

21. MEYER und MENDELEJEV – das Periodensystem der Elemente

„Zu den folgereichsten Errungenschaften auf dem Gebiete der anorganischen Chemie des 19. Jahrhunderts gehört an erster Stelle die Aufstellung des periodischen Systems der chemischen Elemente durch *D. Mendelejew* und *Lothar Meyer*, sowie deren Ergänzung durch *William Ramsay*, welcher die nullte Gruppe der Edelgase entdeckte. Man vergegenwärtige sich den eigenartigen Gang in der Entdeckungslinie der Elemente. Es sind bekannt:

bis zum Jahre 1700	13 Elemente,
am Ende des 18. Jahrhunderts	28 Elemente,
bis zum Jahre 1850	59 Elemente,
am Ende des 19. Jahrhunderts	84 Elemente

„Es muss bezweifelt werden, ob es eine bestimmte Anzahl von Elementen gibt oder nicht“, hatte schon *Boyle* gesagt“ [1].

Mit dem Jahr 1808 gab es durch die Anwendung der Schmelzflusselektrolyse einen sprunghaften Anstieg von Entdeckungen neuer Elemente: der englische Forscher DAVY fand innerhalb weniger Jahre viele Alkalimetalle und Erdalkalimetalle (vgl. Kap. 16). Da man einerseits die Ähnlichkeiten der Reaktionen der Alkalimetalle und anderer Elementfamilien kannte, andererseits die Atommassen immer genauer bestimmt worden waren, lag es nahe, beide Kriterien zu nehmen, um die Vielzahl der Elemente in einer Übersicht anzuordnen – das Periodensystem der Elemente (PSE) entstand im Laufe des 19. Jahrhunderts.

Eine Übersicht zur historischen Entwicklung sei voran gestellt [2]: DÖBEREINER und andere Kollegen fanden sogenannte Triaden, Oktaven oder Gruppen von Elementen, MEYER kreierte ein erstes PSE, MENDELEJEFF postulierte allerdings zusätzlich neue Elemente und deren Eigenschaften, die aufgrund der Lücken im PSE noch vorhanden sein mussten. Seine mutig vorausgesagten und dann tatsächlich zutreffenden Eigenschaften neu isolierter Elemente machten ihn zum bekanntesten Entdecker des PSE!

Bezogen auf die Chemiedidaktik ermöglicht die Entwicklungsgeschichte des PSE reichhaltige Anknüpfungspunkte für den Chemieunterricht. Vor allem MENDELEJEWS Elementkärtchen, mit denen er verschiedenste Anordnungen der Elemente ausprobierte, eignen sich für das „Nach-entdecken“ der geschichtlichen Entwicklung durch Schüler und Schülerinnen.

Das PSE gehört in den Chemieraum, sowie die Landkarten in den Erdkundeunterricht. Was das fixe PSE an der Wand jedoch nicht abbildet, ist seine Entstehungsgeschichte. Somit strebt das folgende Kapitel auch chemiedidaktische Überlegungen an, wie man Schülern und Schülerinnen ein tiefes Verständnis zur Entstehung des PSE vermittelt.

Beim Lesen historischer Texte muss man oft den Begriff *Element* aus dem jeweiligen Zusammenhang interpretieren. Zum einen wird von *Elementsubstanzen* gesprochen, also den entsprechenden Stoffen und ihren makroskopischen Eigenschaften, denen man das Elementsymbol als Abkürzung des Namens zuordnete. Zum anderen bezog man mit den Atommassen auch die submikroskopische Ebene in das Denken mit ein und der Leser muss in den historischen Texten jeweils erkennen, wann es sich um Elemente im Sinne der Substanzen, wann um Atome dieser Elementsorte handelt. Heute sehen wir die Elemente als Atom- und Ionensorten mit einer bestimmten Anzahl von Nukleonen im Kern und Elektronen in der Hülle an und ordnen diesen Elementen passende Atomsymbole oder Ionensymbole zu.

21.1 Triaden, Oktaven und Elementgruppen in der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts

In dem Bemühen, die bekannten Elemente in eine Systematik zu bringen, entwickelte JOHANN WOLFGANG DÖBEREINER (1780-1849) seine Triadenregel zu den Eigenschaften der Elementsubstanzen. Er begann sein Wirken als einer der ersten Chemiker an der Universität Jena im Jahr 1810 und war chemischer Berater Johann Wolfgang von Goethes, der zu der Zeit als Wissenschaftsminister am Hof des Herzogtums Sachsen-Weimar-Eisenach in Weimar weilte. Durch seine Forschungen mit dem Edelmetall Platin erfand er ein Feuerzeug, das aufgrund der Reaktion von Wasserstoff mit Platin zündete: das Döbereiner-Feuerzeug.

Triaden. Wie viele Chemiker, war auch DÖBEREINER auf der Suche nach Möglichkeiten, die Atomgewichte von Elementen annähernd genau zu bestimmen. Das Element Strontium war selten und nicht sehr bekannt, „also eine echte Herausforderung. Von Goethe ermutigt, machte sich Döbereiner daran, die Eigenschaften des Elements zu studieren“ [3]. Bei der Betrachtung seiner gewonnenen Messwerte fiel ihm etwas auf: die Atommasse von Strontium lag genau zwischen der von Calcium und Barium. Zudem stellte DÖBEREINER fest, dass das chemische Verhalten der drei Elementsubstanzen ähnlich war: „Strontium schien eine chemische Mischung zweier Elemente zu sein, eines leichteren und eines schwereren“ [3].

Bei der Analyse der Verbindungen dieser Elemente entdeckte DÖBEREINER 1817 folgenden Zusammenhang: Betrachtet man die Oxide von Calcium, Strontium und Barium, war das „Äquivalentgewicht von Strontiumoxid der ungefähre arithmetische Mittelwert der Äquiva-

lentgewichte von Calcium- und Bariumoxid. Die drei Elemente, Calcium, Strontium und Barium bildeten eine Triade:

$$\text{SrO} = (\text{CaO} + \text{BaO}) / 2 = (59 + 155) / 2 = 107'' [4]$$

Mit den heutigen molaren Massen gerechnet, ergibt sich der Mittelwert für die Metalloxide: $(56 + 153) / 2 = 104,5$ g/mol. Auch wenn man die heute gültigen Atommassen nimmt, ist die Atommasse des Sr-Atoms etwa der Mittelwert der Atommassen von Calcium und Barium: $m(\text{Sr-Atom}) = (40 \text{ u} + 137 \text{ u}) / 2 = 88,5 \text{ u}$ (Tabellenwert 87,6 u).

DÖBEREINER zog nach seiner neuen Erkenntnis tatsächlich in Erwägung, dass das mittlere Element dieser Triade eine Mischung der anderen beiden Elemente sein könnte und so äußerte er sogar die Vorstellung der „Transmutation unter den drei Elementen“ [4].

Von der Entdeckung der ersten Triade fasziniert, befasste sich DÖBEREINER mit Atommassenbestimmungen und Vergleichen weiterer Elemente – doch die Entdeckung weiterer Triaden sollte zwölf Jahre dauern. Erst im Jahre 1829, als sicherere Atommassenbestimmungen vorlagen, veröffentlichte er seine bekannte Arbeit „Versuch zu einer Gruppierung der elementaren Stoffe nach ihrer Analogie“ [5] und benannte drei weitere Triaden. Er verglich die Atommasse des zuvor von LIEBIG erstmals isolierten Broms mit denen von Chlor und Iod:

$$„\text{Br} = (\text{Cl} + \text{I}) / 2 = (35,47 + 126,47) / 2 = 80,97'' [5].$$

Damit fand er einen Wert nahe dem, den BERZELIUS angegeben hatte: $m(\text{Br-Atom}) = 78,38$ (heutiger Wert: 79,9 u).

DÖBEREINER entdeckte ebenfalls die Triaden „Lithium, Natrium, Kalium“ und „Schwefel, Selen, Tellur“ [5]. Er übersah allerdings zur Triade der Halogene, dass auch das Fluor in die Reihe passte. Obwohl die Atomgewichte von Kohlenstoff, Stickstoff und Sauerstoff ebenso die Atomgewichtsdifferenz einer Triade erfüllten, sträubte sich DÖBEREINER, diese als Triade zu sehen, da die Eigenschaften der Elementsubstanzen so verschieden waren [6] – heute betrachten wir sie als aufeinander folgende Elemente der zweiten Periode.

DÖBEREINERS Forschung etablierte das wichtige Konzept der Triaden, das viele andere Chemiker in den folgenden Jahren als Grundidee aufgriffen – die Triaden werden später die Elementfamilien oder Gruppen des Periodensystems darstellen. Seine Veröffentlichungen wurden von der Fachwelt jedoch wenig beachtet: „Döbereiners Ideen gelangten erst 1843 in breitere Kreise, als Leopold Gmelin sie in sein Handbuch der Chemie aufnahm“ [7].

Heutzutage gilt DÖBEREINER als einer der Pioniere in der Entwicklung des Periodensystems der Elemente, er war der erste, der den Zusammenhang zwischen den ähnlichen Eigenschaften der Elementsubstanzen und deren Atommassen bemerkte [8].

Oktaven. Eine andere Darstellung fand der englische Chemiker JOHN ALEXANDER REINA NEWLANDS (1837-1898). Er ordnete jedem Element, aufsteigend nach den Atommassen, eine Nummer zu, ähnlich den heutigen Ordnungszahlen. Des Weiteren drehte er die Reihenfolge der Elemente Iod und Tellurium um – dem steigenden Atomgewicht entgegenstehend. Dabei definierte er als Gruppe jeweils sieben sehr unterschiedliche Elemente, die heute in den Perioden zu finden sind. Es resultierte ein System (vgl. Tab. 20.1) basierend auf seinem berühmten *Gesetz der Oktaven*: „Diese Anordnung unterteilte er in acht Gruppen zu je sieben Elementen und konnte zeigen, dass sich die Eigenschaften der Elemente nach jedem siebten Element in abgewandelter Form wiederholten“ [8]. NEWLANDS erläuterte seine Tabelle und sein Gesetz der Oktaven der London Chemical Society und stellte seine Analogie zu den Oktaven der Musik wie folgt vor: „The numbers of analogous elements generally differ by 7 or some multiple of 7. In other words, the numbers of the same group stand to each other in the relation as the extremities of one or more octaves in music“ [1].

Tab. 21.1: NEWLANDS System der Element-Oktaven [9]

H	1	F	8	Cl	15	Co	22	Br	29	Pd	36	I	43	Pt,	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Tl	53
Be	3	Mg	10	Ca	17	Zn	25	Sr	31	Cd	38	Ba	45	Pb	54
B	4	Al	11	Cr	19	Y	24	Co	33	U	40	Ta	46	Th	56
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Hg	52
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro	35	Te	42	Au	49	Os	51

Die Mitglieder der London Chemical Society lehnten NEWLANDS Vorschlag ab – ob es die Analogie zur Musik oder die britische Tendenz, theoretischen Ideen skeptisch gegenüberzustehen war, bleibt Spekulation. Die Ironie des Chemikers FOSTER wird in diesem Zusammenhang oft zitiert: „Newlands hätte ein noch besseres Ordnungssystem entwickeln können, wenn er die Elemente alphabetisch nach ihrem Anfangsbuchstaben angeordnet hätte“ [4].

So kritisierte die Chemical Society auch, dass NEWLANDS keine Lücken für noch unentdeckte Elemente gelassen hatte – bei der Entdeckung neuer Elemente könnte dies zu Problemen führen [10]. „Neben anderen, unbegründeten Umstellungen war jedoch bemerkenswert, dass Newlands bereits das Tellur vor dem leichteren Iod einordnete“ [7].

Gruppen. WILLIAM ODLING (1829-1921) war als Nachfolger von FARADAY ein bekannter Chemiker seiner Zeit und veröffentlichte ebenfalls Vorschläge zur Ordnung der Elemente. Als Leiter der Royal Institution in London eröffnete sich ODLING die Möglichkeit, am Chemiker-Kongress in Karlsruhe teilzunehmen – er hielt dort einen Vortrag über die „Notwendigkeit eines einheitlichen Systems für Atomgewichte“ [4].

1864 veröffentlichte ODLING einen Artikel zur Anordnung der Elemente in Gruppen, wie wir sie auch heute kennen (vgl. Tab. 21.2): „Er schien entdeckt zu haben, dass vor allem die Elementsubstanzen von Element-Paaren mit Atomgewichtsdifferenzen um 16 Einheiten ähnliche chemische Eigenschaften zeigten. Dies stand im Zusammenhang mit den periodischen Abständen ihrer Atomgewichte“ [4]. „Indem er eine ganze Reihe solcher Eigenschaften wie Atomwärme, Atomvolumen, Isomorphie und Basizität von Säuren nebeneinander stellte, fand er 13 natürliche Gruppen“ [13]. Diese Gruppen entstanden ohne direkte Einbeziehung der Atommassen – obwohl diese implizit in den Werten von Atomwärmen und Atomvolumina enthalten sind.

Tab. 21.2: ODLINGS System der dreizehn Gruppen [13]

Gruppe	Gruppenelemente	
1	F, Cl, Br, I	
2	O, S, Se, Te	
3	N, P, As, Sb, Bi	
4	B, Si, Ti, Sn	
5	Li, Na, K	
6	Ca, Sr, Ba	
7	Mg, Zn, Cd	
8	Gl*, Yt*, Th	*Gl = Glucinium, später als
9	Al, Zr, Ce, U	Beryllium bezeichnet,
10	Cr, Mn, Co, Fe, Ni, Cu	*Yt = Yttrium, später durch Y
11	Mo, V, W, Ta	symbolisiert
12	Hg, Pb, Ag	
13	Pd, Pt, Au	

Die auf der Grundlage von chemischen und physikalischen Eigenschaften der Elementsubstanzen entwickelten Tabellen von ODLING ähnelten den späteren Ordnungssystemen von MENDELEJEV und MEYER bereits sehr [6]. Trotz einiger Fehler sind die Elemente in fünf Gruppen (ODLINGS Gruppen 1, 2, 3, 5, 6) korrekt gruppiert, wenn auch aus heutiger Sicht nicht vollständig.

21.2 MEYER – Elementfamilien und Atommassen

„Ältere Chemiker, für die Newlands ein bemerkenswertes Beispiel ist, versuchten, die damals bekannten Elemente zu einem vollständigen System anzuordnen, und mussten dabei einigen Elementen Eigenschaften zusprechen, die von den experimentellen Befunden abwichen. Lothar Meyer und insbesondere Mendelejeff hoben demgegenüber hervor, dass sich im periodischen System noch Lücken befänden, die von bisher unbekannten Elementen ausgefüllt werden müssten“ [14].

