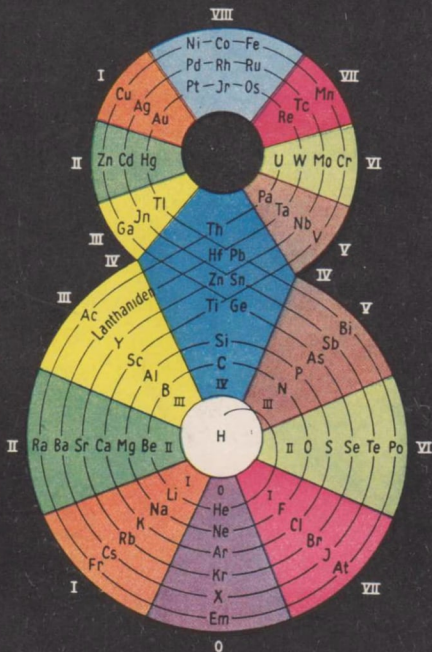


# DAS PERIODENSYSTEM

MENDELEJEWS  
ANORDNUNG DER ELEMENTE

Periodensystem nach Kipp (1942). Die Elemente sind auf Spiralen angeordnet, einander verwandte sind durch gleiche Farbe gekennzeichnet. Die obere Schleife enthält die Schwermetalle, die untere die Leicht- und die Nichtmetalle. Rechts von der Mittellinie (Sektoren V-VII) stehen die Säurebildner, links (Sektoren I-III) die Basenbildner. In der Mittellinie (Sektoren 0, IV, VIII) stehen diejenigen Elemente, die weder Basen noch Säuren bilden können. Die neuentdeckten „Transurane“ haben noch keinen eindeutigen Platz im System gefunden.



Dieser Band wurde von Dr. Günter Langhammer, Döbeln, verfaßt. Die Farbbilder auf Titel- und Umschlagrückseite sowie die Textillustrationen zeichnete Otto Berger, Leipzig.

# DAS PERIODENSYSTEM

MENDELEJEWS ANORDNUNG DER  
ELEMENTE

VOLK UND WISSEN SAMMELBÜCHEREI  
NATUR UND WISSEN · SERIE C · BAND 1



VOLK UND WISSEN VERLAG  
B E R L I N / L E I P Z I G

<b>INHALT</b>	<b>Vorwort .....</b>	<b>3</b>
<b>I. Geschichte des Periodensystems</b>		
	Die Vorläufer Mendelejews .....	4
	Leben und Werk Mendelejews .....	5
	Mendelejews Tabellen .....	8
	Mendelejews Voraussagen .....	12
	Die weitere Entwicklung des Periodensystems .....	14
<b>II. Das Periodensystem in seiner jetzigen Gestalt</b>		
	Die heute gültigen Formen der Tabelle .....	17
	Die Periodizität der physikalischen Eigenschaften ...	21
	Die Periodizität der chemischen Eigenschaften .....	24
<b>III. Erklärung der periodischen Gesetzmäßigkeiten aus dem Atombau</b>		
	Der Schalenbau der Atome .....	26
	Die Deutung der Wertigkeiten .....	30
	Namenverzeichnis .....	34
	Literatur .....	35
	Fach- und Fremdwörter .....	35

**PREIS 60 PFENNIG**

**Bestell-Nr. 12568**

Gesetzt von B. G. Teubner in Leipzig (M 109)  
 Druck des Umschlages von Wolfgang Leff, Borsdorf bei  
 Leipzig (M 15), und des Innenteils von Volk und Wissen  
 Verlag GmbH, Leipzig, Abt. Druckerei (M 242)  
 Lizenz-Nr. 334 · 1000/49-I-252 · 1.-50. Tausend 1949  
 Alle Rechte vorbehalten

# V O R W O R T

Der Begriff des Elementes oder Grundstoffes, d. h. eines Stoffes, der sich mit den Hilfsmitteln der Chemie nicht weiter in andere Stoffe zerlegen läßt, war bereits von ROBERT BOYLE um 1670 in die Wissenschaft eingeführt worden. Die Zahl der als Elemente erkannten Stoffe war bis etwa 1800 nur langsam gewachsen, stieg dann aber so rasch, daß sich bald die Notwendigkeit ergab, die Elemente übersichtlich zu ordnen. Ohne eine derartige Ordnung bot sich dem Betrachter eine verwirrende Vielfalt. Da gab es gasförmige, flüssige und feste Elemente, Metalle und solche Grundstoffe, die mit diesen nicht die geringste Ähnlichkeit besaßen. Es gab schwere und leichte, farbige und farblose, solche, die immerfort bereit waren, sich chemisch zu betätigen, und solche, die sich hierzu nur mit allerlei Kunstgriffen bewegen ließen. Heute besitzen wir eine Ordnung der chemischen Elemente, zu der nach einigen Vorläufern der russische Chemiker MENDELEJEW den Grundstein legte. In unseren Tagen kann dieses »natürliche« oder »periodische« System der Elemente seinen achtzigsten Geburtstag feiern. Natürlich ist die Forschung seit MENDELEJEW weiter fortgeschritten, aber das Grundgerüst seiner Arbeit ist erhalten geblieben.

# I Geschichte des Periodensystems

## DIE VORLÄUFER MENDELEJEWS

Bereits am Anfang des 19. Jahrhunderts machte der englische Arzt WILLIAM PROUT den Versuch, einen Zusammenhang zwischen den chemischen Elementen aufzuzeigen. Er nahm an, daß alle Grundstoffe aus einem Urstoff entstanden seien. Für diesen Urstoff hielt er den Wasserstoff. Wenn diese sogenannte PROUTSche Hypothese richtig wäre, dann müßten alle Atomgewichte ganzzahlige Vielfache des Atomgewichtes vom Wasserstoff sein. Setzt man das Atomgewicht von Wasserstoff gleich 1, so müßten nach PROUT alle Atomgewichte ganze Zahlen sein. Diese Annahme war bestechend einfach und gewann viele Anhänger, zumal sie in einer ganzen Reihe von Fällen zutraf (Kohlenstoff 12, Stickstoff 14, Sauerstoff 16). Aber die von BERZELIUS und später von STAS mit der größten damals erreichbaren Genauigkeit durchgeführten Atomgewichtsbestimmungen erwiesen, daß bei vielen Elementen von einer Ganzzahligkeit des Atomgewichtes keine Rede sein kann, so z. B. bei Cl mit einem Atomgewicht von 35,5 und bei Mg von 24,3. Obgleich die PROUTSche Hypothese damit widerlegt zu sein schien, verschwand sie niemals völlig aus dem Gesichtskreis der Chemiker. In der Tat zeigte die moderne Atomforschung, daß die PROUTSche Hypothese eine geniale Vorausahnung des Richtigen war. Wir haben heute eine Erklärung für die Abweichungen von der Ganzzahligkeit. Wird sie berücksichtigt, so ergeben sich Atomgewichte, die sehr nahe an ganzen Zahlen liegen. Wir wissen auch, daß das Wasserstoffatom oder besser sein Atomkern, das sogenannte Proton, tatsächlich ein Baustein aller anderen Atomarten ist.

War die PROUTSche Hypothese eine Vorstufe moderner atomtheoretischer Vorstellungen, so kann DOBEREINERs Triadenlehre (1829) bereits als einfachster Vorläufer einer Einteilung der Elemente nach chemischen Gesichtspunkten gelten. Ihm war folgendes aufgefallen: Die drei Halogene Chlor, Brom und Jod haben die abgerundeten Atomgewichte 35,5; 80; 127. Zählt man die Atomgewichte von Chlor und Jod zusammen und teilt sie durch zwei, bildet also den Mittelwert, so ergibt sich 81,25, also ziemlich genau das Atomgewicht von Brom. Ebenso wie sein Atomgewicht, stehen auch das chemische Verhalten und die physikalischen Eigenschaften von Brom in der Mitte zwischen Chlor und Jod. Chlor ist bei gewöhnlicher Temperatur gasförmig, Brom flüssig und Jod fest; das erstere ist gelbgrün, das zweite tief rotbraun, das letzte fast schwarz. Auch das spezifische Gewicht des Broms liegt beim Mittelwert der spezifischen Gewichte von Chlor und Jod. Eine Gruppe dreier chemisch

ähnlicher Elemente, zwischen deren Atomgewichten solche Beziehungen bestehen, nannte DOBEREINER eine Triade. Andere Triaden bilden die Alkalimetalle Lithium, Natrium und Kalium (Atomgewichte: 6,9; 22,9; 39,0) und die Elemente Schwefel, Selen, Tellur (Atomgewichte 32,1; 79,0; 127,6). Anfänglich wurde diese Triadenregel von den Chemikern wenig beachtet. Erst in den fünfziger Jahren des vergangenen Jahrhunderts wurden einige darauf fußende Systeme der Elementenanordnung aufgestellt, die aber noch sehr unvollkommen waren. Originell und für die weitere Entwicklung wichtig sind die Gedanken des französischen Professors der Geologie, BEGUYER DE CHANCOURTOIS. Er legte 1862/63 eine unter einem Winkel von  $45^\circ$  aufsteigende Schraubenlinie um den Mantel eines Zylinders. Auf dieser Schraubenlinie trug er die Atomgewichtszahlen ein, wobei  $\frac{1}{18}$  der Windung der Atomgewichtseinheit entsprach. Merkwürdig dabei war, daß bei dieser Anordnung verwandte Elemente häufig übereinander auf die gleiche Mantellinie des Zylinders zu liegen kamen. Damit war zum ersten Male der Gedanke der Periodizität zum Ausdruck gebracht: Nach Fortschreiten um eine Schraubenwindung fand man auf der gleichen Mantellinie ein ähnliches Element. CHANCOURTOIS nannte seine Schraubenlinie Tellurische Helix. Er zog allerhand kühne und z.T. ans Phantastische grenzende Schlüsse aus ihr. Dies ist wohl der Grund, warum seiner Arbeit Anerkennung und Verbreitung versagt blieben.

Dicht bis zum modernen Periodensystem führten die Arbeiten des englischen Gelehrten John A. NEWLANDS, der 1864 das Gesetz der Periodizität zum zweiten Male entdeckte. Er ordnete die Elemente nach steigendem Atomgewicht und numerierte sie gleichzeitig fortlaufend (Wasserstoff 1, Lithium 2, Beryllium 3 usw. — Das Helium war damals noch nicht bekannt). Ging er dann von irgendeinem Element aus, so stieß er nach jeweils sieben Elementen auf ein dem ersten gleichartiges achttes, ähnlich wie man bei einer Tonleiter nach je sieben Tönen auf einen gleichartigen achten Ton, die Oktave, stößt. Danach nannte NEWLANDS die von ihm gefundene Regel das Gesetz der Oktaven. Wie so manche andere originelle Idee wurde auch der Gedanke NEWLANDS' belächelt und bespöttelt. Er ließ sich aber nicht beirren und hatte die Genugtuung, seine Arbeit einige Jahre nach der Aufstellung des Periodensystems durch MENDELEJEV mit der Verleihung der Davy-Medaille der Chemical Society anerkannt zu sehen.

Beide Forscher, CHANCOURTOIS und NEWLANDS, bedienten sich zum ersten Male der vom Kasseler Chemikerkongreß 1860 vereinbarten neuen Atomgewichtszahlen. Trotz des damit erzielten Fortschrittes enthielten ihre Systeme noch manche Widersprüche und Unvollkommenheiten.

## LEBEN UND WERK MENDELEJEWS

Die Grundlage des heutigen Systems der Elemente, des natürlichen oder des Periodensystems, schufen im Jahre 1869 etwa gleichzeitig MENDELEJEV

und LOTHAR MEYER. Beide arbeiteten unabhängig voneinander und gingen dabei auch von verschiedenen Gesichtspunkten aus.

LOTHAR MEYER hatte bereits 1864 eine Tabelle begonnen, die er bis 1868 auf 52 Elemente auffüllte. Er ging dabei vor allem von den physikalischen Eigenschaften (spezifisches Gewicht usw.) der Elemente aus und fand, daß sie in bestimmter Weise vom Atomgewicht abhängen. MENDELEJEV dagegen berücksichtigte vor allem die chemischen Eigenschaften. Vielleicht hat MEYER die Tragweite seiner Untersuchungen nicht voll erkannt. Er mag auch allzu vorsichtig in der Beurteilung und Auswertung seiner Ergebnisse gewesen sein. Jedenfalls hat er sich anderen Fragen zugewandt und den weiteren Ausbau des Systems dem großen russischen Chemiker überlassen, der, mit größerer Kühnheit und mehr Selbstvertrauen, die weitere Entwicklung übernahm und dem System schließlich zu allgemeiner Anerkennung verhalf. Die englische Chemical Society hat das Verdienst beider Forscher anerkannt, indem sie ihnen ebenfalls die Davy-Medaille verlieh.

DIMITRIJ IWANOWITSCH MENDELEJEV wurde am 27. 1. 1834 in der sibirischen Stadt Tobolsk als vierzehntes Kind seiner Eltern geboren. Er war aufgeweckt und geistig rege und zeichnete sich durch eine besondere Begabung im Rechnen aus. Mit dem Abitur verließ der Sechzehnjährige das Gymnasium in Tobolsk. Um ihrem Lieblingssohne eine wissenschaftliche Ausbildung zu ermöglichen, trennte sich die Mutter von Familie, Heimat und Wirkungswelt und begab sich als siebenundfünfzigjährige Frau mit ihrem Sohne auf die lange und beschwerliche Reise nach Moskau. Hier wurde die Aufnahme an die Universität aus formalen Gründen versagt. So ging es unter Aufwendung der letzten Mittel nach Petersburg, wo im Herbst 1850 der junge MENDELEJEV als Student der physiko-mathematischen Fakultät in das Pädagogische Institut der Universität eintrat. Nach dem baldigen Tode der Mutter siedelte er ganz dorthin über. Hier fand er rege Förderung seiner wissenschaftlichen Entwicklung. Der Einfluß seiner akademischen Lehrer, die Wechselwirkung zwischen Professoren und Studenten und den Studenten untereinander waren entscheidend für die Entwicklung des jungen Naturwissenschaftlers. Als Einundzwanzigjähriger legte er ein glänzendes Examen ab, nachdem er eine umfangreiche Dissertation »Über den Isomorphismus« eingereicht hatte. Gesundheitshalber verließ er Petersburg und war bis zum Herbst 1856 als Lehrer für Naturwissenschaften in Odessa tätig, wo er in kurzer Zeit seine Magisterdissertation »Über die spezifischen Volumina« fertigstellte. Hierauf wurde er Privatdozent an der Petersburger Universität, wo er bis 1859 organische und theoretische Chemie las.

