

Systeme delokalisierter Elektronen

Ein experimenteller Zugang

G. Baars

Die Modellvorstellung von Systemen delokalisierter Elektronen ermöglicht es, Schülerinnen und Schülern zahlreiche Phänomene wie die Farbigkeit von Stoffen oder Energiebetrachtungen zu biochemischen Reaktionen verständlich zu machen. Dieser Artikel zeigt dazu einen Weg auf, der sich im Unterricht an der SII bewährt hat.

Stichwörter: Substitutions- und Additionsreaktionen, konjugierte Doppelbindungen, delokalisierte Elektronen, Farbigkeit, ATP und Energie, Erkenntnisgewinnung

1 Einleitung

Elektronen sind im Chemieunterricht der gymnasialen Oberstufe immer präsent: Sie bilden die Hülle der Atome und man benötigt sie, um die Bindungen in Molekülen verständlich zu machen. Elektronen sind ausserdem nötig, um die Bildung von Ionen zu verstehen oder das Verhalten von Metallen modellmäßig zu beschreiben. Die Eigenschaften von Stoffen schließlich sind im Wesentlichen auf das Verhalten der Elektronen in den kleinsten Bausteinen zurückzuführen.

Mithilfe von Messgeräten kann man den Elektronen Masse und Ladung zuordnen und zeigen, dass sie in Atomen nur ganz bestimmte Energiezustände einnehmen. Das wiederum liegt daran, dass sie sowohl Teilchen- wie Welleneigenschaften aufweisen. Entlassen wir die Elektronen aus unseren Versuchsanordnungen, so können Fragen, wie z.B. nach der Wellen- oder Teilcheneigenschaft des Elektrons, nicht mehr beantwortet werden.

Viele Phänomene machen es nötig, den Elektronen in Molekülen Aufenthaltsräume zuzuordnen, die über den Bereich einer Atombindung hinausreichen. Mit geeigneten Experimenten sowie Daten aus der Literatur kann mit den Schülerinnen und Schülern im Grundlagenfach Chemie (Schweiz: sechs Jahresstunden) die Modellvorstellung delokalisierter Elektronen erarbeitet werden.

2 Das Lehrer-Experiment¹

In einem gut funktionierenden Abzug werden der Reihe nach Heptan (GHS 02, 07, 08, 09), Cyclohexen (GHS 02, 06) und die benzolähnliche Substanz Toluol

(Methylbenzol; GHS 02, 07, 08), im Folgenden als „Benzol“ bezeichnet, mit wenig Brom (GHS 05, 06, 09) versetzt.

Heptan reagiert erst nach längerer Zeit unter Lichteinfluss mit dem Halogen. Ammoniak (GHS 04, 05, 06, 09), über die Reagenzglasöffnung geblasen, erzeugt einen weißen Rauch. Beim Auftropfen von Brom auf das Cyclohexen verschwindet die Farbe des Halogens augenblicklich, ein schwaches Zischen ist zu vernehmen. Mit Ammoniak bildet sich kein weißer Rauch. Erst nach Zusatz von Eisenspänen kommt es zwischen Benzol und Brom zu einer Gasentwicklung. Ammoniak erzeugt, wie bei der Reaktion Heptan + Brom, einen weißen Rauch.



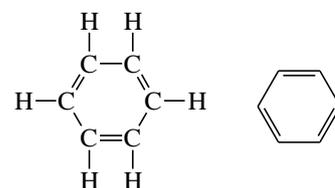
Abb. 1 Nachweis von HBr(g) mit NH₃(g)

3 Auswertung des Experiments

Die Schülerinnen und Schüler kommentieren die Reaktionen zwischen Heptan bzw. Cyclohexen mit Brom. Sie wissen, dass es sich beim Alkan um eine Substitutionsreaktion bzw. beim Cyclohexen um eine Addition handelt. Auch der Nachweis von Hydrogenbromid (GHS

04, 05, 07) mit Ammoniak ist ihnen bekannt.

