

Salze im Anfangsunterricht

Grundzüge einer strukturorientierten Unterrichtskonzeption für das erste Schuljahr

C. Herdt

In diesem Beitrag soll ein praxiserprobter Unterrichtsgang schrittweise dargestellt werden, bei dem die Strukturen der Reinstoffe vor der Behandlung der chemischen Reaktionen geklärt werden. Verbunden damit ist das frühzeitige Einführen eines um die Ionen erweiterten Dalton-Modells.

Ion, Salz, Grundbausteine-Kräfte-Ansatz, Periodensystem der Atome und Ionen als Grundbausteine der Materie, Stoff-Teilchen-Ebene, Verhältnisformel, Molekülformel, Verbindungsformel, Bindigkeit, Ionenladung, erweitertes Dalton-Modell

1 Einleitung

Wenn man mit Chemiekollegen spricht, warum das Thema „Salze“ und damit auch die Ionen traditionell im letzten Drittel des ersten Unterrichtsjahres in Chemie unterrichtet werden, so wird in Bayern zunächst meist auf die Themenfolge des Lehrplans verwiesen [1]. Zumindest in der Referendarzeit vieler Kollegen war es fast ein „Dogma“, die Ionen erst nach der Einführung des Kern-Hülle-Modells und damit der Thematisierung der Ionenbildung zu behandeln. Hier ist zu fragen, ob es so sein muss, dass in der anorganischen Chemie die Atome „gesetzt“ werden und dann die Bildung der Ionen aus den Atomen über das Kern-Hülle-Modell abgeleitet wird. Die überwiegende Mehrzahl der Reinstoffe in der Erdkruste ist aus Ionen aufgebaut, ja sogar in Lava ist von einem überwiegenden Anteil von Ionen auszugehen [2,3]. Lediglich bestimmte Nichtmetalle und wenige Metalle treten natürlicherweise im elementaren Zustand, aufgebaut aus Atomen bzw. Molekülen, auf unserem Planeten auf. Ein Grund für die schlechte „Greifbarkeit“ der Ionen im Unterricht könnte auch folgender sein: In Chemielehrsälen findet sich in der Regel ein aufklappbares Periodensystem der Elemente. Die Elementsymbole sind damit stets gegenwärtig und problemlos als Atomsymbole zu deuten. Damit kann der Lehrer im Unterricht immer wieder darauf Bezug nehmen. Die Ionen sind demgegenüber „unsichtbar“, denn sie müssen – wenn man vom PSE ausgeht – erst gedanklich über Elektronenabgabe oder -aufnahme konstruiert werden. In modernen Chemielehrsälen findet sich heutzutage manchmal auch schon ein Periodensystem der Atome und Ionen fest montiert an der

Wand [4-6]. Im Folgenden wird dargestellt, wie eine zeitgemäße Ausgestaltung des strukturorientierten Ansatzes aus Sicht des Praktikers aussehen könnte.

2 Strukturorientierung

Vor fast 30 Jahren erschien das Themenheft „Strukturorientierter Unterricht“ [7]. Grundgedanke ist hierbei auch heute noch, dass ausgehend von der Aufklärung der Gitterstruktur von Festkörpern durch Laue und seine Mitarbeiter die Struktur der Metalle, flüchtigen Stoffe und Salze im Unterricht besprochen wird, bevor die chemischen Reaktionen und damit die Stoffvernichtung bzw. Stoffherzeugung besprochen werden. Die Verwendung dreidimensionaler Modelle aus z.B. Zellstoffkugeln wird ebenso besonders hervorgehoben („eine Chemie zum Begreifen“) wie die enge Verknüpfung von Phänomen- und Modellebene [7]. Der Schüler soll frühzeitig das „Handwerkszeug“ erhalten, mit dem er Phänomene auch theoretisch deuten kann, bevor er Fehlvorstellungen entwickelt. In Weiterführung dieser Gedanken haben Barke und Sauer mann den Grundbausteine-Kräfte-Ansatz entwickelt [5]. Ein Kernpunkt ist neben der konsequenten Nutzung eines Periodensystems der Atome und Ionen die Thematisierung der ungerichteten Kräfte zwischen Metall-Atomen bzw. zwischen Metall-Ionen und Nichtmetall-Ionen und der gerichteten Kräfte zwischen Nichtmetall-Atomen. Einfache Hilfsdarstellungen für Moleküle zur Veranschaulichung der Bindigkeit symbolisieren auf diesem Niveau lediglich Kraftwirkungen und keine Elektronenpaarbindungen [6,8]. Letztlich steht die Betrachtung der Struktur der Reinstoffe nach einem um die Ionen „erweiterten Dalton-Modell“ [9] im

Zentrum.

