

# SCHOOL-SCOUT.DE

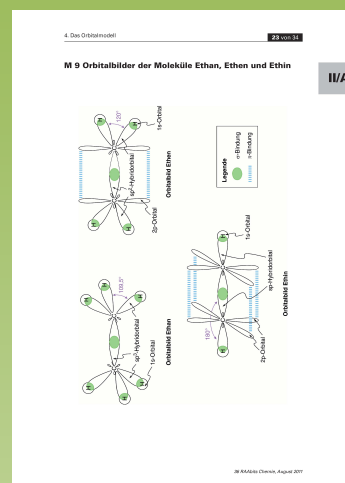
Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

**Auszug aus:**

*Das Orbitalmodell - Chemie für die Oberstufe*

Das komplette Material finden Sie hier:

[School-Scout.de](http://School-Scout.de)



# Das Orbitalmodell – ein Atommodell zum Verständnis chemischer Atombindungen

Dr. habil. Harald Kosegarten, Linden; Ulf Langwasser, Gießen

Niveau: Sek. II

Dauer: 7-9 Doppelstunden

Bezug zu den KMK-Bildungsstandards

Fachwissen: Anwenden von Atommodellen zur Erklärung der Stabilität von Atombindungen und damit von Stoffeigenschaften, Beschreiben und erklären von Phänomenen der Stoffumwandlung bei chemischen Reaktionen (z. B. Flammenfärbung)

Erkenntnisgewinnung: Entwickeln von Modellen (z. B. Hybridisierungsschemata) und Visualisierung von Orbitalformen zur Erklärung chemischer Atombindungen.

Kommunikation: Eigenständige Gestaltung und Präsentation von chemischen Bindungen mithilfe 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 Mitschülern.

Bewertung: Diskutieren und Bewerten der Brauchbarkeit von Atommodellen als Erklärungshilfe von Phänomenen.

Der Beitrag enthält Materialien für:

- |                            |                         |
|----------------------------|-------------------------|
| ✓ Offene Unterrichtsformen | ✓ Schülerversuche       |
| ✓ Stationenlernen          | ✓ Schülerpräsentation   |
| ✓ Lernen an Modellen       | ✓ Binnendifferenzierung |

## Hintergrundinformation

Modelle sind Hilfsmittel zum Verständnis naturwissenschaftlicher Phänomene, also um Beobachtungen mit Vorgängen auf der Teilchenebene zu verknüpfen. Sie sind brauchbar, wenn die Beobachtungen mit den Modellvorstellungen plausibel erklärt werden können. Die Wissenschaft kann zu einer Problemstellung grundsätzlich keine vollkommene Antwort präsentieren und insofern muss Lernenden immer wieder klargemacht werden, dass daher auch nicht Modelle die vollkommene „Wirklichkeit“ darstellen, sondern, dass es sich nur um begrenzte Erklärungshilfen zum Verständnis von Phänomenen handelt. So kann man auch ein Elektron in seiner Gesamtheit mit einem Modell nicht erklären und begreifen. Die Elektronen sind die Teilchen, die chemische Reaktionen steuern und beeinflussen. Atommodelle versuchen daher möglichst genau, die Eigenschaften und das Verhalten von Elektronen zu beschreiben.

Das Schalenmodell (Bohr'sches Atommodell) ist das erste Atommodell, das eine ganze Reihe von chemischen und physikalischen Vorgängen erklären kann und daher auch das Hauptmodell im Unterricht der Sekundarstufe I ist. Ein zentraler und auch für das Orbitalmodell (1928) gültiger Gedanke ist, dass der Energiezustand der Elektronen in der Hülle sich im Abstand vom Atomkern nicht kontinuierlich, sondern sprunghaft ändert. Bei diesem Sprung wird immer diskrete elektromagnetische Strahlung im sichtbaren Bereich, also Licht einer bestimmten Farbe, abgegeben. Damit erklärt das Bohrmodell das Phänomen der charakteristischen Flammenfärbungen, die beim Erhitzen von Stoffen entstehen. Es gibt auch eine Vielzahl anderer Unterrichtsgegenstände, gerade im Anfängerunterricht, die mithilfe des Schalenmodells erarbeitet werden können: die Ordnung der Elemente im Periodensystem, die Bildung von Kationen und Anionen und damit auch das Verständnis von Ionenbindungen, die Berechnung von Oxidationszahlen sowie die Ermittlung von Lewis-, Ionen- und Summenformeln. Kurz gesagt: Das Schalenmodell erfreut sich einer breiten Anwendbarkeit und demzufolge auch berechtigterweise einer allgemeinen Akzeptanz.

