

SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

Atommodelle - Atomphysik und Kernphysik

Das komplette Material finden Sie hier:

School-Scout.de

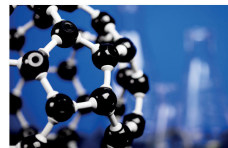


II.E.12

Atom- und Kernphysik

Atommodelle – von der Antike bis zur Quantenphysik der Atomhülle

Ein Beitrag von Wolfgang Vogel



Atome sind winzige Teilchen – ihre Verfassung legt schon die griechische Präfixwahl *Atomos* (= Nicht-Teilbar) fest. In diesem Text geht es um die Geschichte der griechischen Namen „atomos“ – das Unzerlegbare. Seine „Zerstückelung“ fällt erst im 19. Jhd. an. Die Atombauweise – mit dem wackeln seiner Bestandteile wieder aufgefunden und mit dem „Zittern“ („Atomos“) erst nachträglich realisiert. Es sollten aber noch fast 20 Jahre vergehen, bis mit den ab den 1920er Jahren gewonnenen Erkenntnissen die moderne Quantenphysik die Frage „Quantenphysik der Atomhülle“ entschlüsseln konnte.

KOMPETENZPROFIL:

Stanzhöhe: 1052

Dauer: 25 Minuten

Komplexität: Text verstehen, Probleme formulieren, Herangehensweisen, Lösungsansätze, Ergebnisse reflektieren, physikalische Sachverhalte erklären und erläutern

Thematische Bereiche: Experimentieren und Beobachten, Kommunikation, Fachsprache, Fachwissen

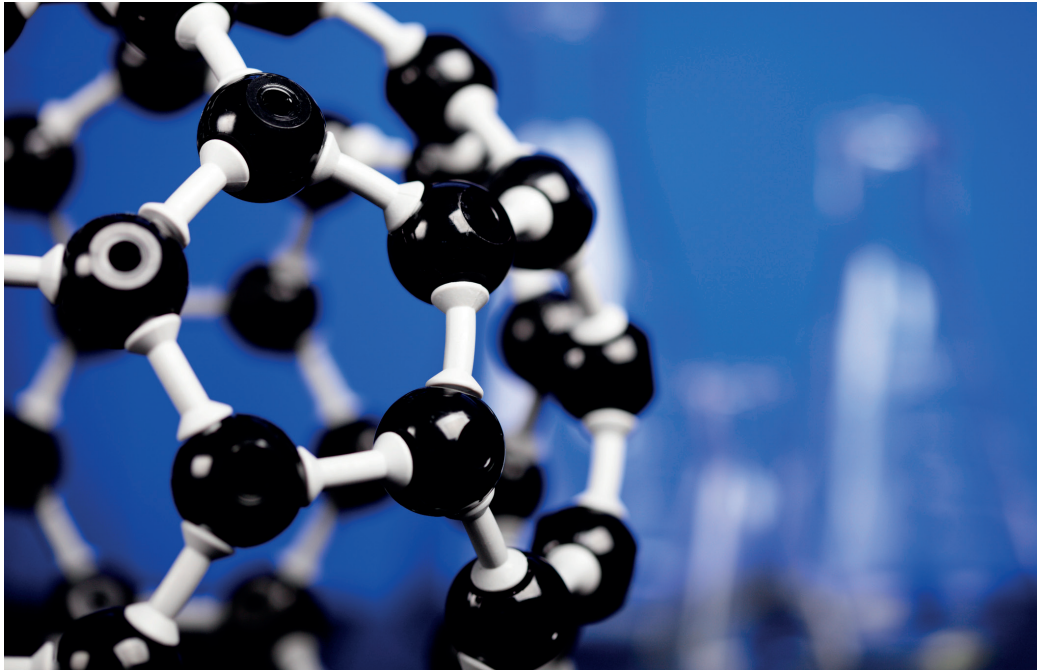
Medien: Text, Diagramm, Tabelle, Formeln, Herangehensweisen, Lösungsansätze, Ergebnisse reflektieren, physikalische Sachverhalte erklären und erläutern

II.F.12

Atom- und Kernphysik

Atommodelle – von der Antike bis zur Quantenphysik der Atomhülle

Ein Beitrag von Wolfgang Vogg



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

Didaktisch-methodische Hinweise

Einführung

Die Menschen suchten seit der Antike nach den Bestandteilen, aus denen die sie umgebenden Dinge bestehen könnten. Da der Mensch diese Bestandteile mit bloßem Auge aber nicht sehen kann, machte er sich Vorstellungen über das, was seiner Beobachtung unzugänglich war. Die Naturwissenschaft kreierte aus solchen Vorstellungen Modelle.