3 Voraussetzungen für einen strukturorientierten Unterricht

3.1 Unterrichtsmedien

Um neben der Phänomenebene auch die Modellebene in möglichst jeder Unterrichtsstunde angemessen zu berücksichtigen, sind passende Medien nötig. Bewährt haben sich hier Modelle aus günstig erwerbenden, angefärbten Zellstoffkugeln, die mit Holzleim dauerhaft stabil verklebt werden können [10-12, Abb.1].



Abb.1: Ionengitter von Natriumchlorid, in alle Raumrichtungen erweitert.

Die Nutzung von Flash-Animationen ist eine zeitgemäße Möglichkeit auch ein dynamisches Geschehen wie das Lösen von Salzen zu veranschaulichen [13,14]. Daneben gibt es inzwischen eine ganze Reihe von Magnetmodellen, die gut geeignet sind, speziell die Auswirkungen von Kräften aufzuzeigen (Abb.2).

3.2 Rahmenbedingungen

Im Idealfall erstellen die Schüler die Zellstoffkugel-Modelle für bestimmte Ionengitter, Metallgitter und Moleküle in Eigenarbeit.

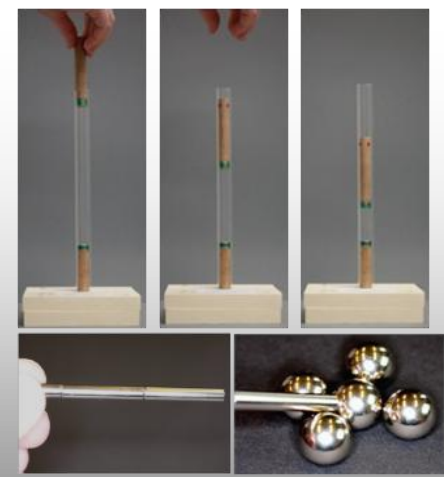


Abb.2: Veranschaulichen von Kräften mit Magneten: a)-c) Einstellen eines „idealen Abstandes“ bei abstoßenden Magneten in einer Plexiglasröhre [15]; d) gerichtete Anziehungskräfte; e) ungerichtete Anziehungskräfte [12]

Hierfür bieten die Unterrichtsstunden – in Bayern im NTG-Zweig Profilstunden genannt –, die in halbierten Gruppen abgehalten werden, optimale Voraussetzungen. Um den Lernerfolg zu verbessern kann das Erstellen der Modelle als Gruppenarbeit mit Referaten organisiert werden. Alternativ können, wenn im Klassenverband unterrichtet wird, zunächst fertige Modelle eingesetzt werden bzw. die Modelle in häuslicher Arbeit von den Schülern erstellt werden.

4 Vorschlag eines erprobten strukturorientierten Unterrichtsganges

4.1 Anfangsstunde

In der ersten Chemiestunde des Schuljahres sollten die Schüler für das Fach begeistert werden, die Chemie als „Naturwissenschaft“ sollte im Zentrum stehen. Hier bietet es sich an, auf der Phänomenebene zu bleiben und erst einmal zu klären, womit sich die Chemie beschäftigt.

4.2 Stoffeigenschaften und Aufbau der Materie aus Teilchen

Einführende Themen:

Dieses Themengebiet könnte klassisch beginnen, mit der Klärung des Stoffbegriffes, der Unterscheidung zwischen Reinstoffen und Gemischen und der Vermittlung der bewährten Trennverfahren. Soweit hier die Modellebene veranschaulicht wird, handelt es sich sinnvollerweise um Darstellungen mit dem einfachen Teilchenmodell. Auf ein tiefergehendes Einbinden des Aufbaus von Salzen sollte hier noch verzichtet werden. Im Anschluss werden meist die

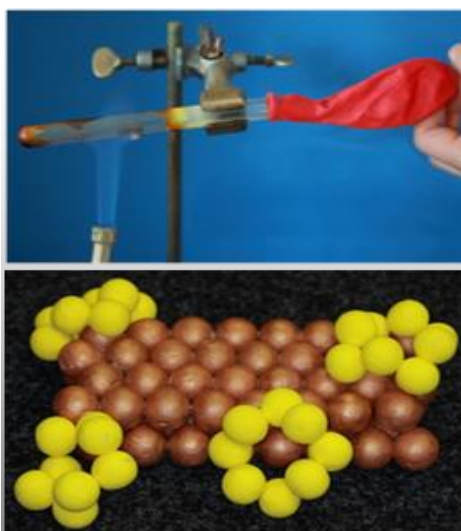


Abb.3: Das Erhitzen von Kupfer und Schwefel im geschlossenen System. a) Experiment; b) Biegsames Edukt Kupfer und brüchiges Produkt Kupfer(I)-sulfid; c) Modelle für die Edukte Kupfer-Gitter und Schwefel-S₈-Moleküle; d) Modell für Kupfer(I)-sulfid mit variabel einsetzbaren Cu¹⁺-Ionen in einem O²⁻-Ionengitter [16]

