

Deutsches Museum
Abhandlungen und Berichte
Neue Folge, Band 25

Herausgeber: Deutsches Museum
Redaktion: Prof. Dr. Helmuth Trischler,
Rolf Gutmann, Dorothee Messerschmid

Deutsches Museum 

Atombilder

Ikonografie des Atoms
in Wissenschaft und Öffentlichkeit
des 20. Jahrhunderts

Herausgegeben von
Charlotte Bigg und Jochen Hennig



WALLSTEIN VERLAG

Michael D. Gordin

Die Periodentafel oder Atombilder wider Willen

Group VIII	Group IB	Group IIB	Group IIIB	Group IVB	Group VB	Group VIB	Group VIIB	Group 0	
								Helium	Period 1
			Boron	Carbon	Nitrogen	Oxygen	Fluorine	Neon	Period 2
			Aluminum	Silicon	Phosphorus	Sulfur	Chlorine	Argon	Period 3
Vanadium	Copper	Zinc	Gallium	Germanium	Arsenic	Selenium	Bromine	Krypton	Period 4
Yttrium	Silver	Cadmium	Indium	Sn	Antimony	Tellurium	Iodine	Xenon	Period 5
Rhodium	Gold	Mercury	Thallium	Lead	Bismuth	Po	Astatine	Ra	Period 6
									Period 7
Actinides	Scandium	Yttrium	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Lanthanons
Actinides	Francium	Radium	Actinides	Th	Pa	U	Np	Pu	Actinons

Abb. 1: Stoffproben, angeordnet in einem Periodensystem. Zweite Hälfte 20. Jahrhundert, Science Museum, London. Das Bild zeigt die rechte Hälfte der Tabelle, in der die Nicht-Metalle dargestellt werden.

Erinnern Sie sich, wann Sie zum ersten Mal die Periodentafel gesehen haben? Oder ich sollte vielmehr sagen: *eine* Periodentafel, denn es gibt Dutzende von Möglichkeiten, die zu Grunde liegenden Gesetzmäßigkeiten durch die Anordnung der Elemente darzustellen. Diese Ordnung wird häufig als das »Periodensystem« oder, noch eindrucksvoller, als das »periodische Gesetz« bezeichnet. In den späten 1950er Jahren, weniger als ein Jahrhundert nachdem die Periodentafel erstmalig konstruiert wurde, zählte ein Chemiker 147 verschiedene, topografisch unterschiedliche Varianten der Tafel sowohl in zwei als auch in drei Dimensionen (tabellarisch, schrauben- oder spiralförmig). Selbst unter Berücksichtigung ähnlicher Varianten erhielt er 33 Haupttypen und zusätzlich 66 Subtypen.¹ Es gibt viele unterschiedliche Repräsentationsmöglichkeiten, um die fundamentalen Beziehungen hundert skurriler chemischer Elemente zu charakterisieren, aus denen sich die reale Welt zusammensetzt.

Wie auch immer, erinnern Sie sich an das erste Mal? Der Psychologe Oliver Sacks tut es. In seiner autobiografischen Schrift *Uncle Tungsten* von 2001, einer wunderbaren Erkundung seiner Kindheit während des Zweiten Weltkrieges in England, baut er die Darstellung dieses Ereignisses in eine Beschreibung seiner zunehmenden Verwicklung in die Welt der Experimentalchemie ein. Im Mittelteil dieser Geschichte schildert er sein Begreifen der Signifikanz des Periodensystems, und diese Begegnung wird entsprechend dramatisch dargestellt:

1945 wurde das Science Museum in South Kensington wieder geöffnet (den größten Teil des Krieges war es geschlossen gewesen), und als Erstes sah ich die riesige Tafel des Periodensystems, die dort hing. Sie bedeckte eine ganze Wand über der Treppe und war eigentlich eine Vitrine aus dunklem Holz mit rund neunzig Kästchen. In jedem stand der Name, das Atomgewicht und das chemische Symbol des Elements. Außerdem befand sich in jedem dieser Kästchen eine Probe des betreffenden Elements (jedenfalls für die Elemente, die man in reiner Form gewinnen und ohne Gefahr ausstellen konnte). Die Inschrift der Tafel lautete: »Die periodische Klassifizierung der Elemente – nach Mendelejew«.²

Ich konnte keine Abbildung der von Sacks gesehenen Tafel ausfindig machen, aber das Science Museum bewahrt eine Aufnahme einer späteren Variante auf, die auf der gleichen Idee basiert (Abb. 1).

