

8.2 Aufbau der Atome

8.2.1 Grundlagen

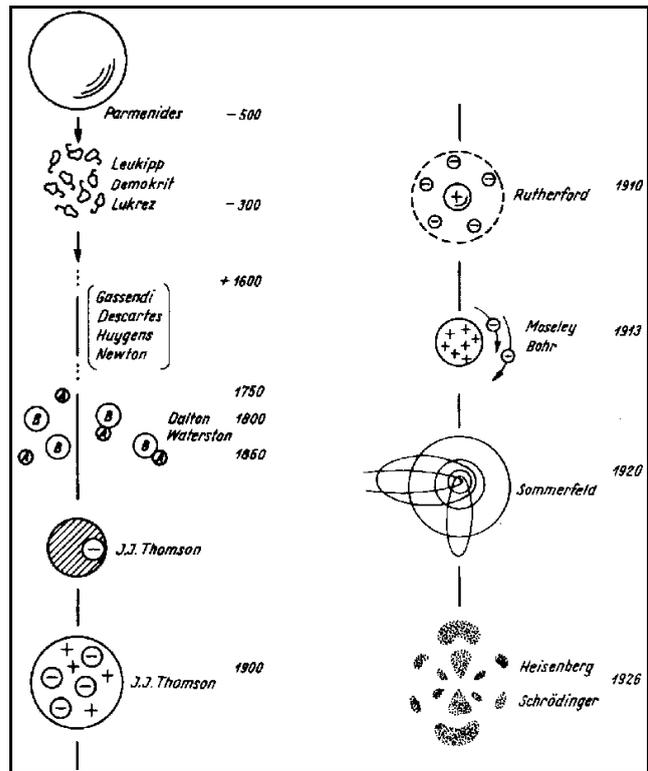
Wenn man Atome als Bausteine der Materie identifiziert hat stellt sich sofort die Frage, woraus denn die Atome bestehen. Dabei besteht prinzipiell die Möglichkeit, dass sie elementar, also nicht mehr teilbar sind. Dies entspricht der Idee von Demokrit und auch der vorherrschenden Meinung gegen Ende des 19. JH. Tatsächlich hatte man aber schon im 19. JH. erste Hinweise darauf, dass Atome nicht die ewigen und unteilbaren Grundbestandteile der Materie waren, welche Demokrit postuliert hatte. Ein Hinweis auf die endliche Lebensdauer war die Radioaktivität.

Joseph John Thomson (1856-1940)

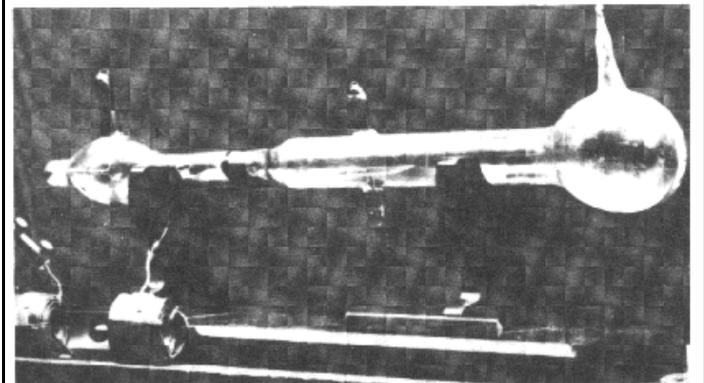
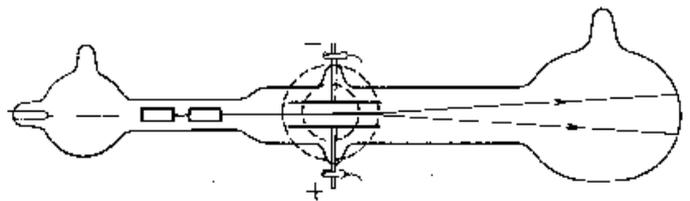


Diese Teilchen, welche z.B. auch in einem Funken beobachtet werden können, sind für alle Arten von Atomen identisch. Sie tragen eine negative elektrische Ladung. Da die Atome elektrisch neutral sind, mussten sie also außer den Elektronen auch einen positiv geladenen Teil enthalten.