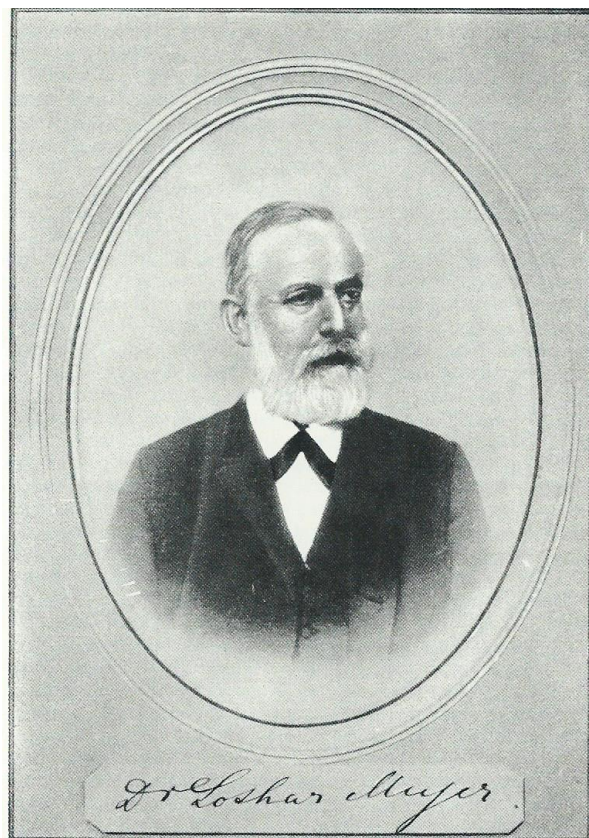


Abb. 21.1: JULIUS LOTHAR MEYER [1]

MEYER wurde 1830 in Varel (Oldenburg) als Sohn eines Arztes geboren. Er war das vierte von sieben Kindern und sein Gesundheitszustand war von Geburt an eher schwächlich. Zum Ende seiner Schulzeit war er von so schweren, anhaltenden Kopfschmerzen geplagt, dass sein Vater ihm jegliche geistige Tätigkeit untersagte und für ein Jahr zu einem Gärtner in die Lehre schickte. Danach kehrte MEYER zurück ans Gymnasium und war einer der begabtesten und fleißigsten Schüler. Er wuchs zur Zeit der industriellen Revolution und erster Massenproduktionen auf, in der man immer mehr den Nutzen der Wissenschaft erkannte [7].

Er begann 1851 sein Medizinstudium in Zürich und wechselte zwei Jahre später nach Würzburg. Seinem Interesse für die Physiologie folgend ging er 1853 an die Universität Heidelberg, um dort unter BUNSEN weiter den physiologischen Gasaustausch im

menschlichen Organismus zu untersuchen. Die Auswertung dieser Experimente fasste er im Jahr 1857 in der Dissertation zum Thema „Über die Gase des Blutes“ zusammen [7].

„Das fruchtbare Arbeitsklima im Laboratorium von Bunsen und die Bekanntschaft mit einigen jungen und später so erfolgreichen Chemikern wie A. Kekulé, H. Landolt, F. Beilstein oder Adolf Lieben haben Meyers spätere Entscheidung für die Chemie in erheblichen Maße beeinflusst. Nach seiner Dissertation wurde er Leiter des Physiologischen Instituts in Breslau und hielt Vorlesungen über Pflanzen- und Tierchemie, physiologische Chemie, Fotochemie, Gasanalyse und Maßanalyse“ [15].

Die Chemie als Wissenschaft begann, aufbauend auf immer neuen Entdeckungen, sich in dieser Zeit zunehmend in spezielle Bereiche aufzufächern. So war die Physikalische Chemie gerade in den ihren Anfängen, während der Fokus vieler Forscher auf der Organischen Chemie lag. MEYER lehrte an mehreren Institutionen, erhielt 1859 seine Habilitation für Chemie und Physik und wurde 1876 schließlich Professor für Chemie in Tübingen. Sein Ansehen in Tübingen zeigt sich darin, dass er 1876 zum Rektor der Universität gewählt wurde [15].

Das Periodensystem. MEYER nahm 1860 am Chemiker-Kongress in Karlsruhe teil. Das berühmte Büchlein von CANNIZZARO übte einen großen Einfluss auf seine weitere chemische Laufbahn aus: „Ich las es wiederholt auch zu Hause und war erstaunt über die Klarheit, die die Schrift über die wichtigsten Standpunkte verbreitete. Es fiel mir wie Schuppen von den Augen“ [15]. CANNIZZARO hatte die bis dahin vergessene Hypothese von AVOGADRO neu interpretiert und vorgeschlagen, die kleinsten Teilchen der elementaren Gase Moleküle zu nennen, die jeweils aus zwei Atomen aufgebaut sind: H_2 -, O_2 - und N_2 -Moleküle im heutigen Sinne. Bis dahin bezeichnete man mit „Atomen“ ganz unterschiedlich sowohl die kleinsten Teilchen der Elementsubstanzen als auch die der Verbindungen. Die Bausteine der Verbindungen sollten nach CANNIZZARO ebenfalls Moleküle heißen, die aus verschiedenen Atomarten aufgebaut sind: H_2O -, CO_2 - oder C_2H_5OH -Moleküle im heutigen Sinne. Weitere Unsicherheiten der Chemiker waren die Bezugspunkte für die Bestimmung von Atommassen: BERZELIUS hatte die relative Masse für „1 Atomvolum Sauerstoff“ mit 100 definiert, während andere für das Wasserstoff-Atom die Masse 1 festlegten – auch hier setzte sich die letztgenannte Festlegung auf dem Chemiker-Kongress in Karlsruhe durch.

MEYER beschäftigte sich auch mit diesen theoretischen Fragen der Chemie und begann 1862 sein erstes wichtiges Lebenswerk *Die modernen Theorien der Chemie und ihre Bedeutung für die chemische Statik* [7] zu verfassen. Besagtes Werk war das erste deutsche Chemielehrbuch, welches konsequent nach CANNIZZARO revidierte Atommassen verwendete.

MEYER versuchte, die chemischen Elemente in eine gewisse Ordnung zu bringen, wobei er diese nach ihrer Wertigkeit sortierte: „Bereits hier waren seine Grundgedanken zur Systematisierung der chemischen Elemente enthalten. Dies betraf z.B. eine Zusammenstellung von sechs Elementgruppen nach ihren Valenzen sowie die Auflistung periodischer Zahlenrelationen zwischen den Atomgewichten“ [15]. Zunächst schaute er auf deren Differenzen und verglich sie mit Verbindungen und „Radikalen“ aus der organischen Chemie (vgl. Tab. 21.3). Er schrieb dazu: „Es liegt nahe anzunehmen, die Differenz der Atomgewichte dieser Metalle rühre, wie bei den angeführten und ähnlichen organischen Verbindungen oder Radicalen, ebenfalls von einer Differenz in der Zusammensetzung ihrer sog. Atome her“ [16].

Tab. 21.3: MEYERS Vergleich von Differenzen einiger Atom- und Molekülmassen [16]

Atome:	Molekeln:	Radicale:
Li = 7,03	Holzgeist = CH_4O = 32	Methyl = CH_3 = 15
Diff. = 16,02	CH_2 = 14	CH_2 = 14
Na = 23,05	Weingeist = $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ = 46	Äthyl = C_2H_5 = 29
Diff. = 16,08	CH_2 = 14	CH_2 = 14
K = 39,13	Propylgeist = $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ = 60	Propyl = C_3H_7 = 43

In Analogie dazu fügt MEYER seine Tabelle an, in der die Atommassendifferenzen der Elemente nach chemisch ähnlichem Verhalten ihrer Substanzen geordnet wurden (vgl. Tab. 21.4). Es scheint, als ob er bezüglich der Elementanordnung den chemischen Eigenschaften der Elementsubstanzen eine größere Gewichtung zuschrieb als den Atommassen. So ordnete auch er beispielsweise Iod zu den Halogenen, obwohl Tellur und Iod, den Atommassen zufolge, eigentlich in umgekehrter Reihenfolge stehen müssten. Daher stand Tellur richtigerweise in einer Gruppe mit Sauerstoff und Schwefel. Heute wissen wir, dass durch die verschiedenen Isotopenverteilungen die mittleren Atommassen in der angegebenen Weise divergieren.

Weiterhin fällt auf, dass MEYER einige Lücken für noch unentdeckte Elemente ließ. So ahnte er etwa das noch nicht entdeckte Germanium voraus und postulierte zwischen Silicium und Zinn einen Zwischenraum. Die Atommasse schätzte er ab, indem er die „Gesamtmassendifferenz Si – Sn“ durch zwei teilt und das Ergebnis 44.55 erhielt: tatsächlich erwies sich die Masse des Ge-Atoms als $m \approx 28.5 + 44.5 = 73$ (heutiger Wert $m = 72.59$ u).

Tab. 21.4: Ausschnitt aus MEYERS Periodensystem von 1864 [16]

	4-werthig	3-werthig	2-werthig
	--	--	--
	C = 12,0	N = 14,04	O = 16,00
Differenz =	16,5	16,96	16,07
	Si = 28,5	P = 31,0	S = 32,07
Differenz =	$\frac{89,1}{2} = 44,55$	44,0	46,7
	--	As = 75,0	Se = 78,8
Differenz =	$\frac{89,1}{2} = 44,55$	45,6	49,5
	Sn = 117,6	Sb = 120,6	Te = 128,3
Differenz =	89,4 = 2 · 44,7	87,4 = 2 · 43,7	--
	Pb = 207,0	Bi = 208,0	--

	1-werthig	1-werthig	2-werthig
	--	Li = 7,03	(Be = 9,3?)
Differenz =	--	16,02	(14,7)
	F = 19,0	Na = 23,05	Mg = 24,0
Differenz =	16,46	16,08	16,0
	Cl = 35,46	K = 39,13	Ca = 40,0
Differenz =	44,51	46,3	47,6
	Br = 79,97	Rb = 85,4	Sr = 87,6
Differenz =	46,8	47,6	49,5
	I = 126,8	Cs = 133,0	Ba = 137,1
Differenz =	--	(71 = 2 · 35,5)	--
	--	(Tl = 204?)	--

Heute wissen wir durch die Kenntnisse zum Atommodell, dass die Differenzen der Atommassen aus der Zahl der Nukleonen im Atomkern resultieren: Beispielsweise ergaben die Messungen als Differenz zwischen C- und Si-Atommassen den Wert 16,5 (vgl. Tab. 20.4) – die Massendifferenz des ${}^6\text{C}$ -Atoms und ${}^{14}\text{Si}$ -Atoms rührt tatsächlich von acht Protonen und acht Neutronen her, sie beträgt also 16 u. Ähnlich gilt es für die Differenzen von etwa 46: MEYER hob die Atommassendifferenz zwischen Phosphor und Arsen mit 44 hervor (vgl. Tab. 21.4) – zwischen ${}^{15}\text{P}$ -Atomen und ${}^{33}\text{As}$ -Atomen resultiert die Massendifferenz von 18 Protonen und wenigstens 18 Neutronen (die Zahl der Neutronen wächst mit ansteigender Atommasse ständig gegenüber der Protonenzahl). Die heutige P-As-Atommassendifferenz zeigt tatsächlich den Wert 44 – so genau waren damals bereits Atommassen ermittelt worden, die fast 100 Jahre später durch die neuen Daten zum Atombau glänzend bestätigt wurden!

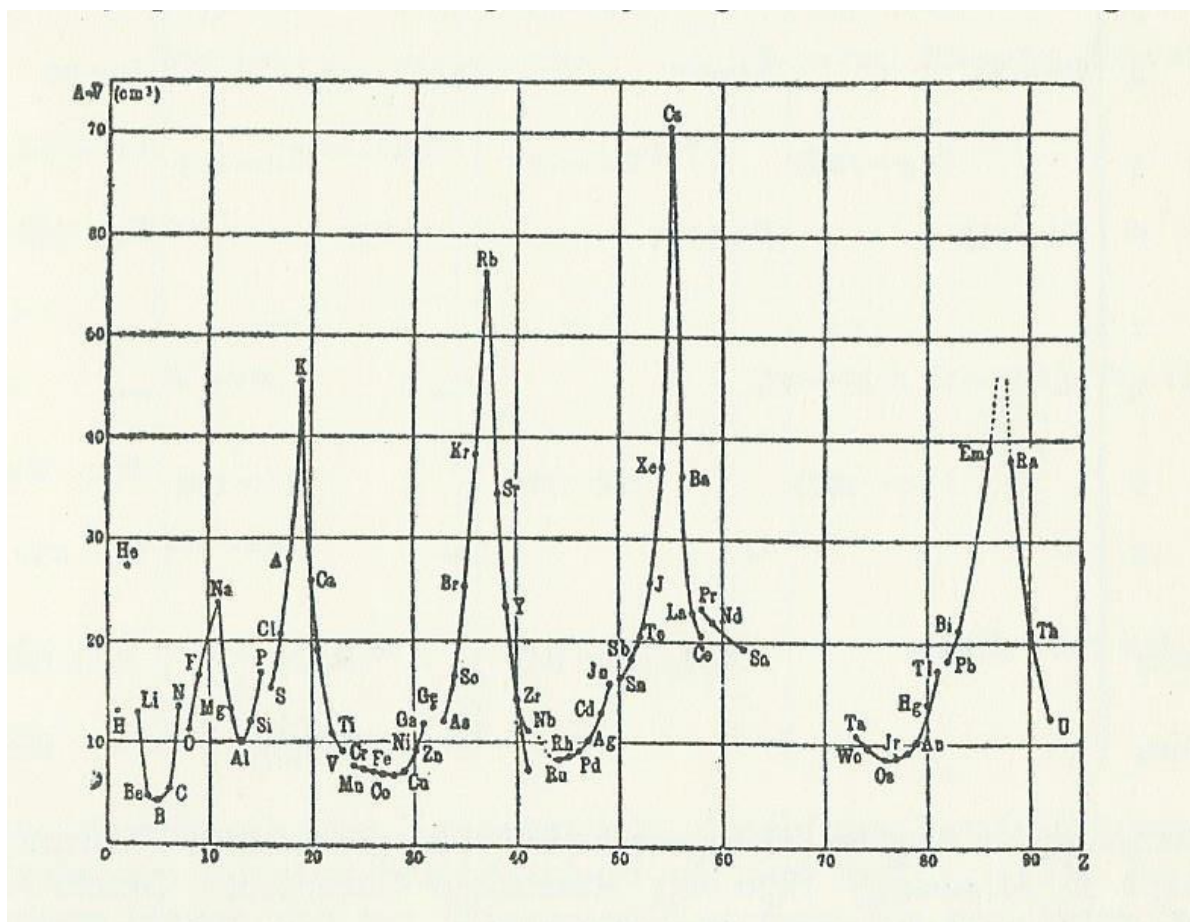


Abb. 21.2: MEYERS Atomvolumina in Abhängigkeit von den Atommassen [1] (neuere Darstellung zusammen mit den Edelgasen)

Für die zweite Auflage seines Buches überarbeitete MEYER diese ersten Gruppierungen der Elemente und kam 1868 schließlich zu einer vollständigeren Anordnung mit nun 52 Elementen [7]. Dieses PSE entstand somit *vor* MENDELEJEWS berühmter Tabelle der „periodischen Gesetzmäßigkeit chemischer Elemente“ von 1869 (vgl. Abb. 21.5).

