

Güterzugweg	x
Güterzuggeschwindigkeit	24
Güterzugzeit	$\frac{x}{24}$
Kurierzugweg	x + 48
Kurierzuggeschwindigkeit	72
Kurierzugzeit	$\frac{x + 48}{72}$
Wartezeit	$\frac{91}{120} + \frac{1}{6}$
Gleichung	Güterzugzeit = Kurierzugzeit + Wartezeit
oder	$\frac{x}{24} = \frac{x + 48}{72} + \frac{37}{40}$
15 x	240
- 5 x	333
10 x	573
x	57,3
	24
Ganzer Weg	81,3 Kilometer.

2. Atom und Molekül im chemischen Unterricht.

Von Gottfried Erdmann.

Die Methode des chemischen Unterrichts ist die inductive, der chemische Unterricht hat also vom Experiment auszugehen. Der chemische Unterricht darf sich jedoch nicht mit dem Experiment begnügen, sondern er muß, will er nicht zur bloßen Spielerei herabsinken, in der chemischen Theorie ein festes Rückgrat zu gewinnen suchen, das dem Ganzen erst Halt und Gestalt verleiht. Erst durch die Molekulartheorie wird in das Chaos von chemischen Experimenten, die in bunter Folge dem Auge des Schülers vorgeführt werden, Uebersichtlichkeit, Klarheit und Einheit gebracht. Daß die Atom- und Molekulartheorie von Seiten neuerer Physiker und Philosophen vielfach angefochten wird, das thut ihrem Werte für den chemischen Unterricht keinen Eintrag. Denn der Hauptwert einer Theorie liegt meines Erachtens viel weniger in dem größeren oder geringeren Grad von Wahrscheinlichkeit den sie besitzt, als vielmehr in ihrer Einfachheit und Verständlichkeit und besonders in der Unterstüßung, die sie dem denkenden und ordnenden, nach Uebersicht und Einheit ringenden Menschengenisse gewährt. Wird nun auch die Bedeutung der Atom- und Molekulartheorie für den chemischen Unterricht wohl nirgends mehr verkannt, so scheint es mir doch, als ob die historische Seite dabei zu wenig berücksichtigt würde. Und doch ist gerade die historische Behandlung der Molekulartheorie vorzüglich geeignet, die scharfe Logik, die in dieser Theorie steckt, dem Schüler zum Bewußtsein zu bringen. Zweck der folgenden Zeilen ist es nun, eine kurze Darstellung der Molekulartheorie zu geben, die von der historischen Entwicklung der Begriffe „Atom“ und „Molekül“ ausgehend nur das Allernotwendigste und in den Rahmen des Schulunterrichts Passende berücksichtigt.

Ich gehe bei meinen Behandlungen von den sogenannten chemischen Symbolen und Formeln aus. Die chemischen Symbole, die Anfangsbuchstaben der lateinischen Namen der Elemente, bezeichnen nicht bloß die Substanz des betreffenden chemischen Körpers, sondern drücken zugleich eine ganz bestimmte relative Gewichtsmenge desselben aus. Die chemischen Formeln geben ein Bild von der qualitativen und quantitativen Zusammensetzung einer chemischen Verbindung. Wir müssen nun, da wir historisch verfahren wollen, zweierlei chemische Symbole und Formeln unterscheiden, die älteren und die neueren. Die Symbole der älteren Chemie drücken ein sogenanntes Äquivalent des betreffenden Elementes aus. Unter Äquivalent versteht man in der älteren Chemie die kleinsten relativen Gewichtsmengen, in denen oder in deren Multiplen sich die Elemente untereinander verbinden. Die Äquivalentgewichte, auch „ältere Atomgewichte“ genannt, werden bezogen auf das Äquivalentgewicht desjenigen Elementes, das mit dem kleinsten Gewichte in chemische Verbindungen eintritt, nämlich auf 1 Äquivalent Wasserstoff = 1. So bedeutet bei-

