lerngemeinschaft, ohne persönliche Beziehungen wird Lernen zu einer kognitiven Übung, die nur in manchen Anwendungsfeldern gelingen kann.“ (BLK 2000, S. 7)

„Die beim computerunterstützten Lernen häufig geringe Effektivität des Lernens, die schnell nachlassende Motivation der Lernenden kann durch Einbeziehung von Tutoren und/oder Mitlernern in den Lernprozeß erheblich gesteigert werden.“ SCHULMEISTER (2001, S. 195)

Die erstellten Lehr- und Lernhilfen sollen kein Lernprogramm darstellen, sondern benötigen immer noch die Einweisung des Lehrenden.

„Bezogen auf das virtuelle Lernen bedeutet diese Position [Anm. d. A. Auffassung von Davies (1998), zur gewinnbringenden, konstruktivistischen Nutzung von virtuellen Universitäten], daß den Lernenden mehr Raum zur aktiven Dokumentation und zum Austausch ihrer Denkprozesse, mehr Raum für aktives Tun und für das Konstruieren von Wissen und Programme als Werkzeuge für die kognitive Konstruktion von Wissen angeboten werden sollten, in denen die vorgefertigten Lernmaterialien wie Lehrbücher und Skripten eine neue Funktion erhalten. Sie erscheinen in Lernumgebungen, die reichhaltigere Informationen bieten und vielfältige Sichten auf dieselben Phänomene enthalten.“ Schulmeister (2001, S. 227)

Diese Aussage von SCHULMEISTER lässt in Verbindung mit den zuvor genannten Aspekten den Schluss zu, dass Hypermedia das ideale Medium für das vorliegende Unterrichtskonzept ist.

5.5 Computervisualisierung vs. Sachmodell

Die Diskussion um Computersimulationen und Modelldenken ist bereits von SABOROWSKI (2000) sowie SABOROWSKI & REINERS (1999, 2000) ausführlich geführt worden, so dass an dieser Stelle auf die Wiederholung verzichtet werden soll. Nachfolgend werden ergänzend kurz Aspekte für die in dieser Arbeit vorliegende Unterrichtskonzeption aufgeführt.

Der Computer soll zur Umsetzung der Lehr- und Lernhilfen verwendet werden, da er umfassende Möglichkeiten zur graphischen Umsetzung des neuen Unterrichtskonzeptes auf der Basis des Elektronenwolkenmodells bietet.

Die Lehr- und Lernhilfen sollen zur besseren Vorstellung der Lernenden Visualisierungen des Atom- und Bindungsmodells enthalten. Unter der *Visualisierung* wird im Allgemeinen der Vorgang verstanden, eine Idee (Modellvorstellung/ Unterrichtskonzept) in einem Bild (Abbild/Computeranimation) optisch darzustellen (vgl. DROSDOWSKI et al. 1996, S. 807).

Die Visualisierung komplexerer Vorstellungen ist mit Unterstützung der Computertechnologie einfacher geworden.

SABOROWSKI (2000) führt die Förderung visueller Lerntypen und Multimedia, die Datenanalyse und Molecular Modeling, die Visualisierung als Veranschaulichung und Anschauungsmodell, die Animation und *virtuelle Realität*, die dreidimensionale Visualisierung mit VRML sowie die Computervisualisierung im Chemieunterricht auf.

Bei der Förderung visueller Lerntypen sowie Multimedia-Anwendungen wird nach WEIDENMANN (1997B) in *multimediale*, *multicodale* und *multimordale* Dimensionen differenziert. Unabhängig von den Vor- und Nachteilen der Multimedia-Anwendungen hat der Autor festgestellt, dass neben den Experimenten und Sachmodellen im herkömmlichen Chemieunterricht vorwiegend verbale Informationen angeboten werden. SABOROWSKI (2000, S. 77) ist der Meinung, dass durch die Unterstützung von Computern neue Möglichkeiten geschaffen werden können:

„Hier eröffnen sich durch die graphischen Möglichkeiten des Computers zur Visualisierung neue Perspektiven zur Verbesserung von Lernprozessen...“

Die Datenanalyse und Computervisualisierung ermöglicht nach WEST (1992) überhaupt erst Einblicke in komplexere Zusammenhänge wie z.B. die statistische Analyse empirischer Daten.

Auch im naturwissenschaftlichen Bereich kann die Darstellung abstrakter Daten und Formeln ein gutes Hilfsmittel sein. KINZEL (1995) z.B. bildet die Bewegung eines Quantenteilchens mit Hilfe der Aufenthaltswahrscheinlichkeit ab. Auch im Rahmen von *Molecular Modeling* werden durch computergestützte Visualisierungen Molekülmodelle berechnet und graphisch abgebildet. So berechnen FÄSSLER & SAVIN (s. auch SAVIN et al. 1997) die Elektronen-Lokalisierungs-Funktion (ELF) von Molekülen, die durch Isoflächen den Raum sichtbar macht, in dem sich die Elektronenpaare aufhalten.

Nach SABOROWSKI (2000) sind Visualisierungen besondere Anschauungsmodelle, die die gewonnenen Daten in den Realitätsbereich (vgl. STEINBUCH 1977) überführen und

nach KIRCHER (1995) somit dem lernenden oder erkennenden Subjekt einen verbesserten Zugang zu den Modellvorstellungen erlauben. Neben der Unterscheidung von materiellen und virtuellen Anschauungsmodellen beugt SABOROWSKI (2000) einer Verwechslung von Anschauungsmodell und Realität vor, indem er zwischen *Präsenz* und *Telepräsenz* differenziert.

Zahlreiche Arbeiten im Bereich der ‚*Animation*‘ rekurrieren sich auf PIEPER (1994), der Computeranimationen wie folgt definiert. Er führt auf, dass es sich bei Computeranimationen um ein von einem Computer erzeugtes Bildprodukt, einer bewegten modellhaften Bilderwelt handelt. Die Bilderwelten sind bemüht, die Wirklichkeit wiederzugeben oder vermitteln zu mindest diesen Anschein, indem sie in passiver (in Form eines Filmbildes) oder aktiver (mit interaktiver Einflussnahme) Weise rezipiert werden können. PIEPER unterscheidet somit zwischen dem reinen Betrachten und der Interaktion mit einer Animation. Mit der Aufweitung durch die Interaktion überschneidet sich die Animation bereits mit der ‚*virtuellen Realität*‘.

Die *virtuelle Realität* stellt eine computererzeugte Umgebung dar, die dem Benutzer den Eindruck vermittelt, sich in dieser zu befinden. Es wird von SABOROWSKI & REINERS (1997) darauf hingewiesen, dass in der Wissenschaft Chemie und im Chemieunterricht deutlich gemacht werden muss, dass Animationen und virtuelle Welten auf theoretischen Modellvorstellungen beruhen, die in virtuelle Anschauungsmodelle überführt wurden und kein Abbild der Wirklichkeit darstellen. Auch BARNICKEL (1995) weist in Verbindung mit *Molecular Modeling* auf dieses alltägliche Problem hin:

„Nicht nur Theoretiker neigen dazu, die Rolle ihrer eigenen Modellvorstellungen zu überschätzen und sie mit der Wirklichkeit zu verwechseln.“

VRML²⁶ ist eine Beschreibungssprache, die in der Lage ist, virtuelle Welten auf einem herkömmlichen Computerbildschirm entstehen zu lassen. Den Vorteil führt auch WAGNER auf:

„3D-Welten sind zwar nicht einfach einzurichten, ermöglichen aber neben der reinen Handhabung auch Animationseffekte im Dienst des Unterstützens von Lernprozessen.“ (WAGNER 2002, S. 36)

Nach dem Verein zur Förderung des mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterrichts (MNU) wird der Einsatz des Computers im Chemieunterricht bei abstrakten Modellvorstellungen wie folgt empfohlen:

„Der Einsatz des Computers erscheint besonders wirksam, wenn mit ihm abstrakte Modellvorstellungen entwickelt, veranschaulicht oder angewendet werden.“ (MNU 1985)

Dies bestätigt zusammen mit der Ansicht von SABOROWSKI noch einmal den Computereinsatz als Grundlage der konzipierten Lehr- und Lernhilfen im Chemieunterricht.

„Computervisualisierungen sind Anschauungsmodelle“ bei ihnen „...tritt der einmalige, ansonsten sich ausschließende Effekt auf, daß der Modellcharakter verstärkt wird und der Abstraktionsgrad abnimmt.“ (SABOROWSKI 2000, S. 102f.)

26 <http://www.vrml.org/specifications/VRML97/> und <http://www.vrml-fokus.de/> Stand 21. Juni 2001.

5.6 Wissensvermittlung durch Instruktion und Konstruktion

Die epistemologische Theorie der Kognition hat zwei pädagogisch-methodische Konzepte etabliert. Das *entdeckende Lernen* nach BRUNER (1961) und nach PAPERT (1980) das *Lernen in Mikrowelten* fließen in den Konstruktivismus ein.

Mikrowelten sind geschlossene artifizielle²⁷ Umgebungen, die eigene Regeln haben. Hierunter fallen z.B. fiktive Wanderungen, künstliche Labore, simulierter Sport, Rollenspiele etc. Es sind autonome, aber beschränkte Umgebungen, in denen bestimmte Gesetze getestet und Objekte konstruiert werden können. Es besteht die Möglichkeit vielfältiger Perspektivenwechsel. Das Wissen ist in der Mikrowelt ‚*versteckt*‘ und kann durch die Lernenden wieder ‚*ausgegraben*‘ werden. Mikrowelten sind explorative Lernumgebungen, so genannte Kunstwelten oder abstrakte Welten, in denen mögliche und unmögliche Konzepte frei kombiniert werden können. Viele dieser multimedialen Mikrowelten gehen wie PAPERT (1980) von einer konstruktivistischen Auffassung vom Lernen als Konstruieren aus.

Existierende Chemie-Programme, in denen Mikrowelten zum Einsatz kommen, sind z.B. die Programme Chemicus I und II.²⁸ Im Folgenden sollen Vor- und Nachteile sowohl des instruktivistischen als auch des konstruktivistischen Ansatzes aufgezeigt werden.

5.6.1 Instruktionistischer Ansatz

Die Instruktionstheorie entstand als eine Antwort auf den Behaviorismus. ‚*The Conditions of Learning and Theory of Instruction*‘ von GAGNÉ (1965) gilt als erste Instruktionstheorie mit praktischen und nachhaltigen Auswirkungen. Instruktionstheorien sollen erklären und vorschreiben: Sie sind somit präskriptiv.

Das Instruktionsdesign umfasst Angaben zu Bedingungen des Lernens, zu Lernmethoden und zu den Lernergebnissen, die in Attraktivität, Effektivität und Effizienz unterschieden werden. Es zielt auf ein Training von deklarativem und prozeduralem Wissen. Die Vorstellung vom Gedächtnis als einem Speichersystem in dem das Lernen in einer Art des *Nürnberger Trichters* abläuft, spielt nach Meinung der Kritiker beim Lernen durch Instruktion eine große Rolle.

Das Instruktionsdesign vertritt einen deduktiven Ansatz, in dem der Designprozess von den Lernzielen über die Lehr-Methode zu den Lernprozessen verläuft.

Der Vorteil der Instruktion ist das klar definierte Wissen, dessen direkte Speicherung, die so genannte *Korrespondenzhypothese*, jedoch vom Konstruktivismus bestritten ist.

Das Wissensmodell im Instruktionsdesign ist durch die Art der Lernziele, die Methodik der Lernzielfindung und die deduktive Methodik des Designs von Lerneinheiten beschränkt.

Das grundlegende Modell des instruktivistischen Ansatzes ist der lehrerzentrierte, expositorische Ansatz, der ein Problem für die Motivation der Lernenden darstellt. So sind psychologische Faktoren wie z.B. Ausweichen, Unlust, Abweichen, Lust auf Abwechslung in Instruktionsmodellen nicht enthalten. Dieser Ansatz unterstellt, dass die Struktur

27 Vertreter des Konstruktivismus kritisieren, dass Mikrowelten zu artifiziell sind.

28 Chemicus I, Chemicus II, Physikus und Bioscopia sind Abenteuer-Programme aus dem naturwissenschaftlichen Bereich der Firma Heureka-Klett, Stuttgart 2001, 2002, 1999 und 2002.

des zu lernenden Gegenstands die Form für die optimale Struktur des Lernens bildet. Stimmt diese Annahme, dann muss das Design der Lehr- und Lernhilfen die Struktur des Gegenstandsbereichs haben.

5.6.2 Konstruktivistischer Ansatz

Die Grundlagen des Konstruktivismus finden sich neben PIAGET²⁹ auch in der Hermeneutik und im symbolischen Interaktionismus. Er ist eine Theorie der Genese des Wissens von den Dingen und ist *keine* Theorie des Seins oder formuliert *keine* Aussagen über die Existenz der Dinge an sich. Er betont (im Gegensatz zum Objektivismus) die aktive Interpretation des erkennenden Subjekts, in dem nach MATURANA & VARELA (1984)

„jeder Akt des Erkennens eine Welt hervorbringt.“

Wichtig zur Unterscheidung von anderen kognitivistischen Ansätzen ist, dass eine eigene Erarbeitung der jeweiligen Lernenden notwendig bleibt, da das Wissen im Akt des Erkennens konstruiert wird.

„Lernmaterialien nach dem Frage-Antwort-Schema bieten den Lernenden nach Ansicht der kognitiven Psychologie viel zu wenig Spielraum, ihre vorhandenen kognitiven Konzepte zu aktivieren und neue zu entwickeln. [...] Aufgaben, die dem Suchen, Probieren und Explorieren weiteren Raum geben, ... sind hierfür schon eher geeignet.“ (SCHULMEISTER 2002, S. 71f.)

Das Wissen existiert nicht unabhängig vom erkennenden Subjekt, sondern wird dynamisch generiert und kann deswegen auch nicht einfach an jemand anderen *übermittelt* werden. Denken und Kognition sind situativ, da sich Lernen aus Handeln entwickelt und Handeln sich in sozialen Situationen vollzieht (MATURANA & VARELA 1984)

„Jedes Tun ist Erkennen, und jedes Erkennen ist Tun.“

Für den Lernprozess bedeutet dies, dass darauf zu achten ist, dass Kognition in situ geschieht, *„situiert“* oder kontextuell gebunden ist. Es wird von *„situated knowledge“*, *„situated cognition“* und *„situated learning“* gesprochen. Aus diesem Grund gehören epistemischer Konflikt, Selbstregulation und Selbstreflexion zu den entscheidenden Merkmalen konstruktivistischer Erkenntnistheorie.

Die konstruktivistische Pädagogik fordert nach PAPERT (1992) auch im Bereich des Computerlernens neue Lernsituationen. Der Brennpunkt soll von der Ergebnisorientierung auf die Lernprozesse verschoben werden. Fünf Mittel können dabei behilflich sein:

1. *„empowering learning environments“*, um die Kreativität der Lernenden zu fördern,
2. *„games“*, um ihre Motivation anzusprechen,
3. kognitive Werkzeuge, um das Verstehen und die Repräsentation kognitiver Prozesse zu unterstützen,
4. Werkzeuge zur Förderung des Argumentierens und Schreibens sowie

²⁹ Pädagogische Ideen des Konstruktivismus, wie z.B. das Bild vom „child as scientist“, gehen unmittelbar auf das bei Piaget durchgängig aufzufindende Prinzip zurück, dass das Kind sein Wissen durch eigene konstruierende Aktivität in tätiger Auseinandersetzung mit der Umwelt erwirbt.

5. Programme, die das Denken der Lernenden spiegeln und ihnen bei der Reflexion ihrer Denkprozesse helfen (vgl. PAPERT 1992).

Die Gestaltung und Erfindung von reizvollen Lernumwelten die den Lernenden die Freiheit eröffnen, ihre eigenen Konstruktionen zu schaffen, ist eine der zentralen didaktischen Herausforderungen einer konstruktivistischen Schulpädagogik und -didaktik.

Der Konstruktivismus sieht seine verbindlichste Aufgabe in der Gestaltung und Erfindung von reizvollen Lernumwelten, die den Lernenden die Freiheit eröffnen, ihre eigenen Konstruktionen zu schaffen. Der Lernende übernimmt hierbei eine Design-Aufgabe.

„Die pädagogischen Folgerungen aus dieser grundsätzlichen Bestimmung des Erkenntnisvorgangs durch die Konstruktivisten müssen sich konsequenterweise darauf beziehen, die Autonomie des Individuums und seine idiosynkratischen Prozesse zu respektieren und stärker zu beachten. Dies kann nicht dadurch geschehen, daß Instruktion objektives Wissen und einheitliche Methoden vorgibt, sondern durch die Entwicklung von Lernumwelten, in denen kognitive Lernprozesse in handelnder Auseinandersetzung mit der Umwelt stattfinden können.“ (SCHULMEISTER 2002, S. 78)

5.6.3 Zusammenfassung

Die Vorteile beider Ansätze sollen in den Lehr- und Lernhilfen vereint werden.

Der Aussage von HOFHEINZ:

„Wissen ist nicht von einer Person auf die andere übertragbar. Insofern ist ihre Generierung und damit Lernen als ein konstruktiver, eigenständiger Prozess zu verstehen. Computersimulationen sollten dem Lernenden daher eine aktive Rolle im Rechnerprogramm selbst zuweisen, die es ihm ermöglicht, die Stoffgebiete selbstständig zu erschließen. Erst dann wäre ein exploratives Lernen möglich.“³⁰

kann prinzipiell nur beigeplichtet werden. Doch die Denkanstöße und kognitiven Konflikte sollen nicht von den Lehr- und Lernhilfen in Form eines Selbstlernprogramms ausgehen, sondern durch den Lehrenden initiiert werden, damit nicht das oben angesprochene Frage-Antwort-Schema entsteht. Nicht das Programm soll dem Lernenden eine aktive Rolle zuweisen, sondern der Lehrende, dem so eine Differenzierung in seinem Unterricht ermöglicht wird. Dies muss im Rahmen einer Instruktion der Lernenden durch den Lehrenden erfolgen.

So ist eine Balance zwischen Instruktion und Konstruktion möglich, die für einen effektiven Lernprozess notwendig ist.

Es sollen in dem systemischen Ansatz durch die Interaktivität und die Computersimulationen Fragen hervorgerufen werden, die zusammen mit den Arbeitsaufträgen und Arbeitsblättern eine Balance zwischen Instruktion und Konstruktion herstellen. Die Lernenden sollen mit bestimmten Aufgabenstellungen von den Lehrenden aktiv mit den Lehr- und Lernhilfen umgehen. Sie sollen ihr Wissen erschließen.

30 E-mail von HOFHEINZ an STEIN im März 2002.

Dies alles soll nach STORK von den von der Lebenswelt geprägten Vorstellungen der Lernenden über natürliche und technische Phänomene ausgehen, die die Lernenden mit in den Chemieunterricht bringen:

„Von ihnen [den o.g. Vorstellungen Anm. d. A.] muß der Unterricht ausgehen, um sie zum Teil zu ergänzen, zum Teil umzugestalten.“ (STORK 1995, S. 15)

5.7 Vorteile und Ziele von 3D-VAM

Es sind Lehr- und Lernhilfen erstellt worden mit deren Hilfe der Lehrende Aufgaben stellt, Arbeitsaufträge formuliert, Ergebnisse kommentieren oder die Moderation der Unterrichtsgespräche ergänzen kann. Dies geschieht nicht alleine durch das Hypermedium, sondern nur unter dessen Zuhilfenahme.

Der Lehrende führt mittels Lehr- und Lernhilfen durch die Lerninhalte, wobei er die wichtigen Ergebnisse jeweils zeitlich konzentrieren kann. Er hat somit die Möglichkeit das Unterrichtsgeschehen durch Verlangsamung, Vertiefung oder Wiederholung aktiv zu steuern, was ein praktisches Hilfsmittel für seine Arbeit bildet. Die Lehr- und Lernhilfen stellen Qualitätsmaterial für die pädagogische Kreativität des Lehrenden dar.

Das Material kann auch selber nach eigenen Lehr- und Unterrichtserfahrungen an passenden Stellen eingesetzt werden. Über eine Anleitung können die Lehr- und Lernhilfen mit zusätzlichen Informationen modifiziert oder ergänzt werden. Die Anleitung ist dazu notwendig, damit alle Lehrenden auch ohne Computervorerfahrung dies erfolgreich umsetzen können, denn der Umgang mit neuen Medien ist nach BIRKELBACH in den meisten Universitäten nur in einem geringen Umfang in der Lehrerausbildung vertreten.

„...denn bislang werden angehende Lehrer an deutschen Universitäten kaum auf den Umgang mit den Informations- und Kommunikationstechnologien vorbereitet. Nur rund drei Prozent der erziehungswissenschaftlichen Veranstaltungen in deutschen Lehramtsstudiengängen widmen sich dem Thema neue Medien.“ (BIRKELBACH 2002, S. 99f).

Vorangehend zu dem Projekt SelGO (*Selbstständiges Lernen mit digitalen Medien in der gymnasialen Oberstufe*)³¹ wurden die Lehr- und Lernhilfen mit dazu unterschiedlichen Zielen entwickelt.

Das UVM-Projekt verbindet zwei pädagogische Ziele:

- Die Entwicklung von reflektiertem konstruktivistischem Lernen, das ergänzend mit dem Aspekt des selbstständigen Lernens auch zu lebenslangem Lernen befähigt und
- die Vermittlung einer umfassenden Kompetenz zur Nutzung der neuen Medien.

Innerhalb dieser Arbeit wurden anspruchsvolle Lehr- und Lernszenarien für Phasen konstruktivistischen Lernens entwickelt sowie die entsprechenden Lehr- und Lernhilfen hierfür erstellt.

31 http://www.bildungsportal.nrw.de/BP/Schule/E_Learning/Abitur-Online/SELGO/idex.html

Der Kern des UVM-Projektes sind die computergestützten Lehr- und Lernhilfen. Es ist leicht zu handhaben und unterstützt mit ungeahnten Arbeits- und vielfältigen Kommunikationsmöglichkeiten individualisierte Lern- und Lehrprozesse. Der herkömmliche Unterricht wird mit den Lehr- und Lernhilfen nicht neu erfunden, sondern erweitert und fortentwickelt. Die aufgeführten Vorteile und der daraus resultierende Nutzen soll durch die folgenden sieben Punkte gewährleistet werden:

Interaktivität

Die multimediale Aufbereitung der Unterrichtsinhalte bezieht die Lernenden stärker in die Auseinandersetzung mit dem Lerngegenstand der Chemischen Bindung ein, als dies traditionelle Medien vermögen. Zugleich wird der Austausch der Lernenden mit den Lehrenden erhalten.

Anschaulichkeit und Verständlichkeit

Die multimedialen Lehr- und Lernhilfen für den Chemieunterricht erlauben unterschiedliche Zugriffe auf den Lerngegenstand. Dieser gewinnt an Anschaulichkeit, wird begreifbarer und verständlicher. Auf diese Art können unterschiedliche Lernertypen unterschiedlich lernen und es sind die besten Voraussetzungen für den Lernerfolg gegeben.

Modularität

Da keine Lerngruppe lernt wie die andere und keine Lehrkraft unterrichtet wie die andere, sollen sich die modular aufgebauten Lehr- und Lernhilfen von ihnen an die konkreten Notwendigkeiten, Vorlieben, Schwerpunkte anpassen und durch eigene Materialien erweitern lassen.

Individualisierung

Mit den Möglichkeiten der Schaffung individualisierter Lernarrangements erfahren die Lernenden eine Förderung, die ihrem persönlichen Leistungsstand gerecht wird. Die Organisationsinstrumente sorgen für einen Überblick des Lehrenden über den Leistungsstand der Lernenden, über ihre Fähigkeiten und Erfolge, über ihre Problemfelder. Die Differenzierung im Unterricht wird damit leichter!

Medienkompetenz

Der Einsatz der Lehr- und Lernhilfen soll den Lernenden auch die Kompetenz vermitteln, sach- und zielorientiert mit ‚neuen‘ Medien umzugehen. Das bedeutet auch das kritische Hinterfragen der zur Verfügung gestellten Informationen und Möglichkeiten.

Arbeitsökonomie und Effektivität

Durch die Zusammenstellung aller benötigten und möglichen Materialien für die entstehende Unterrichtsreihe wird das Arbeiten effizient ermöglicht. Das schafft Zeit für die tieferegreifende Behandlung und Diskussion der Lerninhalte sowie die Durchführung von Experimenten im Unterricht.

Eigenverantwortliches und lebenslanges Lernen

Auch eigenverantwortliches Lernen mit einem gegebenen Arbeitsauftrag oder Arbeitsblatt zu den Lehr- und Lernhilfen ist erwünscht. Die Lernenden erarbeiten sich aus dem Lernprozess heraus Fertigkeiten im Bereich der Lernkompetenzen und der Arbeitstech-

niken, auf die sie auch in anderen Fächern sowie im späteren Leben zurückgreifen können.

Die Umsetzung der Ziele der Lehr- und Lernhilfen ermöglicht einen positiven Einfluss auf die Lehr- und Lernprozesse auch über den Chemieunterricht hinaus.

6 Inhalte des Projektes

Die ersten Überlegungen mussten viele Sachverhalte und Bedingungen berücksichtigen, die bereits in den vorangegangenen Kapiteln diskutiert wurden, um zu einem grundlegenden unterrichtlichen Konzept für die Lehr- und Lernhilfen zu kommen.

Die getroffene Feststellung (vgl. Kap. 3), dass sowohl die Primärbindungen: kovalente, ionische und metallische Bindung als auch die Sekundärbindungen: VAN DER WAALS- und Wasserstoffbrückenbindung in den Materialien zum Chemieunterricht der Sekundarstufe I enthalten sein sollen, wurde umgesetzt.

Innerhalb der Lehr- und Lernmaterialien musste eine einheitliche Vorgehensweise zu Grunde gelegt werden, die auch die variable Abfolge der Lerninhalte ermöglicht. Es soll für den Lehrenden wählbar sein, mit welchem Bindungstyp er beginnen möchte, ohne dass dies Einfluss auf die Verständlichkeit der gesamten Lerninhalte hat. Auf dieser Basis mussten die Module so angelegt werden, dass eine beliebige Reihenfolge bei der Behandlung der Bindungstypen möglich ist. Die Grundlage dafür ist eine übersichtliche unter Umständen intuitiv bedienbare Navigation innerhalb der Materialien. Die darüber hinausgehenden oder für die Individualisierung der Lehr- und Lernhilfen benötigten Verknüpfungen und Links können ohne Einschränkung verwirklicht werden.

Dies wird durch die in Kap. 5 behandelte Flexibilität des Mediums Computer und der auf HTML-basierten Oberfläche ermöglicht. Die Kompatibilität zu gängigen Internet-Browsern wie z.B. *Internet-Explorer*, *Netscape* oder *Opera* ermöglicht eine vom Betriebssystem und der verwendeten Plattform unabhängige Nutzung der Lehr- und Lernhilfen.

Weiter stellt sich bei der Konzeption der Materialien die Frage: Welche Schwierigkeiten aus der Sicht der Lernenden entstehen können und wie sie vermindert oder gar umgangen werden können. Hier kann auf Kap. 4 verwiesen werden.

Die erstellten Materialien können und sollten jedoch nicht den Lehrenden entbehren, der Arbeitsblätter erstellt, durch die Materialien führt und bei auftretenden Lernschwierigkeiten Hilfestellung leisten muss, um nur einige Aufgaben der Lehrperson zu nennen, die weder von den Materialien erwartet noch erfüllt werden können.

Darüber hinaus sollten es die zu schaffenden multimedialen Lehr- und Lernhilfen erlauben, den für den Chemieunterricht zentralen Lehr- und Lerninhalt *Chemische Bindung* in der Sekundarstufe I systemisch zu strukturieren, damit bei den Lernenden kein Inselwissen über systematisch unterschiedene Bindungstypen entsteht, sondern der Überblick über und der Übergang der Bindungstypen ineinander ermöglicht wird.

6.1 Der modulare Ansatz

Das Konzept ist so angelegt, dass die Reihenfolge der chemischen Bindungen durch den modularen Aufbau wählbar ist und somit den vorgefundenen schulischen Gegebenheiten angepasst werden kann.

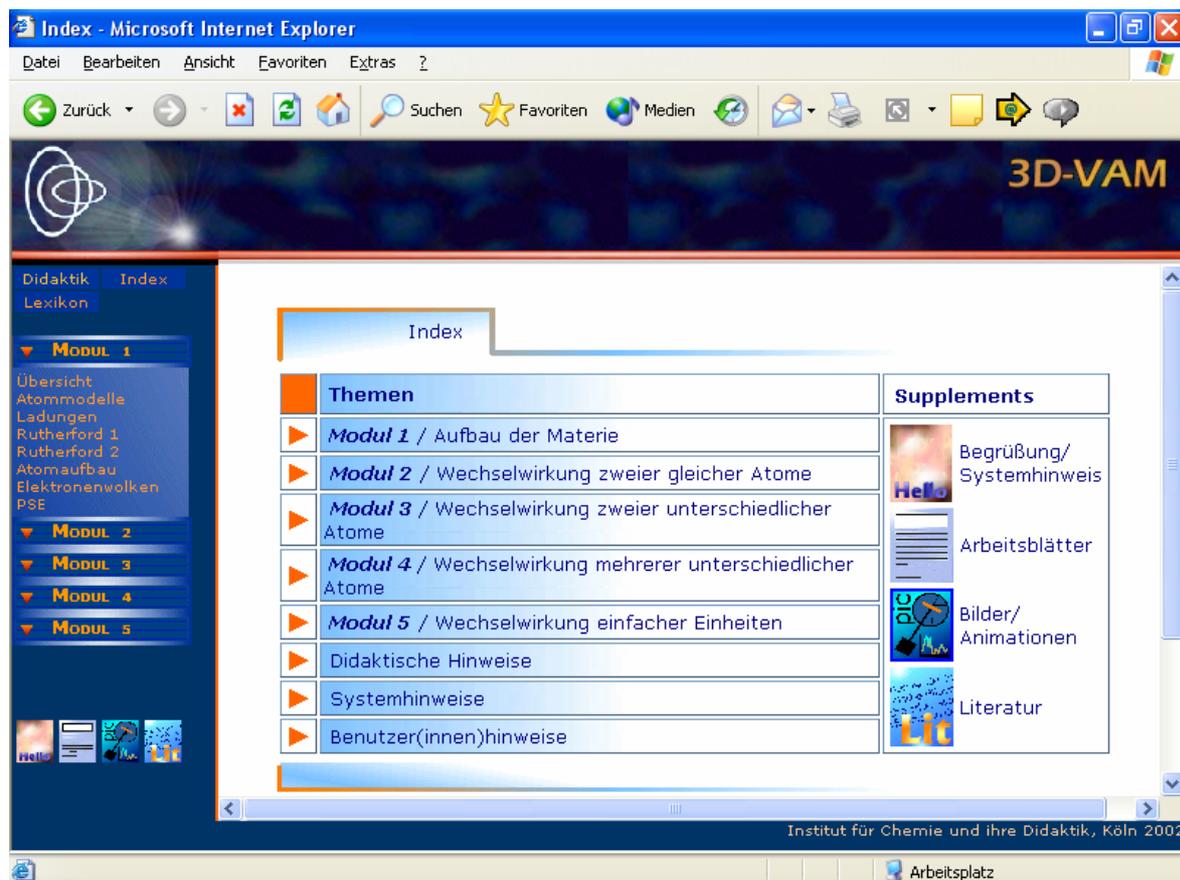


Abb. 6.1 Überblick über die Einbettung der Module in die Oberfläche der Lehr- und Lernmaterialien sowie den Aufbau der Materialien.

Der abgebildete Screen-shot soll einen Überblick über die Einbettung der Module in die Oberfläche der Lehr- und Lernhilfen sowie deren Zusammenhang ermöglichen. Das aufgescrollte Menü für Modul 1 zeigt Beispiele für die darin enthaltenen Themen.

Mit Modul 1 führen die Lehr- und Lernhilfen ausgehend von dem Elektronenwolkenmodell, in die chemische Bindung ein. Dies geschieht im Modul 2 in Anlehnung an die Valence-Bond-Theorie, die als ein wesentliches Kriterium einer dinuklearen chemischen Bindung die gerichtete Wechselwirkung der zwei bindungskonstituierenden Atome annimmt. Die weiterführende Betrachtung von Wechselwirkungen zwischen nicht identischen Atomen führt in Modul 3 zu den polarisierten Bindungen und leitet in Modul 5 zum Grenzfall der ionischen Bindung über. In der ionischen Bindung wirken vorwiegend elektrostatische Kräfte die eine vollständig polarisierte Bindung resultieren lassen.

Die Beschränkung der Betrachtungen auf zwei Atome erfährt in Modul 4 eine Ausweitung auf Wechselwirkungen mehrerer unterschiedlicher Atome untereinander. Diese erweiterte Betrachtungsweise macht jedoch den Gebrauch des mitunter problematischen Begriffs Bindigkeit notwendig, den EISTERT 1938 einführte.

Die weitergehenden Betrachtungen leiten über zur Erörterung der Wechselwirkungen mehrerer einfacher Einheiten im Festkörper, die in Modul 5 je nach Ausgangssituation

zum reinen Molekülgitter (z.B. Wasserstoff, Wasser), Ionengitter (z.B. Natriumchlorid) oder kovalenten Gitter als Metallgitter (Natrium) oder Nichtmetallgitter (Diamant) führen.

Der modulare Ansatz verwirklicht die Forderung, die Lehr- und Lernmaterialien an die schulischen Gegebenheiten anpassen zu können. Neben der flexiblen Reihenfolge der Behandlung der unterschiedlichen Bindungstypen können durch die Computertechnologie auch andere schulische Variablen bis hin zur Binnendifferenzierung berücksichtigt werden.

Dieses Unterrichtskonzept zur chemischen Bindung ist im Hinblick auf eine Erweiterung der Bindungsvorstellungen im Unterricht der Sekundarstufe II offen. Es kann durch weitergehende Module ergänzt werden, die den Anforderungen des Chemieunterrichts in der Sekundarstufe II gerecht werden. Hierbei können die behandelten Primärbindungen durch eine schwerpunktmäßige Thematisierung der Sekundärbindungen ergänzt und die koordinative Bindung hinzugefügt werden.

Die historische Entwicklung der Atom- und Bindungsmodelle kann in einem gesonderten Kapitel abgefragt und bearbeitet werden. Auf eine kontinuierliche Differenzierung der Bindungsmodellvorstellungen wird verzichtet.

Der modulare Aufbau ist die Lösung für die Anforderungen aus den unterschiedlichen Richtlinien und Lehrpläne der einzelnen Bundesländer, die die Behandlung der Chemischen Bindung teilweise in unterschiedlicher Reihenfolge vorsehen. Die Flexibilität der Lehr- und Lernhilfen ermöglicht die Erhebung der schulischen Leistungen innerhalb eines Schuljahres, wie im Kap. 7 erläutert wird, durchzuführen.

Grobkonzept der HTML-Struktur

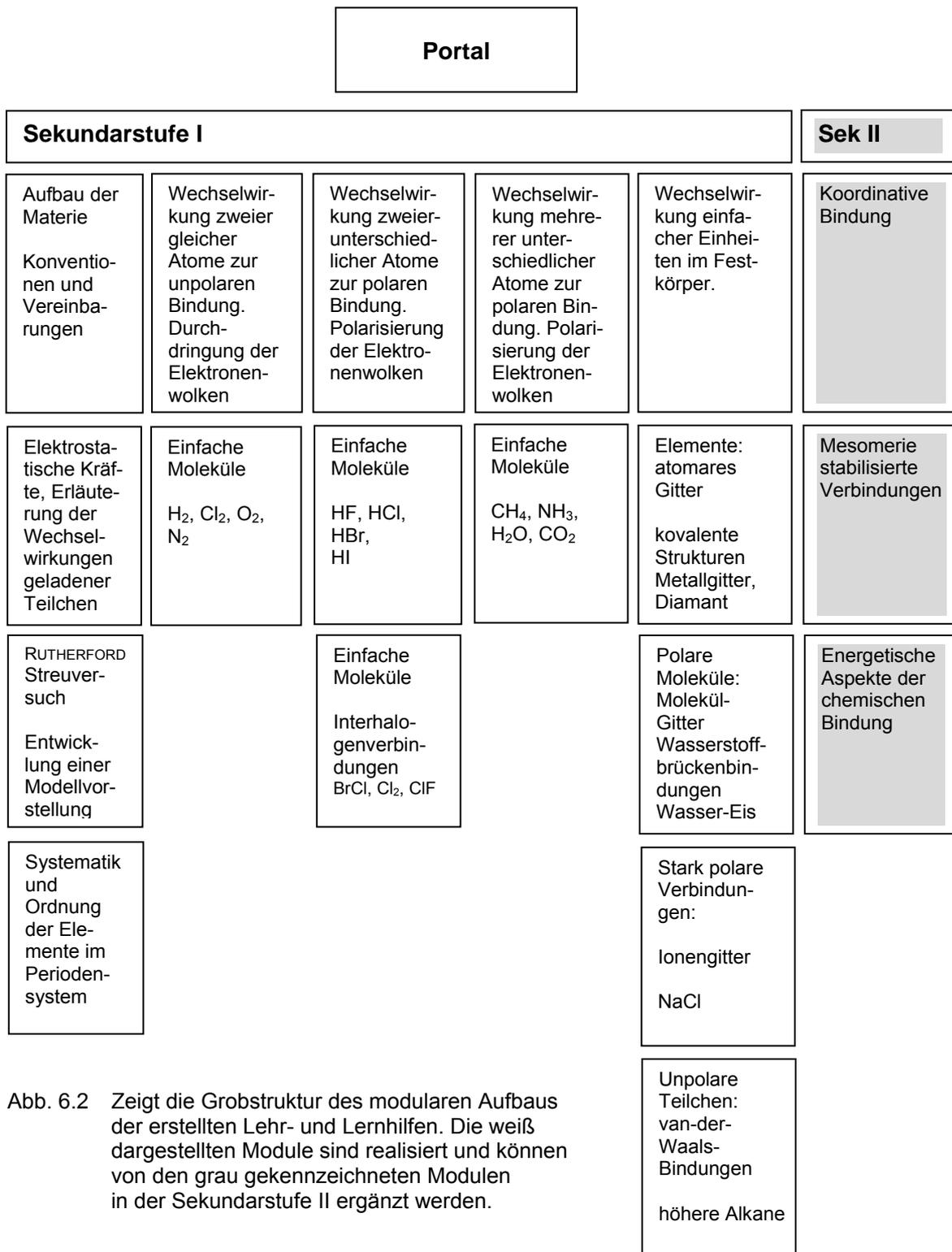


Abb. 6.2 Zeigt die Grobstruktur des modularen Aufbaus der erstellten Lehr- und Lernhilfen. Die weiß dargestellten Module sind realisiert und können von den grau gekennzeichneten Modulen in der Sekundarstufe II ergänzt werden.

Aus den genannten Erfordernissen und Lösungsstrategien ergibt sich das in Abb. 6.2 dargestellte Grobkonzept. Die erstellte Portallösung ist so konzipiert, dass grundsätzlich alle Ebenen von der Portalseite aus erreichbar sind. Alle Inhalte sind mit maximal 3 Klicks erreichbar, so dass für den Lernenden ein grober Überblick möglich ist. Das Konzept geht von der Hinführung zu den Bindungstypen über die Weiterführung hin zu unterschiedlich aufgebauten Festkörpern.

Das gezeigte Konzept kann mit jeder der drei Primärbindungstypen begonnen werden. Der Unterrichtsgang kann im Herausstellen der fließenden Übergänge zwischen den Bindungstypen enden. Im Folgenden wird ein Beispiel für einen möglichen Unterrichtsgang aufgeführt:

1. Hinführung
In der Hinführung erfolgen die Erklärung zum Aufbau von Atomen und die Visualisierung von Struktureigenschaften chemischer Elemente auf der Grundlage des Elektronenwolkenmodells.
2. Chemische Bindung
Es wird mittels des Elektronenwolkenmodells in die metallische oder kovalente Bindung eingeführt und zum jeweils anderen Bindungstyp unterschieden. Anschließend werden die fließenden Übergänge zwischen den beiden Bindungstypen dargestellt. Nach dem Bezug des Modells auf die ionische Bindung werden die fließenden Übergänge zwischen den drei Primärbindungstypen mittels Bindungstypendreieck von KETELAAR (1958) anhand ausgewählter Beispiele erklärt, herausgestellt und visualisiert.
3. Weiterführung
Es können die Wechselwirkungen zwischen einfachen Einheiten bis hin zum Festkörper folgen.

Die Materialien unterscheiden sich von bereits bestehenden Visualisierungen, z.B. von Reaktionsmechanismen, darin, dass sie grundsätzlich von dem Elektronenwolkenmodell als flexiblen und alternativem Bindungsmodell für den Aufbau von Atomen und Molekülen ausgehen. Die sich daraus ergebenden Möglichkeiten der Durchdringung, Verzerrung und Deformierung der Elektronenwolken tragen den fachwissenschaftlichen Erkenntnissen Rechnung. Die Lehr- und Lernhilfen öffnen den Weg zu einer flexiblen Modellvorstellung, die die prinzipiellen Merkmalsunterschiede zwischen den Grenztypen der Chemischen Bindung zu graduellen fließenden Übergängen ebnet.

Solche Betrachtungen waren bisher nur im Rahmen des Molekülorbitalmodells möglich, das aufgrund des hohen Abstraktionsgrades jedoch kaum Eingang in den Chemieunterricht der Sekundarstufe I gefunden hat. Mit den entwickelten Visualisierungen lässt sich eine systemische Betrachtungsweise bereits im Chemieunterricht der Sekundarstufe I erzielen, die gegenüber weiterführenden Aspekten der Sekundarstufe II anschlussfähig bleibt.

Merkmale und Vorteile der Lehr- und Lernhilfen

Die Lehr- und Lernmaterialien zeichnen sich im Wesentlichen durch die folgenden acht innovativen Merkmale aus (vgl. REINERS et al. 2003B):

Die chemischen und physikalischen Prozessen immanente **Dynamik** kann in allen Visualisierungen umgesetzt werden und bietet gegenüber den herkömmlichen Medien, die an statische Visualisierungen gebunden sind, erhebliche Vorteile. (vgl. Kap. 5)

Die **systemische Sichtweise** verhindert ein verbindungsloses Wissen, das die herkömmlichen Lerneinheiten zu den verschiedenen Bindungstypen bislang prägte, und hält einen Übergang vom Elektronenwolkenmodell zum Orbitalmodell offen.

Die **Anschlussfähigkeit** des vermittelten Wissens ist über die gesamte Lernsequenz und darüber hinaus gewährleistet.

Die Lernenden erarbeiten die jeweiligen Sachzusammenhänge interaktiv, im einfachsten Fall durch das Heranzoomen der Teilchen, um dessen Aufbau näher betrachten zu können. In einem weiteren Schritt können die Lernenden durch das Drehen, Wenden und Betrachten die Geometrie der Teilchen bestimmen. Die neuen Szenarien sind interaktiv und offen und unterscheiden sich darin von bereits bestehenden, geschlossenen Szenarien wie z.B. die Klett-Mediothek® (Klett 2001), bei denen keine derartige **Interaktion** möglich ist.

Es wird mit den Lehr- und Lernarrangements die Möglichkeit eröffnet, die Reihenfolge der Einführung verschiedener Bindungstypen flexibel zu gestalten, um den Richtlinien und Lehrplänen der verschiedenen Bundesländern und der **Reihenfolge** der unterschiedlichen Schulbücher gerecht werden zu können.

Das betrachtete System wird mit seinen Bindungen in seiner Gesamtheit dargestellt. Diese Darstellung ebnet nicht nur den Weg zu einer Betrachtung auf molekularer Ebene, sondern ermöglicht auch bereits im Unterricht der Sekundarstufe I die Betrachtung **energetischer Aspekte**.

Um eine möglichst individuelle Anpassung der Lehr- und Lernhilfen an die vorgefundenen Lernbedürfnisse zu ermöglichen, werden die einzelnen Lernsegmente in Bezug auf den Umfang der dargebotenen Sachzusammenhänge fein strukturiert. Der gezielte Einsatz von Querverweisen innerhalb der Hypertextstruktur ermöglicht so z.B. die **individuelle Anpassung** an die Lerngeschwindigkeit der Lernenden.

Die Lerninhalte und Sachzusammenhänge können in einem eigenen Dokument bzw. Hypertext-Arbeitsblatt aufgerufen und verlinkt werden, so dass individuelle und **differenzierte Aufgabenstellungen** möglich werden.

6.2 Didaktische Fragestellungen

Innerhalb der didaktischen Überlegungen wird über allgemeine Fragen diskutiert, die zur Erstellung des Konzeptes notwendig erscheinen. Die Fragestellungen, die speziell die einzelnen Module betreffen, werden innerhalb dieser aufgeführt.

6.2.1 Dynamik

Die grundlegende Überlegung für das Konzept ist die Darstellung der Elektronen innerhalb der Modellvorstellung, auf die die Lehr- und Lernhilfen basieren. Die Dynamik der Modellvorstellung sollte durch Visualisierungen veranschaulicht werden. Dies ist nicht leicht umsetzbar, da die Elektronen sowohl als Welle wie auch als Teilchen beschrieben werden können. CASSENS (2001, S. 45) beobachtete bei der Erprobung ihrer Unterrichtskonzeption:

„Es fällt auf, daß Elektronen im wesentlichen als klassische Teilchen aufgefasst werden, die durch ihre Bewegung charakterisiert sind. Da es sich um geladene Teilchen handelt, ist Stabilität überhaupt nur durch Aktivität (= Bewegung) zu erreichen.“

Für CASSENS ergibt sich daraus, dass die Lernenden die Bewegung der Elektronen zur Stabilität der Atome voraussetzen. Zur Funktion der Bewegung stellt BETHGE (1988, S.108) fest:

„Die Bewegung der Elektronen dient zur Beschreibung des Verhaltens der Elektronen in der Atomhülle. Die Art der Bewegung der Elektronen wird unterschiedlich vorgestellt, und die Einbeziehung der Wahrscheinlichkeitsverteilung in die Vorstellung vom Atom wird von den Schülern ebenso unterschiedlich gehandhabt. Die Bewegung der Elektronen ist das entscheidende Element für die Erklärung der Stabilität der Atome - also dafür, daß die Elektronen nicht in den Kern stürzen. Bewegung ermöglicht es den Elektronen, sich der COULOMB-Anziehung zu entziehen.“

Diese Bewegung der Elektronen wird unter den Physikern auf der Basis des Energieerhaltungssatzes stark diskutiert.

Die Bewegung der Elektronen ist für das Konzept der Lehr- und Lernhilfen von grundlegender Bedeutung, so dass von sich bewegenden Elektronen gesprochen wird, deren Bewegung nicht klassisch beschrieben werden kann. Dies führt zur Darstellung fluktuierender Elektronenwolken in denen sich die Elektronen mit einer gewissen Wahrscheinlichkeit aufhalten.

Es ergibt sich daraus die Frage: Wie ist den Lernenden zu vermitteln, dass die Elektronen zwar nur zu einer gewissen Wahrscheinlichkeit in diesen Aufenthaltsräumen bzw. Elektronenwolken sind, sich aber nicht nach den Gesetzen der klassischen Physik bewegen? Hierzu stellt CASSENS (2001, S. 45) fest:

„Eine Wahrscheinlichkeitsverteilung ist für Schüler meist nicht denkbar ohne die Bewegung des Elektrons von einem Ort zum anderen, auch wenn die Bewegung noch seltsam ist und sich nicht in einfacher Weise klassisch-kinematisch beschreiben lässt.“

Daher sind fluktuierende Elektronenwolken zu Grunde gelegt worden, die keine kreisenden Elektronen enthalten, sondern die Wahrscheinlichkeit ihres Aufenthaltsorts widerspiegeln sollen.

6.2.2 *Universelle Einsetzbarkeit*

Die Reihenfolge der Bindungstypen ist in den meisten Schulbüchern üblicherweise wie in Kap. 3 gezeigt: Ionenbindung, kovalente Bindung, polare Bindung, metallische Bindung, VAN DER WAALS Bindung und Wasserstoffbrückenbindung. Es stellt sich die Frage, ob diese Reihenfolge der Bindungstypen beibehalten werden soll oder ob sie wählbar sein soll? Die freie Wahl der Reihenfolge der Bindungstypen ermöglicht die universelle Einsetzbarkeit der Lehr- und Lernhilfen. Es wird ein Einstieg mit den Modulen zu jedem Zeitpunkt und in jedem Bundesland möglich, so dass in den Lehr- und Lernhilfen eine freie Wahl der Reihenfolge ermöglicht wird.

6.2.3 *Systemische Betrachtung der chemischen Bindung*

Im klassischen Chemieunterricht werden die einzelnen Bindungsmodelle getrennt voneinander behandelt. Der fehlende Übergang zwischen den Modellen blockiert eine systemische Sichtweise.

Dies verhindert jedoch auch die Erklärung des Übergangs zwischen den Bindungstypen, da man hierzu im traditionellen Unterricht einen Modellwechsel benötigt. Jedes einzelne Modell ist jedoch statisch, so dass die Lernenden immer wieder Schwierigkeiten bekommen, die Übergänge zwischen den Bindungen zu verstehen. Dies führt zu einer Blockade des Verständnisses.

„So resultieren [nach REINERS 1989] z. B. Probleme aus der Abfolge verschiedener Bindungsmodelle, die sich in ihrer Gesamtheit als ein Pool von Modellvorstellungen darstellen, aus denen je nach zu deutendem Phänomen eine an dem kognitiven Entwicklungsstand der Lernenden orientierte geeignete Erklärung auf submikroskopischer Ebene auszuwählen ist.“

Ein Vorteil der systemischen Sichtweise ist die Zusammenfassung mehrerer Modelle, so dass kein Flickenteppich mehr existiert. In diese Sichtweise können ebenso klassische Modellvorstellungen einfließen. Nach STEIN kann dieser Ansatz zu einem großen Modell führen, das nicht wieder revidiert werden muss.

Mit dem Modellwechsel im Chemieunterricht können immer wieder Probleme auftreten, da die Modelle, wenn sie zur Erklärung des zu behandelnden Phänomens nicht mehr ausreichen, entweder modifiziert oder ersetzt werden müssen. Dies unterstützt SUMFLETH und eröffnet gleichzeitig die Möglichkeit zur Verwendung eines einzigen Modells, wenn es die auftretenden Phänomene zu erklären vermag.

„Es wird auf diese Weise deutlich, daß sich neue Modelle immer dann erübrigen, wenn vorhandene Modellvorstellungen so modifiziert werden können, daß neue Phänomene erklärt werden können.“ (in REINERS 1989, Vorwort)

Trotz der systemischen Sichtweise können die einzelnen Bindungstypen wie Ionenbindung und kovalente Bindung ebenso wie in den meisten Schulbüchern unterschieden werden, so dass eine Kontinuität und Vergleichbarkeit mit dem Schulbuch gegeben ist.

6.2.4 *Lehr- und Lernhilfen sowie das Schulbuch*

Es wird angestrebt Schulbücher ergänzend zu dem Gebrauch der Lehr- und Lernhilfen einsetzen zu können. Da die Lernenden ihre Vorstellungen meistens mit denen aus dem

Lehrbuch vergleichen, ist es wichtig einige Überschneidungspunkte zu ermöglichen. Darüber hinaus können die Lehrenden eigene Arbeitsblätter mit Abbildungen und Modellvorstellungen aus den Lehr- und Lernhilfen erstellen, wenn eine Parallelarbeit mit dem Vorhandenen Chemiebuch als nicht sinnvoll erachtet wird.

Da in vielen Schulbüchern noch das BOHR'sche Atommodell zur Erklärung der Chemischen Bindung herangezogen wird, ist an dieser Stelle eine Parallelarbeit mit dem Schulbuch unzweckmäßig. Eine Selektion der Beispiele und eine Auswahl der verwendeten Materialien werden erforderlich, damit die zu Grunde liegenden Modellvorstellungen einen Sinn ergeben.

6.2.5 Computergestützte Lehr- und Lernhilfen

Der Computer ermöglicht den idealen Einsatz der Lehr- und Lernhilfen im Bezug auf den Lerninhalt Chemische Bindung. Er erlaubt den Einsatz von virtuellen Modellen zur Visualisierung. Darüber hinaus werden Animationen, Grafiken, Videos, Morphings sowie 2D-Abbildungen und 3D-Abbildungen zur Verfügung gestellt.

Der zielgerichtete Einsatz der Lehr- und Lernhilfen ermöglicht dem Lehrenden die selbstständige und individuelle Erstellung von Arbeitsblättern zu den jeweiligen Unterrichtseinheiten.

Einige Arbeitsblätter werden als Anreize und Hilfen zur Verfügung gestellt um selber Arbeitsblätter oder Informationsblätter zu erstellen oder die mitgelieferten für die eigenen Erfordernisse zu modifizieren. Dafür stehen alle verwendeten Abbildungen, Videos und Animationen zur Verfügung. Die erstellten Arbeitsblätter können gesammelt und ausgedruckt werden. Bei kleinen Druck- oder Kopierressourcen in der Schule können die Arbeitsblätter auch digital zur Verfügung gestellt werden. Dies ermöglicht darüber hinaus auch die direkte Verknüpfung der Arbeitsblätter mit den entsprechenden Seiten in den Lehr- und Lernhilfen.

Die für die Multimedia-Anwendung in den Schulen zur Verfügung stehenden Systeme müssen die folgenden Voraussetzungen erfüllen:

Der Computer sollte mindestens eine Intel Pentium ® CPU mit 166 MHz unter Windows 98 oder höher mit einem Speicher von 32 MB haben, um die Lehr- und Lernhilfen einsetzen zu können. Bei einer Verwendung von digitalen Arbeitsblättern können Textverarbeitungsprogramme ab Microsoft Word 97 ® oder vergleichbare Programme eingesetzt werden. Für das interaktive Arbeiten wird eine 3D-Beschleuniger Karte empfohlen.

6.2.6 Interaktivität

Unter Interaktivität versteht man nach Duden den:

„Dialog zwischen Computer und Benutzer.“ (G. Drosdowski et al. 1996)

Der multimedial aufbereitete Lerngegenstand Chemische Bindung ermöglicht eine Auseinandersetzung der Lernenden mit ihm und dem Computer. Die Lehr- und Lernhilfen vermögen dies besser zu fördern als traditionelle Medien. Darüber hinaus wird der Austausch der Lernenden untereinander und mit den Lehrenden durch die unterschiedlichen Kommunikationswerkzeuge und Anregungen erleichtert und ebenso die Auseinandersetzung mit den Lerninhalten intensiviert.

6.2.7 Modularer Aufbau

Da keine Lernenden und keine Lerngruppe lernen wie die anderen und kein Lehrender lehrt wie ein anderer mussten Materialien für den Lehr- und Lernprozess modifizierbar sein. Die modular aufgebauten Lehr- und Lernhilfen lassen sich von den Lehrenden auf die konkreten Notwendigkeiten der Lerngruppe, ihre persönlichen Vorlieben und Schwerpunkte, sowie unterrichtliche Gegebenheiten anpassen und durch eigenen Materialien, Ideen und Informationen erweitern.

6.2.8 Individualisierbarkeit

Mit der Möglichkeit die Lernarrangements und Lernhilfen zu individualisieren erfahren die Lernenden die Förderung ihres persönlichen Leistungsstands. Die Arbeitsblätter, Szenarien und Rückmeldungen ermöglichen den Lehrenden einen Überblick über den Lernstand der einzelnen Lernenden sowie über ihre Fähigkeiten und Problemfelder. Eine Individualisierung sowie Differenzierung wird so im Unterricht erleichtert.

6.2.9 Atome und Ionen unterscheiden.

Es stellt sich die Frage, wie in dem zu entwickelnden Konzept die Unterscheidung zwischen Atomen und Ionen dargestellt werden kann? Aufbauend darauf muss geklärt werden, wie zwischen Ionen unterschiedlicher Oxidationszahl z.B. Cu^+ und Cu^{2+} in der Sekundarstufe I im Redox-Prozess und in der Sekundarstufe II bei der Behandlung der koordinativen Bindung als Theoriekonzept in der 13. Jahrgangsstufe unterschieden werden soll. (MSWWF-NRW 1999, S. 37)

Nach der Farbkonvention in den Lehr- und Lernhilfen kennzeichnet Rot eine positive und Blau eine negative Ladung. Die Elektronenwolken werden blau und die Atomkerne rot dargestellt. Positiv geladene Ionen haben eine rötliche abgeschlossene Elektronenschale. Anionen dagegen eine dunkelblaue Elektronenschale. So können Anionen von Kationen unterschieden werden. Atome, bis auf die Edelgase, haben keine vollbesetzte Elektronenschale, so dass die Ionen eindeutig von den Atomen zu unterscheiden sind. Bei den Atomrümpfen wird die positive Teilladung mit blau-rot gekennzeichnet.

6.2.10 Übergänge zwischen Bindungen

Aus dem Blickwinkel von einem sich an ein Nichtmetallatom näherndes Metallatom soll dieser von einer gerichteten Beziehung über das entstehende Ionengitter auf die ungerichtete Bindung aufgeweitet werden. Der durchlaufene Perspektivenwechsel innerhalb des Elektronenwolkenmodells ermöglicht den Übergang von gerichteten zu den ungerichteten Bindungen.

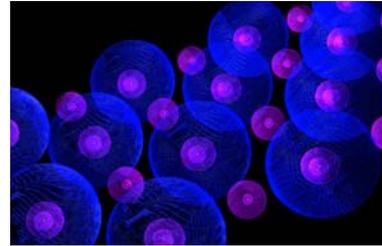
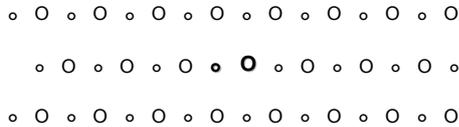


Abb. 6.3 Schematischer Übergang in der Perspektive von zwei Teilchen zu einem Festkörper. Links im Piktogramm und rechts in der Umsetzung der Lehr- und Lernhilfen.

Dies geschieht wie oben dargestellt (ausgehend von den beiden markierten Teilchen) in den Videoanimationen zu den Ionenverbindungen unter Ausbildung eines Festkörpers.

Bei der Bildung von metallischen Festkörpern sollen sich Metallatome zu einem Metallgitter verbinden und durch die Überlappung von zahllosen Elektronenwolken ein überdimensionierter Aufenthaltsraum für die Valenzelektronen entstehen, der in den Schulbüchern häufig als ‚Elektronensee‘ bezeichnet wird. Der so entstehende Aufenthaltsraum der Elektronen kann wiederum zur Grundlage genommen werden, die Eigenschaften der Metalle zu erklären. Bei der Näherung von Molekülen treten auch diese in intermolekulare Wechselwirkungen und bilden Festkörper, die ebenfalls in Modul 5 behandelt werden.

6.2.11 Einteilung der Stoffe

Beide unter 6.2.10 aufgeführten Vorgehensweisen bauen auf die von JENSEN (1998B, S. 821) publizierte moderne Klassifizierung von Stoffen auf. Er zeigt in einem Fließbild den logischen Übergang isolierter Atome über mehratomare und diskrete Teilchen bis hin zu Festkörpern unendlicher Ausdehnung, die er in *chains*, *layers* und *frameworks* unterteilt.

Auf diese Einteilung und Übergänge der Stoffe basieren auch die Lehr und Lernhilfen.

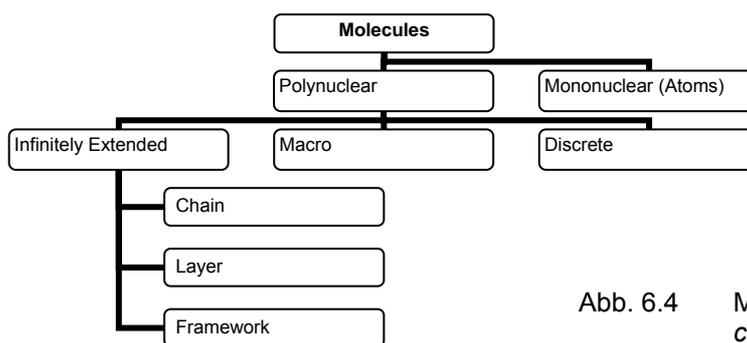


Abb. 6.4 Modifikation der „*structural classification of molecules*“ nach JENSEN.

6.2.12 Modell und Realität

Es wurden zum Teil Bedenken für den Einsatz der Lehr- und Lernhilfen geäußert. Sie bezogen sich auf das ausgefeilte Modell, das für die Lernenden schnell als Realität und nicht als Modellvorstellung wahrgenommen werden könnte.

Der Modellcharakter soll zukünftig neben den Farben und den ‚gerenderten‘ Formen auch durch einblendbare Elementsymbole, Bindungswinkel und Bindungslängen unterstützt werden. Unabhängig davon müssen die Lehrenden ihre Lernenden für das Modelldenken sensibilisieren, damit der Modellcharakter erhalten bleibt.

Am Ende der Behandlung der kovalenten Bindung kann die LEWIS-Schreibweise bei der Visualisierung der Bindung auf Anforderung einbezogen werden. Diese Darstellung soll von dem Lehrenden oder den Lernenden eingeblendet werden können.

6.2.13 Reale Versuche oder virtuelle Experimente

Eine Frage, die von Lehrenden während der Entwicklung der Materialien immer wieder gestellt wurde war, ob die Versuche zu den unterschiedlichen Bindungstypen als Video verfügbar gemacht werden können. Die Idee, die dieser Frage zu Grunde liegt ist, dass der Lehrende bei der Verwendung der Lehr- und Lernhilfen keine weiteren Materialien mehr benötigt.

Die Lehr- und Lernhilfen sollen zum Verständnis beitragen und Lernschwierigkeiten mindern oder gar abbauen. Virtuelle Medien sollten nur dann zum Einsatz kommen, wenn sie den Lernfortschritt fördern und nicht durch einen höheren Abstraktionsgrad verhindern. Aus diesem Grund werden reale Versuche und Experimente, die ebenfalls zum Verständnis einer experimentellen Naturwissenschaft gehören, in den Lehr- und Lernhilfen *nicht* durch virtuelle Experimente ersetzt, sondern durch Ergänzung mit realen Experimenten soll das Verständnis der Lernenden bezogen auf die Chemische Bindung verbessert werden.

Die Experimente sollen unabhängig von den Lehr- und Lernhilfen durchgeführt werden, da diese Visualisierungshilfen darstellen, die die phänomenologische Ebene demonstrieren. Dieser Meinung ist auch STEIN der sagt, dass die Lehr- und Lernhilfen eine geschlossene Welt der Modelle sind und sehr eng mit Experimenten verknüpft werden sollten.

Die Experimente können vorgeschlagen werden, sollten jedoch den gegebenen Bedingungen der Unterrichtsgruppe angepasst werden können. Es sollte auch in den Entwürfen der Arbeitsblätter darauf eingegangen werden, indem sie Versuchsbeschreibungen, Fragen zur Durchführung, Fragen zur Auswertung, Verständnisfragen sowie Transferleistungen beinhalten.

Die Frage: ‚Welche Versuche, virtuellen Experimente, Darstellungen, 3D-Visualisierungen zur Behandlung der Thematik *chemische Bindung* geeignet sind?‘ muss in den Modulen selbst immer wieder neu gestellt und beantwortet werden.

6.2.14 Begleittexte und Abbildungen:

Die Lehr- und Lernhilfen sollten erst so konzipiert werden, dass sie den Lehrenden 3D-Animationen zur Verfügung stellen, damit sie den Unterrichtsinhalt Chemische Bindung anschaulicher vermitteln können. Da sich das Elektronenwolkenmodell im UVM-Projekt zur Entwicklung dieser Materialien als effektives Werkzeug herausgestellt hatte, mussten darüber hinaus noch begleitende didaktische Texte sowie Informationstexte zum Verständnis dieser Sachverhalte geschrieben werden. Das Elektronenwolkenmodell ermöglicht darüber hinaus weitergehende Ziele wie die Darstellung der Übergänge zwischen den Bindungstypen und ein einheitliches didaktisches Modell für alle Bindungstypen. Es mussten Begleittexte formuliert werden, die das gängige Vokabular der Schulbücher gebrauchen, sofern dieses nicht den verwendeten Modellvorstellungen in den Lehr- und Lernhilfen widerspricht, damit dieses umfassende Konzept verständlich wird und eine Parallelarbeit oder Ergänzung mit dem Schulbuch nicht ausgeschlossen ist.

6.2.15 Aufbau der Module

Zu Beginn der Überlegungen sollten isolierte Teilchen betrachtet werden, die bei gegenseitiger Näherung aneinander auch interatomare oder intermolekulare Wechselwirkungen ausbilden und so zu Feststoffen werden. Dies wird aus Tab. 6.1 sichtbar.

Gasphase		Modul
Na (g)	Atom	MOD2
Na ₂ (g)	Molekül	MOD2
NaCl (g)	Molekül	MOD3
Cl ₂ (g)	Molekül	MOD2

Feststoff		Modul
Na (s)	Metallgitter	MOD5
Na (s)	Metallgitter	MOD5
NaCl (s)	Ionengitter	MOD5
Cl ₂ (s)	Molekülgitter	MOD5

Tab. 6.1 Anfängliches Konzept.

Zeigt die Ausgangsstoffe, ihren Aggregatzustand und die Module so wie anfänglich die Module aufgebaut werden sollten, bevor die Problematik mit NaCl-Molekülen und Na₂-Molekülen diskutiert war.

Dieser Ansatz wurde nicht weiter verfolgt, da die Einführung von Natriumchlorid-Molekülen in der Gasphase notwendig wurde. Er musste zu Gunsten weiterer didaktischer Überlegungen weichen, da er zusätzliche Lernschwierigkeiten aufgeworfen hätte. Die bekannte Problematik der molekularen Auffassung und Schreibweise von NaCl im Ionengitter würde damit gestärkt. Diesen Standpunkt vertreten neben WEIER auch BARKE & HILBING (vgl. 2003), damit keine *misconceptions* erzeugt werden.

Darüber hinaus ergibt sich das Problem, Beispiele zu verwenden, die bei der ‚gleichen‘ Formelschreibweise und unterschiedlichem Aggregatzustand die Chemische Bindung trotzdem eindeutig beschreiben. Sie müsste neben dem Aggregatzustand auch den Bindungstyp enthalten, damit es nicht zu Verwechslungen führen kann. Dies erfährt jedoch von Seiten der Schulbücher keine Unterstützung. Alternative Schreibweisen wie NaCl (s), NaCl (g) und Na⁺Cl⁻ (s), die den Aggregatzustand berücksichtigten, würden den richtigen Bindungstyp unterstützen. Die Schreibweise NaCl würde im Gegenteil die Problematik noch vergrößern.

Es stellt sich auch die Frage, ob Beispiele wie Na₂, NaCl und Cl₂ in dieser Kombination didaktisch sinnvoll sind?

Na₂ hat bereits in der Besprechung mit Referendaren Probleme aufgeworfen. Na₂ forciert im Gegensatz zu seiner Intention, einer Verwechslung von Molekülen und Ionengit-

tern vorzubeugen, eher durch die Schreibweise, die der einer Molekülverbindung ähnelt, eine Verwechslung von dem Metall Na und einem Molekül Na₂. Dies hat sich auch im Unterricht einer Klasse der 12. Jahrgangsstufe gezeigt, deren Lernende ausgehend vom Wasserstoffmolekül als Beispiel für weitere kovalente Bindungen, diatomare Verbindungen der ersten Hauptgruppe wie Na₂, Li₂ und K₂ vorschlugen.³²

6.2.16 Einheitliche Modellvorstellung

Es wird immer auf das Elektronenwolkenmodell zurückgegriffen, welches vorher in Modul 1 genau thematisiert wird. Das Elektronenwolkenmodell muss für die Lernenden bei Bedarf, aus der Genese der Atom- und Bindungsmodelle heraus, gerechtfertigt werden.

Für die Erklärungen und Abbildungen, die auf das Elektronenwolkenmodell basieren, musste hinterfragt werden, wie die Bindungen abgebildet werden müssen, damit nicht unterschwellig unkorrekte Vorstellung gekräftigt oder konträre Inhalte vermittelt werden? Es muss sichergestellt werden, welche Informationen mit diesen Abbildungen in der Wissenschaft übertragen werden? Bei der Verwendung des BOHR'schen Atommodells würde z.B. ein aitiologischer Mythos transportiert, der die Bewegung der Elektronen auf festen Bahnen fordert, so dass dies Lernschwierigkeiten implizieren muss. Aitiologisch bezeichnet hier den Versuch den Ursprung und die Eigenart bestimmter Erscheinungen historisch zu erklären. Die sinnstiftende Funktion *Modell* würde dann in ihr Gegenteil umgewandelt, da das Modell nicht mehr die Erklärung für die beobachteten Phänomene liefert.

Bei der Verwendung des Elektronenwolkenmodells muss ebenfalls überlegt werden, welche alten Vorstellungen aufrechterhalten werden, die für das Verständnis der Chemischen Bindung unfruchtbar sind? Der Vorteil des Bindungsmodells liegt jedoch auf der Hand, die Bindungen von H₂, O₂ und N₂ können auf der Basis überlappender Elektronenwolken einfach erklärt werden. Unter der Annahme der Ausbildung von Mehrfachbindungen können alle wichtigen Moleküle des Chemieunterrichts der Sekundarstufe I erklärt werden. Auf der Selben Basis kann auch begründet werden, warum es kein C₂-Molekül geben kann oder warum im P₄-Molekül keine Dreifachbindung und im S₈-Molekül keine Doppelbindungen gebildet werden.

6.2.17 Mediale Kommunikation

Die Lernenden müssen mit der Software arbeiten. Es wurden Arbeitsblätter eingesetzt, die zur Festigung der Lerninhalte wichtig sind, denn die Lernenden müssen das Gelernte sichern nicht nur visuell wahrnehmen. Dies könnte durch konkrete Arbeitsaufträge oder Textfeldeingaben am Computer erfolgen. Zur Abfrage der Leistung ist jedoch ein Netzwerk erforderlich, das eine individuelle Anpassung, Beantwortung und schriftliche Sicherung der Stundenergebnisse ermöglicht, denn wie BALLOD sagt:

„Mediale Kommunikation Computer/Informationsdidaktik setzt gegenseitige Anpassung und das eingehen aufeinander voraus.“³³

32 Chemieunterricht der Klasse F211 der Jahrgangsstufe 12 im Schuljahr 2002/2003 am Berufskolleg an der Lindenstrasse in Köln.

33 Ballod, M.: Informationsdidaktik, Vortrag an der Universität zu Köln am 2.7.2001.

Welche Kontrollmechanismen haben die Lernenden? Sie sollen eventuell Kontrollfragen im jeweiligen Kapitel der Lehr- und Lernhilfen oder im Heft beantworten. Eine weitere Individualisierung und Anpassung der Lehr- und Lernhilfen an die schulischen Gegebenheiten ist möglich, indem die Lehrenden den Lernenden jeweils entsprechende Lektionen für die Unterrichtsstunde oder zur Hausaufgabe auf einer Diskette zur Verfügung stellen würden. Dies wird durch den Aufbau der Lehr- und Lernhilfen gewährleistet, setzt aber einen Zugang jedes Lernenden zu einem Computer voraus. Auch eine Arbeitsblatt gesteuerte Behandlung der Lerninhalte der Chemischen Bindung auf einer Server basierten Version ist denkbar, doch sie verlangt von jedem Lernenden einen Internetzugang.

Wichtig ist jedoch, dass jeder Lernende seine eigenen Aufzeichnungen durchführen muss, da sie für das spätere Lernen oder Nacharbeiten des Stoffes unentbehrlich sind. Testfragen können bei Bedarf in die Lehr- und Lernhilfen integriert werden und durch die Lernenden abgerufen werden. Lösungshinweise dazu sollten nur dann gemacht werden, wenn der Lehrende die Antworten der Lernenden nicht bewerten will. Es soll noch ein Entwicklungstool für den Lehrenden geschaffen werden, welches es ermöglicht, dass er sich die Lektionen der Software selber zusammenstellen kann oder andere Softwareteile ausblenden kann. HTML-Module sollten abschaltbar sein oder vorgegeben werden können.