Atommodelle lieferten vor allem seit Anfang des 19. Jahrhunderts zeitgemäße Vorstellungen vom Aufbau und der Form der Atome. Erst danach zeigten sich in der Chemie und der Physik naturwissenschaftliche Hinweise auf die wirkliche Existenz der Atome. So wurde das Atom als kleinste Einheit eines chemischen Elements definiert. Das Verhalten von Gasen konnte nach der kinetischen Gastheorie vollständig durch die Betrachtung der Atome als kleine, elastische Kugeln und der ungeordneten Bewegung einer Vielzahl gleicher Moleküle, die jeweils aus wenigen Atomen bestehen, erklärt werden.

Als Vorlage diente die Vorstellung einer kleinen Kugel von ca. 0,1 nm Durchmesser und ca. 10^{-26} kg Masse. In dieser Form hatte sich Ende des 19. Jahrhunderts die Atomhypothese weitgehend durchgesetzt, als neue Beobachtungen mit Elektronenstrahlen und radioaktiven Stoffen zeigten, dass diese Atome selbst aus kleineren Teilchen bestehen. Die Erklärung ihres komplizierten inneren Aufbaus führte 1925 zur **Quantenphysik**, deren Atommodelle vorrangig als mathematische Aussagen formuliert sind.

Aus der Entwicklung der Quantenphysik wuchs schnell die Überzeugung, dass man Atome nicht über eine alleinige klassische und damit anschauliche Teilchenvorstellung deuten kann, sondern sich Atome nur mit komplizierten mathematischen Modellen beschreiben lassen. So lässt sich für ein Elektron in der Atomhülle nie genau angeben, wo es sich zu einem bestimmten Zeitpunkt befindet. Angegeben werden kann nur eine bestimmte **Wahrscheinlichkeit** für einen Bereich, in dem es sich aufhalten könnte. Einen solchen Bereich bezeichnet man als Orbital, das entsprechende Atommodell als **Orbitalmodell**.

Hinweise zur Gestaltung des Unterrichts

Nach einer eher kurz gehaltenen Besprechung der ersten historischen Atommodelle sollte das Ziel der Unterrichtseinheit sein, die Lernenden über den Weg des **Bohr'schen Atommodelles** mit der mathematisch geprägten Denkweise der Quantenphysik vertraut zu machen. Klassische Abläufe mit fest vorgegebenen Teilchenbahnen und entsprechenden Bewegungsgleichungen stellen sich in der Größenordnung von Quantenobjekten – wie etwa Elektronen – als unbrauchbar heraus. An ihre Stelle treten Berechnungen zu **Aufenthaltswahrscheinlichkeiten**, die den Zustand des Quantensystems mit den Methoden der Wahrscheinlichkeitsrechnung beschreiben.

Mit Modellen wie dem in einem **linearen Potentialtopf** eingesperrten Elektron können mit aus der Wellenlehre bekannten Gesetzmäßigkeiten die Aufenthaltsmöglichkeiten des Elektrons für unterschiedliche Bedingungen abgeleitet werden. Mit der Erweiterung des Potentialtopfmodells auf den **dreidimensionalen Potentialtopf** wird dieses Modell zum Wegbereiter für die quantenphysikalische Beschreibung des **Wasserstoffatoms**, wo nun auch der bisher vernachlässigte Einfluss des Kernprotons miteinbezogen wird.

Voraussetzungen, die Schülerinnen und Schüler mitbringen sollten

Für die rund 16-stündige Unterrichtseinheit im Rahmen des Unterrichts der Sekundarstufe II sollten folgende Themenblöcke in der Sekundarstufe I bereits angesprochen worden sein: Aufbau der Atome, Welle-Teilchen-Dualismus, Wellen- und Teilchencharakter von Elektronen, Elektronen als Quantenobjekte, Unmöglichkeit der Vorhersage von Einzelereignissen, Heisenberg'sche Unschärferelation.

Geplanter Unterrichtsverlauf

Ausgehend von einer sehr kurzen Betrachtung der Gedanken des griechischen Philosophen Demokrit werden schrittweise – evtl. auch in Kurzreferaten – die Atommodelle von John Dalton (1803) und Joseph John Thomson (1903) vorgestellt (**M 1**). **Ernest Rutherford** gelang es 1911, Thomsons Atommodell von Grund auf zu widerlegen; mit seinem eigenen Atommodell öffnete er den Weg zu den **Planetenmodellen (M 2)**.

