

8. Anmerkungen zum Rechnen in der Chemie und in der Molekülphysik

8.1. Vorbemerkungen

Mit den vorstehenden Ausführungen ist alles Wesentliche, was zu einem sachgemäßen Rechnen in der Chemie und in der Molekülphysik zu sagen ist, bereits gesagt.

Bei holistisch-phänomenologischer Kontinuumsbetrachtung wird mit den Zeichen (und Begriffen) für die physikalischen Größen der Stoffportionen (Masse, Volumen, ...) und der Stoffe (Dichte, ...) in der bekannten Weise gerechnet.

Bei atomistisch-deutender Diskontinuumsbetrachtung können die Henadenaggregate (1) als Haber von meßbaren Eigenschaften und (2) als Haber von Anzahlen behandelt werden. Im ersten Fall wird mit den Zeichen für die Mensurablen sowohl der Aggregate wie auch der einzelnen Henaden ebenfalls in der bekannten Weise gerechnet. Im zweiten Fall sollte mit den Zeichen für die Anzahlen der Henadenmengen in der gleichen Weise gerechnet werden wie mit den Zeichen für die Anzahlen von Mengen makroskopischer Elemente. Die Rechnung

$$(8.1) \quad m(1 \text{ hen C}) = 1 \text{ hen} \cdot m(1 \text{ C}) = 1 \text{ hen} \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ g}$$

$$(1 \text{ hen} = 6,02 \cdot 10^{23})$$

ist ebenso unproblematisch wie die Rechnung

$$(8.2) \quad m(6 \text{ Ziegelsteine}) = 6 \cdot m(1 \text{ Ziegelstein}) = 6 \cdot 2 \text{ kg} = 12 \text{ kg.}$$

Als Umrechnungsfaktor zwischen der Masse der realen Menge und der (durchschnittlichen) Masse eines einzelnen realen Elements fungiert in 8.1 ebenso wie in 8.2 allein die Anzahl der Menge. Um das Ergebnis der Gleichung 8.1 zu finden, ist - im Gegensatz zu der noch zu besprechenden gegenteiligen Behauptung in /41/ - nicht erforderlich, die (angeblich) mit Methoden der Kontinuumsphysik meßbare Größe "Stoffmenge n " und mit dieser notwendig auch die Intensitätsgröße "stoffmengenbezogene Masse M " (auch "molare Masse" genannt) einzuführen:

$$(8.3) \quad M = \frac{m(\text{Stoffportion } j)}{n(\text{Stoffportion } j)}$$

Intensitätsgrößen sind nur erforderlich, um zwei verschiedenartige Extensitätsgrößen ein und desselben Dinges miteinander zu verknüpfen, wie zum Beispiel die Masse und das Volumen eines Ziegels mit Hilfe der Dichte des Ziegelstoffes:

$$(8.4) \quad m(\text{Ziegel } 1) = \rho(\text{Ziegelstoff}) \cdot V(\text{Ziegel } 1),$$

oder eben die Masse und die Stoffmenge einer Stoffportion mit Hilfe der stoffmengenbezogenen Masse,

$$(8.5) \quad m(\text{Graphitportion } 1) = M(\text{Graphit}) \cdot n(\text{Graphitportion } 1)$$

$$= 12 \text{ g / mol} \cdot 1 \text{ mol} = 12 \text{ g.}$$

Wozu sollte aber die Gleichung 8.5 mit den beiden neuartigen Größen "Stoffmenge" und "stoffmengenbezogene Masse" benutzt werden, wenn schon die Gleichung 8.1 in unmittelbar verständlicher Weise das zutreffende Ergebnis liefert? Es ist nicht erforderlich, neue Größen einzuführen; es ist erforderlich, von der Kontinuumsbetrachtung zur Diskontinuumsbetrachtung überzugehen (Gleichung 8.1), in der nicht mit Stoffportionen, sondern mit Henadenaggregaten gearbeitet wird. - Als Begründung für die Einführung der neuartigen Größen wird angegeben, daß man mit Gleichungen der Art 8.1 nicht arbeiten könne, weil man Zahlen von der Größen-

ordnung " $6 \cdot 10^{23}$ " wegen ihrer ungeheuren Größen «nicht wirklich abzählen» könne /41/. Diese 'Begründung' ist - wie noch näher besprochen werden wird - nicht stichhaltig, bewirkte aber doch, daß man die Stoffmenge und die stoffmengenbezogenen Größen (zu denen zum Beispiel auch das stoffmengenbezogene Volumen und die Avogadro-Konstante gehören) einführte und mit diesen Größen - seit einiger Zeit durch Normen und Gesetze sanktioniert - bis heute arbeitet.

Da es im allgemeinen wenig nützt, tradierten unzutreffenden Vorstellungen nur zutreffende Einsichten entgegenzusetzen, ohne die tradierten unzutreffenden Vorstellungen ausdrücklich als unzutreffend nachzuweisen und abzubauen, ist es erforderlich, auch die Entwicklung des tradierten Rechnens in der Chemie und in der Molekülphysik in groben Zügen nachzuzeichnen und die diesem Rechnen zugrunde liegenden Vorstellungen - soweit sie unzutreffend sind - bewußt und nachhaltig abzubauen.

Um die (tatsächlichen) Sachverhalte verständlich zu machen, werde ich im Unterabschnitt 8.2 an die Entwicklung der Chemie vor Ostwald erinnern, mich dabei aber auf diejenigen Bereiche der Chemie beschränken, die genügen, um das Problem des Rechnens in der Chemie zu klären, und die anderen Bereiche der Chemie, wie zum Beispiel die organische Chemie und die ebenfalls schon früh in Angriff genommene Elektrochemie, außer Betracht zu lassen. Im Unterabschnitt 8.3 ist zu zeigen, wie unnötig kompliziert die Entwicklung nach der anfänglichen, aber nachhaltigen Ablehnung der von Dalton erneuerten Atomhypothese durch Ostwald verlaufen ist. Im Unterabschnitt 8.4 ist schließlich zu zeigen, wie unkompliziert die Entwicklung hätte verlaufen können, wenn die Atomhypothese nicht in Frage gestellt und damit auch das quantitative Rechnen in der Chemie nicht in die von Ostwald gewiesene Richtung gelenkt worden wäre.

8.2. Die Entwicklung der Chemie vor Wilhelm Ostwald

Die Existenz von Atomen wurde von Leukipp (um 450 vor Christus) und Demokrit (etwa 460 bis 400) schon im klassischen Altertum postuliert. Die von ihnen aufgestellte und auf Diskontinuumsvorstellungen beruhende mechanistische Atomhypothese konnte sich aber rund 2000 Jahre lang nicht gegen die auf Kontinuunnsvorstellungen beruhende Elementenlehre des Empedokles (etwa 490 bis 430) durchsetzen.

Die Atomhypothese wurde erst zu Beginn des 17. Jahrhunderts von Rene Descartes (1596 bis 1650), Pierre Gasend (Gasendi, 1592 bis 1655), David Sennert (1572 bis 1637) und Joachim Jung (Jungius, 1587 bis 1657) wieder belebt. Neben den Atomen kamen jetzt auch die als "Moleküle" bezeichneten Atomkomplexe in den Blick. Die Erklärung der chemischen Vorgänge blieb aber grob mechanistisch: Die Atome sollten nicht nur verschiedene Größen und Gestalten haben, sondern auch Zacken, Haken und Ästchen, mit deren Hilfe sie sich vereinigen und mit denen sie auch auf uns einwirken, wie zum Beispiel die «Säurekorpuskel» mit ihren Spitzen auf unserer Zunge.

Im 18. Jahrhundert wurden viele (zuvor unbekannte) Gase hergestellt und wurde die Luftzusammensetzung ermittelt. Henry Cavendish (1731 bis 1810) fand, daß sich «2,02 Volumenprozent Wasserstoff» und «1 Volumenprozent Sauerstoff» zu Wasser verbinden; Antoine Laurent Lavoisier (1743 bis 1794) machte (wie schon von Jungius gefordert) die Waage zu einem wichtigen Arbeitsgerät der Chemiker, entdeckte die Rolle des Sauerstoffs bei der Oxidation und konnte nun das Gesetz von der Erhaltung der Masse (des «Gewichts») bei chemischen Reaktionen aufstellen. Carl Friedrich Wenzel (1740 bis 1793) und Benjamin Richter (1762 bis 1807) entwickelten die Grundlagen des **Gesetzes von den konstanten Massenverhältnissen** (von den konstanten «Proportionen») und entwickelten den **Begriff der chemisch äquivalenten**

Stoffportionen.

Im 19. Jahrhundert bestätigte Joseph Louis Proust (1754 bis 1826) das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse und begründete John Dalton (1766 bis 1844) die neuzeitliche **Atomhypothese**. In dieser stellte man sich - mangels begründbarer anderer Vorstellungen (und bis auf Widerruf) - die Atome zunächst als kleine, kompakte Kugeln vor. Dalton ermittelte die quantitative Zusammensetzung vieler Stoffe und fand zum Beispiel, daß Wasser aus «11,11 Gewichtsprozenten Wasserstoff» und «88,89 Gewichtsprozenten Sauerstoff» besteht. Er ordnete dem «Wasserstoff» das «Atomgewicht» "1" zu und konnte damit sagen, daß «Sauerstoff» das «Atomgewicht» "8" habe: 11,11 verhält sich zu 88,89 wie 1 zu 8.

Dalton nahm an, daß ein Molekül des Stoffes "Wasser" aus 1 Atom des Stoffes "Wasserstoff" und 1 Atom des Stoffes "Sauerstoff" bestehe. Daß ein Molekül des Stoffes "Wasser" aus 2 H-Atomen und 1 O-Atom besteht und damit den mit "H₂O" symbolisierten Atombestand hat, konnte erst später mit Hilfe des Gesetzes von Amadeo Avogadro (1776 bis 1856) geklärt werden (siehe die folgenden Ausführungen).

Dalton verstand unter dem «Atomgewicht» sicherlich das tatsächliche «Gewicht» eines Atoms, also seine (absolute) Masse, und nicht das spätere «Atomgewicht», das ein Massenverhältnis, also eine sogenannte relative Masse war, und zwar bei Ostwald das Verhältnis der Massen zweier wägbarer Stoffportionen und dann (bis zur Mitte unseres Jahrhunderts) das Verhältnis der Masse 1 Atoms einer interessierenden Art i und der Masse 1 H-Atoms $[m(1 \text{ Atom } i)/m(1 \text{ H})]$ beziehungsweise der Masse 1 Atoms der interessierenden Art und dem 16-ten Teil der Masse 1 O-Atoms $[m(1 \text{ Atom } i)/m(1 \text{ O})/16]$. Man vergleiche hierzu die späteren Ausführungen.

Bei der quantitativen Analyse von Methan (Sumpfgas, CH₄) und von Ethylen (C₂H₄) stellte Dalton fest, daß - in der damaligen Ausdrucksweise - Methan genau doppelt so viel Wasserstoff enthält wie Ethylen; bei der Analyse von «Kohlensäure» (Kohlenstoffdioxid, CO₂) und «Kohlenoxyd» (Kohlenstoffmonooxid, CO) stellte er fest, daß die erste Verbindung genau doppelt so viel Sauerstoff enthält wie die zweite. Er folgerte daraus das Gesetz der multiplen Massenverhältnisse (Proportionen). Dieses besagt (für elementare Stoffe) in heutiger Ausdrucksweise: Die Massen zweier Portionen eines Stoffes "A", die sich mit jeweils gleich schweren Portionen eines Stoffes "B" zu verschiedenartigen Stoffen verbinden, stehen im Verhältnis (kleiner) **ganzer Zahlen**.

Die Formalisierung dieses Gesetzes führt zu umständlichen Schriftfiguren und wurde meines Wissens nie durchgeführt. Im Falle der beiden Kohlenstoffoxide wäre zum Beispiel zu schreiben

(8.6) $m(\text{Kohlenstoff-P in Kohlenstoffmonooxid-P } 1) = m(\text{Kohlenstoff-P in Kohlenstoffdioxid-P } 2) \Rightarrow m(\text{Sauerstoff-P in Kohlenstoffmonooxid-P } 1) : m(\text{Sauerstoff-P in Kohlenstoffdioxid-P } 2) = 1 : 2.$

In Worten, etwas anders und etwas präziser formuliert: Wenn die Massen der C-Atome in einer Kohlenstoffmonooxidportion und in einer Kohlenstoffdioxidportion gleich (groß) sind, dann verhält sich die Masse der O-Atome in der Kohlenstoffmonooxidportion zur Masse der O-Atome in der Kohlenstoffdioxidportion wie 1 zu 2.

Ganz exakt wäre die Formulierung erst dann, wenn beispielsweise nicht von der "Masse der C-Atome in einer Kohlenstoffmonooxidportion" gesprochen würde, sondern von der "Masse der C-Atome in einem CO-Aggregat". - Bei dem bis hierher erreichten Erkenntnisstand kann aber noch nicht von CO-Aggregaten (und CO₂-Aggregaten) gesprochen werden, weil exakte Atombestandssymbole erst zu finden sind.

Dalton sah besonders im Gesetz der multiplen Massenverhältnisse eine Erhärtung der Atomhypothese: Wenn die Atome (bei chemischen Reaktionen) unteilbar sind, können in den Molekü-

len nur ganzzahlige Mengen von Atomen vorhanden sein; wenn sich beispielsweise 1 Atom "A" mit 2 Atomen "B" zu einem Molekül " AB_2 " verbindet und mit 3 Atomen "B" zu einem Molekül " AB_3 ", stehen die B-Atome in den Molekülen der beiden Arten im Anzahlverhältnis "2 : 3" und damit auch im Massenverhältnis "2 : 3"; und dann stehen auch die Massen aller B-Atome in zwei AB_2 - und AB_3 -Aggregaten, die gleich viele A-Atome enthalten, im Anzahl- und im Massenverhältnis "2 : 3".

Von hier hätte die uns interessierende Entwicklung geradlinig weiter verlaufen können, wenn man mit den zwar numerisch nicht angebbaren, aber algebraisch doch behandelbaren (absoluten) Atommassen und den numerisch ebenfalls nicht angebbaren Anzahlen von Atommengen gearbeitet hätte (siehe die folgenden Ausführungen). Die Entwicklung verlief aber anders, weil gegen Ende des 19. Jahrhunderts viele Wissenschaftler die heuristische Bedeutung fruchtbarer Hypothesen nicht anerkennen und alles aus der Naturwissenschaft verbannen wollten, was nicht empirisch bewiesen werden konnte. Es war die Zeit, in der ein so hervorragender Physiker wie Ernst Mach (1838 bis 1916) den Kraftbegriff aus der Physik verbannen wollte und in der ein so hervorragender Chemiker wie Wilhelm Ostwald (1853 bis 1932) für einige Zeit die Atomhypothese strikt ablehnte. Es wurde verkannt, daß man mit einer Hypothese wissenschaftlich legitim so lange arbeiten darf, so lange empirische Befunde nicht zwingen, sie aufzugeben, und daß sich eine Hypothese, die nicht aufgegeben werden muß, (meist im Verbund mit anderen Hypothesen) zu einer Theorie wandeln und damit zu einem integralen Teil unseres Wissensbestandes werden kann. (Daß jedes Wissen der empirischen Wissenschaften trotzdem ein grundsätzlich vorläufiges Wissen bleibt, braucht heute wohl nicht mehr betont zu werden.) - Die Atomhypothese setzte sich endgültig erst um die letzte Jahrhundertwende auf Grund verschiedener experimenteller Befunde durch, und zwar insbesondere solcher Befunde, die beim Experimentieren mit radioaktiven Stoffen (zum Beispiel auch bei Szintillationsversuchen) erhoben wurden. Auf Grund dieser Befunde erkannte später auch Ostwald die Existenz von Atomen an, hatte aber mit seiner früheren Ablehnung der Atomhypothese das Rechnen in der Chemie und in der Molekülphysik schon so nachhaltig in eine unsachgemäße Richtung gelenkt, daß es bis heute nicht in die sachgemäße Richtung zurückgelenkt werden konnte.

An dieser Stelle ist zur vorliegenden Arbeit folgendes anzumerken. -Die Diskontinuumshypothese ist die tragende Vorstellung auch der folgenden Ausführungen. Das heißt aber nicht, daß sie der Weisheit letzter Schluß sein müsse. Sie löst die Kontinuumshypothese in ihrer ursprünglichen Form ab, weil diese auf wesentliche Fragen nach dem Aufbau der Stoffe und des Ablaufs der Stoffumbildungen keine befriedigende Antwort geben kann. Vom Standpunkt des heutigen wissenschaftlichen Kenntnisstandes aus gesehen, ist die Diskontinuumshypothese in einem weiteren Erkenntnisstadium, in dem die Korpuskel der Physik auch als «Energiebündel» betrachtet werden, durch die Hypothese zu ersetzen, daß die Stoffe bei bestimmten Betrachtungen als inhomogene Kontinua aufgefaßt werden können. Mit dieser Auffassung sollten die Schüler aber nicht durch verfrühte, unverständliche Lehrermittelungen bekannt gemacht werden, sondern erst dann, wenn sie Phänomene kennenlernen, die sie zum Verzicht auf eine rigide Diskontinuumsvorstellung zwingen /33/. Aber auch wenn die Vorstellung des inhomogenen Kontinuums an einer späteren (in dieser Arbeit nicht mehr zu besprechenden) Unterrichtsstelle entwickelt wird, ändert sich an der Art des hier zu betrachtenden Rechnens nichts. Die Inhomogenitätsstellen sind ebenso abzählbar und müssen ebenso abgezählt werden wie die zuvor angenommenen diskreten Korpuskel, so daß mit der Anzahl von Mengen solcher Stellen in gleicher Weise gerechnet wird wie mit der Anzahl von Henadenmengen.

8.3. Die Entwicklung des Rechnens in der Chemie und in der Molekülphysik seit dem

Ende des 19. Jahrhunderts

8.3.1. Ostwald betonte besonders erfolgreich, daß man empirisch keine Atome und keine Moleküle, sondern nur Massenverhältnisse (und Massenverhältnissetze) gefunden habe. Er sprach aber trotzdem zum Beispiel von «Molekulargewichten», arbeitete aber nicht mit den (damals nicht meßbaren, aber algebraisch durchaus handhabbaren) Massen von Molekülen, sondern mit den meßbaren Massen von «Molen»: «Wenn wir die Normal- oder Molekulargewichte der verschiedenen Stoffe bei chemischen Vorgängen in Rechnung bringen, so sind wir meist veranlaßt, mit bestimmten Quantitäten zu arbeiten, und beziehen demgemäß diese ursprünglich relativ ermittelten Zahlen auf eine bestimmte Masseneinheit. Da als solche das Gramm dient, so betragen diese Mengen demgemäß so viele Gramm, wie das Molekulargewicht Einheiten hat. Man nennt diese Mengen, welche die eigentlich meßbare Quantität bei chemischen Betrachtungen darstellen, Mole; ein Mol Sauerstoff ist demnach die Menge von 32 g Sauerstoff, und ein Mol Chlorwasserstoff wird durch 36,45 g dargestellt» /25/. (Statt des von Ostwald an dieser Stelle gebrauchten Namens "Menge" und des später auch verwendeten Namens "[dingliche] Stoffmenge" sagen wir heute "Stoffportion".) Das Mol (zum Beispiel 36,45 g Chlorwasserstoff) ist also eine Sache, die eine Masse hat, während die Masse selbst (36,45 g) die Molmasse ist. - Für gasige Stoffe kann für das Mol noch eine weitere, sehr zweckmäßige und wichtige Definition gegeben werden, da ein Mol aller idealen Gase bei gleichen Bedingungen das gleiche Molvolumen hat, und zwar bei Normbedingungen (rund) 22,4 l. (Die Richtigkeit dieser Aussage kann leicht nachgeprüft werden: Man braucht nur die verschiedenartigen Molmassen mit der Dichte der jeweiligen Gase zu multiplizieren, um das Molvolumen zu erhalten.) Man kann deshalb auch sagen: Ein Mol eines Gases ist eine Gasportion, die bei Normbedingungen ein Volumen von (rund) 22,4 l hat. In entsprechender Weise wurde festgelegt: Ein Val ist diejenige Portion eines Stoffes, die so viele Gramm wiegt wie das Äquivalentgewicht angibt. Das «Äquivalentgewicht» ist ursprünglich die Masse einer Stoffportion, die 1,000 g Wasserstoff binden oder in einer Verbindung ersetzen kann. Und ein Gat ist diejenige Portion eines elementaren Stoffes, die so viele Gramm wiegt, wie das «Atomgewicht» angibt.

Statt "Mol" wurde oft auch "Grammolekül" gesagt, statt "Val" "Grammäquivalent" und statt "Gat" "Grammatom".

Das Gat spielte in der Wissenschaft eine vergleichsweise geringe Rolle, da man bei monoatomiden Stoffen (wie bei allen Metallen, bei Schwefel und bei [den erst später entdeckten] Edelgasen) deren Atome als 'einatomige Moleküle' betrachtete und die «Atomgewichte» dieser Stoffe damit als «Molekulargewichte» auffassen konnte. So wurde zum Beispiel dem Stoff "Schwefel" das «Molekulargewicht» "32" zugeordnet, obwohl 1 S₈-Molekül (nicht die Masse 32 u, sondern) die Masse 256 u hat. Auf Grund dieser Bezeichnungen kamen die Chemiker (besser als die Chemielehrer) im wesentlichen mit den Namen "Mol" und "Val" aus, so daß der Name "Gat" beim späteren Streit um die Größe "Stoffmenge" und die - inzwischen nicht mehr als Normstoffportionen, sondern als Größeneinheiten betrachteten - Mole und Vale nicht von Belang war. - Ich komme hierauf noch zurück.

Die schon früh erworbene Einsicht, daß man nur Massenverhältnissetze, aber nicht Atome gefunden habe, desavouiert übrigens alle Lehrbücher, in denen nach der Formulierung der Massenverhältnissetze so getan wird, als könne man aus diesen zwingend die Existenz von Atomen ableiten. - Will man die Schüler, und zwar gerade die zu eigenem Denken befähigten, nicht frustrieren, ist die Existenz von Atomen auf eine ganz andere Weise plausibel zu machen, und sind die Massenverhältnissetze (nur) zur Erhärtung (Verifikation) der Atomhypothese einzusetzen /40/.

Das «Atomgewicht» (hier mit "A****" symbolisiert) war nicht die (absolute) Masse des Atoms, sondern der Quotient aus der Masse eines Gats des jeweiligen elementaren Stoffes und der Masse eines Gats Wasserstoff:

$$(8.7) \quad A^{***}(\text{Sauerstoff}) = \frac{m(1 \text{ Gat Sauerstoff})}{m(1 \text{ Gat Wasserstoff})} = \frac{16\text{g}}{1\text{g}} = 16$$

Das Atomgewicht war also eine (dimensionslose) Zahl.

Entsprechend galt für das «Molekulargewicht» (M^{***}):

$$(8.8) \quad M^{***}(\text{Sauerstoff}) = \frac{m(1 \text{ Mol Sauerstoff})}{m(1 \text{ Gat Wasserstoff})} = \frac{32\text{g}}{1\text{g}} = 32$$

und für das «Äquivalentgewicht» (\ddot{A}^{***}):

$$(8.9) \quad \ddot{A}^{***}(\text{Sauerstoff}) = \frac{m(1 \text{ Val Sauerstoff})}{m(1 \text{ Gat Wasserstoff})} = \frac{8\text{g}}{1\text{g}} = 8$$

Alle Massen der Gleichungen 8.7 bis 8.9 sind gerundet angegeben. - Da die H-Atome einwertig sind, sind "1 Gat Wasserstoff" und "1 Val Wasserstoff" Namen, die gleich große Stoffportionen bezeichnen.

1 Gat Sauerstoff (16 g Sauerstoff), 1 Mol Sauerstoff (32 g Sauerstoff) und 1 Val Sauerstoff (8 g Sauerstoff) waren also - in heutiger Ausdrucksweise - Normstoffportionen. Und 1 Gat Wasserstoff (1 g Wasserstoff) war die Bezugs-Normstoffportion.

