

Atomphysik I

Der Aufbau der Materie (Atommodell)

Bereits in der Antike wurden philosophische Untersuchungen zum Aufbau der Materie angestellt. Dabei wurde immer die Frage nach der Systematik gestellt, die hinter den vielfältigen Erscheinungen des Alltags steht. In unserem heutigen Weltbild können wir (zumindest gedanklich) aus wenigen Elementarteilchen die Atome der Elemente zusammensetzen und aus diesen wiederum die Moleküle der Stoffe. In immer kühneren Abstraktionen haben wir die Erscheinungen der Alltagswelt auf elementare Bausteine zurückgeführt. Dies bedeutet nicht nur intellektuell einen Fortschritt, sondern es bringt auch technologische Macht mit sich. Als vorläufiger Gipfelpunkt dieser Macht kann die Spaltung und Verschmelzung von Atomen gelten.

Ohne Zweifel ist das Atommodell, das Modell des Aufbaus der Materie, die Grundlage und der Ausgangspunkt jeder Naturwissenschaft, sei es der Chemie, der Biologie oder Astronomie, und es ist daher durchaus lohnend sich mit der Entwicklung dieses Modells auseinanderzusetzen.

[Wurzeln des Atomismus in der Antike - Erste Hinweise auf eine diskrete Struktur der Materie - Die Entdeckung des Elektrons](#)

[Das klassische Atommodell](#)

[Atomspektren und "Terme"](#)

[Das Bohrsche Atommodell](#)

[Das quantenmechanische Atommodell \(Quantenzahlen\)](#)

- **Wurzeln des Atomismus in der Antike**

Einige griechische Philosophen der Antike dürften die ersten gewesen sein, die den Begriff des Atoms in die Theorie der Materie einführten. Das heißt natürlich nicht, daß nicht schon früher ähnliche Gedankengänge verfolgt wurden. Dabei muß allerdings betont werden, daß die "Atome" der griechischen Philosophen keineswegs mit den "heutigen Atomen" gleichzusetzen sind. Tatsächlich ist es nicht einfach festzustellen, was man in der Antike unter diesem Begriff genau verstand. Man interessierte sich damals eigentlich nur für die Frage, ob Materie unendlich oft geteilt werden kann oder nicht. Hinter dieser Fragestellung stehen zwei grundsätzlich verschiedene Denkansätze. Der eine geht von einem kontinuierlichen, der andere von einem diskreten Aufbau der Materie aus. Beide Ansätze wurden von griechischen Philosophen durchdacht. Als berühmtester Verfechter des diskreten Ansatzes gilt Demokrit (um 400 v.u.Z.).

Ist Materie nicht unendlich oft teilbar, muß man letztlich auf die Grundbausteine oder „Atome“ stoßen. Teilt man ein Stück Materie wieder und wieder, erhält man immer kleinere Stückchen, bis man schließlich ein Teilstück nicht mehr weiter teilen kann - das „Atom“ (was soviel wie "unteilbar" bedeutet). Die griechischen Atomisten waren der Ansicht, daß die gesamte Materie aus "Atomen" zusammengesetzt ist, und vermutlich meinten sie, daß das vielfältige Aussehen der Materie durch verschiedene Konfigurationen (und Bewegungen?) der "Atome" erklärt werden könne. Unsere heutige Sichtweise ähnelt dieser Vorstellung, aber es besteht ein bedeutender Unterschied zwischen den quantitativen Theorien und den rein qualitativen Vorstellungen der antiken Philosophen.

- **Erste Hinweise auf eine diskrete Struktur der Materie**

2000 Jahre lang konnten mit der atomistischen Theorie lediglich qualitative und philosophische Fragen behandelt werden. Erste quantitative Aussagen gelangen D. Bernoulli Mitte des 18. Jahrhunderts. Diese wurden im weiteren Verlauf von Waterston und Joule sowie von Clausius, Maxwell und Boltzmann zur kinetischen Gastheorie (physikalische Begründung der Thermodynamik) ausgebaut. Obwohl diese Theorie von einer atomistischen Struktur der Stoffe ausgeht, macht sie keine konkreten Aussagen über die Atome selbst. Solche Aussagen wurden in entscheidendem Maße von der Chemie, und zwar an der Wende des 18. zum 19. Jahrhundert erarbeitet. Lavoisier war mit seinen um 1790 ausgeführten Untersuchungen bereits eine Klärung des chemischen Elementbegriffes gelungen, und er stellte fest, daß die Elemente in festen Gewichtsverhältnissen in den chemischen Verbindungen vertreten sind. Dalton (1766 - 1844) gelangte auf Grund seiner zwischen 1803 und 1808 ausgeführten Untersuchungen zu einer quantitativen Gesetzmäßigkeit (multiple Proportionen), die er nur mit einer atomistischen Erklärung begründen konnte:

Die kleinsten Einheiten jedes Stoffes bestehen aus wenigen Atomen und alle Atome eines Elementes gleichen einander.