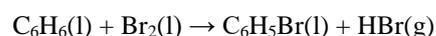
Vor der Reaktion Benzol mit Brom erhalten die Schülerinnen und Schüler die Information, dass Benzol aus Molekülen der Summenformel C₆H₆ besteht und dass ich aus Sicherheitsgründen eine benzolähnliche Verbindung verwende. Wie könnte so ein Molekül aussehen? Die Überlegungen und Voten der Schülerinnen und Schüler führen bald einmal zu dem systematischen Namen „Cyclohexa-1,3,5-trien“:



Lewis-Formel

Skelett-Formel

„Diese Moleküle müssen noch viel heftiger mit Brom reagieren als das Cyclohexen“, ist die einhellige Meinung der Schülerinnen und Schüler. Umso größer ist das Erstaunen, dass keine spontane Reaktion eintritt. Erst die Zugabe von Eisenspänen führt zur Bildung von Hydrogenbromid, das mit Ammoniak nachgewiesen wird. Das „Cyclohexa-1,3,5-trien“ reagiert wie ein Alkan, nicht wie ein ungesättigter Kohlenwasserstoff: Substitution statt Addition.

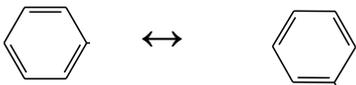


„In den Molekülen kann es keine Doppelbindungen geben“, ist von verschiedenen

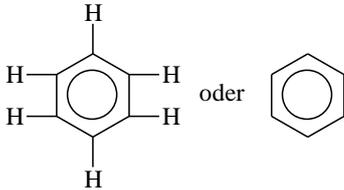
¹ Die Lehrkräfte sind, wie bei jedem Versuch, angehalten, sich über das Gefährdungspotential der

verwendeten Substanzen genauestens zu informieren, Sekundärreaktionen zu berücksichtigen und das Experiment entsprechend durchzuführen.

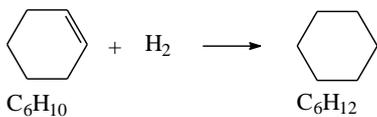
Seiten zu hören. Ich gebe nun die Information, dass die Bindungslängen zwischen den sechs C-Atomen alle gleich sind, und zwar kürzer als Einfach- und länger als Doppelbindungen: C-C 154 pm, C=C 134 pm, im Benzol-Molekül 139 pm. Immer wieder kommt dann mehr oder weniger schnell die Frage, wie sich ein derartiges Molekül darstellen lässt. Die Lewis-Formeln, die nur Einfach- und Mehrfachbindungen kennen, scheinen zu versagen. Ich erkläre den Schülerinnen und Schülern, dass man in so einem Fall mit „klassischen“ Lewis-Formeln Elektronenzustände darstellt, die nicht existieren. Die zwei möglichen Grenzformeln zeigen, dass zwischen jeweils zwei C-Atomen weder eine Doppel- noch eine Einfachbindung existiert. Der wahre Zustand liegt dazwischen. Mithilfe von Skelettformeln geschrieben:



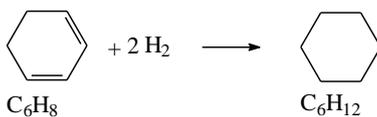
Dass auch eine „unkonventionelle“ Schreibweise möglich ist, will ich den Schülerinnen und Schülern nicht vorenthalten:



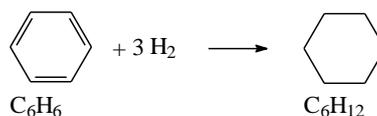
Anschließend betrachten wir die Energiebilanzen für die Hydrierung von Cyclohexen, Cyclohexa-1,3-dien und das hypothetische Cyclohexa-1,3,5-trien:



$$\Delta H = -119.7 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -231.9 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -208.5 \text{ kJ/mol}$$

Die darauf folgende Diskussion führt zu der Schlussfolgerung, dass sowohl das Cyclohexa-1,2-dien und in noch größerem Maße das Cyclohexa-1,3,5-trien

energieärmer sein müssen, als man aufgrund der Lewis-Formeln und im Vergleich zum Cyclohexen vermuten würde. Die Unterschiede betragen: 8.4 kJ/mol bzw. 150.6 kJ/mol. Besonders im Benzol-Molekül C_6H_6 scheint ein sehr energieärmerer Zustand vorzuliegen. Die Energiedifferenz zwischen hypothetischer Grenzformel und dem tatsächlich existierenden Teilchen nennt man Mesomerieenergie, die Modellvorstellung aromatischer Systeme Mesomerie.