spielsweise H (Hydrogenium) 1 Gewichtsteil Wasserstoff = 1 Äquivalent, O (Oxygenium) 8 Gewichtsteile Sauerstoff = 1 Äquivalent, Cl (Chlorum) 35,5 Gewichtsteile Chlor = 1 Äquivalent. Mit Hilfe dieser Symbole drückte man nun in der älteren Chemie die qualitative und quantitative Zusammensetzung der chemischen Verbindungen aus. Das Wasser besteht aus 1 Äquivalent H = 1 Gewichtsteil und 1 Äquivalent O = 8 Gewichtsteilen, erhält also die Formel $\text{HO} = 9$ Gewichtsteilen. Die Salzsäure besteht aus 1 Äquivalent H = 1 Gewichtsteil und 1 Äquivalent Cl = 35,5 Gewichtsteilen, hat also die Formel $\text{HCl} = 36,5$ Gewichtsteilen. Auf 1 Äquivalent O = 8 Gewichtsteile Sauerstoff, das heißt, die kleinste Menge O, die sich mit 1 Äquivalent H verbindet, werden nun die Gewichtsmengen der andern Elemente, die mit Sauerstoff Verbindungen eingehen, bezogen. So verbinden sich z. B. 7 Gewichtsteile Stickstoff mit 4 Gewichtsteilen Sauerstoff zu Stickoxydul, mit 2. 4 = 8 Gewichtsteilen Sauerstoff zu Stickoxyd, mit 3. 4 = 12 Gewichtsteilen Sauerstoff zu salpetriger Säure mit 4. 4 = 16 Gewichtsteilen Sauerstoff zu Untersalpetersäure, mit 5. 4 = 20 Gewichtsteilen Sauerstoff zu Salpetersäure. Da aber 8 Gewichtsteile Sauerstoff die kleinste Gewichtsmenge darstellen, die sich mit 1 Äquivalent H, das heißt desjenigen Elementes verbindet, das das spezifisch leichteste ist und mit dem kleinsten Gewichte in chemische Verbindungen eintritt, so muß in obigem Beispiel das Äquivalent des Stickstoffs nicht auf 4 Gewichtsteile O, sondern auf 8 Gewichtsteile dieses Elementes bezogen werden. Es müssen also obige Verhältnisse in folgender Weise umgeschrieben werden: 14 Gewichtsteile Stickstoff verbinden sich mit 8 Gewichtsteilen O zu Stickoxydul, 2. 8 = 16 Gewichtsteilen O zu Stickoxyd, 3. 8 = 24 Gewichtsteile O zu salpetriger Säure u. s. w. Es stellen also 14 Gewichtsteile Stickstoff die kleinste Gewichtsmenge dar, die sich mit einem oder mehreren Äquivalenten O verbindet. Das Äquivalentgewicht des Stickstoffs beträgt also 14 und das Symbol für Stickstoff N (Nitrogenium) bedeutet 14 Gewichtsteile. Die Formel für das Stickoxydul ist dementsprechend: $\text{NO} = 22$ Gewichtsteilen, für Stickoxyd $\text{NO}_2 = 30$ Gewichtsteilen, für salpetrige Säure $\text{NO}_3 = 38$ Gewichtsteilen u. s. f. Im Gegensatz zu den soeben an ein paar Beispielen erläuterten Formeln der älteren Chemie, den sogenannten Äquivalentformeln, drücken nun die Formeln der neueren Chemie, die sogenannten Molekular-Formeln, nicht bloß die Zusammensetzung der chemischen Verbindungen aus, sondern lassen zugleich erkennen, in welchen Volumenverhältnissen sich die betreffenden Elemente im Gaszustande mit einander verbinden, und welches Volumen die neu entstandene Verbindung im Gaszustande einnimmt. Die Gründe, die die Chemiker bewogen, die neueren Formeln und neueren Atomgewichte an Stelle der älteren Formeln und Äquivalentgewichte einzuführen, waren nun folgende. Frühzeitig schon hatte man sich in der Physik, der Schwesierwissenschaft der Chemie, Vorstellungen über die innere Konstitution der Materie gebildet. Man nahm an, daß die Materie aus kleinsten Massenteilchen, Molekülen (von *molecula*, kleine Masse) bestehe, die als unteilbar gedacht wurden. Gründe für die Annahme dieser Moleküle oder „physikalischen“ Atome gab es mancherlei: Elasticität, verschiedene, sogenannte allotropische Zustände ein und desselben Körpers (amorph, kristallisiert, z. B. Kohle, Diamant, Graphit), die verschiedenen Aggregatzustände, Ausdehnung der Körper durch die Wärme und anderes. Daniel Bernoulli hatte 1738 den Satz aufgestellt, daß die Moleküle der Gase in beständiger, geradlinig fortschreitender Bewegung begriffen seien, er hatte den Druck der Gase durch den Anprall der Gasmoleküle gegen die Gefäßwände erklärt, sowie das Mariotte-Boyle'sche Gesetz aus seiner Gastheorie abgeleitet.

