Atommodelle: von Dalton bis Schrödinger

GRUNDLAGEN · SCHULE UND STUDIUM

Wer in der Schule Atommodelle durchnimmt, bekommt oft den Eindruck, die Physiker hätten sich ein Modell nach dem anderen ausgedacht, und jedes neue habe das alte als falsch entlarvt. Das stimmt nur halb. Jedes dieser Modelle war die beste Antwort auf die Fragen seiner Zeit, und die meisten benutzt man noch immer, wenn sie für die Aufgabe genügen. Ein Chemiker, der Moleküle zeichnet, braucht keine Wellenfunktion. Ein Physiker, der die Farbe einer Leuchtreklame ausrechnet, schon.

Hier ist die Geschichte in fünf Schritten, mit den Experimenten, die jeweils den nächsten erzwungen haben (Abb. 1).

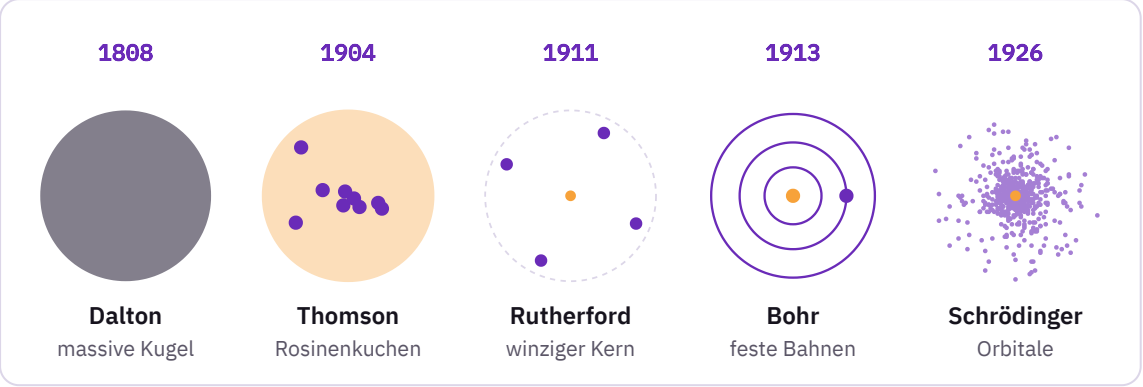


Abb. 1: Fünf Atommodelle, stark vereinfacht und nicht maßstabsgetreu. Eigene Darstellung.

Dalton: Atome als Bausteine

Die Idee, dass Materie aus unteilbaren Teilchen besteht, stammt von griechischen Philosophen wie Demokrit. Zu einer wissenschaftlichen Theorie machte sie der englische Lehrer John Dalton 1808 [1]. Er stellte sich jedes chemische Element als Sorte gleicher, massiver Kugeln vor, die sich in festen Zahlenverhältnissen zu Verbindungen zusammenlagern. Damit ließ sich erklären, warum Wasser immer aus denselben Gewichtsanteilen Wasserstoff und Sauerstoff besteht. Über das Innere der Kugeln sagte das Modell nichts, und es musste auch nichts sagen. Für die Chemie des 19. Jahrhunderts reichte es vollkommen.

Thomson: Ein Kuchen mit Rosinen

1897 fand Joseph John Thomson in Cambridge das Elektron, ein Teilchen, das fast zweitausendmal leichter ist als das leichteste Atom und negativ geladen. Atome konnten also nicht unteilbar sein. Weil sie insgesamt elektrisch neutral sind, schlug Thomson 1904 vor, ein Atom sei eine gleichmäßig positiv geladene Kugel, in die die Elektronen eingebettet sind [2]. Im Englischen hat sich dafür der Name „Plumpudding-Modell“ eingebürgert, auf Deutsch spricht man meist vom Rosinenkuchen. Thomson rechnete ausführlich aus, wie sich die Elektronen in solchen Kugeln in Ringen anordnen würden, und hoffte, so das Periodensystem zu erklären.

Rutherford: Fast alles ist leer

Ernest Rutherford wollte das Thomson-Modell eigentlich nur bestätigen. In Manchester beschossen sein Mitarbeiter Hans Geiger und der Student Ernest Marsden eine hauchdünne Goldfolie mit Alphateilchen. Nach dem Rosinenkuchenmodell hätten die schweren, schnellen Teilchen fast unbeirrt durch die verschmierte Ladung fliegen müssen. Die meisten taten das auch. Aber etwa eines von 8000 wurde um mehr als 90 Grad abgelenkt, prallte also beinahe zurück [3].

