

## Literatur

- [1] J. Falbe et al., *Römpp Chemie Lexikon*. Bd. 4, M–P. Georg Thieme Verlag, Stuttgart (1995)
- [2] E. Eisner, et. al. *Elemente Chemie SI*, Baden-Württemberg. Ernst Klett-Verlag, Stuttgart (2007)
- [3] R. Heimann, T. Eckert, *Verbrennung – Oxidation – Redoxreaktion?* PdN-ChiS, 4, 61, 27–32 (2011),
- [4] E. Sumfleth, S. Todtenhaupt, *Redoxreaktionen aus der Sicht der Schüler*. *chimica didactica* 21, 20–41 (1995)
- [5] H.-J. Schmidt, *Der Oxidationsbegriff in Wissenschaft und Unterricht*. *Chem. Sch.* 1, 41, 6–10 (1994)
- [6] H.-D. Barke, *Der einfache und erweiterte Redoxbegriff*. PdN-ChiS 4, 51, 11–15 (2012)
- [7] G. Baars, *Basiswissen Chemie*. hep-Verlag ag, Bern, 304 (2011)
- [8] *Chemie für Gymnasien Länderausgabe BW*, S1 Teilband 2. Cornelsen-Verlag 117 (1995)
- [9] G. Harsch, R. Heimann, *Didaktik der Organischen Chemie nach dem PIN-Konzept*. Springer-Verlag, Berlin (1998)
- [10] W. Asselborn, M. Jäckel, K.T. Risch, *Chemie heute kontextorientierter Ansatz – Sekundarstufe 1*. Westermann Schroedel Diesterweg Schöningh Winklers, Braunschweig (2010)
- [11] E. Sumfleth, K. Stachelscheidt, S. Todtenhaupt, *Redoxreaktionen in der Sekundarstufe I*. NiU Chemie 2, 321 (1991)
- [12] B. Duvinage, *Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion*, in: K. Freytag und V. Thomas, E. Scharf, *Handbuch des Chemieunterrichts – Sekundarbereich I Bd. 3*. Aulis-Verlag Deubner & Co, Köln (2002)
- [13] Z. Kecki, *Didaktische Schwierigkeiten mit den Begriffen „Oxidation – Reduktion“*. NiU Chemie 2, 8, 340–341 (1991)
- [14] M. Rossow, A. Flint, *Redox-Reaktion ohne Sauerstoff???* PdN-ChiS 4, 51, 5–10 (2012)
- [15] J. Friedrich, M. Oetken, F. Johannsmeyer, *Was Teilchen zusammenhält – Eine Batterie erklärt die chemische Reaktion (Teil 1)*. PdN-ChiS 6, 50 (2001)
- [16] J. Friedrich, M. Oetken, F. Johannsmeyer, *Was Teilchen zusammenhält – Eine Batterie erklärt die chemische Reaktion (Teil 2)*. PdN-ChiS 1, 51 (2002)
- [17] Akademie für Lehrerfortbildung und Personalführung, *Chemie? – Aber sicher! Experimente kennen und können! Akademiebericht Nr. 475*, Dillingen (2013)
- [18] J. Friedrich, M. Oetken, et. al, *Auf der Suche nach dem atomaren Klebstoff*. *Chemkon* 3, 8, 143f (2001)
- [19] [www.seilnacht.com/versuche/exphalog.html#8](http://www.seilnacht.com/versuche/exphalog.html#8), (Seilnacht, T. Naturwissenschaftliches Arbeiten – Experimente. Demonstrationen zu Halogenen: Magnesium reagiert mit Iod. (28. 09 2014)
- [20] H.-D. Barke, *Chemiedidaktik – Diagnose und Korrektur von Schülervorstellungen*. Springer-Verlag, Berlin (2006)
- [21] J. Hähndel, *Die Oxidation und Reduktion im Anfangsunterricht Chemie*. NiU Chemie 2, 8, 322–331 (1991)
- [22] A. Marohn, *Falschvorstellungen von Schülern in der Elektrochemie – Eine empirische Untersuchung*. Dissertation, Dortmund (1999)
- [23] C. Hilbing, H.-D. Barke, *Ionen und Ionenbindung: Fehlvorstellungen hausgemacht!* *Chemkon* 11, 3, 115f (2004)
- [24] H. R. Christen, *Neue Wege im Chemieunterricht – warum werden sie nicht beschriftet?* *Chem. Sch.* 9, 39, 336f (1992)
- [25] W. Fischer, H. Deißberger, *C2 Stoffe – Reaktionen – Energie – Umwelt*. C. C. Buchners, Bamberg, S. 64 (1993)
- [26] [www.chemie1.uni-rostock.de/didaktik/pdf/Kerzen,%20Oxi-Reiniger%20und%20Campinggas.pdf](http://www.chemie1.uni-rostock.de/didaktik/pdf/Kerzen,%20Oxi-Reiniger%20und%20Campinggas.pdf) (03. 08. 2014)
- [27] W. Asselborn, et al. *Chemie heute – SI, Lehrmaterialien mit Kopiervorlagen, Teil 2*. Schroedel-Verlag, Hannover (2006)