Kenneigenschaften von Reinstoffen wie z.B. Dichte, Siedetemperatur und Löslichkeit behandelt. Hierbei bietet das Thema Aggregatzustände zunächst die Möglichkeit, die Grundzüge eines einfachen Teilchenmodells zu vermitteln, insbesondere klarzulegen, dass kleine Teilchen (auf unserem Planeten) immer in Bewegung sind und zwischen diesen Teilchen leerer Raum (Stichwort „horror vacui“ [17]) vorliegt. Auch die unterschiedlichen Kräfte und die Abstände zwischen diesen kleinen Teilchen werden thematisiert. Über eine vertiefte Betrachtung des Aggregatzustand-Überganges Schmelzen lassen sich die Grundbausteine der Materie einführen:

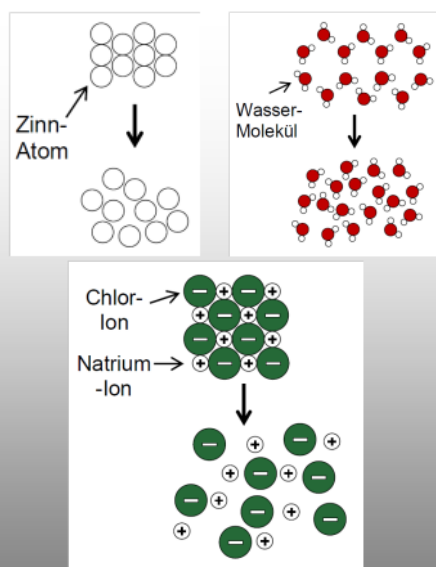
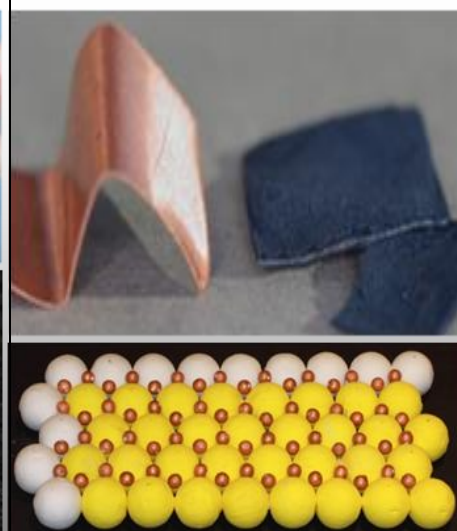


Abb.4: Modellhafte Darstellung des Schmelzens; a) Zinn; b) Eis c) Natriumchlorid [OE1]



Atome, Moleküle und Ionen (Abb.4).

Aufbau von Salzen aus Ionen:

Nachdem im Unterricht sowohl Zinn als auch Eis geschmolzen wurden, wird auch Natriumchlorid z.B. mit Hilfe eines Aktivkohle-Suszeptor-Tiegel(AST)-Elementes und einer Mikrowelle zum Schmelzen gebracht [18]; alternativ wäre Kaliumnitrat leichter schmelzbar. Mit Hilfe eines selbst gebauten Sensors kann die Leitfähigkeit der Schmelze nachgewiesen werden [19, OE2]. Die Schüler können sich damit selbständig erschließen, dass in einer Schmelze elektrisch geladene Teilchen, die dann vom Lehrer „Ionen“ genannt werden, vorhanden sein müssen. Der feste Zusammenhalt von Salzen lässt sich durch das Vorhandensein von positiven und negativen Lad-



Abb.5: Nachweis der elektrischen Leitfähigkeit einer Natriumchlorid-Schmelze [18]

ungsträgern erläutern, wobei dies durch gezielte Elektrolyseversuche (z.B. mit Zinkiodid-Lösung, [18]) später auch vertieft werden kann. Wenn gezeigt werden soll, dass bestimmte Ionen auch mehrfach geladen sein können, kommen zwei Methoden in Frage. Zum einen die experimentelle Ermittlung von Gefrier-temperaturniedrigungen wässriger Lösungen [4,20], zum anderen die Messung der Zunahme der elektrischen Leitfähigkeit beim Eintropfen von einmolaren Lösungen von Natriumchlorid, Magnesiumchlorid oder Aluminiumchlorid in destilliertes Wasser [21]. Beide Varianten sind zwar interessant, erscheinen aber für den Einsatz in einer 8. Klasse angesichts des erhöhten Abstraktionsniveaus doch recht zeitaufwändig, so dass sie als fakultativ einsetzbar zu sehen sind.

