

Induktiv zu den Molekülen

Ein Unterrichtsbaustein zur Einführung des Molekülbegriffs

M. W. Tausch und M. v. Wachtendonk

Frau Privatdozentin Dr. Brigitte Duvinage zum 50. Geburtstag gewidmet



1 Der Molekülbegriff – ein Stolperstein nicht nur für den Anfangsunterricht

Es ist gut bekannt, dass die Hypothese von zweiatomigen Molekülen elementarer Gase bereits im Jahr 1811 von *Amedeo Avogadro* geäußert, aber erst nach dem Karlsruher Kongress 1856 von den Chemikern jener Zeit allgemein anerkannt wurde. *Avogadro* hatte aufgrund der Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen, die aus vielen Experimenten bekannt waren, die Vermutung aufgestellt, dass gleiche Volumina verschiedener Gase bei gleicher Temperatur und gleichem Druck gleich viele Teilchen enthalten. Eigentlich hatte noch vor *A. Avogadro* auch *J. Dalton* die gleiche Idee gehabt, denn ihm waren selbstverständlich die Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen auch bekannt. Warum verwarf *Dalton* diesen Gedanken? Weil die zwingende Konsequenz daraus die Existenz von Teilchen ist, die bei elementaren Gasen aus mindestens zwei Atomen bestehen müssen. Das aber hätte in krassem Gegensatz zu *Daltons* Atomhypothese gestanden, die u. a. vorsah, dass die kleinsten Teilchen von Elementen immer **Atome** sind. Die von *Avogadro* aufgrund seiner Hypothese postulierten **Moleküle** hatten im Denksystem, das auf *Daltons* „A New System of Chemical Philosophy“ (1808) basierte und bahnbrechend für die damaligen Fortschritte in der Chemie war, zunächst nichts zu suchen. Das Molekül blieb fast ein halbes Jahrhundert lang ein Stolperstein im Denken der Chemiker.

Dalton hin, *Avogadro* her – ohne Atome und Moleküle kommen wir heute in der Chemie nicht aus, auch nicht im Chemieunterricht der Sekundarstufe I. Sie sind wesentliche Bestandteile des **Teilchenkonzepts**, eines jener Basiskonzepte, die für eine chemische Grundbildung unerlässlich sind. Wann und wie aber können der Atom- und der Molekülbegriff im Chemieunterricht so eingeführt werden, dass die Lernenden möglichst nicht darüber stolpern?

Grundsätzlich sind wir der Meinung, dass bei der Gestaltung von Lehrgängen für einen zeitgemäßen Chemieunterricht, der zu einer *scientific literacy* im Sinne von PISA führt, dreierlei berücksichtigt werden muss:

- die historische Entwicklung und der aktuelle Kenntnisstand in der Chemie,
- Alltagsbezüge, die lernpsychologisch relevant sind und
- Unterrichtserfahrungen, positive wie negative.

Der folgende **unterrichtserprobte** Zugang zum Molekülbegriff aus dem Lehrwerk [1] ist für die 8. oder 9. Jahrgangsstufe konzipiert und setzt voraus, dass bereits ca. 1 Jahr Chemieunterricht vorausgegangen ist. Ein einfaches Teilchenmodell zur Erklärung einiger Stoffeigenschaften (Aggregatzustände, Diffusion etc.) wurde relativ früh eingeführt und kam mehrfach zur Anwendung. Die chemische

Reaktion wurde als Stoffumwandlung mit Energiebeteiligung eingeführt und als Umgruppierung (nicht Umwandlung!) von Teilchen gedeutet¹. Die Oxidation und die Reduktion wurden auf der Stoff-Ebene untersucht und mit der Sauerstofftheorie nach *Lavoisier*² erklärt. Der Atombegriff wurde erst vor wenigen Stunden eingeführt und zwar im Sinne von *Daltons* Atomhypothese als Antwort auf die konstanten Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen. Dabei erhält die Atommasse einen zentralen Stellenwert, eine Tabelle mit Atommassen der Elemente in der Einheit u liegt vor.

Wer jetzt meint, auch bei der Einführung des Molekülbegriffs würde genau der historische Weg beschritten, irrt.

2 Das Rätsel „2 + 1 = 2“ und seine Lösung

Mit dem Atommodell von *Dalton* können zwar die konstanten Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen erklärt werden, die Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen jedoch nicht. Beispiel: 2 Volumeneinheiten Wasserstoff und 1 Volumeneinheit Sauerstoff reagieren vollständig zu 2 Volumeneinheiten Wasserdampf. Wie geht das?