Anschrift der Verfasserinnen

**StD´ Dr. Elisabeth Werner**

Staatl. Seminar für Didaktik und Lehrerbildung (Gymnasium), Oltmannsstr. 22, 79100 Freiburg

**StD´ Waltraud Habelitz-Tkocz**

Emil-von-Behring-Gymnasium  
Buckenhofer Str. 5, 91080 Spardorf

# Einführung von Ionen im Unterricht

Didaktisch immer noch so interessant wie vor 50 Jahren

J.-H. Bake und K. Wloka

Ein Problem im Themenfeld „Ionen“ ergibt sich dadurch, dass ein Teil der Lehrkräfte die Teilchen salzartiger Stoffe bereits bei der Einführung der chemischen Reaktion als Formeleinheiten einführt und sie damit von anderen Verbindungsteilchen, den Molekülen, abgrenzt. Andere lehnen dies ab, da es für Schüler unverständlich sein muss, dass sich einmal Formeleinheiten bilden, die keine Moleküle sind und ein anderes Mal aber Moleküle. Im Sinne einer didaktischen Reduktion erachten wir es für legitim, zunächst nur von Molekülen als Teilchen aller Verbindungen zu sprechen. Wir hoffen, dieser Artikel trägt zur Belebung einer Diskussion unter der Leserschaft bei.

**Stichworte:** Teilchen von salzartigen Stoffen, Ionen, Moleküle, Molekülkristalle, Fehlvorstellungen

## 1 Einleitung

Das einfache Teilchenmodell, das die Schüler in Klasse 7 kennenlernen, ordnet jedem Reinstoff eine bestimmte Art von untereinander gleichen Teilchen zu, ohne zunächst zwischen den Teilchen von Elementen und denen von Verbindungen zu un-

terscheiden. Im Rahmen der Einführung chemischer Reaktionen gelangen die Schüler dann experimentell entdeckend zu der Vorstellung, Verbindungsteilchen (Moleküle) entstehen aus den Grundbausteinen der Elemente, den Atomen. Zum Beispiel bilden sich aus Kohlenstoff-Atomen und Sauerstoff-Molekülen (oder-Atomen) Kohlenstoffdioxid-Moleküle. Hierbei geht es für die Schüler im Kern darum zu verstehen,

dass ein Teil der „Ursprünglichkeit“ (gemeint sind die Atomrümpfe der Edukt-Teilchen), im Produkt-Teilchen erhalten bleibt (Rückgewinnung von Kohlenstoff aus Kohlenstoffdioxid mit Magnesium möglich)

[1]. Diese Vorstellung wird an weiteren Beispielen vertieft, z. B.: Wasserstoff (g) + Sauerstoff (g) → Wasser (l) oder Wasserstoff (g) + Chlor (g) → Chlorwasserstoff (g). In den Produkt-Molekülen sind H-Atome mit