6.2.18 Unterscheidung von bereits vorhandenen Materialien

Das folgende Zitat gibt den Aufwand der Lehrenden wieder, die mit neuen Medien im Unterricht arbeiten wollen.

„Bei der Verknüpfung von Tradition und Moderne hatte man als Lehrer bisher einiges zu tun: Nach geeigneter Lernsoftware oder Bilddatenbanken recherchieren, sie gründlich durchsehen und die passenden Stellen für den aktuellen Unterricht finden.“ (N.N 2002, S.24)

Dieser Aufwand sollte durch moderne Multimediakomponenten, Verlagssoftware, Lehr- und Lernhilfen sowie Lernprogramme minimiert werden.

Ein bekannter Versuch wurde vom Klett Verlag mit der Mediothek ® Chemie 1 unternommen, der im Bereich *Atombau, Periodensystem und Chemische Bindung* eine Auswahl verschiedenster Medien für die Lehrerhand zusammenstellt. Leider liegen den unterschiedlichen Bindungstypen wie in den meisten Schulbüchern, wieder unterschiedliche Modelle zu Grunde, sodass der Lehrende oder die Lernenden, für die diese Software eher weniger geeignet ist, trotz einer Navigation durch die Mediothek ® immer wieder mit unterschiedlichen oder konträren Modellen konfrontiert werden. Dies führt nach Kap.4 und den Erfahrungen des Autors immer wieder zu *misconceptions*. Die zahlreich bebilderte Software ist leider eher als Medienzusammenstellung geeignet denn als Lehr- oder Lernhilfe konzipiert.

Im Gegensatz dazu gibt es neuere Versuche, die konzeptuell aufgebaut sind und die Lernenden in ihrem Chemieunterricht unterstützen sollen. So entwickelten z.B. MÖLLER & BARKE (2002A) eine interaktive Lernumgebung, die die *misconceptions* der Lernenden in Bezug auf die ionische Bindung mittels virtueller Kugelpackungsmodelle entgegenwirken soll. MÖLLER & BARKE (2002B) führten eine konsequente Transformation einiger Sachmodelle in die Computerebene durch, so dass diese ohne Stäbchen und Kleber

auskommen. Leider bleibt diese erstellte Lernumgebung für Chemische Strukturen auf die Ionenbindung beschränkt und ist als Selbstlernumgebung konzipiert, die einen Einfluß des Lehrenden wesentlich herabsetzt. Die virtuellen Kugelpackungsmodelle basieren auf das DALTONmodell und Berücksichtigen neben Ionen auch die elektrostatische Anziehung und Abstoßung, die jedoch nicht direkt mit dem Modell in Einklang gebracht werden können (vgl. BARKE & HILBING 2003).

Die Lehr- und Lernhilfen, die im Rahmen dieser Arbeit entwickelt wurden, sind sowohl für die Hand der Lehrenden als auch für die Lernenden konzipiert. Sie enthalten umfangreiche, gegliederte Bilddatenbanken, editierbare Lehrmaterialien im Word-Format, multimediale Elemente, wie interaktive Simulationen und Animationen, sowie mehrdimensionale Visualisierungen. Die ganze Sammlung ist schematisch unterteilt und geordnet und beinhaltet alle Materialien für den Bereich der chemischen Bindung.

6.2.19 Selbstlernprogramm

Die Lehr- und Lernhilfen sollen nicht tutoriell oder selbstlernend aufgebaut sein, da - wie bereits in Kap. 4 diskutiert - bei dem Lerninhalt Chemische Bindung zahlreiche Lernschwierigkeiten auftreten können, die ein Lernprogramm ohne die Unterstützung des Lehrenden nicht beseitigen kann. Es würde umfangreiche Algorithmen erforderlich machen, auch nur einen Bruchteil der diskutierten Lernschwierigkeiten zu analysieren und auf sie einzugehen, sofern dies von einem Computerprogramm überhaupt geleistet werden kann.

Die entwickelten Lehr- und Lernhilfen können unter der Leitung eines Lehrenden auch zur Förderung des selbstverantwortlichen Lernens und zur Entwicklung einer umfassenden Kompetenz bei der Nutzung neuer Medien eingesetzt werden. Sie sollen dies jedoch nicht schwerpunktmäßig leisten, wie es in dem Modellprojekt *'Selbstständiges Lernen mit digitalen Medien in der gymnasialen Oberstufe'* (MSWWF-NRW 2003) des Ministeriums für Schule, Jugend und Kinder des Landes Nordrhein-Westfalen gefordert wird, sondern sollen primär zum besseren Verständnis des Lerninhaltes Chemische Bindung dienen. Dies wird vorwiegend durch konkret erprobte Beispiele der intensiven Software- und Internetnutzung sowie durch die tatsächlichen Erfahrungen mit Reaktionen der Lernenden gewährleistet und nicht durch un gelenkte Nutzung von neuen Medien (vgl. KRUMM 2000).

6.3 Die Module / Lerninhalte

Die Module wurden im Rahmen des UVM-Projektes *'Multimediale Lernhilfen zur systematischen Strukturierung des Lehr- /Lerninhaltes 'Chemische Bindung' im Chemieunterricht der Sekundarstufe I'* in Zusammenarbeit mit dem *Institut für Chemie und ihre Didaktik* der Universität zu Köln entwickelt. Die Konzeption wurde in Absprache mit den Studien-Seminaren in den jeweiligen Jahrgangsstufen erprobt. Die Module beinhalten die nachfolgend aufgeführten Lerninhalte:

6.3.1 Modul 1: Aufbau der Materie

Die Inhalte von Modul 1 fallen in den Richtlinien und Lehrplänen der Sekundarstufe I in die zweite Hälfte der 9. Jahrgangsstufe (KM-NRW 1993A)

Modul 1 ist mit dem Aufbau der Materie eine Hinführung zu den weiteren Modulen und dient zum Verständnis derer. Es wird im Modul 1 die Anwendung des Elektronenwolkenmodells sowohl auf den Aufbau der Materie als auch auf die Bindungstypen als Grundlage der Lehr- und Lernhilfen vorgestellt. Es hat darüber hinaus einen grundlegenden Wert. Zusammen mit dem modularen Aufbau liefert das Elektronenwolkenmodell die Basis zur Behandlung der chemischen Bindung.

Themen		Animationen / Biografien														
▶	Grundlagen: Aufbau der Materie															
▶	Atommodelle (Entwicklung)	B1	B2	B3	B4	B5	B6	B7								
▶	Ladungen															
▶	Ladungen / Animationen 1	V1a	V1b	V2a	V2b	V3a	V3b									
▶	Ladungen / Animationen 2	V4a	V4b													
▶	Rutherford 1 (Versuch)	V1	I1													
▶	Rutherford 2 (Folgerungen)															
▶	Atomaufbau	V1	I1													
▶	Elektronenwolkenmodell / Animationen 1	V1	V2	V3	V4	V5	V6	I1	I2	I3	I4	I5	I6			
▶	Elektronenwolkenmodell / Animationen 2	V7	V8	V9	V10			I7	I8	I9	I10					
▶	Elektronenwolkenmodell / Animationen 3	V11	V12							I12						
▶	Das Periodensystem der Elemente (PSE)															

Abb. 6.5 Inhalte von Modul 1.

B = Biographie, V = Video und I = Interaktive Sequenzen.

Bei der Konzeption dieses Moduls stellten sich spezifische Fragen, die im Anschluss erläutert werden.

6.3.1.1 Farben

Wie die unterschiedlichen Eigenschaften der Elementarteilchen gekennzeichnet werden sollen, war eine der ersten Fragen, die sich stellten. Die einfach zu realisierende Möglichkeit der Farbigkeit war nahe liegend, warf aber eine weitere Frage auf: Sollen die Teilchen wirklich eine Farbe haben? Diese Frage ist, sofern von einer Modellvorstellung ausgegangen wird, einfach zu beantworten, da die Farbigkeit der Teilchen den Modellcharakter unterstreicht, der bei einer Animation unter Umständen mit der Realität verwechselt werden könnte. Zur Farbwahl wurden die in Kap. 3 untersuchten Schulbücher verwendet, um eine Auswahl zu treffen, die sowohl dem zu Grunde liegenden didakti-

schen Konzept nicht widerspricht als auch dem einen oder anderen Schulbuch entgegen kommt, denn so STEIN:

„Der Widererkennungswert im Schulbuch darf nicht unterschätzt werden.“³⁴

Die Farbwahl ist für das Konzept äußerst wichtig, da sie nicht wie in verschiedenen Lehrbüchern willkürlich ist. Fast alle Schulbücher wechseln nicht nur innerhalb des Buches die Farben und die für die Lernenden damit verbunden Eigenschaften, sondern variieren sie sogar innerhalb einzelner Kapitel. Dies ist nach Erfahrung des Autors häufig der Anlass für Lernschwierigkeiten.

Die Farbe ist für MÖLLER & BARKE (2002A) bezogen auf das Konzept von STEINBUCH (1977) (s. auch PFEIFER et al. 1997, S. 63) eine ‚irrelevante Zutat‘, die beliebig ist oder wegfallen kann. Dies trifft nicht für die entwickelten Lehr- und Lernhilfen zu. Ganz im Gegenteil sie ist für die Kennzeichnung der Eigenschaften der Teilchen unabdingbar.

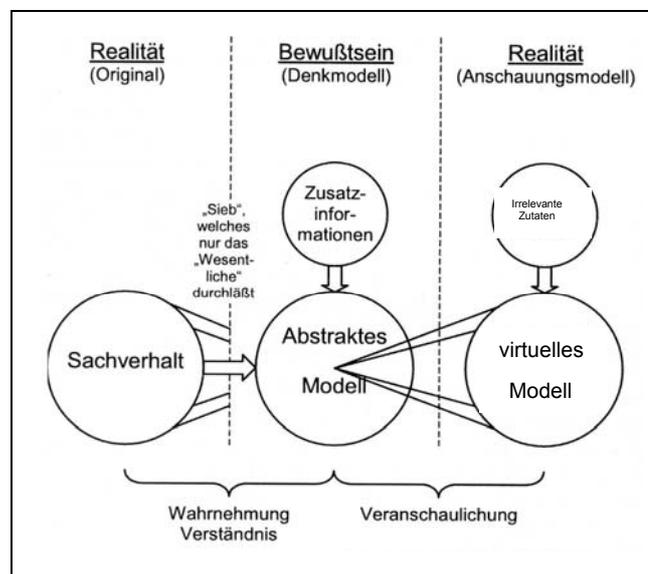


Abb. 6.6 Denkmodell und Anschauungsmodell *modifiziert* nach STEINBRUCH. Zusammenhänge zwischen Original / Realität. Das konkrete Modell wurde gegen das virtuelle Modell ausgetauscht.

In dem Beziehungsgeflecht von STEINBRUCH wurde das *konkrete Modell* gegen das *virtuelle Modell* substituiert. Bei einem so ausgereiften Konzept (Lehr- und Lernhilfen), das für die Schule ein maßgeschneidertes didaktisches Modell enthält, sind alle Zutaten für das virtuelle Modell relevant, jedoch nicht automatisch auch für das abstrakte Modell konstitutiv. Dies macht zwar das Modell komplex, ermöglicht aber durch seine Flexibilität die Erklärung aller im Chemieunterricht der Sekundarstufe I auftretenden Phänomene.

Die Farben rot/grün sollen *nicht* mit den magnetischen Eigenschaften, die bereits in der 6. und 8. Jahrgangstufe im Physikunterricht behandelt wurden, verwechselt werden (KM-NRW 1993B). Aus diesem Grund wird von der Kombination rot/grün für entgegengesetzte Pole Abstand genommen.

34 STEIN: UVM-Projekttreffen 2.10.2001.

Leider musste damit auch auf die Komplementarität der Farben verzichtet werden.

Die Farbe blau wird in einigen Schulbüchern ³⁵ für negative Ladungen verwendet und die Farbkombination rot/blau wird in den meisten Schulbüchern (Kap. 3) bereits bei dem undifferenzierten Kern-Hülle-Modell gewählt. Die Lehr- und Lernhilfen sollen zu den gängigen Lehrbüchern nicht im Widerspruch stehen, damit auf diese im Unterricht gegebenenfalls ergänzend zurückgegriffen werden kann.

Ungeladene Teilchen und unbesetzte Elektronenwolken sind weiß bzw. grau gekennzeichnet. Die konsequente Verwendung der Farbgebung ermöglicht durch eine Aufhellung eine Minderung der Ladung oder durch eine Vertiefung eine Konzentration der Ladung darzustellen, so dass auch Teil- oder Partialladungen veranschaulicht werden können.

Die konsequente Anwendung der Farben führt bei der Darstellung von Ionen dazu, dass die Atomrümpfe nicht mit Farbnuancen dargestellt werden, sondern die sich ergebenden kugelförmigen Ionen eindeutige Farbabstufungen haben, denen eine Ladung zugeordnet werden kann.

Damit eine Anschlussfähigkeit für den Chemieunterricht der Sekundarstufe II gewährleistet ist muss diese schlüssige Farbwahl weiter beibehalten werden. Es kann also nicht der Wunsch einzelner Lehrender berücksichtigt werden die Farben frei wählen zu können.

35 Auswahl von Schulbücher für die Farbwahl:

Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K. T. [Hrsg.]: *Chemie heute – Sekundarbereich I*, Schroedel, Hannover **2001**.

Blume, R.; Kunze, W.; Meloefski, R.; Obst, H.; Rossa, E.; Schönemann, H.: *Chemie für Gymnasien*. Ausgabe D, Band 2, Cornelsen, Berlin **1994**.

Jäckel, M.; Risch, K. T. [Hrsg.]: Asselborn, W.; Barke, H.-D.; Claus, U.; Dehnert K.; Hammes-Therre, H.; Jäckel, N.; Krug, G.; Kuhrke, R.; Oehr, H.; Rehbein, U.; Schmid, A.; Schulte-Coerne, R.; Walory, M.: *Chemie heute*. Schroedel Hannover **1993**.

Schuphan, D.; Knappe, M.: *Chemiebuch*, Diesterweg Sauerländer, Frankfurt/M., Aarau, Salzburg **1993**³.

Tausch, M.; von Wachtendonk, M.: *Chemie. Stoff - Formel - Umwelt SI*, Buchner, Bamberg **1996**.

Farbennutzung genau umgekehrt:

Bezler, H. J.; Düntsch, A.; Höfling, E.; Holst, F.; Kanz, K.; Schriefer, H.; Sombeck, T.; Thomas, E.: *Amino*. Diesterweg, Frankfurt/M. **2000**.

Die angeführten Überlegungen ließen folgende Farbkonventionen entstehen:

Farbzuordnung für 2D-Grafiken

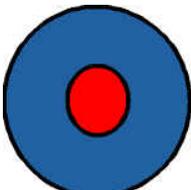
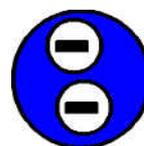
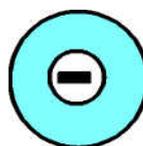
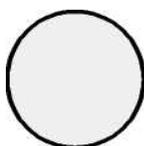
			
abgeschlossene Schale: dunkelblau Kern: rot	voll besetzte Elektronenwolke: mittelblau	halb besetzte Elektronenwolke: hellblau	leere Elektronenwolke: hellgrau

Abb. 6.7 Farbvereinbarungen für die 2D-Abbildungen der Lehr- und Lernmaterialien.

Farbzuordnung für 3D-Animationen

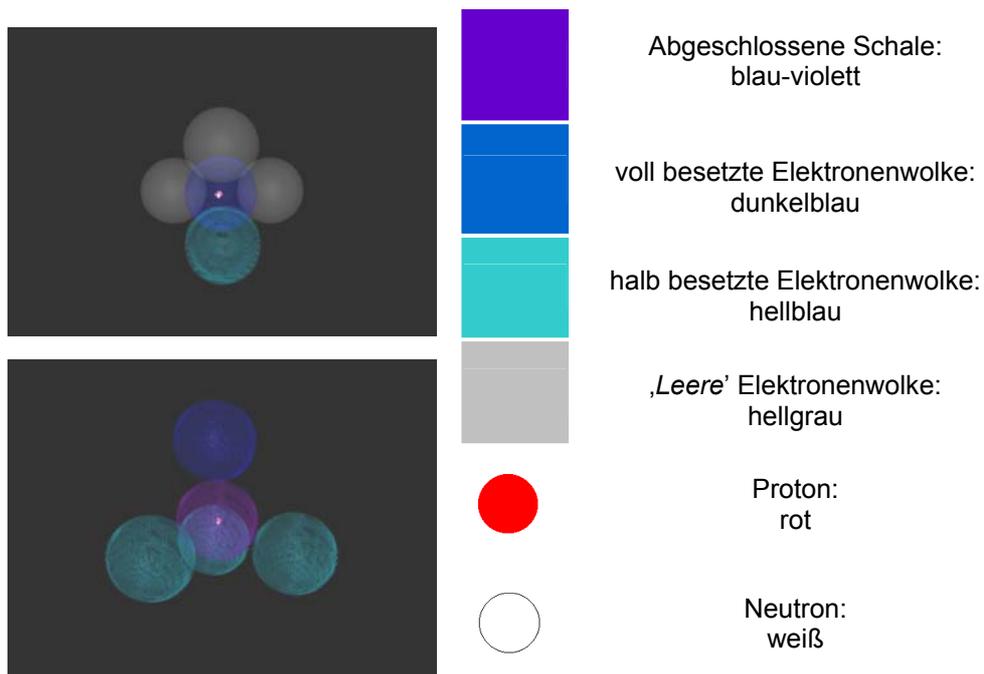


Abb. 6.8 Farbvereinbarungen für die 3D-Animationen der Lehr- und Lernmaterialien.

6.3.1.2 Animation

Der Computer ist im Chemieunterricht ein Medium, das den Erkenntnisprozess am Bildschirm fördern kann, um anschaulicher zu lernen. (vgl. PFEIFER et al. 1997) Dies trifft

auch für den Unterrichtsinhalt der chemischen Bindung zu. Im Hinblick auf Kugelpackungsmodelle und andere Sachmodelle zur Behandlung der Ionenbindung ist klar, dass diese ohne zusätzliche Hilfen wie Stäbe, Kleber, Druckknöpfe etc. nur auf dem Computer dargestellt werden können. Bezogen auf diese Modelle äußerte STEIN:

*„Meist werden die ungleichen Ladungen nur durch Magnete als Sachmodelle dargestellt. Die physikalischen Handversuche sind unzureichend, so dass das Programm [Hiermit sind die Lehr- und Lernhilfen gemeint. Anm. des Autors] durch die 3D-Animation die Vorstellungswelt der Lernenden sicherlich begünstigen kann.“*³⁶

Die Lehr- und Lernhilfen sollen durch die Interaktivität und die 3D-Animationen den Erkenntnisprozess der Lernenden in Bezug auf die Chemische Bindung fördern.

6.3.1.3 Anziehung und Abstoßung

Die Anziehung und Abstoßung der unterschiedlichen Ladungen soll zu Beginn gezeigt werden. Dazu werden unterschiedlich geladene Kugeln (rote, blaue und weiße) in einem bestimmten Abstand aneinander vorbei gerollt, so dass sie durch Anziehung oder Abstoßung von ihrer ursprünglichen Bahn abgelenkt werden. Die Kugeln gleicher Ladung (gleicher Farbe rot/rot oder blau/blau) stoßen sich ab, Kugeln unterschiedlicher Ladung (unterschiedlicher Farbe rot/blau) ziehen sich gegenseitig an und ungeladene Kugeln (weiße) beeinflussen andere Kugeln nicht.

Für den folgenden Unterricht können sich die verwendeten Masse behafteten Kugeln als Problem darstellen, wenn die Lernenden sie mit Protonen oder Elektronen verwechseln. Hierauf wird auch in den *didaktischen Hinweisen* eingegangen, um den Lehrenden diese Problematik bewusst zu machen, damit sie die Lernenden sensibilisieren können.

Auf einen Beschuss der Teilchen untereinander wird bewusst verzichtet, da es aus den eben genannten Gründen zu Verwechslungen führen kann und die Vorgänge darüber hinaus einerseits zu komplex und andererseits nicht Bestandteil des Chemieunterrichts der Sekundarstufe I sind. Bei einer Erweiterung der Materialien im Bezug auf den Chemieunterricht der Sekundarstufe II kann bei einer entsprechenden Vorgehensweise an einen solchen Inhalt im Modul 1 gedacht werden.

6.3.1.4 Atome

Es wurde lange diskutiert, ob der Atomkern als unstrukturierter Kern und Träger der positiven Ladung nur rot dargestellt werden sollte oder ob er strukturiert mit roten Protonen und weißen Neutronen abgebildet werden soll. Da ein ‚*Hereinzoomen*‘ in diesen Kern die Vorstellung der Lernenden festigen könnte, dass es sich hier nicht um ein Modell, sondern um die Realität handeln könnte, muss dieses interaktive Handeln so gestaltet werden, dass ‚*durch*‘ das Atom und den Atomkern ‚*gezoomt*‘ werden kann und so der Modellcharakter der Animation in den Vordergrund gerückt wird. Dies wird in der Abb. 6.9 deutlich, die eine Rasterung der Kernbausteine sowie das Verschwinden des Rasters beim ‚*Durchzoomen*‘ vorsieht, damit die Lernenden nicht von der Realität ausgehen.

36 STEIN: UVM-Präsentation 28.09.2001.

Darüber hinaus wird bei der Animation auf eine Eigenrotation oder Bewegung der Kernbausteine verzichtet.

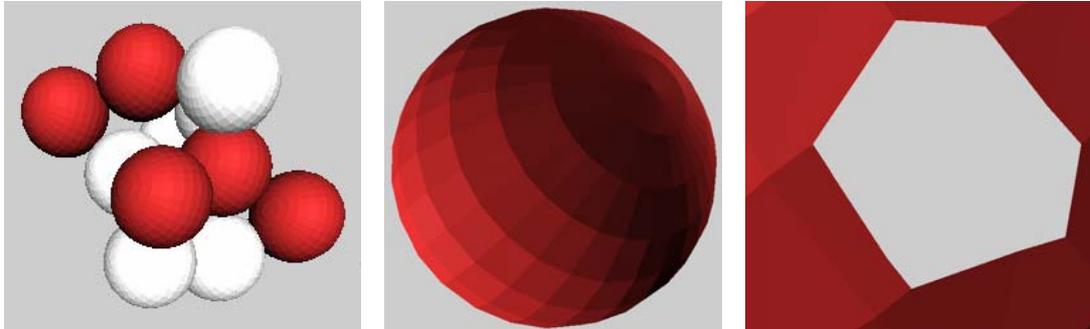


Abb. 6.9 Abbildungen vom Atomkern.

Rasterung eines Protons sowie das Verschwinden des Rasters beim ‚Durchzoomen‘ halten die Lernenden davon ab von der Realität auszugehen. Der Aufbau des Atomkerns soll ebenfalls den Modellcharakter unterstreichen (Hier ein Kohlenstoffatomkern).

Es ist ebenfalls zur Unterscheidung der verschiedenen Atome erforderlich diese durch die Anzahl der Protonen im Kern zu kennzeichnen oder durch Elementsymbole zu belegen. Das ‚Hereinzoomen‘ in das Atom ermöglicht durch die bekannte Elektronenzahl in der Atomhülle und die Anzahl der Protonen im Atomkern dieses von den anderen Atomen oder Ionen zu unterscheiden. Die Darstellung der Neutronen im Kern kann zur Unterscheidung von Isotopen dienen.

6.3.1.5 Rutherford's Streuversuch

Die Einführung in die Ladungen und die Darstellung der Atome bereitet den nachfolgenden RUTHERFORD'S Streuversuch in diesem Abschnitt vor. STEIN meint zu der Animation des Streuversuches im Vergleich zu den statischen Abbildungen aus den Schulbüchern:

„Die Dynamisierung wirkt sich produktiv auf die Anschaulichkeit aus.“³⁷

Es kann dynamisch und interaktiv gezeigt werden wie die Versuchsergebnisse zu dem RUTHERFORD'schen Atommodell führten. Beobachtungen wie z.B. der größte Teil der Teilchenstrahlung geht durch die Goldfolie durch, ein kleiner Teil der Teilchenstrahlen wird abgelenkt und ein weiterer kleiner Teil der Teilchenstrahlen wird reflektiert, kann für die Lernenden nachvollziehbar gemacht werden in dem sie das Experiment interaktiv bearbeiten können.

Da der Streuversuch in der Sekundarstufe I nicht als Experiment im Unterricht durchgeführt werden kann, macht das virtuelle Experiment an dieser Stelle Sinn und hat gegenüber den Abbildungen im Buch entscheidende Vorteile. Der Versuch kann dreidimensional erforscht werden, ist dynamisch und seine Ergebnisse sind sofort sichtbar. Das virtuelle Experiment lässt es zu, dass der Lernende bis in die atomare Ebene der Goldfolie ‚zoomt‘. Auf dieser Ebene kann er sich die passierenden und reflektierten Teilchen erklären. Diese Vorgehensweise ist mit einer statischen Schulbuch-Abbildung nicht möglich.

37 Feststellung verschiedener Kollegen UVM-Projekttreffen 23.11.2001.

6.3.1.6 Das Kugel- und Elektronen-Wolkenmodell

Das zu Grunde liegende Kugelwolkenmodell auch SCAO-Modell (**S**pherical **C**loud **A**tom-**O**rbital) genannt, wurde von KIMBALL in den Jahren 1951-1959 in Zusammenarbeit mit BENT sowie SIGDWICK und POWELL ausgehend von der Orbitaltheorie erarbeitet. Durch die Minimierung der Berechnungen liefert es ein anschauliches didaktisches Modell zum Aufbau der Atome und auch die Ergebnisse der Berechnungen stimmen mit den experimentellen Befunden sehr gut überein.

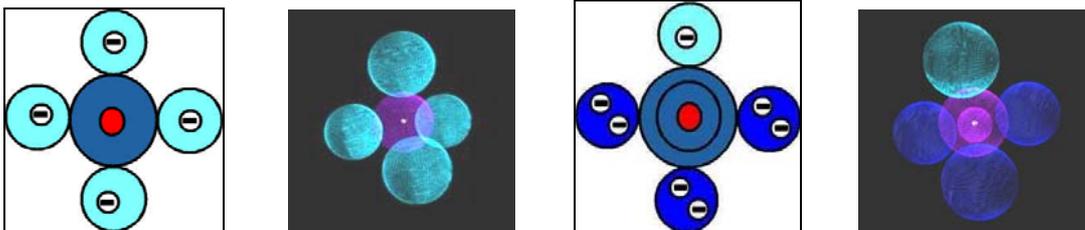


Abb. 6.10 2D- und 3D-Abbildungen eines Kohlenstoff- und eines Chloratoms nach dem *Kugelwolkenmodell*.

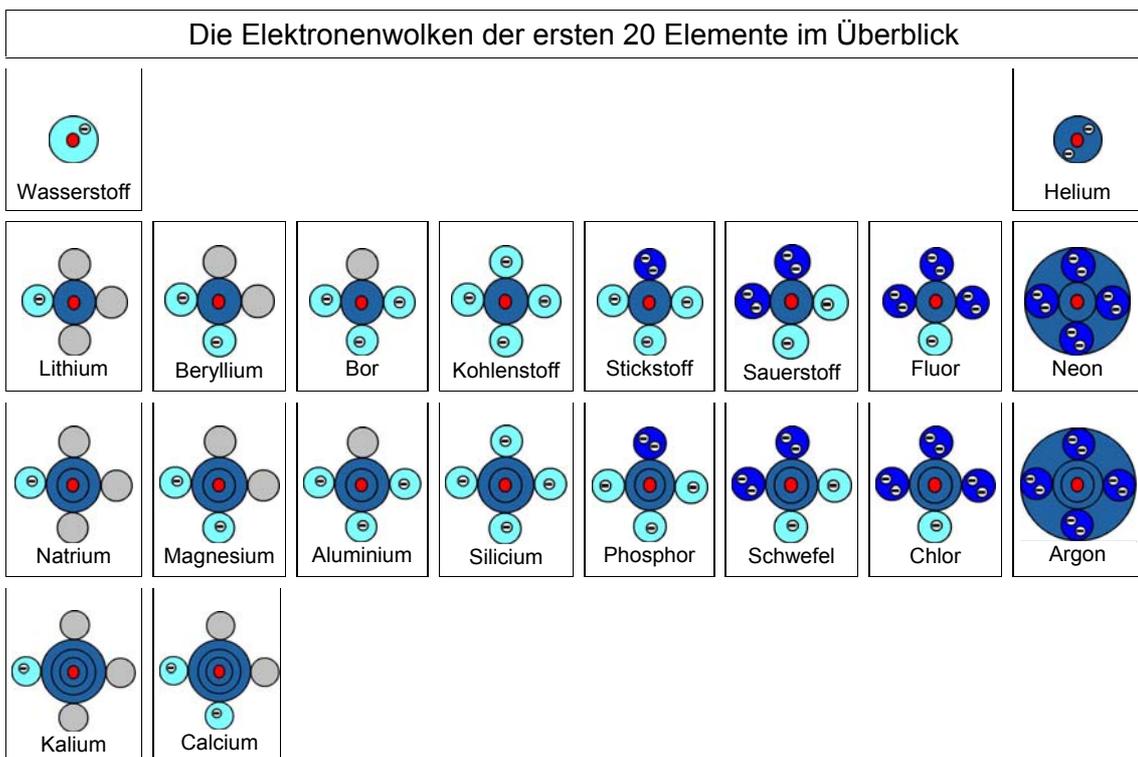


Abb. 6.11 2D-Darstellung der ersten 20 Elemente nach dem Kugelwolkenmodell.

Das Kugelwolkenmodell wird nach dem Streuversuch für die Lernenden schlüssig entwickelt und stellt ein Modell zum Atombau dar. Es wird aus der Elektronenwolke des Kern-Hülle-Modells differenziert. Die Regeln ergeben sich aus der Anziehung entgegengesetzter Ladung und Abstoßung gleicher Ladung. An Hand des Kugelwolkenmodells werden der Aufbau der Atome und die periodischen Zusammenhänge im Periodensystem

tem der Elemente aufgeführt. Die getroffenen Vereinbarungen und Konventionen werden dem Lernenden mit dem Periodensystem aus Abb. 6.11 noch einmal verdeutlicht, bevor das Elektronenwolkenmodell zur Beschreibung der Chemischen Bindung eingesetzt wird.

Der Aufbau der Atome und die Änderung des Atomradius innerhalb einer Periode und innerhalb einer Hauptgruppe im Periodensystem werden durch 2D- und 3D-Abbildungen verdeutlicht.

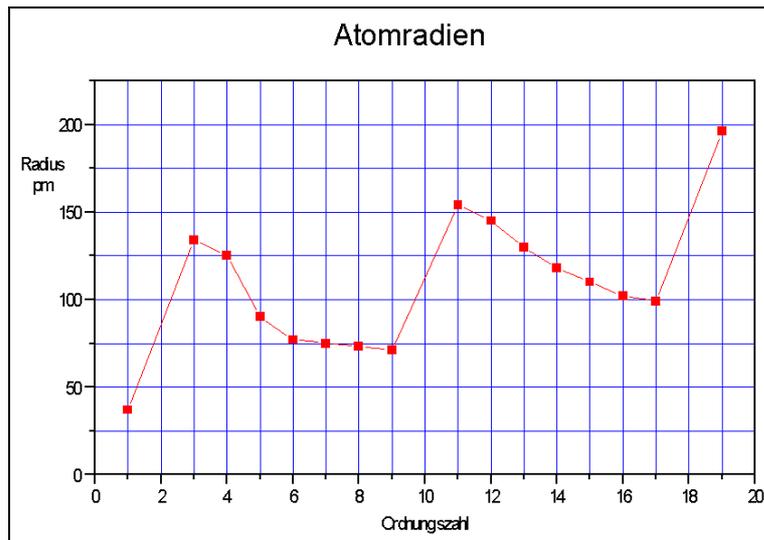


Abb. 6.12 Der Atomradius wird in Abhängigkeit der Ordnungszahl gezeigt.

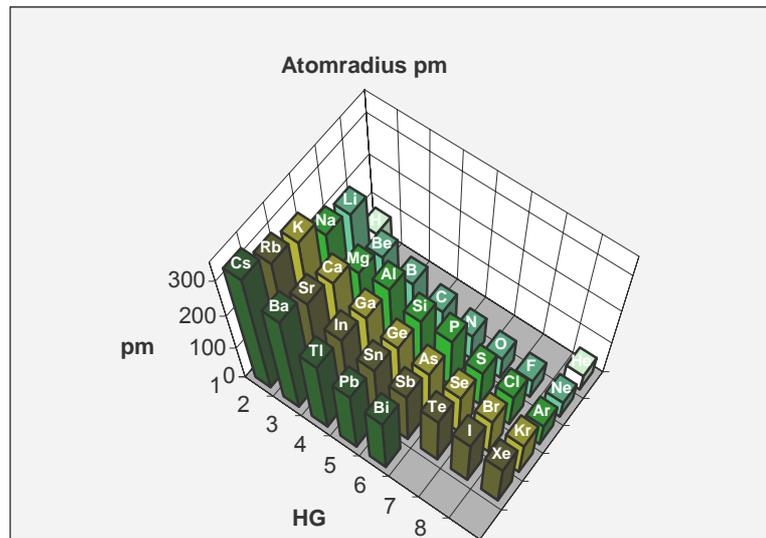


Abb. 6.13 Verlauf des Atomradius innerhalb des Periodensystems.

Die waagerechte Achse stellt die Hauptgruppennummer dar. Die Tiefenachse gibt die Perioden und die Höhenachse den Atomradius in Picometer an. Innerhalb einer Periode steigt die positive Kernladung mit steigender Ordnungszahl, so dass die Elektronen in der Atomhülle stärker angezogen werden. Das führt innerhalb einer Periode mit zunehmender Ordnungszahl zu kleiner werdenden Atomen.

Durch die 3D-Abbildungen z.B. des Periodensystems der Elemente kann die Betrachtung aus unterschiedlichen Richtungen erfolgen. Es kann z.B. der Verlauf des Atomradius innerhalb einer Periode getrennt von dem Radienverlauf innerhalb einer Hauptgruppe und umgekehrt beobachtet werden.

6.3.2 Modul 2: Wechselwirkung zweier gleicher Atome

Die Inhalte dieses Moduls fallen in den Richtlinien und Lehrplänen des Landes Nordrhein-Westfalen in die erste Hälfte der 10. Jahrgangsstufe (KM-NRW 1993A). Dies trifft ebenso für die Module 3 und 4 zu.

Modul 2 führt auf der Basis des Elektronenwolkenmodells in die chemische Bindung ein. Am Beispiel der Bildung eines Wasserstoffmoleküls aus zwei Wasserstoffatomen wird mittels der Energiekurve die Energie der Edukte mit denen des Produktes verglichen und so die Molekülbindung erklärt.

Modul 2									
Themen	Animationen								
▶ Grundlagen: Wechselwirkung zweier gleicher Atome									
▶ Edelgasregel									
▶ Bildung eines Wasserstoffmoleküls (H ₂)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4
▶ Bildung eines Chlormoleküls (Cl ₂)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4
▶ Bildung eines Sauerstoffmoleküls (O ₂)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4
▶ Bildung eines Stickstoffmoleküls (N ₂)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4

Abb. 6.14 Überblick über die Inhalte des Moduls 2 mit dimolekularen unpolaren Molekülen.
MV = Morph-Videoanimation, V = Video und I = Interaktive Sequenzen.

SABOROWSKI schlägt für die Darstellung der Bildung einer kovalenten Bindung folgendes vor:

„Die in den Schulbüchern beschrittene anschauliche Methode der Bildung einer kovalenten Bindung über die Überlappung von Elektronenwolken ist einer formalen Methode vorzuziehen, da sie vom Einfachen zum Komplexen führt, und nicht abstrakt Elektronenpaare definiert und erst im Anschluß veranschaulicht.“ (SABOROWSKI 2000, S. 197)

Die vorangehende Veranschaulichung und damit verbundene Vorstellung der Lernenden zum Aufbau der Atome und Moleküle ermöglicht einen besseren Einstieg in folgende abstraktere Themen wie die LEWIS-Schreibweise. Diese anschauliche Methode wird auch in Modul 2 zu Grunde gelegt und im Anschluss daran die Bildung einer kovalenten Bindung visualisiert.

In Anlehnung an die Schulbücher wird die Edelgasregel als allgemeine Form der Oktettregel aufgeführt. Das Elektronenwolkenmodell liefert die Begründung der Stabilität der gebildeten Moleküle aufgrund der vollbesetzten Elektronenwolken. Es kann bei Bedarf auf deren Energieinhalt eingegangen werden. Nach dieser Erklärung werden Wasserstoff-, Chlor-, Sauerstoff- und Stickstoff-Moleküle aus ihren Atomen gebildet. Die entstehenden kovalenten Bindungen sind Einfach- Doppel- und Dreifachbindungen. Auch hier werden die Videos, interaktive Animationen und Morphe durch kurze Texte begleitet. Allein die Visualisierung der Geometrie zweier Kohlenstoff-Atome gibt an dieser Stelle schon die Begründung dafür, warum es bei den Hauptgruppenelementen keine Vierfachbindung geben kann, was mit keinem anderen Modell so gut visualisiert werden kann.

Die entstehenden Moleküle werden aus je zwei gleichen Atomen durch unpolare kovalente Bindungen gebildet. Die Beispiele werden so gewählt, dass sie einerseits aus der o.g. Schulbuchliteratur stammen, damit sie mit denen des verwendeten Schulbuchs verglichen werden können, andererseits sollen die reagierenden Atome aus der gleichen

Periode kommen, damit sie untereinander verglichen werden können. Die Moleküle Wasserstoff- und Chlor wurden ausgewählt, damit auch Beispiele mit gleicher Bindigkeit enthalten sind. Die gewählten Verbindungen zeigen eine unterschiedliche Anzahl von Bindungselektronenwolken, verschiedene Moleküle mit Einfachbindung und sind in fast allen Schulbüchern vertreten.

Auf eine Erweiterung zu Molekülen aus den folgenden Perioden wurde verzichtet. Es können bei Bedarf auch Moleküle wie P_4 oder S_8 angesprochen werden, die mit dem Elektronenwolkenmodell gut darstellbar sind. Da im Chemieunterricht der Sekundarstufe I jedoch noch keine Erklärung geliefert werden kann, warum das Sauerstoffmolekül aus zwei Sauerstoffatomen das Schwefelmolekül, das aus Atomen der gleichen Hauptgruppe gebildet wird, jedoch aus acht Schwefelatomen aufgebaut ist, wird auf die Beispiele oligo-atomarer Moleküle verzichtet und werden ausschließlich di-atomare Beispiele verwendet. Auf diese Beispiele soll bei der Erweiterung auf die Sekundarstufe II zurückgegriffen werden können, da Größeneffekte, die z.B. zur Doppelbindung bei den Sauerstoffatomen im Sauerstoffmolekül, aber gleichzeitig zur Einfachbindung der acht Schwefelatome im Schwefelmolekül oder zur Dreifachbindung der Stickstoffatome im Stickstoffmolekül, aber zur Einfachbindung der vier Phosphoratome im Phosphormolekül der weißen Modifikation führen, behandelt werden können. Das *Elektronenwolkenmodell* kann Mehrfachbindungsverhältnisse auf der Basis der überlappenden Elektronenwolken erklären, ohne mit einer unanschaulichen ‚Doppelbindungsregel‘ argumentieren zu müssen.

6.3.3 Modul 3: Wechselwirkung zweier unterschiedlicher Atome

Die Inhalte von Modul 3 fallen in den Richtlinien und Lehrplänen in die erste Hälfte der 10. Jahrgangsstufe (KM-NRW 1993A).

Modul 3

Themen	Animationen								
▶ Grundlagen: Wechselwirkung zweier unterschiedlicher Atome									
▶ Elektronegativität, Polarisierung									
▶ Bildung eines Fluorwasserstoffmoleküls (HF)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4
▶ Bildung eines Chlorwasserstoffmoleküls (HCl)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4
▶ Bildung eines Bromwasserstoffmoleküls (HBr)									
▶ Bildung eines Iodwasserstoffmoleküls (HI)									
▶ Bildung eines Bromchloridmoleküls (BrCl)									
▶ Bildung eines Chlormoleküls (Cl_2) Modul 2									
▶ Bildung eines Chlorfluoridmoleküls (ClF)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4

Abb. 6.15 Überblick über die Inhalte des Moduls 3 mit Halogenwasserstoffmolekülen und Interhalogenverbindungen.

MV = Morph-Videoanimation, V = Video und I = Interaktive Sequenzen.

Das Modul 3 behandelt polare dimolekulare Verbindungen wie die Halogenwasserstoffmoleküle. Sie sind in den meisten Schulbüchern ebenfalls Beispiele für polare Moleküle, da sie einen linearen Aufbau mit Einfachbindung haben. Sie stellen den idealen Vergleich von Elementen derselben Hauptgruppe mit dem gleichen Bindungspartner dar. Zu dem Verständnis der polaren Bindung muss der Begriff der Elektronegativität behandelt werden. Er wird anhand von 2D- und 3D-Abbildungen visualisiert.

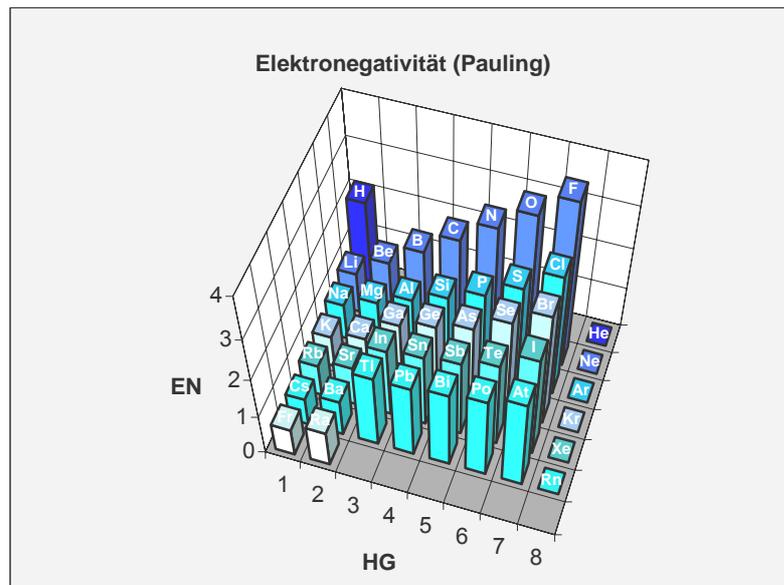


Abb. 6.16 Elektronegativitätswerte im Periodensystem.

Die waagerechte Achse stellt die Hauptgruppennummer dar. Die Tiefenachse gibt die Perioden und die Höhenachse die Elektronegativität nach PAULING an.

An Hand der Halogenwasserstoffmoleküle kann gezeigt werden, dass Atome derselben Hauptgruppe ähnliche chemische Reaktionen zu vergleichbaren Produkten eingehen können.

Die Polarisierung als Basis für den Übergang der Bindungstypen ineinander ist ebenfalls Bestandteil der Einführung in dieses Modul.

Damit gezeigt werden kann, dass bei einer konstanten Elektronegativität eines Bindungspartners z.B. des Chloratoms mit dem Wechsel des anderen Bindungspartners unterschiedliche Polarisierungen der Bindung zu Stande kommen, werden neben den Halogenwasserstoffen entgegen den meisten Schulbüchern noch die Interhalogenverbindungen behandelt. Diese Verbindungen sind trotz fehlendem Alltagsbezug zur Erklärung der Polarisierung ideal geeignet.

Mit den Beispielen des Bromchloridmoleküls (BrCl) dem Chlormolekül (Cl_2) aus Modul 2 und dem Chlorfluoridmolekül (ClF) kann gezeigt werden, dass das Chloratom trotz einer konstanten Elektronegativität von der negativen Polarisierung über ein unpolares Molekül auch positiv polarisiert sein kann.

6.3.4 Modul 4: Wechselwirkung mehrerer unterschiedlicher Atome

Die Inhalte von Modul 4 fallen in den Richtlinien und Lehrplänen in die erste Hälfte der 10. Jahrgangsstufe (KM-NRW 1993A).

In Modul 4 gehen im Gegensatz zu Modul 3 mehrere unterschiedliche Atome Bindungen ein, die zu polaren Molekülen führen. Da bisher nur lineare Moleküle gebildet wurden, musste eine Wechselwirkung der vollbesetzten Elektronenwolken oder der Bindungselektronenwolken mit ihnen und untereinander nicht in Betracht gezogen werden. Bei den neu entstehenden Molekülen mussten auch intramolekulare Wechselwirkungen betrachtet werden. Es wird auf das Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA) aus den Schulbüchern Bezug genommen, obwohl die erarbeiteten physikalischen Grundlagen des Elektronenwolkenmodells bereits allein Hinweise auf die Molekülstruktur der Hauptgruppenelemente geben.

Modul 4											
Themen	Animationen										
▶ Grundlagen: Wechselwirkung mehrerer unterschiedlicher Atome											
▶ Grundlagen: EPA-Modell											
▶ EPA-Modell und Molekülgestalt											
▶ Bildung eines Methanmoleküls (CH ₄)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4		
▶ Bildung eines Ammoniakmoleküls (NH ₃)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4		
▶ Bildung eines Wassermoleküls (H ₂ O)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4		
▶ Bildung eines Kohlenstoffdioxidmoleküls (CO ₂)	MV	V1	V2	V3	V4	I1	I2	I3	I4		

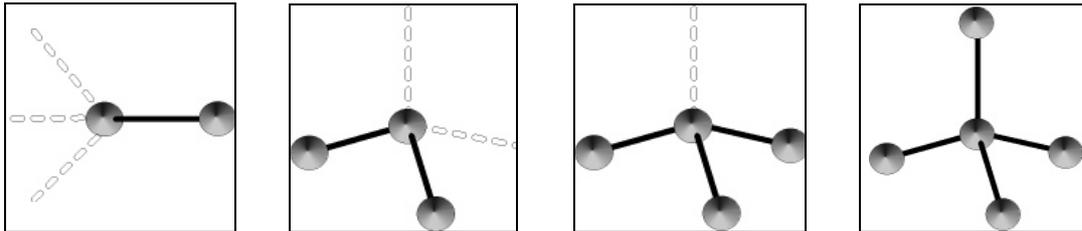
Abb. 6.17 Überblick über die Inhalte des Moduls 4 mit mehratomigen polaren Molekülen.
MV = Morph-Videoanimation, V = Video und I = Interaktive Sequenzen.

Ideale Beispiele für Moleküle, die zu diesen Modulen gehören, sind die stabilen Wasserstoffverbindungen der ersten Langperiode. An dem Methan-, dem Ammoniak- und dem Wasser-Molekül können die Unterschiede zwischen den jeweiligen Hauptgruppenelementen untersucht werden. Darüber hinaus können auch wichtige Erkenntnisse für die Lernenden aus dem Aufbau des Kohlenstoffdioxidmoleküls gewonnen werden.

Der Vergleich der entstehenden Moleküle bei konstanter Periode oder - wie in Modul 3 - mit konstanter Hauptgruppe ist eine wissenschaftliche Vorgehensweise des Erkenntnisgewinns, der auch in den Lehr- und Lernhilfen zum Einsatz kommen soll, um sie den Lernenden über den Lerninhalt hinaus nahe zu bringen.

Die auf Überlegungen von SIDGWICK und POWELL aus dem Jahre 1940 basierende VSEPR-(Valence Shell Electron Pair Repulsion)-Theorie, die GILLESPIE (1975) und NYHOLM im Jahre 1967 formulierten, basiert auf der COULOMB-Abstoßung der Elektronen sowie dem PAULI-Prinzip und ermöglicht die Struktur von Molekülen zu deuten und so-

gar vorherzusagen. Sie wird als EPA-(Elektronen-Paar-Abstoßung)-Modell bezeichnet und in diesem Modul behandelt. Das Modell wird auf die sich bildenden Moleküle angewendet, um die entstehenden Molekülstrukturen erklären zu können. Aus den Beispielen Methan-, Ammoniak-, Wasser- und Kohlenstoffdioxid-Moleküle ergeben sich unterschiedliche räumliche Anordnungen der Atome innerhalb des Moleküls. Es bilden sich lineare, gewinkelte, trigonal-pyramidale und tetragonale Anordnungen der Atome. Im Bereich der Sekundarstufe I werden die ersten vier Zeichnungen aus Abb. 6.18 verwendet, um die räumlichen Strukturen der Moleküle erklären zu können.



Bei diesen Abbildungen ist das Elektronenpaarabstoßungsmodell mit dem Elektronenwolkenmodell konform. In der Sekundarstufe II muss das Elektronenwolkenmodell erweitert werden, um die nachfolgenden Abbildungen der Molekülstrukturen des EPA-Modells erklären zu können.

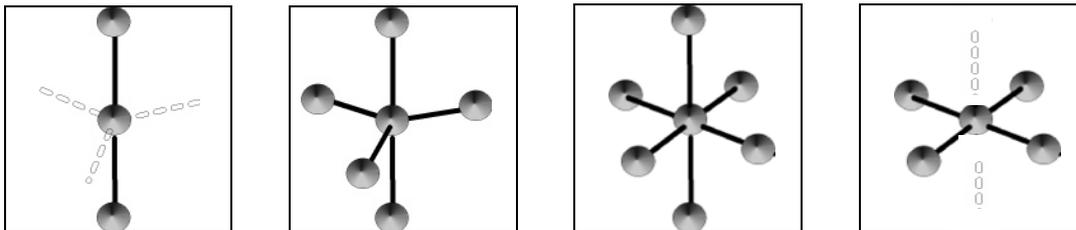


Abb. 6.18 Elektronenpaarabstoßung in Molekülen nach dem EPA-Modell.

Bei der Anwendung der Edelgasregel als allgemeine Form der Oktettregel müssen keine Erweiterungen der Modellvorstellung erfolgen. Das Elektronenwolkenmodell muss jedoch in der Sekundarstufe II von ursprünglich vier Elektronenwolken pro Elektronenschale auf neun respektive 18 Elektronenwolken pro Elektronenschale modifiziert werden. Nach der Modifikation können auch Moleküle wie (unten: von links nach rechts) XeF_2 , PCl_5 , SF_6 und XeF_4 erklärt werden. Es ergeben sich so lineare, trigonal bipyramidale, oktaedrische und quadratisch planare Moleküle. Die aufgeführten Edelgasverbindungen Xenondifluorid XeF_2 und Xenontetrafluorid XeF_4 können Anlass eines kognitiven Konfliktes bei den Lernenden sein, da die Edelgase als Elemente mit vollbesetzten Elektronenwolken nach ihren bisherigen Kenntnissen keine Bindungen eingehen dürften. Aus diesen Gründen wird auf die unteren Abbildungen des EPA-Modells verzichtet.

Die gewählten Beispiele (CH_4 -, NH_3 -, H_2O - und CO_2 -Moleküle) sind aus der Schulbuchliteratur bekannt und liefern Anknüpfungspunkte zum Alltag und der Lebenswelt der Lernenden. Sie sind so gewählt, dass sie wieder Bestandteil anderer Module sein können.

Die enthaltenen Videosequenzen z.B. zur Bildung des Wassermoleküls sind gegenüber Sachmodellen dynamisch und erlauben es die Elektronenwolken zur Bildung des bindenden Elektronenpaares ineinander zu schieben oder überlappen zu lassen, so dass eine Polarisierung und damit einhergehende Deformation der Elektronenwolken sichtbar

wird. Die dynamischen 3D-Animationen der Moleküle sollen zum Verständnis des räumlichen Molekülbaus beitragen. Diese Flexibilität und Dynamik macht erst die Darstellung der Deformation der sich bildenden Elektronenwolken möglich. Hieraus wird sofort die Polarisierung der Bindungselektronenwolken sichtbar.

Diese Deformation der Kugelwolken und Polarisierung der Bindungselektronenwolken resultiert aus der Elektronegativitätsdifferenz der Bindungspartner, so dass sich Dipolmoleküle bilden.

6.3.5 Modul 5: Wechselwirkung einfacher Einheiten im Festkörper

Die Inhalte von Modul 5 sind in den Richtlinien und Lehrplänen Lerninhalt in der zweiten Hälfte der 9. Jahrgangsstufe (KM-NRW 1993A).

Modul 5 ist das inhaltsreichste, da es neben der ionischen Bindung auch die metallische Bindung behandelt. Darüber hinaus wird am Ende des Moduls noch auf interatomare, intermolekulare und interionische Wechselwirkungen eingegangen, die zu Festkörpern führen. Festkörper sind feste Stoffe, bei denen die Atome, Ionen bzw. Moleküle als Materialbausteine durch die zwischen ihnen wirkenden Bindungskräfte an ihren Orten festgehalten werden. Die Begriffe Gitter oder vernetzte Strukturen implizieren unter Umständen bereits *misconceptions* vgl. Kap. 4. Da einige Lernende damit Gitterstäbe oder Netzgewebe verbinden, die zur Bindung vermeintlich notwendig sind, werden diese Begriffe vermieden.

Isolierte und kollektive Bewegungen, wie z. B. die Wanderung von Atomen oder das Auftreten von Schwingungsvorgängen, finden nur innerhalb der Formbeständigkeit der Festkörper statt und werden in den Lehr- und Lernhilfen nicht berücksichtigt.

Modul 5									
Themen	Animationen								
▶ Grundlagen: Wechselwirkung einfacher Einheiten	<input type="checkbox"/>								
▶ Grundlagen: Festkörper	<input type="checkbox"/>								
▶ Übergänge zwischen Bindungstypen	<input type="checkbox"/>								
▶ Diamant - ein atomarer Festkörper	<input type="checkbox"/>								
▶ Graphit - ein atomarer Festkörper	<input type="checkbox"/>								
▶ Natrium - ein metallischer Festkörper	<input type="checkbox"/>								
▶ Natriumchlorid - ein ionischer Festkörper	MV	<input type="checkbox"/>							
▶ Eis - ein molekularer Festkörper	I1	<input type="checkbox"/>							
▶ Iod - ein molekularer Festkörper	<input type="checkbox"/>								

Abb. 6.19 Überblick über die Inhalte des Moduls 5 mit Festkörpern unterschiedlichen Bindungstyps.

MV = Morph-Videoanimation, V = Video und I = Interaktive Sequenzen.

Die Bildung der Festkörper geschieht zusätzlich zu den angesprochenen Bindungstypen in den Modulen 1 bis 4 auf der Basis der VAN-DER-WAALS- und Wasserstoffbrücken-Bindung.

Auf der Grundlage des Energieaufwandes, der zur Lösung der Bindung erforderlich ist, wird erstmals zwischen Primär- und Sekundär-Bindungen unterschieden. Der Zusammenhang und die Übergänge der unterschiedlichen Bindungstypen werden beschrieben und anschaulich visualisiert. So wird z.B. ausgehend von der Wechselwirkung zwischen einem Natriumatom und einem Chloratom unter Elektronentransfer die Sichtweise von einzelnen Atomen auf das Ionengitter erweitert, so dass ein fließender Übergang zwischen der kovalenten und der ionischen Bindung deutlich wird.

Die o. g. Beispiele der Festkörper sind so gewählt, dass sie im Schulbuch wiedergefunden und gleichzeitig im Bezug zu den anderen Modulen gesehen werden können. Eis als molekularer Festkörper, Natriumchlorid als ionischer Festkörper, Natrium als metallischer Festkörper und Diamant als kovalent aufgebauter Festkörper sind alles Beispiele mit Alltagsbezug und in fast allen Schulbüchern vertreten. Es können die unterschiedlich aufgebauten Festkörper und gleichzeitig die beteiligten Bindungstypen verglichen und in Beziehung gesetzt werden, so dass der fließende Übergang zwischen den Bindungstypen visualisiert wird.

Angedachte Beispiele sind Iod als molekularer Festkörper, sowie Graphit im Vergleich zum Diamant als kovalent aufgebauter Festkörper mit metallischen Eigenschaften sowie Quarz als ein amorpher kovalent aufgebauter Festkörper.

6.4 Die Einbettung und Verknüpfung der Module innerhalb der Materialien

Der gezeigte Bildschirmausdruck, soll einen Eindruck vermitteln, wie die Oberfläche der Lernhilfen aufgebaut ist, mit der die Lernenden im Unterricht gearbeitet haben.

Die abgebildete Index-Seite (Abb. 6.20) ist der Ausgangspunkt der erstellten Materialien. Auf ihr befinden sich Verknüpfungen zu den Medien, Arbeitsblättern, Literaturhinweise, didaktische Hinweise sowie Systemhinweise.

Von hier sind die einzelnen Module wählbar. Jedes Thema der einzelnen Module ist über eine Navigationsleiste erreichbar, so dass die Benutzer der Lehr- und Lernhilfen nach einer vorgegebenen Arbeitsanweisung aber auch nach ihren individuellen Lernfortschritten lernen können.

Jedem Modul liegen die aufgeführten Übersichten zu Grunde, die zu den weiteren Themenseiten hinführen, auf denen - auf der Grundlage des Elektronenwolkenmodells - der Aufbau von Atomen und Molekülen sowie die Struktureigenschaften chemischer Teilchenaggregate visualisiert werden.

Die einzelnen Module werden durch Begleittexte miteinander in Beziehung gesetzt. Dazu dienen eigens auf der Basis des Elektronenwolkenmodells formulierte Erklärungstexte, Abbildungen, Diagramme, Grafiken, Formeln etc.

Index	
Themen	Ergänzungen
 Modul 1 / Aufbau der Materie	 Begrüßung/ Systemhinweis  Arbeitsblätter  Bilder/ Animationen  Literatur
 Modul 2 / Wechselwirkung zweier gleichartiger Atome	
 Modul 3 / Wechselwirkung zweier unterschiedlicher Atome	
 Modul 4 / Wechselwirkung mehrerer unterschiedlicher Atome	
 Modul 5 / Wechselwirkung einfacher Einheiten	
 Didaktische Hinweise	
 Systemhinweise	
 Benutzerhinweise	

Abb. 6.20 Überblick über die Einbettung und Verknüpfung der Module mit Begleittexten, Didaktischen Hinweisen, Arbeitsblättern, Lexikon, Bildern, unterschiedlichen Animationen, Literatur usw.

Die Materialien sind mit Systemhinweisen zur Installation, dem Cosmo-Player und dem Media-Player sowie allgemeinen Benutzerhinweisen ausgestattet. Die Lehr- und Lernmaterialien werden durch Arbeitsblätter ergänzt, die für die Lehrenden in modifizierba-

ren Formaten zugänglich sind. Sie können also nach den individuellen Bedürfnissen in Kombination mit den beigelegten Abbildungen und Animationen von den Lehrenden verändert oder neu gestaltet werden. Die Lehrenden können anhand dieser Beispiele eigene Arbeits- und Informationsblätter erstellen.

In der eigens für den Lehrenden entwickelten Version finden sich didaktische Hinweise zum Vorgehen, zur Verwendung des Materials und zu bekannten Lernhindernissen, die dadurch umgangen oder ganz verhindert werden können.

Ein Lexikon mit den adäquaten Erklärungen für die Lernenden ermöglicht die Suche nach unbekanntem Wörtern oder Begriffen, deren Erklärungen dem Verständnis zuträglich sind.

Die gemachten Literaturhinweise ermöglichen den Lehrenden über die gemachten Angaben hinaus ein eingehendes Studium der Lerninhalte, Modelle und verwendeten Konzepte.

Die Roll-up-Menüs des Menü-Frames enthalten eine Übersicht der Module und Links zu deren Inhalten. Die Bedienung ist intuitiv möglich. Eine Anleitung kann von dem Lehrenden gegeben oder nach Aufforderung den Systemhinweisen entnommen werden. Die Lehrenden setzen die Lehr- und Lernhilfen im Unterricht ein. Sie sollen nicht mit einem Selbstlernprogramm verwechselt werden.

Ein [Zurück]-Button auf jeder Seite leitet zur vorangegangenen Seite und ein [Weiter]-Button am Ende der Kapitel führt entweder zur nächsten Seite oder zur Übersicht des Kapitels zurück. Dies ermöglicht eine ideale Navigation innerhalb der Materialien. Die Befehlsleiste des verwendeten Browsers zeigt darüber hinaus noch die Namen der aufgerufenen Seiten an, um sie bei Bedarf durch Eingabe von Hand wieder zu finden, oder damit die Lehrenden ihre Arbeitsaufträge direkt mit diesen Seiten verbinden können.

Eine kleine Auswahl erstellter Arbeitsblätter ist jeweils für die bearbeiteten Kapitel vorhanden. Ein Programm, das die Lehrenden darin unterstützt sowohl Computer- als auch gedruckte Arbeitsblätter auf der Basis der Lehr- und Lernhilfen zu erstellen, ist konzipiert.

Die Gesamtübersicht der Module zeigt, wie die einzelnen Module und deren Kapitel zusammenhängen und welche Verknüpfungen, Links und Querverweise im Unterricht möglich sind.

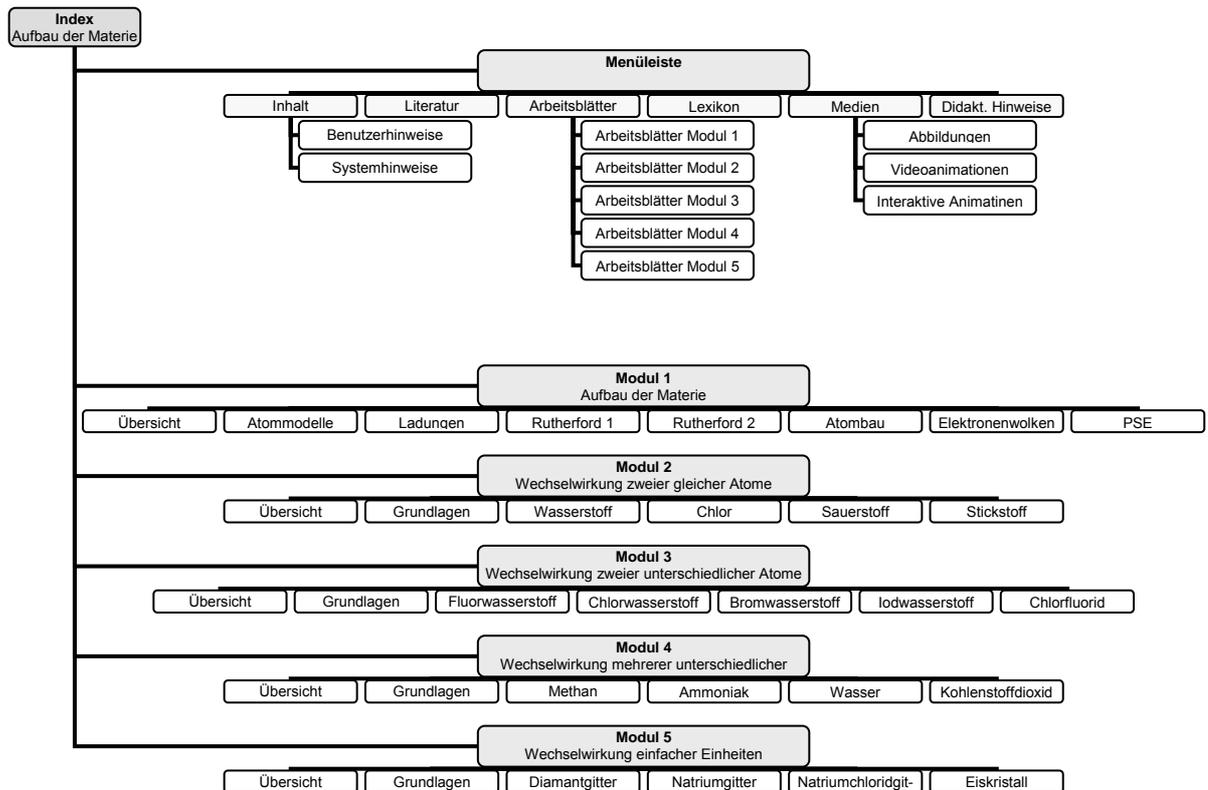


Abb. 6.21 Überblick über die Verknüpfung der Module innerhalb der Lehr- und Lernhilfen.

Es werden der geordnete Aufbau der Module aber auch die Hilfestellungen und Verzweigungen sichtbar, die zu einem besseren Verständnis und zur Orientierung der Lernenden beitragen.

Der klar gegliederte Aufbau und Zusammenhang der Kapitel und Module untereinander hinterlässt bei den Lernenden ebenso einen strukturierten Eindruck und verleitet sie weniger dazu, sich durch Links und Verzweigungen abzulenken oder gar verwirren zu lassen.

Die Indexseite mit ihrem unveränderlichen Standard-Frame trägt zur besseren Orientierung innerhalb der Materialien bei und ermöglicht es von jedem Unterframe zu jedem anderen Inhalt der Materialien zu kommen, wie die Verbindungslinien der einzelnen Seiten in der o. a. Abb. 6.21 verdeutlichen.

6.5 Resultierende Hypothesen

Die Fragestellungen, die sich für den Aufbau der Unterrichtsreihe und deren Erprobung ergeben sind folgende:

Wie ist die Akzeptanz der Lernenden bezüglich des Computereinsatzes im Chemieunterricht im Allgemeinen und des Einsatzes der Lehr- und Lernhilfen im Speziellen? Diese Fragestellung soll durch ein Interview mit den Lernenden beantwortet werden.

Ist ein Unterschied im Lernerfolg zwischen der Versuchsgruppe und der Kontrollgruppe erfassbar? (Gruppen-Vergleich).

Es werden die Alltagsvermutungen als wissenschaftliche Hypothesen formuliert, die sich aus den erhobenen Lernschwierigkeiten und der Anlage der hypermedialen Lehr- und Lernhilfen ergeben. Die erarbeiteten ersten Hypothesen sind so formuliert, dass Sie nach der Auswertung der ersten Untersuchung bestätigt werden könnten.

Aus der Vermutung, dass die Reihenfolge der Behandlung der Chemischen Bindung mit einer einheitlichen Modellvorstellung für deren Verständnis nicht ausschlaggebend ist, wurde die folgende Hypothese formuliert:

Wenn die Lernenden im Gegensatz zur Ionenbindung mit der Elektronenpaarbindung beginnen, *dann* verstehen sie die Bindungstypen nicht weniger gut und bleiben zu weiteren Bindungstypen ebenfalls anschlussfähig.

Die Hypothese wird durch die Studien so nicht direkt belegt werden können, weil bei der Anlage des Projektes die 9. Jahrgangsstufe nicht bis zur 10. Klasse begleitet werden konnte. Aus curricularen Gründen war der Lerninhalt in der 10. Jahrgangsstufe bereits behandelt.

Aus der Alltagsvermutung, Hypermediale 3D-Animationen verbessern im Vergleich zu den üblichen Sachmodellen das Verständnis komplexer Lerninhalte wie die Chemische Bindung, wird die folgende Hypothese aufgestellt:

Wenn die Lernenden mit Sachmodellen und hypermedialen 3D-Animationen arbeiten, *dann* kann bei ihnen eine angemessenere Vorstellung zur Chemischen Bindung geschaffen werden, als bei einem Umgang mit Sachmodellen alleine.

Die sich daraus ergebende Frage lautet: Fällt es den Lernenden leichter sich die chemische Bindung anschaulicher vorstellen zu können?

Aus der viel diskutierten These: ‚*Ein variables Bindungsmodell verbessert das Verständnis beim Übergang zwischen den unterschiedlichen Bindungstypen*‘, ergibt sich die wissenschaftliche Hypothese:

Wenn die Lernenden mit **einem** variablen Bindungsmodell arbeiten, *dann* wird ihnen der Übergang zwischen den Bindungstypen plausibel.

Aus der eigenen unterrichtlichen Erfahrung des Autors, dass die metallische Bindung im Chemieunterricht der Sekundarstufe I *keinen* großen Stellenwert einnimmt und der besseren Integration dieses Bindungstyps innerhalb der Lehr- und Lernhilfen wird vermutet:

Wenn die Lernenden mit **dem** variablen Bindungsmodell arbeiten, *dann* kann die metallische Bindung anschaulich erklärt werden und wieder einen entsprechenden Stellenwert einnehmen.

Es werden aus der anfänglichen Vermutung, dass die entwickelten Lehr- und Lernhilfen verbesserte Vorstellungen bei den Lernenden erzeugen können, die folgenden **gerichteten wissenschaftlichen Hypothesen** aufgestellt:

Wenn die Lernenden mit den Lehr- und Lernhilfen unterrichtet werden, *dann* erhalten sie eine für sie plausiblere und einheitlichere Modellvorstellung zur chemischen Bindung.

Auf diese Frage kann zurzeit keine zufriedenstellende Antwort geben werden, da noch ein entsprechendes Evaluationswerkzeug entwickelt werden muss. Die Einheitlichkeit kann darüber hinaus nur in zwei aufeinander folgenden Jahrgangsstufen erhoben werden. Dies ist jedoch durch die Anlage des Projektes nicht möglich, so dass eine anschließende Studie erfolgen sollte.

Wenn die Lernenden mit den Lehr- und Lernhilfen unterrichtet werden, *dann* können sie Fragen zu den Lerninhalten Inhaltsbereichen (teilweise) besser beantworten.

Die Messung der Leistung der Lernenden ist operationalisierbar, so dass in der Auswertung der Fragebögen in Kap. 9 eine Aussage zu dieser Hypothese getroffen werden kann.

Wenn die Lernenden mit den Lehr- und Lernhilfen unterrichtet werden, *dann* erhalten sie ein besseres räumliches Vorstellungsvermögen bezogen auf den Aufbau der Atome und Moleküle.

Auch das räumliche Vorstellungsvermögen kann durch die Messung der Leistung der Lernenden operationalisiert werden, so dass auch für diese Hypothese eine Auswertung in Kap. 9 erfolgen kann.

7 Unterrichtskonzeptionen und Ablauf der Erprobung

Das neue Unterrichtskonzept basiert auf der Visualisierung der Chemischen Bindung auf der Grundlage des Elektronenwolkenmodells. Die entwickelten Lehr- und Lernhilfen sollen vorwiegend die Visualisierungen der Atom- und Bindungsvorstellungen zum Thema *Aufbau der Materie* liefern. Hier wird neben der Einführung in die zu Grunde liegende Modellvorstellung vor allem die Chemische Bindung in den Vordergrund gerückt.

Das Elektronenwolkenmodell als Grundlage der Visualisierungen, bedarf neben der Sachanalyse aus Kap. 2 und der Modellbetrachtung aus Kap. 3 noch einer kurzen Beschreibung. Es ist ein didaktisches Modell, das sich an dem quantenmechanischen Orbitalmodell orientiert und zur qualitativen Beschreibung sowie zum Verständnis der Chemischen Bindung und dem Zusammenhang deren Grenztypen dient. Aus der Sicht des Autors kann das oberste Ziel im Chemieunterricht der Sekundarstufe I nicht in der exakten und quantitativen Beschreibung der Chemischen Bindung liegen, da die Lernenden in der Sekundarstufe I weder von der Entwicklung ihres Abstraktionsniveaus noch von der Seite des kognitiven Entwicklungsstandes nach PIAGET entsprechend reif sind.

Die Reduktion oder gar der Verzicht auf jeglichen quantitativen mathematischen Formalismus ermöglicht das Elektronenwolkenmodell. Die qualitative Beschreibung baut auf die Visualisierungen auf, die es ermöglichen die wissenschaftlichen Beschreibungen auf die für die Lernenden wichtigen Fragestellungen zu projizieren. Die Elektronenwolken können als geeignetes Beispiel für die Orientierung auf die Lernenden gesehen werden. Eine zentrale Frage, die jedoch aus wissenschaftlicher Sicht weitgehend irrelevant ist, stellt sich den Lernenden meistens zu Beginn des Unterrichts:

Wie sieht ein Atom (im klassischen Sinn) aus?