Fruchtbarer ist es, nach den Aggregatzustands-Änderungen das Lösen von Reinstoffen zu vertiefen und auf der Modellebene genau zu diskutieren. Hier kann zunächst die aus dem Alltag bekannte Saccharose in Wasser gelöst werden. Anschließend kann, mit vielen Möglichkeiten für die Schüler zur Anwendung der erworbenen Kenntnisse, sowohl die Löslichkeit von Natriumchlorid als auch von Magnesiumoxid in Wasser diskutiert werden. Die Umhüllung der Ionen mit Wasser-Molekülen im Zuge des Lösungsvorgangs lässt sich hier bereits berücksichtigen. Auch die Dynamik des Lösungsvorganges, der letztlich zu einem „Zerschwingen“ des Ionengitters führt, kann diskutiert werden. Gerade die Unlöslichkeit von Salzen bietet interessante Transfermöglichkeiten für die Schüler, auch im Hinblick auf den Grundbausteine-Kräfte-Ansatz.

Aufbau von Modellen ausgewählter Reinstoffe in der Chemie-Übung:

Idealerweise beginnen die Schüler nach dem „Laborführerschein“ zu Beginn des Schuljahres parallel zum Unterrichtsgang im ungeteilten Klassenverband mit einer „Stationenarbeit zum Aufbau der Reinstoffe“ im Zeitumfang von drei Doppelstunden. Hier werden Experimente durchgeführt und die passenden Modelle aus Zellstoffkugeln von den Schülern aufgebaut, mit denen sie die beobachteten Phänomene erklären können. Es hat sich in vier Erprobungsjahren als geschickt erwiesen, die Schüler folgende Reinstoffe bearbeiten zu lassen: Metalle: Kupfer, Magnesium; Flüchtige Stoffe: Wasserstoff, Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid, Wasser; Salze:

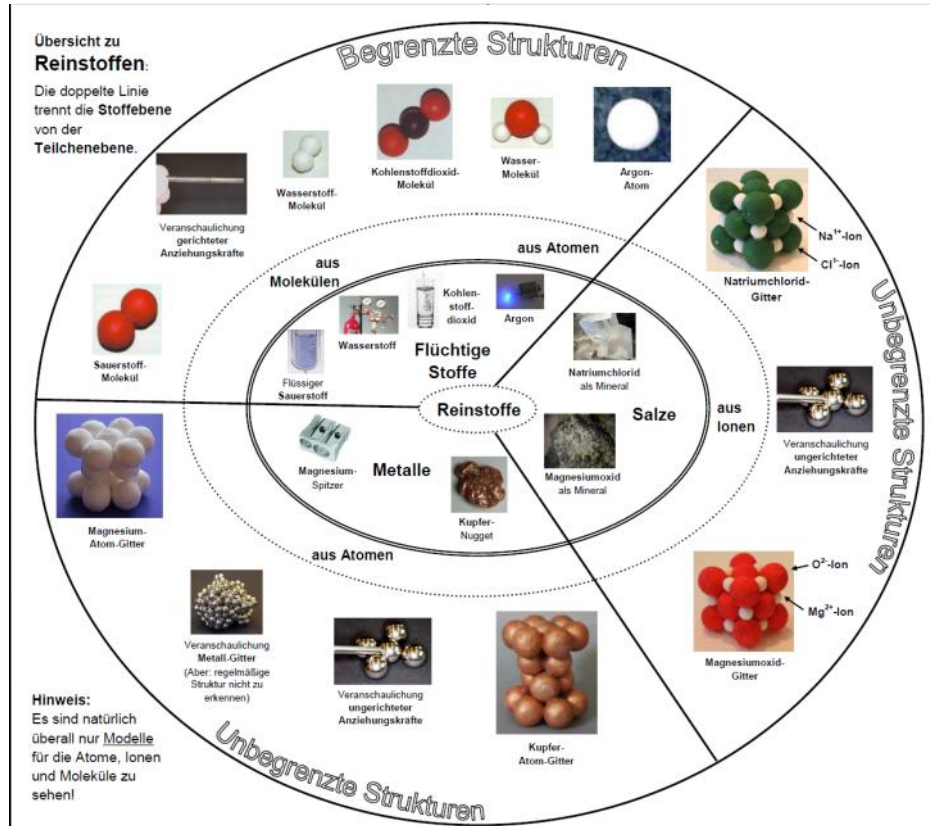


Abb.6: Graphische Zusammenfassung der Stationenarbeit zu Reinstoffen und zu gebauten Modellen mit Hilfe eines Arbeitsblattes und eingeklebten Bildern [OE3.a-e].

Natriumchlorid, Magnesiumoxid [12]. Dadurch liegt ein System von Reinstoffen vor, in dem man sich recht lange „bewegen kann“, das heißt, dass im Unterricht immer wieder Experimente mit diesen Stoffen durchgeführt werden, da den Schülern die betreffenden Strukturen aus der Chemie-Übung ja bereits bekannt sind. Im Anschluss an die Stationenarbeit könnten sich die Schüler experimentell mit dem Aufbau von Luft und einem Luft-Modell [12], der Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff oder Schwefel und mit verschiedenen Modellen hierzu beschäftigen (Abb. 3) [12,22]. Grundlagen zu den energetischen Betrachtungen können über Experimente zum Schmelzen/ Auskristallisieren von z.B. Natriumthiosulfat weiter vertieft werden [18].

