

Noch mehr Experimente mit Supermarktprodukten

Das Periodensystem als Wegweiser
Zweite, erweiterte Auflage



Georg Schwedt
Noch mehr Experimente mit Supermarktprodukten

Noch mehr Titel von Georg Schwedt zu diesem Thema

Schwedt, G.

Betörende Düfte, sinnliche Aromen

2008

ISBN: 978-3-527-32045-5

Schwedt, G.

Wenn das Gelbe vom Ei blau macht.

Sprüche mit versteckter Chemie

2008

ISBN: 978-3-527-32258-9

Schwedt, G.

Chemie im Alltag für Dummies

2008

ISBN: 978-3-527-70318-0

Schwedt, G.

Vom Tante-Emma-Laden zum Supermarkt.

Eine Kulturgeschichte des Einkaufens

2006

ISBN: 978-3-527-50218-9

Schwedt, G.

Was ist wirklich drin?

Produkte aus dem Supermarkt

2006

ISBN: 978-3-527-31437-9

Schwedt, G.

Experimente rund ums Kochen, Braten, Backen

2004

ISBN: 978-3-527-31081-4

Schwedt, G.

Chemische Experimente in naturwissenschaftlich-technischen Museen.

Farbige Feuer und feurige Farben

2003

ISBN: 978-3-527-30810-1

Schwedt, G.

Chemische Experimente in Schlössern, Klöstern und Museen.

Aus Hexenküche und Zauberlabor

2002

ISBN: 978-3-527-30669-5

Schwedt, G.

Experimente mit Supermarktprodukten.

Eine chemische Warenkunde

(dritte Auflage)

2008

ISBN: 978-3-527-32450-7

Georg Schwedt

Noch mehr Experimente mit Supermarktprodukten

Das Periodensystem als Wegweiser

Zweite, erweiterte Auflage



**WILEY-
VCH**

WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA

Prof. Dr. Georg Schwedt
Landsberger Straße 29
53119 Bonn

1. Auflage 2003
2. vollst. überarb. u. stark erw. Auflage 2009

■ Alle Bücher von Wiley-VCH werden sorgfältig erarbeitet. Dennoch übernehmen Autoren, Herausgeber und Verlag in keinem Fall, einschließlich des vorliegenden Werkes, für die Richtigkeit von Angaben, Hinweisen und Ratschlägen sowie für eventuelle Druckfehler irgendeine Haftung

**Bibliografische Information
der Deutschen Nationalbibliothek**

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet über <http://dnb.d-nb.de> abrufbar.

© 2009 WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA,
Weinheim

Alle Rechte, insbesondere die der Übersetzung in andere Sprachen, vorbehalten. Kein Teil dieses Buches darf ohne schriftliche Genehmigung des Verlages in irgendeiner Form – durch Photokopie, Mikroverfilmung oder irgendein anderes Verfahren – reproduziert oder in eine von Maschinen, insbesondere von Datenverarbeitungsmaschinen, verwendbare Sprache übertragen oder übersetzt werden. Die Wiedergabe von Warenbezeichnungen, Handelsnamen oder sonstigen Kennzeichen in diesem Buch berechtigt nicht zu der Annahme, dass diese von jedermann frei benutzt werden dürfen. Vielmehr kann es sich auch dann um eingetragene Warenzeichen oder sonstige gesetzlich geschützte Kennzeichen handeln, wenn sie nicht eigens als solche markiert sind.

Printed in the Federal Republic of Germany

Gedruckt auf säurefreiem Papier

Satz TypoDesign Hecker GmbH, Leimen
Druck Strauss GmbH, Mörlenbach
Bindung Litges & Dopf GmbH, Heppenheim

ISBN 978-3-527-32476-7

Inhaltsverzeichnis

Vorwort zur 2. Auflage XIII

Vorwort zur 1. Auflage XV

1. Eine kurze Geschichte des Periodischen Systems der Elemente 1

Literatur 13

2. Vom praktischen Nutzen des Periodensystems 14

3. Am Anfang war der Wasserstoff.

Das erste Element im Periodensystem 18

1. Atomarer Wasserstoff im *Status nascendi* reduziert Permanganat-Ionen 20
2. Reaktion von Permanganat-Ionen mit molekularem Wasserstoff 21
3. Reduktion von Permanganat-Ionen durch Wasserstoff in alkalischer Lösung 22
4. Die »Iod-Wasserstoff-Reaktion« 23
5. Eisen-Auflösung durch Wasserstoffentwicklung 24

4. Die erste Gruppe im Periodensystem: Alkalimetalle 26

- 4.1 *Natrium: Nicht nur Kochsalz* 27
 6. Flammenfärbung durch Natrium 27
 7. Spektroskopie einer Natriumflamme 29
- 4.2 *Kalium: In Blumendüngern und Brausetabletten* 29
 8. Flammenfärbung durch Kalium: Beobachtung mit Handspektroskop oder durch Cobaltglas 30
 9. Kalium-Nachweis als Kaliumhydrogentartrat 31
 10. Kalium-Nachweis mit dem Reagenz Kalignost 32

5. Magnesium und Calcium: Mineralstoffe aus der zweiten Gruppe 33

- 5.1 *Calcium – überall* 33
 11. Calcium-Nachweise als Carbonat oder Oxalat 35
 12. Aus Kalk wird Gips 36
 13. Komplexierung von Calcium-Ionen mit Wein und Citronensäure 36
 14. Komplexometrische Titration von Calcium 38

- 5.2 *Magnesium in Präparaten und Lebensmittel-Zusatzstoffen* 40
 - 15. »Schweres basisches Magnesiumcarbonat« 40
 - 16. Komplexometrische Titration von Magnesium 41
 - 17. Magnesium in Brausetabletten 42