Während seiner weiteren Arbeit zum Periodensystem betrachtete MEYER die physikalischen Eigenschaften der Elementsubstanzen genauer, beispielsweise die Dichten, Schmelz- und Siedetemperaturen, aber auch die Atomvolumina der Elemente. Er entdeckte, dass das „Atomvolumen eine periodische Funktion des Atomgewichts ist“ [15]. Dies stellte MEYER in einer Graphik dar, die bereits die moderne Bezeichnung der Ordnungszahl Z enthält und die Periodizität der Elemente sehr gut visualisiert (vgl. Abb. 21.2). „Eine gleiche Periodizität findet sich nahezu bei allen physikalischen Eigenschaften der Elemente“ [1].

Die Veröffentlichung von MENDELEJEWS berühmtem System der Elemente im März 1869 soll für MEYER der Anstoß gewesen sein, seine nochmals überarbeitete Tabelle dann 1870 ebenfalls zu publizieren (vgl. Abb. 21.3)

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
	B = 11,0	Al = 27,3		—		?In = 113,4		Tl = 202,7
	C = 11,97	Si = 28		—		Sn = 117,8		Pb = 206,4
	N = 14,01	P = 30,9	Ti = 48	As = 74,9	Zr = 89,7	Sb = 122,1	Ta = 182,2	Bi = 207,5
	O = 15,96	S = 31,98	V = 51,2	Se = 78	Nb = 93,7	Te = 128 ?		—
	F = 19,1	Cl = 35,38	Cr = 52,4	Br = 79,75	Mo = 95,6	J = 126,5	W = 183,5	—
			Mn = 54,8		Ru = 103,5		Os = 198,6 ?	
			Fe = 55,9		Rh = 104,1		Ir = 196,7	
		Co =	Ni = 58,6		Pd = 106,2		Pt = 196,7	
Li = 7,01	Na = 22,99	K = 39,04		Rb = 85,2		Cs = 132,7		—
?Be = 9,3	Mg = 23,9	Ca = 39,9	Cu = 63,3	Sr = 87,0	Ag = 107,66	Ba = 136,8	Au = 196,2	—
			Zn = 64,9		Cd = 111,6		Hg = 199,8	

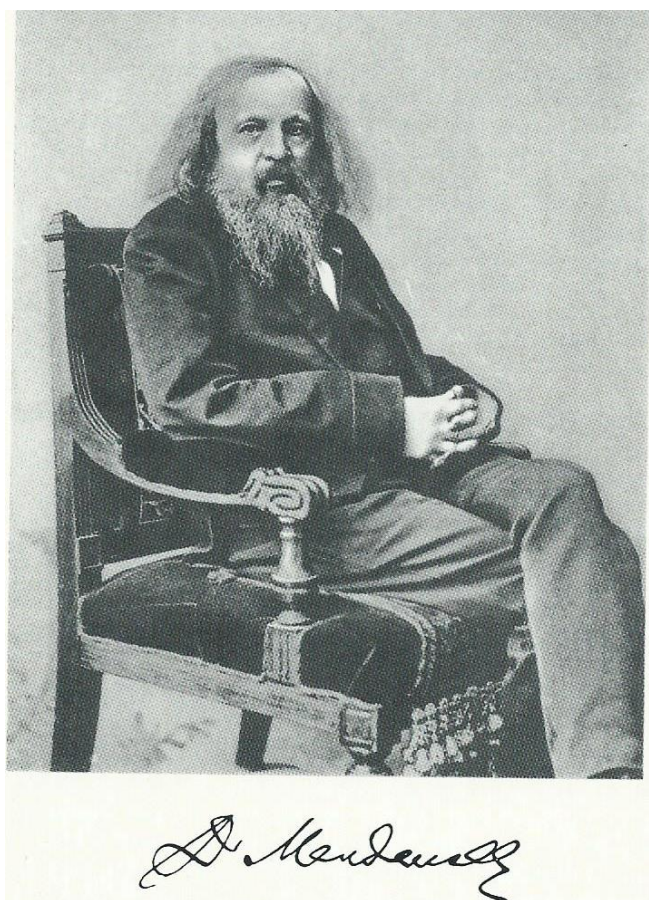
Differenz von I zu II und von II zu III ungefähr = 16.
 Differenz von III zu V, IV zu VI, V zu VII schwankend um 46.
 Differenz von VI zu VIII, von VII zu IX = 88 bis 92.

Abb. 21.3: MEYERS Periodensystem von 1870 [16]

MEYERS Version ging in einigen Aspekten über die von MENDELEJEV hinaus, gerade im Hinblick auf die Gesetzmäßigkeiten der Atomvolumina. „Nicht zuletzt auf Grund dieser Kurve konnte L. Meyer die von Mendelejew noch falsch eingeordneten Elemente Au, Hg, Tl, und Pb an die richtige Stelle setzen“ [7]. Erst durch MEYERS Veröffentlichung von 1870 in den *Annalen der Chemie und Pharmacie*, die sich auf die Atomvolumina-Kurve bezog, wurden MENDELEJEWS Erkenntnisse gebührend anerkannt, da die Kurve eine lebhaft Visualisierung des Periodengesetzes darstellte“ [13].

Die weiteren Lebensjahre. 1872 veröffentlichte MEYER schließlich die zweite Auflage seines Lehrbuches und nahm 1876 den Ruf an die Universität Tübingen an. Viele Studenten kamen nach Tübingen, um unter MEYER zu studieren, er soll seinen Studenten von Vormittag bis abends im Labor zur Verfügung gestanden haben. Auch die vielen Publikationen aus MEYERS Institut und seine gut besuchten Vorlesungen zeugten von seinen „ausgezeichneten wissenschaftlichen, pädagogischen und persönlichen Eigenschaften“ [7]. So betreute er in den folgenden Jahren viele wissenschaftliche Arbeiten im gesamten Gebiet der Chemie, über 60 Dissertationen gingen aus seinem Institut hervor. MEYER gehörte zu den Mitbegründern der *Zeitschrift der physikalischen Chemie* von 1887 und arbeitete außerdem an seinem Lehrbuch, welches in weiteren Auflagen erschien. Als Rektor der Universität Tübingen verstarb MEYER unerwartet an einem Gehirnschlag im April 1895 [15].

21.3 MENDELEJEV – Voraussagen für noch zu entdeckende Elemente



MENDELEJEV (auch Mendeleeff, Mendeleev oder Mendelejev geschrieben) wird in vielen Literaturquellen als *der* Entdecker des Periodensystems der Elemente genannt. Obwohl er nicht der Erste war, der ein System zur Anordnung der Elemente entwickelte, hatte seine Version zur Zeit der Veröffentlichung den größten Einfluss auf die naturwissenschaftliche Welt. MENDELEJEV verbreitete sein Periodensystem der Elemente deshalb am erfolgreichsten, weil er gültige Voraussagen für die Atommassen und Eigenschaften noch nicht entdeckter Elemente machte, beispielsweise für die Elemente Scandium, Gallium und Germanium (vgl. Abb. 21.5 und 21.6).

Abb. 21.4: DIMITRIJ IWANOWITSCH MENDELEJEV [1]

MENDELEJEV wurde 1834 als vierzehntes Kind eines Gymnasium-Direktors in Tobolsk in Sibirien geboren. Aufgrund der gesellschaftlich hohen Stellung des Vaters und der prägenden Persönlichkeit der Mutter, war das Haus der Mendelejews das geistige Zentrum der Stadt. Sein Vater erblindete und verstarb als MENDELEJEV 13 Jahre alt war. So kümmerte sich die Mutter fortan um die Familie und übernahm die Verwaltung der Glasfabrik ihres Bruders [7].

Als 1848 die Glasfabrik bei einem Brand zerstört wurde, und um ihrem Sohn ein Studium zu ermöglichen, verließ MENDELEJEVS Mutter, 57 Jahre alt und erkrankt, mit ihrem Sohn die Heimat ins 1000 km entfernte Moskau. Aufgrund von Studentenunruhen konnte er sich als sibirischer Bewerber an der Universität Moskau jedoch nicht einschreiben. Somit zogen sie 500 km weiter nach St. Petersburg. Ab 1850 studierte MENDELEJEV an der dortigen Universität durch ein Regierungsstipendium das Lehramt für Naturwissenschaften. Im September des gleichen Jahres verstarb dann seine Mutter: „Der Mutter Wesen, Wirken und Vorbild sind von grundlegender Bedeutung für Dimitris Entwicklung und Charakterbildung gewesen“ [1].

MENDELEJEV genoss eine gute Ausbildung in St. Petersburg und besuchte Vorlesungen in Chemie, Geologie, Mineralogie, Zoologie – aber sein besonderes Interesse galt der Chemie und dem Experimentieren im Laboratorium. Mit 21 Jahren schloss er sein Studium mit einer Arbeit über Isomorphismus mit Auszeichnung ab und wurde zum Privatdozenten für Chemie an der St. Petersburger Universität ernannt. Dort hielt er Vorlesungen in theoretischer und organischer Chemie, und forschte im Grenzgebiet zwischen Physik und Chemie.

Durch seine herausragenden Leistungen erhielt er 1859 ein Stipendium, „um sein Ausbildung im Ausland zu vervollständigen“ [9]. So ging er zunächst an die Universität Heidelberg und forschte zusammen mit BUNSEN und KIRCHHOFF. Im Rahmen dieses Aufenthalts konnte er, wie auch MEYER und viele andere Chemiker, im Jahr 1860 am Chemiker-Kongress in Karlsruhe teilnehmen. „Schon in Heidelberg wurde sein Interesse für die organische Chemie mit ihren logischen Entwicklung und ihrem systematischen Aufbau angeregt. Er war daher bereit, dem Mangel an einem geeigneten russischen Lehrbuch abzuhelfen und selbst eines zur Organischen Chemie zu schreiben“ [17].

In diesem Buch stellte MENDELEJEV 1861 nicht nur die Grundprinzipien von CANNIZZAROS Definitionen dar, er interpretierte außerdem die „physikalischen und chemischen Eigenschaften der Körper, die in mehr oder weniger direkter Wechselbeziehung stehen und vom Gewicht der Moleküle, sowie von der Zusammensetzung der letzteren abhängen“ [7]. So verfasste er eine entsprechende Habilitation zum Thema „Über die Verbindung des Alkohols mit Wassers“ und verteidigte sie im Jahr 1865. Daraufhin wurde er 1867 in St. Petersburg zum „Professor für die reine (d.h. anorganische) Chemie ernannt“ [18].

Die Ordnung der Elemente von 1869. Als Professor für anorganische Chemie sah MENDELEJEV es als akademische Pflicht an, ein eigenes diesbezügliches Lehrbuch zu verfassen. Bei der Gliederung des Buches griff er so auf die Organisationsidee aus seinem Buch zur Organischen Chemie zurück. Dort hatte er die Beziehung zwischen Eigenschaften der Substanzen innerhalb verschiedener homologer Reihen hergestellt und zur Strukturierung verwendet. Nun fragte er sich, wie und ob es auch eine vergleichbare Beziehung zwischen den chemischen Elementen gebe [1]. Wie bei bisherigen Anordnungen der Elemente wurde nach verschiedenen Kriterien versucht, eine Systematik zu finden, beispielsweise nach Metallen und Metalloxiden, nach basischen und sauren Oxiden, nach elektrochemischer Reihung, etc. Diese Kriterien waren für MENDELEJEV allerdings nicht eindeutig genug.

Ihn überzeugte schon eher, dass die Halogene, die Erdalkalimetalle und die Stickstoffgruppe Elementfamilien bildeten. Insbesondere sah er sich die Zahlenverhältnisse zwischen den

Atomgewichten der Elemente dieser Gruppen an und kam schließlich zur Frage, welche Bausteine in den vielen bekannten Verbindungen und bei chemischen Reaktionen erhalten bleiben: „Dabei begreift aber Jedermann, dass bei allen Änderungen der Eigenschaften einfacher Körper ein Etwas unverändert bleibt, und dass beim Übergang des Elements in Verbindungen dieses materielle Etwas das Charakteristische der Verbindungen, in die das gegebene Element eingeht, darstellt. In dieser Hinsicht ist nur ein Zahlenwert bekannt und dieser ist das dem Element eigene Atomgewicht. Die Größe des Atomgewichts ist nach dem wirklichen, eigentlichen Wesen des Begriffes eine Größe, die sich nicht auf den augenblicklichen Zustand eines einfachen Körpers bezieht, sondern zu einem materiellen Teil desselben gehört, den es mit dem freien einfachen Körper und allen seinen Verbindungen gemeinsam hat. Das Atomgewicht gehört nicht der Kohle und dem Diamant an, sondern dem Kohlenstoff“ [16]. Heute kennen wir Atomrümpfe aus Atomkern und abgeschlossenen Elektronenschalen, die bei chemischen Reaktionen erhalten bleiben, lediglich umgruppiert und je nach chemischer Bindung durch Elektronenpaare oder aufgrund elektrischer Kräfte im Ionengitter zusammengehalten werden.

MENDELEJEV dachte weiter nach: „Man muss eine funktionelle Abhängigkeit zwischen den individuellen Eigenschaften der Elemente und ihrem Atomgewicht suchen. Da begann ich nun, nachdem ich auf getrennten Kärtchen die Elemente mit ihren Atomgewichten und Grundeigenschaften aufgeschrieben hatte, die ähnlichen Elemente und nahe beieinander liegenden Atomgewichte zu sammeln – dies führte mich schnell zu der Schlussfolgerung, dass die Eigenschaften der Elemente in einer periodischen Abhängigkeit von ihrem Atomgewicht stehen“ [1].