Bereits 1913 mit der Veröffentlichung des Bohr'schen Atommodells erkannte man allerdings auch schon seine Schwächen, denn verschiedene Entdeckungen standen im Widerspruch zum Modell. Es war aus der klassischen Mechanik bekannt, dass Elektronen bei ihrer kreisförmigen Bewegung um den Kern ein elektromagnetisches Feld erzeugen, d. h. also Energie abstrahlen und damit ihre Geschwindigkeit auf den Bahnen immer mehr verlangsamen müssten.

Aufgrund der dann kleiner werdenden Zentrifugalkraft („Fliehkraft“) müsste das Elektron innerhalb kürzester Zeit in den Kern stürzen. Bohr hat also einen reibungslosen Zustand postuliert, den es so nicht gibt, denn nur ohne Energieverlust können sich die Elektronen dauerhaft entsprechend des Modells auf ihrer Bahn halten. Da die meisten Atome stabil sind, stellt also die Modellvorstellung zur kreisförmigen Bewegung der Elektronen auf Bahnen einen Widerspruch dar.

In den Folgejahren wurden weitere Widersprüche aufgedeckt. Niels Bohr war noch der Meinung, dass es sich bei den Teilchen seines Modells um kleine Kügelchen handelt. Louis de Broglie erkannte 1924 als erster, dass genauso, wie die Lichtwelle Teilchencharakter zeigt, auch das Elektron nicht nur Teilchen-, sondern auch Welleneigenschaften besitzen müsste. Durch Beugung von Elektronenstrahlen am Graphitgitter bewies er dann seine Annahme. Elektronen verhalten sich also weder ausschließlich als Welle noch ausschließlich als Teilchen (Welle-Teilchen-Dualismus, 1927). Aufgrund der positiven Ladung des Atomkerns kann sich eine Elektronenwelle nicht ausbreiten. Man betrachtet daher das Elektron als stehende Welle. An dieser Schnittstelle wird der Welle-Teilchen-Dualismus des Elektrons besonders deutlich. Diese Vorstellung bedeutet, dass weder Masse noch Energie transportiert wird. Damit ist erklärbar, dass Elektronen auf diskreten Bahnen nicht strahlen und sich damit hier dauerhaft aufhalten könnten.

Der Physiker Werner Heisenberg (1925) führte zu dieser Zeit weitere Gedankenexperimente zu den Eigenschaften von Elektronen durch. Aus rein versuchstechnischen Gründen können Ort und Geschwindigkeit dieser Teilchen nicht bestimmt werden. Bei Verwendung eines Blitzlichtes wird dem Elektron Energie zugeführt und damit kann weder die Bewegungsrichtung noch die Geschwindigkeit genau erfasst werden. Für das Elektron kann man infolgedessen auch keinen genauen Ort angeben. Position und Geschwindigkeit eines Elektrons in der Atomhülle können also gleichzeitig nur mit einer gewissen Unschärfe angegeben werden (Unschärferelation, 1925). Daraus folgt, dass man einem Elektron (einer stehenden Welle) keinen exakten Aufenthaltsort (keine Bahn) wie beim Schalenmodell in der Atomhülle zuordnen, sondern den Aufenthalt nur mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit vorhersagen kann.

Für die Darstellung von Atombindungen ist das Bohrmodell, welches auf dem Teilchencharakter der Elektronen basiert, ungeeignet. Eine Atombindung ist eine Elektronenpaarbindung, die von den an der Bindung beteiligten Außenelektronen der Nachbaratome gemeinsam gebildet wird. Es ist sofort einsichtig, dass die modellhafte Darstellung der Elektronenpaarbindung als negativ geladenes Teilchenpaar für das Verständnis einer Elektronenpaarbindung wenig überzeugend ist, denn die Darstellung impliziert sofort eine gegenseitige Abstoßung. Auch eine räumliche Darstellung der Atombindungen ist nicht geeignet. Auf diesem Hintergrund wird in dieser Unterrichtseinheit das Orbitalmodell eingeführt.