Die bemerkenswerteste Eigenschaft dieser Tafel ist, dass sie, genau genommen, gänzlich falsch und äußerst irreführend ist, das heißt, *begrifflich* irreführend. Wie man in der Abbildung erkennen kann, befindet sich in der Kapsel für Brom (4. Periode, Gruppe VIIB) eine rotbraune Flüssigkeit. (Wir können sie nicht riechen, aber können relativ sicher sein, dass sie stinkt.) Schwefel (3. Periode, Gruppe VIB) ist ein gelbes Pulver. Gold (6. Periode, Gruppe IB) besteht aus einem gelben, metallischen Granulat. Und Kohlenstoff (2. Periode, Gruppe IVB) ist in Form des Grafit anschaulich repräsentiert. Hier wird das Problem offensichtlich; sicherlich, Grafit besteht aus reinem Kohlenstoff, aber ebenso der Diamant – der einzige Unterschied besteht darin, wie die Atome innerhalb dieser Stoffe angeordnet sind. Wir sehen hier keine Elemente, denn Elemente sind *Abstraktionen*: Es ist absolut unmöglich das »Element« Gold in den Händen zu halten. Wenn Sie nach dem gelben Metall greifen, ist das, was Sie dann in den Händen halten, der *reine Stoff* Gold. Ein reiner Stoff ist ein Materieklumpen, welcher nur aus einer Elementsorte besteht. Das ist nicht identisch mit der Aussage: dies *ist* ein Element. Grafit und Diamant sind reine Stoffe des Kohlenstoffs, beide bestehen ausschließlich aus Kohlenstoff, aber keiner dieser Stoffe kann an die Stelle des Kohlenstoffs treten. Die Periodentafel der chemischen Elemente in Abbildung 1 zeigt uns eine Reihe reiner Stoffe. Diese feine Differenzierung ist von großer Bedeutung.

Aber wenn die Periodentafel keine reinen Stoffe repräsentiert, was dann? Sie *repräsentiert die Beziehungen zwischen mannigfaltigen Elementen*; dies ist eine

Möglichkeit, den Kern des Periodensystems zu definieren. Das bedeutet, es repräsentiert nicht die Elemente selbst, sondern deren Beziehungen zueinander. Diese Formulierung führt relativ leicht dazu, *Beziehungen mit Atomen* begrifflich zu verwechseln, aus denen sich die für uns begrifflich fassbaren Elemente zusammensetzen.

Denken Sie an den großen dänischen theoretischen Physiker Niels Bohr (1885–1962), einen der Begründer der Quantentheorie, die noch immer das wissenschaftliche Bild der atomaren Welt beherrscht. In der 14. Auflage der *Encyclopædia Britannica* (1929) schrieb Bohr den Eintrag »Atom«, in welchem er dem Leser eine vereinfachte, aber aktuelle Sicht des Konzeptes bot.³ Wie man es erwarten würde, beginnt der Artikel mit einer Definition des »Atoms«: der Begriff »bezeichnet in der Chemie und Physik gewöhnlich das kleinste Teilchen eines Elementes, das entweder alleine oder in Kombination mit gleichartigen Teilchen des gleichen oder eines anderen Elementes existieren kann. Das Atom bezieht sich auch auf eine zum Atomgewicht eines Elementes proportionale Menge.«⁴ Interessanterweise schließt sich an diese Begriffsauslegung ein Absatz mit dem Titel »Die Beziehung zwischen den Elementen« an, der eine ausführliche Darstellung der Periodentafel beinhaltet (Abb. 2). In wenigen Zeilen haben wir uns von den Atomen zu den Elementen und zur Periodentafel bewegt.