6. Bor und Aluminium: Elemente der dritten Gruppe 43

- 6.1 *Borate und Perborate in Reinigungsmitteln* 43
 - 18. Borsäure-Nachweis als Trimethylester in der Flamme 44
 - 19. Borax in »Edelglanz-Stärke« 45
 - 20. Titrimetrische Bestimmung von Borat-Gehalten 46
- 6.2 *Aluminium und seine Salze: Vom Rohrreiniger bis zum Körperspray* 46
 - 21. Prüfung einer Alu-Folie auf ihre Beständigkeit 47
 - 22. Auflösen einer Alu-Folie in einem Rohrreiniger 48
 - 23. Lösen von Aluminium in einem salpetersäurehaltigen Reiniger 49
 - 24. Nachweis von Aluminiumsalzen in Deodorants (Amphoterie des Aluminiumhydroxids) 49
 - 25. Ammonium-Alumen als Deostift 50
 - 26. Komplexometrische Titration von Aluminium 52

7. Kohlenstoff, Leitelement der vierten Gruppe 54

- 7.1 *Kohlenstoff in Kohletabletten und Bleistiftminen* 54
 - 27. Graphit als Bleistiftmine und sein Verhalten in der Flamme 55
 - 28. Graphit als Elektrode 58
 - 29. Zeichenkohle in der Flamme 59
 - 30. Rußgewinnung aus verschiedenen Kohleanzündern 59
 - 31. Vergleich von Graphit und Ruß – Verhalten im Wasser 60
 - 32. Von der Holzkohle zur Pflanzenasche 62
 - 33. Kohletabletten mit medizinischer Kohle 63
 - 34. Kohle aus Bad Emser Pastillen 65
 - 35. Schwarze Tusche 67
 - 36. Kohlenstoff im Eisen- oder Stahlnagel 68
- 7.2 *Kohlenstoffdioxid: Die Kohlensäure im Mineralwasser* 69
 - 37. Titrimetrische Bestimmung der Hydrogencarbonat-Gehalte von Mineralwässern 74
 - 38. Löslichkeit von Calciumcarbonat durch Kohlenstoffdioxid 75
 - 39. Brausetabletten lösen Calciumcarbonat 75
- 7.3 *Natron oder Bullrichs Salz: Nicht nur für den übersäuerten Magen* 76
 - 40. Kohlenstoffdioxid aus Natron im Backpulver 78

-
- 41. Nachweis der Wirkung von Bullrichs Salz 79
 - 42. pH-Werte hydrogencarbonat-/carbonathaltiger Lösungen 79
 - 43. Säure-Base-Titrationen: Carbonate neben Hydrogencarbonaten 80
 - 7.4 *Soda und Percarbonate: Waschmittel* 82
 - 44. Der Geist der Soda als Löschmittel 84
 - 45. Die Alkalität der Soda im Vergleich zum Natriumhydroxid 85
 - 7.5 *Pottasche, die Pflanzenasche zum Backen* 85
 - 46. pH-Wert einer Pottasche-Lösung 87
 - 47. Prüfung auf Gehalte an Hydrogencarbonat 87
 - 7.6 *Organische Kohlenstoffverbindungen* 88
 - 7.6.1 *Kohlenwasserstoffe und Chlorkohlenwasserstoffe* 88
 - 48. Flammpunkte 89
 - 49. Rußeffekte 89
 - 50. Nachweis von Chlor durch die Beilstein-Probe 90
 - 51. Zum Lösevermögen der Kohlenwasserstoffe 90
 - 52. Benzin zur Flüssig-flüssig-Verteilung 91
 - 53. »Hartparaffine« als Kohleanzünder 92
 - 7.6.2 *Alkohole, Ketone und Ester* 93
 - 54. Oxidierbarkeit mit Permanganat 94
 - 55. Vergleich der Oxidation mit Permanganat in saurer und in alkalischer Lösung 95
 - 56. Oxidation von Spiritus (Ethanol) 96
 - 57. Brennbarkeit von Ethanol/Wasser-Gemischen 97
 - 58. Destillation von Ethanol 97
 - 59. Flüchtigkeit und Oxidierbarkeit von Aceton und Essigsäureethylester 98
 - 7.6.3 *Mono-, Di- und Tricarbonsäuren* 98
 - 60. Eisenkomplexe in Essigsäure 101
 - 61. Ausfällung von Eisen(III)-hydroxid aus essigsaurer Lösung 102
 - 62. Titrimetrische Bestimmung von Essigsäuregehalten 103
 - 63. Verflüchtigung von Essigsäure 105
 - 64. Löslichkeit von Calciumcarbonat durch organische Säuren 105
 - 65. Komplexierung von Eisen(III)-Ionen durch organische Säuren 106
 - 66. Oxidation organischer Säuren durch Kaliumpermanganat 107
 - 67. Titration von Citronensäure 108
 - 68. Wein- und Citronensäure als Komplexbildner des Kupfers 109