Vor der Einführung der Normstoffportionen konnte man nur in denjenigen Reaktionssymbolen, die Reaktionen zwischen Gasportionen bestimmter Volumina beschreiben, mit (kleinen) ganzen Zahlen auskommen,

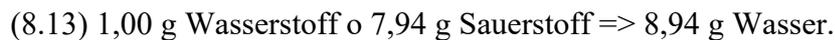


(alle drei Gasportionen haben die gleiche Thermie und den gleichen Druck),

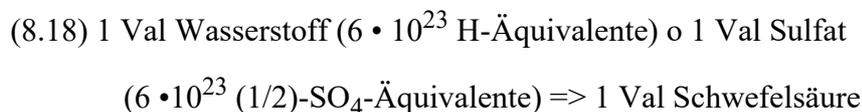
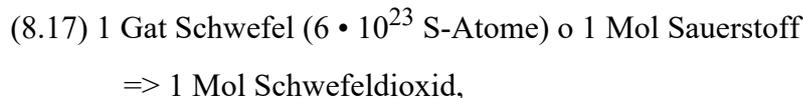
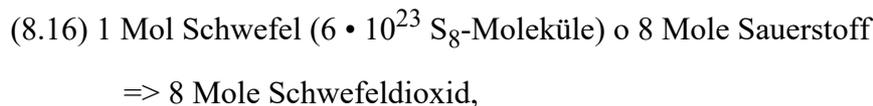


(alle drei Gasportionen haben die gleiche Thermie und den gleichen Druck),

nicht aber in denjenigen Reaktionssymbolen, die Reaktionen zwischen Stoffportionen bestimmter **Massen** beschreiben,



Beim Arbeiten mit Molen, Gaten und Valen kam man ebenfalls mit (kleinen) ganzen Zahlen aus:



$(6 \cdot 10^{23} (1/2)\text{-H}_2\text{SO}_4\text{-Äquivalente})$.

Bei pleoatomiden Molekülen (H_2SO_4) und Ionen (SO_4^{2-}) ist eine Äquivalenthenade derjenige gedachte Bruchteil eines Moleküls beziehungsweise eines Ions, der formal ein einziges H-Atom enthält ($\text{HS}_{1/2}\text{O}_2$) beziehungsweise ein einzelnes H-Atom binden oder ersetzen kann ($\text{S}_{1/2}\text{O}^{-1}_2$).

Man lasse sich durch die heute ungeläufigen Massenangaben in den Gleichungen 8.12 und 8.13 nicht irritieren. Diese Angaben sind dadurch bedingt, daß einem Gat Wasserstoff die Masse "1,000 g" (und nicht - wie heute - die Masse "1,008 g") zugeordnet war.

Das Umgehen mit Normstoffportionen war nicht nur für das praktische Arbeiten in Labor und Betrieb von Vorteil; es erleichterte auch das Rechnen. Mit ihm wurde aber die Aufmerksamkeit von den submikroskopischen Henaden weg- und zu den makroskopischen Henadenaggregaten ('Stoffportionen') hingelenkt. Das führte zu einer Formulierung von Reaktionssymbolen, die zu unzutreffenden Folgerungen verleiteten.

8.3.2. Um die begriffliche Entwicklung verständlich zu machen, sei wiederholt, daß Mole, Gate und Vale Normstoffportionen, also Sachen, waren und in Reaktionssymbole beispielsweise in der folgenden Form hätten eingehen sollen:

(8.19) 2 Wasserstoffmole o 1 Sauerstoffmol => 2 Wassermole,

2 Wasserstoff-Normportionen o 1 Sauerstoff-Normportion => 2 Wassernormportionen.

Man verwendete aber nicht dieses Symbol, sondern eben das Symbol 8.15, das formal völlig den Symbolen 8.11 und 8.13 entspricht. Das führte dazu, daß man das Mol - entsprechend dem Liter und dem Gramm - als eine Größeneinheit (also als eine Eigenschaft) zu betrachten begann und später auch den Sachnamen "Mol" durch das mit einem kleinen Anfangsbuchstaben geschriebene und nicht mehr in die Mehrzahlform gesetzte Zeichen "1 mol" ersetzte, das wie ein Einheitenzeichen aussieht:

(8.20) 2 mol Wasserstoff o 1 mol Sauerstoff -> 2 mol Wasser.

In entsprechender Weise ging man von den Sachnamen "Val" und "Gat" zu den vermeintlichen Einheitenzeichen "val" und "gat" über.

Es wäre nun erforderlich gewesen, beispielsweise die Mole Ostwalds konsequent als «dingliche Mole» von der 'Einheit' "mol" zu unterscheiden. Das geschah aber nicht immer mit der nötigen Deutlichkeit.

Die genannte Auffassungsänderung warf Fragen auf und bedingte folgenschwere Unklarheiten. - Zunächst war zu fragen, welches die Größe ist, der beispielsweise die Einheit "1 mol" zugeordnet sein sollte.

Während sonst immer die Größe den gedanklichen Primat vor der Einheit hat, suchte man hier in einer einmaligen Weise zu einer Einheit die zugehörige Größe.

Zunächst sagte man, daß diese Größe die **Masse** sei: "1 mol Wasserstoff" bezeichnet ja die gleiche Stoffportion wie "2 **Gramm** Wasserstoff". Diese Auffassung implizierte aber eine Schwierigkeit. - In den Ausdrücken "1 g Wasserstoff" und "1 g Sauerstoff" besagt die in beiden Ausdrücken gleiche Massenangabe "1 g", daß die beiden so bezeichneten Stoffportionen die gleiche Masse haben. Wenn "1 mol" eine Massenangabe wäre, sollte auch in den Ausdrücken "1 mol Wasserstoff" und "1 mol Sauerstoff" das jeweils gleiche Einheitsymbol "1 mol" besagen, daß die beiden so bezeichneten Stoffportionen die gleiche Masse hätten. Die Massen der beiden

Stoffportionen sind aber gerade nicht gleich. - Aus den 'Gleichungen'

$$(8.21) \quad \dot{1} \text{ mol} = 2 \text{ g} \dot{;} \text{ (bei Wasserstoff) und}$$

$$(8.22) \quad \dot{1} \text{ mol} = 32 \text{ g} \dot{;} \text{ (bei Sauerstoff)}$$

würde folgen

$$(8.23) \quad \dot{2} \text{ g} = 32 \text{ g} \dot{;}.$$

Um diese Schwierigkeit zu überwinden, wurde der in der Wissenschaft einmalige Name «**individuelle** Masseneinheit» erfunden: Die Masseneinheit "1 mol" sollte eine stoffspezifische Einheit und folglich eine von Stoff zu Stoff verschiedene Masse sein. Diese Auffassung diskreditiert den Namen "Masseneinheit". Eine Größe kann nur in Einheiten angegeben werden, zwischen denen unveränderliche mathematische Beziehungen bestehen ($1 \text{ g} = 10^{-3} \text{ kg}$, $1 \text{ mg} = 10^{-6} \text{ kg}$, ...), aber nicht in Einheiten, die zu ein und derselben legitimen Einheit in verschiedenen Umrechnungsbeziehungen stehen ($\dot{1} \text{ mol} = 2 \text{ g}$; $\dot{1} \text{ mol} = 32 \text{ g}$).

Eine weitere Schwierigkeit ergab sich daraus, daß man auch 'Gleichungen' zwischen Stoffportionen, also zwischen Sachen, aufstellte (und nicht Gleichungen zwischen Größen von Stoffportionen) und zum Beispiel schrieb:

$$(8.24) \quad \dot{1} \text{ mol Salzsäure (HCl)} = 1 \text{ val Salzsäure} \dot{;} ,$$

$$(8.25) \quad \dot{1} \text{ mol Schwefelsäure (H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ val Schwefelsäure} \dot{;} ,$$

$$(8.26) \quad \dot{1} \text{ mol Phosphorsäure (H}_3\text{PO}_4) = 3 \text{ val Phosphorsäure} \dot{;} .$$

Durch 'Herauskürzen' der Stoffnamen wurden aus diesen 'Gleichungen' die folgenden abgeleitet:

$$(8.27) \quad \dot{1} \text{ mol} = 1 \text{ val} \dot{;} \text{ (bei Salzsäure),}$$

$$(8.28) \quad \dot{1} \text{ mol} = 2 \text{ val} \dot{;} \text{ (bei Schwefelsäure),}$$

$$(8.29) \quad \dot{1} \text{ mol} = 3 \text{ val} \dot{;} \text{ (bei Phosphorsäure).}$$

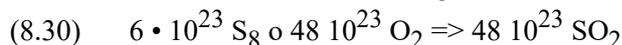
Diese miteinander unverträglichen 'Gleichungen' wurden jahrzehntelang durch alle Lehrbücher geschleppt.

Und das bei vielen mit einem gewissen Stolz: Schienen sie doch zu zeigen, daß die Verhältnisse in der Chemie nicht so einfach sind wie in der Physik und daß die Chemie deshalb ein eigenständiges wissenschaftliches Gebiet neben der Physik ist. Den Inhalt des letzten Satzteils wird man vernünftigerweise nicht bestreiten, aber ihn heute erfreulicherweise nicht mehr so zu begründen suchen.

8.3.3. Mit der Anerkennung der Atomhypothese, die inzwischen als "Atomtheorie" bezeichnet wurde, wurde immer nachhaltiger bewußt, daß die entscheidende Größe bei den Mol-, Val-, und Gatangaben nicht die Masse ist, sondern die Anzahl der Mengen von Molekülen, Äquivalenaden und Atomen. Wenn in den Ausdrücken "1 mol Wasserstoff" und "1 mol Sauerstoff" die gleiche Größenangabe "1 mol" auch eine jeweils gleiche Größe bezeichnen soll, kann diese nicht die Masse, wohl aber die Anzahl der Henadenmengen sein: "1 mol Wasserstoff" und "1 mol Sauerstoff" kennzeichnen 'Stoffportionen'. (Molekülaggregate), die aus gleich vielen Molekülen bestehen. Entsprechend bezeichnen "1 val Wasserstoff" und "1 val Sauerstoff" 'Stoff-

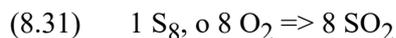
portionen' (Aggregate von Äquivalenthenaden), die aus gleich vielen Äquivalenthenaden («Äquivalenten») bestehen. - 1 (dingliches) Mol eines Stoffes wurde allmählich als eine 'Stoffportion' betrachtet, die aus gleich vielen Molekülen besteht wie eine 'Wasserstoffportion' von 2,00 g Masse. Entsprechend wurde 1 Val eines Stoffes als eine 'Stoffportion' betrachtet, die aus so vielen Äquivalenthenaden besteht wie eine 'Wasserstoffportion' von 1,00 g Masse, und 1 Gat eines Stoffes als eine 'Stoffportion', die aus so vielen Atomen besteht wie eine 'Wasserstoffportion' von 1,00 g Masse.

Das mehrfache Schreiben des Wortes "Stoffportion" zwischen Unkorrektheitszeichen soll darauf hinweisen, daß man mit der Anerkennung der atomaren Betrachtungsweise nicht mehr von (kontinuierlichen) "Stoffportionen", sondern von (diskontinuierlichen) "Henadenaggregaten" sprechen sollte: Neue Auffassungen erfordern neue Sprechweisen, weil mit der Weiterverwendung der alten Namen auch immer wieder die alten Vorstellungen aktiviert und damit Verständnisschwierigkeiten und Mißverständnisse provoziert werden. Die Namen "Stoff" und "Stoffportion" sind selbstverständlich auch weiterhin unentbehrlich: Sie entsprechen unserer (schon in der Wahrnehmung unbewußt vollzogenen) Interpretation der Phänomene: Wenn wir sagen "Das ist ein Stück Schwefel", haben wir das Schwefelstück unbewußt schon als ein Kontinuum (und nicht als ein diskontinuierliches Henadenaggregat) interpretiert; wenn wir sagen "Kupfer wird bei Erhitzen schwarz" haben wir den chemischen Vorgang unbewußt schon als eine Eigenschaftsänderung interpretiert und nicht als eine Einung zweier verschiedenartiger Stoffe zu einem neuartigen, wiederum einheitlichen Einstoff, und erst recht nicht als eine Vereinigung von Atomen, die aus den beiden monoatomiden Ausgangsaggregaten stammen, zu einem neuartigen, pleoatomiden Endaggregat. Wer "Schwefel" sagt, wird auch in Zukunft zu Recht an einen festen gelben Stoff (und nicht an ein S- oder ein S₈-Aggregat) denken. Wer aber das Symbol



schreibt, beschreibt nicht mehr einen Vorgang zwischen (kontinuierlichen) Stoffportionen, sondern einen Vorgang zwischen Henadenaggregaten und sollte diese nicht als "(kontinuierliche) Stoffportionen" bezeichnen.

Das Symbol 8.30 wird im allgemeinen zum Symbol



oder gar zum Symbol "S o O₂ => SO₂" verkürzt. Daß tatsächlich aber der mit dem Symbol 8.30 symbolisierte Vorgang gemeint ist, wird sofort ersichtlich, wenn der Energieumsatz mit angegeben wird: Dieser gilt immer für den Vorgang 8.30.

Man sprach weiterhin nicht von (zwar noch nicht meßbaren, aber doch algebraisch behandelbaren) "absoluten" Molekülmassen", sondern von "Molekulargewichten", definierte diese jetzt — nach der Anerkennung der Atomtheorie - aber nicht mehr als das Verhältnis zweier wägbarer Stoffportionen (Gleichung 8.8), sondern als das Verhältnis der Masse eines Moleküls der jeweils in Rede stehenden Art und der Masse eines H-Atoms:

$$(8.9) \quad M^{**}(\text{Sauerstoff}) - \frac{m(1 \text{ O}_2)}{m(1 \text{ H})} = 32$$

In entsprechender Weise galt jetzt

$$(8.33) \quad A^{**}(\text{Sauerstoff}) = \frac{m(1 \text{ O})}{m(1 \text{ H})} = 16$$

$$(8.34) \quad \dot{A}^{**}(\text{Sauerstoff}) = \frac{m(1/2 - \text{O})}{m(1 \text{ H})} = 8$$

Obwohl in diesen Gleichungen Symbole für die Massen einzelner Henaden stehen, rechnete

man aber weiterhin nicht mit den tatsächlichen (zwar numerisch noch nicht angebbaren, aber algebraisch doch handhabbaren) Massen von Henaden, sondern mit den Verhältnissen von Henadenmassen. Man konnte sich offenbar nicht von dem (mit den Gleichungen 8.7 bis 8.9 eingeführten) Rechnen mit Massenverhältnissen lösen. Als Begründung für das Rechnen mit Verhältnissen von Henadenmassen wurde angegeben, daß man Henadenmassen [zum Beispiel $m(1\text{H})$ oder $m(1\text{O})$] nicht bestimmen könne, wohl aber das Verhältnis von Henadenmassen. Das Verhältnis

$$(8.35) m(1\text{O}) / m(1\text{H}) = 16$$

und entsprechende andere Verhältnisse waren ja schon bekannt. Diese 'Begründung' ist nicht stichhaltig: Wenn man mit dem Quotienten " $16 = m(1\text{O})/m(1\text{H})$ " rechnen kann, kann man auch mit dem Produkt

$$(8.36) m(1\text{O}) = 16 \cdot m(1\text{H})$$

rechnen. Und dann kann man die (numerisch nicht angebbare, aber algebraisch handhabbare) Masse " $m(1\text{H})$ " als neue (nichtdekadische) Masseneinheit definieren und die (absolute) Masse eines O-Atoms unmißverständlich darstellen, und zwar eben durch die Gleichung 8.36.

Die Aussage "Ein O-Atom ist 16-mal so schwer wie ein H-Atom ist begrifflich um nichts weniger verständlich als die Aussage "Der Stein A ist 16-mal so schwer wie das Urkilogrammstück". Ein Unterschied zwischen diesen beiden Aussagen besteht nur insofern, als wir uns von der Masse des Urkilogrammstücks mit Hilfe der überall vorhandenen Kopien einen sinnlichen Eindruck verschaffen können, von der Masse eines H-Atoms aber nicht.

Daß man mit 8.36 rechnen kann, wäre besonders deutlich geworden, wenn man schon damals für $m(1\text{H})$ ein eigenes Symbol, zum Beispiel " 1u^{**} " eingeführt und statt 8.36 geschrieben hätte

$$(8.37) m(1\text{O}) = 16\text{u}^{**}.$$

Für unsere Betrachtung besonders wichtig ist, daß man - trotz der Anerkennung der Atomtheorie - doch nicht mit der Anzahl der Henadenmengen arbeitete, sondern weiterhin die Einheiten " 1mol " und " 1val " (und gelegentlich auch " 1gat ") benutzte, also die Einheiten, von denen man nicht wußte, welche Größen ihnen zuzuordnen seien. Diese Einheiten als atomare Zählheiten aufzufassen und festzulegen, daß 1 mol die Anzahl der H-Atome in einem H-Aggregat von 1,00g Masse sei, schien nicht möglich zu sein. Und das umso weniger, als diese Auffassung auch zu der Konsequenz geführt hätte, daß 1 mol, 1 val und 1 gat ein und dieselbe Zählheit und damit die Einheiten " 1val " und " 1gat " überflüssig wären. Die Chemiker waren bis in die siebziger Jahre unseres Jahrhunderts hinein der Meinung, daß die Einheit " 1val " eine «spezifisch chemische» Einheit sei und man in der Chemie nicht ohne diese Einheit auskommen könne.

8.3.4. Bevor die begriffliche Klärung weiter geführt wird, die wegen unzutreffender Auffassungen erforderlich ist, ist zu sagen, daß auch aus meßtechnischen Gründen begriffliche Änderungen nötig wurden: Wasserstoff verbindet sich mit weniger elementaren Stoffen als Sauerstoff, und man ging deshalb zu diesem als Bezugsstoff über. Damit die mit Hilfe der Masse von O-Atomen zu definierenden «Atomgewichte» möglichst wenig von den auf die Masse der H-Atome bezogenen abweichen, wurde als neue atomare Masseneinheit (hier mit " 1u " symbolisiert) aber nicht die Masse eines O-Atoms, sondern deren 16-ter Teil gewählt:

$$(8.38) 1\text{u} = m(1\text{O})/16.$$

Galten früher zum Beispiel die Gleichungen

$$(8.39) A^{**}(\text{Wasserstoff}) = 1,000,$$

$$(8.40) A^{**}(\text{Sauerstoff}) = \frac{m(1 \text{ O})}{m(1 \text{ H})} = 15,88$$

so galt nun

$$(8.41) A^*(\text{Sauerstoff}) = 16,000,$$

$$(8.42) A^*(\text{Wasserstoff}) = \frac{m(1 \text{ H})}{m(1 \text{ O})/16} = 1,008$$

In entsprechender Weise wurden auch die «Molekular-» und «Äquivalentgewichte» neu definiert.

Mit der Entwicklung der physikalischen Experimentiermöglichkeiten kam man in die Lage, die Massen einzelner Atome (massenspektrografisch) zu ermitteln und stellte dabei fest, daß die Massen der Atome ein und derselben Art unterschiedlich groß sein können. - Um diesen Sachverhalt verständlich zu machen, ist an einige physikalische Einsichten über den Aufbau der Atome zu erinnern.

Man erkannte schon vergleichsweise früh, daß Atome Elektronen enthalten, die Träger je einer (sogenannten) negativen Elementarladung sind, und daß Elektronen von einem Atom zu einem anderen übergehen können. Dabei wird aus einem Elektronen-abgebenden Atom ein elektrisch positiv geladenes Atom und aus einem Elektronen-aufnehmenden Atom ein elektrisch negativ geladenes Atom. Die elektrisch geladenen Atome, zum Beispiel die von Natriumchlorid (Kochsalz), wandern in einem Gelös, in das zwei entgegengesetzt geladene Elektroden eintauchen, zu diesen Elektroden hin. Man nennt sie deshalb "Ionen" (griechisch: Wanderer). Die zur positiven Elektrode, der Anode, wandernden (also die negativen) Ionen werden "Anionen" genannt, und die zur negativen Elektrode, der Kathode, wandernden Ionen werden als "Kationen" bezeichnet.

Diese Entdeckung erzwang den Verzicht auf die Annahme, daß die Atome bei chemischen Reaktionen unteilbare und durch und durch homogene Partikel seien, und führte zu der Annahme daß die Atome aus einem Atomkern und einer von Elektronen gebildeten Atomhülle bestehen, also Kern-Elektron-Systeme seien /39/. - Man erkannte auch, daß die Kerne aus Protonen und Neutronen bestehen; die Protonen sind Träger je einer positiven Elementarladung; die Neutronen sind elektrisch neutral. Die Protonen und Neutronen werden als **Nukleonen** zusammengefaßt (nukleus: Kern).

Und man erkannte, daß die Kerne der Atome ein und derselben Art immer gleich viele Protonen enthalten, aber verschieden viele Neutronen enthalten können; eben deshalb können sie verschieden schwer sein. Da es Atomarten gibt, deren Atome nicht nur gleich viele Protonen, sondern immer auch gleich viele Neutronen enthalten (wie die Atome des Stoffes "Fluor"), unterschied man «Reinelemente» und «Mischelemente», also isonuklide und heteronuklide Atomarten.

Um alle Atome, die man bisher als gleichartig betrachtet hatte, auch weiterhin als gleichartig betrachten zu können, wurde die Art der Atome allein durch die Menge der Protonen je Atomkern definiert: Alle Atome mit gleich vielen Protonen im Kern sind Atome der gleichen Art, gleichgültig wie schwer sie sind, also gleichgültig wie viele Neutronen der Kern enthält. Die verschieden schweren gleichartigen Atome sind also an der gleichen Stelle (am gleichen topus) des Periodensystems der Atomarten eingeordnet; wegen ihrer unterschiedlichen Massen (Neutronen- beziehungsweise Nukleonenmengen) werden sie als verschiedenartige Isotope voneinander unterschieden. Man konnte -und mußte in vielen Fällen - von nun an beispielsweise nicht

nur von "C-Atomen" (Kohlenstoffatomen) sprechen, sondern auch von " ^{12}C -Atomen" (^{12}C -Isotopen, Kohlenstoff-12-Atomen, Kohlenstoff-12-Isotopen) und von " ^{14}C -Atomen" (^{14}C -Isotopen).

Die Ziffer "12" im Symbol " ^{12}C " besagt, daß der Kern eines so symbolisierten C-Atoms 12 Nukleonen enthält. Da die C-Kerne 6 Protonen enthalten, besagt diese Ziffer auch, daß ein ^{12}C -Kern außer den 6 Protonen noch 6 Neutronen enthält. Entsprechend besagt die Ziffer "14", daß die ^{14}C -Kerne 8 Neutronen enthalten.

Man erkannte, daß (auch) die O-Atome nicht isonuklid sind und daß festgelegt werden mußte, was (zum Beispiel in der Gleichung 8.33) " $m(1\ 0)$ " bezeichnen soll. Soll dieses Symbol die Masse eines bestimmten O-Isotops [zum Beispiel $m(1\ ^{16}\text{O})$] oder die durchschnittliche Masse der O-Atome in einem natürlichen O-Isotopen-Gemisch [also $m(1\ \text{O im natürlichen O-Isotopen-Gemisch})$] bedeuten?

Die Chemiker und die Physiker beantworteten diese Frage unterschiedlich und beharrten auf ihrer jeweiligen Auffassung. Das bedingte, daß für einige Jahrzehnte die Chemiker, die bei chemischen Reaktionen mit O-Isotopen-Gemischen und nicht mit einzelnen O-Atomen zu tun haben, als atomare Bezugsmasse den 16-ten Teil der durchschnittlichen Masse eines O-Atoms im natürlichen O-Isotopen-Gemisch wählten, und die Physiker, die die Masse einzelner Atome bestimmen konnten und erkannt hatten, daß das Mengenverhältnis der O-Isotope im natürlichen O-Isotopen-Gemisch nicht an jedem Ort und nicht zu jeder Zeit gleich ist, den 16-ten Teil der Masse eines ^{16}O -Atoms. Die «Atomgewichte» der Chemiker und der Physiker unterschieden sich dadurch in einem wissenschaftlich nicht vernachlässigbaren Ausmaß voneinander. Um diesen Zustand zu überwinden, versuchte man später, die «Atomgewichte» einheitlich an die Masse der mononuklidigen Fluoratome anzuschließen, schloß sie dann aber an die Masse der ^{12}C -Atome an. Beim Kohlenstoff gelang also, was beim Sauerstoff nicht gelungen war. - Um von den bisherigen «Atomgewichten» so wenig wie möglich abzuweichen, wählte man als atomare Bezugsmasse wiederum nicht die Masse eines ^{12}C -Atoms, sondern deren 12-ten Teil. Dieser Einheit wurden die (semantisch unbefriedigenden) Zeichen "1 Unit" und "1 u" zugeordnet:

$$(8.43) \quad 1\ \text{u} = m(1\ ^{12}\text{C})/12.$$

Die neuen «Atomgewichte» unterscheiden sich so wenig von den früheren der Chemiker, daß der Unterschied für die meisten praktischen Belange bedeutungslos ist und die Chemiker deshalb der Festlegung der Masse " $m(1\ ^{12}\text{C})/12$ " als atomarer Masseneinheit zustimmen konnten.