Im Jahre 1811 sprach A m a d e o A v o g a d r o (gestorben 1856 als Professor der Physik in Turin) auf Grund des gleichen Verhaltens aller Gase gegen Druck und Wärme (Boyle-Mariotte'sches Gesetz und Gay-Lüffac'sches Gesetz) die Ansicht aus, daß alle Gase, auch die zusammengesetzten (HCl , NH_3 u. s. w.), gleiche innere Konstitution besitzen müßten. Avogadro nahm an, daß bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die Moleküle aller Gase gleichmäßig im Raume verteilt seien, oder was dasselbe heißt, daß die Abstände der einzelnen Moleküle bei allen Gasen gleich groß seien.

Es folgt hieraus sofort, daß in gleichen Volumen aller Gase gleichviel Moleküle (physikalische Atome) vorhanden sein müssen, natürlich unter der Voraussetzung gleichen Druckes und gleicher Temperatur.

Dieser Satz ist unter dem Namen der Avogadro'schen Hypothese oder des Avogadro'schen Gesetzes bekannt.

Aber nicht nur in der Physik, sondern auch in der Chemie war man genöthigt, seine Zuflucht zu kleinsten, unteilbaren Massenteilchen, zu sogenannten Atomen (atomos-unteilbar) zu nehmen. Dalton hatte zur Erklärung der von ihm gefundenen Gesetze der constanten und multiplen Proportionen, die nach ihm benannte Atomtheorie aufgestellt (1804—1807), die die Präexistenz von nicht

weiter teilbaren, für die verschiedenen Elemente verschieden schweren, aber für dasselbe Element unter sich gleichen Atomen statuierte. Indem man die durch chemische Analysen und Synthesen gefundenen, auf Wasserstoff = 1 bezogenen Äquivalentgewichte (Verbindungsgewichte) mit den relativen Gewichten dieser Dalton'schen Atome identifizierte, erhielt man die Atomgewichte der älteren Chemie ($H = 1$, $O = 8$, $C = 6$, $Cl = 35,5$ u. s. f.). Um dieselbe Zeit (Anfang des 19. Jahrhunderts) hatten Alexander v. Humboldt und Gay-Lussac Untersuchungen über die Volumzusammensetzung einiger chemischen Verbindungen im Gaszustande angestellt, und Gay-Lussac hatte die nach ihm benannten 2 Volumgesetze aufgestellt: 1) Die chemischen Elemente vereinigen sich im Gaszustande in einfachen Volumverhältnissen (1:1, 1:2, 1:3 u. s. w.). 2) Das Volum der entstandenen Verbindung im Gaszustand steht in einfachem Verhältnis zu den Volummen der jene Verbindung eingehenden gasförmigen Elemente. So verbinden sich 1 Vol. Wasserstoffgas und 1 Vol. Chlorgas zu 2 Vol. gasförmiger Salzsäure, und ebenso verbinden sich 2 Vol. Wasserstoffgas mit 1 Vol. Sauerstoffgas zu 2 Vol. gasförmigen Wassers.

Die sogenannten Halogene, Chlor, Brom, Jod, Fluor, verbinden sich, wie durch das Beispiel der Salzsäure schon angedeutet wurde, mit Wasserstoff im Volumverhältnis 1:1. Da sich nun außerdem wie bekannt, 1 Gewichtsteil Wasserstoff (1 Dalton'sches Atom) mit 35,5 Gewichtsteilen Chlor (entsprechend 1 Dalton'schem Atom), ebenso mit 80 Gewichtsteilen Brom (1 Atom), 127 Gewichtsteilen Jod (1 Atom), 19 Gewichtsteilen Fluor (1 Atom) zu Chlorwasserstoff, Bromwasserstoff u. s. w. verbindet, so ergibt sich mit Notwendigkeit, daß, wenn man das Gewicht der Volumeinheit Wasserstoff = 1 setzt, man das Gewicht der Volumeinheit Chlor = 35,5, der Volumeinheit Brom = 80, der Volumeinheit Jod = 127 und endlich der Volumeinheit Fluor = 19 setzen muß. Das heißt aber nichts anderes, als daß das spezifische Gewicht der Halogene, bezogen auf Wasserstoff = 1, mit den Verbindungsgewichten (Äquivalentgewichten oder Atomgewichten) der Halogene übereinstimmt. Dieser Schluß wird durch die praktische Bestimmung der Dampfdichte oder des spezifischen Gewichtes der gasförmigen Halogene bestätigt. Aus der Thatsache der Übereinstimmung von spezifischem Gewicht und Atomgewicht der gasförmigen Halogene folgt nun weiter mit zwingender Notwendigkeit, daß, die Dalton'sche Atomtheorie als richtig vorausgesetzt, in gleichen Volummen der gasförmigen Elemente, H, Cl, Br, J, Fl eine gleiche Anzahl der Dalton'schen Atome vorhanden sein muß. Denn nur unter dieser Bedingung ist jene Übereinstimmung überhaupt möglich.