Der Fragenkreis, dem auch seine spätere große Leistung angehören sollte, zeichnete sich schon in den wissenschaftlichen Jugendarbeiten MENDELEJEV's ab. Sie beschäftigten sich fast alle mit dem Zusammenhang der physikalischen und chemischen Eigenschaften der Stoffe. Zu Vergleichsstudien wurde ihm ein zweijähriger Aufenthalt an einer ausländischen Universität auf Staatskosten



bewilligt. Ursprünglich war die polytechnische Schule in Paris das Reiseziel, jedoch entschied sich MENDELEJEW schließlich für einen Aufenthalt an der Universität Heidelberg.

Hier stellte er sich bald eigene Aufgaben, deren Bearbeitung die inzwischen erlangte wissenschaftliche Selbständigkeit des jungen Forschers bekundete: »Über die Ausdehnung homologer Flüssigkeiten« (1860), »Über die molekulare Kohäsion der Flüssigkeiten« (2 Arbeiten 1860), »Über die Ausdehnung der Flüssigkeiten beim Erwärmen über den Siedepunkt« (1861).

Der Heidelberger Aufenthalt legte auch den Grund zu MENDELEJEWs größter Leistung: zur Entdeckung des Periodensystems. Im Jahre 1860 fand nämlich in Karlsruhe ein internationaler Kongreß der Chemiker statt. Er sollte die Verwirrung beseitigen, die damals auf dem Gebiete der Atom- und Äquivalentgewichte herrschte. Diesem Kongreß wohnten auch L. MEYER und MENDELEJEW bei. Beide brachten die dort erworbenen neuen Erkenntnisse über Atom- und Molekulargewichte sogleich in ihren Lehrbüchern zur Anwendung: MENDELEJEW 1861 in seinem »Lehrbuch der Organischen Chemie« und L. MEYER 1864 in seinem Werk »Die Theorien der Organischen Chemie«.

Mit seiner Rückkehr nach Petersburg im Frühling 1861 beendete MENDELEJEW seine Lehr- und Wanderjahre. Er erhielt zunächst einen Lehrstuhl für organische Chemie, ab 1865 den für technische Chemie. Hier las er dann ausschließlich anorganische Chemie. Als er ein Lehrbuch dieser Wissenschaft herausgeben wollte, veranlaßte ihn das Nachdenken über die beste Anordnung des Stoffes, nach einem sinnvollen System der Elemente zu suchen. Wie er in der organischen Chemie das Molekulargewicht als Hauptursache der chemischen und physikalischen Verschiedenheit der zusammengesetzten Stoffe (Verbindungen) erkannt hätte, so mußte seiner Meinung nach sinngemäß die chemische und physikalische Natur der Elemente vom Atomgewicht abhängen.

Hören wir ihn selbst: »Als ich 1868 die Abfassung eines Handbuches ‚Grundlagen der Chemie‘ unternahm, mußte ich bei irgendeinem System der einfachen Stoffe stehenbleiben, um bei ihrer Anordnung mich nicht irgendeiner zufälligen, gleichsam instinktiven Eingebung, sondern eines gewissen, genau bestimmten Prinzips zu bedienen. Da nun bei allen Änderungen der Eigenschaften einfacher Stoffe das Atomgewicht den ruhenden Pol darstellt, so bemühte ich mich, das System auf die Größe der Atomgewichte zu gründen. Man mußte eine funktionelle Abhängigkeit zwischen den individuellen Eigenschaften der Elemente und ihren Atomgewichten suchen. Da begann ich nun, nachdem ich auf getrennte Kärtchen die Elemente mit ihren Atomgewichten und Grundeigenschaften aufgeschrieben hatte, die ähnlichen Elemente und die nahe beieinanderliegenden Atomgewichte zu sammeln. Dies führte mich schnell zu der Schlußfolgerung, daß die Eigenschaften der Elemente in einer periodischen Abhängigkeit von ihren Atomgewichten stehen.«

Die zweckdienlichste Anordnung zu finden, erforderte ein vielfaches Herumprobieren. MENDELEJEW selbst hat berichtet, daß er eines Abends wiederum

seine Elementkärtchen hin- und hergruppiert hatte und nachher im Schlafe — unterbewußt weiterarbeitend — plötzlich die richtige Anordnung erschaute, die er, wach geworden, sogleich aufzeichnete. Bis an sein Lebensende hat sich MENDELEJEW mit diesem System beschäftigt, indem er es prüfte, erweiterte und ergänzte.

Indessen ist es nicht das einzige Arbeitsfeld und Ergebnis seiner wissenschaftlichen Tätigkeit gewesen. Freilich entsprach seiner Eigenart nicht so sehr die geduldige, mühselige Kleinarbeit — er fand mehr Befriedigung in Zusammenfassungen, in großen Synthesen und Perspektiven. Seine Arbeiten sind sehr ausführlich geschrieben. Er gibt uns nicht nur die Ergebnisse seiner Untersuchungen bekannt, sondern breitet seinen ganzen Gedankengang, seine Vermutungen und Zweifel vor den Augen des Lesers aus.

Werfen wir noch einen Blick auf die anderen Arbeitsgebiete des Forschers: Zuerst waren es die drei Aggregatzustände, ihre Übergänge ineinander und die Abweichungen von den Gesetzen DALTONs und MARIOTTEs, die ihn von 1856 an beschäftigten. Dann befaßte er sich mit dem Zusammenhang zwischen physikalischen und chemischen Eigenschaften und dem Molekulargewicht (etwa seit 1861), mit dem Zustand der Stoffe in Lösungen und dem Wesen der Lösungen überhaupt (1861—1865). Hier erkannte er manches voraus, was erst später Allgemeingut der Wissenschaft werden sollte. Nachdem die Hauptarbeit für das Periodensystem (mit dem er sich von 1869 an etwa ein Jahrzehnt lang beschäftigt hatte) hinter ihm lag, wandte er sein Interesse mehr den Fragen der praktischen Chemie zu. 1881 bis 1883 untersuchte er die russische Naphtha und wies auf ihre technische Bedeutung hin. Später (1888) setzte er sich für die Nutzbarmachung der Steinkohle, vor allem im Donezbecken ein. Auch auf dem Gebiete der Landwirtschaft versuchte er, in Zusammenarbeit mit TIMIRJASEW, die Erkenntnisse der Chemie lebendig und verwertbar zu machen. Seine Ausarbeitungen und Vorschläge blieben jedoch zu seiner Zeit unbeachtet, ja er selbst wurde nach zweiunddreißigjähriger Lehrtätigkeit aus bürokratischen Gründen entlassen. Freigeworden von akademischen Bindungen, wandte er sich in seinen letzten Lebensjahren der Bildung der Jugend und der Organisation des akademischen Unterrichts zu. Bis zu seinem Tode beschäftigten ihn die wirtschaftlichen Sorgen und sozialen Nöte des Volkes.

## MENDELEJEWS TABELLEN

MENDELEJEW ließ sich bei der Suche nach dem Periodensystem von folgenden Gedanken leiten:

Die exakten Wissenschaften streben danach, meßbare Beobachtungsgrößen und zahlenmäßige Beziehungen zu ermitteln. Auch die chemischen Eigenschaften versucht man durch Zahlen festzulegen. In ihrem Atomgewicht besitzen die Elemente eine genau bestimmbare Größe. Nach unseren physikalisch-

Reihen	Gruppe I $R_2O$	Gruppe II $RO$	Gruppe III $R_2O_3$	Gruppe IV $RO_2$ $RH_4$	Gruppe V $R_2O_5$ $RH_5$	Gruppe VI $RO_3$ $RH_3$	Gruppe VII $R_2O_7$ $RH_7$	Gruppe VIII $RO_4$
1	H (1)							
2	Li (7)	Be (9)	B (11)	C (12)	N (14)	O (16)	F (19)	
3	Na (23)	Mg (24)	Al (27)	Si (28)	P (31)	S (32)	Cl (35,5)	
4	K (39)	Ca (40)	—	Ti (48)	V (51)	Cr (52)	Mn (55)	Fe (56) Co (59) Ni (59) Cu (63,6)
5	(Cu)	Zn (65)	—	—	As (75)	Se (79)	Br (80)	
6	Rb (85)	Sr (88)	Y (89)	Zr (91)	Nb (94)	Mo (96)	—	Re (102) Rh (103) Pd (107) Ag (108)
7	(Ag)	Cd (112)	n (115)	Sn (119)	Sb (120)	Te (128)	J (127)	
8	Cs (133)	Ba (137)	La (137)	Ce (140)	Hf (140)	—	—	—
9	—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	Yb (172)	—	Ta (182)	W (184)	—	Os (191) Ir (193) Pt (195) Au (197)
11	(Au)	Hg (201)	Tl (204)	Pb (207)	Bi (208)	—	—	—
12	—	—	—	Th (232)	—	U (238)	—	—

TABELLE I Mendelejews Anordnung der Elemente nach Gruppen und Reihen.

chemischen Kenntnissen ist die Masse eines Stoffes die Grundeigenschaft, auf die alle anderen bezogen werden können. Es ist daher am natürlichsten, nach einer Abhängigkeit zwischen den Eigenschaften der Elemente und ihrer Masse, dem Atomgewicht, zu suchen. Wenn aber die Elemente in einer Reihe nach der Größe ihres Atomgewichtes geordnet werden, so ergibt sich eine periodische Wiederholung der Eigenschaften. Geht man in Richtung steigenden Atomgewichtes von einem Element aus, so haben zunächst alle folgenden Elemente verschiedene Eigenschaften. Nach einer bestimmten Anzahl von Schritten stößt man auf ein Element, welches demjenigen ähnelt, von dem man ausgegangen ist. Nach einer weiteren, gleichen Anzahl von Schritten trifft man wiederum auf ein verwandtes Element. Vom ersten ausgehend, kann man also die ganze Reihe der Elemente in Abschnitte zerlegen, die man zweckmäßig zeilenweise untereinander schreibt. Die Wiederkehr gleichartiger Dinge in bestimmten Abständen bezeichnet man als Periodizität. Danach hat das System seinen Namen erhalten.

Auf einer Sitzung der Russischen Chemischen Gesellschaft im damaligen Petersburg, März 1869, veröffentlichte MENDELEJEV das Periodensystem in einer Abhandlung »Die Beziehungen zwischen den Eigenschaften der Elemente und ihren Atomgewichten«. Ihr Inhalt läßt sich nach MENDELEJEV selbst folgendermaßen zusammenfassen:

»1. Die nach der Größe ihres Atomgewichtes angeordneten Elemente zeigen eine deutliche Periodizität der Eigenschaften.

2. Elemente, die in ihrem chemischen Verhalten ähnlich sind, besitzen entweder einander nahekommende Atomgewichte (wie Platin, Iridium, Osmium) oder gleichförmig zunehmende (wie Kalium, Rubidium, Caesium).

3. Die Anordnung der Elemente oder ihrer Gruppen entspricht dabei ihrer sogenannten Wertigkeit.

4. Die in der Natur häufigsten Elemente besitzen ein geringes Atomgewicht, und alle Elemente mit geringem Atomgewicht sind durch scharf hervortretende Eigenschaften charakterisiert, sie sind daher »typische Elemente«.

5. Die Größe des Atomgewichtes bestimmt den Charakter eines Elementes.

6. Es ist zu erwarten, daß noch viele unbekannte Grundstoffe entdeckt werden, z. B. dem Aluminium und dem Silizium ähnliche Elemente mit Atomgewichten von 65 bis 75.

7. Die bisher angenommenen Atomgewichte von Elementen können bisweilen einer Korrektur unterzogen werden, wenn analoge Elemente bekannt geworden sind.

8. Manche Analogien der Elemente lassen sich nach der Größe ihres Atomgewichtes auffinden.«

Der in Punkt 4 verwendete Ausdruck »typische Elemente« ist in der modernen Chemie nicht mehr gebräuchlich. Gerade die schweren Elemente zeichnen

sich durch verschiedene Merkmalgruppen deutlich aus. So sind z. B. die schweren Metalle Rubidium und Caesium viel typischere Alkalimetalle als das Anfangsglied der Gruppe, das spezifisch leichtere Lithium, das in mancher Hinsicht den Erdalkalien ähnelt.

Nach dieser ersten, noch unvollkommenen Tabelle von 1869 veröffentlichte MENDELEJEV in seiner großen Abhandlung von 1871: »Die periodische Gesetzmäßigkeit der chemischen Elemente«, eine neue, die er durch Aufnahme der inzwischen bekanntgewordenen Elemente vervollständigt hatte. In ihr steht der Wasserstoff völlig für sich als einziges Glied der ersten Reihe (Tab. 1). In der zweiten Reihe folgen das stark basische Alkalimetall Lithium, einwertig, dann das ebenfalls stark basische Erdalkalimetall Beryllium, zweiwertig, und das dreiwertige Bor, das schon eine schwache Säure bildet. Das nächste Element, der vierwertige Kohlenstoff, ergibt ebenfalls eine schwache Säure, der fünfwertige Stickstoff dagegen eine starke Säure. Sauerstoff und Fluor fallen etwas aus der Reihe, jedoch vermag das Fluor ebenfalls eine der stärksten Säuren zu bilden. Auf dieses ausgeprägt nichtmetallische Element folgt jetzt, mit plötzlicher Änderung der Eigenschaften, das sehr stark basische und ausgeprägt metallische Natrium. Gehen wir die zweite Reihe entlang, so ändern sich die Eigenschaften in gleicher Weise wie in der ersten. Selbst die Unregelmäßigkeiten in Gruppe VI und VII fallen weg. Auf den fünfwertigen Phosphor folgen der sechswertige Schwefel und das siebenwertige Chlor, beide ausgesprochene Säurebildner.

In dieser Weise gliedert sich das System in acht Gruppen oder Familien von Elementen. Läßt man die VIII. Gruppe zunächst außer acht, so enthalten die Gruppen mit niedriger Nummer die ausgeprägt metallischen Elemente, die mit hoher Nummer die Nichtmetalle. In den Gruppen nimmt der metallische Charakter von oben nach unten zu. Zieht man vom Bor zum Jod eine Gerade, so trennt diese die Metalle von den Nichtmetallen ziemlich scharf ab. Den Wasserstoff stellte MENDELEJEV wegen der Formel seines Oxyds  $H_2O$  in die Gruppe der Alkalien. Vergleicht man die Formeln der Oxyde etwa in der dritten Reihe, so ergibt sich folgende Zusammenstellung:



d. h. die Wertigkeit gegenüber Sauerstoff nimmt von Gruppe zu Gruppe entsprechend der Gruppennummer zu. (Nach der Formel seines Oxyds gehört der Wasserstoff also zur 1. Gruppe.) Dafür nimmt die Wertigkeit gegen Wasserstoff von der IV. Gruppe an ebenso regelmäßig ab, z. B.