Im Verlauf dieser Entwicklung geschah aber auch noch etwas anderes, und zwar wichtiges: Es setzte sich allmählich und endgültig durch, nicht mehr mit den «Atomgewichten» zu arbeiten, sondern mit den tatsächlichen (absoluten) Atommassen, also zum Beispiel mit

$$(8.44) \quad m(1\ ^{12}\text{C}) = 12,000\ \text{u},$$

$$(8.45) \quad \bar{m}(1\ \text{C im natürlichen U-Isotopen-gemisch}) = 12,01\ \text{u},$$

$$(8.46) \quad m(1\ \text{H}) = 1,008\ \text{u},$$

$$(8.47) \quad m(1\ 0) = 16,00\ \text{u}.$$

Und man erkannte endgültig die Bedeutung der Anzahl für das Verständnis dessen, was zum Beispiel bei zwei verschiedenartigen dinglichen Molen tatsächlich gleich ist, eben die Anzahl der Molekülmengen: Ein dingliches Mol ist ein Molekülaggreat, das ebenso viele Moleküle enthält wie eine ^{12}C -Menge von genau 12 g Masse ^{12}C -Atome enthält. Hätte man die Anzahl

dieser ^{12}C -Menge "1 hen" genannt (so wie man inzwischen die Masse des zwölften Teils eines ^{12}C -Atoms "1 u" nannte, hätte man sagen können: 1 dingliches Mol (Val, Gat) ist ein Hena-denaggregat, das aus 1 hen Molekülen (Äquivalentenaden, Atomen) besteht. - Man hätte dann vielleicht eher erkannt, daß die Einheiten "1 mol", "1 val" und "1 gat" Zählseinheiten sind, und zwar miteinander identische: "1 mol Sauerstoff" ist dann ja gleichbedeutend mit "1 hen O_2 ", "1 val Sauerstoff" gleichbedeutend mit "1 hen $1/2\text{-O}$ " und "1 gat Sauerstoff" gleichbedeutend mit "1 hen O".

Die Physiker setzten zwar später - gegen den Widerstand der Chemiker - durch, daß norm- und gesetzmäßig nur noch die Einheit "1 mol" verwendet wird (also nicht mehr auch die Einheiten "1 val" und "1 gat"), definierten diese aber - in Übereinstimmung mit den Chemikern - nicht als eine Zählseinheit, sondern als eine Einheit der ad hoc erfundenen Größe "Stoffmenge". Damit war es nicht mehr möglich, das Zeichen "1 mol" als Zeichen einer Zählseinheit zu interpretieren. Und deshalb verwende ich als solches das Zeichen "1 hen".

8.3.5. Zu der Konsequenz, daß 1 mol eine Zählseinheit sei, wie zum Beispiel 1 Dutzend oder 1 Gros, war man nicht bereit. Den Grund hierfür beschreibt Westphal in /41/. (Die Hervorhebungen in den folgenden Zitaten stammen von Westphal.)

«Ein tieferes Eindringen in die Eigenschaften und das Verhalten der Materie erfordert aber die Berücksichtigung ihres Aufbaus aus diskreten Teilchen, aus **Atomen und Molekülen**, und ihrer **Anzahlen** in abgegrenzten Stoffmengen. ... Der Begriff der **Anzahl von Dingen** ist uns» (in diesem Buch) «jedoch noch nicht begegnet: Er erscheint zunächst so selbstverständlich, daß darüber kaum etwas zu sagen sein sollte. Aber für die Physik entsteht ein Problem, wenn es um die ungeheuer großen Anzahlen der Moleküle und Atome makroskopischer - wägbarer oder auch noch viel kleinerer - Stoffmengen geht, die man unmöglich wirklich abzählen kann. Es muß ein anderer Weg gefunden werden, um zum Ziel zu gelangen. ...

Der einzig gangbare Weg ist, daß man eine neue Größe einführt, die - da es sich um makroskopische Mengen handelt - nach Verfahren der **Kontinuumsphysik** gemessen werden kann, aber in vollkommen ausreichender Näherung den (immer ungeheuer großen) **Teilchenanzahlen** N **proportional**, also ein **Maß** für solche ist. ... Sie wird *Stoffmenge* (n) genannt. Demnach soll, **unabhängig von der Stoffart**, $n \sim N$ sein....

Eine Größe, die den genannten Bedingungen genügt, läßt sich aber über die Basisgrößen der Dynamik nicht definieren. Deshalb müssen wir die Stoffmenge als neue Basisgröße einführen. ...

Der Bedingung $n \sim N$ entsprechen wir durch die Gleichung

$$n = N / N_A \text{ bzw. } N = n N_A,$$

N_A ist eine **universelle, stoffunabhängige Konstante**, die **Avogadro-Konstante**. ...

Der Zahlenwert der Avogadro-Konstanten, die **Avogadro-Zahl**, ist gleich der **Anzahl der Teilchen** in jedem dinglichen Mol. Der derzeit zuverlässigste Wert ist $N_A = 6,025 \cdot 10^{23}/\text{mol}$.»

Obwohl man die Stoffmenge als eine Meßgröße (also als eine Kontinuumsgröße) und nicht als eine Zählgröße bezeichnete, war inzwischen vielen klar geworden, daß man für die Stoffmenge nur eine einzige Einheit (und deren dekadische Bruchteile und Vielfache) benötigt. Diese Auffassung wurde bei der Normungsarbeit - wie schon gesagt - gegen den Widerstand der Chemiker durchgesetzt. Die Einheit der Stoffmenge wurde "1 mol" genannt und folgendermaßen definiert:

«1 Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebensoviel Einzelteilchen besteht, wie Atome in 12/1000 Kilogramm des Kohlenstoffnuklids ^{12}C enthalten sind. Bei Verwendung des Mol müssen die Einzelteilchen des Systems spezifiziert sein und können Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen sowie andere Teilchen oder Gruppen solcher Teilchen genau angegebener Zusammensetzung sein» (14. Generalkonferenz für Maß und Gewicht 1971; Resolution 3; deutscher Text nach dem Gesetz für Einheiten im Meßwesen /10/).

(8.36) Bevor ich auf diese Definition näher eingehe, verdeutliche ich Größe der schon oft verwendeten Zahl " $6 \cdot 10^{23}$ ", da sich Nichtfachleute nur schwer eine zutreffende Vorstellung von den «immer ungeheuer großen Anzahlen» wägbarer Henadenaggregate machen können. - Wie diese Zahl experimentell bestimmt wird, wird in 8.3.7(7) besprochen werden.

In Kästen von je 5 cm Dicke werden 3 Millionen ($3 \cdot 10^6$) H_2 -Moleküle eingeschlossen. (So viele Buchstaben enthält ein 5 cm dickes Buch von 1000 Seiten zu je 60 Zeilen zu je 50 Buchstaben.) Um in solchen Kästen $6 \cdot 10^{23}$ H_2 -Moleküle unterzubringen, benötigen wir

$$(8.48) n(\text{Kästen}) = \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ H}_2}{3 \cdot 10^6 \text{ H}_2/\text{Kasten}} = 2 \cdot 10^{17} \text{ Kästen}$$

(Hier wurde nicht mit Anzahlen, sondern mit Mengen gerechnet.) Werden diese Kästen in einer geraden Linie lückenlos aneinander gelegt, ergeben sie eine Kastenreihe der Länge

$$(8.49) l(\text{Kastenreihe}) = 2 \cdot 10^{17} \text{ Kästen} \cdot 5 \text{ cm/kasten} = 10^{13} \text{ km.}$$

Wenn ein Flugzeug mit einer Geschwindigkeit von 1000 km/h diese Reihe abfliegt, benötigt es dazu eine Dauer von

$$(8.50) t(\text{Flug}) = \frac{10^{13} \text{ km}}{10^3 \text{ km/h}} = 10^{10} \text{ h} = 1,14 \cdot 10^6 \text{ a.}$$

Das Flugzeug müßte also länger als 1 Million Jahre fliegen, wenn es je 5 cm Flugstrecke 3 Millionen H_2 -Moleküle und damit auf der gesamten Strecke eine (reale) H_2 -Menge von 2 g Masse passieren sollte.

Diese Rechnung vermag einen Eindruck von der intellektuellen Kühnheit zu vermitteln, die dazu gehört, Einsichten in den Bau und in das Verhalten einzelner Atome und Moleküle erarbeiten zu wollen, also zum Beispiel die Einsicht, daß jedes Atom aus einem Kern und einer Elektronenhülle besteht, daß der Kerndurchmesser noch rund 10 000-mal kleiner ist als der Atomdurchmesser, daß sich die Elektronen auf bestimmten 'Bahnen' um den Kern bewegen, daß die Elektronen von ihren Bahnen auf 'höher' angehoben werden oder auf 'niedrigere' zurückfallen können, welche Energieänderungen mit diesen Elektronensprüngen verbunden sind und so fort.

8.3.7. Nach diesem Einschub wende ich mich den der amtlichen Moldefinition zugrunde liegenden Auffassungen zu. Diese werfen viele Fragen auf.

(1) Gemäß den Ausführungen Westphals war für die Einführung der Größe "Stoffmenge" entscheidend, daß eine Henadenmenge nicht tatsächlich gezählt werden könne. Dieses 'Argument' läßt außer acht, daß Anzahlen auch durch Messen bestimmt werden können (und auch tatsächlich bestimmt werden). Und sie läßt außer acht, daß Anzahlen ebenso wie physikalische Größen - mathematisch gesehen - algebraische Größen sind und daß die algebraischen Buchstaben Platzhalter für Kalkulable (Zahlen, Mensurable, Werte und Mengen) sind, deren numerische Größe zunächst unbekannt ist und sich erst am Ende der Rechnung ergibt - sofern die numerisch zunächst unbekannt Kalkulable nicht im Verlauf der Rechnung aus dieser herausfällt.

Gerade das machen aber die Zählinheit "N₀ = 1 hen" und die von ihr abhängigen physikalischen Größen (wie zum Beispiel die atomare Masseneinheit "1 u") in praktisch allen Rechnungen der Chemie und der Molekülphysik.

Der Fall, daß 1 hen oder 1 u nicht aus der Rechnung fällt und deshalb numerisch ermittelt werden kann, wird im Punkt 7 besprochen werden.

Wird zum Beispiel das Gasgesetz auf ein H₂-Aggregat der Anzahl "6 hen" angewendet, also auf ein H₂-Aggregat von 12,096 g Masse, ergibt sich

$$(8.51) p_1 \cdot V_1 = k \cdot N_1 \cdot T_1 = \frac{p_C \cdot V_C}{N_0 \cdot T_C} N_1 \cdot T_1 = \frac{p_C \cdot V_C}{1 \text{ hen} \cdot T_C} \cdot 6 \text{ hen} \cdot T_1$$

$$= \frac{p_C \cdot V_C}{T_C} \cdot 6 \cdot T_1$$

also ein Ausdruck, in dem die Einheit "1 hen" nicht mehr vorkommt. Weitere Beispiele für das Aus-der-Rechnung-Fallen der Einheiten "1 hen" und "1 u" werden sich im folgenden des öfteren ergeben.

Die Tatsache, daß 1 hen = 6,02 • 10²³ eine unvorstellbar große Anzahl ist, ist also kein Grund, nicht mit der Anzahl von Henadenmengen zu rechnen, sondern mit einer Größe "n = 1/N_A • N", die sich proportional mit dieser Anzahl ändert.

Wenn man die Masse eines Normhenadenaggregat (also die schon lange bekannte «Molmasse») kennt, kann man die Anzahlen beliebig großer Henadenaggregate berechnen, und zwar gleichgültig, ob die Normanzahl mit "1 hen" oder mit "6,02 • 10²³" bezeichnet wird. So verhält sich zum Beispiel die Anzahl einer H₂O-Menge in 54,06 g Wasser zur Normanzahl wie die Masse "54,06 g" zur Masse des H₂O-Normaggregats (18,02 g):

$$(8.52) N(\text{H}_2\text{O-M in 54,06 g Wasser}) : 1 \text{ hen } [6,02 \cdot 10^{23}] =$$

$$54,06 \text{ g} : 18,02 \text{ g} = 3 : 1;$$

$$(8.53) N(\text{H}_2\text{O-M in 54,06 g Wasser}) = 3 \text{ hen } [3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}].$$

Und mit diesen Anzahlen kann man rechnen, wiederum gleichgültig, ob die Anzahleinheit mit "1 hen" oder mit "6,02 • 10²³" bezeichnet wird:

18,02 g

$$(8.54) m(3 \text{ hen H}_2\text{O}) = 3 \text{ hen} \cdot m(1 \text{ H}_2\text{O}) = 3 \text{ hen} \cdot 18,02 \text{ g/hen} = 54,06 \text{ g}$$

$$(= 3 \text{ hen} \cdot 18,02 \text{ u} = 54,06 \text{ g});$$

$$(8.55) m(3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ H}_2\text{O}) = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot m(1 \text{ H}_2\text{O})$$

$$= 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 18,02 \text{ g} / 6,02 \cdot 10^{23} = 54,06 \text{ g}$$

$$(= 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 18,02 \text{ u} = 54,06 \text{ g}).$$

(2) Gemäß den Ausführungen Westphals und den heutigen Normvorschriften wird nicht mit den Anzahlen von Henadenmengen und den Massen von Henaden gerechnet, sondern mit der Stoffmenge von Stoffportionen und den stoffmengenbezogenen Größen (einschließlich der Avoga-

dro-Konstanten). Dabei soll aber die Stoffmenge der Anzahl der Henadenmenge proportional sein (siehe das Westphal-Zitat:

$n = 1 / N_A \cdot N$) und die Avogadro-Konstante soll sein:

$$(8.56) N_A = N / n = 6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol}$$

Damit stellt sich die Frage: Wie kann man die Proportionalität zwischen der Stoffmenge und der Anzahl feststellen, und woher kommt die Zahl "6,02 10^{23} " im Zähler der Gleichung 8.56, wenn man die Anzahlen «nicht wirklich abzählen kann»? - Es muß also doch wohl eine - auch von Westphal anerkannte Möglichkeit geben, die Zahl "6,02 $\cdot 10^{23}$ ", also die Anzahl der Normhenadenaggregate, und damit auch die Anzahlen beliebig großer Henadenaggregate zu bestimmen.[Wie die Anzahl "6,02 $\cdot 10^{23}$ " ermittelt werden kann, wird in 8.3.7(7) beschrieben werden.]

(3) Wird die Größe "Stoffmenge" tatsächlich «nach Verfahren der Kontinuumsphysik» gemessen? - Diese Größe ist als vermeintliche Basisgröße weder eine Anzahl (sie soll der Anzahl proportional, aber nicht die Anzahl selbst sein) noch eine Masse oder ein Volumen oder eine andere der bekannten physikalischen Größen. Welches Meßverfahren gibt es, mit dessen Hilfe die Stoffmenge als Stoffmenge gemessen werden könnte? Was tut ein Wissenschaftler oder ein Laborant, wenn er mit einer Stoffportion zu arbeiten hat, die eine bestimmte Stoffmenge hat? Wenn ein Laborant einem Reaktionsgemisch 3 mol Wasser zusetzen soll, nimmt er eine Wasserportion von 54 g Masse oder von 54 ml Volumen, weil er gelernt hat, daß 1 mol Wasser so viel wiegt wie 'das Molekulargewicht angibt' (also 18 g), und weil er weiter weiß, daß Wasser eine Dichte von 1 g/ml hat und daß damit eine Wasserportion von 54 g Masse ein Volumen von 54 ml hat. Er mißt also tatsächlich eine Masse oder ein Volumen «nach Verfahren der Kontinuumsphysik», aber nicht eine Stoffmenge. Eine Stoffmenge hat noch niemand als Stoffmenge gemessen, und zwar weder nach einem Verfahren der Kontinuumsphysik noch nach einem anderen Verfahren. Die für die Einführung der Stoffmenge gegebene Begründung ist nicht stichhaltig.

Die Stoffmenge ist ein Konstrukt, dem in der Realität nichts entspricht; ist eine Vorspiegelung, die erfunden wurde, weil man die physikalischen Größen (zu Recht) als Kontinuumsgrößen betrachtete und man (zu Unrecht)) nur mit Kontinuumsgrößen (und nicht auch mit Mengen und deren Anzahlen) rechnen wollte. Und doch kam man nicht darum herum, auch mit der «Grundgleichung der Molekularmechanik» (Westphal),

$$(8.57) n_1 = 1 / N_A \cdot N_1 = \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot N_1$$

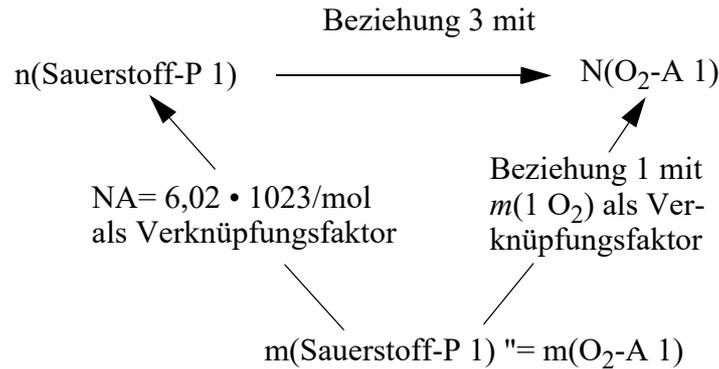
zu arbeiten, in der die Anzahl " $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ " wesentlich ist.

Will man die Beziehung zwischen der Masse einer (als Kontinuum betrachteten) Sauerstoffportion, $m(\text{Sauerstoff-P } 1)$, und der Anzahl des (als Diskontinuum betrachteten) O_2 -Aggregats 1, $N(\text{O}_2\text{-A } 1)$, herstellen, benötigt man zwei Gleichungen, nämlich die Gleichung

$$(8.58) \quad m(\text{Sauerstoff-P } 1) = M(\text{Sauerstoff}) \cdot n(\text{Sauerstoff-P } 1)$$

(M: stoffmengenbezogene Masse " m/n ")

und die Gleichung 8.57, muß man also mit den Beziehungen 2 und 3 des folgenden Schemas arbeiten:



Schema 8.1. Die Beziehungen zwischen Stoffportionsgrößen und Henadenaggregatgrößen

Man geht von der Masse der Sauerstoffportion mit Hilfe des Konstrukts "stoffmengenbezogene Masse M " zum Konstrukt "Stoffmenge n " über

$$(8.59) \quad n(\text{Sauerstoff-P 1}) = m(\text{Sauerstoff-P 1}) / M(\text{Sauerstoff}) \quad (\text{Beziehung 2}),$$

und von diesem mit Hilfe des Konstrukts "Avogadro-Konstante N_A " zur Anzahl " N " des O_2 -Aggregats:

$$(8.60) \quad N(\text{Sauerstoff-P 1}) = n(\text{Sauerstoff-P 1}) \cdot N_A \quad (\text{Beziehung 3})$$

(Warum die Avogadro-Konstante ein Konstrukt ist, wird im Punkt 7 ersichtlich werden.)

Stellt man dagegen die Beziehung zwischen der Masse des (von vornherein als Diskontinuum betrachteten) O_2 -Aggregats, $m(\text{O}_2\text{-A 1})$, und der Anzahl dieses Aggregats, $N(\text{O}_2\text{-A 1})$, her, benötigt man nur eine einzige, und zwar unmittelbar verständliche Gleichung, nämlich

$$(8.61) \quad N(\text{O}_2\text{-A 1}) = m(\text{O}_2\text{-A 1}) / m(1 \text{ O}_2) \quad (\text{Beziehung 1}).$$

$m(1 \text{ O}_2)$

Da die Stoffmenge einer Stoffportion und die Anzahl der Henadenmenge, als die diese Stoffportion atomistisch zu deuten ist, über die Avogadro-Konstante miteinander verbunden sind (Beziehung 3), kann man durchaus auch mit der Beziehung 2 rechnen. Warum sollte man aber die Stoffmenge und die stoffmengenbezogenen Größen, zu denen auch die Avogadro-Konstante gehört, einführen, wenn die Beziehung 1 in einfacher und viel verständlicherer Weise das gleiche Ergebnis liefert? Es wird an bestimmten Stellen wohl die Zahl " $6,02 \cdot 10^{23}$ " benötigt, aber an keiner Stelle die Avogadro-Konstante " $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$ ". Welche Bedeutung die Zahl " $6,02 \cdot 10^{23}$ " tatsächlich hat, wird im Unterabschnitt 8.5 besprochen werden.

Um Mißverständnisse auszuschließen, sei ausdrücklich gesagt, daß die Gleichung

$$(8.62) \quad n = N_A \cdot N$$

weder eine Definitionsgleichung für die Stoffmenge noch eine Definitionsgleichung für die Avogadro-Konstante ist. Die beiden neu eingeführten Größen können sich nicht gegenseitig definieren. Diese Gleichung soll (nur) besagen, daß sich die Stoffmenge proportional mit der Anzahl der Henadenmenge ändert, sagt aber nicht, was die Stoffmenge, was die Avogadro-Konstante und was alle anderen stoffmengenbezogenen Größen sind.

Um zu zeigen, daß das, was mit dem vorstehenden Schema hinsichtlich der Masse gesagt wurde, in entsprechender Weise zum Beispiel auch für das Volumen gilt, sei noch das folgende ausgeführt.

Wenn $6 \cdot 10^{23}$ O₂-Moleküle bei Normbedingungen ein Volumen von 22,4 l beanspruchen, beansprucht ein einzelnes Molekül im statistischen Mittel ein Volumen von

$$(8.63) \quad \bar{V}(1 \text{ O}_2) = 22,4 \text{ l} / 6,02 \cdot 10^{23} = 3,72 \cdot 10^{-23} \text{ l}.$$

Anstatt (für Normbedingungen) zu rechnen

$$(8.64) \quad V(\text{Sauerstoff-P 1}) = V_m(\text{Sauerstoff}) \cdot n(\text{Sauerstoff-P 1}) \\ = 3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l} / \text{mol} = 67,2 \text{ l} \\ (V_m,,: \text{ stoffmengenbezogenes Volumen } "V/n"),$$

kann man auch rechnen

$$(8.65) \quad V(\text{O}_2\text{-A 1}) = N(\text{O}_2\text{-A 1}) \cdot \bar{V}(1 \text{ O}_2) = 18,06 \cdot 10^{23} \cdot 3,72 \cdot 10^{-23} \text{ l} \\ = 67,2 \text{ l}.$$

Einfacher ist es, mit dem Zahlzeichen "1 hen" zu rechnen:

$$(8.66) \quad \bar{V}(1 \text{ O}_2) = 22,4 \text{ l} / \text{hen},$$

$$(8.67) \quad V(3 \text{ hen O}_2) = 3 \text{ hen } 22,4 \text{ l} / \text{hen} = 67,2 \text{ l}.$$

Auch dieses Beispiel zeigt, wie das Zeichen für die Anzahleinheit aus der Rechnung fällt, und zwar selbstverständlich - gleichgültig, ob man mit dem Zahlzeichen " $6 \cdot 10^{23}$ " oder mit dem Zahlzeichen "1 hen" rechnet.

(4) Das Wort "Stoffmenge" sollte - wie Westphal schreibt - eine Kontinuumsgröße bezeichnen. Da der Wortteil "-menge" seiner ursprünglichen Wortbedeutung nach („manche“) aber eine Mehrheit von Sachen, also ein Diskontinuum meint und auch weiterhin meinen sollte (siehe die gesamte Mengenlehre), ist dieses Wort in sich unstimmgig. Einige Diskutanten setzten sich deshalb in früheren Jahren (erfolglos) dafür ein, die gemeinte Größe "Teilchenmenge" zu nennen. - Dieser Name würde zwar besser der Tatsache gerecht, daß die zu bezeichnende Größe eine Diskontinuums- und nicht eine Kontinuumsgröße ist, ist aber insofern ebenfalls ungeeignet, als er eine (Sammel-)Sache, eben eine (reale oder ideale) Menge bezeichnen sollte (siehe oben) und nicht eine die Menge kennzeichnende Eigenschaft.