Soweit war nun alles gut. Als man aber die Sache sich näher beschaute, kam man zu einem Resultat, bei dem man stutzig wurde und an der Richtigkeit der Dalton'schen Hypothese zu zweifeln anfing. Man sagte sich nämlich folgendes. Durch das Experiment findet man, daß 1 Vol. H und 1 Vol. Cl sich zu 2 Vol. HCl-Gas verbinden. Es enthalte nun 1 Vol. H n. Dalton'sche Atome. Dann enthält 1 Vol. Cl ebenfalls n. Atome. Man hat also: 1 Volum H + 1 Vol. Cl = 2 Vol. HCl und n. H + n. Cl = n. HCl. 2 Vol. gasförmiger Salzsäure enthalten also n Teilchen der Verbindung HCl, 1 Vol. Salzsäure enthält folglich $\frac{n}{2}$ Teilchen. Das heißt, 1 Vol. des zusammengesetzten Gases HCl

enthält nur halb so viele kleinste Gasteilchen wie 1 Vol. H oder wie 1 Vol. Cl. Dieser logische Schluß steht aber im schärfsten Widerspruch zu der aus physikalischen Erscheinungen nothwendig sich ergebenden Annahme, zu dem sogenannten, bereits mehrfach erwähnten Avogadro'schen Gesetze, daß bei gleichem Druck und gleicher Temperatur in dem gleichen Volumen aller Gase, auch der zusammengesetzten, gleichviel physikalische Atome oder sogenannte Moleküle sich befinden müssen. Diesen Zwiespalt der Natur konnte man sich nicht erklären. Man ließ deshalb die Dalton'sche Atomtheorie in der Chemie links liegen und begnügte sich mit den Äquivalentformeln, die ja die qualitative und gewichtsquantitative Zusammensetzung der chemischen Verbindungen sehr gut erkennen ließen. Um die Volumverhältnisse kümmerte man sich einfach nicht. Dies war die Epoche der älteren Chemie. Da begann gegen die Mitte unseres Jahrhunderts der mächtige Aufschwung der organischen Chemie oder der Chemie der Kohlenstoffverbindungen, und Hand in Hand damit bereitete sich eine vollständige Umwälzung auf dem Gebiete der theoretischen Chemie vor, als deren Frucht die heutige Molekulartheorie zu betrachten ist.

Die moderne Chemie ließ sich durch jenen, oben erwähnten anscheinenden Widerspruch nicht beirren, sondern löste den Widerspruch, und zwar sehr glücklich, durch folgende Hypothese: Man muß in der Chemie zweierlei kleinste Teilchen unterscheiden, Moleküle und Atome

Die Moleküle sind die kleinsten, für sich existenzfähig gedachten, mechanisch nicht weiter teilbaren Teilchen eines Körpers, einerlei ob Elementes oder Verbindung. Sie sind identisch mit den physikalischen Atomen, bilden daher die kleinsten discreten Teilchen der Gase, und nur für sie gilt das Avogadro'sche Gesetz.

Die *A t o m e* sind weder mechanisch noch chemisch mehr teilbar und drücken überhaupt die kleinste Menge eines Elementes aus, die in einem Molekül seiner Verbindungen vorkommt. Man kann also diesen Definitionen gemäß von einem Atom H, Cl, S u. s. w., aber nicht von einem Atom Wasser, Salzsäure, oder überhaupt eines zusammengesetzten Körpers reden. Wohl aber kann man von einem Molekül Wasser, einem Molekül Salzsäure, und ebensowohl kann man von einem Molekül Wasserstoff, einem Molekül Chlor, überhaupt von dem Molekül eines Elementes reden.

