

B.1.6

Struktur der Materie und Periodensystem der Elemente – Atommodelle

Atommodelle von der Antike bis zur Quantenmechanik – Experimente und Theorie

Nach einer Idee von Wolfgang Vogg



© RAABE 2025

© agsandrew/iStock/Getty Images Plus

Die Unterrichtseinheit ist speziell für den Chemieunterricht der Oberstufe konzipiert und bietet einen fundierten Zugang zur Entwicklung moderner Atommodelle. Ihre Schülerinnen und Schüler vertiefen das Verständnis der Elektronenverteilung in der Atomhülle und bearbeiten damit ein zentrales Thema für das Verständnis von Periodensystem, Bindungsverhalten und Molekülstruktur. Die Einheit folgt dem historischen Erkenntnisweg von der klassischen Teilchenvorstellung bis zur quantenmechanischen Beschreibung der Atomhülle. Im Fokus steht das Wasserstoffatom als einfachstes, aber besonders gut geeignetes Beispiel zur Veranschaulichung zentraler Konzepte wie Energieniveaus, Elektronenwellen, Orbitale und Aufenthaltswahrscheinlichkeiten.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe:	11–13
Dauer:	16 Unterrichtsstunden
Kompetenzen:	1. Erkenntnisgewinnungskompetenz; 2. Fachkompetenz; 3. Bewertungskompetenz; 4. Bewertungskompetenz
Inhalt:	Atommodelle, Elektronenstruktur, Energiequantisierung, Orbitalmodell, Periodensystem der Elemente, Wellen-Teilchen-Dualismus, Aufenthaltswahrscheinlichkeit, Heisenbergsche Unschärferelation, Spektrallinien, Emissionsspektrum, Quantenzahlen

Fachliche 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 darüber, 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, bis 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**.

Auf einen Blick

1.–2. Stunde

Thema: Atomvorstellungen von Demokrit bis Rutherford

- M 1** Die Entwicklung der ersten Atommodelle: Demokrit, Dalton und Thomson
M 2 Das Rutherford'sche Atommodell
-

3.–5. Stunde

Thema: Linienspektren und weitere Überlegungen zum Aufbau der Atomhülle

- M 3** Die Balmer-Serie und die Energieniveaus des Wasserstoffatoms
M 4 Die Quantenstruktur des Atoms: Licht und Energieniveaus
M 5 Vorüberlegungen zum Bohr'schen Atommodell
M 6 Quantenenergie sichtbar gemacht: Der Franck-Hertz-Versuch
-

6.–7. Stunde

Thema: Bohr'sches Atommodell

- M 7** Quantenzahlen, Bahnen, Energie: das Bohr'sche Atommodell erklärt
-

8.–11. Stunde

Thema: Überlegungen zum quantenmechanischen Atommodell

- M 8** Quantenphysik in der Chemie: der neue Blick auf die Atomhülle
M 9 Elektronen als stehende Wellen: Das Potentialtopfmodell
M 10 Vom Potentialtopf zum Orbital

12.–16. Stunde**Thema:** Quantenphysik des Wasserstoffatoms**M 11** Die Quantenphysik der Atomhülle des H-Atoms**Minimalplan**

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.

M 4 Die Quantenstruktur des Atoms: Licht und Energieniveaus

Niels Bohr (1885–1962) vermutete aufgrund des Linienspektrums einer Wasserstofflampe, dass ein H-Atom nur ganz bestimmte Energieniveaus einnehmen kann. Dabei muss bei der Abgabe eines **Lichtquants** der Energie $E = h \cdot f$ die innere Energie des H-Atoms um denselben Betrag abgenommen haben.

Kann das Elektron des H-Atoms keine Energie mehr abgeben, befindet es sich im sogenannten **Grundzustand**, der untersten Linie im **Energieniveauschema des H-Atoms**.