(5) Das Wort "Stoffmenge" wurde - wie im Vorstehenden schon gesehen werden konnte - auch schon vor der Einführung der Größe "Stoffmenge" benutzt, und zwar zur Bezeichnung einer Sache (man vergleiche hierzu das Westphal-Zitat). So wurde zum Beispiel die Stoffportion "5 g Kochsalz" eine "Stoffmenge" genannt. Mit der normativen Festlegung des Namens "Stoffmenge" bezeichnete dieser nun auch eine physikalische Größe, also eine Eigenschaft. Damit hatte die Sache "Stoffmenge" die Eigenschaft "Stoffmenge". Es war deshalb erforderlich, die Sache "Stoffmenge" als "dingliche Stoffmenge" von der Größe "Stoffmenge" zu unterscheiden. Das Attribut "dinglich" wurde im allgemeinen aber doch nicht verwendet, so daß Unklarheiten und Mißverständnisse nicht ausblieben. Vor allem aber kann man zwei kategorial verschiedene Begriffe nicht mit ein und demselben (nur durch Beifügen oder Weglassen eines Attributs unterschiedenen) Namen bezeichnen. Obwohl damals viele meinten, daß sich die Doppelbedeutung des Wortes "Stoffmenge" nicht vermeiden lasse und man sich deshalb mit dieser abfinden müsse, schlug ich für die «dingliche Stoffmenge» den Namen "Stoffportion" vor /30/. Dieser setzte sich nach anfänglicher Ablehnung erstaunlich schnell durch: Die Notwendigkeit einer begriffgemäßen terminologischen Differenzierung wurde offenbar doch ziemlich stark empfunden.

Der Name "Stoffportion" wurde zuerst durch die Vornorm DIN 32 629 in das Deutsche Normenwerk eingeführt und bald durch eine endgültige Norm /23/ als terminus technicus festgelegt. Man stützte sich bei der Erstellung der Norm nur auf meine Schrift /30/, obwohl ich inzwischen wiederholt - und zwar auch im zuständigen Normenausschuß - vorgetragen und (nach der Veröffentlichung der Vornorm, aber noch vor Veröffentlichung der endgültigen Norm) auch publiziert hatte /33/, daß das Wort "Stoffportion" nur im Bereich des Kontinuumsdenkens, nicht aber auch im Bereich des Diskontinuumsdenkens verwendet werden sollte und daß deshalb neben dem Namen "Stoffportion" auch der Name "Henadenaggregat" (ich sagte damals noch "Monadenaggregat") in eine Norm aufzunehmen sei. Dieser Forderung wurde nicht entsprochen und allein der Name "Stoffportion" eingeführt: «Die Norm legt für einen abgegrenzten Materiebereich den Namen Stoffportion fest», wobei «eine Stoffportion ... aus einem Stoff oder aus mehreren Stoffen oder definierten Bestandteilen von Stoffen bestehen kann ... Von der Portion eines Stoffes spricht man bei einem Bestandteil einer Mischphase oder einer Verbindung auch dann, wenn dieser nicht als selbständiger Stoff existieren kann: Beispiele: ... Die Portion der Chlorid-Ionen, die in einer Portion von festem Natriumchlorid enthalten sind ...» /23/.

Die Aussage, daß «man» auch von "Ionen-Portionen" spricht (obwohl wenige Jahre zuvor der Name "Stoffportion" noch von niemandem verwendet wurde) ist kein Hinweis auf eine tatsächliche und gerechtfertigte Gewohnheit, die die Einführung von Namen wie "Ionenportion" als wissenschaftliche termini rechtfertigen könnte. Eine Ionenportion ist - sprachlich gesehen - ein Teil (pars) eines Ions, so wie eine Kuchenportion ein Teil eines Kuchens ist, aber nicht eine Menge (Mehrheit, Gesamtheit) von Ionen.

Die Verwendung des Namens "Stoffportion" für Henadenaggregate ist nicht nur sprachlich untragbar; sie geht auch über den vorstehend zitierten Zweck der Norm hinaus: Es ist nicht vorstellbar, daß gleichartige Ionen, die «nicht als selbständiger Stoff existieren» können, einen «abgegrenzten Materiebereich» bilden könnten. - Der Name "Stoffportion" ist nur dann angebracht, wenn eine Kontinuumsprechweise genügt, also im phänomenologischen Bereich. Er ist aber unangebracht in Fällen, in denen von Henaden gesprochen wird, also von Atomen, Molekülen, Ionen, Ionensets, Äquivalentenaden, Radikalen oder von anderen Henaden wie Elektronen, Protonen, Neutronen oder von Photonen und anderen Energiequanten. In diesen Fällen betrachtet man keine Kontinuums-Stoffportionen, sondern diskrete Henaden und aus Henaden aufgebaute reale oder ideale Henadenmengen.

Entsprechend unzulänglich ist das ebenfalls im Jahr 1980 veröffentlichte Stoffmengennormblatt DIN 32 625 /22/. - Da man sich ein und dieselbe Stoffportion aus verschiedenartigen Henaden aufgebaut denken kann - zum Beispiel eine Schwefelportion aus S-Atomen und aus S₈-Molekülen - hat die mit sich selbst identische Schwefelportion zwei verschiedene Stoffmengen, beispielsweise 1 mol und 8 mol. Bei einer Stoffmengenangabe ist deshalb normgemäß durch einen in Klammern hinter dem Größensymbol stehenden Index oder verbal anzugeben, «welche Teilchen der Stoffmengenangabe zugrunde gelegt sind», zum Beispiel

$$(8.68) \quad \langle n_9(\text{S}) = 8 \text{ mol} \rangle,$$

gemäß Norm zu lesen «n₉ von S-Atomen »,

$$(8.69) \quad \langle n_9(\text{S}_8) = 1 \text{ mol} \rangle,$$

gemäß Norm zu lesen «n₉ von S₈-Molekülen ...»

beziehungsweise verbal statt 8.69: Die Stoffmenge der Schwefelportion 9 beträgt, «wenn S₈-Moleküle zugrunde gelegt sind», 1 mol:

oder kurz: Die S_8 -Stoffmenge der Schwefelportion 9 beträgt 1 mol.

Es ist einfacher und verständlicher, zu sagen "Die Anzahl des S_8 -Aggregats 1 (als das die Schwefelportion 9 bei atomistischer Betrachtung aufgefaßt wird) ist 1 hen" und "Die Anzahl des S-Aggregats 2 (als das die Schwefelportion 9 bei atomistischer Betrachtung aufgefaßt wird) ist 8 hen". - Während es dem Ungebildeten unverständlich ist, daß eine und dieselbe Stoffportion (Schwefelportion 9) zwei verschiedene Stoffmengen haben könne (1 mol, 8 mol), ist unmittelbar verständlich, daß zwei verschiedenartige Henadenaggregate, als die ein und dieselbe Stoffportion betrachtet werden kann (S-Aggregat, S_8 -Aggregat), zwei verschiedene Anzahlen haben (1 hen, 8 hen).

Es ist nicht erforderlich, auf das Normblatt weiter einzugehen: Die «Angabe der Stoffmenge von Äquivalenten» und andere Ausführungen sind nicht weniger anfechtbar als die vorstehend zitierten und zeigen nur, zu welch seltsamen Formulierungen man genötigt ist, wenn man nicht auch von "Henadenaggregaten", sondern nur von "Stoffportionen" spricht.

Gegen die Einführung eines Namens der Art "Henadenaggregat" wurde vor allem eingewendet, daß ein Chemiker, der von einer "Schwefelportion" spricht, an ein Stück festen gelben Schwefels denkt, nicht aber an ein Henadenaggregat. Genau soll er auch wenn er "Schwefelportion" sagt. "Schwefel" ist ein Begriff aus dem holistisch-phänomenologischen Wahrnehmungs- und Denkbereich, der unserem Alltagserleben und unserer Alltagsauffassung gerecht wird und deshalb unentbehrlich ist. Das darf aber nicht hindern, daß man auch von Henadenaggregaten spricht. Bei Berücksichtigung des Aufbaus der 'Stoffportionen' aus diskreten Henaden, muß man sogar von Henadenaggregaten" sprechen. Welcher Chemiker muß nicht an den diskontinuierlichen Aufbau der 'Stoffe' denken, wenn er in seinen Reaktionssymbolen Atom-, Molekül- und Ionensymbole benutzt? Es wird hier nicht gefordert, daß der Chemiker seine Auffassung von den Sachverhalten ändert, sondern nur, daß er eine Sprechweise akzeptiert und selber anwendet, die seiner eigenen Auffassung besser gerecht wird als die bisherige.

(6) Ist die Avogadro-Konstante wirklich eine «universelle Konstante», wie Westphal schreibt und wie sie in jeder Tabelle der «fundamentalen Konstanten» bezeichnet wird? Zur Beantwortung dieser Frage fragen wir weiter, warum wir überhaupt mit Normaggregaten (Normstoffportionen) arbeiten. Diese Frage ist leicht zu beantworten: Weil es einfacher und damit auch zweckmäßiger ist, mit Aggregaten zu arbeiten, deren Anzahl gleich groß ist, als mit Aggregaten, deren Masse gleich groß ist. Diese praktisch wichtige Einsicht entspricht der eines Kaufmanns, der erkennt, daß es zweckmäßiger ist, Waren wie Mehl und Zucker nicht in 1-kg-Portionen («Packungen») zum Verkauf bereitzuhalten, sondern in Portionen, die jeweils 1 DM kosten: Er erspart sich dann Rechen- und Geldwechselerarbeit. (Diesen Vergleich hörte ich in einer Vorlesung von Robert Wichard Pohl.) - Wenn die Avogadro-Konstante, also die durch die Stoffmengeneinheit "1 mol" dividierte Henadenzahl " $6,02 \cdot 10^{23}$ ", eine universelle Konstante wäre, könnte der Kaufmann sagen, daß auch die von ihm benutzte Größe "1 DM/ Packung" eine universelle Naturkonstante sei. - Die Zahl " $6,02 \cdot 10^{23}$ " hat eine große (und noch näher zu besprechende) Bedeutung, aber weder sie noch das Konstrukt " $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$ " sind eine universelle Konstante, wie beispielsweise die Lichtgeschwindigkeit oder die Gravitationskonstante. Wenn wir festlegen, daß die Stoffmenge einer ^{12}C -Menge von 12 g Masse, deren Anzahl $6,02 \cdot 10^{23}$ ist, als "1 mol" zu bezeichnen sei, können wir nicht sagen, daß $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$ eine Naturkonstante sei. Sonst würde jeder, der ein anderes Henadenaggregat als Normaggregat ('Normstoffportion') einführt, auch eine andere «Naturkonstante» einführen ($10^{24}/\text{mol}$, 5 DM/Packung).

(7) Daß auch die Avogadro-Konstante, die eine stoffmengenbezogene Anzahl ist, ein Konstrukt ist, kann am Beispiel der noch nicht besprochenen Ermittlung dieses Konstrukts gezeigt werden. - Die zuverlässigsten Ergebnisse erhält man, wenn man das Volumen eines monoatomiden Kristalls durch das Volumen dividiert, das ein einzelnes Atom im Kristallverband beansprucht. Dabei erhält man allerdings nicht die Avogadro-Konstante, sondern nur deren «Zahlenwert», also die Anzahl "1 hen":

$$(8.70) \text{ 1 hen} = \frac{V(\text{Kristall, der aus 1 hen Atomen aufgebaut ist})}{V(\text{1 Atom im Kristallverband})}$$

Die bis dahin genaueste Bestimmung dieser Art führten 1974 zwei Arbeitsgruppen des National Bureau of Standards in Washington durch. Das in /3/ veröffentlichte Ergebnis wurde 1976 auf Grund einer differenzierteren Fehlerabschätzung korrigiert /4/.

Die Arbeitsgruppen gingen nach eigenen Aussagen von der sogenannten Bragg'schen Gleichung aus,

$$(8.71) N_A = \frac{n \cdot A}{p \cdot a_0^3}$$

«where n Atoms of average atomic weight A occupy a unit-cell volume a_0^3 and p is the macroscopic density».

Sie bestimmten tatsächlich aber nicht die Avogadro-Konstante " N_A ", sondern deren «Zahlenwert», also die Anzahl "1 hen" (Gleichung 8.70); und sie gingen auch nicht von der Gleichung 8.71, sondern von der Gleichung 8.70 aus - wenn sie diese auch nicht so formulierten.

Um die Bestimmung so genau wie möglich durchzuführen, wurde diese Gleichung aus zwei Gründen abgeändert. (Die folgenden Gleichungsformulierungen sind ebenfalls nicht die der Experimentatoren, sondern von mir gewählte.)

Erstens ist es nicht möglich, das Volumen eines Kristalls mit der gleichen Genauigkeit zu bestimmen, mit der die anderen experimentell zu ermittelnden Größen bestimmt werden können. Es wird deshalb das Volumen durch den Quotienten aus Masse und Dichte ersetzt:

$$(8.72) \text{ 1 hen} = \frac{m(\text{Kristall, der aus 1 hen Atomen aufgebaut ist})}{p(\text{Kristallstoff}) \cdot V(\text{1 Atom im Kristallverband})}$$

Die Dichte kann ihrerseits selbstverständlich nicht aus der Masse und dem Volumen des Kristalls berechnet werden. Um einen Zirkelschluß zu umgehen, wird die Dichte durch (hier nicht näher zu beschreibende) hydrostatische Vergleichsmessungen mit Hilfe eines Dichtestandard ermittelt.

Zweitens wird röntgenografisch nicht das Volumen bestimmt, das ein einzelnes Atom im Kristallverband beansprucht, sondern das Volumen einer sogenannten Einheitszelle. Das Volumen, das ein einzelnes Atom im Kristallverband beansprucht, ergibt sich als Quotient aus dem Volumen der Einheitszelle und der Anzahl der Atommengen je Einheitszelle:

$$(8.73) = \frac{m(\text{Kristall, der aus 1 hen Atomen aufgebaut ist}) \text{ mal } N(\text{Atommenge in 1 Einheitszelle})}{p(\text{Kristallstoff}) \cdot V(\text{1 Einheitszelle})}$$

$p(\text{Kristallstoff}) \cdot V(\text{1 Einheitszelle})$

Da die Masse eines Kristalls, der aus 1 hen Atomen besteht, (von relativistischen Effekten ab-

gesehen) ebenso groß ist wie die Masse von 1 hen einzelnen Atomen und da diese schließlich ebenso groß ist wie das 1-hen-fache der Masse eines einzelnen Atoms, ergibt sich:

$$8.74) 1 \text{ hen} = \frac{1 \text{ hen} \cdot m(1 \text{ Atom}) \cdot N(\text{Atommenge in } a_0^3)}{\rho(\text{Kristallstoff}) \cdot a_0^3}$$

In dieser Gleichung kommen die Masse und das Volumen des Kristalls nicht mehr vor. - Im übrigen sind die Gleichungen 8.70 und 8.72 bis 8.74 - im Gegensatz zur Gleichung 8.71 - dimensionsrichtig:

In 8.74 tritt die Zählereinheit "1 hen" 2-mal und die in der atomaren Masseneinheit "1 u" anzugebende Atommasse 1-mal auf. Man kann aus der Gleichung die Anzahl "1 hen" herauskürzen und bestimmen, wie groß 1 u (beispielsweise) in der Einheit "1 g" ist; oder man kann das Produkt "1 hen • 1 u" definitionsgemäß durch 1 g ersetzen und dann das numerische Ausmaß von 1 hen berechnen.

Werden in die Gleichung die gerundeten Ausmaße für Silicium eingesetzt, ergibt sich

$$(8.75) 1 \text{ hen} = \frac{1 \text{ hen } 28,1 \text{ u} \cdot 8}{(2,33 \text{ g/ml}) \cdot 0,16 \cdot 10^{-21} \text{ ml}}$$

und damit sowohl

$$(8.76) \text{ hen} = \frac{28,1 \text{ g} \cdot 8}{(2,33 \text{ g/ml}) \cdot 0,16 \cdot 10^{-21} \text{ ml}} = 6,03 \cdot 10^{23}$$

wie auch

$$(2,33 \text{ g/ml}) \cdot 0,16 \cdot 10^{-21} \text{ ml}$$

$$(8.77) 1 \text{ u} = \frac{(2,33 \text{ g/ml}) \cdot 1,66 \cdot 10^{-21} \text{ ml}}{28,1 \cdot 8} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

Der sogenannte Bestwert für 1 hen (für den «Zahlenwert» der «Avogadro-Konstanten») war 1976

$$(8.78) 1 \text{ hen} = (6,022 \, 094 \pm 0,000 \, 001 \, 88) \cdot 10^{23}$$

und der «Bestwert» von 1976 für 1 u:

$$(8.79) 1 \text{ u} = (1,660 \, 551 \, 9 \pm 0,000 \, 001 \, 46) \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

Mit Siliciumkristallen wird gearbeitet, weil man heute (im Zeitalter der Halbleitertechnik) von keinem anderen Stoff so gute Einkristalle züchten kann wie von Silicium.

Eine Einheitszelle eines Siliciumkristalls enthält 8 Si-Atome (8.74 => 8.75).

Wer die Originalliteratur nicht kennt, kann sich kaum eine zutreffende Vorstellung davon machen, wie kompliziert die Messungen und die Korrekturüberlegungen sind, die bei einer solchen Bestimmung durchgeführt werden müssen. Ich nenne nur zwei Beispiele. (1) Die Dichte des Kristalls wird (ungefähr) bei Atmosphärendruck bestimmt, während die Messung der Gitterkonstanten " a_0 " im Vakuum erfolgt. Will man bei der Bestimmung von a_0 nicht einen Fehler der Größenordnung " $1 \cdot 10^{-6}$ " machen, muß mit Hilfe der Elastizitätskonstanten von Silicium berechnet werden, welches Ausmaß a_0 bei dem Druck hat, bei dem die Dichte bestimmt wird. (2) Silicium ist kein «Reinelement», sondern ein aus den Isotopen ^{28}Si , ^{29}Si und ^{30}Si bestehendes «Mischelement». Die massenspektroskopischen Messungen liefern die Massen der einzelnen Isotope und nicht die durchschnittliche Masse der Atome des Gemisches. Um diese zu ermitteln, müssen die (relativen) Isotopenhäufigkeiten berücksichtigt werden. Da diese nicht mit

einer ebenso großen Genauigkeit bestimmt werden können wie die Atommassen, sind genauere Bestimmungen der atomaren Anzahl- und Masseneinheit an isotoopenreinen Siliciumkristallen durchzuführen. Da diese - nebenbei gesagt - sehr teuer sind, können diese Bestimmungen nur in den Vereinigten Staaten von Amerika und in der Bundesrepublik Deutschland durchgeführt werden.

Die vorstehende Rechnung zeigt, daß die Größe "Stoffmenge" an keiner Stelle auftritt und an keiner Stelle benötigt wird; die Rechnung liefert auch nicht die Avogadro-Konstante, sondern die Anzahl " $6,02 \cdot 10^{23}$ ". Und auf diese kommt es - auch nach der zitierten Ansicht Westphals - allein an. Was wir wissen wollen, ist allein die Anzahl der Norm-Henadenmenge und nicht die durch die (ad hoc erfundene) Stoffmenge dividierte Anzahl. Die sachgemäße Gleichung 8.74 kann nur dadurch in eine Gleichung für die Avogadro-Konstante umgewandelt werden, daß sie durch die Stoffmengeneinheit "1 mol" dividiert wird. Eine Notwendigkeit dazu tritt aber an keiner Stelle auf, sofern man nicht glaubt, mit der Stoffmenge und dem Mol arbeiten zu müssen (siehe das Westphalzit). Die genannte Division ist nicht sachgemäß und führt eben deshalb zu einem Konstrukt, und zwar zu einem im Grunde unverständlichen Konstrukt.

(8) Was ist in der amtlichen Moldefinition mit der Angabe "12/1000 Kilogramm des Kohlenstoffnuklids ^{12}C " gemeint? Handelt es sich bei dem in der Definition genannten «System» um eine Graphit- oder um eine Diamantportion? - Wenn bei der Bildung von Aggregaten aus Atomen die relativistischen Massenänderungen auch so klein sind, daß sie sich einer direkten Messung entziehen, so sind sie doch vorhanden und auch bestimmbar. Wenn man zum Beispiel Diamant unter Luftabschluß auf über 1700 K erhitzt, wandelt er sich in Graphit um. Bei der Umwandlung von 12 g Diamant wird die (vergleichsweise kleine) Energie

$$(8.80) E = 0,837 \text{ kJ}$$

frei. Dem Energieverlust " $\Delta E = 0,837 \text{ kJ}$ " der Diamantportion entspricht nach der Einsteinschen Masse-Energie-Äquivalenz

$$(8.81) m = E/c^2$$

(c: Lichtgeschwindigkeit)

eine Massenänderung von

$$\bullet(8.82) \Delta m = \frac{0,837 \text{ kJ}}{(3,000 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2} = \frac{0,837 \cdot 10^6 \text{ g} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2}{9,000 \cdot 10^{16} \text{ m}^2/\text{s}^2} = 93,0 \cdot 10^{-13} \text{ g}$$

Damit wissen wir, daß die entstehende Graphitportion um diese Differenzmasse leichter ist als die ursprüngliche Diamantportion, auch wenn wir die Massenänderung als solche nicht messen können. - Eine (heute noch nicht herstellbare) ^{12}C -Graphitportion von genau 12 g Masse muß also aus mehr Atomen aufgebaut sein als eine (heute ebenfalls noch nicht herstellbare) ^{12}C -Diamantportion von genau 12 g Masse. Der entstehenden Graphitportion müssen also ^{12}C -Atome zugefügt werden, um eine Portion von genau 12 g zu erhalten. Die Anzahl der erforderlichen Atommenge findet man durch eine Division der Differenzmasse durch die Masse eines einzelnen Atoms:

$$(8.83) \Delta N = \frac{93,0 \cdot 10^{-13} \text{ g}}{12,0 \text{ u}} = 7,75 \cdot 10^{-13} \text{ hen} = 7,75 \cdot 10^{-13} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$= 46,7 \cdot 10^{10} = 467 \text{ Milliarden (467 000 000 000)}.$$

Das Massenausmaß " $93 \cdot 10^{-13} \text{ g}$ " liegt mehrere Zehnerpotenzen unterhalb der meßtechnisch

erfaßbaren Massenausmaße, spielt also praktisch keine Rolle. Und mit ihm spielen auch die aus ihm berechenbare Anzahl ($467 \cdot 10^9$) und die aus ihm ebenfalls berechenbare Stoffmenge ($7,75 \cdot 10^{-13}$ mol) praktisch keine Rolle.

Die vorstehende Rechnung, die - nebenbei bemerkt - wiederum einen Eindruck von der Größe der Zahl " $6,02 \cdot 10^{23}$ " zu vermitteln vermag, ist aber theoretisch durchaus bedeutsam: Die Definition der Einheit einer (realontologisch fundierten oder von uns konstruierten) Größe muß exakt sein, darf also - in unserem Fall - nicht offen lassen, ob die Anzahl der Normhenadenmenge eine bestimmte Größe oder eine um 467 Milliarden andere Größe hat.

Ein weiteres Bedenken erwächst noch daraus, daß das Mol über ein «System» von Atomen, also über ein Atomaggregat, definiert wurde, die genauesten (also spektrografischen) Massenmessungen aber an Einzelatomen durchgeführt werden. Bei deren Aggregation zu Aggregaten treten noch viel größere Energie- und damit auch Massenänderungen auf als bei der Umwandlung einer Diamantportion in eine Graphitportion.

Die Moldefinition weckt noch ein weiteres und auf den ersten Blick vielleicht noch unwichtiger erscheinendes Bedenken. - In dieser Definition ist offenbar vorausgesetzt, daß die Anzahl der ^{12}C -Atome in genau 12 g ^{12}C eine ganze Zahl ist. Wie kann man in einer exakt sein sollenden Definition eine solche Voraussetzung machen? Die Ganzzahligkeit müßte empirisch als zutreffend erwiesen werden. Gerade das ist aber bei der «immer ungeheuer großen Anzahl» von Henadenmengen nicht möglich. In diesem Zusammenhang ist von Bedeutung, daß die Anzahl wägbarer Henadenmengen immer innumerabel groß ist, nicht aber im Zusammenhang mit der früher besprochenen Ablehnung des Rechnens mit Anzahlen von Henadenmengen und der damit 'begründeten' Einführung der Stoffmenge.

Die Überwindung dieser vermutlich unwichtig erscheinenden Schwierigkeiten wird zu wichtigen Einsichten verhelfen und auch die Einführung von Normhenadenaggregaten mit einer dekadischen Anzahl (statt $6,02 \cdot 10^{23}$) ermöglichen. Die erforderlichen Überlegungen werden aber erst im Unterabschnitt 8.5 angestellt werden, weil zuvor (im Unterabschnitt 8.4) noch zu zeigen ist, wie der begriffliche Aufbau der Chemie und der Molekülphysik in dem hier behandelten Bereich entwickelt werden kann. Wenn auch grundsätzlich schon alles Erforderliche gesagt wurde, scheint der Unterabschnitt 8.4 doch nötig zu sein, weil es erfahrungsgemäß erhebliche Schwierigkeiten bereitet, die zur Kenntnis genommenen Einsichten auch erfolgreich in einem Lehrgang umzusetzen.