Es ist allerdings nicht ganz leicht, das Orbitalmodell anschaulich zu vermitteln, weil die Orbitalvorstellungen auf formalen mathematischen Annahmen und Kombinationen von Wellenfunktionen (Schrödinger-Differentialgleichungen) beruhen. Jeder Elektronenwelle eines Atoms kann eine bestimmte Energie zugeordnet werden. Mithilfe dieser Wellenfunktionen wird dann die Wahrscheinlichkeit des Aufenthaltes eines Elektrons in Form von dreidimensionalen Wellen (Orbitalen) mit einer bestimmten Energie berechnet, d. h. als Ergebnis dieser Gleichungen erhält man die einzelnen, spezifischen Orbitale. Definitionsgemäß beschreiben Orbitale den Aufenthaltsraum eines bestimmten Elektrons mit einer Wahrscheinlichkeit von  $> 90\%$  in der Atomhülle. Wegen dieser prinzipiellen Unanschaulichkeit sollte bei der Behandlung des Orbitalmodells im Unterricht nicht nur jegliche Mathematisierung entfallen, sondern es sollte mit möglichst vielen anschaulichen Hilfsmitteln das Phänomen der Aufenthaltswahrscheinlichkeit der stehenden Wellen in der Atomhülle vermittelt werden. Der Energiezustand eines Elektrons nimmt mit zunehmendem Kernabstand zu und wird durch eine bestimmte Größe, Form und räumliche Orientierung des Orbitals als dreidimensionale, stehende Welle beschrieben.

Elektronenwellen von verschiedenen Atomen verstärken sich durch Überlappung, wenn Wellenberge bzw. Wellentäler von verschiedenen Wellen, die in gleicher Phase schwingen, aufeinandertreffen und sich überlagern. Diese „In-Phase-Überlappung“ von stehenden Wellen bedeutet die Ausbildung einer stabilen chemischen Atombindung (bindender Molekülorbitale) und liefert damit im Gegensatz zum Bohrmodell eine plausible Erklärungsgrundlage für die Ausbildung von kovalenten Bindungen. Genauso können sich überlappende Wellen auslöschen, nämlich, wenn diese Wellen nicht in Phase schwingen, sondern sich Wellenberg und Wellental der beiden Wellen überlagern. Da diese antibindenden Zustände für das Verständnis der Ausbildung von Atombindungen im Molekül nicht von direkter Bedeutung sind, sind sie in diesem Beitrag nicht weiter behandelt worden.

Das Kugelwolkenmodell nach George Kimball (1959) berücksichtigt ebenfalls, dass Elektronen sich, wenn auch didaktisch vereinfacht, auf bestimmten Energiestufen bewegen, aber im Unterschied zum Schalenmodell halten sich die Elektronen aufgrund elektrischer Abstoßung in Kugelwolken mit möglichst großem Abstand zueinander auf. Durch Bildung einer Bindungskugelwolke zwischen zwei Kugelwolken entsteht eine Atombindung. Das Kugelwolkenmodell ist also im Prinzip eine didaktische Vereinfachung des Orbitalmodells. Die Elektronenpaarbindung wird zwar nicht als ein Paar sich gegenseitig abstoßender negativer Teilchen dargestellt, aber das Modell vermag wenig überzeugend das Zustandekommen einer stabilen oder einer instabilen chemischen Atombindung zu erklären, denn das Zustandekommen der Überlappung von Kugelwolken ist inhaltslos. Falls allerdings im Unterricht die Darstellung einer Elektronenpaarbindung mit dem Schalenmodell bereits in der Sekundarstufe I problematisiert werden soll oder von Schülern dieser Jahrgangsstufe als problematisch erkannt wird, ist das Modell von Kimball für das Verständnis einer Elektronenpaarbindung in dieser Jahrgangsstufe sehr gut geeignet.

