

4. Der Aufbau des Atoms

4.1 Das "leere" Atom

Seit der Entdeckung des Elektrons als Teil der Materie durch J. J. Thomson war klar, dass die Atome zusammengesetzte Teilchen sein müssen. Sie bestehen aus negativen Elektronen und, da sie elektrisch neutral sind, aus gleich viel positiven Ladungen. Schon Thomson erkannte, dass die Masse der Atome wesentlich durch die positiven Ladungen bestimmt sein muss. Die nächste Frage war: Wie sind nun die positiven und negativen Ladungen über das Atomvolumen verteilt? Es gab verschiedene Vorstellungen, z.B. das Thomsonsche Rosinenkuchenmodell, nach dem in einem positiv geladenen Brei die negativen Ladungen wie Rosinen herumschwimmen.

Eine echte Antwort auf die Frage konnte jedoch nur durch ein Experiment gegeben werden. Thomsons Schüler Ernest Rutherford, damals selbst schon Professor in Manchester, führte 1911 ein solches entscheidendes Experiment durch: Mit seinem

Assistenten Geiger, der später den nach ihm benannten Geigerzähler zum Nachweis radioaktiver Strahlung erfunden hat, untersuchte er die Streuung von Alpha-Teilchen (positiv geladenen ^4He -Kernen) an einer Goldfolie. Unter Streuung ist folgendes zu verstehen (siehe Abb. 4.1): Man untersucht, wie viele Alpha-Teilchen unter welchem Winkel von der Einschussrichtung abgelenkt werden. Aus der erhaltenen Winkelverteilung kann man die Art und Größe der Streuzentren bestimmen. Da die Elektro-

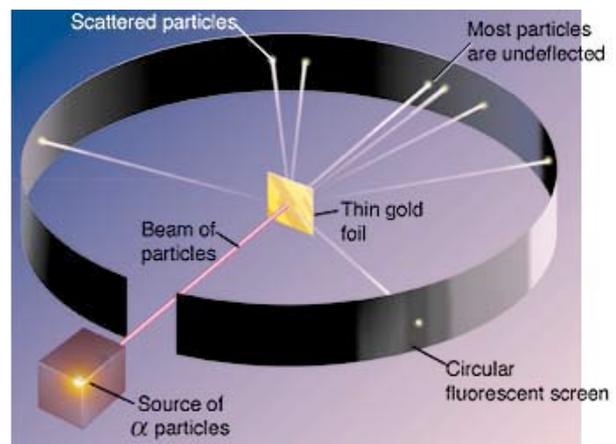


Abb. 4.1: Schematische Darstellung der Rutherford'schen Streuapparatur

nen im Atom zu leicht sind, um Alpha-Teilchen abzulenken, kommen als Streuzentren nur die positiven Ladungen infrage. Aus dem Ergebnis des Experiments konnte Rutherford schließen, dass die positive Ladung in einem ganz kleinen Volumen, dem sogenannten Atomkern, konzentriert sein muss. Könnte man ein Atom so vergrößern, dass es einen Durchmesser von 1 m hätte, dann wäre der Atomkern gerade mal 0,1 mm groß. Sowohl die gesamte positive Ladung als auch fast die gesamte Masse eines Atoms befindet sich in dessen Kern. Der übrige Raum ist "leer", bis auf die paar Elektronen, die in diesem leeren Raum herumschwirren. Aber wie?

4.2 Das "Planetenmodell" des Atoms

Als Rutherford den Atomkern entdeckte, war Niels Bohr, der zu der Zeit als Postdoc in Cambridge bei Thomson arbeitete, gerade einmal 26 Jahre alt. Nachdem Bohr von den aufregenden Entdeckungen bei Rutherford gehört hatte, wechselte er spontan zu ihm nach Manchester. Dort begann er sich mit dem Aufbau des Atoms zu beschäftigen,

