

Unterrichtseinheiten zur Quantenchemie und Chemie farbiger Stoffe

August 2025

Die Unterrichtseinheiten zur Quantenchemie und Chemie farbiger Stoffe werden gerade vom Autor in einer dritten Auflage bearbeitet. Für den Zentralkurs der Chemielehrerinnen und Chemielehrer 2026 am Gymnasium Lerbermatt stehen aus den umfangreichen Unterlagen zwei Module mit Begleitmaterial zur Verfügung.

G. Baars

Aegertenstrasse 6

CH 3005 Bern

E-Mail: guenter.baars@bluewin.ch

1 Einleitung

Der Schlüssel zum Verständnis der Wissenschaft Chemie ist die Entstehung der Protonen, Neutronen (up- und down-Quarks) und Elektronen kurz nach dem Urknall. Sie sind die dominierenden Bausteine des gesamten sichtbaren Universums und damit auch aller Stoffe der belebten und unbelebten Natur auf unserer Erde. Aufgrund ihrer Ladung üben Protonen und Elektronen Kräfte untereinander aus: Coulomb- (elektrostatische) Kräfte. Verknüpft mit der Tendenz zum Energieminimum und der Frage nach der Wahrscheinlichkeit eines Stoffsystems, lässt sich der Inhalt eines Chemielehrgangs verstehen. Die Schülerinnen und Schüler erleben damit die Chemie nicht als eine Anhäufung von Formeln und Begriffen, sondern als eine Wissenschaft, die auf zwei Gesetzmässigkeiten beruht: den Coulomb-Kräften sowie der Wahrscheinlichkeit ungeordneter Teilchenbewegung, später zusammengefasst in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung bzw. im Zweiten Hauptsatz der Thermodynamik. [1]

Ein moderner Chemieunterricht sollte jedoch noch einen Schritt weiter gehen und den Schülerinnen und Schülern exemplarisch zeigen, dass mithilfe der Quantenchemie ein tieferes Verständnis der chemischen Bindung und der sich daraus ableitenden Eigenschaften von Stoffen möglich ist. Gleichzeitig wird dadurch die überragende praktische Bedeutung dieser Theorie sichtbar: Elektronenmikroskop, Rastertunnel- und Kraftmikroskope, bildgebende Verfahren in der Medizin, Laser, Photovoltaik, Mikroelektronik usw.

Eine Einführung in die Quantenchemie lässt sich durchführen, wenn ein strukturiertes Atommodell und die daran anschliessende Bindungslehre bereits im Unterricht behandelt wurden. Diese Grundlagen genügen, um anhand einfacher Experimente den Welle-Teilchen-Dualismus für Licht und Elektronen verständlich zu machen. Damit lassen sich die

Wellenfunktionen des Wasserstoff-Atoms (Grundzustand und angeregte Zustände) sowie die Elektronenpaarbindung im Wasserstoff-Molekül behandeln und die dabei erworbenen Kenntnisse auf Mehrelektronensysteme wie die Moleküle der Elemente der 2. Periode des Periodensystems sowie auf die Farbigkeit von Stoffen übertragen. [2], [3]

In den achtziger Jahren des letzten Jahrhunderts wurden verschiedene Unterrichtseinheiten zu den Themen «Quantenchemie und chemische Bindung», «Quantenchemie und organische farbige Stoffe» sowie «Quantenchemie und Pigmente» verfasst. Diese Unterrichtseinheiten liegen auch als Leitprogramme vor, wie sie an der ETHZH und am Departement für Chemie und Biochemie der Universität Bern entwickelt wurden. In einer umfassenden Feldstudie konnten zahlreiche Rückmeldungen zu den Texten und zu ihrer Brauchbarkeit im Unterricht eingeholt werden [4]. Dies führte zu einer völligen Neubearbeitung und Neugliederung der Unterrichtseinheiten.

1 Gliederung der Unterrichtseinheiten «Quantenchemie und Chemie farbiger Stoffe»

- 4 Module
- 2 Leitprogramme mit Tutorienfragen
- zusätzlich Übungen mit Lösungen sowie Powerpoint-Präsentationen

1.1 Module

Die vier Module sind für einen lehrerorientierten Unterricht konzipiert (Abb. 1).