69. Oxidierbarkeit von Weinsäure im Vergleich zur Citronensäure	110
70. Titration von Weinsäure	111
71. Löslichkeit der Sorbinsäure	112
72. Oxidierbarkeit von Sorbinsäure mit Permanganat	112
73. Maleinsäure als ungesättigte Säure	113
74. Reduktion von Eisen(III)-Ionen durch Ascorbinsäure	114
75. Oxidation von Ascorbinsäure durch Permanganat	115
76. Oxidation von Vitamin C mit einer Iod-Stärke-Lösung	115
77. Reaktion von Eisen(III)-Ionen mit Phenylsalicylat	116
78. Salicylsäure in Hühneraugentinktur	117
79. Salicylsäure im Duschgel und in flüssiger Cremeseife	117
80. Nachweis der Salicylsäure in Aspirin®-Tabletten	118
7.6.4 <i>Seifen und Tenside</i>	119
81. Prüfung von Seifen und Tensiden mit Rotkohlsaft	120
82. Komplexbildner im Reinigungsmittel	121
83. EDTA und Editronat als Komplexbildner in Seifen	121
84. Nachweis von Seife	122
85. Kationische Tenside	123
86. Anionische Tenside	124
7.6.5 <i>Kohlenhydrate</i>	124
87. Oxidation von Zuckern mit Kaliumpermanganat	125
88. Eine modifizierte <i>Fehlingsche Probe</i>	126
89. Nachweis reduzierender Zucker mit <i>Tollens' Reagenz</i>	128
90. Zuckeralkohole im zuckerfreien Kaugummi	129
91. Modifizierte Stärken	129
92. Maltodextrine	130
7.6.6 <i>Aromatische Verbindungen: Curcumin und Anthrachinone</i>	132
93. Curcumin-Nachweis	133
94. Extraktion von Curcumin und Reaktionen im Extrakt	133
95. Hydroxyanthrachinone im Sennesblätter-Tee	134
7.6.7 <i>Terpene</i>	135
96. Carotiniode als Farbstoffe in Puddingpulvern	136
97. Anthocyane als Farbstoffe in Fruchtbärrchen	137
98. Rußeffekte bei der Verbrennung von Terpenen	137
99. Emulsionsbildung mit Wasser	138
100. Nachweis ungesättigter Terpene	138
7.6.8 <i>Aminosäuren, Peptide und Proteine: Nicht nur in Lebensmitteln</i>	139

- 101. Ninhydrin-Reaktion 140
- 102. Biuret-Reaktion 141
- 103. Löslichkeit von Proteinen in Wasser, Kochsalzlösung oder Alkohol 141
- 104. Nachweis von Kleber-Eiweiß im Weizenmehl 142
- 105. Isolierung von Kleber-Eiweiß 144
- 106. Ammoniak aus Eiweißstoffen 144
- 7.6.9 *Enzyme und ihre Wirkungen* 145
 - 107. Amylasen 146
 - 108. Proteasen 147
 - 109. Proteasen versus Gummibärchen 148
 - 110. Cellulasen 148
 - 111. Lipasen 149

8. Silicium: Mitglied der Kohlenstoff-Gruppe 151

- 8.1 *Kieselerde in Mineralstoffpräparaten* 151
 - 112. Nachweis löslicher Silicate 152
 - 113. Ausfällung der Kieselsäure 154
- 8.2 *Zeolithe in Waschmitteln* 154
 - 114. Ionenaustauschwirkung der Zeolithe: Nachweise 155
 - 115. Ionenaustausch mit Zeolithen – quantitative Bestimmung durch komplexometrische Titration 156

9. Stickstoff und Phosphor: Elemente der fünften Gruppe 157

- 9.1 *Ammoniak in Metall-Polituren und aus Stickstoffdüngern* 158
 - 116. Ammoniak: Wirkung auf Rotkohlsaft 160
 - 117. Titration des Ammoniakgehaltes im Fensterreiniger 160
 - 118. Ammoniak als Komplexbildner 161
 - 119. Ammoniak im Stickstoffdünger 162
 - 120. Freisetzung von Ammoniak aus NPK-Düngern 163
- 9.2 *Ammoniumchlorid: In Salmiakpastillen und Entrußern* 164
 - 121. Ammoniumchlorid in Salmiakpastillen 164
 - 122. Ammoniumchlorid im Rußentferner 165
 - 123. Umsetzung des Rußentferners mit Waschsoda 166
- 9.3 *Ammoniumcarbonat im Hirschhornsalz* 166
 - 124. Zersetzung von Hirschhornsalz 166
 - 125. Kupfersulfat und Hirschhornsalz 167
- 9.4 *Salpetersäure und Nitrate in Reinigungsmitteln* 168
 - 126. Reduktion von Nitrat zu Ammoniak 169
 - 127. Titration von Salpetersäure 170
- 9.5 *Roter Phosphor auf Zündholzschachteln und in Zündholzplättchen* 171
 - 128. Knall und Feuer aus Knallplättchen 172

- 129. Phosphorreaktionen auf Schmirgelpapier 173
- 130. Zündplättchen in der Kerzenflamme 174
- 9.6 *Phosphorsäure und Phosphate: Nicht nur in Colagetränken* 175
- 131. Bildung von Eisen(III)-phosphato-Komplexen 175
- 132. Fällung von Eisenphosphat 175
- 133. Nachweis der Phosphorsäure in Cola-Getränken 176
- 134. Säure-Base-Titrationen von Phosphorsäure 177
- 135. Phosphat im Zündholz 179
- 136. Phosphat im Backpulver 179

10. Sauerstoff, das Leitelement der sechsten Hauptgruppe:

Nicht nur in der Luft 181

- 137. Nachweis von Sauerstoff als Braunstein 183
- 138. Oxidation von Farbstoffen durch aktiven Sauerstoff 185
- 139. Erhitzen eines Sauerstoffwassers 186
- 140. Zur Stabilität der Peroxoverbindungen 187

11. Schwefelsalze: Verbindungen mit Sauerstoff, dem Partner aus der sechsten Gruppe 188

- 11.1 *Schwefeldioxid und Sulfit: Antioxidationsmittel im Speiseessig* 188
- 141. Sulfitnachweis mit Kaliumpermanganat 188
- 142. Flüchtigkeit von Schwefeldioxid 189
- 143. Reaktion von Sulfit mit einer Iod-Stärke-Lösung 189
- 11.2 *Sulfate, Persulfate und Sulfamate* 190
- 144. Nachweis von Sulfaten/Persulfaten 191
- 145. Sulfate in Mineralwässern 192
- 146. Amidoschwefelsäure als starke Säure 192
- 11.3 *Dithionit, das reduzierende Bleichmittel* 193
- 147. Reduktionen mit Dithionit 194
- 148. Zersetzung von Dithionit 195
- 11.4 *Thiosulfat und Thioharnstoff in Silberbädern und Seifen* 196
- 149. Reduktionswirkungen des Thiosulfats 196
- 150. Thioharnstoff im Silber- und Goldbad 197
- 151. Thioharnstoff und Kupfersalze 198