Darüber liegen die entsprechenden Energieniveaus, auf die das Elektron „gehoben“ werden kann. Im Energieniveauschema zeigt sich auch die Bedeutung der Buchstaben **m** und **n** in der Rydberg-Formel. Sie beschreiben mit den gegebenen Zahlen die möglichen Energiestufen, die das Atom je nach Energiezufuhr oder Energieabgabe einnehmen kann.

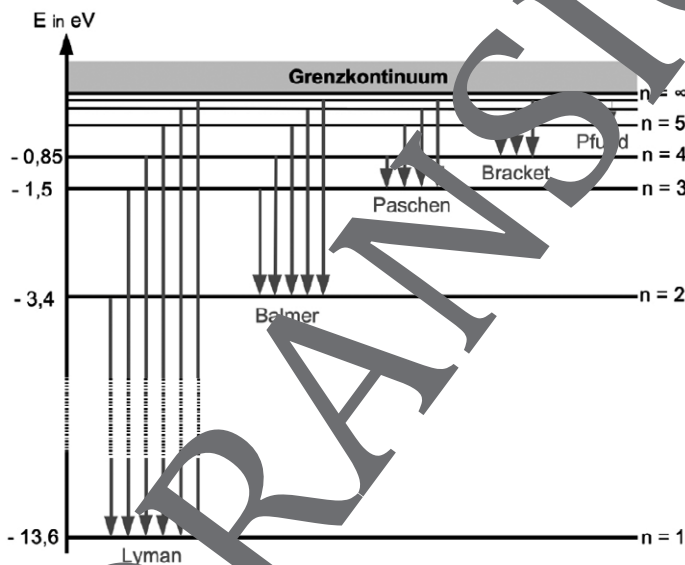


Abb. 1: Energieniveauschema des H-Atoms.

© Wolfgang Vogg

Aufgaben

1. Erklären Sie ausgehend von der Abbildung, ...
 - a) ... warum die Energien im Energieniveauschema negativ ausgewiesen sind,
 - b) ... wie man sich den Wechsel von einem Zustand in den anderen bei Emission und Absorption vorstellen muss und
 - c) ... wie es zur Ionisation des H-Atoms kommt.

2. Die Balmer-Formel für das H-Atom lautet: $\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

a) Aus der Balmer-Formel erhält man für die n-te Energiestufe:

$$E_n = R_H \cdot h \cdot c \cdot \left(1 - \frac{1}{n^2} \right)$$

Leiten Sie diese Gleichung **her** und **berechnen** Sie die Energiewerte für $n = 2$ und $n = 3$.
Verwenden Sie hierbei, dass $1 \text{ J} = 6,2415 \cdot 10^{18} \text{ eV}$ ist.

b) **Zeigen** Sie durch Rechnung, zwischen welchen Beträgen die Wellenlängen des sichtbaren Bereiches des H-Atoms liegen.

M 8 Quantenphysik in der Chemie: der neue Blick auf die Atomhülle

Elektronen als Wellen – Das Grundkonzept

Niels Bohr verband seine Überlegungen zum Aufbau eines Atoms mit dem **Planckschen Hüllmodell** und quantenmechanischen Vorstellungen. Ein Elektron bewegt sich nicht einfach wie ein Teilchen auf einer Bahn, sondern zeigt auch **Welleneigenschaften**. Für eine stabile Bewegung muss die Wellenlänge des Elektrons so sein, dass sich eine **stehende Welle** in der Atomkern bildet.

Nur wenn die Wellenlänge ganzzahlig in die Umlaufbahn passt, ist die Elektronenbahn stabil. Dieses Modell erklärt, warum Elektronen nur bestimmte Energielevels einnehmen können.

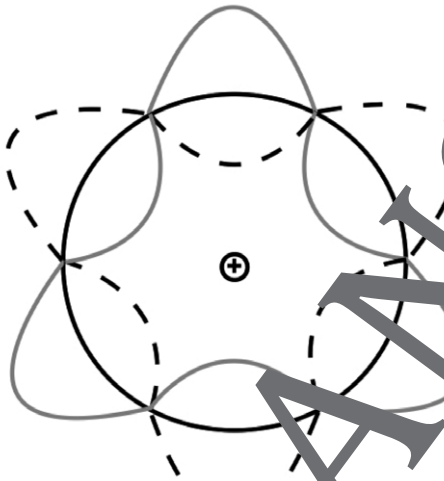


Abb. 1: Schema einer stehenden Welle.