Modul 1	Modul 2	Modul 3	Modul 4
Wellen, Licht und Elektronen → Einführung in die Quantenchemie	Quantenchemie und chemische Bindung	Quantenchemie und organische farbige Stoffe	Quantenchemie und Pigmente

Abb. 1 Themen der Module

Das grundlegende Modul 1 (Wellen, Licht und Elektronen) lässt sich je nach Bedarf mit den drei anderen Modulen kombinieren (Abb. 2). Hinsichtlich des Zeitaufwands für zwei Module muss man mit etwa 20 bis 25 Lektionen rechnen, wenn der Inhalt des Moduls 1 noch nicht im Physikunterricht behandelt worden ist. Ergänzt werden die Module durch Powerpoint-Präsentationen und zusätzliche Übungen mit Lösungen.

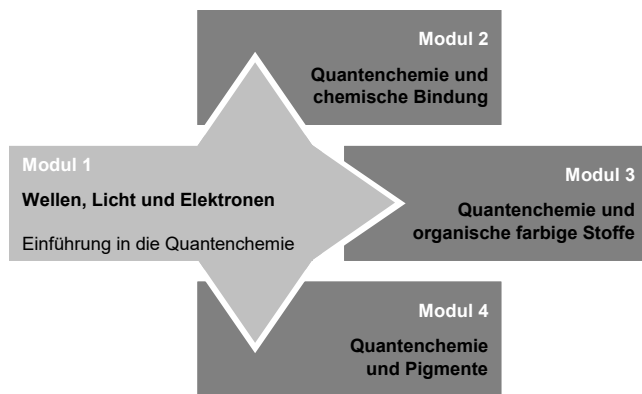


Abb. 2 Verknüpfung der Module

1.2 Leitprogramme

Die beiden Leitprogramme (LP), die für individuelles Lernen der Schülerinnen und Schüler gedacht sind, enthalten jeweils die Inhalte von zwei Modulen. So umfasst das LP «Quantenchemie und chemische Bindung» die Module 1 und 2, «Quantenchemie und organische farbige Stoffe» die Module 1 und 3 (Abb. 3). Dazu gehören ausserdem Tests, Powerpoint-Präsentationen sowie zusätzliche Übungen mit Lösungen. Für ein Leitprogramm sind ebenfalls etwa 20 bis 25 Lektionen nötig.

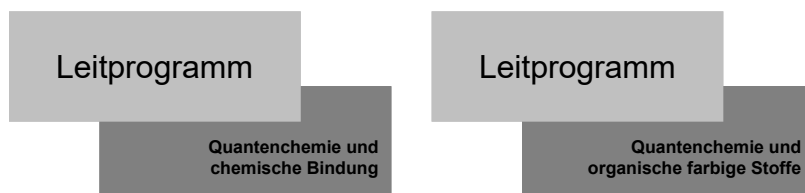


Abb. 3 Themen der Leitprogramme

2 Module

2.1 Modul 1: Wellen, Licht und Elektronen; Einführung in die Quantenchemie

Kapiteleinteilung

- 1 Wellen
- 2 Licht als Wellen- und Teilchenerscheinung
- 3 Elektronen als Teilchen- und Wellenerscheinung
- 4 Zusammenfassung der experimentellen Ergebnisse von Kapitel 2
- 5 Anhang

Inhalt

Ausgangspunkt ist eine kurze Einführung in die Wellenlehre mithilfe einer Slinky-Feder, die wie ein Vorhang an der Zimmerdecke aufgehängt ist: Longitudinal- und Transversalwellen; fortschreitende harmonische Wellen; konstruktive und destruktive Interferenz. Als Ergebnis stellt man fest, dass schwingungsfähige Systeme nur ganz bestimmte stehende Wellen ausbilden können.



Abb. 4 Slinky-Feder zur Demonstration von Wellen

Die Beugung von Licht einer Kerze, durch einen Fingerspalt betrachtet, eines Lasers an einem Spalt und einer runden Öffnung, bedingt ein Wellenmodell als Erklärung. Der Fotoeffekt, an einer einfachen Versuchsanordnung demonstriert, lässt sich hingegen nur verstehen, wenn man Licht als einen Teilchenstrahl ansieht. Interessant ist in diesem Zusammenhang, dass das Quadrat der Amplitude der Lichtwelle (Wellenmodell) der Wahrscheinlichkeit entspricht, ein Photon (Teilchenmodell) in einem Beugungsmuster anzutreffen.

