

14 RICHTER und DALTON – Elemente, Atome und Atommassen

LAVOISIER hatte die Oxidationstheorie geschaffen, allerdings immer die Substanzen angesprochen und in keinem Falle entsprechende Atome oder Moleküle reflektiert. Diese Begriffe und die Voraussage von Massen und Volumina in Abhängigkeit von der Anzahl kleinster Teilchen – die Möglichkeiten der Stöchiometrie – standen noch aus, um die Chemie zu einer „exakten“ Wissenschaft auf der Grundlage der Mathematik zu machen. JEREMIAS BENJAMIN RICHTER und JOHN DALTON hatten einen erheblichen Anteil daran, dass ausgehend von den konstanten Massenverhältnissen in vielen Verbindungen die Stöchiometrie, der Atombegriff und schließlich der Molekülbegriff ausgeschärft wurden.

14.1 RICHTER und das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse



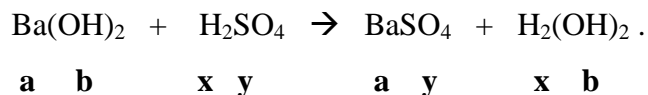
Abb. 14.1: Portrait von RICHTER [2]

RICHTER wurde 1762 in Hirschberg/Schlesien geboren und lebte bei seinem Onkel, einem Stadtbaumeister in Breslau [1]. Dort lernte er das Baufach und entwickelte seine mathematischen Fähigkeiten. Angeregt durch die Lektüre von Chemie-Lehrbüchern wurde er neugierig hinsichtlich dieser neuen Wissenschaft. 1785 siedelte er nach Königsberg über, um Mathematik und Philosophie zu studieren – die Vorlesungen bei KANT steigerten sein Interesse an der wissenschaftlichen Arbeit im Fach Chemie. Konsequenterweise schrieb er seine Dissertation über den „Nutzen der Mathematik in der Chemie“, allerdings verhinderte seine andauernde wirtschaftliche Not das Ergreifen einer akademischen Laufbahn [1].

Bei einem Sponsor, der ihm bei seinen wissenschaftlichen Ambitionen helfen wollte, baute sich RICHTER ein Laboratorium auf und begann auf der Grundlage der Idee von „äquivalenten Mengen“, die bereits CAVENDISH im Jahre 1767 postuliert hatte, umfangreiche Versuchsreihen zu den Massen von Säuren und Basen zu erstellen, die sich gerade zu einer Salzlösung neutralisieren [3]. Über diese Messungen (vgl. V14.1) gelangte er zu der Vorstellung, dass Substanzen nicht in beliebigen Massen miteinander reagieren, sondern in ganz spezifischen Massenverhältnissen – er wurde somit zum Begründer der Kalkulationen in der Chemie, der Stöchiometrie. In seiner Veröffentlichung aus dem Jahre 1792 schrieb er wörtlich: „Die Mathematik rechnet alle diejenigen Wissenschaften zu ihrem Gebiete, wo es nur Größen giebt, und eine Wissenschaft liegt folglich mehr oder weniger in dem Kreiße der Messkunst, je mehr oder weniger Größen zu bestimmen sind. Durch diese Wahrheit wurde ich bey chemischen Versuchen öfter zu der Frage veranlassen, ob und wie ferne wohl die Chymie ein Theil der angewandten Mathematik sey; besonders wurde sie bey der so gewöhnlichen Erfahrung rege: dass zwey neutrale Salze, wenn sie einander zerlegen, wiederum neutrale Verbindungen machen. Die unmittelbare Folgerung, so ich hieraus zog, konnte keine andere seyn, als daß es bestimmte Größenverhältnisse zwischen den Bestandtheilen der neutralen Salze geben müsse“ [2].

Diese Gesetzmäßigkeit hat RICHTER in seinen „Beyträgen von 1791 ausgesprochen, wo er die Wechselzersetzung zwischen Kaliumtartrat und Calciumacetat erörtert. Es schlägt sich neutrales Calciumtartrat nieder, und da das gelöste Kaliumacetat gleichfalls neutral bleibt, muss jenes Verhältnis zwischen den beiden Säuren und Basen bestehen, wobei diese aber im reinen, wasserfreien Zustande zu bestimmen sind“ [1].

Nimmt man das besser bekannte Beispiel der Reaktion von Bariumhydroxid und Schwefelsäure (vgl. V14.1), dann kann man Gedankengänge von RICHTER mit unseren heutigen Reaktionsgleichungen, die ihm noch nicht zur Verfügung standen, folgendermaßen aufzeigen:



Die Masse von Bariumhydroxid (m_1) wird eingewogen, es wird in Wasser gelöst. Portionen reiner Schwefelsäure werden abgewogen und zur Lösung gegeben, bis die alkalische Reaktion in die neutrale übergeht (m_2). Der Bariumsulfat-Niederschlag wird abfiltriert, getrocknet und gewogen (m_3). Die Masse des gebildetes Wassers (m_4) konnte bereits bei RICHTER bestimmt werden durch den seit einigen Jahren geltenden Satz von der Erhaltung der Masse bei chemischen Reaktionen: $m_4 = m_1 + m_2 - m_3$.

Jetzt kommt die eigentliche Überlegung mit folgendem aufwendigen Gleichungssystem: $a : b = n$, $x : y = o$, $a : y = p$, $x : b = q$ (siehe Buchstaben unter der Reaktionsgleichung, die die Massenanteile in einem Salz oder in einer Säure oder Base darstellen). Weiterhin gelten die Beziehungen: $a + b = m_1$, $x + y = m_2$, $a + y = m_3$, $x + b = m_4$. Da m_1 bis m_4 bekannt sind, bleiben es acht Unbekannte in acht Gleichungen – das Gleichungssystem lässt sich eindeutig lösen. RICHTER konnte somit die „Mengen von Säure und Base in einem Salz“ [1], also Massenverhältnisse in einer Verbindung bestimmen. In einer Tabelle gab er die Massenanteile an, die seinen Messungen entsprechend äquivalent sind, sich also gegenseitig neutralisieren (vgl. Tab. 14.1).