Dies ist auch eine zentrale Frage für die Konzeption der Unterrichtsreihe, da die Visualisierungen als Modellvorstellungen auf der Basis des Elektronenwolkenmodells nicht mit der Realität verwechselt werden sollen. Es sind für die Lehrenden didaktische Hilfestellungen gegeben, die die Problematik darlegen und eine Möglichkeit der Sensibilisierung der Lernenden für diese Problematik aufgreifen.

Den Lernenden muss bewusst gemacht werden, dass sie auf der Basis dieser Modellvorstellung ein Bild vom Atom erhalten, das *nicht der Realität entspricht*.

Der anschauliche Charakter der Lehr- und Lernhilfen findet sich in der Vielzahl der Visualisierungen und Animationen sowie in den interaktiven Szenarien wieder. Der begleitende Text zu den Darstellungen wurde auf das Minimum beschränkt, da die Materialien ergänzend im Unterricht eingesetzt werden sollen.

Neue Fachbegriffe wurden nur dann eingeführt, wenn es dem Unterrichtsgegenstand angemessen erschien. Grundsätzlich wurde versucht, aus früheren Unterrichtssituationen bekannte Fachtermini einzusetzen, diese mit den neuen Visualisierungen zu verbinden und modulübergreifend sowie durchgehend zu verwenden, um damit einen kontinuierlichen und lehrplankonformen Unterrichtsgang zu gewährleisten, der auch durch die herkömmlichen Schulbücher unterstützt werden kann (vgl. Kap. 5 und Kap. 6).

Wie bereits vorangegangen erläutert, wurde die Unterrichtsreihe sowie die Erhebung aus curricularen Gründen zuerst in der 10. und dann in der 9. Jahrgangsstufe durchgeführt. Bei der Lehrplanvariante wird sich auf das Bundesland Nordrhein-Westfalen beschränkt. Die hieraus resultierenden Bedingungen und der sich daraus ergebende Unterrichtsverlauf sind im folgenden Kapitel in Tab. 7.3 aufgeführt.

7.1 Aufbau der Unterrichtsreihen und der Erhebungen

Die folgenden Abschnitte dienen der Auflistung der Unterrichtsverläufe und Vorgehensweisen in den beiden Jahrgangstufen 9 und 10, die auch aus den o. a. curricularen Gründen getrennt betrachtet werden müssen.

7.2 Verlauf der Unterrichtsreihe und Erhebung in der 10. Jahrgangsstufe

Die Tab. 7.1 Tabelle zeigt den Unterrichtsverlauf in allen 10. Jahrgangstufen.

Themen	Wm	Wo	B	S
Einführung	UE			
Einführung in die Computerhandhabung und -visualisierungen	1/2	-	1/2	1/2
Aufbau der Materie				
Ladungen und Streuversuch	1/2	1/2	1/2	1/2
Atomaufbau	1/3	1/3	1/2	1/3
Einführung in das Elektronenwolkenmodell EWM	1/3	1/3	1 1/2	1/3
Das Periodensystem der Elemente	1/3	1/3	1	1/3
Chemische Bindung				
Übertragung des EWM auf die chemische Bindung	1	1	2	1
Wechselwirkung gleicher Atome zur unpolaren Bindung	2	2	3	1
Edelgasregel und Elektronegativität	1	2/3	1	1
Wechselwirkung zweier ungleicher Atome zur polaren Bindung	1 1/2	1 1/3	2	1
Wechselwirkung mehrerer ungleicher Atome zur polaren Bindung	1 1/2	1	2	1
Gesamte Unterrichtseinheiten	9	7 1/2	14	7

Tab. 7.1 Auflistung aller Unterrichtseinheiten in der 10. Jahrgangsstufe.

Wie Tab. 7.1 zeigt, unterscheiden sich die vier Gruppen im Ablauf der Unterrichtsdurchführung nur marginal. Der Unterricht verlief in den beiden Gruppen Wm und Wo etwa identisch. Die Gruppe B hatte eine andere Schwerpunktsetzung und benötigte zur Vertiefung der Inhalte und der Bearbeitung weiterer vier Arbeitsblätter fünf Unterrichtseinheiten mehr. Nur in der Gruppe S wurden weniger Stunden zur Durchführung der Unterrichtsreihe aufgewendet. Dies könnte an einem höheren Anteil an Eigentätigkeit der Lernenden im Unterrichtsverlauf liegen.

Der Unterricht fand in der Zeit von November 2001 bis Februar 2002 mit einer Ferienunterbrechung statt. In allen Klassen wurde der Unterrichtsverlauf protokolliert, schriftliche Tests in Form von Fragebögen, sowohl zu Beginn der Unterrichtsreihe als auch am Ende der Studie durchgeführt und Interviews mit einigen Lernenden aus dem oberen, mittleren und unteren Feld des Leistungsbereichs durchgeführt und skriptographiert.

Die der Studie zu Grunde liegende Idee war, dass die Lehrenden den Unterricht mit den entwickelten Lehr- und Lernhilfen unter möglichst üblichen schulalltäglichen Bedingungen durchführten, damit diese Bedingungen nicht zusätzlich Einfluss auf die Bewertungen nahmen. Das setzte voraus, dass die Lehrenden und Lernenden während des Unterrichts innerhalb der Studie zeitlich nicht wesentlich über das übliche Maß belastet

wurden und die Lehrenden ihren Unterricht auf der Basis der Materialien und der Absprachen mit den Entwicklern mitplanten, vorbereiteten und hielten. Die Lehrenden stimmten mit den beteiligten Seminaren die konkreten Beispiele der Lerninhalte ab. Die Verständigungsgrundlage zwischen den Entwicklern der Lehr- und Lernhilfen, den Seminaren und Lehrpersonen waren die erstellten Lehr- und Lernhilfen, die allen Beteiligten zugänglich waren. Neben dem Einsatz der Lehr- und Lernmaterialien wurde das Chemiebuch eingesetzt. Die Schule stellte der Gruppe Wm, Wo und B in dieser Jahrgangstufe das Werk *Chemie für Gymnasien II* aus dem Cornelsenverlag zur Verfügung.

7.2.1 Versuchsgruppe Wm

Die Versuchsgruppe bestand aus 11 Schülerinnen und 14 Schülern einer 10. Jahrgangstufe eines Gymnasiums und war mit 25 Lernenden eine Lerngruppe mittlerer Größe, die auch für Gruppenarbeiten und Partnerarbeit am Computer geeignet war.

Mit der Versuchsgruppe wurde ergänzend zu der Arbeit mit dem Schulbuch und den Sachmodellen sowie Folien noch zusätzlich mit den computergestützten Lehr- und Lernhilfen gearbeitet. Die Lernvoraussetzungen der Gruppe Wm waren augenscheinlich mit denen der Gruppen Wo und B gleich (vgl. Kap 9.3). Darüber hinaus war den Lernenden dieser Gruppen das Schalenmodell bereits bekannt.

Der Zeitaufwand der Unterrichtsreihe betrug in der Gruppe Wm der 10. Jahrgangstufe 11 1/2 Unterrichtseinheiten à 45 Minuten inklusive Vortest, Nachtest und Übungseinheit zum Cosmo-Player.

7.2.2 Kontrollgruppe Wo

Die Kontrollgruppe bestand aus 12 Schülerinnen und 13 Schülern einer 10. Jahrgangstufe eines Gymnasiums und war mit 25 Lernenden eine Lerngruppe mittlerer Größe, die auch für Gruppenarbeiten und Partnerarbeit am Computer geeignet war.

In der Gruppe Wo wurden keine Arbeiten mit den computergestützten Lehr- und Lernhilfen ergänzend zu dem Schulbuch und den Sachmodellen sowie Folien ausgeführt. Die Lernvoraussetzungen der Gruppen waren augenscheinlich gleich. Beiden Gruppen von Lernenden war das Schalenmodell bereits bekannt. Es wurden aber die, für die Gruppe Wm erstellten Folien und Arbeitsblätter eingesetzt, die die zweidimensionale Darstellung zeigten. Dies betraf den Atombau und die polaren und unpolaren Bindungen.

Zur Behandlung der *Elektronegativität* wurde das o. a. Lehrbuch der Lernenden herangezogen. Die Dreidimensionalität wurde mit Luftballons und einem Plastilinmodell dargestellt.

Der Zeitaufwand der Unterrichtsreihe betrug in der Gruppe Wo der 10. Jahrgangstufe 10 Unterrichtseinheiten à 45 Minuten inklusive Vortest, Nachtest und einer Übungseinheit zum Luftballon- und Plastilinmodell.

7.2.3 Verlauf und Unterschiede in den Gruppen Wm und Wo

Unterrichtsabschnitt 10. Jahrgangstufe	Zahl der UE in der Gruppe Wm	Zahl der UE in der Gruppe Wo
Vortest	1	1
Einführung und Installation des Computerprogramms	0,5	0
Modul 1 Aufbau der Materie	1,5	1,5
Modul 2 Wechselwirkung zweier gleicher Atome	3	3
Modul 3 Wechselwirkung zweier ungleicher Atome	2,5	2
Modul 4 Wechselwirkung mehrerer ungleicher Atome	1,5	1
Nachtest	1,5	1,5
Gesamtstundenzahl	11,5	10

Tab. 7.2 Gegenüberstellung der Unterrichtseinheiten der Gruppen Wm und Wo.

Tab. 7.2 führt den Stundenumfang der beiden betrachteten Gruppen Wm und Wo auf. Die Gesamtstundenzahl der Unterrichtsreihe in der 10. Jahrgangsstufe belief sich damit auf 10 bzw. 11,5 Unterrichtseinheiten à 45 Minuten.

Den Unterrichtsverlauf in den Gruppen Wm und Wo zeigt Tab. 7.3.

Modul	Arbeitsblätter	Abschnitt	Verlauf (grob)	Inhalt
1. Stunde				
			Vortest	
2. Stunde				
Modul 1	AB 1_7	Atomaufbau Elektronenwolkenmodell	Cosmo-Player installieren. Was hat Heisenberg gefunden? Fragen zur Animation (GA und UG), Kernaussagen ins Heft übernehmen. AB (P, Si, Cl, Ne) 2 Elemente als Gruppen- präsentation, Rest als HA).	Cosmo-Player Unschärferelation Pauli-Prinzip, Spin, Elektronenwolken- modell der ersten 10 Elemente.
3. Stunde				
Modul 1	Folie: AB 2_1		Präsentation (P, Cl) durch eine Gruppe. Mo- dul EWM bearbeiten. Vorstellen der Ergeb- nisse. Folie von AB 2_1, HA: Kernaussagen des EWM'S schriftlich, Si und Ne.	Atomradien
4. + 5. Stunde				
Modul 2	M3_Folie	Grundlagen Edelgasregel Wasserstoff, Chlor	SV: Zn, KMnO_4 . Auswertung und Konfrontation mit DV: KMnO_4 , H_2 . Text lesen, Grundlagen in Kernaussagen schriftlich, Zeichnung als OH-Folie (Kernab- stand-Energie) Text besprechen (Wdh. vgl. mit IB) Animationen mit Aufgaben. HA: F_2 -Molekül. Edukte sind (Atome) und Produkte sind (Moleküle) zeichnen.	vgl. H ⁺ und H_2 . Grundlagen der Elekt- ronenpaarbindung Moleküle: H_2 , Cl_2
6. Stunde				
Modul 2		Sauerstoff, Stickstoff	Gemeinsame Sicherungen der Moleküle an der Tafel und im Heft Definition der Elektronenpaarbindung, Edel- gasregel.	Doppel- und Dreifach- bindung: O_2 , N_2
7. Stunde				
Modul 3	AB 3_1	DV: HCl und H_2 in Wasser, Leit- fähigkeit HF , HCl	Animationen ansehen / Unterschiede zu H_2 , F_2 und O_2 erkennen. Fragen AB3_1 bis mittlere Abschnitt. HA: AB3_1 schriftlich formulieren	Polare Bindung

8. Stunde				
Modul 3		HF HCl	AB 3_1, M3 Grundlagen, UG	Elektronegativität Bau des PSE
9. Stunde				
Modul 3	Plastilin-Modell	Methan	Anordnung der Wolken im HF-Molekül Nachbauen im Plastilin-Modell	
Modul 4			Animationen, Plastilin-Modell, Übertragen auf vereinfachte 2D-Darstellung Übertrag auf LEWIS-Schreibweise als weitere Abstraktion	Räumliche Anordnung der EW, Tetraeder, Struktur von CH ₄ , HF, HCl
10. Stunde				
Modul 4		Wasser	V: Wasserstrahl elektrost. Ablenkung Erklärung des Versuchs mit Plastilin	H ₂ O als gewinkeltes Molekül. vgl. mit NH ₃ , EPA

Tab. 7.3 Tabellarische Auflistung der Unterrichtsdurchführung in der 10. Jahrgangsstufe. Die aufgeführten Arbeitsblätter und Folien befinden sich im Anhang der Arbeit.

Bei der Erhebung wurde in allen Gruppen die gleiche Reihenfolge der Behandlung der Lerninhalte und Themen eingehalten. Explizit wird der Verlauf des Unterrichtsgangs im Folgenden anhand der Gruppen Wm und Wo aufgeführt. Im Anschluss an eine Einweisung in die Computerbedienung und ersten Versuchen der Anwendung von Visualisierungen wird, aufbauend auf einer Erarbeitung des *Ladungsbegriffs* der RUTHERFORD'sche *Streuversuch* im Kapitel *Aufbau der Materie* behandelt, der zum Aufbau der Atome führt.

Nach der Einführung in das Elektronenwolkenmodell werden die Atome der Elemente Phosphor, Silizium, Chlor und Neon von den Lernenden in dieser Modellschreibweise auf dem Arbeitsblatt AB1_7 (vgl. Anhang A19) abgefragt. Der Atomradius wird in Abhängigkeit der Gruppen- und Periodenzugehörigkeit der Elemente innerhalb des Periodensystems systematisiert und über das Elektronenwolkenmodell erklärt. Dies geschieht an Hand der Folie AB2_1 (vgl. Anhang A20) auf der die periodischen Eigenschaften der Elemente in einer 3D- Grafik abgebildet sind.

Die Folie M3 (vgl. Anhang A28) bildet zusammen mit zwei Versuchen die Basis für die Unterscheidung von Atomen und Molekülen. Bei der Zersetzung von Zink in Salzsäure könnte temporär atomarer Wasserstoff entstehen, der eine Kaliumpermanganat-Lösung entfärbt. Im Gegensatz dazu wird diese Lösung nicht von eingeleitetem Wasserstoffgas entfärbt. Die Lernenden können in Zukunft zwischen atomarem und molekularem Wasserstoffgas unterscheiden.

Die Übertragung des Elektronenwolkenmodells auf die Chemische Bindung erfolgt am Beispiel der unpolaren Elektronenpaarbindung unter Zuhilfenahme der Edelgasregel. Die Lernenden sollen nach der Betrachtung der Animation des Fluor-Moleküls zwischen Fluor-Atomen und Fluor-Molekülen unterscheiden und dies in einer Hausaufgabe ebenso auf das Wasserstoff- und das Chlormolekül mit der Nennung der Edukte und Produkte übertragen.

Nach der Definition der Elektronenpaarbindung wird anhand des Sauerstoff- und Stickstoffmoleküls die Doppel- und Dreifachbindung behandelt. Nach der Besprechung der Elektronegativität können die Beispiele der polaren Elektronenpaarbindung daran anschließen.

Mittels AB3_1 (vgl. Anhang A21) erarbeiten die Lernenden die Elektronenpaarbindung zwischen unterschiedlichen Atomen. Die polare Elektronenpaarbindung wird am Beispiel des Fluor- und Chlorwasserstoffmoleküls behandelt. In einem Versuch wird die Leitfähigkeit von Wasser, welches einerseits von Chlorwasserstoffgas und andererseits von Wasserstoffgas durchströmt wurde gemessen und die Resultate erklärt.

Die Elektronenwolken des Fluorwasserstoffmoleküls werden im Plastilin-Modell nachgebaut und in eine vereinfachte 2D-Darstellung projiziert. Hieraus wird die LEWIS-Schreibweise abstrahiert und auf die räumlichen Strukturen des Methan- und Chlorwasserstoffmoleküls übertragen.

Der gewinkelte Aufbau des Wassermoleküls wird basierend auf dem Phänomen der elektrostatischen Ablenkung eines Wasserstrahls thematisiert. Die erarbeiteten Grundlagen der Dipolmoleküle werden auf das Ammoniakmolekül übertragen. Die Unterrichtsreihe endet mit der Übertragung der Erkenntnisse auf das Plastilin-Modell.

Die erhaltenen Erkenntnisse und Sachmodelle wurden jeweils in der Gruppe Wm mit den Computeranimationen verglichen und in der Gruppe Wo mit 2D-Abbildungen und Folien sowie den Plastilin- oder Luftballon-Modellen. Versuche wurden in beiden Gruppen identisch eingesetzt.

7.2.4 Gruppe B

Die Gruppe B bestand aus 19 Schülerinnen und 13 Schülern einer 10. Jahrgangsstufe eines Gymnasiums und war mit 32 Lernenden sehr groß. Es gab dadurch auch Schwierigkeiten während der Gruppenarbeit am Computer.

Mit der Gruppe B wurde ebenfalls ergänzend zu der Arbeit mit dem Schulbuch und den Sachmodellen sowie Folien zusätzlich mit den computergestützten Lehr- und Lernhilfen gearbeitet. Die Lernvoraussetzungen dieser Gruppe entsprach augenscheinlich denen der Gruppen Wm und Wo. Auch den Lernenden dieser Gruppen war das Schalenmodell bereits bekannt.

Der Zeitaufwand der Unterrichtsreihe betrug in der Gruppe B der 10. Jahrgangsstufe 16 1/2 Unterrichtseinheiten a 45 Minuten inklusive Vortest, Nachtest und Übungseinheit zum Cosmo-Player.

Es wird kurz auf die Gruppe B eingegangen, da der Ablauf der Unterrichtsreihe, wie sie in Abb. 7.1 dargestellt ist, auf die bisher genannten Gruppen gleichermaßen zutrifft.

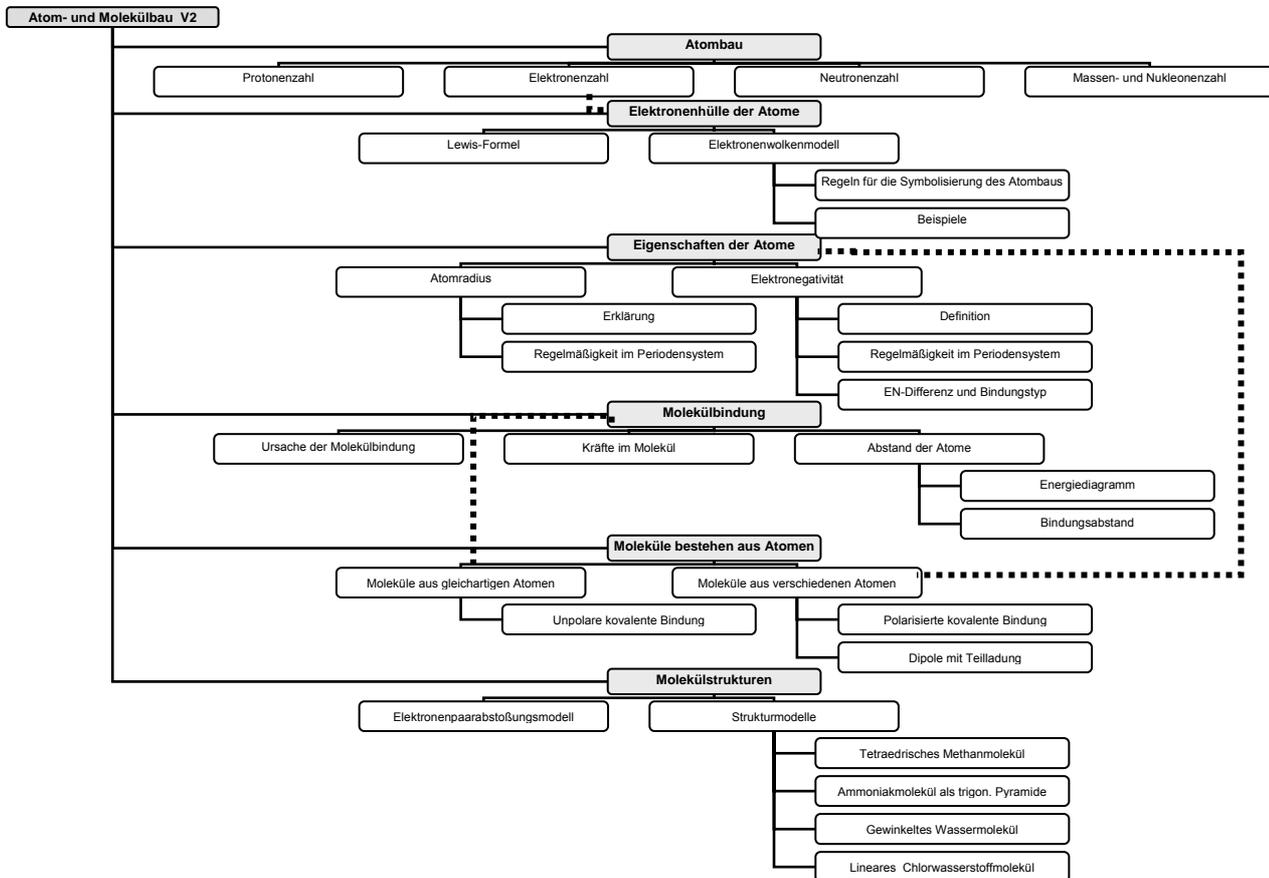


Abb. 7.1 Organigramm des Unterrichtsablaufs in der Gruppe B.

Das Organigramm zeigt exemplarisch den Unterrichtsgang der Gruppe B in der 10. Jahrgangsstufe. Es ist ihm die Vernetzung der Unterrichtsinhalte im Bereich Atom- und Molekülbau zu entnehmen. Die grau schattierten Felder stellen von oben nach unten die chronologische Reihenfolge des Unterrichtsgangs dar. Die weißen Felder beinhalten die Themen und Erklärungsansätze der Module der Lehr- und Lernhilfen, die zahlreich miteinander verwoben sind.

Die Verbindungslinien zeigen den Zugang zu den weiteren Inhalten auf. Neben der chronologischen Abfolge sind exemplarisch drei Querverbindungen durch die gestrichelten Linien aufgeführt, mit denen ein Wechsel zwischen den Inhalten möglich ist.

Ein Wechsel liegt hier nahe, da z.B. bei der Behandlung Elektronen als Bausteine der Materie auf ihren Aufenthaltsort in der Elektronenhülle des Atoms eingegangen werden kann. Darüber hinaus kann bei der Besprechung der Molekülbinding gleich auf Moleküle aus gleichen Atomen, sowie bei der Diskussion von Molekülen aus unterschiedlichen Atomen noch einmal auf die Eigenschaften der Atome zurückgegriffen werden.

Ergänzend zu dem aufgeführten Vorgehen aus Gruppe Wm und Wo wurden die vier Arbeitsblätter: AB2_2, AB2_3, AB2_4 und AB2_5-Gruppe B (Anhang A22, A23, A24 & A25), die sich im Anhang der Arbeit befinden, zusätzlich in Modul 2 behandelt. Dies beanspruchte im Vergleich zu den Gruppen Wm und Wo etwa 5 Unterrichtseinheiten mehr.

Die Lernenden sollten in dieser Zeit ihre Kenntnisse bezogen auf das Elektronenwolkenmodell vertiefen, ihr Wissen auf Mehrfachbindungen anwenden. Mit Hilfe von selbstgebaute Papier-Tetraedern sollte ihnen die tetragonale Anordnung der Elektronenwolken sichtbar werden und die nötige Anordnung dieser bei der Entstehung von Einfach-, Zweifach- und Dreifach-Bindungen. An derselben Stelle konnten die Lernenden auch die Erfahrung machen, dass sich nicht vier Ecken der beiden Tetraeder gleichzeitig berühren können und somit eine Vierfach-Bindung verständlicherweise ausschließen.

7.2.5 Gruppe S

Die Gruppe S bestand aus 11 Schülerinnen und 7 Schülern einer 10. Jahrgangsstufe einer Gesamtschule und war mit 18 Lernenden relativ klein. Es gab dadurch keine Schwierigkeiten während der Gruppenarbeit am Computer.

Mit der Gruppe S wurde mit den computergestützten Lehr- und Lernhilfen gearbeitet. Die Lernvoraussetzungen dieser Gruppe entsprach augenscheinlich denen der Gruppen Wm, Wo und B. Auch den Lernenden dieser Gruppen war das Schalenmodell bereits bekannt.

Der Zeitaufwand der Unterrichtsreihe betrug in der Gruppe S der 10. Jahrgangsstufe 9 1/2 Unterrichtseinheiten a 45 Minuten inklusive Vortest, Nachtest und Übungseinheit zum Cosmo-Player.

7.2.6 Gruppe H

Die Gruppe H bestand aus 14 Schülerinnen und 4 Schülern einer 10. Jahrgangsstufe einer Gesamtschule und war mit 18 Lernenden relativ klein. Es gab eine Unterrepräsentation der Schüler in dieser Gruppe. Die Lernvoraussetzungen dieser Gruppe waren nach eigener Einschätzung der Lernenden und der des Lehrenden auf Grund von fehlendem Chemieunterricht in der vorangegangenen Jahrgangsstufe nicht angemessen.

Die Gruppe H trat von der Kooperation zurück und es wurde mit ihr keine computergestützte Unterrichtsreihe im Bereich der Chemischen Bindung durchgeführt. Eine weitergehende Auswertung dieses Sachverhaltes erfolgt in Kap. 9.

7.2.7 Zeitskala der Entwicklung und Erhebung

An der Erhebung nahmen vier Lehrende zweier Schulformen mit 6 Klassen aus zwei Jahrgangsstufen und insgesamt 147 Lernende teil.

Die unten stehende Zeitskala zeigt den zeitlichen Ablauf des Projektes von Juni 2001 bis Juni 2002 und die Untersuchung von September 2001 bis Juli 2002.

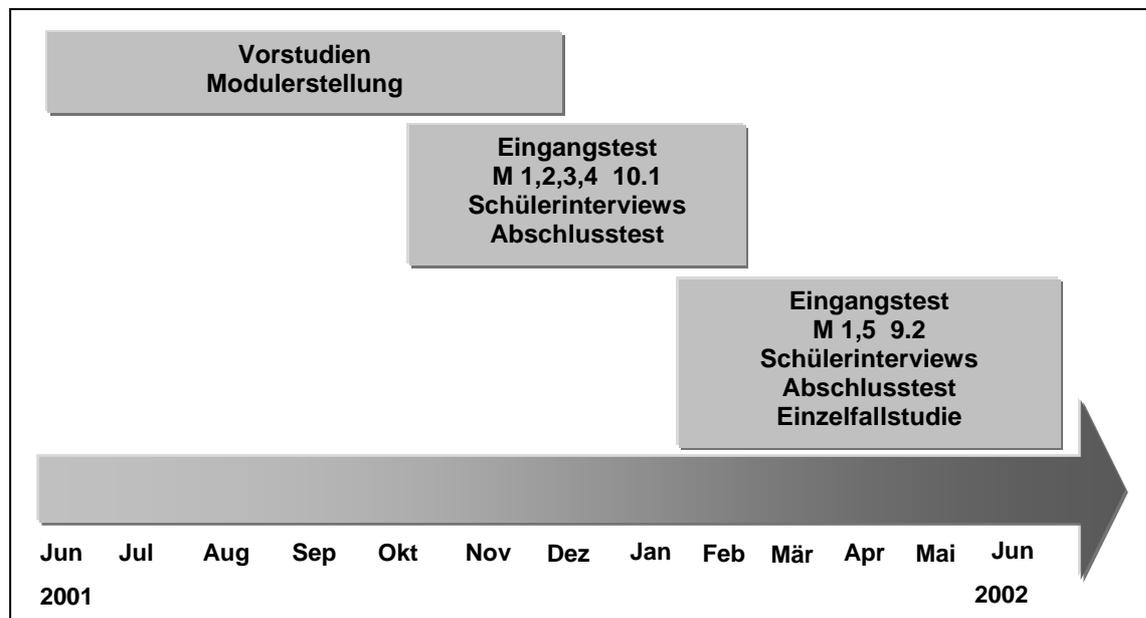


Abb. 7.2 Zeitstrahl der Entwicklung und Erprobung der Lehr- und Lernhilfen.
Das UVM-Projekt wurde von Juni 2001 bis Mai 2002 gefördert.

Die Vorstudie zur Entwicklung des Unterrichtskonzeptes und der Lehr- und Lernhilfen begann parallel zum Projektbeginn Ende Mai 2001. Die grundlegende Modellvorstellung wurde an verschiedenen Schultypen und in unterschiedlichen Jahrgangsstufen zur Erklärung mannigfacher Phänomene getestet. Die Entwicklung begann mit den Modulen 1 bis 4, die im Oktober 2001 vorläufig abgeschlossen war. Hieran schloss sich umgehend die Entwicklung des Moduls 5 an. Parallel hierzu begann die Erprobung der ersten vier Module im Unterricht mit den Gruppen Wm, Wo, B und S. Die Entwicklung des fünften Moduls war im Dezember 2001 ebenfalls vorläufig beendet. Im Januar begannen einige Lehrende die Lehr- und Lernhilfen sporadisch einzusetzen, doch eine Erhebung konnte aus vorliegenden Rahmenbedingungen nur in der Gruppe B9 in der 9. Jahrgangsstufe durchgeführt werden.

In der Entwicklungsphase fanden zahlreiche Treffen der Lehrenden mit den Seminarleitern und den Materialentwicklern statt, die dazu dienten die gewonnenen Erfahrungen auszutauschen und in die weitere Materialentwicklung aufzunehmen. Bei den beginnenden Treffen wurde neben der Einführung in die neuen Lehr- und Lernhilfen auch in das Unterrichtskonzept und den Umgang mit der Visualisierungssoftware eingewiesen.

In der Zeit von Juni 2001 bis Mai 2002 fanden zahlreiche Treffen zur Vorstellung und Erläuterung der Konzeption der Lehr- und Lernhilfen sowie zur Absprache der Vorgehensweise mit den Studienseminaren, der Universität, dem *UniversitätsVerbundMultimedia* und den Konzeptentwicklern statt. Die vorangegangenen und begleitenden Treffen sowie das Abschlusstreffen mit den Lehrenden, Seminarleitern und Materialentwicklern wurden protokolliert, um Anregungen zu verfolgen und Diskussionsergebnisse zu dokumentieren.

Darüber hinaus wurden bereits das Konzept sowie erste Ergebnisse im Jahre 2002 auf der *Learntec* in Karlsruhe, der *Bildungsmesse* in Köln und der Fachgruppentagung Chemieunterricht der GdCh präsentiert und diskutiert, sowie die Abschlusspräsentation in einem Workshop in Hagen durchgeführt.

Das Emissionsmedium ist eine CD-Rom. In regelmäßigen Abständen erfolgt ein Update. Die aktuelle Version der Lehr- und Lernhilfen ist z. Zt. 2β2 und war zum Zeitpunkt der Unterrichtsdurchführung und Erhebung sowohl in der 10. Jahrgangsstufe als auch in der 9. Jahrgangsstufe die Version 2α10. Sie dient den Lehrenden zur Vorbereitung ihrer Unterrichtsinhalte und dem -verlauf. Auf den Projekttreffen wurden Erfahrungen ausgetauscht und spezielle Fragen zur Unterrichtsvorbereitung und zur Diskussion des bisherigen Unterrichts beantwortet.

Neben der Erprobung der Lehr- und Lernhilfen in den verschiedenen Jahrgangsstufen unterschiedlicher Schultypen wurden Vortests durchgeführt, die den Leistungsstand der Lernenden vor der Unterrichtsreihe feststellen sollten, und Nachtests, die den Leistungsstand nach der Reihe feststellen sollten. In abschließenden Interviews sollten freie Äußerungen und Eindrücke der Lernenden sowie ein Meinungsbild zu den Themenfeldern Programm, Visualisierung der Dreidimensionalität, Modelllernen, unterrichtliche Umsetzung, Motivation und Lernerfolg erhoben werden. Die Interviews mit den Lernenden sollten konkrete zusätzliche Anhaltspunkte zum Verstehen und Verstehensprozess der Lernenden geben. Wofür die schriftlichen Tests nur Anhaltspunkte liefern können.

7.3 Verlauf der Unterrichtsreihe und Erhebung in der 9. Jahrgangsstufe

Der Unterricht in der 9. Jahrgangsstufe fand in der Zeit von Mai 2002 bis Juli 2002 statt. Der Unterrichtsverlauf wurde protokolliert, schriftliche Tests in Form von Fragebögen, sowohl zu Beginn der Unterrichtsreihe als auch am Ende der Studie durchgeführt und eine kurze Feedback-Runde, ein sogenanntes ‚*Blitzlicht*‘ mit allen Lernenden organisiert und protokolliert.

Unterrichtsabschnitt 9. Jahrgangsstufe	Zahl der UE in der Gruppe B9
Vortest	1
Modul 1 Aufbau der Materie	5
Modul 5 Wechselwirkung einfacher Einheiten im Festkörper	2 *
Nachtest	1
Gesamtstundenzahl	9

Tab. 7.4 Auflistung der Module und Unterrichtseinheiten in der 9. Jahrgangsstufe.

* Die Unterrichtsreihe konnte aus schulorganisatorischen Gründen nicht zu Ende geführt werden.

Der Zeitaufwand der Unterrichtsreihe betrug in der Gruppe B der 9. Jahrgangsstufe 9 Unterrichtseinheiten a 45 Minuten inklusive Vortest, Nachtest und Übungseinheit zum Cosmo-Player.

7.4 Zusätzliche Unterrichtsreihen

Die Lehr- und Lernhilfen wurden über die o. a. Erhebungen hinaus auch im Rahmen von zwei Staatsexamensarbeiten von MAUEL (2002) und BRUNS (2002) sowie BRUNS & MAUEL³⁸ eingehend untersucht.

MAUEL modifizierte die vorhandenen Arbeitsblätter der Lehr- und Lernhilfen zu interaktiven Aufgabenstellungen und führte unter dem Gesichtspunkt der Förderung der Eigenständigkeit der Lernenden in die Bindungstypen ein. Die von ihm durchgeführte Unterrichtssequenz ging analog TULODZIECKI (2000) von einer für den Lernenden bedeutsamen Aufgabe aus, die vorhandene Kenntnisse und Fertigkeiten aktiviert, eine kooperative und aktive Auseinandersetzung der Lernenden mit der Aufgabe sowie einen Vergleich unterschiedlicher Lösungen erlaubt. MAUEL versteht wie MEYER (1987) unter selbstständigem Lernen eine Förderung von Sach-, Sozial- und Sprachkompetenz.

BRUNS entwickelte ein Unterrichtskonzept mit integrierter Computerarbeit am Beispiel der Einführung der kovalenten Bindung unter Verwendung der erstellten Lehr- und Lernhilfen. Die von ihr durchgeführte Unterrichtssequenz von 9 Unterrichtseinheiten à 45 Minuten wurde von den Lernenden ausschließlich am Computer durchgeführt. Damit die Gefahr der Restriktion kreativer Kommunikation durch den Computer (vgl. Frintjer 2002) eingeschränkt wurde, ist die Unterrichtssequenz in Gruppenarbeit am Computer mit Unterrichtsgesprächen verbunden worden.

Der sinnvolle Einsatz neuer Medien im Unterricht (vgl. Eilks et al. 2001B) wurde durch das didaktische Konzept, welches den Computereinsatz bestimmt, gewährleistet und nicht umgekehrt. Das zugrunde liegende Konzept wurde durch Interaktive Arbeitsblätter umgesetzt. Begleitende Versuche in denen die Lernenden beobachtbare chemische Vorgänge auf Modelle der Bindungsverhältnisse zurückführen war neben den Richtlinien und Lehrplänen (KM-MRW 1993A) auch das Ziel von Frau BRUNS.

Assortiment und Entwicklung der Erhebungsinstrumente werden in Kap. 8 beschrieben.

38 Bruns, S.; Mael, L.: *3D-VAM im unterrichtlichen Einsatz*, Vortrag an der Universität zu Köln 9. Dezember 2002.

8 Methodik der Erhebung

8.1 Design der Erhebung

Die ganze Erhebung folgte der nachstehenden Vorgehensweise Abb. 8.1.

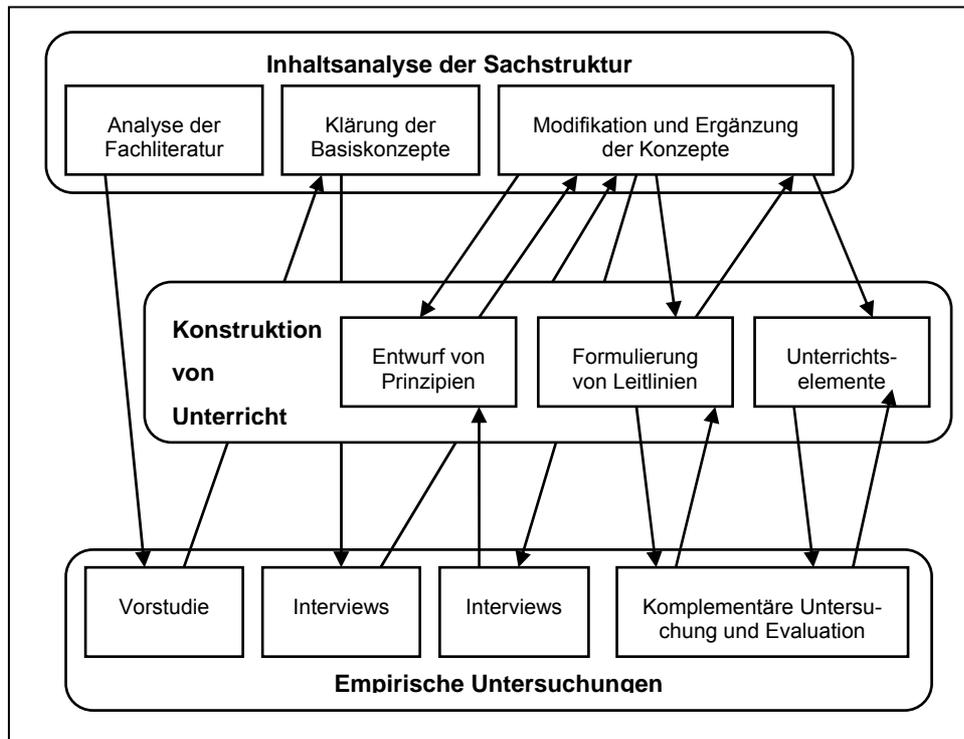


Abb. 8.1 Modifizierte iterative Vorgehensweise nach KATTMANN et al. (1997, S. 13)

Die begleitenden Erhebungen während der Erstellung der Lehr- und Lernhilfen, folgten einer iterativen Vorgehensweise, da die Änderungen direkten Einfluss auf die drei Komponenten des didaktischen Tripels - *fachliche Klärung*, *Erhebung der Vorstellungen der Lernenden* und *didaktische Strukturierung* - hatten und es vor allem zeitlich unangemessen gewesen wäre die verschiedenen Variablen streng nacheinander zu erheben.

Parallel zur Sachanalyse erfolgte die Erhebung des Wissens der Lernenden vor der Konstruktion der Inhalte sowie der Unterrichtsreihe. Daraufhin wurde ein Unterrichtskonzept entwickelt, das in einer Vorstudie (Studie 0) eingesetzt und durch Interviews mit den Lernenden untersucht wurde.

Auf der Basis dieser Vorstudie erfolgten sowohl die Modifikation und Ergänzung des Unterrichtskonzeptes sowie der Entwurf von Prinzipien, die Formulierung von Leitlinien und diverser Unterrichtselemente, die ihrerseits in einer abschließenden Untersuchung evaluiert wurden. Die Erhebung und Auswertung wird im Kap. 9 beschrieben.

8.1.1 Wie soll die Erhebung erfolgen?

Es wurden zwei Erhebungen der Lehr- und Lernhilfen durchgeführt. Eine Untersuchung wurde im Chemieunterricht der 9. und die andere in der 10. Jahrgangsstufe durchgeführt.

Wie bereits in Kap. 7.2.7 beschrieben, sind die beiden Jahrgangsstufen nicht direkt miteinander vergleichbar, da zum Teil unterschiedliche Module untersucht wurden. Des Weiteren konnten nicht dieselben Lernenden untersucht werden, weil mit der Jahrgangsstufe 10 begonnen werden musste und die Jahrgangsstufe 9 erst im zweiten Schritt untersucht wurde. Es wurde schwerpunktmäßig die Auswertung der Untersuchung der Gruppen aus der 10. Jahrgangsstufe durchgeführt, da in diesen neben den Versuchsgruppen auch eine Kontrollgruppe unterrichtet werden konnte, die erst eine Vergleichbarkeit ermöglicht.

8.1.2 Möglichkeiten der Erhebung

Neben der Fragebogen-Erhebung gibt es noch weitere Erhebungsmöglichkeiten: Schülerprotokolle, Lernprotokolle, Lerntagebücher und Lehrerreflexionen.

STEIN ist der Meinung:

*„Möglichst viele Formen der Evaluation sollten eingesetzt werden.“*³⁹

Dies steht jedoch im Gegensatz zu den personellen, finanziellen und zeitlichen Möglichkeiten des Projektes.

Eine genaue Dokumentation der Evaluation kann nach STEIN auch in qualitativen Interviews erfolgen, in denen der Lehrende mit 3-5 Lernenden anhand gezielter Fragen ins Gespräch kommt, da die mündliche Form der Auswertung aufschlussreicher ist als die schriftliche Form. Es kann sofort mit der Fragestellung auf den Lernenden und seine Problematik eingegangen werden.

Das kontinuierliche Anfertigen von Lernprotokollen stellt ebenso eine Möglichkeit dar, die einen Aufschluss über das Vorgehen, die Progression, die Probleme und den Lernfortschritt der Lernenden ermöglicht. Der erforderliche Aufwand steht auch hier wieder im Gegensatz zu den zur Verfügung stehenden Ressourcen. Darüber hinaus müssen die Erhebungsarten vergleichbar sein, damit sie ergänzende Ergebnisse liefern. Letztlich müssen die angestrebten Erhebungen innerhalb dieser Dissertation zu bewältigen sein.

Allgemein sollte die Evaluation sinnvolle Fragestellungen enthalten, die auch über das Inhaltliche hinausgehen. Es wurde entschieden neben der schriftlichen Befragung auch einzelne Interviews durchzuführen.

8.2 Phasen des Forschungsprozesses

Nach der Auffassung von SCHNELL, HILL & ESSER (1992) gibt es im Forschungsprozess feste Abläufe, die auch in dieser Arbeit nach dem abgebildeten modifizierten Schema Abb. 8.2 verliefen. Nach der Formulierung des Forschungsproblems erfolgte die Schaffung der Theoretischen Grundlagen und der daraus resultierenden Formulierung von Hypothesen. Parallel zur Bestimmung der Untersuchungsart wurde eine Begriffsdefinition und Konzeptspezifikation, in der eine Operationalisierung der Untersuchungsgegenstände erfolgte, durchgeführt. Nach der Auswahl der Untersuchungsobjekte, im vorliegenden Fall Gruppen von Lernenden unterschiedlicher Schultypen der 9. und 10. Jahr-

39 STEIN: Aussage auf einem Projekttreffen.

gangstufen, wurde die Erhebung der Daten und die Aufnahme dieser durch Datenerfassungs- und Datenverwaltungsprogramme durchgeführt. Nach der Datenerfassung schloss sich die Datenanalyse mit der Statistik-Software SPSS (*Statistical Package for Social Science* später *Superior Performing Software Systems*) an.⁴⁰

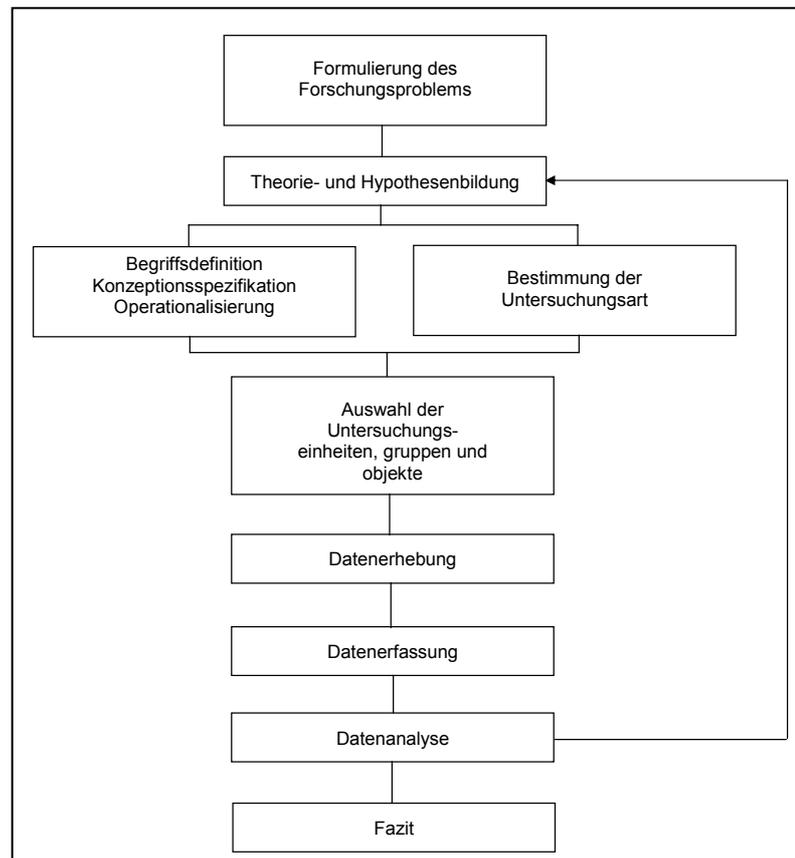


Abb. 8.2 Modifizierter Forschungsprozesses nach SCHNELL, HILL & ESSER. (1992, S. 118)

8.3 Empirische Forschung

Im weiteren Verlauf wird der Gang der empirischen Vorgehensweise erläutert.

BORTZ & DÖRING (2002, S. 5) schreiben in ihrem Buch über empirische Methoden folgendes:

„Empirische Forschung sucht nach Erkenntnissen durch systematische Auswertung von Erfahrungen.“

Doch die systematische Auswertung und die daraus resultierenden Ergebnisse sind nicht so trivial wie diese Aussage selber. Zu der Frage, wie Erfahrungen in Erkenntnisgewinn umgesetzt werden, findet man in der wissenschaftstheoretischen Literatur teil-

⁴⁰

Es wurde die Version SPSS 11.0 für Windows nach Anleitung von BAMBERGER (2002) und POSPESCHILL (2002) eingesetzt.

weise sehr konträre Auffassungen, die bei CHALMERS (1986), SCHNELL, HILL & ESSER (1999) und WESTERMANN (2000) übersichtlich dargestellt sind. Der Autor bezieht sich auf den Standpunkt von BORTZ & DÖHRING (2002), dass zwar neben der hypothesenprüfenden Ausrichtung noch andere Auffassungen von Empirie ihre Berechtigung haben, doch dass diese weit verbreitete Form der empirischen Forschung auf die naturwissenschaftliche Forschung besonders gut angewendet werden kann.

In dieser Untersuchung sind Schulklassen Untersuchungsobjekte, die bezüglich der Fragestellung mit ausgewählten Merkmalen beschrieben werden. Später werden Merkmalsunterschiede registriert, analysiert und erklärt. Um diese genau beschreiben zu können, werden Variablen mit unterschiedlichen Merkmalsausprägungen eingeführt und diesen Ausprägungen Zahlenwerte zugeordnet. Hieraus resultieren Merkmalsmessungen, deren Menge die quantitativen Daten der Untersuchung darstellen. Die o.g. Prozedur, um von den Merkmalen zu den Daten zu kommen, nennt man Operationalisierung, zu der sich BORTZ & DÖRING (2002, S. 6) wie folgt äußern:

„Eine angemessene Operationalisierung für die interessierenden Merkmale zu finden, erfordert fundierte inhaltliche und methodische Kenntnisse sowie Kreativität.“

8.4 Operationalisierung, standardisierte und offene Fragestellungen

Die erste Nennung des Begriffs ‚operationale Definition‘ oder ‚Operationalisierung eines Merkmals‘ geht auf BRIDGMAN (1927) zurück. Er macht in seiner auf die Physik bezogenen Fassung vier Kernaussagen:

1. Die operationale Definition ist synonym zu einem Satz von Operationen.
2. Ein Begriff wird durch die mit ihm verbundenen Operationen und nicht durch die mit ihm verbundenen Eigenschaften definiert.
3. Die Bedeutung eines Begriffs findet man indem man beobachtet was man mit ihm macht und nicht in dem man beobachtet was man über ihn sagt.
4. Operationen können die wissenschaftlichen Konzepte messen und sind daher geeignet das gesamte Wissen zu relativieren.

Diese Aussagen zur Operationalisierung sind noch nicht direkt auf die vorhandene Problematik anwendbar. Es soll ganz konkret der Erfolg von Unterricht bzw. Lehr- und Lernhilfen im Unterricht gemessen werden. Zu diesem Zweck gibt es eine Vielzahl von Methoden. Die meisten dieser Methoden sind aus der Curriculumforschung der 60er und 70er Jahre entstanden, in der der Operationalisierung von Lernzielen eine bedeutende Rolle zu kam.

Eine Definition von Operationalisierung, die mit dieser Studie konform geht, liefern JANK & MEYER (1991). Demnach ist:

„Operationalisierung im weiteren Sinn die Kleinarbeitung einer ungenauen Lernzielangabe bis hin zur sprachlich eindeutigen Angabe beobachtbarer Elemente der gewünschten neuen Verhaltensdisposition des Lernenden.“

Und weiter ist:

„Operationalisierung im engeren Sinn die Angabe der Messoperation, mit der ein beobachtbares Element einer gewünschten Veränderung des Schülerverhaltens kontrolliert werden kann.“

Ein Teil der Operationalisierung ist die Unterrichtsbeobachtung, die immer wieder von verschiedenen Personen durchgeführt wurde. Die Beobachtungskriterien waren festgeschrieben, doch da jeder Beobachter eine unterschiedliche Beobachtungspriorität oder -gabe hat, mussten auch schriftliche Leistungen zu Grunde gelegt werden, die einfacher zu operationalisieren sind.

Die beobachtbaren Elemente werden auch operationale Indikatoren genannt. Nachdem die Grobziele als Forschungsfragen und Hypothesen formuliert wurden (vgl. Kap 6.5), müssen daraus resultierende Feinlernziele formuliert werden, die eine definierte Verhaltensdisposition der Lernenden beinhalten. Dies erlaubt eine Operationalisierbarkeit, die es ermöglicht festzustellen, ob die Lernenden sie in einer bestimmten Situation zeigen. Die angesprochenen Situationen sind die Beantwortung der Fragebögen, die Interviews mit den Lernenden und das Interview mit der Lehrperson.

Ob der Lernende die erwartete Verhaltensdisposition zeigt, kann anhand seines Antwortverhaltens und der beobachtbaren operationalen Indikatoren festgestellt werden, wenn die Feinziele vorher operationalisiert worden sind.

Die Operationalisierung der Feinziele stellt eine anspruchsvolle Aufgabe mit der Forderung eindeutig beobachtbare Indikatoren der erwarteten Verhaltensdisposition zu formulieren. Diese Forderung birgt die Schwierigkeit, dass anspruchsvollere kognitive Leistungen der Lernenden in der Phase der Testentwicklung und auch später in der Testauswertung vernachlässigt werden könnten, da sie genau genommen nicht vollständig zu operationalisieren sind.

Dahingegen sind Fragestellungen, die vorwiegend die ‚Reproduktion von Wissen‘ analog dem System zur Differenzierung kognitiver Leistungen nach BLOOM (1956) prüfen, in hohem Maße operationalisierbar.

Welcher Anspruch soll an die Operationalisierung gestellt werden, welchen Anforderungen muss sie gerecht werden? Zur Beantwortung dieser Fragen müssen noch einige Definitionen getroffen werden.

HÄUßLER et al. (1998, S. 78) definieren ‚Verstehen‘ als:

„die Fähigkeit, Wissensbestände nicht nur weiterzugeben (Reproduktion), sondern umzuordnen, d.h. auf neue Weise zu organisieren (Reorganisation).“

Die wissenschaftstheoretische Diskussion der Verstehenskontroverse soll nicht weiter diskutiert werden, sondern für diese Untersuchung im Folgenden ein Verstehensbegriff definiert werden, der operationalisierbar und damit überprüfbar ist.

Nach dieser Definition ist es relativ leicht operationale Indikatoren zu definieren, die es ermöglichen festzustellen, ob die Lernenden ‚verstehen‘ ihr in der Unterrichtseinheit erworbenes Wissen auf die im Fragebogen gestellten Aufgaben zu übertragen und damit zu ‚reorganisieren‘.

Tests werden in der Regel in der modernen Testkonstruktion mit Antwortvorgaben versehen, da dieser Aufgabentyp, der auch als *Multiple Choice* bekannt ist, einfach auszuwerten ist. Bei dem *Multiple Choice-Test* muss sich der Lernende für **eine** der vorgegebenen Antworten entscheiden. Eine Schwierigkeit und ein zeitaufwändiges Unterfangen bei *Multiple Choice*-Tests ist die Auffindung ‚guter Distraktoren‘. D. h. die Alternativantworten müssen so geartet sein, dass jeder Lernende die Auswahlantworten, auf den ersten Blick, für gleich wahrscheinlich und richtig hält. Da in der Regel nur eine der Alternativen richtig ist, bereitet die Zuordnung der Indikatoren und damit die Auswertung keine Probleme. Tests dieser Art werden auch als auswertungsobjektiv bezeichnet. Diesen Vorteilen stehen nach BORTZ & DÖRING (2002, S. 214) auch Nachteile gegenüber:

„Multiple-Choice-Fragen fordern vom Untersuchungsteilnehmer schlichte Wiedererkennungseleistungen, die gegenüber der Reproduktionsleistung bei freiem Antwortformat als qualitativ mindere Fähigkeit anzusehen sind.“

Aus diesem Grund können die Fragebogen nicht als reine Multiple-Choice-Variante konstruiert werden, denn dies allein ermöglicht es nicht die Fähigkeit der Reorganisation zu erheben. Es müssen darüber hinaus Fragen formuliert werden, die bei den Lernenden ein ‚Reorganisieren‘ ihres Wissens bedingen. Dieser Anspruch kann am einfachsten mit Antwortvorgaben erfolgen, die jedoch eine dem Lernenden nicht bekannte Anzahl an richtigen Antworten vorsehen. Bei diesem Aufgabentyp, der auch als *Multiple Select* bekannt ist, muss sich der Lernende für **eine oder mehrere** der vorgegebenen Antworten entscheiden. *Multiple Select*-Tests haben neben den gleichen Problemen beim Auffinden ‚guter Distraktoren‘ wie beim *Multiple Choice*-Test jedoch den entscheidenden Vorteil, dass das ‚Verstehen‘ nach HÄUßLER (1998) abgefragt werden kann.

An dieser Stelle soll deutlich gemacht werden, dass der Verstehensbegriff schwierig zu operationalisieren ist. Zum Verstehen gehören auch Anwendungs- und Transferleistungen der Lernenden, so dass auch ‚Anwendungs-‘ und ‚Transferaufgaben‘, konstruiert werden müssen, die in einer offenen Fragestellung das Abfragen der dazugehörigen kognitiven Leistungen ermöglichen.

HÄUßLER et al. (1998, S. 72) definieren Transferleistungen wie folgt:

„Transferleistungen sind immer nur solche im Bezug auf einen bestimmten Unterricht.“ ...

so dass gesagt werden muss: losgelöst von der Unterrichtssituation ist es nicht zu entscheiden, ob die erbrachte Leistung eines Lernenden eine Transferleistung ist oder nicht. Damit ist gemeint: soll bei einer bestimmten Aufgabe ein Prinzip, welches im Unterricht an zwei Beispielen erklärt wurde, in der Aufgabenstellung auf ein weiteres Beispiel angewendet werden, ist dies eine Transferaufgabe. Ist das gefragte Prinzip jedoch an einem der beiden behandelten Beispiele zu erklären so handelt es sich **nicht** um eine Transferaufgabe. Die Aufgabenstellung allein ermöglicht also nicht die Klassifikation nach den kognitiven Leistungen. Es müssen deshalb Unterrichtsprotokolle von der Unterrichtsbeobachtung erstellt werden, damit solche Fragen geklärt werden können. Darüber hinaus kann das *Verstehen* eindeutig aus den Interviews mit den Lernenden erhoben werden.

Die Aufgabentypen in dem konstruierten Test ergänzen sich, damit umfassende Aussagen, sowohl zum Wissen als auch in Kombination mit den Interviews zum Verstehen der Lernenden, gemacht werden können.

Die Begutachtung der Äußerungen der Lernenden zu ‚Verstehens‘-Fragen aber auch Transferaufgaben bedarf der Interpretation der Lehrenden, in diesem Fall des Auswertenden. Die beobachtbaren Indikatoren lassen sich jedoch nach der Definition von JANK & MEYER (1991) nicht mehr vollständig operationalisieren.

Eine Unterscheidung zwischen Wissenstests und Tests mit komplexeren Denkprozessen ist bereits in der ‚*Taxonomy of Educational Objectives*‘ vorgenommen worden. Diese Einteilung ist für die Testkonstruktion förderlich, dennoch ist wie bereits gesagt, eine Klassifikation von Testaufgaben z.B. in Aufgaben ‚zur Erfassung von Wissen‘, ‚Anwendung von Wissen‘ oder ‚Problemlösungsverhalten‘ oft schwierig oder gar unmöglich. Auch CRONBACH (1972, S. 56) ist der Meinung:

„Ob eine gegebene Antwort Auswendiggelerntes oder eine vernünftige Denkleistung widerspiegelt, hängt davon ab, wie der Schüler unterrichtet wurde, und nicht allein von der gestellten Testaufgabe.“

Somit kann aus der Beantwortung einer Testaufgabe ohne den Unterrichtsverlauf zu kennen, keine Aussage über eine Denkleistung des Lernenden erfolgen. Es muss also der Unterrichtsgang mit in die Auswertungen einbezogen werden.

Das didaktische Tripel von KATTMANN & DUIT (1997) (vgl. Abb. 8.3) ist ein Hilfsmittel zur Klassifikation von Testaufgaben. Es besteht aus ‚fachlicher Klärung‘, ‚Erhebung der Vorstellungen der Lernenden‘ sowie der ‚didaktischen Strukturierung‘ und dient in dieser Arbeit als Grundlage, sowohl zur Testkonstruktion als auch zur Testauswertung.

Schwierig ist die Klassifikation und Operationalisierung der Testaufgaben in rein präskriptiver Form durchzuführen. Es wird zusätzlich die genaue Unterrichtsbeobachtung und wenigstens stichprobenartig die Untersuchung von Äußerungen der Lernenden zu bestimmten Fragestellungen benötigt, damit zu einer objektiveren Klassifikation und Operationalisierbarkeit gefunden wird.

Nach JANK & MEYER (1991) ist darauf zu achten, dass zwischen den von den Lehrenden angestrebten Zielen (präskriptiv) und den von den Lernenden erbrachten Ergebnissen (deskriptiv) genau unterschieden wird.

Die in Kap 8.4.1.7 erläuterte didaktische Rekonstruktion von KATTMANN & DUIT (1997) basiert in der vorliegenden Untersuchung auf den Aufzeichnungen des Unterrichtsverlaufs, den Antworten aus den unterschiedlichen Fragebögen und den Stichprobeninterviews (vgl. 8.4.2).

Die in den Interviews geäußerten Vorstellungen der Lernenden sowie die vorher erarbeiteten und zu erwartenden Lernschwierigkeiten, dienen bei der Erstellung der Kategorien, der Inhaltsbereiche und der Itemlisten als Korrektiv.

Damit eine umfassende Auswertung stattfinden kann, die zu vielschichtigen Aussagen befähigt, wird der Fragebogen mit allen drei angesprochenen Aufgabentypen - *Multiple-Choice-Fragen*, *Multiple-Select-Fragen* und offene Fragestellungen - ausgestattet und darüber hinaus werden noch Interviews mit einigen Lernenden durchgeführt. Bei der aufgeführten Reihenfolge der Fragenarten nimmt die Operationalisierbarkeit ab. Im Ge-

gensatz dazu nimmt die Anforderung zur Reorganisation des Wissens sowie zur Anwendungs- und Transferleistung zu.

Erst die Kombination der unterschiedlichen Fragenarten trug der Forderung Rechnung, dass die Lernenden höhere kognitive Leistungen zeigen mussten und gleichzeitig eine objektive Operationalisierbarkeit ermöglicht wurde.

8.4.1 Der Fragenkatalog

Die schriftliche Befragung wurde gewählt, weil sie eine exzellente Variante darstellt, homogene Gruppen wie Schulklassen zu befragen und darüber hinaus eine kostengünstige Untersuchungsvariante ist. Eine mündliche Befragung der 147 Lernenden hätte sowohl den zeitlichen als auch den personellen Rahmen überschritten.

Die schriftliche Befragung setzt zwei Forderungen voraus, die als erfüllt angesehen werden können:

- Erstens müssen die Befragungsinhalte eine hohe Strukturierbarkeit zulassen und
- zweitens muss eine kontrollierte Erhebungssituation geschaffen werden.

Nachdem überprüft wurde, dass für die interessierten Merkmale keine brauchbaren Tests existieren, mussten für die Untersuchung eigene Fragebögen entwickelt werden.

In der Testkonstruktion wird möglichst exakt definitorisch bestimmt, was das interessierende Merkmal ist. Ferner muss überlegt werden, ob der erstellte Test für den zu untersuchenden Personenkreis geeignet ist.

Der Test resultiert aus einer Materialsammlung, die durch Literatur gestützt wird und aus der die eigentlichen Testfragen formuliert werden. Die in der Testkonstruktion üblichen Fragenvarianten sind nach RÜTTER (1973) wie folgt unterschieden und finden in der Testerstellung Anwendung:

- Fragen mit offener Beantwortung
- Fragen mit halboffener Beantwortung
- Fragen mit Antwortvorgaben

8.4.1.1 Fragebogenkonstruktion

Die Konstruktion der Fragebögen ist mit der Fragensauswahl, der Fragenformulierung und seinem Aufbau für die später anstehende Erhebung von zentraler Bedeutung wie auch BORTZ & DÖRING (2002, S. 253) bereits ausführten:

„Unabhängig von der Zielsetzung sind die Auswahl und die Formulierung der Fragen sowie der Aufbau des Fragebogens zentrale Themen einer Fragebogenkonstruktion.“

Bei der Konstruktion der Fragebögen wurden neben den Prinzipien zur Erstellung von Fragebögen auch die Regeln für mündliche Interviews beachtet. Darüber hinaus wurde für die Interviews ebenfalls ein Kriterienkatalog mit Fragen aufgestellt (vgl. KONRAD 1999).

Einige Fragen der erstellten Fragebögen fallen teilweise in die Kategorie der Ermittlung von Merkmalsausprägungen. Es werden durch die befragten Lernenden zwar konkrete Sachverhalte beschrieben und Aussagen sowie Aussagenkombinationen ausgewählt,

doch müssen die Antworten in Ausprägungsgrade unterteilt werden, damit sie gegeneinander gewichtet, bei der Datenanalyse in quantitative Daten überführt werden können und der ausgewählten Skala entsprechen.

Bei der Erstellung der Fragebögen wurden Fachwissenschaftler, Fachdidaktiker, Soziologen und Statistiker zu Rate gezogen. Unter Berücksichtigung der angeführten Kriterien entstanden sowohl die Vor- als auch die Nachtests, die im Anhang A34-A48 abgedruckt sind. Der Konstruktion eines Fragebogens, der ideale Voraussetzungen zur Erhebung unterschiedlicher kognitiver Leistungen bietet, ist die leichtere Auswertbarkeit zum Opfer gefallen, so dass mit einem erheblichen Aufwand bei der Datenauswertung gerechnet werden musste.

Eine Zuordnung der einzelnen Aufgaben zu Inhaltsbereichen und deren Beschreibung erfolgt bei der Auswertung der Fragebögen in Kap. 9.

8.4.1.2 Kategorienbildung

Die Aufbereitung der Daten erfolgt unter Verwendung von Kategorien. Die eigentlichen Daten sind die Antworten und Antwortkombinationen auf den Fragebögen vor und nach der durchgeführten Unterrichtsreihe, sowie die Antworten der Einzelinterviews, die am Ende der Reihe durchgeführt wurden. Diese ‚Rohdaten‘ müssen aufgearbeitet werden, da die statistische Datenanalyse numerisch quantifizierte Untersuchungsergebnisse voraussetzt.

Weil noch keine ‚Zahlen‘ für die interessierenden Variablen vorliegen, müssen diese erst aus den qualitativen Angaben der Lernenden erzeugt werden, in dem diese für die statistische Analyse in Kategorien zusammengefasst werden und numerisch kodiert werden.

8.4.1.3 Die Einführung des Kategoriensystems

Die prinzipielle Auswertbarkeit der Aussagen der Lernenden basiert auf der Bildung von Kategorien. Da in den Naturwissenschaften vorzugsweise quantitative Auswertungen durchgeführt werden, sollen quantitative Methoden angewendet werden, die zur Auswertung numerische Relative benutzen.

Die Notwendigkeit zur Auswertung der Daten ein numerisches Relativ einzuführen, stellt die Aufgabe auszuwählen, in welcher Skalenart die Ergebnisse am besten repräsentiert werden und wie die Skala geartet ist. Die Fragestellung, welche Aussagen bei der Datenauswertung getroffen werden können und welche Skala damit zur Anwendung kommt, ergibt eine Verhältnisskala (vgl. HELLER 1984), da diese eine Äquivalenz der Rangbeziehung und der Intervallkonstanz aufweist. Die Ausprägung ist den Leistungswerten in den *Multiple Choice*- und *Multiple Select*-Fragestellungen äquivalent.

HELLER weist auf Probleme bei der Auswertung und dem Interpretationsspielraum hin:

„Unabhängig vom jeweiligen Skalenniveau wird der Interpretationsspielraum noch durch die sog. Testgütekriterien (Objektivität, Reliabilität, Validität) beeinflusst.“ (HELLER 1984, S. 25)

Dies begründet auch die in Kap. 8.4.2 aufgeführte Problematik bei der Bewertung der erhaltenen Ergebnisse.

8.4.1.4 Bearbeitung der offenen Fragestellung

Forschungsmethoden und Evaluation für Human- und Sozialwissenschaftler von BORTZ & DÖRING (2002) zählt zu den Standardwerken der Evaluation im Bereich der Human- und Sozialwissenschaften. Sie schlagen zur Auswertung von vorgefundenen Textquellen den so genannten Dokumenten die Inhaltsanalyse vor. Sie soll das Wortmaterial hinsichtlich bestimmter Aspekte quantifizieren. Bei der Erhebung entstehen Beobachtungsprotokolle, Interviewprotokolle und ausgefüllte Fragebögen, die zu ausgewählten und übergreifenden Kategorien geordnet werden müssen.

Es hat sich in der Praxis herausgestellt, dass für jede Fragestellung günstigerweise eigene Kategoriensysteme aufgestellt werden sollten:

„Dabei geht man entweder deduktiv, d.h. theoriegeleitet vor und trägt ein ausgearbeitetes Kategoriensystem an das Textmaterial heran, oder man verfährt induktiv, sichtet das Textmaterial und überlegt sich im Nachhinein, welche Kategorien geeignet sein könnten, die Texte zu charakterisieren. Dabei abstrahiert man vom konkreten Textmaterial und sucht nach zusammenfassenden Bedeutungseinheiten. In der Praxis sind häufig Mischformen zu finden, d.h. ein vorbereitetes (deduktives) Kategoriensystem wird im Zuge der Auswertungen (induktiv) revidiert, wenn sich z.B. herausstellt, daß bestimmte Kategorien vergessen wurden oder einige Kategorien zu grob sind und weiter differenziert werden sollten.“ (BORTZ & DÖRING 2002, S. 151)

Die Kategorien beinhalten in der Regel einzelne oder mehrere Items, die zuvor als Orientierung wie in Kap 9 beschrieben, formuliert worden sind. Die Items sind Formulierungen oder Konstrukte wie z.B. Antwortkombinationen und bilden die Grundlage für die gebildeten Leistungswerte (vgl. Kap 8.4.1.7).

Die erhaltenen Daten als Ergebnisse der Inhaltsanalyse lassen mit entsprechenden analytischen Verfahren eine Hypothesenprüfung zu.

8.4.1.5 Die Einführung von Items

Im Hinblick auf die Gesamtanalyse des Tests erfolgt die Vorauswertung der einzelnen Fragen, die unterschiedliche Antwortgesichtspunkte enthalten. Diese unterschiedlichen Aspekte werden auch Items genannt. Der Pool dieser Items bildet das in Kap 8.4.1.3 angesprochene Kategoriensystem und ist die Grundlage für die Analyse der Antworten der Lernenden auf einzelne Fragen. Bei jeder frei formulierten Aussage oder jedem Antwortmuster von z.B. Ankreuzkombinationen bei *Multiple-Select*-Fragen muss untersucht werden, ob sie bestimmte Items repräsentieren. Die Auswertung der Daten durch Auszählen erfordert jedoch eine vorhergehende Interpretation der Antworten, die ihrerseits entscheidet, ob ein Item getroffen wird oder nicht.

Der Itempool stellt alle möglichen Aussagen zu einer Frage zusammen. Daraus resultiert, dass jede Antwort auf eine Frage mit einer gewissen Itemkombination charakterisiert werden kann, deren Qualität mit Zahlenwerten quantifiziert werden kann.

Bei der Formulierung der Items wurden die folgenden Kriterien beachtet. Zum einen soll die Anzahl der Items zu einer Frage möglichst gering sein, um die Resultate übersichtlich darzustellen und nachvollziehbar zu halten. Zum anderen sollen die Aussagen der Lernenden möglichst detailliert, inhaltsgetreu und differenziert dargestellt werden.

Weiterhin sollten sich die Items möglichst nah an den Zielen orientieren, die im Vorfeld deduktiv entwickelt wurden. Damit diesen Anforderungen an die Items Rechnung getragen werden kann, wurden sie in einer Mischung aus deduktivem und induktivem Verfahren, zugleich nah an den Äußerungen der Lernenden und den Zielaussagen, entwickelt. Um den Aufwand der Datenauswertung nicht zu groß werden zu lassen, wurde nach der Sichtung der gesamten Fragebögen die Anzahl der Items mittels der o.g. Kriterien an den Fragebögen minimiert.

8.4.1.6 *Erstellung einer Itemliste*

Die Itemlisten müssen für jede Aufgabenstellung gesondert erstellt werden. Es wird einerseits überlegt, welche Äußerungen der Lernenden erwartet werden können und andererseits wird mit den tatsächlich gemachten Äußerungen verglichen, so dass ein umfassender und ausgewogener Pool an sich ergänzenden Äußerungen entsteht. Die Zusammenstellung dieser Itempools erfolgt in Kap. 9 für jede Testaufgabe gesondert.

Für die *Multiple Choice* Aufgaben muss kein Itempool erstellt werden, da die Antwortvorgaben bereits die Items darstellen. Hier muss lediglich bei der Zuordnung in Leistungswerte nach den vermittelten Vorstellungen entsprechender oder nicht adäquater Beantwortung unterschieden werden.