Kathodenstrahlen, die sich von einem positiven Pol ablenken lassen, zeigen den Teilchencharakter von Elektronen. Linienspektren des Wasserstoff- oder Heliumlichts sowie ein durch einen Elektronenstrahl hervorgerufenen Beugungsmuster deuten dagegen auf die Welleneigenschaften von Elektronen hin.

Beugungsmuster und Linienspektren lassen erkennen, dass Elektronensysteme mit einem Wellenmodell beschrieben werden müssen. Ein Atom ist demnach ein schwingungsfähiges System, in dem die Elektronen als stehende Wellen (Materiewellen) nur ganz bestimmte (diskrete) Energiezustände einnehmen können. In Anlehnung an das Licht postulierte *Max Born* (1882-1970), dass die Wahrscheinlichkeit, ein Elektron in einem bestimmten Raumvolumen anzutreffen (Aufenthaltswahrscheinlichkeit), dem Quadrat der Amplitude der Materiewelle direkt proportional ist. [5]

Einsatz im Unterricht

Das Modul 1 ist die Grundlage für die Verwendung der drei weiteren Module. Die Kapitel 1 bis 4 müssen also auf jeden Fall bearbeitet werden. Kapitel 5 enthält neben alphabetisch angeordneten Zeichen, Einheiten, Konstanten und Formeln einen Zeitungsartikel zu *Louis de Broglie* (1892-1987) [6], Zitate zur Quantenchemie sowie eine «Herleitung» der Schrödinger-Gleichung. Letztere ist jedoch als Hintergrundinformation für die Lehrpersonen gedacht.

Als Ergänzungen stehen eine Powerpoint-Präsentation sowie zusätzliche Übungen zur Verfügung. Zeitbedarf ca. fünf Lektionen.

2.2 Modul 2: Quantenchemie und chemische Bindung

Kapiteileinteilung

- 1 Die Wellenfunktionen des Wasserstoff-Atoms
- 2 Die Elektronenpaarbindung im Wasserstoff-Molekül
- 3 Mehrelektronensysteme
- 4 Anhang

Inhalt

Das Elektron im Wasserstoff-Atom lässt sich als stehende Welle beschreiben und kann deshalb nur ganz bestimmte (diskrete) Energiezustände einnehmen. Die Wellenfunktionen für den ersten und zweiten Energiezustand (ψ_{1s} , ψ_{2s} , ψ_{2p_x} , ψ_{2p_y} , ψ_{2p_z}) werden detailliert vorgestellt und diskutiert. Die Schülerinnen und Schüler lernen dabei anhand der zur Verfügung stehenden Abbildungen, Simulationen und mithilfe von Powerpoint-Präsentationen, wie man Funktionswerte einer Wellenfunktion räumlich darstellt. Dadurch erhält man die geometrischen Orte aller Punkte mit dem gleichen Wert für ψ (Abb. 5). Das Auffinden der Wellenfunktion ψ_{1s} sowie die Berechnung der Energien (potenzielle, kinetische und Gesamtenergie) sind im Kapitel 4 in allen Details (für die Lehrpersonen) ausgeführt.

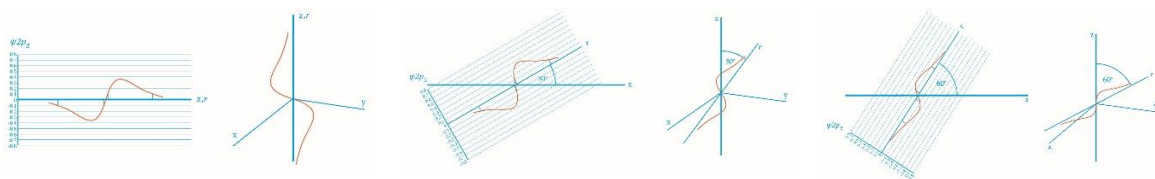


Abb. 5a Darstellung der Wellenfunktion ψ_{2p_z} entlang sowie 30° und 60° von der z-Achse entfernt; gekennzeichnet sind die Funktionswerte $\psi_{2p_z} = \pm 0.01$