Demgegenüber ist die Einführung in das Orbitalmodell in der Sekundarstufe II zum Verständnis von stabilen und instabilen (schwachen) Atombindungen ( $\sigma$ - und  $\pi$ -Bindungen) notwendig, denn nur dann kann beispielsweise die unterschiedliche Reaktivität von Molekülen (z. B. Reaktionsverhalten der Alkane und Alkene gegenüber Halogenen) verstanden werden. Dieser Unterrichtsinhalt ist daher auch Bestandteil des Landesabiturs, z. B. in Hessen.

### **Hinweise zur Didaktik und Methodik**

Bei dem folgenden Beitrag handelt es sich um eine Unterrichtseinheit zum Thema Orbitalmodell – ein Atommodell zum Verständnis chemischer Atombindungen. Die Einheit setzt sich aus den folgenden fünf Abschnitten zusammen:

1. Brauchbarkeit und Grenzen des Schalenmodells (M 1–M 2)
2. Leitgedanken des Orbitalmodells: ein Stationenlernen (M 3)
3. Werkzeuge des Orbitalmodells: Kästchenschema und Visualisierung von Orbitalformen (M 4–M 6)
4. Die „In-Phase-Überlappung“ von Orbitalen führt zur Ausbildung verschiedener chemischer Atombindungen (M 7–M 9)
5. Die Anwendung des Orbitalmodells auf die Konstruktion von Atombindungen in verschiedenen Molekülen (M 10)

Im ersten Abschnitt wird die Anwendung des Schalenmodells als Erklärungshilfe für die Ausbildung von Atombindungen problematisiert. Es wird damit die Frage der Brauchbarkeit und der Grenzen des Schalenmodells gestellt. An dieser Stelle können die gelernten Unterrichtsgegenstände im Zusammenhang mit dem Schalenmodell aus der Sekundarstufe I wiederholt werden.

Als Materialien werden Schulbücher der Sekundarstufe I und Filmsequenzen zum Thema Atommodelle (z. B. die DVD „Atom- und Orbitalmodelle“, siehe Bezugsquellen) zur Verfügung gestellt. Der Schülerversuch „Flammenfärbungen“ basiert auf den Erkenntnissen der Spektralanalyse und stellt die experimentelle Grundlage unserer Kenntnisse über den Bau der Elektronenhülle dar. Der zentrale Aspekt der diskreten Energiestufen der Elektronen in der Atomhülle gilt demzufolge sowohl für das Schalenmodell als auch für das Orbitalmodell. Da also das Schalenmodell nicht die Ausbildung von

Atombindungen zu erklären vermag, muss ein anderes Atommodell angewendet werden. Diese Schlussfolgerung wirft damit automatisch die Auseinandersetzung mit den Leitgedanken des „neuen“ Modells, dem Orbitalmodell, auf (Abschnitt 2). Ein zentraler neuer Gedanke beim Orbitalmodell ist, dass die Elektronen sich nicht mehr auf konkreten Bahnen in einem bestimmten Abstand vom Kern bewegen, sondern nur bestimmten räumlichen Bereichen in der Atomhülle mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit zugeordnet werden können.

Da die Lernenden gerade an dieser wichtigen Schnittstelle in ihrem Vorstellungs- und Abstraktionsvermögen überschätzt werden, ist eine entsprechende methodische Hilfestellung unerlässlich. Mithilfe verschiedener Materialien werden daher gegenständliche Hilfen für die Entwicklung eines räumlichen Verständnisses zur Aufenthaltswahrscheinlichkeit von Elektronen in der Atomhülle angeboten (Abschnitt 3). Diese Grundlagen eröffnen dann die Prinzipien (Hybridisierung und Überlappung von Orbitalen) zum Verständnis chemischer Atombindungen (Abschnitt 4). Im letzten Abschnitt wird dann das Orbitalmodell auf die Konstruktion von Atombindungen am Beispiel verschiedener Moleküle angewendet.