speziell mit der Frage, wie sich die Elektronen um den Kern bewegen könnten. Dabei hatte er ein großes Vorbild vor Augen: Das Planetensystem, in dem wir leben. Im Vergleich zur Größe des Planetensystems ist die Sonne sehr klein. Wenn wir das Planetensystem so verkleinern könnten, dass es in eine Kugel von 1 m Radius passen würde, dann hätte die Sonne einen Durchmesser von etwa 0,2 mm. Die Sonne würde also dem Atomkern entsprechen und die Planeten auf ihren elliptischen Bahnen den Elektronen. Sogar die Abhängigkeit zwischen Kraft und Abstand ist für die Schwerkräfte und die elektrischen Kräfte gleich. Alles schien zu passen. Es blieb nur ein Problem: Bei den hohen Geschwindigkeiten, die die Elektronen auf ihrer Bahn um den Kern haben, müssten sie dauernd Energie verlieren, indem sie nach den Gesetzen der Elektrodynamik Licht oder allgemeiner elektromagnetische Wellen abstrahlen. Und in ganz kurzer Zeit wären sie in den Kern gestürzt. Bei den Planeten gibt es übrigens einen ähnlichen Effekt, allerdings sind u.a. die Geschwindigkeiten wesentlich kleiner, so dass die Planeten nicht so schnell in die Sonne stürzen.

4.3 Stationäre Bahnen als geschlossene de Broglie-Wellen, Größe der Atome

Die Lösung dieses Rätsels konnte die damals bekannte sog. klassische Physik nicht liefern. Der Durchbruch gelang einem jungen Forscher, der relativ vorurteilsfrei an das Problem heranging: Niels Bohr. Er war mit den rudimentären Gedanken der Quantentheorie, wie sie von Planck vorgeschlagen und von Einstein weiterentwickelt worden waren, vertraut und wandte sie auf das Problem der Atombahnen an. Bei einem solchen Schritt musste er mutige Annahmen machen, aber nur der, der die richtigen macht, "gewinnt". Wir wollen hier nicht die Vorgehensweise von Bohr besprechen, sondern ahistorisch vorgehen.

Die Quantentheorie ist eine Wellentheorie der Materie. Elektronen z.B. sind nicht einfach kleine Kügelchen, sondern sie verhalten sich manchmal auch wie Wellen, denken Sie z.B. an Wasserwellen. Diese Vorstellung scheint abstrus; sie ist es auch. Und es macht uns auch heute noch Schwierigkeiten, uns das anschaulich vorzustellen. Aber die Natur nimmt darauf keine Rücksicht. Wir müssen akzeptieren, dass Elektronen sich wie Wellen verhalten können, mit Wellentälern und Wellenbergen. Um seine Schwierigkeiten mit den stationären Bahnen zu lösen, forderte Bohr, dass nur solche Bahnen um den Atomkern stabil sind, auf denen die Welle, die zu einem Elektron gehört, sich genau schließt. Benutzen wir den bereits in der 1. Vorlesung eingeführten Begriff der Wellenlänge, so besagt Bohrs Forderung, dass der Umfang der Elektronenbahnen ein ganzzahliges Vielfaches der Wellenlänge sein muss.

Versuch:

Eigenschwingungen auf einem Drahring
 Ein Drahring wird an einer Stelle mit einem auf einem Motor sitzenden Stift verbunden. Der

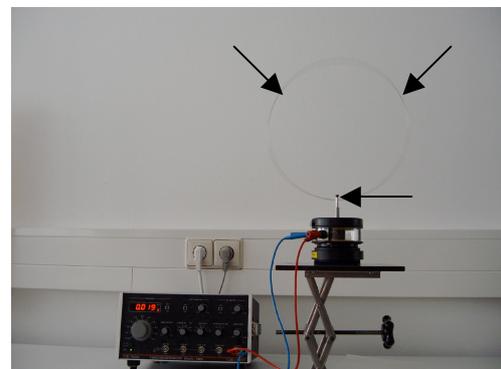


Abb. 4.2: Vibrierender Drahring
 Die Pfeile zeigen auf die Stellen, an denen der Ring in Ruhe ist.

Motor kann mit variabler Frequenz angeregt werden, wobei der Stift vertikale Schwingungen ausführt. Bei bestimmten Frequenzen bilden sich auf dem Umfang des Rings deutlich sichtbare stehende Wellen, sog. Eigenschwingungen aus. An gewissen Stellen, den mit Pfeilen markierten Knoten, ist der Ring in Ruhe. Zwischen zwei Knoten liegt jeweils eine Stelle, an denen der Drahting mit maximaler Amplitude schwingt, ein sog. Bauch.