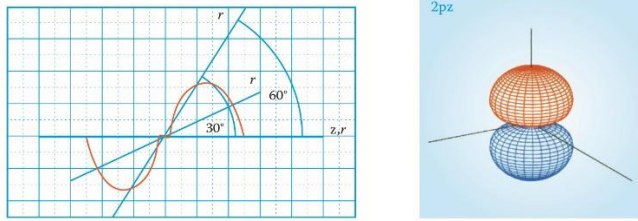


Abb. 5.b Übereinanderprojektion der Funktionswerte $\psi_{2p_z} = \pm 0.01$ (Abb. 5a) und Drehung um 360° in alle Raumrichtungen ergibt den geometrischen Ort aller Punkte mit dem Funktionswert $\psi_{2p_z} = \pm 0.01$

Die Orbitale (Einelektronenwellenfunktionen) der Mehrelektronensysteme sind den Wellenfunktionen des Wasserstoff-Atoms sehr ähnlich in Bezug auf Anzahl und Art der Knotenflächen, die räumliche Form sowie die Anzahl Wellenfunktionen pro Energiestufe (Elektronenschale). Man hat deshalb die Bezeichnungen s, p, d und f vom H-Atom für die Mehrelektronensysteme übernommen und mit dem Aufbau des Periodensystems korreliert. **Hingegen sind die Orbitale der Elektronen von Mehrelektronensystemen nicht mehr observabel, da sie mathematisch nicht exakt lösbar sind.**

Aus den Einelektronenwellenfunktionen erhält man über die Elektronendichte die Aufenthaltswahrscheinlichkeit eines Elektrons in einem beliebigen Raumvolumen und die radiale Aufenthaltswahrscheinlichkeit in Kugelschalen gleicher Dicke mit unterschiedlichem Abstand zum Atomkern. Daraus folgt eine moderne Interpretation der Elektronenschale: eine Kugelschale, in der die Wahrscheinlichkeit ein Elektron anzutreffen ein Maximum ist. Die Herleitung und Interpretation sind für den Grundzustand und den ersten angeregten Zustand eines H-Atoms ausführlich dargestellt. Die potenzielle, kinetische und Gesamtenergie für den Grundzustand werden diskutiert (Virial-Theorem; Berechnung im Anhang Kapitel 4) und mit der Ionisierungsenergie (Tabellenwert) verglichen.

Den Abschluss der Unterrichtseinheit bildet die quantenchemische Beschreibung der Elektronenpaarbindung (Atombindung) zwischen zwei Wasserstoff-Atomen: Zwei Elektronenwellen können sich konstruktiv überlagern. Dadurch nimmt die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen zwischen zwei Atomrümpfen bei einer Atombindung zu. Die neuen, stärkeren anziehenden Kräfte sind für den energieärmeren Zustand verantwortlich. [7] – [13]

Geübt wird diese Modellvorstellung an den zweiatomigen Molekülen der Elemente der 2. Periode. Dabei lässt sich u. a. verständlich machen, weshalb ein Sauerstoff-Molekül ein

Diradikal ist und deshalb paramagnetische Eigenschaften aufweist. In der Lewis-Schreibweise, bei der alle Elektronen gepaart sind, lässt sich dies nicht feststellen.

Einsatz im Chemieunterricht

Das Modul 2 erfordert viel Durchhaltevermögen von Seiten der Schülerinnen und Schüler wie auch der Lehrkraft. Es hat sich jedoch in vielen Jahren der Unterrichtspraxis gezeigt, dass nach Abschluss des Moduls die Befriedigung und der Stolz über die geleistete Anstrengung von beiden Seiten sehr gross sind. Zahlreiche mündliche und schriftliche Rückmeldungen haben dies bestätigt.

Nach dem Modul 1 «Wellen Licht und Elektronen» sollte ohne grossen zeitlichen Unterbruch mit der Unterrichtseinheit «Quantenchemie und chemische Bindung» begonnen werden. Die Kapitel 1 und 2 enthalten die wesentlichen Aussagen über Wellenfunktionen, die Energieverhältnisse, die Aufenthaltswahrscheinlichkeiten und die Bindung im Wasserstoff-Molekül. Bei Zeitmangel kann auf das Kapitel 3 verzichtet werden. Von Schülerinnen- und Schülerseite wurde jedoch immer wieder betont, dass gerade dieses Kapitel sehr eindrücklich zeigt, wie die am Wasserstoff-Atom erarbeiteten Kenntnisse sich auf neue Fragestellungen (Moleküle der Elemente der 2. Periode) übertragen lassen.

