

so stark gelockert, dass die Bindung ungleichartiger Atome, unter Bildung von H_2O erfolgen kann.

Als Vorbedingung chemischer Processe erscheint somit einerseits möglichst innige Berührung der Moleculé, andererseits aber auch eine Lockerung der in diesen Moleculén verbundenen Atome.

Allein auch die beständigsten Verbindungen, wie das Wasser, existiren nicht bis zu beliebig hohen Temperaturen, sondern zerfallen schliesslich wieder in ihre Componenten; das Wasser beginnt hiermit oberhalb 2000° , wie dies bereits oben (s. Flammentemperatur S. 111) erörtert wurde. So tritt sehr häufig für bestimmte Temperaturen und Drucke ein Gleichgewichtszustand zwischen der Bildung einer Substanz und dem Rückzerfall derselben in ihre Componenten ein; wie für Gemische von Gasen ist dies auch der Fall bei Flüssigkeiten und bei Lösungen fester Körper. Die Reaction kann dann aber dadurch eine vollständige werden, dass das Product (als Niederschlag, oder durch Entweichen in Dampfform) dem Reaktionsgemisch entzogen wird.

Die oben als exothermische bezeichneten (aus ihren Componenten unter Wärmeaustritt entstandenen) Verbindungen erfordern eine (der Wärmeentwicklung bei ihrer Bildung entgegengesetzte) äussere Energiezufuhr (Erwärmung etc.) um wieder, ganz entsprechend dem Betrage dieser Energiezufuhr, zu zerfallen oder mit anderen Verbindungen zu reagiren. Bei den endothermischen Verbindungen, in denen die Componenten unter gleichzeitiger Energieaufnahme zusammengetreten sind, erfolgt die Zersetzung oft spontan, oder durch einen geringen mechanischen Reiz, und vollzieht sich dann oft mit explosionsartiger Heftigkeit; so verpufft das chlorsaure Kali beim Zusammenreiben mit Schwefel sehr lebhaft; Chlorstickstoff zersetzt sich oft schon bei blosser Berührung unter Explosion. Bei den meisten chemischen Umsetzungen macht sich derart das Bestreben geltend, ein gegebenes System in ein anderes überzuführen, das unter den herrschenden Bedingungen das beständigste ist. Diese Umwandlung vollzieht sich daher meist so, dass bei derselben eine grössere Wärmemenge entbunden wird, wie bei anderen Umwandlungen, zu denen das anfänglich gegebene System die erforderlichen Componenten zu liefern im Stande wäre, bei deren Eintritt aber eine kleinere Wärmemenge in Freiheit gesetzt werden würde.

Natürliches oder periodisches System der chemischen Elemente.

Während einer der letztverflossenen Entwicklungsperioden der theoretischen Chemie hat man versucht, allen Elementaratomen neben dem Atomgewicht noch eine zweite unveränderliche Grundeigenschaft beizulegen, die man mit dem Namen der „Werthigkeit“ oder „Valenz“ der einzelnen Atome bezeichnete. Seitdem Dalton das Gesetz der multiplen Proportionen (S. 82) aufgestellt hatte, wusste man, dass sich oft zwei Elemente in mehreren Verhältnissen, bisweilen sogar in sehr vielen mit einander verbinden können. Immerhin ist die Zahl der-

artiger Combinationen eine eingeschränkte, da sich durchaus nicht jede beliebige Anzahl von Atomen des einen Elements mit denen des anderen zu einer beständigen Verbindung vereinigen lässt. Man hat beispielsweise die Kohlenwasserstoffe C_2H_2 , C_2H_4 , C_2H_6 (S. 104); dagegen sind C_2H , C_2H_3 , C_2H_5 , C_2H_7 im freien Zustande nicht bekannt und scheinen nach allem, was man weiss, überhaupt nicht für sich isolirbar zu sein. Die Werthigkeitslehre oder Valenztheorie stellte es sich zur Aufgabe, „derartige Einschränkungen des Dalton'schen Gesetzes zu erklären“; bei Aufstellung der Grundhypothesen ging sie namentlich von der Betrachtung der leicht flüssigen Wasserstoffverbindungen aus, und wo diese fehlten (Metalle), setzte man an deren Stelle die Chloride. Auf dem Forschungsgebiete der organischen Chemie ausgebildet, und um diesen Zweig des Wissens durch eine Fülle von Anregungen hochverdient, ist die Werthigkeitslehre dort auch jetzt noch völlig unentbehrlich und bildet die wichtigste Grundlage der Systematik für die Kohlenstoffverbindungen; dort ist also auch die naturgemässe Stelle für eingehenderes Studium dieser bedeutungsvollen Hypothese.

Dasselbe lässt sich indessen nicht wohl sagen von dem Einfluss der Valenztheorie auf den Entwicklungsgang der anorganischen Chemie: obgleich es an Bemühungen nicht gefehlt hat, die auf dem Specialgebiete der Kohlenstoffchemie praktisch bewährten Sätze auf die allgemeine Chemie zu übertragen, ist man doch nicht über den Versuch zur wirklichen Ausführung gelangt. Wenn es demnach der constanten Werthigkeitslehre versagt blieb, einer Systematik der sämtlichen Elemente als Grundlage zu dienen, so hat sie doch durch die Kritik unrichtiger Atomgewichte u. a. mit dazu beigetragen, dass dieses Ziel auf Grund der am wenigsten veränderlichen Eigenschaft der Atome, nämlich des Atomgewichts, durch das periodische System erreicht werden konnte.

In aller Kürze seien nachstehend zunächst einige Hauptpunkte der Valenzlehre angegeben, wie sie durch die Bestrebungen mehrerer Theoretiker aus der neueren Typentheorie Gerhardt's abgeleitet wurde.

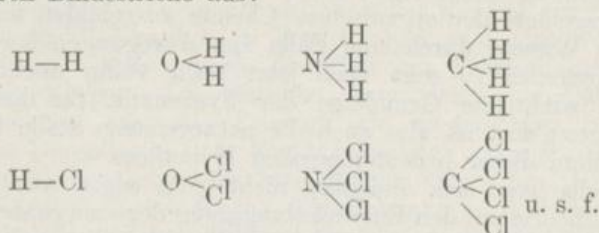
Die leicht flüchtigen Wasserstoffverbindungen einzelner Atome der bereits behandelten vier Elemente, den Wasserstoff selbst inbegriffen, bilden eine aufsteigende Reihe.

