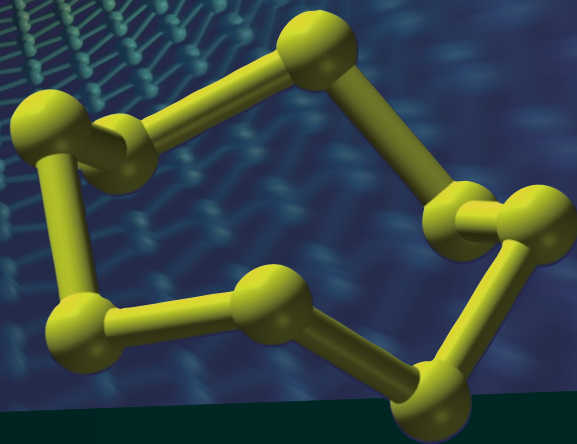


Sylvia Feil  
Jörg Resag  
Kristin Riebe



# Faszinierende Chemie

Eine Entdeckungsreise vom  
Ursprung der Elemente  
bis zur modernen  
Chemie



---

# Faszinierende Chemie

---

Sylvia Feil · Jörg Resag · Kristin Riebe

# Faszinierende Chemie

Eine Entdeckungsreise  
vom Ursprung der Elemente  
bis zur modernen Chemie

 Springer

# IV

Sylvia Feil  
Burgdorf, Deutschland

Kristin Riebe  
Potsdam, Deutschland

Jörg Resag  
Leverkusen, Deutschland

ISBN 978-3-662-49919-1  
DOI 10.1007/978-3-662-49920-7

ISBN 978-3-662-49920-7 (eBook)

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

© Springer-Verlag Berlin Heidelberg 2017

Das Werk einschließlich aller seiner Teile ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwertung, die nicht ausdrücklich vom Urheberrechtsgesetz zugelassen ist, bedarf der vorherigen Zustimmung des Verlags. Das gilt insbesondere für Vervielfältigungen, Bearbeitungen, Übersetzungen, Mikroverfilmungen und die Einspeicherung und Verarbeitung in elektronischen Systemen.

Die Wiedergabe von Gebrauchsnamen, Handelsnamen, Warenbezeichnungen usw. in diesem Werk berechtigt auch ohne besondere Kennzeichnung nicht zu der Annahme, dass solche Namen im Sinne der Warenzeichen- und Markenschutz-Gesetzgebung als frei zu betrachten wären und daher von jedermann benutzt werden dürften.

Der Verlag, die Autoren und die Herausgeber gehen davon aus, dass die Angaben und Informationen in diesem Werk zum Zeitpunkt der Veröffentlichung vollständig und korrekt sind. Weder der Verlag noch die Autoren oder die Herausgeber übernehmen, ausdrücklich oder implizit, Gewähr für den Inhalt des Werkes, etwaige Fehler oder Äußerungen.

Planung: Dr. Lisa Edelhäuser

Einbandentwurf: deblik, Berlin

Einbandabbildung: Glühwürmchen: Radim Schreiber [www.fireflyexperience.org](http://www.fireflyexperience.org)

Schwefelkrone: Ben Mills/Wikimedia Commons

Kohlenstoffnanoröhre: Kristin Riebe

Gedruckt auf säurefreiem und chlorfrei gebleichtem Papier.

Springer ist Teil von Springer Nature

Die eingetragene Gesellschaft ist Springer-Verlag GmbH Berlin Heidelberg

# Einleitung

Chemie – Tanz der Atome und Moleküle, aus denen alles besteht, was uns umgibt

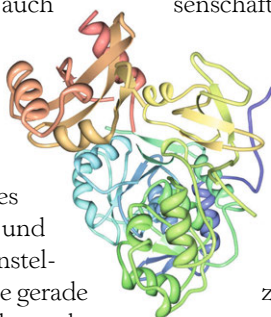
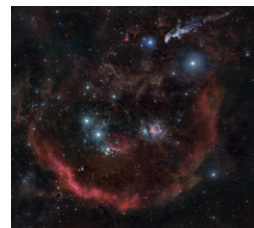
Wer Ende Juli durch einen dunklen Wald streift und am Wegrand Glühwürmchen entdeckt, kennt die Faszination, die dieses Blinken hervorruft. Phänomene wie dieses, bei dem Energie aus einer chemischen Bindung in Form von Licht freigesetzt wird, machten schon unsere Vorfahren neugierig. Doch sie konnten noch nicht ahnen, dass auch hinter diesem magischen Funkeln die Kraft der Chemie steckt.

Dieses Buch streift durch verschiedene Bereiche der Chemie und greift Wissenswertes, Überraschendes und Interessantes auf. Dabei haben wir den Begriff der Chemie relativ weit gefasst, und auch Übergangsbereiche zu benachbarten Wissenschaften wie der Physik, Biologie und Geologie mit einbezogen. Wir haben uns bei der Auswahl der Themen von unserer Neugier leiten lassen und uns wurde wieder einmal bewusst, welches weite Feld diese Wissenschaft umspannt und wie viel Einfluss sie hat. Beim Zusammenstellen des Buchs war uns wichtig, die Chemie gerade nicht nur im systematischen Zusammenhang des Periodensystems, sondern auch im geologischen, physikalischen und biologischen Kontext zu betrachten.

Die *Faszinierende Chemie* ist so konzipiert, dass auf jeweils einer Doppelseite ein Thema erklärt und mit Grafiken und Fotos veranschaulicht wird. Für alle, die mehr zu einem Thema erfahren wollen, gibt es im unteren Seitenbereich Hinweise auf weiterführende Literatur und Internetseiten.



Zusätzlich verweisen wir hier auf Artikel im Buch, in denen bestimmte Schlagworte näher erläutert werden. So können Sie die Artikel nacheinander lesen – oder auch in beliebiger Reihenfolge. Das besondere Konzept dieses Buchs – die Chemie über möglichst viele Bilder zu entdecken – spornte uns als Autorenteam besonders an und wir versuchen, mit vielen klaren, anschaulichen und beeindruckenden Grafiken und Fotos, diese Wissenschaft und ihre Vorgänge begreifbar zu machen.



Gehen Sie mit uns auf eine Entdeckungsreise, die bei den Grundlagen der Chemie beginnt. Hier steigen wir in diese Wissenschaft ein und beantworten Fragen wie beispielsweise: Was ist ein Atom? Wie schreiben Chemiker Strukturen? Warum nutzen sie verschiedene Modelle, um etwas zu erklären? Was für eine Rolle spielt die Symmetrie der Moleküle? Welche Wechselwirkungen gibt es? Was tauschen Reaktionspartner untereinander aus, wenn sie miteinander reagieren – Ionen oder Elektronen?

Anschließend betrachten wir, wie chemische Elemente entstehen – sei es kurz nach dem Urknall oder später in Fusionsprozessen in den Zentren der Sterne. Anknüpfend daran schauen wir, wie Leben durch Selbstorganisation und Replikation entstanden sein könnte und wie es unsere Welt prägt. Wir gehen darauf ein, wie das Leben selbst die Oberfläche des Planeten Erde verändert hat und immer noch verändert – von frühen Mikroorganismen, die die Atmosphäre mit Sauerstoff anreicherten, bis zur Entstehung von Erdöl aus biologischem Material.

Im nächsten Teil wenden wir uns der Chemie in der frühen Menschheitsgeschichte zu, eine Zeit, in der durch Beobachten und Ausprobieren die ersten chemischen Verfahren entstanden. Es bildeten sich Wissensschätze heraus, die über Generationen weitergereicht wurden, ganz gleich, ob es sich um die Heilkunde unter Naturvölkern, um die Alchemie oder um Handwerkstechniken wie Schmiedekunst, Gerberei und Seifensiederei handelte. In dieser Zeit war die Chemie lange eine Teilwissenschaft der Medizin und Philosophie.

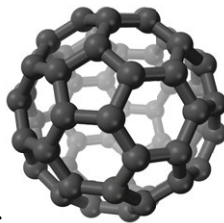
Mit dem Einzug der Chemie als Naturwissenschaft an die Universitäten im 19. Jahrhundert sind wichtige Erfindungen verbunden: Justus von Liebig entwickelte den Dünger gegen den Hunger der Welt, Robert Wilhelm Bunsen schuf mit dem Gasbrenner ein Utensil, das bis heute nicht aus den Laboren wegzudenken ist. Wilhelm Ostwald bereitete der Katalyse den Weg und schaffte es damit, chemische Reaktionen auch bei ungünstigen Bedingungen ablaufen zu lassen. Auch die wissenschaftliche Dokumentation wurde vorangetrie-



ben – allen voran gründete Justus von Liebig 1832 die Fachzeitschrift *Liebigs Annalen*, die die Chemie lange Zeit geprägt hat und heute noch als *European Journal of Organic Chemistry* aufgelegt wird.

Im darauf folgenden Kapitel liegt der Schwerpunkt auf den wichtigen Anwendungen der Chemie in der Moderne. Wir durchstreifen die angewandte Chemie und geben Einblicke in wichtige Werk- und Baustoffe wie Metalle, Kunststoffe, Beton und Keramik.

Den Abschluss des Buchs bildet ein Blick in die aktuelle Forschung. Das Spektrum der Themen ist weit gefasst: Neue Werkstoffe wie Kohlenstoffnanoröhren, Graphen und messerscharfe Keramiken treffen auf moderne Werkzeuge wie hochauflösende Mikroskopierverfahren und die Geneditierung.



Lassen Sie sich faszinieren – von den schönen Bildern und Grafiken, von bekannten oder überraschenden Phänomenen und auch von der Struktur, die der Chemie inneohnt, ihrer Klarheit und Vielfalt.

Damit die Abbildungen den Text optimal ergänzen, wurden viele der Grafiken vom Autorenteam selbst erstellt. Zahlreiche weitere Abbildungen stellten uns Wissenschaftler und Fotografen zur Verfügung, denen wir an dieser Stelle noch einmal herzlich danken möchten.

Die Auswahl der Themen durch das Autorenteam stellte das Lektorat vor besondere Herausforderungen – waren doch so viele interdisziplinäre Wissensgebiete darunter. Für ihre vielen Anregungen und konstruktive Kritik danken wir Dr. Lisa Edelhäuser und Dr. Sarah Koch sowie Feray Steinhart.

An der Gesamtkonzeption des Buchs und der Auswahl der Themen war Dr. Vera Spillner mitbeteiligt; ohne sie hätte es dieses Buch so nicht gegeben. Lars Fischer inspirierte uns mit Grundideen und einigen Artikelentwürfen. Einer der Autoren (Jörg Resag) möchte sich zudem bei seinen Söhnen Kevin, Tim und Jan herzlich dafür bedanken, dass sie als Studenten der Geowissenschaften und Chemie ihre Ideen zu diesem Buch beigesteuert haben und immer wieder für Diskussionen sowie als kritische Testleser zur Verfügung standen. Allen übrigen Testlesern haben wir persönlich gedankt und ihre Anregungen gern eingearbeitet.