Tab. 14.1: RICHTERS äquivalente Massen bei Neutralisationen [4]

Basen			(heute)		Säuren	
Alaunerde	(Al_2O_3)	525			Flusssäure	427
Bittererde	(MgO)	615			Kohlensäure	577
Ammoniak	(NH_3)	672			Salzsäure	712
					Bezugsgröße [4]: Schwefelsäure	1000

Vergleicht man diese Werte heute am Beispiel der Ammoniak-Schwefelsäure-Reaktion, also der Reaktion von 2 mol NH_3 -Molekülen (berechnet als „ NH_4OH “) mit 1 mol H_2SO_4 -Molekülen, dann kommt man zur Reaktion von 70 g „ NH_4OH “ und 98 g Schwefelsäure. Dieses Massenverhältnis 70 : 98 entspricht etwa dem Verhältnis 672:1000 aus der Tabelle: RICHTER hatte für seine Zeit ziemlich genau gearbeitet.

Diese Kalkulationen veranlassten RICHTER im Jahr 1791 zu seinen „Beyträgen zur Stöchiometrie“ [1] und er wurde mit ihnen zum Entdecker des Gesetzes der konstanten Massenverhältnissen in chemischen Verbindungen. Allerdings verstand man seinen mathematischen Ansatz kaum, die Beiträge fanden deshalb wenige Leser. Erst im Jahr 1802 erhielt RICHTER Hilfe durch den Kollegen G. E. FISCHER in Berlin, der nicht nur die Ausführungen von BERTHOLLET aus Frankreich kannte, sondern auch die Verbindung zwischen beiden Wissenschaftlern herstellte [1]. Über diesen Gedankenaustausch lernte auch JOHN DALTON die Messungen kennen und führte intuitiv das Gesetz der konstanten Proportionen zurück auf Massenverhältnisse der „kleinsten Stoffportionen – der Atome“. „Die Frage, warum Richter die naheliegende Beziehung seines Gesetzes zur Atomtheorie übersehen hat, findet ihre wahrscheinliche Beantwortung darin, dass sich Richter während

seiner Königsberger Studienjahre Kants dynamischer Auffassung der Materie angeschlossen hatte, die mit der Atomlehre in Widerspruch stand“ [1]. Mit dieser „dynamischen Auffassung“ ist wohl die Kontinuumshypothese der Materie gemeint.

Um seine Forschungen als Privatgelehrter realisieren zu können, nahm er eine Tätigkeit als „Bergprobierer“ [1] beim Oberbergamt in Breslau an, die ihn selbstverständlich die übliche Tageszeit kostete – und somit für seine Forschungen nur die Nächte blieben. „Die fieberhafte Tätigkeit in seinem kurzen Leben legt die Vermutung nahe, dass er an Schwindsucht gestorben ist. Die Geschichte der Wissenschaft kennt eine ganze Anzahl solcher frühverstorbenen Gestalten, die mit dieser Krankheit behaftet waren und in wenigen Jahren ungeheure Leistungen vollbracht haben. Die dauernde Temperaturerhöhung durch das ununterbrochene Fieber bewirkt nach dem wohlbekannten Gesetz eine entsprechende Beschleunigung aller chemischen Vorgänge im Körper, somit auch derer, von denen die Denkfähigkeit abhängt“ [1] – eine zweifelhafte Begründung aus damaliger Zeit. Mit dieser andauernden Schwindsucht starb RICHTER 1807 mit nur 45 Lebensjahren.

14.2 DALTON und das erste Atommodell

Als eines von sechs Kindern wurde DALTON in einer armen Weberfamilie geboren [3]. Da die Quäkerfamilie von der englischen Staatskirche nicht akzeptiert und in Kirchenbüchern nicht registriert wurde, ist das Geburtsdatum nicht bekannt, es liegt um den 06. September 1766 [1]. Er erhielt eine gute mathematische Schulbildung und zeichnete sich durch sein ausgeprägtes Denkvermögen aus. Dadurch war DALTON in der Lage, bereits als 12-Jähriger in seiner Dorfschule Unterricht zu erteilen [3]. Später verließ er sein Dorf und bildete sich autodidaktisch auf naturwissenschaftlichem Gebiet weiter und begann mit

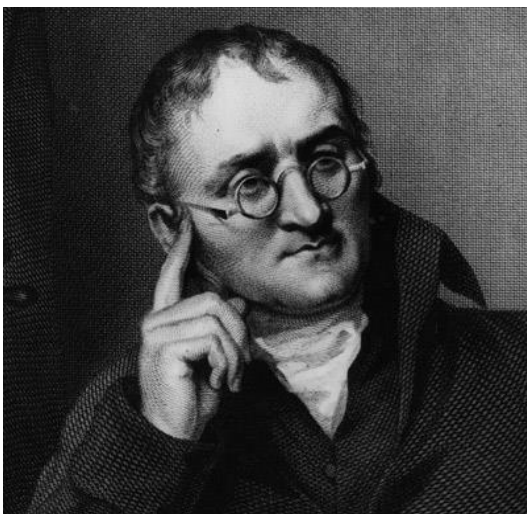


Abb. 14.2: Portrait von DALTON [2]

meteorologischen Beobachtungen. Bei der Interpretation seiner Ergebnisse ging es ihm vor allem um die Atmosphäre und die Zusammensetzung der Luft, die er als Gemisch verschiedener Gase betrachtet. Er beschrieb die Partialdrücke der bis dahin bekannten Gase korrekt. Durch diese Arbeiten und Vorträge wurde DALTON bereits in der englischen Royal Society of Chemistry bekannt (Abb. 14.2).

Als weiteres Gebiet bearbeitete er unterschiedliche Löslichkeiten der Gase in Wasser.