I	II	III	IV
H.H	O.H ₂	N.H ₃	C.H ₄
An jedes dieser Elemente schliessen sich andere ähnliche an:			
Fl.H			
Cl.H	S.H ₂	P.H ₃	Si.H ₄
Br.H	Se.H ₂	As.H ₃	Ge.Cl ₄
J.H	Te.H ₂	Sb.H ₃	Sn.Cl ₄

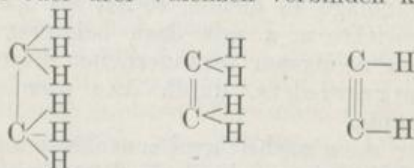
Mit Rücksicht auf die Fähigkeit eine gewisse Anzahl von Wasserstoffatomen zu binden, nennt man die Elementaratome der ersten Gruppe einwerthig (oder monovalent), diejenigen der folgenden Gruppen zwei-, drei- und vierwerthig. Man kann dieses auch so ausdrücken, dass man sagt: die Atome der ersten Gruppe besitzen eine „Affinitäts-einheit“ oder „Valenz“, die Atome der zweiten Gruppe haben zwei Valenzen, u. s. f. Die Bindung gleichartiger, wie auch verschiedener

Atome erfolgt mittelst dieser Valenzen, so dass z. B. die Leistungsfähigkeit des Sauerstoffatoms in dieser Richtung zweimal so gross ist, als diejenige des Chloratoms, während der Kohlenstoff die vierfache Wasserstoffmenge binden kann, wie das Chlor.

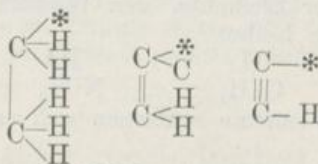
Man hat in der Ausnutzung dieser sehr einfachen Principien ein Mittel, an Stelle der empirischen Molecularformeln rationellere Formeln, die sogenannten „Constitutionsformeln“ zu setzen, aus denen namentlich für complicirtere Substanzen genetische Beziehungen und das Gesamtverhalten ungleich deutlicher sich ergeben, wie aus der einfachsten molecularen Formulirung. Dabei drückt man die Bindung der Atome gewöhnlich durch Bindestriche aus:



Aus der „Vierwerthigkeit“ des Kohlenstoffs und „Einwerthigkeit“ des Wasserstoffs erklärt sich nun sehr gut die Existenz der überaus zahlreichen Kohlenwasserstoffe, wenn man die weitere Hypothese aufstellt, dass die Kohlenstoffatome sich untereinander nicht nur mit einer, sondern auch mit zwei oder drei Valenzen verbinden können, z. B.



Die Theorie soll jedoch nicht nur das Vorhandene und das Mögliche erklären, sondern auch das nicht Mögliche voraussagen; ein Blick auf die Formeln:



zeigt, dass die vierwerthigen Kohlenstoffatome in den erfahrungsgemäss für sich nicht existenzfähigen Atomcomplexen C_2H , C_2H_3 , C_2H_5 nicht vollständig „gesättigt“ sind (was durch die Bindungsstriche —* angedeutet ist); wo derartige Atomgruppen bei chemischen Reactionen nun aber doch in Freiheit gesetzt werden würden — wie z. B. wenn man durch Natrium aus $\text{C}_2\text{H}_5\text{J}$ das J-atom wegnimmt, die Gruppe C_2H_5 sich isoliren lassen sollte — da binden sich sofort zwei solche Gruppen mit den disponibeln Valenzen an einander, und man erhält die Verdoppelung C_4H_{10} , den „gesättigten“ Kohlenwasserstoff Butan, dessen Existenz mit der Werthigkeitslehre in Einklang steht.

Freilich erweist sich die Valenztheorie als nicht mehr anwendbar, sobald man das allerdings weite Gebiet der Wasserstoffverbindungen und ihrer Derivate an irgend einer Stelle auch nur mit einem Schritte verlässt. Es gilt das schon für die einfachsten Oxyde des Kohlenstoffs, das Kohlenoxyd CO und Kohlendioxyd CO_2 ; die Annahmen von der constanten Vierwerthigkeit des Kohlenstoffatoms und der Zweiwerthigkeit des Sauerstoffs sind mit der Existenz des Molecüls $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ nicht in Einklang zu bringen, während das Kohlendioxyd der Regel wieder gehorcht. Eine noch grössere Schwierigkeit bereitet u. a. die Erklärung der fünf Oxyde des Stickstoffs, des für die Geschichte des Gesetzes der multiplen Proportionen doch classischen Falls: hier trifft man auf das Stickoxyd $\text{N}=\text{O}$, und das Stickstoffperoxyd, das bei nur geringer Temperaturerhöhung aus Molecülen: $\text{O}=\text{N}-\text{O}$ besteht. Die zur Erklärung der Constitution derartiger Substanzen beigezogene Hilfhypothese von der Existenz ungesättigter Verbindungen ist weiter nichts, als eine Verneinung des Grundprinzips der constanten Werthigkeitslehre, welche die Schwierigkeit zwar anerkannte, aber nicht beseitigte und daher kaum mehr befürwortet wird.

Noch häufiger, wie auf „ungesättigte Verbindungen“ stiess man auf „übersättigte“, d. h. solche, in denen mit einem mehrwerthigen Atom mehr einwerthige Atome zu einem stabilen Molecularcomplex vereinigt sind, als dieses nach den Regeln der Valenztheorie verständlich erscheint. Lange Zeit discutirte Fälle der Art sind der Salmiak, NH_4Cl , und das Phosphorpentachlorid, PCl_5 ; im einen Falle erscheint das Stickstoffatom, im andern der Phosphor nicht mehr dreierwerthig, sondern fünfwerthig. Fast schien es jedoch, als könnte man hier die Schwierigkeit umgehen, indem man neben den „atomistischen Verbindungen“ im engeren Sinne der Valenztheorie noch „Molecularverbindungen“ annahm; diese, die Bedeutung der Valenzlehre freilich auch schon einschränkende Hilfhypothese schien nicht nur berechtigt, sondern auch geboten im Hinblick auf die Beobachtung, dass Salmiak und Phosphorpentachlorid sich beim Verdampfen dissociiren: für ersteren hat man: $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$, und für letzteres: $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$. Man betrachtete demgemäss den Salmiak als eine moleculare Anlagerung von NH_3 an HCl : $\boxed{\text{NH}_3} \boxed{\text{HCl}}$, und das Phosphorpentachlorid als eine ebensolche lockere Verbindung von PCl_3 mit Cl_2 : $\boxed{\text{PCl}_3} \boxed{\text{Cl}_2}$; die „Unfähigkeit, dampfförmige Molecüle zu bilden“, wurde als wesentliche Eigenschaft solcher „Molecularverbindungen“ hingestellt. Man übersah dabei zunächst, dass zahlreiche „unzweifelhaft atomistische“ Verbindungen sich gleichfalls „dissociiren“. Sodann dauerte es nicht lange, bis der exacte Nachweis geführt wurde, dass von den beiden genannten Körpern wenigstens das flüchtigere Pentachlorid, PCl_5 , unter günstigen Bedingungen ohne merkliche Dissociation in den Gaszustand übergeht. Im Phosphorpentafluorid, PF_5 , entdeckte man ferner eine bei gewöhnlicher Temperatur gasförmige Substanz, die durch ihre Existenz der zur Stützung der constanten Werthigkeitslehre aufgestellten Hilfhypothese von den „Molecularverbindungen“ direct widersprach. Durfte man das Jodtrichlorid, JCl_3 , wegen seines leichten

Zerfalls in Monochlorid, JCl , und Chlor, Cl_2 , auch als „Molecularverbindung“ gelten lassen, so war dies doch bei dem unzersetzt flüchtigen Jodpentafluorid, JF_5 , nicht wohl möglich. Da die Ausnahmen zuletzt fast ebenso häufig wurden als die regelrechten Fälle, konnte man diese begreiflicher Weise nicht mehr auf ein „Fundamentalgesetz“ zurückführen.