(9) Alle geschilderten Ungereimtheiten beruhen letztlich darauf, daß der Übergang vom Paradigma (Erklärungsmuster) "Stoffe und Stoffumbildungen" zum Paradigma "Henadenaggregatstrukturen und Änderung der Henadenaggregatstrukturen (Henadenumgruppierungen)" noch nicht vollständig vollzogen wurde. Anders ist nicht zu verstehen, daß man auf der einen Seite längst die Atomtheorie anerkennt und mit Henadensymbolen arbeitet, auf der anderen Seite aber das Arbeiten mit Anzahlen von Henadenmengen nach wie vor diskreditiert und - um dieses Arbeiten zu vermeiden - seit dem Jahre 1969 das Konstrukt "Stoffmenge" und die von diesem abhängigen weiteren Konstrukte sogar in Normen und Gesetzen verankerte.

Das Wort "Konstrukt" soll besagen, daß beispielsweise der Begriff "Stoffmenge" insofern ein Konstrukt ist, als ihm in der Realität nichts entspricht. Das schließt nicht aus, daß man mit der Stoffmenge rechnen kann - so wie man auch mit einem Konstrukt rechnen könnte, das der Masse immer proportional ist, anstatt mit der Masse selbst. Es ist aber nicht alles, was mathematisch machbar ist, auch physikalisch sinnvoll.

Keiner Änderung in wissenschaftlichen Auffassungen wird ein solcher Widerstand entgegengesetzt wie einem Paradigmenwechsel. Es ist deshalb nicht überraschend, daß auch dem letzten noch ausstehenden Schritt in dem hier in Rede stehenden Paradigmenwechsel ein so hartnäckiger Widerstand entgegengesetzt wird. Es fällt offenbar schwer, überkommene Auffassungen in Frage zu stellen und sich damit vorübergehend einer geistigen Unsicherheit auszusetzen. - Außerdem wird zum Beispiel selbst von vielen, die die Stoffmenge für überflüssig halten, gesagt, daß es nicht möglich sei, diese nun einmal eingeführte Größe wieder auszuführen; man könne nur versuchen, durch normative Festlegungen zu erreichen, daß mit ihr in einheitlicher Weise umgegangen wird. - Diese Auffassung ist vom wissenschaftlichen Standpunkt aus gesehen unhaltbar: Wissenschaftliche Klärungen dürfen nicht an normativen Festlegungen scheitern; es müssen vielmehr die Normen jeweils so geändert werden, daß sie nicht hinter den erreichten wissenschaftlichen Einsichten zurückbleiben.

8.4. Der quantitativ-begriffliche Aufbau der Chemie und der Molekülphysik ohne die Konstruktgröße „Stoffmenge“ und die Konstrukteinheit "1 mol"

Da den meisten Nichtchemikern die Klarheit darüber fehlt, wie man zu chemischen Erkenntnissen kommt, bleibt die Chemie mit ihrem «Formelkram» für viele Menschen eine «schwarze Kunst». Damit das geändert werden kann, wird in diesem Unterabschnitt ein Weg beschrieben, der in einsehbarer Weise (wenn auch nur mit intensiver und ausdauernder Mitarbeit der Schüler zu den ersten Einsichten in den Aufbau der Stoffe und in den Ablauf der Stoffumbildungen führt. - Nachdem im vorstehenden Unterabschnitt verdeutlicht worden ist, wie man nach der Einführung der Ostwaldschen Mole in ein wenig fruchtbares Denkgeleise geriet, ist klar, daß dieser Weg - nach einer gründlichen phänomenologischen und ohne Rechnungen durchführbaren Einführung wichtiger Grundbegriffe /6/ unmittelbar an Dalton anzuschließen und ohne die Konstrukte "Stoffmenge" und "Mol" weiterzuführen ist.

8.4.1. Die Diskontinuumshypothese.

Atome und Moleküle als Aufbauhenaden

Es war eine der bedeutendsten spekulativ eingeführten Hypothesen der Naturphilosophen und Naturwissenschaftler, daß auch die völlig homogen erscheinenden Einstoffe («Reinstoffe»)/37) nicht durch und durch homogen sind, sondern aus kleinsten, nicht weiter teilbaren und voneinander abgegrenzten Atomen bestehen (atomos [griechisch]: unteilbar) und damit submikroskopisch inhomogen sind.

Wie wir heute wissen, sind die Atome nur bei chemischen Reaktionen beständig, nicht aber bei kernphysikalischen.

Die Stoffe und Stoffportionen sind damit nicht als Kontinua, sondern als Diskontinua zu deuten. Deshalb ist das, was bisher als "Stoffportion" bezeichnet wurde, also eine Portion eines als Kontinuum aufgefaßten Stoffes, jetzt anders zu benennen: Es ist jetzt als ein "**diskontinuierliches Aggregat**" von diskreten, voneinander abgegrenzten Atomen zu bezeichnen. Und das, was als "Stoff" bezeichnet wurde, erweist sich als die Struktur eines Atomaggregats. Ebenso wie den Stoffportionen, die eine endliche Größe haben, die in der Größe ebenfalls begrenzten Atomaggregate entsprechen, entsprechen den unbegrenzt zu denkenden Stoffen die ebenfalls unbegrenzt zu denkenden Atomaggregatstrukturen.

Der Begriff der Aggregatstruktur ist für die Chemie grundlegend wichtig. - Unter Struktur verstehe ich hier nicht allein die Anordnung der Atome im Aggregat, sondern **die Atome der jeweiligen Art in ihrer jeweiligen Anordnung**. Es kommt bei einer Atomstruktur nicht nur darauf an, in welcher Weise Atome angeordnet sind, sondern - und zwar primär - auch darauf, Atome welcher Arten eine Struktur

bilden.

Die (als Kontinua aufgefaßten und unbegrenzt zu denkenden) Einstoffe, die chemisch nicht weiter zerlegt werden können und als "elementare Stoffe" oder "chemische Elemente" bezeichnet werden, erweisen sich bei Diskontinuumsbetrachtung als (unbegrenzt zu denkende) monoatomide Aggregatstrukturen und die (sehr viel häufigeren) Einstoffe, die chemisch (in monoatomide Stoffe) zerlegt werden können und als "chemische Verbindungen" bezeichnet werden, als pleoatomide Aggregatstrukturen.

Die Endsilbe "-id" in Namen wie "monoatomid" stammt vom griechischen Wort "eidōs" (Bild, Wesen, Art) und hat in diesen Namen etwa die Bedeutung "artig", "von der Art". Monoatomide Moleküle sind aus Atomen einer einzigen Art aufgebaut (zum Beispiel H_2 -Moleküle. Die einfachsten pleoatomiden Moleküle sind diatomid (zum Beispiel H_2O -Moleküle). Die H_2O -Moleküle sind also dreiatomig, aber diatomid.

Der Wortteil "pleo" stammt vom griechischen Wort "pleos" (lateinisch: plus) und bedeutet "mehr".

Der **paradigmatisch bedeutsame** Übergang vom Kontinuumsdenken zum Diskontinuumsdenken ist im Verlauf des weiteren Unterrichts bewußt zu halten.

Bei der jetzigen, den Sachverhalten besser gerecht werdenden Betrachtung ist der Begriff "begrenztes Atomaggregat" das gedanklich Primäre und der Begriff "unbegrenzt zu denkende Atomaggregatstruktur" das gedankliche Folgende, während vorher - wie die Wortbildung belegt - der Begriff "Stoff" als das gedanklich Primäre aufgefaßt wurde und der Begriff "Stoffportion" als das gedanklich Abgeleitete.

Die bisherige gedankliche Vorrangstellung des Begriffs "Stoff", den bis heute niemand zu definieren vermochte, geht zurück auf die als grundlegend wichtig betrachtete geistige Entdeckung des Unbegrenzten (des apeiron) durch die altgriechischen Naturphilosophen und die in der neuplatonischen Zeit weiterentwickelte Auffassung, daß zum Unbegrenzten ein Begrenzendes hinzutreten müsse, damit ein Begrenztes entstehe.

Nach dem Übergang von der Kontinuums- zur Diskontinuumsbetrachtung sollten wir die Atome, die die diskontinuierlichen Atomaggregatstrukturen (und nicht die als Kontinua betrachteten Stoffe) bilden, nicht mit einem Namen benennen, der von einem Stoffnamen abgeleitet ist, also nicht mit einem Namen der Art "Wasserstoffatom" oder "Kohlenstoffatom". Ich verwende an deren Stelle Namen, die in der Chemie als Atomsymbole verwendet werden, im Fall der genannten Atome also die Namen "H-Atom" und "C-Atom".

In der Zeit des Übergangs von der Kontinuums- zur Diskontinuumsbetrachtung ist die Verwendung von Atomnamen, die von Stoffnamen abgeleitet sind, nicht zu umgehen. Man muß notwendigerweise zunächst von den "Atomen des Stoffs "Wasserstoff- oder - kurz - von "Wasserstoffatomen" reden, bevor man den Namen "H-Atom" benutzen kann.

Auch die (bald zu besprechenden) Moleküle, deren Atombestand, zum Beispiel der Atombestand " H_2O " erst zu ermitteln ist, können nicht von Anfang an als " H_2O -Moleküle" bezeichnet, sondern müssen zunächst "Moleküle des Stoffes "Wasser- oder "Wassermoleküle" genannt werden.

Es würde genügen, Namen wie "H", " H_2O " und " $Ca^{2+}CO_3^{2-}$ " (und nicht "H-Atom", " H_2O -Molekül" und " $Ca^{2+}CO_3^{2-}$ -Ionenset") zu verwenden. Gegen das Verwenden der redundanten Namen ist aber sicherlich nichts Ernsthaftes einzuwenden.

Was geschieht nun bei den Stoffumbildungen?

Als "Stoffumbildungen" bezeichne ich sowohl die chemischen Reaktionen in der üblichen Bedeutung des Wortes wie auch die Aggregatzustandsänderungen und die Modifikationsänderungen. Die Vorgänge der beiden zuletzt genannten Arten fasse ich (vorläufig) unter dem Namen "Stoffumwandlungen" zusammen. Dieser Name ist vom Namen "Stoffumbildungen" sprachlich zu wenig abgesetzt.

Man stellte sich zunächst vor, daß zum Beispiel Wasserstoff aus H-Atomen besteht und Sauerstoff aus O-Atomen und daß das als "Knallgas" bezeichnete Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisch ein Gemisch aus H-Atomen und O-Atomen ist. Aber auch Wasser mußte, wie die (schon früh durchgeführte) elektrolytische Zerlegung von Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff zeigte, (mindestens) aus H-Atomen und O-Atomen aufgebaut sein. (Daß Wasser nur aus Atomen dieser beiden Arten aufgebaut ist, zeigt erst die Synthese von Wasser nur aus Wasserstoff und Sauerstoff.) Es war anzunehmen, daß die H- und die O-Atome im Knallgas unverbunden nebeneinander vorliegen, während sie im Wasser durch Kräfte fest zusammengehalten werden und eben dadurch den andersartigen, bei Normbedingungen flüssigen Stoff "Wasser" bilden.

Man nahm weiterhin an, daß bei den chemischen Reaktionen (in der üblichen Bedeutung des Wortes) die monoatomiden wie die pleoatomiden Anfangsstoffe (zum Beispiel Zink und Wasser) bis zu den Atomen abgebaut werden und daß sich die dann voneinander getrennten Atome in einer anderen Kombination zusammenlagern. So wird zum Beispiel bei der Reaktion von Zink und Wasser (bei der Zinkoxid und Wasserstoff gebildet werden) die Zinkportion zu Zn-Atomen und die Wasserportion zu H- und O-Atomen abgebaut:

(8.84) Zinkportion \Rightarrow Zn-Atome,

(8.85) Wasserportion \Rightarrow H-Atome o O-Atome;

die Zn-Atome und die O-Atome lagern sich dann zu einer Zinkoxidportion zusammen und die übrig bleibenden H-Atome zu einer Wasserstoffportion:

(8.86) Zn-Atome o O-Atome \Rightarrow Zinkoxidportion, (

8.87) H-Atome \Rightarrow Wasserstoffportion.

Und man nahm an, daß bei den Aggregatzustands- und Modifikationsänderungen die Stoffe nicht bis zu Einzelatomen abgebaut werden, sondern nur bis zu Atomkomplexen, die aus Atomen aller in dem jeweiligen Einstoff vorkommenden Arten bestehen. Konkret gesprochen: Wenn Wasser verdampft, wird es nicht bis zu H- und O-Atomen abgebaut, denn sonst müßte Wasserdampf identisch mit Knallgas sein. Wasserdampf muß vielmehr aus Atomkomplexen bestehen, die mindestens aus je 1 H-Atom und je 1 O-Atom aufgebaut sind. Diese mehratomigen Henaden (der leichtflüchtigen Stoffe) wurden und werden als "Moleküle" bezeichnet. Die Bindekräfte zwischen den Atomen, die ein H-O-Molekül bilden, müssen größer sein als die zwischen den H-O-Molekülen: Beim Verdampfen können wohl die Kräfte zwischen den Molekülen durch thermisch bedingte Gegenkräfte überwunden werden, so daß sich im Wasserdampf voneinander isolierte H-O-Moleküle befinden; diese thermischen Kräfte reichen aber nicht aus, um auch die Kräfte zu überwinden, die zwischen den zu einem Molekül verbundenen Atomen wirken. Diese innermolekularen Kräfte werden erst bei chemischen Reaktionen (in der üblichen Bedeutung des Wortes) überwunden. Nicht beim Verdampfen von flüssigem Wasser, wohl aber bei der (als Beispiel gewählten) Reaktion zwischen Zink und Wasser werden nicht nur die Moleküle der Wasserportion voneinander getrennt, sondern auch die Atome der H-O-Moleküle:

thermische Kräfte

(8.88) Wasserportion $\xrightarrow{\text{'thermische' Kräfte}}$ H-O-Moleküle,

(8.89) H-O-Moleküle $\xrightarrow{\text{'chemische' Kräfte}}$ H-Atome o O-Atome

Damit waren neben den Atomen auch die Moleküle als Aufbauhenaden erkannt, und zwar als Aufbauhenaden pleoatomider Stoffe. Eine Wasserportion ist zwar letztlich aus H- und O-Atomen aufgebaut; bis zu diesen Atomen wird eine Wasserportion bei einer chemischen Reaktion ja auch abgebaut; man kann aber auch sagen, daß eine Wasserportion aus H-O-Molekülen aufgebaut ist. - Es ist keine Frage der wissenschaftlichen Wahrheit, sondern eine Frage der jeweiligen Betrachtung und damit eine Frage der Zweckmäßigkeit, ob wir entweder die H- oder die O-Atome oder die H-O-Moleküle als die Aufbauhenaden eines H-O-Aggregats auffassen. Damit können wir ein (phänomenologisch als Wasserportion wahrgenommenes) H-O-Aggregat nicht nur als ein "Atomaggregat", sondern auch als ein "Molekülaggregat" bezeichnen.

Bei chemischen Reaktionen

- trennen sich also zum Beispiel die Atome eines pleoatomiden Atomaggregats voneinander (Quecksilberoxid => Hg-Atome o O-Atome) und vereinigen sich dann die Atome 'sortenrein' zu zwei monoatomiden Aggregaten (Hg-Atome => Quecksilber, O-Atome Sauerstoff)
- oder trennen sich die Atome zweier verschiedenartiger monoatomider Aggregate voneinander (Zink => Zn-Atome, Sauerstoff-Atome) und die Atome vereinigen sich dann zu einem pleoatomiden Aggregat (Zn-Atome o O-Atome => Zinkoxid)
- oder die Atome zweier verschiedenartiger Anfangsaggregate, von denen eines ebenfalls monoatomid sein kann, trennen sich voneinander (Zink Zn-Atome, Wasser => H-Atome o O-Atome) und die Atome vereinigen sich dann zu neuartigen Aggregaten (Zn-Atome o O-Atome => Zinkoxid, H-Atome Wasserstoff).

Damit können wir unsere Frage beantworten und - verallgemeinernd und vereinfachend - sagen, daß das, was wir phänomenologisch als eine Stoffumbildung wahrnehmen, bei atomistischer Betrachtung eine Atomumgruppierung ist.

Bei Stoffumwandlungen (Aggregatzustandsänderungen und Modifikationsänderungen) lagern sich Atome (ohne eine Änderung des Atombestands) zu einer anderen Atomaggregatstruktur um (Diamant => Graphit)

- der lagern sich Moleküle (ohne Änderung des Atombestands) zu einer anderen Molekülaggregatstruktur um (rhombischer Schwefel —> monokliner Schwefel, Eis —> flüssiges Wasser —> Wasserdampf)
- oder lagern sich (im Unterricht erst später zu besprechende) Ionen zu einer neuen Ionenaggregatstruktur um (Calcit —> Aragonit).

Als Obername zu den Namen "Atom" und "Molekül" (und zu weiteren Namen wie "Ion", "Ionen-set" [«Elementargruppe»], "Proton", "Elektron" und "Photon") verwende ich - wie vorstehend schon geschehen - den Namen "Henade" in der Bedeutung einer Sache, die die Eigenschaft hat, (in irgendeiner Hinsicht) ein Eines (ein Unum) zu sein, und deshalb nicht mit dem (von der Wortbildung her eine Eigenschaft bezeichnenden) Namen "Einheit" bezeichnet werden sollte. (Auch eine Diade oder eine Triade ist keine Zweierheit beziehungsweise Dreierheit, sondern eine Sache, die die Eigenschaft der Zweierheit beziehungsweise Dreierheit hat.)

Mit dem Wort "Henade" kann ich auch das 'farblose' Wort "Teilchen" vermeiden, das vor allem insofern bedenklich ist, als die «Teilchen» nach heutiger wissenschaftlicher Auffassung nicht nur als Korpuskel, sondern - bei bestimmten Betrachtungen - auch als (energetische, nichtmaterielle) Wellengebilde aufgefaßt werden können.

Um zu zeigen, wie die Zusammensetzung (der Atombestand) eines Moleküls ermittelt werden

kann, ist im folgenden zunächst auf zwei für den begrifflichen Aufbau der Chemie besonders wichtige Gesetze einzugehen.

8.4.2. Das Avogadro-Gesetz und das sogenannte chemische Gasvolumengesetz.
Der Atombestand von Molekülen und die Atomumgruppierungen bei Stoffumbildungen.
Die ersten Molekülsymbole (H_2 , Cl_2 , O_2 , HCl , H_2O) und die ersten Reaktionssymbole

Nachdem es bei chemischen Experimenten gelungen war, Gase herzustellen, die zuvor unbekannt waren, wandte sich das Interesse sowohl der Chemiker wie der Physiker besonders weiteren Experimenten mit Gasen zu. Bei diesen wurden zwei Gesetze gefunden, die für den begrifflichen Aufbau der Chemie besonders wichtig sind: Das Avogadro-Gesetz und das sogenannte chemische Gasvolumengesetz.

(1) Bei physikalischen Experimenten stellte man fest, daß sich die Portionen aller (idealen) Gase bei Thermie- und Druckänderungen in gleicher Weise verhalten, gleichgültig ob diese monoatomid sind (wie Wasserstoff, Chlor, Sauerstoff) oder pleoatomid (wie Hydrogenchlorid, Wasserdampf) und auch gleichgültig, ob sie Einstoffe sind (wie Wasserstoff, Chlor, Sauerstoff, Hydrogenchlorid, Wasserdampf) oder Gasgemische (wie Wasserstoff-Chlor-Gemische [Chlorknallgas], Wasserstoff-Sauerstoff-Gemische [Knallgas], Luft).

Ein Gas wird "ideales Gas" genannt, wenn seine Thermie erheblich größer ist als seine Siedebeziehungsweise Kondensationsthermie und sein Druck vergleichsweise klein. Das Gas mit der kleinsten Siedethermie, also gewissermaßen das 'idealste' Gas, ist Helium. Aber auch andere Edelgase und auch Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff erfüllen diese Bedingungen schon bei Normbedingungen recht gut.

Konkret gesprochen: Vergrößert man die Thermie der Portion eines beliebigen (idealen) Gases bei gleich bleibendem Druck auf das Doppelte, vergrößert sich auch das Volumen auf das Doppelte:

$$(8.90) \quad p = \text{konst} \wedge T_1 \rightarrow 2 \cdot T_1 \Rightarrow V_1 \rightarrow 2 \cdot V_1.$$

Erhöht man den Druck der Portion eines beliebigen (idealen) Gases bei gleichbleibender Thermie auf das Doppelte, verkleinert sich das Volumen auf die Hälfte:

$$(8.91) \quad T = \text{konst} \wedge p_1 \rightarrow 2 p_1 \wedge V_1 \rightarrow 1/2 \cdot V_1.$$

Zur Deutung dieses auffallend gleichen Verhaltens machte man die folgenden Annahmen.

(1) Die Henaden einer Gasportion befinden sich dauernd in einer ungeordneten (thermisch bedingten) Bewegung und stoßen dabei gegen andere Henaden und gegen die Gefäßwände. Durch die Stöße gegen die Gefäßwände entsteht der Druck, den die Gasportion auf die Gefäßwände ausübt. Die Henaden bleiben bei den Bewegungen und insbesondere auch bei den Stößen erhalten, lagern sich also bei den Stößen nicht zu größeren Atomkomplexen zusammen, und werden, wenn sie Moleküle sind, bei den Stößen nicht in Atome aufgetrennt. Die Henaden im Gasraum können deshalb als "Bewegungshenaden" oder als "Stoßhenaden" bezeichnet werden. Sie behalten auch bei den Stößen die Eigenschaft, ein Eines zu sein.

(2) Je schneller sich die Henaden bewegen, desto heftiger sind ihre Stöße und desto größer ist der Druck der Gasportion auf die Gefäßwände.

(3) Die Translationsenergie der Henaden, die mit der thermischen Bewegung gegeben ist, hat bei einer bestimmten Thermie ein bestimmtes durchschnittliches Ausmaß. Je größer die durchschnittliche Translationsenergie der Henaden ist, desto größer ist die Thermie der Gasportion.

(4) Da sich Portionen aller (idealen) Gase gleich verhalten, ist die Translationsenergie auf die Henaden auch dann statistisch gleichmäßig verteilt, wenn die Gasportion aus verschiedenartigen und damit auch verschieden schweren Henaden besteht. Die schwereren Henaden bewegen sich langsamer als die leichteren, haben aber auf Grund ihrer größeren Masse trotzdem die gleiche durchschnittliche Translationsenergie wie die leichteren und entsprechend schnelleren Henaden. Damit hängen die Thermie und der Druck einer Gasportion nicht von der Masse der Henaden ab, deren unterschiedliches Ausmaß durch entsprechend unterschiedliche Geschwindigkeiten sozusagen automatisch kompensiert wird, sondern nur von der Anzahl der Henadenmenge, genau: von der volumenbezogenen Anzahl der Henadenmenge: Eine bestimmte Menge von Henaden übt in einem kleineren Gefäß (bei gleicher Thermie) einen größeren Druck auf die Gefäßwände aus als in einem größeren.

Erklärende Ausführungen hierzu und auch zu der Frage, warum auch die Gestalt der Stoßhenaden (kugelförmig, hantelförmig, ...) keinen Einfluß auf die Thermie und den Druck einer Gasportion hat, finden sich in /6/.

(5) Da die Gleichverteilung der Translationsenergie nicht von der Masse und auch nicht von der Form der Henaden abhängt, ist sie auch unabhängig davon, ob die sich bewegenden und stoßenden Henaden Einzelatome oder ob sie Atomkomplexe, also (mehratomige) Moleküle sind. - Entscheidend für das Ausmaß der Thermie und des Druckes der Gasportion ist - um es zu wiederholen - allein die volumenbezogene Anzahl der Henadenmenge und die mittlere Translationsenergie der Henaden, aber nicht die Art der Henaden.

Aus Annahmen solcher Art folgerte Amadeo Avogadro (1776 bis 1856) seine berühmte «Regel», die längst den Rang eines Gesetzes hat:

Portionen aller idealen Gase, die bei gleicher Thermie und gleichem Druck ein gleiches Volumen haben, bestehen aus gleich vielen «Molekülen» (Bewegungshenaden), gleichgültig wie schwer diese sind und welche Form sie haben, und damit auch gleichgültig, ob sie einfache Henaden (also Atome) oder zusammengesetzte (und bei thermischen Vorgängen beständige) Moleküle sind:

$$(8.92) \quad V_1 = V_2 \wedge T_1 = T_2 \wedge p_1 = p_2 \Rightarrow N_1 = N_2$$

Dieses wichtige Gesetz wird - wenn überhaupt - in allen mir bekannten Lehrbüchern unzureichend abgeleitet. Erheblich plausibler wird es in /6/ begründet.