Vom Kapitel 4 (Anhang) ist für die Schülerinnen und Schüler nur der Abschnitt 4.1 (Zeichen, Einheiten, Konstanten und Formeln) relevant. Die Abschnitte 4.2 und 4.3 sind primär für die Hand der Lehrpersonen gedacht. Einige Übungsaufgaben sowie die Aufgaben von Abschnitt 4.4 benötigen für die Lösungen die Grundlagen der Analysis. Hier ist die Zusammenarbeit mit einer Mathematiklehrperson von Vorteil. Für die Erarbeitung des Moduls sind etwa 18 Lektionen nötig.

Als Ergänzung stehen drei Powerpoint-Präsentationen zur Verfügung.

2.3 Modul 3: Quantenchemie und organische farbige Stoffe

Kapiteleinteilung

- 1 Die Farbigkeit von Stoffen
- 2 Der eindimensionale Kasten: das Elektronengas-Modell
- 3 Das Elektronengas-Modell und Polyene
- 4 Die Bedeutung der Endgruppen am Beispiel der Phenylpolyenale und ihrer Farbsalze
- 5 Anhang

Inhalt

Die Farbigkeit von Carotinoiden, Cyaninen, Polyenen, Phenylpolyenalen und ihren Farbsalzen kann mit dem Elektronengas-Modell verständlich gemacht werden. Die betrachteten Moleküle sind linear und weisen Systeme konjugierter Doppelbindungen auf. Unterschiede bestehen bei den einzelnen Stoffklassen nur in der Länge der Moleküle und bei den Endgruppen.

Die mehr oder weniger delokalisierten Elektronen werden im Wellenmodell und mit dem Gedankenmodell des eindimensionalen Kastens als stehende Wellen behandelt. Jede der entsprechenden Wellenfunktionen beschreibt maximal zwei Elektronen (Pauli-Prinzip) und entspricht einer ganz bestimmten Energie (Quantelung). Wenn ein Molekül oder Molekülion eines farbigen Stoffs Energie aus dem sichtbaren Licht absorbiert, gelangt ein Elektron aus dem höchsten besetzten in den tiefsten unbesetzten Energiezustand (HOMO-LUMO-Übergang) dient zur Berechnung der maximal absorbierten Wellenlänge $\lambda_{\max}$. Die so erhaltenen Wellenlängen bzw. Absorptionsenergien (Anregungsenergien E_{ber}) stimmen bei den wenigsten farbigen Stoffen mit den Messwerten (λ_{exp} , E_{exp}) überein. Nur wenn die Elektronen vollständig delokalisiert sind, z. B. bei den Cyaninen, treffen die Voraussagen ein. Die Differenz zwischen der berechneten Anregungsenergie und den gemessenen Werten (V_{kor}) kann als Mass dafür interpretiert werden, wie gut die Elektronen delokalisiert sind. Die von der Lehrkraft synthetisierten Phenylpolyenale $\text{C}_6\text{H}_5\text{-(CH=CH)}_j\text{-CHO}$ mit drei, fünf und sieben konjugierten Doppelbindungen (**Synthesevorschriften Modul 3 Abschnitt 5.3**) werden als Modellsubstanzen verwendet. Die Carbonylgruppe lässt sich protonieren und anschliessend mit einem Amin zur Reaktion bringen. So entstehen durch kleine Veränderungen im Molekül verschiedenfarbige Salze. Phenylpolyenale dienen ausserdem als Modell für das Verständnis des Sehvorgangs im menschlichen Auge. Mithilfe von Polyenen, Cyaninen sowie Phenylpolyenalen und ihren Farbsalzen ermitteln die Schülerinnen und Schüler experimentell und mit tabellierten Werten eine Rangordnung der Endgruppen hinsichtlich ihrer Fähigkeit, die Delokalisierung von Elektronen zu verbessern. Dadurch wird der Einfluss der Endgruppen, neben der Länge des Systems konjugierter Doppelbindungen, in den Farbstoffmolekülen bzw. Farbstoffmolekülionen sichtbar. [5], [14] – [18]



Abb. 6 Phenylpolyenale und ihre Farbsalze (Foto: Roger Deuber)

Einsatz im Unterricht

Nach dem Modul 1 «Wellen, Licht und Elektronen» sollte ohne grossen zeitlichen Unterbruch mit der Unterrichtseinheit «Quantenchemie und organische farbige Stoffe» begonnen werden. Dazu müssen die Phenylpolyenale bereits synthetisiert sein (Synthesevorschrift im Abschnitt 5.3 des Moduls). Die Farbstoffe sind mehrere Jahre haltbar, wenn sie möglichst wenig verunreinigt sind und im Kühlschrank aufbewahrt werden.