© Wolfgang Vogt

Doppelspaltexperiment und Welle-Teilchen-Dualismus

Bereits Anfang des 20. Jahrhunderts wurde mit dem **Doppelspaltexperiment** eindrucksvoll bewiesen, dass Elektronen sich sowohl wie Teilchen als auch wie Wellen verhalten.

- Elektronen werden einzeln durch zwei Spalte geschickt.
- Auf einem Schirm hinter den Spalten entsteht ein **Interferenzmuster**, typisch für Wellen.
- Wird der Weg der Elektronen gemessen (man will wissen, durch welchen Spalt das Elektron geht), verschwindet das Interferenzmuster, und die Elektronen verhalten sich wie Teilchen.

Dieses Verhalten nennt man **Welle-Teilchen-Dualismus** – ein zentrales Konzept der Quantenphysik.

Heisenbergsche Unschärferelation

Ein fundamentales Prinzip besagt, dass man nicht gleichzeitig den **genauen Ort** und den **Impuls** eines Elektrons bestimmen kann:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Das heißt: Je genauer man den Ort eines Elektrons kennt, desto unschärfer wird sein Impuls und umgekehrt.

Diese Unbestimmtheit macht den Begriff fester Bahnen obsolet und führt zur Beschreibung von Elektronen als **Wahrscheinlichkeitsverteilungen**.

Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen

Die Quantentheorie beschreibt das Elektron durch eine **Wellenfunktion** ψ . Die Wahrscheinlichkeit, das Elektron an einem Ort zu finden, ist proportional zu

$$P(x) = |\psi(x)|^2$$

Aufgrund der Heisenbergschen Unschärferelation ist die genaue Position nicht bestimmbar, sondern nur Wahrscheinlichkeiten für Aufenthaltsorte – die sogenannten **Orbitale**.

Aufgaben

1. **Beschreiben** Sie das Ergebnis des Doppelspaltexperiments mit Elektronen und erklären Sie, warum es den Begriff „Welle-Teilchen-Dualismus“ geprägt hat.
2. **Erläutern** Sie, was passiert, wenn ein Teilchen den Weg der Elektronen durch den Doppelspalt misst, und wie sich das auf das Interferenzmuster auswirkt.
3. **Erklären** Sie die Heisenbergsche Unschärferelation und ihre Bedeutung für das Verständnis der Elektronen im Atom.
4. **Begründen** Sie, warum Elektronen nicht auf festen Bahnen um den Kern kreisen können, sondern nur Aufenthaltswahrscheinlichkeiten besitzen.
5. **Beschreiben** Sie, was die Wellenfunktion ψ über ein Elektron aussagt und warum nur Wahrscheinlichkeiten für den Aufenthaltsort angegeben werden können.

Mehr Materialien für Ihren Unterricht mit RAAbits Online

Unterricht abwechslungsreicher, aktueller sowie nach Lehrplan gestalten – und dabei Zeit sparen.
Fertig ausgearbeitet für über 20 verschiedene Fächer, von der Grundschule bis zum Abitur: Mit RAAbits Online stehen redaktionell geprüfte, hochwertige Materialien zur Verfügung, die sofort einsetz- und editierbar sind.

- ✓ Zugriff auf bis zu **400 Unterrichtseinheiten** pro Fach
- ✓ Didaktisch-methodisch und **fachlich geprüfte Unterrichtseinheiten**
- ✓ Materialien als **PDF oder Word** herunterladen und individuell anpassen
- ✓ Interaktive und multimediale Lerneinheiten
- ✓ Fortlaufend **neues Material** zu aktuellen Themen



Testen Sie RAAbits Online
14 Tage lang kostenlos!

www.raabits.de