Gleichzeitig nimmt der saure Charakter von links nach rechts zu. Siliziumwasserstoff ist wie Phosphorwasserstoff keine, Schwefelwasserstoff eine schwache, Chlorwasserstoff aber eine starke Säure. Ähnlich ist es in der Reihe der Sauerstoffverbindungen:  $Na_2O$  bildet mit Wasser die starke Base Natronlauge, auch  $MgO$  bildet eine Base,  $SiO_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $Cl_2O_7$  bilden Säuren von

zunehmender Stärke: Kieselsäure, Phosphorsäure, Schwefelsäure und Überchlorsäure (Perchlorsäure). Das  $\text{Al}_2\text{O}_3$  steht mit seinem Verhalten genau in der Mitte. In den Gruppen IV bis VII ergänzen sich die Wertigkeiten gegenüber Sauerstoff und gegenüber Wasserstoff zu acht.

Eine besondere Gruppe bilden die Eisenmetalle und die Platinmetalle, die in der achten Gruppe nicht einzeln, sondern zu je dreien erscheinen, wenn man, wie heute üblich, die Elemente Cu, Ag, Au zur 1. Gruppe rechnet. Entsprechend ihrer Gruppennummer können einige von ihnen achtwertig auftreten, nämlich Ruthenium und Osmium in ihren höchsten Oxyden  $\text{RuO}_4$  und  $\text{OsO}_4$ . Auf die chemischen Eigenschaften kommen wir in einem späteren Abschnitt noch einmal zurück.

## MENDELEJEWS VORAUSSAGEN

Überzeugt von der Richtigkeit seines Systems und von dem Grundsatz, daß Gesetzmäßigkeiten keine Ausnahmen dulden, zog MENDELEJEW aus seiner Tabelle einige weitgehende und kühne Folgerungen. Diese ergaben u. a., daß man für eine Reihe damals noch wenig erforschter Elemente die Atomgewichtszahlen richtigstellte, die man noch nicht genau kannte oder falsch bestimmt hatte. Am Beispiel des Berylliums sei dies erläutert. Sein Äquivalentgewicht beträgt 4,5. Wegen seiner chemischen Ähnlichkeit mit dem Aluminium hielt man es früher für dreiwertig. Sein Atomgewicht ergäbe sich dann zu  $3 \times 4,5 = 13,5$ . Im System MENDELEJEWS müßte es seinen Platz zwischen Kohlenstoff und Stickstoff haben (Atomgewicht 12 und 14). An dieser Stelle ist jedoch kein Raum für ein Einschiesel, und auch der chemische Charakter des Berylliums ist völlig verschieden von dem der beiden anderen Elemente. Wie sollte plötzlich ein Metall zwischen die beiden Nichtmetalle zu stehen kommen? MENDELEJEW behauptete daher schon bei Aufstellung seines Systems, daß Beryllium zweiwertig sei und das Atomgewicht  $2 \times 4,5 = 9$  haben müsse. Dementsprechend stellte er Beryllium zwischen Lithium und Bor an die Spitze der zweiten Gruppe. Dies rief eine etwa 15 Jahre anhaltende Debatte hervor, die schließlich zu MENDELEJEWS Gunsten beendet wurde. In ähnlicher Weise berichtete er auch die Atomgewichte des Indiums, Urans, Titans und Cers, ferner die der Platinmetalle Osmium, Iridium und Platin.

Aber noch größere Erfolge sollten dem Periodensystem beschieden sein. Ein Blick auf die Tabelle lehrt uns, daß sie eine ganze Reihe von Lücken aufweist. Etwa 30 Elemente waren noch nicht bekannt. In diesen Lücken, so sagte sich MENDELEJEW, müssen Elemente stehen, die wir in der Natur noch nicht aufgefunden haben. Es gelang ihm in einigen Fällen, aus den Eigenschaften der horizontalen und vertikalen Nachbarlemente und ihrer Verbindungen die des unbekannten Elementes und seiner Verbindungen vorherzusagen. Unterhalb des Bors, des Aluminiums und des Siliziums waren Lücken für noch fehlende Elemente, die auf allen Seiten von bereits bekannten Grundstoffen

umgeben waren. MENDELEJEW nannte diese Elemente Eka-Bor, Eka-Aluminium und Eka-Silizium.

Das Atomgewicht des Eka-Siliziums (Symbol: Es) z. B. ergab sich als Mittelwert der Atomgewichte seiner vier Nachbarn Silizium, Zinn, Zink und Arsen zu  $\frac{1}{4} (28 + 119 + 65 + 75) = 72$ . Der Gruppennummer IV entsprechend muß das höchste Oxyd die Formel  $\text{EsO}_2$  haben und stärker sauer als Titan-dioxyd  $\text{TiO}_2$  sein.

MENDELEJEW selbst gab sich nicht der Hoffnung hin, bei Lebzeiten eine Bestätigung seiner Voraussagen zu erhalten. Und doch wurden 1875 das Eka-Aluminium, 1879 das Eka-Bor und 1888 das Eka-Silizium entdeckt und nach ihren Entdeckungsländern als Gallium (von Frankreich = Gallien), Scandium (von Skandinavien) und Germanium (von Deutschland) benannt.

Wir wollen am Beispiel des letzteren die vorausgesagten Eigenschaften mit den in Wirklichkeit gefundenen vergleichen:

**Vorausgesagt:**

Eka-Silizium (Es)  
Atomgewicht 72  
Spezifisches Gewicht 5,5  
Atomvolumen 13  
Dunkelgrau; schwer schmelzbar

Das Element muß sich aus dem Oxyd durch Reduktion gewinnen lassen.

Oxyd:  $\text{EsO}_2$   
Spezifisches Gewicht 4,7  
Chlorid:  $\text{EsCl}_4$ , flüssig. Siedepunkt  $90^\circ$   
Dichte 1,9  
Sulfid:  $\text{EsS}_2$ , löslich in Schwefel-ammonium

**Gefunden:**

Germanium (Ge)  
Atomgewicht 72,3  
Spezifisches Gewicht 5,409  
Atomvolumen 13,2  
Grau bis silberweiß; sublimiert, ohne zu schmelzen, bei voller Rotglut.  
Gewonnen durch Reduktion des Oxyds mittels Wasserstoff.  
Oxyd:  $\text{GeO}_2$   
Spezifisches Gewicht 4,703  
Chlorid:  $\text{GeCl}_4$ , flüssig. Siedepunkt  $86^\circ$   
Dichte 1,887  
Sulfid:  $\text{GeS}_2$ , löslich in Schwefel-ammonium

Auch in den beiden anderen Fällen trafen die Voraussagen mit der gleichen Genauigkeit zu.

Eine glänzende Bestätigung! Die Richtigkeit des Ordnungsschemas der Elemente war damit hinreichend erwiesen. Mit berechtigtem Stolz durfte MENDELEJEW sagen: »Das periodische Gesetz muß entweder bis zu seinen letzten Konsequenzen anerkannt, oder es muß verworfen werden. Da ich es für allein richtig hielt, empirisch vorzugehen, so habe ich selbst, soviel ich konnte, Kontrollversuche angestellt und allen die Möglichkeit gewährt, das Periodensystem zu widerlegen oder zu bestätigen und war nicht der Ansicht L. MEYERs: »Es würde voreilig sein, auf so unsichere Anhaltspunkte hin eine Änderung der bisher angenommenen Atomgewichte vorzunehmen.« — Der neue Stützpunkt, den das periodische Gesetz gewährt, und der, wie ich schon erwähnte, meiner Ansicht nach entweder bestätigt oder verworfen wer-

den mußte, ist nun überall durch inzwischen angestellte Versuche bestätigt worden. Daher ist der Stützpunkt ein allgemeiner geworden. Ohne eine solche Prüfungsmethode kann kein Naturgesetz festgestellt werden. Weder DE CHANCOURTOIS, dem die Franzosen die Entdeckung des periodischen Gesetzes zuschreiben, noch NEWLANDS, der von den Engländern als erster genannt wird, noch L. MEYER, den gegenwärtig viele als den Begründer des periodischen Gesetzes zitieren, wagten es, die Eigenschaften nicht entdeckter Elemente vorauszusagen, 'angenommene Atomgewichte' zu ändern und überhaupt das periodische Gesetz als ein neues, sichergestelltes Naturgesetz zu betrachten, wie ich es gleich anfangs (1869) getan habe. x

## DIE WEITERE ENTWICKLUNG DES PERIODENSYSTEMS

Mancherlei in MENDELEJEWS Tabelle war noch unvollkommen, wie er selbst betonte. So zeigte sich bei den Elementen Tellur und Jod eine besondere Schwierigkeit. Ordnet man diese streng nach ihrem Atomgewicht ein, so käme das Tellur mit dem größeren Atomgewicht in die Familie der Halogene, das Jod unter das Selen zu stehen, im Widerspruch zu allen chemischen Erfahrungen. Deswegen richtete sich MENDELEJEV in diesem Falle nicht nach dem Atomgewicht. Damit war aber das Ordnungsprinzip seiner Tabelle an einem Punkte durchbrochen. Weniger auffallend wiederholt sich Ähnliches bei Kobalt und Nickel. Man hat allerlei Versuche unternommen, diese recht unangenehmen Regelwidrigkeiten (Anomalien) zu beheben. Erst später ergab sich eine befriedigende Lösung, von der wir unten hören werden. — Eine neue Schwierigkeit tat sich auf, als durch die Arbeiten von RAMSAY die sogenannten Edelgase: Helium, Argon, Neon, Krypton und Xenon, entdeckt wurden. Nach einigem Probieren schuf man für sie eine neue, die nullte Gruppe, da sie keine Verbindungen eingehen und somit als nullwertig anzusehen sind. Wesentlich mehr Hindernisse stellten sich der Einordnung der sogenannten seltenen Erdmetalle oder Lanthaniden entgegen. In MENDELEJEWS Tabelle sehen wir auf Lanthan und Cer folgend eine ganze Reihe von freien Plätzen bis zum Ytterbium. Als man nun die Elemente mit den zwischen Ce (140) und Yb (172) liegenden Atomgewichten entdeckte, zeigte sich, daß diese keineswegs auf die freigelassenen Stellen paßten, denen zufolge sie mit Molybdän, Silber, Cadmium usw. verwandt sein mußten. Vielmehr sind sie untereinander und dem Lanthan chemisch so ähnlich, daß es größte Mühe kostet, sie voneinander zu trennen. Man half sich schließlich, indem man sie als besondere Gruppe aus dem Periodensystem herausnahm. Das war jedoch nicht befriedigend. Um dem abzuhelpen, versuchte man verschiedene Umgestaltungen der Tabelle. Man ordnete die Elemente auf ebenen oder räumlichen Spiralen, kehrte aber schließlich wieder zur etwas abgeänderten ebenen Anordnung MENDELEJEWS zurück. Übrigens vermutete dieser selbst, daß die zukünftige Anordnung der Elemente r ä u m l i c h sein würde.



Für den weiteren Ausbau des Periodensystems brachte die Auffindung der radioaktiven Elemente großen Gewinn. Einmal wurden dadurch die vor dem Uran befindlichen Lücken des Systems ausgefüllt, zum anderen aber fand man mehr Radioelemente, als freie Plätze vorhanden waren. So gelangte man, gleichzeitig von anderen Hinweisen geführt, zu der Einsicht, daß es Elemente gibt, die sich zwar im Atomgewicht um einige Einheiten unterscheiden, sich aber chemisch völlig gleichartig verhalten. Deshalb sind sie mit den gewöhnlichen Hilfsmitteln des Chemikers nicht voneinander zu trennen. Solche Elemente nannte man *Isotope*, d. h. am gleichen Ort (im System) stehende. Man fand auch bei den gewöhnlichen Elementen solche Isotope und konnte nun die groben Abweichungen der Atomgewichte von der Ganzzahligkeit erklären. Betrachten wir z. B. das Chlor mit dem Atomgewicht 35,5! Es besteht aus zwei Isotopen mit den Atomgewichten (Massenzahlen) 35 und 37. Diese treten stets im Verhältnis 3 : 1 gemischt auf; d. h. 75% der in der Natur vorkommenden Chloratome haben das Atomgewicht 35, 25 % das Atomgewicht 37. Daraus ergibt sich  $[(3 \cdot 35) + (1 \cdot 37)] : 4 = 35,5$  als Mittelwert. Die meisten der natürlichen Elemente sind solche Mischelemente, einige enthalten bis zu 10 Isotope. Das Auftreten der Isotopen bedeutet aber, daß das Atomgewicht den Platz im Periodensystem nicht eindeutig bestimmt, wie MENDELEJEV angenommen hatte. An seine Stelle tritt, wie schon RYDBERG 1897 feststellte, die *Ordnungszahl*. Diese ist zunächst nichts als die Nummer des betreffenden Elementes im Periodensystem. Es kam nun darauf an, die Ordnungszahl unabhängig vom System festzulegen. Dies glückte 1913 dem englischen Physiker MOSELEY. Jedes Element sendet in der Röntgenröhre Röntgenstrahlen ganz bestimmter Wellenlänge aus. MOSELEY fand nun, daß zwischen dieser Wellenlänge und der Ordnungszahl (nicht dem Atomgewicht) ganz bestimmte gesetzmäßige Zusammenhänge bestehen. Aus der charakteristischen Röntgenstrahlung eines Elementes (dem »Röntgenspektrum«) läßt sich also seine Ordnungszahl feststellen. So konnte, im Verein mit der Isotopielehre, auch die Schwierigkeit behoben werden, die hinsichtlich der Einordnung von Jod und Tellur bestand. Für die leichten Elemente ist das Atomgewicht etwa das Doppelte der Ordnungszahl, später steigt es schneller an. Auf Grund der Vorstellungen, die man sich vom Zustandekommen der Spektrallinien macht, muß die Ordnungszahl mit der Anzahl der im Kern des Atoms enthaltenen positiven elektrischen Elementarladungen, der sogenannten Kernladungszahl, übereinstimmen. Diese wiederum ist der Zahl der in der Atomhülle befindlichen Elektronen gleich.