(2) Bei chemischen Experimenten stellte man fest, daß bei Reaktionen, bei denen sowohl die Anfangs- wie auch die Endstoffe gasig sind, die Volumina der Portionen aller an der Reaktion beteiligten (idealen) Gase bei gleicher Thermie und gleichem Druck zueinander im Verhältnis ganzer Zahlen stehen. Diese Zahlen sind außerdem im allgemeinen klein, können bei komplizierten organischen Verbindungen aber auch größer sein. Das ist bereits das chemische Gasvolumengesetz. - Konkret gesprochen: Wenn bei der Hydrogenchloridbildung («Chlorwasserstoffbildung») die Anfangsstoffe "Wasserstoff" und "Chlor" und der Endstoff "Hydrogenchlorid" die gleiche Thermie und den gleichen Druck haben, bilden sich (beispielsweise) aus genau 40 ml Wasserstoff und genau 40 ml Chlor genau 80 ml Hydrogenchlorid:

$$(8.93) \quad T(\text{Wasserstoff-P } 1) = T(\text{Chlor-P } 1) = T(\text{Hydrogenchlorid-P } 1) \\ \wedge p(\text{Wasserstoff-P } 1) = p(\text{Chlor-P } 1) = p(\text{Hydrogenchlorid-P } 1) \\ \Rightarrow 40 \text{ ml Wasserstoff o } 40 \text{ ml Chlor } \rightarrow 80 \text{ ml Hydrogenchlorid.}$$

Die Volumina stehen also im Verhältnis

$$(8.94) \quad V(\text{Wasserstoff-P 1}) : V(\text{Chlor-P 1}) : V(\text{Hydrogenchlorid-P 1}) \\ = 40 \text{ ml} : 40 \text{ ml} : 80 \text{ ml} = 1 : 1 : 2,$$

also im Verhältnis (kleiner) ganzer Zahlen.

Entsprechend gilt für die Wasserdampfbildung zum Beispiel

$$(8.95) \quad T(\text{Wasserstoff-P 1}) = T(\text{Sauerstoff-P 1}) = T(\text{Wasserdampf-P 1}) \\ \wedge p(\text{Wasserstoff-P 1}) = p(\text{Sauerstoff-P 1}) = p(\text{Wasserdampf-P 1}) \\ \Rightarrow 40 \text{ ml Wasserstoff o } 20 \text{ ml Sauerstoff} \rightarrow 40 \text{ ml Wasserdampf.}$$

Die Volumina der an der Reaktion beteiligten Gasportionen stehen (bei gleichen Bedingungen) im Verhältnis 2 : 1 : 2, also ebenfalls im Verhältnis (kleiner) ganzer Zahlen.

Mit Hilfe der bei den Experimenten ermittelten Volumina und dem Avogadro-Gesetz sind wir in der Lage, Aussagen über den Aufbau von Stoßhenaden zu machen, und zwar darüber, ob eine Stoßhenade ein Atom oder ein Molekül ist; wenn die Stoßhenade ein Molekül ist, erlauben die experimentellen Befunde und das Avogadro-Gesetz bei einfach gebauten Molekülen auch eine Aussage darüber, aus wie vielen (gleichartigen) Atomen ein monoatomides Molekül besteht (zum Beispiel aus 2 wie ein H_2 -Molekül) oder aus wie vielen Atomen der jeweiligen Art ein pleoatomides Molekül besteht (zum Beispiel aus 2 H-Atomen und 1 O-Atom wie ein H_2O -Molekül).

Bezeichnen wir die Anzahl der Menge der Stoßhenaden in 40 ml eines (idealen) Gases (bei einer bestimmten Thermie " T_1 " und einem bestimmten Druck " p_1 ") mit " N_1 ", können wir in Kenntnis des AvogadroGesetzes statt 8.93 auch schreiben

$$(8.96) \quad N_1((\text{Wasserstoff-Stoßhenaden-M}) \text{ o } N_1(\text{Chlor-Stoßhenaden-M}) \rightarrow \\ 2 N_1(\text{Hydrogenchlorid-Stoßhenaden-M}).$$

In diesem Reaktionssymbol brauchen keine Bedingungen notiert zu werden, weil sich die Anzahlen der Molekülmengen bei Thermie- und Druckänderungen nicht ändern.

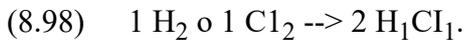
Denken wir uns die Gesamtumbildung als die Gesamtheit von N_1 Einzelumbildungen («Elementarreaktionen»), können wir für die Einzelumbildung schreiben

$$(8.97) \quad 1 \text{ Wasserstoff-Stoßhenade o } 1 \text{ Chlor-Stoßhenade} \\ \Rightarrow 2 \text{ Hydrogenchlorid-Stoßhenaden.}$$

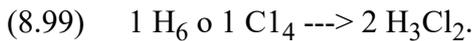
Da man Wasserstoff und Chlor (zu Recht) für elementare Stoffe hielt und da man (mit Selbstverständlichkeit, aber zu Unrecht) annahm, daß die Stoßhenaden der elementaren Stoffe Atome seien, stieß ein Umbildungssymbol der Art 8.97 seinerzeit auf allgemeine und jahrzehntelang andauernde Ablehnung. Es besagt ja, daß sich jede WasserstoffStoßhenade und jede Chlor-Stoßhenade bei der Reaktion in jeweils mindestens 2 Atome teilen müßte: Jede der beiden - gemäß Reaktionssymbol 8.97 - gebildeten Hydrogenchlorid-Stoßhenaden muß -da die Atome für unteilbar gehalten wurden - aus mindestens 1 H-Atom und 1 Cl-Atom aufgebaut sein. Das Symbol 8.97 würde also - so meinte man - besagen, daß sich bei der Reaktion sowohl die für Atome gehaltenen Wasserstoff-Stoßhenaden wie auch die für Atome gehaltenen Chlor-Stoßhenaden in mindestens je 2 Atome aufteilen müßten. Man übersah, daß Avogadro eine Teilung von Atomen nicht in Betracht gezogen, sondern in genialer Weise aus einem Reaktionssymbol der Art 8.97 einen ganz anderen Schluß gezogen hatte: Die Stoßhenaden im Wasserstoffgas und im Chlorgas

können keine Atome sein, sondern müssen Atomkomplexe sein, und zwar Komplexe, die aus einer durch 2 teilbaren Menge von Atomen bestehen.

Bestünde ein H-Atom-Komplex aus 2 H-Atomen und ein Cl-Atom-Komplex aus 2 Cl-Atomen und symbolisieren wir diese zweiatomigen Komplexe mit "H₂" beziehungsweise "Cl₂", können wir statt 8.97 schreiben



Wäre der H-Atom-Komplex aus 6 H-Atomen, also aus einer anderen durch 2 teilbaren Menge von Atomen aufgebaut und der Cl-Atomkomplex aus 4 Cl-Atomen, also ebenfalls aus einer durch zwei teilbaren Menge von Atomen, wäre statt 8.97 zu schreiben



Die Annahme, daß die Menge der H-Atome und der Cl-Atome in jeder H-Stoßhenade und in jeder Cl-Stoßhenade durch 2 teilbar sein müsse, genügt also dem Umbildungssymbol 8.97.

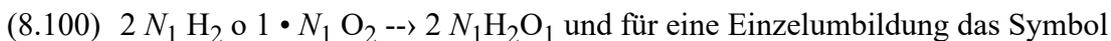
Die Auffassung, daß auch die Henaden der anderen damals bekannten elementaren Gase (die Edelgase waren noch nicht entdeckt) nicht Einzelatome, sondern (mehratomige) Moleküle seien, wurde erst 50 Jahre nach Avogadros Schluß von Stanislao Cannizzaro (1820 bis 1910) und Lothar Meyer (1830 bis 1895) endgültig als zutreffend erkannt und zur allgemeinen Anerkennung gebracht.

Bei einer chemischen Reaktion werden also die Stoffportionen zu Einzelatomen abgebaut; die in monoatomiden gasigen Stoffen vorhandenen und sich thermisch bewegenden Henaden sind aber - wenn wir von den Edelgasen absehen - keine Einzelatome, sondern (mehratomige) Moleküle.

Alle späteren Untersuchungsergebnisse standen in Einklang mit der Annahme, daß die durch 2 teilbare Anzahl der Atommenge in den Wasserstoff- und in den Chlor-Stoßhenaden die Zahl "2" selbst ist und daß damit das Symbol 8.98 den sogenannten Elementarumsatz bei der Hydrogenchloridbildung zutreffend abbildet.

Heute kann - wie noch ersichtlich werden wird - die Zahl "2" auch experimentell als zutreffend erwiesen werden.

In ganz entsprechender Weise ergibt sich für die Umbildung 8.95 das Symbol



Die Umbildungssymbole 8.98 und 8.101 bilden nicht nur ab, daß die Stoßhenaden der Verbindungen, also die Moleküle "HCl" und "H₂O", aus Atomen jeweils verschiedener Arten aufgebaut sind; das war schon vorher klar und ging von vornherein in unsere Molekülsymbole ein; die Symbole lassen auch erkennen, wie viele Atome jeder Art ein einzelnes Molekül aufbauen.

Wir halten als bisheriges Gesamtergebnis fest: Mit Hilfe von Experimenten (zum Beispiel der Elektrolyse von Wasser und der Synthese von Wasser [nur] aus Wasserstoff und Sauerstoff) können wir bestimmen, Atome welcher Arten am Aufbau eines Moleküls beteiligt sind; und mit Hilfe der Volumenverhältnisse bei Reaktionen von Portionen (vergleichsweise einfacher) gasiger Stoffe und mit Hilfe des Avogadro-Gesetzes können wir bestimmen, wie viele Atome jeder dieser Arten am Aufbau eines einzelnen Moleküls beteiligt sind und wie viele der im Reaktionssymbol notierten Moleküle an einem einzelnen Elementarumsatz beteiligt sind. Kurz gesagt:

Wir können (erste) eindeutige Molekülsymbole und (erste) eindeutige Reaktionssymbole aufstellen.

Wie man Henadensymbole und Reaktionssymbole finden kann, wenn nicht alle Anfangs- und Endstoffe gasig sind, wird in 8.4.3 an einem Beispiel gezeigt werden.

Die Ausführungen dieses Unterabschnitts sollen auch bewußt machen, daß man in der Chemie von Anfang an mit Anzahlen gearbeitet hat, und zwar höchst erfolgreich. Die vorstehend beispielhaft besprochenen und grundlegend wichtigen Einsichten wurden gewonnen, ohne daß Begriffe wie "Stoffmenge" und "Mol" benutzt wurden.

Eine ausführliche Darstellung des Arbeitens mit Anzahlen von Mengen im vorigen Jahrhundert hat Auguste Burger in /2/ vorgelegt.

8.4.3. Die ersten Massen von Atomen und Molekülen.

Die atomare Masseneinheit "1 u" und die atomare Anzahlleinheit "1 hen"

Um zu Aussagen über den Atombestand von Kompositenaden (Molekülen, Komplexionen, Ionenensets) von solchen Stoffen zu kommen, die sich zwar ebenfalls in einer Reaktion der Art "AoB --> C" miteinander umbilden, aber nicht alle gasig sind, ist es erforderlich, die Massen von Atomen und Kompositenaden zu kennen. Aus diesem Grund versuchen wir zunächst, die Massen der Atome und Moleküle einiger der bisher genannten Arten zu ermitteln. Dazu müssen wir von den Elementarreaktionen zu den Reaktionen zwischen makroskopisch großen Stoffportionen zurückkehren und von den Reaktionssymbolen, in denen die Volumina von Gasportionen stehen (8.93, 8.95), zu Symbolen übergehen, in denen die Massen der Portionen stehen.

Zu diesem Übergang benötigen wir die Dichten der beteiligten Anfangsgase.

Diese kann man experimentell bestimmen, mit Schulmitteln aber kaum mit der erforderlichen Genauigkeit, und wird sie deshalb - wenn die Bestimmung von Gasdichten schon früher besprochen und verstanden worden ist - einem Tabellenwerk entnehmen. Da in solchen Werken die Dichten angegeben sind, die die Gase bei bestimmten Bedingungen (im allgemeinen bei Normbedingungen) haben, sind diese Dichten (mit Hilfe des Gasgesetzes) in die Dichten umzurechnen, die die Gase bei den jeweiligen Reaktionsbedingungen haben. - Haben die Anfangsgase bei der Wasserbildung (Gleichung 8.95) zum Beispiel die Thermie " $T_1 = 373 \text{ K}$ " und den Druck " $p_1 = 101 \text{ kPa}$ ", gilt

$$(8.102) \quad T_1 = 373 \text{ K} \wedge p_1 = 101 \text{ kPa} = p(\text{Wasserstoff}) = 0,0665 \text{ mg/ml},$$

$$(8.103) \quad T_2 = 373 \text{ K} \wedge p_2 = 101 \text{ kPa} = p(\text{Sauerstoff}) = 1,057 \text{ mg/ml}.$$

Mit diesen Dichten ergibt sich für die Gasportionen der Reaktion 8.95

$$(8.104) \quad m(\text{Wasserstoff-P 1}) = 40 \text{ ml} \cdot 0,0665 \text{ mg/ml} = 2,66 \text{ mg},$$

$$(8.105) \quad m(\text{Sauerstoff-P 1}) = 20 \text{ ml} \cdot 1,057 \text{ mg/ml} = 21,14 \text{ mg}.$$

Mit diesen Massen können wir statt 8.95 schreiben

$$(8.106) \quad 2,66 \text{ mg Wasserstoff o } 21,14 \text{ mg Sauerstoff} \\ \rightarrow 23,80 \text{ mg Wasserdampf}.$$

Da sich die Massen der Stoffportionen (ebenso wie die Massen und die Anzahlen der Henadenmengen) nicht mit der Thermie und dem Druck ändern, ist es nicht erforderlich, in 8.106 die Versuchsbedingungen zu notieren.

Das Reaktionssymbol 8.106 zeigt auch, warum wir nur die Dichten der Anfangsgase zu kennen brauchen: Die Masse der Endgasportion ergibt sich aus den Massen der Anfangsgasportionen und braucht nicht aus dem Volumen der Endgasportion mit Hilfe der Dichte des Endgases berechnet zu werden.

Die Anzahl der H₂-Menge in 2,66 mg Sauerstoff ist identisch mit der Anzahl der H₂-Menge, die bei den angegebenen Bedingungen ein Volumen von 40 ml beansprucht (8.95). Bezeichnen wir diese wie in 8.100 - um Bruchzahlen zu vermeiden und deshalb anders als in 8.96 - mit " $2 \cdot N_1$ ", können wir schreiben

$$(8.107) \quad N(\text{H}_2\text{-M in 2,66 mg Wasserstoff}) = 2 \cdot N_1.$$

Entsprechend ist

$$(8.108) \quad N(\text{O}_2\text{-M in 21,14 mg Sauerstoff}) = 1 \cdot N_1.$$

Aus den letzten beiden Gleichungen ergibt sich

$$(8.109) \quad m(2 \cdot N_1 \text{ H}_2) = 2 N_1 \cdot m(1 \text{ H}_2) = 2,66 \text{ mg},$$

$$(8.110) \quad m(1 \cdot N_1 \text{ O}_2) = 1 \cdot N_1 \cdot m(1 \text{ O}_2) = 21,14 \text{ mg}.$$

Also ist

$$(8.111) \quad m(1 \text{ H}_2) = 2,66 \text{ mg}/2 \cdot N_1,$$

$$(8.112) \quad m(1 \text{ O}_2) = 21,14 \text{ mg}/1 \cdot N_1.$$

Da 1 H₂-Molekül aus 2 H-Atomen besteht, gilt auch

$$(8.113) \quad m(1 \text{ H}) = m(1 \text{ H}_2)/2 = 2,66 \text{ mg}/4 \cdot N_1,$$

$$(8.114) \quad m(1 \text{ O}) = 21,14 \text{ mg}/2 \cdot N_1.$$

Da wir N_1 nicht kennen, können wir nicht berechnen, wie groß die Masse der H- und der O-Atome in der SI-Masseneinheit "1 kg" (oder einem dekadischen Teil dieser Einheit) ist. Mit 8.113 und 8.114 können wir aber (immerhin) berechnen, wie schwer 1 O-Atom im Vergleich zu 1 H-Atom ist:

$$(8.115) \quad m(1 \text{ O}) : m(1 \text{ H}) = 21,14 \text{ mg}/2N_1 : 2,66 \text{ mg}/4 \cdot N_1 = 15,88 : 1.$$

1 O-Atom ist also 15,88-mal so schwer wie 1 H-Atom,

$$(8.116) \quad m(1 \text{ O}) = 15,88 \cdot m(1 \text{ H}),$$

und 1 O₂-Molekül 15,88-mal so schwer wie 1 H₂-Molekül,

$$(8.117) \quad m(1 \text{ O}_2) = 15,88 \cdot m(1 \text{ H}_2) = 31,76 \cdot m(1 \text{ H}).$$

Wenn wir für $m(1 \text{ H})$ (zunächst) das Symbol " 1 u^{***} " einführen, können wir schreiben

$$(8.118) \quad m(1 \text{ H}) = 1,000 \text{ u}',$$

$$(8.119) \quad m(1 \text{ H}_2) = 2,000 \text{ u}^{**},$$

$$(8.120) \quad m(1 \text{ O}) = 15,88 \text{ u}^{**},$$

$$(8.121) \quad m(1 \text{ O}_2) = 31,76 \text{ u}^{***}.$$

Es wird also von vornherein nur die numerisch noch nicht bekannte (absolute) Masse der Atome eingeführt (und weder ein «Atomgewicht» in der Ostwaldschen Bedeutung noch eine relative Atommasse).

Die Schüler müssen erfaßt haben, daß jede einheitengebunden angegebene Größenangabe eine

Relationsangabe ist (Teil 1) und daß - wie schon nach der Gleichung 8.36 ausgeführt wurde - die Aussage "1 O-Atom ist 16-mal so schwer wie 1 H-Atom" begrifflich um nichts weniger verständlich ist als die Aussage "Der Stein A ist 16-mal so schwer wie das Urkilogrammstück".

Das vorübergehende Arbeiten mit der Masse " $m(1 \text{ H}) = 1 \text{ u}^{**}$ " ist wohl nicht zu vermeiden, weil die Wahl von $m(1 \text{ H})$ als atomare Masseneinheit leicht zu verstehen ist, während die Wahl von $m(1 \text{ O})/16 = 1 \text{ u}^*$ nicht unmittelbar zu verstehen und die Wahl von $m(1 \text{ }^{12}\text{O})/12 = 1 \text{ u}$ ganz unverständlich ist, solange keine Kenntnisse aus dem Gebiet der Radioaktivität und über isotope Atome vorliegen. Es ist deshalb erforderlich, die in 8.3.4 erwähnten Kenntnisse anzusprechen, und zu diesem Zweck Phänomene der Radioaktivität im Unterricht - und zwar durchaus auch aus anderen Gründen - viel früher zu besprechen, als das bis jetzt üblich ist - zum Beispiel an dieser Unterrichtsstelle.

Nach der Besprechung des in 8.3.4 erwähnten Erkenntnisfortschritts gehen wir von der atomaren Masseneinheit " 1 u^{**} " (möglichst unter Umgehung der Einheit " $m(1 \text{ O})/16 = 1 \text{ u}^*$ ") zur heute gültigen Einheit " $m(1 \text{ }^{12}\text{C})/12 = 1 \text{ u}$ " über. Mit dieser ändern sich die Angaben der Headenmassen:

$$(8.122) \quad m(1 \text{ H}) = 1,000 \text{ u}^{**} \rightarrow m(1 \text{ H}) = 1,008 \text{ u},$$

$$(8.123) \quad m(1 \text{ O}) = 15,88 \text{ u}^{**} \rightarrow m(1 \text{ O}) = 16,00 \text{ u}.$$

Außer der (numerisch nicht bekannten) atomaren Masseneinheit "1 u" wird auch die (numerisch ebenfalls nicht bekannte) Anzahleinheit "1 hen" in der schon beschriebenen Weise eingeführt und ebenso die wichtige Beziehung

$$(8.124) \quad 1 \text{ hen} = 1 \text{ g}/1 \text{ u}$$

beziehungsweise

$$(8.125) \quad 1 \text{ hen} \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ g}.$$

8.4.4. Das Molekülsymbol " CO_2 "

Bei der Verbrennung von Graphit oder Diamant mit Sauerstoff entsteht ein gasiges, nicht brennbares Kohlenstoffoxid, also ein Stoff, der nur aus C- und O-Atomen aufgebaut ist.

Es sei schon hier erwähnt, daß es auch ein gasiges, brennbares Kohlenstoffoxid gibt. Dieses wird bald in die Betrachtung einbezogen werden.

Wird die Verbrennung in einer abgeschlossenen Apparatur veränderlichen Volumens durchgeführt (also in einem Gefäß, an das ein Zylinder mit einem beweglichen Kolben angeschlossen ist), ist das Volumen der bei der Verbrennung entstehenden Gasportion nach dem Abkühlen der Apparatur auf die Anfangsthermie gleich groß wie das Volumen der Sauerstoffportion vor der Verbrennung. Das besagt - gemäß dem Gesetz von Avogadro: Nach der Verbrennung sind in der Apparatur gleich viele Gasmoleküle vorhanden wie vor der Verbrennung; für jedes bei der Verbrennung verbrauchte O_2 -Molekül entsteht also genau 1 Molekül des Verbrennungsprodukts. Damit kann diesem das (vorläufige) Atombestandssymbol " C_aO_2 " zugeordnet werden.

Um die Zahl "a" zu finden, ist zunächst zu klären, daß sich die Massen der Moleküle zweier verschiedenartiger Gase wie deren Dichten (bei gleichen Bedingungen) verhalten. So gilt zum Beispiel

$$(8.126) \quad \frac{m(1 \text{ O}_2)}{m(1 \text{ H}_2)} = \frac{m(N_1 \text{ O}_2)}{m(N_1 \text{ H}_2)}$$

$$= \frac{p(\text{Sauerstoff}, T_1, p_1) \cdot V(\text{Sauerstoff-P 1}, T_1, p_1)}{p(\text{Wasserstoff}, T_1, p_1) \cdot V(\text{Wasserstoff-P 1}, T_1, p_1)}$$

Da die Volumina gleichzahliger gasiger Molekülaggregate bei gleichen Bedingungen gleich groß sind, also

$$(8.127) \quad V(\text{Sauerstoff-P 1}, T_1, p_1) = V(\text{Wasserstoff-P 1}, T_1, p_1),$$

können die beiden Volumina in 8.126 gegeneinander gekürzt werden. Und damit ergibt sich

$$(8.128) \quad \frac{m(1 \text{ O}_2)}{m(1 \text{ H}_2)} = \frac{p(\text{Sauerstoff}, T_1, p_1)}{p(\text{Wasserstoff}, T_1, p_1)}$$

was zu zeigen war.

Damit ist erkannt, daß die Masse eines Moleküls der Art A mit Hilfe der bekannten Masse eines Moleküls der Art B berechnet werden kann, wenn die Dichten der aus Molekülen dieser beiden Arten aufgebauten Gase bekannt sind:

$$(8.129) \quad m(1 \text{ O}_2) = \frac{p(\text{Sauerstoff}, 273\text{K}, 101 \text{ kPa})}{p(\text{Wasserstoff}, 273\text{K}, 101 \text{ kPa})} \cdot m(1 \text{ H}_2)$$

$$= \frac{1,428 \text{ g/l}}{0,0899 \text{ g/l}} \cdot 2,016 \text{ u} = 32,0 \text{ u}$$

Wenden wir diese Kenntnis auf das nicht brennbare Kohlenstoffdioxid an, das bei Normbedingungen eine Dichte von 1,977 g/l hat, ergibt sich

$$(8.130) \quad m(1 \text{ C}_a\text{O}_2) = \frac{p(\text{n. brennb. Kohlenstoffoxid}, 273 \text{ K}, 101 \text{ kPa})}{p(\text{Sauerstoff}, 273 \text{ K}, 101 \text{ kPa})} \cdot m(1 \text{ O}_2)$$

$$= \frac{1,977 \text{ g/l}}{1,429 \text{ g/l}} \cdot 32,00 \text{ u} = 44,27 \text{ u (statt 44,0 u)}.$$

Das nicht brennbare Kohlenstoffdioxid ist kein ideales Gas.