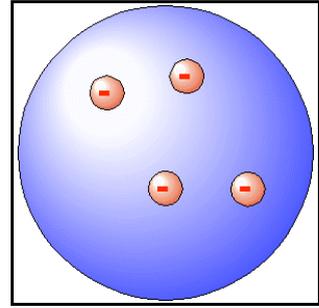
Dass sie nicht unteilbar sind zeigte die Entdeckung des Elektrons: bei der Elektrolyse, wie auch bei der Entdeckung der Kathodenstrahlen schienen die Ladungsträger aus den Atomen herauszukommen.



Entdeckung des Elektrons (1907)



Lord Thomson stellte sich das in der zweiten Hälfte des 19. JH. so vor, dass der positiv geladene Teil eine Art Teig oder Pudding darstellte, in dem sich die Elektronen wie Rosinen aufhielten. Damit konnte er schon einige Punkte erklären. Allerdings gab es auch Diskrepanzen zum Experiment; so stimmten die berechneten Schwingungsfrequenzen nicht mit den beobachteten überein.

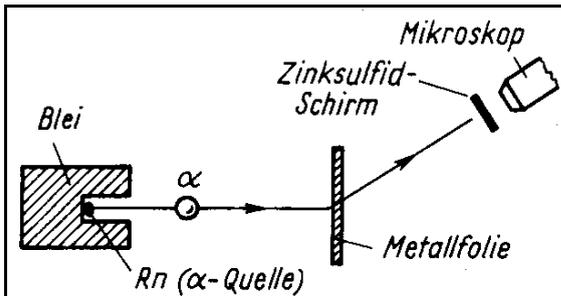
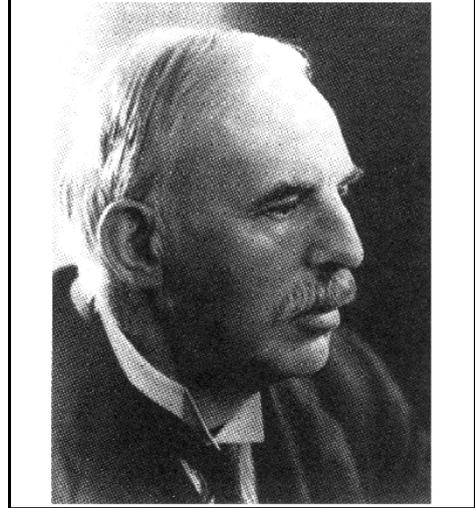


8.2.2 Rutherford's Experiment

Zu Beginn dieses Jahrhunderts wurden dann verschiedene Experimente durchgeführt, welche das Innere des Atoms erkunden sollten. Dünne Metallfolien, wurden mit subatomaren Partikeln, insbesondere Elektronen und α -Teilchen beschossen.

Die bekanntesten Experimente wurden von E. Rutherford (1871-1937) in den Jahren 1911-1913 durchgeführt. Die Resultate zeigten, dass der größte Teil der Teilchen durch die Folien durchflog, ohne wesentlich abgelenkt zu werden.

Ernest Rutherford (1871-1937)



Ein kleiner Teil aber wurde praktisch in die Richtung zurück gestreut, aus der sie gekommen waren. Dies war ein völlig unerwartetes Ergebnis, in krassem Gegensatz zu den Voraussagen aufgrund