Der hier vorgeschlagene **Unterrichtsbaustein** ist für eine Doppelstunde konzipiert, in der zur Einführung der *Avogadro*-Hypothese und des Molekülbegriffs ein nicht ganz gewöhnlicher Weg beschritten wird. Auf die detaillierte Darstellung aller Punkte eines Unterrichtsentwurfs wird nicht eingegangen, es werden nur die entscheidenden Phasen skizziert.

Ein durchzuführendes Experiment und eine zu erstellende Grafik liefern die Fakten, aus denen die Hypothesen entwickelt werden. Es ist möglich (nicht zwingend), beides, den Versuch und die Grafik, einschließlich die Auswertungen in **Gruppen** bearbeiten zu lassen. Das hat den Vorteil dass zunächst innerhalb der Gruppen und anschließend zwischen den Gruppen Kommunikation stattfinden kann, bei der sich die Lehrperson im Hintergrund hält.

Versuch

Durchführung: Markiere auf einem durchsichtigen Feuerzeug mit einem wasserfesten Stift den Flüssigkeitsspiegel. Lasse dann unter Wasser in einen wassergefüllten Meßzylinder 200 mL Gas ausströmen. Überprüfe anschließend den Flüssigkeitsspiegel im Feuerzeug.

¹Die Veränderung der Teilchen an sich bei chemischen Reaktionen (vgl. [2]) und die Frage nach dem Klebstoff zwischen Atomen (vgl. [3]) sind als Unterrichtsgegenstände des ersten Chemiejahres ungeeignet.

²Von der Einführung des erweiterten Redoxbegriffs (Elektronenübertragung) bereits im Anfangsunterricht gemäß [3] wird aus fachlichen und didaktischen Gründen abgeraten.

Auswertung: a) Vergleiche das Volumen des ausgeströmten Feuerzeuggases im gasförmigen und im flüssigen Zustand. b) Wie könnte man den Unterschied erklären?

Ergebnis: Weniger als 1 mL Flüssiggas aus dem Feuerzeug wird zu 200 mL Gas. Die gleiche Stoffportion hat also im gasförmigen Zustand ein viel größeres Volumen als im flüssigen Zustand. Das könnte daran liegen, dass im Gas die Abstände zwischen den Teilchen des Stoffes viel größer sind als in der Flüssigkeit.

Hinweis: Andere Erklärungsmöglichkeiten, etwa dass die Teilchen im Gas größere Eigenvolumina haben, werden diskutiert und ggf. durch experimentelle Fakten widerlegt: An Aktivkohle adsorbiertes flüssiges Brom kann durch Erwärmen als gasförmiges Brom desorbiert werden. Das wäre nicht möglich, wenn die Brom-Teilchen im Gas größer wären als in der Flüssigkeit, weil sie sich dann noch stärker in den Poren der Aktivkohle verkeilen müssten.

Grafik

Erstellung des Diagramms: Stelle den Zusammenhang zwischen der Dichte (Abszisse) und der Atommasse (Ordinate) der Edelgase aus Tab. 1 als Punkte in einem Diagramm dar. Verwende für die Darstellung Millimeterpapier und wähle als Maßstab: Dichte, 1 g/L = 2 cm; Atommasse, 10 u = 1 cm.

Auswertung: a) Verbinde die Punkte und beschreibe den Zusammenhang mit Begriffen aus der Mathematik. b) Markiere auf dem erhaltenen Grafen die Punkte, die den in Klammern angegebenen Dichten der folgenden Gase entsprechen: Wasserstoff ($\rho = 0,09$ g/L), Stickstoff ($\rho = 1,25$ g/L), Sauerstoff ($\rho = 1,43$ g/L) und Chlor ($\rho = 3,2$ g/L). c) Lies jeweils die zugehörige Masse im Diagramm ab und vergleiche diese mit der jeweiligen Atommasse.

Ergebnis: Man erhält das in Abb. 1 dargestellte Diagramm (mathematische Begriffe: Gerade durch den Ursprung, Teilchenmasse ist *proportional* zur Dichte) und liest die folgenden Teilchenmassen ab:

Tab. 1: Dichte und Atommassen von Edelgasen

Edelgas	Dichte in g/l bei 0°C	Atommasse in u
Helium He	0,18	4
Neon Ne	0,90	20
Argon Ar	1,78	40
Krypton Kr	3,74	84
Xenon Xe	5,86	131

Wasserstoff: 2 u, Stickstoff: 28 u, Sauerstoff: 32 u, Chlor: 71 u. Das ist jeweils genau das Doppelte der Atommasse.