4.3 Teilchen bilden Strukturen – Ordnen mit System

Nach einer Klärung der Begriffe Element und Verbindung werden mit Hilfe der Übersicht aus Abb.6 (Zuordnen und Einkleben von Bildern von Reinstoffen oder Modellen) die Erkenntnisse aus der Stationenarbeit zur Struktur der Reinstoffe zusammengefasst. Anschließend wird das PSE als historisch gut begründetes Ordnungssystem der Elemente

eingeführt. Elemente mit ähnlichen Eigenschaften werden hier zumeist in einer Gruppe zusammengefasst. Kurz darauf wird zur Visualisierung der Modellebene das Periodensystem der Atome und Ionen gezeigt, das sich idealerweise auch an der Wand im Chemielehrsaal befindet [4-6]. Das Wasserstoff-Atom ist hierbei an anderer Position, auf der rechten Hälfte links neben dem Helium-Atom, zu finden. Im Anschluss daran werden die *Kombinationsregeln* vermittelt, die angeben, wie sich Atome bzw. Ionen untereinander verbinden lassen: links-links (Metall-Atome) führt zu einem Metall-Atomgitter; rechts-rechts (Nichtmetall-Atome) führt zu Molekülen; links-rechts (Kat- und Anionen) führt zu einem Ionengitter [5, OE4-5]. Denkbar ist hier, dass sich die Schüler diese Regeln aufgrund der bereits in Eigenarbeit gebauten Strukturmodelle und mit Hilfe abgestufter Lernhilfen selbst erschließen. Das Aufstellen von Molekül- und Verhältnisformeln sowie das Benennen von molekular gebauten Stoffen und Salzen lässt sich zu diesem Zeitpunkt mit Hilfe verschiedener Medien [23, OE6] einüben. Die Hilfsmittel zum Aufstellen dieser Formeln sind die Bindigkeit und die Ionenladung. Hilfsdarstellungen wie in [6] beschrieben er-

leichtern das Verständnis, sind aber im Fall der Molekülformeln nur das Ergebnis einer Kombination der Bindigkeiten und noch nicht als Valenzstrichformeln zu deuten. Ionengitter-Strukturen lassen sich im Unterricht modellhaft als Kugelpackungen deuten und dementsprechend aus Schicht-Modellen aufbauen [11,12].

4.4 Chemische Reaktionen

Stoffvernichtung/ Stofferzeugung:

Obwohl die Salze im Unterricht bereits verfügbar wären, sollte mit chemischen Reaktionen begonnen werden, bei denen lediglich Teilchen umgruppiert werden. Da sich die Bedeutung von Koeffizienten und Indices bei molekular gebauten Stoffen aufgrund der begrenzten Strukturen leichter zeigen lässt als bei Salzen, könnte also mit Reaktionen begonnen werden, bei denen Atome umgruppiert werden. Bewährt hat sich das Verbrennen eines kleinen Aktivkohlekörnchens in einem mit Sauerstoff gefüllten Rundkolben, auf den als Druckausgleich eine 100 mL-Spritze aufgesetzt ist [OE7]. Nach Ausführung im Dunklen verglüht das Kohlekörnchen und es ist verschwunden, der Kolben wirkt „leer“. Die Masse des Kolbens ist aber konstant geblieben, eine Kalkwasserprobe ist positiv und dient als Nachweis für das entstandene Kohlenstoffdioxid. Weitere Reaktionen, bei denen sich die Umgruppierung von Atomen gut modellhaft zeigen lässt, wären die Reaktion von Methan mit Sauerstoff, die Knallgasreaktion oder das Verbrennen von Holz [13]. Im Anschluss daran bietet es sich an, eine chemische Reaktion durchzuführen, bei der Ionen umgruppiert werden, beispielsweise die Fällung von Silberchlorid aus einer Natriumchlorid- und einer Silbernitrat-Lösung. Die logische Umkehrung der Fällungsreaktion in wässrigen Lösungen wäre das Lösen eines Salzes in Wasser. Hier bietet sich kurz die Gelegenheit, den Blick der Schüler auf das Phänomen „chemische Reaktion/ chemischer Vorgang“ aufzuweiten und schließlich klarzulegen, dass die Chemiker traditionell die Stoffveränderung in das Zentrum der Betrachtung stellen. [9]

Energiebetrachtungen auf der Modellebene:

Als exotherme Reaktion könnte die Reaktion von Butan mit Sauerstoff herangezogen werden, z.B. durchgeführt als „Liebesbarometer“ mit eindrucksvoller Flamme und flüssigem Butan im offenen Reagenzglas [18, OE8]. Eine bewährte endotherme Reaktion, bei der ebenfalls

nur Atome umgruppiert werden wäre die Zersetzung des relativ teuren Diiodpentaoxids zu Iod und Sauerstoff. Die beteiligten Moleküle lassen sich als Modelle leicht aus Zellstoffkugeln aufbauen und z.B. mittels „Teppichfliesentechnik“ visualisieren [18]. Alternativ bietet sich hier auch das Durchführen der elektrolytischen Zersetzung von Wasser an. Der Begriff „innere Energie“ kann weiter vertieft und – passend zu den Inhalten der Wärmelehre in Physik – auf der Ebene der Atome und Ionen diskutiert werden (Deutung der potentiellen und kinetischen Energie von Teilchen).