12. Halogene, die Salzbildner aus der siebten Gruppe 199

- 12.1 *Fluoride für die Zahnpflege und im Küchensalz* 199
- 152. Nachweis von Fluoriden mit Eisen(III)-thiocyanat 200
- 12.2 *Chloride, die Salze der Salzsäure* 201
- 153. Kochsalzgehalt im Zwieback: Titrimetrische Bestimmung 201
- 12.3 *Chlor, das Oxidationsmittel im WC-Reiniger* 202

- 154. Chlor oxidiert Iodid 203
- 155. Chlor als Bleichmittel 203
- 156. Freisetzung von Chlor aus einem Chlorreiniger 204
- 12.4 *Iod als Tinktur aus Drogerie und Apotheke* 205
- 157. Vom Iod zum Iodid 206
- 158. Von Iod zum Hypoiodit 207
- 159. Iod in organischen Lösungsmitteln 208
- 160. Iodid reduziert Kupfer(II)-Ionen 209
- 161. Die Iod-Stärke-Einschlussverbindung –
temperaturabhängig 209
- 12.5 *Iodat, das Iod in iodierten Speisesalzen* 210
- 162. Nachweis von Iodat 210

13. Eisen, Kupfer und Silber: Nebengruppenelemente und Übergangsmetalle 211

- 13.1 *Eisen und seine Bioverfügbarkeit als Mineralstoff* 212
- 163. Fällbarkeit des Eisens 212
- 164. Nachweis von Eisen(II)-Ionen in der Lösung einer
Brausetablette 213
- 165. Eisen-Brausetabletten und die Blutlaugensalze 213
- 166. Oxidation von Eisen(II)-gluconat 214
- 167. Fällbarkeit von Eisen(III)-hydroxid 215
- 168. Eisen im Tee 215
- 13.2 *Kupfer als Salz in Entrußern* 216
- 169. Basische Kupfersalze, gefällt mit Soda 216
- 170. Der Kupfertetrammin-Komplex 217
- 171. Kupfer und Natriumhydroxid 218
- 172. Kupfer auf dem Eisennagel 218
- 173. Komplexometrische Bestimmung von
Kupfergehalten 219
- 174. Vom Kupfer zum Messing 220
- 13.3 *Silber im Höllenstein* 221
- 175. Fällung als Silberchlorid mittels Kochsalz 222
- 176. Auflösung von Silberchlorid mittels Hirschhornsalz und
Soda 222
- 177. Fällung mit Natriumcarbonat (Soda) 223
- 178. Reduktion von Silber-Ionen mit Ascorbinsäure 224
- 179. Reduktion von Silber-Ionen mit Dithionit 224
- 180. Wirkung eines Silber-Reinigungspulvers 225
- 181. Gewinnung von Silber an einem Eisennagel bzw. auf
einer Kupfermünze 225

14. Reaktionstypen – charakteristische Reaktionen 226

Register 231

Vorwort zur 2. Auflage

Im Unterschied zu den Experimenten in meinem Buch *Experimente mit Supermarktprodukten – Eine chemische Warenkunde* (3. Auflage 2008) orientiert sich dieser Band an der Systematik des *Periodensystems der chemischen Elemente* – vom Wasserstoff bis zu den Halogenen. Es werden zwar auch für diese Experimente Alltagsprodukte überwiegend aus dem Supermarkt verwendet, jedoch zusätzlich einige Laborchemikalien benötigt, die in Schulen aber in der Regel vorhanden oder auf einfache Weise zu beschaffen sind. In diesem Band werden auch die grundlegenden chemischen Formeln und Gleichungen dargestellt. Die in beiden Bänden beschriebenen Experimente werden inzwischen in vielen Schulen und in zahlreichen Schülerlaboren (seit 2007 auch in der »Experimentierküche« des *Deutschen Museums Bonn*, seit 2008 im *Schülerlabor SCOLAB des Hamburger Großmarktes*) angeboten und durchgeführt.

Die neue Auflage wurde hinsichtlich der Veränderungen von Produktrezepturen überarbeitet.

Neu sind einige ergänzende Experimente, die dem hinzugefügten 14. Kapitel entsprechen. In diesem Kapitel werden die insgesamt 181 Experimente nach grundlegenden *Reaktionstypen* und *charakteristischen Reaktionen* (Gasentwicklung/Verflüchtigung, Niederschlagsbildung/Auflösung von Niederschlägen, Säure-Base-Reaktionen, Komplexbildungen und Reduktion/Oxidation) nochmals erfasst und systematisiert. Nach diesen Informationen lassen sich Alltagsprodukte auch in Experimente zu den Lehrplänen in Chemie für unterschiedliche Schultypen einbinden und veranschaulichen auf diese Weise die Bedeutung der genannten Reaktionstypen in der alltäglichen (angewandten) Chemie.

Bonn, im April 2008

Georg Schwedt

Vorwort zur 1. Auflage

Im Jahre 2001 erschien mein Buch *Experimente mit Supermarktprodukten. Eine chemische Warenkunde*. Das darin vorgestellte neuartige Konzept, stoffliches Basiswissen in der Chemie durch Experimente fast ausschließlich unter Verwendung von Supermarktprodukten zu vermitteln, also mit einer Warenkunde zu verbinden, wurde 1999 mit einem Förderpreis des Stifterverbandes für die Deutsche Wissenschaft ausgezeichnet und wird seitdem in dem aus den Mitteln dieses Preises eingerichteten *Clausthaler SuperLab* – einem Schüler-Mitmachlabor – praktiziert.