Da die 2 =-Atome in einem C_aO_2 -Molekül 32 u wiegen, wiegen die a C-Atome

$$(8.131) \quad m(a \text{ C}) = 44 \text{ u} - 32 \text{ u} = 12 \text{ u}.$$

Wäre a = 1, wäre $m(1\text{C}) = 12 \text{ u}$; wäre a = 2 (3), wäre $m(1\text{C}) = 6 \text{ u}$ (4 u). - Um zu ermitteln, wie groß a ist, müssen wir noch weitere physikalische Überlegungen anstellen.

Die sich thermisch bewegenden Henaden einer Gasportion haben nicht nur eine Gleitenergie, sondern im allgemeinen auch eine Dreh- und auch eine Schwing(ungs)energie: Bei den thermisch bedingten Stößen versetzen sich die (sich im Gasraum bewegenden) Henaden auch in Drehungen um Achsen, die durch ihre Schwerpunkte gehen, und können Atome mehratomiger Bewegungshenaden in innermolekulare Schwingungen versetzt werden. Da die Thermie und der Druck einer Gasportion (außer von der volumenbezogenen Anzahl der Henadenmenge) nur von der Gleitenergie (und nicht auch von der Dreh- und Schwingenergie) der Henaden bestimmt werden, sind die Dreh- und die Schwingenergie für die Thermie und den Druck ohne Belang. Sie spielen aber bei der Erwärmung der Gasportion eine Rolle: Bei der Erwärmung wird nicht nur die Gleitenergie der Henaden vergrößert, sondern mit dieser zwangsläufig auch deren

Dreh- und Schwingenergie. - Um gleichzahlige, aus Henaden verschiedener Arten bestehende Gasportionen um die gleiche Thermie (zum Beispiel um 10 K) zu erwärmen, muß man diesen deshalb im allgemeinen verschieden große Energien zuführen. Dieser Sachverhalt ermöglicht, aus der zur Erwärmung einer Gasportion erforderlichen Energie Rückschlüsse darauf zu ziehen, ob die Bewegungshenaden einatomig oder mehratomig sind, ob sie also Einzelatome oder Moleküle sind, und - wenn sie einfach gebaute Moleküle sind - auch Rückschlüsse darauf, aus wie vielen Atomen die Moleküle bestehen.

Diese Aussage wird verständlich, wenn wir einige in der Physik erarbeitete Erkenntnisse bedenken.

(1) Der Durchmesser eines Atoms ist um mehrere Zehnerpotenzen größer als der Durchmesser des Atomkerns (Bild 8.1).

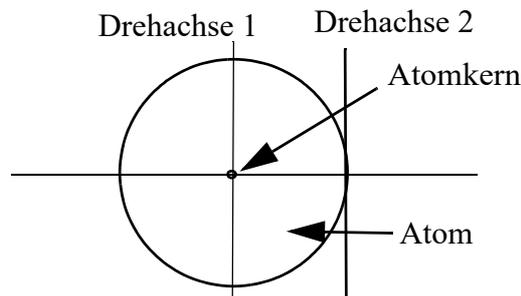


Bild 8.1. Zur Drehung eines Atoms um eine Achse, die durch den Atomkern geht, und um eine Achse außerhalb des Atomkerns

Der Atomkern ist dagegen um einige Zehnerpotenzen schwerer als die Atomhülle. Das Trägheitsmoment eines Atoms,

$$(8.132) \quad J = \int r^2 dm$$

(r : Länge des Abstands eines Dingelements [mit der differentiellen Masse " dm "] von der Drehachse),

wird deshalb praktisch vom Kern allein (und nicht auch von den Elektronen der Atomhülle) bestimmt.

(2) Dreht sich ein Atom um eine Achse, die durch seinen Schwerpunkt geht (Achse 1 des Bildes 8.1), ist sein Trägheitsmoment um viele Zehnerpotenzen kleiner, als wenn es sich um eine Achse dreht, die nicht durch den Kern geht (Achse 2 des Bildes 8.1). Damit ist die Drehenergie,

$$(8.133) \quad W_{\text{rot}} = J \cdot a$$

(a : Drehbeschleunigung),

bei einer Drehung um die Achse 1 vernachlässigbar klein im Vergleich zur Energie der Drehung (beispielsweise) um die Achse 2. (Gemäß den Aussagen der Quantentheorie erfolgt eine Drehung um eine Achse 1 überhaupt nicht, so daß die Drehenergie bezüglich dieser Achse sogar null ist.)

(3) Eine 1-atomige Henade (Bild 8.2, Teilbild 1) nimmt deshalb bei einer Erwärmung (in erster Näherung oder tatsächlich) nur Gleitenergie auf, und zwar in allen drei Raumrichtungen.

Eine Henade 1, die sich in der x -Richtung bewegt, kann von einer Henade 2 Gleitenergie aufnehmen, die sich mit gleichem Gleitsinn, aber schneller ebenfalls in der x -Richtung bewegt oder

die sich (mit beliebiger Geschwindigkeit mit entgegengesetztem Gleitsinn) in der x-Richtung bewegt, oder die sich (mit beliebiger Geschwindigkeit und mit beliebigem Gleitsinn) in der y-Richtung oder in der (nicht gezeichneten) z-Richtung bewegt.

Mehratomige Moleküle können ebenfalls Gleitenergie in allen Raumrichtungen aufnehmen.

2-atomige Moleküle (Teilbild 2) können (außer der Gleitenergie in 3 Raumrichtungen) auch Drehenergie aufnehmen, aber nur in 2 Raumrichtungen, nämlich nur für Drehungen um die y-Achse und um die z-Achse; die Drehenergie einer etwaigen Drehung um die x-Achse wäre (in erster Näherung oder tatsächlich) null.

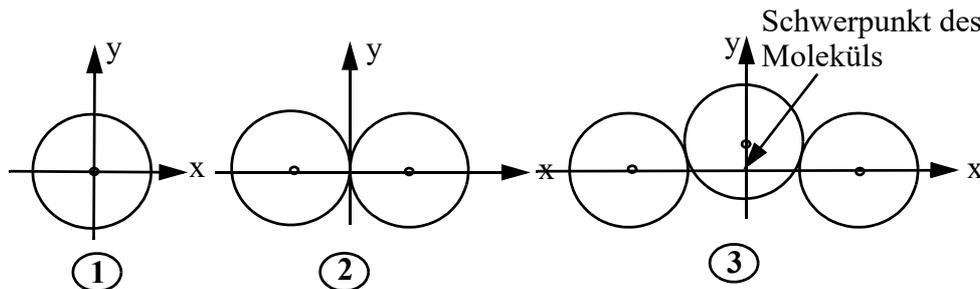


Bild 8.2. Zu den Möglichkeiten der Aufnahme von Drehenergie durch Henaden

3- und mehratomige gewinkelte (also nicht gestreckte) Moleküle (Teilbild 3) können Drehenergie in allen Raumrichtungen aufnehmen: Das Trägheitsmoment eines solchen Moleküls hat bei Drehungen um alle durch seinen Schwerpunkt gehenden Achsen ein nicht vernachlässigbares Ausmaß.

Mehratomige Moleküle können auch Schwingenergie aufnehmen, und zwar umso mehr, je mehr Atome im Molekül schwingen können.

Aus diesen Sachverhalten können wir folgendes schließen: Wenn sich die einer Gasportion zugeführte thermische Energie nicht nur gleichmäßig auf alle Henaden, sondern auch gleichmäßig auf deren Möglichkeiten der Aufnahme kinetischer Energie (also von Gleit-, Dreh- und Schwingenergie) verteilt, sollten sich die Energien, die gleichzahligen gasigen Henadenaggregaten bei konstantem Volumen zugeführt werden müssen, damit sie sich um die gleiche Thermie erwärmen, wie 3 : 5 : (6 oder mehr) verhalten, je nachdem, ob die Henaden 1-atomig, 2-atomig oder mehr als 2-atomig sind.

Die Bedingung "bei konstantem Volumen" ist aus dem folgenden Grund erforderlich: Würde das Volumen nicht konstant gehalten, würde es sich beim Erwärmen vergrößern; dabei würde die Gasportion gegen den Umgebungsdruck Arbeit verrichten. Die Portion müßte dann nicht nur die Energie aufnehmen, die zur Erwärmung als solcher erforderlich ist, sondern auch die Energie, die zur Arbeitsverrichtung nötig, für die Frage, aus wie vielen Atomen die Moleküle bestehen, aber belanglos ist.

Um zu prüfen, ob die vorstehende Folgerung sachgemäß ist, benötigen wir die auf die Anzahl der Molekülmengen bezogene Wärmekapazität von Gasen bei konstantem Volumen,

$$(8.134) \quad C_V = \frac{W/T}{N}$$

(W/T: Wärmekapazität, thermiebezogene Energie).

Die anzahlbezogene Wärmekapazität bei konstantem Volumen "C_V" und die (für unsere Betrachtung belanglose) anzahlbezogene Wärmekapazität bei konstantem Druck "C_p" sind nicht Größen verschiedener Art. Sie sind eine und dieselbe Größe, die lediglich unter verschiedenen Bedingungen gemessen wird. - Da die Wärmekapazität geringfügig von der Thermie abhängt, wird diese - erforderlichenfalls - mit no-

tiert.

Um C_V zu bestimmen, müssen wir nicht nur W und T , sondern auch N bestimmen. Das ist leicht möglich, weil wir zur Ermittlung der Anzahl einer Henadenmenge nur die in der Einheit "1 u" bestimmbare Masse eines einzelnen Moleküls benötigen, nicht aber den (durch die noch unbekannte «Molekülformel» zu beschreibenden) Atombestand des Moleküls. So ergibt sich zum Beispiel für $m(\text{O}_2\text{-A 1}) = 96 \text{ g}$:

$$(8.135) \quad N(\text{O}_2\text{-A 1}) = \frac{m(\text{O}_2\text{-A 1})}{m(1 \text{ O}_2)} = \frac{96 \text{ g}}{32 \text{ u}} = 3 \text{ hen}$$

Nachdem dies geklärt ist, entnehmen wir die anzahlbezogenen Wärmekapazitäten einiger Gase einem Tabellenwerk (Tabelle 8.1).

In den Tabellenwerken werden nicht die anzahlbezogenen Wärmekapazitäten in der Einheit "1 J/(hen · K)" angegeben, sondern die stoffmengenbezogenen Wärmekapazitäten in der Einheit "1 J/(mol · K)". Die Ausmaßfaktoren («Zahlenwerte») sind bei beiden Größen gleich.

Name des Gases	C_V in J(hen K)
Helium	12,7
Neon	12,7
Wasserstoff	$20,7 = 4,89 \cdot 4,23 = 5 \cdot 4,23$
Sauerstoff	$21,3 = 5,04 \cdot 4,23 = 5 \cdot 4,23$
brennbares Kohlenstoffoxid	$21,0 = 5,01 \cdot 4,23 = 5 \cdot 4,23$
nicht brennbares Kohlenstoffoxid	$29,0 = 6,86 \cdot 4,23 > 6 \cdot 4,23$

Tabelle 8.1. Anzahlbezogene Wärmekapazität bei konstantem Volumen bei $T = 298 \text{ K}$

Wir sehen, daß sich die C_V -Ausmaße tatsächlich in die drei postulierten Gruppen einordnen lassen. Auch andere Gase haben C_V -Ausmaße, die sich in diese drei Gruppen einfügen. Damit sind unsere Annahme und unsere Folgerung als zutreffend erhärtet: Die kinetische Energie ist statistisch gleichmäßig auf alle Möglichkeiten der Energieaufnahme durch die Henaden verteilt, und die anzahlbezogenen Wärmekapazitäten der Gase verhalten sich - wenn das Volumen während der Erwärmung gleich bleibt - wie $3 : 5 : (6 \text{ oder mehr})$. Die Bewegungshenaden der Edelgase sind also 1-atomig, die von Wasserstoff und Sauerstoff - wie schon früher angenommen - 2atomig; ebenso sind die Bewegungshenaden des brennbaren Kohlenstoffoxids 2atomig; die des nichtbrennbaren Kohlenstoffoxids sind mehr als 2atomig.

Da ein Molekül des brennbaren Kohlenstoffoxids 2atomig ist, hat es den Atombestand

$$(8.136) \quad \text{CO}$$

und wird deshalb normgemäß als "Kohlenstoffmonooxid" bezeichnet. Experimentell kann bestimmt werden, daß

$$(8.137) \quad m(1 \text{ CO}) = 28 \text{ u}$$

ist. Damit ergibt sich für die Masse eines C-Atoms

$$(8.138) \quad m(1 \text{ C}) = m(1 \text{ CO}) - m(1 \text{ O}) = 28 \text{ u} - 16 \text{ u} = 12 \text{ u}.$$

Und damit ist schließlich klar, daß die Zahl "a" im Symbol " C_aO_2 " für ein Molekül des nicht

brennbaren Kohlenstoffoxids, das die Masse "44 u" hat, 1 ist und daß damit das Molekül 3atomig ist:

$$(8.139) \quad m(1 \text{ CO}_2) = m(1 \text{ C}) + 2 m(1 \text{ O}) = 12 \text{ u} + 32 \text{ u} = 44 \text{ u}.$$

Ein Molekül dieses Oxids hat also den Atombestand

$$(8.140) \quad \text{CO}_2.$$

Damit ist das Oxid selbst normgemäß als "Kohlenstoffdioxid" zu bezeichnen.

8.4.5. Das Molekülsymbol " C_6H_6 "

(1) Zur Erhärtung der Aussage, daß man beim Rechnen in der Chemie außer der Anzahl nicht auch noch die «Stoffmenge» benötigt, ermitteln wir - unter Anwendung der bisher erarbeiteten Ergebnisse - das etwas kompliziertere, wenn auch immer noch recht einfache Atombestandsymbol des flüssigen Stoffes "Benzol". Dieser verbrennt an Luft mit stark rußender Flamme, kann aber mit Kupfer(II)-oxid auch ohne Rußbildung oxidiert werden. Bei der Oxidation entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasser, also Stoffe, die aus CO_2 - beziehungsweise H_2O -Molekülen aufgebaut sind. Damit sagt uns die sogenannte qualitative Oxidation bereits, daß Benzol mindestens aus C- und H-Atomen, vielleicht aber auch aus O-Atomen aufgebaut ist. Die C-Atome im gebildeten Kohlenstoffdioxid und die H-Atome im gebildeten Wasser können nur aus dem Benzol stammen; ob die O-Atome in den beiden Oxidationsprodukten ausschließlich aus dem zur Oxidation verwendeten Kupfer(II)-oxid stammen oder zum Teil auch aus dem Benzol, wissen wir nicht. Wir wissen auch nicht mit Sicherheit, ob am Aufbau des Benzols nicht auch Atome noch weiterer Arten beteiligt sind. - Wir können dem einzelnen Benzolmolekül deshalb erst das (vorläufige) Symbol

$$(8.141) \quad \text{C}_a\text{H}_b\dots$$

zuordnen.

Ob am Aufbau des Moleküls außer C- und H-Atomen auch O-Atome und auch Atome noch weiterer Arten beteiligt sind, kann durch eine quantitative Analyse entschieden werden: Wenn alle in einer Benzolportion enthaltenen C- und H-Atome zusammen gleich schwer sind wie die Benzolportion, kann Benzol nur aus C- und H-Atomen aufgebaut sein; sind sie leichter, müssen die Atome der weiteren Arten noch gesucht werden.

Die Anzahlen "a" und "b" im Symbol " $\text{C}_a\text{H}_b\dots$ " finden wir dadurch, daß wir die Anzahlen der C- und der H-Menge in einem $\text{C}_a\text{H}_b\dots$ -Aggregat bestimmter Größe durch die Anzahl der $\text{C}_a\text{H}_b\dots$ -Menge des Aggregats dividieren. Nennen wir die Anzahl der Molekülmenge "d",

$$(8.142) \quad d = N(\text{C}_a\text{H}_b\dots\text{-Menge in der Analysen-P}),$$

können wir der Molekülmenge des zu untersuchenden Aggregats das Symbol

$$(8.143) \quad d \text{ C}_a\text{H}_b\dots$$

zuordnen. Es gilt dann für die Anzahl der C-Menge in der Analysenportion

$$(8.144) \quad N(\text{C-M in } d \text{ C}_a\text{H}_b\dots) = d \cdot a$$

und für die Anzahl der H-Menge

$$(8.145) \quad N(\text{H-M in } d \text{ C}_a\text{H}_b\dots) = d \cdot b.$$

Um die Anzahl "a" zu finden, ist - wie eben gesagt - die Anzahl der C-Menge "d • a" durch die Anzahl der Molekülmenge "d" zu dividieren:

$$(8.146) \quad a = d \cdot a / d.$$

Entsprechend ist

$$(8.147) \quad b = d \cdot b / d.$$

Wir bestimmen zunächst die Anzahl "d". - Dazu lassen wir eine Benzolportion bei Raumtemperatur verdampfen, und zwar in Luft hinein, um ein Rückkondensieren des Benzoldampfes zu verhindern. - Wir füllen mit einer geeigneten Pipette 0,100 ml Benzol von (beispielsweise) 293 K in eine kleine Glaskugel mit einem ausgezogenen Kapillarstielchen, schmelzen dieses zu, bringen das Kapillarstielkugelchen in eine luftgefüllte Flasche, in der sich einige Glaskugeln befinden und an die ein Druckvergleicher und eine Glasspritze angeschlossen sind. Wird die verschlossene Flasche geschüttelt («Schüttelversuch nach Bernhard Malewsky»), zertrümmern die Glaskugeln das Kapillarstielkugelchen, und die Benzolportion verteilt sich auf die Glaskugeln und die Flascheninnenwand. Auf Grund der starken Oberflächenvergrößerung verdampft die Benzolportion (bei Raumtemperatur!) fast schlagartig.

Aus

$$(8.148) \quad V(\text{Benzol-P 1, 293 K}) = 0,100 \text{ ml}$$

und

$$(8.149) \quad r(\text{Benzol, 293 K}) = 0,879 \text{ g/ml}$$

ergibt sich

$$(8.150) \quad m(\text{Benzol-P 1}) = r(\text{Benzol, 293 K}) \cdot V(\text{Benzol-P 1, 293 K}) \\ = 0,879 \text{ g/ml} \cdot 0,100 \text{ ml} = 87,9 \text{ mg}.$$

Führen wir den Schüttelversuch bei 293 K und 101 kPa durch und steht der Stempel der Glasspritze nach dem Druckausgleich zu Beginn der Verdampfung bei der Marke "3,0 ml", so steht er nach dem Zertrümmern der Kapillarstielkugel und dem Verdampfen bei der Marke "30,1 ml". Das Volumen der Benzoldampfportion hat also das Ausmaß

$$(8.151) \quad V(\text{Benzoldampf-P 1, 293 K, 101 kPa}) = V_1 = 27,1 \text{ ml}.$$

Die in 8.151 angeführten Größen können in die aus dem allgemeinen Gasgesetz sich ergebende und nach N aufgelöste Bestimmungsgleichung eingesetzt werden:

$$(8.152) \quad N_1 = d = \frac{p_1 \cdot V_1}{k \cdot T_1} = \frac{101 \text{ kPa} \cdot 27,1 \text{ ml}}{8,31 \text{ J/(hen} \cdot \text{K)} \cdot 293 \text{ K}} = 1,12 \text{ mhen}$$

Damit wissen wir nicht nur, daß eine Benzolportion von 87,9 mg Masse aus 1,12 mhen Molekülen besteht, sondern können auch die Masse eines einzelnen Benzolmoleküls berechnen:

$$(8.153) \quad m(1 \text{ C}_a\text{H}_b\text{...}) = d \cdot m(1 \text{ C}_a\text{H}_b \text{...}) / d = m(d \text{ C}_a\text{H}_b\text{...}) / d \\ = 87,9 \text{ mg} / 1,12 \text{ mhen} = 78,0 \text{ u}.$$

Nun bestimmen wir die Anzahlen "d • a" und "d • b", also die Anzahlen der C- und der H-Menge in der Analysenportion. Dazu führen wir die sogenannte quantitative Oxidation durch. - Wir füllen mit einer Pipette wiederum 1.00 ml Benzol von 293 K in eine Apparatur, oxidieren die Benzolportion mit Kupfer(II)oxid und wägen die entstehenden Portionen von Kohlenstoffdioxid

und Wasser. Es bilden sich 297 mg Kohlenstoffdioxid und 60,8 mg Wasser:

$$(8.154) \quad m(\text{gebildete Kohlenstoffdioxid-P}) = 297 \text{ mg},$$

$$(8.155) \quad m(\text{gebildete Wasser-P}) = 60,8 \text{ mg}.$$

Da die Anzahl der C-Menge in der Analysenportion $d \cdot a$ ist und da jedes C-Atom bei der Oxidation 1 CO_2 -Molekül liefert, können wir statt 8.154 auch schreiben

$$(8.156) \quad m(d \cdot a \text{ CO}_2) = 297 \text{ mg}.$$

Und da die Anzahl der H-Menge in der Analysenportion $d \cdot b$ ist und zur Bildung eines einzelnen H_2O -Moleküls 2 H-Atome erforderlich sind, kann statt 8.155 auch geschrieben werden

$$(8.157) \quad m(d \cdot b \text{ H}_2\text{O}) = 60,8 \text{ mg}.$$

Aus 8.156 ergibt sich

$$(8.158) \quad d \cdot a \cdot m(1 \text{ CO}_2) = 297 \text{ mg},$$

$$(8.159) \quad d \cdot a = \frac{297 \text{ mg}}{m(1 \text{ CO}_2)} = \frac{297 \text{ mg}}{44 \text{ u}} = 6,75 \text{ mhen}$$

Aus 8.157 ergibt sich

$$(8.160) \quad d \cdot b / 2 \cdot m(1 \text{ H}_2\text{O}) = 60,8 \text{ mg},$$

$$(8.161) \quad d \cdot b = \frac{2 \cdot 60,8 \text{ mg}}{m(1 \text{ H}_2\text{O})} = \frac{121,6 \text{ mg}}{18 \text{ u}} = 6,76 \text{ mhen}$$

Aus diesen Ergebnissen können wir a und b berechnen:

$$(8.162) \quad a = d \cdot a / d = 6,75 \text{ mhen} / 1,12 \text{ mhen} = 6,03$$

$$(8.163) \quad b = d \cdot b / d = 6,76 \text{ mhen} / 1,12 \text{ mhen} = 6,04$$

Da die Anzahl einer Atommenge immer eine ganze Zahl ist, gilt:

$$(8.164) \quad a = 6,$$

$$(8.165) \quad b = 6.$$

Damit können wir dem Molekül des Stoffes "Benzol" das immer noch vorläufige Symbol

$$(8.166) \quad \text{C}_6\text{H}_6\text{...}$$

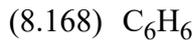
zuordnen.

Ob am Aufbau eines Moleküls noch Atome anderer Arten beteiligt sind oder nicht, erkennen wir mit Hilfe eines Vergleichs der Summe der Massen aller C- und aller H-Atome in der Analysenportion und der Masse dieser Portion. - Die Masse aller C- und H-Atome ist

$$(8.167) \quad \begin{aligned} d \cdot a \cdot m(1 \text{ C}) + d \cdot b \cdot m(1 \text{ H}) \\ = 6,75 \text{ mhen} \cdot 12,0 \text{ u} + 6,76 \text{ mhen} \cdot 1,01 \text{ u} \\ = 81,8 \text{ mg} + 6,83 \text{ mg} = 87,8 \text{ mg}. \end{aligned}$$

Diese Massensumme stimmt mit der Masse der Analysenportion (87,9 mg) so gut überein, daß das Beteiligtsein von Atomen weiterer Arten ausgeschlossen werden kann. - Damit können wir

dem Molekül des Stoffes "Benzol" endgültig das Atombestandssymbol



zuordnen.

Man könnte nach der Gewinnung des Symbols 8.168 das Symbol " C_6H_6 " als zutreffend annehmen und prüfen, ob die Masse dieses hypothetischen Moleküls mit der experimentell bestimmten Masse übereinstimmt:

(8.169) $6 \cdot m(1C) + 6 \cdot m(1H) = 72 \text{ u} + 6 \text{ u} = 78 \text{ u}.$

Sie stimmt überein. Damit ist auf eine sehr einfache Weise ebenfalls sichergestellt, daß das Symbol 8.168 den Atombestand zutreffend beschreibt.

(2) Es ist nicht erforderlich, in dieser Untersuchung auch zu zeigen, wie man die Massen von Metallatomen und die Symbole für den Ionenbestand von Salzen bestimmt. (Näheres hierzu findet sich in /6/.) Es genügt in allen Fällen, mit den Anzahlen von Atom-, Ionen-, Ionenset und Elektronenmengen zu rechnen (und nicht mit «Stoffmengen»). Das zeigt Werner Dierks in /5/ auch an komplizierteren Beispielen.