Auch für die *Multiple Select* Aufgaben muss kein Itempool erstellt werden. Es müssen im Gegensatz zu den *Multiple Choice* Aufgaben jedoch weitere Leistungswerte eingeführt werden, die die unterschiedlichen Kombinationsmöglichkeiten der Antwortvorgaben berücksichtigen. Die Zuordnung der Items zu Leistungswerten wird in Kap. 8.4.1.7 erläutert.

8.4.1.7 *Zuordnung von Itemmuster zu Leistungswerten*

Es wurde eine Form der Inhaltsanalyse gewählt, in der das induktive und deduktive Vorgehen verbunden werden konnte, damit sicher gestellt ist, dass auch Antworten von Lernenden in der Auswertung berücksichtigt werden, wenn sie von den erwarteten Antworten abweichen.

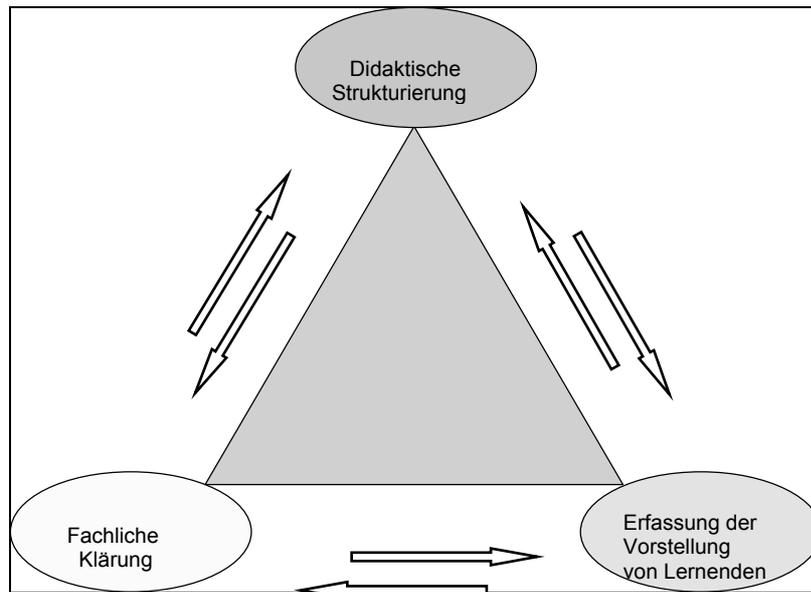


Abb. 8.3 Modifizierte *Didaktische Rekonstruktion* nach KATTMANN & DUIT (1997)

Die Vorstellungen der Lernenden und das fachliche Wissen werden nach KATTMANN & DUIT (1997, S. 122) als grundlegende Komponenten zur Unterrichtskonstruktion angesehen. Sie gehen davon aus,

„dass die Ergebnisse der fachlichen Klärung nicht nur den Umgang mit den Schülervorstellungen beeinflussen, sondern umgekehrt die Kenntnisse der erhobenen Schülervorstellungen auch die Darstellung und das Verständnis der fachlichen Anschauungen verändern kann.“

Ihr Modell der ‚*didaktischen Rekonstruktion*‘ beinhaltet drei Forschungsschritte:

- fachliche Klärung,
- Erhebung der Vorstellungen der Lernenden und
- didaktische Strukturierung,

die ein didaktisches Tripel bilden.

Es ist ein wichtiges Hilfsmittel, nicht nur zur Testkonstruktion und Itembildung, sondern auch zur Testauswertung sowie Itemanalyse und Festlegung der Leistungswerte, damit eine ausgewogene Betrachtung zwischen den geäußerten Vorstellungen der Lernenden und den erwarteten fachlichen Inhalten stattfinden kann.

Diese Vorstellungen werden in Bezug auf den Aufbau der Materie und die Chemische Bindung bei der Erstellung der Kategorien und der Itemlisten als Korrektiv eingesetzt.

Die Auflistung der Leistungswerte jeder einzelnen Aufgabe erfolgt während der Auswertung der Fragebögen in Kap. 9.

8.4.2 Das Interview

Das Interview hat sich in den vergangenen Jahrzehnten zum:

„Königsweg der praktischen Sozialforschung“ (KÖNIG 1962, S. 27)

entwickelt. Es gibt unterschiedliche Formen der mündlichen Befragung, so dass es nicht möglich ist das Interview in einem einzigen Kategoriensystem zu beschreiben. Es lässt sich laut BORTZ & DÖRING (2002) nach

- dem Ausmaß der Standardisierung,
- dem Autoritätsanspruch des Interviewers,
- der Art des Kontaktes,
- der Anzahl der gleichzeitig befragten Personen,
- der Anzahl der befragenden Personen und
- seiner Funktion

unterscheiden.

Das Interview hat bei fehlender Standardisierung auch einige Mängel. Die methodischen Mängel des Interviews werden nach MCNEMAR (1946) deutlich, wenn man versucht dieses Erhebungsinstrument auch anhand testtheoretischer Gütekriterien wie Objektivität, Reliabilität und Validität zu bewerten.

„Unabhängig davon, ob die Befragung mündlich oder schriftlich durchgeführt wird, können die Fragen und der Ablauf der Befragung von ‚völlig offen‘ bis ‚vollständig standardisiert‘ variieren.“ (BORTZ & DÖRING 2002, S. 237)

Um die Einstellungen, Meinungen und das Verhalten der Lernenden genau ermitteln zu können, wurden offene Fragestellungen verwendet. Die durchgeführten Einzelinterviews waren nach ATTESLANDER (1984) *teilstrukturiert* und hatten nach VAN KOOLWIJK (1974) eine *informationsermittelnde Funktion*, deren Ergebnisse durch das Auftreten des Interviewers unter Umständen *„Anchoring and Adjustment“*-Effekte erfahren können (vgl. TVERSKY & KAHNEMANN 1974).

Die durchgeführten Interviews waren qualitativer Art, so dass lediglich ein strukturierter aber nicht standardisierter Rahmen vorgegeben war. Es handelte sich um Gespräche, die aufgrund eines vorformulierten Leitfadens geführt wurden, um vergleichbare Aussagemöglichkeiten zu erzielen. Hierbei hatte der Interviewer (der jeweilige Lehrende) zwar die Möglichkeit, die Abfolge der Fragen in Abhängigkeit des Gesprächsverlaufes selbst zu bestimmen, war jedoch daran gebunden vorgegebene Fragegerüste zu benutzen und den gesamten Fragenkatalog innerhalb des Interviews abzuarbeiten. Hierbei wurden die Antworten der Lernenden stichwortartig mitprotokolliert und im Anschluss an das 45 minütige Interview ausformuliert. Die Tauglichkeit der Interviewantworten ist von dem Ausmaß der Standardisierung des Interviews abhängig (vgl. CONRAD 1997).

Die Formulierung der Fragen und Anregungen erfolgten in Anlehnung an PAYNE (1951) und die weitergehenden Ausführungen und Faustregeln von DILLMAN (1978) und CONVERSE & PRESSER (1986). Die sich daraus ergebende Fragen-Struktur ist im Anhang A49 abgedruckt.

9 Die Auswertung der Lehr- und Lernhilfen in der Schule

In den weiteren Ausführungen zu diesem Kapitel sollen alle durchgeführten Erhebungen aufgeführt, mit ihren Vor- und Nachteilen beleuchtet und die Ergebnisse zusammengefasst werden. Die dazu verwendete Datenbasis sind die Daten der Fragebögen vor und nach der durchgeführten Unterrichtsreihe, sowie die Einzelinterviews, die mit einigen Lernenden stichprobenartig am Ende der Sequenz durchgeführt wurden.

9.1 Vorstudie und Fragebogenentwicklung (*Studie 0*)

In einer Vorstudie wurden 24 Lernende der 12. Jahrgangsstufe⁴¹ zu ihrem Wissen über den Atombau und die chemische Bindung schriftlich befragt. Ihnen wurden insgesamt 16 Fragen in ihrer ersten Stunde des Chemieunterrichtes gestellt. Die Aufgabe der Lernenden war die Beantwortung von offenen Fragestellungen. Wenn die Lernenden davon überzeugt waren die richtige Antwort *nicht* zu wissen, sollten sie eine mögliche Antwort formulieren, die sich als wahrscheinlich herausstellen könnte. Diese Antwort sollten sie mit einem Fragezeichen versehen. Alle Antworten, die nicht dem entwickelten Unterrichtskonzept entsprachen wurden mit den am häufigsten auftretenden Fehlnennungen gewählt und in den Vortest- und Nachtestaufgaben als Alternativantworten verwendet.

9.2 Informationen zu der Hauptuntersuchung

Die erhobenen Daten zu den Lernenden waren Alter und Geschlecht, Jahrgangsstufe, Lehrerwechsel, sowie Wiederholung dieser Jahrgangsstufe oder der vorangegangenen Jahrgangsstufe.

Es waren an der gesamten Untersuchung 147 Lernende beteiligt. Davon waren 84 weiblich und 63 männlich. Drei Gruppen mit insgesamt 82 Lernenden aus der 10. Jahrgangsstufe und eine Gruppe mit 29 Lernenden aus der 9. Jahrgangsstufe besuchten das gleiche Gymnasium. Die restlichen zwei Gruppen mit jeweils 18 Lernenden besuchten die 10. Jahrgangsstufe zweier unterschiedlicher Gesamtschulen.

In Abb. 9.1 wird die Anzahl aller Lernenden nach Geschlecht und Alter dargestellt. Eine Lernende ist 14 Jahre alt, 69 Lernende sind 15 Jahre alt (38 weiblich, 31 männlich), 55 Lernende sind 16 Jahre alt (31 weiblich, 24 männlich), neun Lernende sind 17 Jahre alt (5 weiblich, 4 männlich) und eine Schülerin ist 18 Jahre alt. Sechs Schülerinnen und sechs Schüler hatten ihr Alter nicht angegeben. Das Durchschnittsalter betrug 15,56 Jahre bei einer Standardabweichung SD von 0,67 Jahre.

41 Die Lernenden besuchten die Klasse F112 des Schuljahres 2001/2002 am Berufkolleg an der Lindenstrasse in Köln.

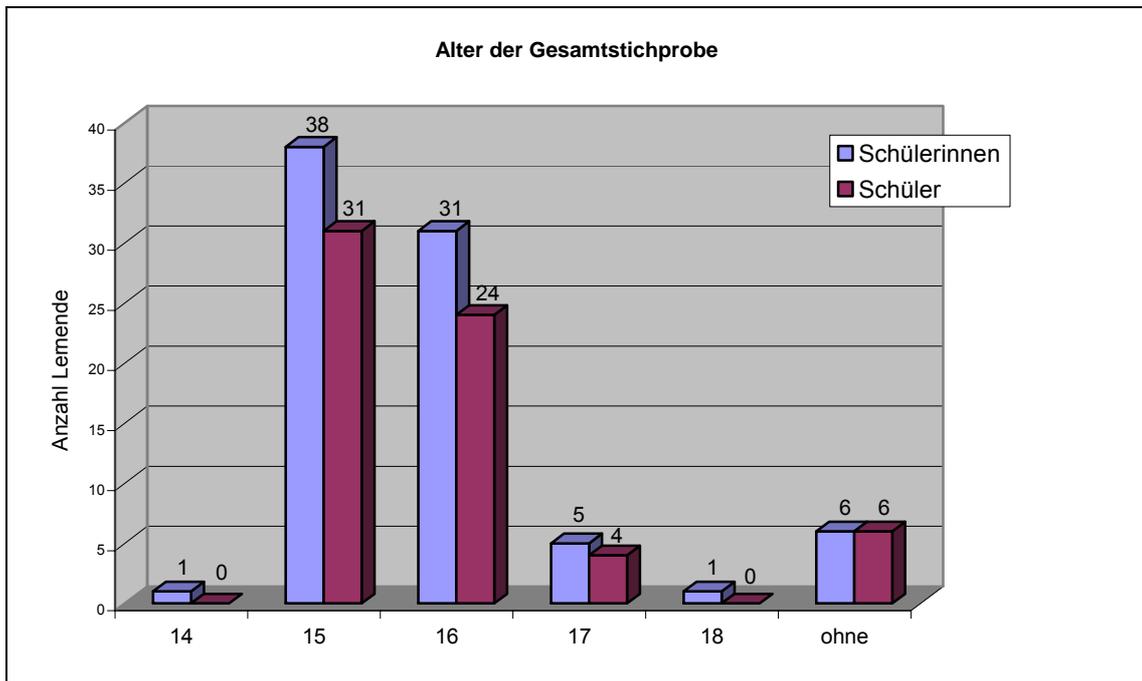


Abb. 9.1 Zusammenstellung des Alters der Lernenden der gesamten Stichprobe.

Die Erhebung der Lehr- und Lernhilfen in der 10. Jahrgangsstufe erfolgte aus curricula- ren und terminlichen Gründen vor der Erprobung in der 9. Jahrgangsstufe. Aus diesem Grund werden die Erhebungen im Folgenden auch in dieser Reihenfolge aufgeführt.

Die Erhebung der Daten wurde in den aufgeführten Schultypen, Klassen und Jahr- gangsstufen mit den entsprechenden Lernenden durchgeführt:

Schul- typ	Lehrer	Jg-Stufe	Schülerzahl	Computer	Vortest	Nachtest	Interview
GS	H	10	18	ja	18	-	-
GS	S	10	18	ja	17	10	-
Gym	B	10	32	ja	27	29	3
Gym	W	10	25	ja	22	25	3
Gym	W	10	25	nein	23	23	-
gesamt:		10	118	ja/nein	107	87	6

Gym	B	9	29	ja	28		
gesamt:		9	29	ja	28	26	Plenum

Alle:	9/10	147	Ja/nein	135	113	6
-------	------	-----	---------	-----	-----	---

Tab. 9.1 Auflistung der Lernenden, die an der Erprobung des Projektes beteiligt waren.

Der Vortest wurde in fünf Klassen der 10. Jahrgangsstufe mit drei Klassen an einem Gymnasium und je eine Klasse an einer Gesamtschule durchgeführt. Es nahmen in den Gymnasialklassen fast alle Lernenden des Vortests auch am Nachtest teil. In der Gruppe des Lernenden S waren nur 10 Lernende am Nachtest beteiligt. Die Gruppe H verzichtete auf eine eingehende Erhebung der Lehr- und Lernhilfen, da sich die Lernenden

selber nach dem Vortest aufgrund ihrer fehlenden Vorkenntnisse als überfordert bezeichneten.

Es wurden nach der Vorstudie (*Studie 0*) insgesamt drei weitere Studien durchgeführt:

Studie 1 beinhaltet die Erhebung der Anwendung der Materialien von Modul 1 bis Modul 4 im Unterricht der 10. Jahrgangsstufe. Es wurden drei Versuchsgruppen mit einer Kontrollgruppe parallel unterrichtet und untersucht. In der Varianzanalyse erfolgte der Vergleich der Versuchsgruppe mit der Kontrollgruppe.

In *Studie 2* wurde die Anwendung der Materialien von Modul 1 und Modul 5 im Unterricht der 9. Jahrgangsstufe erhoben.

Studie 3 war eine Einzelfallstudie und beinhaltete die Erhebung möglicher Lösungsstrategien und Fehlerquellen beim Beantworten der Fragebögen bezogen auf die Materialien von Modul 1 und Modul 5.

9.3 Die Erhebung in der 10. Jahrgangsstufe (*Studie 1*)

Die Erhebung in der 10. Jahrgangsstufe erfolgte in mehreren Schritten. Nach der Erstellung der Lehr- und Lernhilfen wurden die Vorkenntnisse der Lernenden erhoben. Sie dienen in der weiteren Untersuchung sowohl als Bezugspunkt als auch zum Vergleich der Leistungsstärken der einzelnen Gruppen vor der Unterrichtsreihe. Nach der Unterrichtsreihe wurde ein schriftlicher Nachtest durchgeführt. Mit jeweils drei Lernenden jeder Gruppe wurden Einzelinterviews durchgeführt. Alle Erhebungen werden im weiteren genau betrachtet.

Die erhobenen Daten zu den Lernenden waren Alter, Geschlecht, Jahrgangsstufe, Lehrerwechsel, sowie Wiederholung dieser Jahrgangsstufe oder der vorangegangenen Jahrgangsstufe.

Insgesamt waren an der Untersuchung in der 10. Jahrgangsstufe 118 Lernende beteiligt. Davon waren 67 weiblich und 51 männlich. Drei Gruppen mit insgesamt 82 Lernenden besuchten das gleiche Gymnasium. Die anderen 36 Lernenden aus zwei Gruppen mit je 18 Lernenden besuchten zwei unterschiedliche Gesamtschulen. Die Altersstruktur (vgl. Abb. 9.2) setzt sich wie folgt zusammen: Es waren 49 Lernende 15 Jahre, 51 Lernende 16 Jahre, neun Lernende 17 Jahre und eine Lernende 18 Jahre alt. Zwölf Lernende waren ohne Altersangabe. Das Durchschnittsalter war 15,66 Jahre mit SD von 0,67 Jahre.

Den Lernenden stand im Vortest eine Testzeit von 45 min und im Nachtest von 60 min zur Verfügung. Das gesamte Aufgabenmaterial wurde den Lernenden vollständig ausgehändigt. Das Testmaterial umfasste im Vortest insgesamt 16 Fragen wovon elf Fragen zum Inhalt und fünf Fragen zur Person und dem bisherigen Unterricht gestellt wurden. Der Nachtest bestand aus 28 Fragen wovon sieben auf die Person und den Unterrichtsgang bezogen waren.

Um abhängig von den vorgefundenen Stichproben und Rahmenbedingungen trotzdem einen aussagekräftigen Kennwert für das geleistete und gelernte Wissen zu erhalten, wurden bei der Testentwicklung die inhaltlichen Fragen auf die fünf später aufgeführten Inhaltsbereiche angemessen verteilt.

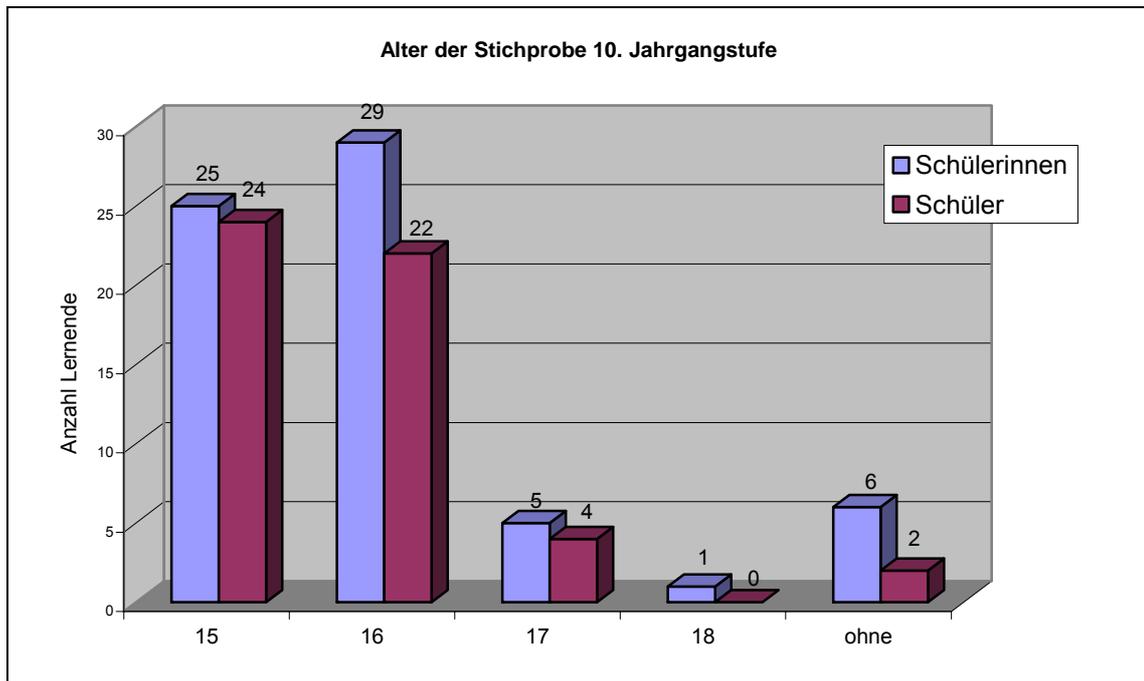


Abb. 9.2 Zusammenstellung des Alters der Lernenden der Studie 1.

Im Nachtest wurde ebenfalls ein Wissenstest mit Fragen zu den fünf Inhaltsbereichen gestellt. Darüber hinaus sollten sich die Lernenden noch einmal selbst einschätzen. Mit drei Lernenden des oberen, mittleren und unteren Leistungsbereiches wurden Interviews durchgeführt, die neben der Akzeptanz der Lehr- und Lernhilfen auch die Erfahrungen und Einschätzungen der Lernenden zur Erprobung der Lehr- und Lernhilfen erhoben.

9.3.1 Testaufbau

Die knapp bemessene Testzeit von 45 Minuten im Vortest bzw. 60 Minuten für den Nachtest bereitete bei der Konzeption der Fragebögen einige Schwierigkeiten, da neben der adäquaten eingehenden Behandlung der unterschiedlichen Inhaltsbereiche auch unterschiedliche Fragetypen berücksichtigt werden mussten, die es neben der inhaltlichen Beantwortung der Fragen auch ermöglichen mussten, die Visualisierungen zeichnerisch abzufragen.

Die Alternativantworten zu den Fragen mit Mehrfachwahlantworten wurden unterstützend durch die *Studie 0* (vgl. Kap. 9.1) erstellt. Die prozentuale Verteilung der inhaltlichen Fragen in der 10. Jahrgangsstufe nach Inhaltsbereichen und Fragenformaten ist aus Tab. 9.2 zu entnehmen.

Ungefähr die Hälfte der Fragen waren Fragen mit offenem Antwortformat. Dies ermöglichte die Erhebung des Verständnisses. Die andere Hälfte waren gut zu operationalisierende Fragen mit Mehrfachwahlantworten, wobei das Verhältnis zwischen *Multiple-Choice* und *Multiple-Select*-Fragen etwa eins zu drei war.

In der Vorstudie hat sich gezeigt, dass die Leistungen der Lernenden sehr stark von den Lehrenden und von den Vorkenntnissen der Lernenden abhängig sind. Damit die Be-

trachtung des Treatmentfaktors so weit wie möglich unabhängig von diesen Einflüssen blieb, wurden diese weitgehend neutralisiert, um die Sicht auf die unabhängige Variable, den Einsatz von computergestützten Lehr- und Lernhilfen, zu fokussieren.

	Vortest		Nachttest		Gesamt	
	% Fragen	% Fragen ein-dimensional	% Fragen ein-dimensional	% Fragen mehr-dimensional	% Fragen	% Fragen
Inhaltsbereiche						
Aufbau der Materie	36	14	14	14	21	21
Eigenschaften der Atome		10	10	11	8	8
Elektronenwolkenmodell		43	43	32	23	23
Bildung von Molekülen		33	33	36	26	26
Raumvorstellungsvermögen		0	0	7	5	5
Eigenschaften der Stoffe	9				2	2
Ionenbindung	46				13	13
Chemische Reaktionen	9				2	2
Fragenformate						
<i>Multiple Choice</i>	6	14	14		11	11
<i>Multiple Select</i>	25	39	39		34	34
Offenes Format	69	47	47		55	55
schriftlich		56	29		39	39
zeichnerisch		13	18		16	16

Tab. 9.2 Auflistung der Fragenarten nach Inhaltsbereichen und Fragenformaten.

9.3.1.1 Verständnis

Es hat sich gezeigt, dass in der Vergangenheit das Verständnis der Lernenden nur sehr schwer erfasst werden konnte. In der Untersuchung von SCHANZE (2001) zur internetbasierten Lernumgebung *ChemNet* gehören alle Fragen ausschließlich zu dem *Multiple Choice*- und *Multiple Select* Typ. In diesem Fall ist jedoch zu bemängeln, dass er nur Aufgaben mit Mehrfachwahlantwort und teilweise mehreren richtigen Antworten einsetzt um Transferwissen zu bestimmen, obwohl der Aufgabentyp nicht wirklich problemlösende oder Transferaufgaben darstellt.

Im Gegensatz dazu verwendet DEYLITZ (1999), der das *Bremer Unterrichtskonzept* zur Quanten-Atomphysik (vgl. NIEDDERER & DEYLITZ 1997, HERRMANN 1998 und STARASCHEK 2001) untersucht, ausschließlich offene Fragestellungen. Er möchte das Verständnis der Lernenden bezogen auf das Unterrichtskonzept untersuchen. Durch seine Fragestellung ist er jedoch auf die Interpretation der Antworten aus den offenen Fragestellungen angewiesen, die er in Kategorien einteilen muss und anschließend bestimmten Inhaltsbereichen zuordnet. An diesem Vorgehen ist zu beanstanden, dass die Operationalisierbarkeit der Antworten aus einer offenen Fragestellung, wenn es überhaupt möglich ist, mit höchstem Aufwand verbunden ist (vgl. BORTZ & DÖRING 2002).

Der Mittelweg ist die Balance zwischen den unterschiedlichen Aufgabentypen, damit sowohl das Verständnis der Lernenden abgefragt werden kann als auch eine Operationalisierbarkeit sicher gestellt wird, da ohne die freie Formulierung ein Rateverhalten nicht auszuschließen ist.

9.3.1.2 Fragebogengenerstellung

Zur Erhebung der Daten der Lernenden und Erfassung der Lernvoraussetzungen sowie des Lernerfolges wurden Fragebögen entwickelt. Für individuelle Fragestellungen wurde

ein Interview konzipiert, das mit ausgewählten Lernenden durchgeführt wurde. Die vollständigen Fragebögen aus dem Vortest, Nachtest und dem Interview befinden sich in Anhang A34-A49.

Die Fragebögen dienten dazu, Informationen über die Lernenden, deren Nutzung und Erfahrungen im Umgang mit Computern sowie das fachliche Vorwissen zum Thema Atombau und Chemische Bindung zu erhalten.

Es waren nur ein Teil der Aufgabenstellungen *Multiple Choice* Fragen, die in der Bewertung nach LIENERT & RATZ (1998) objektiv sind. In dem anderen Teil wurde das Verständnis für die Lerninhalte mit *Multiple Select* und offenen Fragestellungen überprüft.

Für die Aufgabentypen *Multiple Choice* und *Multiple Select* mussten, um eine Zufallsunabhängigkeit zu gewährleisten, zu den gewählten Antworten auch Alternativantworten erstellt werden, die plausibel erscheinen und somit eine hohe Anziehungskraft ausüben. Zudem müssen die Alternativantworten sowie die Lösungsantworten untereinander gleichwertig sein, sodass ein nichtwissender Teilnehmer mit gleicher Wahrscheinlichkeit sein Wahlverhalten zeigt (vgl. BORTZ & DÖRING (2002), HÄUßLER et al. (1998) sowie LIENERT & RAATZ (1998)). Dies geschah auf der Basis der Ergebnisse aus der Vorstudie.

9.3.2 Vortest

Die Vorkenntnisse der Lernenden der 10. Jahrgangsstufe wurden in einem Vortest erhoben. Die Aufgaben des Vortests sind in Anhang A42-A43 abgedruckt.

Abb. 9.3 zeigt den Mittelwertvergleich der normierten Relativwerte. Die Mittelwerte \bar{x} wurden normiert, indem sie auf den höchsten tatsächlich erreichten Punktwert bezogen wurden. Die erhaltene Grafik zeigt deutlich, die Lernenden (Wm, Wo, B, S und H) der verschiedenen Lehrenden (W, B, S und H) bringen unterschiedliche Vorkenntnisse mit. Darüber hinaus sind die Gruppen S und H Lernende einer Gesamtschule und die Gruppen Wm (Versuchsgruppe), Wo (Kontrollgruppe) und B Lernende eines Gymnasiums. Aufgrund der großen Leistungsunterschiede, die bereits im Vortest auftraten, wurden bei der Testauswertung nur die Daten der Lernenden aus den gymnasialen Klassen verglichen. Darüber hinaus ist bekannt, dass die Lernenden der Gesamtschule und des Gymnasiums nicht direkt miteinander verglichen werden können (vgl. LIENERT & RAATZ 1998).

Der Vortest bestätigte, dass die Lernenden der fünf Klassen, unterschiedlicher Schultypen oder Lehrenden teilweise enorme Leistungsunterschiede hatten. Das unterstützte die Forderung, dass die Erhebung innerhalb eines Schultyps an einer Schule mit ein und demselben Lehrenden durchgeführt werden musste. Die angeführten Gruppen können aus einem Leistungsvergleich resultieren. Aus Abb. 9.3 ergibt sich, dass der Vergleich von zwei Gruppen am besten mit den Gruppen Wm und Wo durchgeführt wird, da sie vergleichbare \bar{x} der Leistung der Lernenden haben.

Aus der Grafik ist zu entnehmen, dass die Gruppe Wm mit dem normierten \bar{x} von 0,72 bei SD = 0,17 und die Gruppe Wo mit dem normierten \bar{x} von 0,62 bei SD = 0,19 gut vergleichbar ist. Die Gruppe B hat mit einem normierten \bar{x} von 0,46 und mit SD = 0,18 gegenüber der Gruppe S mit einem normierten \bar{x} von 0,45 und SD = 0,10 eine größere Streuung. Die Gruppe S ist eine leistungshomogene Gruppe. Die Gruppe

H ist mit einem normierten \bar{x} von 0,16 die schwächste Gruppe und hat mit $SD = 0,08$ eine große Streuung, die auf eine große Leistungsinhomogenität hinweist.

Somit eignet sich die Gruppe Wm zur Versuchs- und die Gruppe Wo zur Kontrollgruppe.

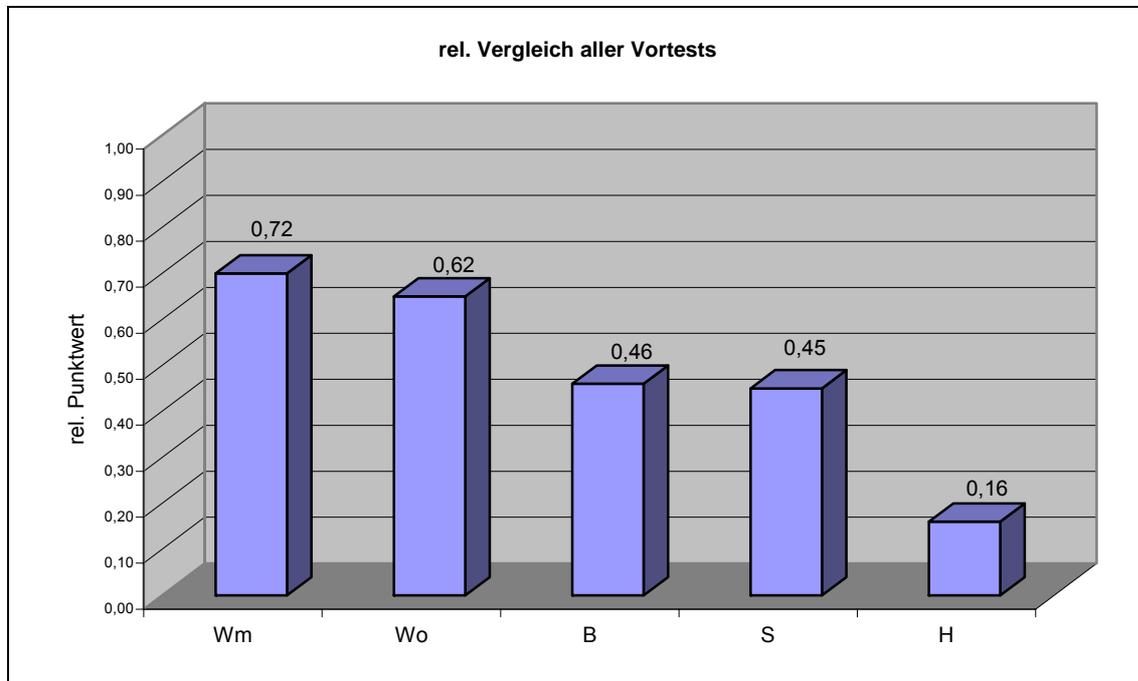


Abb. 9.3 Normierter Gruppenvergleich beim Vortest der Studie 1.

Die erhobenen Daten zu den Lernenden waren Alter, Geschlecht, Jahrgangsstufe, Lehrerwechsel, sowie Wiederholung dieser Jahrgangsstufe oder der vorangegangenen Jahrgangsstufe. In der Art und Dauer des Chemieunterrichtes musste nicht besonders unterschieden werden, da die jeweiligen Gruppen Wm und Wo sowohl den gleichen Lehrenden in der Jahrgangsstufe vorher hatten als auch die gleiche Anzahl von Chemiestunden. Die Fragebögen dienten darüber hinaus dazu, Informationen über die Nutzung und Erfahrungen der Lernenden im Umgang mit Computern zu erhalten.

Die Erfahrung im Umgang mit Computern wurde in einer Selbsteinschätzung auf einer Skala von 1 bis 7 abgefragt. In den beiden Gruppen wurde ein vergleichbares \bar{x} errechnet. In der Gruppe Wm wurde \bar{x} mit 5,41 mit SD von 1,4 Punkten errechnet. In der Gruppe Wo lag \bar{x} der Selbsteinschätzung mit 5,57 und SD von 1,47 Punkten sogar etwas höher.

Auf Grund der geringen Abweichung in den Mittelwerten konnte eine willkürliche Einteilung der Gruppen in die Gruppe Wm und Wo erfolgen. In der Gruppe Wm wurden die Lehr- und Lernhilfen zusätzlich im Unterricht eingesetzt.

In der Gruppe Wm befanden sich 11 Schülerinnen und 14 Schüler. Davon waren 11 Lernende 15 Jahre, 11 Lernende 16 Jahre und zwei Lernende 17 Jahre alt. Ein Schüler hatte sein Alter nicht angegeben. Das Durchschnittsalter der Lernenden ergab sich mit 15,63 Jahren mit SD von 0,65 Jahren.

In der Gruppe Wo befanden sich 11 Schülerinnen und 12 Schüler. Davon waren acht Lernende 15 Jahre, 12 Lernende 16 Jahre und ein Lernender 17 Jahre alt. Zwei Schülerinnen hatten ihr Alter nicht angegeben. Das Durchschnittsalter der Lernenden lag mit SD von 0,58 Jahren bei 15,67 Jahren.

Aus Abb. 9.4 ist der Aufbau der *Studie 1* zu entnehmen. Sie wird in zwei getrennten Populationen von Lernenden durchgeführt. Es ist ihr ebenfalls zu entnehmen, dass beide Gruppen vor Beginn der Erprobungsphase einen Wissenstest absolviert haben, um den Kenntnisstand der Lernenden zu erheben. Des Weiteren beinhaltete der Vortest Fragen zur Selbsteinschätzung der Lernenden und erhob zusätzlich in der Gruppe Wm die Computerefahrung.

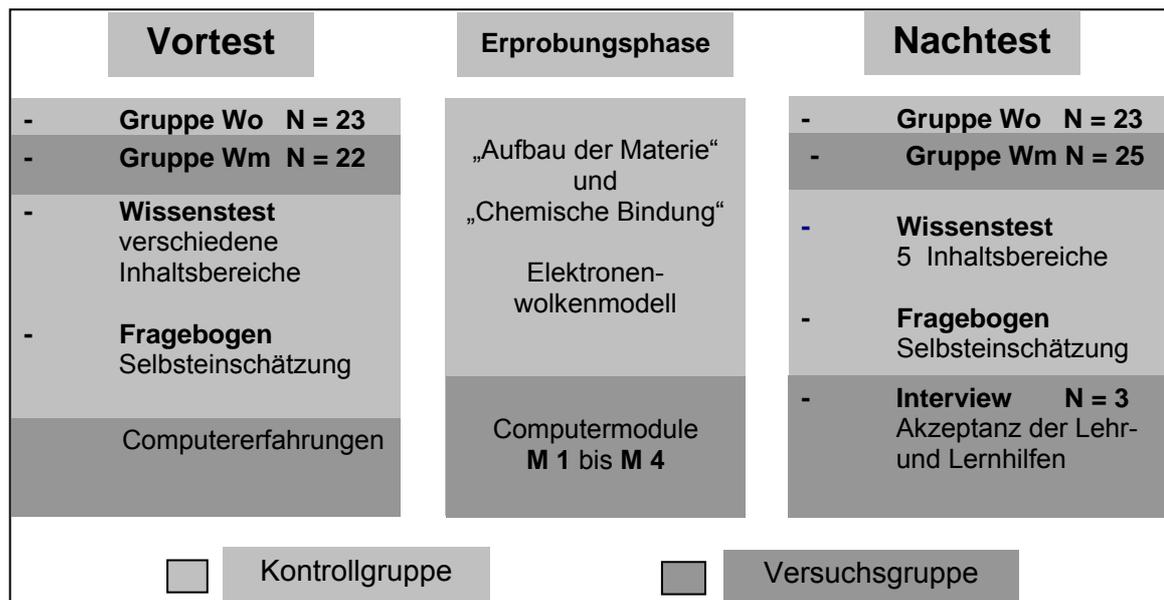


Abb. 9.4 Aufbau der Studie 1.

Nach dem Vortest wurde in beiden Gruppen eine Erprobungsphase durchgeführt in der die Lernenden der Gruppe Wm (Versuchsgruppe) ergänzend unter Zuhilfenahme der Lehr- und Lernhilfen unterrichtet wurden, wohingegen in der Gruppe Wo (Kontrollgruppe) die Erprobungsphase mit Sachmodellen (Folien, Plastilinmodelle, materielle Modelle) unterstützt wurde. Die Lerninhalte wurden in beiden Lerngruppen auf der Basis des Elektronenwolkenmodells erklärt.

In den beiden Gruppen war jeweils ein Wiederholer. Es ist normalerweise davon auszugehen, dass beispielsweise ein Lernender mit einem Wiederholungsjahr in der vorangegangenen Stufe aufgrund einer eventuell höheren Fachkompetenz die Inhalte der Lernumgebung besser oder leichter versteht als die Lernenden, die diese Inhalte in diesem Jahr das erste Mal durchnahmen.

Das Vorwissen wird durch den Vortest erhoben und fließt in die Lernerfolgskontrolle mit ein. Hierbei kann jedoch nicht ausgeschlossen werden, dass ein höheres Vorwissen trotzdem überproportional Einfluss auf den Lernzuwachs hat. Ein stärker ausgeprägtes Vorwissen soll nach KINTSCH (1982) wesentlich zum Verständnis eines komplexeren Lerninhaltes beitragen. Umgekehrt kann jedoch ein schlechtes ausgeprägtes Vorwissen

zu *misconceptions* führen. Die beiden letzten Thesen können jedoch durch die Untersuchung nicht gestützt werden, da sich kein direkter Zusammenhang zwischen den Vor- und den Nachtestergebnissen ergeben hat.

9.3.3 Nachtest

Nachstehend werden die einzelnen Testfragen des Abschlusstests der 10. Jahrgangstufe gegenübergestellt. Sie werden den betreffenden Inhaltsbereichen zugeordnet in die Kategorien offene Fragestellung, Multiple-Choice oder Multiple-Select-Fragen unterteilt und alle erhaltenen und möglichen Antwort-Items aufgeführt.

Die Schwierigkeit der Fragen wird mit entsprechenden Punktwerten für die möglichen Antworten aber auch für die Gesamtleistung der einzelnen Fragen gewichtet.

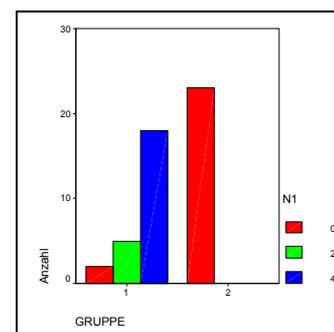
Frage 1 Unterrichtsorganisation

Welche Module wurden im Unterricht behandelt? Kreuze an.

Frage 1								
Gruppe	Anzahl	Punkte					Ø	SD
		0	1	2	3	4		
Wm	25	2	0	0	5	18	3,48	1,12

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,876	,052	-12,323	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,887	,051	-13,051	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung	Der Lernende hat keine Nennung abgegeben oder kein Modul behandelt	10-W-NT-A-21
1	Eine Nennung	Der Lernende hat ein Modul behandelt	-
2	Zwei Nennungen	Der Lernende hat zwei Module behandelt	-
3	Drei Nennungen	Der Lernende hat drei Module behandelt	10-W-NT-A-6
4	Vier Nennungen	Der Lernende hat alle vier Module behandelt	10-W-NT-A-1

Die Tabelle der einzelnen erreichten Punkte zeigt, dass die Lernenden der Gruppe Wm, die mit den Lehr- und Lernhilfen unterrichtet wurden, im Durchschnitt zwischen drei bis vier der vier im Unterricht durchgenommenen Module behandelt haben. Es haben jedoch zwei der Lernenden in dieser Frage keine Angaben gemacht. Die Daten lassen den Schluss zu, dass der überwiegende Teil bis auf fünf Lernende bei der Behandlung aller Module anwesend war.

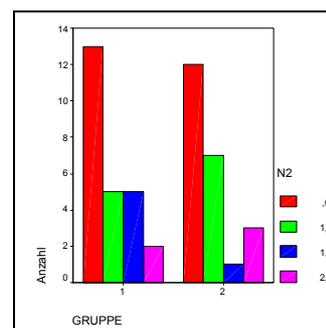
Frage 2 Modellvorstellung zum Aufbau der Materie**AM**

Nenne die Namen der Atom-Modelle, die Du kennst!

Frage 2							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	1,5	2,5		
Wm	25	13	5	5	2	0,70	0,83
Wo	23	12	7	1	3	0,70	0,88

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,003	,145	-,018	,986 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,028	,145	-,189	,851 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung

**Ausprägungsgrade**

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	Keine	10-S-NT-10
		H ₂ O/CO ₂ und viele andere	10-S-NT-3
		Boratom	10-S-NT-16
		Cl-, O- und N-Atome	10-S-NT-16
1	Eine Nennung ohne EWM	Bohr'sches Atommodell	10-S-NT-2
		Kern-Hülle-Modell	10-W-NT-A-14
		Elektronenmodell	10-W-NT-A-14
		Schalenmodell	10-W-NT-A-5
1,5	Nur EWM	EWM	10-W-NT-A-3
		EWM und LEWIS-Formel	10-W-NT-A-7
		EWM und Raumgitter	10-W-NT-A-16
2,5	EWM und andere Modelle	EWM und Kern-Hülle-Modell	10-W-NT-A-2
		WM und Bohr'sches Atommodell	10-W-NT-A-6
		EWM und Schalenmodell	10-W-NT-N-8
		WM und Schalenmodell	10-W-NT-N-19
		3D-EWM, 2D-EWM und Schießscheibenmodell	10-B-NT-2
		EWM, Schießscheibenmodell und 3D-WM	10-B-NT-9
		EWM und Schießscheibenmodell mit Beispielen	10-B-NT-4
		Schießscheibenmodell und 2D-WM	10-B-NT-14

Itemliste

Kurzform	Aussage
2NT1	Gittermodell/ Raumgitter
2NT2	Elektronenmodell
2NT3	BOHR'sches Atommodell
2NT4	Schießscheibenmodell
2NT5	Schalenmodell
2NT6	Kern-Hülle-Modell

2NT7	Wolkenmodell
2NT8	2D-Elektronenwolkenmodell
2NT9	3D-Elektronenwolkenmodell

Die Interpretation der Tabelle zeigt, dass weniger als die Hälfte der Lernenden nicht einmal das zu Grunde liegende EWM als Modell zum Aufbau der Materie nennen kann. Nur noch fünf Lernende von insgesamt 48 können das Wolkenmodell in Verbindung mit einem weiteren Atommodell nennen, obwohl alle Lernenden zuvor den Atombau und die Ionenbindung bereits besprochen hatten bevor das Elektronenwolkenmodell Inhalt einer sechswöchigen Unterrichtsreihe geworden ist.

Einige Lernende haben sogar *misconceptions* im Bezug auf die Atommodelle, wie die Antworten in der 0-Punkte-Kategorie zeigen.

Frage 3 Reaktionsgleichungen

SE

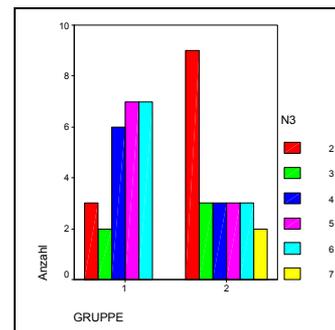
Bist Du sicher im Umgang mit Reaktionsgleichungen? Kreuze an!

(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)

Frage 3										
Gruppe	Anzahl	Punkte							Ø	SD
		1	2	3	4	5	6	7		
Wm	25	0	3	2	6	7	7	0	4,52	1,33
Wo	23	0	9	3	3	3	3	2	3,74	1,79

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,247	,143	-1,727	,091 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,246	,144	-1,721	,092 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Testnummer
1	sehr unsicher	-
2		10-W-NT-A-10
3		10-W-NT-A-19
4		10-W-NT-A-1
5		10-W-NT-A-11
6		10-W-NT-A-22
7	sehr sicher	10-W-NT-N-14

Die Mittelwerte der Selbsteinschätzung der Lernenden im Bereich des Umgangs mit Reaktionsgleichungen geben wieder, dass ein großer Teil der Lernenden aus der Wm Gruppe sich damit vertraut fühlt und die Hälfte der Lernenden aus der Wo Gruppe sich eher weniger sicher einschätzt. Die Werte der Lernenden aus der Wm-Gruppe liegen eher zusammen und ergeben dadurch auch kleinere Varianzen.

Frage 4 Strukturformeln

SE

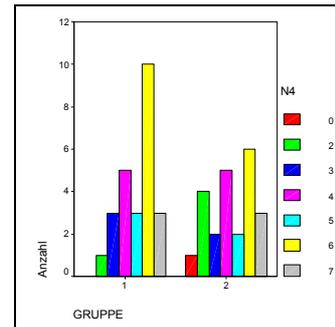
Bist Du sicher im Umgang mit Strukturformeln? Kreuze an!

(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)

Frage 4											
Gruppe	Anzahl	Punkte								Ø	SD
		0	1	2	3	4	5	6	7		
Wm	25	0	0	1	3	5	3	10	3	5,08	1,41
Wo	23	1	0	4	2	5	2	6	3	4,39	1,95

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,204	,136	-1,411	,165 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,168	,143	-1,159	,253 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Testnummer
0	Frage nicht beantwortet	10-W-NT-N-12
1	sehr unsicher	-
2		10-W-NT-A-9
3		10-W-NT-A-10
4		10-W-NT-A-15
5		10-W-NT-A-14
6		10-W-NT-A-22
7	sehr sicher	10-W-NT-A-21

Die Standardabweichungen bei der Selbsteinschätzung der Lernenden im Bereich des Umgangs mit Strukturformeln zeigen, eine homogenere Einschätzung der Lernenden der Wm-Gruppe mit einem Schwerpunkt auf dem eher sicheren Umgang der Lernenden mit Strukturformeln.

Frage 5 Computererfahrung

SE

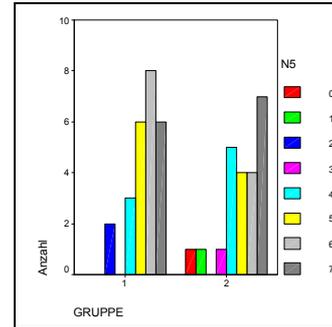
Bist Du sicher im Umgang mit Computern? Kreuze an!

(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)

Frage 5											
Gruppe	Anzahl	Punkte								Ø	SD
		0	1	2	3	4	5	6	7		
Wm	25	0	0	2	0	3	6	8	6	5,44	1,42
Wo	23	1	1	0	1	5	4	4	7	5,09	1,93

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,107	,140	-,727	,471 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,068	,147	-,462	,647 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Testnummer
0	Frage nicht beantwortet	10-W-NT-N-14
1	sehr unsicher	10-W-NT-N-1
2		10-W-NT-A-14
3		10-W-NT-N-4
4		10-W-NT-A-22
5		10-W-NT-A-11
6		10-W-NT-A-1
7	sehr sicher	10-W-NT-A-6

Die Selbsteinschätzungen der Lernenden im Bereich *Umgang mit dem Computer* zeigen eine homogene Einschätzung der Lernenden mit einem Schwerpunkt auf dem eher sicheren Umgang der Lernenden mit dem Computer, da mehr als 7 von 10 Lernenden sowohl aus Gruppe Wm als auch aus der Gruppe Wo sich mit 5 bis 7 Punkten einschätzten. Diese Punktzahl liegt höher als der theoretische Mittelwert 4. Der tatsächliche Mittelwert der Gruppen liegt deshalb bei 5,09 und 5,44. Für die weitere Analyse ist es wichtig, dass die Differenz der beiden Mittelwerte mit 0,39 sehr gering ist. So dass man davon ausgehen kann, dass sich die Lernenden der beiden Gruppen im Bezug auf ihren sicheren Umgang mit dem Computer etwa gleich gut eingeschätzt haben.

Frage 6 Umgang mit Computern für die Hausaufgaben SE

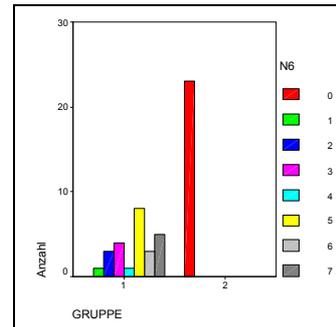
Hast du den Computer für den Chemieunterricht zuhause eingesetzt? Kreuze an!

(nie) 1 2 3 4 5 6 7 (oft)

Frage 6										
Gruppe	Anzahl	Punkte							Ø	SD
		1	2	3	4	5	6	7		
Wm	25	1	3	4	1	8	3	5	4,64	1,82

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,874	,034	-12,196	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,921	,030	-16,005	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Testnummer
1	nie	10-W-NT-A-11
2		10-W-NT-A-14
3		10-W-NT-A-21
4		10-W-NT-A-6
5		10-W-NT-A-22
6		10-W-NT-A-15
7	oft	10-W-NT-A-13

Bei der Beantwortung der Frage, ob die Lernenden den Computer auch bei den Hausaufgaben eingesetzt haben, lag der Mittelwert der Antworten der Lernenden knapp über dem theoretischen Mittelwert. Dies zeigt bezogen auf die vorgegebenen Antwortmöglichkeiten und die streuenden Werte, dass die Lernenden ab und zu den Computer für die Hausaufgaben im Chemieunterricht eingesetzt haben.

Frage 7 Umgang mit Visualisierungsprogrammen

SE

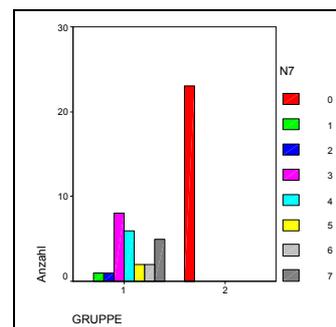
Kannst Du mit dem Cosmo-Player umgehen? Kreuze an!

(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)

Frage 7										
Gruppe	Anzahl	Punkte						Ø	SD	
		1	2	3	4	5	6			7
Wm	25	1	1	8	6	2	2	5	4,32	1,75

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,868	,029	-11,833	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,921	,030	-16,067	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Testnummer
1	sehr unsicher	10-W-NT-A-14
2		10-W-NT-A-9
3		10-W-NT-A-5
4		10-W-NT-A-4
5		10-W-NT-A-11
6		10-W-NT-A-12
7	sehr sicher	10-W-NT-A-13

Bei der Beantwortung der Frage, ob die Lernenden mit dem Visualisierungsprogramm umgehen können, lag der Mittelwert der Antworten der Lernenden ebenfalls knapp über dem theoretischen Mittelwert. Dies zeigt, die meisten Lernenden - hier 16 von 25 - sind der Meinung, dass sie nicht besonders schlecht aber auch nicht ganz sicher mit dem Cosmo-Player umgehen können.

Dies kann u. U. auch daran liegen, dass die Lernenden die Visualisierungen häufiger mittels Beamer demonstriert bekommen haben als sie selber den Cosmo-Player eingesetzt haben.

Frage 8 Die Elektronenpaarbindung Bindung

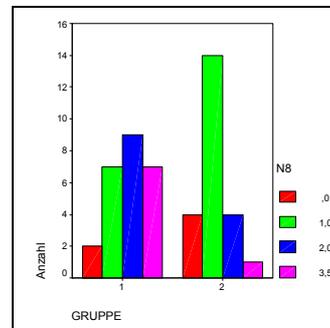
AdM

Erläutere kurz die Edelgasregel.

Frage 8							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2	3,5		
Wm	25	2	7	9	7	1,98	1,13
Wo	23	4	14	4	1	1,11	0,8

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,411	,118	-3,059	,004 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,418	,125	-3,120	,003 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung	keine	10-S-NT-10
	Fehlerhafte Nennung	Das positive und negative geladene Pole anziehen. Es heisst, dass sich zwei Elektronenwolken verbinden können und zu einer Elektronenwolke werden.	10-S-NT-5
		Die Edelgasregel ist, wenn Elemente Ionen aufnehmen und sie so alle Schalen auffüllen bzw. Ionen abgeben, dass die angebrochene Schale leer ist.	10-W-NT-A-15

1	Aufzählung oder Nennung	Atome wollen eine volle Außenschale haben; Edelgase haben eine.	10-W-NT-N-1
		Atome streben dann die Außenschale voll zu kriegen mit einer Bindung.	10-W-NT-N-5
		Die Edelgasregel besagt, dass die Elektronenanordnung eines Atoms immer einem Edelgas entspricht, wenn [es] in der selben Periode <i>[steht]</i> .	10-W-NT-A-3
		Zwei halbvolle Elektronenwolken verbinden sich zu einer Wolke mit zwei Elektronen (voll besetzt).	10-W-NT-A-7
2	Genauere Beschreibung ohne Verallgemeinerung	Jedes Element, das nicht Edelgas ist, hat das Bestreben die Edelgaskonfiguration (8 Elektronen in der Außenschale) zu erreichen.	10-W-NT-N-10
		Das Bestreben eines Stoffes seine Außenschale zu füllen. Ist die Schale gefüllt, nimmt es die Edelgaskonfiguration an.	10-W-NT-N-19
		Der Edelgaszustand ist erreicht, wenn diese keine Bindungen mehr eingehen können.	10-S-NT-7
		Die Elektronen der bindenden und freien Elektronenwolken stimmen mit der Zahl der Außenelektronen eines Edelgases überein.	10-W-NT-A-2
		Eine Elektronenpaarbindung entsteht durch die Bindung eines gemeinsamen Elektronenpaares aus $2 e^-$. Dadurch hat jedes Atom so viele e^- auf der Außenschale, wie ein Edelgasatom.	10-S-NT-3
3,5	Exakte Beschreibung mit Verallgemeinerung	Jedes Atom ist bestrebt, wie die Edelgase, seine äußere Schale mit 8 bzw. in der ersten Schale 2 Elektronen zu füllen.	10-W-NT-N-15
		Die Edelgasregel besagt, dass in einer Elektronenpaarbindung jeder Atomkern so viele Elektronen auf seine äußeren Schale hat, wie das Edelgas der zugehörigen Periode. Hierbei ist zu beachten, dass die Elektronen der bindenden Elektronenwolken als jeweils beiden Atomkernen zugehörig gerechnet werden.	10-W-NT-A-6
		Alle Atome haben das Bestreben die Elektronenanordnung eines Edelgases zu erreichen (volle Außenschale), dies erreichen sie indem sie bei einer Reaktion Elektronen aufnehmen oder abgeben.	10-W-NT-A-11

Itemliste

Kurzform	Aussage
8NT1	Vollbesetzte Außenschale
8NT2	Vollbesetzte Elektronenwolken
8NT3	Edelgaskonfiguration
8NT4	Edelgas der gleichen Periode
8NT5	Reaktion zur Elektronenpaarbindung
8NT6	Gemeinsame Elektronen(wolke)
8NT7	Atome mit vollen Elektronenwolken reagieren nicht mehr/ sind stabil
8NT8	Elektronenabgabe und -aufnahme
8NT9	Reaktion zur Ionenbindung
8NT10	Nichtmetallatome teilen Elektronen

Die Auswertung der Antworten zu dieser Frage zeigt, dass in der Gruppe Wm im Mittel alle Lernenden die Edelgasregel genau beschreiben konnten. Dieser Mittelwert resultiert aus neun Lernenden, die ihre Fragen genau wie o.g. beantworteten. Sieben Lernende waren jedoch nur in der Lage die Regel aufzuzählen, ohne sie näher zu beschreiben.

Weitere sieben Lernende konnten über die genaue Beschreibung der Regel hinaus auch die Verallgemeinerung vollziehen. Dies gelang in der Gruppe Wo nur einem einzigen Lernenden. Vierzehn Lernende dieser Gruppe waren hingegen nur in der Lage die Edelgasregel zu nennen oder Beispiele aufzuzählen. Es konnte aus den Beispielen entnommen werden, dass die Edelgasregel teilweise mit anthropomorphistischen Erklärungsansätzen im Unterricht erklärt worden ist (vgl. Kap 4). Die Lernenden sprechen in ihren Ausführungen von dem Verlangen oder Bestreben der Atome ihre äußeren Elektronenwolken zu füllen.

Frage 9 Das Elektronenwolkenmodell

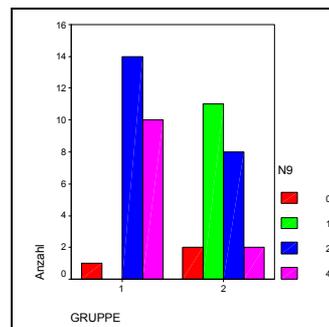
EWM/AdM

Zeichne die Elektronenwolkenmodelle für die Atome H, O, N und Cl. (Benutze das Periodensystem aus **Aufgabe 27**)

Frage 9							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2	4		
Wm	25	1	0	14	10	2,72	1,14
Wo	23	2	11	8	2	1,52	0,99

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,496	,113	-3,872	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,552	,108	-4,484	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Fehlerhafte Nennung	Wolken- und Elektronenanzahl entsprechen nicht der Modellvorstellung.	10-W-NT-N-21
		Die Anzahl der Elektronenwolken und Elektronen stimmt nicht mit dem Modell überein.	10-S-NT-18
1	Modellvorstellung nicht ganz korrekt	Abbildung bis auf das Wasserstoffatom richtig.	10-W-NT-N-1
		Nur das Wasserstoffatom entspricht dem Elektronenwolkenmodell.	10-W-NT-N-10
		Atome bis auf den Ladungsunterschied und das Wasserstoffatom richtig abgebildet.	10-W-NT-N-14
		Wolken sind ähnlich der Lewisschreibweise gezeichnet.	10-W-NT-N-15
		Zwischen halb- und vollbesetzten Elektronenwolken kann nicht unterschieden werden.	10-S-NT-10
		Es existiert im Modell kein Atomkern, sondern nur Elektronenwolken. Teilweise nicht richtig angewendet.	10-W-NT-N-16
		In dieser Modellvorstellung haben alle Elektronenwolken Atomkerne.	10-B-NT-31

2	Teilweise richtig entweder Modell oder Elektronenzahl oder die Modellvorstellung ist richtig, aber Elektronenzahl ist fehlerhaft	Atome richtig. Nur im Wasserstoffatom liegen die getrennten Ladungen nicht innerhalb einer Elektronenwolke.	10-W-NT-N-6
		Das Modell wurde auf Moleküle statt auf Atome angewendet. Defiziten beim Wasserstoffatom.	10-W-NT-N-11
		Das Modell wurde richtig angewendet. Die Elektronenzahlen stimmen teilweise nicht.	10-W-NT-N-12
		Das Modell wurde richtig angewendet. Die Elektronenzahl stimmt beim Wasserstoffatom nicht.	10-S-NT- 2
		Das Modell wurde richtig angewendet. Die Farbe wurde zur Darstellung der Elektronenzahl einmal verwechselt.	10-B-NT-3
4	Modell verstanden und richtig angewendet	Alle Atome richtig	10-W-NT-N-5

Itemliste

Kurzform	Aussage
9NT1	Halbbesetzte Elektronenwolken
9NT2	Vollbesetzte Elektronenwolken
9NT3	Erste Schale besteht aus einer Elektronenwolke
9NT4	Vier Elektronenwolken pro Schale
9NT5	Vollbesetzte Elektronenschale
9NT6	Atomkern im Zentrum

Die Interpretation der Tabelle ergibt, dass 24 von 25 Lernenden aus der Gruppe Wm eine adäquate Vorstellung zum Elektronenwolkenmodell erreicht haben. 10 Lernende haben die Modellvorstellung fehlerfrei wiedergegeben und weitere 14 Lernende haben zumindest die Modellvorstellung verstanden, obgleich sie sie nicht fehlerfrei umsetzen können. Dem gegenüber haben aus der Gruppe Wo nur 10 von 23 Lernenden eine adäquate Vorstellung zum Elektronenwolkenmodell, wovon nur zwei Lernende diese auch fehlerfrei umsetzen können. Dies begründet auch den großen Mittelwertunterschied von 1,2 Punkten auf insgesamt nur 4 Punkte. Die Punkteleistung der Gruppe Wm ist damit bei ähnlicher Standardabweichung wie Gruppe Wo jedoch mit einem Mittelwert von 2,72 erheblich höher als die Leistung der Gruppe Wo.

In der Versuchsgruppe Wm wurden die 2D-Abbildungen und die 3D-Computervisualisierungen gleichzeitig im Unterricht verwendet. Es ist auf der Basis des Fragebogens nicht mehr festzustellen, ob die von den Lernenden gezeichneten Elektronenwolken auf eine Projektion aus der 3D-Computervisualisierung oder auf eine Übertragung der 2D-Abbildungen aus dem Periodensystem der Elemente in den Lehr- und Lernhilfen resultieren, obwohl dies unterschiedliche Leistungen der Lernenden darstellt. Dies konnte bei der Bewertung nicht berücksichtigt werden.

Frage 10 Zusammenhang zwischen den Bausteinen der Materie

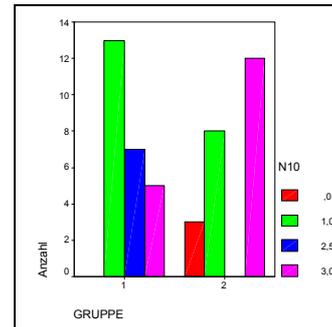
AdM

Ergänze die Tabelle: (Benutze das Periodensystem aus **Aufgabe 27**)

Frage 10							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2,5	3		
Wm	25	0	13	7	5	1,82	0,89
Wo	23	3	8	0	11	1,91	1,20

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	,045	,147	,307	,761 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	,111	,154	,760	,451 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung	Keine Angaben	10-W-NT-N-21
	Fehlerhafte Nennung	Bei dem Ausfüllen der Tabelle wurde offensichtlich nur geraten, da die Zahlen jeglichen Zusammenhang vermissen lassen.	10-S-NT-9
1	Teilweise richtig auch nur Namen	Es sind Teilaufgaben richtig gelöst und ein anderer Teil der Aufgaben nicht bearbeitet.	10-W-NT-A-1
		Die Namen sind richtig doch der Rest der Aufgabe wurde nicht bearbeitet oder der Zusammenhang wurde nicht richtig angewendet.	10-W-NT-A-15
		Es sind Teilaufgaben richtig gelöst und ein anderer Teil der Aufgaben nicht oder fehlerhaft bearbeitet.	10-W-NT-A-21
2,5	Richtig angewendet	Die Werte wurde richtig errechnet doch das Elementsymbol fehlerhaft interpretiert.	10-W-NT-A-17
		Alle Werte bis auf die Neutronenzahlen wurden richtig angegeben.	10-W-NT-A-2
		Alle Aufgaben wurden bis auf einen kleinen Rechenfehler richtig gelöst.	10-B-NT-27
3	Richtig angewendet und Namen richtig	Alle Angaben wurden wie erwartet ausgefüllt.	10-W-NT-A-20

Itemliste

Kurzform	Aussage
10NT1	Elementname richtig
10NT2	Elementsymbol richtig
10NT3	Elektronenzahl = Protonenzahl
10NT4	Protonenzahl = Elektronenzahl
10NT5	Neutronenzahl = Nukleonenzahl - Protonenzahl
10NT6	Nukleonenzahl = Neutronen- und Protonenzahl

Bei der Beantwortung der Frage zu den *Bausteinen der Materie* zeigt sich, dass die Lernenden der beiden Gruppen im Mittel etwa die gleichen Leistungen erzielt haben. Der Mittelwertunterschied ist mit 0,09 sehr gering. Aus der Verteilung der Leistungspunkte und der Standardabweichung zeigt sich jedoch, dass die Leistungen der Gruppe Wo sehr heterogen sind, da die Leistungswerte stark variieren. In dieser Gruppe ist entweder korrekt gerechnet worden oder nicht entsprechend dem unterrichteten Schema verfahren worden, denn es gibt so gut wie keine Ausprägungen dazwischen.

Frage 11 Energieverlauf bei der Bindungsbildung

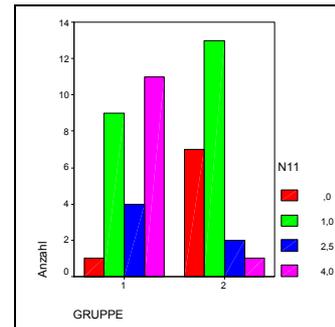
BvM

Ordne den Figuren im Energiediagramm eine Zahl aus der unteren Tabelle zu.

Frage 11							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2,5	4		
Wm	25	1	9	4	11	2,52	1,46
Wo	23	7	13	2	1	0,96	0,96

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,539	,103	-4,334	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,542	,103	-4,371	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung	keine	10-W-NT-N-16
	Fehlerhafte Nennung	Es treten Doppelnennungen auf die zudem auch noch fehlerhaft sind.	10-W-NT-N-3
1	Teilweise richtig	Vertauschung von zwei Items, so dass beide nicht mehr als richtig bezeichnet werden können.	10-W-NT-N-25
		Vertauschung mehrerer Items, so dass nur noch eines richtig positioniert wurde.	10-W-NT-N-1
2,5	Überwiegend richtig	Vertauschung von zwei Items, so dass eines davon jedoch noch als richtig bezeichnet werden kann.	10-W-NT-N-20
		Insgesamt drei Items werden akzeptiert.	10-W-NT-A-7
4	Modell verstanden und richtig auf die Problemstellung angewendet	Alle Nennungen entsprechen den Erwartungen.	10-W-NT-A-6

Die Items sind vorgegeben, so dass diese nur noch zugeordnet werden müssen. Eine Kombination der unterschiedlichen Items führt zu der o. g. Beurteilung der Leistung und den aufgeführten Punkten. Bei sich widersprechenden Aussagen wurden diese als nicht korrekt bewertet. Die Kombination einer richtigen Aussage mit einer Aussage die dem Modell nicht entspricht wurde mit weniger Punkten bewertet als eine einzelne richtige Aussage, da der Ratefaktor hierbei kleiner ist.

Die Auswertung liefert einen hohen Mittelwert von 2,52 bei der Gruppe Wm im Gegensatz zu dem Wert von 0,96 bei der Gruppe Wo. Das stellt eine eindeutig bessere Leistung der Versuchsgruppe im Gegensatz zur Kontrollgruppe dar.

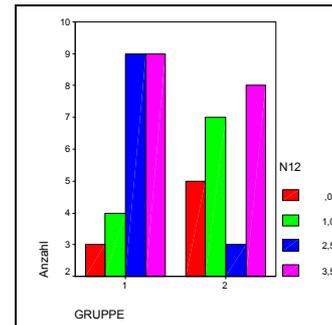
Frage 12 Darstellung einer Reaktion mittels Lewisformel**BvM**

Die Reaktion von Atomen zu Molekülen. Ergänze die folgende Reaktion:

Frage 12							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2,5	3,5		
Wm	25	3	4	9	9	2,32	1,22
Wo	23	5	7	3	8	1,85	1,43

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,178	,142	-1,230	,225 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,146	,145	-,998	,323 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung

**Ausprägungsgrade**

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung	keine	10-B-NT-12
	Fehlerhafte Nennung	Die Anzahl der Elektronen der Reaktionspartner stimmt nicht. Name und Molekülformel fehlen.	10-W-NT-N-15
		Die Elektronenanzahl der Edukte ist korrekt, doch beim Molekül sind nicht alle Elektronen gepaart und damit die Edelgasregel nicht erfüllt. Dies widerspricht den vermittelten Vorstellungen.	10-W-NT-N-24
1	Teilweise richtig oder Namen richtig	Molekülformel und Name sind richtig	10-W-NT-N-1
		Molekülformel und Name sind richtig, die Lewisformel des Sauerstoffmoleküls entspricht zwar dem aktuellen Stand der Wissenschaft, doch bezogen auf den Unterricht ist sie fehlerhaft.	10-W-NT-N-7
		Die Elektronenanzahl der Edukte ist korrekt.	10-W-NT-N-22
2,5	Modell angewendet Teilweise richtig	Die Reaktion wurde wie gefordert ausgefüllt. Die Molekülformel und der Name fehlen.	10-W-NT-N-6
		Molekülformel und Name sind richtig. Die Reaktion wurde zum Teil erfüllt.	10-W-NT-A-19
		Molekülformel und Name sind richtig. Die Reaktion wurde bis auf die nicht bindenden Elektronenpaare beim Molekül richtig ausgefüllt.	10-B-NT-4
		Die Aufgabe wurde wie gefordert gelöst. Es wurde bei den Edukten jedoch die ungepaarten Elektronen nicht berücksichtigt.	10-B-NT-5
		Die Reaktion wurde wie gefordert ausgefüllt. In der Molekülformel ist die Edelgasregel nicht erfüllt.	10-B-NT-17
3,5	Modell verstanden und richtig angewendet	Alle geforderten Positionen wurden beantwortet	10-W-NT-N-5

Itemliste

Kurzform	Aussage
12NT1	Name
12NT2	Molekülformel
12NT3	Lewisschreibweise
12NT4	Freie Elektronen
12NT5	Elektronenpaare
12NT6	Doppelbindung
12NT7	Edukte und Produkte

Bei der Beantwortung der Frage zu der *Bildung von Molekülen aus Atomen* zeigt sich mit einem Mittelwertunterschied von 0,47 bei einer Gesamtpunktzahl von 3,5 eine deutliche Differenz zwischen den beiden Gruppen. Die Streuung der Werte ist darüber hinaus in der Gruppe Wm geringer, obwohl sie den besseren Mittelwert erreicht hat. Die Leistung der Gruppe ist homogener.

Bei der Auswertung der Frage entsteht ein Konflikt, da die naturwissenschaftlich richtige Schreibweise eines diradikalischen Sauerstoffmoleküls für den erfolgten Unterrichtsgang und für die Auswertung des Tests als nicht angemessen und damit als fehlerhaft bezeichnet werden muss. Im anschließenden Chemieunterricht in der Sekundarstufe II ist dann wieder das diradikalische Sauerstoffmolekül den vermittelten Unterrichtsinhalten angemessen.

Frage 13 Kräfte bei der Bindungsbildung

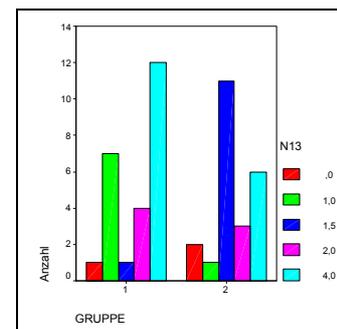
BvM

Welche Kräfte wirken bei der Bildung eines Moleküls? Kreuze an.