Im vergangenen Jahr konnten zahlreiche neue, wiederum auf einfache Weise durchführbare Experimente entwickelt werden. Die qualitativen Experimente zur Erkennung von Stoffeigenschaften in Verbindung mit dem Vorkommen der ausgewählten Stoffe (Stoffgruppen) in Supermarktprodukten wurden durch klassische Titrationsverfahren erweitert.

Chemiker denken »stofflich« und systematisch – und orientieren sich auf diese Weise auch an Alltagsprodukten und ihren Inhaltsstoffen.

Chemiker beschäftigen sich mit den Eigenschaften ihrer stofflichen Umwelt und mit den zwischen verschiedenen Substanzen stattfindenden Umwandlungen.

Unter diesem Motto erfolgt im vorliegenden Buch im Unterschied zur chemischen Warenkunde eine Einteilung nach dem Periodensystem der chemischen Elemente.

Nicht alle Experimente sind neu, einige wurden (mit kleinen Änderungen versehen) aus dem oben genannten Buch entnommen, wenn sie als grundlegende Experimente zur Vervollständigung neuer Versuchsreihen zu einem bestimmten Element erforderlich schienen. Darüber hinaus wird in einem Anhang eine Zuordnung der Experimente aus dem ersten Buch zu den Kapiteln dieses Buches vorgenommen (soweit es sich in den früheren Experimenten um definierte Substanzen handelte).

In den Fällen, in denen zusätzlich zu den Supermarktprodukten Laborchemikalien erforderlich werden, ist in der Materialien-Übersicht das Stichwort *Reagenzien*

zu finden. Die bewährte, im vorangegangenen Buch ausführlich beschriebene experimentelle Grundausrüstung aus Schnappdeckelgläsern und Bechergläsern (in Verbindung mit einer Heizplatte) wurde weitgehend beibehalten.

Clausthal, im März 2003

Georg Schwedt

1 Eine kurze Geschichte des Periodischen Systems der Elemente

Das Periodische System der chemischen Elemente, kurz Periodensystem (PSE) genannt, ordnet die chemischen Elemente nach ihrem Atombau und ihren davon abhängigen chemischen und physikalischen Eigenschaften.

Der griechische Philosoph *Demokrit* von Abdera (um 460 bis 370 v. Chr.) entwickelte die von seinem Lehrer Leukipp von Milet begründete Lehre der antiken Atomistik. Er bezeichnete *Atome* als Grundbausteine der materiellen Welt. Seine philosophischen Gedanken, dass sich Atome (griechisch *átomos* = der letzte unteilbare Urstoff der Materie) nach Form, Größe und Schwere unterscheiden, haben ihre naturwissenschaftliche Erklärung erst im 19. und 20. Jahrhundert erhalten. Aus dem Zusammenspiel der Atome erklärte Demokrit auch die grundsätzlichen Eigenschaften der Dinge und deren Veränderungen – Begriffe, die wir heute chemisch durch Substanz oder Stoff für Dinge und chemische Reaktionen für Veränderungen ersetzen.

Eine naturwissenschaftlich orientierte Atomlehre entwickelte sich erst ab dem 17. und 18. Jahrhundert. Der Engländer Robert *Boyle* (1627–1691) stellte in seinem Werk *The Sceptical Chemist* (1661) seine Auffassung von der Existenz einer Urmaterie als Grundbaustein aller Körper vor und erklärte deren unterschiedliche Eigenschaften ähnlich wie Demokrit aus der ungleichen Größe, Gestalt, Bewegung und Lage der Teilchen. Mit dem Begriff »Teilchen« wurde aus der philosophischen Atomistik eine atomistische Korpuskulartheorie (lateinisch *corpusculum* = Körperchen; Korpuskel als kleinste Teilchen der Materie, Elementarteilchen). Boyle vertrat die Meinung, ein zusammengesetzter Körper, nach unserem Verständnis eine chemische Verbindung, könne nur zersetzt, d.h. zerlegt werden, wenn die Annäherung der kleinsten Teilchen untereinander (die chemische Bindung) durch einen zersetzenden Körper mit stärkerer Annäherungskraft überwunden würde. Er forderte zu einer Analyse, zur Zerlegung eines Stoffes in seine Grundbestandteile, die Elemente, auf und stellte damit die Elemente Feuer, Wasser, Luft und Erde des Aristoteles (384–322 v. Chr.) und Salz, Schwefel und Quecksilber des *Paracelsus* (1493–1541) in Frage. 1680 wurde Boyle Präsident der Royal Society, der 1668 in London gegründeten ältesten Akademie der Wissenschaften.

Im 17. Jahrhundert wurde ein bis dahin unbekanntes Element entdeckt, der Phosphor (1669). Der Hamburger Alchemist und Chemikalienhändler Hennig *Brand* (gest. 1710) hatte auf der Suche nach Gold und nach dem Stein der Weisen beim Glühen des Rückstandes von Harn ein »kaltes« Leuchten beobachtet, hervorgerufen durch weißen Phosphor.

