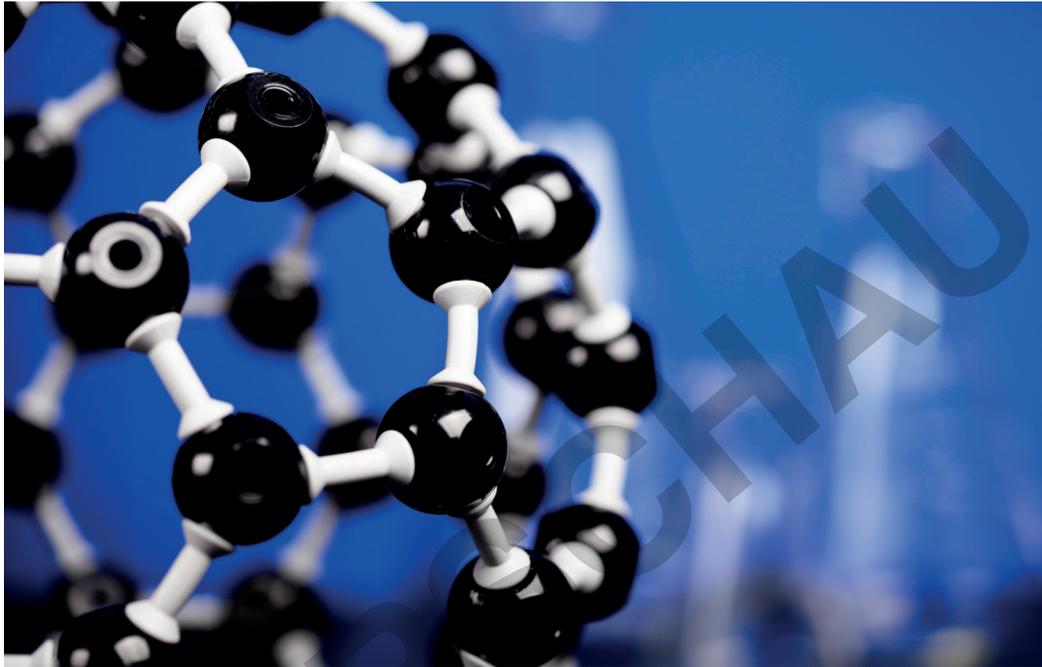


II.F.12

Atom- und Kernphysik

Atommodelle – von der Antike bis zur Quantenphysik der Atomhülle

Ein Beitrag von Wolfgang Vogg



© davidf/E+

Atome sind winzige Teilchen – diese Vermutung hatte schon der griechische Philosoph Demokrit (450 v. Chr.). Deshalb gab er diesen Teilchen den griechischen Namen „atomos“ – das Unteilbare. Seine „Atomvorstellung“ hielt sich bis in das 18. Jahrhundert – erst dann wurden seine Gedanken wieder aufgegriffen und mit dem „Dalton’schen Atommodell“ erstmals modifiziert. Es sollten aber noch fast 200 Jahre vergehen, bis mit den ab den 1920er-Jahren gewonnenen Erkenntnissen der modernen Quantenphysik das heutige „Quantenphysikalische Atommodell“ entstehen konnte.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe:	11/12
Dauer:	16 Unterrichtsstunden
Kompetenzen:	Texte erfassen, Probleme formulieren, Vermutungen äußern, Lösungen abschätzen, Ergebnisse reflektieren, physikalische Gesetzmäßigkeiten anwenden und umformen
Thematische Bereiche:	Elektronen im linearen und dreidimensionalen Potentialtopf, Aufenthaltswahrscheinlichkeiten, Quantenphysik der Atomhülle
Medien:	Arbeitsblätter, Grafiken und Diagramme, Internet, Taschenrechner

M 1



Die Atommodelle von Demokrit, Dalton und Thomson

Atommodell von Demokrit

Der griechische Philosoph **Demokrit** (ca. 460 bis 370 v. Chr.) war der Meinung, dass alles aus kleinsten und nicht weiter teilbaren Teilchen, den Atomen, bestünde. Er ging davon aus, dass die einzelnen Atome das Aussehen von verschiedenen geometrischen Körpern hätten (z.B. Pyramiden, Zylinder, Würfel oder Kugeln) und sich in Größe, Gewicht und Form unterscheiden würden.