Ebenfalls auf Dalton geht eine Tabelle der Atomgewichte zurück. Ein weiterer Schritt wurde 1808 von Gay-Lussac (1778-1850) mit der Formulierung des Gesetzes über das Volumenverhältnis reagierender Gase getan (siehe Abbildung).

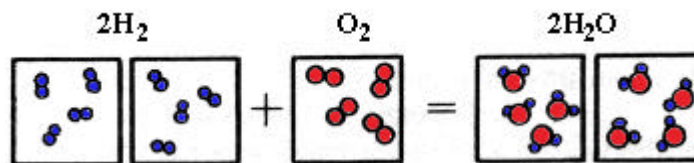


Abbildung zum Gesetz über das Volumenverhältnis chemisch reagierender Gase von Gay-Lussac.

Im Anschluß daran fand Avogadro (1776 - 1856) das wichtige Gesetz, wonach bei gleicher Temperatur und gleichem Druck gleiche Volumina verschiedener Gase die gleiche Anzahl von Molekülen enthalten.

In den sechziger Jahren des 19. Jahrhunderts hatte die kinetische Gastheorie ihre eigenständigen, mehr oder weniger konkreten Vorstellungen über den korpuskularen Aufbau der Stoffe. Sie konnte aber nicht die Frage beantworten, wie sich die Atome der Elemente zu den Molekülen der chemischen Verbindungen zusammensetzen, und genausowenig konnte sie etwas über den inneren Aufbau oder die Struktur der Atome aussagen.

• Die Entdeckung des Elektrons

Entscheidend zur Klärung der Struktur des Atoms haben Kathodenstrahlexperimente beigetragen. Ab dem Jahr 1855 (Erfindung der Geisslerschen Vakuumpumpe) haben Julius Plücker (1801 - 1868) und sein Schüler Johann Wilhelm Hittorf (1824-1914) die Kathodenstrahlen ausführlich untersucht und dabei folgende Eigenschaften gefunden:

- Die Kathodenstrahlen treten aus der Kathode aus;
- sie breiten sich geradlinig aus;
- sie verursachen beim Auftreffen auf verschiedene Substanzen Fluoreszenzerscheinungen;
- Kathodenstrahlen können im Magnetfeld abgelenkt werden.

Diese Beobachtungen wurden von Goldstein 1871 folgenderweise ergänzt:

- Die Kathodenstrahlen treten senkrecht aus der Kathodenoberfläche aus, wobei die Kathodenform beliebig sein kann. Konkave Kathodenoberflächen führen zu einer Fokussierung der Kathodenstrahlen;
- die Eigenschaften der Kathodenstrahlen sind vom Kathodenmaterial unabhängig;
- Kathodenstrahlen können ähnlich wie die ultravioletten Strahlen der Sonne chemische Reaktionen auslösen.

Und schließlich konnte Sir William Crookes (1832-1919) 1879 diesen

Eigenschaften noch zwei weitere hinzufügen:

- Die Kathodenstrahlen übertragen Energie (beim Auftreffen auf eine Folie wird diese erwärmt);
- die Kathodenstrahlen besitzen einen Impuls (sie können ein Flügelrad in Drehung versetzen).

Das beinahe ein halbes Jahrhundert ungelöste Rätsel um die Natur der Kathodenstrahlen wurde schließlich von J.J.Thomson 1897 geklärt (siehe Abbildung).



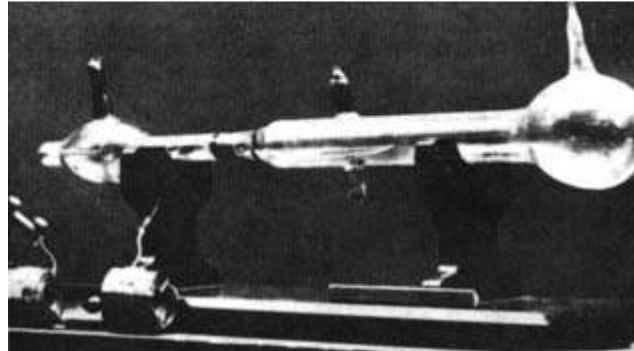
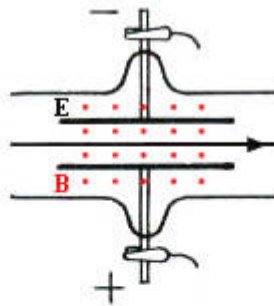
Joseph John Thomson
(1856-1940).