So kam MENDELEJEV zu dem Schluss, dass die chemischen und physikalischen Eigenschaften der Elementsubstanzen von der Atommasse der Elemente abhängig sein und in dieser Abhängigkeit dargestellt werden müssten. Er schrieb alle Elemente mit ihren Atommassen und Grundeigenschaften auf einzelne Karten und suchte nach verschiedensten Gruppierungen und periodischen Abhängigkeiten. Diesbezüglich gruppierte er die Karten immer wieder um. Er beschäftigte sich so intensiv mit diesem Thema, dass ihn die Gruppierungen bis in den Schlaf verfolgt haben sollen [6].

KEKULÉ kannte die Grundtypen der Moleküle H_2 , H_2O , NH_3 und CH_4 und ordnete ihnen bestimmte Wertigkeiten zu: $H^I H$, $O^{II} H_2$, $N^{III} H_3$, $C^{IV} H_4$. Diese Wertigkeiten legten somit eine bestimmte Ordnung nahe: Elemente der Halogene gehen bevorzugt eine Verbindung mit einem H-Atom ein, Elemente der Sauerstoff-Gruppe mit zwei H-Atomen, die des Stickstoffs mit drei und die des Kohlenstoffs mit vier H-Atomen [16]. MENDELEJEV übernahm dieses Ordnungskriterium auch für sein Lehrbuch zu den *Prinzipien der Chemie* [13].

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 72	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yt = 60	Di = 95		
		? In = 75,6	Th = 118?		

Abb. 21.5: MENDELEJEWS Periodensystem von 1869 [16]

Es folgte schließlich die Veröffentlichung seines Periodensystems im ersten Band des Lehrbuchs im März 1869 (vgl. Abb. 21.5). MENDELEJEW stellte es auch der ein Jahr zuvor gegründeten Russischen Chemischen Gesellschaft vor. In dieser Arbeit verdeutlichte er sein weitreichendes Verständnis der Elemente und der Eigenschaften ihrer Elementsubstanzen. So nahm er neben dem Atomgewicht der Elemente auch andere spezifische Eigenschaften der Elementsubstanzen als Ordnungskriterien, wie „chemische Analoga bei der Bildung von Verbindungen, elektrochemischer Charakter und Wertigkeit, Kristallformen ihrer salzartigen Verbindungen, eventuelle Neigungen, isomorphe Verbindungen zu bilden“ [6].

Man erkennt an dieser Version des Periodensystems, dass die Elementfamilien – wie bei MEYER – zunächst waagerecht angeordnet waren, dass Tellur und Iod entgegen der Atommassen aus heutiger Sicht richtig eingeordnet wurden. Hervorzuheben ist, dass MENDELEJEW an bestimmten Stellen Fragezeichen für noch nicht entdeckte Elemente mit von ihm vermuteten Atommassen hinterließ, also 45 für das noch zu entdeckende Scandium (heutiger Wert 44,95), 68 für das spätere Element Gallium (heutiger Wert: 69), 72 für das zukünftige Germanium (heutiger Wert 72,79). Später nannte er die zu entdeckenden Elemente in der oben genannten Reihenfolge Eka-bor, Eka-aluminium und Eka-silicium.

Reihen	Gruppe I. R^2O	Gruppe II. RO	Gruppe III. R^2O^3	Gruppe IV. RH^4 RO^2	Gruppe V. RH^3 R^2O^5	Gruppe VI. RH^2 RO^3	Gruppe VII. RH R^2O^7	Gruppe VIII. RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	—

Abb. 21.6: MENDELEJEWS Periodensystem von 1871 [16]

Die Ordnung der Elemente von 1871. Die Publikation von 1869 stieß zunächst auf wenig Resonanz – sie erhielt größere Aufmerksamkeit, als MEYER sein Periodensystem 1870 in Reaktion auf MENDELEJEWS Arbeit veröffentlichte. MENDELEJEW überarbeitete daraufhin die Version von 1869 und publizierte sie 1871 unter dem Titel „Die periodische Gesetzmäßigkeit der chemischen Elemente“ (vgl. Abb. 21.6). Auch diese stellte er zunächst der Russischen Chemischen Gesellschaft vor. „Sie dient noch heute als Grundgerüst des modernen Periodensystems der Elemente (PSE) und stellte somit den Höhepunkt der Bemühungen um die Systematisierung und Klassifizierung der chemischen Elemente dar. Nunmehr lagen die chemischen Elemente nach ihren quantitativen und qualitativen Eigenschaften sowie nach den Atomgewichten systematisch geordnet vor, was der Chemie grundlegend neue Möglichkeiten erschloss“ [9].

Man erkennt bei dieser Neuordnung zunächst, dass die Elementfamilien senkrecht angeordnet sind, wie sie heute für alle modernen Systeme übernommen worden sind. Man sieht auch das Bemühen, neben den Hauptgruppen die zugehörigen Nebengruppen zu kennzeichnen und die Gesamtgruppe mit einer neuen Gruppennummer zu versehen. Im Kopf der Tabelle versuchte MENDELEJEW, die zu den Gruppen zugehörigen „Wertigkeiten“ unterzubringen, indem er sowohl die bekannten Wasserstoff-Verbindungen „ RH^4 , RH^3 , RH^2 und RH “ kennzeichnete als auch die bekannten Oxide „ R^2O , RO , R^2O^3 , RO^2 , R^2O^5 , RO^3 , R^2O^7 und RO^4 “.

Schließlich ließ er auch wie zuvor die bekannten Lücken in der Tabelle für neu zu entdeckende Elemente offen, etwa für die Atommassen 44 (Scandium), 68 (Gallium) und 72 (Germanium): „Ich will daher die Eigenschaften einiger zu erwartenden Elemente beschreiben, um zu einem neuen, vollkommen klaren, wenn auch nur in Zukunft möglichen Beweise von der Richtigkeit des vorliegenden periodischen Gesetzes zu verhelfen. Zugleich ist in den vorher bestimmten Eigenschaften unbekannter Elemente eine Möglichkeit sie zu entdecken gegeben, weil die Reaktionen ihrer Verbindungen sich voraussagen lassen“ [16].

Tab. 21.5: MENDELEJEWS Vorhersagen der Eigenschaften noch zu entdeckender Elemente [13]

<u>Eka-bor</u> (1871): Atomgewicht 44 Spez. Gew. 3,5 Oxide Eb_2O_3 Sulfate $\text{Eb}_2(\text{SO}_4)_3$	<u>Scandium</u> (entdeckt 1879 von L.F. Nilson): Atomgewicht 43,79 Spez. Gew. 3,864 Sc_2O_3 $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$
<u>Eka-aluminium</u> (1871): Atomgewicht 68 Spez. Gew. 6,0 Atomvolumen 11,5	<u>Gallium</u> (entdeckt 1875 von Boisbaudran): Atomgewicht 69,9 Spez. Gew. 5,96 Atomvolumen 11,7
<u>Eka-silicium</u> (1871): Atomgewicht 72 Spez. Gew. 5,5 Atomvolumen 13 Oxide EsO_2 Spec. Gewicht 4,7 Chloride EsCl_4 , Schmelzpkt. unter 100 °C Siedepkt. 160 °C Dichte 1,9 Fluoride EsF_4 Ethylverbindung EsAe_4	<u>Germanium</u> (entdeckt 1886 von Winkler): Atomgewicht 72,3 Spez. Gew. 5,469 Atomvolumen 13,2 Oxide GeO_2 Spec. Gewicht 4,703 Chloride GeCl_4 , Schmelzpkt. 86 °C Siedepkt. 160 °C Dichte 1,887 Fluoride $\text{GeF}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, Ethylverbindung $\text{Ge}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$

Um keine Namensgebung für diese unbekannten Elemente einzuführen bezeichnete MENDELEJEW diese nach dem „nächsten niedrigen Analogen“ derselben Gruppe [16]. So beschrieb er sehr ausführlich die voraussichtlichen chemischen und physikalischen Eigenschaften von Eka-bor, Eka-aluminium und Eka-silicium (vgl. Tab. 21.5). „Eine Sonderstellung kam dabei der Entdeckung des Germaniums zu, die die wissenschaftliche Welt, allen voran Mendelejew selbst, als wichtigste Bestätigung dieses Gesetzes empfand. Von vornherein war ihm klar, dass ,am interessantesten unter den unzweifelhaft fehlenden Elementen dasjenige sein

wird, welches zur IV. Gruppe der Analoga des Kohlenwasserstoffs gehört, und zwar zur dritten Reihe. Es wird dies ein Metall sein, das sogleich auf Silicium folgt, und daher wollen wir es Eka-silicium nennen.' Für dieses Element gab es präzisere Hinweise als für die anderen“ [7]. Die späteren Entdeckungen des Scandiums, Galliums und Germaniums bestätigten MENDELEJEWS System, machten es bekannt und versetzten die Chemiker in helle Aufregung [13].

Das Beispiel der Entdeckung des Germaniums durch CLEMENS WINKLER sei hervorgehoben: „Wohl die bedeutendste wissenschaftliche Großtat Winklers war die Entdeckung des Germaniums im Jahre 1886. Schwerlich hat die Auffindung eines neuen Elements, vielleicht abgesehen von der des Radiums, ein solches Aufsehen in Chemikerkreisen erregt wie die des Germaniums. Bildete sie doch die glänzendste Bestätigung der kühnen Voraussagen noch unbekannter Elemente durch Mendelejeff auf Grund des von ihm und gleichzeitig von Lothar Meyer aufgestellten Periodischen Systems der Elemente. Es hatte für Winkler einen großen Reiz, die gefundenen Eigenschaften und Werte mit den Voraussagen Mendeljeffs zu vergleichen, die sich mit seinen Befunden in geradezu erstaunlicher Weise deckten“ [19].

In der Literatur zur Entdeckung des Periodensystems der Elemente wird oft erklärt, dass MENDELEJEW bei der Suche nach einem quantitativen Weg zur Ordnung der Elemente allein und unabhängig auf die Idee kam, die zunehmenden Atomgewichte zu verwenden [4]. So behauptete MENDELEJEW, dass er keines der Ordnungssysteme der anderen Entdecker ODLING, NEWLANDS und MEYER gesehen hätte. Unstrittig ist aber, dass sich kein anderer der Entdecker des Periodensystems so mit dem Begriff Element und die Anordnung der Elemente auseinandersetzte wie er. So grenzte er in der ersten Auflage seines Buches deutlich Element und Substanz voneinander ab und schrieb, „dass ein Element eine einzige homogene Substanz darstellt, die aber auch in Verbindungen vorhanden sein kann. Insofern enthält Quecksilberoxid nicht nur zwei einfache ‚Körper‘, ein Gas und ein Metall, sondern die Elemente Quecksilber und Sauerstoff liegen chemisch gebunden vor. Weder Quecksilber als Metall noch Sauerstoff als Gas sind in Quecksilberoxid enthalten. Ein bestimmtes Element ist unveränderbar und der entsprechende ‚Körper‘ kann verschiedene Formen annehmen, sowie Kohle, Diamant und Graphit im Falle des Kohlenstoffs [3]. MENDELEJEW erkannte wie DALTON zuvor, dass die Atommasse eines Elements in chemischen Verbindungen eine konstante Eigenschaft darstellt [4]. Seine weiteren Ausführungen verdeutlichen sein für die damalige Zeit tiefes chemisches Verständnis. Dies erklärt vielleicht seine Behauptung, „dass er die Arbeit der Mitentdecker, die bereits vor ihm Elemente nach ihrem Atomgewicht ordneten, nicht gelesen habe“ [4].

Die weiteren Lebensjahre. Als Professor für anorganische Chemie arbeitete MENDELEJEV weiter an seinem Lehrbuch, welches 1905/06 in der achten Auflage erschien. Sein Lehrbuch wurde auch nach seiner Lehrtätigkeit bei Vorlesungen verwendet [1]. „Trotz seiner wissenschaftlichen Erfolge und seiner Bemühungen um die industrielle Entwicklung entließen ihn die zaristischen Behörden 1890 aus dem Lehrdienst, weil er eine Petition der Studenten unterstützt und liberale Ansichten vertreten hatte“ [6].

Am wirtschaftlichen Aufschwung seines Landes interessiert, beschäftigte sich MENDELEJEV nach seiner dreißigjährigen Lehrtätigkeit vorwiegend mit praktisch-wirtschaftlichen Problemen, wie Themen in der Erdöl-, Steinkohle-, Eisenindustrie und in der Landwirtschaft. Außerdem schrieb er Aufsätze zur Veränderung der Mittel- und Hochschulausbildung [7]. Durch seine vielen Veröffentlichungen und bedeutenden Ergebnisse im Bereich der Chemie, erhielt MENDELEJEV viele renommierte wissenschaftliche Preise. Doch das Periodensystem der Elemente beschäftigte ihn auch weiterhin: „Die Durchprüfungen dieses Systems nach den chemischen und physikalischen Richtungen hat ihn bis zu seinem Tode gefesselt“ [1].

MENDELEJEV verstarb 1907 in St. Petersburg. Im Jahre 1955 nannten der Amerikaner ALBERT GHIORSO und seine Mitarbeiter ihm zu Ehren das von ihnen entdeckte Element mit der Ordnungszahl 101 „Mendelevium (Md)“ [9].

21.4 RAMSAY – Edelgase und das PSE

„Und so betrachte ich auch *Ramsay* als einen Bestätiger der Wahrheit des periodischen Gesetzes, da er He, Ne, Ar, Kr, und Xe entdeckt sowie deren Atomgewichte bestimmt hat, und da diese Zahlen vollständig den Forderungen des periodischen Systems der Elemente entsprechen“ (Mendelejew, zitiert nach [1]).

WILLIAM RAMSAY wurde 1852 in Glasgow geboren. Als Sohn eines Ingenieurs begann er mit 14 Jahren an der Universität in Glasgow sein Studium, er vertiefte seine Studien bei BUNSEN in Heidelberg und FITTIG in Tübingen, bei welchem er schließlich auch promovierte. 1880 wurde er in Bristol zum Professor ernannt und übernahm 1887 den Lehrstuhl für anorganische Chemie am University College London.

