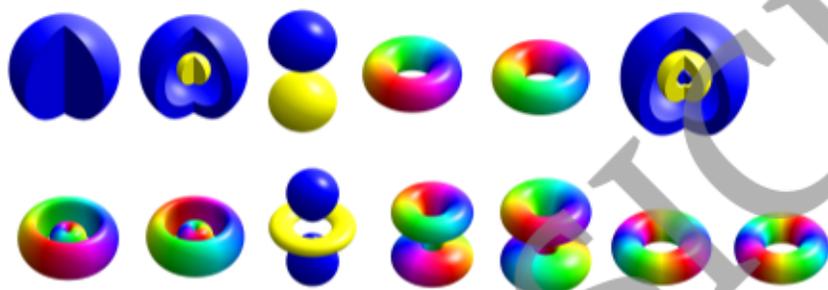


Atombindungen besser verstehen – Ein Stationenlernen zu Orbitalmodellen

Nach einer Idee von Dr. habil. Harald Kosegarten, Ulf Langwasser



© Geek3/Wikimedia Commons CC BY-SA 4.0

Modelle sind Hilfsmittel zum Verständnis naturwissenschaftlicher Phänomene, also um Beobachtungen mit Vorgängen auf der Teilchenebene zu verknüpfen. In dieser Unterrichtseinheit beschäftigen sich Ihre Schülerinnen und Schüler mit verschiedenen Atommodellen, um die chemischen Atombindungen besser zu verstehen. Atommodelle versuchen möglichst genau, das Verhalten und die Eigenschaften von Elektronen zu beschreiben. Zunächst wird die Brauchbarkeit und die Grenzen des Schalenmodells, welches die Lernenden noch aus der Sekundarstufe I kennen sollten, betrachtet, um anschließend zum Orbitalmodell überzuleiten. Dazu werden die Leitgedanken des Orbitalmodells, das Kästchenschema und Visualisierung von Orbitalformen, die „In-Phase-Überlappung“ von Orbitalen zur Ausbildung verschiedener chemischer Atombindungen und die Anwendung des Orbitalmodells auf die Konstruktion von Atombindungen in verschiedenen Molekülen besprochen.

Atombindungen besser verstehen – Ein Stationenlernen zu Orbitalmodellen

Niveau: Weiterführend, vertiefend

Klassenstufe: 11–13

Autor: Dr. habil. Harald Kosegarten, Ulf Langwasser

Methodisch-didaktische Hinweise	1
M1–M2: Das Schalenmodell	5
M3: Stationenlernen zum Orbitalmodell	7
M4–M6: Kästchenschema/Visualisierung von Orbitalformen	11
M7–M9: Ausbildung verschiedener Atombindungen	17
M10: Anwendung des Orbitalmodells	24
Lösungen	26
Literatur	36
Tätigkeitsbezogene Gefährdungsbeurteilung	37

Kompetenzprofil:

Niveau	Weiterführend, vertiefend
Fachlicher Bezug	Chemische Bindungen
Methode	Offene Unterrichtsformen, Schülerversuche, Stationenlernen, Schülerpräsentation, Lernen an Modellen, Binnendifferenzierung
Basiskonzepte	Anwenden von Atommodellen zur Erklärung der Stabilität von Atombindungen und damit von Stoffeigenschaften, Beschreiben von Phänomenen der Stoffumwandlung bei chemischen Reaktionen (z. B. Flammenfärbung)
Erkenntnismethoden	Entwickeln von Modellen (z. B. Hybridisierungsschemata) und Visualisierung von Orbitalformen zur Erklärung chemischer Atombindungen.
Kommunikation	Eigenständige Gestaltung und Präsentation von chemischen Bindungen mit Hilfe des Orbitalmodells, fachlich korrektes und folgerichtiges Argumentieren, Vertreten eigener Standpunkte zu chemischen Sachverhalten und selbstkritische Reflexion von Einwänden, Vertreten von Standpunkten gegenüber der Lehrkraft und den Mitschülerinnen und Mitschülern.
Bewertung/Reflexion	Diskutieren und Bewerten der Brauchbarkeit von Atommodellen als Erklärungshilfe von Phänomenen.
Inhalt in Stichworten	Atommodell, Orbitalmodell, Atombindungen, Schalenmodell