Die Beziehungen zwischen dem Molekül und den Atomen eines zusammengesetzten Körpers sind leicht verständlich. 1 Molekül HCl besteht aus 1 Atom H und 1 Atom Cl. Schwieriger gestalten sich die Beziehungen zwischen Molekül und Atom bei den einfachen Körpern, den Elementen. Daß bei den Elementen die Begriffe Atom und Molekül sich nicht decken können, ist nach allem bis jetzt Gesagten selbstverständlich. Welcher Art aber die Beziehungen zwischen beiden sind, das ergibt sich aus folgenden Betrachtungen.

Aus dem Gesetze von Avogadro folgt unmittelbar, daß die Molekulargewichte aller Gase den spezifischen Gewichten oder Dampfdichten proportional sind. Man hat also: $M : M_1 : M_2 : M_3 \dots$

$= D : D_1 : D_2 : D_3 \dots$. Daraus ergibt sich: $M = D \cdot \frac{M_1}{D_1} = D \cdot \frac{M_2}{D_2} = D \cdot \frac{M_3}{D_3} \dots$. Das heißt,

man erhält das Molekulargewicht M eines Gases, Elementes oder einer Verbindung, wenn man seine Dampfdichte D mit dem für alle Gase gleichen, ein für allemal in bezug auf ein Gas zu bestimmenden Faktor $\frac{M_1}{D_1} \cdot \frac{M_2}{D_2} \dots$, dem sogenannten Molekularvolumen, multipliziert. Setzen wir nun das Atomgewicht desjenigen Elementes, das mit dem geringsten Gewicht in chemische Verbindungen eintritt, nämlich des Wasserstoffs, gleich 1, so läßt sich der Faktor $\frac{M_1}{D_1}$ für das Salzsäuregas in folgender Weise bestimmen.

1 Gewichtsteil Wasserstoff oder 1 Atom H verbindet sich mit 35,5 Gewichtsteilen Chlor zu 36,5 Gewichtsteilen Salzsäure. Folglich muß das Molekül Salzsäure wenigstens 36,5 Gewichtsteile betragen, da es nicht weniger als 1 Atom H enthalten kann. Nehmen wir dieses kleinstmögliche Molekulargewicht, das dem Begriff des Moleküls als kleinsten selbstständigen Teilchens auch am besten entspricht, als das wirkliche an, so wäre M_1 , das Molekulargewicht der Salzsäure, gleich 36,5 (andernfalls könnte es nur ein Multiplum von 36,5 nach ganzen Zahlen sein). Nun ergibt sich aber die empirische Dampfdichte des Salzsäuregases, bezogen auf die Dichte des leichtesten Elementes, des Wasserstoffs, zu 18,2. Wir hätten also: $\frac{M_1}{D_1} = \frac{36,5}{18,2} = 2,005$. Der kleine Bruch, der sich dabei ergibt, kann auf Rechnung der Versuchs-

fehler gesetzt und füglich vernachlässigt werden. Man hat also, um das Molekulargewicht M eines Körpers, einerlei ob Elementes oder Verbindung, zu finden, sein spezifisches Gewicht oder seine Dampfdichte D , bezogen auf die Dichte des Wasserstoffs = 1, mit dem Faktor 2 zu multipliciren. (Hätte man die Dampfdichte, statt auf Wasserstoff, auf atmosphärische Luft = 1 bezogen, so hätte man den constanten Faktor $\frac{M_1}{D_1}$ nicht zu 2, sondern zu 28,88 gefunden.) Es ergibt sich nach dieser Regel das Molekularge-