Er hat die magnetische Ablenkung der Kathodenstrahlen untersucht und unter der Voraussetzung, daß diese aus negativ geladenen ($-e$) Teilchen der Masse m bestehen, die Beziehung

$$\frac{mv^2}{r} = evB \rightarrow \frac{e}{m} = \frac{v}{Br}$$

zwischen dem Radius r der kreisförmigen Teilchenbahn, der Magnetfeldstärke B und der Geschwindigkeit v der Teilchen gefunden.

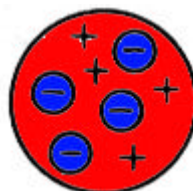
Durch Verwendung von gekreuzten magnetischen und elektrischen Feldern konnte die spezifische Ladung der Teilchen bestimmt werden. Werden die Teilchen durch zwei zueinander senkrechte Felder - ein elektrisches und ein **magnetisches**- geschickt, heben sich bei bestimmten Feldstärken die elektrische und magnetische Kraft genau auf und die Teilchen werden nicht abgelenkt (siehe Abbildung).



Versuchsanordnung von Thomson zur Bestimmung der spezifischen Ladung (e/m) des Elektrons.

Ausgehend von diesen Untersuchungen kam Thomson schließlich zu dem eindeutigen Schluß, daß die Art der Teilchen in den Kathodenstrahlen weder vom Kathodenmaterial noch vom Füllgas der Entladungsröhre abhängt. Folglich müssen diese Teilchen Bestandteil der Atome aller Elemente sein. Es kann somit das Jahr 1897 als Geburtsjahr des Elektrons angesehen werden. Das Elektron ist in allen Bereichen der Physik, in der Physikalischen Chemie sowie bei der Lichtemission und -absorption von besonderer Wichtigkeit. Es ist also verständlich, daß Thomson zunächst glaubte, diese Teilchen wären die Urmaterie, aus der die Elemente zusammengesetzt sind. Der Name Elektron wurde von G.J. Stoney (1826-1911) gemeinsam mit Helmholtz bereits 1874 für das "Atom" der Elektrizität geprägt.

Die Kathodenstrahlversuche haben zur Stärkung der Annahme beigetragen, daß die Elektronen in der atomaren Struktur von wesentlicher Bedeutung sind. Daß das elektrisch neutrale Atom zu gleichen Teilen aus Elektronen und positiv geladenen Teilchen gleicher Masse wie die Elektronen bestehen müsse, war eine naheliegende Annahme. Berücksichtigt man aber die geringe Masse des Elektrons, so folgt aus dieser Annahme, daß jedes Atom aus mehreren Tausend solcher Teilchen bestehen müßte. Thomson hat zuerst Argumente dafür vorgebracht, daß die Zahl der Elektronen nicht so groß ist, und darauf aufbauend 1904 sein Atommodell vorgeschlagen.



Das Atommodell von Thomson ("Rosinenkuchenmodell").

Bis zur Aufstellung des Rutherford'schen Atommodells im Jahre 1911 und des Bohrschen Atommodells im Jahre 1913 war das Thomsonsche dasjenige, mit dem die meisten experimentellen Beobachtungen gedeutet werden konnten. Nach Thomsons Vorstellungen bestand das Atom aus einer homogenen, das gesamte Atomvolumen ausfüllenden positiven Ladung und aus darin eingebetteten sehr kleinen (punktförmigen) Elektronen. Aus diesem anschaulichen Bild ergibt sich die Bezeichnung "Rosinenkuchenmodell". Für den Zusammenhalt der positiven Ladungsflüssigkeit sollte eine der Kohäsionskraft in den gewöhnlichen Flüssigkeiten entsprechende Kraft sorgen.

[Zurück](#)

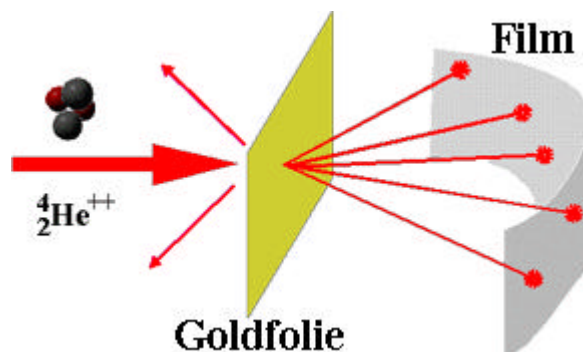
• Das klassische Atommodell

Es war offenbar, daß die Elektronen im Atom eine wesentliche Rolle spielen, aber unklar blieb, wie die Zahl der Elektronen und ihre räumliche Anordnung in Verbindung mit den chemischen Eigenschaften der Elemente zu bringen war. Am wenigsten verständlich erschien der Aufbau der positiven Ladungswolke, die die Ladung der Elektronen kompensiert. Es mehrten sich die Hinweise derart, daß die Zahl der Elektronen mit dem Atomgewicht wächst. Daraus folgt, daß die Elektronenzahl mit dem Platz des Elements im Periodensystem im Zusammenhang steht. Die in den Jahren 1909 bis 1911 von Rutherford (siehe Abbildung) und Mitarbeitern ausgeführten Messungen haben zu einer entscheidenden Wende bei der Erkenntnis der Struktur des Atoms geführt.