Für die Menschen in der Antike klang diese Aussage logisch, allerdings kannte Demokrit weder den Unterschied zwischen Atomen und Molekülen noch wusste er etwas über Elektronen, Protonen und Neutronen. Demokrits Atommodell diente lange als Grundlage für alle weiteren Versuche, das Atom, seinen Aufbau und seine Funktion zu erläutern.

Atommodell von Dalton

Es dauerte bis zum Jahr 1803, als **John Dalton** (1766–1844) – der englische Naturforscher und Lehrer – die Gedanken Demokrits von unteilbaren Atomen wieder aufgriff und 1809 eine Atomhypothese aufstellte, die dem damaligen Stand der Wissenschaft entsprach (**Abb. 1**):



John Dalton

© Charles Turner/wikipedia



Abb. 1: Unterschiedlich große und schwere Atome (Abb.: Wolfgang Vogg)

1. Jeder Stoff besteht aus nicht weiter teilbaren kugelförmigen Teilchen, den Atomen.
2. Alle Atome eines bestimmten Elements besitzen das gleiche Volumen und die gleiche Masse, während Atome verschiedener Elemente sich in ihrem Volumen und in ihrer Masse unterscheiden.
3. Atome sind nicht zerstörbar – durch chemische Reaktionen können sie weder vernichtet noch erzeugt werden.
4. Durch chemische Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe neu angeordnet und bilden Verbindungen miteinander.

Atommodell von Thomson

Ende des 19. Jahrhunderts arbeitete der britische Physiker **Joseph John Thomson** (1856–1940) an der Erforschung der Kathodenstrahlung. Dabei konnte er experimentell nachweisen, dass es sich um eine Strahlung aus negativ geladenen Teilchen handelt. Er war davon überzeugt, dass diese Teilchen aus dem Material seiner Strahlungsquelle (Kathodenstrahlröhre) stammen mussten, weil er diesen Strahl aus jedem Metall durch Erhitzen gewinnen konnte.

Bald stellte sich heraus, dass diese Teilchen viel kleiner und leichter als Atome waren. Somit hatte er – in etwa zeitgleich mit dem deutschen Physiker Emil Wiechert – das Elektron entdeckt, wofür er im Jahr 1906 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet wurde

Im Jahr 1904 stellte Thomson sein Atommodell vor (**Abb. 2**):

M 2

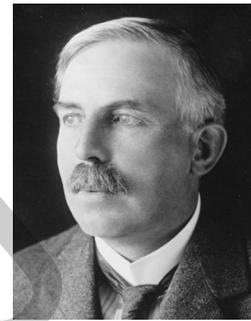
Atommodell von Rutherford

Das von **Ernest Rutherford** (Nobelpreisträger für Chemie 1908) mit seinen Mitarbeitern *Hans Geiger* und *Ernest Madsen* in den Jahren von 1909 bis 1911 aufgestellte Atommodell wurde zur Grundlage für unser heutiges Bild vom Atom mit einem Atomkern, der als extrem kleine, positiv geladene Kugel im Zentrum des Atoms fast dessen ganze Masse vereinigt.

Über seinen im Jahr 1909 von Geiger und Madsen durchgeführten Streuversuch berichtet Rutherford Folgendes (Zitat):

„GEIGER kam in großer Aufregung zu mir und sagte: Es ist uns gelungen, nach rückwärts gehende α -Teilchen zu beobachten. [...] Einiges Nachdenken brachte mir die Einsicht, daß diese Rückwärtsstreuung aber die Folge eines Zusammenstoßes sein musste, und als ich Berechnungen machte, sah ich, daß es unmöglich war, irgend etwas in dieser Größenordnung zu bekommen, es sei denn, daß man ein System annahm, in dem der größte Teil der Masse des Atoms in einem einzigen Kern konzentriert war [...] einem winzigen, massiven und geladenen Zentrum. Auf mathematischem Wege ermittelte ich, welchen Gesetzen solche Streuungen unterliegen mußten, und fand, daß die Anzahl der Teilchen, die in einen gegebenen Winkel gestreut werden, proportional der Dicke der Streuschicht, dem Quadrat der Kernladung, und umgekehrt der vierten Potenz der Geschwindigkeit sein müßte.“

