

## 14. Chemische Elemente

Der Künstler preist die Schönheit der Natur, wenn er die ungeheure Vielfalt der Formen und Phänomene sieht. Der Wissenschaftler preist sie, wenn er hinter den vielen wunderbaren Phänomenen eine einfache Ordnung entdeckt. Der Weg von der Vielfalt zu einer einfachen Ordnung vollzog sich in mehreren Stufen. In einem ersten Schritt erkannte man, dass die vielen Millionen Stoffe der belebten und unbelebten Natur aus Verbindungen bestanden, die aus weniger als 100 verschiedenen Elementen aufgebaut sind. Die dazu notwendigen Arbeiten wurden im wesentlichen von Chemikern des 18. und 19. Jahrhunderts geleistet. Um 1870 entdeckten dann Dimitrij Ivanowitsch Mendeleev und Julius Lothar Meyer eine Ordnung in den chemischen Elementen, die zum Periodensystem der Elemente führte.

### 14.1 Periodensystem der Elemente

Zur Zeit von Mendeleev und Meyer waren aus chemischen Analysen mehr als 60 Elemente mit ihren relativen Atomgewichten und anderen chemischen und physikalischen Eigenschaften bekannt. Heute sind es über 110, von denen 81 stabile Isotope besitzen. Manche dieser Elemente ähneln sich in ihren Eigenschaften. z.B. gibt es eine Gruppe

Die modernen Theorien der Chemie von Lothar Meyer Braun, 1864					
4 wertig	3 wertig	2 wertig	1 wertig	1 wertig	2 wertig
-	-	-	-	Li = 7,00	(Be = 9,37)
C = 12,0	N = 14,04	O = 16,00	Fl = 19,0	Na = 23,05	Mg = 24,0
Si = 28,5	S = 31,0	Si = 32,07	Cl = 35,46	K = 39,13	Ca = 40,0
-	As = 75,0	Se = 78,8	Br = 79,97	Rb = 85,4	Sr = 87,6
Sa = 117,6	Sh = 126,6	Te = 128,3	I = 126,9	Cs = 133,0	Ba = 137,1
Pb = 207,0	Bi = 208,0	-	-	(Tl = 204,7)	-

**Periodensystem der Elemente nach MEYER**

Ueber die Beziehungen der Eigenschaften zu den Atomgewichten der Elemente von D. Mendeleeff: Zeitschrift für Chemie 12. Jrg. (Neue Folge, V.Bd.) (1869), S. 405 u. 406.					
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
B = 11	Al = 27,4	? = 68	Zn = 65,2	Cd = 112	An = 197,7
C = 12	Si = 28	? = 70	? = 68	Ur = 116	
N = 14	P = 31	As = 75	? = 70	Sa = 118	Bi = 210
O = 16	S = 32	Se = 79,4	Br = 80	Tb = 122	
F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	Kr = 83,8	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207

**Periodensystem der Elemente nach MENDELEEFF**

Abb. 14.1: Ausschnitte aus den ursprünglichen Periodensystemen von Meyer und Medeleev. Man beachte, dass im linken Schema die gleichartigen Elemente in Spalten – wie im heutigen System - angeordnet sind, während Mendeleev sie in Zeilen nebeneinander geschrieben hat.

von Elementen, die Alkali-Metalle, die sich dadurch auszeichnen, dass sie besonders reaktionsfähig sind, wie Lithium (Li), Natrium (Na), Kalium (K), Rubidium (Rb). Eine andere Gruppe, die Halogene, besteht aus chemisch sehr aggressiven Stoffen wie Fluor (F), Chlor (Cl), Brom (Br), Jod (I).

Ohne von einander zu wissen, ordneten Mendeleev und Meyer zwischen 1864 und 1870 die bekannten Elemente zunächst einmal in eine Liste nach steigendem Atomgewicht. Während bei Meyer Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften untereinander angeordnet sind, hatte Mendelejew zunächst ähnliche Elemente in Zeilen nebeneinander aufgeführt. Die in Abbildung 1 gezeigten Anordnungen sind nur Aus-

schnitte der beiden Periodensysteme. Jeweils eine neue Reihe bzw. Spalte wird begonnen, wenn sich Eigenschaften wiederholen. Damit stehen z.B. alle Alkali-Metalle unter- bzw. nebeneinander und ebenso auch alle Halogene.