Orbitalbild des Methanmoleküls. Es wird darauf verwiesen, dass die Bindungen im Methanmolekül σ -Bindungen heißen und es in organischen Molekülen noch einen zweiten Bindungstyp gibt, nämlich π -Bindungen. Die Definition von σ - und π -Bindungen wird als Information zusätzlich gegeben. Schwächere Gruppen sollen die Hybridisierung der C-Atome und damit die Bindungsverhältnisse im Ethanmolekül (sp^3 -Hybridisierung wie im Methanmolekül) erarbeiten. Die Bindungsverhältnisse in den Molekülen Ethen und Ethin sind komplizierter: es liegt sp^2 und sp -Hybridisierung vor, d.h. die Lernenden müssen innerhalb der Moleküle zwei verschiedene Bindungstypen erkennen und aus der Anzahl der verschiedenen Bindungen auf die richtige Hybridisierungsart schließen.

Als Hilfestellung liegen Hilfekarten (**M8b**) bereit. Es wird immer nur ein auf der Basis der geleisteten Überlegungen passender Tipp gelesen und dann neu überlegt. So können die einzelnen Schülerinnen und Schüler individuell, aber auch die einzelnen Gruppen differenziert gefördert werden. Leistungsstarke Schülerinnen und Schüler sollen zusätzlich die Hybridisierung der drei C-Atomen im Molekül 1-Propen bestimmen (mehrere Hybridisierungsarten in einem Molekül) und die jeweiligen Bindungstypen angeben. Wahlweise können fertige Modelle zur Darstellung von Molekülorbitalen (Molymod MOS-900-4) an verschiedenen Stellen dieser Doppelstunde als Hilfe und Unterstützung eingesetzt werden. Die Bausteine geben die richtige räumliche Molekülstruktur der unterschiedlich hybridisierten C-Atome wieder. Die verschiedenen Hybridisierungskonzepte und Orbitalbilder der verschiedenen Moleküle werden präsentiert und mit den richtigen Orbitalbildern auf der Farbfolie (**M9**) verglichen. Die Hybridisierungsart wird mit der Anzahl der Bindungspartner, der Bindungsarten und des Bindungswinkels bei den drei Moleküle Ethan, Ethen und Ethin zum Abschluss verknüpft und zusammengefasst.

7. Doppelstunde: Als Abschluss der Unterrichtseinheit werden diese Zusammenhänge an verschiedenen Molekülen (2-Buten, 1-Propin, 1,2-Propadien) mithilfe verschiedener Materialien (z. B. Luftballons, Knetmasse) durch kreative Darstellung der Atombindungen und der räumlichen Molekülstruktur angewendet (**M10**). Dieser Ansatz ist didaktisch wertvoller als der Einsatz klassischer Molekülbaukästen, denn Strukturen (z. B. Form der Hybridorbitale, räumliche Anordnung) sind nicht vorgegeben und lassen damit den Lernenden Spielraum für eigene Überlegungen. Die Orbitalbilder sollen präsentiert werden. Grundlegende Fragestellungen werden bei der Visualisierung wiederholt und mit in das Gedankengut der Präsentation aufgenommen.

Die Flammenfärbung

M1



Chemikalien

- Verschiedene Chloride der Alkali- und Erdalkalimetalle, z. B.
 - Natriumchlorid, Kaliumchlorid
 - Calciumchlorid, Lithiumchlorid, Strontiumchlorid
 - Bariumchlorid
- Salzsäure verd.

kein GHS-Symbol



Geräte

- Tüpfelplatte oder 6 Uhrgläser
- 6 Spatel
- kleines Becherglas
- Gasbrenner
- Gasbrenner
- Magnesiastäbchen

Entsorgung: Salzsäureproben mit Natronlauge neutralisieren und in den Ausguss geben.