Das optische Erscheinungsbild der Periodentafel von Bohr unterscheidet sich ziemlich deutlich von den mehr standardisierten Darstellungen, mit denen beinahe sämtliche Klassenzimmer und Chemielabore der Welt bestückt sind (beispielsweise so wie in Abbildung 1). In erster Linie fällt auf, dass die Tafel annähernd spiegelsymmetrisch ist, durch die mittige Achse werden Wasserstoff und Helium getrennt. Diese (annähernde) Bilateralsymmetrie ist tatsächlich das dominierende Organisationsmerkmal dieser bildlichen Darstellung. Sie ist Bohrs Ansicht geschuldet, dass nicht Atomgewicht oder Wertigkeit, sondern die *Atomnummer* als Indiz der Elektronenzahl das zentrale Merkmal des Periodensystems ausmacht. Darüber hinaus zeigen die Verbindungslinien zwischen den Elementen an (in der Standardform fehlen diese), dass die späteren Perioden als Ableitungen der vorhergehenden betrachtet werden können – eine Vorstellung, die Bohr in vielen Artikeln als *Atombau* bezeichnete.⁵

Nach Bohr erklärte die Quantentheorie die grundlegende Ordnung des Periodensystems. Jedes Element war durch eine Atomnummer charakterisiert,

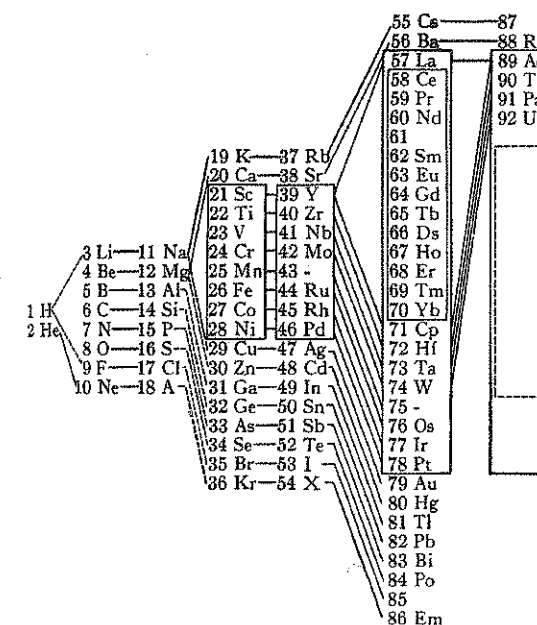


Abb. 2: Niels Bohrs Modifikation des Periodensystems von Julius Thomsen.

die nach den Arbeiten von H. G. Moseley als positiv elektrische Kernladung verstanden wurde. Da Atome elektrisch neutral waren, schloss man hieraus, dass die Anzahl der umkreisenden Elektronen identisch mit der Atomnummer ist. Das bislang Ausgeführte ist aber eine beklagenswert unzureichende Erklärung der Periodentafel, deren Hauptmerkmal immerhin die *Periodizität* chemischer Eigenschaften ist. Versteht man unter einem Elektron etwas, das durch mehrere (eventuell vier) Quantenzahlen charakterisiert ist, wie es die damals entstehende Theorie Bohrs voraussagte, dann stellt jede einzelne Kombination von Quantenzahlen einen bestimmten Raum auf der Periodentafel dar. Die periodisch übereinstimmenden Eigenschaften der Elemente (z. B. verhält sich Natrium ähnlich wie Kalium) gelten dann schlicht als eine Manifestation der Tatsache, dass sich auf den Außenschalen der Atome die gleiche Anzahl von Elektronen befindet (hier ein Elektron). 1929 fand Bohr hierfür in seinem enzyklopädischen Artikel folgende Formulierung:

Kurz nach der Entdeckung des Elektrons wurde erkannt, dass die in der Periodentafel ausgedrückten Beziehungen zwischen den physikalischen und chemischen Eigenschaften der Elemente auf eine Gruppenstruktur der Elektronenverteilung im Atom hinweisen. [...] Das lässt darauf schließen, dass die Elektronen innerhalb eines Atoms eine Tendenz aufweisen, stabile Gruppen zu bilden; jede Gruppe beinhaltet hiernach eine definitive Anzahl von Elektronen, die im neutralen Zustand des Atoms das Atomzentrum wie aufeinander folgende Schalen oder Schichten umgeben. Eine Erklärung der einfachen Valenzeigenschaften der zweiten und dritten Periode der Periodentafel, zum Beispiel, wurde durch die Annahme gefunden, dass es eine Tendenz zur Bildung von abgeschlossenen Schalen mit je acht Elektronen gibt. Die Einwertigkeit des Natriums und die Zweiwertigkeit des Magnesiums werden der Leichtigkeit zugeschrieben, mit der die neutralen Atome dieser Elemente ein oder zwei Elektronen verlieren können, denn die verbliebenen Atomionen würden dann nur noch abgeschlossene Schalen beinhalten.⁶