Damit ist schon gesagt, dass die Abschnitte 5.3 und 5.4 (Rechnungen zum eindimensionalen Kasten) nicht zum eigentlichen Unterrichtsgeschehen gehören.

Als Ergänzung stehen eine Powerpoint-Präsentation sowie zusätzliche Übungen zur Verfügung. Zeitbedarf etwa 18 Lektionen.

2.4 Modul 4: Quantenchemie und Pigmente

Kapiteileinteilung

- 1 Der Malkasten im Periodensystem
- 2 Einführung in Licht und Farbe
- 3 Elektronenübergänge «an Ort»: d-d-Übergänge
- 4 Elektronenübergänge zwischen zwei Teilchen: Charge-Transfer-Prozesse
- 5 Elektronenübergänge im Festkörper
- 6 Anhang

Inhalt

Die Schülerinnen und Schüler wählen zu Beginn der Unterrichtseinheit je ein Element aus, mit dessen Farbsalzen sie dann ein Fresko malen. Dadurch wird der Umgang mit gelöschtem Kalk, Mörtel und Malmaterialien gelernt und geübt. Als Ergebnis dieser praktischen Tätigkeit entsteht ein farbiges Periodensystem, das natürlich viele Lücken enthält.



Abb. 7 Ausschnitte aus einem «farbigen Periodensystem»

Die Farbigkeit von Pigmenten beruht darauf, dass ein Teil des sichtbaren Lichts absorbiert wird, wodurch ein Elektron in einen energiereicheren Zustand übergeht. Das Modul vermittelt deshalb schwerpunktmässig die drei Möglichkeiten (Modellvorstellungen) des Elektronenübergangs: d-d-Übergänge innerhalb eines Metallions; Charge-Transfer-Prozesse, die die Übergänge zwischen Zentralteilchen und Liganden eines Komplexes beschreiben; Elektronenübergänge zwischen den Bändern eines Feststoffs. Fast alle im farbigen Periodensystem verwendeten Pigmente lassen sich mit einem dieser Modelle beschreiben. [5], [19] – [21]

Einsatz im Unterricht

Im Modul 4 «Quantenchemie und Pigmente» stehen die d-Orbitale im Mittelpunkt der Erörterungen. Die Grundlage zu ihrem Verständnis bildet zum einen das Modul «Wellen, Licht und Elektronen». Zum andern müssen sich die Schülerinnen und Schüler intensiv mit der Frage beschäftigen, wie man die Elektronen in einem Atom mithilfe von Wellenfunktionen beschreiben kann. Dazu genügt eine exemplarische Betrachtung der ψ_{1s} -Wellenfunktion des Elektrons im Wasserstoff-Atom im Grundzustand. Die entsprechenden Details (Gesamtenergie, kinetische und potenzielle Energie; Elektronendichte; radiale Elektronendichte; Aufenthaltswahrscheinlichkeit) sind im Abschnitt 1.2 des Moduls 2 «Quantenchemie und chemische Bindung» enthalten. Anschliessend kann man direkt zu den Abschnitten 1.5 und 1.6 übergehen. Wichtig ist dabei die Kenntnis der räumlichen Darstellung der d-Wellenfunktionen. Schliesslich benötigt man zum Verständnis der Elektronenübergänge zwischen Bändern noch Kapitel 2 des Moduls «Quantenchemie und chemische Bindung».

Vom Chemieunterricht her wissen die Schülerinnen und Schüler, dass die neu hinzukommenden Elektronen der Atome der Nebengruppenelemente Sc bis Zn (4. Periode)

die vorletzte Elektronenschale auf 18 Elektronen auffüllen. Neu ist, dass diese Elektronen mit d-Orbitalen (Wellenfunktionen) beschrieben werden.