Im Altertum waren nur 9 Stoffe bekannt, die wir heute als Elemente bezeichnen: Kohlenstoff, Schwefel, Eisen, Zinn, Blei, Kupfer, Quecksilber, Silber und Gold. Bis 1600 kamen Arsen, Antimon, Wismut (Bismut) und Zink hinzu. Erst im 18. Jahrhundert wurden 17 weitere Elemente entdeckt, unter ihnen das Gas Sauerstoff (1774), womit auch Oxidationsvorgänge wie das Rosten von Eisen erklärt werden konnten. Der französische Chemiker Antoine *Lavoisier* (1743–1794), dessen Leben in der Zeit der französischen Revolution wegen seiner Tätigkeit als Steuereinnahmer unter dem Fallbeil endete, entwickelte eine Theorie der Oxidations- und Reduktionsvorgänge auf der Grundlage des Sauerstoffs und wurde zu einem Wegbereiter der wissenschaftlichen Chemie. In der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts wurden weitere 27 Elemente als solche erkannt oder in Mineralien entdeckt. Von den 92 natürlichen Elementen auf unserer Erde – mit Uran als Nr. 92 – waren 1844 erst 57 bekannt.

Hundert Jahre nach Robert Boyle, der zwischen den Elementen, die aus gleichen Teilchen aufgebaut sind, und den Verbindungen, die aus verschiedenen Elementen bestehen, unterschieden hatte, entwickelte John *Dalton* (1766–1844) »die Form der Atomtheorie, die drei Forschergenerationen als Grundlage diente«. Darüber schrieb der Chemiehistoriker Günther *Kerstein* (1904–1974; Rathsapotheker in Hameln) in seinem 1962 erschienenen Buch *Entschleierung der Materie – vom Werden unserer chemischen Erkenntnis* wie folgt:

»Dalton, der Sohn eines armen englischen Webers, war schon als Kind an den Naturwissenschaften interessiert. Bereits mit 15 Jahren bekam er von seinem Vetter eine Stellung als Lehrer in dessen Klosterschule. (...) Seine Atomtheorie fußt deutlich auf Newtons (1643–1727) Gravitationsprinzip. Er ist also durch physikalische Überlegungen dazu gekommen. (...) Dalton zog aus Newtons umwälzender Lehre die richtige Konsequenz, indem er die Materie als Anhäufung einer ungeheuren Zahl von äußerst kleinen Atomen ansah, die durch mehr oder weniger starke Anziehungskraft miteinander verbunden sind. Folgerichtig tat er den Schritt: Er postulierte die völlige Gleichheit aller Atome eines Grundstoffes und ihre Unzerstörbarkeit. Erst die Beobachtung der Radioaktivität und ihrer Gesetzmäßigkeiten widerlegte diese Anschauung, die zusammen mit Lavoisiers Satz der Unzerstörbarkeit der Ele-

mente Grundlage der chemischen Forschung dieser Zeit war. Als wesentliches Charakteristikum der verschiedenen Atomarten führte Dalton ihr relatives Gewicht an. Jedem Element entspricht eine einzige, durch ihr Gewicht bestimmte Atomart. Die Verbindungen bestehen aus kleinsten Teilchen, die sich aus einer definierten Anzahl von Elementatomen zusammensetzen und infolgedessen auch ein festes Gewicht besitzen. (...)«

Der schwedische Chemiker Jöns Jacob Baron *Berzelius* (1779–1848), der ebenfalls zu den Pionieren der wissenschaftlichen Chemie zählt, entwickelte zwischen 1807 und 1812 basierend auf Daltons Hypothesen seine erste Atomgewichtstabelle (veröffentlicht 1814), in der er das Atomgewicht des Sauerstoffs gleich 100 setzte. Berzelius sah dieses vierzig Jahre zuvor entdeckte Element als den »Angelpunkt der Chemie«. Später bezog er die von ihm ermittelten relativen Atomgewichte auf das leichteste Element, den Wasserstoff mit der Zahl 1.

Mit der Bestimmung der relativen Atommassen war die wichtigste Grundlage für die Entwicklung des periodischen Systems der chemischen Elemente geschaffen worden. Für zwei Gelehrte, den englischen Arzt William *Prout* (1785–1850) und den deutschen Physiker Johann *Meinecke* (1781–1823), war die Feststellung, dass die Atomgewichte vieler Elemente offensichtlich fast ganzzahlige Vielfache des Gewichts von Wasserstoff waren, Anlass, den Wasserstoff als Urstoff anzusehen. Man lese dazu das Buch von Hoimar von *Ditfurth* (1921–1989) *Am Anfang war der Wasserstoff* (Hoffmann & Campe, Hamburg 1972) (siehe auch Kapitel 3).

Ein von Johann Wolfgang von *Goethe* geförderter Chemiker, der Professor für Chemie an der Universität Jena Wolfgang *Döbereiner* (1780–1849), entdeckte 1817, dass die relativen Gewichte der Oxide von Calcium (Kalkerde), Strontium (Strontianerde) und Barium (Baryterde) in einem gesetzmäßigen Zusammenhang stehen und stellte fest, dass sich diese Stoffe auch chemisch ähnlich verhalten, so z.B. Basen (Laugen) bilden. Er entwickelte eine Triadenregel, d.h. er fasste die drei genannten Elemente – und später auch Chlor, Brom und Iod – zu einer Gruppe mit ähnlichen Eigenschaften zusammen. Döbereiner fand heraus, dass unter drei chemisch ähnlichen Elementen die relative Atommasse des einen (mittleren) ungefähr dem arithmetischen Mittel der Atommassen der beiden anderen Elemente entsprach – z.B. Calcium 40, Strontium 88, Barium 137 (88 ist ungefähr gleich der Hälfte von $40 + 137 = 177$). Weitere Gruppen kamen durch den französischen Chemiker Jean Baptist André *Dumas* (1800–1884), Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur (1851/52), sowie durch den deutschen Chemiker und Hygieniker Max von *Pettenkofer* (1818–1901), Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon (1850), hinzu. 1860 stellte der italienische