Das Ausschlussprinzip von Wolfgang Pauli forderte, dass zwei Elektronen nicht den gleichen Zustand annehmen können, und so war jedes Atom – und demnach jedes Element – einmalig. Folglich lassen sich sowohl die Spiegelsymmetrie als auch die Verbindungslinien in Bohrs Periodentafel darauf zurückführen, dass die periodische Tafel für ihn *nichts anderes als* eine Repräsentation der in Materie manifestierten Quantentheorie ist.

Trotzdem sehen wir noch immer keine Atome. Abbildung 1 ist eine Periodentafel reiner Stoffe, und Abbildung 2 ist eine stenografische Darstellung des Bohrschen Atombau- und Materieverständnisses. Die erste ist falsch, die zweite bildet Beziehungen ab. Bildet irgendeine Periodentafel tatsächlich *Atome* ab?

Nein. Der beste Weg diesen Umstand zu erfassen, ist es, sich dem Verstehen der Tafel durch einen ihrer ersten Befürwortern anzunähern: durch Dmitrii Ivanovich Mendeleev (1834-1907), einen russischen Chemiker, dem am häufigsten die Formulierung des Periodensystems chemischer Elemente im Jahr 1869

			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	Pl = 106,6	Os = 199.
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	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	J = 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. 3: Die erste veröffentlichte Form des Periodensystems von Mendeleev, erschienen am 17. Februar 1869.

zugeschrieben wird. Als Mendeleev am Entwurf der Gliederung des zweiten Bandes seines Lehrbuches *Grundlagen der Chemie (Osnovy khimii)* arbeitete, fiel ihm auf, dass bestimmte Elemente aufgrund ihrer ähnlichen chemischen Eigenschaften in regelmäßige Familien (oder Gruppen) zu gehören schienen und dass diese Familien ferner jeweils eine charakteristische Zunahme des Atomgewichtes aufwiesen.⁷ Im Februar 1869 formulierte er seine erste »Periodentafel« – er nannte sie »Versuch eines Systems der Elemente auf Basis ihrer Atomgewichte und chemischen Ähnlichkeit« – und publizierte diese Tafel in einer französischen und einer russischen Variante (Abb. 3).

In seiner ersten Tafel stellte Mendeleev nur das Atomgewicht als spezifische Eigenschaft heraus, daneben trug er die »chemischen Eigenschaften« mehr verallgemeinert vor; diese zwei Achsen bildeten sein System. Die hier angegebenen Zahlen beziehen sich auf Atomgewichte. Mendeleev war sich durchaus bewusst, dass er hiermit *keine* reinen Stoffe meinte. Als er »Aluminium« (Al) schrieb, vermerkte er, man solle sich nicht ein graues, glänzendes Metall vorstellen. Stattdessen solle man an einen Stoff mit dem Atomgewicht 27,4 denken, – *Punkt*. Das Atomgewicht (oder »Elementgewicht«, wie Mendeleev es ausgedrückt hätte) war die alleinige Eigenschaft eines Elementes, und dessen Platz im Periodensystem wurde allein durch dieses bestimmt.⁸ Gewissermaßen war diese Vorstellung des Elements für Mendeleev seine Wirklichkeit. Obwohl Elemente

[31]	Группа I	Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI	Группа VII	Группа VIII. Переход к группе I
Типические элементы	H = 1							
	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
Первый период	Ряд 1-й Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
	2-й K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 50?	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
Второй период	3-й (Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
	4-й Rb = 85	Sr = 87	(?Yt = 88?)	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 104, Ag = 108
Третий период	5-й (Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 128?	I = 127	
	6-й Cs = 133	Ba = 137	— = 137	Ce = 138?	—	—	—	
Четвертый период	7-й —	—	—	—	—	—	—	
	8-й —	—	—	—	Ta = 182	W = 184	—	Os = 199?, Ir = 198? Pt = 197?, Au = 197
Пятый период	9-й (Au = 197)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
	10-й —	—	—	Th = 232	—	U = 240	—	
Высшая соли- ная окись	R ²⁰	R ²⁰ ² или RO	R ²⁰ ³	R ²⁰ ⁴ или RO ³	R ²⁰ ⁵	R ²⁰ ⁶ или RO ⁵	R ²⁰ ⁷	R ²⁰ ⁸ или RO ⁴
Высшее водо- родное соеди- нение			(RH ²⁰)	RH ⁴	RH ⁵	RH ⁶	RH	—