Warum gerade diese Bahnen stabil sein sollten, wusste Bohr damals auch nicht. In der Quantentheorie ist die Wellenlänge eines sich bewegenden Teilchens auf einfache Weise mit seiner Geschwindigkeit v verknüpft:

$$\lambda = h/(m \cdot v),$$

worin h das sog. Plancksche Wirkungsquantum ist. Mit dieser Vorschrift lassen sich jetzt die stabilen Bahnen für die Elektronen um den Kern ausrechnen. Es gibt nur diskrete Bahnen, deren Radien und Energien sich mit Hilfe der Bohrschen Postulate berechnen lassen. Das Planetenmodell bleibt, aber die Lage der einzelnen Bahnen wird aus der Quantentheorie berechnet. Wie konnte Bohr sicher sein, dass er auf dem richtigen Weg ist?

Das Erste ist die Größe der Atome, die durch den Radius r der Elektronenbahnen bestimmt wird. Für die innerste Bahn gilt, dass der Umfang gleich einer Wellenlänge ist. Damit ergibt sich für den Radius

$$r = h/(2\pi \cdot m \cdot c \cdot \alpha) = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m, wobei } \alpha = 1/137 \text{ ist.}$$

was in etwa dem Wert entspricht, den man auch gemessen hat und den man heute den Bohrschen Radius nennt. Wichtig ist, dass die Größe der Atome und damit auch die Größe aller Körper, die aus Atomen aufgebaut sind, von der Planckschen Konstanten h abhängt.

Die zweite Konsequenz aus den Bohrschen Überlegungen sind die Spektrallinien, die im folgenden Abschnitt besprochen werden.

Die Bohrsche Vorstellung von Elektronenbahnen im Atom wurde in der Schrödingerschen Quantentheorie modifiziert. Heute beschreibt man die Elektronen im Atom durch Zustände, denen eine räumliche Wahrscheinlichkeitsverteilung zugeordnet ist.

4.4 Die diskreten Linien im Spektrum des emittierten Lichtes

Schon lange vor den Experimenten von Rutherford und vor den Arbeiten von Bohr war es Physikern und Chemikern aufgefallen, dass das Licht, das von erhitzten gas- bzw. dampfförmigen chemischen Elementen ausgesandt wird, charakteristische Linien im Farbspektrum enthält. Schon Bunsen und Kirchhoff haben diese Linien studiert. (siehe Spektraltafel in Abb. 11.3). Das war 50 Jahre vor Bohr. Und diese Linien waren noch immer nicht erklärt. Bohrs Modell jedoch konnte diese Linien erklären: Sie entstehen, wenn ein Elektron von einer Bahn zu einer anderen Bahn springt und dabei seine überschüssige Energie in Form von Licht abgibt. Da es nur diskrete Bahnen und damit nur diskrete Energiezustände für das Elektron gibt, müssen die abgestrahlten Energien auch diskret sein. Bohr konnte sogar für das Wasserstoffatom die Energien dieser Linien berechnen. Das gab seiner Theorie eine gewisse Glaubwürdigkeit, wenn auch die Postulate, die er benutzen musste, neu und unverstanden waren.

4.5 Wie viele Elektronen können dieselbe Bahn haben?

Das Wasserstoffatom ist das einfachste aller Atome: Ein Elektron kreist um den Atomkern. Es liegt nahe, dass sich das Elektron normalerweise auf der innersten Bahn um den Atomkern bewegt, da es dort die niedrigste Energie hat. Die anderen möglichen Bahnen sind beim Wasserstoff bei Zimmertemperatur nicht besetzt. Das nächst schwerere Atom ist das Helium mit zwei Elektronen. Der Zustand mit der kleinsten Energie ist der, bei dem beide Elektronen auf der innersten Bahn um den Kern laufen. Dann kommt das Lithium mit 3 Elektronen. Wieder wäre es am günstigsten, wenn sich alle Elektronen auf der innersten Bahn bewegen würden. Das aber scheint "verboten" zu sein, denn es kommt in der Natur nicht vor. Warum sind ein und zwei Elektronen auf einer Bahn erlaubt, aber drei nicht? Auch das hängt wieder mit der Quantentheorie zusammen und wurde von Pauli formuliert:

Auf jeder Bahn können sich nur maximal zwei Elektronen aufhalten, aber auch nur dann, wenn ihre Spins entgegengesetzt ausgerichtet sind.

Dieses sog. Pauli-Prinzip können wir mathematisch verstehen, aber nicht anschaulich erklären. In der mikroskopischen Welt kommt unsere Anschauung eben häufig an ihre Grenzen.

Mit der Analogie zwischen Planetensystem und Atom sollte man aus mehreren Gründen vorsichtig sein:

- Während die Planetenbewegungen durch die klassische Physik beschrieben werden, ist zum Verständnis der Atome die Quantenphysik notwendig.
- Während im Planetensystem auf einer Bahn nur ein Planet umläuft, besetzen im Atom maximal zwei Elektronen eine Bahn.
- Während sich die Planeten fast alle in einer Ebene bewegen, können sich die Elektronenbahnen im gesamten Raum orientieren.