Um aber doch die zahlreichen und augenfälligen Analogien in der Zusammensetzung chemischer Verbindungen, welche bei den vergeblichen Versuchen einer allgemeinen Durchführung der constanten Valenzhypothese noch mehr zu Tage getreten waren als vorher, zusammenzufassen, und um auf eine unleugbar bequeme und nutzenbringende Formelsprache nicht verzichten zu müssen, nahm man seine Zuflucht zu der Annahme eines „Wechsels der Valenz“: der Stickstoff oder Phosphor könne je nach Umständen drei- oder fünfwerthig sein, der Schwefel zwei-, oder vier- oder sechswerthig u. s. w.; aber das „Warum“ wusste man nicht anzugeben, ein Anhalt zur sachgemässen Begrenzung des „Wechsels“ konnte vorerst nicht gefunden werden, und derselbe war daher nur eine einfache Negirung der constanten Valenzlehre.

Man sah sich damit für eine grosse Zahl der theoretisch wie praktisch bedeutenden Fälle wieder nahezu auf den rein empirischen Standpunkt des Dalton'schen Satzes von den multiplen Proportionen zurückgedrängt und verzweifelte mit Recht an der Möglichkeit, auf den Valenzbegriff allein eine wirklich umfassende Systematik auch für andere Elemente als den Kohlenstoff begründen zu können. An eine Prognose neuer Thatsachen innerhalb der anorganischen Chemie wurde daher kaum mehr gedacht.

Es darf als ein besonders günstiger Umstand für die stetige Entwicklung der Chemie bezeichnet werden, dass, fast noch bevor man diese theilweise negativen Ergebnisse als solche klar erkannt hatte, dasjenige, was die Valenzlehre vergeblich angestrebt hatte — ein natürliches chemisches System — sich in unverhofft einfacher und ungezwungener Form wie schon erwähnt auf die am besten und sichersten bekannte Fundamenteigenschaft der Elemente, auf das Atomgewicht, begründen liess.

Fasst man die auf Wasserstoff als Einheit (S. 9) bezogenen Atomgewichte näher in's Auge, dann sieht man, dass viele derselben nahezu ganze Zahlen sind. Zu einer Zeit, wo die Genauigkeit dieser Bestimmungen noch keine sehr grosse war, suchte Prout (1815) die Ansicht zu vertheidigen, dass der Wasserstoff als Urmaterie zu betrachten sei, und durch seine Condensation alle übrigen Elemente gebildet würden. Auf Grund sehr sorgfältiger Arbeiten von Berzelius, Marignac, Stas und anderen Forschern muss man jedoch annehmen, dass allerdings für manche Elemente eine merkwürdig einfache Beziehung auf das Atomgewicht des Wasserstoffs zutrifft, das aber die Atomgewichte anderer Elemente von ganzen Zahlen mehr oder weniger abweichen.

Während so die Prout'sche Vermuthung als eine unsichere und nicht weiter verwertbare Hypothese erscheinen musste, wurden andererseits Zahlenbeziehungen von grossem Interesse zwischen den Atomgewichten solcher Grundstoffe beobachtet, die in chemischer Hinsicht Aehnlichkeit besitzen. Dabei kann man $\text{O} = 16.00$ setzen.

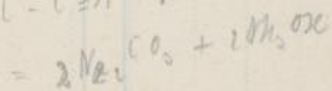
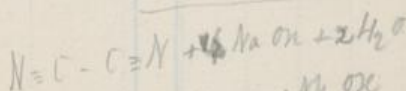
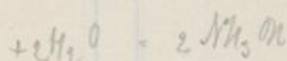
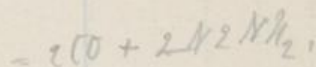
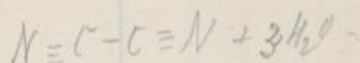
500 gr.
100 2.4 gr.
100 = 12 2.4