Zum Schluss dieser Unterrichtseinheit erhalten die Schülerinnen und Schüler noch die Deutung einer Röntgenstrukturanalyse des Benzol-Moleküls: regelmäßiges Sechseck; Winkel zwischen den Bindungen jeweils 120° ; Aufenthaltswahrscheinlichkeit von sechs Elektronen oberhalb und unterhalb des in einer Ebene liegenden Kohlenwasserstoffrings in drei doppelt besetzten Elektronenwolken (Pauli-Prinzip), in der folgenden Abbildung modellhaft als eine Wolke dargestellt:

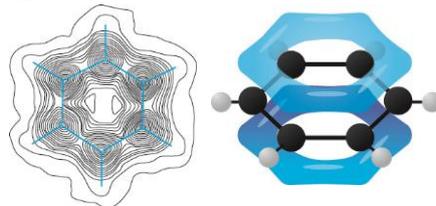


Abb. 2 Links: Röntgenstrukturdiagramm von Benzol; rechts: Modellvorstellung

Berücksichtigt man die Welleneigenschaften von Elektronen, so bedeutet dieser Befund, dass sechs Elektronen eine erhöhte Aufenthaltswahrscheinlichkeit oberhalb und unterhalb der gesamten Rings aufweisen, mit einer Knotenfläche in der Ringebene: Solche Elektronen bezeichnet man als delokalisierte oder π -Elektronen.

Wir fassen zusammen:

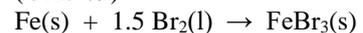
- Konjugierte Doppelbindungen in Lewis- oder Skelett-Formeln weisen auf delokalisierte Elektronen hin.
- Delokalisierte Elektronen führen zu einem energieärmeren Zustand: größerer Abstand zwischen den Elektronen und damit geringere abstoßende Kräfte (minimale potentielle Energie).
- Die „konjugierten Doppelbindungen“ im Sechsering des Benzol-Moleküls deuten auf einen besonders energieärmeren Zustand hin.
- Elektronensysteme mit delokalisierten Elektronen werden durch Grenzformeln (Lewis- oder Skelettformeln) dargestellt, die nicht existierende Elektronenzustände beschreiben. Auch unkonventionelle Schreibweisen sind möglich.

- Die Vorstellung von stehenden Elektronenwellen hilft, die Elektronendichte und Aufenthaltswahrscheinlichkeit der π -Elektronen in einem Benzol-Molekül zu verstehen.
- Aufgrund der delokalisierten Elektronen und des damit verbundenen energieärmeren Zustands findet bei der Reaktion Benzol + Brom eine Substitutionsreaktion statt.

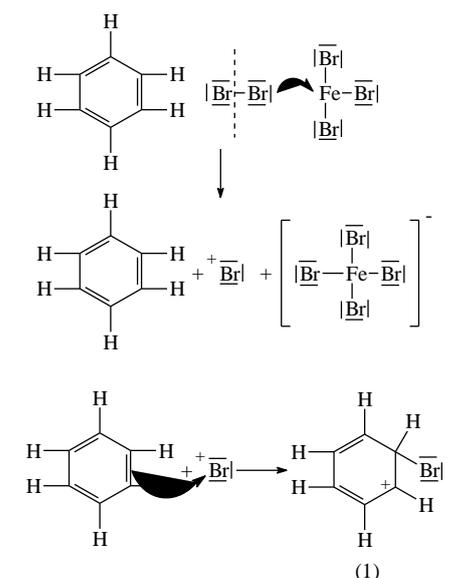
4 Zum Ablauf der Reaktion Benzol + Brom

Den Schülerinnen und Schülern ist klar, dass die Substitutionsreaktion von Hexan mit Brom anders verlaufen muss als die von Benzol. Im ersten Fall ist Licht nötig, im zweiten Fall kommt es erst nach Zugabe von Eisenspänen zu einer Reaktion. Mithilfe von Lewis- und Skelett-Formeln lässt sich der Mechanismus erarbeiten:

Das Eisen reagiert in einem ersten Schritt mit dem Brom zu Eisen(III)-bromid (GHS 09):



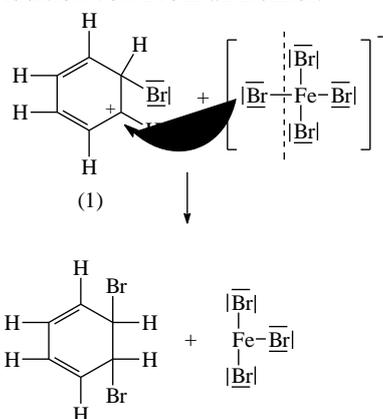
Nähert sich ein Brom- einem Benzol-Molekül, so wird unter dem Einfluss der delokalisierten Elektronen das Halogen-Molekül polarisiert und aufgrund des vorhandenen Eisen(III)-bromids heterolytisch gespalten. Das Eisen(III)-Ion bindet das Bromid-Ion, wobei der Komplex $[\text{Fe}(\text{Br}_4)]^-$ entsteht. Übrig bleibt ein positiv geladenes Bromid-Ion mit nur sechs Außenelektronen, ein Elektrophil. Dieses greift den Benzolring an und wird durch zwei der delokalisierten Elektronen an den Ring gebunden:



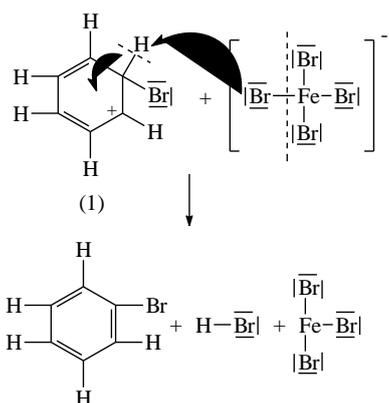
Das Zwischenprodukt (1) hat nun zwei Möglichkeiten, weiter zureagieren. Entweder wird ein Br^- -Ion aus dem Komplex $[\text{Fe}(\text{Br}_4)]^-$ an den Ring gebunden oder der Kern eines H-Atoms (ein Proton) des

Zwischenprodukts verbindet sich mit einem Br^- -Ion zu Hydrogenbromid. Im ersten Fall läge eine Addition vor, das System ringförmig delocalisierter Elektronen wäre nicht mehr vorhanden, im Gegensatz zur zweiten Möglichkeit. Die Diskussion mit den Schülerinnen und Schülern zeigt, dass sie das Konzept der aromatischen Verbindungen verstanden haben. Sie plädieren eindeutig für die Substitutionsreaktion, da dadurch das Produkt Brombenzol energieärmer ist als ein 1,2-Dibrom-cyclohexa-3,5-dien. Der aromatische Zustand ist wieder hergestellt. Das Experiment bestätigte diese Überlegungen. Das FeBr_3 , das als Katalysator wirkt, liegt, wie die Reaktionsgleichungen zeigen, nach der Reaktion wieder unverändert vor.

Addition von Brom an Benzol:



Substitution von Brom an Benzol:



Zusammenfassung: Die Reaktion als Ganzes ist eine elektrophile Substitution (S_E), die für Aromaten charakteristisch ist. Sie verläuft immer in zwei Schritten: Im ersten greift das Elektrophil den Ring an und wird gebunden. Im zweiten Schritt kommt es zur Abtrennung eines Protons. Damit ist das System delocalisierter Elektronen wieder hergestellt. Der dadurch erreichte energiearme Zustand (minimale potentielle Energie) stellt die „Triebkraft“ dieses Reaktionstyps dar.

5 Fachliche Voraussetzungen

Welche Grundlagen sind nötig, damit mit den Schülerinnen und Schülern das Thema „delokalisierte Elektronen“ erarbeitet werden kann? Von den normalerweise in einem Chemiekurs behandelten Inhalten wie strukturiertes Atommodell, Bindungslehre, Säure-Base-Reaktionen, Redoxreaktionen usw. soll hier nicht die Rede sein.