Grundlage für beide Systeme war die Kenntnis der Atomgewichte, wir würde heute sagen der relativen Atommassen der Elemente. Während man heute auch die absoluten Massen der Atome mit hoher Präzision in Massenspektrometern bestimmen kann, hielt man diese zur damaligen Zeit für unmessbar klein. Also verglich man die Atommassen verschiedener Elemente und nahm z.B. die Masse des leichtesten Elements, des Wasserstoffs, als Einheit (1 u). Die relativen Atommassen ließen sich durch präzise Wägungen erhalten. Besonders durchsichtig ist das Verfahren bei Reaktionen, bei denen alle Teilnehmer gasförmig sind. Dort gilt nämlich das Gesetz von Avogadro: Bei gleicher Temperatur und gleichem Druck enthalten gleiche Volumina verschiedener Gase gleich viele Teilchen. Hierzu zwei Beispielen:

Reagiert 1 Volumeneinheit (VE) Chlor mit 1 VE Wasserstoff, so erhält man 2 VE Chlorwasserstoffgas. Daraus folgt zunächst, dass Chlor und Wasserstoff (mindestens) als zweiatomige Moleküle vorliegen. Misst man die Massen der gleichen Volumina Chlor und Wasserstoff so ergibt sich ein Verhältnis von 35,5 : 1. Damit hat Chlor das relative Atomgewicht von 35,5 u.

#### Versuch: Elektrolyse von Wasser

In einem sog. Hofmannschen Zersetzungsapparat, der in Abb. 14.2 schematisch dargestellt ist, wird Wasser elektrolytisch in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt. Die beiden Gase werden getrennt voneinander aufgefangen, so dass ihre Volumina gemessen werden können. Da destilliertes Wasser den Strom schlecht leitet, wurde verdünnte Schwefelsäure als Elektrolyt genommen. Die aufgefangenen Gasvolumina von Wasserstoff und Sauerstoff wurden mit Hilfe einer Kamera aufgenommen und der Hörschaft gezeigt.

Bei der Elektrolyse von Wasser erhält man an der Kathode

Wasserstoff ( $H_2$ ), an der Anode Sauerstoff ( $O_2$ ) im Volumenverhältnis 2 : 1. Wiegt man nun die entstandenen Gasmengen, so verhalten sich die Massen  $m(H_2) : m(O_2)$  wie 1 : 8, woraus folgt, dass das relative Atomgewicht von Sauerstoff 16 u ist, da die Teilchenzahlen sich wie 2 : 1 verhalten

Trotz der sofort erkennbaren Periodizität verschiedener Eigenschaften hatten die Periodensysteme von Meyer und Mendelejew gewisse Mängel:

- Sie zeigen an gewissen Stellen zwischen zwei Elementen außergewöhnlich große Sprünge im Atomgewicht, z.B. von H zu Li oder von F zu Na. Das liegt daran, dass die Edelgase zur damaligen Zeit noch nicht entdeckt waren. (Entdeckung zwischen 1890 und 1900)
- An anderen Stellen tauchen Lücken mit Fragezeichen auf. An diesen Stellen, an denen die Systematik durchbrochen war, vermutete Mendeleev, dass das entsprechende Element noch nicht entdeckt sei, und ließ den Platz frei. Für solche noch zu

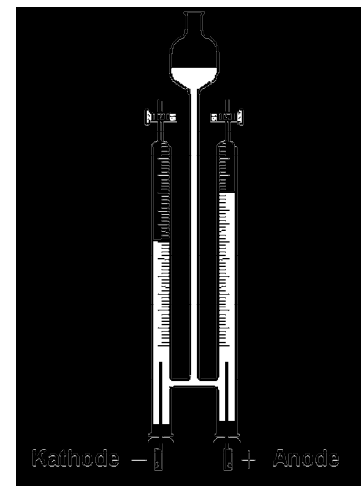


Abb. 14.2: Elektrolyse von Wasser, an der Kathode (links) entsteht Wasserstoff, an der Anode (rechts) Sauerstoff.

entdeckenden Elemente sagte er sogar einige chemische Eigenschaften voraus, da Elemente derselben Zeile chemisch ähnlich sind. Auch wenn er teils belächelt wurde, bereits relativ kurze Zeit später waren die vorhergesagten Elemente (Ga, Ge, Sc) gefunden.