Frage 13								
Gruppe	Anzahl	Punkte					Ø	SD
		0	1	1,5	2	4		
Wm	25	1	7	1	4	12	2,58	1,46
Wo	23	2	1	11	3	6	2,07	1,27

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,188	,140	-1,299	,200 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,130	,149	-,889	,379 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung	keine	10-W-NT-N-12
	Fehlerhafte Nennung	Eine fehlerhafte Aussage wird gewählt. Alle Lösungen sind angekreuzt, so dass sich die Aussagen widersprechen.	10-W-NT-A-10 10-W-NT-N-22
1	Teilweise richtig	Eine Nennung ist richtig, die andere entspricht nicht dem im Unterricht Vermittelten.	10-W-NT-A-4 10-W-NT-A-9
1,5	In der Summe eine Nennung richtig	Zwei richtige und eine fehlerhafte Aussage wurden gewählt.	10-W-NT-N-1 10-W-NT-N-2
2	Eine Nennung richtig	Abstoßung zwischen den verschiedenen Atomkernen.	10-W-NT-A-2
		Anziehung zwischen dem Atomkern des einen und der Atomhülle des anderen Atoms.	10-W-NT-A-6
4	Beide Nennungen richtig	Die beiden Nennungen waren richtig.	10-W-NT-A-1

Die Items sind vorgegeben, so dass diese nur noch zugeordnet werden müssen. Eine Kombination der unterschiedlichen Items führt zu der o. g. Beurteilung der Leistung und den aufgeführten Punkten. Es sind vier Ausprägungsgrade nötig, um die Qualität der Aussagen genau unterscheiden zu können.

Bei sich widersprechenden Aussagen wurden diese als nicht korrekt bewertet. Die Kombination einer richtigen Aussage mit einer Aussage die dem Modell nicht entspricht wurde mit weniger Punkten bewertet als eine einzelne richtige Aussage, da der Ratefaktor hierbei kleiner ist. Zwei richtige Aussagen in Kombination mit einer Aussage die dem Modell nicht entspricht gehört zu einem geringeren Ausprägungsgrad als eine richtige Aussage, da mit drei Kreuzen der Ratefaktor und die Wahrscheinlichkeit automatisch günstiger wird als mit einem Kreuz.

Die Auswertung liefert einen hohen Mittelwert von 2,58 bei der Gruppe Wm im Vergleich zu dem Wert von 2,07 bei der Gruppe Wo. Die Differenz von 0,51 stellt bereits den Unterschied zwischen zwei Kategorien dar, weil sich die Kategorien zwei, drei und vier mit nur jeweils 0,5 Punkten unterscheiden. Für diese Frage ist die Mittelwertdifferenz eindeutig hoch genug um sagen zu können, dass die Leistung der Wm Gruppe im Gegensatz zur Wo Gruppe besser ist.

Frage 14 Energie bei der Bindungsbildung

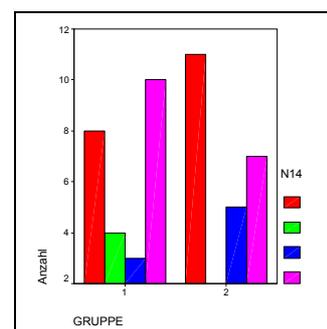
EWM/BvM

Ein energetisch günstiger Zustand wird erreicht, wenn in einem Molekül ...

Frage 14							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2	4		
Wm	25	8	4	3	10	2,00	1,78
Wo	23	11	0	5	7	1,65	1,77

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,099	,143	-,678	,501 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,115	,144	-,785	,437 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hyphothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hyphothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung	keine	10-W-NT-A-5
	Fehlerhafte Nennung	Eine fehlerhafte Aussage wird gewählt. Zwei fehlerhafte Aussagen sind gewählt.	10-W-NT-A-1 10-W-NT-A-13
1	Teilweise Richtig	Eine Nennung ist richtig, die andere entspricht nicht dem im Unterricht Vermittelten.	10-W-NT-A-4
2	Eine Nennung Richtig	Nur voll besetzte Elektronenwolken.	10-W-NT-A-7
		Keine halbbesetzten Elektronenwolken.	10-B-NT-31
4	Beide Nennungen richtig	Die beiden Nennungen waren richtig.	10-W-NT-A-2

Die Items sind auch bei dieser *Multiple-select*-Aufgabe vorgegeben, so dass sie nur noch zugeordnet werden müssen. Bei den zwei richtigen Nennungen gibt es verschiedene Möglichkeiten mit einer richtigen und/oder einer richtigen und einer fehlerhaften Nennung sowie der exakten Beantwortung der Frage. Die Kombination der unterschiedlichen Items führt zu der o. g. Einteilung der Leistung und den aufgeführten Punkten. Es sind vier Ausprägungsgrade nötig, um die Qualität der Aussagen quantitativ unterscheiden zu können. Widersprechende Aussagen wurden als nicht korrekt bewertet. Die Kombination mehrerer Antworten mit einer richtigen Antwort wurde mit weniger Punkten bewertet als eine richtige Antwort. Zwei richtige Aussagen in Kombination mit einer Aussage die nicht korrekt ist, gehört zu einem geringeren Ausprägungsgrad als eine einzelne richtige Aussage.

Die Auswertung liefert einen Mittelwert von 2,0 bei der Gruppe Wm im Vergleich zu dem Wert von 1,65 bei der Gruppe Wo. Es zeigt sich im Mittel eine bessere Leistung der Lernenden aus der Gruppe Wm.

Frage 15 Gemeinsame Elektronenwolken

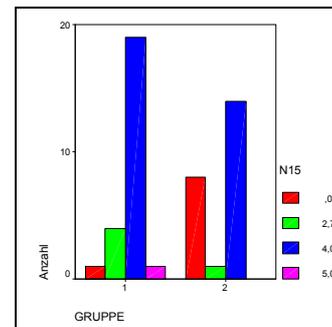
EWM/BvM

In folgenden Molekülen (Chlor-, Stickstoff- und Kohlenstoffdioxidmolekül) weisen sämtliche Atome für sich betrachtet einen Edelgaszustand auf. Zeichne für jedes Atom den Edelgaszustand ein, indem Du alle dem Atom zugehörigen Elektronenwolken mit einem Kreis umschließt.

Frage 15							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2,7	4		
Wm	25	1	0	4	20	3,63	0,9
Wo	23	8	0	1	14	2,55	1,92

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,357	,117	-2,596	,013 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,286	,132	-2,021	,049 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung	keine	
	Fehlerhafte Nennung	Die eingezeichneten Kreise zeigen nicht das Gefragte. Es wurde eine Vorstellung der Ionenbindung eingezeichnet, in der die Elektronen übertragen werden.	10-W-NT-N-1 10-B-NT-7
1	Eigene Vorstellungen	Der Edelgaszustand wird bereits durch eine volle Elektronenwolke erreicht, da Helium ja nur zwei Elektronen benötigt.	10-B-NT-9
		Es ist nur ein Teil der Kreise eingezeichnet. Ein weiterer Teil der Kreise unterliegt keinem erkennbaren Zusammenhang.	10-B-NT-11
2,7	Teilweise richtig	Die Aufgaben sind richtig gelöst, doch bei einer Zeichnung sind die Kreise nicht genau zuzuordnen.	10-W-NT-N-24
		Die Aufgaben sind richtig gelöst, doch bei einer Zeichnung wurde ein Kreis vergessen.	10-W-NT-A-20
4	Alle Nennungen korrekt	Alle geforderten Zeichnungen wurden korrekt ausgeführt.	10-W-NT-A-2

Itemliste

Kurzform	Aussage
15NT1	Edelgaszustand
15NT2	Vollbesetzte Elektronenwolken
15NT3	Vollbesetzte Elektronenschale
15NT4	Gemeinsame bindende Elektronenpaare
15NT5	Einfachbindung
15NT6	Doppelbindung
15NT7	Dreifachbindung
15NT8	Mehrere Atome verbinden sich zu einem Molekül

In dieser Frage haben wenige Lernende oberflächlich gezeichnet, so dass eine Interpretation schwierig war. Darüber hinaus haben einige Lernende teilweise noch Vorstellungen der Ionenbindung geäußert, denn sie haben einem Bindungspartner in einem Mole-

kül die Edelgaskonfiguration zugewiesen, während der zweite Bindungspartner die restlichen Elektronen erhielt. Hier wurde ein ionischer Bindungscharakter interpretiert

Die Auswertung der Tabelle ergab, dass 20 von 25 Lernenden aus der Gruppe Wm eine fehlerfreie Vorstellung zum Elektronenwolkenmodell erworben haben und dies auch zeichnerisch belegen können. Dem gegenüber können dies nur 14 Lernende aus der Gruppe Wo. Aus dieser Gruppe haben aber 8 Lernende ausschließlich fehlerhafte Vorstellungen. Dies ist der Grund für den Mittelwertunterschied von 1,08 Punkten auf insgesamt nur 4 Punkte. Die Punktleistung der Gruppe Wm ist mit einer wesentlich kleineren Standardabweichung als die Gruppe Wo und \bar{x} von 3,63 leistungsheterogener und liefert zudem eine größere Leistung ab.

Frage 16 Übertragung der Modellvorstellung

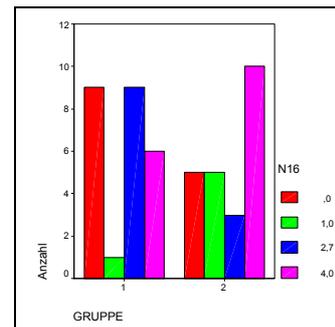
BvM

Es ist bekannt, dass die Verbindung H₂O stabil ist. Wasser ist aus Wassermolekülen aufgebaut. Nenne, welche Wasserstoffverbindungen gleicher Struktur noch denkbar sind?

Frage 16							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2,7	4		
Wm	25	9	1	9	6	1,97	1,65
Wo	23	5	5	3	10	2,31	1,71

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	,102	,143	,694	,491 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	,144	,144	,989	,328 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung Fehlerhafte Nennung		10-W-NT-N-11
		Es werden Chalcogensauerstoffverbindungen aufgeführt.	10-W-NT-N-23
		Schwefel wird zusammenhanglos genannt.	10-W-NT-N-12
		H-Be-H wird genannt.	10-W-NT-A-7
		H ₂ O ₂ wird genannt.	10-B-NT-3
1	Konzept nicht verstanden oder teilweise richtig	Li-O-Li wird genannt.	10-W-NT-A-19
		Es werden als Beispiele H ₂ S und SO ₂ mit der gleichen Einfachbindung aufgeführt.	10-W-NT-N-2
2,7	Konzept verstanden überwiegend richtig	Es wird ein weiteres Beispiel genannt. Die Verallgemeinerung fehlt.	10-W-NT-A-13
		Das Konzept wurde auf einen Teil der Atome der 6. Hauptgruppe angewendet. Es trifft nicht exakt zu.	10-S-NT-5
4	Konzept Richtig angewendet	Es Elementwasserstoffverbindungen genannt, die denkbar sind.	10-W-NT-A-6
		Verbale Verallgemeinerung der dargestellten Regel.	10-W-NT-A-25
		Auflistung der Elementwasserstoffverbindungen aus der 6. Hauptgruppe.	10-W-NT-A-15

Itemliste

Kurzform	Aussage
16NT1	Chalcogensauerstoffverbindungen
16NT2	Gleiche Struktur wie das Wassermolekül
16NT3	Ähnliche Verbindungen innerhalb einer Hauptgruppe
16NT4	Moleküle entstehen
16NT5	Vollbesetzte Elektronenwolken
16NT6	H ₂ X entsteht
16NT7	Gleiche Elektronenkonfiguration in der gleichen (6.) Hauptgruppe

In den Ausführungen zu der *Übertragung der Modellvorstellung* von einem Atom auf die Atome der gleichen Hauptgruppe wird z.B. bei der Antwort H₂S das Prädikat vergeben, dass der Lernende das Konzept verstanden hat aber die Verallgemeinerung fehlt.

Die Lernenden der Gruppe Wo haben mit einem Mittelwertunterschied von 0,34 geringfügig bessere Leistungen gezeigt. Eine konkretere Aussage ist nicht möglich, da die Leistungswerte beider Gruppen sehr stark streuen und mit SD von 1,65 und 1,71 als sehr leistungsheterogen zu bezeichnen sind.

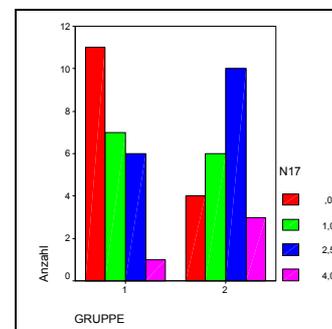
Frage 17 Zusammenhang zwischen den Bausteinen der Materie AdM

Zeichne die entsprechenden Zahlen an die Pfeile in der Abbildung, so dass die Aussagen Sinn machen!

Frage 17								
Gruppe	Anzahl	Punkte					Ø	SD
		0	1	2,5	3,5	4		
Wm	25	11	7	6	0	1	1,04	1,18
Wo	23	4	6	10	0	3	1,87	1,28

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	,325	,132	2,335	,024 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	,331	,132	2,378	,022 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennungen	Keine Nennung	10-W-NT-N-6
		Alle Zuordnungen sind fehlerhaft.	10-W-NT-A-24
		Alle gemalten Pfeile sind nicht zuzuordnen.	10-W-NT-N-15
1	Wenig richtig, überwiegend fehlerhaft	Eine bis maximal vier Verknüpfungen sind richtig erstellt worden.	10-W-NT-A-24
2,5	Überwiegend richtig	Fünf oder mehr von neun möglichen Verknüpfungen sind richtig zugeordnet.	10-W-NT-N-1

3,5	1 Fehler	Bis auf eine fehlende Verknüpfung sind alle anderen richtig zugeordnet.	10-B-NT-13
4	Ganz richtig	Alle Verknüpfungen sind richtig durchgeführt worden.	10-W-NT-N-23

In dieser Aufgabe sollte ein vorgegebenes *Concept Map* mit ebenfalls vorgegebenen Relationen versehen werden. Für die meisten Lernenden beider Gruppen war diese Methode neu. Für die insgesamt acht Relationen wurden je richtiger Nennung ein halber Punkt vergeben, was zu der o. g. Punkteverteilung und Kategorienbildung führt. Es sind fünf Ausprägungsgrade nötig, um die Qualität der Aussagen quantitativ unterscheiden zu können. Widersprechende Aussagen wurden als nicht korrekt bewertet. Die Kombination mehrerer Antworten mit einer oder mehrerer richtiger Antworten wurde mit weniger Punkten bewertet als nur richtige Antworten. Die Auswertung zeigt, dass allein 11 Lernende der Gruppe Wm die Aufgabenstellung gar nicht bearbeitete. Das führt wiederum zu einem Mittelwert von 1,04. Der Mittelwert der Gruppe Wo mit 1,87 resultiert daraus, dass allein 10 Lernende mindestens fünf von den neun Relationen richtig eingesetzt haben und nur vier Lernende die Frage nicht beantworteten.

Frage 18 Das Elektronenwolkenmodell

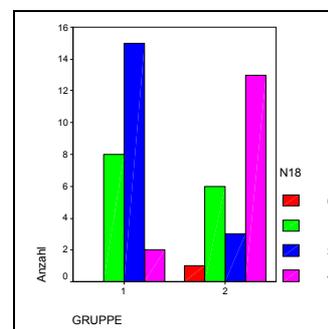
EWM

Welche Aussagen kannst du dieser Darstellung des Boratoms entnehmen? Kreuze an.

Frage 18							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2	4		
Wm	25	0	8	15	2	1,84	0,8
Wo	23	1	6	3	13	2,78	1,48

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	,379	,134	2,782	,008 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	,303	,150	2,154	,036 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	Keine Nennung	10-W-NT-N-10
		Alle Antworten angekreuzt	10-B-NT-3
1	Teilweise Richtig	Die Modellvorstellung ist nicht richtig verstanden, denn die vollbesetzte innere Elektronenschale wird nicht erkannt. 1/3	10-W-NT-N-13
2	In der Summe eine Nennung richtig und eine Nennung richtig.	Zwei richtige und eine fehlerhafte Aussage. Die fehlerhafte Antwort zeigt, dass die vollbesetzte innere Elektronenschale nicht erkannt wird. 1/3/4	10-W-NT-N-10
		Eine Nennung ist richtig. 1	10-W-NT-A-8
		Eine Nennung ist richtig. 4	10-W-NT-A-3
4	Beide Nennungen richtig	Die beiden Nennungen sind richtig. 1/4	10-W-NT-N-7

Bei dieser Frage wurde vorausgesetzt, dass die Lernenden die vollbesetzte erste Schale mit einer vollbesetzten Elektronenwolke gleichsetzten. Diese Gleichsetzung der Elektronenwolke mit der Elektronenschale konnten in wenigen Fällen auch Lernende mit ansonsten überwiegend guten Leistungen nicht immer korrekt beantworten.

Es hat sich gezeigt, dass nur drei Ausprägungsgrade notwendig sind, um die Leistung der Lernenden, bei der Darstellung des Boratoms in der Schreibweise des Elektronenwolkenmodells, adäquat zu beschreiben, da immer wieder die gleichen Antwortkombinationen der vorgegebenen Items verwendet wurden. Die Gruppe Wo zeigt dabei bessere Leistungen als die Gruppe Wm. Die zweidimensionale Abbildung könnte von ihnen besser interpretiert worden sein, als von der Gruppe Wm. Es zeigt sich jedoch auch wieder eine große Leistungsheterogenität der Gruppe Wo mit SD von 1,48 zu einer Abweichung von 0,8 bei der Gruppe Wm. Eine größere Variationsbreite der Leistungswerte wurde hier besonders bei der Gruppe Wo festgestellt.

Frage 19 Ausbildung von Mehrfachbindungen

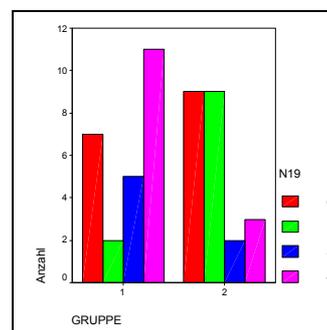
EWM

Ein Molekül Ethen besteht aus zwei Kohlenstoffatomen und vier Wasserstoffatomen. Überlege mit Hilfe der Edelgasregel, wie das Molekül aussehen könnte und zeichne es.

Frage 19							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	3	4		
Wm	25	7	2	5	11	2,44	1,76
Wo	23	9	9	2	3	1,17	1,4

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,375	,132	-2,742	,009 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,321	,137	-2,300	,026 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hyphothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hyphothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	Keine Nennung	10-W-NT-N-1
		Zeichnung nicht auswertbar	10-W-NT-A-8
		Zeichnung zweier isolierter Wasserstoffatome	10-W-NT-N-8
1	Teilweise richtig	Die Wasserstoffatome haben sich mit den Kohlenstoffatomen gebunden, doch die Bindungselektronenwolken enthalten keine Atomkerne.	10-W-NT-A-9
		Die Doppelbindung hat sich gebildet, doch es stimmen weder Elektronenanzahl noch sind die Atomkerne der Wasserstoffatome in der Bindungselektronenwolke.	10-W-NT-N-25

3	Modell verstanden	Die Wasserstoffatome haben sich mit den Kohlenstoffatomen gebunden, doch das fertige Molekül ist nicht dargestellt.	10-W-NT-A-24
		Die Atome haben sich zum Ethenmolekül gebunden, doch die Atomkerne der Wasserstoffatome sind nicht in der Bindungselektronenwolke.	10-W-NT-A-15
		Die Atome haben sich zum Ethenmolekül gebunden. Die Atomkerne sind nicht eingezeichnet.	10-W-NT-A-15
4	Modell richtig angewendet	Darstellung im Elektronenwolkenmodell und in der Lewis-schreibweise.	10-W-NT-A-2
		Richtige Darstellung mit den Bindungselektronenwolken zwischen den Atomkernen der Bindungspartner.	10-W-NT-A-11
		Das Molekül wurde in der Lewisschreibweise abgebildet.	10-W-NT-A-21

Itemliste

Kurzform	Aussage
19NT1	Edelgaszustand
19NT2	Vollbesetzte Elektronenwolken
19NT3	Vollbesetzte Elektronenschalen
19NT4	Gemeinsame bindende Elektronenpaare
19NT5	Einfachbindung
19NT6	Doppelbindung
19NT7	Mehrere Atome verbinden sich zu einem Molekül
19NT8	Richtige Anzahl an Reaktionspartnern (S)

Obwohl sich die Materialien und auch der normale Unterrichtsgang auf das Elektronenwolkenmodell beziehen, wurde zum Teil auch die Lewisschreibweise (10-W-NT-A-21) gewählt, um das Molekül darzustellen. Eine Mittelwertdifferenz zeigt erheblich bessere Leistungen der Gruppe Wm mit einem Mittelwert von 2,44 zu einem Mittelwert von 1,17 für die Gruppe Wo. Hierbei liegt SD mit 1,4 höher als der Mittelwert der Gruppe Wo, so dass man durch die ausgeprägte Streuung von einem fehlenden Verständnis ausgehen kann.

Frage 20 Stabilität von Molekülen

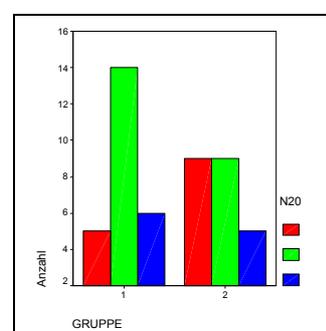
BvM

Wann ist ein Molekül stabil? Kreuze an.

Frage 20					
Gruppe	Anzahl	Punkte		Ø	SD
		0	1		
Wm	25	19	6	0,24	0,44
Wo	23	18	5	0,22	0,42

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,149	,143	-1,019	,313 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,153	,144	-1,051	,299 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung, fehlerhafte Nennung oder sich widersprechende Nennungen	Keine Nennung	10-W-NT-N-6
		Widerspruch: z.B. wenn es sehr viel Energie hat und wenn es keine Energie hat.	10-W-NT-N-24
		Widerspruch: z.B. wenn es sehr wenig Energie hat und die Energie spielt für die Stabilität keine Rolle	10-W-NT-N-8
		Die Energie spielt für die Stabilität keine Rolle.	10-W-NT-N-1
		Wenn es keine Energie hat.	10-W-NT-N-18
		Wenn es sehr viel Energie besitzt	10-W-NT-A-21
2	Richtige Nennung	wenn es sehr wenig Energie besitzt.	10-W-NT-A-23

Es hat sich gezeigt, dass nur zwei Ausprägungsgrade notwendig sind, um die Leistung der Lernenden, bei der Frage zur Stabilität von Molekülen, angemessen beschreiben zu können. Es wurden beide sich widersprechenden Aussagen als nicht korrekt bewertet.

Die Gruppe Wm machte im Gegensatz zu der Gruppe Wo, die mehrere sich widersprechende Antworten ankreuzte, keine widersprüchlichen Aussagen. Die Leistungen der Gruppen sind mit Mittelwerten von 0,22 und 0,24 jedoch als gleich zu bewerten, so dass diese Frage neutral einzuschätzen und im Gruppenvergleich weder für die eine noch für die andere Gruppe ausschlaggebend ist.

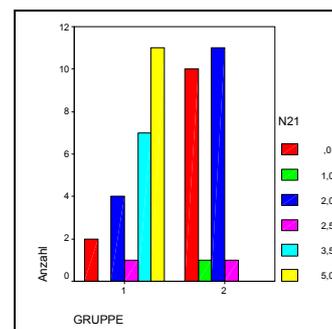
Frage 21 Räumliche Anordnung von Atomen in Molekülen EWM

Zeichne das Elektronenwolkenmodell eines Wasser-Moleküls in den Kasten links. Wähle die geometrische Form aus, die das Wasser-Molekül einnimmt. Kreuze an.

Frage 21									
Gruppe	Anzahl	Punkte						Ø	SD
		0	1	2	2,5	3,5	5		
Wm	25	2	0	4	1	7	11	3,60	1,57
Wo	23	10	1	11	1	0	0	1,11	1,02

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungswertes T ^b	Näherungswesige Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,690	,080	-6,459	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,699	,082	-6,629	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hyphothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hyphothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	Keine Nennung	10-W-NT-N-14
		Es wurde keine Zeichnung angefertigt und die Form ist fehlerhaft angekreuzt.	10-W-NT-A-10
		Alle Formen wurden angekreuzt und die Zeichnung nicht ausgeführt.	10-W-NT-A-24
		Fehlerhafte Zeichnung und Form.	10-W-NT-N-15
1	Zeichnung teilweise richtig und Form fehlerhaft	Die Form ist fehlerhaft gewählt und die Zeichnung stimmt auszugsweise, jedoch auch nicht mit dem Elektronenwolkenmodell überein.	10-W-NT-N-14
2	Zeichnung fehlerhaft und Form ok	Keine Zeichnung aber Form richtig gewählt	10-W-NT-A-23
		Die Zeichnung ist teilweise richtig, doch die Form ist fehlerhaft gewählt worden.	10-W-NT-A-15
		Die Zeichnung ist fehlerhaft doch die Form richtig gewählt.	10-W-NT-A-8
2,5	Zeichnung teilweise richtig Form teilweise richtig	In der Zeichnung fehlen die Atomkerne der Wasserstoffatome. Es ist ein Dreieck als Gesamtmolekülform gewählt worden.	10-W-NT-A-20
		Form richtig gewählt doch die Zeichnung stimmt mit dem Elektronenwolkenmodell nicht überein.	10-W-NT-N-5
3,5	Zeichnung ok, Form teilweise richtig	Zeichnung ok. Es wurde jedoch die Lewisschreibweise anstatt des Elektronenwolkenmodells gewählt. Die Form ist richtig gewählt.	10-W-NT-A-21
5	Zeichnung und Form ok	Zeichnung und Form korrekt.	10-W-NT-A-25
		Es wurde alles richtig beantwortet, sogar die Deformation der Elektronenwolken ist berücksichtigt.	10-W-NT-A-2

Itemliste

Im ersten Teil der Aufgabe sind die Items bereits vorgegeben, so dass nur noch das zutreffende ausgewählt werden musste. Im zweiten Teil der Aufgabe konnten folgende Items zum Ausdruck kommen:

Kurzform	Aussage
21NT1	Edelgaszustand
21NT2	Vollbesetzte Elektronenwolken
21NT3	Vollbesetzte Elektronenschalen
21NT4	Gemeinsame bindende Elektronenpaare
21NT5	Einfachbindung
21NT6	Mehrere Atome verbinden sich zu einem Molekül
21NT7	Mehrere Atomkerne im Molekül
21NT8	Geometrie des Moleküls
21NT9	Geometrie der Elektronenwolken

Es sind sechs Ausprägungsgrade nötig, um die Qualität der Aussagen quantitativ unterscheiden zu können. Widersprechende Aussagen wurden als nicht korrekt bewertet. Die Kombination der Antworten mit den Zeichnungen wurde mit den o. g. Punkten bewertet. Die Anforderungen wurden nur von 11 Lernenden der Gruppe Wm voll erfüllt. Weitere sieben Lernende dieser Gruppe haben die Frage korrekt beantwortet, wobei sie jedoch zur Zeichnung des Moleküls die LEWIS-Schreibweise anstatt des Elektronenwolkenmodells verwendeten. Lediglich 11 der 23 Lernenden der Gruppe Wo konnten wenigstens die Form des Moleküls wiedergeben auch wenn es niemand von ihnen schaffte dieses im Elektronenwolkenmodell zu zeichnen. Weitere zehn Lernende dieser Gruppe haben

die Frage gar nicht oder nicht korrekt beantwortet. So ist der große Leistungsunterschied zwischen den beiden Gruppen zu erklären, der mit einer Mittelwertdifferenz von 2,39 bei einer Gesamtpunktzahl von 5 enorm groß ist. Aus dieser Frage lässt sich das bessere räumliche Vorstellungsvermögen der Lernenden der Gruppe Wm, auch bezogen auf das verwendete Elektronenwolkenmodell, direkt ablesen.

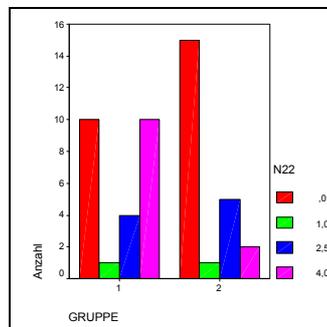
Frage 22 Anwendung des Elektronenwolkenmodells EWM/BvM

Erkläre, weshalb es kein Molekül, bestehend aus 3 Wasserstoffatomen, geben kann.

Frage 22							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2,5	4		
Wm	25	10	1	4	10	2,04	1,85
Wo	23	15	1	5	2	0,93	1,42

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,322	,130	-2,310	,025 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,319	,132	-2,284	,027 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hyphothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hyphothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	Keine Nennung	10-W-NT-N-6
		Wasserstoffatome können nicht mehr als drei Elektronen aufnehmen.	10-W-NT-N-25
1	Bezug zur Frage fehlt	Ein Wasserstoffatom hätte dann keine volle Außenschale	10-W-NT-N-14
2,5	Prinzipiell richtig erklärt	Die Elektronenwolken können nur zwei Elektronen aufnehmen plus Zeichnung.	10-W-NT-N-23
		Die Formulierung ist richtig, doch es wird statt von Wasserstoffatomen von -molekülen gesprochen.	10-W-NT-A-25
		Das Wasserstoffatom ist einbindig, es kann nur zwei Elektronen haben.	10-W-NT-N-20
4	Mit dem entsprechenden Modell richtig erklärt	Die Edelgasregel wäre nicht erfüllt. Zeichnung zeigt ein ungepaartes Elektron.	10-W-NT-A-15
		Wasserstoffatome haben halbbesetzte Elektronenwolken. Da eine Elektronenwolke nur zwei Elektronen aufnehmen kann, können sich nur zwei Wasserstoffatome zu einem Molekül verbinden.	10-W-NT-A-13

Itemliste

Kurzform	Aussage
22NT1	Edelgaszustand muss erfüllt sein
22NT2	Vollbesetzte Elektronenwolken
22NT3	Vollbesetzte Elektronenschalen
22NT4	Gemeinsames Elektronenpaar
22NT5	Einfachbindung
22NT6	Zwei Atome verbinden sich zu einem Molekül
22NT7	Zwei Atomkerne im Molekül
22NT8	Geometrie des Wasserstoffmoleküls

Die Frage nach der Möglichkeit zur Bildung eines Moleküls aus drei Wasserstoffatomen, erklärt auf der Basis des Elektronenwolkenmodells, zeigt innerhalb der Unterscheidung in vier Ausprägungsgrade, dass der Leistungsunterschied der beiden Gruppen mit einem Mittelwertunterschied von 1,1 wieder relativ groß ist. Insgesamt zehn von 25 Lernenden der Gruppe Wm haben die Frage zur vollen Zufriedenheit beantwortet. Allein 15 Lernende der Gruppe Wo im Gegensatz zu zehn Lernenden der Gruppe Wm haben die Frage gar nicht oder fehlerhaft beantwortet. Der erreichte Mittelwert der Gruppe Wm ist mit 2,04 hoch.

Frage 23 Wirkende Kräfte bei der Bindungsbildung

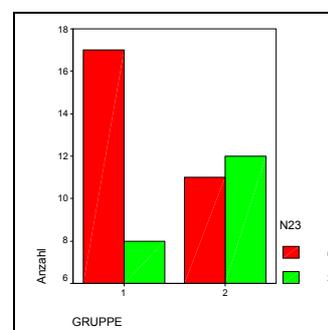
BvM

Bindungen zwischen unterschiedlichen Atomen resultieren stets aus Kreuze an.

Frage 23							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	2	4		
Wm	25	17	0	8	0	0,64	0,95
Wo	23	11	0	12	0	1,04	1,02

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	,204	,141	1,416	,163 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	,204	,141	1,416	,163 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	Keine Nennung	10-W-NT-N-22
		Die Bindung zwischen Atomen resultiert stets aus der Überlappung der Neutronen der Kerne.	10-W-NT-A-10
		Die Bindung zwischen Atomen resultiert stets aus der Überlappung der Protonen der Kerne.	10-W-NT-A-5
		Die Bindung resultiert aus der Überlappung der Protonen und Neutronen der Kerne.	10-B-NT-29

1	Teilweise richtig	Neben der Wechselwirkung der Valenzelektronen wird auch noch die Überlappung der Protonen der Kerne für die Bindungsbildung verantwortlich gemacht.	10-B-NT-32
2	Eine Nennung richtig	Die Bindung zwischen Atomen resultiert stets aus der Wechselwirkung von Valenzelektronen.	10-W-NT-N-2
		Die Bindung zwischen Atomen resultiert stets aus der negativen Ladung zwischen den Atomkernen.	10-W-NT-N-8
4	Beide Nennungen richtig	Sowohl die Wechselwirkung zwischen den Valenzelektronen als auch die negative Ladung zwischen den Atomkernen tragen zur Bindung zwischen den Atomen bei.	10-S-NT-9

Die Items sind bereits vorgegeben, so dass nur noch die zutreffenden ausgewählt werden müssen. Es sind vier Ausprägungsgrade nötig, um die Qualität der Aussagen quantitativ zu unterscheiden. Die Kombination der Antworten wurde mit den o. g. Punkten bewertet. Kein Lernender der beiden betrachteten Gruppen hat die Aufgabe in vollem Umfang gelöst. Ergänzend muss angeführt werden, dass der Lehrende *W* im Unterricht der Gruppe *Wo* von Valenzelektronen gesprochen hat und in der Gruppe *Wm* waren es stets halbbesetzte Elektronenwolken. Der Transfer ist nicht trivial. Er muss von der Gruppe *Wm* geleistet werden und von der Gruppe *Wo* nicht. Dadurch liegen bei der Aufgabe für die beiden Gruppen unterschiedliche Anforderungsbereiche vor. Für die Gruppe *Wo* war es Reproduktionswissen, wohingegen bei der Gruppe *Wm* zumindest Reorganisationswissen gefragt war.

Der Mittelwertvergleich ergibt für die Gruppe *Wm* einen Wert von 0,64 und für die Gruppe *Wo* 1,04. Mit einer Mittelwertdifferenz von 0,4 könnte man selbst unter normalen Bedingungen und einer maximal erreichbaren Punktzahl von 4,0 nicht von einem bedeutsamen Unterschied sprechen.

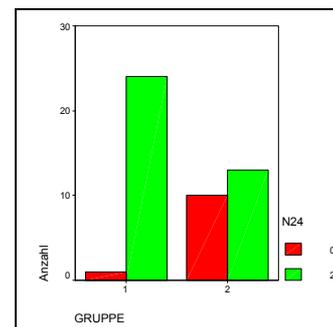
Frage 24 Polarisation durch Elektronegativitätsunterschiede BvM/EdA

Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms Kreuze an.

Frage 24					
Gruppe	Anzahl	Punkte		Ø	SD
		0	2		
Wm	25	1	24	1,92	0,4
Wo	23	10	13	1,13	1,01

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,469	,108	-3,604	,001 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,469	,108	-3,604	,001 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	Keine Nennung	10-W-NT-N-23
		Es wurde ein Widerspruch erzeugt: Die Elektronegativität soll das Maß dafür sein bindende Elektronen an sich zu ziehen und dafür ein Elektron abgeben zu können. Darüber hinaus noch gleichzeitig das Maß dafür eine Bindung mit einem Anion eingehen zu können.	10-W-NT-A-10
		Maß für die Bindung mit einem Anion.	10-S-NT-17
		Maß für die Fähigkeit eines Atoms ein Elektron abgeben zu können.	10-B-NT-25
		Maß für die Fähigkeit eines Atoms die bindenden Protonen an sich zu ziehen.	10-B-NT-22
2	Richtige Nennung	Richtige Definition der Elektronegativität gewählt.	10-W-NT-A-21

Es hat sich gezeigt, dass nur zwei Ausprägungsgrade notwendig sind, um die Leistung der Lernenden, bei der Frage zur Elektronegativität, angemessen beschreiben zu können. Es wurden beide sich widersprechende Aussagen als nicht korrekt bewertet.

Bei einer maximal zu erreichenden Punktzahl von 2,0 haben, in der Gruppe Wm, 24 von 25 Lernenden die erwartete Leistung erfüllt. In der Gruppe Wo haben lediglich 13 von 23 Lernenden die Erwartungen erfüllt. Da dies nur etwas mehr als die Hälfte der Lernenden sind, ist der Mittelwert von 1,13 näher am Ratefaktor von 0,5 als bei der zufrieden stellenden Leistung von 2,0. Die Leistung der Gruppen wird für die Gesamtauswertung wichtig sein.

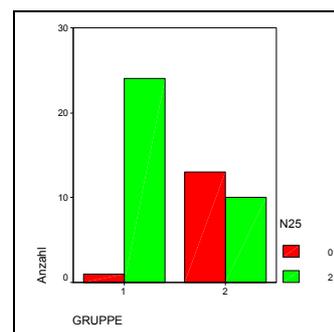
Frage 25 Abhängigkeit der Elektronegativität vom Atomradius EdA

Mit steigendem Atomradius Kreuze an.

Frage 25					
Gruppe	Anzahl	Punkte		Ø	SD
		0	2		
Wm	25	1	24	1,92	0,4
Wo	23	13	10	0,87	1,01

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,577	,103	-4,795	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,577	,103	-4,795	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
 b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
 c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung, Widerspruch oder fehlerhafte Nennung	Keine Nennung	10-W-NT-N-21
		Es wurde ein Widerspruch erzeugt: Die Elektronegativität sinkt und nimmt zugleich zu.	10-W-NT-A-10
		Die Elektronegativität nimmt mit steigendem Atomradius zu.	10-S-NT-17
		Die Elektronegativität ist unabhängig vom Atomradius.	10-S-NT-9
2	Richtige Nennung	Es wurde der richtige Zusammenhang zwischen der Elektronegativität und dem Atomradius erkannt.	10-W-NT-A-5

Auch bei dieser Aufgabe nur sind zwei Ausprägungsgrade notwendig, um die Leistung der Lernenden, bei der Frage zum Atomradius, adäquat beschreiben zu können. Es wurden sich widersprechende Aussagen als nicht korrekt bewertet.

Bei einer maximal zu erreichenden Punktzahl von 2,0 haben, in der Gruppe Wm wieder 24 von 25 Lernenden die erwartete Leistung voll erfüllt. In der Gruppe Wo haben diesmal lediglich 10 von 23 Lernenden die Erwartungen erfüllt. Da dies weniger als die Hälfte der Lernenden sind, ist der Mittelwert von 0,87 sehr gering. Er liegt sehr nah am Rاتفaktor von 0,5. Auch diese Frage wird mit einer Mittelwertdifferenz von 1,05 bei einer maximal zu erreichenden Punktzahl von 2,0 sehr hoch, so dass der Unterschied zwischen den beiden Gruppen als signifikant zu bezeichnen ist.

Frage 26 Übertragung der Modellvorstellung

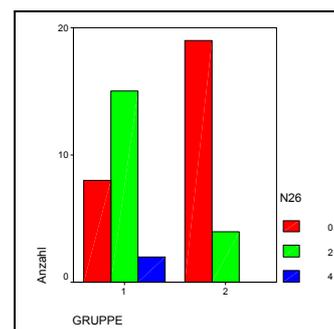
EWM

Wähle aus folgenden Elementen zwei aus, die ein polares Molekül bilden. Zeichne dieses Molekül mit Hilfe des Elektronenwolkenmodells und benenne es. Atome der Elemente: Wasserstoff - Chlor - Fluor - Kohlenstoff - Sauerstoff - Lithium - Natrium

Frage 26						
Gruppe	Anzahl	Punkte			Ø	SD
		0	2	4		
Wm	25	8	15	2	1,52	1,19
Wo	23	19	4	0	0,35	0,78

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,507	,107	-3,994	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,516	,117	-4,087	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	Keine Nennung	10-W-NT-N-19
		Es wurden unpolare Moleküle wie Fluor und Chlor gezeichnet.	10-W-NT-A-19
2	Richtig benannt oder richtig gezeichnet	Richtige Zeichnung ohne Benennung	10-W-NT-A-5
		Zeichnung und Benennung sind korrekt, doch die Übertragung auf eine weitere Verbindung ist misslungen.	10-W-NT-A-16
		Chlorfluorid wurde richtig benannt doch Bromfluorid gezeichnet.	10-W-NT-A-24
4	Richtig benannt und richtig gezeichnet	Chlorwasserstoff wurde richtig gezeichnet und benannt.	10-W-NT-A-12

Itemliste

Kurzform	Aussage
26NT1	Edelgaszustand
26NT2	Vollbesetzte Elektronenwolken
26NT3	Vollbesetzte Elektronenschalen
26NT4	Gemeinsame bindende Elektronenpaare
26NT5	Einfachbindung
26NT6	Doppelbindung
26NT7	Mehrere unterschiedliche Atome verbinden sich zu einem Molekül
26NT8	Mehrere Atomkerne im Molekül
26NT9	Mindestens ein Atom besitzt bereits eine vollbesetzte Elektronenschale
26NT10	Geometrie des Moleküls

Für die adäquate Beschreibung der Leistung der Lernenden sind drei Ausprägungsgrade notwendig, da neben der Multiple Select Aufgabe noch eine Zeichnung von den Lernenden anzufertigen war. Hierdurch ist die maximal zu erreichende Punktzahl 4,0. In der Gruppe Wm haben 15 Lernende eine der beiden Teilaufgaben ganz gelöst und weitere zwei Lernende beide Teilaufgaben zufrieden stellend beantwortet. In der Gruppe Wo haben lediglich vier Lernende eine der beiden Teilaufgaben gelöst. Die restlichen 19 Lernenden haben die Aufgabe entweder gar nicht oder auch nicht zum Teil korrekt gelöst.

Hieraus ergeben sich ein Mittelwert von 1,52 für die Gruppe Wm und lediglich ein Mittelwert von 0,35 für die Gruppe Wo. Hätten die Lernenden die Zeichnung nicht angefertigt, hätten sie bei einer geratenen Antwort bei dem *Multiple Choice* Teil der Aufgabe statistisch bereits einen Mittelwert von 0,5 erhalten können. Dies belegt ein schlechtes Ergebnis für die Gruppe Wo.

Frage 27 Verlauf der Elektronegativität im Periodensystem der Elemente EdA

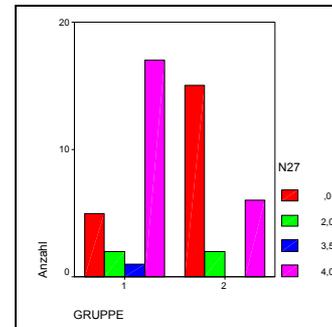
Hier siehst du ein vereinfachtes Schema des Periodensystems der Elemente. Zeichne in die freien Felder rechts neben den Elementensymbolen mit Hilfe vieler oder weniger Punkte ein, wie groß die Elektronegativität (EN) ist.

Punkte: (niedrige EN) 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 (hohe EN)

Frage 27							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	2	3,5	4		
Wm	25	5	2	1	17	3,02	1,64
Wo	23	15	2	0	6	1,22	1,78

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,474	,126	-3,653	,001 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,463	,127	-3,541	,001 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung



Ausprägungsgrade

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder überwiegend fehlerhafte Nennung	Keine Nennung.	10-W-NT-N-24
		Es wurde nur ein kleiner Teil ausgefüllt, der keine Rückschlüsse auf ein System erkennen lässt.	10-W-NT-N-12
		Die Elektronegativität steigt mit Zunahme der Ordnungszahl innerhalb der Hauptgruppe.	10-W-NT-N-18
2	Innerhalb der Periode richtig	Die Elektronegativität ändert sich innerhalb der Hauptgruppe nicht.	10-W-NT-N-25
2	Innerhalb der Hauptgruppe richtig	Die Elektronegativitätsänderung innerhalb der Hauptgruppe ist richtig.	10-B-NT-27
3,5	Überwiegend richtig	Es wurden alle Werte richtig eingetragen, nur Wasserstoff hat gegenüber Sauerstoff die höhere Elektronegativität.	10-W-NT-A-12
4	Ganz richtig	Die komplette Einordnung der Werte entspricht den Erwartungen.	10-W-NT-A-6

Die Items sind mit den Punkten für den Elektronegativitätswert bereits vorgegeben. Es sind fünf Ausprägungsgrade nötig, um die Qualität der Aussagen adäquat zu bewerten. Die Kombination der Antworten wurde mit den o. g. Punkten bewertet. Es wurden die Aussagen zu den Hauptgruppen (Spalten) und den Perioden (Zeilen) im Periodensystem der Elemente gleichmäßig gewichtet.

Der Mittelwertvergleich ergibt für die Gruppe Wm einen Wert von 3,02 und für die Gruppe Wo 1,22. Mit einer Mittelwertdifferenz von 1,8 kann bei einer maximal erreichbaren Punktzahl von 4,0 von einem bedeutsamen Unterschied gesprochen werden. Dieser ergibt sich daraus, dass 17 Lernende der Gruppe Wm die Frage voll beantworten konnten und ein weiterer Lernender den Verlauf der Elektronegativitätswerte im Periodensystem der Elemente mit Ausnahme von Wasserstoff richtig zuordnete. Dies konnten in der Gruppe Wo lediglich 6 Lernende. Zusätzlich könnte aus der hohen Standardabweichung, die mit 1,78 höher liegt als \bar{x} der Gruppe Wo eine Leistungsheterogenität interpretiert werden.

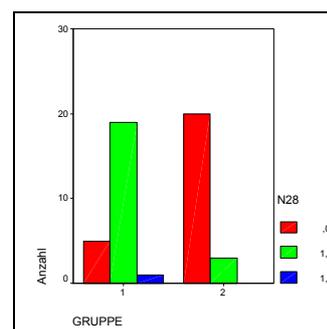
Frage 28 Verständnis zum Elektronenwolkenmodell**EWM**

Welche räumliche Anordnung zeigen die Bindungselektronenwolken im Ammoniakmolekül und Methanmolekül? Kreuze an. (Figuren aus **Aufgabe 21**)

Frage 28							
Gruppe	Anzahl	Punkte				Ø	SD
		0	1	1,5	2,5		
Wm	25	5	19	1	0	0,82	0,43
Wo	23	20	3	0	0	0,13	0,34

Symmetrische Maße					
		Wert	Asymptotischer Standardfehler ^a	Näherungsweise T ^b	Näherungsweise Signifikanz ^c
Intervall- bzgl. Intervallmaß	Pearson-R	-,669	,103	-6,097	,000 ^c
Ordinal- bzgl. Ordinalmaß	Korrelation nach Spearman	-,669	,103	-6,099	,000 ^c
Anzahl der gültigen Fälle		48			

a. Die Null-Hypothese wird nicht angenommen.
b. Unter Annahme der Null-Hypothese wird der asymptotische Standardfehler verwendet.
c. Basierend auf normaler Näherung

**Ausprägungsgrade**

Pkt	Kurzform	Beschreibung	Testnummer
0	Keine Nennung oder fehlerhafte Nennung	keine	10-W-NT-N-18
		Es wurden für beide Moleküle die fehlerhaften Antworten ausgewählt.	10-W-NT-N-25
1	Methan richtig	Die Form der Bindungselektronenwolken im Methanmolekül wurde richtig angegeben.	10-W-NT-A-1
1,5	Ammoniak richtig	Die Form der Bindungselektronenwolken im Ammoniakmolekül wurde richtig angegeben.	
2,5	Beide Moleküle richtig	Die Form der Bindungselektronenwolken in beiden Molekülen wurde richtig angegeben.	10-W-NT-A-21

Für die passende Beschreibung der Leistung der Lernenden sind vier Ausprägungsgrade notwendig, da die beiden *Multiple Choice*-Aufgaben einen unterschiedlichen Schwierigkeitsgrad aufweisen. Die räumliche Anordnung der Bindungselektronenwolken ist auf die zur Bindung beitragenden vollbesetzten Elektronenwolken beschränkt. Da die Elektronenwolken der Atome alleine immer tetragonal angeordnet sind, musste von allen Lernenden ein Transfer geleistet werden, der sich ausschließlich auf die Bindungselektronenwolken bezieht. Es lässt sich aus den Daten entnehmen, dass kein Lernender die in der Aufgabe gestellte Anforderung zufrieden stellend lösen konnte. Lediglich ein Lernender war in der Lage, die räumliche Anordnung der Bindungselektronenwolken im Ammoniakmolekül richtig zu erkennen. 19 Lernende aus der Versuchsgruppe waren hingegen in der Lage die Anordnung der Bindungselektronenwolken im Methanmolekül wieder zu geben. Dies gelang lediglich drei Lernenden aus der Kontrollgruppe. Hieraus ergeben sich ein Mittelwert von 0,82 für die Versuchs- und ein Mittelwert von 0,13 für die Kontrollgruppe.

Die Anordnung der Bindungselektronenwolken könnte von den Lernenden eventuell mit der Gesamtstruktur des Moleküls verwechselt werden, die die freien Elektronenwolken

unberücksichtigt lässt. Dies könnte eventuell eine Erklärung dafür sein, weshalb kein Lernender beide Strukturen richtig wiedergeben konnte. In diesem Fall würden jedoch immer noch die meisten Antworten nicht korrekt bleiben, so dass ein fehlendes Verständnis der insgesamt 25 Lernenden, die Null Punkte erzielt haben, vorausgesetzt werden kann.

9.3.4 Zusammenfassung der Ergebnisse

Es befand sich jeweils ein Wiederholer in den beiden Gruppen. Diese beiden Lernenden erlangten sowohl im Vor- als auch im Nachtest jeweils nur durchschnittliche Leistungswerte, so dass weder von einem Vor- noch einem Nachteil für die jeweilige Gruppe ausgegangen werden konnte. Die Erhebung der Lehrenden im vorangegangenen Schuljahr erbrachte ebenfalls kein Unterscheidungskriterium für die beiden Gruppen, die verglichen wurden. Die Erfahrungen oder Vorerfahrungen mit dem Internet trugen nicht maßgeblich zur Auswertung des Lernerfolges bei, da im Unterricht fast ausschließlich erstellte Arbeitsblätter für die Unterrichteten verwendet wurden, die gezielte Links zu den Hypertexten beinhalteten, so dass die Lernenden spezielle Vorerfahrungen im Bezug auf das Internet nicht nötig hatten. Daraus ergibt sich, dass in der Auswertung die Internet-erfahrung nicht als maßgebliche Kontrollvariable verwendet wurde.

Zur Verminderung von konstanten oder additiven Fehler, sowie Sicherstellung der Gleichbehandlung der Versuchsgruppe und Kontrollgruppe, dient die Vorgehensweise bei der Auswertung und Einordnung der Ergebnisse. Es wurden schrittweise die Antworten jeweils zu den gleichen Fragen für alle Fragebögen ausgewertet, damit zeitnahe die Antworten für ein und dieselbe Fragestellung ausgewertet werden konnten. Dies ist notwendig geworden, da die Auswertung aller Fragebögen von ein und derselben Person erfolgen sollte und mehrere Wochen in Anspruch nahm. Die Mischung der Fragebögen aus der Kontrollgruppe mit denen aus der Versuchsgruppe ermöglichte eine unbefangene Auswertung der Fragebögen.

Einteilung der Fragen nach Inhaltsbereichen

Die Fragen wurden in sieben Inhaltsbereiche gegliedert, wobei der Schwerpunkt der Wissensfragen in der Regel in einem von fünf Inhaltsbereichen lag. Diese Fragen werden als eindimensional bezeichnet. Die Schwerpunkte dieser Fragen sind in Tab. 9.3 grau hinterlegt. Es ließ sich wegen der Komplexität der Lern- und Unterrichtsinhalte nicht vermeiden, dass die eine oder andere Frage einen weiteren Inhaltsbereich tangierte.

Die Wissensfragen wurden in die fünf Inhaltsbereiche *Aufbau der Materie AdM*, *Eigenschaften der Atome EdA*, das *Elektronenwolkenmodell EWM*, die *Bildung von Molekülen BvM* und das *Raumvorstellungsvermögen RV* unterteilt (vgl. Tab. 9.3). Diese Inhaltsbereiche dienen zur direkten Kontrolle des Wissens und des Verständnisses der Lernenden. Das räumliche Vorstellungsvermögen ergibt sich aus der Kombination von mehrdimensionalen Fragen. Die beiden weiteren Inhaltsbereiche erfragen die Selbsteinschätzungen der Lernenden und vorhandene Modellvorstellungen zum Aufbau der Materie.

Der Inhaltsbereich des *Raumvorstellungsvermögens* ist in seiner Aussagekraft eingeschränkt, da das Abfragemedium ‚Fragebogen‘ durch seine zweidimensionale Abbildungsmöglichkeit nur eingeschränkt dreidimensionale Phänomene abfragen kann. Eine

zweidimensionale Abbildung kann den Lernenden zwar einen räumlichen Eindruck verschaffen ist jedoch mit höheren kognitiven und abstraktiven Leistungen verbunden als die Ansicht eines dreidimensionalen Körpers. Da innerhalb der Fragebogen nur zweidimensionale Abbildung eingesetzt wurden, kann der direkte Bezug zum dreidimensionalen Körper nicht erfolgen.

Die Frage 1 erhob, welche Module die Lernenden im Unterricht durchgenommen hatten. Auf dieser Basis kann entschieden werden, ob die nicht oder fehlerhaft beantworteten Fragen durch den Unterrichtsverlauf oder die verwendeten Module beeinflusst wurden.

Frage	AdM	EdA	EWM	BvM	RV	AM	SE
1							
2						X	
3							X
4							X
5							X
6							X
7							X
8	X						
9	X		X				
10	X						
11				X			
12				X			
13				X			
14			X	X			
15			x	x			
16				X			
17	X						
18			X				
19			x				
20				X			
21			X		X		
22			x	x			
23				X			
24		X		X			
25		X					
26			X				
27		X					
28			X		X		

Tab. 9.3 Die mit fetten Kreuzen versehenen Fragen korrelieren mit der Nutzung der Lehr- und Lernhilfen.

Die grau schattierten Felder geben den Fragenschwerpunkt wieder. Die mit einem kleinen fetten **x** gekennzeichneten Felder geben eine Fehlerwahrscheinlichkeit unter 5 % und die mit einem großen fetten **X** gekennzeichneten Felder eine Fehlerwahrscheinlichkeit unter 1% an.

Der Abschlussfragebogen wurde erst kurz vor Ende der letzten Unterrichtsstunde fertig gestellt, damit er sich direkt auf den durchgeführten Unterricht beziehen konnte und die Lehrenden unbeeinflusst blieben, damit sie durch ihren Unterricht weder bewusst noch unbewusst Einfluss auf den Ausgang der Erhebung nehmen konnten.

Die Auswertung der Fragebögen erfolgte erst nach Rücklauf aller Fragebögen und der Durchführung aller Interviews. Das ermöglicht die gleichzeitige Auswertung aller Fragebögen, damit Auswertungsfehler ausgeschlossen oder zu mindestens minimiert werden.

Die Kommentare und Anmerkungen der Lernenden, die auch teilweise ungefragt in die Fragebögen notiert wurden, sind teilweise sehr aufschlussreich und wurden mit zur Auswertung des Gesamtprojektes herangezogen.

9.3.4.1 Einfaktorielle Varianzanalyse (ANOVA)

Der größte Teil der Aufgaben des Vortests entsprach absichtlich nicht dem des Nachtests, damit keine Erinnerungseffekte auftreten konnten, die das Bearbeiten des Nachtests beeinflussen konnten und eine objektive Auswertung der Lernerfolgskontrolle erschweren. Bei einer Unterrichtsphase von vier bis sechs Wochen kann der Erinnerungseffekt jedoch vernachlässigt werden, so dass in Zukunft identische Fragen gestellt werden, damit so aus der Differenz *Leistungswert im Nachtest* minus *Leistungswert im Vortest* ohne vorherige Normierung direkt der Lernerfolg abgelesen werden kann.

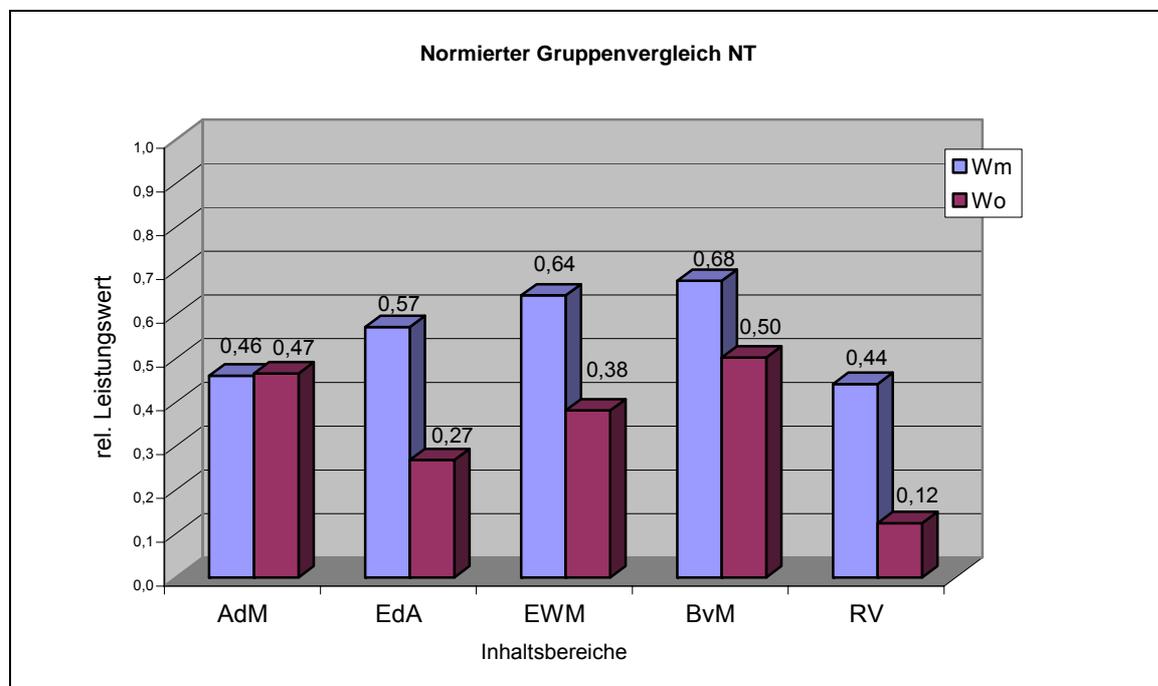


Abb. 9.5 Normierter Leistungsvergleich beim Nachtest in der 10. Jahrgangstufe.

Die Abb. 9.5 zeigt den Vergleich der relativen Leistungswerte der Gruppen Wm und Wo. Die Interpretation der Ergebnisse lässt folgenden Schluss zu:

Nur im Inhaltsbereich *AdM* sind die Leistungen der Gruppen vergleichbar. In den weiteren vier Inhaltsbereichen *EdA*, *EWM*, *BvM* und *RV* haben die Lernenden der Versuchsgruppe bessere Leistungen erzielt. Insgesamt ist \bar{x} der Versuchsgruppe größer als \bar{x} der Kontrollgruppe, so dass von einer größeren Leistung der Versuchsgruppe ausgegangen werden muss.

Obwohl die einfaktorielle Varianzanalyse über alle Fragen gesehen keine Signifikanz dieses Leistungsvergleiches ergeben hat (siehe Tab. 9.6), sind die Ergebnisse für die Untersuchung trotzdem relevant. Wie bereits vorher erwähnt und in Abb. 9.5 zu sehen, sind die Mittelwerte der Versuchsgruppe in vier von fünf Inhaltsbereichen besser als die Mittelwerte der Kontrollgruppe. Die fehlende Signifikanz kann an der großen Streuung der Leistungswerte innerhalb der Gruppen liegen. Eine Leistungsinhomogenität der Stichprobe könnte unter Umständen durch eine größere Stichprobe kompensiert werden. BLASIUS⁴² ist der Meinung, dass die Stichprobe für allgemeine Aussagen, die sich auf die Grundgesamtheit aller Lernenden der 10. Jahrgangsstufe oder auch aller Lernenden der Gymnasien in NRW beschränkt, zu gering ist. Die Rechnungen ergeben, dass bei geringerer Streuung die Ergebnisse signifikant würden.

Die Streuung der Leistungswerte der Lernenden aus den beiden Gruppen ist aus Abb. 9.6 deutlich zu erkennen, wobei das an sieben Lernenden lag, die sich mit ihren Leistungswerten deutlich positiv von denen der anderen Lernenden abhoben.

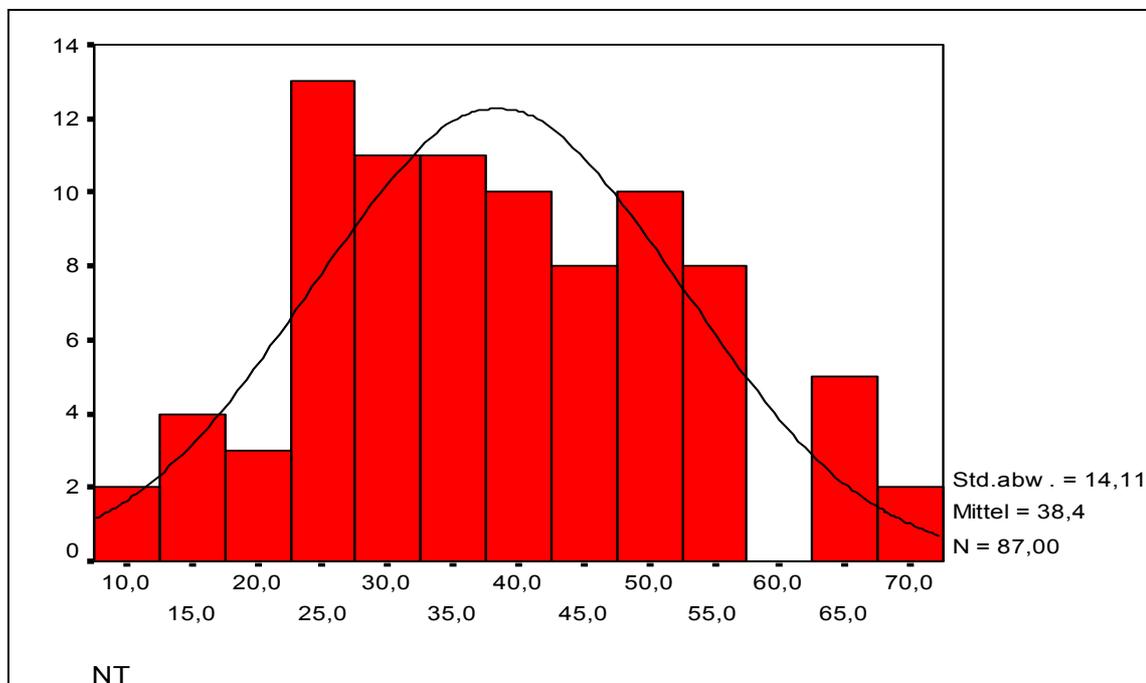


Abb. 9.6 Leistungswerte der untersuchten Gruppen Wm, Wo, B und S im Nachttest.

Die letzte Aussage kann gestützt werden indem die besten vier Lernenden, wovon alle vier zur Versuchsgruppe gehören, aus der Statistik entfernt werden. Wenn die Lernenden, die die Leistungswerte der Versuchsgruppe positiv beeinflussen herausgenommen werden, sind die Ergebnisse im PostHoc-Test nach DUCAN mit einem $\alpha = 0,05$ signifikant (vgl. Tab. 9.6). Es ergibt sich aus dem Vergleich der beiden Gruppen, dass die Gesamtleistungswerte der Versuchsgruppe, die die computergestützten Lehr- und Lernhilfen verwendet haben über alle Fragen gesehen signifikant besser sind als die der Kontrollgruppe.

42 Prof. BLASIUS bei der Inaugenscheinahme der Rohdaten 22.10.2002.

Die Annahme wird bestätigt, da dies gerade dann der Fall ist, wenn auch noch die besten vier Lernenden aus der Versuchsgruppe wegfallen und gerade dann das Ergebnis signifikant wird. Dies würde eine solche Sichtweise und die vorangegangene Interpretation rechtfertigen.

Alle gängigen Post-Hoc-Verfahren⁴³ zeigen bei der Berücksichtigung der guten Lernenden keine signifikanten Ergebnisse. Unter der Berücksichtigung der besten Lernenden sollte die Aussage, dass die Versuchsgruppe im Gegensatz zur Kontrollgruppe höhere Leistungswerte erzielt hat nicht umgekehrt werden, doch durch die größere Streuung ist die Signifikanz mathematisch unerreichbar.

Normierung

Der Lernerfolg sollte als Differenzmaß aus Nach- minus Vortestergebnissen bestimmt werden. Da sich die Vor- und Nachtestaufgaben unterschieden, war dies nicht pauschal möglich. Es konnte durch Normierung jedoch in einem Gruppenvergleich eine Unterscheidung der Leistungsmittelwerte mit vergleichbaren Vortestergebnissen erfolgen.

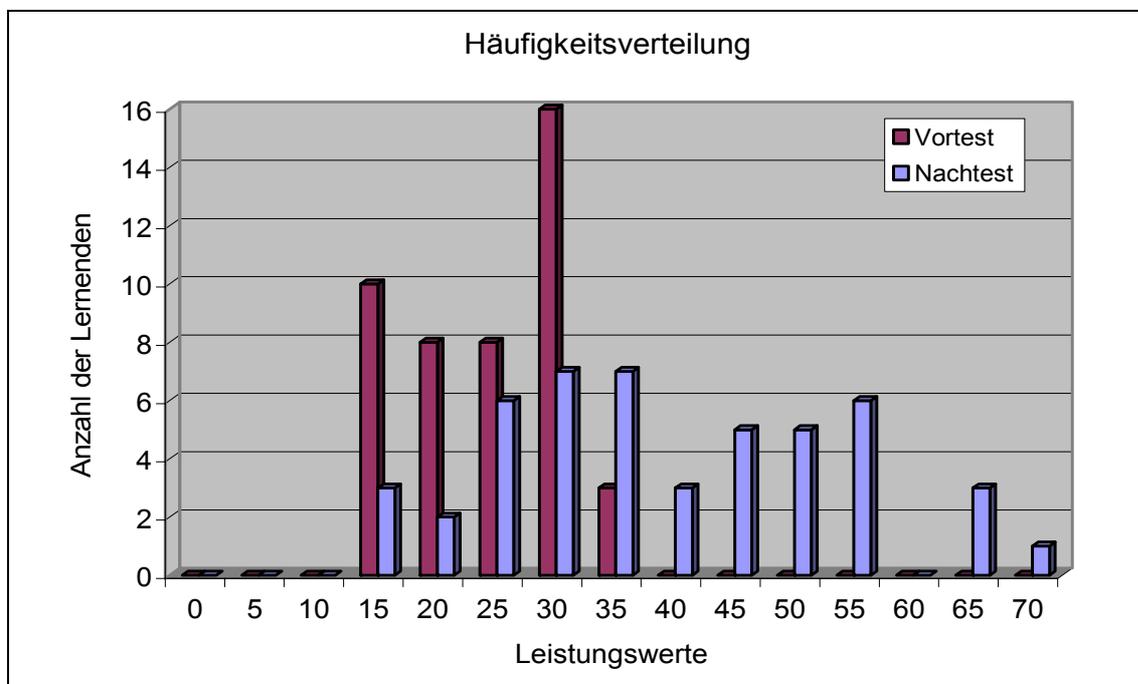


Abb. 9.7 Leistungswerte der untersuchten Gruppe W im Vor- und Nachtest.

Die Häufigkeitsverteilung in Abb. 9.7 zeigt deutlich die Verschiebung der absoluten Nachtestergebnisse im Vergleich zu den absoluten Vortestergebnissen, die sich auch in den Mittelwerten widerspiegelt. Aus den sich ergebenden Mittelwerten und Standardabweichungen wird folgende Tab. 9.4 aufgestellt.

43 Die Mittelwertvergleiche werden laut MARXEN nach DUCAN, TUKEY, NEWMAN oder SCHEFFE durchgeführt. T-Tests erfolgen nach BONFERRONI oder SIDAK.

	Ø VT	SD VT	Ø NT	SD NT	Ø NT-VT
Wm	23,82	5,67	44,14	12,34	20,32
Wo	20,43	6,20	28,53	11,14	8,10
Ø	22,09	6,12	36,66	14,07	14,57
Differenz Wm-Wo	3,39		15,61		12,22

Tab. 9.4 Vergleich der Mittelwerte und Standardabweichungen der erreichten Leistungswerte in den Vor- und Nachtests der Gruppen Wm und Wo.

Aus Tab. 9.4 ist zu entnehmen, dass die Mittelwerte der Lernenden der beiden Gruppen im Vortest etwa gleich waren. Somit waren die Leistungen der Lernenden der beiden Gruppen im Vortest etwa gleich gut.

Im Nachtest zeigen die beiden Gruppen Unterschiede im Mittelwert \bar{x} . Er ist für die Versuchsgruppe 44,14 und für die Kontrollgruppe 28,53. Innerhalb der Versuchsgruppe zeigt sich ein deutlicher Anstieg von \bar{x} um 20,32, der sich durch die Mittelwertdifferenz von $\bar{x} = 23,82$ auf $\bar{x} = 44,14$ ergibt.

Im Nachtest ist die Leistungsdifferenz zwischen der Versuchs- und der Kontrollgruppe jedoch mit dem Wert 12,22 bereits größer als die Leistungszunahme der Kontrollgruppe vom Vor- zum Nachtest mit dem Wert 8,10. Diese ausgeprägte Differenz weist auf einen eindeutigen Lernerfolgsunterschied zwischen den beiden Gruppen hin. Die Unterrichtsreihe führte zu einem wesentlich größeren Lernerfolg bei der Versuchsgruppe.

Ein Vergleich der einzelnen Aufgaben im Vor- und im Nachtest ist nicht möglich, da es sich um unterschiedliche Aufgabenstellungen handelte. Auch die Anzahl der Aufgaben ist unterschiedlich. Ein direkter Vergleich ist somit wissenschaftlich schwer haltbar.

Die Frage inwieweit computergestützte Lehr- und Lernhilfen Einfluss auf den Lernerfolg der Lernenden aufweisen, wird mittels Varianzanalyse untersucht.

Die Voraussetzungen für die ANOVA ist die metrische Einteilung der abhängigen Variablen. In dieser Analyse ist die erbrachte Leistung der Lernenden die abhängige Variable, die zur Analyse neben der Normalverteilung der Messwerte ebenso gleiche Varianzen in den Gruppen voraussetzt. Der Treatmentfaktor ist die Unterstützung des Unterrichts durch die Lehr- und Lernhilfen. Die erhaltene Signifikanz ist ein Messwert dafür, ob auftretende Unterschiede rein zufällig erhalten werden oder eher als systematisch zu bezeichnen sind.

Das Signifikanzniveau wird üblicherweise mit $\alpha = 0,05$ bei 5% festgelegt. Bei $\alpha = 0,05$ sind die Unterschiede zwischen den Gruppen nicht zufällig, sondern werden als signifikant bezeichnet. Mit einem kleineren α ($\alpha = 0,01$) ist die Wahrscheinlichkeit für einen Zufall geringer. Mit einem α von 0,001 ist der Zufall fast ganz auszuschließen.

Da zur Überprüfung unserer Hypothesen die Ergebnisse des Lernerfolges herangezogen werden, muss eine Gleichverteilung der Leistungswerte innerhalb der Gruppe vorausgesetzt werden. Aus diesem Grunde wurde das erhobene Vorwissen der Lernenden auf eine Gleichverteilung der Experimentalgruppen überprüft und über den höchsten erreichten Leistungswert der Gruppen (sowie innerhalb der Gruppen) normiert. Dies

liefert eine vergleichbare Ausgangssituation. Es ergeben sich Relativwerte zwischen Null und Eins. Hierdurch wird der Schwierigkeitsgrad der Fragen einbezogen, so dass ein Vergleich möglich ist. Auf diese Art können auch die jeweiligen Gruppendifferenzen gegenübergestellt werden, um eine Aussage über einen eventuellen Leistungsunterschied zwischen den beiden Gruppen machen zu können.

Die Leistungsvariable bildet das Kriterium des Lernerfolges. Der variable Lernerfolg ergibt sich aus der Differenz zu den Nachtestergebnissen der Versuchsgruppe und den Nachtestergebnissen der Kontrollgruppe. Eine Überprüfung des Lernerfolges wird durch den Vergleich der Differenz aus den Nachtestergebnissen und den Vortestergebnissen der jeweiligen Gruppen durchgeführt.