100 : 12 = 20 - 4

240
100

100 5 - 500
200

20 gr. 12° alcohol
30 cm
50 gr. 5° d'alcohol
+

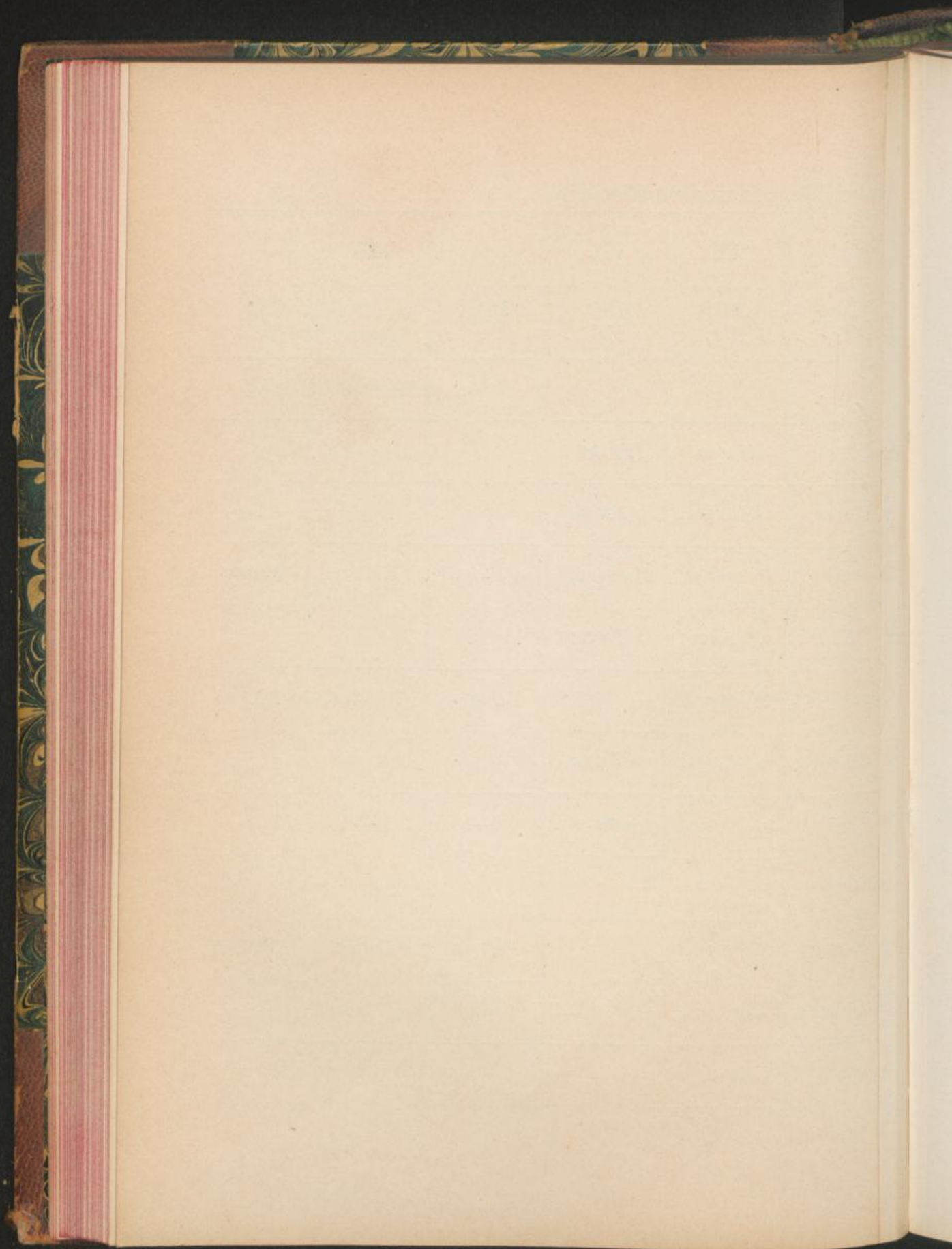


Natürliches oder periodisches System

Gruppen:	I.	II.	III.	IV.	
Höchste salzbildende Oxyde: Wasserstoffverbindungen:	M_2O	MO	M_2O_3	MO_2 MH_4	M I
Periode 0. Reihe 0.	H 1.008				
Periode 1. Reihe 1.	Li 7.03	Be 9.05	B 10.94	C 12.00	N
Periode 2. Reihe 2.	Na 23.05	Mg 24.36	Al 27.11	Si 28.38	P
Periode 3. Reihe 3.	K 39.1	Ca 40.00	Sc 44	Ti 48.1	V 5
Reihe 4.	Cu 63.6	Zn 65.41	Ga 70.1	Ge 72.5	
Periode 4. Reihe 5.	Rb 85.4	Sr 87.62	Y 88.9	Zr 90.6	Nb
Reihe 6.	Ag 107.93	Cd 112.0	In 114.0	Sn 119.1	
Periode 5. Reihe 7.	Cs 133.0	Ba 137.43	La 138.3	Ce 140.3	(Di
Reihe 8.	—	—	—	—	Er
Reihe 9.	—	—	Yb 173	—	Ta
Reihe 10.	Au 197.2	Hg 200.3	Tl 204.2	Pb 206.91	
Periode 6. Reihe 11.	—	—	—	Th 232.5	—

nes System der chemischen Elemente.

	V.	VI.	VII.	VIII.		
	$M_2 O_5$ MH_3	MO_3 MH_2	$M_2 O_7$ MH	MO_4		
0	N 14.04	O 16.00	Fl 19.1			
8	P 31.03	S 32.05	Cl 35.45			
	V 51.2	Cr 52.14	Mn 54.94	Fe 56.02	Ni 58.9	Co 59.6
72.5	As 75.1	Se 79.1	Br 79.96			
	Nb 93.9	Mo 96.03	—	Ru 101.7	Rh 103.0	Pd 106.3
19.1	Sb 119.9	Te 125.3	J 126.85			
	(Di 142?)	—	(Sa 150?)	—	—	—
	Er 166	—	—			
	Ta 182.5	W 184.1	—	Os 190.8	Ir 193.0	Pt 194.8
6.91	Bi 208.9	—	—			
	—	U 239.4	—			



Durchgehends zeigt sich eine Differenz von etwa 16 Einheiten für die relativen Gewichte von Atomen mit ähnlichem chemischen Verhalten:

Fluor 19	Sauerstoff 16	Stickstoff 14	Kohlenstoff 12	Bor 11	Beryllium 9	Lithium 7
Chlor 35.4	Schwefel 32	Phosphor 31	Silicium 28	Aluminium 27	Magnesium 24	Natrium 23

In mehreren Gruppen verwandter Elemente, die Döbereiner 1829 als „Triaden“ bezeichnete, tritt annähernd der dreifache Betrag der Differenzzahl 16 zu Tage, wenn man die Atomgewichte vergleicht:

Atg.	Diff.	Atg.	Diff.	Atg.	Diff.
Chlor 35·45		Schwefel 32		Phosphor 31	
> 44·51		> 47		> 44	
Brom 79·96		Selen 79		Arsen 75	
> 46·90		> 46		> 45	
Jod 126·86		Tellur 125		Antimon 120	
				u. s. w.	

Sobald man in sicherer Weise gelernt hatte, Atom- und Äquivalentgewichte zu unterscheiden und die Atomgewichte in einheitlicher Weise unter Ausnutzung der physikalischen Hilfsmethoden (S. 90) festgestellt worden waren, konnte der enge Zusammenhang zwischen Atomgewicht und Eigenschaften der Elemente nicht lange übersehen werden. Das von Dulong und Petit entdeckte Gesetz zeigte bereits, dass die Wärmecapazität der Elemente in starrem Zustande eine Function des Atomgewichts ist. Viele andere Eigenschaften der Elemente, soweit man die Sache überhaupt verfolgt hat, stehen gleichfalls in engster Beziehung zum Atomgewicht, sie sind periodische Functionen desselben. Man nimmt diese Regelmässigkeiten sofort wahr, wenn man die Elemente nach aufsteigendem Atomgewicht ordnet, wie es seit etwa 1862 (durch Chancourtois und unabhängig davon 1864 durch Newlands, deren interessante Speculationen jedoch jahrelang nahezu unbeachtet blieben) in ganz bestimmter Weise aber seit 1869 durch Mendelejeff, L. Meyer und viele Andere geschah.

Periodisches System der chemischen Elemente.

[illegible]

Es zeigen sich in der vorstehenden Tabelle siebengliedrige Reihen von Elementen, deren correspondirende Glieder die grösste Aehnlichkeit mit einander aufweisen. Der Wasserstoff bildet dabei eine Reihe für sich, indem es keine anderen Elemente mit annähernd gleichem Atomgewicht gibt; nichtsdestoweniger fügt sich derselbe dem natürlichen System in einfacher Weise an, wenn man ihn an die Spitze stellt.