(Bericht von RUTHERFORD, nach KUHN, 2016, S. 416; KUHN, W. (2016). *Ideengeschichte der Physik* (2. Auflage). Berlin: Springer Spektrum.



Ernest Rutherford
(<https://de.wikipedia.org/>)

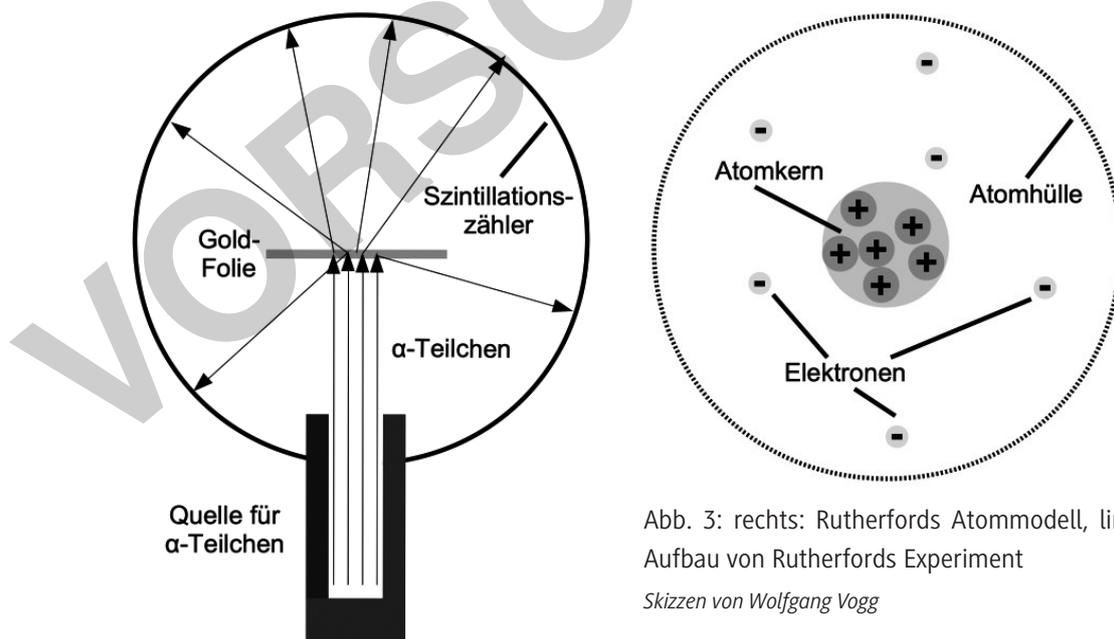


Abb. 3: rechts: Rutherfords Atommodell, links: Aufbau von Rutherfords Experiment

Skizzen von Wolfgang Vogg

Aufgaben

1. **Beschreiben** Sie anhand von Abb. 3 den nach Ernest Rutherford benannten Streuversuch mit α -Teilchen und **erläutern** Sie die von Rutherford daraus vermuteten Zusammenhänge.
2. Rutherford fasste seine Erkenntnisse in seinem Atommodell zusammen.
 - a) **Benennen** Sie seine fünf wichtigsten Erkenntnisse!
 - b) Worüber konnte Rutherford noch keine Aussagen machen?