wicht des Wasserstoffs gleich $1 \cdot 2 = 2$. Hieraus folgt aber sofort, daß das Molekül des Wasserstoffs nicht identisch mit einem Atom sein kann, da ja das Atomgewicht des Wasserstoffs = 1 gesetzt wurde, daß vielmehr das Molekül aus 2 Atomen bestehen muß. Es kommt also dem Molekül Wasserstoff die chemische Formel $H_2 = 2$ Gewichtsteilen zu. Hätte man oben für das Molekulargewicht der Salzsäure nicht 36,5, sondern ein Multiplum nach ganzen Zahlen gesetzt, so wäre das Molekulargewicht des Wasserstoffs ein Multiplum von H_2 nach ganzen Zahlen H_4, H_6, H_8 u. s. w. Daß aber in der That das kleinstmögliche Molekulargewicht der Salzsäure auch das der Wirklichkeit entsprechende ist, daß demnach auch das Molekül Wasserstoff aus 2 Atomen und nicht etwa einem Multiplum derselben besteht, das ergibt sich mit voller Bestimmtheit aus der empirisch gefundenen spezifischen Wärme des Quecksilberdampfes und den daraus gezogenen Schlüssen. (Vergleiche Alexander N a u m a n n, Grundlehren der Chemie.)

Wir können dieselbe Betrachtung, die wir für das Wasserstoffmolekül anstellten, nicht ohne weiteres auch für die Moleküle der übrigen einfachen Gase anstellen, da uns ja die Atomgewichte dieser Gase erst bekannt sein müßten, wollten wir aus ihrem Molekulargewicht auf die Anzahl der in ihrem Molekül enthaltenen Atome schließen. Diese Atomgewichte der modernen Chemie sind nun aber nicht

identisch mit den Äquivalentgewichten der älteren Chemie. Näheren Aufschluß darüber geben uns folgende Betrachtungen. In der Salzsäure sind mit 1 Gewichtsteil Wasserstoff oder mit 1 Atom dieses Elements 35,5 Gewichtsteile Chlor verbunden. Ob aber diese 35,5 Gewichtsteile Chlor 1 Atom dieses Elements darstellen, oder ob das Atomgewicht des Chlors nur $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{3}$, $\frac{1}{4}$ u. s. w. von 35,5 ist, die Gewichtsmenge 35,5 also 2 resp. 3, 4 u. s. w. Atomen entspricht, das ergibt sich erst aus der vergleichenden Betrachtung der Molekulargewichte aller gasförmigen Verbindungen des Chlors, indem man die kleinste Menge Chlor, die in einem Molekül seiner Verbindungen vorkommt, als sein Atomgewicht bezeichnet. Nun hat man aber bei keiner der zahlreichen gasförmigen Verbindungen des Chlors weniger als 35,5 Gewichtsteile Chlor im Molekül gefunden. Folglich ist in der That 35,5 das Atomgewicht des Chlors. Das Molekül Salzsäure besteht somit aus 1 Atom Wasserstoff und 1 Atom Chlor, die Molekularformel

der Salzsäure ist $\text{HCl} = 36,5$. Da ferner das Molekulargewicht des Chlors $M = D \cdot \frac{M_1}{D_1} = 35,5 \cdot 2$

$= 71$ ist, ergibt sich auch beim Chlormolekül die Thatsache, daß es aus 2 Atomen besteht, seine Formel also Cl_2 ist. Nun sind uns auch die Gasvolumverhältnisse bei der Bildung der Salzsäure aus Chlor und Wasserstoff leicht verständlich. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2 \text{HCl}$. Setzt man den Raum eines Atoms Wasserstoff = 1, dann erfüllt das Molekül Wasserstoff und folglich nach dem Gesetz von Avogadro auch das Molekül aller übrigen Gase den Raum 2. Obige Formel läßt sich dann folgendermaßen lesen: 2 Vol. $\text{H} + 2$ Vol. $\text{Cl} = 4$ Vol. HCl . Aus der Umsetzungsformel ist zugleich ersichtlich, daß bei der Salzsäurebildung aus Chlor und Wasserstoff keine Condensation eintritt. Die Gewichtsverhältnisse werden durch obige Umsetzungsformel dahin ausgedrückt, daß sich 2 Gewichtsteile Wasserstoff mit 71 Gewichtsteilen Chlor zu 73 Gewichtsteilen Salzsäure verbinden. Ein anderes Beispiel. Die Dampfdichte des Wassers, bezogen auf Wasserstoff, wurde empirisch zu 9 gefunden. Das Molekulargewicht des Wassers ist also $M = D \cdot \frac{M_1}{D_1} = 9 \cdot 2 = 18$. Nun ergibt aber die Gewichtsanalyse des Wassers, daß dasselbe

