

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.

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

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

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 SV = Schülerversuch Ab = Arbeitsblatt/Informationsblatt
⌚ D = Durchführungszeit LV = Lehrerversuch Kovo/Fovo = Folienvorlage

M 1	Ab, SV	Die Farbe verrät es – Flammenfärbungen
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 85 min	<input type="checkbox"/> LiCl  <input type="checkbox"/> NaCl <input type="checkbox"/> KCl <input type="checkbox"/> CaCl ₂  <input type="checkbox"/> SrCl ₂  <input type="checkbox"/> BaCl ₂  <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
M 2	Ab	Wir untersuchen die Brauchbarkeit und Grenzen des Schalenmodells
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 85 min	
M 3	Ab	Wir erkunden die Leitgedanken des Orbitalmodells: Ein Stationenlernen
	Ab	Station 1: Der Welle-Teilchen-Dualismus
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 20 min	

II/A

	Ab	Station 2: Die stehende Welle als Modellversuch
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 20 min	<input type="checkbox"/> Schraubenfeder <input type="checkbox"/> stabiler Karton
	Ab	Station 3: Die Heisenberg'sche Unschärferelation
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 25 min	
M 4	Ab, Tx	Info-Text: Jedes Orbital besitzt Individualität
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 35 min	
M 5	Ab	Orbitale als Kästchen darstellen - so geht's!
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 45 min	<input type="checkbox"/> Streichholzschachteln <input type="checkbox"/> stabiler Karton <input type="checkbox"/> Streichhölzer
M 6	Ab, Kovo, Fovo	Orbitale kann man auch anders toll darstellen
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 40 min	<input type="checkbox"/> Luftballons (versch. Größen und Formen) <input type="checkbox"/> Orbitalbaukasten für Atomorbitale (Molymod, MOS-901-14) <input type="checkbox"/> Knetmasse
M 7	Ab, Fovo	Auf den Spuren eines Nobelpreisträgers: das Hybridisierungskonzept von Linus Pauling
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 85 min	Baukästen für <input type="checkbox"/> Atomorbital-Modell (Molymod, MOS-901-14) <input type="checkbox"/> Kugel-Stab-Modell <input type="checkbox"/> Kästchen-Modell
M 8a	Ab	Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen in Molekülen – das Hybridisierungskonzept am Beispiel von Ethan, Ethen und Ethin
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 85 min	<input type="checkbox"/> Molekülorbital-Modell (Molymod, MOS-900-4)
M 8b	Ab	Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen – Hilfekarten
M 8c	Kovo, Fovo	Orbitalformen der Hybridorbitale
M 9	Fo	Orbitalbilder der Moleküle Ethan, Ethen und Ethin
M 10	Ab	Das Finale: Wir hybridisieren und basteln Molekülorbitale
	⌚ V: 5 min ⌚ D: 85 min	<input type="checkbox"/> Luftballons (versch. Größen und Formen) <input type="checkbox"/> Knetmasse

Die Erläuterungen und Lösungen finden Sie ab Seite 26.





Station 3: Die Heisenberg'sche Unschärferelation

Der Physiker Werner Heisenberg führte weitere Gedankenexperimente und Überlegungen zu Eigenschaften von submikroskopischen Teilchen (wie den Elektronen) durch. Letztere formulierte er 1925 als seine berühmt gewordene **Unschärferelation**.

Aufgaben

1. Führen Sie eine Computerrecherche zu dem Gedankenexperiment von Heisenberg durch, welches letztlich zu seiner berühmt gewordenen Schlussfolgerung führte. Beschreiben Sie das Experiment.
2. Verallgemeinern und erörtern Sie die aus diesem Experiment gezogene Schlussfolgerung der Unschärferelation.



Thinkstock



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!

Schale	K (n = 1)	L (n = 2)	M (n = 3)	N (n = 4)
Anzahl der Unterbahnen (Orbitalformen)	eine	zwei	drei	vier
Bezeichnung der Unterbahnen (Orbitalformen)	s	s p	s p d	s p d f
Schreibweise der Orbitalformen	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
Zustände der Orbitalformen	ein	ein/drei	ein/drei/fünf	ein/drei/fünf/sieben