4.6 Biographien: Ernest Rutherford (1871 - 1937) und Niels Bohr (1885 - 1962)

Der Lebenslauf von Ernest Rutherford ist faszinierend und außergewöhnlich. Geboren wurde er in der Nähe von Nelson, einer Kleinstadt im Norden der Südinsel Neuseelands. Von dort, wo er zunächst in nicht begüterten Verhältnissen in einer 14 köpfigen Familie aufwuchs, führte ihn sein durch Stipendien gegebener Weg über Wellington im Jahre 1894 nach Cambridge zu J.J. Thomson, dem Giganten der damaligen Experimentalphysik. Nach 4 Jahren als Forschungsstudent im Cavendish-Laboratorium schrieb Thomson über ihn: *"Ich habe nie einen Studenten gehabt, der mehr Enthusiasmus oder Befähigung für wissenschaftliche Arbeit gehabt hätte."*

Auf Grund dieses Urteils wurde Rutherford bereits im Alter von 27 Jahren Professor an der McGill

University in Montreal. Zu seinen damaligen Schülern gehörte in den Jahren 1905/06



auch Otto Hahn, der spätere Entdecker der Kernspaltung, der sich folgendermaßen über Rutherford äußerte: *"Die Begeisterung und die überschäumende Arbeitskraft Rutherfords übertrugen sich natürlich auf uns alle, und das Weiterarbeiten im Institut nach dem Abendbrot war eher die Regel als die Ausnahme."*

Rutherfords Arbeiten zum Alphazerfall und zu den natürlichen Zerfallsreihen brachten ihm 1908, kurz nachdem er nach England auf einen Lehrstuhl in Manchester zurückgekehrt war, den Nobelpreis für Chemie, "für seine Untersuchungen zum radioaktiven Zerfall der Elemente und die Chemie der radioaktiven Materie". Die Versuche, die er zusammen mit seinen Schülern in der Zeit zwischen 1907 und 1910 durchführte, lieferten z.T. spektakuläre Ergebnisse: die Identifizierung der α -Teilchen als He-Kerne und die Entdeckung des Atomkerns und damit der atomaren Struktur. Zu den in seinem Labor bei der Streuung von α -Teilchen an einer Goldfolie beobachteten Ablenkungen um große Winkel äußerte sich Rutherford später folgendermaßen: *"Es war bestimmt das unglaublichste Ereignis, das mir je in meinem Leben widerfuhr. Es war fast so unglaublich, als wenn einer eine 15-Zoll-Granate auf ein Stück Seidenpapier abgefeuert hätte und diese zurückgekommen wäre und ihn getroffen hätte"*.

Auch Niels Bohr, der 1912 bei Thomson in Cambridge arbeitete, war durch diese Ergebnisse so beeindruckt, dass er kurz entschlossen nach Manchester zu Rutherford wechselte. Für ihn wurde das Rutherfordsche Kern-Hülle-Modell die Grundlage seiner Atomtheorie.

Inzwischen war Ernest Rutherford so berühmt, dass er 1914 in den Adelsstand erhoben und 1918 zum Nachfolger von Sir J.J. Thomson für den Cavendish-Lehrstuhl an der Universität Cambridge ausgewählt wurde. Auch dort blieb er, umgeben von vielen später sehr berühmten Schülern, bis zu seinem Tode wissenschaftlich aktiv. So ist es nicht erstaunlich, dass ihm weitere Ehrungen zuteil wurden: 1925 wurde er zum Präsidenten der Royal Society gewählt und im Jahre 1932 verlieh ihm das englische Königshaus die Baronie. Von nun an war er First Baron Rutherford of Nelson, New Zealand, and Cambridge. Er wurde mit den bedeutendsten Naturwissenschaftlern auf eine Stufe gestellt: *"He is to the atom what Darwin is to evolution, Newton to mechanics, Faraday to electricity and Einstein to relativity. His pathway from rural child to immortality is a fascinating one."*

Selbst nach seinem Tode wurde ihm noch eine ganz besondere Ehre gewährt. Er wurde in der Westminster Abbey, ursprünglich Krönungs- und Grabeskirche der englischen Könige, nahe dem Grabe von Isaac Newton bestattet. Bei seinem Begräbnis sagte Niels Bohr: *"When I first had the privilege of working under his personal inspiration he was already a physicist of the greatest renown, but nevertheless he was then, and always remained, open to listen to what a young man had on his mind. The thought of him will always be to us an invaluable source of encouragement and fortitude."*

Obwohl Bohr und Rutherford zwei völlig verschiedene Charaktere waren, waren beide voller Begeisterung für die Physik. Sie mochten sich persönlich, auch wenn ihre Beziehung nie zu einer echten engen Freundschaft wurde. Das mag wohl daran gelegen haben, dass Bohr in Rutherford immer seinen Lehrer sah.