Reaktionen mit Teilchenveränderung:

Im Nachgang zum Thema Energie könnten nun Reaktionen besprochen werden, bei denen den Schülern wieder Möglichkeiten zum Transfer gegeben werden. So ist das Schütteln von Eisenpulver mit Kupfersulfat im Reagenzglas eine exotherme Reaktion, bei der sich die Teilchen verändern. Aus Atomen werden Ionen und umgekehrt. Hinsichtlich des Konzeptes der „chemischen Reaktion“ kommt nun also zur Umgruppierung von Atomen, Molekülen oder Ionen sowie zum Lösen bzw. Ausbilden von Bindungen die mögliche Umwandlung von Atomen in Ionen und umgekehrt hinzu [9]. Eine Möglichkeit zur weiteren Systematisierung der Reaktionsbeispiele wäre die vorrangige Behandlung von Reaktionen mit Elementen als Edukte bzw. Produkte (Abb.7).

4.5 Atombau

Die historische Ableitung des Atombaus über den Streuversuch von Rutherford bietet viele Möglichkeiten für einen problemorientierten, anregenden Unterricht [13]. Mit Hilfe von Flash-Animationen lässt sich der Zusammenhang zwischen Nukleonenzahl und Ionenladung von den Schülern selbständig einüben [14]. Speziell auch der Aufbau von



Abb.7: Microscale-Variante der Reaktion von Natrium mit Chlor [18, OE9]

Ionen und die unterschiedlichen Möglichkeiten zur Darstellung der Atomhülle lassen sich so gut aufzeigen (Abb.8).

Mit Hilfe des Energiestufenmodells lässt sich die Elektronenverteilung in der Hülle eines Atoms/ Ions im Hinblick auf die Oktett-Regel angemessen darstellen. Neben der Bildung der Ionen aus Atomen und umgekehrt wird nun auch – auf Schulniveau – weitgehend verständlich, weshalb Ionen nur bestimmte Ionenladungen aufweisen. Über eine reduzierte Darstellung von Atomen in Valenzelektron-Punkt-Strich-Schreibweise lassen sich die Valenzstrichformeln nach Lewis [24] einführen, mit denen nun auch freie Elektronenpaare der Atome/ Ionen veranschaulicht werden können.

4.6 Bindungen

Die Ionenbindung und die Atombindung wurden im Unterrichtsgang schon diskutiert und über ungerichtete bzw. gerichtete Kräfte der Bindungspartner erklärt. Mit der Einführung von bindenden und freien Elektronenpaaren wurden konzeptionell die Kraftwirkungen zur Elektronenpaarbindung erweitert. Eine gegenüber den Valenzstrichformeln aufgrund der räumlichen Darstellung verbesserte Visualisierung bietet das Kugelwolkenmodell nach Kimball [25]. Hierdurch lässt sich z.B. ein Methanmolekül oder auch ein Sulfat-Ion in tetraederförmigem Aufbau und Fokus auf die Bindungen passend veranschaulichen. Für die Darstellung der Bindungen in Metallen wird im Unterricht immer noch das Elektronengas-Modell erfolgreich eingesetzt. Ein Atomrumpf entspricht hierbei gedanklich einem Kation, existiert aber im

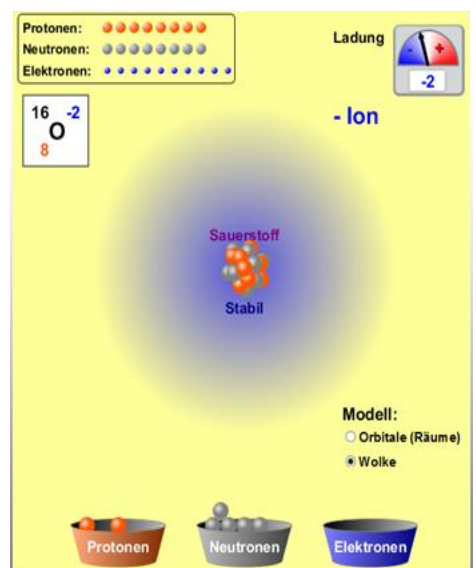


Abb.8: Darstellung eines zweifach negativ geladenen Sauerstoff-Ions mit Hilfe einer Animation, verändert nach [14]

Unterschied zum Kation nicht ohne das zugehörige „Elektronengas“.