Es sei auch betont, daß mit Hilfe der Anzahlen von Mengen nicht nur Antworten auf Fragen des Aufbaus von Stoffen auf die verständlichste Weise gefunden werden, sondern auch Antworten auf Fragen des Ablaufs von Stoffumbildungen, also auf Fragen der Reaktionskinetik. Es überschreite den Rahmen dieser Untersuchung, auf die mathematisch schwierige Behandlung dieser Fragen näher einzugehen. Ich verweise deshalb auf ein Beispiel, das Walter Lode ohne Benutzung der Stoffmenge und des Mols in /14/ durchgerechnet hat.

8.4.6. Schlußbemerkungen zum Unterabschnitt 8.4

Die vorstehenden Ergebnisse können - wie die Ausführungen zeigen - nicht ohne konzentrierte geistige Anstrengung gefunden werden. Jeder einzelne Schritt des erkennenden Eindringens in den atomaren Bau der stofflichen Welt und in das atomare Geschehen bei Stoffumbildungen ist aber den Lernenden bei diesem Vorgehen verständlich. Die Schüler gewinnen bei dieser Unterrichtsführung nicht nur Einsicht in wesentliche Sachverhalte, sondern lernen auch, selbständig zu denken, und erleben, wie nur konzentriertes und ausdauerndes geistiges Bemühen zu dieser Einsicht führt. Auch die Chemie ist kein leichtes Fach.

Für den Chemieunterricht an allgemeinbildenden Schulen und damit für die geistige Entwicklung aller Schüler scheint es mir wichtiger zu sein, daß die Schüler vor der intensiveren Beschäftigung mit der üblichen Formelchemie lernen, wie man sich den Aufbau der Stoffe und den Ablauf der Stoffumbildungen in grundsätzlichen Zügen Schritt für Schritt erschließen kann, als daß sie mit möglichst vielen Stoffen und Reaktionen konfrontiert werden, die nur für künftige Chemiker von Belang sind.

Das grundlegend wichtige Denken im Diskontinuum kann im angestrebten Chemieunterricht so konsequent und überzeugend erarbeitet werden wie wohl in keinem anderen Unterrichtsfach. Deshalb sollte das Bewußtmachen dieses Denkens und seiner Tragweite meiner Meinung nach eine der wichtigsten Aufgaben des Chemieunterrichts sein.

Im übrigen sei an dieser Stelle auch betont, daß die in diesem Unterabschnitt deutlich gewordene fachliche Beanspruchung nichts mit der Verwendung der Anzahl (an Stelle der Stoffmenge) zu tun hat. Würde mit der Stoffmenge ebenso sorgfältig gearbeitet, wie das in diesem Unterabschnitt für das Arbeiten mit der Anzahl beschrieben wurde, wären die unvermeidlichen fachlichen Schwierigkeiten gleich groß; zu diesen kommen beim Arbeiten mit der Stoffmenge aber

noch die begrifflichen Schwierigkeiten, die durch dieses überflüssige Konstrukt bedingt werden.

8.5. Die tatsächliche Bedeutung der Zahl "6,02... • 10²³"

Die dekadische Zahl "10²⁴" als mögliche neue atomare Normanzahl

8.5.1. (1) Die tatsächliche Bedeutung der Zahl "6,02 • 10²³ = 1 hen" liegt nicht darin, daß sie der «Zahlenwert» des überflüssigen Konstrukts "Avogadro-Konstante" ist, sondern darin, daß sie der Verknüpfungsfaktor zwischen der makroskopischen Masseneinheit "1 g" und der atomaren Masseneinheit "1 u" ist. - Um diese Aussage zu verdeutlichen, ziehe ich die atomaren Definitionen der makroskopischen SI-Einheiten "1 Meter" und "1 Sekunde" heran. Um die Analogie der Verknüpfungsfaktoren zu zeigen, ist die seit 1983 gültige Meterdefinition «Das Meter ist die Länge der Strecke, die Licht im Vakuum während der Dauer von 1/299 792 548 Sekunden durchläuft» (17. Generalkonferenz für Maß und Gewicht, 1983, Resolution 1),

$$(8.170) \quad 1 \text{ m} = 1 \text{ s} / 299 \, 792 \, 548 \cdot c$$

ungeeignet, da in ihr keine atomare Längeneinheit vorkommt.

Die Unterstreichung der Ziffer "8" bedeutet, daß die Zahl "8" nicht durch Runden gebildet, sondern daß sie als mathematisch genau festgelegt ist. "c" symbolisiert die Lichtgeschwindigkeit.

Ich greife deshalb auf die nicht mehr gültige Meterdefinition von 1960 zurück:

«Das Meter ist das 1 650 763 73fache der Wellenlänge der vom Atom des Nuklids ⁸⁶Kr beim Übergang vom Zustand 5d₅ zum Zustand 2p₁₀ ausgesandten, sich im Vakuum ausbreitenden Strahlung» (11. Generalkonferenz für Maß und Gewicht, 1960, Resolution 6),

$$(8.171) \quad 1 \text{ m} = 1 \, 650 \, 763 \, 73 \cdot \lambda (^{86}\text{Kr}, 5d_5 \rightarrow 2p_{10})$$

(Kr: Krypton).

In entsprechender Weise ist die Sekunde definiert:

«1 Sekunde ist das 9 192 631 77fache der Periodendauer der dem Übergang zwischen den beiden Hyperfeinstrukturturniveaus des Grundzustandes von Atomen des Nuklids ¹³³Cs entsprechenden Strahlung» (11. Generalkonferenz für Maß und Gewicht, 1967, Resolution 1),

$$(8.172) \quad 1 \text{ s} = 9 \, 192 \, 631 \, 770 \cdot T (^{133}\text{Cs})$$

(Cs: Caesium).

Ich verzichte in 8.172 auf eine präzisere Formulierung des Index' der Periodendauer.

In völlig entsprechender Weise verknüpft der «Zahlenwert» der Avogadro-Konstanten die makroskopische Masseneinheit "1 g" mit der atomaren Masseneinheit "1 u":

$$(8.173) \quad 1 \text{ g} = 6,022 \, 136 \, 7(36) \cdot 10^{23} \cdot m(^{12}\text{C})/12$$

(«Bestwert» von 1986).

Zwischen den Gleichungen 8.171 und 8.172 einerseits und der Gleichung 8.173 andererseits, die alle drei in gleicher Weise eine makroskopische und eine atomare Einheit miteinander verknüpfen, besteht aber ein wesentlicher Unterschied: Die Faktoren in den Definitionsgleichungen für das Meter und für die Sekunde sind als mathematisch genau festgelegt; sie ändern sich nicht, solange die angegebenen Definitionen gelten. Der Faktor in der Gleichung für das Gramm ist dagegen nicht mathematisch genau; er ändert sich mit jeder präziseren Bestim-

mung der Avogadro-Konstanten und ist deshalb grundsätzlich mit Fehlergrenzen anzugeben (Gleichung 8.173). - Wir haben es also mit dem folgenden Sachverhalt zu tun. Wir verwenden zwei Längeneinheiten (um mich auf diese zu beschränken), nämlich eine (zeitlich) früher eingeführte, makroskopische, konventionell festgelegte (das Meter) und eine später eingeführte, atomare, naturgegebene, die Wellenlänge " $\lambda(^{86}\text{Kr})$ ". Die Gründe für die Einführung der zweiten Einheit sind die folgenden.

(1) Eine Einheit soll an jedem Ort und zu jedem Termin realisiert werden können. Eine Definition mit Hilfe eines Etalons (1 Meter ist die Länge des Abstandes zweier bestimmter Ritzmarken auf dem in Paris aufbewahrten Urmeterstab) befriedigt deshalb und weil das Etalonmaterial altert, nicht. Während der Urmeterstab (nur) in Paris liegt und sich durch Alterungsprozesse ändern kann, ist die Wellenlänge der von Atomen ausgesandten elektromagnetischen Strahlung heute überall und jederzeit reproduzierbar und kann als zeitlich unveränderlich (also als keinem Alterungsprozeß unterworfen) betrachtet werden.

(2) Die in den Urmeterstab eingeritzten Striche, die die Länge "1 m" festlegen, sind - und zwar unvermeidlich - zu breit, als daß die mit Hilfe des Urmeterstabs definierte Basislängeneinheit den heutigen Ansprüchen genügen könnte. Deshalb wurde das Meter 1960 neu definiert (8.171). Die Spektrallinie ist weniger breit, als es die Striche auf dem Urmeterstab sind, so daß mit Hilfe der neuen Meterdefinition präzisere Längenmessungen möglich sind als mit Hilfe der alten. - Die als mathematisch genau festgelegte Zahl "1 650 763 73" ist so gewählt, daß das durch die Gleichung 8.171 definierte Meter mit Sicherheit innerhalb der Grenzen liegt, die durch die Breite der Strichmarken auf dem Urmeterstab bedingt sind. Diese Zahl galt - wie schon gesagt - so lange wie die Definition 8.171 galt. Sie wurde nur noch historisch interessant, als man - da auch die neue Definition den heutigen Genauigkeitsanforderungen nicht genügte - das Meter gemäß Gleichung 8.170 neu definierte.

Von der Definition des Meters und der Sekunde unterscheidet sich die Festlegung der Basismasseneinheit "1 Kilogramm = 1000 Gramm" (und mit dieser auch die Festlegung der Avogadro-Konstanten sowie der Stoffmengeneinheit "1 mol" und der Anzahleinheit "1 hen") in den schon angesprochenen Hinsichten: Die Masseneinheit wird über einen Etalon definiert; und jede Verbesserung der Atommassenbestimmung liefert ein präziseres (und damit anderes) Ausmaß der atomaren Bezugsgröße und der atomaren Bezugsanzahl:

$$(8.174) \quad 1 u_{\text{alt}} = 1 \text{g} / 1 \text{hen}_{\text{alt}} \rightarrow 1 u_{\text{neu}} = 1 \text{g} / 1 \text{hen}_{\text{neu}}$$

Dieser unbefriedigende Zustand ist nur dadurch zu ändern, daß man nicht die atomare Masseneinheit "1 u" mit Hilfe der konventionellen Masseneinheit definiert (1 Kilogramm ist die Masse des Urkilogrammstücks in Paris), sondern daß man umgekehrt die SI-Einheit "1 kg" mit Hilfe einer atomaren Masseneinheit festlegt, also an eine naturgegebene und als unveränderlich zu betrachtende Masse bindet, sei diese die Masse eines ^{12}C -Atoms oder zum Beispiel die Masse eines Protons. Würde man zum Beispiel per definitionem festlegen

$$(8.175) \quad 1 \text{kg} = 6,022\,136\,7 \cdot 10^{26} \cdot m(^{12}\text{C}) / 12,$$

würde sich mit Verbesserungen der Massenbestimmung an dieser Definition nichts ändern; solche Verbesserungen würden zur präziseren Bestimmung empirisch zu ermittelnder Massenausmaße führen, aber nicht die Definition 8,175 ändern.

Der Ausmaßfaktor in 8.175 ist nur als Beispiel gewählt. - Man würde in eine solche Kilogrammdefinition selbstverständlich denjenigen Verknüpfungsfaktor einsetzen, der zur Zeit der Neudefinition als «Bestwert» gilt.

(2) Obwohl die Zahlenfaktoren der Gleichungen 8.171 bis 8.173 eine makroskopische und eine atomare Masseneinheit miteinander verknüpfen und die Faktoren in den ersten beiden Gleichungen nie anders denn als Verknüpfungsfaktoren beziehungsweise als Größenverhältnisse verstanden wurden, soll der Faktor der dritten Gleichung der «Zahlenwert» einer universellen Konstanten sein. So schreibt zum Beispiel B. W. Petley /26/, daß diese Konstante eine der «fundamental physical constants» sei.

Es ist erstaunlich, wie undifferenziert tatsächliche und vermeintliche Fundamentalkonstanten zusammengefaßt werden. So sind zum Beispiel bei Petley aufgelistet: Die Elektronenladung, die Elektronenmasse, die Protonenmasse, die Vakuumlichtgeschwindigkeit, die Planck-Konstante, die Boltzmann-Konstante und die Gravitationskonstante. Wenn wir begrifflich Verschiedenes voneinander trennen, bilden die uns hier besonders interessierenden Verknüpfungsfaktoren eine Gruppe von Größenverhältnissen, also von Zahlen, die wir selber festlegen. Naturgegeben sind die Wellenlänge " $\lambda(^{86}\text{Kr})$ " und die Masse " $m(^{12}\text{C})$ "; nicht naturgegeben, sondern von uns selbst festgelegt, ist dagegen, daß wir die von uns festgelegte makroskopische Längeneinheit "1 m" mit der atomaren Länge " $\lambda(^{86}\text{Kr})$ " (und keiner anderen) und die von uns festgelegte makroskopische Masseneinheit "1 kg" (heute) mit der atomaren Masse „ $m(^{12}\text{C})$ " (und keiner anderen) in Beziehung setzen. Und damit sind auch die Verknüpfungsfaktoren

$$(8.176) \quad 1\text{m} / \lambda(^{86}\text{Kr}) = 1,650\,763\,73$$

und

$$(8.177) \quad \frac{1\text{ kg}}{m(^{12}\text{C}) / 12} = 6,022\,136\,7(36) \cdot 10^{26}$$

von uns bestimmte (und nicht naturgegebene) Größenverhältnisse.

In die Gruppe solcher Größenverhältnisse gehört auch der Faktor, der die atomare Ladungseinheit "Q (1 Elektron) = (-)e" beziehungsweise "Q(1 Proton) = (+)e" und die makroskopische Ladungseinheit "1 Coulomb = 1 Amperesekunde" verknüpft:

$$(8.178) \quad 1\text{ e} = 1,602\,177\,33(49) \cdot 10^{-19}\text{ As} \text{ («Bestwert» von 1986).}$$

Da die Zahl in 8.177 eine von uns festgelegte Normanzahl ist, ist auch der Quotient, der aus dieser Zahl und der Einheit "1 mol" gebildet wird (also die Avogadro-Konstante), keine «fundamentale Konstante».

Die von Petley angeführte Elektronenladung, die Elektronenmasse, die Protonenmasse und die Lichtgeschwindigkeit bilden eine Gruppe naturgegebener Größen, die Sachen kennzeichnen und deshalb ebenfalls nicht als "Konstante" bezeichnet werden sollten - sofern wir als "Konstante" solche Größen bezeichnen, die in (Gesetzes-)Proportionalitäten neben Variablen vorkommen.

Erst die Planck-Konstante, die Boltzmann-Konstante und die Gravitations-Konstante sind fundamentale Gesetzeskonstanten.

Zu diesen gehört meiner Meinung nach auch mindestens eine der beiden (von Petley nicht angeführten) Konstanten " ϵ_0 ," und " μ_0 " der beiden Coulomb-Gesetze.

8.5.2.(1) Wir können heute die Masse von Henaden in konventionellen makroskopischen Einheiten angeben, so zum Beispiel auch in der dekadischen Einheit " $10^{-24}\text{ g} = 1\text{ Yoctogramm (1 yg)}$ ", oder in der nichtdekadischen atomaren Masseneinheit "1 u".

Die Zeichen "1 Yoctogramm" und "1 yg" wurden schon vor längerer Zeit genormt.

In der Physik werden bevorzugt die dekadischen Bruchteile der SI-Basiseinheit verwendet. So wird zum Beispiel die Masse eines Protons in der Physik mit

$$(8.179) \quad m(1 \text{ Proton}) = 1,672\,623\,1(10) \cdot 10^{-24} \text{ g (1986)}$$

(und nicht mit 1,0076 u) angegeben.

Abschnitt 8.5.2

Wollte man in der Chemie entsprechend verfahren, müßte man alle in der Einheit

$$(8.180) \quad 1 \text{ u} = 1,660 \text{ yg}$$

angegebenen Henadenmassen anders darstellen:

$$(8.181) \quad m(1 \text{ H}) = 1,008 \text{ u} = 1,008 \cdot 1,660 \text{ yg} = 1,673 \text{ yg},$$

$$(8.182) \quad m(1 \text{ }^{12}\text{C}) = 12,00 \text{ u} = 12,00 \cdot 1,660 \text{ yg} = 19,92 \text{ yg}.$$

Das hätte den Vorteil, daß Physiker und Chemiker die atomaren Massen in der gleichen Einheit angeben würden, und zwar in einem dekadischen Teil der SI-Basiseinheit der Masse

($1 \text{ yg} = 10^{-27} \text{ kg}$) und nicht in der nichtdekadischen Einheit " $1 \text{ u} = 1,660\,540\,2(10) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ " («Bestwert» von 1986). Es hätte aber den Nachteil, daß die Chemiker alle Henadenmassen anders darstellen müßten. Und es gäbe noch einen Nachteil: Die Verwendung der dekadischen Masseneinheit " 1 yg " würde zwar nichts an den in der Einheit " 1 g " angegebenen Massen der Normhenadenaggregate (der «dinglichen Mole») ändern,

$$(8.183) \quad m(1 \text{ hen H}) = 1 \text{ hen} \cdot 1,673 \text{ yg} = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,673 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,008 \text{ g},$$

aber gerade dadurch bewirken, daß die Zahlenfaktoren in den Angaben der Massen von Einzelhenaden und von Normhenadenaggregaten verschieden wären,

$$(8.184) \quad m(1 \text{ H}) = 1,673 \text{ yg},$$

$$(8.185) \quad m(1 \text{ hen H}) = 1,008 \text{ g},$$

während sie bei Verwendung der Einheit " 1 u " gleich sind:

$$(8.186) \quad m(1 \text{ H}) = 1,008 \text{ u},$$

$$(8.187) \quad m(1 \text{ hen H}) = 1,008 \text{ g}.$$

Dieser Nachteil ließe sich leicht beheben: Man bräuchte nur von der 'krummen' nichtdekadischen Anzahleinheit " $1 \text{ hen} = 6,02 \cdot 10^{23}$ " zur dekadischen Anzahleinheit " $1 \text{ hen}^* = 10^{24}$ " (eine Quadrillion) überzugehen.

Diese Zählleinheit wurde nach Eugen Bodea /1/ schon von H. Ulich «in die moderne physikalische Chemie eingeführt», setzte sich aber bis heute nicht durch.

Mit der Zählleinheit " 10^{24} " und dem Übergang vom Loschmidt-Normaggregat ($6,02 \cdot 10^{23}$ Henaden) zum Ulich-Normaggregat (10^{24} Henaden) könnte geschrieben werden:

$$(8.188) \quad m(1 \text{ H}) = 1,673 \text{ yg},$$

$$(8.189) \quad m(10^{24} \text{ H}) = 1,673 \text{ g}.$$

Die Ausmaßfaktoren in den Angaben für die Masse einer einzelnen Henade einer bestimmten

Art und für die Masse eines aus Henaden dieser Art bestehenden Ulich-Normaggregats wären (wieder) gleich - allerdings nur für den schon genannten Preis, daß die Chemiker alle Henadenmassen mit dem Faktor "1,660" multiplizieren müßten.

Die Einführung der Ulich-Normanzahl wurde nicht allein durch diesen Preis verhindert. Mit entscheidend war wohl, daß man weiterhin den Schritt zum Rechnen mit Anzahlen von Henadenmengen nicht vollziehen, sondern das Rechnen mit der Stoffmenge beibehalten wollte und daß man die Stoffmengeneinheit an einen materiellen Repräsentanten band. Man übersah, daß eine Zählereinheit nicht an einen solchen Repräsentanten gebunden zu werden braucht, sondern daß man bei der Wahl einer Zählereinheit völlig frei ist, gleichgültig ob wir als Zählereinheit 1, 2, 10, 12, 144, 10^3 , 10^6 , $6,02 \cdot 10^{23}$, 10^{24} oder 10^{27} wählen.

Bei der (definitiven) Festlegung beispielsweise der Zahl " 10^{24} " als Normanzahl wäre von vornherein gewiß, daß 10^{24} Henaden eine ganzzahlige Henadenmenge sind, während bei der gesetzlichen Festlegung der Einheit "1 mol" nicht vorausgesetzt werden kann, daß die Menge der ^{12}C -Atome, die genau 12 g wiegt, ganzzahlig ist [8.3.7(8)]. - Und die Normanzahl " 10^{24} " bräuchte nicht durch eine andere ersetzt zu werden, wenn präzisere Methoden der empirischen Massenbestimmung gefunden werden.

Um in der Chemie und in der Molekülphysik eine definitiv festgelegte Zählereinheit verwenden zu können, ist nur erforderlich, daß man Henadenmassen ohne Rückgriff auf eine Normanzahl bestimmen kann. Denn nur dann kann zum Beispiel nicht nur gesagt werden,

$$(8.190) \quad m(1 \text{ H}) = 1,673 \text{ yg},$$

sondern auch

$$(8.191) \quad m(10^{24} \text{ H}) = 10^{24} \cdot 1,673 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,673 \text{ g}.$$

Diese Voraussetzung ist längst erfüllt: Die erforderlichen Henadenmassen können massenspektroskopisch bestimmt werden, ohne daß dazu eine Normanzahl benötigt wird: Ja, noch mehr: Die Masse beispielsweise eines Siliciumatoms [8.3.7(7)] kann massenspektroskopisch genauer bestimmt werden als der «Zahlenwert» der Avogadro-Konstanten (zu deren Bestimmung Größen benötigt werden, deren Ermittlung mit einer größeren Unsicherheit behaftet ist als die Bestimmung von Atommassen). - Es sollte uns deshalb heute nichts mehr daran hindern, endgültig zu dem schon vor Ostwald praktizierten Rechnen mit Anzahlen von Henadenmengen zurückzukehren und damit zu einer verständlicheren Darstellung wichtiger Sachverhalte zu kommen.

Zum vorstehenden Ausdruck "kann ... genauer bestimmt werden" ist eine sprachliche Anmerkung angebracht. - Von vielen Größentheoretikern wird die Auffassung vertreten, daß Ausdrücke der Art "genauer" oder "mit größerer Genauigkeit" nicht verwendet werden sollten, weil etwas «nicht genauer als genau» sein könne. Diese 'Begründung' übersieht, daß in unserer Sprache zum Beispiel "größer" nicht heißt "größer als groß (als etwas Großes)" - auch wenn wir "größer" als eine (grammatische) Steigerungsform von "groß" bezeichnen -, sondern "größer als etwas weniger Großes", also "größer als etwas Kleineres". Dementsprechend heißt "genauer" "genauer als etwas weniger Genauer" und nicht "genauer als etwas Genauer". Ausdrücke der Art "genauer als" sind sprachlich legitim - wenn auch logisch suspekt. Sie können deshalb durchaus verwendet werden, insbesondere an solchen Stellen, an denen Ausdrücke der Art "mit kleinerer Unsicherheit" oft erst beim zweiten Lesen verstanden werden.

Es ist weder im allgemeinbildenden noch im Hochschulunterricht erforderlich, das Rechnen in der Chemie weiterhin so durchzuführen, wie es historisch eingeführt wurde. Wenn der Physik-, der Chemie- und der Mathematikunterricht besser aufeinander abgestimmt werden und

der mathematisch-naturwissenschaftliche Unterricht in wichtigen Teilbereichen wirklich fächerübergreifend und damit auch fächerverbindend durchgeführt wird, ist es durchaus möglich, einige alte Zöpfe abzuschneiden und das Rechnen in der Chemie auf dem von Dalton gewiesenen Weg ein- und konsequent (also auch ohne Umwege) bis zu den hier dargestellten Verfahren weiterzuführen. Der Unterricht wird sich allerdings kaum ändern, wenn sich die sachgemäße Rechenweise nicht auch in der wissenschaftlichen Literatur durchsetzt.

(2) Will man zu ganz klaren Verhältnissen kommen, ist noch eine semantische Verkehrtheit zu beseitigen: Man verwendet als Zeichen der Massen-Basiseinheit (1 Kilogramm, 1 kg) die Zeichen des Tausendfachen einer anderen Masseneinheit (1 Gramm, 1 g). Da vor das Zeichen einer Basiseinheit (1 m, 1 kg) normgemäß nicht zwei Vorsatzzeichen gesetzt werden sollen (1 mm, 1 km; aber nicht 1 mkg [= 1g] und nicht 1 kkg [= 1 t]), ist man gezwungen, bei der Bildung von Teilen und Vielfachen der Massen-Basiseinheit anders zu verfahren als bei der Bildung von Teilen und Vielfachen der anderen Basiseinheiten. Das könnte vermieden werden, wenn an Stelle der Zeichen "1 Kilogramm" und "1 kg" zum Beispiel die Zeichen "1 Pohl" und "1 P" verwendet würden: $1 P = 1 \text{ kg}$, $1 g = 1 \text{ mP}$, $1 t = 1 \text{ kP}$.