Versuchsdurchführung

- Verteilen Sie auf einer Tüpfelplatte (oder auf den Uhrgläsern) mit dem Spatel verschiedene Proben von Alkali- und Erdalkalimetallchloriden (Spatelspitze).
- Tauchen Sie zur Entfernung von Verunreinigungen die Spitze eines Magnesiastäbchens kurz in Salzsäure und glühen Sie diese dann in der entleuchteten Brennerflamme aus, bis keine Flammenfärbung mehr zu beobachten ist.
- Tauchen Sie nach kurzem Abkühlen die Spitze des Magnesiastäbchens erneut in die Salzsäure und dann in die zu untersuchende Salzprobe.
- Halten Sie die Stäbchen mit der Salzprobe in die Brennerflamme.
- Wiederholen Sie für jede Salzprobe die Arbeitsschritte. Brechen Sie die Spitze des Magnesiastäbchens vor jedem Versuch vorsichtig ab, sodass die nächste Flammenfärbung mit einer neuen Spitze durchgeführt wird.

Aufgaben

1. **Erstellen** Sie eine Tabelle und notieren Sie Ihre Beobachtungen (Flammenfärbungen).
2. **Erklären** Sie mithilfe des Schalenmodells (Bohr'sches Atommodell), wie es zu diesen Farben kommt.
3. **Fassen** Sie die Kernaussagen des Schalenmodells **zusammen**.

Tip: Licht ist wie Wärme oder elektrischer Strom eine Energieform und erscheint je nach Energiemenge in verschiedenen Farben. Im obigen Versuch wird die Lichtenergie von den verschiedenen Metallatomen ausgesendet.



M2 Wann stößt das Schalenmodell an seine Grenzen?

Hier werden Sie die Brauchbarkeit und die Grenzen des Schalenmodells, welches Sie aus der Sekundarstufe I kennen, untersuchen.

Sie sollen insbesondere am Beispiel des Methanmoleküls die Brauchbarkeit des Schalenmodells zur Darstellung einer Elektronenpaarbindung bewerten.

Aufgaben

- Zeichnen** Sie die Atomhülle eines einzelnen C- und H-Atoms mithilfe des Schalenmodells und **beschriften** Sie alle Symbole eindeutig.
- Zeichnen** Sie ein Methanmolekül mithilfe dieses Modells und **beschriften** Sie wieder alle Symbole eindeutig.
- Überlegen Sie sich Kriterien, die für oder gegen die Brauchbarkeit des Schalenmodells, Atombindungen darzustellen, sprechen. **Fassen** Sie Ihre Erkenntnisse zu einer kurzen Präsentation **zusammen**, indem Sie auf die Darstellung des C-Atoms und des Methanmoleküls eingehen.
- Untersuchen Sie die Brauchbarkeit dieses Modells, indem Sie die Lerninhalte aus der Sekundarstufe I im Zusammenhang mit dem Schalenmodell **tabellarisch zusammenfassen**.

Brauchbarkeit	Grenzen

Stationenlernen zum Orbitalmodell

M3

Mit den folgenden drei Stationen sollen Sie sich die Leitgedanken zur weiteren Charakterisierung eines Elektrons als zentralen Bestandteil des Orbitalmodells erarbeiten und diese zusammenfassen. Dieses neue Atommodell, das sogenannte Orbitalmodell, berührt nicht den Atomkern, sondern entwickelt eine erweiterte Vorstellung der Elektronen. Obwohl nach diesem neuen Modell die Elektronen nicht mehr auf Bahnen in einem bestimmten Abstand um den Atomkern kreisen, bedeutet der Begriff „Orbital“ paradoxerweise übersetzt „Bähnchen“. Die Stationen 1 und 2 sollen nacheinander bearbeitet werden, die Beschäftigung mit Station 3 kann an beliebiger Stelle erfolgen.