5 “Setzen” der Ionen versus Ableiten der Ionenladung aus dem PSE

Beim Vorgehen nach dem hier beschriebenen Konzept bleibt bei den Schülern ein Verständnis dafür, warum die Ionen – wie im Periodensystem der Atome und Ionen dargestellt – gerade bestimmte Ladungen haben, zunächst aus. Erst bei der Behandlung des Energiestufenmodells können die Schüler dann selbst erschließen, dass z.B. das Sauerstoff-Atom sechs Elektronen auf der höchsten Energiestufe hat, da es bei der Ionenbildung zwei Elektronen aufnimmt und O^{2-} -Ionen bildet. Im klassischen Unterrichtsgang läuft der Weg in anderer Reihenfolge: Hier bekommt der Schüler zunächst das PSE und das Kern-Hülle- bzw. das Energiestufen-Modell vorgestellt und kann dann bei der Behandlung der Salze selbst erschließen, dass z.B. das Sauerstoff-Atom O^{2-} -Ionen bildet, da es erst sechs Elektronen auf der höchsten Energiestufe besitzt. In beiden Fällen gibt der Lehrer einen Teil der Information gezielt vor, da eine rein empirische Ableitung dieser Sachverhalte entweder im Unterricht nicht möglich oder zu zeitaufwändig wäre.

6 Diskussion der vorgestellten Unterrichtskonzeption

Wenn die Schüler Chemie – im doppelten Wortsinne – „begreifen“ sollen, so ist dies wohl mit dem Bau von Modellen gut möglich. Farbige Zellstoffkugeln, die mit Holzleim verklebt werden, bieten sich hier aufgrund der hohen Stabilität und des günstigen Preises an. Kombinationen aus Acrylglas- und Zellstoffkugeln erlauben weitergehende Einblicke in z.B. ein Ionengitter-Modell oder auch die zugehörige Elementarzelle [12]. Ein Unterrichtskonzept, bei dem zunächst die Strukturen der Reinstoffe behandelt werden, bevor mit der Behandlung der chemischen Reaktionen begonnen wird, birgt die Gefahr, dass die Experimente zu kurz kommen. Demgegenüber ist zu fragen, welchen Sinn z.B. die Verbrennung eines Magnesiumbandes und das Aufstellen des zugehörigen Formelschemas hat, wenn die Schüler den Sinn der Symbole Mg, O_2 und MgO nicht wirklich verstehen. Modelle und Animationen können hier sehr hilfreich sein, eine veränderte Didaktik, z.B. im Falle der Verhältnisformeln das Einführen über genauer formulierte Formeln mit Angabe der Ionenladung und auch der Indexzahl 1 – also z.B. $(Mg^{2+})_1(O^{2-})_1$

oder $Mg^{2+}_1O^{2-}_1$ statt MgO – ergänzt den Modelleinsatz. Auch dem Ersatz des historischen Begriffs der stöchiometrischen Wertigkeit durch Bindigkeit und Ionenladung kommt in diesem Zusammenhang eine wichtige Funktion zu [6]. Eine zentrale Herausforderung ist es, auch mit einer veränderten Konzeption Unterrichtsstunden zu gestalten, in denen – wenn möglich – ausgehend vom Experiment die naturwissenschaftliche Herangehensweise an Problemstellungen eingeübt werden kann und es den Schülern gelingt, sich auf der Modellebene adäquate Vorstellungen selbst zu erarbeiten.

7 Schlussbemerkungen

Sichtweisen verändern sich glücklicherweise über die Zeit, sowohl beim Schüler und beim Lehrer, als auch in der Chemiedidaktik. Das Referendariat und die folgenden fünf Jahre Berufspraxis sind in der fachdidaktischen Entwicklung eines Lehrers zweifelsohne eine prägende Phase. Es ist zu wünschen, dass sich dieser auch in den darauffolgenden Jahren neben seiner Begeisterungsfähigkeit für naturwissenschaftliche Phänomene und dazu passende Modelle eine Offenheit und, in wohl dosierter Form, auch Experimentierfreude im Hinblick auf seine eigene Unterrichtskonzeption bewahrt. Denn mit dem Willen zur Veränderung bleibt die Möglichkeit zur Weiterentwicklung und Verbesserung erhalten, getreu dem Motto „Viele Wege führen nach Rom“ – Hauptsache man kommt, am Ende des Schuljahres, noch rechtzeitig an!