O- bzw. Cl-Atomen verbunden. Das Produktteilchen eines neuen Stoffes entsteht durch die Verbindung zweier oder mehrerer unterschiedlicher Atome, die sich ursprünglich gebunden oder ungebunden in den Edukt-Teilchen befunden haben. Die Molekülformeln der Teilchen weiterer Verbindungen werden den Schülern mitgeteilt, nachdem dieses Prinzip verstanden worden ist. Bei dieser Vorgabe werden auch die Teilchen salzartiger Verbindungen ebenfalls als Moleküle vorgegeben. In diesem Zusammenhang ist es für Schüler unverständlich, dass z. B. bei der Reaktion von Wasserstoff mit Chlor Chlorwasserstoff-Moleküle als neue Teilchen gebildet werden, bei der Reaktion von Natrium mit Chlor aber keine Natriumchlorid-Moleküle, sondern Formeleinheiten in Abgrenzung zu Molekülen. Die Schüler sind gezwungen, ohne einen Sinn darin zu sehen, ein gerade entwickeltes Verständniskonzept für die Bildung von Teilchen neuer Stoffe bei chemischen Reaktionen, nämlich Molekülen, die aus Atomen mithilfe eines „atomaren Klebstoffs“ zusammengesetzt werden [2], sofort zu erweitern. Dennoch sprechen sich viele Lehrer, die Anhänger einer strukturbezogenen Ausrichtung der Interpretation chemischer Reaktionen sind, dafür aus, die Teilchen von salzartigen Stoffen unmittelbar bei ihrer ersten Erwähnung im Unterricht als Formeleinheiten anzusprechen, die sich drastisch von den Teilchen molekularer Stoffe unterscheiden sollen. Sie schlagen in Anlehnung an die für Schüler erst zu entdeckende ionische Struktur Erklärungen vor, die die Teilchen des neuen Stoffes als Makro-Aggregat aus Atomen erscheinen lassen. Ionische Verbindungen stellen so visualisiert keinen Reinstoff mehr dar, sondern wirken wie eine Art Stoffgemisch. Dieses Problem wird auch dann nicht behoben, wenn die Entstehung neuer Teilchen bei chemischen Reaktionen durch eine veränderte Atomgrößendarstellung zusätzlich hervorgehoben wird (z. B. „Natrium-Atome“ auf Edukt-Seite werden im Durchmesser größer abgebildet als auf Produkt-Seite, entsprechend umgekehrt bei den „Chlor-Atomen“) [3].

Es bleibt für die Autoren unverständlich, warum diese Erklärungsansätze mit den oben dargestellten Verständnisschwierigkeiten für Schüler der vorübergehenden Beibehaltung der Vorstellung, bei chemischen Reaktionen entstehen Moleküle oder Atome, überlegen oder fachwissenschaftlich korrekter sein sollen. In Gesprächen mit Kollegen äußern sich einige dahingehend, Schüler hätten kein Verständnis dafür, wenn einmal erworbenes

Wissen nachträglich korrigiert werden müsse. Dies gelte insbesondere für den so wichtigen Molekülbegriff, der für salzartige Verbindungen aus diesem Grund niemals verwendet werden dürfe. Andere Kollegen stellen den naturwissenschaftlichen Erkenntnisweg in den Mittelpunkt, der auf die Entwicklung und Veränderlichkeit naturwissenschaftlichen Wissens im Rahmen neuer Erkenntnisse abhebt.

## 2 Didaktischer Rückblick

Martin Wagenschein und Heinz Ekehard formulierten vor langer Zeit: „All diese Gegenstände, die heute als kanonisierte Requisiten gelehrt werden und bei denen niemals die Frage berührt wird: Warum so, wie kommt man zu ihnen ... müssen doch einmal Objekte eines spannenden Suchens, einer aufregenden Handlung gewesen sein, nämlich damals, als sie geschaffen wurden. Wenn man an diese Wurzel der Begriffe zurückginge, würde der Staub der Zeiten von ihnen abfallen und sie würden wieder als lebensvolle Wesen vor uns erstehen“ [4]. „Neue Begriffe und neue Modellvorstellungen entzünden sich stets nur an neuen Beobachtungen [...]. Für den Lernenden ist es von höchster Bedeutung, dass er das Umdenken lernt, dass er das Ablösen von Vorstellungen mit- bzw. nacherlebt, dass er die immanente Vorläufigkeit versteht, Bleibendes vom Heuristischen unterscheiden kann und davor bewahrt wird, das Heutige als das letzte und absolut Wahre anzusehen“ [5].