Tab. 2: Orbitalformen und ihre Zustände

- **Alle Zustände (Orbitale) sind mit maximal zwei Elektronen besetzt.** Übertragen auf die „Kommode“ heißt das: in jedes Kästchen passen maximal zwei Gegenstände. Auch diese beiden Elektronen unterscheiden sich noch in ihrem Energiezustand. Elektronen können sich nämlich rechts oder links um die eigene Achse drehen, was ebenfalls den Energiezustand beeinflusst. Daraus ergibt sich der von Pauli (1925) formulierte wichtige Gedanke: **In einer Atomhülle besitzt jedes Elektron einen eigenen Energiezustand.** Jedes Orbital ist damit individuell. Die Elektronen unterscheiden sich nämlich mindestens durch ihre Drehrichtung um die eigene Achse. Um zu beschreiben, dass beispielsweise das 1s-Orbital mit 2 Elektronen besetzt ist, setzt man die Zahl 2 als Hochzahl in Beziehung zur Orbitalform s und schreibt $1s^2$.



Aufgabe: Ergänzen Sie auf der Basis des Info-Textes die folgende Tabelle.

n	Orbitalform	Anzahl der Orbitale	Anzahl der Elektronen/Orbital	Schreibweise	Anzahl der Knoten (n - 1)
1	1s	1	$1 \times 2 = 2$	$1s^2$	0
2	2s 2p	1 3	$1 \times 2 = 2$ $3 \times 2 = 6$		
3	3s				
4					

Tab. 3: Anzahl der Elektronen und Knoten bezogen auf die verschiedenen Orbitalformen und -zustände

M 7 Auf den Spuren eines Nobelpreisträgers: Das Hybridisierungskonzept von Linus Pauling

Elektronenpaarbindungen entstehen durch Überlappung von Orbitalen benachbarter Atome, also durch Überlappung von Wellen, die in gleicher Phase schwingen. Es kommt bei dieser Orbitalüberlappung zur Verstärkung von Wellenbergen und Wellentälern.

Aufgaben

1. Stellen Sie das Methanmolekül mit dem Kugel-Stab-Modell, die C- und H-Atome mit dem Kästchen-Modell und dem Orbitalmodell dar. Beschreiben und vergleichen Sie die Modelle. Welches Problem und damit welche Problemfrage ergibt sich?
2. Entwickeln und präsentieren Sie Vermutungen zur Problemlösung.
3. Vergleichen Sie Ihr Konzept mit dem Hybridisierungsschema von Pauling.
4. Beschreiben Sie das Hybridisierungsschema von Pauling unter Verwendung der folgenden Fachbegriffe:

Sie brauchen:

Materialien

Baukästen für

- Kugel-Stab-Modell
- Atomorbital-Modell
- Kästchen-Modell

Fachbegriffe: Bevor die Orbitale sich überlappen und sich damit Elektronenpaarbindungen ausbilden, müssen die verschiedenen s- und p-Orbitale des C-Atoms auf seiner Außenschale zu neuen (energiegleichen) Misch- oder Hybridorbitalen gemischt werden (= **Hybridisierung**). Die neuen Orbitale heißen **sp³-Hybridorbitale**. Der Exponent bei der Orbitalbezeichnung „sp³“ gibt die Anzahl der bei der Hybridisierung beteiligten Ausgangsorbitale an, denn es werden beim Methanmolekül ein 2s-Orbital mit drei 2p-Orbitalen „gemischt“. Die Mischung führt zu einer räumlichen Umorientierung der Hybridorbitale: es entstehen große **Vorderlappen** mit gleichem Vorzeichen (für eine optimale Überlappung) und kleine **Hinterlappen** mit entgegengesetztem Vorzeichen.