Anmerkung

Online-Ergänzung: OE1-OE9

Literatur

- [1] Bayerisches Staatsministerium für Unterricht und Kultus, Lehrplan für das achtjährige Gymnasium in Bayern, 2004, www.isb-gym8-lehrplan.de (15.3.15)
[2] Schriftliche Mitteilung von G. Schwedt an D. Sauer mann (7.7.11)
[3] P. Slaby, Unterricht mit Steinen, 2005, chemikus-media.de (15.3.15)
[4] H.-D. Barke, Ionen als Bausteine der Salze. PdN-ChiS 64 (8) (2015)
[5] R. Rölleke et. al., www.chemisch-denken.de (15.3.15)
[6] C. Herdt, Bindigkeit und Ionenladung. PdN-ChiS 64 (2), S.14ff. (2015)
[7] C.G. Grosser, Strukturorientierter Unterricht von Anfang an. NiU Physik/Chemie 33 (5), S. 133ff. (1985)

[8] H.-D. Barke, D. Sauer mann, Chemie für Quereinsteiger Bände 1-4. Schöningh-Verlag, 1997-1999

[9] C. Herdt, Die chemische Reaktion. PdN Chemie 63 (2), S. 16ff. (2014)

[10] Bezugsquelle: Fa. Otto Richter GmbH in 09514 Lengfeld

[11] P. Haupt, P. Moritz, Modelle chemischer Substanzen für den Anfangsunterricht. Aulis Verlag Deubner, 2008

[12] C. Herdt in Lehrerakademie Dillingen, Chemie? - Aber sicher! Experimente kennen und können. Akademiebericht Nr. 475, Kapitel 4 (Modelle), 4. Auflage, 2014

[13] R.-P. Schmitz, M.W. Tausch: Teilchenmodelle in Flash-Animationen. PdN-ChiS 58 (7), S.6ff. (2009)

[14] phet.colorado.edu (15.3.2015) z.B. Aggregatzustände, Bau ein Atom, Bau ein Molekül

[15] Röhren-Modell von D. Sauer mann

[16] C. Herdt über mediensportal.siemens-stiftung.org (Suchwort: Kupfer(I)-sulfid, 15.3.15)

[17] H.-D. Barke, Chemiedidaktik – Diagnose und Korrektur von Schüler-vorstellungen. Springer-Verlag, Heidelberg, 2006, S.105-134

[18] Lehrerakademie Dillingen, Chemie? - Aber sicher! Experimente kennen und können. Akademiebericht Nr. 475, Kapitel 2, 3 und 7, 4. Auflage, 2014

[19] C. Herdt in Lehrerakademie Dillingen, Chemie? - Aber sicher! Experimente kennen und können. Akademiebericht Nr. 475, Bonusmaterial: 02_AT_Leitfaehigkeitspruefer_HE, 4. Auflage, 2014

[20] K. Wloka: Salze – Ein Konzept zur Einführung der „Ionen“. PdN-ChiS 57 (7), S.40ff. (2009)

[21] Mitteilung von W. Habelitz-Tkotz, beruhend auf Ausarbeitungen von O. Danninger und F. Liebner (1.2.15)

[22] C. Herdt, Klassische Schulversuche. PdN Chemie 62 (4), S. 16ff. (2013)

[23] F. Kappenberg: AK MiniLabor11 (App für Android, 15.3.15)

[24] G.N. Lewis, Die Valenz der Atome und der Bau der Moleküle, Vieweg Verlag, S.144ff., 1927

[25] P. Reinold et al., Der Chemielehrplan der Jahrgangsstufe 9 SG, WSG, MuG, über www.isb.bayern.de (15.3.15)

Anschrift des Verfassers

Christian Herdt, StD, Gymnasium Neubiberg, Fachseminar Chemie, Cramer-Klett-Straße 10, 85579 Neubiberg, Email: herdt@gymnasium-neubiberg.de

Abstract:

Das frühzeitige Einführen der Ionen auf der Basis eines um diese erweiterten Dalton-Modells ist im traditionellen Chemieunterricht nicht üblich. Zusätzlich gilt die Struktur der binären Salze aufgrund des dreidimensionalen Raumgitteraufbaus und der Zusammensetzung aus zwei verschiedenen geladenen Ionenarten gegenüber molekular gebauten Stoffen als eher schwer vermittelbar. Die Folge ist, dass im Anfangsunterricht bei der Diskussion der chemischen Vorgänge auf der Modellebene Probleme auftreten. In diesem Beitrag soll ein praxiserprobter Unterrichtsgang schrittweise dargestellt werden, der ein Beitrag zur Lösung der beschriebenen Schwierigkeiten sein könnte.

Online-Ergänzungen:

OE1: Präsentation zum Schmelzen von Metallen, flüchtigen Stoffen und Salzen

OE2: Informationsblatt für Schüler zur Funktionsweise eines Leitfähigkeitsprüfers

OE3.a-e: AB für eine Übersicht zu Reinstoffen

OE4: PGM=Periodensystem der Grundbausteine der Materie

OE5: AB Eigenschaften der Atome und Ionen

OE6.a-f: Drei Arbeitsblätter als Hilfsmittel zum Aufstellen und zur Benennung von Molekül- und Verhältnisformeln

OE7: Präsentation zum Versuch Verbrennung eines Aktivkohlekörnchens in Sauerstoff

OE8: Präsentation zum Versuch Liebesbarometer

OE9: Präsentation zur Synthese von Natriumchlorid