Diesen vor ca. 50 Jahren geäußerten Ansichten können wir uns vollständig anschließen. Die unglaublichen Schwierigkeiten im Zusammenhang mit der Entdeckung von Ionen vor über 130 Jahren sollten Grund genug sein, Ionen nicht als „kanonisierte Requisiten“ im modernen Chemieunterricht einzuführen oder eine Vorstufe ionischer Verbindungen präventiv durch nicht verständliche Ansätze im Schülerwissen bereits schon dann zu bevorraten, wenn es dazu noch keinen Anlass gibt. Gerade im Zusammenhang mit diesem Thema bietet sich im Sek. I Bereich die einmalige Chance für die Schüler, über einen kognitiven Konflikt die Ionen zu entdecken und so einen Paradigmenwechsel anzubahnen. Der Konflikt wird durch widersprüchliche Experimentalergebnisse basierend auf dem zunächst eingeführten Molekülbegriff im Zusammenhang mit bereits vorhandenen Kenntnissen über die „molare Masse“ von Molekülen hervorgerufen [6].

## 3 Fachwissenschaftliche Herausforderung bei der Entdeckung der Ionen

Die Erkenntnis, dass die Teilchen salzartiger Stoffe beim Lösen in Wasser in Ionen dissoziieren, geht auf Arrhenius

(1880–1890) zurück [7]. Nach unseren Erkenntnissen ging er nicht davon aus, dass die Ionen bereits im Feststoff vorliegen. Sein Dissoziationsbegriff bezieht sich auf die Bildung von Ionen aus Molekülen [8]. Prinzipiell ist dieser Gedanke bereits vorher geäußert worden. So hatte Hittorf bereits 1850 vermutet, dass der „Strom“ über geladene Teilchen, die sich auf die Elektroden zubewegen, durch die Lösung getragen wird. Auf der Basis der von Raoult und van't Hoff im Bereich der Ebullioskopie und Kryoskopie gefundenen und erweiterten Gesetzmäßigkeiten stellte Arrhenius dann seine Dissoziationstheorie auf [9].

Raoult hatte auf experimentellem Wege an vielen Beispielen gezeigt, dass ein Mol Moleküle verschiedener organischer Stoffe in der gleichen Masse desselben Lösungsmittels gelöst die gleiche Siedetemperaturerhöhung bzw. Gefrierpunktniedrigung ergeben. Nur bei Verwendung organischer Substanzen ergaben sich hier einfache Gesetzmäßigkeiten, und so war es bei den Untersuchungen anorganischer Salze und Säuren zu Konflikten gekommen. Arrhenius konnte mit seiner Theorie die unerwarteten Ergebnisse, die bei Verwendung dieser Stoffe gemessen wurden, erklären. Seine Lehre von der Dissoziation stieß auf großen Widerstand bei den meisten anderen Naturwissenschaftlern seiner Zeit, weil es zunächst recht schwierig war, einzusehen, dass Ionen eines Elements grundsätzlich ein anderes chemisches Verhalten zeigen sollten als die Atome selbst. Neu an dem Ansatz war die Annahme, dass Salzmoleküle beim Lösen in Wasser in Ionen dissoziieren. Die Ionenbildung ist damit schon vollzogen, bevor eine Spannung angelegt wird bzw. ein Strom fließt. Dies ist deshalb von Bedeutung, weil die Ionen ja auch erst durch das Anlegen einer Spannung aus den Molekülen in Lösung gebildet werden könnten.

Arrhenius' Erklärungsansatz konnte zudem Widersprüche, die sich bei der Bestimmung der Molaren Massen von „Salzmolekülen“ mithilfe des Raoult'schen Gesetzes ergaben, restlos aufklären.