Arbeitsauftrag

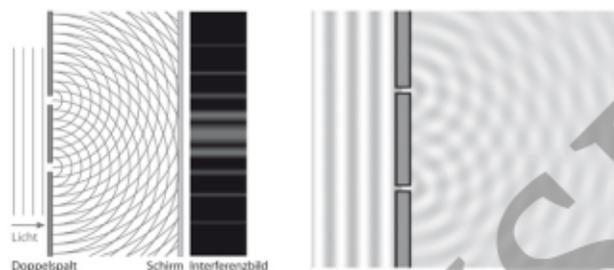
Fassen Sie am Ende des Stationenlernens die drei Leitgedanken der Stationen 1, 2 und 3 kurz **zusammen**, indem Sie diese zur modellhaften Vorstellung eines Elektrons verknüpfen. Achten Sie dabei auf alle wesentlichen Informationen!

Station 1: Der Welle-Teilchen-Dualismus

Licht kann gleichzeitig als Welle und als aus Teilchen bestehend aufgefasst werden. Es gibt wohl kaum einen Gedanken in der Naturwissenschaft, der so häufig beschrieben wird und gleichzeitig so schwer zu verstehen ist. Einstein stellte sich Licht aus Photonen (Energieportionen) bestehend vor. Demgegenüber beschreibt Huygens die Wellennatur des Lichtes. Während ein Teilchen etwas Greifbares ist, ist eine Welle im Vergleich dazu nichts Fassbares, es ist ein „Bewegungszustand“.

Die kleinsten Teilchen des Lichtes, die Photonen, kann man in speziellen Versuchseinstellungen nachweisen. Fällt Licht durch zwei eng beieinander liegende Spalte (sogenannte Doppelspalte, siehe Abb. 1), dann wird auf einem dahinter angebrachten Schirm ein Hell-Dunkel-Streifenmuster abgebildet: ein sogenanntes Beugungs- bzw. Interferenzbild. Dieses Bild wird damit erklärt, dass sich die Wellen, die sich hinter dem Spalt nicht geradlinig, sondern kreisförmig ausbreiten, überlagern. Treffen Wellenbereiche gleicher Phase aufeinander (siehe auch Abb. 1 in M 8a), dann kommt es zur Verstärkung der Welle, die auf einem Schirm als heller Streifen sichtbar wird. Überlagern sich allerdings zwei unterschiedliche Wellen so übereinander, dass Wellenberg und Wellental der verschiedenen Wellen aufeinander treffen, dann kommt es zur Auslöschung der Welle, die dann als dunkler Streifen auf dem Schirm zu erkennen ist. Dieses Phänomen der Verstärkung bzw. Abschwächung (Löschung) von Wellen durch Überlagerung benachbarter Wellen wird als Interferenz be-

zeichnet. Dieses Hell-Dunkel-Streifenmuster kann man auch bei Wasserwellen nach Beugung am Doppelspalt gut beobachten (Abb. 2). Wasserwellen sind zweidimensional sich ausbreitende Wellen. Eine Wellenfront kann man sich als eine Linie vorstellen, die alle sich eindimensional ausbreitenden Wellen (siehe auch Abb. 1 in Station 2) miteinander verbindet. Wenn man beispielsweise parallel verlaufende Wellenfronten erzeugt und diese auf ein Hindernis mit einem Doppelspalt auftreffen lässt, so erhält man wie in der Abb. 2 gezeigt hinter dem Hindernis nicht mehr Wellenfronten, die sich geradlinig ausbreiten, sondern welche, die sich kreisförmig ausbreiten und sich in bestimmten Bereichen auslöschten (das Wasser befindet sich an diesen Stellen in Ruhe) und in anderen Bereichen verstärken.