Auf Grund der MOSELEYschen Gesetze wurden auch zwei weitere Elemente entdeckt. 1923 erkannten COSTER und VON HEVESY das Element Nr. 72 am Auftreten seiner Röntgenlinien und benannten es nach dem lateinischen Namen Kopenhagens Hafnium (Hf). 1925 entdeckte W. NODDACK auf ähnliche Weise das Element Nr. 75, welches nach dem Rhein Rhenium (Re) genannt wurde. NODDACK glaubte auch die Lücke bei Nr. 43 ausfüllen zu

können. Gelegentlich findet man in etwas älteren Tabellen diesen Platz mit Masurium (Ma) bezeichnet. Doch ist man heute der Ansicht, daß in der Natur (soweit sie uns für derartige Untersuchungen zugänglich ist) kein auf diesen Platz passendes Element zu finden ist. Ein ähnliches Schicksal hatte der Platz Nr. 61, den man zeitweise mit einem Element Illinium (Il) ausfüllen zu können glaubte. Solange man nur die »natürlichen« Elemente kannte, bestanden also insgesamt noch vier Lücken im Periodensystem: bei den Nummern 43, 61, 85 und 87 (s. Tabelle II). Die neueren kernphysikalischen Forschungen lassen vermuten, daß diese Elemente in der Natur gar nicht vorkommen können, da ihre Kerne zu unbeständig wären und unter Bildung anderer Elemente zerfallen würden.

Nun ist es in neuester Zeit gelungen, Elemente sogar in wägbaren Mengen ineinander umzuwandeln. Die so hergestellten Elemente sind meist radioaktive Isotope der natürlichen Elemente. Sie zerfallen mehr oder minder schnell unter Aussendung von Strahlen verschiedener Art und unter Bildung anderer Elemente, die meist wieder zerfallen, bis einmal ein beständiges Endprodukt erreicht wird. Hierbei hat man auch Isotope der Elemente Nr. 43, 61, 85 und 87 erhalten. Sie sind sämtlich unbeständig, wenn auch z. T. recht langlebig. Einzelne haben schon Namen erhalten, nämlich Nr. 43 Technecium (Tc) und Nr. 85 Astatin (At — das Unbeständige); für Nr. 87 ist der Name Frankium (Fr), für Nr. 61 Promethium (Pm) vorgeschlagen worden. Nachträglich hat man Astatin und Frankium auch als Isotope von Gliedern der natürlichen radioaktiven Zerfallsreihen aufgefunden.

Durch die moderne Kernphysik hat das Periodensystem aber nicht nur eine Ergänzung, sondern auch eine Erweiterung erfahren. Es ist nämlich gelungen, die auf das Uran folgenden Elemente Nr. 93 bis 96, die in der Natur gar nicht oder nur in äußerst geringen Mengen vorkommen, künstlich herzustellen. Da sie »jenseits« des Urans stehen, nennt man sie Transurane. Sie heißen Neptunium (Np) und Plutonium (Pu) nach den beiden auf den Uranus folgenden Planeten, Americium (Am) nach dem Entdeckungsland Amerika und Curium nach der Entdeckerin des Radiums. Das Neptunium wird in der Natur vermutet, ist aber noch nicht bestätigt; das Plutonium ist von dem amerikanischen Forscher SEABORG mit einem Gehalt von 1 billionstel Prozent in Uranerzen gefunden worden. Wie man die Transurane in das Periodensystem einzuordnen hat, steht noch nicht fest. Vermutlich gehören sie zusammen mit Aktinium, Thorium, Protaktinium und Uran zu einer sogenannten Aktinidengruppe, ähnlich wie die seltenen Erden die Lanthanidengruppe bilden. Um die Frage sicher beantworten zu können, wird man die Herstellung weiterer Transurane abwarten müssen. Übrigens haben Wiener Forscher aus einem Zinkerz eine Gruppe von 7  $\alpha$ -Strahlern angereichert, die keinem Isotop der bekannten Elemente zwischen Nr. 1 und 92 zugeordnet werden können. Vielleicht handelt es sich hierbei um unbekannte Transurane. Mit der Prüfung dieses Sachverhaltes ist man beschäftigt.

## II Das Periodensystem in seiner jetzigen Gestalt

### DIE HEUTE GÜLTIGEN FORMEN DER TABELLE

In Tabelle II finden wir von den jetzt gebräuchlichen Anordnungen diejenige, welche der ursprünglichen MENDELEJEWSchen am meisten ähnelt. Wandern wir Zeile für Zeile von links nach rechts, so stellen wir fest, daß wir anfangs nach 8, später nach 18 Gliedern auf Elemente mit weitgehend übereinstimmenden Eigenschaften stoßen, auf sogenannte streng homologe Elemente. Man hat also eigentlich zwei Arten von Perioden, solche mit 8 und solche mit 18 Gliedern. Die letzteren kann man aber aufteilen und so in die Spalten einschieben, daß in die gleichen Gruppen — die Familien — auch noch solche Elemente hineinkommen, die zwar nicht streng homolog sind, jedoch, besonders in ihrer Wertigkeit, gewisse Ähnlichkeit aufweisen. So finden wir z. B. in der Gruppe der einwertigen Alkalimetalle die ebenfalls vielfach einwertigen Edelmetalle Kupfer, Silber und Gold.

Man unterteilt daher die Familien in Untergruppen, die man mit a und b oder als Haupt- und Nebengruppen bezeichnet. In der 8. Gruppe müssen dann jeweils drei Elemente untergebracht werden, was wegen ihrer großen Ähnlichkeit ohne Bedenken geschehen kann. Gelegentlich numeriert man die Perioden etwas anders als in der Tabelle. Man zählt dann die Periode vom Lithium bis zum Neon als 1. kleine, die vom Natrium zum Argon als 2. kleine, und die folgenden als 1. bis 4. große Periode, wobei man außer acht läßt, daß auch das Paar Wasserstoff—Helium schon eine Periode bildet.

Diese Form der Tabelle ist für das Auge übersichtlich und daher sehr verbreitet. In systematischer Hinsicht läßt sie jedoch manchen Wunsch offen. Wo soll der Wasserstoff stehen? Über den Alkalien oder über den Halogenen? Beides läßt sich rechtfertigen. Ist die nullte Gruppe (Edelgase) zugleich Hauptgruppe der achten? Warum ist für die seltenen Erden kein Platz? — Auch die Zusammenstellung der Alkalien, die schon auf Wasser sehr heftig einwirken, mit den Edelmetallen, die nur von stärksten Säuren angegriffen werden, ist recht unbefriedigend. Ferner ist in den Mittelgruppen nicht völlig eindeutig, welche Elemente in die Hauptgruppe, welche in die Nebengruppe gehören. Trotz aller Mängel ist diese Tabelle aber die Grundlage jeder eingehenderen Beschäftigung mit der anorganischen Chemie. Sie wird jedem Chemiker, der auf diesem Gebiet arbeitet, nach und nach so vertraut, daß sie gleichsam fortwährend vor seinem geistigen Auge steht und als Leitfaden und Gedächtnisstütze dient.

Die Nachteile dieser sogenannten kurzperiodischen Darstellung vermeidet

TABELLE II Das Periodensystem der chemischen Elemente.

Periode	Gruppe I a b	Gruppe II a b	Gruppe III a b	Gruppe IV a b	Gruppe V a b	Gruppe VI a b	Gruppe VII a b	Gruppe VIII	Gruppe 0
I	1 H 1,0081								2 He 4,003
II	3 Li 6,940	4 Be 9,02	5 B 10,82	6 C 12,010	7 N 14,008	8 O 16,000	9 F 19,00		10 Ne 20,183
III	11 Na 22,997	12 Mg 24,32	13 Al 26,97	14 Si 28,06	15 P 30,98	16 S 32,06	17 Cl 35,457		18 Ar 39,944
IV	19 K 39,096	20 Ca 40,08	21 Sc 45,10	22 Ti 47,90	23 V 50,95	24 Cr 52,01	25 Mn 54,93	26 Fe 55,85	27 Co 58,94
V	37 Rb 85,48	38 Sr 87,63	39 Y 88,92	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Tc —	44 Ru 101,7	45 Rh 106,7
VI	55 Cs 132,91	56 Ba 137,36	57 — 71 Sel- tene Erden*	72 Hf 178,6	73 Ta 180,88	74 W 183,92	75 Re 186,31	76 Os 190,2	77 Ir 195,23
VII	87 Fr —	88 Ra 226,05	89 Ac —	90 Th 232,12	91 Pa 231	92 U** 238,07	93 Np —	94 Pu —	95 Am —

\* Seltene Erden: VI 57 La 58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb 71 Lu  
 \*\* Transurane: Np Pu Am Cm  
 Ia Alkali-Metalle Ib Kupfergruppe IIa Erdalkalimetalle IIb Ohne bes. Namen IIIa Ohne Namen (Seltene Erden) IIIB Erdmetalle  
 IVa Erdsäurebildner d. IV. Gr. IVb Kohlenstoffgruppe Va Erdsäurebildner d. V. Gr. Vb Stickstoffgruppe Via Säurebildner d. VI. Gr.  
 VIb Sauerstoffgruppe VIIa Säurebildner d. VII. Gr. VIIb Halogene VIII Eisen- und Platinmetalle O Edelgase

z. T. die langperiodische, die zuerst von WERNER eingeführt wurde. In ihr sind die großen Perioden in einer Reihe aufgeführt. Dadurch werden wieder die kleinen Perioden in zwei Teile auseinandergerissen. Eine etwas abgeänderte, weit verbreitete Darstellung sucht die Vorteile beider Anordnungen zu vereinigen. Wir bringen sie als farbiges Bild auf der 4. Umschlagseite. Es ist eine langperiodische, bei der die zur gleichen »Familie« gehörigen Elemente auch durch gleiche Farbe gekennzeichnet sind. Beim Übergang von der 2. Achterperiode zur 1. Achtzehnerperiode teilen sich die Farbfelder in zwei Äste, die den a- und b-Gruppen der MENDELEJEWSchen Anordnung entsprechen. An der Spitze des Ganzen steht der Wasserstoff, der eine Sonderstellung einnimmt. Die Edelgase erscheinen zweimal, als Abschluß und als Eröffnung einer Periode. Als »nulltes Edelgas« finden wir links oben das Neutron.

Sehr instruktiv ist auch eine Anordnung, bei der die Edelgase in der Mitte stehen. Ihr Verständnis setzt aber schon eingehendere Kenntnisse voraus. Links von den Edelgasen sind dann überwiegend Nichtmetalle, rechts aber ausschließlich Metalle zu finden. Der interessierte Leser mag versuchen, diese Anordnung selbst aufzustellen. In anderer Weise lehrreich ist eine Darstellung, die von THOMSON und BOHR stammt (Tabelle III). Hier sind die Gruppen von links nach rechts und die Perioden senkrecht angeordnet. Die umrahmten Felder enthalten hier die Elemente der Nebengruppen, die doppelt umrahmten Elemente sind die Lanthaniden, die also hier auch einen Platz gefunden haben. Diese Darstellung lehrt, daß eigentlich vier Periodenlängen auftreten: 2, 8, 18, 32. Die letzte Periode, die das Uran enthält, bricht vorzeitig ab. Die Achter- und Achtzehnerperioden sind je zweimal vertreten. Die Zahlen 2, 8, 18, 32 lassen sich folgendermaßen darstellen:  $2 \times 1^2$ ,  $2 \times 2^2$ ,  $2 \times 3^2$ ,  $2 \times 4^2$ , allgemein  $2 \times n^2$ . In dieser merkwürdigen Zahlenfolge offenbart sich eine tiefere Gesetzmäßigkeit, deren Begründung im letzten Hauptteil nachgegangen werden soll.

Vor einigen Jahren wurde von KIPP die auf dem Titelbild unseres Bändchens gezeigte Anordnung vorgeschlagen. Die 8-förmigen Kurven bezeichnet der Mathematiker als Lemniskaten. Die einzelnen Spiralen wären eigentlich nicht in einer Ebene, sondern räumlich übereinanderliegend zu denken, so daß sich eine Anordnung ähnlich den bekannten Achterbahnen auf Rummelplätzen ergäbe. Die vorliegende Figur ist aber drucktechnisch leichter herzustellen. Sie weist viele Vorteile auf: Die Elemente folgen ununterbrochen aufeinander; die tiefen Einschnitte in der üblichen Tabellenform fallen fort. Die Schwermetalle sammeln sich zwanglos in der oberen Spirale. Sie bilden also, ihren chemischen und physikalischen Sondereigenschaften entsprechend, eine Gruppe für sich. Demzufolge werden sie nicht mehr mit Elementen, die ihnen völlig wesensfremd sind, in eine Gruppe gezwängt, andererseits wird durch ihre Sondergruppierung auch der Zusammenhang nicht gestört, wie bei den sonst üblichen langperiodischen Darstellungen.

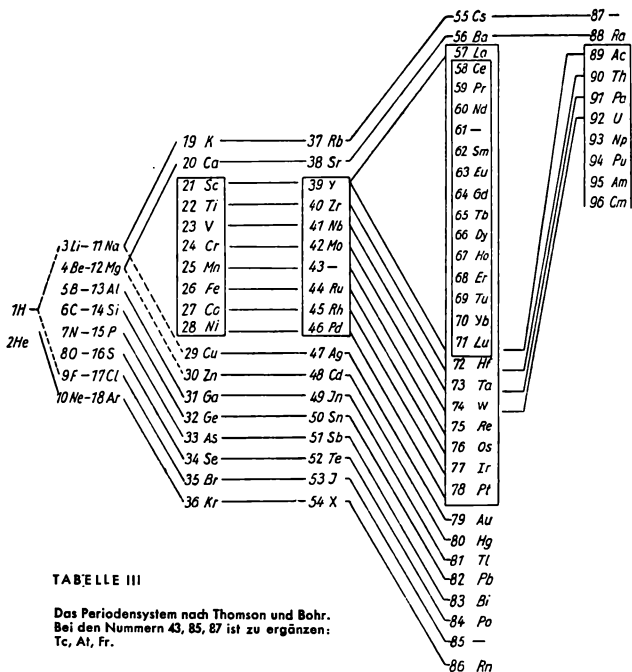


TABELLE III

Das Periodensystem nach Thomson und Bohr.  
Bei den Nummern 43, 85, 87 ist zu ergänzen:  
Tc, At, Fr.

Gehen wir von den Edelgasen aus, so finden wir auf der einen Seite die am stärksten elektronegativen Halogene, auf der anderen Seite die am stärksten elektropositiven Alkalimetalle. Hier haben wir den größten Gegensatz im chemischen und elektrochemischen Verhalten. Bei den folgenden Gruppen wird er beiderseits schwächer und hebt sich schließlich in der Kohlenstoffgruppe ganz auf, deren Mitglieder meist ebenso stark basisches wie saures Verhalten zeigen.