Sylvia Feil  
Jörg Resag  
Kristin Riebe

April 2016

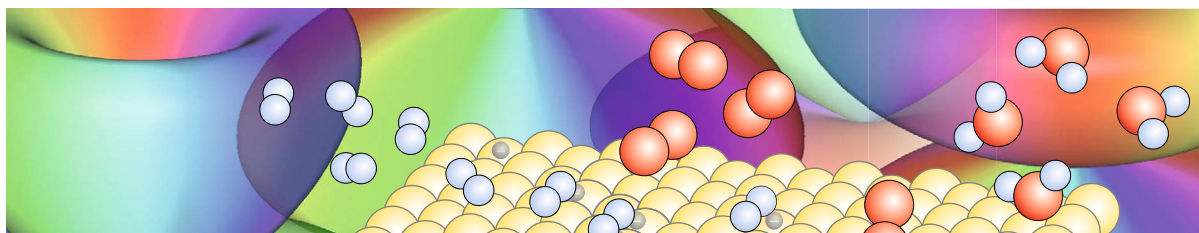




# Inhalt

Einleitung.....	V
Inhalt.....	VII

<b>1 Die Basis der Chemie.....</b>	<b>1</b>
Der Weg zum Atom – Warum Materie kein Kontinuum ist .....	2
Die Substruktur der Atome – Ein Hauch von Nichts.....	4
Die Wellenfunktion im Wasserstoffatom – Elektronen kreisen nicht, sie schwingen.....	6
Das Schalenmodell der Atomhülle – Vom Pauli-Prinzip zu den Orbitalen .....	8
Das Periodensystem – Ordnung im Zoo der Elemente.....	10
Die Stabilität der Atomkerne – Eine Gratwanderung.....	12
Radioaktive Zerfälle – Atomkerne suchen das Gleichgewicht.....	14
Chemische Reaktionsgleichungen – Die Sprache der Chemie.....	16



Die chemische Bindung – In den Elektronen steckt die Kraft.....	18
Das Wasserstoffmolekül – Elektronenwellen verbinden Atome .....	20
Was ist Entropie? – Eine Brücke zwischen Mikro- und Makrowelt .....	22
Die Triebkraft chemischer Reaktionen – Entropie und Gibbs-Energie.....	24
Katalysatoren – Wie man Schwung in eine Reaktion bringt.....	26
Säuren und Basen – Protonen auf Wanderschaft.....	28
pH-Wert und Mol – Wasser ist nicht nur H <sub>2</sub> O.....	30
Strukturformeln – Wie Moleküle dargestellt werden.....	32
Die Oktettregel – Nützlich aber nicht unumstößlich .....	34
Benzol – Ein Ring, sie zu binden .....	36
Die elektrochemische Spannungsreihe – Edle und unedle Metalle .....	38

<b>2 Vom Urknall zu den Elementen .....</b>	<b>41</b>
Der Urknall – Startschuss für das Universum .....	42
Materie im expandierenden Universum – Atome, dunkle Materie und dunkle Energie.....	44



Die nukleare Heliumsynthese – Das frühe Universum als Fusionsreaktor .....	46
Die ersten Atome – ... und das älteste Licht der Welt .....	48
Erste Sterne und Galaxien entstehen – Aufbruch zu den schweren Elementen .....	50
Im Fusionsofen der Sterne – Wie man schwere Elemente macht .....	52
Supernovae – Wie überschwere Elemente entstehen .....	54
Die Häufigkeiten chemischer Elemente – ... und wie es dazu kommt .....	56
Spektrallinien – Der optische Fingerabdruck der Elemente .....	58
Das interstellare Medium – Gas und Staub im Weltraum .....	60
Molekülwolken – Staubkörner als kosmische Minilabore .....	62
Biomoleküle im Weltall – Auf den Spuren der Ursprünge des Lebens .....	64
Wasser im Sonnensystem – Vom Krater-Eis Merkurs bis zu den Eismonden .....	66
Meteoriten – Himmlisches Eisen und Widmanstätten-Figuren .....	68
<b>3 Chemie der Erde und der Planeten .....</b>	<b>71</b>
Woraus bestehen Planeten? – Auf dem Weg in das Energietal .....	72
Das Innere der Erde – Eine Reise in die Tiefe .....	74
Der Ursprung der Minerale – Eine kurze Entstehungsgeschichte .....	76
Olivin – Das grüne Mineral aus den Tiefen der Erde .....	78
Zirkon – Zeitkapseln aus der Frühzeit der Erde .....	80
Quarz – ... und der Kreislauf des Sandes .....	82
Feldspat – Baustoff der Erdkruste .....	84
Pyroxen, Amphibol und Glimmer – Minerale zwischen Olivin und Quarz .....	86
Magmatische Gesteine – Basalt, Granit und Co. ....	88





Metamorphe Gesteine – Kratone und die ältesten Gesteine der Erde .....	90
Verwitterung und Tonminerale – Was der Zahn der Zeit übrig lässt .....	92
Eisensulfid – Vom Wattenmeer zum Katzensgold .....	94
Meerwasser und Evaporite – Wenn Meere austrocknen .....	96
Kalk und Dolomit – Wenn Riffe zu Bergen werden .....	98
Der Carbonat-Silicat-Zyklus – Wo befindet sich das Kohlendioxid der Erde? .....	100
Treibhausgase – Die Wärmedecke der Erde .....	102



Wandlungsfähiger Kohlenstoff – Graphit und Diamant – zwei ungleiche Zwillinge .....	104
Methanhydrat – Brennendes Eis .....	106
Erdöl – Das schwarze Gold aus der Tiefe .....	108
Kohle – Das Erbe urzeitlicher Wälder .....	110
Titans eisige Welt – Tholine und Seen aus Methan .....	112
Ios vulkanische Schwefelwelt – Calderen, Lava und Schwefelseen .....	114
Materie unter Druck – Chemie bei beengten Verhältnissen .....	116
Meteoriteneinschläge – Spurensuche im Gestein .....	118
Globale Massensterben – Wenn die Erde zur Todeszone wird .....	120
Mit Isotopen auf Spurensuche – Was C-13, C-14 und O-18 uns verraten .....	122

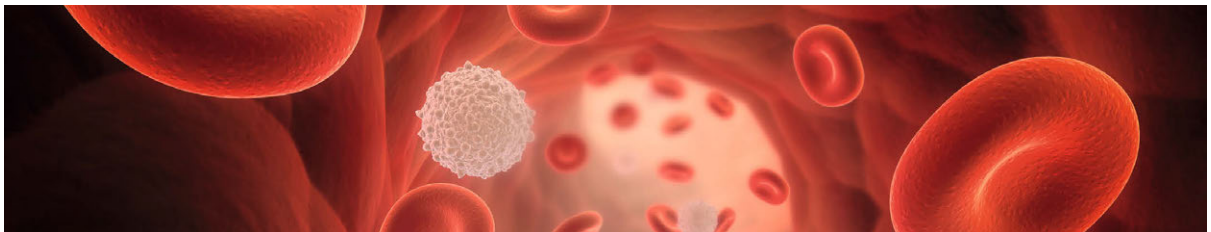


<b>4 Entstehung des Lebens .....</b>	<b>125</b>
Wasser – Ein besonderer Stoff .....	126
Entstehung des Lebens – Von Molekülen zu Lebewesen .....	128
Membranen – Wie ein abgeschlossener Reaktionsraum entsteht .....	130

Schwarze Raucher – Seit Urzeiten bis heute ein Hotspot des Lebens.....	132
Die frühe Erde – Erste Spuren des Lebens .....	134
RNA-Welt – Vom Makromolekül zur Replikation .....	136
Chiralität – Wenn Moleküle die Schwingungsebene des Lichts drehen .....	138
Entropie und Leben – Wie Ordnung im Chaos entsteht.....	140

## 5 Biochemie..... 143

Die Nanowelt der Zellen – Im Reich der Makromoleküle .....	144
ATP-Synthase – Der rotierende Energiewandler.....	146
Glykolyse – Wie man aus Zucker Energie gewinnt.....	148
Pyruvat-Oxidation – ... und ein gigantischer Enzymkomplex .....	150
Der Citratzyklus – Drehscheibe des Stoffwechsels.....	152
Die Atmungskette – Knallgasreaktion in kleinen Schritten .....	154
Gärung und anaerobe Atmung – Leben ohne Sauerstoff.....	156



Photosynthese – Das Licht der Sonne nutzen .....	158
Der Calvin-Zyklus – Photosynthese Teil II.....	160
Zellen simulieren – Leben im Computermodell .....	162
Ribosomen – Molekulare Maschinen für die Proteinproduktion .....	164
Flagellen, Cilien – ... und der Stammbaum des Lebens.....	166
Motorproteine und Zellskelett – Das Leben braucht Bewegung.....	168
Zucker – Kohlenhydrate sind mehr als nur süß.....	170
Fette – Energiespeicher und Baustoff für Membranen.....	172
Kalium – Eine Banane zu viel?.....	174
Proteine – Vielfältige Moleküle .....	176
Verdauung – Von Salzsäure über Enzyme bis zum Mikrobiom .....	178
Alkaloide – Giftige Abwehr bei Pflanzen.....	180
Terpene – Von Lösungsmitteln bis Vitamin A .....	182
Cellulose – Kohlenhydrate als Baustoff und nachwachsender Rohstoff.....	184
Eisen im Körper – Hämoglobin für den Sauerstofftransport .....	186



Boten im Nervensystem – Die chemische Signalübertragung..... 188  
 Drogen im Nervensystem – Konkurrenz um die Rezeptoren ..... 190  
 Gifte in der Nahrung – Was Menschen früher (versehentlich) umbrachte..... 192  
 Geruchsstoffe im grünen Bereich – Chemische Kommunikation liegt in der Luft ..... 194  
 Biolumineszenz – Was Quallen und Glühwürmchen zum Leuchten bringt ..... 196

**6 Chemie in der Menschheitsgeschichte..... 199**

Feuer – Roden, Heizen, Trocknen, Licht und Kochen..... 200  
 Schwarzpulver – Pyrotechnische Anwendungen ..... 202  
 Porzellan – Das weiße Gold aus China..... 204  
 Zement – Von Sand und Mörtel zum Baustoff der Römer..... 206  
 Beton – Baustoff der Moderne..... 208  
 Metalle unserer Vorfahren – Wie Ötzi zu seinem Kupferbeil kam ..... 210  
 Alkoholische Gärung – Hefe unter Atemnot..... 212  
 Vom Alkohol zum Essig – Wenn Wein sauer wird ..... 214  
 Jagdgifte – Frösche und Pflanzen als Giftlieferanten ..... 216  
 Gerben – Wie aus Haut Leder wird..... 218  
 Seifen – Was die Germanen den Römern voraus hatten ..... 220  
 Naturmedizin – Arzneien aus Wäldern und Wildtieren..... 222  
 Naturfarben und -lacke – Ausdrucksmittel und Handwerk ..... 224  
 Kristallfarben – Minerale als Rohstoff für Pigmente ..... 226  
 Der Stein der Weisen – Alchemie ..... 228