Grundlegend sind die Begriffe Kraft, Energie und Arbeit, das Prinzip vom Energieminimum und der Energieerhaltungssatz, verknüpft mit dem Coulomb-Gesetz. Ohne eine intensive Auseinandersetzung mit diesem Themenkreis sind meines Erachtens chemische Vorgänge nicht wirklich verständlich. Wenn dieses Fachwissen aus verschiedenen Gründen von der Physik nicht geliefert werden kann, muss die Erarbeitung im Chemieunterricht stattfinden, auch wenn dafür relativ viel Zeit nötig ist. Delokalisierte Elektronen, Mesomerieenergie und aromatische Systeme sowie die anschließend aufgeführten Anwendungen von Systemen delocalisierter Elektronen zeigen dies sehr deutlich. Abgesehen davon sind schon die einfachsten Reaktionen, wie z.B. zwischen Elementen, ohne diese Grundlagen energetisch nicht verständlich.

Die Außenelektronen eines Atoms „verteilen“ wir auf einfach und doppelt besetzte Elektronenwolken. Die Einführung dieser „Wolken“ erfordert einen kurzen Abstecher in den Welle-Teilchen-Dualismus. Dies kann schon ziemlich am Anfang eines Chemielehrgangs z.B. mit dem Vergleich von Beugungsmustern erfolgen, die durch Röntgenstrahlen bzw. durch einen Elektronenstrahl erzeugt werden. Die beobachteten Muster sind ähnlich und deuten das gleiche Verhalten von Licht und Elektronen an. [1, 2]

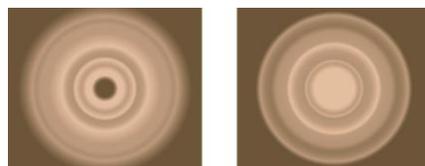


Abb. 3 Beugung von Röntgen- (links) und Elektronenstrahlen (rechts). RCA Laboratories, Princeton, N.J.

Das Welle-Teilchen-Modell für die Elektronen führt zu Aufenthaltsräumen (Elektronenwolken), Aufenthaltswahrscheinlichkeiten, stehenden Wellen und damit auch zu Knotenflächen. Damit kann die Vorstellung von delokalisierten Elektronen in Systemen konjugierter Doppelbindungen verständlich gemacht

werden. Schließlich gehören die aliphatischen Kohlenwasserstoffe und ihre Reaktionen (Substitution, Addition) zu den Grundlagen.

Viele Lehrbücher verwenden für die „Erklärung“ der Bindungsverhältnisse in einem Benzol-Molekül Hybridorbitale, σ - und π -Bindungen. [3, 4, 5] Meines Erachtens ist dies ein unnötiger und nicht befriedigender Weg. Erstens bedingt diese Vorgehensweise eine vertiefte Einführung in die Quantenchemie, für die Zeit meist nicht zur Verfügung steht. Zweitens sind Hybridorbitale mathematische Gebilde, um z.B. die Vierbindigkeit eines C-Atoms zu „erklären“. Für die Schülerinnen und Schüler sind dies Modellvorstellungen, die nichts zum chemischen Verständnis beitragen. In meinem Unterricht, der eine ausführliche Einführung in die Quantenchemie enthält, kommt der Begriff der Hybridisierung nicht vor. Drittens ist die Unterscheidung von σ - und π -Bindungen aufgrund der abstoßenden Kräfte zwischen Elektronen für die Schülerinnen und Schüler völlig unlogisch. Viertens wird die Vorstellung suggeriert, dass sich die Molekülstruktur aus der „Atomstruktur“ ableiten lässt. Ein Methan-Molekül ist nicht aufgrund der sp^3 -Hybridisierung des C-Atoms tetraedisch gebaut, sondern weil es vier H-Atome bindet und sich die vier Atombindungen im Molekül maximal abstoßen. Und fünftens ist ein Orbital nicht ein Aufenthaltsraum eines Elektrons, sondern eine Einelektronenwellenfunktion, die nichts über die Elektronendichte aussagt. Erst das Quadrat gibt darüber Auskunft. [6]