Nach dem Durchlaufen der ersten beiden Perioden in einfacher Spirale folgen auf die Kohlenstoffgruppe zunächst vorwiegend säurebildende Schwer-

metalle (Cr, Mo, Mn), die also den Metalloiden in den unteren Spiralen auf der gleichen Seite entsprechen. Dann folgen die Eisen- und Platinmetalle, die eine Mittelstellung einnehmen, und schließlich die vorwiegend basenbildenden Schwermetalle (Cu, Ag, Hg, Zn usw.).

Allgemein befinden sich auf der linken Seite der Spiralen die Elemente mit niedriger Wertigkeit, auf der rechten die mit hoher. Der Wasserstoff steht in der Mitte des Ganzen für sich allein. Man kann ihn einerseits zu den Alkalimetallen rechnen, andererseits zu den Halogenen. Beides läßt sich, wie wir sehen werden, begründen. Er zeigt aber auch gewisse Verwandtschaft zu den Metallen der Platingruppe, mit denen er eigentümliche Legierungen eingeht. Dementsprechend steht er wie diese in der Mitte. Die Elemente der Kohlenstoffgruppe kommen an die Kreuzungsstelle der Spiralen zu liegen. Haupt- und Nebengruppe werden nicht voneinander getrennt. In der Tat treten bei der Kohlenstoffgruppe die Unterschiede zwischen Haupt- und Nebengruppe am wenigsten hervor. Dagegen zeigen ihre einzelnen Glieder ein besonders vielseitiges und für ihre Gruppe nicht sehr typisches Verhalten. Alles in allem zeigt sich diese Darstellung des Periodensystems vom chemisch-systematischen Standpunkt aus vielleicht als die vorteilhafteste, obwohl als Nachteil erscheinen mag, daß auch bei ihr die Lanthanidengruppe auf einen Platz zusammengedrängt ist. Vom Atomaufbau aus gesehen ist allerdings die BOHRTHOMSONSche Form vorzuziehen.

## DIE PERIODIZITÄT DER PHYSIKALISCHEN EIGENSCHAFTEN

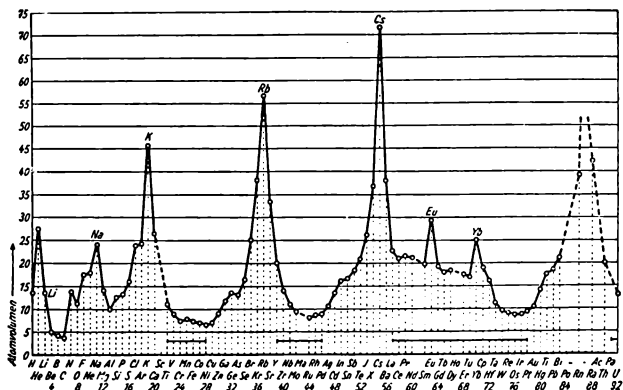
Nicht nur chemische, sondern auch physikalische Eigenschaften der Elemente hängen periodisch von ihrem Atomgewicht (genauer: von ihrer Ordnungszahl) ab. Für das sogenannte Atomvolumen hatte dies schon L. MEYER festgestellt. Eine graphische Darstellung dieses Zusammenhanges gibt uns die Abbildung 1. Das Atomvolumen ergibt sich, indem man Atomgewicht durch spezifisches Gewicht (Dichte) dividiert; es ist ein Maß für den von einem Atom eingenommenen Raum. Wir erkennen, daß die Alkalien das verhältnismäßig größte Atomvolumen haben, das nur von dem des Heliums übertroffen wird. Die Atomvolumina der anderen Edelgase sind kleiner als die der Alkalien. Die geringsten Atomvolumina haben die Elemente Kohlenstoff, Nickel, Ruthenium und Osmium.

Die Elemente der Nebengruppen haben im allgemeinen ein geringes Atomvolumen. Vom Lanthan zum Cassiopeium hin nimmt das Atomvolumen allmählich ab (mit Ausnahme von Europium und Ytterbium). Diese Zusammenziehung des Volumens nennt man die *Lanthanidenkontraktion*. Wir können uns die Figur noch etwas verdeutlichen, wenn wir Elemente der gleichen Gruppe mit feinen Strichen verbinden.

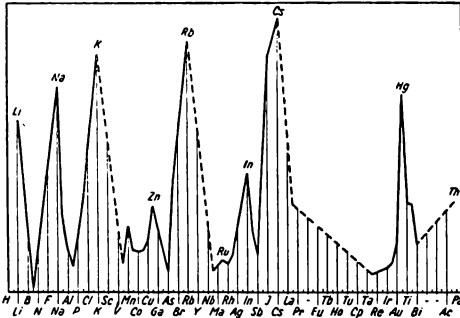
Ähnliche Kurven erhält man, wenn man nicht das Atomvolumen, sondern den Atomdurchmesser oder den Ionendurchmesser über dem Atomgewicht aufträgt. Die Abb. 2a zeigt die Wärmeausdehnungszahlen in Abhängigkeit von der Ordnungszahl, in Abb. 2b sind die Schmelzpunkte über den Ordnungszahlen aufgetragen. Auch hier ist eine deutliche Periodizität erkennbar. Ebenso hängt die sogenannte Ionisierungsspannung periodisch von der Ordnungszahl ab. Um ein Atom in positiv geladenen Zustand überzuführen, es zu ionisieren, muß man seiner Hülle ein oder mehrere Elektronen entreißen. Da die Elektronen aber vom Kern angezogen werden, ist hierzu eine gewisse Arbeit zu leisten, die man durch die Ionisierungsspannung mißt. Hierzu benutzt man Kathodenstrahlen. Diese bestehen aus schnellfliegenden Elektronen, die eine Beschleunigung erhalten, wenn man eine elektrische Spannung auf sie einwirken läßt. Je höher diese ist, desto größer ist die Geschwindigkeit. Um nun ein Atom zu ionisieren, müssen die Elektronen eine ganz bestimmte Mindestgeschwindigkeit besitzen, die für jedes Element verschieden ist. Der Mindestgeschwindigkeit entspricht wiederum eine ganz bestimmte Mindestspannung: die Ionisierungsspannung. Man mißt sie in Elektronenvolt (eV). In der nachstehenden Tabelle IV sind diese Ionisierungsspannungen für eine Reihe von Elementen angegeben.

Von links nach rechts nimmt die Ionisierungsspannung im allgemeinen zu. Aber jedesmal beim Übergang von einem Edelgas zum folgenden Alkali-

Abb. 1 Die Periodizität der Atomvolumina.

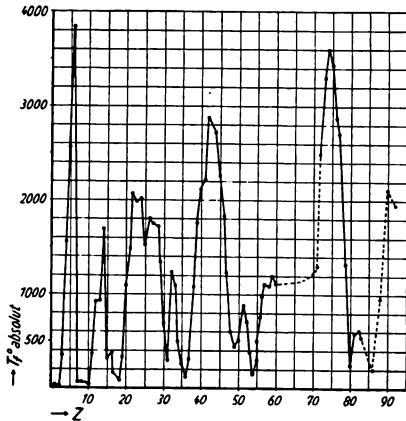






**Abb. 2a**  
Die Periodizität  
der Wärme-  
ausdehnungszahlen.

metall springt sie auf einen niedrigeren Wert herab. (Die Alkalimetalle lassen sich demnach am leichtesten in positive Ionen überführen.) Auch hier gibt es also periodische Änderungen! Ferner mag erwähnt sein, daß die Spektren der homologen Elemente große Ähnlichkeit in ihrem feineren Bau aufweisen.



**Abb. 2b**  
Die Periodizität  
der Schmelzpunkte.

Gerade diese Tatsache trug wesentlich zur Erkenntnis der inneren Gesetzmäßigkeit des Periodensystems bei.

TABELLE IV Ionisierungsspannung einiger Elemente.

Nummer	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Symbol	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na
Ionisierungsspannung	13,5	24,5	5,4	9,3	8,3	11,2	14,3	13,6	18,6	21,5	5,1 eV

Nummer	12	13	14	15	16	17	18	19	20	36	57
Symbol	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Kr	Rb
Ionisierungsspannung	7,6	6,0	8,1	11,1	10,3	13,0	15,7	4,3	6,1	13,9	4,2 eV

## DIE PERIODIZITÄT DER CHEMISCHEN EIGENSCHAFTEN

Wir hatten bereits gesehen, daß die höchste Wertigkeit gegenüber Sauerstoff im allgemeinen mit der Gruppennummer des betreffenden Elementes übereinstimmt. Nun unterscheidet der Chemiker mehrere Arten von Wertigkeiten. Eine davon ist festgelegt durch die Zahl von Wasserstoffatomen, die das Element an sich binden kann oder könnte (manche Elemente verbinden sich nicht direkt mit Wasserstoff). Diese Art von Wertigkeit ist ausgedrückt in der Zahl der Striche, die von einem Elementsymbol ausgehen, wenn wir uns die sogenannte Struktur- oder Bauformel der Verbindungen aufzeichnen. Man nennt sie daher *strukturelle* oder auch *formale Wertigkeit*. Eine andere Art ist die sogenannte *elektrochemische Wertigkeit*. Wir hatten eben gesehen, daß die Atome in den elektrisch geladenen Zustand, den Ionenzustand, übergehen können. Je nach der Zahl von Ladungen, die das Element hierbei annimmt, nennt man es elektrochemisch 1-, 2- oder 3wertig. Dabei müssen wir noch unterscheiden, ob es sich positiv oder negativ auflädt. Man spricht dann von *elektropositiver* oder *elektronegativer Wertigkeit*. Das Natrium z. B. ist positiv einwertig, denn es bildet ein einfach positiv geladenes Ion. Das Kalzium ist positiv zweiwertig, es bildet zweifach positiv geladene Ionen. Das Chlor aber ist meist negativ einwertig, es bildet Ionen mit einer negativen Ladung. Beide Arten von Wertigkeit lassen sich freilich nicht immer klar unterscheiden. Wir können unsere obigen Erkenntnisse für die Hauptgruppen verschärfen und sagen: Die elektropositive Höchstwertigkeit eines jeden Elementes stimmt mit seiner Gruppennummer überein. Dies gilt jedoch nicht für Sauerstoff und Fluor, und für die Edelgase nur dann, wenn man sie als nullte Gruppe ansieht. Die beiden ersten besitzen niemals elektropositive, die letzteren überhaupt keine Wertigkeit. Gegenüber Sauerstoff und Fluor sind alle anderen Elemente elektropositiv, und zwar meist in der höchsten Wertigkeitsstufe. Manchmal kann aber ihre Wertigkeit auch hinter der

größtmöglichen zurückbleiben. Die Wertigkeit gegenüber Wasserstoff nimmt, wie wir gesehen hatten, von der 4. bis zur 8. Gruppe im allgemeinen von 4 auf 0 ab. In diesen Verbindungen ist der Wasserstoff der elektropositive Teil, die anderen Elemente sind elektronegativ. Ihre Wertigkeiten ergänzen sich mit der Gruppennummer zu acht, oder anders ausgedrückt: positive und negative Wertigkeiten ergänzen sich, vom Vorzeichen abgesehen, zu acht. Auch der Wasserstoff kann gelegentlich elektronegativ auftreten, z. B. in seiner Verbindung mit dem Lithium, dem sogenannten Lithiumhydrid  $\text{LiH}$ . Er ähnelt insofern auch den Halogenen.

Diejenigen Elemente, die leicht in den negativ ionisierten Zustand übergehen, nennt man kurz elektronegative, andere, die leicht in den positiven Ionenzustand übergehen, elektropositive. Zu den ersteren gehören im allgemeinen die Nichtmetalle, zu den zweiten die Metalle. Doch gibt es Übergänge. Das mehr oder weniger große Bestreben, solche Ionen zu bilden, bezeichnet man als Elektroaffinität. Für die Hauptgruppen gilt: In den Perioden nimmt der positive Charakter von links nach rechts ab, der negative entsprechend zu. Umgekehrt nimmt in den Gruppen der positive Charakter von oben nach unten zu, der negative ab. Demgemäß steht das am stärksten elektropositive Element, das Caesium, links unten, das elektronegativste, Fluor, rechts oben.

Als Faustregel kann man sich merken: Das Bestreben zweier Elemente, sich miteinander zu verbinden, ist um so größer, je verschiedener ihr elektrochemischer Charakter ist, je weiter sie also im Periodensystem auseinanderstehen. Die gleichen Regeln gelten für die Nebengruppen, aber mit Einschränkungen, da hier die Elemente ihre Wertigkeit leicht wechseln.

# III Erklärung der periodischen Gesetzmäßigkeiten aus dem Atombau

## DER SCHALENBau DER ATOME

Nach den Vorstellungen, die sich RUTHERFORD vom Aufbau der Atome gebildet hat, wird ein positiver Kern von negativen Elektronen umkreist. Ihre Zahl ist gleich der Zahl der positiven Ladungen im Kern, die ihrerseits gleich der Ordnungszahl ist. Von diesen Anschauungen ausgehend, entwickelte BOHR 1913 unter Benutzung aller damals bekannten spektroskopischen und elektrischen Versuchsergebnisse eine Theorie des Periodensystems, die, erweitert und ergänzt, heute noch unverminderte Geltung besitzt.

BOHR kam zu der Auffassung, daß sich die Elektronen in der Atomhülle in Schalen gruppieren. Mit dieser Annahme läßt sich die Periodizität der chemischen Eigenschaften erklären: Wenn das Atom eine Verbindung eingeht, so treten gewisse Veränderungen in der Atomhülle, also in der Anordnung der Elektronen ein. Nun gibt es einige Elemente, die sich chemisch überhaupt nicht betätigen, die Edelgase. Ihre Elektronenhüllen müssen also sehr stabil und gewissermaßen abgeschlossen sein. Dies zeigt sich auch in ihren hohen Ionisierungsspannungen. Gehen wir von ihnen zum jeweils folgenden Element über, so stoßen wir jedesmal auf ein Alkalimetall. Bei ihnen muß das neu hinzukommende Elektron weiter außen angelagert werden, also den Anfang einer neuen Schale bilden. Dies gibt sich klar im Anwachsen des Atomvolumens zu erkennen (vgl. Abb. 1). Wie die niedrige Ionisierungsspannung der Alkalien zeigt, ist dieses Elektron leicht zu entfernen; einer chemischen Betätigung des Atoms steht also kaum ein Hindernis entgegen. Die Alkalien sind chemisch »lebhaft« im Gegensatz zu den »trägen« Edelgasen. Maßgebend für die chemischen Eigenschaften sind demnach die Anordnung und besonders die Anzahl der Elektronen in einer nicht abgeschlossenen Schale der Atomhülle.