Chemiker Stanislaus Cannizzaro (1826–1910) auf dem Chemiker-Kongress in Karlsruhe eine »tellurische Helix« vor, auf der die damals bekannten Elemente in einer Spirale nach der relativen Atommasse angeordnet waren. Seine Vorschläge, die auf wesentlich genaueren Bestimmungen der Atomgewichte beruhten, fanden jedoch wenig Beachtung. 1862 veröffentlichte Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois (1820–1886), Professor für Geologie in Paris, eine Arbeit, in der er die bekannten Elemente ebenfalls in der Reihenfolge ihrer relativen Atommassen in Form einer Schraubenlinie auf einem Zylinder so anordnete, dass Elemente mit ähnlichen Eigenschaften (wie die so genannten Alkalien Lithium, Natrium, Kalium, die Erdalkalien Magnesium, Calcium, Barium oder die Halogene Fluor, Chlor, Brom, Iod) in senkrechten Linien erschienen. Ein weiterer Schritt in Richtung des heute verwendeten Periodensystems gelang dem englischen Chemiker John Alexander Reina Newlands (1837–1898). Er stellte fest, dass bei der Anordnung der Elemente nach steigendem Atomgewicht nach jeweils sieben Elementen ein Element folgt, das dem Anfangsglied der Reihe chemisch ähnlich ist. Daraus entwickelte er, begrifflich angelehnt an die Musiktheorie, das *Gesetz der Oktaven* (1865).

Der Chemiehistoriker Otto P. Krätz stellte in seiner Arbeit »Zur Frühgeschichte des Periodensystems der Elemente« (in: *RETE Strukturgeschichte der Naturwissenschaften*, 1, Heft 2 (1972) S. 145–166) jedoch fest, dass bereits fünf Jahre vor Döbereiner der Baseler Doktor der Philosophie und Medizin Johann Ludwig Falckner (1787–1831), Mitglied der schweizerischen Gesellschaft von Naturforschern, ein System natürlicher Familien in seinen *Beyträgen zur Stöchiometrie und chemischen Statik* (1824) vorschlug. Noch früher beschäftigte sich der Hallenser Professor der Technologie Johann Ludwig Georg Meinecke (1781–1823) in einer Veröffentlichung unter dem Titel »Ueber den stöchiometrischen Werth der Körper, als ein Element ihrer chemischen Anziehung« (*Journal für Chemie und Physik*, Bd. 27 (1819) S. 39–47) mit der Formulierung von »Familien der Sippschaften«. Dazu schrieb Krätz: »Wir haben hier fraglos eine Idee vorliegen, die der Döbereinerschen Triadenregel vorausgeht.« Meinecke hatte »drei Paare zunächst ähnlicher Körper« zusammengestellt: »Baryt und Strontian«, »Kalk und Talk« sowie »Kali und Natron«. Krätz bescheinigt Meinecke, dass aus seinen »Worten eine Vorahnung des *Periodensystems der Elemente* zu erblicken« sei und fährt fort: »Tatsächlich hat dann auch bald ein eifriger Leser des *Schweiggerschen Journals für Chemie und Physik* den Versuch gewagt, ein großes *System der natürlichen Elementfamilien* zu entwickeln. 1824 trat der Baseler Arzt Johann Ludwig Falckner mit einem kleinen in Basel gedruckten Büchlein hervor. [Titel siehe oben.] Über das Leben Falckners scheint wenig bekannt zu sein. Aus seinem Büchlein kann man nur entnehmen, dass er selbst in einem eigenen Laboratorium stö-

chiometrische Versuche anstellte, *Schweiggers* und *Gilberts Journal* las, an einer geschwächten Gesundheit litt und erstaunlich viel über *Zahlentheorie* wusste. Seine Betrachtungen nahmen offensichtlich von den Werken *Leibnizens* über *Dualzahlen* ihren Ausgang, und dies scheint ihn in die Richtung der *Proutischen Hypothese* gedrängt zu haben.«

Über die fast gleichzeitige Entdeckung des periodischen Systems der chemischen Elemente durch zwei Wissenschaftler, in Deutschland und in Russland, schrieb *Günther Kerstein*:

»Zu dem noch heute gültigen periodischen System der Elemente kamen in den Jahren 1864–1870 unabhängig voneinander *Dimitri Mendelejew* (1834–1907) und *Lothar Meyer* (1830–1895). Mendelejew war das 14. Kind eines russischen Schuldirektors. Er studierte mit einem staatlichen Stipendium in Petersburg Naturwissenschaften und wurde danach Oberlehrer, dann Dozent für Chemie in Petersburg. Lothar Meyer war Professor der Physik und Chemie in Eberswalde, Karlsruhe und Tübingen.

1864 veröffentlichte Meyer eine Untersuchung der bekannten analogen Elementgruppen, in der er deren konstante Atomgewichtsdifferenzen feststellte. 1868 stellte er eine Tabelle zusammen, die er jedoch nur in Vorlesungen gebrauchte. Im nächsten Jahr trat Mendelejew in der Russischen Chemischen Gesellschaft mit einer Anordnung der Elemente in 19 Spalten an die Öffentlichkeit, 1870 erschien in den »*Annalen der Chemie*« – durch die Veröffentlichung Mendelejews angeregt – eine verbesserte Zusammenstellung Lothar Meyers, und im selben Jahr stellte Mendelejew das periodische System der Elemente fast in der heute noch gültigen Form auf. Beide Forscher kamen zu den gleichen Vorstellungen, doch hat Mendelejew die Bedeutung seiner Erkenntnisse tiefer erfasst. Er stellt die These auf, dass die Größe des Atomgewichtes den Charakter eines Elementes bestimme, er berichtete durch die Kenntnis der Analogien einige Atomgewichte, entdeckte neue Analogien und erwartete die Entdeckung neuer Elemente, deren Eigenschaften er voraussah.«

Der Chemiehistoriker *Günther Kerstein* kommt zu dem Schluss:

»Die Entwicklung des periodischen Systems der Elemente war eine der größten Leistungen der Naturwissenschaften des vorigen Jahrhunderts. Die neuen Erkenntnisse bildeten das Fundament, auf dem die anorganische Chemie weiter aufbauen konnte.«

Handwritten periodic table by Dmitri Mendeleev, showing elements with their atomic weights and some handwritten notes in Russian. The table is organized into groups and periods, with some elements marked as 'discovered' or 'predicted'.