Für die Herstellung von Fresken ist es wichtig, dass die Lehrkraft rechtzeitig die dazu benötigten Materialien bereitstellt: Tonkacheln, Spachteln, Maurerhobel, Plastikschalen, gelöschten Kalk, Pigmente usw. (vgl. Abschnitt 1.2 des Moduls 4 «Quantenchemie und Pigmente»). Ausserdem sollte ein paar Wochen vor Beginn der Bearbeitung des Moduls 4 genügend gebrannter Kalk mit Wasser (= gelöschter Kalk) angerührt werden.

Als Ergänzung stehen Powerpoint-Präsentationen sowie zusätzliche Übungen zur Verfügung. Zeitbedarf ca. 20 bis 25 Lektionen (einschliesslich Modul 1 und den Ergänzungen des Moduls 2).

2.5 Leitprogramm Quantenchemie und chemische Bindung

Kapiteileinteilung

- 1 Eine kleine Einführung in die Wellenlehre
- 2 Licht und Elektronen als Teilchen- und Wellenerscheinung
- 3 Das Wasserstoff-Atom
- 4 Die Atombindung im Wasserstoff-Molekül
- 5 Mehrelektronensysteme
- 6 Moleküle der Elemente der 2. Periode
- 7 Anhang

Das Leitprogramm enthält die Inhalte der Module 1 und 2. [4]

2.6 Leitprogramm Quantenchemie und organische farbige Stoffe

Kapiteileinteilung

- 1 Eine kleine Einführung in die Wellenlehre
- 2 Licht und Elektronen als Teilchen- und Wellenerscheinung
- 3 Die Farbigkeit von Stoffen
- 4 Wir sperren π -Elektronen in einen Kasten; das Elektronengas-Modell
- 5 Elektronengas-Modell und Polyene
- 6 Die Bedeutung der Endgruppen am Beispiel der Phenylpolyenale und ihrer Farbsalze
- 7 Die Grenzen unserer Modellvorstellung am Beispiel indigoider Stoffe
- 8 Anhang

Das Leitprogramm enthält die Inhalte der Module 1 und 3. [5]

2.7 Einsatz eines Leitprogramms im Unterricht

Die Schülerinnen und Schüler erhalten zu Beginn der Unterrichtseinheit den gesamten Text des Leitprogramms. Da die Schülerinnen und Schüler die einzelnen Kapitel in unterschiedlichem Tempo bearbeiten, ist es wichtig, in der Chemieabteilung Orte zu finden, an denen Versuchsaapparaturen über längere Zeit stehen bleiben können. Es hat sich auch als sehr vorteilhaft erwiesen, die Handhabung komplizierter Experimente (Kathodenstrahlrohr, Elektronenbeugungsröhre, Photoelektrischer Effekt u. a.) «schnellen» Schülerinnen und Schülern beizubringen und sie anschliessend als Tutoren einzusetzen, die ihre Schulkolleginnen und Schulkollegen in den Gebrauch der Versuchsvorrichtungen einführen. Die Kapiteltests (mindestens zwei pro Kapitel) sind in kopierfähigen Exemplaren vorhanden (Kapiteltests für den Tutor: Aufgaben und Lösungen). Jede Schülerin, jeder Schüler erhält die Aufgaben nach dem Studium eines Kapitels und löst sie direkt auf dem Blatt, das anschliessend der Lehrperson zurückgegeben wird. Diese korrigiert die Antworten möglichst rasch und gibt bei Bestehen des Tests grünes Licht zur Bearbeitung des nächsten Kapitels. Ansonsten muss das Kapitel nochmals während einer Lektion studiert werden, mit darauf folgender Bearbeitung eines neuen Tests. Die Antworten (für die Lehrpersonen) findet man im Anschluss an die Aufgaben.

Als Ergänzung stehen vier Powerpoint-Präsentationen sowie zusätzliche Übungen mit Lösungen zu Verfügung.

Zeitbedarf ca. 23 Lektionen

3 Schlussbemerkung

Die Unterrichtseinheiten «Quantenchemie und Chemie farbiger Stoffe» lassen sich natürlich auch als «Steinbruch» benutzen. So sind **die Inhalte der Powerpoint-Präsentationen, wie Abbildungen, Simulationen usw., frei verfügbar**. Individuelle kleine Unterrichtseinheiten wie Welle-Teilchen-Dualismus, quantenchemische Sicht der Elektronenpaarbindung, Modellvorstellung des eindimensionalen Kastens, bildliche Darstellung von Orbitalen usw. lassen sich mit dem vorhandenen Material leicht zusammenstellen. Ebenso können Rechenaufgaben verschiedenen Schwierigkeitsgrads im Mathematikunterricht als praktische Anwendungen gelöst werden. Schliesslich lässt sich das Modul «Wellen, Licht und Elektronen» auch im Physikunterricht einsetzen.