<b>7 Chemie der Moderne</b> .....	<b>231</b>
Stickstoff – Aus der Luft gegriffen: Haber-Bosch-Verfahren.....	232
Dünger – Gegen den Hunger der Millionen .....	234
Chemische Kampfstoffe – Giftgas und Nervengifte.....	236
Säuren – Ein Rundgang .....	238
Sprengstoffe – Dynamit, TNT, Hexogen .....	240
Quecksilber, Cadmium und Blei – Vom Nutzen und Schaden von Schwermetallen .....	242
Metallurgie – Vom Bergbau bis zu Eigenschaften nach Wunsch.....	244
Seltene Erden – ... sind auch bloß Metalle, aber wertvolle! .....	246
Aluminium – Das schwer zugängliche Leichtgewicht.....	248
Metalle aus dem Meer – Manganknollen und Tiefseeeräsen .....	250
Korrosion – Wenn Sauerstoff einen alt aussehen lässt.....	252
Kupfer und Gold – Abbau und Gewinnung .....	254
Silicium und seine Oxide – Facetten eines universellen Gerüstbildners.....	256
Methan und Ethen – Fossile Alkane, Alkene und Petrochemie .....	258
Zeolithe – Katalysatormaterial und Wasserenthärter.....	260
Methanol und Ethanol – Alkohole für Kraftstoffe.....	262
Farbstoffe – Es ist alles so schön bunt hier.....	264
Ozon – Am Boden gefährlich, darüber unentbehrlich .....	266
Selbstreinigende Oberflächen – Wasser und Schmutz einfach loswerden.....	268
Ionische Flüssigkeiten – Flüssige Salze.....	270
Kunststoffe – Mit Neugier und Glück zu neuen Stoffen .....	272
Antibiotika – Mit den Waffen der Pilze gegen Bakterien.....	274

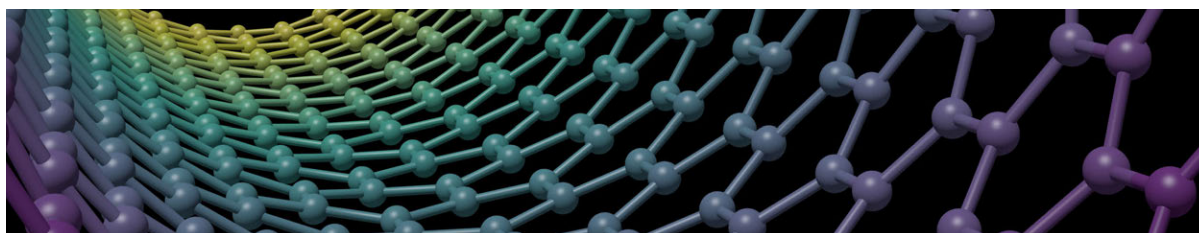




Tenside – Aktiv an Oberflächen .....	276
Maillard-Reaktion – Röststoffe: kross und duftend.....	278
Lebensmittelzusätze – Verdickungsmittel, Konservierungsstoffe und mehr.....	280
Kaffee – Ein Extrakt aus gerösteten Bohnen.....	282
Emulgatoren – Das Gelbe vom Ei in Saucen.....	284
Kaltes Leuchten – Fluoreszenz, Phosphoreszenz und Chemilumineszenz.....	286

## 8 Chemischer Ausblick.....289

Fullerene – Nano-Fußbälle aus Kohlenstoff.....	290
Kohlenstoff-Nanoröhren – Aufgerollter Kohlenstoff.....	292
Graphen – Hauchdünne Lagen aus Kohlenstoff.....	294
Der Weltraumlift – Fahrstuhl zu den Sternen.....	296

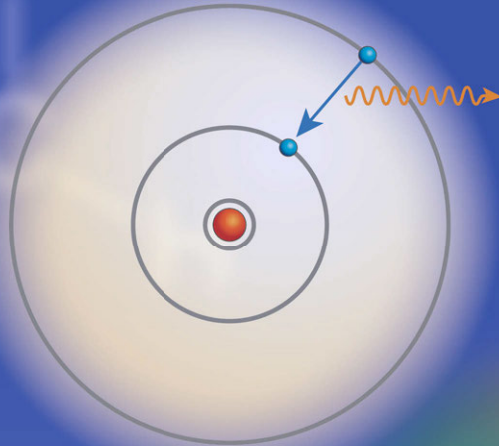
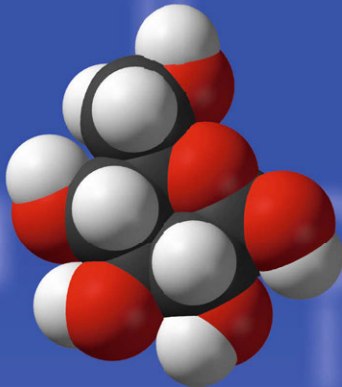
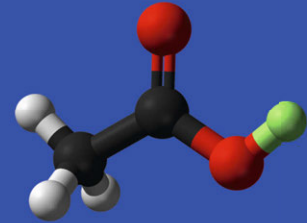


Werkzeuge aus Keramiken – Messerscharf und härter als Stahl .....	298
Fluoreszenzmikroskopie – Mit Leuchtfarbstoffen jenseits der Auflösungsgrenze.....	300
Spinnenseide – Aus der Natur zur Biofabrikation.....	302
Aerogel – Ein anorganisches Leichtgewicht .....	304
Das gentechnische Werkzeug CRISPR – Mit Geneditierung Krankheiten herauschneiden?.....	306

## Das Periodensystem der Elemente .....308

## Bildnachweis .....309

## Index.....319



**1 H**  
Wasserstoff  
1,008  
1 2,2

**3 Li** **4 Be**  
Lithium Beryllium  
6,94 9,012  
2/1 2/2 1,0 1,6

**11 Na** **12 Mg**  
Natrium Magnesium  
22,990 24,305  
2/8/1 2/8/2 0,9 1,3

**19 K** **20 Ca**  
Kalium Calcium  
39,098 40,078  
2/8/18/1 2/8/18/2 0,8 1,0

**21 Sc** **22 Ti**  
Scandium Titan  
44,956 47,867  
2/8/9/2 2/8/10/2 1,4 1,5

**23 V** **24 Cr**  
Vanadium Chrom  
50,942 51,996  
2/8/11/2 2/8/13/1 1,5 1,7

**25 Mn** **26 Fe**  
Mangan Eisen  
54,938 55,845  
2/8/13/2 2/8/14/2 1,8 1,8

**27 Co** **28 Ni**  
Cobalt Nickel  
58,933 58,693  
2/8/15/2 2/8/16/2 1,8 1,8

**29 Cu** **30 Zn**  
Kupfer Zink  
63,546 65,38  
2/8/18/1 2/8/18/2 1,9 1,9

**37 Rb** **38 Sr**  
Rubidium Strontium  
85,468 87,62  
2/8/18/8/1 2/8/18/8/2 0,8 1,0

**39 Y** **40 Zr**  
Yttrium Zirkonium  
88,906 91,224  
2/8/18/9/2 2/8/18/10/2 1,2 1,3

**41 Nb** **42 Mo**  
Niob Molybdän  
92,906 95,95  
2/8/18/12/1 2/8/18/13/1 1,5 1,6

**43 Tc** **44 Ru**  
Technetium Ruthenium  
[98] 101,07  
2/8/18/13/2 2/8/18/15/1 1,9 1,9

**45 Rh** **46 Pd**  
Rhodium Palladium  
102,906 106,42  
2/8/18/16/1 2/8/18/18 2,2 2,2

**47 Ag** **48 Hg**  
Silber Quecksilber  
107,868 200,592  
2/8/18/18/2 2/8/18/32/18/2 2,3 2,3

**55 Cs** **56 Ba**  
Cäsium Barium  
132,905 137,327  
2/8/18/18/8/1 2/8/18/18/8/2 0,8 0,9

**57-71**  
Lanthanoide

**72 Hf** **73 Ta**  
Hafnium Tantal  
178,49 180,948  
2/8/18/32/10/2 2/8/18/32/11/2 1,3 1,5

**74 W** **75 Re**  
Wolfram Rhenium  
183,84 186,207  
2/8/18/32/12/2 2/8/18/32/13/2 2,4 2,4

**87 Fr**  
Francium  
[223]  
2/8/18/32/18/8/1 0,7

**88 Ra**  
Radium  
[226]  
2/8/18/32/18/8/2 0,9

**89-103**  
Actinoide

**104 Rf**  
Rutherfordium  
[261]  
2/8/18/32/32/10/2

**105 Db**  
Dubnium  
[268]  
2/8/18/32/32/11/2

**106 Sg**  
Seaborgium  
[269]  
2/8/18/32/32/12/2

**107 Bh**  
Bohrium  
[270]  
2/8/18/32/32/13/2

**108 Hs**  
Hassium  
[278]  
2/8/18/32/32/14/2

**109 Mt**  
Meitnerium  
[278]  
2/8/18/32/32/15/2

**110 Ds**  
Darmstadtium  
[281]  
2/8/18/32/32/17/1

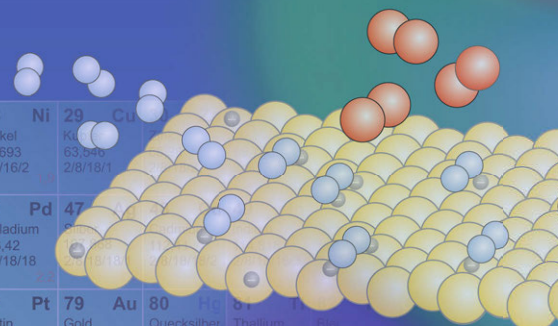
**111 Rg**  
Röntgenium  
[280]  
2/8/18/32/32/18/1

**112 Cn**  
Copernicium  
[285]  
2/8/18/32/32/18/2

**113 Uut**  
Ununtrium  
[286]  
2/8/18/32/32/18/3

**114 Fl**  
Flerovium  
[289]  
2/8/18/32/32/18/4

**115 Uu**  
Ununpentium  
[290]  
2/8/18/32/32/18/5





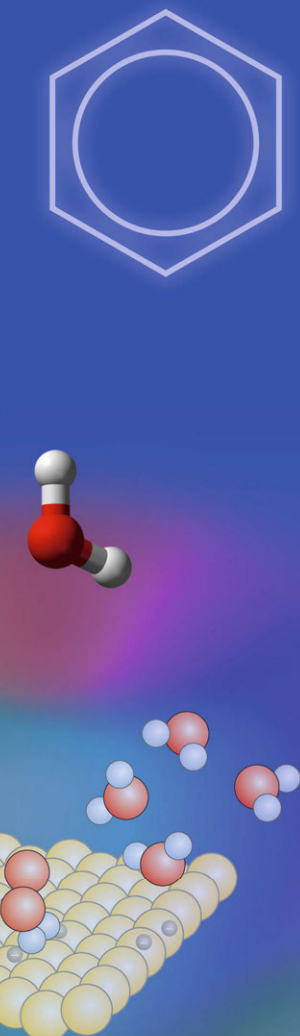
# 1 Die Basis der Chemie

Was geschieht, wenn sich Atome zu Molekülen verbinden? Woher wissen wir eigentlich, dass es Atome gibt? Was gibt Atomen ihre Eigenschaften und wie sehen sie in ihrem Inneren aus? Das sind die Grundfragen, mit denen sich das erste Kapitel dieses Buchs beschäftigt.