6 Delokalisierte Elektronen anorganischer und organischer Moleküle und Ionen

Mit der Vorstellung von delokalisierten Elektronen lassen sich nun auch Moleküle verstehen, deren Lewis-Formeln bisher nicht befriedigten. So binden z.B. die Moleküle/Ionen SO_2 , SO_3 , HNO_3 , O_3 , HCOO^- Sauerstoff-Atome scheinbar sowohl einfach wie auch doppelt am selben Atom eines Komplexes. Ein Unsinn, wenn man an das Coulomb-Gesetz und damit an die abstoßenden Kräfte zwischen Elektronen(paaren) denkt. Gibt man den Schülerinnen und Schülern die Bindungslängen, die in den genannten Fällen jeweils gleich sind, dann wird den Lernenden klar, dass wir Grenzformeln vor uns haben. Außerdem lassen sich nun gewisse Stoffeigenschaften wie z.B. der relativ starke Säurecharakter von Carbonsäuren begründen: Das Carboxylat-Ion

erreicht durch die Delokalisierung von 4 Elektronen einen energieärmeren Zustand.

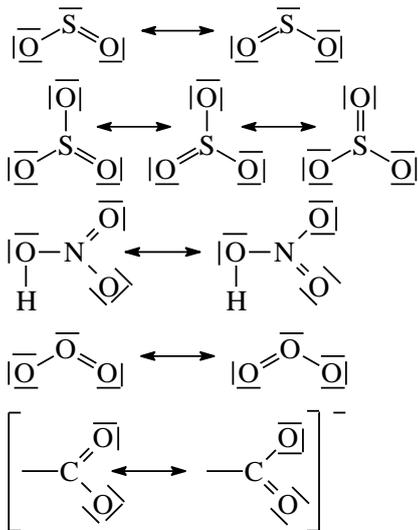


Abb. 4 Grenzformeln verschiedener Moleküle und Ionen

[Bei den meisten Grenzformeln werden bewusst nicht einzelnen Atomen Formalladungen zugeordnet. Diese Ladungen machen in nicht existierenden Elektronenzuständen keinen Sinn und erschweren den Schülerinnen und Schülern ein angemessenes Verständnis der Elektronenverteilung in den Molekülen oder Ionen.]

7 Delokalisierte Elektronen und die Farbigekeit von Stoffen

Warum sind Stoffe farbig? Dieser faszinierenden Frage sollte in jedem Chemieunterricht nachgegangen werden. Ausgangsexperiment könnte z.B. die Untersuchung von Tomatenmark sein. Ein organischer Farbauszug (Petrolether; GHS 02, 04, 08, 09) zeigt im Chromatogramm rund 16 verschiedene Carotinoide. Die Lewis-Formeln enthalten alle Systeme konjugierter Doppelbindungen. Diese deuten, wie im Experiment Benzol + Brom erarbeitet, auf delokalisierte Elektronen hin. Die Absorption im sichtbaren Bereich scheint also mit π -Elektronen zusammenzuhängen.

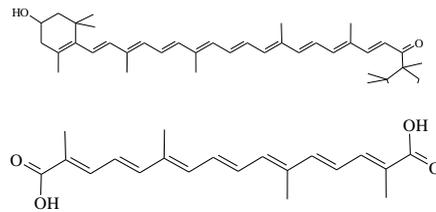
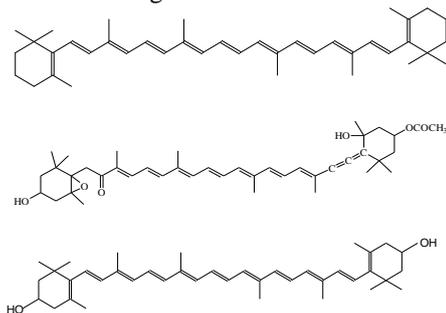