Balmer-Serie und Energieniveaus des Wasserstoffatoms (H-Atoms)

M 3

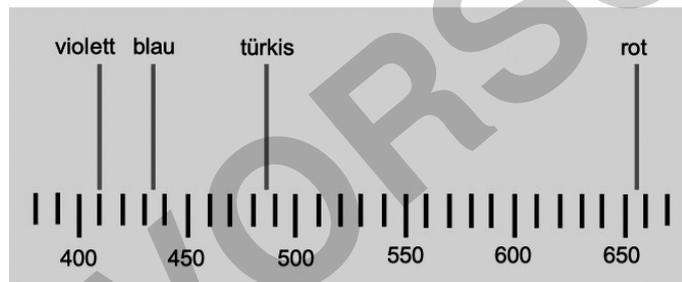
Genauere Erkenntnisse über den Aufbau von Atomen ergaben sich erst, als man begann, die Linienspektren von Gasen genauer zu analysieren.

Schon Anfang des 19. Jahrhunderts entdeckten – unabhängig voneinander – der englische Arzt, Physiker und Chemiker **William Wollaston** und der deutsche Optiker und Physiker **Joseph von Fraunhofer** Absorptionslinien im Sonnenspektrum. Man nennt diese dunklen Linien auch Fraunhofer'sche Linien. Spektrallinien halfen sehr bei der Entwicklung der Quantenphysik. Betrachtet man ein in einem Atom gebundenes Elektron auf seiner Bahn, so könnte es gemäß der klassischen Elektrodynamik elektromagnetische Wellen beliebiger Frequenzen abstrahlen – die Existenz von diskreten Linien war klassisch nicht erklärbar!

Jeder von uns kennt das Spektrum der Sonne, das als sogenanntes **kontinuierliches Spektrum** ebenso wie Glühlampen alle Lichtfarben enthält. Bereits im 19. Jahrhundert stellten der deutsche Physiker **Gustav Kirchhoff** und der deutsche Chemiker **Robert Bunsen** fest, dass jedes Element sein eigenes charakteristisches **Linienpektrum** besitzt.

Will man solche Linienspektren erzeugen, verwendet man wechselstrombetriebene Gasentladungslampen, die als **Spektrallampen** bezeichnet werden. Diese können die Linienspektren von Metaldämpfen oder Gasen mit hoher Leuchtdichte aussenden – die Gasatome einer Spektrallampe werden durch Elektronenstöße energetisch angeregt und auf einen höheren Energiezustand angehoben. Beim Übergang in einen niedrigeren Energiezustand senden die Atome das für sie charakteristische Licht aus.

Das **Wasserstoffatom** (H-Atom) ist als leichtestes Element im Periodensystem der Elemente zu-



gleich das am „einfachsten“ zu beschreibende.

Für das Verständnis von Aufbau und Abläufen in der Atomhülle von Elementen ist das H-Atom von grundlegender Bedeutung. Beim H-Atom lassen sich für den sichtbaren Bereich vier Linien finden (**Abb. 4**).

Die zugehörigen Wellenlängen der Spektrallinien erhält man mit einer Spektralanalyse. Die Ergebnisse zeigt Tabelle 1 (**Abb. 5**).

Lichtfarbe	λ in nm	f in 10^{14} Hz
violett	410,2	7,31
blau	434,0	6,91
türkis	486,1	6,17
rot	656,3	4,57

Abb. 4 (oben): Spektrallinien des Wasserstoffatoms

Abb. 5 (unten): Wellenlängen und Frequenzen der Linien

Skizzen von Wolfgang Vogg

Es war der Baseler Gymnasiallehrer und Dozent an der Universität Basel **Johann Jakob Balmer** (1825–1898), dem es nach jahrelangem Suchen und Herumprobieren im Jahr 1885 gelang, eine Formel zu finden, mit der sich die gefundenen Wellenlängen bzw. Frequenzen berechnen lassen.

M 5

Vorüberlegungen zum Bohr'schen Atommodell

Niels Bohr verband seine Überlegungen zum Aufbau eines Atoms mit den Vorstellungen des *Rutherford'schen Atommodells*, das von einem Atom mit einem sehr kleinen Kern ausging, der von einer bestimmten Anzahl Elektronen umgeben ist.