Bereits im antiken Griechenland vermuteten die Menschen, dass Materie aus kleinsten Bausteinen – den Atomen – besteht. Aber erst im frühen 20. Jahrhundert gelang es der Chemie und der Physik, die atomare Struktur der Materie offenzulegen und den inneren Aufbau der Atome zu entschlüsseln: Ein winziger massiver Atomkern bildet das Zentrum jedes Atoms, in dessen elektrischem Feld sich stehende Quantenwellen aus Elektronen ausbilden.

Viele der empirischen Erkenntnisse der Vergangenheit lassen sich so endlich verstehen: Jedes chemische Element hat einen festen Platz im Periodensystem, festgelegt durch die Zahl der Protonen in seinem Atomkern. Aus der Balance der Protonen und Neutronen im Atomkern ergibt sich, ob Atome stabil sind oder radioaktiv zerfallen. Die Elektronenwellen der Atomhülle legen wiederum das chemische Verhalten der Atome fest, wobei der zufällige Tanz der Atome und Moleküle eine chemische Reaktion vorantreibt – der Begriff der Entropie spielt daher eine wichtige Rolle. Katalysatoren können hier den Teilchen helfen, energetische Hürden zu überwinden.

Um das vielfältige Verhalten der Atome und Moleküle zu erfassen, haben sich in der Chemie viele Begriffe und Schreibweisen herausgebildet: praktische Formelschreibweisen für Reaktionen, anschauliche Darstellungsmöglichkeiten für Moleküle, quantitative Begriffe wie der pH-Wert sowie Faustregeln wie die Oktettregel. All dies und noch mehr behandelt dieses Kapitel.



## Der Weg zum Atom

### Warum Materie kein Kontinuum ist

Woher wissen wir eigentlich, dass Materie aus Atomen aufgebaut ist? Erste Ideen dazu gab es schon im antiken Griechenland vor rund 2500 Jahren. Der Philosoph Leukipp und sein Schüler Demokrit vermuteten damals, Materie könne aus unteilbaren Bausteinen zusammengesetzt sein – entsprechend leitet sich unser moderner Begriff *Atom* vom griechischen Wort *átomos* (unteilbar) ab. Auch das Gegenkonzept, nach dem Materie ein beliebig teilbares Kontinuum ist, hatte seine Anhänger und war selbst am Ende des 19. Jahrhunderts noch nicht vom Tisch. Welche naturwissenschaftlichen Fakten sprechen demnach für Atome?

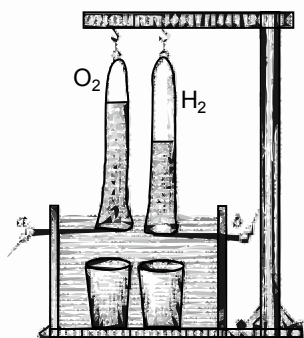
Ein erster Wegbereiter war die Erforschung der Gase im 18. und 19. Jahrhundert. Wenn man die Temperatur als mittlere Bewegungsenergie von Gasteilchen interpretierte, so konnte man die physikalischen Eigenschaften der Gase gut erklären. Insbesondere fand Amedeo Avogadro im Jahr 1811 heraus, dass bei festen Werten für Druck und Temperatur jedes Gas in einem gegebenen Volumen dieselbe Anzahl von Teilchen aufweisen

muss – egal um was für ein Gas es sich handelt. Bei Normalbedingungen (0 °C und Atmosphärendruck) sind das in 22,4 Litern Gas rund  $6,022 \cdot 10^{23}$  Gasteilchen (also 1 mol ↓).

Neben Gasen geben auch feste Stoffe Hinweise auf ihre atomare Struktur. Wenn man sich vorstellt, dass die Atome darin wie harte Kugeln regelmäßig aufeinander geschichtet sind, dann kann man sich gut erklären, warum Kristalle an ihren Ecken und Kanten bestimmte Winkel ausbilden.

Ein weiterer Hinweis kommt aus der Chemie: Wenn sich beispielsweise Stickstoff und Sauerstoff miteinander verbinden, dann kann dies auf mehrere Arten geschehen: Das Gewichtsverhältnis von Stickstoff zu Sauerstoff kann 14:16 oder 14:32 sowie 28:16 betragen – und sogar weitere Verhältnisse sind möglich, wobei immer ein Vielfaches von 14 zu einem Vielfachen von 16 entsteht.

Calcitkristall (CaCO<sub>3</sub>)



Erste quantitative Wasserelektrolyse durch Johann Wilhelm Ritter um das Jahr 1800.

Da dabei nach der Formel



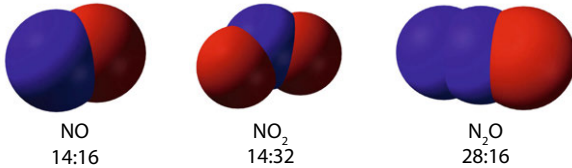
doppelt so viele Wasserstoffmoleküle wie Sauerstoffmoleküle entstehen, nehmen diese nach Avogadro auch doppelt so viel Raum ein.



pH-Wert und Mol → S. 30

T. Fox Mach und Boltzmann heute Universität Wien, [http://www.univie.ac.at/ivc/koll/FOX\\_machboltzmann.pdf](http://www.univie.ac.at/ivc/koll/FOX_machboltzmann.pdf)

A. Einstein Über die von der molekularkinetischen Theorie der Wärme geforderte Bewegung von in ruhenden Flüssigkeiten suspendierten Teilchen Im Internet, z. B. unter <http://www.zbp.univie.ac.at/dokumente/einstein2.pdf>



3D-Modelle einiger Stickoxide (die Atome sind mit ihren Van-der-Waals-Radien gezeichnet) und ihre Proportionen

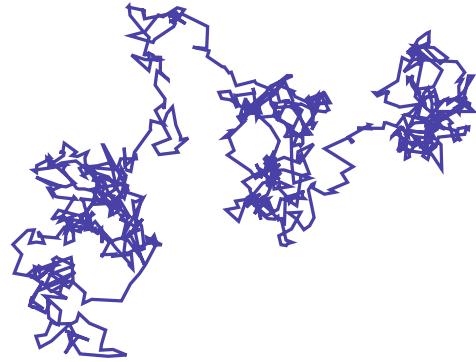
John Dalton erklärte im Jahr 1803 solche Mengenverhältnisse dadurch, dass sich ein oder mehrere Stickstoffatome mit einem oder mehreren Sauerstoffatomen zu einem Molekül verbinden. Dabei muss man dem Stickstoffatom das Gewicht 14 und dem Sauerstoffatom das Gewicht 16 in passenden Einheiten zuordnen. Dalton präsentierte damit ein überzeugendes Argument für die Existenz von Atomen, doch viele Physiker und Chemiker blieben skeptisch.

Um das Jahr 1880 gelang es Ludwig Boltzmann sogar, den zuvor unanschaulichen Begriff der Entropie (↓) aus der Zahl der mikroskopischen Verteilungsmuster der Atome in einem makroskopischen Körper abzuleiten. Hätte das nicht der endgültige Sieg der Atomhypothese sein müssen? Es gab jedoch immer noch ein Problem:



Niemandem war es je gelungen, ein Atom direkt nachzuweisen. Wenn man den Physiker Ernst Mach damals auf Atome ansprach, pflegte er deshalb skeptisch zu antworten: „Ham se welche gesehen?“

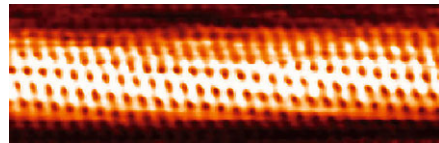
Ernst Mach (1838–1916). Er zweifelte an der realen Existenz von Atomen.



Die zufällige Brownsche Bewegung eines mikroskopischen Staubteilchens (simuliert)

Der Wendepunkt kam spätestens im Jahr 1905, als Albert Einstein die mikroskopischen Zitterbewegungen kleinster Staubteilchen (Brownsche Bewegung) durch die zufälligen Stöße von Molekülen erklärte und daraus quantitative Vorhersagen ableitete. Damit war es möglich geworden, die Auswirkung von Molekülstößen direkt zu beobachten und mit Einsteins Berechnungen zu vergleichen.

Heute sind wir in der Lage, mithilfe von Rastertunnelmikroskopen Atome auch leibhaftig sichtbar zu machen. Angesichts solcher Bilder hätte wohl auch Ernst Mach seine Zweifel fallen gelassen.



Aufnahme einer Kohlenstoffnanoröhre (↓) mit dem Rastertunnelmikroskop, das einzelne Kohlenstoffatome sichtbar macht

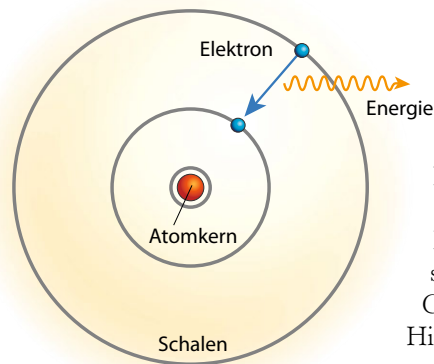


# Die Substruktur der Atome

## Ein Hauch von Nichts

Zu Beginn des 20. Jahrhunderts waren die Zweifel an der realen Existenz der Atome weitgehend aus dem Weg geräumt. Damit stellte sich die Frage, wie Atome eigentlich aussehen. Sind sie kompakte unteilbare Kugeln, oder besitzen sie eine Substruktur?

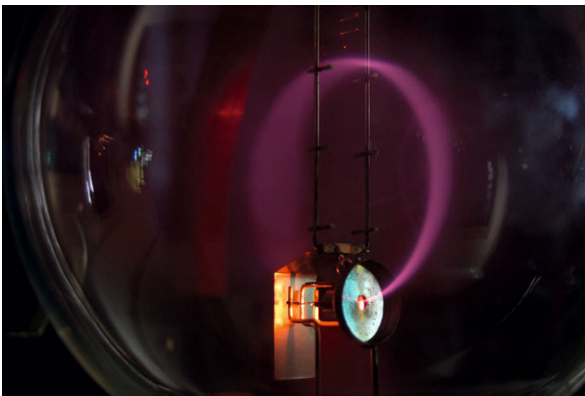
Einen ersten Schritt zur Klärung dieser Frage lieferte folgendes Phänomen: Wenn man einen negativ aufgeladenen Metalldraht (Kathode) im Vakuum oder in stark verdünnten Gasen erhitzt, so sendet er eine besondere Strahlung aus. Im Jahr 1897 fand Joseph John Thomson heraus, dass diese sogenannte *Kathodenstrahlung* aus winzigen negativ



Im Bohrschen Atommodell kann sich ein Elektron nur auf bestimmten Bahnen bewegen. Wechselt ein Elektron die Bahn, so wird ein energetisch passendes Photon absorbiert oder emittiert.