In dieser Art geschrieben, besteht das System aus Horizontalreihen oder Perioden von wachsender Grösse, deren jede für sich als abgeschlossenes Ganzes erscheint; an den isolirt dastehenden Wasserstoff schliessen sich zwei aus je 7 Gliedern bestehende Perioden an, und hierauf folgen zwei weitere mit je 17 Elementen. Die Periode 6 ist nur sehr unvollständig bekannt, scheint aber aus obigen drei Reihen zu bestehen; von der Periode 7 kennt man bis jetzt überhaupt nur zwei Elemente, das Thorium und Uran. Die einzelnen Perioden beginnen mit einem elektropositiven Alkalimetall, an das sich ein alkalisches Erdmetall anreihet; rechts befinden sich die elektronegativen Halogenatome und die elektronegativen Atome der Sauerstoff-Schwefelgruppe. Thatsächlich zeigen alle siebengliedrigen Abschnitte für sich eine gewisse Aehnlichkeit mit dem ersten Versuch eines alle Elemente umfassenden Systems der elektrochemischen Reihe der Elemente und ihrer, stärksten Oxyde, für welche Berzelius 1818 eine ungefähre Aufeinanderfolge vorschlug, deren Anfang- und Endglieder die elektropositivsten resp. elektropositivsten waren, während in der Mitte die indifferenten Uebergangsglieder ihren Platz fanden, über deren Stellung naturgemäss die grösste Unsicherheit herrschte:

— O, S, N, Cl, Fl, P, Se, As, Al, Y, Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Na, K +

Angeregt durch die vorausgegangenen bedeutenden Entdeckungen Davy's (Isolirung der Alkalimetalle mittelst Elektrolyse der Alkalien) und dessen sich daran anknüpfende Speculationen, nahm Berzelius an, dass die Affinität der chemischen Grundstoffe zu einander auf der elektrischen Polarität ihrer Atome beruhe. Während viele Atome in Folge des Vorwiegens der Elektricität am einen der beiden Pole elektropositiv sind, erscheinen andere aus ganz entsprechendem Grunde elektronegat. Im Augenblick ihrer Verbindung lagern sich die Atome mit den entgegengesetzt elektrischen und sich deshalb anziehenden Polen an einander an. Indem sich die freien Elektricitäten neutralisiren, wird hierbei Wärme und Licht entwickelt. Für das Zustandekommen chemischer Reactionen ist die flüssige oder gasförmige Beschaffenheit mindestens einer der in Wechselwirkung tretenden Substanzen erforderlich, damit die Atome des einen Elements ihre Pole ungehindert gegen die entgegengesetzten Pole des andern Elements richten können. In der vorstehenden „Spannungsreihe“ sind die Elemente nun so aufgeführt, dass jedes einzelne derselben — oder dessen stärkstes Oxyd elektropositiver ist, als sämtliche vorhergehenden. Je grösser der Unterschied in der Stärke der Polarität zweier verschiedener Atome ist, um so grösser ist auch deren Vereinigungsbestreben. Dasselbe erweist sich indessen keineswegs als ein unter allen Bedingungen constantes, sondern ist von den Umständen, welche die an den Polen

aufgehäuften Elektricitätsmengen ändern, abhängig. Besonders durch Erhöhung der Temperatur erfährt es oft eine Steigerung (Sauerstoff und Schwefel), während bisweilen die umgekehrte Erscheinung eintritt; die einzelnen Glieder der Spannungsreihe nehmen demgemäss mit wechselnder Temperatur eine verschiedene Stellung zu einander ein. Aus diesen Annahmen folgt die weitere, „dass jeder zusammengesetzte Körper, welches auch die Anzahl seiner Bestandtheile sein mag, in zwei Theile getrennt werden kann, wovon der eine positiv, der andere negativ elektrisch ist.“ Die (wasserfreie) Schwefelsäure, SO_3 , besteht aus Schwefel und Sauerstoff, das (wasserfreie) Natron, Na_2O , aus Natrium und Sauerstoff; das schwefelsaure Natron, SO_4Na_2 , darf man sich jedoch nicht aus Schwefel, Sauerstoff und Natrium zusammengesetzt denken — vielmehr besteht dasselbe aus wasserfreier Schwefelsäure, SO_3 , und Natriumoxyd, Na_2O , als „näheren Bestandtheilen“ $\text{SO}_3\text{Na}_2\text{O}$.

Dergestalt nahm Berzelius in den chemischen Verbindungen dualistische Gliederung an. Obwohl sich sein System nicht nach allen Seiten als lebensfähig erwiesen hat, zeigte es sich doch für die anorganische Chemie sehr fördernd, indem es zahlreiche Analogien deutlich hervortreten liess. Aus ihrer führenden Stellung musste diese Theorie freilich zurückweichen, als sie nicht im Stande war, Deutung und Prognose für die auf dem Gebiete der Kohlenstoffchemie sich immer mehr anhäufenden Thatsachen, insbesondere die Substitutionserscheinungen zu liefern. Leitend für die Experimentalchemie wurde nach 1840 allmählich die Substitutions-, sowie die aus dieser abgeleitete constante Werthigkeitstheorie; was das dualistische System für die Kohlenstoffverbindungen nicht vermochte, gelang dieser mit Leichtigkeit.

Frei von Einseitigkeit erwies sich die letztere aber auch nicht (s. o.), und so ist das periodische System als eine naturgemässe Verschmelzung hervortretender Gesichtspunkte der beiden wichtigsten Specialtheorien des Jahrhunderts in hohem Grade bedeutsam. Diese Vereinigung älterer, verdienstvoller Anschauungsweisen ist jedoch keineswegs die einzige Leistung der neueren Systematik. Vor allem ergibt sich aus derselben die Einheit der Materie zu vollster Evidenz; indem die Ursachen des Systems sich aber noch in Dunkel hüllen, deutet sein Vorhandensein die Natur mancher wichtiger Probleme einstweilen nur von Ferne an, ist indessen schon dadurch die Ursache sachlicherer Behandlung verschiedener Tagesfragen geworden, die an und für sich gewiss nicht unwichtig, in ihrer Tragweite vorher doch überschätzt werden konnten.

Soweit man die physikalischen Eigenschaften der Elemente näher untersucht hat, steht deren Zusammenhang mit dem Atomgewicht ausser Zweifel; dieselben sind Functionen (d. h. abhängig von der Grösse) des Atomgewichts. Das oben erwähnte Gesetz von Dulong und Petit — abgesehen von den Unregelmässigkeiten, wie sie die Elemente zeigen, deren Atomgewicht kleiner ist als 40, deren specifisches Gewicht aber grösser ist als 1.5 (besonders Kohlenstoff, Silicium, Bor, Aluminium, Beryllium, Magnesium, Phosphor, Schwefel) — erscheint als einfache Function des Atomgewichts. In der überwiegenden Mehrzahl der Fälle hat man jedoch mit periodischen Functionen zu thun.