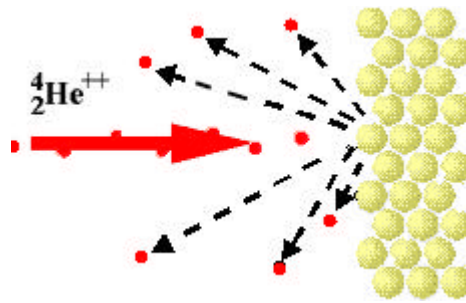
Ernest Rutherford
(1871-1937).

Rutherford hat mit Hilfe der bei radioaktiven Zerfallsprozessen emittierten α -Teilchen (ionisierte Helium Kerne: 2 Protonen und 2 Neutronen) das Innere der Atome "sondiert" (siehe Abbildung).



Der Rutherfordsche Streuversuch.

Entsprechend dem alten Atommodell von Thomson sollte die Materie in der Goldfolie gleichmäßig verteilt sein. Demnach wäre zu erwarten, daß keine Teilchen die Folie durchdringen kann, da es entweder abprallt oder absorbiert wird (siehe Abbildung).



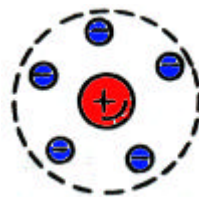
Wäre es hingegen möglich, daß die Teilchen die Goldfolie durchdringen, sollten bei einer homogenen Verteilung der Materie in den Atomen die Streuwinkel klein sein und keinesfalls einfallende α -Teilchen zurückgestreut werden.

Tatsächlich konnte Rutherford sowohl große Streuwinkel bei durchgehenden Teilchen als auch zurückgestreute α -Teilchen beobachten. Dies deutete darauf hin, daß die Teilchen entweder zwischen den Atomen der Goldfolie hindurchfliegen konnten oder an massiven Streuzentren gestreut wurden.

Zwei der wichtigsten Ergebnisse dieser berühmten Streuversuche sind:

- **Der größte Teil der Atommasse konzentriert sich in einem positiv geladenen Kern, der ein im Vergleich zum Gesamtvolumen des Atoms sehr kleines Volumen hat.**
- **Die Zahl der um den Kern kreisenden Elektronen kennzeichnet das entsprechende Element; sie stimmt mit der Ordnungszahl des Elementes überein und legt so seinen Platz im Periodensystem fest.**

Das Rutherfordsche Atommodell hat Ähnlichkeit mit einem winzigen Sonnensystem.



Das Atommodell von Rutherford (1910).

Die Rolle der Gravitationskraft wird hier von der elektrischen Anziehungskraft zwischen der Ladung des Kerns und der Elektronenladung übernommen. Diese Anziehungskraft hält die Elektronen auf ihrer Bahn. Von diesem Zeitpunkt an war es möglich die Physik des **Atomkerns** von der Physik der **Atomhülle** zu trennen.

[Zurück](#)

• Atomspektren und "Terme"

William Wollaston (1766-1828) wurde 1802 auf die im Spektrum der Sonne wahrnehmbaren schwarzen Linien aufmerksam, maß jedoch dieser Beobachtung keine besondere Bedeutung bei und beschäftigte sich im weiteren auch nicht eingehend mit ihr. Diese Linien bezeichnen wir heute als Fraunhofersche Linien (siehe Abbildung).



Joseph Fraunhofer (1787-1826) hat das erste unseren heutigen Vorstellungen entsprechende Spektroskop gebaut und damit seit 1815 die im Sonnenspektrum wahrnehmbaren schwarzen Linien ausführlich untersucht. Die auffallendsten der etwa 576 von ihm beobachteten Linien hat er mit den Buchstaben A, B, C, D, E,... a, b, c, d, e... gekennzeichnet. Fraunhofer konnte auch feststellen, daß die gelbe Na-Linie des in einer Alkoholflamme Licht emittierenden Natriums genau an der Stelle zu sehen ist, wo im Spektrum der Sonne eine Linie fehlt (siehe Abbildung).



Bereits 1822 hatte Herschel darauf hingewiesen, daß es mit Hilfe der Spektraluntersuchung, wenn z. B. ein Salz in einer Flamme zum Leuchten gebracht wird, möglich ist, die Substanz eindeutig zu identifizieren. Damit war der Grundstein für die Emissionsspektralanalyse gelegt.