Dieses Kern-Hülle-Modell verknüpfte er jedoch mit den Erkenntnissen von **Max Planck** (schwarzer Strahler) und **Albert Einstein** (Quantisierung von Photonen) sowie seinen quantenhaften Vorstellungen in Anlehnung an die beobachteten Eigenschaften des H-Atoms. Er ging davon aus, dass sich die Elektronen auf kreisförmigen Bahnen um den positiv geladenen Atomkern bewegen sollten. Dabei sollten nur bestimmte Bahnen erlaubt sein, denn jede Bahn sollte einer Energiestufe entsprechen. Allerdings konnte auch Bohr keine Erklärung dafür abgeben, warum die kreisenden Elektronen auf ihrer Bahn um den Atomkern keine Energie abgeben (wie klassisch zu erwarten) und folglich auch nicht in den Kern stürzen.

Seine Annahmen formulierte er ohne konkrete Begründungen – sie sind unter dem Namen **Bohr'sche Postulate** bekannt:

1. Postulat

Elektronen können sich nur auf definierten Kreisbahnen um den Atomkern bewegen. Jeder der erlaubten Bahnen entspricht ein ganz bestimmter Energiewert. Die Bahnen werden mit einer ganzen Zahl $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ – der sogenannten **Quantenzahl** – bezeichnet. Ein Elektron hat die geringste Energie, wenn es sich auf der innersten Bahn ($n = 1$) befindet (**Abb. 7a**).

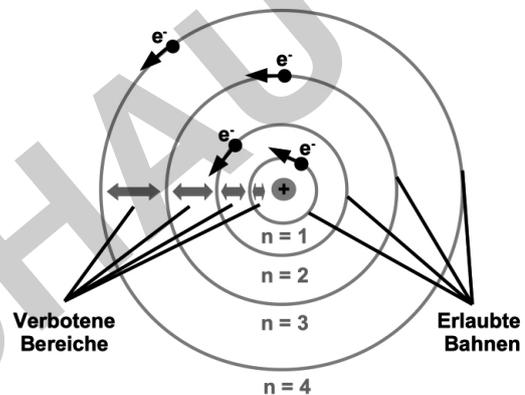


Abb. 7a (Skizze von Wolfgang Vogg)

2. Postulat

Elektronen kreisen strahlungsfrei (ohne Energieverlust) und mit einer bestimmten konstanten Bahngeschwindigkeit v_n im Abstand r_n um den Atomkern. Die Geschwindigkeit v_n wird aus der Bohrschen **Quantenbedingung** ermittelt:

$$2 \cdot \pi \cdot m_e \cdot v_n \cdot r_n = n \cdot h \quad n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

3. Postulat

Beim Quantensprung (sprunghafter Übergang von einem Energieniveau in ein anderes) absorbiert oder emittiert ein Elektron Energie. Dabei darf es keine Energiewerte zwischen zwei erlaubten, aufeinanderfolgenden Energieniveaus einnehmen (**Abb. 7b**).

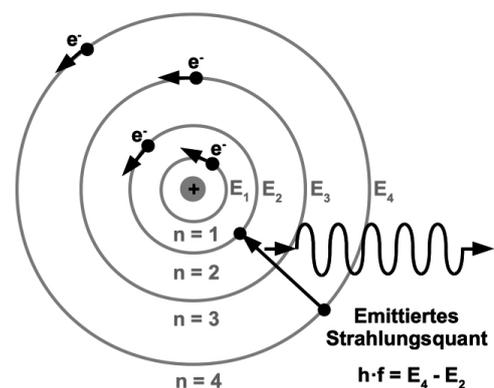


Abb. 7b (Skizze von Wolfgang Vogg)

Franck-Hertz-Versuch zur Bestätigung von Energiestufen

M 6

Den deutschen Physikern **James Franck** (1882–1964) und **Gustav Hertz** (1887–1975) gelang im Jahr 1914 durch den **Franck-Hertz-Versuch** die Bestätigung der Existenz diskreter Energieniveaus in Atomen.