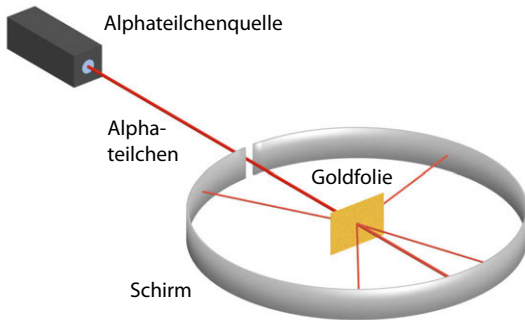
geladenen Teilchen – den *Elektronen* – besteht, die mehr als tausendmal leichter als die Atome des Drahts sind. In weiteren Experimenten erwiesen sich diese Elektronen als ein Hauptbestandteil aller Atome.

Da Atome elektrisch neutral sind, muss es darin auch positive Gegenladungen geben. In dieser Hinsicht half ein anderes Phänomen weiter, das man zu dieser Zeit gerade erst entdeckt hatte: die *Radioaktivität* (↓). Bestimmte radioaktive Elemente können dabei sogenannte *Alphateilchen* aussenden, die positiv geladen sind – ein erster Hinweis auf die gesuchten Gegenladungen.



Im Jahr 1909 beschloss die Forschungsgruppe von Ernest Rutherford eine dünne Goldfolie mit Alphateilchen und erhielt ein überraschendes Ergebnis: Fast alle Alphateilchen durchdrangen die Goldfolie nahezu ungehindert! Atome konnten also keineswegs die massiven Kugeln sein, für die man sie lange hielt. Einige wenige Alphateilchen wurden allerdings stark aus ihrer

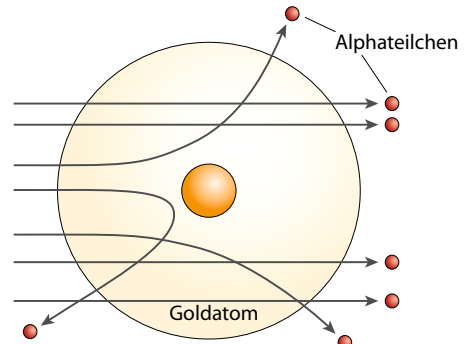
Elektronenstrahl in stark verdünnter Luft. Der Strahl wird von einem Magnetfeld zu einem Kreis gebogen – ein Beweis dafür, dass die Elektronen negativ geladen sind. Das violette Leuchten entsteht, wenn die Elektronen auf Luftmoleküle treffen und diese zum Leuchten anregen.



### Rutherford's Streueversuch

Bahn abgelenkt, so als seien sie im Inneren der Atome auf massive positiv geladene Objekte gestoßen. Rutherford schloss daraus, dass sich die gesuchten Gegenladungen in einem winzigen massiven Atomkern versammeln, der fast die gesamte Masse des Atoms ausmacht. Der Rest des Atoms ist einfach nur leerer Raum, in dem punktförmige negative Elektronen den positiven Atomkern irgendwie zu umkreisen scheinen, was man sich ähnlich zur Bewegung der Planeten im Sonnensystem vorstellte.

So gesehen sind Atome im Grunde ein Hauch von Nichts. Aber wieso benehmen sie sich dann wie ausgedehnte stabile Objekte? Und warum strahlen die kreisenden Elektronen keine Energie ab, obwohl sie dies analog zu den schwingenden Ladungen in einer Senderantenne eigentlich tun müssten, wodurch sie in den Atomkern stürzen würden?



Dieses Problem versuchte der dänische Physiker Niels Bohr im Jahr 1913 durch folgenden Trick zu lösen: Die Elektronen sollten den Atomkern nur auf ganz bestimmten Bahnen (Schalen) umkreisen, bei denen der Bahndrehimpuls ein ganzzahliges Vielfaches einer bestimmten Naturkonstante ist.

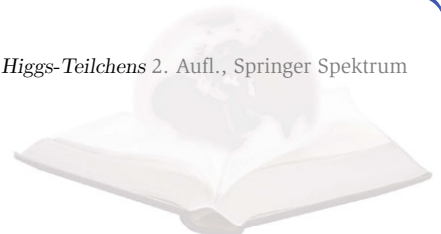
Beim einfachsten aller Atome – dem Wasserstoffatom – war das Bohrsche Atommodell sehr erfolgreich und konnte die Atomgröße und die Spektrallinien gut beschreiben. Bei komplexeren Atomen funktionierte es dagegen weniger gut. Außerdem blieb unklar, was der tiefere Grund für Bohrs Bahnbedingung war. Diese Probleme konnten erst um das Jahr 1925 durch die Entwicklung der Quantenmechanik gelöst werden, als klar wurde, dass sich Elektronen im Atom überhaupt nicht auf irgendwelchen Bahnen bewegen. Darum geht es auf den nächsten Seiten.

Bei den Wasserstoff-Spektrallinien ( $\downarrow$ ) im sichtbaren Licht (Balmer-Serie) fällt das Elektron von einer höheren Bahn ( $n > 2$ ) auf die zweit-tiefste Bahn ( $n = 2$ ) herunter. Die rote Linie rechts gehört zum Übergang  $3 \rightarrow 2$ , die blau-grüne Linie links daneben ist  $4 \rightarrow 2$  usw.



Spektrallinien → S. 58

J. Resag *Die Entdeckung des Unteilbaren: Quanten, Quarks und die Entdeckung des Higgs-Teilchens* 2. Aufl., Springer Spektrum 2014



# Die Wellenfunktion im Wasserstoffatom

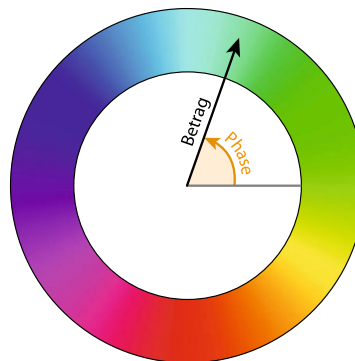
## Elektronen kreisen nicht, sie schwingen

Wie bewegen sich die Elektronen im anziehenden Feld des Atomkerns? Alle Versuche, sie wie im Bohrschen Atommodell auf bestimmte Bahnen zu zwingen, erwiesen sich letztlich als unbefriedigend – eine neue Idee musste her!

Ein erster Anhaltspunkt ergab sich, als man das Verhalten von Licht genauer betrachtete. Licht kann man zwar in der klassischen Physik gut als elektromagnetische Welle beschreiben, doch in der Welt der Atome reicht das nicht aus. Wie Albert Einstein im Jahr 1905 herausfand, besteht Licht nämlich aus einem Strom einzelner Lichtteilchen (Photonen), die erst in Summe wie eine elektromagnetische Welle wirken.

Im Jahr 1924 drehte der französische Physiker Louis de Broglie den Spieß um und behauptete, dass umgekehrt auch jedes Teilchen Welleneigenschaften besitzt. Das war die entscheidende Idee! Statt kreisender Elektronen muss man sich im Atom also schwingende Elektronenwellen vorstellen.

Aber was genau schwingt da eigentlich? Die Frage ist nicht leicht zu beantworten, denn die Elektronenwelle hat keine direkte physikalische Bedeutung, weshalb man sie auch abstrakt als *quantenmechanische Wellenfunktion* bezeichnet – Chemiker sprechen hier auch gerne von *Orbitalen*. Mathematisch ordnet die Wellenfunktion jedem Ort eine komplexe Zahl zu, die man sich als Pfeil in einer zweidimensionalen Ebene vorstellen kann. An jedem Ort besitzt die Wellenfunktion also einen Betrag (die Pfeillänge) und eine Phase



Wert der Wellenfunktion an einem Ort

(den Drehwinkel des Pfeils), die man grafisch oft durch eine passende Farbe aus dem Farbkreis darstellt.

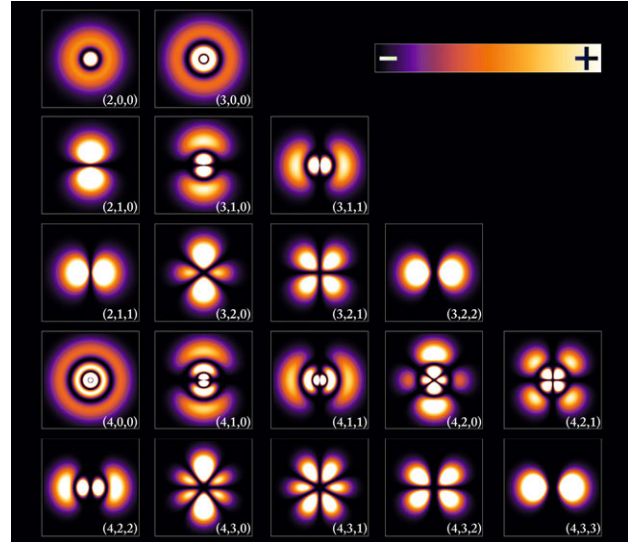
Erst das Betragsquadrat der Wellenfunktion lässt sich physikalisch interpretieren und gibt an jedem Ort die Wahrscheinlichkeitsdichte dafür an, das Elektron dort anzutreffen. Die Phase wird dagegen erst dann wichtig, wenn sich Wellenfunktionen überlagern und miteinander interferieren.

Die Verknüpfung von Teilchen- und Welleneigenschaften in der Quantenmechanik verlangt also, dass man Teilchenbahnen durch Wahrscheinlichkeitswellen ersetzt und nicht mehr vorhersagen kann, wo sich ein Teilchen konkret aufhält. Das ist schwer verständlich und unbefriedigend, aber niemand hat bisher etwas Besseres gefunden. Richard Feynman hat dazu einmal sehr treffend gesagt: „Niemand versteht die Quantenmechanik.“

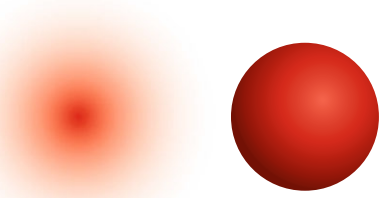


Rechnerisch funktioniert die Quantenmechanik trotz aller begrifflichen Schwierigkeiten ganz hervorragend. So kann man mit ihr die Elektronenwellen im Wasserstoffatom präzise berechnen – jeder Physik- und Chemiestudent muss da einmal durch! Da die Elektronenwelle im Anziehungsfeld des Atomkerns gefangen ist, bildet sie die Form einer dreidimensionalen stehenden Welle aus, ähnlich den stehenden Luftschwingungen im Inneren eines Musikinstruments.

Die einfachste stehende Elektronenwelle ist die kugelsymmetrische Grundschwingung (1s genannt). Diese Grundschwingung liegt energetisch am tiefsten und entspricht Bohrs innerster Teilchenbahn ( $n = 1$ ).