$\text{H} = 1$ $\text{Li} = 7$ $\text{Na} = 23$ $\text{K} = 39$ $\text{Rb} = 85,4$ $\text{Cs} = 133$ $\text{Fr} = 210$ $\text{Be} = 9,4$ $\text{Mg} = 24$ $\text{Zn} = 65,4$ $\text{Cd} = 112$ $\text{Hg} = 200$															
$\text{B} = 11$ $\text{Al} = 27,4$ $\text{Ga} = 69,7$ $\text{In} = 75,6$ $\text{Tl} = 204$															
$\text{C} = 12$ $\text{Si} = 28,1$ $\text{Ge} = 72,6$ $\text{Sn} = 118$ $\text{Pb} = 207$															
$\text{N} = 14$ $\text{P} = 31,0$ $\text{As} = 75$ $\text{Sb} = 122$ $\text{Bi} = 210$															
$\text{O} = 16$ $\text{S} = 32$ $\text{Se} = 79,4$ $\text{Te} = 128$															
$\text{F} = 19$ $\text{Cl} = 35,5$ $\text{Br} = 80$ $\text{I} = 127$															
$\text{He} = 4$ $\text{Ne} = 20,2$ $\text{Ar} = 39,9$ $\text{Kr} = 83,8$ $\text{Xe} = 131,3$ $\text{Rn} = 222$															

Additional handwritten notes and corrections are visible throughout the table, including atomic weights and element symbols in Cyrillic script.

Abb. 1 Erste Darstellung des periodischen Systems – Übertragung einer handschriftlichen Aufzeichnung von Mendelejew durch B. M. Kedrov (1903–1985, Direktor des Instituts für Geschichte der Naturwissenschaft und Technik in Moskau)

Wilhelm Strube hat in seinem Buch *Der historische Weg der Chemie* (Köln 1989) das »Periodensystem der Elemente« wie folgt charakterisiert (er verwendet die Transkription »Mendeleev«):

»Mendeleev liebte die Kühnheit des Gedankens. Sein Grundsatz lautete: »Die meßbaren chemischen und physikalischen Eigenschaften der Elemente und ihrer Verbindungen stehen in periodischer Abhängigkeit von den Atomgewichten der Elemente.« Nach dem Vorbild seiner Vorgänger unterschied er »typische Elemente«. Aber er erkannte Lücken in dem System und erkühnte sich zu der Behauptung, daß sie von noch zu entdeckenden Elementen ausgefüllt werden würden. (...)

Die Arbeit von *Mendeleev* ermunterte *L. Meyer* noch im gleichen Jahr, 1869, zur Publikation seiner Abhandlung ›Die Natur der chemischen Elemente als Funktion ihrer Atomgewichte‹. *Meyer* bezog sich auf *Mendeleevs* Periodensystem, das er durch einige Umstellung verbesserte. *Mendeleev* selbst nahm 1870 weitere Verbesserungen vor; das neue System erwies sich als ausbaufähig wie jedes richtig gegründete.«

Strube berichtet weiterhin:

»Die Entdeckung des Germaniums im Jahre 1886 durch *Clemens Winkler* [1838–1904; Professor für Chemie an der Bergakademie in Freiberg/Sachsen] überzeugte schließlich die meisten Chemiker von der Richtigkeit des Periodensystems. *Mendeleev* hatte das zur vierten Gruppe zählende unbekannte Element Eka-silicium (ES) genannt ...«

Die von *Mendelejew* (eine dritte gebräuchliche Transkription des Namens!) vorausgesagten Eigenschaften des Germaniums, – z.B. Atomgewicht 72/gefunden 72,60; spezifisches Gewicht 5,5/5,323 u. a. – stimmten außerordentlich gut mit den gemessenen Größen nach der Gewinnung des Metalls aus einem silberhaltigen Mineral überein. Germanium war das wichtigste Metall der Halbleiterindustrie in deren Anfangszeit, heute ist es weitgehend durch Silicium abgelöst.

Bevor die Geschichte der Entdeckung durch *Mendelejew* nach einem vor kurzen erschienenen Sachbuch mit dem Titel *Mendelejews Traum. Von den vier Elementen zu den Bausteinen des Universums* (Ullstein, München 2000) von Paul Strathern wiedergegeben wird, sei zur Entwicklung des Periodensystems abschließend Hans Joachim Störig (*Kleine Weltgeschichte der Wissenschaft*, Fischer Verlag, Frankfurt 1982) zitiert:

»Das periodische System schließt wie jede wissenschaftliche Großtat eine lange Entwicklungsreihe ab. In unserem Falle reicht diese Reihe von den ersten philosophischen Fragen nach den Bausteinen der Welt über die Bemühungen der Alchemisten und über Boyles Programm der Elementensuche bis ins 19. Jahrhundert. Mit dem periodischen System, das sich mit jeder weiteren Auffindung und Einordnung eines neues Elementes neu bestätigte und festigte, hatte die Chemie ein Schema, in das alles bisher über die Elemente Bekannte sich folgerichtig einordnen ließ.«

Auf einem Foto aus dem letzten Jahrzehnt des 19. Jahrhunderts ist der Chemiker *Mendelejew* mit einem mächtigen weißen Bart, der ungekämmt in drei Spitzen endet, an seinem mit Papieren übersäten Schreibtisch abgebildet. Hinter ihm ist ein