Erste Erklärungsversuche führten ihn zur Vorstellung kleinster Gaspartikel und der Abstoßung gleichartiger Teilchen einer Gassorte in Abhängigkeit von deren Entfernung. Die unterschiedliche Löslichkeit von Gasen erklärte er damit, dass „diese Verschiedenheit von der Schwere der Teilchen in verschiedenen Gasarten abhängt“ [3]: Er kannte die geringe Dichte von Wasserstoff und die hohe Dichte von Kohlenstoffdioxid und konnte messen, dass sich Wasserstoff gar nicht, aber Kohlenstoffdioxid relativ gut löst, dass also „die leichtesten Partikel am wenigsten löslich sind“. Er fügte hinzu: „Eine Untersuchung über die relativen Gewichte der letzten Teilchen der Körper ist meines Wissens eine ganz neue Aufgabe; ich habe sie letztlich mit bemerkenswertem Erfolge unternommen“ [1].

In der ersten „Tabelle der relativen Gewichte der letzten Partikel der Gase und anderer Stoffe“ [1] führt er als erste Substanzen Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff, Sauerstoff, Wasser u.a. auf und gibt ihnen – den Atomen? – in der genannten Reihenfolge die relativen Massen 1, 4.2, 4.3, 5.5 und 6.5. In dieser Veröffentlichung „Ueber die Absorption der Gasarten durch Wasser und andere Flüssigkeiten“ [5] von 1803 ist allerdings noch nicht der Atombegriff oder die Verknüpfung von Atom- und Elementbegriff zu erkennen.

Erst in seiner Schrift „A new System of Chemical Philosophy“ von 1808 kommt DALTON zu der Hypothese, dass „die letzten Theilchen eines Stoffes, wie Wasser, alle gleich sind, von derselben Gestalt, demselben Gewichte. Wären einige Wassertheilchen leichter als andere, und wird ein Theil der Flüssigkeit bei irgendeiner Gelegenheit von solchen leichteren Theilchen gebildet, so müssten sie das spezifische Gewicht des Wassers beeinflussen, ein Umstand, der nicht bekannt ist. Wir können daher schließen, dass die letzten Theilchen aller homogenen Stoffe völlig gleich in Gewicht, Gestalt, etc. sind“ [5].

In einem der nächsten Absätze der Abhandlung kommt DALTON dann zum Element- und Atombegriff. Zunächst stellt er fest, dass „die Zahl der Atome endlich sein muss, ebenso wie in einem gegebenen Theil des Weltalls die Zahl der Sterne und Planeten nicht unbegrenzt sein kann“ [5]. Dann betrachtet er die Zerlegung von Verbindungen in die Elemente: „Die chemische Synthese und Analyse geht nicht weiter, als bis zur Trennung der Atome, und ihrer Wiedervereinigung. Keine Neuerschaffung oder Zerstörung der Atome liegt im Bereich chemischer Wirkung. Wir können ebenso wohl versuchen, einen neuen Planeten dem Sonnensystem einzuverleiben, oder einen vorhandenen zu vernichten, als ein Atom Wasserstoff zu erschaffen oder zu zerstören. Alle Änderungen, welche wir hervorbringen können, bestehen in der Trennung von Atomen, welche vorher im Zustande der Cohäsion oder Verbindung waren, und in der Vereinigung solcher, die vorher getrennt waren. Nun ist es einer der grossen Gegenstände dieses Werkes, die Wichtigkeit und den

Vortheil der Bestimmung der relativen Gewichte der letzten Theilchen sowohl der einfachen wie der zusammengesetzten Stoffe, *die Zahl der einfachen Elementatome, welche ein zusammengesetztes Atom bilden*, und die Zahl von weniger zusammengesetzten Atomen, welche in die Zusammensetzung eines complicierteren eingehen, zu zeigen“ [5].

Man erkennt, dass DALTON noch nicht zwischen Atom und Molekül unterscheidet, dass das „zusammengesetzte Atom“ das Molekül bedeuten soll, dessen Definition erst im Jahre 1860 während des Chemikerkongresses in Karlsruhe festgelegt worden ist. In jedem Fall sieht man seine geniale Verknüpfung von Element- und Atombegriff: Er ordnet jedem Element unzerstörbare Atome zu und gibt jeweils ein von ihm kreiertes Kreissymbol für jede Atomsorte und die bisher ermittelte Atommasse an (vgl. Abb. 14.3). Mit „Magnesia, Lime, Soda“ meinte DALTON Substanzen wie Magnesiumoxid, Calciumoxid und Natriumoxid, die für nicht zerlegbar galten und deshalb als Elemente angesehen wurden.

DALTON hatte Modellvorstellungen vom Zusammengehen der Atome zu konkreten Verbindungen entwickelt: „Seien A und B zwei Elemente, welche sich zu verbinden vermögen, so findet folgende Ordnung statt, nach welcher die Verbindung stattfinden kann:

1 Atom von A + 1 Atom von B = 1 Atom von C, binär,

1 Atom von A + 2 Atome von B = 1 Atom von D, ternär“ [5].

So definierte er vollkommen zutreffend erste Molekülmodelle und forderte: „Wenn allein eine Verbindung zweier Elemente erhalten werden kann, so muss vermuthet werden, dass sie eine binäre ist, wenn nicht ein Grund für das Gegentheil spricht“ [5]. Deshalb postulierte er das Wasser-Molekül als binäre Verbindung eines Sauerstoff-Atoms und eines Wasserstoff-Atoms, heute beschrieben als „HO-Molekül“. Da nun die letzten Analysen der Zusammensetzung des Wassers ergeben hatten, dass „87,4 Gewichtsteile Sauerstoff mit

12,6 Teilen Wasserstoff“ reagieren [4], berechnete DALTON die Masse des Sauerstoff-Atoms mit 7, wenn er die 1 dem leichtesten Atom, dem Wasserstoff-Atom zubilligte: $12,6 : 87,4 = 1 : 6,9$. Durch Rundung nach oben erschien für ein Sauerstoff-Atom die relative Atommasse 7 in der Tabelle (vgl. Abb. 14.3).



