Die Entdeckung der Edelgase. Bereits 1785 hatte CAVENDISH bei den Untersuchungen zur Zusammensetzung der Luft die Anteile an Sauerstoff und Stickstoff vollständig aus dem Gemisch entfernt (vgl. Kap. 12). Dabei stellte er eine winzige, zurückbleibende Gasmenge fest, nämlich 1/120 der ursprünglichen Masse. Dieser Fund blieb rätselhaft und wurde erst über 100

Jahre später wieder aufgegriffen [18]. CAVENDISH bestimmte die Dichten von Stickstoff und Sauerstoff mit höchster Genauigkeit und zeigte, dass sein Messwert für atmosphärischen Stickstoff mit dem Wert anderer Wissenschaftler übereinstimmte. „Ein Problem entstand, als Lord Rayleigh wie jeder guter Analytiker andere Stickstoffproben untersuchte, und zwar Stickstoff, der durch Reduktion von Ammoniak gewonnen wurde“ [13].

Dieser chemisch gewonnene Stickstoff war in der Dichte um ein Tausendstel kleiner als der Stickstoff, der aus der atmosphärischen Luft destilliert wurde. RAMSAY und RAYLEIGH äußerten ihre Verwunderung über den Dichteunterschied und fanden bei ersten Untersuchungen einen Massenunterschied zwischen 1 Liter atmosphärischen Stickstoff und 1 Liter chemisch gewonnen Stickstoff bei 0 °C und 760 mm Druck von $m = 0,0016$ g. Bei spektroskopischen Untersuchungen dieses Restgases der Luft entdeckten sie bis dahin unbekannte rote und grüne Linien. So stellten RAMSAY und RAYLEIGH beim Kongress der britischen Naturforschervereinigung 1894 in Oxford ihre ersten Ergebnisse vor. Ihrer vermutlichen Entdeckung eines neuen Bestandteils der Atmosphäre standen viele Forscher skeptisch gegenüber, die Existenz eines neuen Gases erschien unwahrscheinlich in der schon so häufig untersuchten Luft [13].

Das Linienspektrum ließ hoffen, ein neues Element entdeckt zu haben, und beide arbeiteten daran, dessen Eigenschaften herauszufinden. Die Reaktionsträgheit des Edelgases erschwerte es jedoch, Informationen über das chemische Verhalten zu sammeln. RAMSAY versuchte in unterschiedlichen Experimenten mit verschiedensten Substanzen Verbindungen mit dem entdeckten Gas herzustellen, was ihm aber nicht gelang. Vor allem der Punkt, dass das Edelgas keine Verbindungen einzugehen schienen, ließ viele Chemiker damals die Existenz dieses neuen Gases anzweifeln [4] – daher nannten sie das Gas Argon (gr. argos: faul, bequem) [13].

Ein weiterer Aspekt war, dass das neue Element keinen Platz im Periodensystem der Elemente fand, ohne die Periodizität zu unterbrechen. Gerade dieser Widerspruch veranlasste RAMSAY zur Vermutung, dass eventuell noch weitere derartige Gase existieren müssten [7]. Im Jahr 1895 gelang es dann, Argon physikalisch nachzuweisen, Schmelz- und Siedetemperaturen, die Dichte und das Atomgewicht zu bestimmen. Allerdings passte nicht ganz, dass Atome vorliegen mussten, während die anderen elementaren Gase aus zweiatomigen Moleküle bestanden: „Überraschend waren gerade die Werte der spezifischen Wärmen des Argons bei konstantem Druck und Volumen, da sie vermuten ließen, dass Argon einatomig sein müsste“ [13].

Es war bekannt, dass beim Auflösen bestimmter Mineralien, unter anderem Clevit, ein in Säure inertes, unbekanntes Gas entsteht. RAMSAY untersuchte dieses Mineral und isolierte schließlich mit Helium ein noch weiteres unbekanntes Gas. Es konnte bereits während der Sonnenfinsternis des Jahres 1868 ein Spektrum in der Photosphäre der Sonne beobachtet wer-

den, dessen Spektrallinien ein bis dahin auf der Erde unbekanntes Gas zeigte und Helium genannt wurde (gr. helios: Sonne). Somit waren schon zwei neue gasförmige, chemisch inerte Elemente mit ähnlichen Eigenschaften und den Atommassen von 4 für Helium und 40 für Argon entdeckt worden. Diese Elemente mussten nun in das Periodensystem der Elemente eingeordnet werden und RAMSAY vermutete, dass weitere unbekannte Gase existieren [13].

RAMSAY glaubte an das periodische System – und postulierte weitere Elemente. So wagte er es 1897, das Atomgewicht 20 eines noch unbekannten Gases vorherzusagen: „Die Differenz zwischen Argon und Helium ist $(40 - 4) = 36$. Diese Differenz kehrt auch in anderen Gruppen wieder, z.B.

VII. Gruppe:	F = 19	Cl = 35,5	Mn = 55
	$\Delta_1 = 16,5$	$\Delta_2 = 19,5$	$\Delta_1 + \Delta_2 = 36$
VI. Gruppe:	O = 16	S = 32	Cr = 52
	$\Delta_1 = 16$	$\Delta_2 = 20$	$\Delta_1 + \Delta_2 = 36$
V. Gruppe:	N = 14	P = 31	V = 51
	$\Delta_1 = 17$	$\Delta_2 = 20$	$\Delta_1 + \Delta_2 = 37$
IV. Gruppe:	C = 12	Si = 28	Ti = 48
	$\Delta_1 = 16$	$\Delta_2 = 20$	$\Delta_1 + \Delta_2 = 36$

Es tritt also in den Gruppen IV bis VII die Regelmäßigkeit auf, daß die Differenz zwischen den äußersten Gliedern der tabellierten Triaden $\Delta = 36$, zwischen dem ersten und zweiten aber $\Delta = 16$, zwischen dem zweiten und dritten $\Delta_2 = 20$ beträgt. Überträgt man diese Regelmäßigkeit auf die in die VIII. Gruppe eingereihten Edelgase He und Ar, und postuliert man die Existenz einer Triade, so muß zwischen Helium und Argon noch ein Gas mit dem Atomgewicht $4 + 16 = 20$ oder $40 - 20 = 20$ existieren“ [1].

RAMSAY und sein experimentell sehr begabter Assistent TRAVERS versuchten 1898 durch die fraktionierte Destillation flüssiger Luft genügend Argon zu destillieren. Erst drei Jahre zuvor wurde dieses Verfahren von HAMPSON in England und LINDE in Deutschland entwickelt und somit erstmals Argon aus Luft synthetisiert [14]. Durch diese technische Entwicklung konnte man Gase in größeren Mengen verflüssigen. „Da Argon in der Atmosphäre relativ häufig ist, könnten wir auch von anderen, ebenso reaktionsträgen Elementen umgeben sein, so ihre Überlegung“ [20]. Deshalb zerlegten die Forscher in müheseliger Arbeit die flüssige Luft in ihre Fraktionen, bis nur noch ein kleiner Rest „schwerer Bestandteile“ übrig blieb.

Die spektroskopische Analyse einer Komponente zeigte bis dahin noch unbekannte Spektrallinien: ein neues Element war gefunden. Dem neu entdeckten Gas gaben sie den Namen Krypton (gr. kryptos: verborgen) [20].

Von dieser Entdeckung angetrieben, arbeiteten sie weiter mit den aus der Luft gewonnen Fraktionen. Dabei entdeckten ein weiteres Gas, welches noch vor dem Argon siedete. Auch dieses Gas ließ sich spektroskopisch als ein bis dahin unbekanntes Element bestätigen: „Als Ramsay den Schalter der Induktionsspule betätigte, griffen er und Travers sich eines der Sucherprismen, die immer auf dem Labortisch herumlagen, in der Hoffnung, im Spektrum des Gases im Reagenzglas einige ganz charakteristische Linien oder Gruppen von Linien zu erkennen. Aber sie brauchten die Prismen gar nicht, denn der Glanz des ganz unerwartet aus dem Glas dringenden roten Lichtes ließ sie für einige Momente wie verzaubert dastehen“ [20].

Sie hatten das Gas Neon entdeckt (gr. neos: neu). Bei weiteren Versuchen mit flüssigem Neon und Krypton fanden sie schließlich Xenon (gr. xenos: fremdartig). Da sich der Beweis besagter Gase nur auf ihre spektroskopischen Ergebnisse stützte und sie Schwierigkeiten hatten, physikalische Eigenschaften zu messen oder chemische Reaktionen zu beobachten, wurde an RAMSAYS Forschung weiterhin viel Kritik geübt. Aus diesem Grund beschäftigte er sich zwei Jahre lang damit, die Proben der neuen Elementsubstanzen zu reinigen, um ihre Existenz beweisen zu können [20]. Im Jahr 1900 veröffentlichte er schließlich die Reihe der Edelgase (vgl. Tab. 21.6).

1904 wurde RAMSAY schließlich für die Entdeckung und Erforschung der Edelgase mit dem Chemie-Nobelpreis ausgezeichnet. In den folgenden Jahren ging er der Isolierung und dem Studium des radioaktiven Elements Radium nach, „welches zur damaligen Zeit verblüffende Erkenntnisse lieferte: das Spektrum zeigte nach einiger Wartezeit die Linien des Heliums. Noch erstaunlicher war aber der Vorgang in seiner Gesamtheit, und zwar: das feste *Element* Radium liefert – über die Emanation als Gas – das gasförmige *Element* Helium“ [1]. Noch war die Radioaktivität und das Zerfallsprodukt Helium nicht überzeugend interpretiert worden. RAMSAY verstarb 1916 an den Folgen seiner Arbeit mit dem stark radioaktiven Radium.

Tab. 21.6: RAMSAYS Atommassen der Edelgase von 1900 [1]

	Helium	Neon	Argon	Krypton	Xenon
Atomgewicht	3,96	19,22	39,92	81,56	128,0

Edelgase und das Periodensystem. Der Fall der Edelgase zeigt, wie leistungsfähig das Periodensystem der Elemente tatsächlich war. Nach den ersten entdeckten Edelgasen Helium und Argon wurde befürchtet, dass die Existenz dieser Gase die vorherige Systematisierung der Elemente innerhalb des Periodensystems „bedrohte“. So bezweifelte MENDELEJEV 1897 deren Atommassen, da die Entdeckung und Synthese von Verbindungen mit Argon oder Helium ausblieb. Für ihn war die Untersuchung von Verbindungen ein essentieller Ausgangspunkt für die Einordnung von Elementen in das Periodensystem der Elemente – deshalb zögerte er, Argon und Helium als Elemente anzuerkennen. Er argumentierte gegen die Möglichkeit, dass die Substanz eines Elements völlig inert sein könnte [4].

RAMSAY schlug 1900 MENDELEJEV bei einem Treffen in Berlin schließlich vor, Argon und seine verwandten Elemente als neue Gruppe zwischen den Halogenen und Alkalimetallen zu platzieren. Die neue Gruppe würde somit am rechten Rand des Periodensystem der Elemente stehen und daher jede Periode um ein Element verlängern. Trotz seiner vorherigen Kritik begrüßte MENDELEJEV diesen Vorschlag. In einem Brief im Jahr 1902 schrieb er, dass ihm die Bestätigung der neuen Elemente sehr wichtig war: die Entdeckung der Edelgase sei ein kritischer Test und eine Bestätigung für die Anwendbarkeit des periodischen Gesetzes [4].

Erst als man später herausfand, dass Atome aus Atomkern mit Protonen und Neutronen und der Atomhülle aus Elektronen aufgebaut sind, war ein vollständiges Verständnis des Periodensystems der Elemente möglich. Mit dem Konzept der Ordnungszahl – also der Kernladungszahl – konnte die korrekte Anordnung und die Anzahl der Elemente im Periodensystem geklärt werden. Mit allen diesen neuen Erkenntnissen konnten Chemiker gezielter nach noch fehlenden Elementen suchen und endlich die zuvor problematischen Seltenen Erden einordnen [13]. Das neue Periodensystem der Elemente (vgl. Abb. 20.7) erwies sich als universell gültig, da es durch jede neue Entdeckung der Atomphysik eine weitere Bestätigung erfuhr.

Durch die Empfehlungen der Internationalen Union für reine und angewandte Physik (IUPAP) und Chemie (IUPAC) wurde die Atommasseneinheit u eingeführt und seit 1962 als Bezugseinheit die Masse eines ^{12}C -Atoms definiert, also $m(1 \text{ C-Atom}) = 12 \text{ u}$ festgelegt.

Es wurden – oberhalb des letzten natürlichen Elements Uran (92) – weitere Elemente gesucht und nachgewiesen. Es sind bislang 112 Elemente bekannt und mit Namen herausragender Wissenschaftler oder Entdeckungsorte wie Americium, Berkelium, Californium, Hassium und Darmstadtium benannt worden (vgl. Abb. 21.7). Die Elemente mit den Ordnungszahlen 113, 115 und 117 wurden bisher noch nicht entdeckt, bei den Elementen der Ordnungszahlen 114, 116 und 118 handelt es sich um vorläufige Resultate [21].

21.5 Chemiedidaktische Relevanz

Im Chemieraum einer jeden Schule hängt meistens gut sichtbar das Periodensystem der Elemente. In den ersten Stunden des Chemieunterrichts erscheint es den meisten Schülern rätselhaft und erweckt möglicherweise auch Neugier. Ohne weitere Kenntnis ist das Periodensystem der Elemente jedoch nicht zu verstehen – weder die Buchstabensymbole noch die Zahlen können ohne Hilfe des Lehrers interpretiert werden. Da das PSE zudem als „Ganzes“ abgebildet ist, kann es dazu führen, dass die Schüler dieses als statisch und festgesetzt wahrnehmen. Der historische Entwicklungsweg bleibt somit verborgen, da besagter nicht „mit an der Wand hängt“ [23]. Da das PSE ein unverzichtbarer Bestandteil des Chemieunterrichts ist, soll es strukturiert und für die Jugendlichen verständlich eingeführt werden, sodass sie den wahren Nutzen erkennen. Es kann auch mit seiner historischen Entwicklung eingeführt und damit die Genese verstanden werden: die Lernenden benötigen nur die Kenntnisse zu ähnlichen Eigenschaften der Elementsubstanzen einer oder zweier Elementfamilien und die Atommassen. Indem sie den historischen Entwicklungsweg nachempfinden, kann das Periodensystem der Elemente für die Lernenden „lebendig“ und damit der Lernweg sehr motivierend werden.