Literatur

- [1] Baars, G., Deuber, R. (2024). Chemie für das Gymnasium. hep-Verlag. Bern. Dritte Auflage
- [2] Bader, F. (2000). Quantenmechanik macht Schule. Physikalische Blätter, 56/10. 719 – 737.
- [3] Christen, H. R., Baars, G. (2008). Chemie. 808 Seiten. hep-verlag, Bern; kostenlos erhältlich unter www.hep-verlag.ch/chemie-zusatzmaterial-lehrpersonen
- [4] Baars, G. (2010). Quantenchemie und Chemie farbiger Stoffe mit Heisenberg und Einstein. Reihe Lehrkustdidaktik; kostenlos erhältlich unter www.hep-verlag.ch/chemie-zusatzmaterial-lehrpersonen.
- [5] De Broglie, L. (1950). Licht und Materie. Fischer. Frankfurt am Main, Hamburg.
- [6] Feynman, R. (1989). The Character of Physical Law. M. I. T. Press. Cambridge, Massachusetts, London.
- [7] George, D. V. (1972). Principles of Quantum Chemistry. Pergamon Press. New York, Toronto, Oxford, Sydney, Braunschweig.
- [8] Hediger, H.J. (1975). Skizze des wellenmechanischen Bindungsmodells.
- [9] Heisenberg, W. (1930). Die physikalischen Prinzipien der Quantentheorie. Hirzel. Leipzig.
- [10] Heisenberg, W. (1981). Der Teil und das Ganze. Piper. München, Zürich.
- [11] Preuss, H., Reimann, A. (1990). Atom- und Molekülorbitale. Diesterweg, Sauerländer. Frankfurt am Main, Aarau, Salzburg.
- [12] Primas, H. (1983). Chemistry, Quantum Mechanics and Reductionism. Springer. Berlin, Heidelberg, New York, Tokyo.
- [13] Baars, G. (2008). Handbuch der experimentellen Chemie, Sekundarbereich II. Band 10: Funktionelle Gruppen, Fette, Farbstoffe. Aulis Verlag Deubner. Köln. 277 – 365.
- [14] Nassau, K. (2001). The Physics and Chemistry of Colour. The Fifteen Causes of Colour. John Wiley & Sons. New York, Chichester, Weinheim, Brisbane, Singapore, Toronto. Second Edition.
- [15] Zollinger, H. (1999). Colour. A multidisciplinary approach. Wiley-VCH. Weinheim, New York, Chichester, Brisbane, Singapore, Toronto.
- [16] Kabuss, S. (1988). Struktur und Farbe organischer Farbstoffe. Chemie, Experimente, Vorträge, Informationen. Deutscher Verein zur Förderung des mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterrichts e. V.

- [17] Baars, G. (2010). Phenylpolyenale, ein Schlüssel zum Verständnis der Farbigkeit von Stoffen. Praxis der Naturwissenschaften, Chemie. 8/59. 13 – 19.
- [18] Doerner, Max. (1994). Malmaterialien und seine Verwendung im Bilde. Ferdinand Enke Verlag. Stuttgart. Achtzehnte Auflage, neu bearbeitet von Hoppe, Th.
- [19] Finlay, V. (2003). Das Geheimnis der Farben. Eine Kulturgeschichte. Ullstein Heyne List GmbH & Co. KG. München. 2. Auflage.
- [20] Weissenhorn, R. G. (1988). Chemie und Freskomalerei. Praxis der Naturwissenschaften Chemie. 7/37. 10 – 31.

Prof. Dr. Dr. h. c. Günter Baars

Studium der Chemie, Geografie und Geologie. Gymnasiallehrer und Chemiedidaktiker, Flad-Preisträger der Gesellschaft Deutscher Chemiker sowie Balmer-Preisträger der Schweizerischen Chemischen Gesellschaft, Ehrendoktor der Universität Bern. Autor mehrerer Chemiebücher, Publikationen zur Chemiedidaktik. Forschungsschwerpunkte: Grundlagenfach Chemie sowie Quantenchemie und Chemie farbiger Stoffe für die Sekundarstufe II.