Die Auswertung des Gruppenvergleiches nach der durchgeführten Unterrichtsreihe zeigt, dass die beiden Gruppen am Ende unterschiedliche Leistungen erbracht haben.

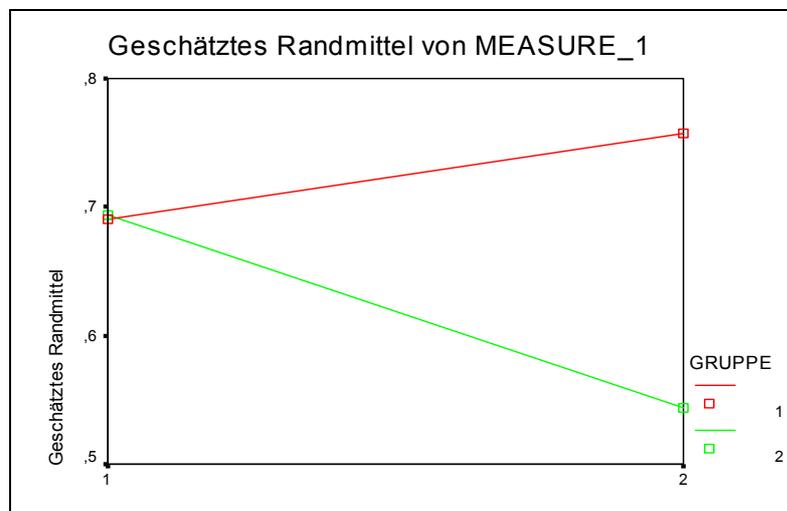


Abb. 9.8 Profildiagramm der geschätzten Randmittel der Gruppen Wm (1) und Wo (2).

Aus Abb. 9.8 ist ersichtlich, dass auch nach einer Normierung die errechneten *geschätzten Randmittel* vom Vortest (links) und vom Nachtest (rechts) im Vergleich der Gruppen sehr stark differieren. Die Gruppe 1 stellt die Versuchsgruppe Wm und die Gruppe 2 die Kontrollgruppe Wo dar. Die fallende Tendenz der Werte der Gruppe 2 resultieren nicht aus einer abnehmenden Leistung oder aus einem sinkenden Lernerfolg, sondern aus der durchgeführten Normierung der Werte, die nicht auf der identischen Fragen- und Datenbasis gemacht wurde.

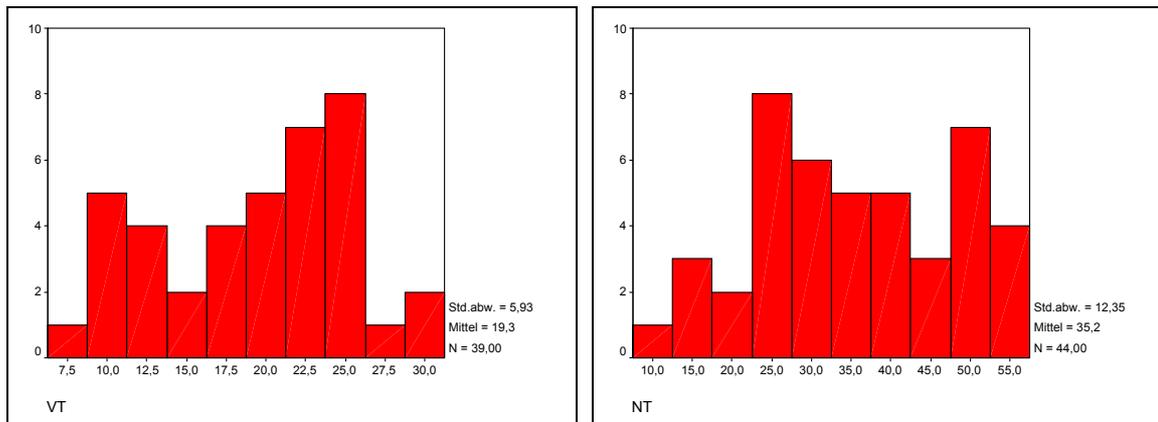


Abb. 9.9 Leistungswerte der untersuchten Gruppe W im Vor- (VT) und Nachtest (NT).

Die Abbildung stellt die Leistungswerte der Lernenden der untersuchten Gruppe dar. Die Datenbasis stellen die Leistungswerte aller Lernenden mit Ausnahme der besten sechs Lernenden (vier Lernende aus der Versuchs- und zwei Lernende aus der Kontrollgruppe) im Vortest und der besten vier Lernenden (alle aus der Versuchsgruppe) im Nachtest, die eindeutig überdurchschnittliche Leistungen erbracht haben und für die Normierung herausgenommen wurden.

Die in Tab. 9.5 aufgeführten normierten Mittelwerte ergeben sich aus der Summe der Leistungswerte aller Lernenden der entsprechenden Gruppe bezogen auf den höchsten erreichten Wert der Gruppe. Diese Betrachtung bezieht sich auf die Datenbasis aus Abb. 9.9.

Deskriptive Statistiken				
	GRUPPE	Mittelwert	Standardabweichung	N
VTM5	1	,6907	,17962	18
	2	,6941	,23910	21
	Gesamt	,6926	,21101	39
NTM5	1	,7577	,19200	18
	2	,5433	,21305	21
	Gesamt	,6422	,22826	39

Tab. 9.5 Mittlere normierte Leistungswerte der untersuchten Gruppen Gruppe 1 (Wm) und Gruppe 2 (Wo) im Vor- (VTM5) und Nachtest (NTM5).

Der MAUCHLY-Test ergibt, dass die Voraussetzungen für die Messwiederholungen gegeben sind, so dass die folgenden Tests durchgeführt werden konnten.

Mauchly-Test auf Sphärizität							
Maß: MASS_1							
Innersubjekteffekt	Mauchly-W	Approximiertes Chi-Quadrat	df	Signifikanz	Epsilon ^a		
					Greenhouse-Geisser	Huynh-Feldt	Untergrenze
FAKTOR1	1,000	,000	0	,	1,000	1,000	1,000

Prüft die Nullhypothese, daß sich die Fehlerkovarianz-Matrix der orthonormalisierten transformierten abhängigen Variablen proportional zur Einheitsmatrix verhält.

a. Kann zum Korrigieren der Freiheitsgrade für die gemittelten Signifikanztests verwendet werden. In der Tabelle mit den Tests der Effekte innerhalb der Subjekte werden korrigierte Tests angezeigt.

b.
Design: Intercept+GRUPPE
Innersubjekt-Design: FAKTOR1

Tab. 9.6 Mauchly-Test.

Der Test auf Innersubjektkontraste (vgl. Tab. 9.7) ergibt, dass über die gesamte Stichprobe gesehen keine signifikanten Unterschiede zwischen vorher und nachher erkennbar sind. Bei einer Unterscheidung in die Gruppe Wm und Wo entstehen jedoch Unterschiede auf einem Signifikanzniveau von $\alpha = 0,011$.

Tests der Innersubjektkontraste						
Maß: MASS_1						
Quelle	FAKTOR1	Quadratsumme vom Typ III	df	Mittel der Quadrate	F	Signifikanz
FAKTOR1	Linear	3,412E-02	1	3,412E-02	1,072	,307
FAKTOR1 * GRUPPE	Linear	,230	1	,230	7,225	,011
Fehler(FAKTOR1)	Linear	1,177	37	3,181E-02		

Tab. 9.7 Darstellung der Fehler für den Interaktionstest.

Dies sagt aus, dass die Interaktion zwischen der Gruppe und der Anwendung der computergestützten Lehr- und Lernhilfen sehr wohl signifikant ist. Es kann gesagt werden, dass die Ergebnisse zwischen vorher und nachher für die gesamte Stichprobe gesehen keinen Effekt erzielt, doch beide Gruppen getrennt gesehen unterschiedlich sind. Aus diesem Grund wird in einem T-Test eine sogenannte Gruppenunterscheidung für vorher und nachher durchgeführt.

Der LEVENE-Test auf Gleichheit der Fehlervarianzen liefert für den Faktor 1 (Nutzung der computergestützten Lehr- und Lernhilfen) ein positives Ergebnis (vgl. Tab. 9.8). Die Fehlervarianzen über die gesamte Gruppe gesehen sind somit gleich.

Levene-Test auf Gleichheit der Fehlervarianzen				
	F	df1	df2	Signifikanz
VTM5	4,772	1	37	,035
NTM5	,024	1	37	,878

Prüft die Nullhypothese, daß die Fehlervarianz der abhängigen Variablen über Gruppen hinweg gleich ist.

Tab. 9.8 LEVENE-Test auf gleiche Fehlervarianzen.

Die Interaktion des Faktors 1 (Einsatz der computergestützten Lehr- und Lernhilfen) ist in dem Test der getrennten Stichproben signifikant. Aus diesem Grund wird für jede Gruppe ein gepaarter *T-Test* durchgeführt.

Bei dem *T-Test* ergibt sich, dass der Anstieg der Versuchsgruppe (Gruppe 1) in Abb. 9.8 nicht signifikant ist. Die abnehmenden Werte der Kontrollgruppe (Gruppe 2) sind hingegen signifikant (vgl. Tab. 9.9, Tab. 9.10 und Tab. 9.11). Durch die Normierung erfolgte eine Abnahme der Werte, die jedoch nicht direkt einer Abnahme der Leistung entspricht, sondern nur als weniger schlechterer Lernerfolg interpretiert werden kann. Eine andere Normierung ist auf Grund der unterschiedlichen Fragestellungen im Vor- und Nachtest nicht möglich.

GRUPPE			Mittelwert	N	Standardabweichung	Standardfehler des Mittelwertes
1	Paaren	VTM5	,6907	18	,17962	,04234
	1	NTM5	,7577	18	,19200	,04526
2	Paaren	VTM5	,6941	21	,23910	,05218
	1	NTM5	,5433	21	,21305	,04649

Tab. 9.9 Mittelwert und Standardabweichung der gepaarten Stichproben.

Das Verhältnis Mittelwert zu Standardabweichung erfüllt die Voraussetzung für weitere Analysen. Auch die Zusammenhanganalyse aus Tab. 9.10 erfüllt die Voraussetzungen für einen gepaarten *T-Test*.

GRUPPE			N	Korrelation	Signifikanz
1	Paaren 1	VTM5 & NTM5	18	-,145	,565
2	Paaren 1	VTM5 & NTM5	21	,512	,018

Tab. 9.10 Zusammenhanganalyse der gepaarten Stichproben.

GRUPPE			Gepaarte Differenzen				T	df	Sig. (2-seitig)	
			Mittelwert	Standardabweichung	Standardfehler des Mittelwertes	95% Konfidenzintervall der Differenz				
						Untere				Obere
1	Paaren 1	VTM5 - NTM5	-,0669	,28135	,06631	-,2068	,0730	-1,009	17	,327
2	Paaren 1	VTM5 - NTM5	,1508	,22454	,04900	,0486	,2531	3,078	20	,006

Tab. 9.11 *T-Test* der gepaarten Stichproben.

Der *T-Test* für gepaarte Stichproben ergibt eine hohe Signifikanz für die Interaktion der Kontrollgruppe mit dem Einsatz der computergestützten Lehr- und Lernhilfen. Es kann also davon ausgegangen werden, dass die durchschnittlich niedrigeren Leistungen der Lernenden aus dem fehlenden Computereinsatz resultieren. Aus den Unterschieden zwischen den beiden Gruppen kann man jedoch *nicht* sagen, dass in der Versuchsgruppe der Lernerfolg *signifikant besser* ist als in der Kontrollgruppe. Über diese durchschnittliche Betrachtung hinaus sollten deshalb die einzelnen Fragen beleuchtet werden.

9.3.4.2 Untersuchung der einzelnen Fragen

Die Zusammenhanganalyse oder Korrelationsanalyse bestimmt über einen Korrelationskoeffizienten die Richtung und die Größe des Zusammenhangs zwischen zwei Merkmalen. Der Korrelationskoeffizient nach SPEARMAN ist ein Zusammenhangsmaß zwischen den Rangordnungen. Wenn beide Tabellenvariablen (Faktoren) quantitativ sind, ergibt sich der Korrelationskoeffizient nach PEARSON, der ein Maß für den linearen Zusammenhang zwischen den Variablen darstellt. Eine positive Korrelation besagt, dass hohe Merkmalsausprägungen einer Variablen mit hohen Merkmalsausprägungen einer anderen Variablen einhergehen.

Im Vergleich der Vor- und Nachtestergebnisse und der Betrachtung der Differenzwerte kann durch eine Zusammenhanganalyse nach PEARSON gezeigt werden, ob die Nachtestergebnisse von den eingesetzten Lehr- und Lernhilfen unabhängig sind oder nicht.

Es wurde getestet, ob die Leistungswerte der einzelnen Nachtestfragen mit dem Einsatz der computergestützten Lehr- und Lernhilfen korrelieren.

Die Korrelationsanalyse über den Zusammenhang zwischen der Nutzung der Lehr- und Lernhilfen mit den jeweiligen Fragennummern ergibt den folgenden Zusammenhang:

Comp	F01	F02	F03	F04	F05	F06	F07	F08	F09	F10	F11	F12	F13	F14	F15	F16	F17	F18	F19	F20	F21	F22	F23	F24	F25	F26	F27	F28
Pearson	0,000 ***	0,886	0,091	0,185	0,471	0,000 ***	0,000 ***	0,004 **	0,000 ***	0,781	0,000 ***	0,225	0,200	0,501	0,013 *	0,491	0,024 *	0,008 **	0,009 **	0,313	0,000 ***	0,009 **	0,163	0,001 ***	0,000 ***	0,000 ***	0,001 ***	0,000 ***
R	0,876	0,003	0,247	0,204	0,107	0,874	0,868	0,411	0,496	0,045	0,539	0,178	0,188	0,099	0,357	0,102	0,325	0,379	0,375	0,149	0,690	0,375	0,204	0,469	0,577	0,507	0,474	0,689

Spearman																												
	0,000 ***	0,851	0,092	0,253	0,947	0,000 ***	0,000 ***	0,003 ***	0,000 ***	0,451	0,000 ***	0,323	0,379	0,437	0,049	0,328	0,022 *	0,036	0,036*	0,299	0,000 ***	0,027	0,163	0,001 ***	0,000 ***	0,000 ***	0,001 ***	0,000 ***
R	0,887	0,028	0,246	0,168	0,068	0,921	0,921	0,418	0,552	0,111	0,542	0,146	0,130	0,115	0,286	0,144	0,331	0,303	0,321	0,153	0,699	0,319	0,204	0,469	0,577	0,516	0,463	0,689

Tab. 9.12 Korrelationen nach PEARSON & SPEARMAN ^a.

Auflistung der Korrelationen zwischen der Benutzung der Lehr- und Lernhilfen und den jeweiligen Fragen im Nachtest der 10. Jahrgangstufe.

N=48 * Die Korrelation ist auf dem Niveau von 0,05 signifikant.

** Die Korrelation ist auf dem Niveau von 0,01 signifikant.

*** Die Korrelation ist auf dem Niveau von 0,001 signifikant.

Bei den grau hinterlegten Feldern in Tab. 9.12 mussten die Korrelationen signifikant sein, da diese Fragen nur von der Versuchsgruppe beantwortet wurden. Die Zusammenhanganalyse nach PEARSON zeigt, dass die Nachtestleistungen nicht unabhängig vom Einsatz der computergestützten Lehr- und Lernhilfen sind. Mit dem Einsatz der Lehr- und Lernhilfen korrelieren nach PEARSON die Fragen 1, 6, 7, 8, 9, 11, 21, 24, 25, 26, 27 und 28 zu $R \geq 0,47$ ($p \leq 0,001$), die Fragen 18, 19 und 22 zu $R \geq 0,375$ ($p < 0,01$) und die Fragen 15 und 17 zu $R \geq 0,325$ ($p < 0,05$).

Bei der Berechnung der Korrelationen nach SPEARMAN gibt es eine Abweichung bei den Fragen 18 und 22, die nur mit $R > 0,30$ ($p < 0,05$) korrelieren. In den Fragen 17 und 18 zeigt der negative Korrelationskoeffizient einen Zusammenhang mit dem fehlenden Einsatz der computergestützten Lehr- und Lernhilfen und der besseren Beantwortung der Fragen an. In Verbindung mit Tab. 9.3 lässt sich sagen, dass die Lernenden der Versuchsgruppe aufgrund des Einsatzes der Lehr- und Lernhilfen in den Inhaltsbereichen *Eigenschaften der Atome* und *Raumvorstellungsvermögen* in allen Fragen bessere Leistungen erzielt haben als die Lernenden der Kontrollgruppe. Ebenso haben sie in sieben von neun Fragen bezogen auf das *Elektronenwolkenmodell* auf Basis der Lehr- und

Lernhilfen signifikant bessere Leistungen erbracht. Ausschließlich im Inhaltsbereich *Bildung von Molekülen* korrelieren die besseren Leistungen der Lernenden aus der Versuchsgruppe nicht nachweislich mit den Lehr- und Lernhilfen.

	Comp	F 01	F 02	F 03	F 04	F 05	F 06	F 07	F 08	F 09	F 10	F 11	F 12	F 13	F 14	F 15	F 16	F 17	F 18	F 19	F 20	F 21	F 22	F 23	F 24	F 25	F 26	F 27	F 28
Comp	***	***					***	***	**	**	**	**				*		*	**	**		**	*		**	**	**	**	**
F01	***	***					**	**	*	*	**					*				**	**		**	*		**	**	**	**
F02			***	*						*			*										*				*		
F03			*	***	**			*		**	*		**	**		**						**	**				**	*	*
F04				**	***				*	**	**		**	**		**					**	**	*				*		*
F05						***																					*		
F06	***	***					***	**	*	*	**					*				*	**				**	**	**	**	**
F07	***	**		*			**	***	**	**	**	**				*				**	**	*			**	**	**	**	**
F08	**	*		*			*	**	***		*					*													
F09	**	*	*	**	**		*	**	**	***	**	**	*	*						**	**	**		*	**	**	**	**	**
F10			*	**					*		***	*	*					*	*	*	*								
F11	**	**					**	**	**	**	*	***		*						**	**	**	*	*	*	**	*	**	**
F12				**	**				**	*		***							**	**	*	**				**	*		
F13			*	**	**				*				***						*							**	*		
F14									*	*				***					*		*			*	**	**	*		
F15	*	*		**	**		*	*	*						***													*	
F16																***													
F17	*								*								***												
F18	**																	***											
F19	**			**		*	**	**	**	*	**	**	*						***	*	**	*	*	*	*	*	**	**	*
F20										*	**		*						*	***	**	*	*	*	**	**	*	*	*
F21	**	**		**	**		**	**	**	**	**	*							**	**	***	*	*	*	**	**	**	**	**
F22	*	*		**	*		*	**	**	*	**							*	*	*	***				**	**	*		
F23			*											*					*	*			***	*					
F24	**	**					**	**	*	*	**		**						**	**	**	*	*	***	**	**	**	**	**
F25	**	**					**	**	**	**	**	**	**					*	**	**	**	*	*	**	**	***	**	**	**
F26	**	**	*	**	*	*	**	**	**	**	*	**	*					**	*	**	**	**	*	*	**	**	***	**	**
F27	**	**		*			**	**	**	**	**	*	*	*	*				**	*	**	**	*	*	**	**	**	**	**
F28	**	**		*	*		**	**	**	**	**	**	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	**	**	**	**	***

Tab. 9.13 Korrelationen nach PEARSON-ZUSAMMENHANG

- * Die Korrelation ist auf dem Niveau von 0,05 signifikant.
- ** Die Korrelation ist auf dem Niveau von 0,01 signifikant.
- *** Die Korrelation ist auf dem Niveau von 0,001 signifikant.

Die abgebildete Tab. 9.13 zeigt alle möglichen Zusammenhänge der Fragen mit dem Einsatz der Lehr- und Lernhilfen sowie den Fragen untereinander. Die aufgeführten Analyseergebnisse führen zu folgender Aussage:

Die Lernenden der Versuchsgruppe schneiden in der Leistungsbewertung im Allgemeinen besser ab als die Lernenden der Kontrollgruppe.

Diese Aussage basiert neben dem Leistungsvergleich der Mittelwerte der beiden Gruppen aus Tab. 9.4 auch auf die Zusammenhänge aus Tab. 9.13 Aus der Korrelationsanalyse zeigt sich, dass die meisten Fragen mit dem Einsatz der Lehr- und Lernhilfen korrelieren. Es kann gesagt werden, dass die Lernenden der Versuchsgruppe im Mittel in den Inhaltsbereichen *Eigenschaften der Atome* und *Raumvorstellungsvermögen* ausnahms-

los bessere Leistungen erzielen. Signifikant ist dies auch für den Inhaltsbereich des *Elektronenwolkenmodells*. Im Bereich *Bildung von Molekülen* korrelieren die besseren Leistungen der Versuchsgruppe nicht mit den Lehr- und Lernhilfen.

9.3.5 Interviews mit den Lernenden

Die Interviews mit den Lernenden sollten ursprünglich videographiert werden. Doch die Technik der Untersuchung von Videodaten ist zwar seit einigen Jahren Bestandteil fachdidaktischer und pädagogischer Lehr- Lernforschung (vgl. ULRICH & BUCK 1993), doch ihre Nutzung ist teilweise unklar. So kommen auch VON AUFSCHNAITER & VON AUFSCHNAITER (2001, S. 115) zu der Feststellung:

„Trotz zunehmender Nutzung von detaillierten Aufzeichnungen solcher Prozesse scheint es nach wie vor noch weitgehend unklar, was am Ende sinnvoll mit den Videodaten anzufangen ist. In welcher Art und Weise mit den aufgezeichneten Daten umzugehen ist, hängt nicht zuletzt vom theoretischen Rahmen und den zu untersuchenden Fragestellungen ab.“

Auch auf Grund der letzten Aussage hat der Autor sich entschieden, die Interviews in vorgegebenen Schemata protokollieren zu lassen.

Das anschließende Interview mit den Lernenden beinhaltet ebenfalls Fragen zur Bewertung des Unterrichtskonzeptes, zum Einsatz des Computers im Unterricht, zur Motivation, zum Umgang mit den Hilfsmitteln sowie zur Akzeptanz der computergestützten Lehr- und Lernhilfen von Seiten der Lernenden und des Lehrenden.

Die Interviews enthielten nach der Erfragung von freien Äußerungen und Eindrücken der Lernenden Fragen zu folgenden Themenfeldern: Programm, Visualisierung der Dreidimensionalität, Modelllernen, unterrichtliche Umsetzung und Motivation (vgl. Anhang A49).

Die ausgewählten aufgelisteten Aussagen aus den geführten Interviews mit den Lernenden basieren auf den Lehr- und Lernhilfen in der Version α 5.1 vom Februar 2002:

Obwohl die Lernenden bezogen auf den Lerninhalt Chemische Bindung keinen direkten Vergleich für verschiedene Medien oder unterschiedliche Unterrichtsgänge hatten, sagte einer der Lernenden:

„.....dennoch schätze ich die Beschäftigung mit dem Aufbau von Atomen und Molekülen intensiver ein, als es mit anderen Medien der Fall gewesen wäre.“

Die Arbeitsaufträge und das Lernarrangement ermöglichen das Arbeiten in Gruppen.

„Ich fand besonders die Arbeit in der Gruppe angenehm, ... Es gab im Gegensatz zum sonstigen Unterricht die Möglichkeit, so lange nachzufragen, bis man es endlich verstanden hatte.“

Das individuelle Arbeiten am Computer hatte den Vorteil, dass jeder Lernende

„seinem Lern- und Auffassungstempo entsprechend das Programm bedienen konnte.“

Für die meisten Lernenden,

„war die Bedienung des Programms kein Problem; der Aufbau war klar gegliedert, man konnte alles gut finden und die Elektronenanordnung in Atomen und Molekülen war anschaulich dargestellt.“

„Ich beschäftige mich gerne mit Computern; dies hat meine Motivation in Chemie während der Unterrichtsreihe erheblich gesteigert.“

Bei dem Umgang mit den Animationen

...„habe ich mir meiner Meinung nach eine gute räumliche Vorstellung von der Lage der Elektronenwolken im Atom erarbeiten können.“

„Mit Hilfe des Elektronenwolkenmodells kann ich mir Molekülformeln besser ableiten als mit dem Begriff der Wertigkeit oder alleine mit dem PSE. Ich fühle mich jetzt sicher beim Aufstellen von Molekülformeln oder Lewis-Formeln.“

Aus den gesamten Interviewaussagen wird das folgende Resümee zu den jeweiligen Themenfeldern gezogen.

Das **Programm** ließ sich für die Lernenden übersichtlich und schnell benutzen. Die Begleittexte wurden immer mehr auf das Niveau der Lernenden abgestimmt und sind nicht mehr so umfangreich wie teilweise zu Beginn. Nach dem die Grafiken im Begleittext eingebunden wurden, stieg die Verständlichkeit der Texte und ein ablenkendes Scrollen war nicht mehr notwendig. Ein Textfenster, während der interaktiven Animationen, wird in Zukunft realisiert.

Bezogen auf die **Visualisierung der Dreidimensionalität** konnten die Struktur und Anordnung der Elektronenwolken von den Lernenden gut erkannt werden. Oft brachte auch der Vergleich der 2D-Abbildungen mit der 3D-Animation den erhofften Erfolg. Die Arbeitsaufträge zu den interaktiven Animationen wurden als simpel empfunden, so dass eine umfangreichere Fragestellung in den erstellten Hypertextarbeitsblättern als motivierender empfunden wurde. Die Videosequenzen wurden von den Lernenden als hilfreich und anschaulich eingestuft, da auch die Farbgebung gut gewählt war, weil sie von den Lernenden schnell erkannt und akzeptiert wurde. Darüber hinaus wurde zwar durch die Vorgabe der tetraedrischen Anordnungen der Elektronenwolken in den Animationen ein konstruktivistischer Aspekt für die Lernenden vorgegeben, der dennoch genügend Platz ließ eigene Ideen zu entwickeln oder zu eigenständigen Konstrukten zu kommen.

Im Themenfeld **Modelllernen** hat sich gezeigt, dass das animierte Elektronenwolkenmodell dazu beigetragen hat, dass die Lernenden das Atom jetzt als räumliches und dynamisches Gebilde sehen. Sie hatten zwar zuvor nicht alle die Vorstellung, dass ein Atom eine Scheibe ist und die Elektronen Punkte, doch einige hatten überhaupt keine Vorstellung vom Aufbau der Atome. Einige Lernende waren nach der Einführung dieser zusätzlichen Modellvorstellung sogar in der Lage die Modelle nicht nur nach der Potenz zu beurteilen, die wirklichen Verhältnisse abzubilden, sondern nach einem ‚Nutzwert‘ für bestimmte Fragestellungen einzuteilen.

Die **unterrichtliche Umsetzung** mit den Lehr- und Lernhilfen wurde sowohl von den Lehrenden als auch von den Lernenden als eher zeitintensiv eingestuft, wobei die Arbeitsblätter zu dem Computereinsatz eine gute Ergänzung und gleichzeitig ausreichende

de Sicherung der Ergebnisse ermöglichte. Es erfolgten weniger Korrekturen im Unterrichtsgespräch als durch die Auseinandersetzung innerhalb der Gruppen. Dadurch waren die Lernenden engagierter als im üblichen Unterricht. Die Erarbeitung des Unterrichtsinhaltes mittels des Programms im Gegensatz zu anderen Medien wurde als effektiver Weg eingestuft.

Die **Motivation** der Lernenden stieg, da die Möglichkeit zur selbstständigen Arbeitsweise, bei der der Lehrer eine untergeordnete Rolle spielt, von den Lernenden gut angenommen und durchweg gelobt wurde. Die Möglichkeit zur individuellen Geschwindigkeit der Vorgehensweise innerhalb der Aufgabenstellung wurde als äußerst positiv eingestuft. Als angenehm wurde gesehen, dass alle benötigten Informationen im Programm bereitgestellt wurden und relativ einfach abrufbar waren.

Abschließend kann gesagt werden, dass die erstellten Lehr- und Lernhilfen auf Grund der bisherigen Erhebungen eine gelungene Umsetzung des Vorhabens darstellen. Nach der Endfassung aller Module muss jedoch noch eine summative Unterrichtsevaluation durchgeführt werden.

9.4 Die Erhebung in der 9. Jahrgangsstufe (*Studie 2*)

Es waren an der Erhebung in der 9. Jahrgangsstufe 29 Lernende beteiligt. Davon waren 16 weiblich und 13 männlich. Die Gruppe besuchte das gleiche Gymnasium wie die Lernenden aus der Erhebung in der 10. Jahrgangsstufe. Es war eine Schülerin 14 Jahre, 20 Lernende (13 weiblich, 7 männlich) 15 Jahre und vier Lernende (2 weiblich, 2 männlich) 16 Jahre alt. 4 Schüler haben ihr Alter nicht angegeben. Das Durchschnittsalter der 9. Jahrgangsstufe war im ersten Halbjahr 2002 15,12 Jahre mit SD von 0,44 Jahre (vgl. Abb. 9.10).

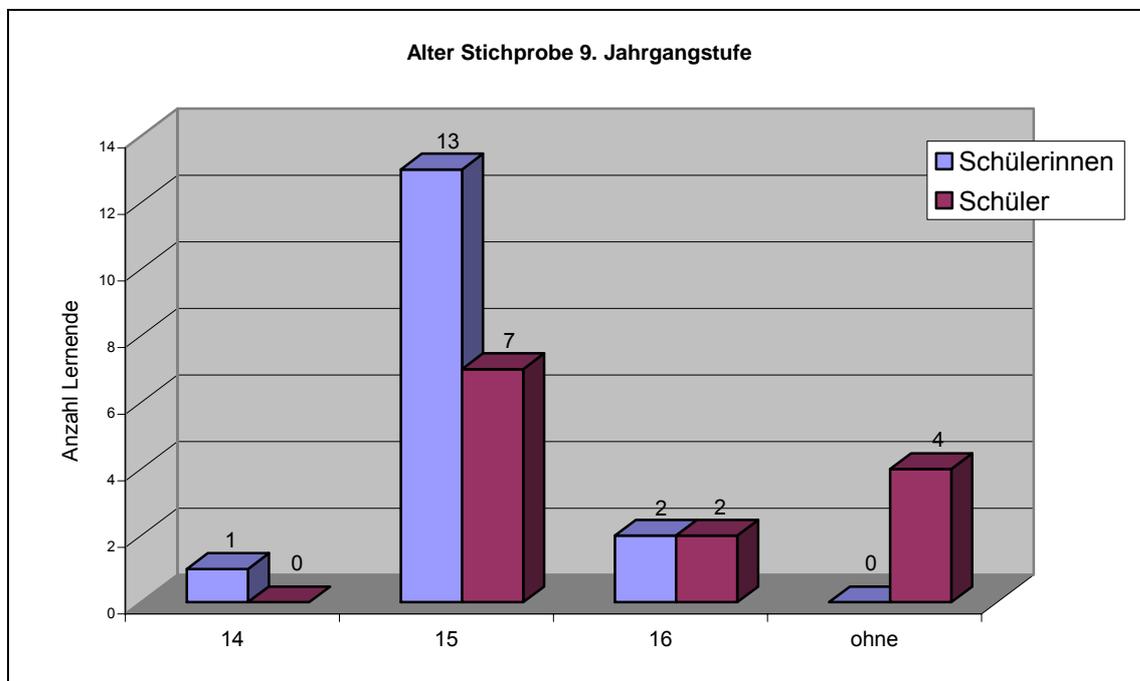


Abb. 9.10 Zusammenstellung des Alters der Lernenden der Studie 2.

Die prozentuale Verteilung der inhaltlichen Fragen in der 9. Jahrgangsstufe nach Inhaltsbereichen und Fragenformaten ist in Tab. 9.14 aufgeführt.

Es ist ihr zu entnehmen, dass im Vortest alle Fragen ein offenes Antwortformat hatten. Der Nachtest hatte 30 % der Fragen mit Mehrfachwahlantworten. Daraus ergab sich für den Vor- und Nachtest, dass insgesamt 80 % aller Fragen offene Antwortmöglichkeiten hatten. Dies ermöglicht eine genauere Untersuchung des Verständnisses der Lernenden. Aus schulorganisatorischen und formellen Gründen war es in der 9. Jahrgangsstufe nicht möglich eine Kontrollgruppe einzurichten, so dass ausschließlich die Verständlichkeit der Module eins und fünf erhoben werden konnte. Eine Aussage zum Lernerfolg oder eine vergleichbare Aussage zum herkömmlichen Unterricht, wie sie in Kap. 9.3 gemacht wurde, ist somit in dieser Studie nicht möglich.

Testart	Vortest	Nachtest	Gesamt
	% Fragen	% Fragen	% Fragen
Inhaltsbereiche			
Aufbau der Materie	57	39	45
Eigenschaften der Atome	29	23	25
Eigenschaften der Stoffe	14	8	10
Elektronenwolkenmodell		15	10
Ionenbindung		15	10
Fragenformate			
<i>Multiple Choice</i>		8	5
<i>Multiple Select</i>		23	15
Offenes Format	100	69	80
schriftlich	100	61	75
zeichnerisch	0	8	5

Tab. 9.14 Auflistung der Fragenarten nach Inhaltsbereichen und Fragenformaten.

Darüber hinaus musste die Untersuchung aus Zeitmangel vorzeitig beendet werden, so dass Modul 5 nicht umfangreich genug erhoben werden konnte.

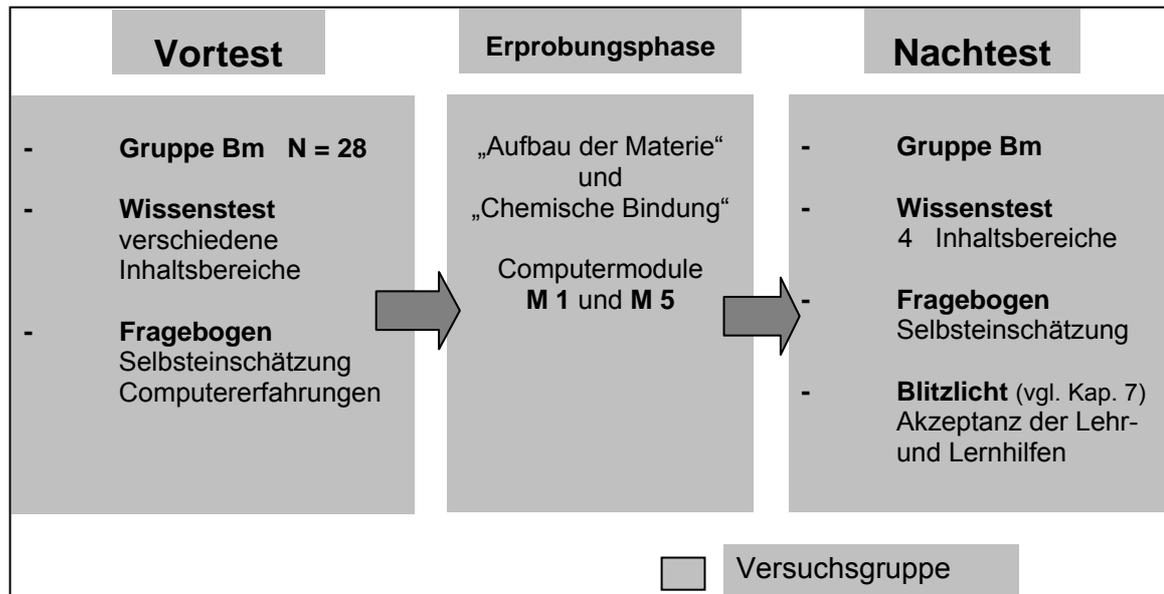


Abb. 9.11 Aufbau der Studie 2.

Aus Abb. 9.11 ist der Aufbau der *Studie 2* zu entnehmen. Sie wird in einer Klasse durchgeführt. Es ist ihr ebenfalls zu entnehmen, dass die Gruppe vor Beginn der Erprobungsphase, ebenso wie die Gruppen in der 10. Jahrgangstufe, einen Wissenstest absolviert hat, um den Kenntnisstand der Lernenden zu erheben. Der Wissenstest beinhaltete darüber hinaus Fragen zur Selbsteinschätzung und Computererfahrung.

Nach dem Vortest wurde eine Erprobungsphase durchgeführt in der die Lernenden der Gruppe ergänzend mit den Lehr- und Lernhilfen unterrichtet wurden. Die Lerninhalte wurden auf der Basis des Elektronenwolkenmodells erklärt.

9.4.1 Vortest

Die Vorkenntnisse der Lernenden wurden in einem Vortest erhoben. Die Zusammensetzung der Versuchsgruppe ist aus Kap. 9.4 zu entnehmen.

In der *Studie 2* sollten über die *Studie 1* hinaus die Motivation und die Akzeptanz der Lehr- und Lernhilfen in der 9. Jahrgangstufe erhoben werden. Dies geschah nicht wie in *Studie 1* durch ein Interview, sondern durch die Beantwortung eines Fragebogens, der einen höheren Anteil an offenen Fragestellungen und damit nach LIENERT & RAATZ eine geringere Auswertungsobjektivität hatte.

„Etwas geringer ist die Auswertungsobjektivität bei Leistungstests oder Fragebogen mit freier Aufgaben- oder Fragenbeantwortung, da hier der Untersucher bzw. Auswerter entscheiden muß, ob eine frei gegebene Antwort in die Schlüsselrichtung weist oder nicht.“ (LIENERT & RAATZ 1998, S. 8)

Die Fragen des Vortestfragebogens sind in Anhang A33 abgedruckt.

Wichtige Aspekte, die den bisherigen Betrachtungen fehlten sind z.B. die Einschätzungen zur *selbstständigen Partnerarbeit am Computer*, *Gespräche mit dem Arbeitspartner*, *sicherer Umgang mit Computern* sowie die *Erwartungen zum Lernzuwachs*. Die Beantwortung des Fragebogens im Bereich der Selbsteinschätzung und Erwartungen wurde nur von zwei Schülern (m) aber von 12 Schülerinnen (w) kommentiert. Einige Äußerungen der Lernenden sind nachstehend aufgeführt:

Zu der Selbsteinschätzung *Sicher im Umgang mit Computern* hat sich nur eine Schülerin wie folgt geäußert:

w: *„Find ich allgemein langweilig und ich habe besseres zu tun!“*

Im Bereich *Selbstständige Partnerarbeit am Computer* haben sich alle Schülerinnen, die einen Kommentar geschrieben haben, geäußert:

w: *„Macht mehr Spaß zu zweit.“*

w: *„Macht Spaß mit andren zusammen zuarbeiten. Man macht nicht alles alleine.“*

w: *„Besser als Unterricht wo man nur zuhören muss.“*

w: *„Man kann sich mit seinem Partner absprechen hat aber keinen richtigen Kontroleur.“*

w: *„Die Arbeit gefällt mir sehr gut, da sie eine Abwechslung zum normalen Unterricht darstellt.“*

- w: „Finde ich gut, dass man alleine Aufgaben am Computer machen kann. Dann sitzt man nicht die ganze Zeit so rum hört dem Lehrer zu, sondern macht etwas.“
- m: „nicht sooft am PC nur 1x bisher im Chemieunterricht benutzt.“
- w: [gut] ... „weil einer automatisch der ‚Führer‘ ist.“
- w: „Es gefällt mir gut, weil ich dort selbständig lernen kann.“
- w: „Ich finde diese Arbeitsweise gut, weil es mit PC mehr Spaß macht.“
- w: „Es macht mehr Spaß, wie normaler Unterricht. Man lernt den Computer besser kennen.“
- w: „Interessante Lernmethode und für mich genauso effektiv, wie im normalen Unterricht“
- w: „am PC macht die Arbeit mehr Spass als in der Klasse an der Tafel.“

Diese Äußerungen lassen unterschiedliche Aspekte erkennen. Fünf Nennungen beinhalteten den *Spaß* bei der Arbeit mit dem Computer, vier Aufzählungen setzten den *anderen Unterricht* in den Vordergrund, zwei Nennungen beinhalteten die *Selbstständigkeit* und zwei Schülerinnen wollten nicht immer nur im Unterricht zuhören.

Die Lernenden habe zuvor bereits zweimal Kontakt mit dem Computer im Chemieunterricht gehabt. In einer Übung zu Formeln, Reaktionsgleichungen und dem Gesetz von AVOGADRO haben sie basierend auf ‚Hot Potatoes‘ gearbeitet. In einer weiteren Aufgabe zum Aufbau der Elemente haben die Lernenden ein interaktives Periodensystem aus dem Internet als Informationsquelle genutzt. Dieser Computerkontakt ist nach Aussagen des Lehrenden bei fast allen Lernenden in guter Erinnerung geblieben.

Die *Erwartungen an den Lernzuwachs* sind sehr unterschiedlich. Einige Lernende erwarten mehr Lernzuwachs durch Aufgabenstellungen, die jeder Lernende bearbeiten muss, andere erwarten weniger Lernzuwachs, da sie alles schreiben können, ohne drangenommen zu werden:

- w: „Zum Teil lern ich mehr, zum teil weniger“
- w: „Am PC muss ich die Aufgaben lösen, im Unterricht muss man sich nicht beteiligen.“
- w: „Man muss nur das lernen was Spaß macht und kann alles schreiben ohne drangenommen zu werden.“
- w: „Man muss sich mehr darauf konzentrieren und setzt sich so mehr mit dem Thema auseinander.“

Zu *Gesprächen mit dem Arbeitspartner* haben sich nur zwei Schüler geäußert, die meinen, dass sie manchmal effektive Gespräche führen oder genauso gut dazulernen:

- m: [Die Gespräche sind häufiger und effektiver als im Klassenverband]
„manchmal ja!“

m: „Ich werde eigentlich genauso gut dazulernen.“

Auch der Kommentar der Lehrenden war eher auf die zu vermittelnden Fähigkeiten und Fertigkeiten als auf den zu vermittelnden Inhalt bezogen. Mit dem konzipierten Fragebogen konnten eher qualitative Aussagen zu der Untersuchung gemacht werden. Quantitative Aussagen sind nur sehr schwer aus dieser Untersuchung zu entnehmen, weshalb keine empirischen Analyseverfahren zur Anwendung kommen.

9.4.2 Nachtest

Am Vortest, Nachtest und anschließendem Blitzlicht im Plenum nahmen 28 Lernende der untersuchten Klassen teil.

Bei der Auswertung der Fragebögen ist aufgefallen, dass viele Lernende ihren Namen nicht angegeben haben, das Alter nicht geschrieben haben oder die Angaben zur Person fast ausnahmslos unvollständig ausgefüllt haben. Eine Korrektur dieser Daten ist auch mit Hilfe der Lehrenden nur unvollständig gelungen.

Da die Fragebögen von den Lehrenden nicht zur Bewertungsgrundlage der Lernenden genommen wurde, haben die Lernenden teilweise aus fehlender Ernsthaftigkeit ihre Namen doppelt angegeben oder vom Vortest zum Nachtest vertauscht, so dass keine zweifelsfreie Zuordnung der Vortest- zu den Nachtestergebnissen möglich war.

Aus diesem Grund ist es nicht möglich einen Lernzuwachs einzelner Lernender zu verfolgen. Es kann darüber hinaus nicht nachvollzogen werden, wer bereits einmal die Jahrgangstufe wiederholt hat oder von einer anderen Schule hinzugewechselt ist. Somit kann auch keine deskriptive Statistik erstellt werden.

Eine Annahme der Lehr- und Lernhilfen im Unterricht sowie eine unterstützende Wirkung im Lernprozess konnte aufgrund einer fehlenden Kontrollgruppe nicht vorgenommen werden. Ein Gruppenvergleich ist aus den gleichen Gründen nicht möglich.

Somit bleibt dieser Untersuchung eine reine qualitative Aussage vorbehalten.

9.4.3 Zusammenfassung der Erhebung

Die Erhebung konnte nicht den interessierten Leistungsstand und den Lernerfolg erheben, da hierzu neben den Vorkenntnissen auch ein Nachtest erforderlich ist, der den jeweiligen Lernenden zweifelsfrei zugeordnet werden muss. Somit können nur allgemeine Erkenntnisse resultieren.

Es kann auch etwas über die Denkweisen der Lernenden gesagt werden, da im Nachtest auf Seite drei und vier je eine modifizierte Aufgabe nach TABER (2000B, S. 36-37) gestellt wurde, die neben einer Multiple-choice Fragestellung auch nach einer Begründung der Wahlantwort fragt. Die Zeichnungen wurden auf das Elektronenwolkenmodell bezogen und sind ebenfalls unter Anhang A36 einzusehen.

Bei der Begründung der Stabilität der Elemente/Atome/Ionen denken die meisten Lernenden nur an die Verknüpfung mit einer Eigenschaft der Atome. So wird bei der Frage nach der Stabilität von Na^+ , Na und Na^{7-} von den Lernenden unterschiedliche Lösungen angeboten, die fast ausschließlich mit einer vollen Elektronenschale einhergehen:

„ Na^{7-} ist stabiler als Na , weil alles voll ist.“

„ Na^{7-} ist stabiler als Na , weil es eine volle Außenschale hat.“

„Na ist stabiler als Na^+ , weil es ungeladen ist.“

„ Na^+ und Na^{7-} sind gleich stabil, weil sie beide eine volle Außenschale haben.“

„ Na^+ ist weniger stabiler als Na^{7-} , weil Na^{7-} mehr vollbesetzte Schalen hat.“

„Na ist weniger stabil als Na^+ , weil nicht 10 voll.“

Bei den Erklärungen wird in der Regel immer die vollbesetzte Elektronenschale angeboten, ohne über Kernladung, Kernabstand oder Ladungsverhältnis sowie Elektronegativität nachzudenken. Auch wird teilweise damit argumentiert, dass mehr vollbesetzte Schalen stabiler sein müssen als weniger vollbesetzte Schalen ohne auf die Ladungsverhältnisse und damit indirekt auch auf den Atomradius einzugehen. Auch Rateantworten können mit der offenen Erklärung zu der Wahlantwort ausfindig gemacht werden. Bei der letzten Aussage ist zwar die Wahlantwort richtig, doch die Erklärung ist nicht korrekt.

Diese Befunde können zwar nichts über den Lernerfolg mit den Lehr- und Lernhilfen bzw. ohne sie aussagen, doch sie tragen dazu bei diese weiter zu entwickeln, Lernschwierigkeiten vorzubeugen und adäquate Erklärungsansätze zu liefern.

9.5 Ergebnis der Einzelfallstudie (*Studie 3*)

Die Einzelfallstudie beinhaltete ein vierstündiges Interview in dem auch Lösungsstrategien zu dem vorliegenden Test erhoben wurden. Es ermöglichte einen umfangreichen Einblick in die Denk- und Arbeitsweisen des Lernenden und sollte die Vorgehensweise beim Lösen der Aufgaben untersuchen. Das intensive Interview gab ebenfalls Aufschluss über Ratestrategien beim Beantworten der gestellten Aufgaben, da dem befragten Schüler das Elektronenwolkenmodell nicht bekannt war.

Der Lernende ELMAR hatte die 9. Jahrgangsstufe beendet und das Interview innerhalb seiner Sommerferien nach der dreiwöchigen Beendigung des Schulunterrichts durchgeführt. Die Ergebnisse der Beantwortung von ELMAR sind mit der Beantwortung der anderen Lernenden nicht direkt vergleichbar, da er einerseits den Lerngegenstand Ionenbindung am Ende der 9. Jahrgangsstufe bereits vollständig abgeschlossen hatte und andererseits nicht mit dem Elektronenwolkenmodell argumentieren konnte, da er es nicht kannte.

ELMAR hat Frage 4 (vgl. Fragebogen in Anhang A36) nicht beantworten können, da er das Elektronenwolkenmodell nicht kannte. Dennoch ist es umso erstaunlicher, dass er Frage 10 mit der Abbildung des Boratoms im Elektronenwolkenmodell fehlerfrei beantwortete. Seinen Kommentaren zur Beantwortung konnten entnommen werden, dass er das ihm bekannte BOHR'sche Atommodell mit der Maximalzahl der Elektronen sofort auf die Zeichnung des Elektronenwolkenmodells übertragen hat und ebenfalls die vollbesetzten inneren Schalen zu deuten wusste.

Auch Frage 12, die nach der Stabilität von geladenen und ungeladenen Chlorteilchen fragte, konnte ELMAR auf Anhieb richtig beantworten. Seine Begründung war wie bei den anderen Lernenden die Vollbesetzung aller Schalen des Ions. Auch die Begründung, warum das Natriumatom weniger stabil ist als das Na^+ -Teilchen, war korrekt. Lediglich die Größenunterscheidung zwischen dem Na^{7-} -Teilchen und dem Natriumatom hat auch ELMAR nicht adäquat lösen können. Das Mind-Map aus Aufgabe 8 hat ELMAR rein grammatikalisch gelöst, obwohl er nur noch wage wusste, was ein Isotop ist.

Das Elektronenwolkenmodell ist so einfach zu erlernen und verständlich, dass es innerhalb kürzester Zeit erlernt und umgesetzt werden kann.

9.6 Zusammenfassende und vergleichende Ergebnisse aller Studien

In den Inhaltsbereichen *Elektronenwolkenmodell*, *Bildung von Molekülen*, *Eigenschaften der Atome* und *Raumvorstellungen* hat die Versuchsgruppe im Vergleich mit der Kontrollgruppe jeweils bessere Leistungen erbracht (vgl. Abb. 9.5). Im Inhaltsbereich *Aufbau der Materie* sind die \bar{x} der Leistungen der jeweiligen Gruppen etwa gleich.

Es zeigte sich in den unterschiedlichen Inhaltsbereichen, dass die Lernenden, die unter Zuhilfenahme der Lehr- und Lernhilfe unterrichtet wurden in vier von fünf Inhaltsbereichen im Mittel höhere Leistungen erreicht haben. Aufgrund des Einsatzes der Lehr- und Lernhilfen haben die Lernenden der Versuchsgruppe in den Inhaltsbereichen *Eigenschaften der Atome* und *Raumvorstellungsvermögen* in *allen* Fragen bessere Leistungen erzielt. Ebenso haben sie in sieben von neun Fragen bezogen auf das *Elektronenwolkenmodell* auf Basis der Lehr- und Lernhilfen, signifikant *bessere* Leistungen erbracht. Ausschließlich im Inhaltsbereich *Bildung von Molekülen* korrelieren die *besseren* Leistungen der Versuchsgruppe im Vergleich zu der Kontrollgruppe nicht nachweislich mit den Lehr- und Lernhilfen.

Über die empirisch fundierten Aussagen hinaus werden folgende Feststellungen gemacht:

Die Untersuchung gibt Anlass zu der Annahme, dass bei den Lernenden unter Zuhilfenahme der computergestützten Lehr- und Lernhilfen eine angemessenere Vorstellung zur Chemischen Bindung geschaffen werden kann.

Dies wird durch die Aussagen der Lernenden in den Interviews, bezüglich der Übergänge der Bindungstypen ineinander, unterstützt.

Die bisherigen Ergebnisse zeigen, dass die erstellten Lehr- und Lernhilfen auf der Basis eines anschlussfähigen Modells erstellt wurden und Phänomene des Chemieunterrichts behandeln können.

Die in den Jahrgangstufen neun und zehn vorkommenden Phänomene sind alle mit dem Elektronenwolkenmodell zu erklären. Diese Modellvorstellung wurde von den Lernenden gut angenommen, was durch die Korrelationsanalyse und die signifikant besseren Leistungen der Versuchsgruppe in den Fragen zur Modellvorstellung (EWM) bestätigt wird. Auch die leichte Umsetzung des Elektronenwolkenmodells von ELMAR bestätigt den Einsatz dieser Modellvorstellung im Chemieunterricht der Sekundarstufe I. Die über die Sekundarstufe I hinausgehende Anschlussfähigkeit der verwendeten Modellvorstellung wird durch Aussagen der Lehrenden⁴⁴ gestützt, die sich keine Phänomene des Chemieunterrichts in der Sekundarstufe II vorstellen können, die nicht mit dem Elektronenwolkenmodell oder deren Erweiterung durch das Orbitalmodell erklärt werden können.

Darüber hinaus sind Rückschlüsse möglich, dass die Lernenden theoretische Begriffe wie Atomradius und Elektronegativität sachgerechter handhaben.

44 BECKER, STEIN, WEIER und WERNER, Projekttreffen 23.11.2001.

Neben den durch den Einsatz der Lehr- und Lernhilfen ausnahmslos signifikant besseren Ergebnissen der Lernenden der Versuchsgruppe im Bereich der *Eigenschaften der Atome* wird dies durch die Lehrenden bestätigt, die ihre Aussagen auf die Interviews mit den Lernenden stützen.

Die entwickelten Lehr- und Lernhilfen wurden sowohl von den Lehrenden als auch von den Lernenden akzeptiert, da sie nach den Aussagen einiger Lehrenden, neben dem Erwerb von Sachkompetenz, auch den Erwerb anderer Kompetenzen, fördern.

Mit anderen Kompetenzen sind an dieser Stelle Abstraktionsvermögen, Fähigkeit zum selbstständigen Lernen und Arbeiten, Kommunikationsfähigkeit, Kooperationsfähigkeit, Teamfähigkeit sowie Reflexions- und Urteilsfähigkeit gemeint.

3D-Animationen sind im Gegensatz zu 2D-Folien aufschlussreich, eindeutig und verständlich.

In diesem Zusammenhang muss ein vorwiegend bei der Kontrollgruppe immer wiederkehrendes *misconception* aufgeführt werden. In Übereinstimmung verschiedener Zeichnungen konnte festgestellt werden, dass die Lernenden immer wieder auch Atomkerne in den äußeren Elektronenwolken der Atome zeichnen.

Die erstellten Lehr- und Lernhilfen sind auf Gründe zur Vermeidung dieser *misconceptions* hin näher untersucht worden und es wurde festgestellt, dass sich in den 3D-Visualisierungen keine Atomkerne in den äußeren Elektronenwolken der Atome befinden. Den 3D-Animationen der Moleküle ist eindeutig zu entnehmen, dass sich auf Grund der weiteren Atomkerne zusätzliche Atome mit dem betrachteten Atomkern verbunden haben.

Zu einer weitergehenden Verdeutlichung dieses Sachverhaltes werden in der neuesten Version Elementsymbole in das Elektronenwolkenmodell eingeblendet, so dass mit mindestens zwei Elementsymbolen in einer Verbindung keine Verwechslung mehr auftreten kann.

In der Untersuchung hatte sich gezeigt, dass die LEWIS-Schreibweise nach der Behandlung des Elektronenwolkenmodells für die Lernenden schneller zu verstehen war.

Der Autor sieht ebenfalls das Elektronenwolkenmodell als ausgezeichnetes Mittel zur Herleitung der LEWIS-Schreibweise und der Strukturformeln, sowie zur Begründung der räumlichen Lage der Atome und Ionen in ihren Verbindungen.

Durch die systemische Sichtweise wurden fließende Übergänge zwischen den Bindungstypen veranschaulicht und die eingeschränkte Sichtweise erweitert, um ein Verständnis für den Zusammenhang zwischen den Bindungstypen zu schaffen.

Durch die erstellten Lehr- und Lernhilfen ist für den Lehrenden eine Behandlung und Führung durch den Lerninhalt der chemischen Bindung vereinfacht worden, die neben einer zeitlichen Konzentration der wichtigen Ergebnisse auch Möglichkeiten zur Verlangsamung, Vertiefung oder Wiederholung bietet.

Sie haben sich als praktisches Hilfsmittel für die Arbeit des Lehrenden erwiesen und stellen über die Materialien der Lehr- und Schulbücher hinaus Qualitätsmaterialien für die pädagogische Kreativität des Lehrenden zur Verfügung.

Darüber hinaus sind die Lehr- und Lernhilfen so konzipiert worden, dass sie an passenden Stellen mit zusätzlichen Informationen erweitert werden können. Die ausgedehnten Möglichkeiten passen sich der Entwicklung, Kreativität und den Fertigkeiten sowie dem Stil der einzelnen Lehrenden an.

Durch die 3D-Animationen mittels Computer-Technologie wurde der Lerninhalt der chemischen Bindung visualisiert und damit für die Lernenden anschaulicher.

Die anfänglich geäußerte Hoffnung, dass die Lehr- und Lernhilfen die Lernprozesse im Bereich der Chemischen Bindung unterstützen und veranschaulichen können, ist voll erfüllt worden.

9.7 Ausblick

Durch **individuelle Zusammenstellung** können Materialien aus den erstellten Lehr- und Lernhilfen von den einzelnen Lehrenden zur Konzeption von Übungseinheiten, Aufgabenstellungen, Lektionen oder Hausaufgaben auf einer Diskette verwendet werden.

Die Lehr- und Lernhilfen oder Teile daraus könnten mit einer bestimmten Kennung auch auf einem **Internet-Server** abfragbar gemacht werden, so dass sie den Lernenden zur Verfügung gestellt und gleichzeitig Informationen vor den Lernenden geschützt werden können.

Es kann ein Rahmenschema für den Lehrenden geschaffen werden, welches es ermöglicht, dass er die von ihm **selber zusammenstellen Lektionen** oder andere Softwareteile durch Passwort sichern kann. HTML-Module könnten dadurch abschaltbar gemacht oder vorgegeben werden können.

Die **Anschlussfähigkeit** der erstellten Lehr- und Lernhilfen kann für die Lerninhalte des Chemieunterrichts der Sekundarstufe II ausgebaut werden.

10 Zusammenfassung und Ausblick

Die hier vorgestellte Arbeit entstand im Rahmen eines Projektes des Instituts mit dem Kompetenznetzwerk *Universitätsverbund Multimedia NRW*, den Studienseminaren Bonn und Rhein-Sieg, verschiedenen Schulen sowie Chemiekolleginnen und -kollegen. Es wurden computergestützte multimediale Lehr- und Lernhilfen entwickelt im Unterricht erprobt und evaluiert.

Im ersten Teil der Arbeit wurden die neuzeitlichen Betrachtungen zum Aufbau der Materie sowie Atommodelle aus Schul- und Lehrbüchern beleuchtet. Im Anschluss daran wurden diese Modellvorstellungen auf ihre Erweiterbarkeit bezogen auf die Chemische Bindung untersucht.

Gefolgt von einer sachanalytischen Betrachtung der Chemischen Bindung wurden im zweiten Teil die Bindungsmodelle der Lehr- und Schulbücher sowie Curricula aufgelistet und diskutiert. Nach der Prüfung der unterschiedlichen Modellvorstellungen auf ihre Eignung zur Beschreibung von Übergängen zwischen den Bindungstypen wurden die Möglichkeiten für Visualisierungshilfen reflektiert und das Elektronenwolkenmodell als eine geeignete Modellvorstellung ausgewählt.

Im dritten Teil wurden Vorstellungen und Misconceptions aber auch Lernschwierigkeiten zum Thema der Chemischen Bindung recherchiert. Im Bereich der äußeren Faktoren wurden Schwierigkeiten im Bezug auf die Lernumgebung, die Lehrenden, der Lerngegenstand selbst und die Reihenfolge der Bindungstypen besprochen. Im Bereich der inneren Faktoren wurden Misconceptions in Bezug auf unterschiedliche Modelle, die Interpretation von Abbildungen und Sachmodellen sowie die Anwendung von Anthropomorphismen und Analogien im Unterricht aber auch Schwierigkeiten bei der Trennung von atomarer und stofflicher Ebene beleuchtet. Aus dieser Diskussion wurden im folgenden Kapitel die nötigen Schlussfolgerungen für eine computergestützte Entwicklung der Unterrichtsmaterialien gezogen und Vorteile herausgearbeitet.

Aufbauend auf eine Vorstudie bezüglich der Vorstellungen zum Atombau und der Chemischen Bindung in der 12. Jahrgangsstufe wurden computergestützten Lehr- und Lernhilfen entwickelt, die in einer Untersuchung mit 147 Schülerinnen und Schüler der 9. und 10 Jahrgangsstufe innerhalb des Unterrichtes eingesetzt wurden. Im fünften Teil der Arbeit wurde die Vorgehensweise bei der Erstellung der Module sowie die entstandenen Inhalte des Projektes und der einzelnen Module beschrieben. Der Aufbau und die Einbettung der Module innerhalb der Materialien wurden begründet und sich ergebende Hypothesen für die anstehende Untersuchung formuliert. Im kommenden Teil wurde die Unterrichtskonzeption beschrieben, die die Versuchsgruppen, den Aufbau sowie den Verlauf der Unterrichtsreihen beinhaltet.

Im siebten Abschnitt wurden die Erstellung der Fragebögen, die Auswahl der einzelnen Items sowie das Design der Erhebung der Unterrichtsreihen beschrieben. Die Zuordnung von Itemmuster zu Leistungswerten wurde erörtert und die Begründung für die Durchführung von Interviews dargelegt.

Im letzten Kapitel wurden die unterschiedlichen Untersuchungen, ihre Methoden und Auswertung geschildert sowie die Ergebnisse ausführlich dargelegt. Am Beispiel dieser Lehr- und Lernhilfen wurde untersucht, ob das Anbieten fachchemischer Inhalte aus

dem Bereich der Chemischen Bindung mittels dreidimensionaler Animationen im Gegensatz zum Einsatz herkömmlicher Materialien und Modelle zu unterschiedlichen Lernergebnissen führt.

Es zeigte sich, dass die Lernenden, die unter Zuhilfenahme der Lehr- und Lernhilfe unterrichtet wurden in den meisten Inhaltsbereichen im Mittel höhere Leistungen erreicht haben. Die Lernenden der Versuchsgruppe haben nicht nur allgemein bessere Leistungen erzielt, sondern ebenso in fast allen Fragen zur verwendeten Modellvorstellung. Die eingesetzten computergestützten Lehr- und Lernmaterialien erwiesen sich vorteilhaft für den Lernerfolg. Die Akzeptanz der verwendeten Materialien war, sowohl bei den Lehrenden als auch bei den Lernenden, überwiegend positiv.

Durch die 3D-Animationen mittels Computer-Technologie wurde der Lerninhalt der chemischen Bindung visualisiert und veranschaulicht, doch der lernfördernde Effekt grafisch-visueller Veranschaulichungen unter Zuhilfenahme von Photo-, Bild- oder Videoelementen war bereits zuvor unumstritten. Es besteht jedoch im Hinblick auf die Ermittlung nach der sinnvollen Kombination unterschiedlicher Kodierungsformen und dem Grund deren Verständlichkeit noch Forschungsbedarf.

Auch im Bereich der möglichen Reihenfolge der Zusammenstellung unterschiedlicher Materialien, Unterrichtseinheiten, Lektionen oder Hausaufgaben könnten noch logische Zusammenhänge erforscht werden, die eine Begründung dafür liefern könnten, warum die LEWIS-Schreibweise nach der Einführung des Elektronenwolkenmodells von den Lernenden schneller verstanden wird. Auch auf dem Gebiet der Anschlussfähigkeit der erstellten Lehr- und Lernhilfen für die Lerninhalte der Sekundarstufe II sollten noch Daten erhoben werden.

Es konnte durch die Untersuchung zwar die Akzeptanz der computergestützten Lehr- und Lernmaterialien bei den Lehrenden gezeigt werden, da sie neben dem Erwerb von Sachkompetenz, auch den Erwerb anderer Kompetenzen, fördern. Es müsste jedoch in weiteren Untersuchungen geklärt werden, welche Kompetenzen wie gefördert werden.

Es wurde durch die Analyse des Unterrichtes die Vermutung unterstützt, dass die Lernenden theoretische Begriffe wie Atomradius oder Elektronegativität sachgerechter handhaben, doch es müsste genauer untersucht werden welche Vorstellungen die Lernenden von diesen Begriffen haben. Ebenfalls ist die Frage offen, ob und wie die Materialien darauf Einfluss nehmen.

11 Verzeichnis

11.1 Abkürzungsverzeichnis

Angew. Chem	Angewandte Chemie
Austr. J. Chem. Edu.	Australian Journal of Chemical Education
CHEMKON	Chemie konkret
Chem. Educ. Res. Pract. Eur.	Chemistry Education: Research and Practice in Europe
chimdid	chimica didactica
ChiS	Chemie in der Schule
ChiuZ	Chemie in unserer Zeit
CLB	Chemie für Labor und Betrieb
c't	Magazin für Computertechnik
CU	Chemieunterricht
Educ. Chem.	Education in Chemistry
Europ. J. Sci. Edu.	European Journal of Science Education
J. Am. Chem. Soc.	Journal of American Chemical Society
J. Chem. Edu.	Journal of Chemical Education
J. Res. Sci. Teach.	Journal of Research in Science Teaching
LA	Lehrmittel Aktuell
MNU	Der mathematische und naturwissenschaftliche Unterricht
Nachr. Chem. Tech. Lab.	Nachrichten aus Chemie, Technik und Laboratorium
Naturwiss. Rundsch.	Naturwissenschaftliche Rundschau
NiU-Ch	Naturwissenschaften im Unterricht - Chemie
NiU-Ph	Naturwissenschaften im Unterricht - Physik
NiU-P/C	Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie
PdN-ChiS.	Praxis der Naturwissenschaften Chemie in der Schule
Quart. Rev. Chem. Soc	Quarterly Reviews (of the Chemical Society - London)
Res. Sci.	Research in Science
Res. Sci. Edu.	Research in Science Education
Sch. Sci. Rev.	School Science Review
Stud. Sci. Edu.	Studies in Science Education
Struct. Bonding	Structur and Bonding
Sci. Edu.	Science Education
Edu. Tran. Tech. Int.	Educational and Training Technology International
ZfDN	Zeitschrift für Didaktik der Naturwissenschaften

11.2 Literaturverzeichnis

- Ahrlrichs, R.: *Gillespie- und Pauling-Modell – ein Vergleich*. ChiuZ 1 (1980) 18-24.
- AKI (Arbeitsgemeinschaft Deutsche Kunststoff-Industrie) [Hrsg.]: *Kunststoffe – Werkstoffe unserer Zeit*. Henssler Frankfurt **1983**.
- Anderson, C. W.; Smith, E. L.: *Children's preconceptions and contentarea textbooks*. In: Duff, G.; Rochler, L.; Mason, J. [Hrsg.]: *Comprehension instruction: Perspectives and suggestions*, Longman, New York **1983**.
- Ansari, S.; Demuth, R.; Hilpert, U.: *Stundenbilder, Experimente, Medien*. Bd. 5. *Atombau und chemische Bindung*, Aulis Deubner, Köln **1994**.
- van Arkel, A. E.: *Molecules and Crystals*. Butterworths, London **1949**.
- Arndt, B.; Arnold, K.; Belter, H.; Block, A.; Boeck, H.; Brauer, R.; Dietrich, V.; Duvinage, B.; Elsner, J.; Fritsch, L.; Meyendorf, G.; Teichmann, J.; Wagner, G.: *Chemie, Stoffe, Reaktionen, Umwelt*. Volk und Wissen Berlin **1993**.
- Arndt, B.; Arnold, K.; Belter, H.: *Chemie, Stoffe, Reaktionen, Umwelt Sekundarstufe I*, Volk und Wissen, Berlin **1997**.
- Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K. T. [Hrsg.]: *Chemie heute – Sekundarbereich II*, Schroedel, Hannover **1998**.
- Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K. T. [Hrsg.]: *Chemie heute – Sekundarbereich I*, Schroedel, Hannover **2001**.
- Atteslander, P.: *Methoden der empirischen Sozialforschung*. Berlin **1984**⁵.
- von Aufschnaiter, C.; von Aufschnaiter, S.: *Prozessbasierte Analysen kognitiver Entwicklung*. In: von Aufschnaiter, S.; Welzel, M. [Hrsg.] : *Nutzung von Videodaten zur Untersuchung von Lehr-Lern-Prozessen : aktuelle Methoden empirischer pädagogischer Forschung*. Waxmann, Münster **2001**, 115-128.
- Ballod, M.: *Informationsdidaktik*, Vortrag an der Universität zu Köln am 2.7.2001.
- Bamberger, K.: *SPSS Grundlagen, Einführung anhand der Version 11*. Universität, Saarbrücken **2002**⁷.
- Barke, H.-D.; Dehnert, K.; Jäckel, M.; Jäckel, N.; Jaenicke, J.; Krug, G.; Oehr, H.; Petrak, E.; Rauh, W.; Rehbein, U.; Risch, K. T.: *Chemie heute*. Schroedel, Hannover **1988**.
- Barke, H.-D.; Harsch, G.: *Chemiedidaktik heute. Lernprozesse in Theorie und Praxis*. Springer, Berlin Heidelberg **2001**.
- Barke, H.-D.; Hilbing, C.: *Leserforum*. Chemkon 2/10 (2003) 93.
- Barker, P. G.: *Design Guidelines for Electronic Book Production*. In: Edwards, A. D. N.; Holland, S. [Hrsg.]: *Multimedia Interface Design in Education*, Springer, Berlin/Heidelberg **1992**, 83-96.
- Barker, V.: *Beyond Appearances: Students' misconceptions about chemical ideas - A report prepared for the Royal Society of Chemistry* **1994**.
<http://www.chemsoc.org/pdf/LearnNet/rsc/miscon.pdf> Stand 10. Dezember 2001.
- Barker, V.: *A longitudinal study of 16-18 year olds' understanding of basic chemical ideas* unpublished D.Phil. thesis, Department of Educational Studies, University of York **1995**.
- Barnickel, G.: *Molecular Modelling – von der Theorie zur Wirklichkeit*. ChiuZ 4/29 (1995) 176-185.
- Baumert, J.; Lehmann, R. u.a.: *TIMSS – Mathematisch-naturwissenschaftlicher Unterricht im internationalen Vergleich: Deskriptive Befunde*. Leske und Budrich, Opladen **1997**.
- Baumert, J.; Klieme, E.; Neubrand, M.; Prenzel, M.; Schiefele, U.; Schneider, W.; Stanat, P.; Tillmann, K.-J.; Weiß, M.: *Schülerleistungen im internationalen Vergleich, KMDL und BMBF* **2000** und <http://www.mpib-berlin.mpg.de/pisa>, Stand 6.06.2001.
- Baumert, J.; Klieme, E.; Neubrand, M.; Prenzel, M.; Schiefele, U.; Schneider, W.; Stanat, P.; Tillmann, K.-J.; Weiß, M.: *PISA 2000: Basiskompetenzen von Schülerinnen und Schülern im internationalen Vergleich*, Leske und Budrich **2001**.
- Bäurle, W.; Gietz, P.; Hoppe, B.: *Umwelt, Chemie*, Klett, Stuttgart **1997**.
- Beck, W.; Häusler, K.: *Chemie für Gymnasien*. Cornelsen-Velhagen & Klasing/ Oldenbourg, München **1984**.
- Becker, H.-J.; Jüngel, G.: *Atommodelle und Molekülbaukästen im Chemieunterricht*. LA 5 (1979) 36.