Der Kernlehrplan im Fach Chemie [24]. Im Kernlehrplan für die Realschule in Nordrhein-Westfalen im Fach Chemie ist die Behandlung des Periodensystems der Elemente im Inhaltsfeld 5 „Elemente und ihre Ordnung“ vorgesehen. Das Ministerium für Schule und Weiterbildung schlägt vor, dass dieses Inhaltsfeld „nach etwa einem Drittel der bis Ende des Jg. 10 vorgesehenen Unterrichtszeit behandelt wird“ [24]. Die inhaltlichen Schwerpunkte dieses Inhaltsfeldes sind die Elementfamilien, das Periodensystem und der Atombau. Als mögliche Kontexte werden die Geschichte der Atomvorstellungen und ein Ordnungssystem für Elemente genannt. Zwar wird die Geschichte des Periodensystems der Elemente im Kernlehrplan nicht explizit als Kontext aufgeführt, aber einige der geforderten Kompetenzen können durch die Behandlung der Geschichte des Periodensystems erarbeitet werden. In den Kompetenzbereichen *Umgang mit Fachwissen* und *Erkenntnisgewinnung* im Inhaltsfeld 5 wird so gefordert, dass die Schüler „den Aufbau des Periodensystems in Hauptgruppen und Perioden erläutern (UF1), ausgewählte Elemente anhand ihrer charakteristischen Eigenschaften ihren Elementfamilien (Alkalimetalle, Halogene, Edelgase) zuordnen (UF3) und besondere Eigenschaften von Elementen der 1., 7. und 8. Hauptgruppe mit Hilfe ihrer Stellung im Periodensystem erklären können (E7)“ [24].

Wird anknüpfend an die Geschichte des Periodensystems der Atombau behandelt, können auch Kompetenzen im Bereich Kommunikation erreicht werden, sodass die Schüler „sich im

Periodensystem anhand von Hauptgruppen und Perioden orientieren und hinsichtlich einfacher Fragestellungen zielgerichtet Informationen zum Atombau entnehmen können (K2)“ [24]. Insofern lassen sich durch die Behandlung der Entwicklungsgeschichte des PSE einige vom Kernlehrplan geforderten Kompetenzen realisieren.

Das PSE im Chemieunterricht. Bereits MENDELEJEV selbst betonte in seiner Veröffentlichung von 1871 die pädagogische Bedeutung der Systematik der Elemente: „Das System der Elemente besitzt nicht nur eine rein pädagogische Bedeutung, als Mittel zum leichteren Erlernen verschiedenartiger, systematisch geordneter und mit einander verbundener Facta, sondern auch eine wissenschaftliche, indem es neue Analogien aufdeckt und somit neue Wege zum Erforschen der Elemente anbahnt“ [16].

Die Geschichte des Periodensystems der Elemente kann sehr umfangreich und detailliert dargestellt werden. Die gesamte, kleinschrittige Entwicklung des Periodensystems sollte jedoch nicht im Unterricht behandelt werden – dies wäre ein zu langes und zähes Unterfangen und die Hauptziele könnten in der Vielzahl an vermittelten Informationen und Ideen verloren gehen. Dennoch sollten die Schüler und Schülerinnen im Laufe des Chemieunterrichts die Namen LOTHAR MEYER und DIMITRI I. MENDELEJEV im Zusammenhang mit dem PSE gehört haben und deren Beiträge verstehen. Somit wird der Unterrichtsvorschlag auf folgende Aspekte gegründet: die geschichtliche Anzahl der entdeckten Elemente, den damit verbundenen Elementbegriff, die Ordnung der Elemente nach Eigenschaften und Atommassen, MENDELEJEVS Schritt der Vorhersage noch unentdeckter Elemente.

Die typischen und bekannten Experimente, die die periodischen Eigenschaften der Elementsubstanzen der Hauptgruppen zeigen, können sehr gut verwendet werden – es eignen sich besonders gut die Alkalimetalle, Erdalkalimetalle und Halogene.

In der Literatur wird auch ein „theoretisches Experiment“ beschrieben, welches sich sehr gut in den Unterricht einfügt: „Indem Mendelejew Namen und Eigenschaften der Elemente auf Karten notierte und mit diesen bei seinen langen Eisenbahnfahrten Patience oder eine Art ‚chemisches Solitär‘ legte, füllte er Schritt für Schritt die Lücken, stets mit Blick auf Atommassen, Wertigkeiten und dem wichtigen Wegweiser für Ähnlichkeiten, der Isomorphie. Am 17. Februar 1869 hatte er das Gesetz gefunden, nach dem die Elemente, wenn sie entsprechend ihren Atommassen geordnet werden, klar eine Periodizität der Eigenschaften zeigen“ [13]. „Anfangs hatte ich die Elemente nach der Größe ihrer Atomgewichte in eine ununterbrochene Reihe angeordnet, bemerkte jedoch sofort, dass in der so erhaltenen Reihe der Elemente einige Unterbrechungen vorhanden sind. Fängt man z.B. an mit $H = 1$, so sind bis $Na = 23$ wenigstens

acht Elemente vorhanden und fast die gleiche Anzahl findet sich zwischen denen mit ihrem Atomgewicht von 23 bis 56, von 63 bis 90, von 100 bis 140, von 180 bis 210, und gerade in diesen einzelnen Gruppen von Elementen lässt sich die Analogie durch einfache Zusammenstellung nach der Größe der Atomgewichte auffinden“ [16].

Diesen Aspekt der geschichtlichen Entwicklung des PSE kann man mit den Schülern gut nachempfinden, weil diese Situation didaktisch aufbereitet die Möglichkeit bietet, mit einfachen Mitteln den geschichtlichen Gang und die Systematisierungsideen nach zu erkunden.

Die Ebenen des Elementbegriffs. Da bei der Behandlung des PSE die Anordnung der Elemente im Mittelpunkt steht, ist der Elementbegriff sehr wichtig. Der Elementbegriff ist für Chemiker kaum ein Problem, für die Schüler jedoch nicht unbedingt gleich verständlich, vor allem dann nicht, wenn verschiedene Betrachtungsebenen verwendet werden.

JOHNSTONE [25] unterscheidet drei Betrachtungsebenen im Chemieunterricht. Zu Beginn steht die makroskopische Ebene, die Ebene der Phänomene, Substanzen und Reaktionen („macro level“). Zur Erklärung der Phänomene können nun Modelle und Erklärungen auf der submikroskopischen Ebene der Atome, Ionen, Moleküle und Strukturen herangezogen werden („submicro level“). Erst danach sollte die formale Ebene folgen, nämlich die Ebene der Symbole und Formeln („representational level“). Es ist wichtig, dass ein Thema in der Reihenfolge dieser Ebenen unterrichtet wird – beim Auslassen des „submicro level“ und dem Sprung von der Makroebene direkt auf die Symbolebene bleibt den Lernenden oftmals nur das Auswendiglernen [26]. Der Elementbegriff ist für Schüler deshalb schwierig, weil er sowohl auf der Stoffebene (Elemente als Substanzen) als auch auf der Submikro-Ebene verwendet wird (Elemente als Atome oder Ionen). Deshalb sollte man zunächst den Begriff Elementsubstanz verwenden, ehe man die Atomarten als Elementatome bezeichnet [27]. Es wird in diesem Sinne auch vorgeschlagen, „ein Element für eine Atomart mit einer bestimmten Kernladungszahl zu definieren, wohingegen eine Elementsubstanz ein Stoff ist, der aus einer Atomart besteht“ [28].

Der Unterricht. Um empirisch vorzugehen, wird zunächst exemplarisch eine Elementfamilie experimentell erarbeitet. Hier eignen sich die Alkalimetalle, die Erdalkalimetalle und die Halogene, ggf. aus der Gruppe der Chalkogene Sauerstoff und Schwefel. In dieser Unterrichtsreihe werden exemplarisch die Alkalimetalle behandelt und die bekannten Experimente zur frischen Schnittfläche und dem metallischen Glanz der Metalle durchgeführt, zur Reaktion mit Wasser, zur Bildung alkalischer Lösungen, zu den festen Hydroxiden durch Eindampfen der alkalischen Lösungen, zur Bildung des Wasserstoffs und dessen Nachweis (vgl. Kap 6 des Buchs).

Nachdem die Schüler einiges Wissen über das chemische Verhalten der Elementsubstanzen gesammelt und die Alkalimetalle als Elementfamilie kennen gelernt haben, werden ihnen viele weitere Elemente genannt und Elementkärtchen für jedes Element vorgestellt. Die Elementkärtchen enthalten folgende Informationen: Metall/Nichtmetall-Charakter, Elementname, Elementsymbol, Atommasse, Schmelz- oder Siedetemperatur, wichtige Verbindungen und saures/basisches Verhalten des Oxids mit Wasser (vgl. Abb. 20.8). Die für die Schüler einfach nachzuschauenden Informationen Elementname, Atommasse und Siedepunkt fehlen und sollen als Hausaufgabe zu Hause auf den vorbereiteten Elementkärtchen eingetragen werden. Je nach Wissenstand der Schüler können weitere der vorher genannten Eigenschaften auf den Elementkärtchen von den Schülern gekennzeichnet werden.

Einige Kenndaten auf den Elementkärtchen können jedoch für die Schüler Probleme oder Fragen aufwerfen. Die Beschreibung des sauren bzw. basischen Reaktionsverhaltens der Oxide ist für Schüler insofern problematisch, da in manchen Fällen die Oxide unlöslich in Wasser sind. „Trotz dieser Komplikationen wird auf diese Angabe nicht verzichtet, da die Schüler vorhandenes Wissen nutzen können, um bei gleicher Summenformel des Oxids (X_2O) die Alkalimetalle von den Halogenen chemisch zu unterscheiden“ [23]. So wurden auch die entstandenen Lösungen der Alkalimetalle mit dem Indikatorpapier getestet und die Schüler können diese beobachtete Eigenschaft auf den Elementkärtchen gut einordnen.

Die Trennung der Ebenen nach JOHNSTONE wird auf den Elementkärtchen leider vernachlässigt. Informationen der Elemente auf allen drei Ebenen werden verwendet: Eigenschaften der Elementsubstanzen (macro), die Atommasse des Elements (submicro) und das Elementsymbol (representational). Die gewählte Anordnung dieser Informationen auf den Elementkärtchen versucht die verschiedenen Ebenen des Elementbegriffs nicht mehr als nötig zu mischen. Als Beispiel wird hier das Elementkärtchen des Lithiums in verkleinerter Größe gezeigt (vgl. Abb. 21.8). Der Elementname, das Elementsymbol und die Atommasse stehen oben, gefolgt von den wichtigen Verbindungen des Elements und den Eigenschaften der Elementsubstanzen im unteren Teil. Bei der Besprechung der Elementkärtchen zu Beginn der

Lithium
Li
Atommasse: 7 u
<i>wichtige Verbindungen:</i>
Li_2O und $LiCl$
Schmelzpunkt: 180 °C
<i>wässrige Lösung des</i>
<i>Oxids:</i> alkalisch
METALL

Abb. 21.8: Elementkärtchen Lithium

Stunde, sollten die Ebenen geklärt werden, um Missverständnisse zu vermeiden. Obwohl die Schüler in Anlehnung an die historische Situation die Elementkarten ordnen sollen, werden die korrekten Werte für die Atommassen, die Verbindungen mit korrekten Atomzahlenverhältnis-

sen verwendet und nicht historische Atomgewichte und die damals teilweise inkorrekten Annahmen über die Atomzahlenverhältnisse in den Verbindungen.

Es gibt insgesamt 27 Elementkärtchen [2]. Da bis zum Jahr 1869 alle heutigen Hauptgruppenelemente bis einschließlich der 5. Periode entdeckt waren (Edelgase, Germanium und Gallium ausgenommen), bietet es sich an, diese 27 Elemente zu verwenden. Somit wird die geschichtliche Situation didaktisch reduziert wiedergegeben, jede Hauptgruppe ist durch mindestens drei Elemente vertreten [23]. Auf Nebengruppenelemente wird hier verzichtet, da diese im Periodensystem „zwischen“ die Hauptgruppenelemente eingeschoben werden.

Um die geschichtliche Entwicklung des Periodensystems möglichst angemessen nachzuempfinden und „nach zu entdecken“, sollten die Schüler in Gruppen entscheiden, welche Eigenschaften nützlich sind, um ein System der Elemente zu erhalten. Zudem sollte deutlich werden, dass die Suche nach einem Ordnungssystem der Elemente aus der damaligen Situation der wachsenden Anzahl von Elementen hervorging [27].

Zum Einstieg werden die Elementkärtchen aus der Hausaufgabe behandelt. Die Lehrkraft erklärt, dass die 27 Elemente, die jede Gruppe vorliegen hat, bereits 1869 entdeckt waren. Somit wird der motivierende historische Kontext dargestellt und darauf eingegangen, dass im Laufe der Zeit immer mehr Elemente entdeckt wurden. Zu Beginn dieser Thematik sollte das Periodensystem im Chemieraum abgenommen oder verdeckt werden, sodass die Schüler und Schülerinnen diese Anordnung nicht abschauen können.

Die Aufgabe an die Schülergruppen lautet dann, dass sie wie die Forscher in der Mitte des 19. Jahrhunderts vor der Herausforderung stehen, das Sammelsurium an entdeckten Elementen in eine sinnvolle Ordnung zu bringen. Die Schüler sollen in Form der Gruppenarbeit die Möglichkeiten der sinnvollen Anordnung diskutieren und diese begründen. In der Erarbeitungsphase suchen die Schüler so nach Systematisierungsmöglichkeiten der Elemente auf der Grundlage verschiedener gegebener Eigenschaften. Ziel ist es, dass die Schüler die Periodizität erkennen bzw. sehen, dass die Elemente in den Elementfamilien ähnliche Eigenschaften aufweisen und als besondere Elementgruppe zusammenstehen sollten.

Zum Ende der Gruppenarbeit werden die Schülergruppen gebeten, ihre Anordnung mit den großen, magnetischen Elementkarten an der Tafel (oder auf Folien mit dem OHP) der Klasse vorzustellen. Im Unterrichtsgespräch werden dann die gewählte Anordnung, das Vorgehen der Gruppen, die Begründungen für die Anordnung und alternative Anordnungen diskutiert. Die verschiedenen Informationen zu den Elementen auf den Elementkärtchen werden so im Hinblick auf das Potenzial zur Systematisierung der Elemente besprochen. Das Vorgehen der Gruppen ist dabei wichtig und sollte reflektiert werden, denn die einzelnen Arbeitsschritte zei-

gen den jeweiligen Erkenntnisprozess. Verschiedene systematische Anordnungen sind möglich und sollten besprochen werden: waagerecht und senkrechte Ausrichtungen, die Gruppierungen nach Atommassen oder wichtigen Verbindungen.