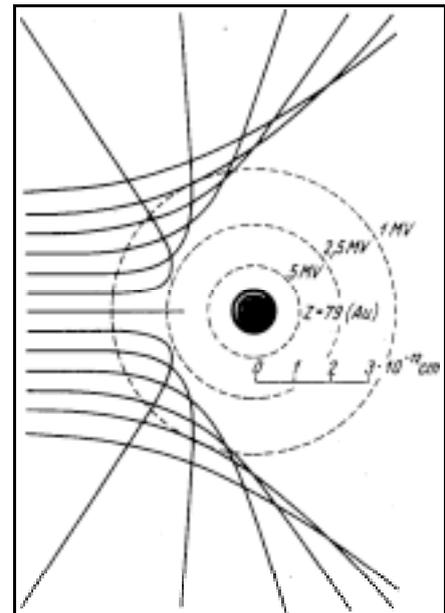
des Thomson'schen Modells des Atoms.

Rutherford beschrieb den Ausgang seiner Experimente so, dass es aussah als wäre eine Kanonenkugel an einem Blatt Papier abgeprallt. Die Resultate ließen sich nur interpretieren, wenn man annahm, dass der größte Teil der Masse des Atoms in einem sehr kleinen Gebiet konzentriert ist. Der Durchmesser dieses Atomkerns ist von der Größenordnung von $4 \cdot 10^{-15}$ m mehrere 100'000 mal kleiner als das Atom als ganzes. Auf die Erde übertragen, würde dies bedeuten, dass die gesamte Masse der Erde in einer Kugel von wenigen Metern Durchmesser konzentriert wäre.

Dieser Kern musste also die positive Ladung des Atoms enthalten, während die negative Ladung in den Elektronen lokalisiert war.

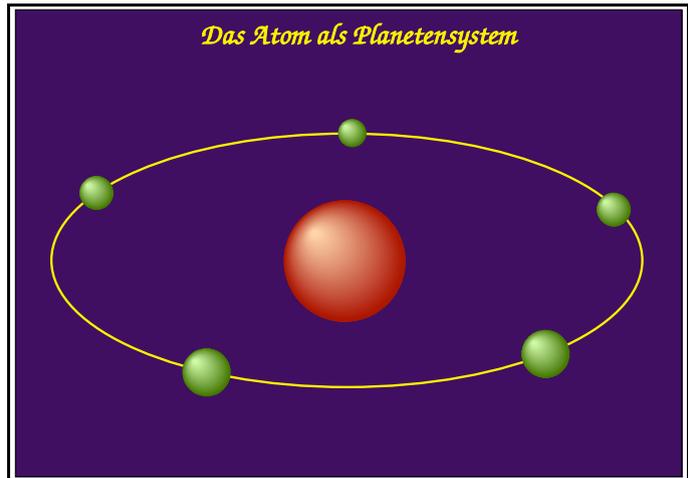
8.2.3 Das Atom als Sonnensystem

Man wusste also schon, dass der Kern positiv geladen sein



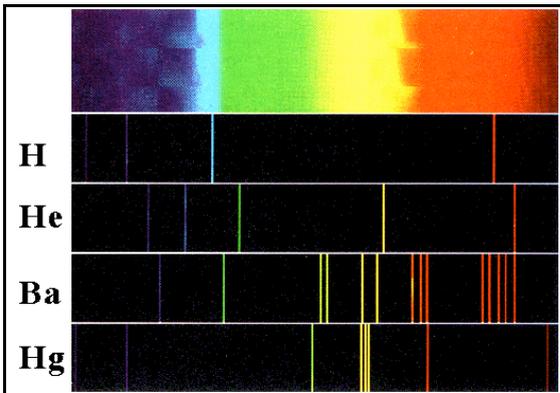
musste. Aufgrund der damals bekannten Naturgesetze konnte man annehmen, dass das Atom durch elektrostatische Kräfte zusammengehalten wurde, also die Anziehung zwischen entgegengesetzten Ladungen. Damit erinnerte dieses System natürlich stark an das Sonnensystem:

Die Elektronen sollten also auf kreisförmigen oder elliptischen Bahnen um den Atomkern kreisen, wobei sie von der elektrostatischen Anziehung auf der Bahn gehalten wurden. Da die Masse des Kernes sehr viel größer war als die der Elektronen, konnte man davon ausgehen, dass der Kern praktisch in Ruhe bleibt, während sich die Elektronen um ihn bewegen.