## Durchführung

1. Doppelstunde (evtl. 2 Doppelstunden): In dieser Einstiegsdoppelstunde werden die wichtigsten Kernaussagen des Bohrmodells wiederholt. Die Flammenfärbungsexperimente (M 1) kennen die Lernenden eventuell schon (z. B. aus der Besprechung der Alkalimetalle in der Sekundarstufe I). Falls an der Schule Handspektrometer vorhanden sind, können die Schüler von den einzelnen Proben auch Spektrallinien bestimmen. Ansonsten begnügt man sich mit den Flammenfärbungen, die dann mithilfe des Schalenmodells erklärt werden sollen. Die Schülerinnen und Schüler erhalten als Information, dass Farbe als eine charakteristische Lichtwellenlänge immer einen bestimmten Energieinhalt aufweist. Je nach Kenntnisstand werden dann die weiteren Kernaussagen des Bohr'schen Atommodells zusammengefasst. Interessant sind in diesem Zusammenhang Filmsequenzen der DVD „Atom- und Orbitalmodelle“ (siehe Bezugsquellen).

2. Doppelstunde: Die Lernenden setzen sich jetzt mit der Brauchbarkeit und den Grenzen des Schalenmodells auseinander und fassen diese Erkenntnisse tabellarisch zusammen (M 2). Bei der Anwendung des Schalenmodells zur Darstellung der Elektronenpaarbindungen von Methan wird den Schülerinnen und Schülern sofort ersichtlich, dass dieses Modell die Ausbildung einer Atombindung nicht erklärt, sondern sie im Gegenteil sogar in Frage stellt. Das Problem kann jetzt formuliert werden: Ein gemeinsames Elektronenpaar kann nicht durch negativ geladene Teilchen dargestellt werden, denn diese stoßen sich gegenseitig ab. Daraus leitet sich dann die zentrale Problemfrage ab, ob man ein Elektron vielleicht durch weitere Eigenschaften anders/erweitert charakterisieren könnte und damit ein neues Modell zur Erklärung der Bindungsverhältnisse in organischen Molekülen entwickeln könnte. Im Rahmen einer Gruppenarbeit können dann weitere Lerninhalte aus der Sekundarstufe I, die im Zusammenhang mit dem Schalenmodell stehen, auf Brauchbarkeit überprüft werden.

3. Doppelstunde: Vor dem Hintergrund der Problemstellung sollen in dieser Doppelstunde die Leitgedanken (Welle-Teilchen-Dualismus, Heisenberg'sche Unschärferelation, Energiezustand von Elektronen) des neuen Atommodells (Orbitalmodells) in drei verschiedenen Stationen (M 3) selbstständig erarbeitet werden. Interessant sind in diesem Zusammenhang wiederum Filmsequenzen (DVD „Atom- und Orbitalmodelle“, siehe Bezugsquellen). Am Ende kontrollieren die Schülerinnen und Schüler ihr Wissen, indem sie die modellhafte Vorstellung eines Elektrons auf der Basis der erarbeiteten Leitgedanken selbstständig formulieren.

Entsprechende Lösungsskizzen (siehe Lösungen) sollten zur Kontrolle sowohl der einzelnen Stationen als auch zur Überprüfung der modellhaften Vorstellung eines Elektrons zur Verfügung gestellt werden.

4. Doppelstunde (evtl. 2 Doppelstunden): In dieser Doppelstunde erarbeiten sich die Lernenden im Rahmen einer Gruppenarbeit die Werkzeuge (M 4-M 6) des Orbitalmodells (das Kästchenschema und die verschiedenen Orbitalformen). Auf die Einteilung der diskreten Energiezustände der Elektronen durch Zuordnung der entsprechenden Quantenzahlen wird verzichtet, denn es sind Mathematisierungen ohne für Schüler erkennbaren inhaltlichen Zusammenhang. Zur Entwicklung des