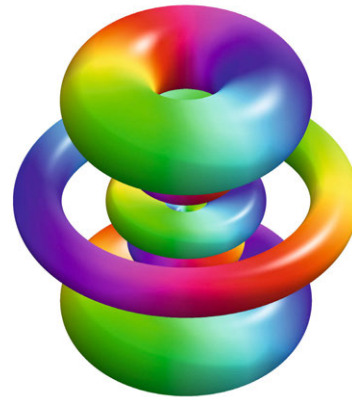


Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons bei verschiedenen Oberschwingungen



Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons bei der Grundschwingung (1s) im Wasserstoffatom – links als Dichteverteilung, rechts als Oberfläche konstanter Dichte dargestellt.

Wie bei Luftschwingungen kann die stehende Elektronenwelle auch komplexere Formen annehmen und Oberschwingungen ausbilden, bei denen sich in bestimmten Abständen vom Kern sowie bei bestimmten Längen- und Breitengraden Knotenflächen befinden. Die Oberschwingungen liegen energetisch über der Grundschwingung und entsprechen den höheren Bahnen im Bohrschen Atommodell.



Darstellung der Wellenfunktion  $5f_z$ . Die gezeigten Flächen befinden sich an Orten, an denen die Wellenfunktion einen bestimmten Betrag überschreitet, während die Farben die Phase darstellen. Die Lage der Flächen ist zeitlich konstant, aber die Farbwerte rotieren mit der Zeit.



# Das Schalenmodell der Atomhülle

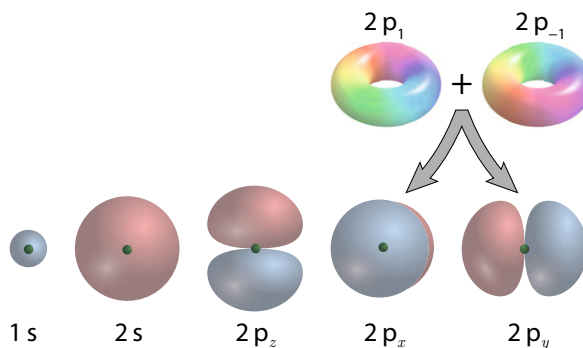
## Vom Pauli-Prinzip zu den Orbitalen

Das Wasserstoffatom ist in der Quantenmechanik noch vergleichsweise einfach zu berechnen. Bei Atomen mit mehreren Elektronen wird es dagegen kompliziert, da die Elektronen nicht nur das anziehende Feld des Atomkerns spüren, sondern auch untereinander wechselwirken und sich abstoßen.

Oft muss man die Wechselwirkung der Elektronen jedoch nicht im Detail berücksichtigen, sondern es genügt, näherungsweise nur ihre abschirmende Wirkung auf das Feld des Atomkerns zu beachten. Man tut also so, als ob die Elektronen nichts voneinander bemerken, schwächt aber die Anziehungskraft des Atomkerns so ab, wie sich dies aus der berechneten Ladungsverteilung der Elektronen ergibt. Auf diese Weise kann man die Elektronen als unabhängige Teilchen betrachten, die ähnlich wie im Wasserstoffatom verschiedene Schwingungszustände ausbilden.

Man könnte nun annehmen, dass sich im energetisch tiefsten Zustand (Grundzustand) des Atoms alle Elektronenwellen einfach in der kugelsymmetrischen Grundschwingung ohne irgendwelche Knotenflächen befinden. Es gibt jedoch ein quantenmechanisches Gesetz, das diese Konfiguration verhindert: das *Pauli-Prinzip*.

Im Rahmen unseres Atommodells sagt das Pauli-Prinzip, dass sich höchstens zwei Elektronen im selben Schwingungszustand befinden können, wobei zugleich die sogenannten *Spins* dieser Elektronen entgegengesetzt orientiert sein müssen.



Darstellung der einfachsten Orbitale als von Isoflächen umschlossene Körper, in denen sich das Elektron zu 90% aufhält. Die Phase ist als Farbton dargestellt. Dabei sind die zumeist verwendeten Orbitale  $2p_x$  und  $2p_y$  Überlagerungen der Orbitale  $2p_1$  und  $2p_{-1}$  mit  $m = \pm 1$ , während  $2p_0$  gleich  $2p_z$  ist.

Eine anschauliche Begründung für das Pauli-Prinzip gibt es nicht. Es hat seinen Ursprung tief in der mathematischen Verbindung von Quantenmechanik und Spezieller Relativitätstheorie und muss von uns hier einfach hingenommen werden.

Ähnlich ist es beim Begriff des Spins der Elektronen. Man kann sich den Spin zwar behelfsmäßig als Eigendrehimpuls eines rotierenden Teilchens vorstellen, doch damit kommt man nicht allzu weit, denn der Spin ist ein typisches Quantenphänomen. So kann der Spin bezüglich einer beliebig vorgegebenen Raumachse immer nur zwei Werte annehmen:  $+1/2$  oder  $-1/2$  (multipliziert mit  $\hbar = h/(2\pi)$ , wobei  $h$  das Plancksche Wirkungsquantum ist).

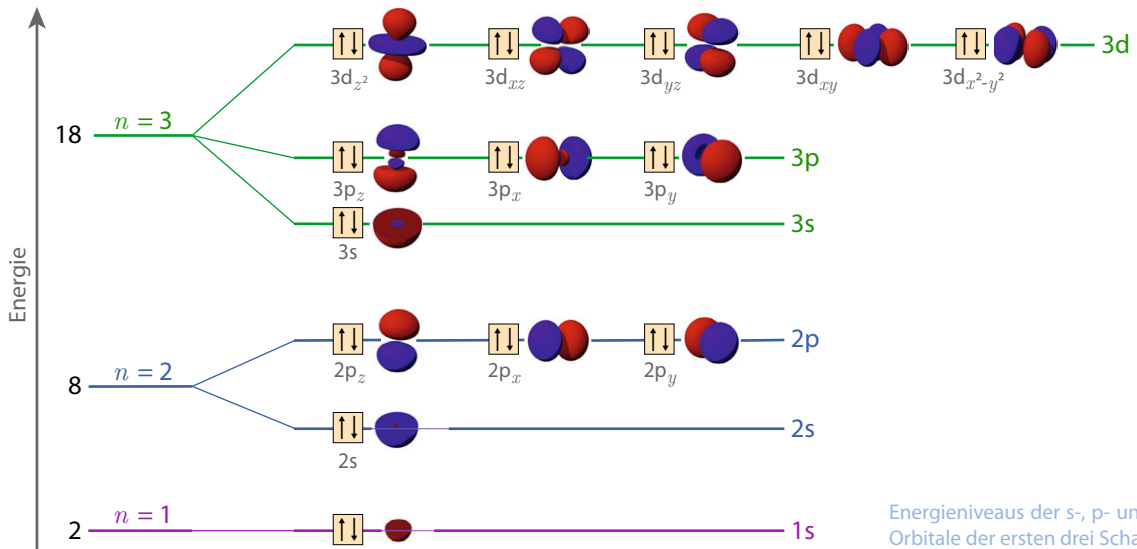
Oft sagt man auch einfach, der Spin sei *up* oder *down* und schreibt  $\uparrow$  oder  $\downarrow$ . Ein klassisches rotierendes Teilchen kann dieses Verhalten nicht reproduzieren.

Die möglichen Schwingungszustände – auch *Orbitale* genannt – werden im Grundzustand des Atoms von unten nach oben schrittweise mit je zwei Elektronen entgegengesetzten Spins aufgefüllt. Dabei sehen die Orbitale annähernd so aus wie die Elektronenwellen im Wasserstoffatom und können analog durch einen Satz von drei ganzen Zahlen, genannt  $n$ ,  $l$  und  $m$ , klassifiziert werden.

Die führende Zahl ist die *Hauptquantenzahl*  $n = 1, 2, 3$  usw. Sie bezeichnet die sogenannte *Schale*, zu der das Orbital gehört. Die zweite Zahl  $l$  (*Nebenquantenzahl* genannt) hängt mit dem Betrag des Bahndrehimpulses zusammen und bezeichnet die Unterschale. Sie kann  $n$

verschiedene Werte von 0 bis  $n-1$  annehmen. Aus historischen Gründen verwendet man statt  $l = 0, 1, 2, 3, \dots$  meist die Buchstaben s, p, d, f etc. Die dritte Zahl  $m$  ist die magnetische Quantenzahl. Sie kann  $2 \cdot l + 1$  Werte von  $-l$  bis  $+l$  annehmen und repräsentiert die räumliche Orientierung des Bahndrehimpulses.

Die beiden Drehimpuls-Quantenzahlen  $l$  und  $m$  legen zusammen die winkelabhängige Gestalt des Orbitals fest, während die Schalennummer  $n$  bei den Knotenflächen in radialer Richtung zum Zuge kommt. Insgesamt passen  $2 \cdot n^2$  Elektronen in die  $n$ -te Schale, also 2 in die erste, 8 in die zweite, 18 in die dritte etc. Je größer  $n$  und dabei sind, umso größer ist der mittlere Abstand vom Atomkern, wobei die größten bekannten Atome Werte bis  $n = 7$  und  $l = 3$  (f-Orbitale) aufweisen. Für das chemische Verhalten der Atome ist dabei nur die äußerste Schale relevant.



# Das Periodensystem

## Ordnung im Zoo der Elemente



Symbole der vier Elemente. Wer den Film *Das fünfte Element* aus dem Jahr 1997 mit Bruce Willis und Milla Jovovich gesehen hat, wird sie wiedererkennen.

Als in der Neuzeit das Wissen über chemische Vorgänge immer weiter zunahm, stieß man mit dieser einfachen Vorstellung auf Schwierigkeiten: Es gab offenbar sehr viel mehr Stoffe, die nicht in andere Substanzen zerlegt werden konnten. Wasser erwies sich dagegen als zerlegbar, war also gar kein Element.



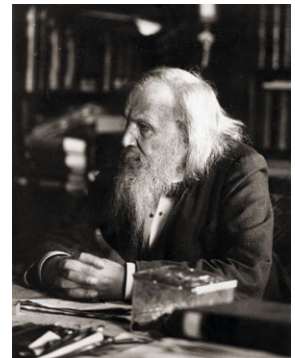
Lothar Meyer (1830–1895)

Immer mehr Elemente kamen im Lauf der Jahre hinzu und es fiel auf, dass sich manche Elemente in ihrem chemischen Verhalten ähnelten – ein Hinweis auf ein tiefer liegendes System. Im Jahr 1869 fanden schließlich der deutsche Chemiker Lothar Meyer und der

russische Chemiker Dmitri Mendelejew unabhängig voneinander das richtige Ordnungsschema, das wir heute als *Periodensystem der Elemente* kennen. Sie reihten dazu die Elemente im Wesentlichen mit steigendem Atomgewicht hintereinander auf und brachen die Zeilen so um, dass einander ähnliche Elemente untereinander standen. Dabei gab es zunächst noch einige Lücken, die auf unentdeckte Elemente hindeuteten. Als man diese später tatsächlich fand, war klar: Das richtige System war gefunden.