- Bei Jod und Tellur verlangten die chemischen Eigenschaften eine andere Reihenfolge als die vom Atomgewicht vorgegebene. Damals glaubte man, dass die Atomgewichte nicht genau genug bekannt seien. Später zeigte sich, dass auch an zwei anderen Stellen die Anordnung nach dem Atomgewicht mit den chemischen Eigenschaften kollidierte (Kobalt und Nickel sowie Argon und Kalium).

**Periodic Table of the Elements 2006**

1 H 1.01																	18 He 4.00
3 Li 6.94	2 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 15.99	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.41	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	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)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (270)	109 Mt (268)	110 Ds (281)	111 Rg (272)	See "It's Elemental: The Periodic Table" <a href="http://pubs.acs.org/cen/80th/elements.html">http://pubs.acs.org/cen/80th/elements.html</a>						
		58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.97	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97		
		90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)		

**Molecular Research Institute**

Abb. 14.3: Periodensystem der bis zum Jahr 2006 bekannten Elemente

Im heute üblichen Periodensystem sind die Elemente nach steigender Ordnungszahl  $Z$ , das ist die Anzahl der Protonen im Atomkern bzw. der Elektronen in der Hülle geordnet. Wasserstoff (H) hat die Nummer 1, Helium (He) die 2, Lithium (Li) die 3, Natrium (Na) die 11, Kalium (K) die 19 usw.. Für die Halogene ergibt sich die Nummer 9 für Fluor (F), 17 für Chlor (Cl), 35 für Brom (Br) usw.. In diesem System findet man sofort einige periodische Regelmäßigkeiten:

1. die Abstände zwischen Li und Na und zwischen Na und K betragen jeweils 8 Einheiten.
2. Das gleiche gilt für den Abstand zwischen F und Cl; während der Abstand zwischen Cl und Br 18 beträgt.
3. Die Abstand zwischen einem Alkali- und dem folgenden Halogen-Element beträgt jeweils zwei Plätze

Weitere chemische und physikalische Eigenschaften zeigen ein regelmäßiges Verhalten

in Abhängigkeit von der Ordnungszahl, z.B. die Atomgrößen, genauer die Atomvolumina und die Ionisierungsenergien, was in Abb. 14.4 zu erkennen ist.

Immer bei den Alkali-Elementen sind die Atome besonders groß. Die Spitzen in der Größe treten zunächst zweimal im Abstand von 8 Positionen, dann zweimal im Abstand von 18 Positionen auf. Oberhalb von Cs wird die Situation offenbar komplizierter, und es ist kein einfaches Schema mehr zu erkennen.

Nun soll noch kurz darauf eingegangen werden, wie man Atomvolumina bestimmen kann. Während dies bei Gasen durchaus nicht einfach ist, benötigt man bei festen (und flüssigen) Stoffen, bei denen die Atome dicht gepackt sind, nur die Molmasse, die Avogadro'sche Zahl  $N_A$  und die Dichte des Stoffs, die man bei homogenen Proben

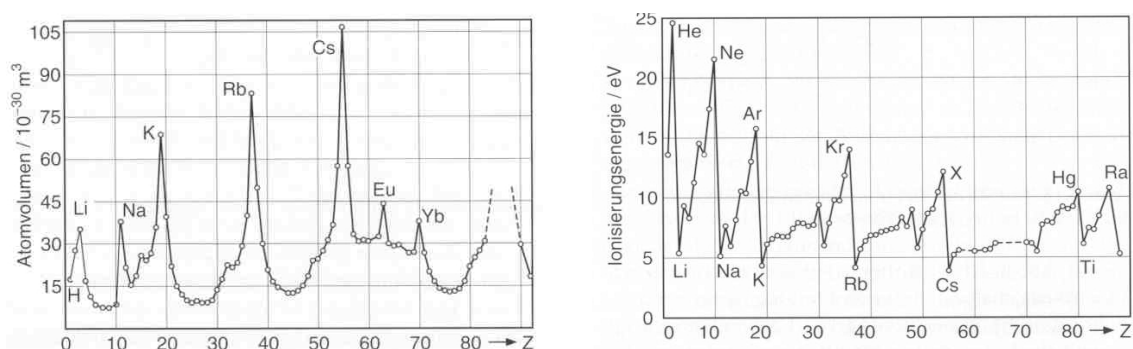


Abb.14.4: Variation der Atomvolumina (links) und der Ionisierungsenergien (rechts) mit der Kernladungszahl Z.