Kästchen-Schemas (M 5) wird im Wesentlichen mit gegenständlichen Vergleichen zum Schalenmodell (M 4) gearbeitet. Es erfolgt dann eine Visualisierung des Kästchen-Schemas (Kästchen als einzelne Orbitale) und der Orbitalformen. Das Kästchen-Schema kann beispielsweise durch Streichholzschachteln, die einzelnen Elektronen als Streichhölzer dargestellt werden. Man kann die Schachteln dann nach steigender Energie beispielsweise von unten nach oben anordnen, auf eine Stelltafel kleben und auf diese Weise ein dauerhaftes Kästchen-Schema erstellen. Bei der Darstellung der p-Orbitale werden einfach auf gleicher Höhe 3 Schachteln nebeneinandergelegt, bei den d- und f-Orbitalen sind es dann 5 bzw. 7 Schachteln. Ein einzelnes Streichholz repräsentiert ein Elektron. Das Zündköpfchen gibt die Drehrichtung des Elektrons an. Die Darstellung der Orbitalformen gelingt mithilfe verschiedener Materialien, z. B. modellierbaren Luftballons, und macht den Schülerinnen und Schülern viel Spaß. Mithilfe dieser gegenständlichen Veranschaulichung wird den Lernenden der Abstraktionsprozess zur Vorstellung der Aufenthaltswahrscheinlichkeit von Elektronen erleichtert. Auch hier können Filmsequenzen auf der DVD „Atom- und Orbitalmodelle“ (Klett-Verlag) unterstützend wirken. Die Ergebnisse werden zum Abschluss der Doppelstunde präsentiert.

5. Doppelstunde: Es folgt eine Anwendung der Werkzeuge an einfachen Molekülbeispielen (M 7–M 9). Die Realisierung von Atombindungen als Überlappung von Orbitalen wird am Beispiel des Methanmoleküls durch Verwendung und Vergleich von verschiedenen Modellen (Kugel-Stab-Modell von Methan, Kästchenschema und Orbitalmodell des C-Atoms) problematisiert (M 7). Beim Vergleich der verschiedenen Modelle fällt auf, dass vier gleichwertige Bindungen im Methanmolekül ausgebildet sind, aber dass das C-Atom nur zwei freie Orbitale zur Ausbildung von zwei Elektronenpaarbindungen besitzt. Das Problem ist also: Es existieren keine vier gleichwertigen Orbitale zur Ausbildung von vier gleichwertigen Bindungen zu vier Nachbaratomen. Es stellt sich daher die Problemfrage: Wie lassen sich vier gleichwertige Orbitale des Kohlenstoffatoms zu den 1s-Orbitalen der H-Atome (vier gleichwertige Atombindungen) realisieren? Lösungsansätze der Lernenden werden vorgestellt und mit dem Hybridisierungskonzept von Linus Pauling (1931) verglichen. Dieses Konzept wird als Ergebnissicherung in die Hefte übernommen und mit eigenen Worten beschrieben. Im Rahmen einer Hausaufgabe kann dann das Orbitalbild des Methanmoleküls unter Verwendung der Fachbegriffe „Hybridisierung“ und „sp<sup>3</sup>-Hybridorbitale“ erstellt und beschrieben werden.

6. Doppelstunde: In arbeitsteiliger Gruppenarbeit wird jetzt das Konzept der Hybridisierung auf drei verschiedene organische Moleküle (Ethan, Ethen und Ethin) mit unterschiedlichen  $\sigma$ - und  $\pi$ -Bindungen angewendet (M 8a–c/M 9). Als Einstieg dient das Orbitalbild des Methanmoleküls. Es wird darauf verwiesen, dass die Bindungen im Methanmolekül  $\sigma$ -Bindungen heißen und es in organischen Molekülen noch einen zweiten Bindungstyp gibt, nämlich  $\pi$ -Bindungen. Die Definition von  $\sigma$ - und  $\pi$ -Bindungen wird als Information zusätzlich gegeben. Schwächere Gruppen sollen die Hybridisierung der C-Atome und damit die Bindungsverhältnisse im Ethanmolekül (sp<sup>3</sup>-Hybridisierung wie im Methanmolekül) erarbeiten. Die Bindungsverhältnisse in den Molekülen Ethen und Ethin sind komplizierter: Es liegt sp<sup>2</sup>- und sp-Hybridisierung vor, d. h. die Schülerinnen und Schüler müssen innerhalb der Moleküle zwei verschiedene Bindungstypen erkennen und aus der Anzahl der verschiedenen Bindungen auf die richtige Hybridisierungsart schließen.