Es konnte schließlich gezeigt werden (Kirchhoff u. Bunsen, 1859), daß die in Gasen oder Dämpfen befindlichen Atome ein charakteristisches Linienspektrum emittieren, wenn ihnen eine entsprechende Energie zugeführt wird (etwa thermisch in einer Alkoholflamme). Die gleichen Atome sind auch in der Lage, Licht zu absorbieren, wenn dessen Wellenlänge gleich der Wellenlänge der emittierten Strahlung ist. So erscheinen die Absorptionslinien genau bei den Frequenzen die im Emissionsspektrum sichtbar sind.

Im Zusammenhang mit dem Periodensystem stieß man auf die Frage, welcher Zusammenhang zwischen den Spektren der einzelnen Elemente und deren Lage im Periodensystem besteht. Qualitativ wurde diesbezüglich beobachtet, daß die Komplexität eines Spektrums mit der Ordnungszahl des Elementes zunimmt.

Für die Systematisierung der Spektrallinien und damit für die Atomphysik des 20. Jahrhunderts war dann eine Entdeckung des Schweizer Gymnasiallehrers Johann Jacob Balmer (1825 - 1898) von entscheidender Bedeutung. Balmer beschäftigte sich mit dem Wasserstoffspektrum und versuchte, die Wellenlängen der Linien durch eine einfache Formel zu berechnen.

Balmer stellte für das Wasserstoffspektrum fest, daß die Wellenlängen der Linien im sichtbaren Bereich durch

$$\lambda = h \frac{m^2}{m^2 - 4} ; \quad h = 3645,6 \text{ \AA}$$

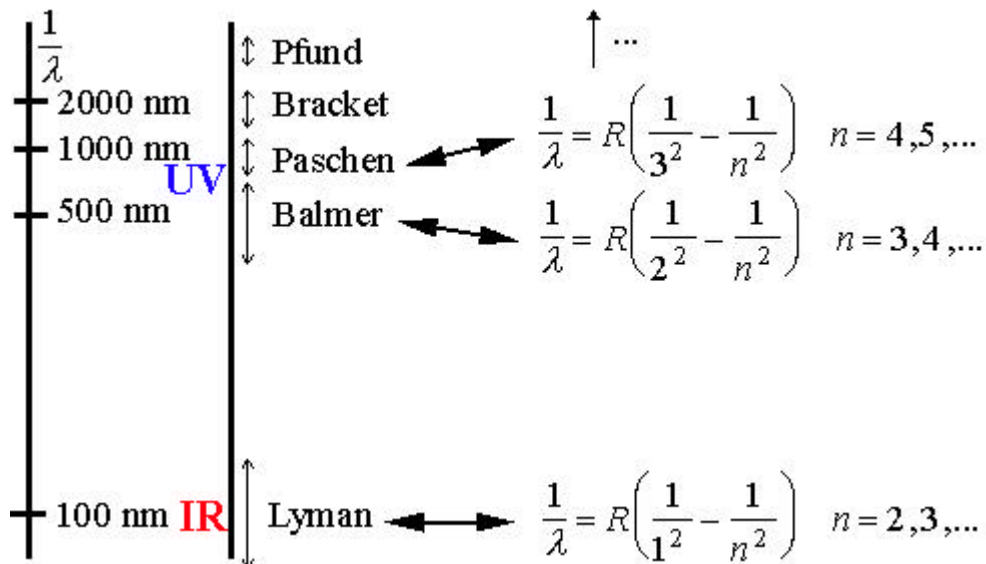
gegeben sind, wobei m die ganzen Zahlen m = 3, 4, 5, 6 sind. (Die Längeneinheit 1 Å = 10⁻¹⁰ m ist in der Spektroskopie gebräuchlich; sie wurde nach dem schwedischen Physiker Anders Jonas Angström (1814-1874), einem der Begründer der Spektroskopie, benannt.) Bemerkenswert war, daß die so berechneten Wellenlängen nicht nur näherungsweise, sondern mit großer Genauigkeit mit den experimentellen Werten übereinstimmten. Eine Begründung für seine Formel hat Balmer nicht angegeben.

Formen wir obige Formel um, so gelangen wir zu folgendem Ausdruck für die reziproke Wellenlänge:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{1}{h} \left(1 - \frac{4}{m^2} \right) = \frac{1}{911,2} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{m^2} \right) = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{m^2} \right) [\text{\AA}^{-1}]$$

R ist die Rydberg-Konstante und beträgt für Wasserstoff 10967758 m⁻¹. Hier wurde zur Charakterisierung der Welle nicht die Wellenlänge, sondern ihr Reziprokwert, die Wellenzahl, verwendet. Es zeigt sich, daß die Wellenzahl als Differenz von Größen dargestellt werden kann, die als "Terme" bezeichnet werden. Es ist verständlich, daß sich nach dieser Feststellung die Aufmerksamkeit dem Aufsuchen der Terme zugewendet hat. Tatsächlich konnte Bohr dann diese Terme mit den atomaren Energieniveaus identifizieren.