einfach bestimmen kann. Aus Masse und Volumen der Probe erhält man sofort die Dichte  $\rho = m/V$ , was in einem Experiment für zwei verschiedene Elemente, Eisen und Aluminium gezeigt wurde.

#### Versuch: Dichtemessung zur Bestimmung der Atomvolumina bei Festkörpern

Die Massen von zwei Quadern aus Eisen und Aluminium mit den Kantenlängen 3cm, 3 cm und 9 cm wurden mit einer Analysenwaage bestimmt. Daraus ergab sich die Dichte und über das Atomgewicht bzw. die Molmasse das Molvolumen. Da ein Mol  $N_A = 6 \cdot 10^{23}$  Teilchen enthält, steht jedem Atom der  $1/N_A$ -te Teil als Volumen zur Verfügung.

Ergebnisse:

Element	Z	Volumen in $\text{cm}^3$	Masse in g	Dichte in $\text{g/cm}^3$	$m_{\text{mol}}$ in g	$V_{\text{mol}}$ in $\text{cm}^3$	Atomvolumen in $10^{-30} \text{ m}^3$
Aluminium	13	81	220,3	2,72	27,0	9,93	16,5
Eisen	26	81	626,7	7,74	55,8	7,21	12,0

Die auf diese recht einfache Weise erhaltenen Werte stimmen gut mit denen in der Abb. 14.4 überein. Man hätte in dieser Abbildung auch ohne Kenntnis von  $N_A$  einfach die Molvolumina gegen die Ordnungszahl Z auftragen können und die gleiche Periodizität erhalten.

Das Periodensystem der Elemente ist auch heute noch ein äußerst wichtiges und nützliches Klassifikationsschema der Chemie. Die Erklärung dieses Schemas wurde erst 50 Jahre später gefunden, als man mit Hilfe der Quantentheorie den Aufbau der Atome verstanden hatte.

## 14.2 Atomkern und Elektronenschalen

Die Analogie zwischen dem Aufbau der Atome und dem des Planetensystems wird immer wieder benutzt und ist hilfreich, wenn man die Analogie nicht überstrapaziert. Im Planetensystem kreisen die Planeten, Merkur, Venus, Erde usw. um die Sonne als Zentralkörper. Im Atom "kreisen" Elektronen um den schweren Atomkern. Aber es gibt auch Unterschiede: Schwerkräfte halten das Planetensystem zusammen, elektrische Kräfte das Atom. Und noch viel wichtiger: Im Atom kann die Bewegung der Elektronen nicht durch die klassische Physik, sondern muss durch die Quantenphysik beschrieben werden. Das erfordert zunächst einmal eine mathematisch und konzeptionell komplizierte Theorie, ergibt dann aber überraschend genaue Einsichten in die Struktur der Atome, so dass man heute die Atome viel besser versteht als das Planetensystem.

Der Atomkern ist im Vergleich zum Atom verschwindend klein und trägt die positive Ladung  $Z \cdot e$ , worin  $Z$  die Ordnungszahl und  $e$  die Elementarladung sind. Um ihn bewegen sich  $Z$  Elektronen mit jeweils der Ladung  $-e$ , so dass ein Atom nach außen elektrisch neutral ist. Für die Bewegung der Elektronen im attraktiven Kraftfeld des Atomkerns ergeben sich nach der Quantentheorie keine wohldefinierten Bahnen wie in der klassischen Physik, sondern "räumlich verschmierte" Aufenthaltsbereiche, die Zustände genannt werden und die man sich vielleicht wie Zwiebelschalen vorstellen kann. Zu jedem Zustand gehört wie bei der Bahn in der klassischen Physik eine wohldefinierte Energie. Aus der Quantenphysik folgen nun zwei wichtige Eigenschaften für die im Atom gebundenen Elektronen:

1. Es sind nicht alle denkbaren Bahnen um den Atomkern zugelassen, sondern nur solche, die bestimmte diskrete ("gequantelte") Energien haben. Ihre numerischen Werte muss man messen oder in mühsamen Rechnungen gewinnen. Wir können uns hier damit begnügen, dass die erlaubten Energiezustände diskret sind und man sie durchnummerieren kann: In der Atomphysik ist es sinnvoll, Zustände, deren Energien nahe beieinander liegen, zu Schalen zusammenzufassen. Die Schale mit den am stärksten gebundenen Zuständen wird durch  $n = 1$  beschrieben, die nächste durch  $n = 2$  usw. Die (Zwiebel-)Schalenvorstellung gibt auch einen groben Eindruck von der räumlichen Anordnung der Elektronen in der Hülle, wobei die zu höherem  $n$  gehörenden Schalen weiter außen liegen.
2. Jeder der diskreten Energiezustände kann maximal nur von einer bestimmten Zahl von Elektronen besetzt werden. Dieses Prinzip, das von W. Pauli 1923 eingeführt wurde, ist zentral für den Atomaufbau. Es "verbietet" z.B., dass alle Elektronen eines Atoms sich in dem Zustand mit der niedrigsten Energie aufhalten. Ohne das Pauliprinzip wäre das der bevorzugte Zustand jedes Atoms. Wir kennen keine Analogie aus dem täglichen Leben, mit der man das Pauliprinzip verständlich machen könnte. Es ist ein echter Quanteneffekt, für dessen Entdeckung Wolfgang Pauli 1945 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet wurde. Für die niedrigsten Zustände der Atome gilt, dass die Schale mit  $n = 1$  maximal mit 2 Elektronen besetzt werden kann, die mit  $n = 2$  maximal mit 8 Elektronen usw..

Mit diesen Elementen der Quantenphysik kann man den Aufbau der Atome verstehen. Für das leichteste Element, den Wasserstoff, ist  $Z = 1$ : ein Elektron "kreist" um den Atomkern in der Schale mit  $n = 1$ . Beim Helium mit  $Z = 2$  kann noch ein zweites Elektron hinzukommen, womit die innerste Schale voll besetzt ist.

Für die chemische Bindung von Atomen ist die Elektronenkonfiguration in der äußersten Schale maßgebend. Für eine vollbesetzte, d.h. abgeschlossene Schale ergibt sich eine besondere Reaktionsträgheit, die Edelgase auszeichnet. Deshalb ist das Helium mit der niedrigsten abgeschlossenen Schale ein Edelgas.

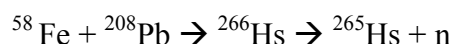
Beim Lithium mit  $Z = 3$  muss das dritte Elektron in die nächste Schale gepackt werden. Damit wird das Atom sprunghaft größer (siehe Abb. 14.4), da die neue Schale einen größeren Radius hat. Das äußere Elektron ist schwächer gebunden, was sich in einer geringeren Ionisationsenergie (siehe Abb. 14.4) und in einem aggressiven chemischen Verhalten mit starker Bindungsfreudigkeit äußert, einem Charakteristikum der Alkalimetalle. Die Schale  $n = 2$  kann maximal 8 Elektronen aufnehmen. Also erhält man bei  $Z = 10$  ein neues Edelgas, das Neon. Das nächste Elektron im Atom mit  $Z = 11$  muss eine neue Schale besetzen, man erhält wieder ein Alkalimetall, das Natrium. Bei den Elementen mit höherer Ordnungszahl geht es im Prinzip so weiter, wobei allerdings die Periodizität bei Schalen mit höherem  $n$  nicht mehr so einfach bleibt.

Wir haben, wie es dem Charakter unserer Vorlesung entspricht, die Diskussion stark vereinfacht, nur die wesentlichen Prinzipien angegeben und auch wichtige Details weggelassen. Dennoch gibt diese Diskussion vielleicht schon ein Gefühl dafür, wie man die chemischen Eigenschaften aus dem Aufbau der Atome verstehen kann.