Als Hilfestellung liegen Hilfekarten (M 8b) 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-Atome 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 (M 9) verglichen. Die Hybridisierungsart wird mit der Anzahl der Bindungspartner, den Bindungsarten und des Bindungswinkels bei den drei Moleküle Ethan, Ethen und Ethin zum Abschluss verknüpft und zusammengefasst.

7. Doppelstunde: Als Abschluss der Unterrichtseinheit werden alle Inhalte 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 (M 10). 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.

### Hinweise zum fachübergreifenden Unterricht

Im Physikunterricht wird die Anwendung des Orbitalmodells zur Beschreibung der Aufenthaltswahrscheinlichkeit von Quantenobjekten notwendig.

### Literatur

Barke, H.-D. und Harsch, G. *Chemiedidaktik heute. Lernprozesse in Theorie und Praxis*. Springer Verlag Berlin, Heidelberg, New York (2001).

Dieser Beitrag gibt eine allgemeine Übersicht zu Modellen und Modellvorstellungen.

Becker, H.-J., Hildebrandt, H. und Burek, Y. C. Modellierbare Luftballons als „Vor“-Modell zum Orbitalmodell. *PdN-Ch.* 41 Nr. 8: S. 49-51 (1992).

Dieser Artikel enthält Anregungen zum kreativen Gestalten von Orbitalen.

Demuth, R., Parchmann, I. und Ralle, B. *Chemie im Kontext. Sek. II*. Cornelsen Verlag Berlin, 1. Aufl. (2006). Siehe Kapitel: Das Orbitalmodell (das wellenmechanische Atommodell), S. 226-229.

Es handelt sich um einen anschaulichen Übersichtsartikel zum Orbitalmodell.

Pauling, L. *Die Natur der chemischen Bindung*. 2. Nachdruck der aus dem Englischen übersetzten 3. Auflage von 1960, Wiley-VCH, Weinheim (1988).

Dieses Lehrbuch wurde vom Nobelpreisträger Linus Pauling geschrieben und stellt das erste ausführliche Lehrbuch zur Natur der chemischen Bindung dar.

Tausch, M. und von Wachtendonk, M. *Chemie S II. Stoff – Formel – Umwelt*. Buchner Bamberg. Siehe Kapitel: Orbitalmodell, S. 410-415 (1993).

Es handelt sich um einen weiteren anschaulichen Übersichtsartikel zum Orbitalmodell.

### Internet

[www.quantenwelt.de/atomphysik/modelle/orbital.html](http://www.quantenwelt.de/atomphysik/modelle/orbital.html)

[www.zum.de/Faecher/Materialien/beck/chemkurs/cs11-8.htm](http://www.zum.de/Faecher/Materialien/beck/chemkurs/cs11-8.htm)

Beide Internetadressen geben einen kurzen Überblick zum Orbitalmodell. Die erste Website legt den Schwerpunkt auf Definitionen und die Beschreibung der Orbitale, während die zweite Website auf die historische Entwicklung und die einzelnen Leitgedanken des Orbitalmodells eingeht.

### Bezugsquellen

„Atom- und Orbitalmodelle“, DVD, FWU Institut für Film und Bild in Wissenschaft und Unterricht, Ernst Klett Verlag GmbH, Bezug: Klett-Verlag, Tel. 0180 2553882, [www.klett.de](http://www.klett.de)

Orbital-Baukästen: Atom-Orbital-Set, Molymod, Nr. MOS-901-14; Molekül-Orbital-Set, Organische Strukturen, Molymod, Nr. MOS-900-4; Bezug: Fa. Hedinger, Tel. 0711 402050, www.hedinger.de