ELEMENTS					
	Hydrogen	1		Strontian	88
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	5		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	28		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

Abb. 14.3: Erste Elementsymbole und Atommassen von DALTON [2]

[219] Erklärung der Tafel.		ELEMENTE.									
		Einfache.									
1. Wasserstoff; rel. Gewicht	1	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.		
2. Stickstoff	5										
3. Kohlenstoff	5	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.		
4. Sauerstoff	7										
5. Phosphor	9										
6. Schwefel	13										
7. Magnesia	20										
21. Ein Atom Wasser oder Dampf, bestehend aus 1 Sauerstoff und 1 Wasserstoff, in physischer Berührung gehalten durch eine starke Affinität und angesehen als umgeben von einer gemeinsamen Wärmesphäre; sein relatives Gewicht.		Binäre.									
22. Ein Atom Ammoniak, aus 1 Stickstoff und 1 Wasserstoff	8	21.	22.	23.	24.	25.					
23. Ein Atom Salpetergas, aus 1 Stickstoff und 1 Sauerstoff	12										
24. Ein Atom ölbildendes Gas, aus 1 Kohle und 1 Wasserstoff	6	Ternäre.									
25. Ein Atom Kohlenoxyd, aus 1 Kohle und 1 Sauerstoff	12	26.	27.	28.	29.						
26. Ein Atom Salpetergas, aus 2 Stickstoff und 1 Sauerstoff	17										
27. Ein Atom Salpetersäure, aus 1 Stickstoff und 2 Sauerstoff	19										
28. Ein Atom Kohlensäure, aus 1 Kohle und 2 Sauerstoff	19										
29. Ein Atom Kohlenwasserstoff, aus 1 Kohle u. 2 Wasserstoff	7										

Abb. 14.4: Übersetzte Atommassentabelle und Modellvorstellungen von DALTON [5]

Durch die Annahme „binärer Verbindungen“ kamen die noch völlig unzutreffenden Werte für die Atommassen zustande. Nimmt man das heute bekannte H_2O -Molekül zur Grundlage, dann ergibt sich die Masse für ein O-Atom so: $12,6 : 87,4 = 2 \times 1 : x$ mit $x = 13,4$. Man sieht, dass auch die Analysen der Massenverhältnisse der Elemente im Wasser noch fehlerbehaftet waren: heutige Analysen zeigen das zutreffende Massenverhältnis von 11 : 89 und damit die geltende relative Masse des O-Atoms von 16.

An dieser Stelle ist festzuhalten, dass sich das Gesetz von den konstanten Massenverhältnissen der Elemente in Verbindungen endgültig durch die Atomtheorie von DALTON erklären lässt, dass RICHTER darin die Bestätigung seiner Hypothese gefunden hätte. Auch das Gesetz von der Erhaltung der Masse bei chemischen Reaktionen wird durch die neue Theorie erklärt: kein Atom geht verloren, keines kommt hinzu.

Zusätzlich wird an den Modellvorstellungen von DALTON sichtbar (Abb. 14.4), dass er mit seinen Elementsymbolen in Form unterschiedlicher Kreise durchaus zutreffende Hypothesen zum Aufbau von einfachen Molekülen aus Atomen postulierte. Wenn auch die Vorstellungen zum Wasser- oder Ammoniak-Molekül und vielen anderen nicht zutrafen, so hat er doch immerhin das heutige CO- und CO_2 -Molekül richtig beschrieben. Seine Elementsymbole wären durchaus leistungsfähig gewesen, aber die Buchstabensymbole des schwedischen Kollegen BERZELIUS setzten sich zwei Jahrzehnte später durch (Kap. 17).

Andererseits wurde die neue Atomtheorie durch BERZELIUS bekannt, der sie als erster anwendete und unter Wissenschaftlern verbreitete. Die englische Royal Society nahm DALTON im Jahre 1822 auf und verlieh ihm 1826 die königliche Medaille. DALTON arbeitete noch als kranker Mann im Laboratorium, „bis zum letzten Tage hat er die

Ablesungen an seinen meteorologischen Geräten gemacht und in sein Arbeitsbuch eingetragen, zum Zeichen, dass diese Fähigkeit, die er am frühesten ausgebildet hatte, am längsten dem Verfall zu widerstehen vermochte“ [1]. DALTON starb im Jahr 1844.

Schulbücher geben die Erkenntnisse von DALTON oftmals folgendermaßen weiter: „Er entwickelte ein Modell, um die experimentell gefundenen Massengesetze erklären zu können. Seine Überlegungen lassen sich in folgenden vier Kernaussagen zusammenfassen:

1. Jedes Element besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren Teilchen, den Atomen.
2. Die Atome eines Elements haben alle die gleiche Masse. Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse.
3. Atome können durch chemische Vorgänge weder vernichtet noch erzeugt werden.
4. Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe neu angeordnet und in bestimmten Anzahlenverhältnissen verknüpft“ [6].

14.3 Chemiedidaktische Relevanz

Der Chemieunterricht beginnt in den meisten Curricula mit Phänomenen zu Aggregatzuständen, Lösungs- und Diffusionsvorgängen, zu Luft und Wasser. Vielfach wird dabei ein einfaches Teilchenmodell eingeführt, um etwa Lösungen mit Wasser-, Zucker- oder Ethanol-Teilchen zu kennzeichnen und in Modellzeichnungen zu skizzieren. Es werden in einem solchen Anfangsunterricht weder Formeln oder übliche Reaktionssymbole verwendet – Reaktionen werden gegebenenfalls mit Worten beschrieben.

Einen wesentlicher Einschnitt bedeutet die Einführung des Daltonschen Atommodells. Zum einen werden beide Massengesetze experimentell veranschaulicht und mit dem neuen Modell erklärt, zum anderen Atome der Elemente mit Atomsymbolen beschrieben, Moleküle mit üblichen Molekülsymbolen wie H_2 , O_2 , H_2O oder CO_2 . Inwieweit man auch ohne die Einführung eines differenzierten Atommodells die Ionen als kleinste Teilchen der Säuren, Basen und Salze und die Ionensymbole hinzunimmt, bleibt den Lehrkräften überlassen – meistens werden sie erst nach Einführen des Kern-Hülle-Modells des Atoms betrachtet. Es gibt allerdings Schulbücher, die zur Behandlung des Daltonmodells mit den Atomen und Molekülen auch die Ionen einführen (vgl. Abb. 14.5).