### 14.3 Künstliche Elemente

Das schwerste in der Natur vorkommende Element ist das Uran mit  $Z = 92$ . Warum gibt es keine schwereren Elemente? Dieses ist keine Frage an die Atomphysik, sondern an die Kernphysik. Denn gäbe es Atomkerne mit  $Z > 92$ , dann gäbe es auch die entsprechenden Atome. Warum gibt es also keine Atomkerne mit  $Z > 92$ ? Atomkerne mit einem gewissen Wert von  $Z$  bestehen aus  $Z$  positiv geladenen Protonen und  $N$  elektrisch neutralen Neutronen. Wegen ihrer elektrischen Ladung stoßen sich die Protonen ab und versuchen den Kern zu "sprengen". Der elektrischen Kraft entgegen wirken die anziehenden Kernkräfte zwischen den Nukleonen (Protonen und Neutronen). Mit wachsendem  $Z$  wird es immer schwieriger, den Kern zusammenzuhalten. So ist das Wismut (Bi) mit  $Z = 83$  der schwerste Kern, der noch stabil ist. Einige schwerere Kerne, wie das Uran mit  $Z = 92$ , kommen zwar noch in der Natur vor, sind aber radioaktiv, d.h. sie zerfallen mit der Zeit wegen der "Sprengkraft" aus der elektrischen Abstoßung der Protonen. Dass Uran noch heute in der Natur zu finden ist, liegt an der langen Halbwertszeit, die für  $^{238}\text{U}$  4,5 Milliarden Jahre und für  $^{235}\text{U}$  0,7 Milliarden Jahre beträgt. Die Halbwertszeiten der noch schwereren Atomkerne sind so kurz, dass sie nach ihrer Bildung vor der Entstehung unseres Planetensystems schon völlig zerfallen sind.

Über verschiedene Kernreaktionen kann man jedoch schwerere Elemente als Uran im Labor herstellen. Wir wollen diesen Prozess an dem 1984 in der GSI (Gesellschaft für Schwerionenforschung) bei Darmstadt hergestellten Element Hassium Hs mit der Kernladungszahl  $Z = 108$  erklären. In diesem Fall hat man Eisenkerne mit  $Z = 26$  beschleunigt und auf Bleikerne mit  $Z = 82$  geschossen. Mit sehr geringer Wahrscheinlichkeit gelingt es dabei, die beiden Kerne zu verschmelzen, wobei ein neuer Kern mit  $Z = 108$  nach folgender Reaktionsgleichung entsteht:



Natürlich lebt der  $^{265}\text{Hs}$ -Kern nur ganz kurz und zerfällt mit einer Halbwertszeit von ca. 2,4 ms, indem er nacheinander 3 Alpha-Teilchen emittiert, bis ein bekannter Kern des Elements Nobelium ( $Z = 102$ ) entsteht. Da die weiteren Stufen in der Zerfallskette bekannt sind, konnte man eindeutig schließen, dass bei der Fusion ein Element mit der Kernladungszahl  $Z = 108$  erzeugt worden war.

Da man mit dem Prozess der Kernverschmelzung nur wenige Atome des neuen Elementes herstellen konnte, war es noch nicht möglich, seine chemischen und physikalischen Eigenschaften zu untersuchen. Aus seiner Stellung im Periodensystem erwartet man aber, dass es ähnliche Eigenschaften hat wie das Element Osmium.

Ehe die Entdeckung eines neuen Elementes offiziell akzeptiert wird, prüft eine Kommission der IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry), die Daten der Entdeckung. Erst dann dürfen die Entdecker dem neuen Element einen Namen geben, das geschah im Jahre 1997 für das Hassium in Anlehnung an das Bundesland Hessen, in dem es entdeckt wurde.

Die Jagd nach neuen überschweren Elementen wird seit Jahren von drei Laboratorien in Berkeley (USA), Dubna (Russland) und Darmstadt wie ein sportlicher Wettkampf ausgeführt. Dabei kam es vor, dass ein Wissenschaftler Daten so fälschte, dass die Entdeckung eines Elementes mit  $Z = 118$  vorgetäuscht wurde. Erst als die Konkurrenten das Experiment ohne Erfolg wiederholten, flog der Betrug auf und der Wissenschaftler wurde entlassen.