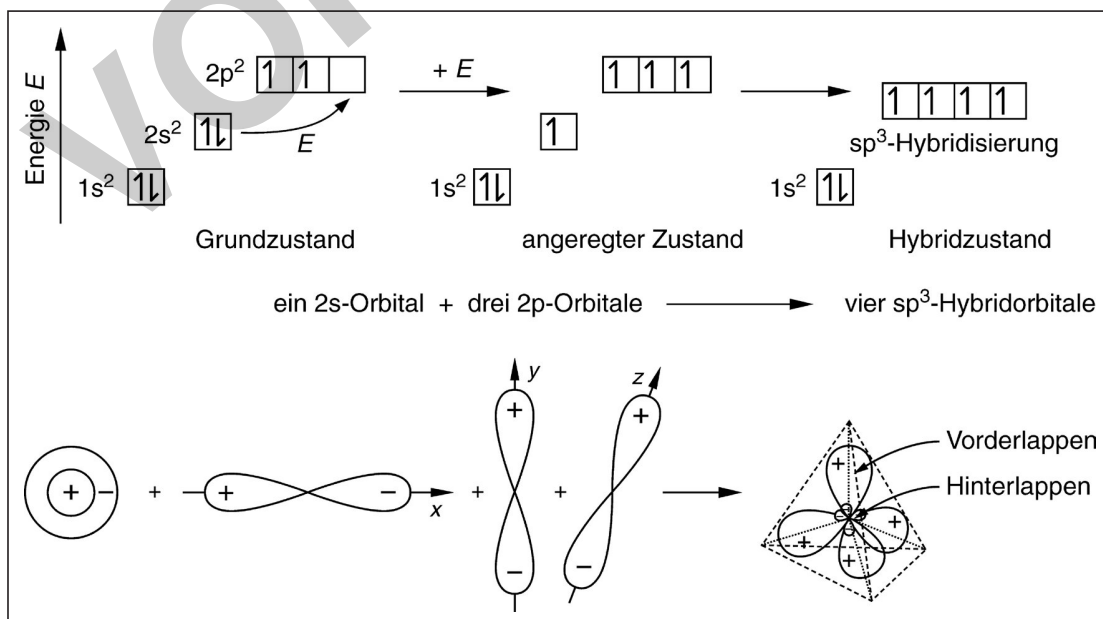



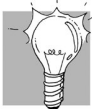

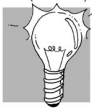
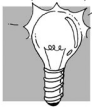


Abb. 1: Hybridisierungsschema der Orbitale auf der Außenschale eines C-Atoms nach L. Pauling (1931)

Hausaufgabe: Zeichnen und beschreiben Sie das Orbitalbild des Methanmoleküls unter Verwendung der Fachbegriffe „Hybridisierung“ und „sp³-Hybridorbitale“.

M 8b Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen – Hilfefkarten

✂	 <p>Tipp 1</p>	<p>Schauen Sie sich die einzelnen Verbindungsstäbe im Kugel-Stab-Modell des Methanmoleküls an. Sie stellen die Elektronenpaarbindungen zwischen den H-Atomen und dem zentralen C-Atom dar. Überlegen Sie sich, welche Orbitale des H-Atoms und des C-Atoms überlappen und damit diese Bindungen ausbilden.</p>
✂	 <p>Tipp 2</p>	<p>Lesen Sie den Info-Text (M 8a) noch einmal und benennen Sie jetzt den Bindungstyp aller vier Bindungen im Methanmolekül.</p>
✂	 <p>Tipp 3</p>	<p>Schauen Sie sich die beteiligten Orbitale der Atombindungen im Methanmolekül an (z. B. aus dem Molekülbaukasten) und vergegenwärtigen Sie sich die Überlappung von jeweils zwei Orbitalen und damit die Ausbildung einer chemischen Bindung. Nennen Sie jetzt das Merkmal dafür, dass diese vier σ-Bindungen gleichwertig sind.</p>
✂	 <p>Tipp 4</p>	<p>Das zentrale C-Atom im Methanmolekül ist mit vier Bindungspartnern verbunden, und zwar über vier gleichwertige σ-Bindungen durch Überlappung von vier sp^3-Hybridorbitalen mit je einem 1s-Orbital eines H-Atoms. Die Anzahl der Bindungspartner legt also die Anzahl an gleichwertigen Bindungen zum C-Atom fest. Ermitteln Sie jetzt die Anzahl der Bindungen und Bindungspartner der C-Atome und die Anzahl der gleichwertigen Bindungen der einzelnen C-Atome bei Ethan, Ethen und Ethin. Wie viele Hybridorbitale werden also zur Darstellung gleichwertiger Bindungen in diesen Molekülen benötigt?</p>
✂	 <p>Tipp 5</p>	<p>Führen Sie jetzt die Hybridisierung nach gelerntem Schema (M 7) ausgehend vom Grundzustand des C-Atoms durch. Zur Darstellung einer bestimmten Anzahl an gleichwertigen Bindungen werden entsprechend viele gleichwertige Hybridorbitale benötigt.</p>
✂	 <p>Tipp 6</p>	<p>Identifizieren Sie das Orbital/die Orbitale, das/die eventuell nicht an der Hybridisierung teilgenommen hat/haben.</p>
✂	 <p>Tipp 7</p>	<p>Welche und wie viele Bindungen sind also im Ethan-, Ethen- bzw. Ethinmolekül vorhanden? Nennen Sie die Merkmale für eine σ- und eine π-Bindung. Lesen Sie dazu den Info-Text (M 8a) noch einmal.</p>
✂		