## 4 Historischer Erkenntnisweg als Grundlage für heutigen Chemieunterricht

Die Vorstellungen der heutigen Schüler über Teilchen von Stoffen decken sich in der Anfangsphase zunächst mit denen der Wissenschaftler zu Zeiten von Arrhenius. Im historisch wissenschaftlichen Kontext später entwickelte Erklärungen können im schulischen Erkenntnisprozess bezogen auf die Ionenproblematik nicht einfach

vorgezogen werden. Unserer Meinung nach schon gar nicht mit der Begründung, Schüler dürften grundsätzlich keine „falschen“ fachlichen Inhalte lernen, die später korrigiert werden müssen. Auf diese Weise würde sich im forschend-experimentell-entdeckenden Erkenntnisweg der Schüler ein Bruch ergeben, weil sich die Entwicklung weiterführender Probleme nicht mehr aus dem Unterrichtsverlauf erschließt. Dies mindert das Erkennen des „Roten Fadens“ im Unterricht, der darauf basiert, dass neues Wissen auf der Grundlage von Vorwissen geschaffen wird. Erst experimentelle Erkenntnisse, die auf der Grundlage schülerbekannter Theorien nicht erklärt werden können, erfordern ein Umdenken bei den Schülern. Darum halten wir es für gerechtfertigt, im Unterricht solange von Salz-Molekülen (und nicht von Formeleinheiten in Abgrenzung zu Molekülen) als Teilchen aller Verbindungen zu sprechen, bis Experimente einen Anlass zum Umdenken liefern (kognitiver Konflikt bei Gefriertemperatur-Bestimmungen wässriger Salz-Lösungen [6]).

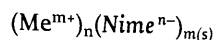
Auch Schüler, die von Anfang an bezogen auf salzartige Verbindungen den Begriff Formeleinheiten statt Moleküle kennen gelernt haben, kehren bei den Teilchen ionischer Verbindungen in der Sek. II immer wieder zum Molekülbegriff zurück (Klassiker: CuO-Moleküle mit einer Doppelbindung zum gebundenen O-Atom). Die Gründe für diese auftretenden Rückschlüsse sehen wir nicht in der kurzzeitigen Verwendung des Moleküls-Begriffs für die Teilchen salzartiger Stoffe in der Sek. I, sondern auf der fortgesetzten Verwendung der Molekülsymbolik nachdem der Aufbau salzartiger Verbindungen aus Ionen bereits bekannt ist. Statt  $(\text{Na}^+)(\text{Cl}^-)_{(s)}$  zu verwenden, wird die Schreibweise  $\text{NaCl}_{(s)}$  beibehalten. Dies verleitet viele Schüler dazu, das Teilchen als Molekül zu interpretieren. Wir würden uns freuen, wenn sich die Ionenschreibweise konsequent im Schulunterricht und auch in Schulbüchern durchsetzen könnte.

Die Schreibweise  $\text{NaCl}_{(aq)}$  unterstützt die Vorstellung von gelösten Natriumchlorid-Molekülen in Wasser. Wird stattdessen konsequent die Darstellung  $(\text{Na}^+)_{(aq)} + (\text{Cl}^-)_{(aq)}$  verwendet, tritt das Problem erst gar nicht auf. Eine in der Oberstufe häufig vorkommende Schülerformulierung,  $(\text{Na}^+)(\text{Cl}^-)_{(aq)}$  ist ebenfalls inakzeptabel, weil sie ein in der Lösung vorliegendes hydratisiertes Ionenpaar symbolisiert.

Die Entdeckung der Ionen muss eine Veränderung der Schreibweise der Formel von Teilchen salzartiger Stoffe sowohl in

Lösung als auch im Feststoff zur Folge haben.

Somit sollten die Teilchen salzartiger Stoffe konsequent in der Formelschreibweise



verwendet werden.

Mit dieser Methode haben wir sehr gute Erfahrung gemacht. In diesem Zusammenhang muss den Schülern noch erläutert werden, dass es sich bei der Ionen-Schreibweise lediglich um das kleinstmögliche Anzahlverhältnis der Kationen und Anionen handelt (Formeleinheit) und nicht um isolierte Ionengruppierungen, die eine neue molekülähnliche Einheit eines Teilchens salzartiger Stoffe bilden.