Sie konnten dabei zeigen, dass die Energie von beschleunigten Elektronen durch Stöße auf Quecksilberatome übertragen werden kann, wodurch es zu einer Anregung dieser Atome kam. Für dieses wichtige Experiment im Hinblick auf die beginnende Quantenphysik erhielten die beiden Physiker im Jahr 1925 den **Nobelpreis für Physik**.

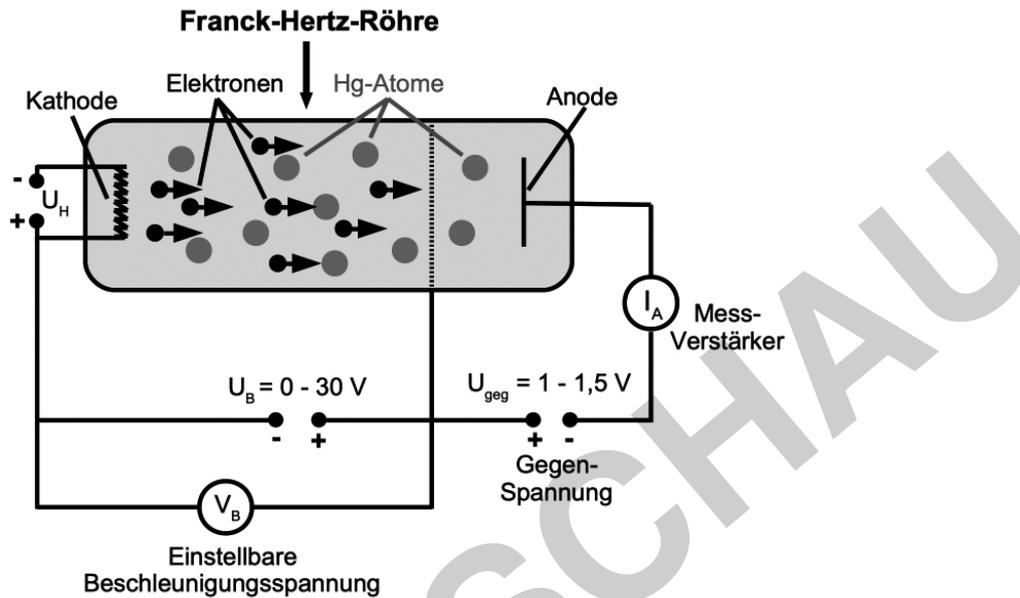
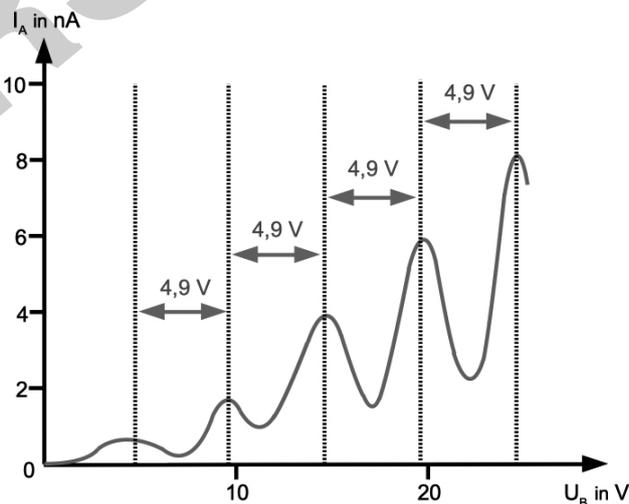


Abb. 8a zeigt eine Schaltskizze zum Versuchsaufbau für den Franck-Hertz-Versuch, während in **Abb. 8b** die Versuchsergebnisse grafisch dargestellt sind.

Skizzen von Wolfgang Vogt



Aufgaben

1. **Erklären** Sie, was genau mit dem Franck-Hertz-Versuch gezeigt werden kann!
2. **Beschreiben** und **erläutern** Sie anhand von Abb. 8a/b die einzelnen Schritte des Versuchsaufbaus sowie die erhaltenen Ergebnisse!
3. **Berechnen** Sie unter Zuhilfenahme von Abb. 8b die Mindestgeschwindigkeit für ein Elektron, um ein Hg-Atom anregen zu können.
4. **Berechnen** Sie die Wellenlänge der emittierten Strahlung, wenn die angeregten Hg-Atome ihre Anregungsenergie beim Übergang in den Grundzustand durch Photonen abgeben.