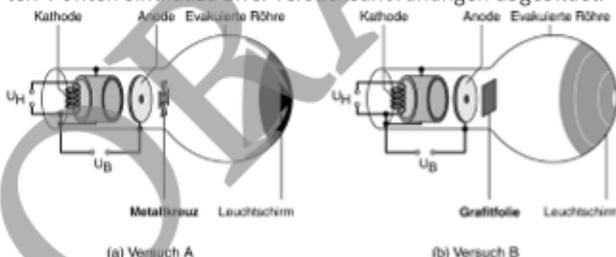


Grafiken: Dr. Wolfgang Zettlmeier

Links: Abbildung 1: Beugung von Licht am Doppelspalt mit Interferenzbild: Hell-Dunkel-Streifenmuster. Rechts: Abbildung 2: Beugung von Wasser am Doppelspalt.

Wie verhalten sich Elektronen denn nun? – Experimente mit Elektronenstrahlen

Man kann Experimente durchführen, die zeigen, dass sich nicht nur Lichtstrahlen, sondern auch Elektronenstrahlen je nach Situation wie Teilchen oder wie Wellen „verhalten“. Unten sind dazu zwei Versuchsanordnungen abgebildet:



Grafiken: Dr. Wolfgang Zettlmeier

Abbildung 3: Verhalten von Elektronen in einer Kathodenstrahlröhre (U_H = Heizspannung, U_B = Beschleunigungsspannung), (a) an einem Metallkreuz und (b) an einer Grafitfolie

Von einer „Glühkathode“ (Kathode, die beheizt wird) gelangen Elektronen zur runden Anode. Durch Anlegen einer Hochspannung werden die Elektronen beschleunigt.

Im Versuch A (Abb. 3a) befindet sich in der Anode ein kleines Loch. Die Elektronen fliegen durch dieses Loch in Richtung Glaskolben, in dem ein Vakuum herrscht. Kurz hinter der Anode ist ein Metallkreuz angebracht. Die Kolbenwand ist mit einer Schicht bedeckt, die bei Aufprall der Elektronen ein Leuchten erzeugt.

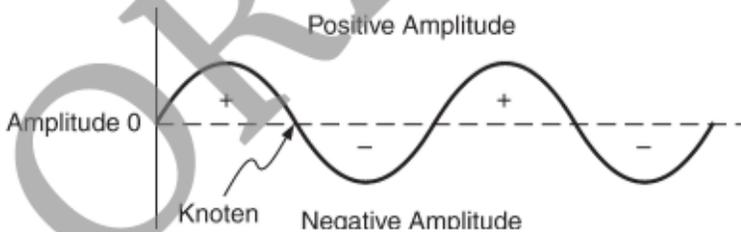
Im Versuch B (Abb. 3b) wird durch die gleiche Anordnung ein Elektronenstrahl erzeugt, der senkrecht auf ein Graphitblättchen trifft. Graphit besteht aus einem Gitter von Kohlenstoffatomen mit dazwischenliegenden Lücken. Ein Metallkreuz existiert bei diesem Versuch nicht im Glaskolben.

Aufgabe

Beschreiben und **erklären** Sie die Beobachtungen aus Versuch A und B. In welchem Experiment verhalten sich die Elektronen wie Teilchen, in welchem wie Wellen? **Begründen** Sie bei der Erklärung die Teilchen- bzw. Welleneigenschaft des untersuchten Elektronenstrahls.

Station 2: Die stehende Welle als Modellversuch

Um die Energie eines Elektrons zu beschreiben, wird das Elektron als elektromagnetische Welle betrachtet. Mit zunehmendem Abstand vom Atomkern nimmt die Energie einer Welle mit zunehmender Frequenz zu. Aufgrund der positiven Ladung des Atomkerns kann sich die Welle nicht ausbreiten. Man betrachtet daher das Elektron als stehende Welle. Der Welle-Teilchen-Dualismus wird an dieser Stelle besonders deutlich, denn er drückt aus, dass sich das Elektron weder ausschließlich als Welle noch als Teilchen verhält. In Abb. 1 ist in Ausbreitungsrichtung ein Elektron als eindimensionale elektromagnetische Welle dargestellt (vergleichbar mit einer Seilwelle).



Grafik: Dr. Wolfgang Zettlmeier

Abbildung 1: Eindimensionale elektromagnetische Welle