## 5 Wie gehen Schulbücher mit der Problematik um?

Exemplarisch wird ein Blick in den aktuellen Gesamtband des an vielen Schulen Niedersachsens eingeführten Lehrbuchs, Chemie heute, des Schroedel-Verlages geworfen [10, S. 88]. Hier findet sich eine Gegenüberstellung von Teilchen- und Atom-Modell.

Teilchenmodell	Atommodell
<b>Wasser</b> „Die kleinsten Teilchen des Wassers werden achteckig gezeichnet.“	„Die kleinsten Teilchen des Wassers sind Wasser-Moleküle. Sie bestehen aus zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom.“
<b>Magnesiumoxid</b> „Die Verbindung Magnesiumoxid ist mit dem Teilchenmodell nicht sinnvoll darstellbar, da sich dann aus den Atomen der Ausgangsstoffe Magnesium und Sauerstoff völlig neuartige Teilchen bilden müssten, aus denen dann Magnesiumoxid aufgebaut sein würde.“	„Mit dem Atommodell ist die Verbindung darstellbar: Magnesiumoxid besteht aus einer regelmäßigen Anordnung von Magnesium- und Sauerstoff-Atomen.“

Die Teilchen des neuen Stoffes Wasser, die bei einer Reaktion von Wasserstoff-Molekülen mit Sauerstoff-Molekülen entstehen, werden als Moleküle bezeichnet. Die Teilchen des neuen Stoffes Magnesiumoxid, die bei einer Reaktion von Magnesium-Atomen mit Sauerstoff-Molekülen entstehen, gibt es aber ohne Angabe von nachvollziehbaren Gründen nicht. Dies ist an dieser Stelle für Schüler auf keinen Fall verständlich, zumal jetzt der neue Stoff als ein Gemisch aus einer regelmäßigen Anordnung von Magnesium- und Sauerstoff-Atomen erscheint. Die von den Schülern erwarteten neuen Magnesiumoxid-Teilchen sollen nicht darstellbar sein. Ein Widerspruch zu dem einfachen Teilchen-

modell ist offensichtlich. Einem neuen Stoff werden keine neuen Teilchen zugeordnet, obwohl genau diese von den Schülern bei einer chemischen Reaktion im Anfangsunterricht erwartet werden. Ihnen wird dieser Widerspruch zugemutet, um sicherzustellen, dass der Molekülbegriff **nicht** bei Teilchen salzartiger Stoffe (Metall-Nichtmetall-Verbindung) Verwendung findet. Auf diese Weise sollen offenbar vermeintliche fachwissenschaftliche Fehler vermieden werden. Fachwissenschaftlich zutreffend ist aber, dass sich ein rein ionischer Aufbau nur in salzartigen Stoffen wiederfinden lässt, die unter Beteiligung von Alkali- und Erdalkali-Metallen (elektropositive Metall-Atome) entstanden sind. Gerade für die in Lehrbüchern verwendeten salzartigen Stoffe Kupfer(I)-sulfid [10], Zinksulfid bzw. Eisensulfid [11] ist der ionische Aufbau aber fachwissenschaftlich nicht ganz korrekt, da von „Übergangsmetallen [...] zahlreiche Sulfide bekannt [sind], die in Strukturen mit überwiegend kovalenten Bindungen kristallisieren“ [12]. Wenn also insbesondere die in Lehrbüchern gewählten Stoffbeispiele Teilchenverbände mit eher kovalentem Charakter repräsentieren, die Ketten-, Schicht- oder Raumnetze ausbilden und zudem dies keine Ausnahme darstellt, warum dann die Entscheidung gegen die Verwendung des Molekülbegriffs mit der fachwissenschaftlichen Begründung, er sei bei salzartigen Stoffen prinzipiell falsch? Selbstverständlich sind auch wir der Ansicht, dass es in der Schule sehr sinnvoll ist, eine Grobeinteilung der Verbindungen in ionisch aufgebaute Salze (Metall-Nichtmetall-Verbindungen) und Molekülverbindungen vorzunehmen. Nur kommt es dabei darauf an, wann und wie dies geschieht.