aus 1 Gewichtsteil Wasserstoff und aus 8 Gewichtsteilen Sauerstoff besteht. In dem Molekül Wasser oder in 18 Gewichtsteilen sind folglich 2 Gewichtsteile Wasserstoff, entsprechend 2 Atomen dieses Elementes, mit 16 Gewichtsteilen Sauerstoff verbunden. Da man nun im Molekül keiner Sauerstoffverbindung weniger als 16 Gewichtsteile Sauerstoff gefunden hat, muß man füglich 16 als Atomgewicht des Sauerstoffs bezeichnen, während früher das Atomgewicht (Äquivalentgewicht) des Sauerstoffs nur 8 betrug. Die Molekularformel des Wassers ergibt sich also als $\text{H}_2 \text{O}$, entsprechend 18 Gewichtsteilen. Da ferner die Dampfdichte des Sauerstoffes 16 beträgt, $\text{H} = 1$ gesetzt, so ergibt sich das Molekulargewicht des Sauerstoffes = 32, das Molekül Sauerstoff besteht also ebenfalls aus 2 Atomen, entsprechend der Molekularformel $\text{O}_2 = 32$. Die Gasvolum- und die Gewichtsverhältnisse bei der Bildung des Wassers lassen sich durch folgende molekulare Umsetzungsformel ausdrücken: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$. Diese Gleichung drückt in Übereinstimmung mit den Resultaten der Gewichtsanalyse, sowie der volumetrischen Analyse des Wassers einmal aus, daß sich 4 Gewichtsteile Wasserstoff mit 32 Gewichtsteilen Sauerstoff zu 36 Gewichtsteilen Wasser oder, was dasselbe heißt, 1 Gewichtsteil Wasserstoff mit 8 Gewichtsteilen Sauerstoff zu 9 Gewichtsteilen Wasser verbinden, sodann aber, daß sich 4 Vol. Wasserstoff mit 2 Vol. Sauerstoff zu 4 Vol. gasförmigen Wassers, oder was dasselbe ist, 2 Vol. Wasserstoff mit 1 Vol. Sauerstoff zu 2 Vol. gasförmigen Wassers vereinen. Gleichzeitig läßt die Umsetzungsformel erkennen, daß bei der Wasserbildung eine Condensation des Gasgemisches um $\frac{1}{3}$ des Volums eintritt.

Wir fanden bei der Bestimmung des Molekulargewichts des Wasserstoffs, Chlors und Sauerstoffs, daß ein Molekül dieser Gase aus 2 Atomen besteht. Dieses ist im allgemeinen auch bei den übrigen einfachen Gasen der Fall. Eine bemerkenswerte Ausnahme machen das Arsen und der Phosphor, deren Gasmolekül aus 4 Atomen, und das Quecksilber und das Cadmium, deren Gasmolekül aus 1 Atom besteht.

Praktische Bedeutung gewinnen die auf der Avogadro'schen Hypothese sich aufbauenden neueren Anschauungen über die Konstitution der Gase für die stöchiometrischen Berechnungen, bei denen man ohne besondere Rechnung von den Gewichtsverhältnissen gasförmiger Körper zu den Volumverhältnissen derselben übergehen kann, wenn man sich behält, daß die in Grammen ausgedrückten Molekulargewichte sämtlicher Gase, einerlei ob Elemente oder Verbindungen, bei 0° und 760 mm Barometerstand einen Raum von 22,32 l erfüllen. Die Richtigkeit dieser höchst einfachen Beziehung ergibt sich aus folgender Überlegung.

1 l Luft wiegt bei 0° und 760 mm 1,2936 g. Das spezifische Gewicht des Wasserstoffs, bezogen auf Luft, beträgt 0,0693. 1 l Wasserstoff wiegt folglich 1,2936 · 0,0693 = 0,0896 g, oder was dasselbe heißt, 0,0896 g Wasserstoff erfüllen einen Raum von 1 l. Folglich erfüllen 2 g Wasserstoff oder das in Grammen ausgedrückte Molekulargewicht dieses Gases einen Raum von $\frac{2}{0,0896} = 22,32$ l (alles bei 0° und 760 mm). Da nun aber nach dem Gesetz von Avogadro die Moleküle aller Gase, gleichen Druck und gleiche Temperatur vorausgesetzt, den gleichen Raum erfüllen, so müssen auch die in Grammen ausgedrückten Molekulargewichte aller übrigen Gase bei 0° und 760 mm einen Raum von 22,32 l einnehmen.