Wie sich später zeigte gehorchen die Spektrallinien von Wasserstoff auch im infraroten und ultravioletten Bereich ähnlichen Zusammenhängen. Die einzelnen Linienserien sind nach ihren Entdeckern benannt.



Das klassische Atommodell hatte zu Beginn des zweiten Jahrzehnts des 20. Jahrhunderts eine Form, an die quantenphysikalischen Modelle unmittelbar anschließen konnten. Die Voraussetzung dafür waren 1912 auch hinsichtlich der beteiligten Physiker sehr günstig, denn der junge dänische Physiker Niels Bohr arbeitete zu dieser Zeit bei Rutherford in Cambridge.

[Zurück](#)

• Das Bohrsche Atommodell

Die Bohrsche Atomtheorie in der Form, wie wir sie auch heute in den elementaren Physiklehrbüchern finden können, hat ihren Ursprung im Jahr 1913.



Niels Bohr (1885-1962)

Die Grundpostulate der Theorie sind:

- Die Elektronen können im Atom nur auf bestimmten Bahnen um den Kern umlaufen.
- Die Elektronen auf diesen Bahnen strahlen im Gegensatz zu den Gesetzen der Elektrodynamik (beschleunigte Ladungen strahlen elektromagnetische Wellen ab) keine Energie ab.
- Für eine Kreisbahn ergeben sich die Bahnradien aus der Forderung, daß der Drehimpuls der umlaufenden Elektronen nur ganzzahlig vielfache Werte von $h/2\pi$ annehmen kann (Auswahlregel):

$$m v_n r_n = n \frac{h}{2\pi} \quad \text{mit } n = 1, 2, 3, \dots$$

Aus der Sicht der Materiewellen ($\lambda = h/p$, siehe Quantenmechanik) ist dies gleichbedeutend mit der Forderung, daß der Umfang der Kreisbahn ein ganzzahliges Vielfaches der Wellenlänge ist.

- Das Atom strahlt nur dann, wenn ein Elektron von einer Bahn auf eine andere springt (**Quantensprung**). Die Frequenz des ausgestrahlten Lichtes ergibt sich aus der Bohrschen Frequenzbedingung zu:

$$h\nu = E_{n_2} - E_{n_1}$$

In dieser Beziehung ist E_{n_1} die Energie eines Elektrons auf einer Bahn mit der Quantenzahl n_1 und E_{n_2} die Energie zur Quantenzahl n_2 ; $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Js ist das

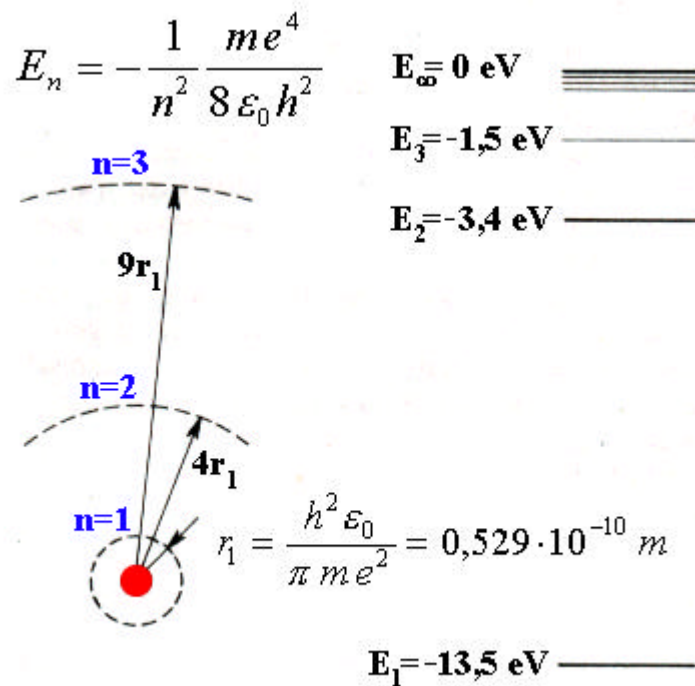
Plancksche Wirkungsquantum. Das Elektron strahlt folglich bei einem Übergang von einer Bahn auf eine andere die Energiedifferenz zwischen den beiden Bahnenergien in Form eines einzigen Photons ab. Bei der Strahlungsabsorption spielt sich natürlich der umgekehrte Vorgang ab. Das Atom kann nur die Photonen $h\nu$ absorbieren, die in der Lage sind, Elektronen von einer niederenergetischen Bahn auf eine höherenergetische anzuheben.