Vor allem ist das der Fall für die Dichtigkeit der Elemente (das specif. Gewicht, bezogen auf Wasser als Einheit) im starren Zustande, indem dieselbe mit wachsendem Atomgewicht periodisch zu- und abnimmt:

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	(flüssig)										
Specifische Gewichte:	0.97	1.75	2.67	2.49	2.34	2.07	1.38											
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Ni	Co	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	(flüssig)
	0.86	1.58	3.8		5.5	6.8	7.4	7.84	8.9	8.5	8.94	7.2	5.96	5.50	5.73	4.5	3.19	

Man übersieht diese Periodicität am deutlichsten, wenn man die relativen Räume oder Volume, welche von den Atomen der einzelnen Elemente erfüllt werden, zur Anschauung bringt. Die Werthe dieser relativen Räume, die Atomvolume, werden um so kleiner, je mehr Atome eines Elements sich in der Raumeinheit befinden, und man erhält sie daher bei der Division des Atomgewichts durch das specifische Gewicht: Lithium z. B. hat das Atomgewicht 7.03, das specifische Gewicht 0.59 und mithin das Atomvolum $\frac{7.03}{0.59} = 11.9$, Kohlenstoff hat das Atomgewicht 12, als Diamant das specifische Gewicht 3.6 und mithin das Atomvolum $\frac{12}{3.6} = 3.3$. Wie Lothar Meyer zuerst gezeigt hat, befinden sich die relativen Volume der Atome (im festen Zustande der Elemente) in periodischer Abhängigkeit vom Atomgewicht: in der Mitte der einzelnen Perioden sind sie stets am kleinsten, während sie nach den beiden Seiten derselben bedeutend zunehmen. Beistehend sind diejenigen Werthe der Atomvolume, welche sich aus den jetzt angenommenen Beträgen der Atomgewichte und der Dichtigkeiten ergeben, unter die einzelnen Atomsymbole eingetragen; jedenfalls sehr klein, aber noch ganz unsicher, ist das Atomvolum des Wasserstoffs im festen Zustande, welches in der Tabelle fehlt.

Periodisches Fallen und Steigen der Atomvolume.

	Li	Be	B	C	N	O	Fl											
	11.9	5.5	4.1	3.3	?	?	?											
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl											
	23.7	13.9	10.1	11.4	13.2	15.5	?											
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Ni	Co	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		
45.2	25.3	11.6	?	9.3	7.6	6.9	7.1	6.6	7.0	7.1	9.5	11.7	13.2	13.1	16.5	?		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	J		
56.2	35	?	21.7	13.3	11.1		8.3	8.5	9.0	10.3	13.0	15.4	16.3	17.7	19.6	25.6		
Cs	Ba	La	Ce	Di	—	Sa	—	—	—									
70.7	36.7	?	20.9	21.7		?												
—	—	—	—	Er	—	—												
				?														
—	—	Yb	—	Ta	W	—	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	—	—		
		?		?	9.6		8.4	8.6	9.0	10.2	13.9	17.1	18.1	21.2				
—	—	—	Th	—	Ur	.	.	.	.	.	.	.	.	.	.	.	.	.

Die relativ kleinen Atomvolume in der Mitte der einzelnen Perioden sind die Folge der starken gegenseitigen Anziehung der Elementaratome; die betreffenden Elemente haben daher einen sehr hohen Schmelzpunkt, oder sind wie der Kohlenstoff, bei dem über-

haupt die Anziehungskraft der gleichartigen Atome ihren höchsten Grad zu erreichen erscheint, kaum schmelzbar. Aus demselben Grunde kann man diese Elemente nur äusserst schwierig verflüchtigen. Umgekehrt lassen sich die Moleküle der Elemente mit grossem Atomvolum durch den Einfluss der Wärme unschwer trennen: derartige Elemente sind daher entweder bei gewöhnlicher Temperatur gasförmig oder flüssig (Fl, Cl, Br), oder erweisen sich doch als leicht schmelzbar (Cs, Rb, K, Na) und verhältnissmässig leicht flüchtig. Die praktisch wichtige Eigenschaft der metallischen Dehnbarkeit steht in nahem Zusammenhange mit dem Atomvolum: dehnbar sind nur solche Elemente (jedoch nicht alle), deren Atomvolum ein Maximum (Na, K) oder Minimum (Fe) ist, und solche, welche im System unmittelbar auf diese folgen (Mg, Co, Ni, Cu); die Krystallform dieser dehnbaren metallischen Elemente ist durchweg regulär. Regulär krystallisiren auch die ein Minimum des Atomvolums zeigenden nicht metallischen Elemente C (Diamant), Si, P (farbloser). Die flüchtigen, mehr oder weniger spröden nicht metallischen Elemente mit successive wiederum wachsendem Atomvolum krystallisiren dagegen nicht mehr im regulären System. Auch die elektrischen und magnetischen Eigenschaften der Elemente zeigen sich, soweit man dieselben näher kennt, abhängig von Atomgewicht.

Zahlreiche für den Chemiker in erster Linie bedeutsame Analogien — sowohl die Gegensätze zwischen den elektropositiven Metallen und den elektronegativen Nichtmetallen, wie auch die Regelmässigkeiten in der Zusammensetzung, welche man mit Hilfe der Werthigkeitstheorie zu deuten gesucht hat — treten mit überraschender Schärfe hervor, sobald man die ganze Folge der bekannten chemischen Elemente nach zunehmenden Atomgewichten in Reihen von je 7 Gliedern über einander setzt. Dabei muss man den Wasserstoff (als kleinste „Periode“ mit einer „Reihe“ der folgenden Elemente gleichbedeutend) allein schreiben; ferner schliessen sich dann, obwohl in besonderen Seitengruppen, doch in unverkennbar systematischer Weise, einige „Triaden“ unter sich ähnlicher Elemente an (Fe, Ni, Co; Ru, Rh, Pd; Os, Ir, Pt).

Wie man aus der Tabelle sieht, zerfallen die Elemente bei dieser Anordnung in 8 vertical stehende Hauptgruppen, innerhalb deren man bei näherem Zusehen die Untergruppen wahrnimmt, welche sich auch aus der obigen Schreibung (S. 121) des periodischen Systems bei Eintheilung in Verticalcolonnen ergeben. In Gruppe I findet man Lithium und Natrium, sowie die übrigen einwerthigen Alkalimetalle, und daran angeschlossen die Gruppe des Kupfers, Silbers und Goldes, den ersteren verwandt durch die allgemeine Formel der elektropositiven, salzbildenden Oxyde M_2O , den Isomorphismus mancher Salze mit denjenigen des Natriums, und viele andere Beziehungen; die Unterschiede werden besonders durch starke Abweichung des specifischen Gewichts und das im letzteren Falle ungleich kleinere Atomvolum (s. o.) bedingt. Gruppe II enthält die Metalle der Magnesium- und Calciumgruppe, die einen minder elektropositiven Charakter haben, wie diejenigen der ersten Gruppe und durchweg zweiwerthig erscheinen. In Gruppe III sind die dreiwerthigen Metalle vereinigt, welche Sesquioxide von schwach basischem Charakter bilden; die Untergruppe des Aluminiums, Galliums

und Indiums besitzt die Fähigkeit der Alaunbildung. Auch die Glieder der Gruppe IV, mit dem Kohlenstoff und Silicium an der Spitze, theilen sich deutlich in Untergruppen. In der Verticalcolumnne V findet man, angereiht an Stickstoff und Phosphor, die in ihrem Verhalten so ähnlichen Elemente Arsen, Antimon, Wismuth und die verwandte Untergruppe des Vanadiums; in dieser und den folgenden Gruppen nimmt die Fähigkeit der einzelnen Atome Wasserstoff zu binden stetig ab, während die Werthigkeit dem Sauerstoff gegenüber wächst. Sauerstoff und Schwefel sind die Anfangsglieder von Gruppe VI, an welche sich Selen und Tellur eng anschliessen, während Chrom, Molybdän, Wolfram und Uran eine den genannten Elementen in vielfacher Beziehung verwandte Untergruppe für sich bilden. Die wichtigen Halogene bilden Gruppe VII; bei aller Verschiedenheit in den Eigenschaften schliesst sich denselben das durch sein Atomgewicht in diese Gruppe verwiesene Mangan durch die Zusammensetzung und Krystallform der Permanganate enge an. Die in eigenartiger Weise abgesonderte Gruppe VIII enthält die so ähnlichen Eisenmetalle (Eisen, Kobalt, Nickel) und die durch ihr gesamtes Verhalten einander sehr nahe stehenden Platinmetalle.