## 6 Fazit

Naturwissenschaftliche Theorien sind nur solange gültig, wie experimentelle Beobachtungen mit ihnen erklärt werden können. Kommt es zu Widersprüchen, müssen sie erweitert oder durch neue Ansätze ersetzt werden. Das zu einem bestimmten Zeitpunkt vorhandene theoretische Vorwissen der Schüler dient als Basis für alles Weitere. Fortgeschrittene Erkenntnisse der Fachwissenschaft dürfen nicht zur Legitimation von Lerninhalten herangezogen werden, wenn sie weit außerhalb schülerbekannter Theorien liegen und damit für die Schüler wenig verständlich bleiben müssen. Weiterführende theorielastige Inhalte sollten daher auf der Basis von motivierenden Experimenten vermittelt werden, die kognitive fachwissenschaftliche

Konflikte thematisieren und zu einem Umdenken Anlass geben. Nur so können Schüler verstehen, wie naturwissenschaftliche Erkenntnisgewinnung funktioniert. Die Vorstellung, dass Verbindungsteilchen grundsätzlich aus gebundenen Atomen zusammengesetzt sind (Molekülen), sollte daher solange Bestand haben, bis Experimente Zweifel daran aufkommen lassen. □

#### Literatur:

- [1] K. Wloka, *Verbrennung, (k)ein einfacher Vorgang?* PdN-ChiS 8/56, S. 39–45 (2007)  
 [2] J. Friedrich, M. Oetken et al., *Auf der Suche nach dem atomaren Klebstoff-Vorschlag einer curricularen Neugestaltung des Chemieunterrichts in der Sek. I.* Chemkon 8, (3) Seite 143 ff., (2001)

- [3] F. Johannsmeyer, *Stationen auf dem Weg ins Diskontinuum im Chemieunterricht der Sekundarstufe I.* Dissertation Universität Oldenburg, S. 132–138 (2004)  
 [4] M. Wagenschein, *Verstehen lehren.* 1. Auflage Julius Beltz Verlag, S. 82 (1968)  
 [5] H. Eckhardt, *Aufbau und Struktur der Atomhülle.* Vorwort, 2. Auflage Klett Verlag (1974)  
 [6] Wloka et al., *Salze – Ein Konzept zur Einführung der Ionen.* PDN-ChiS 7/57, S. 40–42 (2008)  
 [7] S. Arrhenius, *Zeitschrift für Physikalische Chemie* 1. S. 631 ff. (1887)  
 [8] H.-D. Barke, *Fehlvorstellungen zur Ionenbindung – Diagnose und Präsentation.* PdN-ChiS 6/57, S. 6–10, (2008)  
 [9] G. Simone, *Kleine Geschichte der Chemie.* Praxis-Schriftenreihe. Band 35, S. 102 ff., Aulis Verlag Deubner (1980) [10] W. Asselborn, et al.,

- Chemie heute. Gesamtband Sek I, Niedersachsen, S. 88 ff., Schroedel Braunschweig, (2013)*  
 [11] C. Benecke et al., *Fokus Chemie 1, Niedersachsen.* S. 80, 1. Auflage, 1. Druck, Cornelsen Berlin (2014)  
 [12] E. Riedel, C. Janiak, *Anorganische Chemie.* 7. Auflage, Walter de Gruyter, Berlin, New York, S. 134 u. 443 (2007)

#### Anschrift der Verfasser

**Dr. Klaus Wloka**  
 Studienseminar Stadthagen  
 Industriestraße 2, 31655 Stadthagen  
**Jan-Hendrik Bake**  
 IGS Schaumburg  
 Schachtstr. 53, 31655 Stadthagen

# Bindigkeit und Ionenladung

## Eine Alternative zur stöchiometrischen Wertigkeit

C. Herdt

Das Ableiten chemischer Formeln ist ein oftmals unbefriedigend gelöstes Detail. In einem strukturorientierten Unterrichtsgang ist das natürliche Hilfsmittel zum Aufstellen von Molekülformeln die Bindigkeit und zum Aufstellen von Verhältnisformeln die Ionenladung. Diese Hilfsmittel können die Schüler direkt aus einem speziellen Periodensystem ableiten.