Animation zum Bohrschen Atommodell:



Durch Klicken auf den Pfeil nach oben wird das Elektron durch Absorption eines Photons auf die nächst höhere Bahn gebracht. Der Pfeil nach unten bewirkt den gegenteiligen Prozeß. Unter Abgabe eines Photons fällt das Elektron auf das tieferliegende Niveau. Dies geschieht nach gewisser Zeit auch von selbst, da jedes physikalische System nach dem Zustand geringster Energie strebt.

Die quantitativen Verhältnisse entsprechend dem Bohrschen Modell sind für das Wasserstoffatom in folgender Abbildung dargestellt:



Das Bohrsche Atommodell für das Wasserstoffatom.

Die Ausdrücke für die Energie E_n auf der n -ten Bahn und den entsprechenden Radius r_n ergeben sich unmittelbar aus folgender Überlegung:

Die Bahngleichung für ein Elektron, das um ein Proton kreist (Wasserstoff) lautet (Coulombkraft = Zentripetalkraft):

$$\frac{1}{4 \pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r_n^2} = \frac{m v_n^2}{r_n}$$

Mit der Auswahlbedingung für stabile Elektronenbahnen (siehe oben) ergibt sich damit für die Energie:

$$E_n = E_{kin} + E_{pot} = \frac{m v_n^2}{2} - \frac{1}{4 \pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r_n}$$

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{m e^4}{8 \epsilon_0 h^2}$$

Bei einem Übergang von Bahn n_1 auf Bahn n_2 folgt daraus für die Wellenzahl:

$$\frac{1}{\lambda} \propto \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}$$

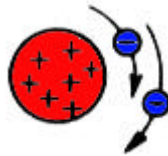
Diese Proportionalität ist identisch mit der, wie wir sie weiter oben in den Formeln von Balmer gefunden haben. Das Bohrsche Modell ist also in der Lage jene Zusammenhänge, die Balmer rein empirisch gefunden hat, theoretisch zu begründen.

Allerdings können die Bohrschen Postulate nicht auf einfachere Grundannahmen zurückgeführt werden. Wir müssen sie auf dieser Stufe der Darstellung als

Grundgesetze betrachten, mit deren Hilfe dann komplizierte Phänomene verstanden werden können. Die Berechtigung der Bohrschen Postulate ist also nicht unmittelbar einzusehen, sondern ergibt sich daraus, daß die aus ihnen gezogenen Schlußfolgerungen mit den experimentellen Beobachtungen übereinstimmen. Die Annahme, daß ein Elektron im Atom stationär auf einer Kreisbahn um den Atomkern umlaufen kann, ohne dabei nach den Gesetzen der klassischen Physik abzustrahlen, hat jedoch heftigen Widerspruch hervorgerufen. Die Bohrsche Theorie hatte weiters auf zwei Kernfragen eine Antwort zu geben. Die erste Frage ist die nach dem Verhältnis zur klassischen Physik im allgemeinen sowie zum Strahlungsgesetz der klassischen Elektrodynamik im besonderen und die zweite nach der Verallgemeinerung der Quantisierungsbedingung für Systeme mit mehreren Freiheitsgraden. Auf diese Fragen haben zunächst Bohr selbst, dann aber auch Ehrenfest und Sommerfeld eine Antwort gegeben. Die Bohrsche Atomtheorie hat in dem Sommerfeldschen Ellipsenmodell einen gewissen Abschluß gefunden.

Die größte Leistung der Theorie ist, daß sie die Existenz der diskreten Energieniveaus erklären sowie in den einfachsten Fällen die aus den Spektralanalysen stammenden Zahlenwerte mit den physikalischen Grundkonstanten in Verbindung bringen kann.

Mit der Theorie verbindet sich ein anschauliches Bild von der Form der Elektronenbahnen:



Die Elektronen kreisen - wie die Planeten unseres Sonnensystems - auf Ellipsenbahnen unterschiedlicher Exzentrizität um den zentralen Kern. Die Werte der Bahnenergie und der Exzentrizität werden durch zwei ganze Zahlen, die Hauptquantenzahl n und die Nebenquantenzahl l , festgelegt. Zur Beschreibung des Zustandes eines Elektrons im Atom wird jedoch noch eine weitere Quantenzahl, die magnetische Quantenzahl m , benötigt. Diese Quantenzahl gibt uns Auskunft über die Energie des Elektrons im äußeren Magnetfeld.

[Zurück](#)

- Das quantenmechanische Atommodell (Quantenzahlen)

Im Jahre 1926 stellte E.Schrödinger in seiner Arbeit "Quantisierung als Eigenwertproblem" eine Differentialgleichung (Schrödingergleichung) auf, mit der die diskreten Energieniveaus der Elektronen in Atomen (und von beliebigen Quantensystemen in gebundenen Zuständen) berechnet werden konnten.