Hin und wieder musste man bei der Reihenfolge ein wenig schummeln: Beispielsweise ist Tellur (Te) im Mittel etwas schwerer als Iod (I), kommt aber dennoch im Periodensystem direkt davor. Heute wissen wir, woran das liegt: Die korrekte Reihenfolge wird durch die Zahl der Protonen im Atomkern definiert und nicht durch das Atomgewicht, bei dem die Neutronen hinzugerechnet werden müssen.

Dmitri Iwanowitsch Mendelejew (1834–1907)



Bei neutralen Atomen ist die Zahl der Protonen im Kern identisch mit der Zahl der Elektronen in der Atomhülle. Die Struktur des Periodensystems spiegelt deshalb genau das Auffüllen der einzelnen Elektronenschalen (Orbitale) und ihrer Unterschalen wider,

**Legende**

Ordnungszahl      relative Atommasse

Symbol      Serie

Name      Wasserstoff

**Symbol**  
schwarz = Feststoff  
blau = Flüssigkeit  
rot = Gas

**Ordnungszahl**  
lila = radioaktiv  
schwarz = nicht radioaktiv

**Serie**

- Alkalimetalle
- Erdalkalimetalle
- Übergangsmetalle
- Lanthanoide
- Actinoide
- Metalle
- Halbmetalle
- Nichtmetalle
- Halogene
- Edelgase

1																	18	
1	1															2		
	H															He		
	Wasserstoff															Helium		
2	3	4											9	10				
	Li	Be											F	Ne				
	Lithium	Beryllium											Fluor	Neon				
3	11	12											17	18				
	Na	Mg											Cl	Ar				
	Natrium	Magnesium											Chlor	Argon				
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	Kalium	Calcium	Scandium	Titan	Vanadium	Chrom	Mangan	Eisen	Cobalt	Nickel	Kupfer	Zink	Aluminium	Silicium	Phosphor	Schwefel	Chlor	Argon
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Rubidium	Strontium	Yttrium	Zirkonium	Niob	Molybdän	Technetium	Ruthenium	Rhodium	Palladium	Silber	Cadmium	Indium	Zinn	Antimon	Tellur	Iod	Xenon
6	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
	Cs	Ba	Lanthanoide	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Cäsium	Barium	Lanthanoide	Hafnium	Tantal	Wolfram	Rhenium	Osmium	Iridium	Platin	Gold	Quecksilber	Thallium	Blei	Bismut	Polonium	Astat	Radon
7	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
	Fr	Ra	Actinoide	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
	Francium	Radium	Actinoide	Rutherfordium	Dubnium	Seaborgium	Bohrium	Hassium	Meitnerium	Darmstadtium	Röntgenium	Copernicium	Ununtrium	Flerovium	Ununpentium	Livermorium	Ununseptium	Ununoctium

Das Periodensystem der Elemente. Die Zahl links oben vom Elementkürzel ist die Ordnungszahl, die die Anzahl der Protonen im Atomkern angibt. Die Lanthanoide und Actinoide wurden hier aus Platzgründen weggelassen – eine vollständige Version des Periodensystems befindet sich am Ende des Buchs auf Seite 308.

wobei manche Unterschalen (d- und f-Orbitale) erst verzögert aufgefüllt werden, da sie energetisch höher liegen – das erklärt die eingeschobenen Übergangsmetalle sowie die Lanthanoide und Actinoide. Bei den Edelgasen ist dann die jeweilige Schale (genauer ihre s- und p-Orbitale) voll und mit dem Zeilenumbruch beginnt das Auffüllen der nächsten Schale. Die chemische Ähnlichkeit bei den Elementen in einer Spalte entsteht also dadurch, dass ihre äußerste Schale dieselbe Anzahl an Elektronen aufweist.

Am Periodensystem kann man gut das chemische Verhalten der Elemente ablesen, denn diese sind bestrebt, eine abgeschlossene äußere Schale zu erreichen, so wie sie die Edelgase in der Spalte ganz rechts besitzen.

Daher geben die Elemente links gerne Elektronen ab – deshalb sind sie Metalle – und die Elemente rechts nehmen gern Elektronen auf (außer den Edelgasen, deren äußere Schale ja schon voll ist). Die leichteren Elemente in der Mitte teilen sich dagegen bevorzugt Elektronen mit anderen Atomen. Außerdem nimmt die Tendenz, Elektronen abzugeben, nach unten hin zu, denn die Atomhüllen werden dort immer größer und die Außenelektronen sind nur noch locker gebunden. Metalle findet man also links und unten, Nichtmetalle rechts oben und die chemisch trägen Edelgase in der Spalte ganz rechts. Dabei sind die Metalle klar in der Überzahl.

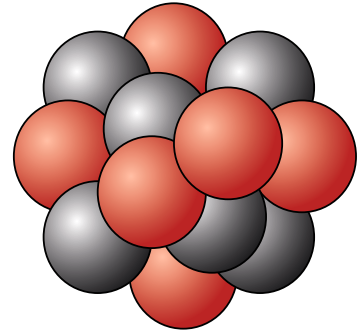


# Die Stabilität der Atomkerne

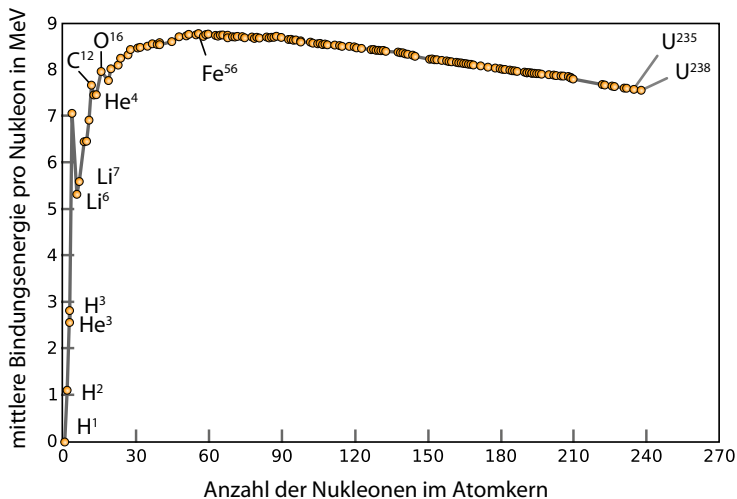
## Eine Gratwanderung

Würde man willkürlich einen beliebigen Atomkern aus Protonen und Neutronen zusammenbauen, so wäre er sehr wahrscheinlich nicht stabil. Kerne können sich nämlich häufig über radioaktive Zerfälle in andere Kerne umwandeln, sodass am Schluss ein Kern mit möglichst großer Bindungsenergie übrig bleibt.

Bei der Bindungsenergie kommt es zu einem Tauziehen zwischen zwei Kräften: der anziehenden starken *Kernkraft* und der elektrischen Abstoßungskraft. Die starke Kernkraft ist dafür verantwortlich, dass sich Nukleonen – also Protonen und Neutronen – überhaupt zu Atomkernen zusammenfinden. Die Reichweite dieser Kraft ist allerdings sehr gering, denn sie wirkt nur zwischen unmittelbar benachbarten Nukleonen.



Atomkern aus Neutronen (schwarz) und Protonen (rot)



Kernbindungsenergien in MeV pro Nucleon für die häufigsten Atomkerne

Man kann sich Atomkerne daher vereinfacht wie Wassertropfen vorstellen, denn die Anziehungskraft zwischen Wassermolekülen besitzt ebenfalls nur eine kurze Reichweite. Entsprechend haben Atomkerne in diesem sogenannten *Tröpfchenmodell* eine „Oberflächenspannung“, weshalb sich kleine Kerne gerne wie Wassertropfen zu größeren Kernen vereinen. Das ist der Grund dafür, warum bei der Fusion kleiner Atomkerne viel Energie frei wird, sofern deren elektrische Abstoßung durch hohe Temperaturen überwunden werden kann.

Der Gegenspieler der starken Kernkraft ist die elektrische Abstoßungskraft zwischen den positiv geladenen Protonen. Neutronen sind davon nicht betroffen –

Wikipedia *Nuklidkarte*

B. Bahr, J. Resag, K. Riebe *Faszinierende Physik: Ein bebildeter Streifzug vom Universum bis in die Welt der Elementarteilchen*  
Springer Spektrum 2013



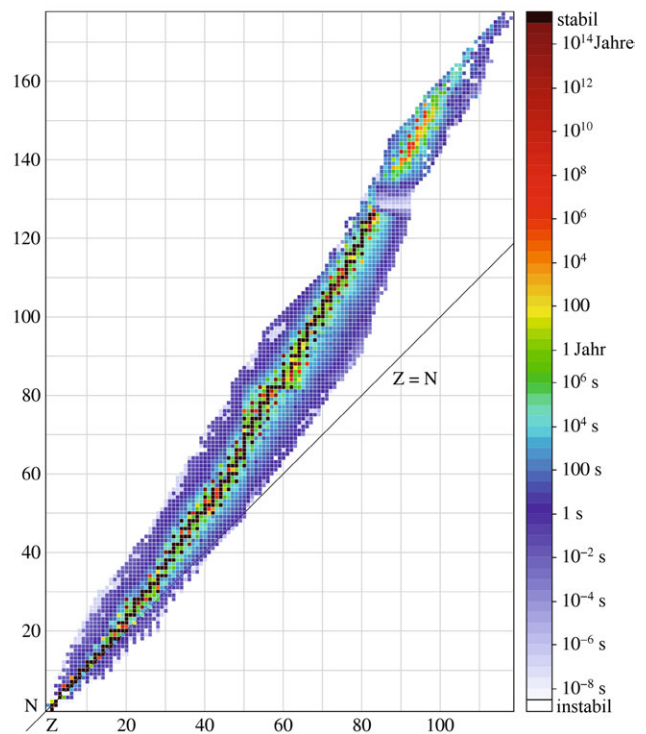
sie sind elektrisch neutral. Diese elektrische Abstoßung ist zwar zwischen direkt benachbarten Protonen deutlich schwächer als die starke Kernkraft, wirkt aber über viel größere Abstände hinweg, sodass sich die abstoßende Wirkung aller Protonen im Kern aufsummiert und schließlich insgesamt die starke Kernkraft übertreffen kann. Oberhalb von Blei mit seinen 82 Protonen existieren daher überhaupt keine stabilen Atomkerne mehr.

Es gibt ein Optimum im Wechselspiel beider Kräfte, das ungefähr bei den Elementen Eisen und Nickel liegt. Diese Kerne haben die größten Bindungsenergien pro Nukleon – die Fusion zu schwereren Atomkernen als Eisen bringt also keinen Energiegewinn mehr.

Müssten dann aber nicht reine Neutronenkerne ganz ohne Protonen am stabilsten sein? Dazu müssen wir wissen, dass sich ein Neutron über den sogenannten *Betazerfall* in ein Proton umwandeln kann, wobei Energie sowie ein Elektron und ein Anti-Neutrino freigesetzt werden. In einem reinen Neutronen-Kern würden sich also unter Energiefreisetzung so lange Neutronen in Protonen umwandeln, bis die wachsende elektrische Feldenergie zwischen den Protonen jeden weiteren Energiegewinn aufzehrt. Auch hier gibt es also ein Optimum, das bei kleinen Kernen zu einem ausgeglichenen Protonen-Neutronen-Verhältnis führt, während größere Kerne etwas mehr Neutronen bevorzugen.