**Stichworte:** Wertigkeit, Bindigkeit, Ionenladung, Periodensystem der Grundbausteine der Materie, Stoff-Teilchen-Ebene, Verhältnisformel, Grundbausteine-Kräfte-Ansatz

### 1 Einleitung

Der Begriff der Wertigkeit wird schon seit mehr als 40 Jahren in der fachdidaktischen Diskussion überaus kritisch gesehen [1–4]. Die dennoch vorhandene erstaunliche Langlebigkeit – vor allem auch in manchen deutschen Lehrplänen wie z. B. in Bayern [5] – des Begriffes „Wertigkeit“, der meist mit der stöchiometrischen Wertigkeit assoziiert wird, ist wohl vor allem zwei Aspekten geschuldet: Zum einen ist es den Schülern leicht möglich, die stöchiometrische Wertigkeit losgelöst von jeglichen Strukturvorstellungen als kombinatorisches Prinzip zum Aufstellen von binären Verbindungsformeln zu begreifen. Zum anderen sind tradierte Konzepte und Vorgehensweisen ausgesprochen zählebig. So wurde bereits vor über 100 Jahren von Max von Laue und seinen Mitarbeitern über den Beugungseffekt von Röntgenstrah-

lung an Salzkristallen bewiesen, dass diese einen dreidimensionalen Raumgitteraufbau besitzen. Dennoch fanden diese Ergebnisse über 50 Jahre lang kaum Eingang in den Mittelstufenunterricht [1]. Während in der organischen Chemie ein strukturorientierter Unterrichtsgang selbstverständlich ist (vgl. Bevorzugung der Darstellung  $\text{H}_3\text{C-CHOH-COOH}$  vs.  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ ), ist es auch heute noch so, dass in der anorganischen Chemie die Struktur der unterrichtsrelevanten Salze (außer Natriumchlorid) von vielen Chemielehrern als so kompliziert eingeschätzt wird, dass sie auch in didaktischer Reduktion den Schülern im ersten Lernjahr kaum vermittelt werden sollte. Den angehenden Chemielehrkräften wird dem entsprechend bis heute an der Universität augenscheinlich keine Alternative zur stöchiometrischen Wertigkeit vermittelt und in der praktischen Anwendung eingeübt, weshalb diese zu Beginn ihrer Lehramtsstätigkeit eine starke Tendenz ausprägen, mit diesem Begriff im Chemie-Unterricht der ersten beiden Lernjahre zu arbeiten [6].

### 2 Klassische Anwendung des Wertigkeitsbegriffes

Um binäre Verbindungsformeln abzuleiten wird im traditionellen Chemieunterricht über einen bloßen Formalismus vorgegangen, ohne dass die Schüler eine Vorstellung vom Aufbau der Stoffe besitzen müssten. Sowohl für Salze als auch für molekular gebaute Stoffe führt die Anwendung der gleichen Vorgehensweise zu einer Verbindungsformel. Maßgeblich sind für die Schüler drei einfache Regeln:

Erstens: In Verbindungen müssen die Wertigkeiten der Bindungspartner nach Ermittlung der Indices ausgeglichen sein. Zweitens: Die Wertigkeiten der Bindungspartner entsprechen meist direkt dem Index des jeweils anderen Bindungspartners in einer Verbindungsformel („Kreuzregel“). Und drittens: Die betreffenden Indices müssen möglichst kleine ganze Zahlen sein, d. h. sie ergeben sich nach Bildung des kleinsten gemeinsamen Vielfachen [7, 8]. Diese Vorgehensweise führt für gängige Verbindungen, vor allem bei Salzen, zu schnellen Erfolgserlebnissen für die Schüler. Das Ergeb-