Die Zusammenführung der Ergebnisse von der Auswertung des Versuchs und der Grafik *induziert schrittweise* folgende Annahmen, die im **Unterrichtsgespräch** erarbeitet und schriftlich festgehalten werden:

- Das Volumen eines Gases wird nicht durch das Eigenvolumen der Teilchen bestimmt, sondern durch die Anzahl der Teilchen (vgl. Ergebnis der Versuchsauswertung).
- Demnach *enthalten gleiche Volumina verschiedener Gase (bei gleicher Temperatur und gleichem Druck) gleich viele Teilchen.*
- Daraus folgt, dass die Dichte eines Gases proportional zur Masse eines Teilchens dieses Gases sein müsste.
- Die Grafik zeigt, dass bei den Edelgasen die Dichte proportional zur Atommasse ist. Man kann daraus folgern, dass die kleinsten Teilchen in den Edelgasen einzelne Atome sind.
- Wenn das zutrifft, dann folgt aus der grafischen Auswertung für die gasförmigen Elemente Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff und Chlor (vgl. Ergebnis), dass die kleinsten Teilchen in diesen Gasen jeweils aus zwei gleichen Atomen zusammengesetzt sind: H₂, N₂, O₂ und Cl₂. Man schließt diese Unterrichtsphase ab, indem man für die kleinsten Teilchen aus mehreren Atomen den Begriff **Molekül** einführt.

An dieser Stelle bietet sich ein kleiner **historischer Exkurs** an, in dem die Lehrperson darstellt, wie *Avogadro* zu der gleichen Annahme (oben kursiv gedruckt) gelangt war und welches Schicksal seine Molekülhypothese hatte. Dabei sollte das Rätsel über die Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen aufgegriffen werden, etwa wie es sich für die Wasser-Synthese stellt: „2 + 1 = 2 wie geht das?“ *Avogadro* stellte dafür eine kühne, für die damalige Zeit geradezu dreiste Hypothese auf. Es war ihm nicht vergönnt, zu erleben, wie sie sich allgemein durchsetzte, denn die Fakten, auf die sie sich stützte, reichten nicht aus, um die vorherrschende Lehrmeinung, der sie in einem Punkt widersprach, in diesem Punkt zu kippen. Es könnte auch die Frage aufgeworfen werden, warum Avogadro die Zweifler nicht über die Grafik aus Abb. 1 überzeugen konnte. Der Grund ist einfach, die Existenz der Edlegase war damals nicht bekannt. Gegebenenfalls könnte ein kurzes Schülerreferat über wichtige historische Ereignisse zwischen 1800 und