Um das Gesetz von der Massenerhaltung zu zeigen, sind in Kapitel 11 bereits Experimentiervorschläge gemacht worden. Auch das Gesetz von den konstanten Proportionen ist durch die quantitative Zerlegung von Quecksilberoxid in Anlehnung an die Experimente von LAVOISIER schon veranschaulicht worden (V12.9). Wegen der Toxizität von Quecksilberverbindungen wird heutzutage die Zerlegung von Silberoxid bevorzugt.

8 Bausteine der Materie: Atome, Moleküle, Ionen

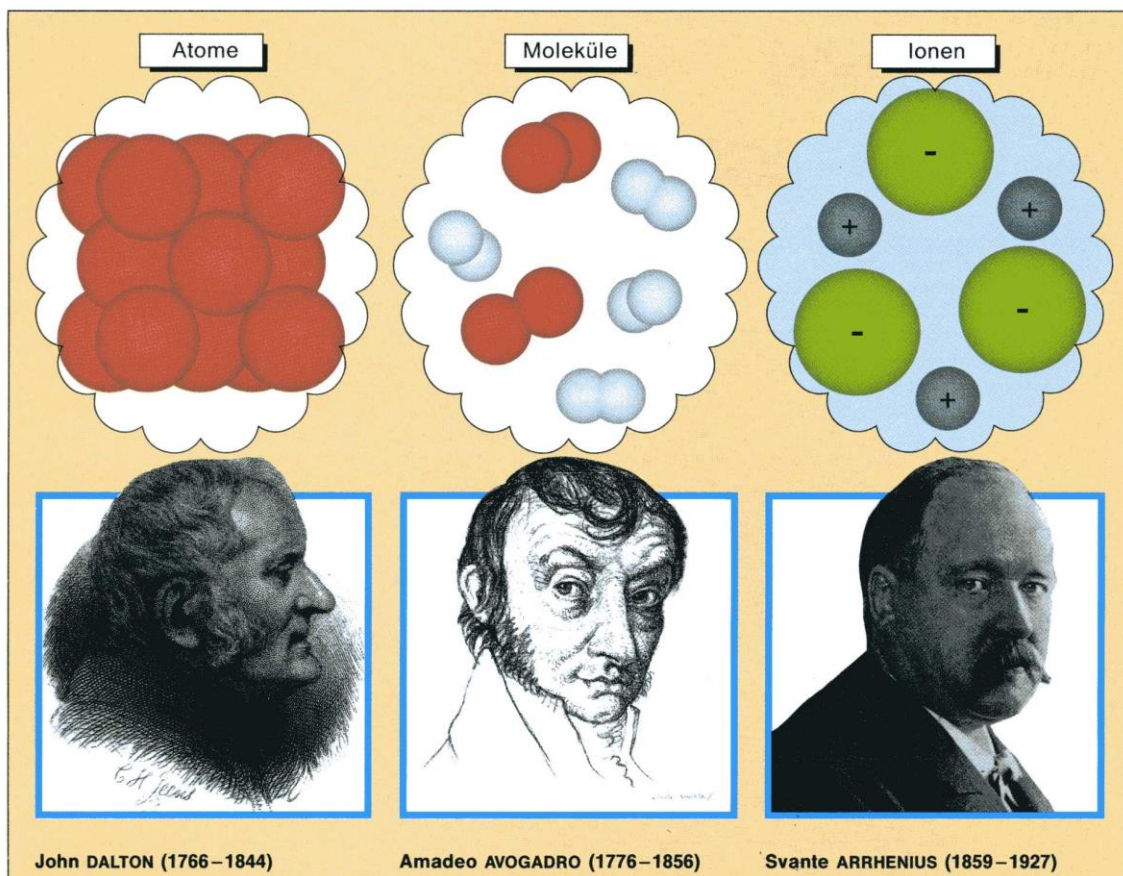


Abb. 14.5: Schulbuch-Vorschlag, die Ionen zum Daltonschen Modell hinzuzunehmen [6]

Um aber das Bemühen von RICHTER zu zeigen, durch Neutralisationen zu den konstanten Proportionen zu kommen, wird die erwähnte Ausfällung von Bariumsulfat halb quantitativ gezeigt. Die Bildung von Kupfersulfid soll dann in einem üblichen Schülerexperiment beschrieben werden. Die Atommassen nach DALTON werden für Schüler und Schülerinnen schließlich durch Modellexperimente anschaulich. „Der Weg zum Dalton’schen Atommodell“ [7] ist bereits 1986 von JANSEN u.a. beschrieben worden, auch JÖNSSEN und HARSCH [8] haben ein Unterrichtskonzept entwickelt, in dem viele Arbeitsblätter zum „Leben und Wirken von JOHN DALTON“ und zu den einzelnen Erkenntnisstationen vorgeschlagen und mit neuen Unterrichtsformen beschrieben werden.