M 8 Vorüberlegungen zur Quantenphysik der Atomhülle

Zunächst ist es an dieser Stelle wichtig zu betonen, dass es sich bei der Beschreibung von Elektronen in Atomen um die **Quantenphysik der Atomhülle** handelt. Sie muss getrennt von der Struktur des Atomkerns betrachtet werden, womit sich die *Kernphysik* beschäftigt.

Erst der beginnenden Quantenphysik in den Jahren nach 1925 gelang es, die bis dahin bestehenden Widersprüche hinsichtlich der Forderung nach diskreten Bahnen von Elektronen und der strahlungsfreien beschleunigten Bewegung von elektrischen Ladungen zu beseitigen, indem sie eine eigenständige Theorie aufstellte, die im Gegensatz zu den gewohnten klassischen Gesetzmäßigkeiten stand.

Elektronen und Photonen sind sogenannte Quantenobjekte, die in Abhängigkeit von der Größe ihres Aufenthaltsbereiches sowohl Wellen- als auch Teilcheneigenschaften besitzen. Ein sehr eingeschränkter Raumbereich ist das Atom. Somit können sich Elektronen nicht auf definierten Bahnen bewegen, sondern müssen den Gesetzmäßigkeiten der Quantenphysik folgen.

Mit der Vorstellung einer **stehenden Elektronenwelle** um den Atomkern herum (**Abb. 9**) fand Louis de Broglie eine Erklärung dafür, warum die Elektronen auf den „Bohr’schen Bahnen“ nicht in den Atomkern fallen. Bei einer um den Atomkern herum ausgebildeten stehenden Welle handelt es sich um eine zeitlich konstante Ladungsverteilung. Daher wird auch keine Energie abgestrahlt. Eine stehende Welle entsteht nur, wenn ein ganzzahliges Vielfaches der Wellenlänge in die jeweilige „Bohr’sche Bahn“ passt.

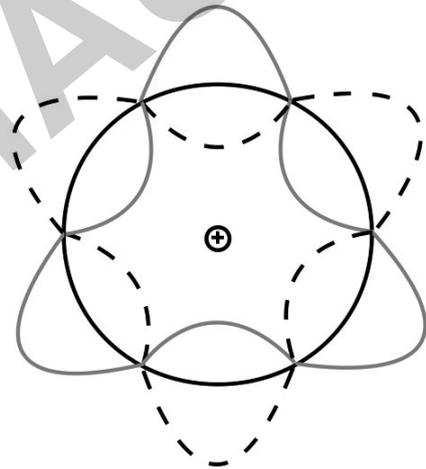


Abb. 9: Schema einer stehenden Welle

Die quantenphysikalische Beschreibung der Atomhülle stützt sich auf folgende Kernaussagen:

- Frei bewegliche Elektronen (z. B. in einem Elektronenstrahl) können durch eine fortlaufende Welle beschrieben werden.
- Eingesperrte Elektronen – wie zum Beispiel in einem Atom – können nur durch eine stehende Welle beschrieben werden.
- Elektronen verhalten sich nicht wie klassische Teilchen, sondern gehorchen den nur schwer nachvollziehbaren Gesetzmäßigkeiten für Quantenobjekte, die sich der Beobachtung nahezu vollständig entziehen und nur mit mathematischen Wahrscheinlichkeitsaussagen nachvollzogen werden können.

Zur Vereinfachung der Beschreibung des Aufenthalts eines Elektrons in einem Atom beschränkt man sich zunächst nur auf den *eindimensionalen Bereich*, den man mit dem Modell des **linearen Potentialtopfes** gut nachvollziehbar beschreiben kann.

Die Quantenphysik der Atomhülle des H-Atoms

M 11

Ausgehend von den im Potentialtopfmodell gefundenen Erkenntnissen wird nun im Folgenden gezeigt, wie man diese auf die tatsächlichen Gegebenheiten im H-Atom anwenden und erweitern kann.