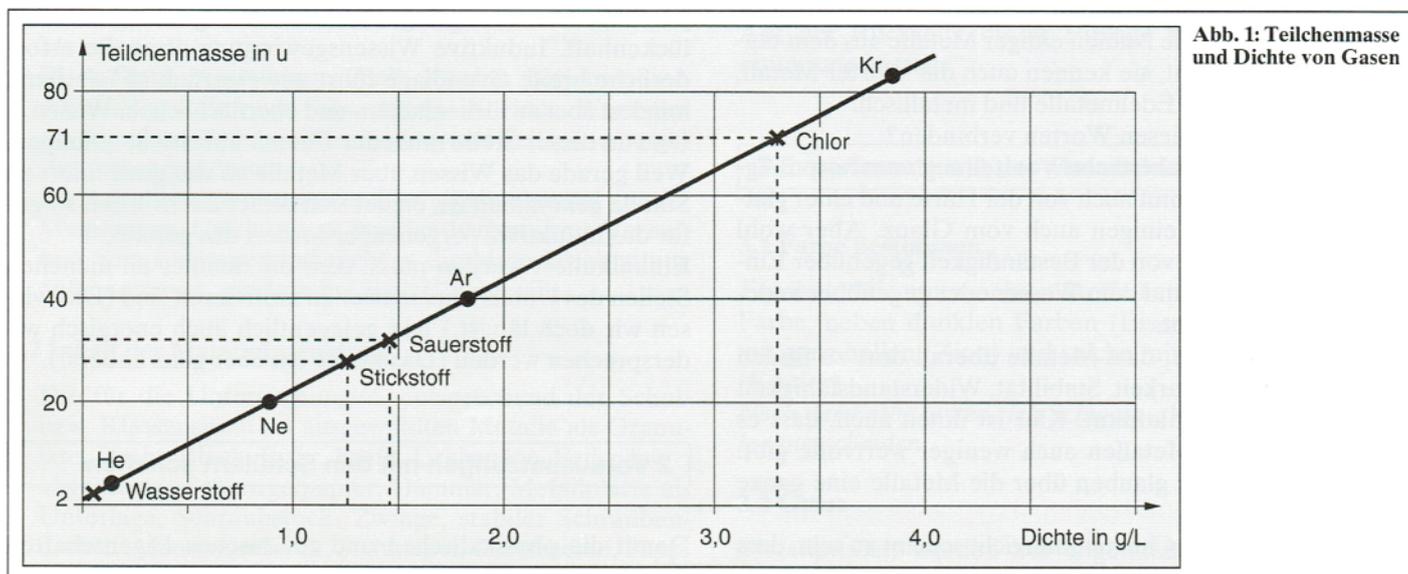


Abb. 1: Teilchenmasse und Dichte von Gasen

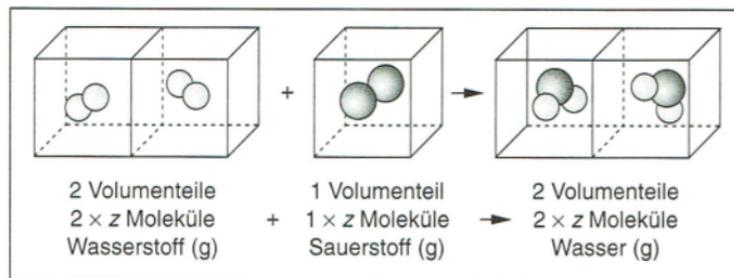


Abb. 2: Zusammenhang zwischen Volumina und Teilchenzahlen bei der Synthese von Wasser

1820 aus den Wissenschaften, der Politik, der Kunst und der Literatur diesen Exkurs ergänzen. Auf jeden Fall aber sollte (mit oder ohne Exkurs!) geprüft werden, ob wir mit dem, was wir über Moleküle erarbeitet haben, das Rätsel der Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen lösen können. Dass dies der Fall ist, wird anhand der Abb. 2 und ggf. anderer Beispiele demonstriert. Auf die Erläuterung wird hier verzichtet, weil der Sachverhalt hinlänglich bekannt ist.

Folgende **Hausaufgabe** bietet sich an: Ozon ist ein giftiges Gas, dessen Moleküle aus Sauerstoff-Atomen bestehen. Sie zerfallen in stabilere Sauerstoff-Moleküle. Dabei entstehen aus 2 L Ozon 3 L Sauerstoff. Aus wie viel Sauerstoff-Atomen besteht ein Ozon-Molekül. Begründe analog zu Abb. 2.

3 Induktiv – Deduktiv – Intuitiv – Spekulativ... der Mix macht's

Diese Überschrift sollte eine Maxime für die Denkprozesse sein, die im Chemieunterricht aktiviert werden. Richtig dosiert, an richtiger Stelle leistet jedes dieser Denkmuster aus der unvollständigen Liste einen Beitrag bei der Gewinnung von neuen Erkenntnissen – keines darf überbewertet oder gar als das einzig wahre angesehen werden.

Literatur

- [1] M. W. Tausch, M. von Wachtendonk (Hrsg.), Stoff-Formel-Umwelt, Chemie S I, S. 90–91, C.C. Buchner, Bamberg (1996)
 [2] a) I. Eilks, J. Möllering, Neue Wege zu einem fächerübergreifenden Verständnis des Teilchenkonzepts, MNU **54** (4), 240 (2001); b) F. K. Schmidt, Leserbrief dazu, MNU **55** (2), 110 (2002)
 [3] F. Johannsmeyer, L. Bley, J. Friedrich, M. Oetken, Was Teilchen zusammenhält, PdN-ChiS **50** (6), 42 (2001) und PdN-ChiS **51** (1), 32 (2002) – vgl. auch S. 24 in diesem Heft

Anschrift der Verfasser:

Prof. Dr. Michael W. Tausch, Institut für Chemie, Didaktik der Chemie, Gerhardt-Mercator Universität Duisburg, Lotharstr. 1, 47057-Duisburg, e-mail: M.Tausch@uni-duisburg.de
 StD Dr. Magdalene von Wachtendonk, Theodor Heuss Str. 86, 41812-Erkelenz, e-mail: vonwachtendonk@eplus-online.de