Durch die schon zu Anfang des 19. Jahrhunderts gewonnenen Erkenntnisse zum Spektrum des Sonnenlichts war es in der Folge bald möglich, jedem Element ein charakteristisches Spektrum zuzuordnen. Das leichteste Element im Periodensystem ist Wasserstoff – deshalb ist das Wasserstoff-Atom auch das am „einfachsten“ zu verstehende Atom. **Das Spektrum des Wasserstoffes** spielte eine fundamentale Rolle beim Verständnis der Gesetzmäßigkeiten des Aufbaus der Atome (**M 3**). Das sichtbare Spektrum des Wasserstoffs wird als **Balmer-Serie** bezeichnet, benannt nach Johann Jakob Balmer, der 1885 durch aufwendiges Probieren ihre mathematische Gesetzmäßigkeit als Erster erkannte (**M 4**). Weitere wenig später gefundene Serien vervollständigten das Energieniveauschema des Wasserstoffatoms, was in der Folge Physiker wie den Dänen **Niels Bohr** zu weiterführenden Überlegungen bezüglich der Atomhülle und den darin möglichen Energiestufen des Wasserstoffatoms anregte (**M 5**). Die Bestätigung, dass die Elektronen in der Atomhülle feste Energiestufen einnehmen und diese in Form von „Quantensprüngen“ aufnehmen oder abgeben, lieferten die in den Jahren 1911 bis 1914 durchgeführten Versuche von James Franck und Gustav Hertz – in der Schule heute als **Franck-Hertz-Versuch** bekannt (**M 6**).

Mit seiner Vorstellung der quantenhaften Emission und Absorption entwickelte Niels Bohr 1913 sein Atommodell, welches an Rutherfords Kern-Hülle-Modell anknüpft – allerdings in Verbindung mit seinen nicht begründeten Quantenvorstellungen. Obwohl das **Bohr'sche Atommodell** deutliche Schwächen hat und längst vom quantenmechanischen Atommodell abgelöst wurde, lassen sich mit ihm im Hinblick auf das Wasserstoffatom viele Berechnungen durchführen, die zu richtigen Ergebnissen führen (**M 7**).

Mit einer kurzen Unterrichtseinheit „**Vorüberlegungen zum quantenmechanischen Atommodell**“ sollen die Lernenden damit vertraut gemacht werden, dass sich quantenmechanische Betrachtungen zum Atommodell weitestgehend der direkten Anschaulichkeit entziehen – vielmehr stehen mathematische Ableitungen im Vordergrund (**M 8**). Das sich anschließende Thema „**Der Potentialtopf als vereinfachtes Atommodell**“ soll Schülerinnen und Schüler in guter Näherung einen ersten Eindruck über die tatsächlichen Abläufe in der Atomhülle verschaffen. Dieses Atommodell kann als Übergangsmodell vom Bohr'schen Bahnbegriff zu einem Wellenmodell betrachtet werden, das auf stationären stehenden Wellen beruht. Allerdings wird bei diesem Modell zum einfacheren Verständnis noch auf die anziehende Wirkung des Atomkernes verzichtet. Zunächst wird dabei der **lineare Potentialtopf** benützt, mit dem man in einer Dimension das in einem „Topf“ eingesperrte Elektron beschreibt (**M 9**). Daran anschließend können die Erkenntnisse und sich ergebenden Gleichungen auf den **dreidimensionalen Potentialtopf** übertragen werden, der sich den realen Verhältnissen in einem Wasserstoff-Atom grob annähert. Will man Schülerinnen und

Schüler mithilfe des Potentialtopfmodells an die tatsächlichen Vorgänge in einem Atom heranzuführen, kommt man um die für die Quantenphysik extrem wichtige Besprechung der **Aufenthaltswahrscheinlichkeit** nicht herum. Dabei werden die Lernenden mit quantenmechanischen Beschreibungen konfrontiert, die ein erhebliches Abstraktionsvermögen verlangen. Allerdings können die notwendigen Gleichungen in Analogie zu bereits bekannten Herleitungen aus der Mechanik bzw. Elektrodynamik abgeleitet werden. In Anlehnung an die mechanische Wellenfunktion zur Beschreibung von Seilschwingungen oder Wasserwellen werden die Schülerinnen und Schüler zur Beschreibung der quantenmechanischen Wellenfunktion mit Begriffen wie **Wahrscheinlichkeitsamplitude** und **Aufenthaltswahrscheinlichkeitsdichte** vertraut gemacht. Den Lernenden wird an konkreten Beispielen erläutert, dass man solche als Wahrscheinlichkeitswellen bezeichnete Funktionen nicht wie Wasserwellen beobachten kann, sondern nur zur mathematischen Beschreibung eines quantenmechanischen Zustandes benutzen kann. Anhand konkreter Beispiele können dann entsprechende Wahrscheinlichkeiten berechnet werden, ein in einem Potentialtopf befindliches Elektron an einer bestimmten Stelle zu finden. In einer für den Schulunterricht geeigneten Form wird die für die Quantenphysik der Atomhülle so wichtige **Schrödingergleichung** miteinbezogen einschließlich einer Lösung für das lineare Potentialtopfmodell (**M 10**).