- Becker, H.-J.; Glöckner, W.; Hoffmann, F.; Jüngel, G.: *Fachdidaktik Chemie*, Aulis Verlag Deubner, Köln **1992**².
- Beer, R.; Glöckner, W.; Letterer, R.: *Chemische Analytik – Kernchemie – Modellvorstellungen. Ein Lehr- und Arbeitsbuch für die Kollegstufe*. Buchner, Bamberg **1983**.
- Behler, G.: *NRW-Fachtagung*, Düsseldorf **1998**.
- Bentzinger, R.; Meyer, M.: *Modelle für das Unsichtbare – Vom Nutzen von Atommodellen*, PdN-Ch **7/43** (1994) 24-29.
- Ben-Zvi, R.; Bat-Sheva, E.; Silberstein, J.: *Is an Atom of Copper Malleable?* Journal of Chemical Education **1/63** (1986) 64-66.
- Bethge, T.: *Aspekte des Schülervorverständnisses zu grundlegenden Begriffen der Atomphysik*, Dissertation, Universität Bremen **1988**.
- Bezler, H. J.; Düntsch, A.; Höfling, E.; Holst, F.; Kanz, K.; Schriefer, H.; Sombeck, T.; Thomas, E.: *Amino*. Diesterweg, Frankfurt/M. **2000**.
- BI (Bibliographisches Institut) [Hrsg.]: *Meyers Großes Taschenlexikon in 24 Bänden*, Mannheim, Wien, Zürich **1981**.
- Birkelbach, J.: *Schulen am Netz – was nun?* c't **8** (2002) 96-101.
- BLK (Bund-Länder-Kommission für Bildungsplanung und Forschungsförderung) [HRSG.], Expertise „Steigerung der Effizienz des mathematisch-naturwissenschaftlichen Unterrichts“, Bonn **1997**.
- BLK (Bund-Länder-Kommission für Bildungsplanung und Forschungsförderung) [Hrsg.]: *Multimedia in der Hochschule*. Bericht der BLK-Staatssekretärs-Arbeitsgruppe (Material zur Bildungsplanung und zur Forschungsförderung 85) BLK, Bonn **2000**.
- Bloom, B. S. [Hrsg.]: *Taxonomy of educational objectives. The classification of educational goals, Handbook I: Cognitive domain*, Longmans & Green, New York **1956**.
- Blume, R.; Kunze, W.; Meloefski, R.; Obst, H.; Rossa, E.; Schönemann, H.: *Chemie für Gymnasien*. Ausgabe D, Band 2, Cornelsen, Berlin **1994**.
- Bökemeier, R.: *Abschied von der Wertigkeit?*, MNU **7/31** (1978) 421-426.
- Bolay, E.: *„Modellvorstellungen in der Chemie“ und eine „Synopsis der chemischen Bindungstypen“*. PdN-Ch **12/30** (1981) 369-371.
- Bonin, W. v.: *Die Nobelpreisträger der Chemie*. Moos, München o. J.
- Bortz, J.; Döring, N.: *Forschungsmethoden und Evaluation für Human- und Sozialwissenschaftler*, Springer, Berlin **2002**.
- Borucki, H.; Fischer, W.; Rességuier, P.; Reuß, D.; Stadelmann W.: *Schülerduden Chemie*. Dudenverlag Mannheim **1995**³.
- Bosmann, U.: *Das Kugelwolkenmodell*, CLB **10** (1983) Anhang 73-76.
- Bousack, H.; Eisner, W.; Fladt, R.; Gietz, P.; Justus, A.; Laitenberger, K.; Schierle, W.; Stumpf, K.: *Elemente Chemie I*. Klett, Stuttgart **1994**.
- Brickenkamp, R.: *Handbuch psychologischer und pädagogischer Tests*, Hogrefe, Göttingen **1997**².
- Bridgman, P. W.: *The Logic of Modern Physics*, MacMillan, New York **1927**.
- Brockhaus, F. A. AG [Hrsg.]: *Basiswissen, Schülerduden Chemie*, Mannheim, Berlin **2002**.
- Bruner, J.S.: *The Art of Discovery*. In: Harvard Educational Review **31** (1961) 21-32.
- Bruns, S.: *Entwicklung eines Unterrichtskonzepts mit integrierter Computer-Arbeit am Beispiel der Einführung der kovalenten Bindung*, 2. Staatsexamensarbeit, Studienseminar Rhein-Sieg **2002**.
- Buchheim, R.: *Die Schrödingersche Wellenmechanik als Beitrag zum quantenphysikalischen Naturverständnis*, Barth, Leipzig **1980**.
- Burkard, C.: *Was sagt PISA (nicht)? Ergebnisse im Überblick*, in: Landesinstitut für Schule und Weiterbildung des Landes Nordrhein-Westfalen [Hrsg.]: Soest, forum schule **1** (2002) 18.
- Butts, B.; Smith, R.: *HSC chemistry students' understanding of the structure and properties of molecular and ionic compounds*. Research in Science Education, **17** (1987) 192-201.
- Bybee, R.W.: *Towards an understanding of scientific literacy*. Gräber, W.; Bolte, C. [Hrsg.]: *Scientific literacy - An international symposium*. IPN, Kiel **1997**, 37-68.
- Caramazza, A.; McCloskey, M.; Green, B.: *Naïve beliefs in 'sophisticated' subjects: Misconceptions about trajectories of objects*. Cognition **9** (1981) 117-123.

- Carr, M.: *Model confusion in chemistry*, Research in Science, **14** (1984) 97-103.
- Cassens, H.: *Entwicklung von Potentialtopfmodellen für die Behandlung von Molekülen und Festkörpern im Quantenphysikunterricht*. Unveröffentlichtes Dissertationsvorhaben an der Universität Bremen. Stand November **2001**. Freundlicherweise von Prof. H. Niedderer zur Verfügung gestellt.
- Chalmers, A. F.: *Wege der Wissenschaft*, Springer, Berlin **1986**.
- Cho, H.; Kahle, J. B.; Nordland, F. H.: *An investigation of high school biology textbooks as sources of misconceptions and difficulties in genetics and some suggestions for teaching genetics*. Science Education **5/69** (1985) 707-719.
- Christen, H. R.: *Die Bedeutung der Atommodelle für den Chemieunterricht. Die Einführung des Kugelwolkenmodells*. CU **2** (1970) 23.
- Christen, H. R.: *Struktur, Stoff, Reaktion*, Diesterweg, Frankfurt/M, Berlin, München **1974**.
- Christen, H. R.: *Atommodelle in der Schule*, PdN-Ch **24** (1975) 122-125.
- Christen, H. R.: *Kimball- und Gillespie-Modell in didaktischer Sicht*, in: Weninger, J.; Brünger, H. [Hrsg.]: *Atommodelle im naturwissenschaftlichen Unterricht*, Band 1, Beltz, Weinheim, Basel **1976** 239-247.
- Christen, H. R.: *Einführung in die Chemie*. Diesterweg, Frankfurt am Main **1977**.
- Christen, H. R.: *Struktur, Stoff, Reaktion - Ausgabe E*. Diesterweg Sauerländer, Frankfurt/M., Berlin. München. Aarau, Salzburg **1987**.
- Christen, H. R.; Vögtle, F.: *Organische Chemie – Von den Grundlagen zur Forschung*. Band II, Salle/Sauerländer, Frankfurt a.M. **1990**.
- Christen, H. R.; Vögtle, F.: *Organische Chemie – Von den Grundlagen zur Forschung*. Band I, Salle/Sauerländer, Frankfurt a.M. **1992**².
- Christen, H. R.: *Das Orbital-Modell in der Schule?* PdN-Ch 7/43 (1994) 29-31.
- Clauß, G.; Finze, F.-R.; Partzsch, L.: *Statistik Für Soziologen Pädagogen, Psychologen und Mediziner - Grundlagen*, Harri Deutsch, Frankfurt/M **1999**³.
- Converse, J.M.; Presser, S.: *Survey Questions. Handcrafting the Standardized Questionnaire*. Beverly Hills **1986**.
- Cordes, J. F.: *Allgemeine Chemie 2*. Band 70. Verlag Chemie, Weinheim **1978**.
- Coulson. C. A.: *Die chemische Bindung*, Hirzel, Stuttgart **1969**.
- Cronbach, L. J.: *Evaluation zur Verbesserung von Curricula*, in Wulf, C. [Hrsg.]: *Evaluation*, Piper **1972**.
- Cuny, K.-H.: *Grundlagen der Chemie*. Schroedel, Hannover **1966**.
- Cuny, K.-H.; Weber, W.: *Chemie - Welt der Stoffe*. Schroedel Hannover **1975**.
- Dämmgen, U.; Demuth, R.: *Elektronendichtekarten – ein Schlüssel zum Verständnis chemischer Bindung*, NiU-PC **45/37** (1989) 179-186.
- Davies, D.: *The Virtual University: A Learning University*. Journal of Workspace Learning **4/10** (1998) 174-213.
- De Diana, I. P. F.: *Electronic Study Book Platforms*, Educational and Training Technology International **4/28** (1991) 347-354.
- De Vos, W.; Verdonk, A.H.: *The particulate nature of matter in science education an in science*. J. Res. Sci. Tecach. **33** (1996) 657-664.
- Deylitz, S.: *Lernergebnisse in der Quanten-Atomphysik – Evaluation des Bremer Unterrichtskonzepts*, Dissertation, Universität Bremen, zugleich Logos-Verlag, Berlin **1999**.
- Dillman, D.A.: *Mail and Telephone Surveys. The Total Design Method*. New York **1978**.
- Dingler, H.: *Grundlagen der Physik. Synthetische Prinzipien der nomothetischen Naturphilosophie*, de Gruyter, Berlin **1923**.
- Dirac, P.A.M.: *Quantum mechanics of many-electron systems*. Proc. Roy. Soc. London **A123** (1929) 173.
- Driver, R.; Easley, J.: *Pupils and paradigms: A review of literature related to concept development in adolescent science students*. Studies in Science Education **5** (1978) 61-84.
- Driver, R.; Leach, J.; Millar, R.; Scott, P.: *Young people's Images of Science*, Buckingham, Open University Press **1996**.
- Drosdowski, G.; et al.: *Wissenschaftlicher Beirat der Dudenredaktion [Hrsg.]: Der Duden Band 1*, Duden, Mannheim, Leipzig, Wien, Zürich **1996**²¹.
- Eckhardt, H.: *Aufbau und Struktur der Atomhülle, Periodensystem und Bindung*. Klett, Stuttgart **1982**².

- Eckhardt, R.: *Molekülmodelle aus Luft gemacht*, Nachrichten aus der Chemie, **49** (2001) 478-480.
- Ehlert, K.; Engler, R.: *Schülerübungen mit Modellbaukästen*. CU **13** (1982) 27.
- Eilks, I.; Möllering, J.: *Neue Wege zu einem fächerübergreifenden Verständnis des Teilchenkonzepts*. MNU **4/54** (2001) 240-247.
- Eilks, I.; Möllering, J.; Leerhoff, G.; Ralle, B.: *Teilchenmodell oder Teilchenkonzept? Oder: Rastertunnelmikroskopie im Anfangsunterricht*. Chemkon **2/8** (2001A) 81-85.
- Eilks, I.; Krilla, B.; Ralle, B.; Schmitz, R.-P.; Tausch, M.W.: *Lernsoftware*, PdN-ChiS **7/50** (2001B) 2-4.
- Eisner, W.; Fladt, R.; Gietz, P.; Justus, A.; Laitenberger, K.; Schierle, W.: *Elemente Chemie*. Unterrichtswerk für Gymnasien. Ausgabe Nordrhein-Westfalen 9./10. Schuljahr. Klett, Stuttgart **1986**.
- Eisner, W.; u.a.: *Elemente Chemie I*, Unterrichtswerk für Gymnasien, Klett, Stuttgart **1994**.
- Eisner, W.; u.a.: *Elemente Chemie II*, Klett, Stuttgart **2001**.
- Fajans, K.: Struct. Bonding, **3** (1967) 88.
- Fässler, T. F.; Savin, A.: *Chemische Bindung anschaulich: die Elektronen-Lokalisierungs-funktion - die PAULI-Abstoßung sichtbar gemacht*. ChiuZ **3/31** (1997) 110-120.
- Fiebig, S.; Melle, I.: „Problemthemen“ des Chemieunterrichts in der Sekundarstufe I – gegenwärtige Situation und fachdidaktische Konsequenzen, Chemkon **8** (2001) 199-202.
- Fiebig, S.; Melle, I.: „Problemthemen“ des Chemieunterrichts in der Sekundarstufe I aus Lehrersicht, In: Brechel, R. [Hrsg.]: Zur Didaktik der Physik und Chemie. Probleme und Perspektiven: Vorträge auf der Tagung für Didaktik der Physik / Chemie. Alsbach, Leuchtturm **2002**, 198-200.
- Fischer, W.; Gläckner, W.; Köhler-Degner, M.; Nöding, S.; Tausch, M.; Wolf, H.: *Stoff und Formel*. Buchner, Bamberg **1987**.
- Fisher, K. M.: *Amino acids translation: A misconception in biology*. In Helm H.; Novak, J. D. [Hrsg.]: Proceedings of the International Seminar: *Misconceptions in Science and Mathematics*. Ithaca, New York, Cornell University Press **1983**.
- Flintjer, B. et al.: *Computer im Chemieunterricht*, AK der GDCh-Fachgruppe Chemieunterricht, www.rz.uni-frankfurt.de/didachem 07.09.2002.
- Flörke, W.: *Chemie - Unterstufe*. Quelle & Meyer, Heidelberg **1955**.
- Franik, R.: *Chemie - Sekundarstufe I N*. Bayrischer Schulbuchverlag. München **1983**.
- Freytag, K.; Glaum, E.: *Grundzüge der Chemie*. Diesterweg, Sauerländer, Frankfurt/M., Berlin, München, Aarau. Salzburg **1985**.
- Frisch, H. L.; Wasserman, E.: *Chemical Topology*. J. Am. Chem. Soc. **83** (1961) 3789-3795.
- Fritsch, L.: *Schülervorstellungen von Stoffen*. Aus: Just, N.; Schmidt, H.-J. [Hrsg.]: Grundlinien deutscher Chemiedidaktik: Beiträge zum ersten gesamtdeutschen Sommersymposium. Essen, Westarp **1992** 13-35.
- Gabel, D. L.; Samuel, K. V.; Hunn, D.: *Understanding the Particulate Nature of Matter*, Journal of Chemical Education **84** (1987) 695-697.
- Gagné, R.M.: *The Conditions of Learning and Theory of Instruction*. Holt, Rinehart & Winston, New York **1965**.
- GDCh (Gesellschaft Deutscher Chemiker) [Hrsg.]: *Denkschrift zur Lehrerbildung für den Chemieunterricht auf der Sekundarstufe II*. Weinheim: Verlag Chemie, **1977**.
- GDCh (Gesellschaft Deutscher Chemiker) [Hrsg.]: *Denkschrift zur Lehrerbildung für den Chemieunterricht in den Altersstufen der Zehn- bis Fünfzehnjährigen*. Frankfurt a.M. **1983**.
- Gillespie, R. J.; Nyholm, R. S.: *Inorganic Stereochemistry*. Quart. Rev. Chem. Soc. **11** (1957) 339-380.
- Gillespie, R. J.: *Molekülgeometrie*, Chemie, Weinheim **1975**.
- Glushko, R. J.: *Transforming Text into Hypertext for a Compact Disc Encyclopedia*. In: Bice, K.; Lewis, C. [Hrsg.]: Proceedings of the CHI'89: Wings for Mind. ACM, New York, **1989** 293-298.
- Goetze, F.; Fischer, W.; Glöckner, W.: *Chemie für Gymnasien*. Buchner, Bamberg **1982**.
- Gray, H. B.: *Elektronen und Chemische Bindung*. Walter de Gruyter, Berlin **1973**.
- Griffiths, A. L.; Preston, K. R.: *Grade-12 Students' Misconceptions Relating to Fundamental Characteristics of Atom and Molecules*. Journal of Research in Science Teaching **6/29** (1992) 611-628.

- Grosslight, L.; Unger, C.; Jay, E.; Smith, C. L.: *Understanding models and their use in science: conceptions of middle and high school students and experts*, Journal of Research in Science Teaching 9/ **28** (1991) 799-822.
- Grothe, K.-H.; Frühauf, D.; Jäckel, M.; Kessler, K.-H.; Knoche, W.; Neitzke, H.; Tegen, H.: *Chemie*. Schroedel, Hannover **1976**.
- Grothe, K.-H.; Barke, H.-D.; Dehnert, K.; Jäckel, M.; Jaenicke, J.; Oehr, H.; Rehbein, U.: *Chemie heute*. Schroedel, Hannover **1982**.
- Hamilton, W. C.; Ibers, J. A.: *Hydrogen Bonding in Solids*. Benjamin, New York **1968**.
- Harré, X.: *Some Nineteenth Century British Scientists*, Univ. Press, Oxford **1969**, 96-153.
- Harrison, A. G.; Treagust, D. F.: *Secondary students' mental models of atoms and molecules: implications for teaching chemistry*, Science Education 5/80 (1996) 509-534.
- Harrison, A. G.; Treagust, D. F.: *Learning about atoms, molecules, and chemical bonds: a case study of multiple-model use in grade 11 chemistry*, Science Education **X/84** (2000) 352-381.
- Haupt, P.: *Modellchemikalien – ein neuer Weg zum besseren Verständnis chemischer Reaktionen*. Härtel, H. [Hrsg.]: a.a.O. **1982**, 203.
- Haupt, P.: *Atome - mit Rucksack Hut und Wanderstock. Über die Veranschaulichung mit Modellen*. NiU-Ch. **4** (1990) 26-30.
- Häußler, P.; Bünder, W.; Duit, R.; Gräber, W.; Mayer, J.: *Naturwissenschaftsdidaktische Forschung, Perspektiven für die Unterrichtspraxis*, IPN, Kiel **1998**, 72-78.
- Heller, K.A. [Hrsg.]: *Leistungsdiagnostik in der Schule*. Huber, Bern **1984**⁴.
- Henniger, H.G.; Franck, W.: *Lehrbuch der Chemie*. Klett, Ehlers, Stuttgart, Mainz **1948**.
- Hermann, A.: *Von Planck bis Bohr. Die ersten fünfzehn Jahre der Entwicklung der Quantentheorie*. Angew. Chem. **82** (1970) 1-7.
- Herrmann, F.: *Der Karlsruher Physikkurs*. Aulis, Köln **1998**.
- Hilbing, C.; Barke, H.-D.: *Schülervorstellungen zum Aufbau der Salze*. In: Brechel, R. [Hrsg.]: Zur Didaktik der Physik und Chemie. Probleme und Perspektiven: Vorträge auf der Tagung für Didaktik der Physik / Chemie, Leuchtturm, Alsbach **2002** 201-203.
- Höffken, G.: *Verbindungsbildung im Chemie-Anfangsunterricht, Übungen mit Hilfe des Tageslichtprojektors*, PdN-Ch **24** (1975) 101-102.
- Hoffmann: *Erwin Schrödinger*, Teubner, Leipzig **1984**.
- Hoffmann, R.; Laszlo, P.: *Darstellungen in der Chemie – die Sprache der Chemiker*. Angew. Chem. **103** (1991) 1-16.
- Holleman, F. A.; Wiberg E.: *Lehrbuch der Anorganischen Chemie*. de Gruyter, Berlin/New York, **1985**⁹¹⁻¹⁰⁰.
- Holzcamp, K.: *Wissenschaft als Handlung*, de Gruyter, Berlin **1968**.
- Holzcamp, K.: *Kritische Psychologie*, Fischer, Frankfurt **1972**.
- Hoyer, U.: *Die Geschichte der BOHRschen Atomtheorie*. Physik Verlag, Weinheim **1974**.
- <http://www.mpib-berlin.mpg.de/pisa>, S. 3, Stand Juni **2001**.
- <http://www.u-helmich.de/che/index.html>, Stand 7.11. **2002**.
- http://ac16.uni-paderborn.de/lehrveranstaltungen/_aac/vorles/skript/index.html, Stand 03.05. **2001**.
- Huggins, M. L.: *50 Jahre Theorie der Wasserstoffbrückenbindung*, Angew. Chem. **83** (1971) 163-168.
- Huheey, J. E.: *Anorganische Chemie - Prinzipien von Struktur und Reaktivität*, de Gruyter, Berlin New York **1988**.
- Huheey, J. E.; Keiter, E. A.; Keiter, R. L.: *Anorganische Chemie - Prinzipien von Struktur und Reaktivität*, de Gruyter, Berlin New York **1995**².
- Huschke-Rhein, R.: *Systemisch-ökologische Pädagogik*. Bd. I-V. Rhein-Verlag, Köln **1994**.
- Jäckel, M.; Risch, K. T. [Hrsg.]: Asselborn, W.; Barke, H.-D.; Claus, U.; Dehnert K.; Hammes-Therre, H.; Jäckel, N.; Krug, G.; Kuhrke, R.; Oehr, H.; Rehbein, U.; Schmid, A.; Schulte-Coerne, R.; Walory, M.: *Chemie heute*. Schroedel Hannover **1993**.
- Jakob, O.; Hoffmann, W.: *Organische Chemie*. Buchners, Bamberg **1975**.
- Jank, W.; Meyer, H.: *Didaktische Modelle*, Cornelson Scriptor, Frankfurt/M, **1991**.
- Jansen, W.; Bückmann, H.; Haupt, P.; Kenn, M.; Kempes, W.; Petzold, P.; Schidt, J.; Schmitz, H.; Zahmel, K.: *Chemie in unserer Welt*. Metzler, Stuttgart **1982**.

- Jansen, W.: *Die Elektronen-Lokalisierungs-Funktion ELF - Eine Bestätigung des Elektronenpaarabstoßungsmodells der Chemischen Bindung*, CHEMKON 4/5 (1998) 213-214.
- Jensen, W. B.: *Logic, History and the Teaching of Chemistry*, Text of the Keynote Lectures, given at the 57th Annual Summer Conference of the New England Association of Chemistry Teachers, Sacred Heart University, Fairfield, Connecticut **1995**.
- Jensen, W. B.: *Logic, History and the Chemistry Textbook, Part I: Does Chemistry Have a Logical Structure?* Journal of Chemical Education 6/75 (1998A) 679-687.
- Jensen, W. B.: *Logic, History and the Chemistry Textbook, Part II: Can We Unmuddle the Chemistry Textbook?* Journal of Chemical Education 7/75 (1998B) 817-828.
- Jensen, W. B.: *Logic, History and the Chemistry Textbook, Part III: One Chemical Revolution or Three?* Journal of Chemical Education 8/75 (1998C) 961-969.
- Jorgensen, W. L.; Salem, L.: *Orbitale organischer Moleküle*. Verlag Chemie, Weinheim **1974**.
- Kangro: *Joachim Jungius' Experimente und Gedanken zur Begründung der Chemie als Wissenschaft*. Steiner, Wiesbaden **1968**.
- Kattmann, U.; Duit, R.: *Das Modell der didaktischen Rekonstruktion*, in Probleme und Perspektiven – Zur Didaktik der Chemie und Physik, Jahrestagung **1997** Band L17, 122-124.
- Kattmann, U.; Duit, R.; Gropengießer, H.; Komorek, M.: *Das Modell der didaktischen Rekonstruktion- Ein Rahmen für naturwissenschaftliche Forschung und Entwicklung*. ZfDN 3/3 (1997) 3-18.
- Katzer, G.; Katzer, F.: *Chemisches Grundwissen - Berufsfeld Chemie, Physik, Biologie*. Handwerk und Technik, Hamburg **1999**.
- Ketelaar, J. A. A.: *Chemical Constitution*. Elsevier, Amsterdam **1958**².
- Kintsch, W.: *Gedächtnis und Kognition*. Springer, Berlin **1982**.
- Kinzel, W.: *Bilder elementarer Quantenmechanik*. Physikalische Blätter 12/51 (1995) 1190-1191.
- Kircher, E.: *Studien zur Physikdidaktik: Erkenntnis- und wissenschaftstheoretische Grundlagen*. IPN, Kiel **1995**.
- Kitaigorodski, A. I.: *Ordnung und Unordnung in der Welt der Atome*. Aulis, Köln **1979**.
- Kjekshus, A.; Rakke, T.: *Considerations on the Valence Concept*. Struct. Bonding **19** (1974) 45-83.
- Klett [Hrsg.]: *Die Klett Mediothek Chemie 1: Atombau, Periodensystem und chemische Bindung*, Klett, Stuttgart **2001**.
- KM-NRW (Kultusministerium des Landes Nordrhein-Westfalen) [Hrsg.]: *Richtlinien und Lehrpläne für das Gymnasium - Sekundarstufe I - in Nordrhein-Westfalen Chemie*, Ritterbach **1993A**.
- KM-NRW (Kultusministerium des Landes Nordrhein-Westfalen) [Hrsg.]: *Richtlinien und Lehrpläne für das Gymnasium - Sekundarstufe I - in Nordrhein-Westfalen Physik*, Ritterbach **1993B**.
- Kober, F.: *Theorie der chemischen Bindung, ein Rückblick auf (fast) 100 Jahre*, NiU-PC **37** (1989) 173-178.
- Köhler [Hrsg.]: *Transparente Chemie, Periodensystem der Elemente, Bindungen, Metalle, Salze und Organische Chemie*. Köhler, Neukirchen o.J.
- König, A.; Reiners, Ch. S.: *Computergestützte Lehr- und Lernmaterialien zur chemischen Bindung*. Kurzreferate, 30. GDCh Hauptversammlung und 19. Fortbildungs- und Vortragsveranstaltung Bildungsinitiative, Weingarten **2002**, 35.
- König, A.; Reiners, Ch. S.: *Synapse von Vorstellungen und Misconceptions in Bezug auf die chemische Bindung*, PdN-Chemie 2/52 (2003) 19-25.
- König, R. [Hrsg.]: *Das Interview*. Kiepenheuer & Witsch, Köln **1962**.
- Konrad, K.: *Mündliche und schriftliche Befragung. Voraussetzung, Gestaltung und Durchführung*. VEP, Landau **1999**.
- van Koolwijk, J.: *Die Befragungsmethode*. In: van Koolwijk, J.; Wieken-Mayser, M. [Hrsg.]: *Techniken der empirischen Sozialforschung*, Band 4, Die Befragung, Oldenbourg, München **1974**.
- Kossel, W.: *Valenzkräfte*. Ann. d. Physik 4/49 (1916) 229.
- Kossel, W.: In Wagner, K.H.: *Das Molekül und Bau der Materie*. Braunschweig **1949**.
- Krafft; Meyer-Abich: *Große Naturwissenschaftler*. Fischer, Stuttgart **1970**.
- Krauth, J.: *Testkonstruktion und Testtheorie*, PVU, Weinheim **1995**.

- Krol [Hrsg.]: *Visuelle Chemie*, Band 1: *Atomstruktur – Periodensystem* und Band 2: *Chemische Bindung – Stereoisomerie*, Krol, Nijmegen o.J.
- Krüssel, H.: *Unterricht als Konstruktion*. In: R. Voß, [Hrsg.]: *Die Schule neu erfinden*. Luchterhand, Berlin **1996**, 92-104.
- Krumm, B.: *Die neuen Medien im Chemieunterricht – „Virtual Reality“ oder vom Geheimunternehmen zur zweiten Medienrevolution*. Chemkon **7** (2000) 173.
- Kübel, M.: *Modellbaukästen im Chemieunterricht unter Berücksichtigung ihres methodischen Einsatzes*. NiU-P/C **32** (1982) 139.
- Kuhlen, R.: *Hypertext. Ein nicht-lineares Medium zwischen Buch und Wissensbank*. Springer, Berlin **1991**.
- Kuhn, W.: *Bekannte Physiker - Ernest Rutherford (1871-1937)*, Aulis Deubner. Köln o. J.
- Kutzelnigg, W.: *Die chemische Bindung bei den höheren Hauptgruppenelementen*. Angew. Chem. **96** (1984) 262–286.
- Laing, M. A.: *A tetrahedron of bonding*, Educ. Chem. **30** (1993) 160-163.
- Langenscheidt [Hrsg.], *Langenscheidts Großes Schulwörterbuch Englisch-Deutsch*, Langenscheidt KG Berlin und München **1988**.
- Le Marechal, J.-F.: *Design of Chemistry labwork activities aiming at teaching basic chemical concepts*. In: Méheut, M.; Rebmann, G. [Hrsg.]: *Theory, Methodology and Results of Research in Science Education, Fourth European Science Education Summerschool*, **1998**, 68-80.
- Lienert, G. A.; Raatz, U.: *Testaufbau und Testanalyse*, Beltz / Psychologie Verlags Union, Weinheim **1998**⁶.
- Lowrie, R.S.: *Organische und anorganische Chemie*. Chemie, Weinheim **1973**.
- Maddison: *The Life of the Honourable Robert Boyle*. Taylor Francis, London **1969**.
- Maskill, R.; Cachapuz, A.F.C.; Koulaïdis, V.: *Young pupils' ideas about the microscopic nature of matter in three different European countries*. Int. J. Sci. Educ. **19** (1997) 631-645.
- Maturana, H.R.; Varela, F.J.: *Der Baum der Erkenntnis. Die Biologischen Wurzeln des menschlichen Erkennens*. Scherz, München **1984**.
- Mauel, L.: *Einsatz und Veränderung eines Computerprogramms zur Einführung der Bindungsarten unter dem Gesichtspunkt der Förderung der Eigenständigkeit der Schüler*, 2. Staatsexamensarbeit, Studienseminar Rhein-Sieg **2002**.
- Mayes, J. T.: *The 'M-Word: Multimedia Interfaces and Their Role in Interactive Learning Systems*. In: Edwards, A.D.N.; Holland, S. [Hrsg.]: *Multimedia Interface Design in Education*. NATO ASI Series. Series F: Computer and Systems Sciences; 81. Springer, Berlin **1994**².
- McNemar, Q.: *Opinion-Attitude Methodology*. Psychological Bulletin **43** (1946) 289-374.
- McWeeny, R.: *Coulsons Chemische Valenz*, Hirzel, Stuttgart **1984**².
- Mehra; Rechenberg: *Erwin Schrödinger and the Rise of Wave Mechanics*. 2. Teil Springer, Berlin **1987**.
- Menzel, E.: *Ein Kugel-Stäbchen-Modellbausatz zur Demonstration der Mono-, Di- und Polysaccharide in der Ketten-, Sesselring- und Haworthringform*. PdN-Ch **33** (1984) 289.
- Meyer, H.: *Unterrichtsmethoden II: Praxisband*. Cornelsen, Berlin **1987**.
- MNU (Verein zur Förderung des mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterrichts) [Hrsg.]: *Empfehlungen zur Gestaltung von Chemielehrplänen*. MNU. 3/**37** (1984) 161-174.
- MNU (Verein zur Förderung des mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterrichts) [Hrsg.]: *Empfehlungen und Überlegungen zur Gestaltung von Lehrplänen für den Computer-Einsatz im Unterricht der allgemeinbildenden Schulen*. MNU. 4/**38** (1985) 229-236.
- MNU (Verein zur Förderung des mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterrichts) [Hrsg.]: *Chemieunterricht der Zukunft – Qualitätsentwicklung und Qualitätssicherung. Empfehlungen zur Gestaltung von Lehrplänen bzw. Richtlinien für den Chemieunterricht*. MNU **53** (2000) I-XIII.
- Möller, B.; Barke, H.-D.: *Interaktive Software zum Entdecken chemischer Strukturen*. In: Brechel, R. [Hrsg.]: *Zur Didaktik der Physik und Chemie. Probleme und Perspektiven: Vorträge auf der Tagung für Didaktik der Physik / Chemie*. Leuchtturm, Alsbach **2002A**, 183-185.
- Möller, B.; Barke, H.-D.: *Lernumgebung ‚Chemische Strukturen‘*, Posterbeitrag auf der Jahrestagung der Fachgruppe Chemieunterricht der Gesellschaft deutscher Chemiker. Weingarten **2002B**.

- Monnard, J.; Pasquier-Boltuck, J.: *An Objekt-Oriented Scripting Environment for the WEBS Electronic Book System*. In: Lucarella, D., et al. [Hrsg.]: Proceedings of the 4th ACM ECHT'92 Conference on Hypertext, ACM, New York **1992**, 81-90.
- MPG (Max-Planck-Gesellschaft), <http://www.cpfs.mpg.de/departments/projekts/cbv/index.htm>, Stand 09.01.2003.
- MSWWF-NRW (Ministerium für Schule und Weiterbildung, Wissenschaft und Forschung des Landes Nordrhein-Westfalen) [Hrsg.]: *Richtlinien und Lehrpläne Sekundarstufe II Gymnasium/ Gesamtschule - Chemie*. Ritterbach, Frechen **1999**.
- MSWWF-NRW (Ministerium für Schule und Weiterbildung, Wissenschaft und Forschung des Landes Nordrhein-Westfalen) [Hrsg.]: Das Modellprojekt mit dem besonderen K(l)ick. Stand 7.02.2003. www.bildungsportal.nrw.de/BP/Schule/E_learning/Abitur_Online/SelGO/index.html
- Naumer, H.: „Elektronenwolke“ oder „Orbital“?, PdN-Ch **24** (1975) 197-207.
- Neufeldt, S.: *Nobel Prize Lectures Physics 1922–1941*, Elsevier, Amsterdam **1965**, 283–319.
- Niederderer, H.; Deylitz, S.: *Atome, Moleküle und Festkörper. Verständnis ihrer Eigenschaften auf der Basis der Schrödingergleichung unter Zuhilfenahme des Computers*. Institut für Didaktik der Physik, Bremen **1997**.
- Niegemann, H.M.: *Neue Lernmedien – konzipieren, entwickeln, einsetzen*. Huber, Bern **2001**.
- Nielsen, J.: *Hypertext and Hypermedia*. Academic Press, Boston **1990**.
- N.N.: *Rund um gut! Bildung + Science* **01** (2002) 24.
- Nöding, S.: *Die Struktur der Materie, Atombau - Chemische Bindung - Teilchenstruktur*. Herder, Freiburg im Breisgau **1976**.
- Osborne, R. J.; Bell, B. F.; Gilbert, Y. K.: *Science teaching and children's view of the world*. European Journal of Science Education **5** (1983) 1-14.
- Papert, S.: *Mindstorms: Children, Computers and Powerful Ideas*. Basic Books, New York **1980**.
- Papert, S.: *The Children's Machine: Rethinking School in the Age of the Computer*. Basic Books, New York **1992**.
- Pauling, L.: *Die Natur der Chemischen Bindung*. VCH, Weinheim **1973**³.
- Payne, S.: *The Art of Asking Questions*. Princeton **1951**.
- Perelman, L. J.: *School out. A Radical New Formula for the Revitalization of America's Educational System*, Avon Books, New York **1992**.
- Peterson, R. F.; Treagust, D. F.: *Grade-12 students' misconceptions of covalent bonding* Journal of Chemical Education **6/66** (1989) 459–460.
- Peterson, R. F.: *Tertiary students understanding of covalent bonding and structure concepts* Australian Journal of Chemical Education July (1993) 11-15.
- Pfeifer, P.; Häusler, K.; Lutz, B. u.a.: *Konkrete Fachdidaktik Chemie*, R. Oldenbourg Verlag GmbH, München **1997**.
- Pieper, M.: *Computer-Animation: Inhalt, Ästhetik und Potential einer neuen Abbildungs-Technik*. Roderer, Regensburg **1994**.
- Popper, K.: *Logik der Forschung*. Mohr, Tübingen **1989**⁹ Erstdruck 1934.
- Pöpping, W.: *Lineare und vernetzte Kunststoffe bilden. Eine szenische Darstellung fördert aktiv das Verstehen*. NiU-Chemie **73/14** (2003) 39-40.
- Pospeschill, M.: *SPSS für Fortgeschrittene, Durchführung fortgeschrittener statistischer Analysen*. Universität, Saarbrücken **2002**³.
- Preuß, H.: *Atome und Moleküle als Bausteine der Materie*, Frankfurt, Aarau **1982**.
- Preuß, H.; Reimann, A.: *Atom- und Molekülorbitale. Eine Einführung*. Diesterweg, Frankfurt **1990**.
- Primas, H.: *Kann Chemie auf Physik reduziert werden?* Teil 1, ChiuZ **4/19** (1985A) 109-119.
- Primas, H.: *Kann Chemie auf Physik reduziert werden?* Teil 2, ChiuZ **5/19** (1985B) 160-166.
- Raaf, H.; Radau, M.: *Alte und neue Modellbaukästen – Medien zum Unterricht in der organischen Chemie*. NiU-P/C **25** (1975) 117.
- Rayleigh: *Life of Sir J.J. Thomson*, Dawson, London **1969**.
- Reiher, M.; Netz, P. A.: *Welche Bedeutung haben theoretische Konzepte in der Chemie?* ChiuZ **3/33** (1999) 177-185.

- Reiners, Ch. S.: *Die Bindung in Koordinationsverbindungen. Erkenntnistheoretische und lernpsychologische Merkmale der Modellmethode*. Westarp, Essen **1989**.
- Reiners, Ch. S.: *Von der Stoffsystematik zu systemischen Aspekten der Naturwissenschaft Chemie. - Zur Konzeption eines Praktikums für Lehramtskandidatinnen und -kandidaten, das zu komplexem Denken und entsprechend differenziertem Urteil hinführen soll*. ZfDN 1/2 (1996) 11-20.
- Reiners, Ch. S.: *Systemische Aspekte und Säure-Base-Konzepte*, MNU 3/50 (1997) 135-141.
- Reiners, Ch. S.: *Das metallische Bindungscharakter - Wege zu systemischen Sichtweisen im Chemieunterricht*, PdN-Ch. 3/47 (1998) 2-7.
- Reiners, Ch. S.: *Die Konstanz der Phänomene und der Wandel ihrer Deutung*, Chemkon 2/6 (1999) 67-74.
- Reiners, Ch. S.: *Die chemische Bindung - Lernhindernisse und mögliche Lernhilfen*, Chemkon 1/10 (2003A) 17-22.
- Reiners, Ch. S.: *Projektprofil - Multimediale Lernhilfen zur systemischen Strukturierung des Lehr- und Lerninhaltes Chemische Bindung im Chemieunterricht der Sekundarstufe I und II*. http://www.uni-koeln.de/ew-fak/chmie/uvm_proj/index.htm. Stand 05.01.2003B.
- Reiners, Ch. S.; Saborowski, J.: *Anschauliche Unanschaulichkeit?* MNU **53** (2000) 493.
- Reiners, Ch. S.; Saborowski, J.: *Virtuelle Welten im Chemieunterricht. Moleküldarstellung im Internet – Modelldenken leicht gemacht?* PdN-ChiS 7/50 (2001) 9-12.
- Riedel, E.; Grimmich, W.: *Atombau, chemische Bindung, chemische Reaktion: Grundlagen in Aufbau und Lösungen*, de Gruyter, Berlin **1977**.
- Riedel, E.: *Allgemeine und Anorganische Chemie*. de Gruyter, Berlin New York **1985**³.
- Riedel, E.: *Anorganische Chemie*, de Gruyter, Berlin **1999**⁴.
- Riedel, E.: *Anorganische Chemie*. de Gruyter, Berlin New York **2002**⁵.
- Römpp, CD-Chemielexikon. Stichwort: *Chemische Bindung*. Thieme, Stuttgart New York **1995**.
- Roloff, B.: *Einführung eines Kern-Hülle-Modells. Plädoyer für eine Renaissance des Kugelwolkenmodells*. NiU-Ch 67/13 (2002) 20-23.
- Rumpf, H.: *Verdrängte Lernziele*. In: J. Flüge [Hrsg.]: *Zur Pathologie des Unterrichts*. Klinkhardt, Bad Heilbrunn **1971**, 54-73.
- Rütter, T.: *Formen der Testaufgabe*, Beck, München **1973**.
- Saborowski, J.: *Computervisualisierung und Modelldenken. Konzeptionelle Grundlagen und fachdidaktische Konsequenzen für den Chemieunterricht*. Köln, Saborowski **2000**, zugl. Köln, Univ., Diss., 1999.
- Saborowski, J.; Reiners, Ch. S.: *Zur Bedeutung des Einsatzes moderner Computertechnologie für das Denken in Modellen im Chemieunterricht*. In Behrendt, H. [Hrsg.]: *Zur Didaktik der Physik und Chemie: Probleme und Perspektiven. Vorträge auf der Tagung für Didaktik der Physik / Chemie*, Leuchtturm, Alsbach **1997**, 192-194.
- Sachtleben, R.; Hermann, A.: *Große Chemiker*. Battenberg, Stuttgart **1961**².
- Samoshin, V.V.: *Orbital Models Made of Plastic Soda Bottles*, Journal of Chemical Education **75** (1998) 985.
- Savin, A.; Nesper, R.; Wengert, S.; Fässler, T. F.: *Die Elektronenlokalisierungsfunktion ELF*, Angew. Chem. **109** (1997) 1892-1918.
- Schanze, S.: *Wissenserwerb mithilfe der internetbasierten Lernumgebung ChemNet. Eine empirische Untersuchung zum Lernen mit linearen und vernetzten Hypertexten*. Dissertion, Universität Kiel **2001**. www.ipn.de.... Stand 20. Oktober 2002.
- Scheid, K.: *Methodik des Chemieunterrichts*, Quelle & Meyer, Leipzig **1927**².
- Schelinski, G. I.: *Chemische Bindung und Struktur der Stoffe*, Aulis/Deubner, Köln **1977**.
- Schickor, H.: *Bau und Präsentation von 3D-Molekülanimationen*. NiU-Ch 67/13 (2002) 41-44.
- Schmid, G.: *Metalcluster: Studienobjekte der Metallbildung*. ChiuZ **22** (1988) 85-92.
- Schmidt, H.-J.; Wainwright, M.; Fredenhagen, U.: *Einfache Kohlenstoffverbindungen*. Aulis, Köln **1977**.
- Schmidt, H. J.; *Chemie konkret*, Diesterweg, Frankfurt/M. **1999**.
- Schmidt, M.: *Anorganische Chemie*. Band 1, Wissenschaftsverlag, Mannheim **1988**, 72.
- Schmidt, P.C.; Weil, K.G.: *Atom- und Molekülbau*. Thieme, Stuttgart/New York **1982**.

- Schnell, R.; Hill, P. B.; Esser, E.: *Methoden der empirischen Sozialforschung*, Oldenbourg, München, **1999**⁴.
- Schober, M.F.; Conrad, F. G.: *Does Conversational Interviewing Reduce Survey Measurement Error?* Public Opinion Quarterly **61** (1997) 576-602.
- Schöler, W.: *Geschichte des naturwissenschaftlichen Unterrichts*, de Gruyter & Co, Berlin **1970**.
- Schulmeister, R.: *Virtuelle Universität Virtuelles Lernen*. Oldenbourg Verlag, München/ Wien **2001**.
- Schulmeister, R.: *Grundlagen hypermedialer Lernsysteme, Theorie - Didaktik - Design*. Oldenbourg Verlag, München/Wien **2002**³.
- Schuphan, D.: *MD Transparente Chemie - Atombau und chemische Bindung*, Diesterweg und Salle, Frankfurt a. M. **1974**².
- Schuphan, D.; Knappe, M.: *Chemiebuch*, Diesterweg Sauerländer, Frankfurt/M., Aarau, Salzburg **1993**³.
- Seel, F.: *Strukturchemie mit Tischtennisbällen (I). Teil I: Material und Arbeitstechnik - Zwei- und dreidimensionale Kugelpackungen*, PdN-Ch. 12/32 (1983) 355-362.
- Seel, F.: *Strukturchemie mit Tischtennisbällen (II). Teil II: Kugelpackungen mit Lücken-besetzungen als Modelle von Koordinationsverbindungen*, PdN-Ch. 9/33 (1984) 257-266.
- Seel, F.: *Strukturchemie mit Tischtennisbällen (III). Teil III: Modelle von Silicaten*, PdN-Ch. 3/34 (1985) 2-10.
- Seifert, S.; Fischler, H.: Wissenskonstruktion in einem System von Repräsentationsebenen – Ein multidimensionales Konzept zur Konstruktion und Analyse von Lehr- und Lernprozessen über die Teilchenstruktur der Materie. GdCP, Universität Bremen **1999**, 26-28.
- Simon, G.: *Kleine Geschichte der Chemie*. Band 35. Aulis, Köln **1981**².
- Starauschek, E.: *Physikunterricht nach dem Karlsruher Physikkurs – Ergebnisse einer Evaluationsstudie*. Logos, Berlin **2001**.
- Steinbuch, K.: *Denken in Modellen* In: Schäfer, G.; Trommer, G.; Wenk, K.: *Denken in Modellen*, Westermann, Braunschweig **1977**.
- Steiner, D.: *Molecular Modelling mittels Elektronendichteoberflächen - ein neuer Weg zu einem besseren Chemieverständnis*. PdN-ChiS 6/48 (1999) 38-42.
- Steiner, D.: *Molecular Modelling als Medium im Chemieunterricht*, Nachrichten aus der Chemie **49** (2001) 495-497.
- Stieger, A.: *Atom, Bindung, Reaktion*. Salle, Frankfurt am Main **1969**³.
- Stoffer, T.: *Encarta © Enzyklopädie*, Microsoft ©, **2002**.
- Stork, H.: *Was bedeuten die aktuellen Forderungen 'Schülvorstellungen berücksichtigen, konstruktiv-tisch lernen' für den Chemieunterricht in der Sekundarstufe I?* ZfDN **1** (1995) 15-28.
- Ströcker, E.: *Element und Verbindung. Zur Wissenschaftsgeschichte zweier chemischer Grundbegriffe*. Angew. Chem. **80** (1968) 747-753.
- Szabadváry: *History of Analytical Chemistry*. Pergamon, Oxford **1966**, 36-40.
- Taber, K.S.: *Student conceptions of chemical bonding: using interviews to follow the development of A level students' thinking*. Facets of Education – Dimensions of Research, University of Surrey, Great Britain **1993A** auch <http://www.leeds.ac.uk/educol/> Stand 7. März 2002.
- Taber, K.S.: *Stability and lability in student conceptions: some evidence form a case study* Paper presented at the British Educational Research Association Annual Conference, University of Liverpool, September, **1993B**.
- Taber, K.S.: *Case study of A level students' understanding of chemical bonding: Annie Working Paper*. Havering College of Further and Higher Education, Great Britain **1993C**.
- Taber, K.S.: *The truth about ionic bonding?* Essex **1995**.
- Taber, K.S.: *Student understanding of ionic bonding: molecular versus electrostatic framework?* School Science Review 285/78 (1997A) 85-95.
- Taber, K.S.: *Understanding Chemical Bonding – the development of A level students' understanding of the concept of chemical bonding*, Ph. D. thesis, University of Surrey, Great Britain. **1997B**.
- Taber, K.S.: *Molar and molecular conceptions of research into learning chemistry: towards a synthesis* (The Chemical Education Research Group Lecture 2000): summary in T. Overton, [Hrsg.]: *Variety in Chemistry Teaching 2000* Proceedings, Royal Society of Chemistry Tertiary Education Group, auch <http://www.leeds.ac.uk/educol/> Stand 7. März 2002.

- Taber, K.S.: *Trainee Science Teachers' Conceptions of Chemical Stability*. Paper presented at the British Educational Research Association Annual Conference, Cardiff University, 7-10. September **2000B**, auch http://brs.leeds.ac.uk/cgi-bin/brs_energie/ Stand 7. April 2002.
- Taber, K.S.: *Building the Structural concepts of Chemistry: Some considerations from educational Research*. Chem. Educ. Res. Pract. Eur. **2** (2001) 123-158.
- Tan, K.-C. D.; Treagust, D.F.: *Evaluating students' understanding of chemical bonding*. In: School Science Review, **81** (1999) 75-83.
- Tausch, M.: *Modelle im Chemieunterricht*, MNU **4** (1982) 228.
- Tausch, M.: *Atom, Molekül, Mol - eine Schulbuchsynopse über 80 Jahre*. PdN-Ch **7/43** (1994) 32-35.
- Tausch, M.; von Wachtendonk, M.: *Chemie. Stoff - Formel - Umwelt* SI, Buchner, Bamberg **1996**.
- Telgenbüschel, L.: *Zur Visualisierung von chemischen Konzepten : Untersuchung von Lernumgebungen und Lernparametern für effektives Lernen mit Bildern*. LIT, Münster **1999**, zugl. Essen, Univ.-GH, Diss., 1998.
- Tergan, S.-O.: *Hypertext und Hypermedia: Konzeption, Lernmöglichkeiten und Lernprobleme*. In Issing, L.; Klimsa, P. [Hrsg.]: *Informationen und Lernen mit Multimedia*, PVU Weinheim **1997**, 122-137.
- Thomas, W.; Quante, M.; Quante, U.: *Lehrbuch der Chemie*, Diesterweg, Sauerländer, Frankfurt/M., **1984**.
- Timm, K.: *Mit dem Spray-Versuch in unbekannte Welten*. PdN-ChiS **2/52** (2003) 2-4.
- Trust, P.; Schimmels, M.: *Einführung in die Chemie auf einfachster Grundlage*, Herrosé's, Gräfenhainichen **1944**³.
- Tulodziecki, G.: *Computerunterstütztes Lernen aus mediendidaktischer Sicht*. In: Kammerl, R. [Hrsg.]: *Computerunterstütztes Lernen*. München **2000**, 53-72.
- Tversky, A.; Kahnemann, D.: *Judgement under Uncertainty. Heuristics and Biases*. Science **185** (1974) 1124-1131.
- Ulrich, W.; Buck, P.: [Hrsg.]: *Video in Forschung und Lehre*. Deutscher Studien, Weinheim **1993**.
- Vionnet, L.: *Spontaneous reasoning in elementary dynamics*. European Journal of Science Education **1** (1979) 205-221.
- Vögtle, F.: *Supramolekulare Chemie*, Teubner, Stuttgart, **1992**².
- Waeber, R.: *Lehrbuch der Chemie*. Hirt & Sohn, Leipzig **1913**.
- Wagner, W.: *VRML im Dienst der Visualisierung*. Kurzreferate, 30. GDCh Hauptversammlung und 19. Fortbildungs- und Vortragsveranstaltung Bildungsinitiative, Weingarten **2002**, 36.
- Wasserman, E.: *The Preparation of interlocking Rings: A Catenane*. J. Am. Chem. Soc. **82** (1960) 4433-4434.
- Weidenmann, B.: *Multicodierung und Multimodalität im Lernprozess*. In: Issing, L. J.; Klimsa, P.: *Information und Lernen mit Multimedia*. PVU, Weinheim **1997A**, 65-84.
- Weidenmann, B.: „*Multimedia*“: *Mehrere Medien, mehrere Codes, mehrere Sinneskanäle?* Unterrichtswissenschaften, **3/25** (1997B) 197-206.
- Weninger, J.; Brünger, H. [Hrsg.]: *„Malenter Empfehlungen“ für die Behandlung der Atommodelle im naturwissenschaftlichen Unterricht*. In: J. Weninger, H. Brünger, [Hrsg.]: *Atommodelle im naturwissenschaftlichen Unterricht*. Bd. 1: Bericht über eine IPN-Arbeitstagung. Beltz, Weinheim **1976**, 302-309.
- Weninger, J.; Brünger, H. [Hrsg.]: *Atommodelle im naturwissenschaftlichen Unterricht*. Bd. 1: Bericht über eine IPN-Arbeitstagung. Beltz, Weinheim **1976**.
- Weninger, J.; Pfundt, H. [Hrsg.]: *Atommodelle im naturwissenschaftlichen Unterricht*. Bd. 2. Beiträge zum 11. IPN-Seminar. Beltz, Weinheim **1976**.
- Weyer, J.: *Prinzipien und Methoden des Chemiehistorikers*. ChiuZ **6** (1972) 184-190.
- Wightman, T.; Green, P.; Scott, P.: *The Construction of Meaning and Conceptual Change in Classroom Settings: Case Studies on the Particulate Nature of Matter*, Leeds **1986**.
- Williamson, V.M.; Abraham, M.R.: *The effect of computer animation on the particulate mental models of college chemistry students*. J. Res. Sci. Teach. **32** (1995) 521-534.
- Winderlich, R.; Peter, W.: *Chemie - Unter- und Oberstufe*. Vieweg & Sohn, Braunschweig **1957**.
- Winn, W.: *Toward a Rationale and Theoretical Basis for Educational Technology*. Educational Technology, Research and Development **1/37** (1989) 44.

Woller, R.: *Aufbruch ins Heute*. Econ, Düsseldorf 1977.

Yankelovich, N.; Haan, B.J. et al.: *Intermedia: The Concept and the Construction of a Seamless Information Environment*. IEEE Computer 1/21 (1988) 81-96.

11.3 Abbildungsverzeichnis

Abb. 2.1	Epikurs Atomvorstellung.....	19
Abb. 2.2	Atomvorstellung von DALTON.....	19
Abb. 2.3	Atomvorstellung von W. THOMSON.....	21
Abb. 2.4	Atomvorstellung von J.J. THOMSON (BROCKHAUS 2002).....	22
Abb. 2.5	Atomvorstellung von RUTHERFORD.....	22
Abb. 2.6	Atomvorstellung von BOHR.....	24
Abb. 2.7	Atomvorstellung von BOHR-SOMMERFELD (BROCKHAUS 2002).....	24
Abb. 2.8	Atomvorstellung nach dem Wellenmechanischen Atommodell (BROCKHAUS 2002).....	28
Abb. 3.1	Bindungstypendreieck nach VAN ARKEL und KETELAAR.....	52
Abb. 3.2	Synopse der Chemischen Bindung nach BOLAY.....	53
Abb. 3.3	Bindungstypentetraeder nach LAING.....	53
Abb. 3.4	Trigonale Bindungstypenbipyramide nach KÖNIG.....	55
Abb. 3.5	„Kovalente, polare und ionische Bindung im Netz von Ladungsoberflächen visualisiert.“ (STEINER 2001, S. 496).....	56
Abb. 3.6	Strukturdarstellung und 2D-ELF-Abbildung.....	57
Abb. 3.7	Reihenfolge der Lerninhalte zur Chemischen Bindung mit den jeweiligen Modelvorstellungen nach ANSARI, DEMUTH und HILPERT.....	61
Abb. 4.1	Die Abbildung soll eine dichteste Kugelpackung darstellen.....	83
Abb. 4.2	Abbildung zur Polymerisation von Ethen. (AKI 1983, S. 42).....	88
Abb. 4.3	Abbildung zur radikalischen Polymerisation von Ethen.....	88
Abb. 4.4	Trennung der molaren von der molekularen Ebene.....	91
Abb. 6.1	Überblick über die Einbettung der Module in die Oberfläche der Lehr- und Lernmaterialien sowie den Aufbau der Materialien.....	110
Abb. 6.2	Zeigt die Grobstruktur des modularen Aufbaus.....	112
Abb. 6.3	Schematischer Übergang in der Perspektive von zwei Teilchen zu einem Festkörper.....	119
Abb. 6.4	Modifikation der „ <i>structural classification of molecules</i> “ nach JENSEN.....	119
Abb. 6.5	Inhalte von Modul 1.....	125
Abb. 6.6	Denkmodell und Anschauungsmodell <i>modifiziert</i> nach STEINBRUCH.....	126
Abb. 6.7	Farbvereinbarungen für die 2D-Abbildungen der Lehr- und Lernmaterialien.....	128
Abb. 6.8	Farbvereinbarungen für die 3D-Animationen der Lehr- und Lernmaterialien.....	128
Abb. 6.9	Abbildungen vom Atomkern.....	130
Abb. 6.10	2D- und 3D-Abbildungen eines Kohlenstoff- und eines Chloratoms nach dem <i>Kugelwolkenmodell</i>	131
Abb. 6.11	2D-Darstellung der ersten 20 Elemente nach dem Kugelwolkenmodell.....	131
Abb. 6.12	Der Atomradius wird in Abhängigkeit der Ordnungszahl gezeigt.....	132
Abb. 6.13	Verlauf des Atomradius innerhalb des Periodensystems.....	133
Abb. 6.14	Überblick über die Inhalte des Moduls 2 mit dimolekularen unpolaren Molekülen.....	134

Abb. 6.15	Überblick über die Inhalte des Moduls 3 mit Halogenwasserstoffmolekülen und Interhalogenverbindungen.....	136
Abb. 6.16	Elektronegativitätswerte im Periodensystem.	136
Abb. 6.17	Überblick über die Inhalte des Moduls 4 mit mehratomigen polaren Molekülen.	137
Abb. 6.18	Elektronenpaarabstoßung in Molekülen nach dem EPA-Modell.....	138
Abb. 6.19	Überblick über die Inhalte des Moduls 5 mit Festkörpern unterschiedlichen Bindungstyps.	139
Abb. 6.20	Überblick über die Einbettung und Verknüpfung der Module mit Begleittexten, Didaktischen Hinweisen, Arbeitsblättern, Lexikon, Bildern, unterschiedlichen Animationen, Literatur usw.....	141
Abb. 6.21	Überblick über die Verknüpfung der Module innerhalb der Lehr- und Lernhilfen.	143
Abb. 7.1	Organigramm des Unterrichtsablaufs in der Gruppe B.....	152
Abb. 7.2	Zeitstrahl der Entwicklung und Erprobung der Lehr- und Lernhilfen.	154
Abb. 8.1	Modifizierte iterative Vorgehensweise nach KATTMANN et al. (1997, S. 13)	157
Abb. 8.2	Modifizierter Forschungsprozesses nach SCHNELL, HILL & ESSER.(1992, S. 118)....	159
Abb. 8.3	Modifizierte <i>Didaktische Rekonstruktion</i> nach KATTMANN & DUIT (1997).....	168
Abb. 9.1	Zusammenstellung des Alters der Lernenden der gesamten Stichprobe.....	171
Abb. 9.2	Zusammenstellung des Alters der Lernenden der Studie 1.....	173
Abb. 9.3	Normierter Gruppenvergleich beim Vortest der Studie 1.....	176
Abb. 9.4	Aufbau der Studie 1.....	177
Abb. 9.5	Normierter Leistungsvergleich beim Nachtest in der 10. Jahrgangstufe.	212
Abb. 9.6	Leistungswerte der untersuchten Gruppen Wm, Wo, B und S im Nachtest.	213
Abb. 9.7	Leistungswerte der untersuchten Gruppe W im Vor- und Nachtest.	214
Abb. 9.8	Profildiagramm der geschätztes Randmittel der Gruppen Wm (1) und Wo (2).	216
Abb. 9.9	Leistungswerte der untersuchten Gruppe W im Vor- (VT) und Nachtest (NT).	217
Abb. 9.10	Zusammenstellung des Alters der Lernenden der Studie 2.....	224
Abb. 9.11	Aufbau der Studie 2.....	225

11.4 Tabellenverzeichnis

Tab. 2.1	Atom-Orbitale der jeweiligen Periode nach PREUß & REIMANN (1990, S. 27-33)	30
Tab. 3.1	Reihenfolge der Atom- und Bindungsmodelle in Lehrbüchern.....	40
Tab. 3.2	Reihenfolge der Atom- und Bindungsmodelle im Lehrplan (KM-NRW 1993A).....	41
Tab. 3.3	Obligatorische und fakultative Themen der Chemischen Bindung im Lehrplan.	42
Tab. 3.4	Reihenfolge der Bindungstypen und Alternativen.	43
Tab. 3.5	Art und Reihenfolge der Bindungstypen in gängigen Schulbüchern.....	44
Tab. 3.6	Schulbuchsynopse zum Atombau und der Chemischen Bindung	45
Tab. 3.7	Reihenfolge und Anschaulichkeit der Modellvorstellungen in den Schulbüchern der letzten 19 Jahre.....	50
Tab. 3.8	Modifizierte Übersicht der Modelle des Chemieunterrichts zur Struktur und Chemischen Bindung nach VOSSEN (1979, S. 90).	57
Tab. 3.9	Gegenüberstellung mit Vor- und Nachteilen der Bindungsmodelle am Beispiel des Methanmoleküls.....	67
Tab. 4.1	Obligatorische und fakultative Lerninhalte bezogen auf die Chemische Bindung	76
Tab. 6.1	Anfängliches Konzept.....	121
Tab. 7.1	Auflistung aller Unterrichtseinheiten in der 10. Jahrgangsstufe.....	147
Tab. 7.2	Gegenüberstellung der Unterrichtseinheiten der Gruppen Wm und Wo.	149
Tab. 7.3	Tabellarische Auflistung der Unterrichtsdurchführung in der 10. Jahrgangsstufe. ...	150
Tab. 7.4	Auflistung der Module und Unterrichtseinheiten in der 9. Jahrgangsstufe.	155
Tab. 9.1	Auflistung der Lernenden, die an der Erprobung des Projektes beteiligt waren.	171
Tab. 9.2	Auflistung der Fragenarten nach Inhaltsbereichen und Fragenformaten.....	174
Tab. 9.3	Die mit fetten Kreuzen versehenen Fragen korrelieren mit der Nutzung der Lehr- und Lernhilfen.	211
Tab. 9.4	Vergleich der Mittelwerte und Standardabweichungen der erreichten Leistungswerte in den Vor- und Nachtests der Gruppen Wm und Wo.	215
Tab. 9.5	Mittlere normierte Leistungswerte der untersuchten Gruppen Gruppe 1 (Wm) und Gruppe 2 (Wo) im Vor- (VTM5) und Nachtest (NTM5).	217
Tab. 9.6	Mauchly-Test.....	218
Tab. 9.7	Darstellung der Fehler für den Interaktionstest.	218
Tab. 9.8	LEVENE-Test auf gleiche Fehlervarianzen.	218
Tab. 9.9	Mittelwert und Standardabweichung der gepaarten Stichproben.	219
Tab. 9.10	Zusammenhangsanalyse der gepaarten Stichproben.	219
Tab. 9.11	T-Test der gepaarten Stichproben.	219
Tab. 9.12	Korrelationen nach PEARSON & SPEARMAN ^a	220
Tab. 9.13	Korrelationen nach PEARSON-ZUSAMMENHANG	221
Tab. 9.14	Auflistung der Fragenarten nach Inhaltsbereichen und Fragenformaten.....	225
Tab. 12.1	Parametrische (PEARSON) und nichtparametrische (KEBDALL / SPEARMAN) Korrelation.	49

11.5 Formelverzeichnis

Formel 1	DE BROGLIE Gleichung.....	25
Formel 2	PLANCK-Gleichung.....	26
Formel 3	SCHRÖDINGER Gleichung.....	26
Formel 4	Teilgleichung für die kinetische Energie.....	26
Formel 5	Gleichung zur Elektronenaufenthaltswahrscheinlichkeit.....	27
Formel 6	PLANCKSCHES Wirkungsquantum.....	27

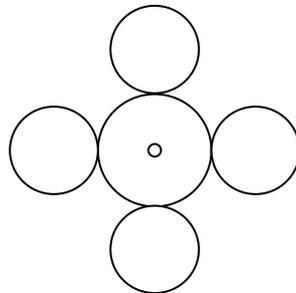
12 Anhang

12.1 Arbeitsblätter

Elektronenwolkendarstellungen Elemente der ersten und zweiten Periode



1. Zeichne das Elektronenwolkenmodell für Stickstoff.
Koloriere den Kern (rot) und die einzelnen Elektronenwolken (halbbesetzte Elektronenwolken hellblau, vollbesetzte Elektronenwolken mittelblau, abgeschlossene Schalen dunkelblau. Steht nur ein blauefarbener Stift zur Verfügung: unterschiedlich stark schraffieren).
Gib an, wie viele Elektronen jede Elektronenwolke hat.



2. Gib mit Hilfe der Elektronenwolkendarstellung die Elektronenverteilung für die folgenden Elemente an:
 - a) Phosphor:
 - b) Silizium:
 - c) Chlor:
 - d) Neon:

Der Atomradius

Betrachtung der Periodizität in Gruppen und Perioden



Wie ändert sich der Atomradius von Lithium (Li) nach Cäsium (Cs) und wie von Lithium (Li) nach Fluor (F)? Begründe.

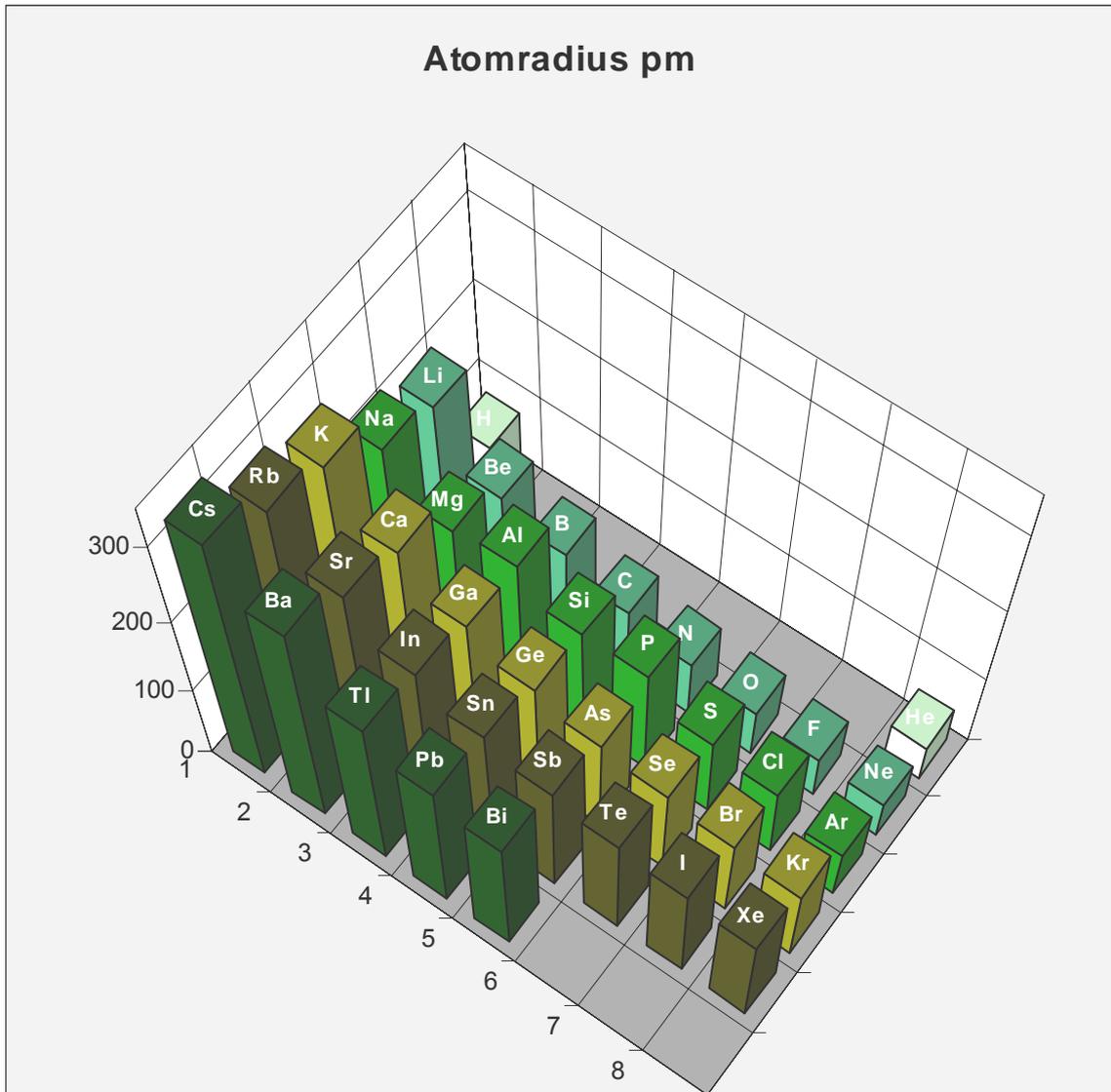


Abbildung: Die waagerechte Achse stellt die Hauptgruppennummer dar. Die Tiefenachse gibt die Perioden (Elektronenschalen) und die Höhenachse den Atomradius an.

Die Elektronenpaarbindung zwischen unterschiedlichen Atomen



1. Schau dir im Modul 3 die Videoanimationen zu den Abschnitten Fluorwasserstoff und Chlorwasserstoff genau an. Es reichen dazu die jeweils letzten beiden Darstellungen (Beginn der Bindungsknüpfung, Molekül).

Welche Unterschiede erkennst du zum Fluor- oder Chlormolekül?

Welche Unterschiede erkennst du zwischen dem Fluor- und Chlorwasserstoffmolekül?

2. Zeichne das Chlorwasserstoffmolekül und das Fluorwasserstoffmolekül im Elektronenwolkenmodell. Gib daneben die Lewis-Formeln an!

Zunächst nur bis hier bearbeiten!

Elektronegativitätswerte nach PAULING							
H 2.1							He
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.5	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9			

Definition der Elektronegativität:

3. Wo stehen im PSE die Elemente mit der höchsten/niedrigsten Elektronegativität?
4. Wie verändern sich die Elektronegativitäten im PSE? – Versuche dafür eine Begründung zu geben!
5. Warum sind für die Edelgase keine Elektronegativitätswerte angegeben?
6. Die Bindungen in den Wasserstoff-, Fluor-, Sauerstoffmolekülen bezeichnet man als **unpolare Elektronenpaarbindungen**. Die Bindungen im Fluor- und Chlorwasserstoffmolekül bezeichnet man dagegen als **polare Elektronenpaarbindung**. Definiere nun diese beiden Begriffe.

(Bei der Bearbeitung der Hausaufgabe hilft dir der Grundlagentext des Moduls 3 und das Lehrbuch, S. 244)

Elektronenwolkendarstellungen

Elemente der ersten und zweiten Periode



Vergleiche deine Hausaufgaben zur letzten Stunde und zu heute (Bindungsbildung im zweidimensionalen Elektronenwolkenmodell mit korrekter Farbgebung beim Sauerstoff-, Chlor- und Stickstoffmolekül zeichnen) und verbessere sie ggf. anhand der Darstellungen in Modul 2!

Betrachte die interaktiven Animationen zum Chlor-, Sauerstoff- und Stickstoffmolekül.

Führe den Mauszeiger auf das Button rechts unten „Einstellungen“ öffne das Menü und wähle „Viel schneller“ aus.

Notiere die Fragen zu den Animationen zu Chlor, Sauerstoff und Stickstoff und beantworte sie soweit möglich schriftlich ins Heft!

Fülle folgende Tabelle aus (das dürfte nach deinen Zeichnungen zu heute kein Problem sein):

		Chloratom	Sauerstoffatom	Stickstoffatom
1	Anzahl der Protonen			
2	Anzahl der Elektronen insgesamt			
3	Anzahl der Außenelektronen			
4	Anzahl gefüllter innerer Schalen			
5	Anzahl halbbesetzter Elektronenwolken			
6	Anzahl vollbesetzter Elektronenwolken			
		Chlormolekül	Sauerstoffmolekül	Stickstoffmolekül
7	Zahl der Atome im Molekül			
8	Zahl der kovalenten Bindungen			
9	Zahl der Außenelektronen pro Atom im Molekül			
10	Zahl der vollbesetzten Schalen pro Atom im Molekül			
11	Anzahl halbbesetzter Elektronenwolken pro Atom im Molekül			
12	Energie, die zur Spaltung der Bindung benötigt wird	244 kJ /mol	499 kJ /mol	946 kJ /mol
13	Bindungslängen	199 pm	121 pm	109 pm
		1 pm (Pikometer) = 10^{-12} m oder ein Milliardstel Millimeter		

Was sagt deiner Meinung nach die 12. Zeile der Tabelle aus? Überlege, worin der Zusammenhang zur 8. Zeile besteht!

Die Bindungslänge (Zeile 13) gibt den Abstand der Kerne der Atome im Molekül an.

zur Wiederholung: Erkläre in einem kurzen Aufsatz mit deinen eigenen Worten, wie der für ein Molekül typische Bindungsabstand zwischen 2 Atomen zustande kommt!

(→ Grundlagentext zu Modul 2)

Vergleiche die Bindungsabstände im Chlor-, Sauerstoff und Stickstoffmolekül! Überlege auch hier, worin der Zusammenhang zur 12. Zeile besteht!

Kannst du aus Aufgabe 5 und 6 zwei Regelsätze ableiten, wie: Je [...] desto [...] die Bindungsenergie; je [...] desto [...] die Bindungslänge?

Moleküle aus zwei Atomen

Elemente der ersten und zweiten Periode



Bisher haben wir uns mit festen Stoffen beschäftigt, die aus Raumgittern geladener Teilchen (Ionengittern) aufgebaut sind: mit Salzen. Wir haben gesehen, nach welchen Regeln und mit welchen Reaktionspartnern die Hauptgruppenelemente Ionen bilden, die sich in Raumgittern anordnen. Die Bindungskräfte ergeben sich aus der elektrostatischen Anziehung der gegensinnig geladenen Ionen.

Außerdem sind uns schon einige Gase begegnet. Die Bindungen der Atome in Gasmolekülen werden uns in der nächsten Zeit beschäftigen.