Es gibt noch eine Reihe weiterer Effekte, die die Bindungsenergie beeinflussen. Sie führen beispielsweise dazu, dass Helium-4-Kerne und viele Kerne, die sich aus Helium-4-Kernen zusammensetzen

lassen, relativ hohe Bindungsenergien aufweisen. Diese Faustregel hat allerdings auch ihre Ausnahmen, wie das sehr instabile Beryllium-8 beweist. Ungewöhnlich sind auch zwei Stabilitätslücken mitten auf dem Grat der stabilen Elemente, denn alle Isotope der Elemente Technetium (43 Protonen) und Promethium (61 Protonen) sind instabil. Atomkerne sind letztlich eben doch komplexe quantenmechanische Vielteilchensysteme, die uns immer wieder überraschen können.



Halbwertszeiten der bekannten Atomkerne mit Z Protonen und N Neutronen. Nur auf dem schmalen schwarzen Grat in der Mitte sind die Kerne stabil.



# Radioaktive Zerfälle

## Atomkerne suchen das Gleichgewicht

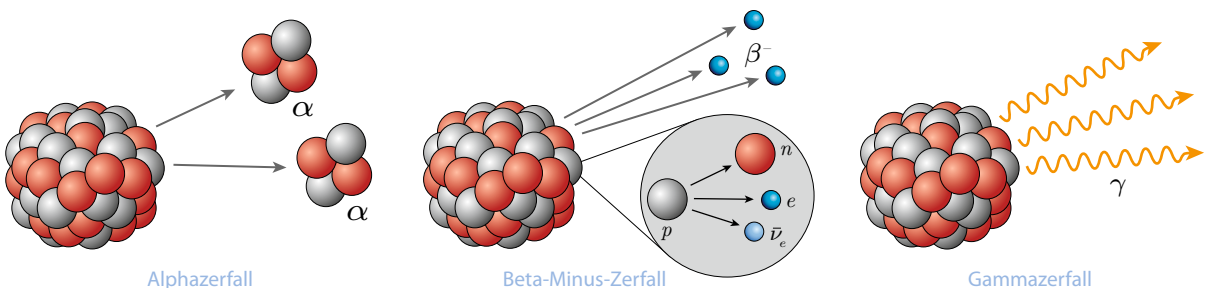
Um ihre Bindungsenergie zu maximieren, versuchen Atomkerne, ein ausgewogenes Verhältnis von Protonen zu Neutronen und eine mittlere Gesamtanzahl an Nukleonen (Protonen plus Neutronen) zu erreichen. Dafür stehen ihnen neben der Kernfusion im Inneren von Sternen verschiedene Wege offen, die wir als radioaktive Zerfälle kennen.

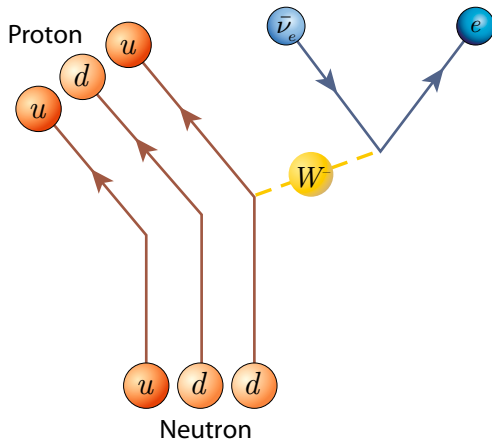
Sehr schwere Atomkerne möchten gerne Nukleonen loswerden, da die Bindungsenergie der verbleibenden Nukleonen im Kern dann anwächst. Sie könnten dafür einzelne Protonen oder Neutronen abstoßen, doch das erweist sich als energetisch ungünstig und gelingt nur solchen Kernen, die einen extremen Überschuss an Protonen oder Neutronen aufweisen. Viel günstiger ist es, gleich ein ganzes Päckchen von Nukleonen abzustößen, das selbst eine möglichst große Bindungsenergie aufweist. Ein solches Päckchen ist der Helium-4-Kern, der auch als Alphateilchen bezeichnet wird und aus zwei Protonen und zwei Neutronen besteht. Der zugehörige radioaktive Zerfallsprozess heißt entsprechend *Alphazerfall*. Ist das Päckchen größer, spricht man von *Kernspaltung* (Fission).

Der zweite wichtige Zerfallsprozess ist der *Betazerfall*. Mit seiner Hilfe kann der Kern Neutronen in Protonen oder umgekehrt umwandeln und so ein günstigeres Proton-zu-Neutron-Verhältnis erreichen.

Den Prototyp des *Beta-Minus-Zerfalls* findet man bei freien Neutronen: Mit einer Halbwertszeit von rund zehn Minuten zerfällt ein freies Neutron unter Energiefreisetzung in ein Proton, ein Elektron und ein sogenanntes Elektron-Antineutrino. Dabei ist es keineswegs so, dass das Elektron oder das Antineutrino vorher bereits im Inneren des Neutrons vorhanden war – sie werden vielmehr neu geboren!

Dieser Prozess ist energetisch nur deshalb möglich, weil das Neutron etwa 0,14% mehr wiegt als das Proton – das entspricht 2,5 Elektronenmassen. Beim Zerfall in Proton, Elektron und das nahezu masselose Antineutrino bleiben also rund 1,5 Elektronenmassen übrig, die sich nach Einsteins Formel  $E = m \cdot c^2$  in Energie umwandeln können. Masse ist nämlich nichts anderes als eingesperrte Energie: Jede Energiefreisetzung ist immer mit einem Massenverlust verknüpft, und





Beim Neutronenzerfall wandelt sich im Inneren des Neutrons ein *down*-Quark in ein *up*-Quark um, wobei ein kurzlebiges  $W^+$ -Boson ausgesendet wird. Dieses zerfällt sofort wieder in ein Elektron und ein Elektron-Antineutrino. Die Zeit läuft in diesem sogenannten Feynmandiagramm nach oben, wobei man bei Antiteilchen den Pfeil gegen die Zeitrichtung zeichnet.

jede Energieaufnahme mit einem Massenzuwachs. Bei der Bildung eines Helium-4-Kerns werden beispielsweise 0,8% der Gesamtmasse als Energie freigesetzt, was man auch als Massendefekt bezeichnet. Das Gesetz gilt aber nicht nur in der Kernphysik, sondern auch in der Chemie – es fällt dort nur nicht auf, da die Energien bei chemischen Reaktionen millionenfach geringer sind als bei Kernprozessen.

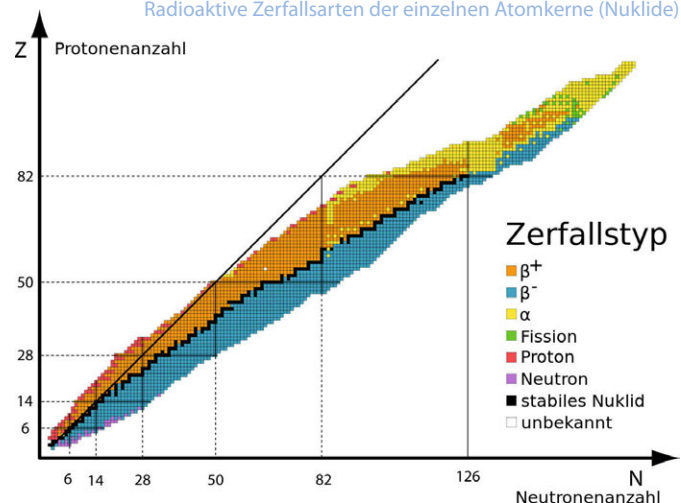
Auch im Inneren von Atomkernen können sich Neutronen über den Betazerfall in Protonen umwandeln, wobei das neu geborene Elektron und das Antineutrino mit hoher Energie das Weite suchen. Neutronen kön-

nen im Kern aber auch stabil sein, wenn in der Gesamtenergiebilanz der beteiligten Kerne ihre Umwandlung in Protonen Energie kosten würde.

Anders als freie Neutronen sind freie Protonen stabil, denn sie sind ja etwas leichter als Neutronen, sodass ihre Umwandlung in Neutronen Energie kosten würde. Als Kernbausteine können sie aber instabil werden, wenn dadurch insgesamt Energie frei wird. Sie zerfallen dann im sogenannten *Beta-Plus-Zerfall* in ein Neutron, ein wegfliegendes Positron (das Antiteilchen des Elektrons) und ein Elektron-Neutrino und verwandeln so im Kern ein Proton in ein Neutron.

Neben Alpha- und Betazerfall ist – meist als deren Begleiterscheinung – der *Gammazerfall* recht häufig. Er tritt auf, wenn bei Kernprozessen ein angeregter Atomkern entsteht, der seine überschüssige Energie in Form eines hochenergetischen Photons abstrahlt, das man auch als Gammaquant bezeichnet.

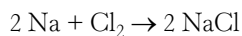
Radioaktive Zerfallsarten der einzelnen Atomkerne (Nuklide)



# Chemische Reaktionsgleichungen

## Die Sprache der Chemie

Wer die Chemie verstehen will, muss die Sprache lesen können, in der sie geschrieben ist – die sogenannten Reaktionsgleichungen. Mit ihnen notiert man Aussagen über das grundlegende Verhalten aller Elemente: Zu welchen Molekülen sie sich vereinen und was mit Atomen und Molekülen passiert, wenn sie aufeinander treffen. Und diese Aussagen haben eine ganz charakteristische Form, zum Beispiel: Wenn Natrium und Chlor unter den richtigen Bedingungen miteinander reagieren, dann entsteht Kochsalz. Als Reaktionsgleichung:



Diese Schreibweise bedeutet exakt das Gleiche wie der vorherige Satz, ist aber deutlich kürzer und übersichtlicher – und enthält zusätzliche Informationen. Man muss nur ein paar Grundregeln kennen. So hat jede Atomsorte ihre charakteristische Abkürzung: Na

für Natrium und Cl für Chlor. Wenn mehrere Elementkürzel direkt aneinander gehängt sind, bilden sie eine Verbindung. In einer Verbindung halten chemische Bindungen die Atome zusammen, sodass sie in genau festgelegten Mengenverhältnissen auftreten. Im Natriumchlorid zum Beispiel, einem Kristall, kommt auf jedes Natriumatom genau ein Chloratom.

Aus der Gleichung erkennt man auch schon, dass das Element Chlor nicht in Form von einzelnen Atomen auftritt, sondern immer paarweise: Die tiefgestellte Zahl zeigt an, wie viele Chloratome in der kleinsten Einheit des Elements auftreten, dem Chlormolekül  $\text{Cl}_2$ . Schließlich fehlt noch der letzte Schritt. Reaktionsgleichungen heißen nicht umsonst Gleichungen: Die Anzahlen aller Atome müssen auf beiden Seiten gleich sein. Das erreicht man durch die Zahlen vor den Elementen und Verbindungen.

Kochsalzkristalle (NaCl)