Erwin Schrödinger (1887-1961)

Dabei muß betont werde, daß Schrödinger diese Gleichung aus Analogieüberlegungen aufstellte und nicht im strengen Sinn herleitete. Die Schrödingergleichung muß also als Grundgleichung, die nicht auf andere Gleichungen oder einfache Prinzipien zurückgeführt werden kann, hingenommen werden. Sie lautet:

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2 m} \Delta \Psi_E(x, y, z) + V(x, y, z) \Psi_E(x, y, z) = E \Psi_E(x, y, z)$$

mit

$$\Delta \Psi = \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} \quad \text{Laplace Operator}$$

$\Psi(x, y, z)$ komplexwertige Wellenfunktion

$V(x, y, z)$ Potentialfunktion

E Energieeigenwerte

Durch Lösen obiger Gleichung für eine bestimmte Potentialfunktion (etwa Coulomb Potential beim Wasserstoffatom) gelangt man zu diskreten Energieeigenwerten E mit den zugehörigen Wellenfunktionen Ψ_E . Da die Wellenfunktionen komplexwertig sind, ist ihre physikalische Interpretation fragwürdig. Es stellte sich jedoch heraus, daß das Absolutbetragsquadrat der Wellenfunktion als Wahrscheinlichkeit (bei einer Ortsabhängigkeit als Aufenthaltswahrscheinlichkeit) interpretiert werden kann. Wir werden weiter

unten auf dieses Problem zurückkommen.

Die Energieeigenwerte, wie sie sich aus obiger Gleichung für das Wasserstoffatom ergeben, sind mit jenen, wie sie aus dem Bohrschen Atommodell folgen, identisch.

Die Eigenfunktionen sind durch drei Parameter, die sich aus der Lösung der Schrödingergleichung ergeben, charakterisiert. Diese Parameter werden Quantenzahlen genannt. Es sind dies:

- Die **Hauptquantenzahl n** (gleichzusetzen mit n im Bohrschen Atommodell). Von ihr allein hängt die Energie und der mittlere Abstand des Elektrons vom Atomkern ab.
- Die **Drehimpulsquantenzahl l**. Der Drehimpuls des rotierenden Elektrons (Bahndrehimpuls) ist durch die Quantenzahl l bestimmt und zwar ist das Quadrat des Drehimpulses $(J)^2 = (h/2\pi)^2 l(l+1)$. Zu jedem Energiezustand können verschiedene Drehimpulszustände gehören, jedoch muß immer l kleiner als n sein; zum Grundzustand n=1 kann also nur der Drehimpulszustand l=0 gehören. Zur Bezeichnung des Drehimpulses werden meist Buchstaben benutzt, und zwar s für l=0, p für l=1, d für l=2 und f, g, h für l=3,4,5,6 usw.
- Die **Magnetquantenzahl m** gibt die Komponente des Gesamtdrehimpulses bezogen auf eine durch ein Magnetfeld vorgegebene Richtung an. Für die Magnetquantenzahl gibt es zu jedem durch die Zahlen n und l gekennzeichneten Zustand die Möglichkeiten $m=0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$. Der Betrag von m muß kleiner oder gleich sein dem Betrag von l.

Entsprechend dieser Quantenzahlen gibt es zu jedem n und das heißt zu jedem Energieniveau n^2 verschiedene Wellenfunktionen (Aufenthaltsverteilungen). Im Gleichgewichtszustand nehmen die Elektronen die energetisch am tiefsten liegenden Energieniveaus ein, wobei das **Pauli-Prinzip** erfüllt sein muß. Dieses Prinzip besagt:

Innerhalb eines Systems können sich zwei beliebig ausgewählte Elektronen nicht in demselben Quantenzustand befinden, d.h., die die Quantenzustände charakterisierenden Quantenzahlen können nicht bei beiden Elektronen identisch sein.

Dementsprechend könnten $1, 4, 9, \dots, n^2$ Elektronen auf den Energieniveaus $1, 2, 3, \dots, n$ Platz finden. Tatsächlich fand man aber in spektroskopischen Untersuchungen, daß die Anzahl der Elektronen auf den Energieniveaus $1, 2, 3, \dots, n$ $2, 8, 16, \dots, 2n^2$ beträgt. Es mußte also noch eine zusätzliche Quantenzahl geben, die in der Schrödinger Theorie nicht enthalten war. Es ist dies die Spinquantenzahlen, die als Eigendrehimpuls des Elektrons (im Gegensatz zum Bahndrehimpuls) interpretiert werden kann.

- Die **Quantenzahl der Spinprojektion m_s** in Vorzugsrichtung kann $+ 1/2$

oder $-1/2$ betragen.

Mit dieser zusätzlichen Quantenzahl sind alle tatsächlich in den Atomen vorkommenden Elektronenzustände hinreichend charakterisiert. Wir sind also nun in der Lage den Aufbau des Periodensystems zu behandeln.

[Zurück](#)