Abb.5 Lewis-Formeln verschiedener Carotinoide im Paprika

Mit den Phenylpolyenalen und ihren Farbsalzen lässt sich diese Vermutung bestätigen. Auch mit Schülerinnen und Schülern kann experimentell und halbquantitativ die Abhängigkeit der Absorption farbiger Stoffe vom Ausmaß der Delokalisierung von π -Elektronen erarbeitet werden: Diese ist umso ausgeprägter, je größer die Anzahl konjugierter Doppelbindungen in einer Grenzformel und je stärker der push-pull-Effekt der Endgruppen ist: Je ausgeprägter die Delokalisierung, desto geringer ist die Absorptionsenergie. [7, 8, 9, 10]

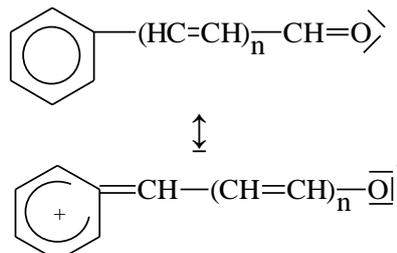


Abb. 6 Grenzformeln der Phenylpolyenale

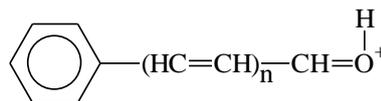
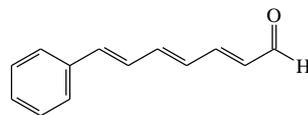
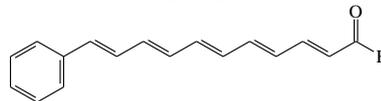


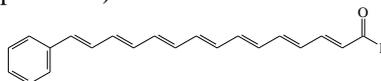
Abb. 7 Grenzformel eines Carboxonium-Ions



Trienal (7-Phenylhepta-2,4,6-trienal)



Pentaenal (11-Phenylundeca-2,4,6,8,10-pentaenal)



Heptaenal (15-Phenylpentadeca-2,4,6,8,10,12,14-heptaenal)

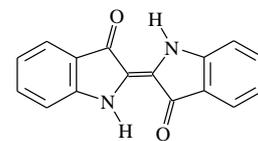
Abb. 8 Lewis-Formeln von im Unterricht verwendeten Phenylpolyenalen



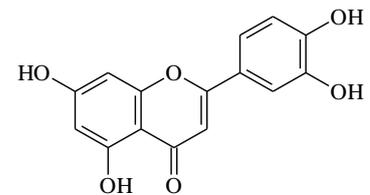
Abb. 9 Phenylpolyenale und ihre Farbsalze (Foto: Roger Deuber)

8 Das Färben von Wolle mit Naturfarbstoffen

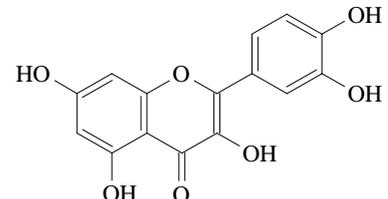
Die Erkenntnisse aus dem Studium der Phenylpolyenale lassen sich auf die Moleküle von Naturfarbstoffen übertragen. Auch hier liegen Systeme konjugierter Doppelbindungen und damit delokalisierte Elektronen vor. [8]



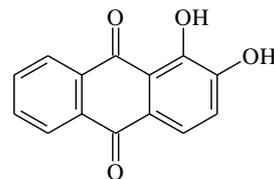
Indigo (blau)



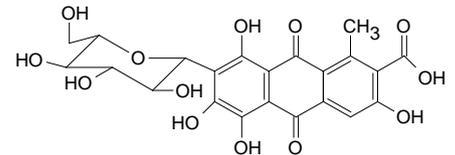
Luteolin (Färberwau, gelb)



Quercetin (Birkenblätter, gelb)



Alizarin (Krappwurzel, rot)



Karminsäure (Cochenille, rot)

Abb. 10 Lewis-Formeln von Molekülen verschiedener Naturfarbstoffe

Zwischen 1982 und 2013 konnte ich jedes Jahr mit jeweils einer Klasse des Gymnasiums Bern-Neufeld eine Färberwoche in Südfrankreich, im Berner Oberland, im Emmental... durchführen. Dabei wurden

jeweils 25 kg Wolle mit Naturfarben gefärbt. Dies ist eine hervorragende Möglichkeit, in der Praxis das Phänomen delokalisierten Elektronen umzusetzen, da ihre Anregungsenergie im sichtbaren Bereich des Spektrums liegt. [8]



Abb. 11 Bilder aus verschiedenen Färbelagern, mit Farbeindrücken, die auf der Anregung delokalisierten Elektronen beruhen

Noch Jahrzehnte später erinnern sich meine „Ehemaligen“ an diese Wochen und die damit verknüpften „verrückten“ Vorstellungen über die Natur der Elektronen.