Rutherford beschrieb das später als das Unglaublichste, was ihm je passiert sei, so als würde man eine schwere Granate auf ein Seidenpapier abfeuern und sie käme zurück und träfe einen [4]. 1911 zog er den Schluss: Die positive Ladung und fast die ganze Masse des Atoms sitzen in einem winzigen Kern, um den die Elektronen in großem Abstand kreisen [5]. Wie winzig, kann man sich kaum vorstellen. Wäre ein Atom so groß wie ein Fußballstadion, hätte der Kern die Größe eines Stecknadelkopfs auf dem Anstoßpunkt. Alles dazwischen ist leer.

Das Modell hatte allerdings einen schweren Fehler. Nach den Gesetzen der Elektrodynamik strahlt jede kreisende Ladung Energie ab. Die Elektronen müssten also in einer winzigen Bruchteilsekunde spiralförmig in den Kern stürzen. Atome dürfte es gar nicht geben.

Bohr: Erlaubte Bahnen

Niels Bohr, ein junger Däne, der eine Zeit lang bei Rutherford in Manchester gearbeitet hatte, löste das Problem 1913 mit einer kühnen Behauptung: Elektronen dürfen nur auf bestimmten Bahnen kreisen, und auf diesen strahlen sie nicht [6]. Licht entsteht nur, wenn ein Elektron von einer Bahn auf eine andere springt, und die Energie des Lichts entspricht genau dem Energieunterschied. Für das Wasserstoffatom ergeben sich damit die Energiestufen

$$E_n = -\frac{13{,}6\ \text{eV}}{n^2} \quad (n = 1, 2, 3, \ \dots) \tag{1}$$

Der Zahlenwert 13,6 eV ist die Energie, die man braucht, um das Elektron aus dem Grundzustand ganz zu entfernen [7]. Springt ein Elektron von der dritten auf die zweite Stufe, wird ein Photon mit

$$hf = E_3 - E_2 = 13{,}6 \ \ \text{eV} \cdot (\frac{1}{4} - \frac{1}{9}) \approx 1{,}89 \ \ \text{eV} \tag{2}$$

frei, das entspricht einer Wellenlänge von rund 656 Nanometern. Genau dort liegt die kräftige rote Linie im Spektrum des Wasserstoffs, die man seit Jahrzehnten kannte, ohne sie erklären zu können. Bohrs Modell sagte sämtliche Linien des Wasserstoffspektrums richtig voraus. Arnold Sommerfeld erweiterte es 1916 um elliptische Bahnen und relativistische Korrekturen und konnte damit sogar die feine Aufspaltung mancher Linien erklären [8].

Das Bohrsche Modell ist für die Schule bis heute unschlagbar, weil man mit ihm rechnen kann. Aber es hat Grenzen. Warum gerade diese Bahnen erlaubt sein sollten, konnte Bohr nicht begründen, er setzte es voraus. Und schon beim Helium, mit nur einem Elektron mehr, versagte das Modell.

Schrödinger: Wolken statt Bahnen

Die Antwort kam 1926 aus der neuen Quantenmechanik. Erwin Schrödinger beschrieb das Elektron im Atom mit einer Wellenfunktion und stellte eine Gleichung auf, die festlegt, welche Formen diese Welle annehmen kann [9]. Die erlaubten Lösungen haben genau die Energien, die Bohr postuliert hatte, aber jetzt folgen sie aus der Mathematik, so wie eine Gitarrensaite nur bestimmte Töne erzeugen kann, weil sie an beiden Enden festgehalten wird.

Max Born deutete die Wellenfunktion noch im selben Jahr als Wahrscheinlichkeit [10]. Damit war das Bild von Elektronen auf Bahnen erledigt. Ein Elektron hat im Atom keinen festen Ort, sondern eine Aufenthaltswahrscheinlichkeit, die man als Wolke darstellen kann, dichter dort, wo es sich wahrscheinlich aufhält. Diese Wolken heißen Orbitale, und sie haben je nach Zustand unterschiedliche Formen: Kugeln, Hanteln, Rosetten. Ihr Aufbau erklärt endlich, warum das Periodensystem so aussieht, wie es aussieht, und warum Atome Bindungen in bestimmten Winkeln eingehen.