Abb. 4: Kurzform des Periodensystems von Mendeleev mit Angabe der Oxidationsstufen, November 1870.

abstrakt und nicht zu beobachten waren, waren sie streng genommen »real«: sie waren das, was im Periodensystem klassifiziert wurde. Natürliche Substanzen waren lediglich Verkörperungen einer abstrakten Vorstellung eines Elements, welches tatsächlich das Ordnungsprinzip der Materie war.

Sicherlich – hätte Mendeleev nur zeigen wollen, dass Elemente charakteristische Gewichte besitzen, dann hätte er alle Elemente nach deren zunehmendem Gewicht entlang einer Dimension auflisten können. Die Abbildung 3 weist bezeichnenderweise zwei Dimensionen auf. Um sich die vertraute Periodentafel von Abbildung 1 ins Bewusstsein zu rufen, sind einige Transformationen erforderlich. (Folgendermaßen: drehen Sie die Tafel um 90° im Uhrzeigersinn, spiegeln Sie sie entlang der Vertikalen, so dass die Zahlen von links nach rechts anstatt von rechts nach links zunehmen und teilen Sie die Tafel in der 2. Periode zwischen F und Na; diese befinden sich auf der heutigen Periodentafel auf den gegenüberliegenden Seiten, da es aufgrund der damals noch unbekanntem Edelgase später zu einer Teilung kam.) Mendeleev hatte sicherlich einen Sinn für chemische Eigenschaften, die für eine Kategorisierung zugänglich waren, und 1871 präsentierte er ein »Oxidationsstufen«-Modell, um die für die Gruppen repräsentativen Achsen zu rechtfertigen. Hierbei bezieht sich die Oxidationsstufe auf die Anzahl von Sauerstoffmolekülen, die von einem Element gebunden werden können, also etwas, was wir heute unter dem Begriff »Wer-

tigkeit« verstehen. Seit dieser Zeit ist ein Schlüssel dieser Variablen auf vielen Periodentafeln von Mendeleev ausdrücklich angegeben (Abb. 4).

Für einen der Erfinder des Periodensystems, nämlich Mendeleev, ging es hierbei also nicht um reine Stoffe (wie für Oliver Sacks) oder subatomare Beziehungen (wie für Bohr), sondern um rein chemische Beziehungen. Atome selbst waren für Mendeleev nichts Chemisches, die Chemie konzentrierte sich auf die Dinge, welche wir in der Natur erforschen können. Für ihn beinhaltete dieser Bereich keine Atome. In seiner Diplomarbeit von 1856 erklärte er, obwohl die Atomhypothese nützlich sei, beinhalte »sie bislang kein bisschen dieser greifbaren Anschaulichkeit und der experimentellen Beständigkeit, wie sie beispielsweise durch die Wellenhypothese [des Lichtes] erreicht worden« sei. 1864 argumentierte Mendeleev in einer Vorlesung: »man sollte in der Chemie nicht nach den Grundlagen zur Aufstellung des Atomsystems suchen«, denn unbestimmte chemische Verbindungen (wie Lösungen) würden genauso gegen bestimmte Verhältnisse sprechen, wie die Stöchiometrie für diese. Noch 1903 akzeptierte Mendeleev den Atomismus nur in einem pädagogischen Sinne als eine »ausgezeichnete Verallgemeinerung«. Atome waren nützlich und konnten mit einer realistischen Haltung gehandhabt werden, aber man sollte sie nicht zu ernst nehmen. Die Periodentafel war eine Tafel von *Elementen*, die nur durch Atomgewichte charakterisiert waren und nicht durch irgendwelche Annahmen über die Materiezusammensetzung (oder, noch schlimmer, durch die Bohrschen Erklärungsversuche über den Aufbau subatomarer Bestandteile der Materie).