Das Elektron ist in seiner Atomhülle „ähnlich eingesperrt“ wie in einem dreidimensionalen Potentialtopf. Allerdings erfährt es in einem kugelförmig angenommenen H-Atom aufgrund der Coulombkraft durch das anziehende Proton eine Anziehung zur Mitte des Atomkerns hin. Die **Abbildungen 16a und 16b** zeigen die Wellenfunktionen $\Psi_n(x)$ für $n = 1$ und $n = 2$ jeweils ohne und mit der Zentralladung des Kernprotons.

Wellenfunktion mit Wahrscheinlichkeitsamplitude ψ einer stehenden Wahrscheinlichkeitswelle

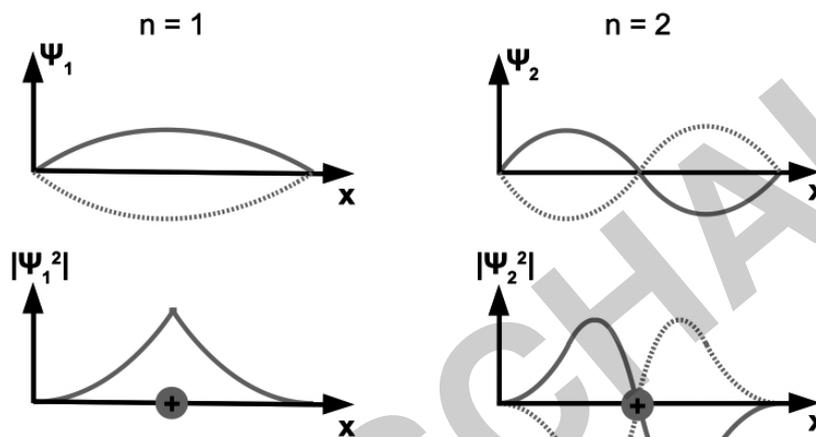


Abb. 16a

Abb. 16b

$\Psi_n(x)$ -Funktionen ohne (oben) und mit (unten) Zentralladung (Proton)

Skizzen: Wolfgang Vogg

Das Bohr'sche Atommodell sagt aus, dass sich das Elektron nur auf bestimmten Bahnen um den Kern herum aufhalten kann. Der Bereich im Kern wird dabei explizit ausgeschlossen.

Betrachtet man in Abb. 16a den Grundzustand ($n = 1$) für die Wellenfunktion des quantenmechanischen Modells, so sieht man dort, im Gegensatz zu $n = 2$, die größte Aufenthaltswahrscheinlichkeitsdichte, wo sich der Kern befindet. Der Widerspruch lässt sich mit folgenden Überlegungen schnell entkräften:

Betrachtet man die Wahrscheinlichkeitsdichte $|\Psi(r)|^2$ ausgehend von der zentralen Kernladung in Abhängigkeit vom Radius r des Atoms, so gilt für die Wahrscheinlichkeit dP , ein Elektron in einem gegebenen Volumen ΔV im Abstand r vom Atomkern zu finden:

$$dP = |\Psi_n(r)|^2 dV = |\Psi_n(r)|^2 \cdot 4\pi \cdot r^2 dr \quad (\text{M 11.1})$$

Man kann davon ausgehen, dass kernnahe Kugelschalen ein kleines Volumen mit einer großen Wahrscheinlichkeitsdichte haben. Genau im Kern jedoch (bei $r = 0$) existiert kein Volumen. Deshalb wird dort die Antreffwahrscheinlichkeit für das Elektron gleich null sein. Für weit entfernte Kugelschalen wird die Wahrscheinlichkeitsdichte sehr klein sein.

Diese Annahmen und das Vorliegen der potentiellen Energie durch die Anziehungskraft des Kernprotons legen es nahe, dass der Maximalwert für die Antreffwahrscheinlichkeit des Elektrons mit größerer Wahrscheinlichkeit im Bereich des Zentrums liegen wird als am Rand der Atomhülle.