Verschaffen wir uns sogleich an Hand der Tabelle V (auf der 3. Umschlagseite) einen Überblick über die Elektronenhüllen aller Elemente!

Eine solche Darstellung, die die Verteilung der Elektronen auf die verschiedenen Schalen zeigt, nennt man einen Elektronenkatalog. Das einfachste Element, der Wasserstoff, mit der Nummer 1 besitzt einen Kern mit der Ladung  $+1$  und ein um diesen kreisendes Elektron. Wenn wir wollen, können wir ihm das Neutron, mit der Kernladung 0, der Wertigkeit 0 und dem »Atomgewicht« 1 als »nulltes« Edelgas voranstellen. BOHR folgend, schreiben wir nun zum nächsthöheren Element, dem Helium, indem wir eine Kernladung und ein Hüllenelektron hinzufügen. Das Helium ist ein Edelgas; demnach ist eine abgeschlossene Schale vorhanden. Man bezeichnet die Schalen von

innen nach außen mit den Buchstaben K, L, M, N, O, P. Dieser Brauch stammt aus den Untersuchungen über die charakteristischen Röntgenstrahlen der Elemente (Röntgenspektroskopie), die ein Hauptfundament der Theorie über den Schalenaufbau bilden. Die Schale des Heliums ist also die K-Schale. Beim folgenden Alkalimetall, dem Lithium, eröffnet das neu hinzukommende Elektron eine neue Schale, die L-Schale. Gehen wir weiter, so sehen wir, daß in diese Schale insgesamt 8 Elektronen eingebaut werden. Damit sind wir wieder bei einem Edelgas, dem Neon mit insgesamt 10 Elektronen, davon 8 in der äußeren Schale, angelangt. Das folgende Element Nr. 11, das Natrium, ist wieder ein Alkalimetall. Bei ihm wird die M-Schale begonnen. Auch diese nimmt 8 Elektronen auf, womit wir beim Edelgas Argon stehen (Abb. 3). Das nächste ist, wie zu erwarten, ein Alkalimetall, Kalium, das übernächste wieder ein Erdalkalimetall, Kalzium. Beim folgenden, dem Scandium, tritt aber das hinzukommende Elektron unvorhergesehenerweise nicht zu den Elektronen der neuen N-Schale, sondern in die bereits mit 8 Elektronen gefüllte M-Schale. Dasselbe geschieht bei allen folgenden Elementen bis zu Nr. 31, dem Gallium; hier enthält die M-Schale insgesamt 18 Elektronen und die N-Schale wird weitergefüllt. In sie treten nun wieder insgesamt 8 Elektronen, womit wir erneut bei einem Edelgas, dem Krypton, stehen. In der folgenden 5. Periode wiederholt sich dies ganz analog mit der O- und N-Schale. Die 6. Periode beginnt wieder regelmäßig mit Alkali- und Erdalkalimetall (Caesium und Barium). Dann aber wird, von Nr. 58 bis 71 in der Gruppe der seltenen Erden, die drittäußerste Schale, die N-Schale, bis auf 32 Elektronen aufgefüllt, von Nr. 72 bis 78 die zweitäußerste, die O-Schale, auf insgesamt 18 Elektronen. Nunmehr erfolgt der regelmäßige Aufbau der P-Schale bis zu 8 Elektronen, womit wieder ein Edelgas, das Radon, erreicht ist. Diejenigen Elemente, bei denen die inneren Schalen noch nicht voll aufgefüllt sind, bezeichnet man als *Übergangselemente* oder auch als *Lückenelemente*. Bei den letzten Elementen steht die Verteilung der Elektronen auf die äußeren Schalen nicht ganz fest. Die bei einigen Elementen, z. B. Chrom, Kupfer, Palladium, Platin und Gold auftretenden scheinbaren Unregelmäßigkeiten lassen sich wie folgt erklären:

Maßgebend für den Platz, in welchem ein Elektron in die Atomhülle eingebaut wird, ist die beim Einbau gewonnene Energie. Der Platz mit dem größten Energiegewinn wird bevorzugt. Als Maß für diesen Energiegewinn benutzt man die Ionisierungsspannung, denn wenn das Elektron wieder entfernt werden soll, muß natürlich der gleiche Energiebetrag dem Atom wiedergegeben werden. Bei den angeführten Elementen ist nun für das fragliche Elektron der Energiegewinn um ein geringes größer, wenn es in die tiefere Schale eintritt.

An allgemeinen Ergebnissen liefert uns die Tabelle folgendes:

1. Alle Edelgase besitzen in ihrer äußeren Schale 8 Elektronen, ein sogenanntes Oktett. Diese Achtergruppen sind daher, gemäß dem chemischen Charakter der Edelgase, als besonders stabil und unbeeinflussbar anzusehen.









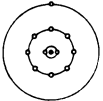







<i>I</i>	<i>II</i>	<i>III</i>	<i>IV</i>	<i>V</i>	<i>VI</i>	<i>VII</i>	<i>VIII</i>
<i>Li</i> 3+	<i>Be</i> 4+	<i>B</i> 5+	<i>C</i> 6+	<i>N</i> 7+	<i>O</i> 8+	<i>F</i> 9+	<i>Ne</i> 10+
							
							
<i>Na</i> 11+	<i>Mg</i> 12+	<i>Al</i> 13+	<i>Si</i> 14+	<i>P</i> 15+	<i>S</i> 16+	<i>Cl</i> 17+	<i>Ar</i> 18+

Abb. 3 Bau der Elektronenschalen 3–18 (schematische Darstellung).

I bis VIII = Hauptgruppen der Elemente.

(Beachte die Änderung der Atomvoluminal)

2. Jede Schale vermag eine bestimmte Höchstzahl von Elektronen aufzunehmen. So kann die K-Schale 2, die L-Schale 8, die M-Schale 18, die N-Schale 32 Elektronen beherbergen. Das ist die Zahlenfolge  $2 \cdot n^2$ , der wir bereits bei der Feststellung der Periodenlängen begegnet sind. Die O-Schale könnte also maximal, wenn es genügend Elemente in der Natur gäbe,  $2 \cdot 5^2 = 50$  Elektronen aufnehmen. Ist diese Höchstzahl von Elektronen erreicht, so ist es unter keinen Umständen möglich, ein weiteres Elektron in die betreffende Schale, also z. B. ein 3. in die K- oder ein 9. in die L-Schale zu zwingen.

Wie die Gleichheit der Zahlen zeigt, sind die Periodenlängen durch diese Höchstzahlen der Elektronen bedingt. Würde jede Schale fortlaufend vollständig aufgefüllt, so wäre der Zusammenhang einfach. Jedermal am Anfang einer neuen Schale treten wieder gleiche Zahlen von Außenelektronen und damit gleiche chemische Eigenschaften auf. Jede Periodenlänge wäre im System einmal vertreten. In Wirklichkeit sind aber zumindest die Achter- und die Achtzehnerperiode zweimal vorhanden. Dies hat seine Ursache darin, daß die Zahl der Elektronen in einer Schale nicht ohne Unterbrechung zunimmt, wenn wir in der Reihe der Elemente vorwärtsschreiten. Vielmehr ist es möglich, daß eine neue Schale bereits begonnen wird, ehe die vorhergehenden bis zum Höchststand aufgefüllt sind. Wie die Tabelle zeigt, geschieht dies aber nicht an beliebiger Stelle, sondern immer nur dann, wenn die letzteren eine gewisse Abgeschlossenheit mit 8 ( $= 2 + 6$ ) oder 18 Elektronen erreicht haben.

Aber auch der weitere Ausbau einer inneren Schale beginnt erst dann, wenn die äußere ebenfalls eine gewisse Abgeschlossenheit mit einer Besetzungszahl von zwei Elektronen aufweist, wie z. B. beim Übergang vom Kalzium zum Scandium oder vom Strontium zum Yttrium.

Es treten also Untergruppen oder Unterschalen auf, wie auch die genaue Theorie zeigt. Diese Untergruppen haben ebenfalls bestimmte Besetzungszahlen von Elektronen. Die K-Schale hat keine, die L-Schale aber zwei Untergruppen mit den Elektronenzahlen 2 und 6, zusammen 8, die M-Schale hat drei Untergruppen mit den Elektronenzahlen 2, 6 und 10, zusammen 18, die N-Schale vier Unterschalen mit den Elektronenzahlen 2, 6, 10, 14, zusammen 32. Die O-Schale hätte theoretisch fünf, die P-Schale sechs Untergruppen, doch sind bei beiden nur die ersten drei Unterschalen an den in der Natur vorkommenden Elementen verwirklicht. Gewöhnlich bezeichnet man diese Untergruppen durch römische Ziffern folgendermaßen:  $L_I$ ,  $L_{II}$ ,  $M_I$ ,  $M_{II}$ ,  $M_{III}$  usw. Ihre Bildung ermöglicht u. a. das doppelte Auftreten der Periodenlänge acht und achtzehn, wie man sich an Hand der Tabelle leicht klarmacht. Ihre Besetzungszahlen lassen sich auch in einer einfachen Formel zusammenfassen:  $2(2l + 1)$ . Dabei durchläuft  $l$  die Werte der natürlichen Zahlen von 0 an. Für  $l = 0$  ergibt sich 2, für  $l = 1$  ergibt sich 6, für  $l = 2$  ergibt sich 10 usw. Damit sind wir auf eine zweite, ebenso einfache wie rätselhafte Zahlenbeziehung gestoßen und wollen nun wenigstens andeuten, woher sich diese Regeln ableiten lassen.

Wenn wir z. B. den Zustand eines geworfenen Steines mathematisch-physikalisch beschreiben wollen, so müssen wir eine Reihe von Zahlen angeben: 1. über seine Geschwindigkeit, 2. über deren Richtung (etwa durch Angabe der Winkel gegenüber der Horizontalebene und gegenüber der Nord-Süd-Richtung) und 3. (wenn der Stein sich noch um sich selbst dreht) über die Drehachse und den Drehimpuls. Ganz ähnlich wird auch der Zustand eines Elektrons in der Atomhülle durch bestimmte Zahlenangaben ausgedrückt. Im Gegensatz zu den Kenngrößen des Steines, die jeden beliebigen Wert annehmen könnten, sind den Kennzahlen eines Elektrons im Atom ganz bestimmte Größenwerte vorgeschrieben. Man bezeichnet sie als Quantenzahlen. Ein Elektron wird durch vier Quantenzahlen eindeutig beschrieben: Die erste ist die Hauptquantenzahl, gewöhnlich mit  $n$  bezeichnet. Diese kann jeden Wert der natürlichen Zahlen von 1 bis zu beliebiger Größe annehmen. Sie bestimmt, auf welcher Schale sich das Elektron befindet. Die zweite ist die Nebenquantenzahl  $l$ , die ebenfalls alle Werte der ganzen Zahlen von 0 bis  $\infty$  durchlaufen kann, aber immer mindestens um 1 kleiner sein muß als die Hauptquantenzahl des betrachteten Elektrons. Sie ist maßgebend für die Untergruppe, der das Elektron zuzuordnen ist. Ferner gibt es die magnetische Quantenzahl, deren Bedeutung sich hier nicht erläutern läßt. Sie ist gleich der Nebenquantenzahl oder kleiner, aber niemals größer, kann jedoch auch negative Werte annehmen. Die vierte Quantenzahl tritt

dadurch auf, daß das Elektron bei seiner Bewegung um den Atomkern wie die Erde auf ihrem Weg um die Sonne noch eine Drehung um sich selbst ausführt, also einen Drall oder Spin besitzt. Dieser Drall kann entweder ein Rechts- oder ein Linksdrahl sein; dementsprechend kann die Spinquantenzahl nur zwei entgegengesetzt gleiche Werte, und zwar  $+\frac{1}{2}$  und  $-\frac{1}{2}$  annehmen. (Für die Zahlenfolge 0, 1, 2, 3, der Nebenquantenzahl  $l$  benutzt man gelegentlich auch die Buchstabenfolge s, p, d, f.)

Weiterhin gilt für alle Elektronen das grundlegende PAULI-Prinzip, auch Eindeutigkeitsprinzip genannt: In einem Atom kann es keine zwei Elektronen geben, die in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen, sie müssen sich in mindestens einer unterscheiden. Mit Hilfe dieses Prinzips wird der Elektronenkatalog aufgestellt und die Länge der Perioden festgelegt. Man hat nur alle Zusammenstellungen der Quantenzahlen von 1 ausgehend zu bilden, die mit den obigen Bedingungen und dem Prinzip verträglich sind. So erhält man u. a. auch die merkwürdigen Zahlenfolgen, denen wir oben begegneten.

Zum Beschluß dieses Abschnittes wollen wir nicht verschweigen, daß die hier wiedergegebene Theorie des Atombaus und damit des Periodensystems das Modellmäßige stark hervorhebt. Wir dürfen aber die Begriffe, wie z. B. Planetensystem, Elektronenschale u. a., nicht wörtlich auffassen. In der modernen strengen Theorie, die auf der Wellenmechanik oder Quantenmechanik fußt, werden diese bildlichen Vorstellungen durch rein mathematische Beziehungen ersetzt. Wegen der Schwierigkeit ihrer Ableitung kann hier nur darauf hingewiesen werden. Diese Theorie gestattet auch, eine mathematische Formulierung des eben erwähnten PAULI-Prinzips anzugeben, auf dem letzten Endes das ganze Periodensystem beruht.

Eine Begründung für dieses merkwürdige Gesetz haben wir, wie schon der Name »Prinzip« andeutet, noch nicht. In der Bildung abgeschlossener Elektronenschalen und der besonders stabilen Achtergruppen kann eine gesetzmäßige Wechselwirkung der Elektronen erkannt werden, die wir noch nicht beherrschen. Andernfalls wäre es uns möglich, das PAULI-Prinzip zu begründen. Diese Probleme hängen eng zusammen mit der Frage nach der Natur dieser Elementarteilchen, einer Frage, um deren Beantwortung die Forschung seit etwa einem halben Jahrhundert in beharrlicher theoretischer und experimenteller Arbeit ringt.