1. Liste die Gase auf, die nur aus gleichartigen Atomen bestehen (Name und Formel).
2. Überlegungen zur Bindung:
zur Wiederholung: Welche Elektronenkonfiguration ist besonders stabil?
 - a. Zeichne von den Atomen zweier Gase ein Schema der Elektronenordnung nach dem Bohr'schen Atommodell (Schießscheibenmodell).
 - b. Du kannst der Formel entnehmen, wie viele Atome sich zu einem Molekül zusammenschließen. Zeichne alle Atome einer Formeleinheit wie bei a. Stelle Vermutungen an, wie jedes der Atome im Molekül die stabile Elektronenkonfiguration erreichen könnte.
3. Darstellen der Elektronenkonfiguration von Atomen im Elektronenwolkenmodell:

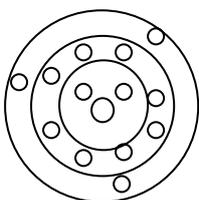
Das **Elektronenwolkenmodell** symbolisiert die Elektronenordnung eines Atoms oder Moleküls in einer anderen Weise als das Bohr'sche Atommodell. (Zu Vor- und Nachteilen sollst du später Stellung nehmen.)

Eine Elektronenwolke soll den Raum innerhalb eines Atoms/ Moleküls symbolisieren, in dem sich die Elektronen mit höchster Wahrscheinlichkeit aufhalten. Sie wird als Kugel dargestellt. Die Elektronen bewegen sich unglaublich schnell; so schnell, dass man keinen definierten Ort angeben kann, an dem sie sich befinden – man kann eben nur den Raum beschreiben, in dem sie höchstwahrscheinlich anzutreffen sind (Heisenberg'sche Unschärferelation).

Die folgenden Regeln sollen dir helfen, die Darstellung im Schießscheibenmodell von Aufgabe 2a in die Darstellung nach dem Elektronenwolkenmodell zu übertragen:

- Die Elektronen auf der äußeren Schale bezeichnen wir als Außenelektronen.
- Jede Kugel kann maximal zwei Elektronen aufnehmen, die Anzahl der Kugeln ist von der jeweiligen Schale abhängig. In dieser Unterrichtsreihe werden wir es – mit Ausnahme von Wasserstoff und Helium - immer mit 8 Elektronen zu tun haben, wenn eine Außenschale gefüllt ist. Je zwei Elektronen sind auf die vier Kugeln verteilt.
- Die Aufenthaltsräume der Außenelektronen werden demnach als vier Kugeln dargestellt bzw. im Heft als Kreise (kugelförmige Elektronenwolken). Innerhalb dieser kugelförmigen Räumen bewegen sich die Elektronen frei.
- Die jeweiligen Elektronenwolken werden nacheinander jeweils erst mit einem Elektron besetzt, dann erst erfolgt Doppelbesetzung (Pauli-Prinzip).
- Die „darunter“ liegenden Schalen heißen innere Schalen und sind i.d.R. komplett gefüllt. Sie werden im Modell als Kreise dargestellt, die konzentrisch um den Kern herum liegen. Die inneren Schalen mit dem Atomkern zusammen heißen Atomrumpf.

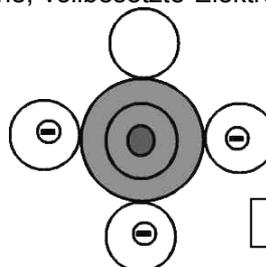
Zur Darstellung der positiven Ladung wurde die Farbe rot und zur Darstellung der negativen Ladung die Farbe blau gewählt. Ungeladene Teilchen sind farblos. Eine Farbvertiefung entspricht einer größeren Ladungsdichte. Demnach werden halbbesetzte Elektronenwolken hellblau, vollbesetzte Elektronenwolken mittelblau und abgeschlossene, vollbesetzte Elektronenschalen dunkelblau gezeichnet.



Male die Kreise aus wie angegeben!

Welches Atom ist links im Schießscheibenmodell rechts im Elektronenwolkenmodell dargestellt?

Vergleiche beide Darstellungsweisen!



AB2_3-Gruppe B

Darstellung von Molekülen

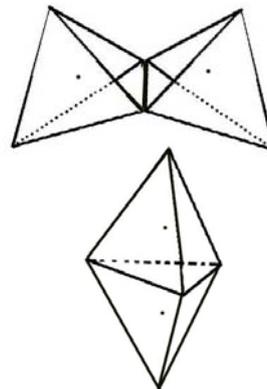
Elemente der zweiten Periode



Schreibweise nach LEWIS
(LEWIS-Formel)

	freie Atome	Molekül		entsprechender Edelgaszustand
Fluor	$\cdot\bar{\text{F}}\cdot$ $\cdot\bar{\text{F}}\cdot$		Einfach-Bindung	
Sauerstoff	$\cdot\bar{\text{O}}\cdot$ $\cdot\bar{\text{O}}\cdot$		Doppel-Bindung	
Stickstoff	$\cdot\bar{\text{N}}\cdot$ $\cdot\bar{\text{N}}\cdot$		Dreifach-Bindung	

Anordnung der Elektronenwolken bei der Doppel- und Dreifachbindung



Bauanleitung für Tetraeder aus Papier

Anleitung zum Bau eines Tetraeders

aus Papier

(angeregt durch KITAIGORODSKI 1979)



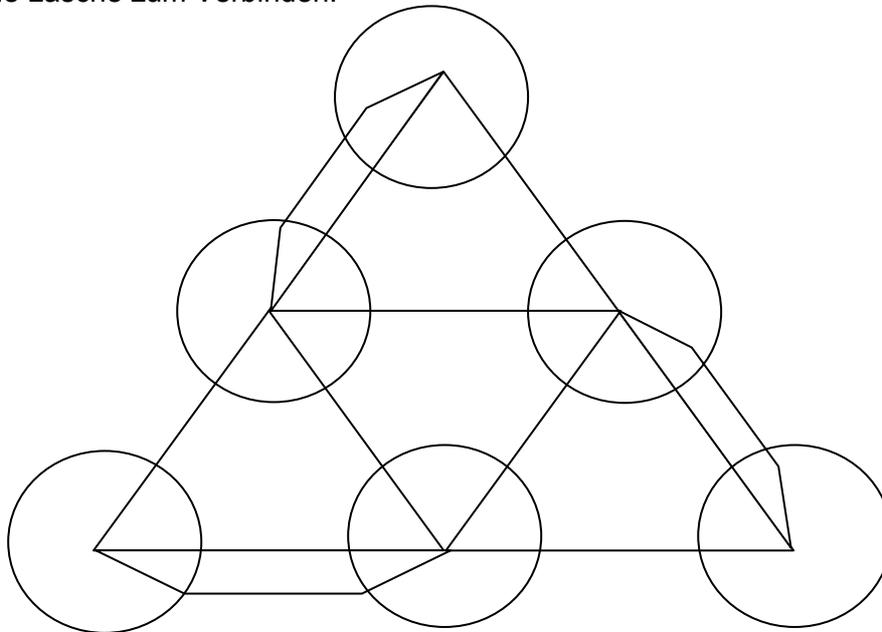
Kannst du dir die Anordnung von vier Elektronenwolken um den Atomrumpf schlecht vorstellen? Als Hilfe kann dieses Papiermodell dienen. Die Tetraederspitzen sollen jeweils die Mitte einer Elektronenwolke darstellen, der Atomrumpf wäre dann im Innern des Tetraeders.

Willst du die Anordnung der Elektronenwolken bei einer Einfach-, Doppel- oder Dreifachbindung nachvollziehen, so bastelst du am besten zwei Tetraeder und hältst sie so, dass eine, zwei oder drei Ecken sich berühren können.

Man braucht: ein Blatt Papier, Geodreieck, Bleistift, Zirkel, blauen Buntstift, Schere und Kleber

Zeichne ein gleichseitiges Dreieck (Innenwinkel je 60°) mit der Seitenlänge 6 cm.

Zeichne an jeder Seite des Dreiecks ein weiteres gleichseitiges Dreieck mit derselben Seitenlänge. Zeichne zusätzlich an einer der beiden nicht angrenzenden Seiten der Dreiecke eine Lasche zum Verbinden.



Skizze:

Steche an jeder Ecke der Dreiecke mit dem Zirkel ein und zeichne einen Kreis mit einem Radius von 2cm - 2,5 cm. Male den Teil des Kreises, dessen Fläche im Dreieck liegt, blau aus.

Schneide das Gebilde mit den Laschen an den Seitenkanten der Äußeren Kanten aus, knicke dann die Kanten des Tetraeders und klebe die Seiten mit Hilfe der Laschen aneinander.

Voilà.

Hinweis: Bauanleitungen für diese Art von Papiermodellen versendete zuerst der Chemiker VAN'T HOFF mit den entsprechenden Modellen in Streichholzschachteln an seine Kollegen.

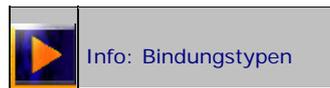
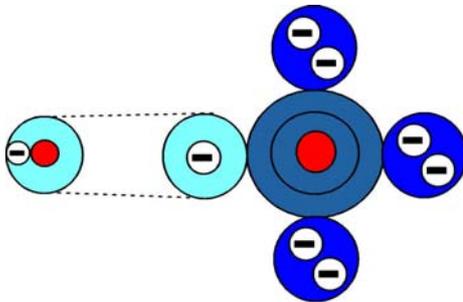
Modul 3

Grundlagentext



Wechselwirkungen unterschiedlicher Atome eine Bindung zwischen zwei Atomen A und B kommt dadurch zustande, dass der Atomkern von A mit den Elektronenwolken von B und der Atomkern von B mit den Elektronenwolken von A in Wechselwirkung treten.

Beispiel: Chlorwasserstoff (HCl) ein Wasserstoffatom weist ein Valenzelektron und somit eine halb besetzte Elektronenwolke auf. Ein Chloratom hat sieben Valenzelektronen, d.h. drei Elektronenwolken sind voll besetzt (3×2) und eine Elektronenwolke ist halb besetzt. Wenn sich das Chloratom und das Wasserstoffatom so weit annähern, dass die halb besetzten Elektronenwolken überlappen, entsteht eine, beiden Atomen zugehörige, voll besetzte Elektronenwolke. Die sich in dieser gemeinsamen Elektronenwolke bewegend Elektronen bedingen den Zusammenhalt der Atome.



Modul 3

Info: Bindungstypen



Kovalente Bindung, Atombindung, Elektronenpaarbindung:

Alle drei Bezeichnungen findet man in der Literatur für den gleichen Bindungstyp. Bei der Entstehung dieser Bindung nähern sich jeweils zwei Atome mit halb besetzten Elektronenwolken bis sie überlagern und so eine gemeinsame bindende Elektronenwolke ausbilden. Je nach Anzahl der halb besetzten Elektronenwolken können bis zu drei bindenden Elektronenwolken zwischen zwei Atomen ausgebildet werden. Es gibt auch die Möglichkeit, dass die Bindung aus der Überlappung einer unbesetzten und einer vollbesetzten Elektronenwolke entsteht (z. B. Protolyse). Die kovalente Bindung überwiegt in Bindungen zwischen Nichtmetallatomen. Sie ist je nach den Bindungspartnern, die einzelne oder mehrere Atome gleicher oder unterschiedlicher Elemente sein können, stark oder weniger stark polarisiert.

Die metallische Bindung:

In Metallen sind die Metallatome in einem Gitter, dem sogenannten Metallgitter, angeordnet. Diese Anordnung ermöglicht es, dass die Elektronen in den äußeren Elektronenwolken der Metallatome von verschiedenen Atomrümpfen der anderen Metallatome angezogen werden und sich zwischen ihnen mehr oder weniger frei bewegen können. Die Bindung bildet sich in der Regel nicht nur zwischen zwei, sondern mehreren Metallatomen aus. Die Metallatome können Atome unterschiedlicher Elemente sein.

Ionenbindung:

Die Elektronen in den Elektronenwolken können unterschiedlich leicht (schwer) herausgelöst werden. Wenn sich unterschiedliche Atome einander nähern, können sich halbbesetzte Elektronenwolken überlagern. Aus der gemeinsamen Elektronenwolke kann eines der beiden Atome die Elektronen stärker an sich ziehen. Wenn sich die Fähigkeit der Atome, das Elektron an sich zu ziehen, zu stark unterscheidet, bildet sich keine polare Atombindung, sondern das Elektron geht von einem Atom auf das andere Atom über. Die entstehenden Ionen erhalten jeweils voll besetzte äußere Elektronenwolken. Nichtmetallatome nehmen Elektronen auf und Metallatome geben Elektronen ab. Die entstehenden entgegengesetzt geladenen Ionen ziehen sich stark an. Die positiv geladenen Kationen ziehen alle negativ geladenen Anionen in ihrer Umgebung an, so dass sich ein Ionengitter bildet. Die entstehenden Verbindungen nennt man Salze. Diese Bindungsart kommt nur zwischen Atomen unterschiedlicher Elemente vor.

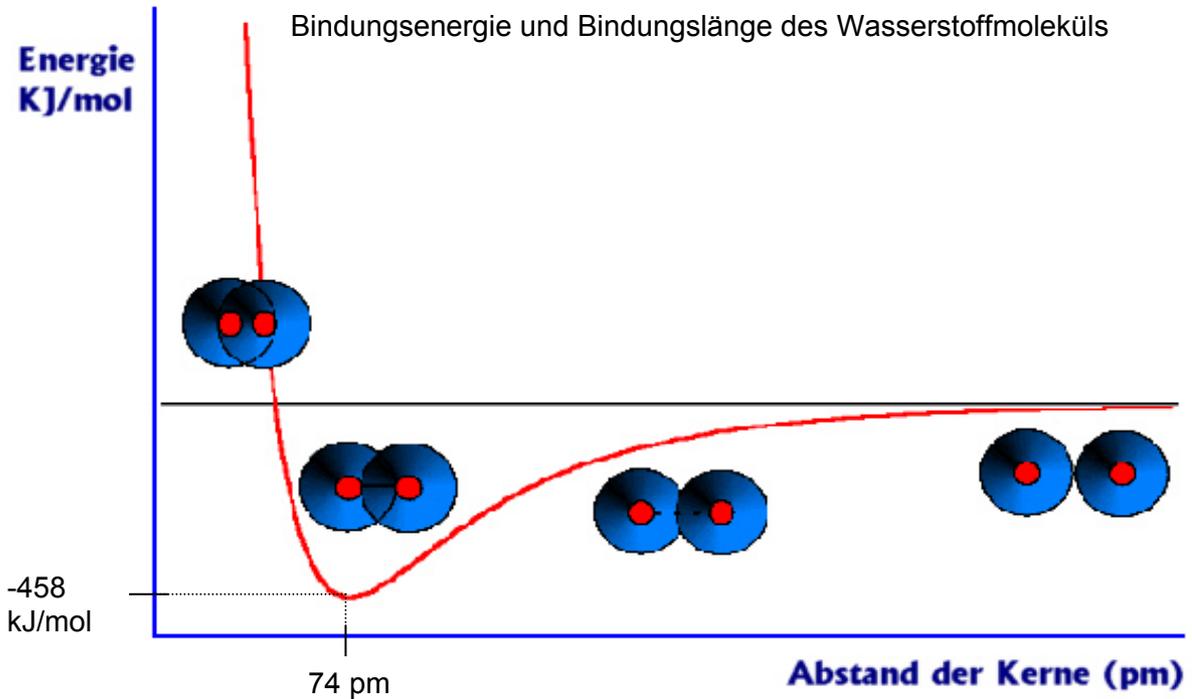
VAN-DER-WAALS-Kräfte:

Zwischen unpolaren Molekülen wirken VAN-DER-WAALS-Kräfte. Diese sind Anziehungskräfte zwischen Molekülen, die wesentlich von ihrer Größe bestimmt werden. Die Stärke der Bindung ist relativ schwach, dafür sind VAN-DER-WAALS-Kräfte fortwährend existent.

Wasserstoffbrückenbindung:

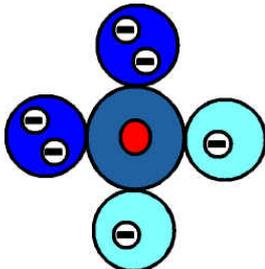
Wasserstoffbrücken bilden sich zwischen Wasserstoffatomen und den nicht bindenden vollbesetzten Elektronenwolken von stark elektronegativen Nichtmetallatomen aus. Die Bindung erfolgt zwischen dem Wasserstoffatom des einen mit einer vollbesetzten Elektronenwolke eines anderen Moleküls. Wasserstoffbrücken bilden sich zum Beispiel zwischen Wasserstoff- und Sauerstoffatomen verschiedener Verbindungen aus.

Modul 3
Folie

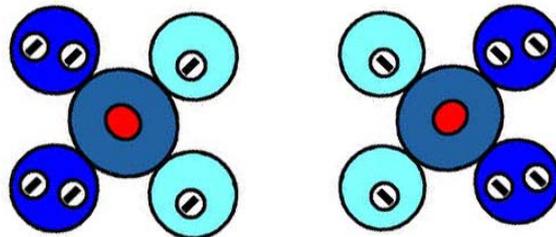


1 Pikometer = 10^{-12} m
(ein milliardenstel Millimeter)

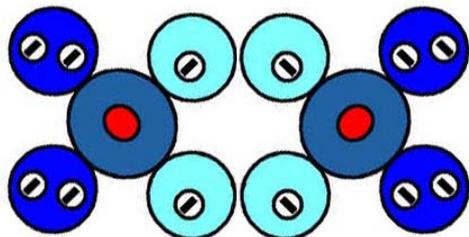
ein Sauerstoffatom im EWM



Bildung eines Sauerstoffmoleküls im EWM:
1. Annäherung der Atome

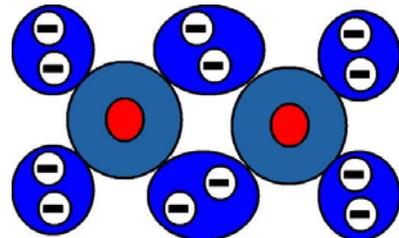


Bildung eines Sauerstoffmoleküls im EWM:
2. beginnende Überlappung



Bildung eines Sauerstoffmoleküls im EWM:
3. Bindung

Doppelbindung
O=O



Modul 1

Arbeitsblätter



Thema: Elektronenwolkenmodell der Atome

1. Ladungen

Gehe auf Modul 1 und klicke Ladungen an.

1.1 Lies dir den Text durch und sieh dir die Video-Animationen 1 und 2 an:

Beantworte die Fragen:

A Beschreibe den Einfluss, den ein negativ geladenes Teilchen hat, wenn sich ein positiv geladenes Teilchen nähert.

B Welche Farbe symbolisiert die positive Ladung? Welche Farbe symbolisiert die negative Ladung?

2. Rutherford 1 und 2

Klicke Rutherford 1 an und lies den einleitenden Text. Betrachte die Video-Animationen.

Beantworte die folgenden Fragen zu 1 und 2.:

C Was passiert mit dem größten Teil der Strahlung? Wird diese abgelenkt oder passiert sie die Folie?

3. Atomaufbau

Lies dir den Text durch und betrachte die Video-Animationen.

Beantworte die Fragen (wenn erforderlich) auf der Rückseite:

D Beschreibe den Atomaufbau. Wie sieht die Atomhülle aus, wie der Kern? Woraus besteht der größte Teil eines Atoms? Woran erinnert dich die dynamische Darstellung des Atoms?

4. Elektronenwolken

4.1 Lies dir den Text durch und betrachte die Video-Animationen zu den ersten 6 Elementen des Periodensystems.

Betrachte anschließend die Interaktiven Animationen und beantworte jeweils die gestellten Fragen zu

Wasserstoff:

Bor:

Helium:

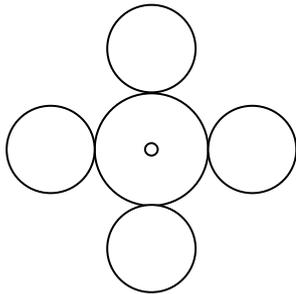
Beryllium:

Lithium:

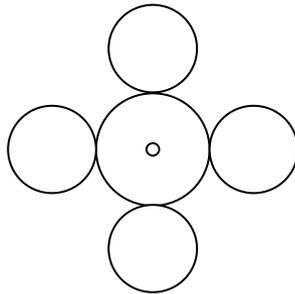
Kohlenstoff:

- 4.3 Zeichne das Elektronenwolkenmodell für die angegebenen Elemente:
Koloriere den Kern (rot) und die einzelnen Elektronenwolken (halbbesetzte Elektronenwolken hellblau, vollbesetzte Elektronenwolken mittelblau, abgeschlossene Schalen dunkelblau. Steht nur ein blaufarbener Stift zur Verfügung: unterschiedlich stark schraffieren).
Gib an, wie viele Elektronen jede Elektronenwolke hat.

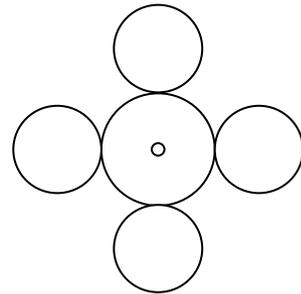
Stickstoff:



Phosphor:

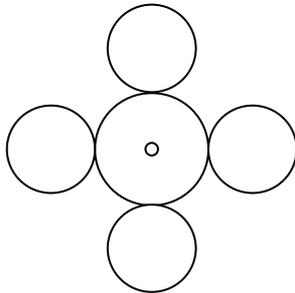


Silizium:

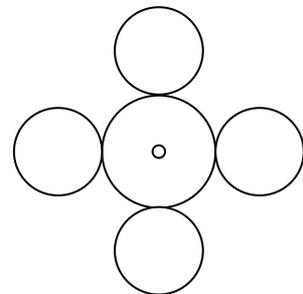


- 4.4 Zeichne die folgenden Elemente mit Hilfe des Elektronenwolkenmodells.

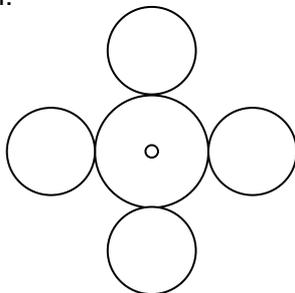
Sauerstoff:



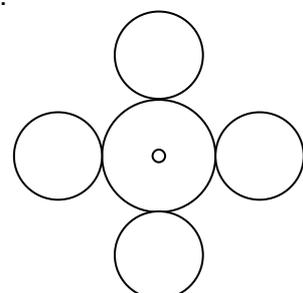
Fluor:



Neon:



Chlor:



Modul 2

Arbeitsblätter



1. Grundlagen

- 1.1 Lies die Grundlagentexte zu „Wechselwirkung gleichartiger Atome“ und zu „Die Energie eines Moleküls ist abhängig vom Abstand der Atomkerne“. Notiere dir hier noch zu klärende Begriffe und offene Fragen:

Welche Abbildung des Wasserstoffmoleküls entspricht dem energieärmsten Zustand?

Erkläre, wie dieser Zustand zustande kommt.

2. Edelgasregel

- 2.1 Erkläre mit deinen eigenen Worten, was die Edelgasregel besagt. Betrachte dazu das Chlormolekül (in der Abbildung darüber).

- 2.2 Wie unterscheidet sich das Elektronenwolkenmodell des Neons von dem des Argons? Zeichne es mit den entsprechenden Farben und erkläre den Unterschied.

3. Wasserstoffmolekül

Sieh dir hintereinander die 4 verschiedenen Video-Animationen an, die darstellen, wie durch Überlappung der Elektronenwolken ein Wasserstoffmolekül entsteht. Beschreibe die räumliche Form des Wasserstoffmoleküls im Gegensatz zum Wasserstoffatom.

4. Chlor, Sauerstoff, Stickstoff

- 4.1 Betrachte die folgenden Video- und Interaktiven Animationen zu Chlor, Sauerstoff und Stickstoff.
- 4.2 Gehe zurück zu Grundlagen im Modul 2, klicke auf den Button „Infotexte“ und lies den Abschnitt zu „Kovalente Bindung, Atombindung, Elektronenpaarbindung“.
- 4.3 Betrachte die kovalenten Bindungen des Chlor-, Sauerstoff- und Stickstoffmoleküls und erkläre den Unterschied zwischen den 3 Bindungstypen.

4.4 Wann können Zweifach- oder Dreifachbindungen nur entstehen?

4.5 Warum ändern sich die Farben der Elektronenwolken? Was soll hiermit modellhaft dargestellt werden?

4.6 Beschreibe die Form
der überlappten Elektronenwolken (im 3. Video),

der bindenden Elektronenwolke (im 4. Video)?

Wenn du noch Fragen hast, so notiere diese hier:

Modul 3

Folie



Grundlagen

- 1.1 Arbeite die Texte dazu durch und erkläre, warum die bindende Elektronenwolke, die aus einer halbbesetzten Chlorwolke und der halbbesetzten Wasserstoffwolke gebildet wird, näher zum Chloratom hingezogen wird.

- 1.2 Erkläre, was Elektronegativität bedeutet.

- 1.3 Wenn du noch einmal wissen willst, wie eine Atombindung entsteht, dann klicke auf Infotexte und lies dir den Text „Kovalente Bindung, Atombindung, Elektronenpaarbindung“ durch.

2. Elektronegativität

- 2.1 Beschreibe, wie sich im Periodensystem die Elektronegativität von links nach rechts,

von unten nach oben verändert.

Welche Ausnahmen von dieser „Regel“ gibt es. Bezeichne die Elemente:
(Du kannst die genauen EN-Werte zu Hilfe nehmen, indem du die beiden Buttons unter der Abbildung anklickst.)

3. Chlorwasserstoff, Bromwasserstoff, Fluorwasserstoff, Chlorfluorid.

- 3.1 Sieh dir die folgenden Darstellungen an und zeichne ein HBr, ein HI und ein ClF-Molekül (als Elektronenwolkenmodell).
- 3.2 Umkreise in deinen Zeichnungen für jedes Atom den Edelgaszustand, d.h. hier: Zu jedem Atom müssen 4 vollbesetzte Elektronenwolken gehören. (Rückseite).

12.2 Fragebogenzusammenstellung

12.2.1 Vortest 9. Jahrgangsstufe

Schule: SGE	Name:
Lehrer/in: B	Klasse: 9 Datum:
Schulwechsel: ja von: HS RS GYM GS / nein	Wiederholer: ja / nein
Mädchenzahl: 17	Geschlecht: w / m Alter:
Klassenstärke: 29	Jungenzahl: 12

Fühlst du dich sicher im Umgang mit Reaktionsgleichungen? Unterstreiche!
 sehr unsicher – 1 – 2 – 3 – 4 – 5 – 6 – 7 – sehr sicher
 Kommentar:

Fühlst du dich sicher im Umgang mit Computern? Unterstreiche!
 sehr unsicher – 1 – 2 – 3 – 4 – 5 – 6 – 7 – sehr sicher
 Kommentar:

Habt ihr schon einmal Computer im Chemieunterricht eingesetzt? Unterstreiche!
 nie – 1 – 2 – 3 – 4 – 5 – oft

Jetzt geht es um die selbstständige Partnerarbeit am PC
 Wie gefällt dir diese Arbeitsweise?
 sehr schlecht – 1 – 2 – 3 – 4 – 5 – 6 – 7 – sehr gut
 Begründung/ Kommentar:

Was erwartest du bei dieser Arbeitsweise im Vergleich zum Unterricht im Klassenverband für deinen Lernzuwachs?
 ich werde sehr viel dazu lernen – 1 – 2 – 3 – 4 – 5 – 6 – 7 – ich werde nichts dazu lernen
 Begründung/ Kommentar:

Wie schätzt du die Gespräche mit deinem Arbeitspartner bzw. anderen Arbeitsgruppen über das Thema ein, an dem ihr arbeiten werdet?
 häufiger als beim – 1 – 2 – 3 – 4 – 5 – 6 – 7 – seltener als beim
 Unterricht im Klassenverband Unterricht im Klassenverband

effektiver/ hilfreicher als beim – 1 – 2 – 3 – 4 – 5 – 6 – 7 – ineffektiver/ wird weniger
 Unterricht im Klassenverband weiter helfen als beim Unterricht
 im Klassenverband

Begründung/ Kommentar:

5. Die Formel für Kohlenstoffdioxid ist CO_2 , die für Magnesiumoxid ist MgO .
 a. Handelt es sich hierbei um Verhältnis- oder Molekülformeln?
 Verhältnisformel/n:
 Molekülformel/n:

b. Nenne alle Eigenschaften dieser Stoffe, die anhand der Formel ersichtlich sind und die du aufgrund der Tatsache, dass es sich um eine Verhältnis- oder Molekülformel handelt, für sehr wahrscheinlich hältst.

Kohlenstoffdioxid CO ₂	Magnesiumoxid MgO

6. Definiere den Begriff „Element“!

7. Du wirst anhand der Software „Aufbau der Materie“ vieles über die kleinsten Teilchen lernen, aus denen alle Stoffe aufgebaut sind, die uns umgeben. Was weißt du jetzt schon – evtl. auch aus dem Physikunterricht - über diese kleinsten Teilchen? Formuliere kurze Aussagesätze (Anzahl beliebig). Benutze – wenn nötig - die Stichworte in den Klammern als Anregung. (Bezeichnung/ Unterscheidungsmerkmale/ Größe/ Gewicht/ Entwickler der Modellvorstellung...)

8. Du hast dich mit dem Periodensystem der Elemente (PSE) beschäftigt und gesehen, welche Informationen man dort ablesen kann. Nach welchen Kriterien sind die Elemente im PSE angeordnet? Zähle sie stichwortartig auf!

9. Unten siehst du ein Raster mit Lücken, das den für uns wichtigen Ausschnitt aus dem PSE darstellen soll.

- Beschrifte so viele Pfeile wie möglich!
- Kennzeichne mit verschiedenen Farben oder Mustern, wo du Nichtmetalle/ Halbmetalle/ Metalle suchen würdest.
- Nenne Regelmäßigkeiten, die man im PSE feststellen kann!

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	
Rb	Sr		Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba					At	
Fr	Ra						

10. Du hast eine relativ einfache Möglichkeit kennen gelernt, wie du die Formeln von z.B. Sauerstoff- oder Wasserstoffverbindungen der Elemente ermitteln kannst. Die Wertigkeit der Elemente steht aus technischen Gründen nicht wie sonst in römischen Zahlen über dem Elementsymbol, sondern in Klammern dahinter.

- Welche Sauerstoffverbindungen bilden
Magnesium Mg (II): Aluminium Al (III): Kalium K (I):
- Welche Wasserstoffverbindungen bilden
Stickstoff N (III): Sauerstoff O : Kohlenstoff C (IV):
- Welche Beziehung besteht zwischen der Stellung dieser Elemente im PSE und den Formeln ihrer Verbindungen bzw. der Wertigkeit?

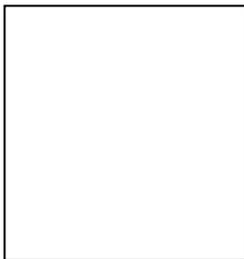
11. Ist es möglich, von der Anordnung der kleinsten Teilchen eines Stoffes Rückschlüsse auf seine physikalischen oder chemischen Eigenschaften zu ziehen? Falls ja, gib bitte ein Beispiel.

12.2.2 Nachtest 9. Jahrgangsstufe

Schule: SGE	Name:
Lehrerin: B	Klasse: 9 Datum: 15.07.2002
Lehrerwechsel: ja / nein	Wiederholer: ja / nein
Schulwechsel: ja von: HS RS GYM GS / nein	Geschlecht: w / m Alter:
Mädchenzahl 17 Jungenzahl 12	Klassenstärke 29

Beachte: Beim Ankreuzen können auch mehrere Antworten richtig sein!

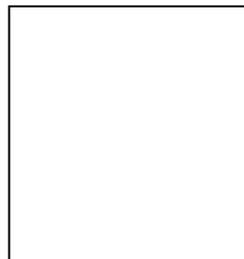
- Nenne die Namen der **Atom-Modelle**, die Du kennst?
- Bist Du sicher im Umgang mit **Strukturformeln**? **Kreuze an!**
(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)
- Hast du den **Computer** für den Chemieunterricht **zu Hause** eingesetzt? **Kreuze an!**
(nie) 1 2 3 4 5 6 7 (oft)
- Das Elektronenwolkenmodell** (Benutze das Periodensystem auf der letzten Seite)
Zeichne die Elektronenwolkenmodelle für die Atome Wasserstoff H, Kohlenstoff C, Stickstoff N und Sauerstoff O. Welche räumliche Anordnung zeigen die halbbesetzten Elektronenwolken?



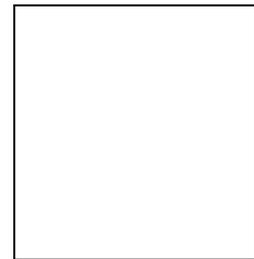
H



C



N



O

5. Elemente und Atombau

Ergänze die Tabelle: (Benutze das Periodensystem auf der letzten Seite)

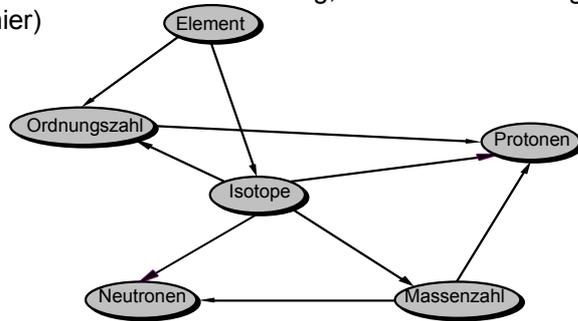
Sym- bol	Name	Elektronenzahl	Protonenzahl	Neutronenzahl	Nukleonenzahl
		35			80
S			16		

- Welche Kräfte wirken innerhalb eines Atoms? **Kreuze an.**
 - Abstoßung zwischen den Protonen im Atomkern
 - Abstoßung zwischen den Protonen und den Neutronen im Atomkern
 - Anziehung zwischen Atomkern und Atomhülle des Atoms
 - Anziehung zwischen den halbbesetzten Elektronenwolken
 - Abstoßung zwischen den vollbesetzten Elektronenwolken
- Ein **energetisch günstiger Zustand** wird erreicht, wenn in einem Atom
 - keine halbbesetzten Elektronenwolken
 - halbbesetzte Elektronenwolken
 - nur vollbesetzte Elektronenwolken
 - halb- und vollbesetzte Elektronenwolken vorhanden sind. **Kreuze an.**

8. Aufbau der Materie

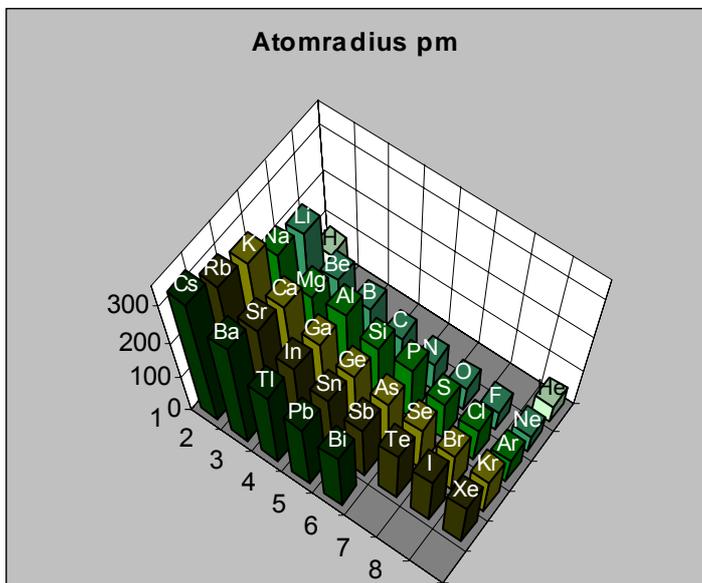
Zeichne die entsprechenden Zahlen an die Pfeile in der Abbildung, so dass die Aussagen Sinn machen! (Lese von hier → nach hier)

haben dieselbe
 entspricht der Zahl der Protonen plus
 kann bestehen aus
 entspricht der Zahl der
 unterscheiden sich in der Anzahl der
 unterscheiden sich in
 entspricht der Zahl der Neutronen plus
 haben die gleiche Anzahl an
 unterscheiden sich in der Anzahl der



9. Eigenschaften der Elemente:

Beschreibe auf Grund der untenstehenden Abbildung den Verlauf des **Atomradius** innerhalb einer Periode und einer Hauptgruppe im Periodensystem. **Begründe** kurz.



Innerhalb der Hauptgruppe:

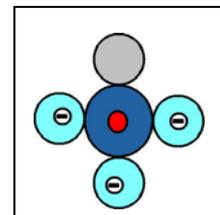
Innerhalb der Periode:

Abbildung: Die waagerechte Achse stellt die Hauptgruppennummer dar. Die Tiefenachse gibt die Perioden (Anzahl Elektronenschalen) und die Höhenachse den Atomradius an.

10. Welche Aussagen kannst du dieser Darstellung eines Boratoms entnehmen?

Kreuze an. (Benutze das Periodensystem auf der letzten Seite)

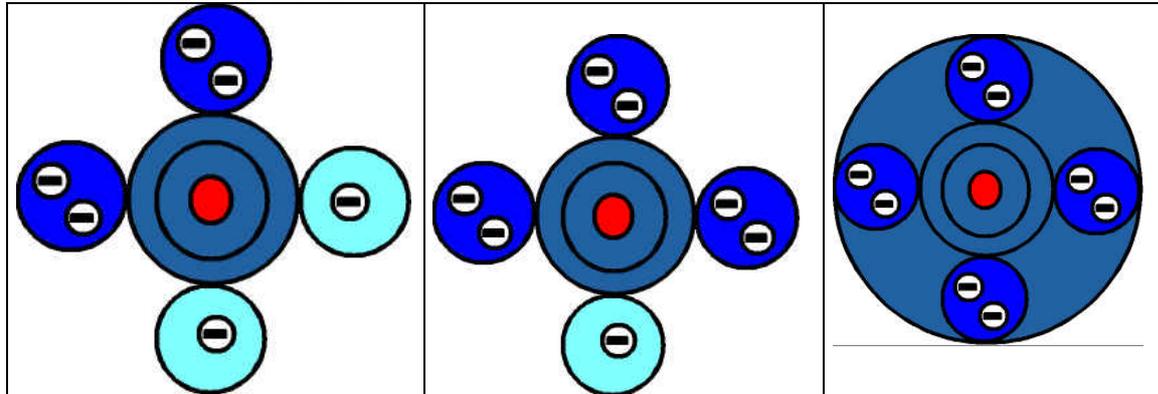
- das Atom hat drei halbbesetzte Elektronenwolken
- das Atom hat 6 Neutronen
- das Atom hat keine vollbesetzten Elektronenwolken
- das Atom hat 5 Elektronen



11. Wann ist ein **Atom** stabil? **Kreuze** an.

- wenn es sehr viel Energie besitzt
- wenn es sehr wenig Energie besitzt
- wenn es keine Energie besitzt
- die Energie spielt für die Stabilität keine Rolle

12. Aufbau der Materie I



A

B

C

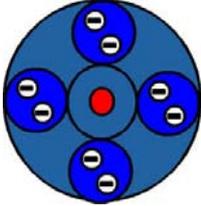
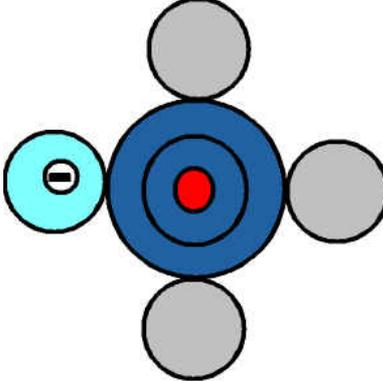
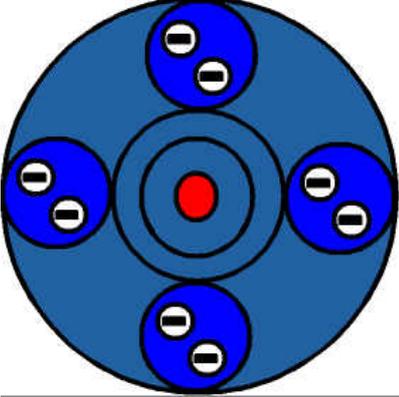
Cl^+	Cl	Cl^-
---------------	-------------	---------------

Welche Elektronenordnung ist für das Element Chlor energetisch günstiger? Welches Teilchen ist somit stabiler als die anderen? Kreuze die richtige Antwort an.

- A Die halbbesetzten e^- -Wolken stoßen sich gegenseitig ab.
- B Das Teilchen hat die gleiche Anzahl e^- und p^+ .
- B Die unbesetzten e^- -Wolken stoßen sich **nicht** gegenseitig ab.
- C Das Teilchen hat alle e^- -Wolken voll besetzt.
- C Das Teilchen hat eine negative Ladung.

Begründe deine Wahl(en), möglichst in einem Satz:

13. Aufbau der Materie II

		
A	B	C
Na⁺ Natrium eins plus Ion	Na Natriumatom	Na⁷⁻ Natrium sieben minus Ion

Welche Elektronenordnung ist für das Element Natrium energetisch günstiger? Welches Teilchen ist somit stabiler als die anderen? Kreuze die richtige Antwort an.

- B ist stabiler als A.
- B und A sind gleich stabil.
- B ist weniger stabil als A.
- Ich weiß nicht welche Aussage richtig ist.

Begründe deine Wahl, möglichst in einem Satz:

- C ist stabiler als B.
- C und B sind gleich stabil.
- C ist weniger stabil als B.
- Ich weiß nicht welche Aussage richtig ist.

Begründe deine Wahl, möglichst in einem Satz:

- A ist stabiler als C.
- A und C sind gleich stabil.
- A ist weniger stabil als C.
- Ich weiß nicht welche Aussage richtig ist.

Begründe deine Wahl, möglichst in einem Satz:
vgl. TABER 2000B, S. 36-37.

14. Nach welchen **Kriterien** sind die Elemente im **Periodensystem der Elemente (PSE)** **angeordnet**? Zähle sie stichwortartig auf!

15. Unten siehst du ein Raster mit Lücken, das den für uns wichtigen **Ausschnitt aus dem PSE** darstellen soll.

Beschrifte so viele Pfeile wie möglich!

Kennzeichne mit verschiedenen Farben oder Mustern, wo du **Nichtmetalle/ Halbmetalle/ Metalle** suchen würdest.

Nenne **Regelmäßigkeiten**, die man im PSE feststellen kann!

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	
Rb	Sr		Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba					At	
Fr	Ra						

16. Ist es möglich, von der **Anordnung der kleinsten Teilchen eines Stoffes** Rückschlüsse auf seine **physikalischen oder chemischen Eigenschaften** zu ziehen? Falls ja, gib ein Beispiel.

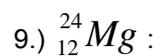
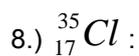
		Gruppen							
Perioden	1.0 H 1							4 He 2	
	7 Li 3	9 Be 4	11 B 5	12 C 6	14 N 7	16 O 8	19 F 9	20 Ne 10	
	23 Na 11	X				32 S 16	35 Cl 17	40 Ar 18	
	39.1 K 19	X				X		80 Br 35	84 Kr 36
	85.5 Rb 37	X				X		127 I 53	131 Xe 54

12.2.3 Vortest 10. Jahrgangsstufe

Schule:	Name:
Lehrer/in:	Klasse: Datum:
Lehrerwechsel: ja / nein	Wiederholer: ja / nein
Schulwechsel: ja von: HS RS GYM GS / nein	Geschlecht: w / m Alter:

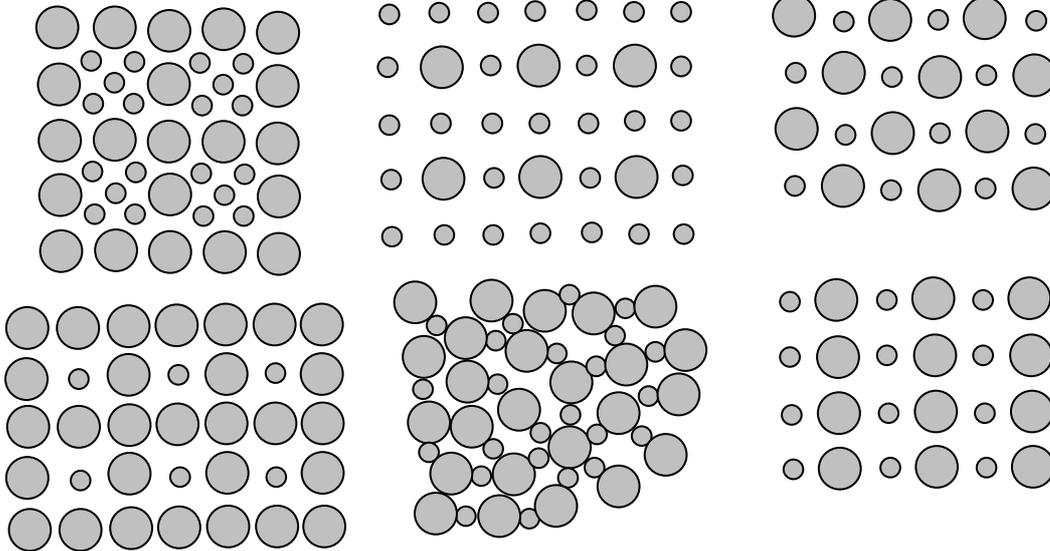
1. Welche **Experimente** wurden zum Thema Ionenbindung durchgeführt?
2. Nenne die Namen der **Atom-Modelle**, die Du kennst?
3. Bist Du sicher im Umgang mit **Reaktionsgleichungen**? **Kreuze an!**
(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)
4. Bist Du sicher im Umgang mit **Computern**? **Kreuze an!**
(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)
5. Habt ihr schon einmal den **Computer im Chemieunterricht** eingesetzt? **Kreuze an!**
(nie) 1 2 3 4 5 6 7 (fast immer)
6. **Definiere:**
den Begriff der Oxidation
7. **Definiere:**
die Edelgasregel

Zeichne den Aufbau der Atome Chlor Cl und Magnesium Mg nach dem **BOHR'schen Atommodell**.



10. **Nenne** ein Beispiel für die Ionenbindung und **erkläre** kurz.
11. Lässt sich von der **Struktur** auf die **Eigenschaften** eines Stoffes schließen?

12. Welche Schicht entspricht einer Schicht aus dem Natriumchlorid-Kristall? Umrande die richtige Schicht.



13. Kreuze **alle** richtigen Aussagen an!

- Jedes Chlorid-Ion ist von sechs Natrium-Ionen umgeben
- Jedes Natrium-Ion ist von sechs Chlorid-Ionen umgeben
- Anionen tragen eine positive Ladung
- Anionen und Kationen ziehen sich gegenseitig an
- Die kleineren Kationen ordnen sich zwischen die größeren Anionen an



14. Woran erkennt man, dass es sich bei der Elektrolyse einer Natriumchloridschmelze um eine chemische Reaktion handelt? Welcher Stoff entsteht an der positiv geladenen Elektrode?

15. Vergleiche die Protonen-, Neutronen- und Elektronenzahlen eines Natriumatoms ${}_{11}^{23}\text{Na}$ mit denen eines Natrium-Ions. Wodurch unterscheidet sich das Ion von dem Atom?

a) Natriumatom:

b) Natrium-Ion:

16. Stelle die Verhältnisformel für:

- Lithiumiodid
- Natriumoxid und
- Aluminiumoxid auf.

12.2.4 Nachtest 10. Jahrgangsstufe

Schule:	Name:
Lehrer/in:	Klasse: Datum:
Lehrerwechsel: ja / nein	Wiederholer: ja / nein
Schulwechsel: ja von: HS RS GYM GS / nein	Geschlecht: w / m Alter:

Beachte: Beim Ankreuzen können auch mehrere Antworten richtig sein!

1. Welche Module wurden im Unterricht behandelt? Kreuze an.

Modul 1: Aufbau der Materie	
Modul 2: Wechselwirkung gleichartiger Atome (H ₂ , Cl ₂ , ...)	
Modul 3: Wechselwirkung unterschiedlicher Atome (HCl, HF, ...)	
Modul 4: Wechselwirkung mehrerer unterschiedlicher Atome (H ₂ O, NH ₃ , ...)	
Modul 5: Festkörper (Eis, NaCl, ...)	

2. Nenne die Namen der Atom-Modelle, die Du kennst?

3. Bist Du sicher im Umgang mit Reaktionsgleichungen? Kreuze an!

(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)

4. Bist Du sicher im Umgang mit Strukturformeln? Kreuze an!

(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)

5. Bist Du sicher im Umgang mit Computern? Kreuze an!

(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)

6. Hast du den Computer für den Chemieunterricht zuhause eingesetzt? Kreuze an!

(nie) 1 2 3 4 5 6 7 (oft)

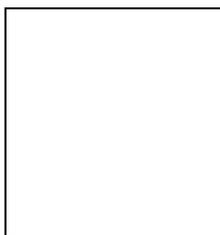
7. Kannst Du mit dem Cosmo-Player umgehen? Kreuze an!

(sehr unsicher) 1 2 3 4 5 6 7 (sehr sicher)

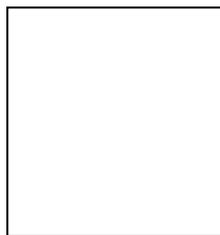
8. Erläutere kurz die Edelgasregel:

9. Das Elektronenwolkenmodell (Benutze das Periodensystem aus **Aufgabe 27**)

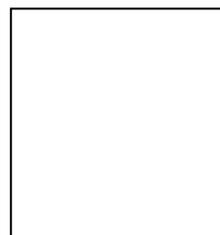
Zeichne die Elektronenwolkenmodelle für die Atome H, O, N und Cl.



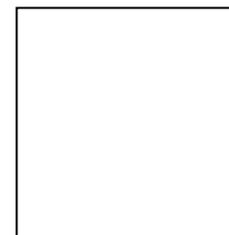
H



O



N



Cl

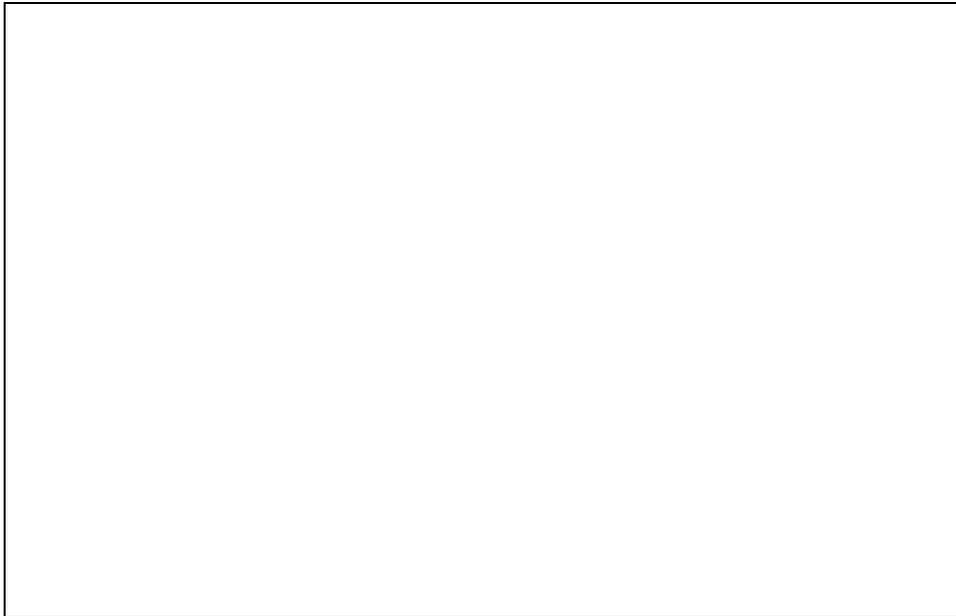
10. Elemente und Atombau

Ergänze die Tabelle: (Benutze das Periodensystem aus **Aufgabe 27**)

Symbol	Name	Elektronenzahl	Protonenzahl	Neutronenzahl	Nukleonenzahl
		35			80
S			16		

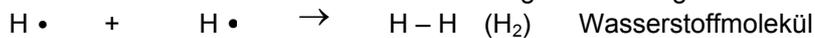
11. Bildung von Molekülen

Ordne den Figuren im Energiediagramm eine Zahl aus der unteren Tabelle zu.



1	Die Atome beeinflussen sich gegenseitig nicht
2	Die positive Ladung der Atomkerne stoßen sich ab
3	Das Molekül ist stabil
4	Der Atomkern des einen zieht die Hülle des anderen Wasserstoffatoms an

12. Die Reaktion von Atomen zu Molekülen. Ergänze die folgende Reaktion:



13. Welche Kräfte wirken bei der Bildung eines Moleküls? Kreuze an.

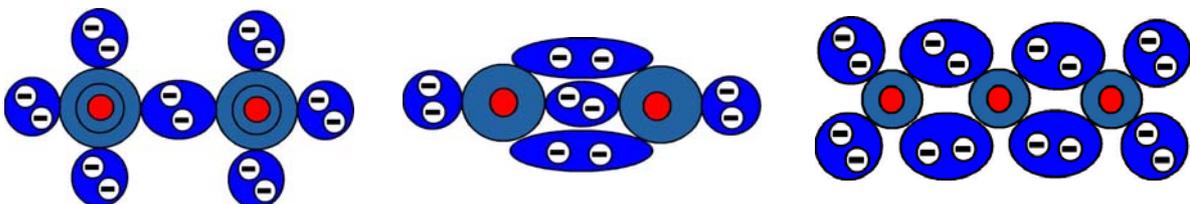
- Abstoßung zwischen den Protonen eines Atoms
- Anziehung zwischen Atomkern des einen und Atomhülle des anderen Atoms
- Abstoßung zwischen den verschiedenen Atomkernen
- Anziehung zwischen den verschiedenen Atomhüllen

14. Ein energetisch günstiger Zustand wird erreicht, wenn in einem Molekül

- keine halbbesetzten Elektronenwolken
- halbbesetzte Elektronenwolken
- nur vollbesetzte Elektronenwolken
- halb- und vollbesetzte Elektronenwolken

vorhanden sind. Kreuze an.

15. In folgenden Molekülen (Chlor-, Stickstoff- und Kohlenstoffdioxidmolekül) weisen sämtliche Atome für sich betrachtet einen Edelgaszustand auf. Zeichne für jedes Atom den Edelgaszustand ein, indem Du alle dem Atom zugehörigen Elektronenwolken mit einem Kreis umschließt.



16. Verbindungen

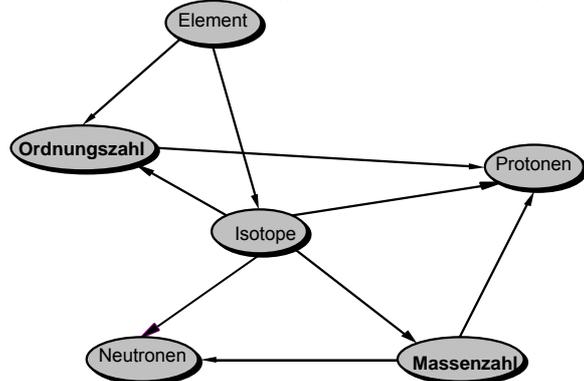
Es ist bekannt, dass die Verbindung H_2O stabil ist. Wasser ist aus Wassermolekülen $\text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H}$ aufgebaut.

Nenne, welche Wasserstoffverbindungen gleicher Struktur noch denkbar sind?

17. Aufbau der Materie

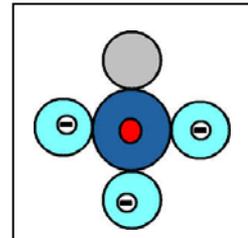
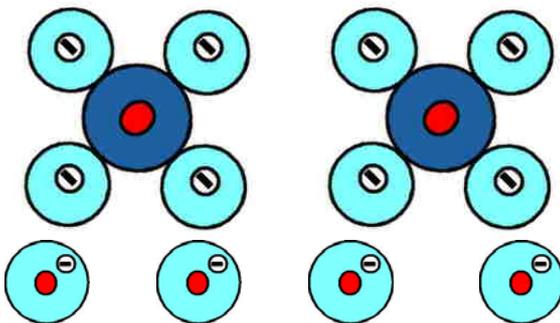
Zeichne die entsprechenden Zahlen an die Pfeile in der Abbildung, so dass die Aussagen Sinn machen! (Lese von hier \rightarrow nach hier)

haben dieselbe
entspricht der Zahl der Protonen plus
kann bestehen aus
entspricht der Zahl der
unterscheiden sich in der Anzahl der
unterscheiden sich in
entspricht der Zahl der Neutronen plus
haben die gleiche Anzahl an
unterscheiden sich in der Anzahl der

**18. Welche Aussagen kannst du dieser Darstellung eines Boratoms entnehmen?**

Kreuze an.

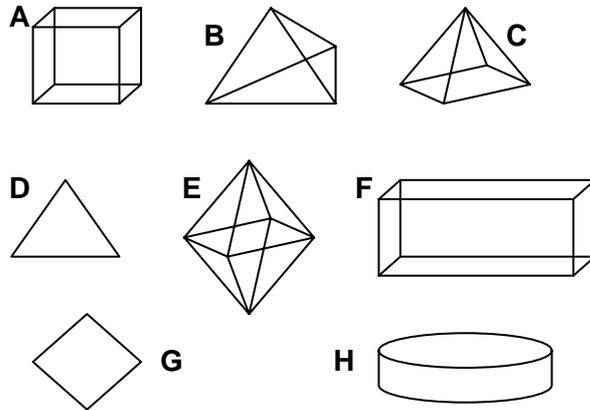
- das Atom hat drei halbbesetzte Elektronenwolken
- das Atom hat 6 Neutronen
- das Atom hat keine vollbesetzten Elektronenwolken
- das Atom hat 5 Elektronen

**19. Ein Molekül Ethen besteht aus zwei Kohlenstoffatomen und vier Wasserstoffatomen. Überlege mit Hilfe der Edelgasregel, wie das Molekül aussehen könnte und zeichne es.****20. Wann ist ein Molekül stabil? Kreuze an.**

- wenn es sehr viel Energie besitzt
- wenn es sehr wenig Energie besitzt
- wenn es keine Energie hat
- die Energie spielt für die Stabilität keine Rolle

21. Zeichne das Elektronenwolkenmodell eines Wasser-Moleküls in den Kasten links. Wähle die geometrische Form aus, die das Wasser-Molekül einnimmt. Kreuze an.

- A B C D E F G H



22. Erkläre, weshalb es kein Molekül, bestehend aus 3 Wasserstoffatomen, geben kann.

23. Polare Bindungen. Kreuze an.
Bindungen zwischen Atomen resultieren stets aus

- der negativen Ladung zwischen zwei Kernen
 der Überlappung der Neutronen der Kerne
 der Wechselwirkung von (Valenz-)Elektronen
 der Überlappung der Protonen der Kerne

24. Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms

- die bindenden Elektronen an sich zu ziehen
 die bindenden Protonen an sich zu ziehen
 eine Bindung mit einem negativ geladenen Ion (Anion) einzugehen
 ein Elektron abzugeben

25. Mit steigendem Atomradius

- sinkt die Elektronegativität
 nimmt die Elektronegativität zu
 verändert sich die Elektronegativität nicht
 die Elektronegativität ist unabhängig vom Atomradius

26. Wähle aus folgenden Elementen zwei aus, die ein polares Molekül bilden. Zeichne dieses Molekül mit Hilfe des Elektronenwolkenmodells und benenne es. Atome der Elemente: Wasserstoff – Chlor – Fluor – Kohlenstoff – Sauerstoff – Lithium - Natrium

27. Hier siehst du ein vereinfachtes Schema des Periodensystems der Elemente. Zeichne in die freien Felder rechts neben den Elementsymbolen mit Hilfe vieler oder weniger Punkte ein, wie groß die Elektronegativität (EN) ist.

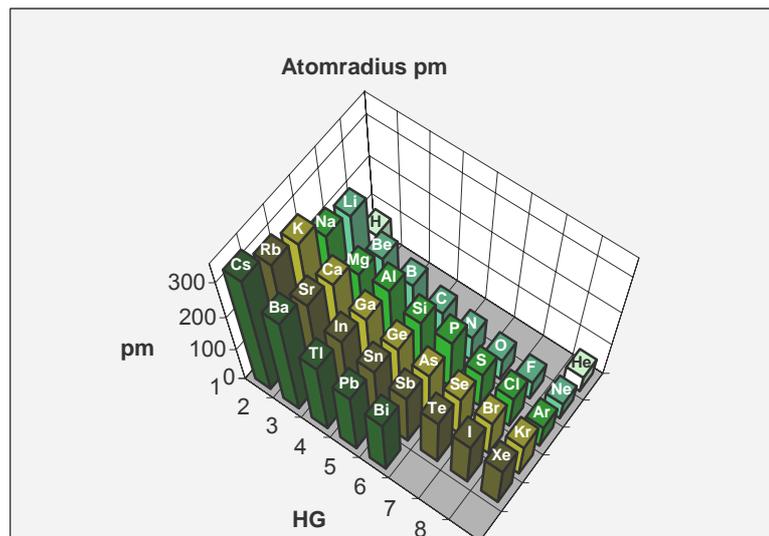
Punkte: (niedrige EN) 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 (hohe EN)

		Gruppen							
Perioden	1.0 H 1								
	7 Li 3	9 Be 4	11 B 5	12 C 6	14 N 7	16 O 8	19 F 9		
	23 Na 11					32 S 16	35 Cl 17		
								80 Br 35	
								127 I 53	
	133 Cs 55								

28. Welche räumliche Anordnung zeigen die Bindungselektronenwolken im

- Ammoniakmolekül A B C D E F G H
- Methanmolekül A B C D E F G H

Kreuze an. (Figuren aus **Aufgabe 21**)



Verlauf des Atomradius innerhalb des Periodensystems.

12.2.5 Interview**Themenkatalog für die abschließende Befragung der Lernenden**

Schule:

Datum:

Interviewer:

Lernender:

Klasse:

Dauer: 45 min

Fragen/ Anmerkungen/ Beschreibungen des interviewführenden Lehrenden:

Beschreibe bitte allgemein, wie du die Arbeit mit dem Programm zum Aufbau der Materie empfunden hast. Berücksichtige dabei den Lerneffekt im Vergleich mit anderen Medien, die Arbeitsatmosphäre sowie die Gestaltung des Programms!

Themenfeld	Kategorie
1. Programm	1.1 Orientierung innerhalb des Programms <i>Cosmo-Player</i> Sonstiges Programm 1.2 Übersichtlichkeit, 1.3 Aufteilung des Bildschirms durch Frames, farbliche Gestaltung etc. 1.4 Lesbarkeit der Texte, Umfang, Anordnung, Verständlichkeit 1.5 Aufteilung des Bildschirms: Anordnung von Text und Graphik
2. Visualisierung und 3D	2.1 Bedienbarkeit des <i>Cosmo-Players</i> : Steuerelemente, Videos, Interaktive Animationen, Elektronenwolken 2.2 Hilfestellung für das Lernen durch Video- und Interaktive Animation, Aufgaben (am Rande der Darstellungen)
3. Modelllernen	3.1 Bildung einer Raumvorstellung: Vergleich Schalenmodell mit Elektronenwolkenmodell, Anschaulichkeit, Verständnis(schwierigkeit) 3.2 Übertragbarkeit auf bereits gelernte Vorgänge (Ionenbildung, Elektrolyse)
4. Unterrichtliche Umsetzung	4.1 Sicherung der Ergebnisse für jeden einzelnen Vergleich der Antworten mit Anderen Verbesserung falscher Ergebnisse 4.2 Kommunikation innerhalb der Kleingruppe 4.3 Arbeitsverteilung innerhalb der Gruppe 4.4 Betreuung durch den Lehrenden: Gezielte Hilfen, wenn erforderlich, Verbesserung falscher Ergebnisse etc 4.5 Verhältnis von Arbeitsaufwand und Zeit im Vergleich zum Lernerfolg 4.6 Häusliche Arbeit mit und ohne dem Computer(programm)
5. Motivation	5.1 Vergleich zwischen Chemieunterricht mit und Chemieunterricht ohne Computer(programm), Spaß, Lernerfolg

Raum für sonstige Anmerkungen:

Korrelationsanalyse

Korrelationsanalyse des Nachtests in den Gruppen Wm und Wo. Es wurde geprüft, ob die Leistungswerte der einzelnen fragen mit dem Einsatz der computergestützten Lehr- und Lernhilfen korrelieren.

Korrelationen Comp	Schüler	Comp	F1	F2	F3	F4	F5	F6	F7	F8
Pearson										
Korrelationskoeffizient	0,00	1,00	0,90	0,03	0,25	0,20	0,11	0,87	0,87	0,41
Signifikanz (2-seitig)	1,00		0,00	0,85	0,09	0,17	0,47	0,00	0,00	0,00
Quadratsummen und Kreuzprodukte	0,00	11,98	30,67	0,69	9,35	8,25	4,23	55,58	51,75	9,02
Kovarianz	0,00	0,26	0,65	0,02	0,20	0,18	0,09	1,18	1,10	0,19
Kendall-Tau-b										
Korrelationskoeffizient	0,00	1,00	0,86	0,03	0,22	0,15	0,06	0,83	0,84	0,39
Sig. (2-seitig)	1,00		0,00	0,85	0,09	0,25	0,64	0,00	0,00	0,00
Spearman-Rho										
Korrelationskoeffizient	0,00	1,00	0,89	0,03	0,25	0,17	0,07	0,92	0,92	0,42
Sig. (2-seitig)	1,00		0,00	0,85	0,09	0,25	0,65	0,00	0,00	0,00
Korrelationen Comp	F9	F10	F11	F12	F13	F14	F15	F16	F17	F18
Pearson										
Korrelationskoeffizient	0,50	-0,12	0,54	0,16	0,13	0,10	0,36	-0,12	-0,32	-0,28
Signifikanz (2-seitig)	0,00	0,43	0,00	0,28	0,40	0,52	0,01	0,40	0,03	0,06
Quadratsummen und Kreuzprodukte	14,35	-2,79	13,54	4,21	3,90	3,02	10,63	-3,63	-8,77	-5,48
Kovarianz	0,31	-0,06	0,29	0,09	0,08	0,06	0,23	-0,08	-0,19	-0,12
Kendall-Tau-b										
Korrelationskoeffizient	0,51	-0,10	0,50	0,13	0,12	0,11	0,27	-0,13	-0,31	-0,28
Sig. (2-seitig)	0,00	0,44	0,00	0,32	0,37	0,43	0,05	0,32	0,02	0,04
Spearman-Rho										
Korrelationskoeffizient	0,55	-0,11	0,54	0,15	0,13	0,11	0,29	-0,14	-0,33	-0,30
Sig. (2-seitig)	0,00	0,45	0,00	0,32	0,38	0,44	0,05	0,33	0,02	0,04
Korrelationen Comp	F19	F20	F21	F22	F23	F24	F25	F26	F27	F28
Pearson										
Korrelationskoeffizient	0,35	0,15	0,71	0,32	-0,20	0,51	0,61	0,56	0,51	0,66
Signifikanz (2-seitig)	0,02	0,31	0,00	0,03	0,16	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00
Quadratsummen und Kreuzprodukte	10,10	2,56	31,50	9,83	-4,83	9,94	13,06	14,04	27,73	8,50
Kovarianz	0,22	0,06	0,67	0,21	-0,10	0,21	0,28	0,30	0,59	0,18
Kendall-Tau-b										
Korrelationskoeffizient	0,29	0,15	0,63	0,30	-0,20	0,48	0,59	0,55	0,50	0,66
Sig. (2-seitig)	0,03	0,29	0,00	0,03	0,16	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00
Spearman-Rho										
Korrelationskoeffizient	0,32	0,15	0,70	0,32	-0,20	0,49	0,60	0,57	0,53	0,67
Sig. (2-seitig)	0,03	0,30	0,00	0,03	0,16	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00

Tab. 12.1 Parametrische (PEARSON) und nichtparametrische (KENDALL / SPEARMAN) Korrelation. Die hellgrauen Felder geben eine Fehlerwahrscheinlichkeit kleiner 5 % und die dunkelgrauen Felder eine Fehlerwahrscheinlichkeit kleiner 1 % an.

Dank

Bei Dr. *Udo Flegel* möchte ich mich für die stete Hilfsbereitschaft, die langen konstruktiven Diskussionen, aber vor allem für die digitalisierte Umsetzung der entwickelten Ideen bedanken. Seine Ratschläge waren mir sehr wichtig.

Allen Mitgliedern des ‚*Entwicklungs-Teams*‘ danke ich für die gute Zusammenarbeit, zahlreiche fruchtbare Diskussionen, neue Ideen, anhaltende Motivationsschübe, die produktiven Arbeitsessen sowie den Zusammenhalt auf Präsentationen und während der gemeinsamen ‚*Papierarbeit*‘.

Meinem Seminarleiter StD *Michael Stein* danke ich für die fundierte Ausbildung, viele Anregungen und Inspirationen, sowie ihm gemeinsam mit Herrn StD *Michael Weier* für die Kooperation und die tatkräftige Unterstützung unseres Projektes.

Die Kooperation mit Herrn Dekan Prof. Dr. *Uwe Schimank* vom Institut für Soziologie an der Fernuniversität Hagen sowie Prof. Dr. *Jörg Blasius* vom Seminar für Soziologie an der Friedrich-Wilhelm-Universität zu Bonn bei der theoretischen Fundierung und der empirischen Dateninterpretation war mir hilfreich und unverzichtbar.

Dipl. Soz. *Katarina Kaiser-Schimank* möchte ich für die Beratung und Unterstützung bei der Erstellung der Testmaterialien und Erhebungswerkzeuge sowie für die Hilfe bei der Interpretation der Daten und die Durchsicht des Manuskripts danken.

Herrn *Günter Marxen* danke ich für die Unterstützung und Erstellung der Statistik sowie die Einweisung in das Datenanalysesystem SPSS.

Ute Schneider danke ich für die kurzfristige Korrektur des gesamten Manuskriptes.

Prof. Dr. *Uwe Schimank*, Dr. *Udo Flegel*, Dipl. Soz. *Katarina Kaiser-Schimank* und *Markus Prechtel* möchte ich für das fleißige und konstruktive Korrekturlesen danken.

Dipl. Ing. *Daniel Bringel* sei für die Pflege der Literaturhinweise und Zitate gedankt.

Herrn *Peter Braun* danke ich für die über Jahre andauernde Hilfsbereitschaft und den trotz einiger Hürden wieder gelungenen Druck dieser Arbeit.

StR' *Birgit Becker*, StR *Volker Hofheinz* sowie *Simone Bruns* und *Lutz Mauel* danke ich neben StD *Michael Stein* und StD *Michael Weier* für die Durchführung der Unterrichtsreihen und die Erhebung der Fragebögen.

Allen Teilnehmern des Doktorandenkolloquiums in Köln 2001 besonders aber Prof. Dr. *Hans Niedderer*, Bremen; Prof. Dr. *Alfred Pflug*, Dortmund und Prof. Dr. *Helmut Fischer*, Berlin danke ich für die angeregten Diskussionen, Hilfestellungen und Literaturhinweise während des Kolloquiums und teilweise darüber hinaus.

Für die Literaturrecherche und -beschaffung danke ich *Julia Egle*. *Gregor von Borstel* möchte ich für die Hilfestellung bei der Vereinigung der Teilmanuskripte und der Erstellung der Verzeichnisse danken.

Julia Egle, *Markus Prechtel*, *Rupert Scheuer*, *Stefan Ruhmann*, *Claus Hilbing* und *Birte Möller* danke ich für ihre Literaturhinweise.

Allen Lernenden die in diesem Projekt involviert waren, gilt ebenfalls mein Dank.

Ganz besonders möchte ich meiner Frau *Antje*, meinem Sohn *Jorrit Nils* sowie meiner Tochter *Jule Hannah* für das häufig und unermülich strapazierte Verständnis und die entbehrensreiche Zeit ohne Mann, Vater und Spielgefährten danken.

Die Unterstützung meiner Familie während meiner Arbeit ist mir sehr wertvoll.