### Materialübersicht

🕒 V = Vorbereitungszeit  
🕒 D = Durchführungszeit

SV = Schülerversuch  
LV = Lehrerversuch

Ab = Arbeitsblatt/Informationsblatt  
Kovo/Fovo = Kopier-/Folienvorlage

M1	Ab, SV 🕒 V: 5 min 🕒 D: 85 min	<u>Die Farbe verrät es – Flammenfärbungen</u> <input type="checkbox"/> LiCl ⚠️ <input type="checkbox"/> NaCl <input type="checkbox"/> KCl <input type="checkbox"/> CaCl <sub>2</sub> ⚠️ <input type="checkbox"/> SrCl <sub>2</sub> ⚠️ <input type="checkbox"/> BaCl <sub>2</sub> ⚠️ <input type="checkbox"/> Salzsäure verd. ⚠️, ⚠️	<input type="checkbox"/> 1 Gasbrenner <input type="checkbox"/> 1 Tüpfelplatte oder 6 Uhrgläser <input type="checkbox"/> 6 Spatel <input type="checkbox"/> kleines Becherglas <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Magnesiastäbchen
M2	Ab 🕒 V: 5 min 🕒 D: 85 min	<u>Wir untersuchen die Brauchbarkeit und Grenzen des Schalenmodells</u>	
M3	Ab	<u>Wir erkunden die Leitgedanken des Orbitalmodells: ein Stationenlernen</u>	
	Ab 🕒 V: 5 min 🕒 D: 20 min	Station 1: Der Welle-Teilchen-Dualismus	
	Ab 🕒 V: 5 min 🕒 D: 20 min	Station 2: Die stehende Welle als Modellversuch <input type="checkbox"/> Schraubenfeder <input type="checkbox"/> stabiler Karton	
	Ab 🕒 V: 5 min 🕒 D: 25 min	Station 3: Die Heisenberg'sche Unschärferelation	
M4	Ab, Tx 🕒 V: 5 min 🕒 D: 35 min	<u>Info-Text: Jedes Orbital besitzt Individualität</u> Erste Anfänge: Friedrich Wöhler synthetisiert Harnstoff	
M5	Ab 🕒 V: 5 min 🕒 D: 45 min	<u>Orbitale als Kästchen darstellen - so geht's!</u> <input type="checkbox"/> Streichholzschachteln <input type="checkbox"/> Streichhölzer	<input type="checkbox"/> stabiler Karton
M6	Ab, Kovo, Fovo 🕒 V: 5 min 🕒 D: 40 min	<u>Orbitale kann man auch anders toll darstellen</u> <input type="checkbox"/> Luftballons (versch. Größen und Formen) <input type="checkbox"/> Knetmasse	<input type="checkbox"/> Orbitalbaukasten für Atomorbitale (Molymod, MOS-901-14)
M7	Ab, Fovo 🕒 V: 5 min 🕒 D: 85 min	<u>Auf den Spuren eines Nobelpreisträgers: das Hybridisierungskonzept von Linus Pauling</u> Baukästen für <input type="checkbox"/> Kugel-Stab-Modell	<input type="checkbox"/> Atomorbital-Modell (Molymod, MOS-901-14)



Kästchen-Modell

---

<b>M 8a</b>	<b>Ab</b>	<u><a href="#">Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen in Molekülen – das Hybridisierungskonzept am Beispiel von Ethan, Ethen und Ethin</a></u>
	🕒 <b>V: 5 min</b>	<input type="checkbox"/> Molekülorbital-Modell
	🕒 <b>D: 85 min</b>	(Molymod, MOS-900-4)

---

<b>M 8b</b>	<b>Ab</b>	<u><a href="#">Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen – Hilfekarten</a></u>
-------------	-----------	--

---

<b>M 8c</b>	<b>Kovo, Fovo</b>	<u><a href="#">Orbitalformen der Hybridorbitale</a></u>
-------------	-------------------	---

---

<b>M 9</b>	<b>Fo</b>	<u><a href="#">Orbitalbilder der Moleküle Ethan, Ethen und Ethin</a></u>
------------	-----------	--

---

<b>M 10</b>	<b>Ab</b>	<u><a href="#">Das Finale: Wir hybridisieren und basteln Molekülorbitale</a></u>
	🕒 <b>V: 5 min</b>	<input type="checkbox"/> Luftballons (versch. Größen
	🕒 <b>D: 85 min</b>	<input type="checkbox"/> Knetmasse und Formen)

---

Die Erläuterungen und Lösungen finden Sie [hier](#).

# SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

**Auszug aus:**

*Das Orbitalmodell - Chemie für die Oberstufe*

Das komplette Material finden Sie hier:

[School-Scout.de](http://School-Scout.de)