8.2.4 Die Widersprüche des klassischen Modells

Dabei tauchte aber ein großes Problem auf: Eine Kreisbewegung ist eine beschleunigte Bewegung. Die Elektrodynamik, welche im 19. JH. durch Maxwell festgeschrieben worden war, sagte aber voraus, dass beschleunigte elektrische Ladungen elektromagnetische Strahlung aussenden. Diese Strahlung würde Energie aus dem Atom abführen. Das Elektron müsste demgemäß immer näher zum Kern rücken, dabei schneller werden und mehr Energie abstrahlen und innert sehr kurzer Zeit in den Kern stürzen. Nach diesem Modell wären also Atome nicht stabil, es sollten gar keine Atome und deshalb auch keine Materie existieren. Es gab hier also einen Widerspruch zur experimentell beobachteten Tatsache, dass Materie existiert. Damit war klar, dass dieses Modell die Wirklichkeit nicht korrekt beschrieb.



Schon im letzten Jahrhundert hat man festgestellt, dass freie Atome Licht bei einigen wenigen, scharf bestimmten Wellenlängen absorbieren oder emittieren. Dies war ebenfalls im Widerspruch zu einem Modell der Atome, welche gemäß der klassischen Elektrodynamik den Atomkern umkreisen: die dabei erzeugte Strahlung müsste ein kontinuierliches Spektrum aufweisen.

In diesem Experiment werden Wasserstoffatome erzeugt mit einem Elektronenstrahl zum Glühen gebracht. Wenn man das Licht, das insgesamt rosa aussieht, spektral analysiert, findet man eine Reihe von diskreten Emissionslinien. Diejenigen, die im sichtbaren Bereich des Spektrums liegen, werden hier auf dem Bildschirm dargestellt. Weitere Linien finden sich im Ultravioletten und infraroten Bereich des Spektrums. Allgemein kann man die Frequenz der Resonanzlinien schreiben als

$$\nu = c R_y \left[\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right]. \quad R_y = 109677.581 \text{ cm}^{-1} \quad n' < n.$$

Hier stellt R_y die Rydbergkonstante dar, n' und n sind ganzzahlige "Quantenzahlen". n' legt die "Serie" fest: $n' = 1$ definiert die Lyman Serie, $n' = 2$ die Balmer Serie etc.

Ähnliche Linien findet man im Spektrum einer Quecksilberdampfampe. E82: Spektrallinien von Hg
 Ein besser bekanntes Beispiel sind die Natriumdampflampen, welche als Straßenbeleuchtung verwendet werden. Wenn man die Auflösung des Spektrometers hoch genug wählt, sieht man, dass diese Linien sehr schmal sind.

Auch bei Molekülen, z.B. N_2 , findet man diskrete Spektrallinien, doch E82a: Spektrallinien von N_2
 sind sie in diesem Fall nicht mehr ganz so schmal, und ihre Zahl wird größer.

Gemäß der Einstein'schen Beziehung zwischen Energie und Frequenz $E = h\nu$ bedeutet dies, dass Atome Energie nur in bestimmten Paketen aussenden oder absorbieren. Dies, sowie die Tatsache, dass die klassische Elektrodynamik die Existenz von stabilen Atomen nicht befriedigend erklären konnte, war eine der wichtigsten Triebfedern für die Entwicklung der Quantenmechanik.