Insgesamt ermöglichen die Elementkärtchen somit Entdeckendes Lernen, eine hohe Schüleraktivität, verschiedene Sozialformen, sie fördern die Kommunikation über fachliche Inhalte zwischen den Schülern, sie können differenziert durch Hilfestellungen eingesetzt werden. Die Problematik und Arbeit von MEYER und MENDELEJEV können so von den Schülern und Schülerinnen nachempfunden werden [23]. Andere Lehrkräfte setzten ebenfalls Elementkärtchen im Unterricht ein und machten folgende Erfahrungen: „Das Ordnungsprinzip verinnerlichen die Schüler am besten, wenn sie das PSE selbstständig erarbeiten. Nach den ersten Versuchen erweist sich eine Gruppierung der Elemente nach Metallen, Halbmetallen und Nichtmetallen schnell als wenig sinnvoll und wird verworfen. Ziel ist, dass die Lernenden die Elementfamilien finden und nach ihrer Atommasse ansteigend von oben nach unten und von links nach rechts ordnen“ [28].

Wenn das Unterrichtsziel, die gemeinsame Entwicklung eines Elementsystems mit den Schülern erreicht wurde, stellt der Lehrer erneut einen Bezug zur Geschichte her. Die Schüler sind durch ihr Vorgehen den Spuren von MENDELEJEV und MEYER gefolgt. Im Zuge dessen zeigt die Lehrkraft eine Kopie eines PSE-Entwurfs von MENDELEJEV [28]. Seine Tabelle bietet somit den Anknüpfungspunkt für die zwei Lücken im Ordnungssystem, welche wohl auch die Schüler erkannt haben. Hier beschreibt die Lehrkraft nun, dass MENDELEJEV in seiner Forschungsarbeit zum Periodensystem noch weiter ging und es wagte, die Eigenschaften der noch unentdeckten Elemente vorherzusagen. Analog zur Geschichte sollen die Schüler nun Vermutungen für die Eigenschaften der beiden noch fehlenden Elemente äußern. Moderiert vom Lehrer, werden Fragen nach den Eigenschaften in Anlehnung an die Elementkärtchen diskutiert. Dazu müssen die Schüler die ähnlichen Eigenschaften der Elemente in einer Gruppe auf die unbekannten Elemente übertragen und somit das Periodensystem „anwenden“. Anschließend werden die geäußerten Vermutungen durch die Schüler nachgeschlagen und verglichen. „Ihre Bestätigung veranschaulicht eindrucksvoll die Leistungsstärke des Ordnungsprinzips im Periodensystem der Elemente“ [28]. Zur Ergebnissicherung werden zwei leere Elementkärtchen an der Tafel oder auf Folie für Germanium und Gallium mit den Schülern zusammen ausgefüllt.

Die Ergänzung der Edelgase kann je nach Verlauf und Zeit entweder an die Vorhersagen zu Germanium und Gallium analog angeschlossen oder als Hausaufgabe aufgegeben werden. An dieser Stelle kann die historische Tatsache, dass die Edelgase erst später gefunden wurden, für

das Verständnis zu Periodisierungsfragen für die Schüler von besonderer Bedeutung sein. Insofern können erneut leere Elementkärtchen für die Edelgase zum Einsatz kommen.

Die Fragen, warum die Elemente die Elementfamilien bilden und warum die Ordnungszahl als *das* Ordnungskriterium für das Periodensystem der Elemente gilt, führen schließlich zur Behandlung des Atommodells: „Diese Fragen bilden einen Übergang zur Einführung eines adäquaten Atommodells (Schalenmodell, Kugelwolkenmodell) und dessen anschließende Herleitung aus experimentellen Daten“ [28].

Ein chemiedidaktisches PSE. Das übliche Periodensystem (vgl. Abb. 20.7) beinhaltet mit Ordnungszahlen und Atommassen die wichtigsten Informationen zu den verschiedenen Atomarten, aber keine Informationen zu den entsprechenden Ionenarten. Da empirische Forschungen ergeben haben, dass der Ionenbegriff in der Schule sehr vernachlässigt wird und viele diesbezügliche Fehlvorstellungen durch die Schüler und Schülerinnen entwickelt werden (Natriumchlorid besteht aus „NaCl-Molekülen“ [29]), ist zur Prävention solcher Schülervorstellungen ein Periodensystem entwickelt worden, das sowohl Atome als auch Ionen als „Grundbausteine der Materie“ enthält (vgl. Abb. 21.9).

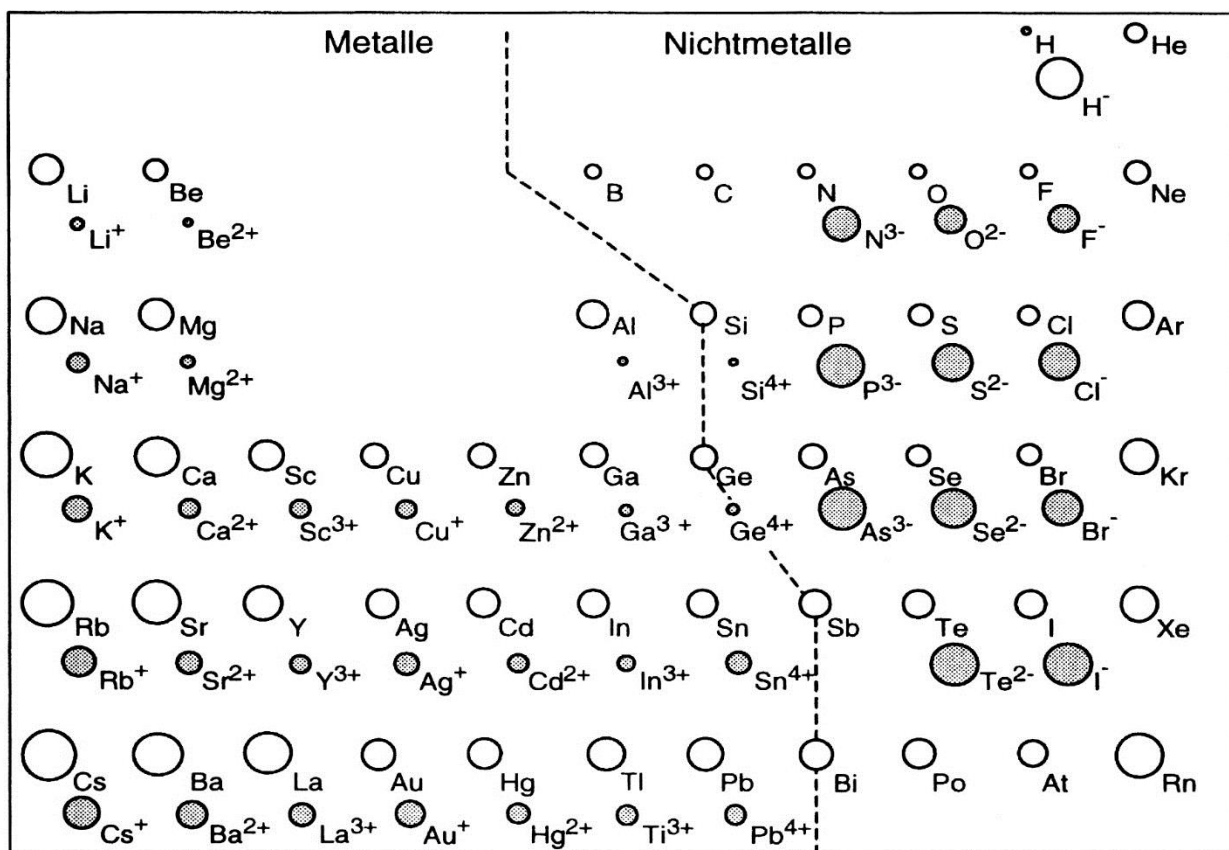


Abb. 21.9: Atome und Ionen als Grundbausteine der Materie, Ausschnitt aus dem PSE [30]

Atome und Ionen werden durch Kugelmodelle unterschiedlicher Größen symbolisiert, die etwa den empirisch bekannten Größenverhältnissen entsprechen. Metall-Atome auf der linken Seite werden durch die gestrichelte Linie von den Nichtmetall-Atomen abgegrenzt. Es sind nicht alle Elemente enthalten, die Abbildung zeigt nur einen Ausschnitt aus dem PSE. Nur die für die Schulchemie wichtigsten Ionen werden zusammen mit den entsprechenden Atomen symbolisiert. Das Wasserstoff-Atom ist als Nichtmetall-Atom auf der rechten Seite des PSE positioniert, das Hydrid-Ion H^- passt mit der Ionenladung ebenfalls gut an diese Stelle.

Da die Struktur der Materie ein wichtiges Basiskonzept in allen Richtlinien darstellt [24], ist zu dem PSE ein Kombinationssystem entwickelt worden. Durch gedankliches Kombinieren von Metall-Atomen „links und links im PSE“ werden die Strukturen der reinen Metalle und einiger Legierungen erhalten, Nichtmetall-Atome „rechts und rechts im PSE“ verknüpfen sich zu Molekülstrukturen, und schließlich Ionen „links und rechts im PSE“ zu Ionengitter-Strukturen und dem entsprechenden Aufbau von Salzkristallen (vgl. Tab. 21.7).

Auf diesem Weg werden die Forderungen von JOHNSTONE [25] realisiert: Nach Auswerten einiger passender Experimente zu Metallen, Nichtmetallen und Salzen werden zunächst die Strukturen ausgewählter Substanzen unterrichtet, um danach die chemischen Symbole anschaulich zu machen – insbesondere kommen Ionensymbole für die festen Salze ins Spiel: Na^+Cl^- oder $\text{Ca}^{2+}(\text{Cl}^-)_2$. Die Ionen werden speziell als ebenso wichtige und real existierende Teilchen neben Atomen und Molekülen auf der Grundlage des Daltonschen Atommodells behandelt, sodass die Säuren, Laugen und Salze unter Verwendung von Ionensymbolen sachgerecht unterrichtet werden können [30].

Weiterhin werden erste Fragen der chemischen Bindung erarbeitet. *Elementare Substanzen* bestehen aus einer Sorte von Atomen: sie können unverknüpft vorliegen (Ar-Atome in Argon), oder verknüpft in Molekülen (etwa N_2 -Moleküle in Stickstoff), oder verknüpft in Atomgittern (etwa C-Atome in Graphit oder Diamant). *Verbindungen* sind Substanzen, die aus zwei oder mehreren Atomarten oder Ionenarten zusammengesetzt sind: Atome können in Molekülen (CO_2) und Atomgittern (SiO_2) verknüpft vorliegen, oder Ionen in Ionengittern (Na^+Cl^-). In jedem Fall hängen die Eigenschaften der Stoffe von der Anordnung und Verknüpfung ihrer Teilchen ab.

Um modellhaft Teilchen zu Strukturen existierender Stoffe sinnvoll aufbauen zu können, sind einige Verknüpfungsregeln zu beachten. So lassen sich Grundbausteine nur dann verknüpfen, wenn sie dieselbe *Qualität der Bindekräfte* aufweisen. Die experimentelle Prüfung und lange Laborerfahrung führt zu drei Klassen von Grundbausteinen verschiedener Kraftqualitäten [30]:

1. *Metall-Atome*

2. *Nichtmetall-Atome*

3. *Ionen*

Tab. 21.7: Verknüpfungsregeln für Metall-Atome, Nichtmetall-Atome und Ionen [30]

Verknüpfung nach Standort im PSE	Teilchenart	Bindungsart	Struktur
„links und links“	Metall-Atome	räumlich ungerichtet	Metallgitter
„links und rechts“	Ionen	räumlich ungerichtet	Ionengitter
„rechts und rechts“	Nichtmetall-Atome	räumlich gerichtet	Molekül oder Atomgitter

Da die Metall-Atome mit gleicher Kraftqualität alle auf der „linken Seite“ des PSE und die Nichtmetall-Atome mit anderer Kraftqualität auf der „rechten Seite“ des PSE und die Ionen „links und rechts“ aufgeführt sind, lassen sich *Verknüpfungsregeln* definieren (vgl. Tab. 21.7).

Unter *räumlich ungerichteten Bindekräften* sind solche Kräfte zu verstehen, die von einem Teilchen kugelsymmetrisch in alle Richtungen des Raumes ausgehen. Metall-Atome oder Ionen bauen *unendliche Kristallstrukturen* auf: so verknüpfen sich beispielsweise beliebig viele Metall-Atome im *Metallgitter*, beliebig viele Ionen im *Ionengitter*.

Als Modellvorstellung für Metallgitter dienen *dichteste Kugelpackungen*: darin wird eine Kugel von soviel Nachbarkugeln berührt, wie Platz vorhanden ist, nämlich von genau zwölf gleich großen Kugeln. Eine solche Packung ist ein gutes Modell für den Silberkristall: die Ag-Atome ordnen sich an wie Kugeln in der dichtesten Kugelpackung, jedes Ag-Atom im Inneren des Kristalls berührt 12 andere Ag-Atome, die *Koordinationszahl lautet 12*. Auch für Ionengitter sind Kugelpackungen von Kugeln zweier unterschiedlicher Größen und Farben anschauliche Modelle.

Unter *räumlich gerichteten Bindekräften* sind Kräfte zu verstehen, die von Nichtmetall-Atomen ausgehend nur in bestimmte Richtungen zu wirken vermögen. Solche Atome verknüpfen sich zu *Molekülen*, in denen nur eine begrenzte, aber bestimmte Anzahl von Atomen verknüpft vorliegt. So sind im Methan-Molekül ein C-Atom und vier H-Atome tetraedrisch zum CH₄-Molekül verknüpft, C-Atome werden vierbindig, H-Atome einbindig genannt.

Als Modelle für Nichtmetall-Atome mit gerichteten Bindekräften sind die Kugeln der *Molekülbaukästen* zu betrachten, sie besitzen jeweils eine bestimmte Anzahl von „Druckknöpfen“ oder „Bindeärmchen“: Modelle für C-Atome besitzen 4 Druckknöpfe, für O-Atome 2 Druckknöpfe, für H-Atome 1 Druckknopf.

Die Verknüpfungsregeln sind auch in neuen farbigen Formen des chemiedidaktischen PSE enthalten (vgl. Abb. 21.10). Dieses und anders farbig gestaltete Systeme können aus dem Internet heruntergeladen werden [31]: www.chemisch-denken.de. Auch der Strukturorientierte Chemieunterricht kann im Internet studiert werden [32]: www.wikichemie.de.