V14.1 Ausfällungen von Bariumsulfat

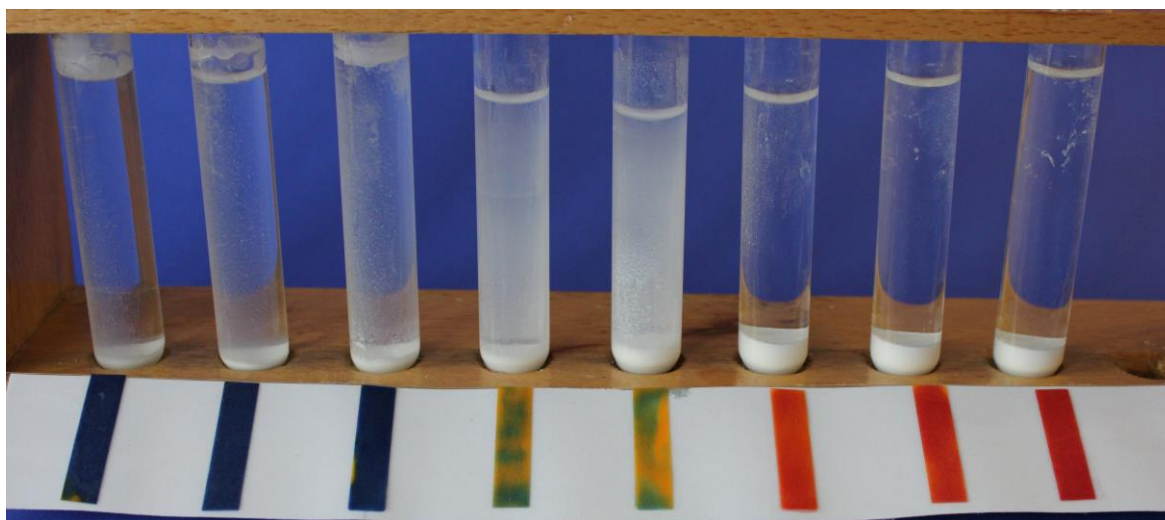
RICHTER hatte seine äquivalenten Säure- und Base-Massen dadurch gefunden, dass er gewogene Portionen von Säuren und Basen zusammengab, bis neutrale Lösungen entstanden waren. Als Modellexperiment zu diesen Grundgedanken wird gesättigte

Bariumhydroxid-Lösung verwendet, die bei 20 °C eine Portion von 3,8 g Feststoff in 100 g Wasser gelöst besitzt. Werden etwa zu 10 mL dieser Lösung nach und nach Tropfen von reiner Schwefelsäure gegeben, so fällt immer mehr Bariumsulfat aus, bis der Anteil an Niederschlag nicht mehr ansteigt, bis eine neutrale Lösung über dem Bodenkörper entsteht. Stellt man in Rechnung, dass ein Tropfen etwa ein Volumen von 1/50 ccm besitzt, so lässt sich aus der Dichte der reinen Schwefelsäure (1,8 g/ccm) berechnen, dass die Masse eines Tropfens etwa 36 mg beträgt. Auf diesem Weg wäre eine quantitative Auswertung möglich, die zum Massenverhältnis führt, in dem die Ausgangsstoffe ohne Rest reagieren.

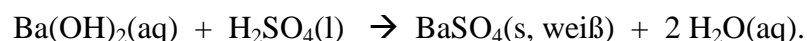
Halbquantitativ ist die Auswertung auch so möglich, dass Tropfen um Tropfen Schwefelsäure zu einer Portion Bariumhydroxid-Lösung gegeben wird, bis das Volumen des weißen Bodenkörpers nicht mehr ansteigt: die Reaktion ist dann abgeschlossen.

Durchführung. Acht Reagenzgläser werden mit jeweils 10 mL gesättigter Lösung von Bariumhydroxid gefüllt und in den Reagenzglasständer gestellt. Mit der Kunststoffpipette wird wenig reine Schwefelsäure der Vorratsflasche entnommen und ein Tropfen in das erste Reagenzglas gegeben. In das zweite Glas werden zwei Tropfen, in das dritte Glas drei Tropfen gegeben, usw. Nach dem Absetzen der Niederschläge wird die Lösung mit Universalindikator-Papier getestet, ob sie alkalisch, neutral oder sauer reagiert.

Beobachtung. Es fällt bei jeder Zugabe von Schwefelsäure ein weißer kristalliner Feststoff aus, der sich nach einigen Stunden am Boden absetzt (vgl. Bild). Das Volumen der ausfallenden Bodenkörper wird stetig größer, beim 5. Glas ist ein Maximum erreicht. Die Gläser 5 bis 8 weisen dieselben Volumina an weißem Bodenkörper aus. Die Lösung reagiert bis zum 5. Reagenzglas alkalisch, in den übrigen Gläsern reagieren sie sauer.



Auswertung. In allen Reagenzgläsern reagieren beide Substanzen zu festem Bariumsulfat:



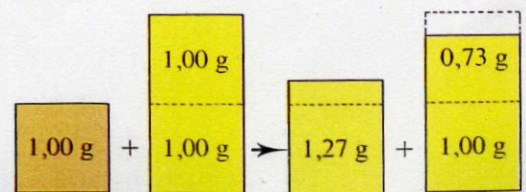
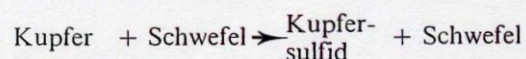
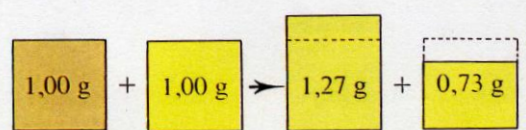
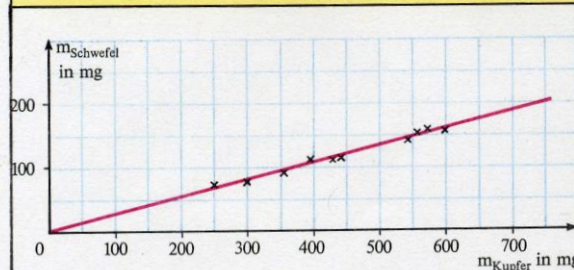
Bei vorgelegtem Volumen von Bariumhydroxid-Lösung gibt es eine maximale Masse von Schwefelsäure, bis die Neutralisation erreicht ist: das Reagenzglas 5 zeigt ein Maximum an Bodenkörper. In den Gläsern 6-8 reagiert der Überschuss an Schwefelsäure sauer, größere Massen an Bariumsulfat bilden sich nicht. Nur ganz bestimmte Massen an Bariumhydroxid und Schwefelsäure reagieren zu einer bestimmten Masse Bariumsulfat, es gibt ein bestimmtes Massenverhältnis der Ausgangsstoffe, das sich heute aus den molaren Massen errechnet: $m(\text{Bariumhydroxid}) : m(\text{Schwefelsäure}) = 171 : 98$.