Nichtsdestotrotz: fordern Sie einen halbwegs gebildeten Menschen auf, spontan Assoziationen mit dem Wort »Atom« zu bilden, dann müssen Sie vermutlich nicht lange warten bis er oder sie die »Periodentafel« nennt. Und dies, obwohl die Periodentafel faktisch nur die elementare Verallgemeinerung von reinen Stoffen und in keiner Weise Atome repräsentiert. Die lange nach Mendeleev entwickelte Auffassung der »Isotopie« – hiernach charakterisiert die Ordnungszahl (Protonenzahl) einen elementaren Zustand zutreffend, da es verschiedene Kombinationsmöglichkeiten zwischen einer bestimmten Protonen- und variierenden Neutronenzahl gibt, die somit auch unterschiedliche Atomgewichte aufweisen (Kohlenstoff C₁₄ sowie C₁₂; Uran U₂₃₅ sowie U₂₃₈) – impliziert eindeutig, dass die Tafel keine individuellen Atome repräsentiert, sondern abstrakte *Eigenschaften*, die von Atomen geteilt werden können. Dennoch bleibt die Zweideutigkeit bestehen; selbst intelligente Beobachter wie Sacks oder gar Bohr gleiten, fast ohne es zu merken, zwischen »Tafel« und »Atom« hin und her. Mendeleev war einer der wenigen, die standfest dabei blieben, was die Tafel tatsächlich repräsentiert: nicht weniger, aber auch nicht mehr als eine Abstraktion, eine Vorstellung vom »Element« als Ausdruck eines reinen Atomgewichtes (oder einer Ordnungszahl). Eine Abstraktion, die aber realer ist als jedes Atom.

Übersetzung: Annik Pietsch

PROF. DR. MICHAEL D. GORDIN lehrt Geschichte an der Princeton University. Er publizierte *A well-ordered thing: Dmitrii Mendeleev and the shadow of the periodic table* (2004), *Five days in august: how World War II became a nuclear war* (2007) sowie diverse wissenschaftsgeschichtliche Aufsätze über Russland und die Sowjetunion.

Anmerkungen

- 1 Edward G. Mazurs: Graphic representations of the periodic system during one hundred years (1. Auflage 1957). Alabama 1974, S. 16. Für die Entwicklung und philosophische Untermauerung dieser unterschiedlichen Varianten siehe: J. W. Van Spronsen: *The periodic system of chemical elements. A history of the first hundred years*. Amsterdam 1969; Eric R. Scerri: *The periodic table. Its story and significance*. New York 2007.
- 2 Oliver Sacks: *Onkel Wolfram. Erinnerungen*. Reinbek b. Hamburg 2002, S. 217.
- 3 Der enzyklopädische Eintrag ist im Wesentlichen eine Vereinfachung und Aktualisierung von: Niels Bohr: *The structure of the atom*. In: *Nature* (7 Juli 1923), S. 1-16; reproduziert in: J. Rud Nielsen (Hg.): *Niels Bohr. Collected works*, Bd. 4. Amsterdam 1977, S. 467-482.
- 4 Niels Bohr: *Atom*. In: *Encyclopædia Britannica*. London und New York (14. Auflage) 1929, Bd. 2, S. 642-648, hier S. 642; zitiert nach: Finn Aaserud (Hg.): *Niels Bohr. Collected works*, Band 12. Amsterdam 2007, S. 42.
- 5 Niels Bohr: *Der Bau der Atome und die physikalischen und chemischen Eigenschaften der Elemente*. In: *Zeitschrift für Physik* Jg. 9. 1922, S. 1-67. Siehe hierzu Helge Kragh: *Niels Bohr's second atomic theory*. In: *Historical Studies in the Physical Sciences* Jg. 10, 1979, S. 123-186.
- 6 Bohr (s. Anm. 4), S. 45.
- 7 Für eine Darstellung der historischen Entwicklung des Periodensystems durch Mendeleev siehe: Michael D. Gordin: *A well-ordered thing: Dmitrii Mendeleev and the shadow of the periodic table*. New York 2004, Kapitel 2.
- 8 Siehe Bernadette Bensaude-Vincent: *Mendeleev's periodic system of chemical elements*. In: *British Journal for the History of Science* Jg. 19, 1986, S. 3-17.
- 9 Gordin (s. Anm. 7), S. 24f.