Von wesentlichem Einfluß sind endlich die neueren Anschauungen, wie dies aus dem Vorhergehenden sich von selbst versteht und auch schon andeutungsweise erwähnt wurde, für die Schreibweise der chemischen Formeln geworden. Denn da die neuere Theorie von dem Molekül und nicht von dem Atom ausgeht, so mußten die Atomgewichte verschiedener Elemente, da sie nicht mehr wie früher das kleinste Verbindungsgewicht, sondern die kleinste im Molekül ihrer Verbindungen vorkommende Menge dieser Elemente ausdrücken, gegen früher verdoppelt werden. Es ist dies bei allen denjenigen Elementen der Fall, die eine gerade Wertigkeit besitzen, das heißt, deren Atom sich mit einer geraden Anzahl von Wasserstoff- oder Chloratomen verbindet. Die Atomgewichte der Elemente mit ungerader Wertigkeit oder derjenigen Elemente, deren Atom eine ungerade Anzahl von Wasserstoff- oder Chloratomen bindet, stimmen mit den alten Äquivalentgewichten überein. Diese teilweise Verdoppelung der Atomgewichte hängt mit der teilweisen Verdoppelung der Molekulargewichte chemischer Verbindungen zusammen und bedingt, wie gesagt, zum Teil eine neue Schreibweise der chemischen Formeln. Für den Übergang von den alten Formeln zu den neuen Formeln merke man sich folgende Regeln: 1) Kommen in einer alten Formel nur geradwertige oder nur ungeradwertige Elemente vor, so bleibt die Formel ungeändert. Beispiel: NH_3 , CO_2 . 2) Kommen in einer alten Formel geradwertige und ungeradwertige Elemente zu gleicher Zeit vor, so werden die Indices der geradwertigen Elemente halbiert, die Indices der ungeradwertigen Elemente bleiben ungeändert. Beispiel: alte Formel $\text{C}_4 \text{H}_6 \text{O}_2$, neue Formel $\text{C}_2 \text{H}_6 \text{O}$. 3) Kommt man bei dem unter 2) angegebenen Verfahren auf Bruchteile von Atomen, so multipliziert man nachträglich die ganze Formel mit 2. Beispiel: alte Formel HO , neue Formel H_2O .

Damit wäre das erledigt, was meines Erachtens im Interesse eines fruchtbringenden chemischen Unterrichts dem Schüler der Realschule in bezug auf die historische und logische Entwicklung der Begriffe Atom und Molekül zu wissen unbedingt nützt. In das Ermessen des Lehrers bleibt es dann gestellt, und von dem Stande der Klasse, sowie von sonstigen Umständen wird es abhängen, wieviel dem Schüler über anderweitige interessante theoretische Beziehungen (Gesetz von Dulong und Petit, periodisches System der Elemente von Lothar Meyer und Mendelejeff, Abhängigkeit der Kristallgestalt, des Siedepunkts, des Brechungsindex vom Molekulargewicht und so weiter) mitzuteilen ist.

3. Die Sage vom Binger Mäuseturm in ihren geschichtlichen, litterarhistorischen und mythischen Beziehungen.

Von Dr. Sigmund Feist.

I.

Geschichtlicher Teil.

Von den Sagen, die in deutschen Landen erzählt werden, ist wohl keine so volkstümlich wie die Sage vom Binger Mäuseturm. Kaum ist auch irgend eine so oft Gegenstand eingehender Untersuchungen gewesen wie gerade diese weitverbreitete Erzählung von dem schauerlichen Ende des Erzbischofs Hatto von Mainz. Aber mag auch die gelehrte Forschung mancherlei Licht auf den rätselhaften Kern der Sage geworfen haben, so harren doch viele und wesentliche Punkte noch immer der Aufklärung, und das Dunkel, das den Ursprung der Sage umgiebt, ist noch nicht gewichen. Schwankend ist unter Anderm, ob unter Erzbischof Hatto der erste (891—913) oder der zweite (968—970) dieses Namens gemeint ist; unerklärt ist ferner, weshalb sich die Sage gerade an den sog. Mäuseturm bei Bingen heftete, und zu entscheiden bleibt noch, ob die Sage am Rhein selbst entstanden oder dorthin gewandert sei, da sie, wie wir in einem