V14.2 Reaktion von Kupfer und Schwefel

Ein oft beschriebener Schülerversuch zum Gesetz der konstanten Massenverhältnisse ist die quantitative Durchführung von Kupfersulfid-Synthesen. Es werden kleine, gewogene Kupferbleche mit einem Überschuss an Schwefel zur Reaktion gebracht, die Portion Kupfersulfid jeweils gewogen und aus der Massendifferenz zur Kupferportion die Masse an Schwefel errechnet, die reagiert haben muss (vgl. Tabelle im Bild [9]). Das Verhältnis der beteiligten Massen an Kupfer und Schwefel wird jeweils errechnet und der Mittelwert gebildet, die Messwerte können graphisch aufgetragen werden (vgl. Graphik im Bild [9]).

Durchführung. Kupferblechstreifen von etwa 0,5 bis 2 g werden genau gewogen. Ein Reagenzglas wird waagrecht eingespannt und mit etwa 5 g Schwefelpulver versehen. Das erste Kupferblech wird hinzu gegeben, mit der rauschenden Brennerflamme das Gemisch erhitzt.

m Kupfer	m Kupfersulfid	m Schwefel	m Kupfer : m Schwefel
600	755	155	100 : 25,8
571	731	160	100 : 28,0
545	690	145	100 : 26,6
560	710	150	100 : 26,8
399	504	105	100 : 26,3
433	548	115	100 : 26,6
440	557	117	100 : 26,6
355	450	95	100 : 26,8
300	378	78	100 : 26,0
250	321	71	100 : 28,4
Mittelwert:			100 : 26,8



Das Produkt wird mit der Pinzette herausgenommen und durch nochmaliges Erhitzen unter dem Abzug von anhaftendem Schwefel befreit. Nach Abkühlen wird es genau gewogen, aus der Differenz von Einwaage und Auswaage die Masse an Schwefel bestimmt. Mit den weiteren Kupferblechen wird der Versuch in demselben Reagenzglas wiederholt. Die Messwerte werden tabellarisch und graphisch aufgetragen (siehe Bild [9]).

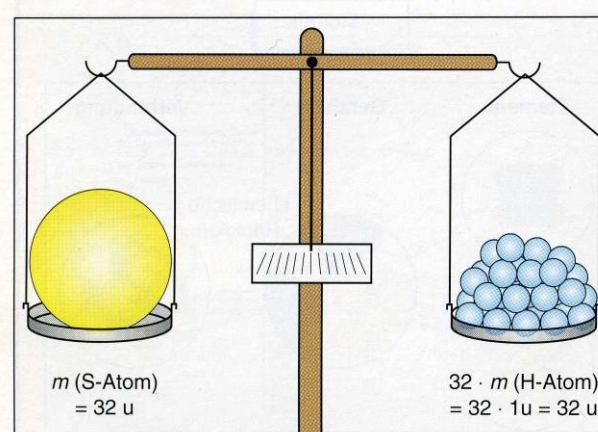
Beobachtung. Das Kupfer glüht im braunen Schwefeldampf hellrot auf, schwarzes Kupfersulfid bildet sich, die Masse des Produkts ist in jedem Fall größer als die Masse des Kupfers. In der graphischen Darstellung der Messwerte ist zu beobachten, dass die Messwerte nahezu auf einer geraden Linie liegen.

Auswertung. Für eine Kupferportion wird eine ganz bestimmte Schwefelportion benötigt, um vollkommen zu Kupfersulfid zu reagieren. Das Massenverhältnis von Kupfer und Schwefel beträgt etwa 4 : 1, das heißt 4 g Kupfer reagieren ohne Rest genau mit 1 g Schwefel zu 5 g Kupfersulfid. Werden 1 g Kupfer und 1 g Schwefel zur Reaktion angeboten, bleibt ein Rest von 0,73 g Schwefel, werden 1 g Kupfer und 2 g Schwefel angeboten, so entstehen ebenfalls 1,27 g Kupfersulfid, aber 1,73 g Schwefel bleiben übrig (vgl. Bild [9]). Zusammen mit anderen Messungen, etwa zur quantitativen Zersetzung von Silberoxid, ergibt sich allgemein das Gesetz der konstanten Proportionen.

V14.3 Anschauungsmodelle zur Atomtheorie von DALTON

Die Grundlage der Atomtheorie von DALTON sind präzise experimentelle Messreihen zu den Massenproportionen der Elemente in Verbindungen (V12.9, V14.1 und V14.2). Die Atomtheorie selbst ist naturgemäß mit Experimenten nicht zu veranschaulichen: einzelne Atome, Moleküle oder Ionen lassen sich nicht wiegen. Es ist aber möglich, Anschauungsmodelle zu kreieren und sie den Schülern und Schülerinnen zum besseren Verständnis anzubieten. Beispiele sollen im Folgenden gezeigt und kommentiert werden.

Atommassen im Vergleich. Die Waage (vgl. Bild [6]) soll veranschaulichen, dass das S-Atom 32 mal schwerer ist als das H-Atom, dass 32 H-Atome nötig sind, um 1 S-Atom aufzuwiegen. Weitere Zeichnungen der Lernenden an der Tafel mögen ähnliche Beispiele zum Vergleich von H-Atomen mit C-Atomen und O-Atomen visualisieren.



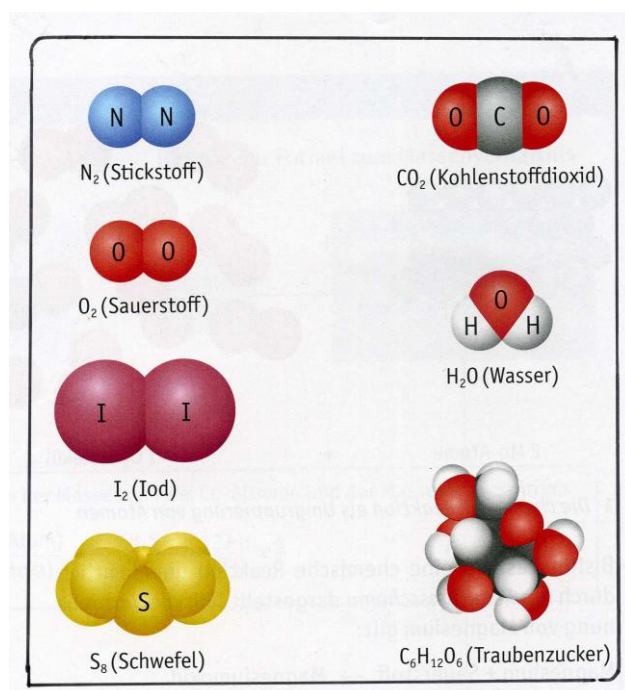
Ermittlung von Atommassen heute.