Ist das jetzt das richtige Modell? Es ist das genaueste, das wir haben, und es stimmt mit allen Messungen in der Atomphysik überein. Aber auch die Schrödinger-Gleichung ist eine Näherung, die zum Beispiel die Relativitätstheorie vernachlässigt. Die Physik arbeitet mit Modellen, und ein gutes Modell ist eines, das für die jeweilige Frage genau genug ist. Wer wissen will, wie man das Wasserstoffatom in einem echten Experiment „sieht“, findet beim Franck-Hertz-Versuch den passenden Einstieg.

Zum Weiterlesen

Der Teil und das Ganze. Gespräche im Umkreis der Atomphysik

Werner Heisenberg · Piper Taschenbuch · ISBN 978-3-492-22297-6

Heisenberg erzählt, wie er als junger Physiker mit Bohr über die Atommodelle stritt und wie die Quantenmechanik entstand.

Bei Amazon ansehen*

Experimentalphysik 3: Atome, Moleküle und Festkörper

Wolfgang Demtröder · Springer, 2016 · ISBN 978-3-662-49093-8

Rutherford-Streuung, Bohrsches Modell und Orbitale ausführlich und mit Aufgaben, für Leistungskurs und Studium.

Bei Amazon ansehen*

* Werbelink: Kaufen Sie über diesen Link, erhalten wir von Amazon eine kleine Provision, am Preis ändert sich für Sie nichts. Mehr Empfehlungen auf unserer Seite Bücher zur Quantenphysik.

Quellen

1. J. Dalton: *A New System of Chemical Philosophy.* Teil 1, Manchester 1808.
2. J. J. Thomson: *On the Structure of the Atom.* In: Philosophical Magazine 7 (1904), S. 237–265, doi:10.1080/14786440409463107.
3. H. Geiger, E. Marsden: *On a Diffuse Reflection of the α-Particles.* In: Proceedings of the Royal Society of London A 82 (1909), S. 495–500, doi:10.1098/rspa.1909.0054.
4. E. Rutherford: *The Development of the Theory of Atomic Structure.* In: J. Needham, W. Pagel (Hrsg.): Background to Modern Science. Cambridge University Press, Cambridge 1938, S. 61–74.
5. E. Rutherford: *The Scattering of α and β Particles by Matter and the Structure of the Atom.* In: Philosophical Magazine 21 (1911), S. 669–688, doi:10.1080/14786440508637080.
6. N. Bohr: *On the Constitution of Atoms and Molecules.* In: Philosophical Magazine 26 (1913), S. 1–25, doi:10.1080/14786441308634955.

7. E. Tiesinga, P. J. Mohr, D. B. Newell, B. N. Taylor: *CODATA Recommended Values of the Fundamental Physical Constants: 2018.* In: Reviews of Modern Physics 93 (2021), 025010, doi:10.1103/RevModPhys.93.025010.
8. A. Sommerfeld: *Zur Quantentheorie der Spektrallinien.* In: Annalen der Physik 356 (1916), S. 1–94, doi:10.1002/andp.19163561702.
9. E. Schrödinger: *Quantisierung als Eigenwertproblem (Erste Mitteilung).* In: Annalen der Physik 384 (1926), S. 361–376, doi:10.1002/andp.19263840404.
10. M. Born: *Zur Quantenmechanik der Stoßvorgänge.* In: Zeitschrift für Physik 37 (1926), S. 863–867, doi:10.1007/BF01397477.

Zitiervorschlag

quanten.de: *Atommodelle: von Dalton bis Schrödinger.* Stand: Oktober 2026. URL: https://quanten.de/atommodelle.html (PDF: https://quanten.de/pdf/atommodelle.pdf)

Texte und Abbildungen © 2026 quanten.de. Nutzung mit Quellenangabe und Link gern, kommerzielle Nutzung nach Absprache: info@quanten.de

Weiterlesen: Periodensystem · Der Franck-Hertz-Versuch · Was sind Quanten? · 100 Jahre Quantenmechanik

Online-Fassung mit aktualisierten Quellen: https://quanten.de/atommodelle.html