#### 14.4 Biographie Dimitrij Iwanowitsch Mendeleev ( 1834 - 1907)

Geboren wurde Mendeleev in der westsibirischen Stadt Tobolsk als Sohn eines Gymnasiallehrers und als jüngstes von 14 Kindern. Als er 14 Jahre alt war und das Gymnasium seiner Heimatstadt besuchte, starb sein Vater. Bald darauf verließ die fast mittellose Familie Sibirien und zog nach St. Petersburg um. Es war der größte Wunsch der Mutter, ihrem jüngsten Sohn ein wissenschaftliches Studium zu ermöglichen. Dimitrij erhielt ein Stipendium des russischen Staates und besuchte ab 1850 die Universität in St. Petersburg, wo er 1855 sein Examen ablegte. Kurz darauf begab er sich auf die Halbinsel Krim am Schwarzen Meer, um eine



Tuberkulose auszuheilen. Während dieser Zeit war er als Lehrer und Fachleiter für Naturwissenschaften an einem Gymnasium tätig. Bereits im folgenden Jahr konnte er völlig genesen nach St. Petersburg zurückkehren und seine Dissertation und bald darauf auch seine Habilitationsschrift verteidigen. In seiner Doktorarbeit beschäftigte er sich mit der Mischbarkeit von Alkohol und Wasser, wobei er hauptsächlich die physikalischen Eigenschaften solcher Gemische untersuchte. Hierauf mag zurückgehen, dass Mendeleev oft für die wissenschaftliche Rechtfertigung des optimalen Alkoholanteils in Wodka gerühmt wird. Er legte den Prozentsatz von 40 % als Standard für den klassischen russischen Wodka fest und ließ sich dies auch patentieren.

Nach einigen Jahren als Privatdozent in St. Petersburg arbeitete er in den Jahren 1859 bis 1861 in Paris über die Dichte von Gasen und beschäftigte sich in Heidelberg bei Gustav Robert Kirchhoff mit der neuen Untersuchungsmethode der Spektroskopie. Nach St. Petersburg zurückgekehrt wurde er 1863 Professor für Chemie am dortigen

Technologischen Institut und 1867 Lehrstuhlinhaber für allgemeine Chemie an der Universität. Schon bald darauf schrieb Mendeleev, der als einer der größten Lehrer seiner Zeit geachtet wurde, sein zweibändiges Werk "Grundlagen der Chemie", das etliche Auflagen erlebte und in viele Sprachen übersetzt wurde.

Im Jahre 1869 veröffentlichte Mendeleev die erste Version seines Periodensystems der Elemente unter dem Titel "Die Abhängigkeit der chemischen Eigenschaften der Elemente vom Atomgewicht", die zunächst wenig Zustimmung fand. Unabhängig von ihm war der deutsche Chemiker Lothar Meyer mit seinen Arbeiten (1864-68) zu ähnlichen Ergebnissen gekommen, so dass heute beide Forscher als Entdecker des Periodensystems angesehen werden. Aufgrund seiner Vorhersagen neuer Elemente, die innerhalb eines Jahrzehnts entdeckt wurden, fand das Periodensystem von Mendeleev bald große Anerkennung, so dass ihm - im Vergleich zu Lothar Meyer - der Löwenanteil des wissenschaftlichen Ruhm zuteil wurde.

Neben der Aufstellung des Periodensystems hat sich Mendeleev mit der kritischen Temperatur der Gase und der thermischen Ausdehnung von Flüssigkeiten beschäftigt. Ferner untersuchte er die Natur des Erdöls und war auch an der Gründung der ersten Raffinerie beteiligt.

Seine Aktivitäten als Sozialreformer und Nationalökonom führten zu Konflikten mit der russischen Regierung, die ihm im Jahr 1890 trotz seiner internationalen Berühmtheit seinen Lehrstuhl entzog. Drei Jahre später wurde er Direktor des Russischen Amtes für Maße und Gewichte in St. Petersburg und führte das metrische System in Russland ein.

Zu seinen Ehren wurde das künstlich hergestellte Element mit der Ordnungszahl 101 auf den Namen "Mendelevium" (Md) getauft.