Niels Bohr stammte aus einer Kopenhagener Wissenschaftlerfamilie und gab später auch diese Tradition an seine Sohn Aage weiter. Nach dem Abschluß der höheren Schule im Jahre 1903 begann er an der Universität Kopenhagen Physik zu studieren, wo er 1909 sein Master's Degree erhielt und 1911 mit einer Arbeit zur Theorie der Metallelektronen promovierte. Seine Aufenthalte in Cambridge bei J.J. Thomson und in Manchester bei Ernest Rutherford trugen entscheidend zur Formulierung seiner Atomtheorie bei. Auch wenn das Bohrsche Atommodell heute wissenschaftlich überholt ist, so ist es immer noch in den Köpfen vieler Menschen als Bild eines Atoms und als Symbol der Physik lebendig



Bohrs akademische Karriere an der Universität Kopenhagen durchlief folgende Stationen: 1913 Dozent für Physik, 1915 Professor für Theoretische Physik. Im Jahre 1920 wurde ihm das Institut für Theoretische Physik eingerichtet, dem er zeitlebens als Direktor vorstand.

1922 erhielt Bohr den Nobelpreis für Physik "für seine Leistung bei der Untersuchung der Struktur der Atome und der von ihnen ausgesandten Strahlung". Im Jahre 1931 überließ die dänische Regierung ihm in Anerkennung seiner großen Leistungen den Carlsberg-Ehrenwohnsitz, der nach dem Willen der Stiftung dem jeweils bedeutendsten dänischen Wissenschaftler zur Verfügung stehen soll.

Nachdem in den Jahren 1925 - 1927 insbesondere Heisenberg, Schrödinger und Born die Quantenmechanik formuliert hatten, bemühten sich anschließend Bohr und Heisenberg um eine widerspruchsfreie Deutung, die unter der Bezeichnung "Kopenhagener Deutung der Quantentheorie" bekannt wurde.

Nach 1930 beschäftigte sich Bohr mehr und mehr mit Fragen der Kernphysik und entwickelte u.a. das sogenannte "Tröpfchenmodell" des Atomkerns und später eine Theorie der von Otto Hahn und Fritz Straßmann entdeckten Kernspaltung.

Da er Jude war, nahm Bohrs Leben im Jahre 1943 eine dramatische Wendung. Von Freunden gewarnt verließ er seine seit 1940 besetzte Heimat und floh im Segelboot über den Öresund nach Schweden. Von dort brachte ihn der britische Geheimdienst nach England. Später kam er in die Vereinigten Staaten und wurde am Atombombenprojekt beteiligt. Unmittelbar nach dem Kriege kehrte er nach Kopenhagen zurück. Nach der Gründung des großen europäischen Kernforschungszentrums CERN brachte man die theoretische Abteilung zunächst in Bohrs Institut in Kopenhagen unter. Als er 1962 starb, ließ er die Theorie der Supraleitung, seinen letzten Forschungsgegenstand, ungelöst zurück. Sein Nachfolger in der Leitung des berühmten Kopenhagener Instituts für theoretische Physik wurde sein Sohn Aage Bohr.

Quellen:

1. John Campbell, Rutherford Scientist Supreme, AAS Publications, 1999
ISBN 0-473-05700-X
2. Armin Hermann : Weltreich der Physik – von Galilei bis Heisenberg, Ullstein
Sachbuch, Frankfurt/M, 1983

3. Armin Hermann 'Lexikon - Geschichte der Physik A-Z', Aulis-Verlag Deubner & Co KG 1978
4. <http://www.rutherford.org.nz/biography.htm>
5. <http://nobelprize.org/physics/laureates/1922/>
6. <http://nobelprize.org/chemistry/laureates/1908/rutherford-bio.html>
7. <http://www.chemie.uni-bremen.de/stoherer/biograph/bohr.htm>