## DIE DEUTUNG DER WERTIGKEITEN

Wer die Tabelle V aufmerksam betrachtet hat, dem wird schon aufgefallen sein, daß sich in den ersten Perioden bei jedem Element gerade so viele Elektronen in der äußeren Schale befinden, wie die Wertigkeit des Elementes beträgt. So haben wir beim Lithium 1, beim Beryllium 2, beim dreiwertigen Bor 3, beim vierwertigen Kohlenstoff 4, beim Stickstoff 5 Elektronen; Sauerstoff und Fluor bilden, wie schon gesagt, Ausnahmen. Regelmäßiger ist die nächste



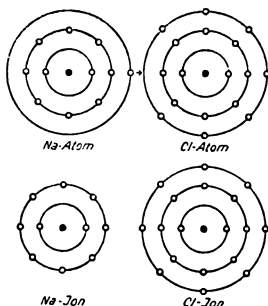


Abb. 4

Periode, bei der für alle Elemente die höchste Wertigkeit mit der Zahl der Außenelektronen übereinstimmt. Dies gilt für die elektropositive Wertigkeit, bei der das Atom Elektronen abgibt. Wird aber ein negatives Ion gebildet, d. h. betätigt das Atom seine negative Wertigkeit, so fängt es Elektronen ein und erhält somit einen Überschuß an negativer Ladung. (Eine Änderung der Kernladung selbst kommt bei chemischen Vorgängen nicht in Frage.) Abb. 4 erläutert dieses Zustandekommen der Ionenladung. Die Anziehung zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen hält die Bestandteile des Moleküls zusammen.

Was geschieht aber nun, wenn z. B. das Natrium 1 Elektron oder das Magnesium 2 Elektronen abgibt? Als Hülle um den Atomkern bleibt die Elektronenanordnung des Edelgases Neon übrig. Nehmen aber das Fluor oder das Chlor, entsprechend ihrer negativen Einwertigkeit, 1 Elektron auf, so enthält die äußere Schale jeweils 8 Elektronen. Beim Fluor hat sich dann die Schale des Neons, beim Chlor die des Argons gebildet. Wir können also sagen: Betätigt ein Atom seine elektropositive Wertigkeit, so nimmt es die Schalenanordnung des im Periodensystem vorhergehenden Edelgases an; betätigt es seine elektronegative Wertigkeit, erhält es die Schale des folgenden Edelgases. Die äußeren Elektronen, die abgegeben werden können, bezeichnet man daher auch als Wertigkeits- oder Valenzelektronen. Bei der Ionenbildung besteht also eine ausgeprägte Tendenz zur Entstehung von abgeschlossenen Edelgasschalen, von Achterschalen. Dies wurde zuerst 1917 von KOSSEL erkannt. Das gleiche gilt für die Hauptgruppen der höheren Perioden. Auch der Wasserstoff verhält sich nach dieser Regel. Ist er positiv einwertig, z. B. im Chlorwasserstoff  $\text{HCl}$ , so hat er gar kein Elektron mehr, hat also gewissermaßen die »Elektronenschale des Neutrons«. Ist er negativ einwertig und nimmt somit ein Elektron auf, wie im Lithiumhydrid  $\text{LiH}$ , so hat er die Schale des Heliums. Etwas anders liegen die Verhältnisse in den Nebengruppen. Gehen wir z. B. vom Kalzium zum Scandium, so ist dies nicht zweiwertig, wie man erwarten sollte, sondern dreiwertig. Das in die M-Schale neu eingebaute Elektron kann also auch leicht entfernt werden und sich so als Valenzelektron betätigen. In ähnlicher Weise ist das Titan vierwertig, das Vanadium fünfwertig. Das Chrom hat in der N-Schale nur 1 Elektron, dafür in der M-Schale  $8 + 5$  und nicht  $8 + 4$ ; es ist maximal sechswertig. Das folgende Mangan kann

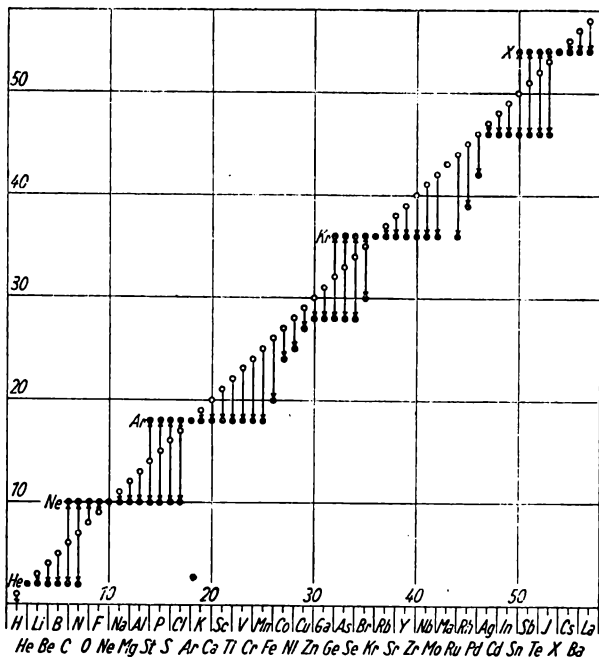


Abb. 5

Bildung von Edelgasschalen bei der chemischen Betätigung der Atome.

Stellung im System (Grundzahl Z)

siebenwertig, aber auch zwei-, drei- und vierwertig sein. Eisen kann achtwertig sein, ist aber vorwiegend zwei- und dreiwertig, wie Kobalt und Nickel es immer sind; bei ihnen kann die M-Schale allenfalls nur 1 Elektron zur Valenz beisteuern. Beim folgenden Kupfer tritt etwas Ähnliches ein wie beim Chrom: Es kann einwertig, aber auch zweiwertig sein. Mit dem Zink beginnt dann wieder die Regelmäßigkeit der Hauptgruppe. Chrom und Kupfer zeigen, daß einige Elektronen leicht zwischen M- und N-Schale wechseln können. Offenbar ist der Energieunterschied beider Zustände sehr gering. Dies erklärt die leichtwechselnde Wertigkeit der Nebengruppenelemente.

Wir wollen die höheren Perioden nicht weiter verfolgen, jedoch sei noch auf die seltenen Erden aufmerksam gemacht. Bei ihnen ändert sich die Elektronenzahl in der äußersten und der nächstinneren Schale überhaupt nicht; dementsprechend besitzen sie überwiegend die gleichen Wertigkeiten zwei und drei.

Den eben besprochenen Zusammenhang zwischen Wertigkeit und Tendenz zur Achterschalenbildung zeigt sehr schön ein von KOSSEL stammendes Diagramm (Abb. 5). Die leeren Kreise entsprechen den Elektronenzahlen der Elemente, die vollen Kreise denen der Edelgase. Wir erkennen, wie bei der Ionenbildung die Elemente sich an den Platz eines Edelgases setzen. Damit ist klar, wie die Wertigkeit in solchen Verbindungen zustandekommt, die aus entgegengesetzt geladenen Atomen bestehen. Man bezeichnet sie als polare, auch heteropolare oder Ionen-Moleküle. Dazu gehören z. B. fast alle Salze und die meisten Säuren und Basen. Es gibt aber auch Verbindungen, bei denen eine klare Unterscheidung von positiven und negativen Bestandteilen nicht möglich ist, z. B. die meisten organischen Verbindungen. Hier spricht man von unpolarer oder homöopolarer Valenz oder von Atom-Molekülen. Diese Art der Valenz hängt eng mit der oben erwähnten formalen Wertigkeit zusammen. Sie kommt dadurch zustande, daß zwei Elektronen, ein sogenanntes Elektronenpaar, gewissermaßen zwei Atomen zugleich angehört. Auf diese Weise entsteht eine Bindungskraft zwischen den beiden Atomen.

# N A M E N V E R Z E I C H N I S

- Berzelius** Jöns Jacob, Frh. v., schwed. Chemiker, geb. in Väversund b. Linköping 20. 8. 1779, gest. in Stockholm 7. 8. 1848, seit 1815 Prof. der Chemie in Stockholm. Er bestimmte mit großer Genauigkeit die Atom- und Äquivalentgewichte zahlreicher Grundstoffe. Er entdeckte die Elemente Cer, Thorium, Selen und führte die jetzt gebräuchlichen Zeichen für die Elemente ein. Seine Entdeckungen bildeten die Grundlage für die weitere Entwicklung der Chemie.
- Bohr** Niels, dänischer Physiker, geb. 7. 10. 1885 in Kopenhagen, schuf 1913 durch die Vereinigung von Plancks Quantenhypothese mit dem Atommodell Rutherford's die Grundlagen der modernen Atomtheorie und förderte deren weiteren Ausbau. 1922 Nobelpreisträger für Physik.
- Boyle** Robert, geb. 25. 1. 1627 in Lismore (Irland), gest. in London am 30. 12. 1691, entdeckte gleichzeitig mit Mariotte das sog. Boyle-Mariotte-Gesetz und führte in seinem Buche »Der skeptische Chemiker« den heutigen Elementbegriff in die Chemie ein.
- Dalton** John, engl. Chemiker und Physiker, geb. 5. 9. 1766 in Eaglesfield (Cumberland), lebte in Manchester, wo er 27. 4. 1844 starb. Arbeitete über das Verhalten der Gase und führte den Atombegriff in die Chemie ein.
- Davy** Sir Humphry, geb. 17. 12. 1778 in Penzance (Cornwall), seit 1802 Prof. der Chemie in London, gest. 29. 5. 1829 in Genf. Er beschäftigte sich in erster Linie mit der Einwirkung des elektrischen Stromes auf chemische Verbindungen und entdeckte dabei die Erdkalkmetalle, außerdem Kalium, Natrium und Bar.
- Döbereiner** Johann Wolfgang, geb. 13. 12. 1780 in Bug bei Hof, gest. 24. 3. 1849 in Jena, seit 1810 Prof. der Chemie in Jena. Er entdeckte u. a. die Entzündbarkeit des Wasserstoffs durch Platinschwamm. Er war vielfach Goethes Berater in chemischen Fragen.
- Kossel** Walter, Physiker, geb. 4. 1. 1888 in Berlin, Prof. der Physik in Kiel. Er führte wichtige Untersuchungen über Röntgen- und Gammastrahlen durch und stellte die im Text geschilderte Theorie der chemischen Bindung auf.
- Leverrier** Urbain Jean Joseph, französischer Astronom, geb. 11. 3. 1811 in St. Lô, gest. 23. 9. 1877 in Paris. 1846 Professor für Himmelsmechanik, seit 1854 Direktor der Pariser Sternwarte. Er begann 1845 Untersuchungen über die Uranusbewegungen und kam 1846 zu dem Resultat, daß die Störungen im Laufe des Uranus durch einen jenseits stehenden Planeten verursacht würden. Er berechnete den Ort dieses unbekannten Planeten, den dann Galle, ein Berliner Astronom, nahe der angegebenen Stelle entdeckte.
- Mariotte** Edmund, franz. Physiker, geb. 1620 in Bourgogne, gest. 12. 5. 1684 in Paris. Bekannt ist das nach ihm und Boyle benannte Gasgesetz; außerdem arbeitete er über Hydrostatik.
- Meyer** Lothar, Chemiker, geb. 19. 8. 1830 in Varel (Oldenburg), seit 1876 Prof. in Tübingen, wo er am 12. 4. 1895 starb. Entdeckte die Veränderung des Blutfarbstoffes bei der Atmung und stellte 1869 unabhängig von Mendelejew ein Periodensystem der Elemente auf.
- Moseley** Henry, engl. Physiker, geb. in Weymouth 23. 11. 1887, gest. 10. 8. 1915; entdeckte das Gesetz, nach dem die Schwingungszahl der von einem Atom ausgesandten Röntgenstrahlung und seine Kernladungszahl zusammenhängen.
- Newlands** John Alex. Reina, englischer Chemiker (1838–1898), entdeckte, daß bei Anordnung der Elemente nach steigendem Atomgewicht auf jeweils 7 Elemente ein Element folgt, das dem Anfangsglied der Reihe chemisch ähnlich ist.
- Nobel** Gebr., Robert (1829–1896), Ludwig (1831–1888), Alfred (1833–1896). Die beiden ersten sind die Begründer der russischen Erdölindustrie in Baku, bes. Robert, der die kontinuierliche Petroleumdestillation erfand. Der letzte war Sprengstoffchemiker und Stifter des bekannten Friedenspreises.

Noddack	Walter, Chemiker, geb. 17. 8. 1893 in Berlin. Von ihm stammen Arbeiten zur Photochemie, Geochemie und analytischen Chemie. Entdeckte gemeinsam mit seiner Frau Ida geb. Tacke (geb. 25. 2. 1896 in Lockhausen b. Wesel) das Rhenium.
Pauli	Wolfgang, Physiker, geb. 25. 4. 1900 in Wien; seit 1929 Prof. in Zürich. Er widmete sich zahlreichen theoretischen Arbeiten zur Atomphysik.
Prout	William, engl. Arzt u. Chemiker, geb. 15. 1. 1785 in Horton, gest. 9. 4. 1850 in London. Er stellte 1815 seine berühmte Hypothese anonym auf.
Ramsay	William, lebte von 1852 bis 1916. Er war Professor der Physik in Glasgow. Entdecker und Erforscher der Edelgase.
Rutherford	Sir Ernest, engl. Chemiker u. Physiker, geb. 30. 8. 1871 in Nelson (Neuseeland). Seit 1898 Prof. in Montreal u. Cambridge. Seine Arbeiten sind grundlegend für die Deutung der Radioaktivität und für die Atomtheorie. 1919 gelang ihm die erste künstliche Atomumwandlung. Nobelpreisträger 1908.
Rydberg	Johannes Robert, schwed. Physiker, geb. 8. 11. 1854 in Halmstad, seit 1901 dort Professor, gest. Ende Dezember 1919. Seine Arbeiten zur Theorie der Spektren waren bahnbrechend.
Stas	Jean Servais, geb. 20. 9. 1813 in Löwen, gest. 13. 12. 1891 in Brüssel. Belgischer Chemiker, dessen klassische Atomgewichtsbestimmungen von großer Bedeutung für die Chemie waren.
Thomson	Sir William, seit 1892 Lord Kelvin of Largs. Englischer Physiker, geb. 26. 6. 1824 in Belfast, gest. 17. 12. 1907 in Netherhall bei Largs (Schottland). Prof. der Physik in Glasgow, einer der bedeutendsten Naturforscher des 19. Jahrhunderts; Mitbegründer der Thermodynamik. Er förderte die Kabeltelegraphie und die Theorie der Materie und des Lichtes.
Timirjasew	Clementii Arkadewitsch, lebte von 1843 bis 1920. Russ. Pflanzenphysiologe an der Universität Moskau. Er arbeitete in Heidelberg zusammen mit Bunsen, Kirchhoff und Helmholtz, in Paris mit Bernard, Saint Claire de Ville und Bertelot.