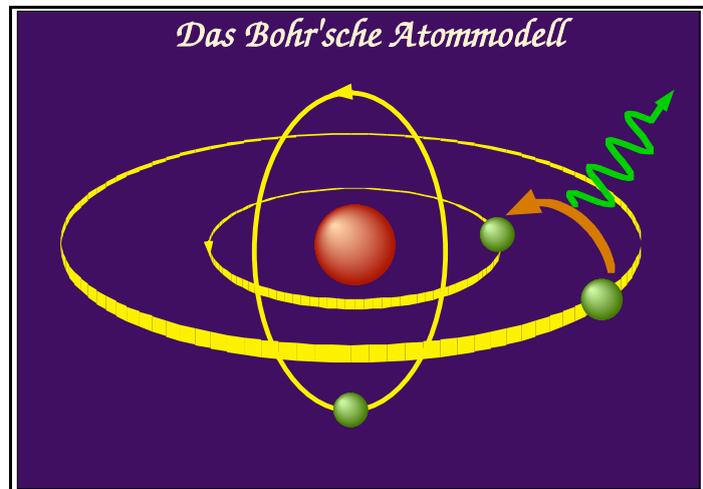
Eine weitere wichtige Entdeckung war der Faraday Effekt. Faraday, einer der Pioniere der klassischen Elektrodynamik, hatte gezeigt, dass Magnetfelder die Wechselwirkung zwischen Licht und Atomen beeinflussen. Insbesondere können sie die Polarisationssebene des Lichtes drehen.

8.2.5 Das Bohr'sche Atommodell

Aus diesen Tatsachen entwickelte Niels Bohr (1885-1962) im Jahre 1913 ein Atommodell. Er sah sich gezwungen, dafür zusätzlich zu den bekannten physikalischen Gesetzen weitere Annahmen zu machen. Er postulierte insbesondere, dass die Bewegung der Elektronen um den Kern nicht durch die Maxwell Gleichungen beschrieben wurde, sondern dass es stationäre Bahnen geben sollte:

- es sind nur solche Bahnen erlaubt, deren Bahndrehimpuls ein ganzzahliges Vielfaches des Planck'schen Wirkungsquantums h ist :

$$L = m_e r^2 \dot{\varphi} = n h .$$



Man kann dies mit Hilfe von $\lambda = 2\pi/k$ so interpretieren dass der Umfang der Kreisbahn gerade einem Vielfachen der Wellenlänge des Elektrons entspricht. Damit sind Radius und Energie des Elektrons festgelegt.

- Bewegung auf diesen Bahnen ist strahlungslos; Absorption und Emission finden beim Übergang zwischen unterschiedlichen Bahnen statt.

Wenn sich das Elektron auf einer dieser Bahnen befand, so sollte es keine Energie abstrahlen. Energie konnte hingegen zwischen Licht und den Atomen ausgetauscht werden, indem ein Elektron von einer dieser stationären Bahnen auf eine andere sprang - auf diese Weise konnte Bohr das Linienspektrum des Wasserstoffs erklären. Mit Hilfe der Einstein'schen Beziehung $E = h\nu$ konnte man damit wiederum die Größe der Atome bestimmen.

Sommerfeld modifizierte die Bohr'schen Postulate: Die Bahn der Elektronen soll elliptisch sein; die große Halbachse ist bestimmt durch die Hauptquantenzahl n , die kleine durch die Nebenquantenzahl k ; für diese gilt: $0 \leq k < n$. Diese Zustände sind im einfachsten Modell entartet; genauere Betrachtungen zeigen, dass relativistische Effekte die Entartung aufheben: Bahnen, die näher beim Kern sind entsprechen höheren Geschwindigkeiten und damit stärker relativistischen Effekten.

Das Bohr'sche Atommodell wurde parallel zu den Anfängen der Quantenmechanik entwickelt. Dadurch war seine Lebensdauer wohl von Anfang an nur kurz. Insbesondere die Zuhilfenahme von adhoc-Annahmen stellte natürlich einen Schönheitsfehler dar. Wenige Jahre später wurde mit der Schrödinger-Gleichung, resp. der Quantenmechanik von Schrödinger und Heisenberg die Grundlage für eine Beschreibung des Atoms ohne zusätzliche ad hoc Annahmen geschaffen.