Ähnlichkeiten aller Art findet man im System jedoch nicht nur für die vertical über einander stehenden Elemente, sondern auch für die nebeneinander stehenden; benachbart sind beispielsweise Cadmium, Indium und Zinn, sowie Thallium und Blei u. s. w. Man kann sagen, dass das Allgemeinverhalten zweier Elemente um so verschiedener ist, je weiter dieselben im natürlichen System von einander entfernt sind; damit kommt man wieder auf das Berzelius'sche Princip zurück, auf den Gegensatz von elektropositiv und elektronegativ. Caesium, Rubidium und Kalium gelten als die elektropositivsten Elemente; Fluor, Chlor und Brom als die elektronegativsten. Einen ähnlichen Gegensatz, obwohl bereits in geringerem Grade, trifft man zwischen Sauerstoff, Schwefel und Selen einerseits und Calcium, Strontium und Baryum andererseits.

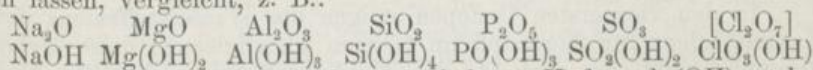
In den verticalen Untergruppen wird der Charakter der einzelnen Glieder mit wachsendem Atomgewicht immer elektropositiver; das Caesium übertrifft daher in dieser Hinsicht das Rubidium und Kalium, und noch weit mehr das Natrium und Lithium; desgleichen sind Jod und Brom viel weniger elektronegativ, als Chlor und Fluor. Dergestalt beobachtet man einen allmählichen Uebergang zwischen elektropositiven, metallischen Elementen einerseits und elektronegativen, nicht-metallischen andererseits. Nach der Mitte des Systems zu ist das sogar in den einzelnen Gruppen der Fall: während Stickstoff und Phosphor noch zu den ausgesprochensten Nichtmetallen gehören, besitzen Antimon und Wismuth bereits vorwiegend metallischen Charakter. Die frühere scharfe Unterscheidung zwischen „Metallen“ und „Nichtmetallen“ (weniger gut „Metalloiden“) ist somit als Classificationsprincip der Elemente von nur noch geringer Brauchbarkeit, obwohl man im einzelnen Falle bei der näheren Beschreibung eines Elements sehr gut von dessen mehr oder weniger elektropositivem, basenbildenden Verhalten, seiner metallischen Dehnbarkeit etc. sprechen kann; ebenso ist es von Bedeutung, festzustellen, dass ein Element spröde ist, ein nicht-metallisches Aussehen und elektronegative, säurebildende Eigenschaften hat.

Noch schärfer wie in den Verticalgruppen tritt der Gegensatz von elektropositiv und elektronegativ in den Horizontalreihen des Systems hervor; in jeder dieser Reihen hat man ein für sich abgerundetes elektrochemisches System vor sich, ganz im Sinne des grossen schwedischen Forschers. In den beiden kleinen Perioden (Reihe 1 und 2) zeigt sich diese Erscheinung am abgeschlossensten. Vollkommener noch wie in Reihe 1 — mit überwiegend elektronegativem Charakter der Elemente von kleinem Atomgewicht — hat man den Uebergang von elektropositiven zu elektronegativen Elementen in Reihe 2, vom Natrium bis zum Chlor; neben der Kenntniss der vier Organogene: Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Kohlenstoff ist daher das Studium der Glieder dieser Periode die sichere Basis, auf welche sich das übrige weiterbauen lässt. —

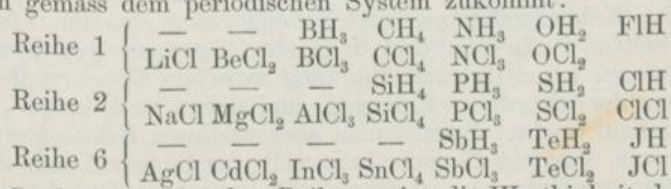
Allen diesen Beziehungen liegt das Gesetz zu Grunde, dass die Eigenschaften der Elemente eine Function der Atomgewichte sind.

Das periodische System der Elemente ordnet als ein natürliches System nicht nur die Grundstoffe nach ihren Eigenschaften, sondern führt auch in gleich einfacher Weise zur Classification von deren ähnlichen Verbindungen; vor allem der Oxyde, dann der Chloride, Wasserstoffverbindungen u. s. w. Es beruht dieses darauf, dass auch die „Werthigkeit“ oder „Valenz“ der Elementaratome, in den verschiedensten Formen ihres Auftretens, deutlich als eine periodische Function des Atomgewichts erscheint. Wie aus der Tabelle ersichtlich ist, steigert sich die Fähigkeit der Atome, Sauerstoff zu binden, ganz regelmässig von Gruppe I bis Gruppe VIII. Im Sinne der Valenztheorie pflegt man zu sagen: die Elementaratome von Gruppe I sind einwerthig; diejenigen von Gruppe VII sind siebenwerthig. Die so entstehenden höchsten salzbildenden Oxyde haben basischen Charakter für die elektropositiven, metallischen Elemente und sauren Charakter für die elektronegativen, nichtmetallischen Elemente.

Eine eigenthümliche Gesetzmässigkeit tritt zu Tage, wenn man die Oxyde mit den beständigen Oxydhydraten, welche sich aus ihnen darstellen lassen, vergleicht, z. B.:

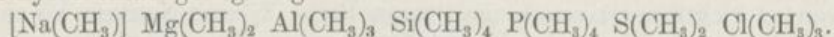


Die Zahl der in den Oxydhydraten enthaltenen Hydroxyle (OH) wächst von 1 bis 4, um dann wieder bis 1 abzunehmen. Eine ganz entsprechende Beobachtung macht man an den Wasserstoff- und Chlorverbindungen, wie die Werthigkeitstheorie dieselben ihren Betrachtungen zu Grunde legte, wenn man sie in der Reihenfolge mit einander vergleicht, welche ihnen gemäss dem periodischen System zukommt:



In den vorstehenden Reihen steigt die Werthigkeit der Elementaratome gegen Wasserstoff und Chlor von den Seiten nach der Mitte, bis zur Vierwerthigkeit. Der Begriff der Werthigkeit genügt indessen

keineswegs, um die Existenz oder die Eigenschaften auch nur der einfachsten Verbindungen vorauszusagen: indem man beispielsweise leicht flüchtige Wasserstoffverbindungen nur für die nichtmetallischen Elemente kennt. Da auch die Chloride der Metalle theilweise nicht oder nur schwer flüchtig sind, so ist es für die Kenntniss der Werthigkeit dieser letzteren Elemente von Interesse, dass den obigen entsprechende Regelmässigkeiten auch von den in fast vollständiger Reihenfolge dargestellten Methylverbindungen gezeigt werden:



Die Wasserstoff- und Methylverbindungen gehorchen den Regeln der constanten Valenzhypothese. Keineswegs ist dieses aber der Fall für die Chloride; man kennt z. B. ausser obigen Chloriden noch diejenigen PCl_5 , SbCl_5 , SbCl_4 , TeCl_4 ; ferner kennt man Fluoride wie PFl_5 , JFl_5 u. s. f. In die gleiche Kategorie von Substanzen, die sich durch die Valenztheorie nicht ohne gezwungene Hilfhypothesen deuten lassen, gehören auch NH_4Cl , PH_4J (Phosphoniumjodid) u. s. f. Für diese Verbindungen der Elemente aus Gruppe V, VI und VII mit elektronegativen Elementen nimmt man dasselbe Bestreben zur Erreichung einer Maximalvalenz wahr, wie das nach der Tabelle namentlich für die Oxyde der Fall ist. Wie in der Reihe der Stickoxyde: N_2O , NO , N_2O_3 , N_2O_4 , N_2O_5 , die an sich, sowie durch das von Dalton an ihr entdeckte Gesetz der multiplen Proportionen von hohem Interesse ist — können auch in anderen Fällen unter geeigneten Bedingungen, ausser den höchsten Oxyden oder Chloriden, noch die weniger mit Sauerstoff oder Chlor gesättigten Verbindungen dargestellt werden. Die Gesetzmässigkeit, welche das natürliche System in diese längst bekannten Beziehungen bringt — deren periodisches Auftreten — ist bis jetzt ebenso wenig erklärt, wie das System selbst, und scheint auch nicht immer die letzte Grenze des Möglichen zu sein, erleichtert jedoch den Ueberblick über das Vorhandene sehr.

In den vier ersten Gruppen steigen die Wasserstoffvalenz und die Maximalvalenz für Sauerstoff im Ganzen gleichmässig; diese Uebereinstimmung zeigt sich auch für das Kohlenstoffatom und ist die Ursache von der ausserordentlichen Brauchbarkeit der Valenzhypothese im Gebiet der organischen Chemie. Mag man die Kohlenstoffverbindungen vom Kohlendioxyd CO_2 oder vom Methan CH_4 ableiten, stets geht man vom vierwerthigen Kohlenstoffatom aus und kann dieses unter Anwendung einfacher Hilfhypothesen, z. B. von der doppelten und dreifachen Bindung zweier Kohlenstoffatome, auch in den complicirtesten Verbindungen beibehalten. — In den drei folgenden Gruppen des Systems findet man dagegen keine Uebereinstimmung zwischen Wasserstoff- und Sauerstoffvalenz der einzelnen Elemente, und daher auch keine „constante Werthigkeit“ mehr. Spricht man aber in diesen Fällen gewohnheitsmässig davon, dass ein Element, wie z. B. der Stickstoff, bald drei-, bald fünfwerthig erscheine, so ist dieses eben nur eine Umschreibung von einstweilen noch nicht genügend erklärten Thatsachen. Jedenfalls wird aber, wie schon bemerkt, das Gesetz der multiplen Proportionen durch das periodische System in einen leicht übersichtlichen Rahmen

gebracht und dadurch der Möglichkeit seiner deductiven Behandlung wesentlich genähert.

Wenn es schon ein grosser Vortheil des periodischen Systems ist, dass sich in ihm die älteren, manchmal anscheinend unversöhnlichen Ansichten in überraschend einfacher Weise verschmolzen finden, so ist ihm als ein weiteres, kaum geringeres Verdienst anzurechnen, dass es den bereits vorhandenen Probleme neue von nicht geringerer Tragweite beigelegt und bereits bis zu einem gewissen Grade gelöst hat.

Während man früher ebenso viele Arten von Materie annehmen musste, als man chemische Elemente kannte, und das Atomgewicht daher als das Ergebniss unbekannter, vielleicht zufälliger Ursachen erschien, bietet das periodische System eine scharfe Controle für die Richtigkeit der Atomgewichtsbestimmungen, ungleich zuverlässiger wie die oben besprochenen älteren Hilfsmittel der Dampfdichtebestimmung, der Wärmecapacität und des Isomorphismus. Steht ein Element im System in Folge seines Atomgewichts nicht an derjenigen Stelle, an die es durch sein gesamtes chemisches und physikalisches Verhalten gewiesen wird, so liegt damit ein hinlänglicher Grund vor, die Genauigkeit seiner Atomgewichtsbestimmung zu bezweifeln und dieselbe einer erneuten Prüfung zu unterziehen. Thatsächlich hat man derart eine Reihe von älteren Atomgewichten ändern müssen: Beryllium altes Atomgewicht 13.6 — neues 9.05; Indium früher 75.6 — jetzt 114.0; Uran früher 120 — jetzt 239.4; Tellur früher 128 — jetzt 125.3 u. s. w.

Von weiteren neuen Problemen, wie sie das periodische System gestellt hat, sei hier nur die Voraussagung noch unbekannter Elemente erwähnt; dieselbe wurde zuerst von Mendelejeff 1869 auf Grund der damals im System vorhandenen Lücken ausgeführt. Es darf als ein glänzender Erfolg des chemischen Wissens bezeichnet werden, dass drei derartige Lücken genau der Erwartung entsprechend durch die Auffindung des Galliums (1875), Scandiums (1879) und Germaniums (1885) ausgefüllt worden sind. Weit weniger vollständig ist die folgende grosse Periode 5, in welcher die zum Theil noch nicht rein dargestellten und noch nicht genügend untersuchten Elemente, wie Didym, Samarium und Erbium, ferner Terbium, Philippium, Decipium, Holmium, Thulium etc. nach ausreichender Individualisirung ihren Platz finden werden.

Neuerdings wird auch die Aufnahme der neu beobachteten indifferenten Gase, des Argons und Heliums in das System discutirt; während die anfänglichen Zweifel an deren elementarer Natur — abgesehen von der wahrscheinlich complexen Beschaffenheit des Heliums — bedeutend geringer geworden sind, herrscht aber noch völlige Unsicherheit über die Grösse ihres Atomgewichts.

Wohl darf man es als einen Hauptvorzug des periodischen Systems betrachten, dass es zwar alle seine Vorgänger umfasst oder berücksichtigt, aber dabei anspruchsloser auftritt, als jeder einzelne derselben. Dabei lässt es die weitesten Ausblicke thun und legt mehr neue Fragen und Probleme vor, als dieses bei irgend einer der älteren Theorien der Fall war.