## L I T E R A T U R

Eggert	Lehrbuch der Physikalischen Chemie. Verlag Hirzel, Leipzig 1949.
Ostwalds Klassiker	Das natürliche System der chemischen Elemente. Verlag Wilhelm Engelmann, Leipzig 1895.

## F A C H - U N D F R E M D W Ö R T E R

Abkürzungen: lat = lateinisch, gr = griechisch

Äquivalent- gewicht	aequus (lat) = gleich, valere (lat) = wert sein – Gewichtsmenge eines Stoffes, die sich mit 1 g Wasserstoff verbindet oder ihn in anderen Verbindungen ersetzen kann, also ihm gleichwertig ist, daher auch Verbindungsgewicht genannt. S. a. Atomgewicht und Wertigkeit.
Atom	ἄτομος (átomos, gr) = unteilbar – der kleinste einheitliche Bestandteil eines Elementes. Die Atomvorstellung stammt schon aus dem griechischen Altertum, doch wurde der Begriff im modernen Sinne erst 1808 von Dalton in die Chemie eingeführt.

Die neueren Vorstellungen über den Bau des Atoms stammen von Rutherford, Bohr u. a. Danach besteht das Atom aus einem Kern, der positiv elektrisch geladen ist. Die Zahl der Kernladungen ist die sog. Ordnungszahl und bestimmt die Stellung der betr. Atomsorte im Periodensystem. Träger der positiven Ladung sind die Protonen (Wasserstoffkerne), neben denen noch die Neutronen von etwa gleichem Gewicht, aber ohne Ladung, den Kern aufbauen. Daher ist das Atomgewicht größer als die Ordnungszahl. Der Durchmesser des Kernes beträgt etwa ein billionstel Zentimeter, ihn umkreisen in zehntausendfachem Abstand die negativen Elektronen in Form eines Planetensystems. Ihre Zahl ist gleich der Zahl der positiven Kernladungen, so daß das Atom als Ganzes nach außen ungeladen erscheint. Sein Durchmesser beträgt etwa ein hundertmillionstel Zentimeter. Der größte Teil zwischen den Atomen aller Körper, auch der festen, ist also »Zwischenraum«.

- Atomgewicht** ist das Gewicht eines Atoms des betreffenden Stoffes im Verhältnis zum Gewicht eines Atoms Wasserstoff. Man ermittelt es aus dem Verbindungs- und Äquivalentgewicht und der Wertigkeit, indem man das Atomgewicht des Wasserstoffs willkürlich gleich Eins setzt. Atomgewichtszahlen sind also reine Verhältniszahlen (relative Zahlen) und haben mit dem sogenannten absoluten Gewicht eines Atoms nichts zu tun. Das absolute Gewicht eines Wasserstoffatoms beträgt 0,000 000 000 000 000 000 0017.
- In der Praxis bezieht man die Atomgewichte auf das Gewicht des Sauerstoffs (16,000), da die Zahl der leichtzugänglichen Sauerstoffverbindungen größer ist als die der Wasserstoffverbindungen. Der Wasserstoff erhält dann das Atomgewicht 1,0080. Man ist fortwährend bemüht, die Atomgewichte mit immer größerer Genauigkeit zu bestimmen (bis auf die vierte Dezimalstelle!). Der neueste Stand wird durch eine internationale Kommission von Zeit zu Zeit bekanntgegeben.
- Daltonsches Gesetz** Dieses Gesetz besagt, daß bei sogenannten idealen Gasen der Gesamtdruck einer Gas Mischung sich additiv aus den Teil drücken der Mischungspartner zusammensetzt.
- Elektron** τὸ ἤλεκτρον (to élektron, gr) = Bernstein – Elementarteilchen der negativen Elektrizität. Es besitzt die kleinste bisher gemessene elektrische Ladung, hat die Masse von  $9,108 \cdot 10^{-28}$  g und das »Atomgewicht« 0,00051. Elektronen bauen die Atomhülle auf und besorgen u. a. den Transport des elektrischen Stromes. Elektronen positiver Elektrizität (Positronen) werden viel seltener beobachtet. Das Elektron stellt eines der rätselvollsten Teilchen dar, da es neben den Eigenschaften eines Körperchens (einer Korpuskel) zugleich die einer Welle besitzt. Auf dieser Tatsache beruht die sogenannte wellenmechanische Behandlung des Atombaus.
- Elektroaffinität** affinitas (lat) = Verwandtschaft. Als E. bezeichnet man (etwas ungenau) die Tendenz zur Bildung positiver Ionen in Lösungen. Metalle wie Zink gehen leicht in Lösung, also in den Ionenzustand über und besitzen demnach eine große E., edle Metalle wie Gold dagegen eine kleine. Die E. wird vorwiegend durch die Ionisierungsspannung bestimmt. Nicht mit ihr zu verwechseln ist die sogenannte Elektronenaffinität. Das ist die Energie, welche gewonnen wird, wenn aus neutralen Atomen durch Anlegen von Elektronen negative, freie, d. h. nicht in irgendeiner Lösung befindliche Ionen gebildet werden.
- Element** elementum (lat) = Anfang – Chemischer Grundstoff, d. h. ein Stoff, der sich mit chemischen Hilfsmitteln nicht weiter zerlegen läßt.
- Helix** s. tellurische Helix.
- heteropolar** ἑτερος (hétegos, gr) = der andere und πόλος (pólos, gr) = eig. Himmelsachse, die Seite oder Richtung bezeichnend – Heteropolare Verbindungen haben deutlich verschiedene geladene Bestandteile, z. B. NaCl.
- homöopolar** ὁμοιος (hómoios, gr) = derselbe – Homöopolare Verbindungen zeigen keine deutliche Ladungsverschiedenheiten, es sind gleichpolare oder besser unpolare Verbindungen, z. B. Benzol  $C_6H_6$ .
- homolog** λόγος (lógos, gr) = eig. das Wort – Homologe Verbindungen kennt man vor allem in der organischen Chemie; sie sind aus den gleichen Grundgruppen aufgebaut und unterscheiden sich in der Zahl der verwendeten Gruppen, z. B.  $CH_4$ ,  $C_2H_6$ ,  $C_3H_8$ ,  $C_4H_{10}$  usw.
- Ionen** τὸ ἰόν (to ion, gr) = das wandernde – Elektrisch geladene Teilchen (Atome oder Atomgruppen), die unter dem Einfluß elektrischer Spannung zu wandern beginnen. Zum negativen Pol, zur Kathode, wandern die Kationen, zum positiven, zur Anode, die Anionen. Ionen bilden sich vor allem in Lösungen, aber auch im freien Gasraum. Die Metalle neigen vorwiegend zur Bildung von

	Metalle neigen vorwiegend zur Bildung von Kationen und zeigen damit basischen Charakter, die Nichtmetalle bilden hauptsächlich Anionen und sind damit sauren Charakters.
Isomorphismus	<i>ἴσος</i> (isos, gr) = gleich und <i>μορφή</i> (morphé, gr) = Gestalt – Isomorphe Stoffe sind solche, die aus Lösungen, in denen sie enthalten sind, an Stelle getrennter Kristalle in gemeinsamen Mischkristallen ausscheiden. Günstig, aber nicht Voraussetzung, ist Ähnlichkeit im chemischen Aufbau, z. B. Eisensulfat $\text{FeSO}_4$ und Ammonsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .
Kathodenstrahlen	Läßt man die Entladung eines Funkeninduktors durch ein luftleer gepumptes Rohr hindurchgehen, so sendet die Kathode bei genügend hohem Vakuum schnellfliegende Elektronen aus, die man als Kathodenstrahlen bezeichnet. Dabei machte man die erste Bekanntschaft mit diesen Elementarteilchen der Elektrizität.
Kohäsion	<i>cohaerere</i> (lat) = zusammenhängen – Der Zusammenhang unter den Molekülen oder Atomen eines Stoffes. Er wird dadurch verursacht, daß die Anziehungskräfte der Moleküle aufeinander einwirken.
Konstitution	<i>constitutio</i> (lat) = Beschaffenheit, Zustand – Der Aufbau eines Stoffes aus seinen Bestandteilen.
Mariottesches Gesetz	Es lautet: Für eine bestimmte Gasmenge ist bei unveränderter Temperatur das Produkt aus Volumen und Druck unverändert. Aus den Abweichungen von diesem Idealgesetz kann man bestimmte Schlüsse auf die zwischen den Gasmolekülen wirkenden Kräfte ziehen.
Molekulargewicht	ist das Gewicht eines Moleküls im Verhältnis zum Gewicht eines Atoms Wasserstoff (s. a. Atomgewicht). Man bestimmt es aus dem Molekulargewicht des Stoffes im dampfförmigen Zustand. Kennt man die Formel des betreffenden Stoffes, so erhält man es durch Addition der Atomgewichte.
Naphtha	<i>τὰ νάφθα</i> (naphtha, gr) = eine Art Bergöl – älterer Name für Petroleum oder Erdöl.
Natürliche Zahlen	Als natürliche Zahlen bezeichnet der Mathematiker alle positiven ganzen Zahlen.
Neutron	<i>neutron</i> (lat) = keins von beiden – Elementarteilchen von der Masse des Wasserstoffkerns, das aber weder positiv noch negativ geladen ist. Es ist am Aufbau des Atomkerns beteiligt und spielt neuerdings eine wichtige Rolle bei der technischen Gewinnung von Atomenergie.
Periode	<i>περίοδος</i> (períodos, gr) = eig. Umgehung, Kreislauf – Wiederkehr.
Röntgenstrahlung	nach ihrem Entdecker benannte Strahlung, die von der Stelle einer elektrischen Entladungsröhre ausgeht, wo Kathodenstrahlen auftreffen. Sie ist eine dem gewöhnlichen Licht verwandte, sogenannte elektromagnetische Wellenstrahlung, aber von etwa 1000mal kleinerer Wellenlänge, und außerordentlich durchdringungskräftig. Jedes Element sendet Röntgenstrahlen ganz bestimmter Wellenlänge aus, die sogenannte charakteristische Röntgenstrahlung, die auch zur Erkennung eines Elementes dienen kann.
Spektroskopie	<i>spéctrum</i> (lat) = Geist, Gespenst und <i>σκοπεῖν</i> (skopeîn, gr) = schauen, zeigen – als Spektrum bezeichnet man das Farbenbild, das aus zusammengesetztem Licht durch ein Prisma erzeugt wird. Jeder glühende Körper sendet Licht ganz bestimmter Wellenlänge aus, das häufig zu seiner Erkennung benutzt werden kann, wenn man es mit einem Spektroapparat zerlegt (Spektralanalyse). Die einzelnen Wellenlängenbereiche nennt man Spektrallinien. Die Wissenschaft, die den Zusammenhang zwischen diesen Spektrallinien und der chemischen und physikalischen Beschaffenheit des Stoffes ermittelt, nennt man Spektroskopie.
Spezifisches Volumen	ist das Gegenstück zum spezifischen Gewicht. Es wird gemessen in $\text{cm}^3/\text{g}$ und ist das Volumen von einem Gramm des betreffenden Stoffes.
Tellurische Helix	<i>téllus</i> (lat) – Erdreich und <i>ἑλῆξ</i> (hélix, gr) = Windung, Schraubenlinie – Bezeichnung, die Chancourtois für seine Anordnung der chemischen Elemente anwandte.
Triade	<i>τριάς</i> - <i>τριάς</i> (triás, gr) = Dreizahl, Dreiergruppe.
Valenz	<i>valēre</i> (lat) = wert sein – Wertigkeit.
Wertigkeit	eigentlich Zahl der Wasserstoffatome, die ein Atom eines Elementes an sich binden oder in anderen Verbindungen ersetzen kann. Vielfach auch gebraucht, aber nicht exakt für die Zahl der Bindungen, die von einem Atom ausgehen. Zwischen Wertigkeit, Atomgewicht und Äquivalentgewicht besteht die fundamentale Beziehung: $\text{Atomgewicht} = \text{Äquivalentgewicht} \cdot \text{Wertigkeit}.$

H 1,0081																		
0 Mn 54,938	1 O 15,999	2 He 4,003	3 Li 6,941	4 Be 9,012	5 B 10,82	6 C 12,010	7 N 14,008	8 O 16,000	9 F 18,998	10 Ne 20,183	11 Na 22,990	12 Mg 24,305	13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,06	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948
19 K 39,098	20 Ca 40,078	21 Sc 44,956	22 Ti 47,88	23 V 50,942	24 Cr 52,004	25 Mn 54,938	26 Fe 55,845	27 Co 58,933	28 Ni 58,693	29 Cu 63,546	30 Zn 65,38	31 Ga 69,723	32 Ge 72,63	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,80	
37 Rb 85,468	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,224	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc 98,906	44 Ru 101,07	45 Rh 102,905	46 Pd 106,42	47 Ag 107,868	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,757	52 Te 127,6	53 I 126,905	54 X 131,3	
55 Cs 132,905	56 Ba 137,327	57 La 138,905	58 Ce 140,127	59 Pr 140,908	60 Nd 144,242	61 Pm 144,913	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,254	65 Tb 158,925	66 Dy 162,502	67 Ho 164,930	68 Er 167,259	69 Tm 168,930	70 Yb 173,054	71 Lu 174,967	72 Hf 178,49	
73 Ta 180,948	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,222	78 Pt 195,084	79 Au 196,967	80 Hg 200,597	81 Tl 204,377	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227	90 Th 232	
91 Pa 231,036	92 U 238,029	93 Np 237,048	94 Pu 244,064	95 Am 243,061	96 Cm 247,070	97 Bk 247,070	98 Cf 251,083	99 Es 252,083	100 Fm 257,105	101 Md 258,105	102 No 259,108	103 Lr 262,105	104 Rf 261,108	105 Db 262,108	106 Sg 266,123	107 Bh 264,109	108 Hs 277	

CHEMIE

Langperiodendarstellung nach A. v. Antropow. Die großen Perioden sind in einer Zeile angeordnet. Dadurch treten die Untergruppen einzelner Elementenfamilien auseinander. Sie sind durch gleiche Farben kenntlich gemacht, die denen des Titelsbildes entsprechen. Die auf das Uran folgenden, neu hergestellten Elemente haben noch keinen eindeutigen Platz in diesem System erhalten. Die Symbole derjenigen Elemente, die nur auf künstlichem Wege gewonnen werden können, sind in obiger Darstellung in Klammern gesetzt.