In den letzten Unterrichtseinheiten wird das **quantenphysikalische Modell zur Physik der Atomhülle des Wasserstoffatoms** besprochen. Jetzt kommen die Einflüsse des positiv geladenen Protons hinzu, der auf das Elektron die anziehende Coulombkraft ausübt. Anhand der beim Potentialtopfmodell gewonnenen Erkenntnisse wird den Lernenden gezeigt, dass man das in einem Potentialtopf eingesperrte Elektron gut auf die Gegebenheiten im Wasserstoffatom übertragen kann. Die nun folgende Herleitung zur Bestimmung der Größe des Kernradius für das Wasserstoffatom im Grundzustand setzt allerdings gute mathematische Kenntnisse voraus, kann aber im Rahmen eines entsprechenden Kurses angeboten werden. Den Abschluss bildet die **Schrödingergleichung** für das Wasserstoffatom mit der Lösung für den Grundzustand (**M 11**).

Mediathek

Literatur

- ▶ **Tipler, Paul A.; Mosca, Gene:** *Physik für Wissenschaftler und Ingenieure.* Elsevier Spektrum Akademischer Verlag. München 2004. S. 1124–1142 teilweise und S. 1165–1178 teilweise.
- ▶ **Halliday, David u. a.:** *Physik.* Wiley-VCH-Verlag. Weinheim 2003. S. 1165–1194.

Internetadressen

- ▶ <https://www.leifiphysik.de/atomphysik> (1)
- ▶ <https://physikunterricht-online.de/jahrgang-12/> (2)
In übersichtlicher Darstellungsweise mithilfe zahlreicher Abbildungen/Animationen gelingt es Leifi (1) und Physikunterricht online (2) – ausgehend von der Sek. I mit den Grundgrößen der Atomphysik – den Bogen zu spannen zur Sek. II (mit dem Bohr'schen Atommodell als Zwischenstufe) hin zur quantenmechanischen Beschreibung der Atomhülle. [Letzter Zugriff: 04.03.2021]
- ▶ https://www.youtube.com/watch?v=KB_mIVnQBxo (3)
- ▶ https://www.youtube.com/watch?v=FwNV_e-Xz68 (4)
In diesen YouTube-Beiträgen befasst sich Prof. Harald Lesch in gut verständlicher Form zunächst allgemein mit dem Aufbau der Materie (3) sowie in einem sehr ausführlichen Beitrag mit dem Begriff der Quantenmechanik (4).

Auf einen Blick

Ab = Arbeitsblatt, Lv = Lehrerversuch

1.-2. Stunde



Thema: Atomvorstellungen von Demokrit bis Rutherford

M 1 (Ab) Die Atommodelle von Demokrit, Dalton und Thomson

M 2 (Ab) Atommodell von Rutherford

3.-5. Stunde



Thema: Linienspektren und weitere Überlegungen zum Aufbau der Atomhülle

M 3 (Ab) Balmer-Serie und Energieniveaus des Wasserstoffatoms (H-Atoms)

M 4 (Ab) Lichtquanten und Energiestufen

M 5 (Ab) Vorüberlegungen zum Bohr'schen Atommodell

M 6 (Ab, Lv) Franck-Hertz-Versuch zur Bestätigung von Energiestufen



6.-7. Stunde



Thema: Bohr'sches Atommodell

M 7 (Ab) Herleitungen und Berechnungen zum Bohr'schen Atommodell



8.-11. Stunde



Thema: Überlegungen zum quantenmechanischen Atommodell

M 8 (Ab) Vorüberlegungen zur Quantenphysik der Atomhülle

M 9 (Ab) Das Modell des linearen Potentialtopfes

M 10 (Ab) Aufenthaltswahrscheinlichkeit für das Elektron im Potentialtopf



12.-16. Stunde



Thema: Quantenphysik des Wasserstoffatoms

M 11 (Ab) Die Quantenphysik der Atomhülle des H-Atoms



Minimalplan

In Anbetracht der Tatsache, dass etwa im gymnasialen Lehrplan Physik für Bayern die Thematik mit einem Umfang von ca. 21 Stunden veranschlagt wird, ist ein Minimalplan mit deutlicher Reduktion der Stundenzahl kaum oder nur schwer durchführbar.

Wenn die Voraussetzungen der Schülerinnen und Schüler (siehe Seite 3) erfüllt sind, könnte man **M 1** und **M 3** weglassen, ggf. sogar **M 4**.

Eine darüber hinausgehende Kürzung könnte – bei entsprechenden Voraussetzungen – nur noch das Bohr'sche Atommodell betreffen, indem man die Themenbereiche **M 5** und **M 7** kürzt und um eine Stunde reduziert. Insgesamt käme man dann auf eine Kürzung von etwa fünf Stunden. Weitere Kürzungen würden der Komplexität des Themas nicht mehr gerecht werden.