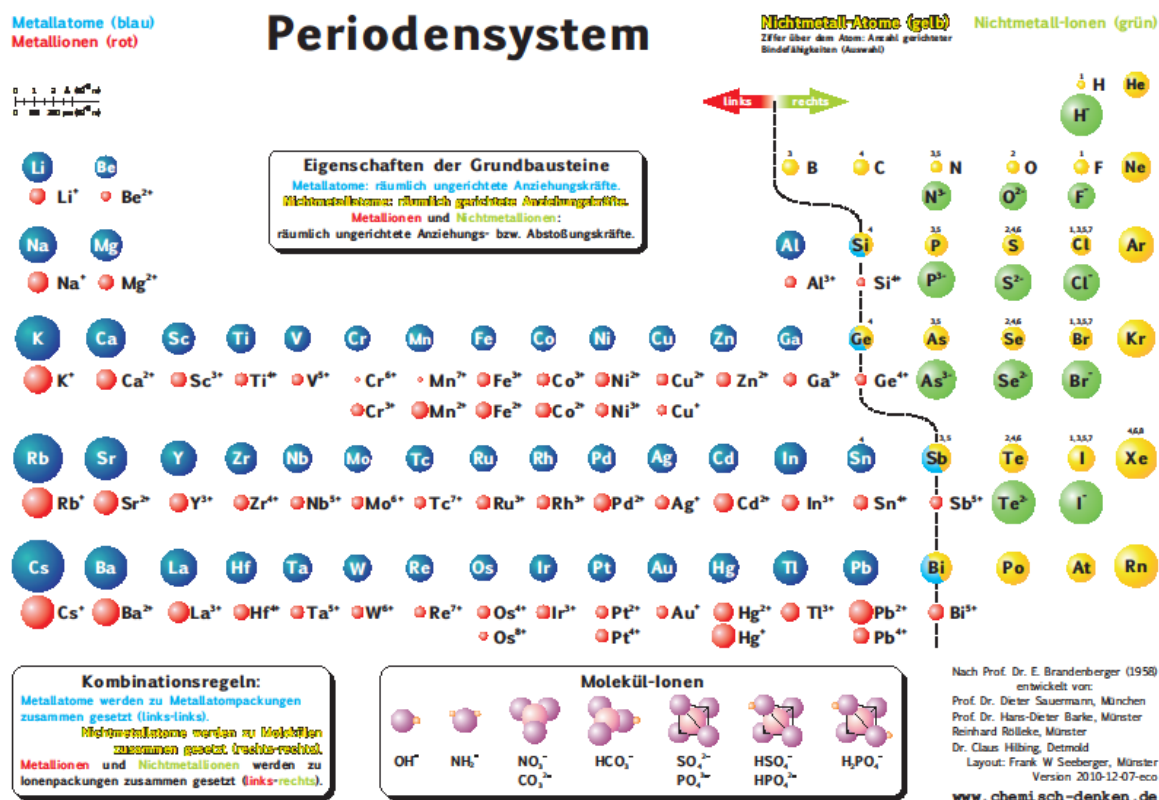


Abb. 21.10: Atome, Ionen, Kombinationsregeln und Molekül-Ionen [31]

Mit dem chemiedidaktischen Periodensystem erfüllt sich ein bekannter Traum der Antike: „Die alte Idee der griechischen Naturphilosophen hat sich damit realisiert, ein Baukastensystem kleinster Teilchen zur Verfügung zu haben, aus dem sich durch ihre Kombinationen die Substanzen des gesamten Universums aufbauen lassen“ [30].

21.6 Schluss

Bei der Recherche zur Geschichte des Periodensystems der Elemente ist es faszinierend zu sehen, welche Gedankengänge Chemiker des 19. Jahrhunderts hatten und welche Erkenntnisse sie mit den damals vorhandenen Mitteln und Möglichkeiten ableiteten. Vor allem der Ruhm um die Entdeckung neuer Elemente spiegelt sich in den historischen Quellen wider. So suchten die Chemiker nach noch unentdeckten Elementen, stellten sich die Fragen, ob es eine „Obergrenze“ gebe, welche Elemente noch fehlten, wie die entdeckten Elemente im Verhältnis zueinander stehen und welche Verhältnisse dies sein könnten.

Auch die Frage, ob die Elemente ohne Bezug zu einander existierten, interessierte sie. So veröffentlichten viele Chemiker damals unterschiedliche Systematisierungen und Ordnungssysteme. DÖBEREINER war der Erste, der den Zusammenhang zwischen den chemisch ähnli-

chen Eigenschaften einiger Elementsubstanzen und deren Atommassen bemerkte. NEWLANDS erkannte ebenfalls die Periodizität, verglich diese aber, unverständlich für die London Chemical Society von 1866, mit den Oktaven der Musik. Schließlich waren es jedoch MEYER und MENDELEJEV, die unabhängig voneinander die Elemente nach aufsteigendem Atomgewicht und den Eigenschaften ihrer Elementsubstanzen anordneten. Dabei zeigten sie durch verschiedene strukturierte Anordnungen spezifische Zusammenhänge zwischen den Elementen, insbesondere zwischen den chemischen Eigenschaften und den Atommassen.

MENDELEJEVS Vorhersagen einiger Elementeigenschaften und seine standhafte Überzeugung von deren Richtigkeit, besonders bei der Entdeckung des Germaniums durch WINKLER, stachen in diesem Fall deutlich heraus. Auch RAMSAYS Durchhaltevermögen bei der müheseligen Entdeckung der Edelgase und der darauf folgenden Eingliederung der Gruppe der Edelgase in das vorhandene Periodensystem waren eindrucksvoll.

Die Einsicht, dass auch die großen Denker der damaligen Zeit teilweise falsche Hypothesen aufstellten, ist bestärkend: die Geschichte der Wissenschaften verläuft nicht immer linear. Auch die Entdecker des Periodensystems der Elemente machten Fehler und konnten Irrtümer nicht vermeiden. Der Aspekt, dass auch hochangesehene Wissenschaftler Fehler machten, kann Schüler und Schülerinnen dahingehend bekräftigen und motivieren, sich eingehender mit der Thematik und den auftretenden Hindernissen zu beschäftigen.

Die geschichtliche Nachentdeckung der Ordnung des Periodensystems in der Schule durch die in dieser Arbeit beschriebene Unterrichtsreihe zielt unter anderem darauf ab. Zwar wird die Entstehungsgeschichte des Periodensystems der Elemente in der Unterrichtsreihe didaktisch stark verkürzt, jedoch werden Schlüssigkeit und Aussagekraft des Periodensystems deutlich. So lernen die Schüler zunächst die Elementsubstanzen Lithium, Natrium und Kalium der Alkalimetallfamilie experimentell kennen. Diese erarbeiteten chemischen Eigenschaften werden durch Recherche weiterer Eigenschaften der Elemente ergänzt, auf Grundlage der Atommassen werden die drei Elemente dann in die bekannte Reihenfolge gebracht. Diese exemplarische Behandlung der Alkalimetalle wird im Folgenden auf die Ordnung der Elemente in weiteren Hauptgruppen übertragen. Die Elementkärtchen sind soweit vorbereitet, dass die Schüler die aufgeführten Eigenschaften als Ordnungskriterien verwenden können. Durch die hohe Schüleraktivität bei der Ordnung der Elementkärtchen haben die Schüler und Schülerinnen den Sachverhalt eigenständig entdeckt, um so schließlich das Periodensystem der Elemente zu verstehen. Durch die anschließenden Vorhersagen der fehlenden Elemente Germanium und Gallium wird die Periodizität der Anordnung der Elemente im Periodensystem noch einmal verdeutlicht, zumal die Einordnung der Edelgase am Schluss noch erfolgen kann.

Der Aufbau der Atome und Ionen kann anschließend unterrichtet werden, sodass das Periodensystem noch weitergehend verstanden wird. Zwar wurde die vorgestellte Unterrichtsreihe noch nicht in der Schule durchgeführt, doch berichten FREIMAN [23] und BORSTEL [28] von positiven Erfahrungen bei der Verwendung der vorgeschlagenen Elementkärtchen: ein überzeugendes Beispiel von Entdeckendem Lernen, wie es in der Fachdidaktik gefordert wird!

Literatur

- [1] Walden, P.: Meyer, Mendelejeff, Ramsay. In: Bugge, D. G. (Hrsg.). Das Buch der grossen Chemiker. Weinheim 1965 (Verlag Chemie)
- [2] Schliephake, H.: Historische Entwicklung des Periodensystem: Recherchen in Werken zur Chemiegeschichte und Vorschlägen zur Verknüpfung von Geschichte und Chemieunterricht. Münster 2014 (Masterarbeit)
- [3] Kean, S.: Die Ordnung der Dinge – Im Reich der Elemente (übersetzt von Gebauer, S.). Hamburg 2011 (Hoffmann und Campe)
- [4] Scerri, E. R.: The Periodic Table - Its Story and Its Significance. New York 2007 (Oxford University Press)
- [5] Döbereiner, J.W.: Versuch zur Gruppierung der elementaren Stoffe nach ihrer Analogie. Jena 1829
- [6] Strube, I., Stolz, R. & Remane, H.: Geschichte der Chemie – Ein Überblick von den Anfängen bis zur Gegenwart. Berlin 1986 (VEB Deutscher Verlag der Wissenschaften)
- [7] Danzer, K.: Biographien Hervorragender Naturwissenschaftler und Techniker, Band 8. Dmitri I. Mendelejew und Lothar Meyer – Die Schöpfer des Periodensystems der chemischen Elemente (2. Auflage). Leipzig 1974 (Teubner)
- [8] Strube, W.: Der historische Weg der Chemie – Von der Urzeit bis zur wissenschaftlich-technischen Revolution. Köln 1989 (Aulis)
- [9] Stolz, R.: Dimitrij Iwanowitsch Mendelejew. In: Hoffmann, D., Laitko, H., Müller-Wille, S. & Jahn, I. (Hrsg.). Lexikon der bedeutenden Naturwissenschaftler. München 2003 (Spektrum)
- [10] Eckhardt, H.: Aufbau und Struktur der Atomhülle – Periodensystem und Bindung (2. Auflage). Stuttgart 1974 (Klett)
- [11] Meyer, L.: Die Anfänge des natürlichen Systems der chemischen Elemente. Abhandlungen von J. W. Doebereiner und Max Pettenkofer nebst einer geschichtlichen Übersicht der Weiterentwicklung der Lehre von Triaden der Elemente. In: Seubert, K.: Ostwalds Klassiker der exakten Wissenschaften Nr. 66, Frankfurt 1996 (Harri Deutsch)
- [12] Mendelejeff, D. I.: Die periodische Gesetzmäßigkeit der chemischen Elemente. In: Seubert, K.: Ostwalds Klassiker der exakten Wissenschaften Nr. 66, Frankfurt 1996 (Harri Deutsch)
- [13] Brock, W. H.: Viewegs Geschichte der Chemie. Braunschweig/Wiesbaden 1997 (Vieweg)
- [14] Mason, S. F.: Geschichte der Naturwissenschaft – In der Entwicklung ihrer Denkweisen. Stuttgart 1961 (Alfred Kröner)
- [15] Hoffmann, D., Laitko, H., Müller-Wille, S. & Jahn, I.: Lexikon der bedeutenden Naturwissenschaftler - in drei Bänden. München 2003 (Spektrum)
- [16] Seubert, K.: Ostwalds Klassiker der exakten Wissenschaften – Band 68 – Das natürliche System der Elemente – Abhandlungen von Lothar Meyer und D. Mendelejeff. Frankfurt 1996 (Harri Deutsch)
- [17] Lutz-Riga, O.: Dimitri Mendelejew. Zeitschrift für angewandte Chemie 20 (1907), 61
- [18] Sachtleben, R. & Hermann, A.: Grosse Chemiker – Von der Alchemie zur Grosssynthese. Stuttgart 1960 (Ernst Battenberg)
- [19] Brunck, O.: Clemens Winkler. In: Bugge, D. G. (Hrsg.). Das Buch der grossen Chemiker. Weinheim 1965 (Verlag Chemie)
- [20] Aldersey, W.: Das Wilde Leben der Elemente – Eine Kulturgeschichte der Chemie (übersetzt von Griese, F.). München 2011 (Carl Hanser)

- [21] Brockhaus Naturwissenschaft und Technik online: Periodensystem der chemischen Elemente. Heidelberg 2003 (Spektrum)
- [22] Frenking, G. (2006): Periodensystem. Römpp online. URL: <https://roempp.thieme.de/roempp4.0/do/data/RD-16-01050> [Stand: 02.11.2013]
- [23] Freiman, T.: Mendelejeffs Idee – das erste Aufbauprinzip des Periodensystems mit Hilfe von Kärtchen „nach denken“. NiU – Chemie 5 (1999), 15-20
- [24] Ministerium für Schule und Weiterbildung in Nordrhein-Westfalen: Kernlehrplan für die Realschule in Nordrhein-Westfalen – Chemie. Düsseldorf 2011 (Ministerium für Schule und Weiterbildung in NRW)
- [25] Johnstone, A. H.: Teaching of Chemistry – logical or psychological? Chemical Education Research and Practice in Europe, CERP 1 (2000), 9
- [26] Barke, H.-D.: Das chemische Dreieck. NiU – Chemie, 13 (2002), 45-46
- [27] Hollmann, H.: Anfangsunterricht mit Alltagsbezug. Das Periodensystem der Elemente – mögliche Wege der Einführung. In Freytag, K. & Thomas, E.: Handbuch des Chemieunterrichts, SI – Band 2: Stoffe – Elemente – Periodensystem. Köln 2001 (Aulis)
- [28] Von Borstel, G. (2007). Das Periodensystem der Elemente – selbst gepuzzelt! Lehrer online – Unterrichten mit digitalen Medien. URL: http://www.lehrer-online.de/pse_puzzle.php?show_complete_article=1&sid. [Stand: 20.11.2013]
- [29] Barke, H.-D.: Chemiedidaktik – Diagnose und Korrektur von Schülervorstellungen. Berlin, Heidelberg 2006 (Springer)
- [30] Barke, H.-D.: Konzeption des Strukturorientierten Chemieunterrichts. In: Barke, H.-D., Harsch, G.: Chemiedidaktik Heute. Lernprozesse in Theorie und Praxis. Berlin, Heidelberg 2001 (Springer)
- [31] Rölleke, R., Hilbing, C.: Das Periodensystem der Atome und Ionen. www.chemisch-denken.de
- [32] Sauermann, D., Barke, H.-D.: Chemie für Quereinsteiger. www.wikichemie.de