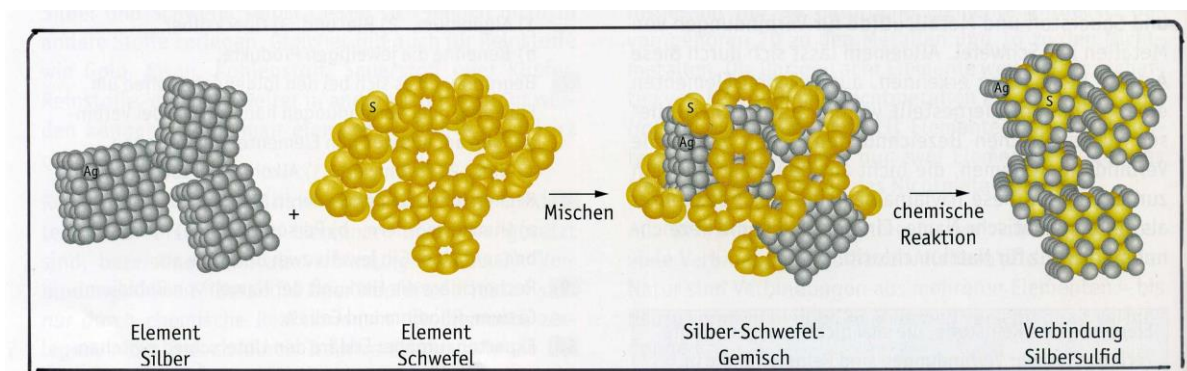
Man kann durch das „Föhn-Modell“ (vgl. Bild [10]) den Lernenden näher bringen, wie die Wissenschaft heute die Massen von Atomen durch Massenspektroskopie bestimmt: Nach Verdampfen einer Stoffportion werden im Vakuum die Bruchstücke der Substanz ionisiert und im elektrischen Feld beschleunigt. Durch ihre Ablenkung im angeschlossenen Magnetfeld werden die Ionen gemäß ihrer Massen durch einen Detektor erkannt und in einem Massenspektrogramm aufgezeichnet – die Auswertung liefert neben den Molekülmassen auch die Atommassen. Das Föhnmodell zeigt dazu lediglich die Ablenkung verschieden schwerer Kugeln, die aus dem Trichter fallen (Bild).



Veranschaulichung von Molekülen.

Molekülmodelle sind geeignet, die Anordnung gleicher oder unterschiedlicher Atome in einem Molekülverband zu veranschaulichen, etwa Modelle des N_2 -Moleküls, des O_2 -, des I_2 , des S_8 -, des CO_2 -, des H_2O - oder des $C_6H_{12}O_6$ -Moleküls (vgl. Bild [11]). Die Lernenden sollten mit einem Molekülbaukasten diese und ähnliche Molekülmodelle bauen und dabei Modellvorstellungen solcher Moleküle entwickeln.





Veranschaulichung von Gitterstrukturen. Da die große Gruppe der Metalle und Salze nicht mit Molekülmodellen beschrieben werden kann, müssen in Beispielen auch Gitterstrukturen im Modell oder in zweidimensionaler Darstellung skizziert werden. Im gezeigten Beispiel (vgl. Bild [11]) werden Ag-Atome im Metallgitter dargestellt, S-Atome in Ring-Molekülen von jeweils acht S-Atomen, schließlich Ag- und S-Atome im Gitter als Modell für Silbersulfid-Kristalle. Solche Modelle mögen zum tieferen Verständnis als Kugelpackungen gebaut werden – Anleitungen sind im Kapitel 6 des Buches zu finden. Detaillierte Strukturangaben zu Metall- und Salzstrukturen, Strukturberechnungen und praktische Bauanleitungen werden auch bei BARKE und SAUERMANN beschrieben [12].

Literatur

- [1] Ostwald, W.: J. B. Richter. In: Bugge, G.: Das Buch der Grossen Chemiker. Band 1. Weinheim 1955
- [2] wikipedia: J. B. Richter, J. Dalton
- [3] Hoffmann, D., u.a.: Lexikon der bedeutenden Wissenschaftler. Band 3. München 2003
- [4] Brock, W. H.: Viewegs Geschichte der Chemie. Braunschweig 1997 (Vieweg)
- [5] Dalton, J.: A new System of Chemical Philosophy. In: Ostwalds Klassiker der exakten Naturwissenschaften, Band 3: Grundlagen der Atom- und Molekulartheorie. Frankfurt 1996
- [6] Jäckel, M., Risch, K. T.: Chemie heute. Hannover 1999 (Schroedel)
- [7] Jansen, W., u.a.: Der Weg zum Dalton'schen Atommodell. PdN-Ch. 35 (1986), Heft 2
- [8] Jönssen, J., Harsch, G.: John Dalton 1766 – 1844. Ein Unterrichtskonzept zur Chemiegeschichte. Münster 2010 (Schüling)
- [9] Grothe, K. H.: Grothe Chemie. Hannover 1976 (Schroedel)
- [10] Asselborn, W., u.a.: Chemie heute SI NRW. Braunschweig 2010 (Schroedel)
- [11] Asselborn, W., u.a.: Chemie heute SI Gesamtband. Braunschweig 2013 (Schroedel)
- [12] Barke, H.-D., Sauermann, D.: Chemie für Quereinsteiger. www.wikichemie.de