9 ATP, ein energiereicher Stoff

Adenosintriphosphat, ATP, spielt als energiereiche Substanz eine entscheidende Rolle u.a. im Katabolismus von Organismen.

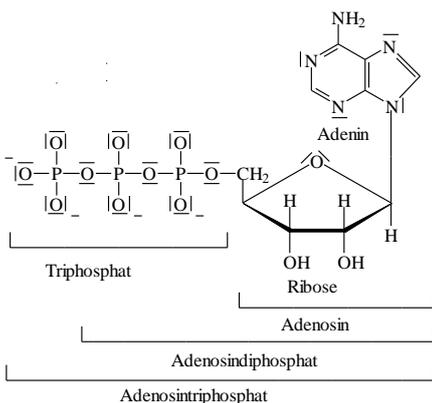


Abb. 12 ATP

Die Hydrolyse von ATP zu ADP (Adenosindiphosphat) und einem Phosphat-Ion liefert 34 kJ pro Mol. Für den exergonischen Übergang von ATP zu ADP kommt in diesem Zusammenhang delokalisierten Elektronen eine bedeutende Rolle zu.

Im ATP sind die Bindungsverhältnisse derart, dass eine Delokalisierung von Elektronen nicht möglich ist. Das bei der

Hydrolyse gebildete Phosphat-Ion weist im Gegensatz dazu jedoch eine ausgeprägte Delokalisierung von 8 Elektronen auf, die das Ion stabilisieren, d.h. seinen Energiegehalt herabsetzen. ATP ist also u.a. deshalb so energiereich, weil sich bei der Abgabe eines Phosphat-Ions ein System delokalisierten Elektronen und damit ein energieärmerer Zustand der Produkte ausbilden können. Dieses Beispiel zeigt auf eindrückliche Weise die Bedeutung delokalisierten Elektronen im Zusammenhang mit Energiebetrachtungen bei biochemischen Reaktionen. [1]

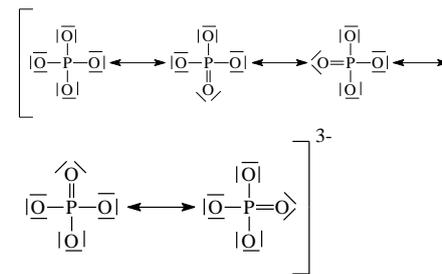


Abb. 13 Grenzformeln des Phosphat-Ions

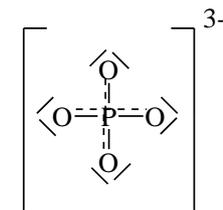


Abb. 14 Phosphat-Ion mit 8 delokalisierten Elektronen

10 Zusammenfassung

Experimente sind ein wichtiger Bestandteil des Chemieunterrichts, unabhängig von der Schulstufe. Die Schülerinnen und Schüler lernen dabei, genau zu beobachten und das Gesehene präzise zu formulieren. Anschließend an diese erste Phase werden die Ergebnisse in einen größeren Zusammenhang gestellt. Bisheriges Wissen, frühere Beobachtungen und Überlegungen sowie überraschende neue Ideen, Vermutungen und Hypothesen weisen dann den Weg zu bisher unbekanntem Zusammenhängen. Im (Chemie-)Unterricht wird also nicht vorgegebenes Wissen vermittelt, sondern, mithilfe von Experimenten, exemplarisch der Weg der Erkenntnisgewinnung besprochen. Gerade der Experimentalunterricht im Fach Chemie bietet sich dazu bevorzugt an und zeigt die besondere Arbeitsweise dieser Wissenschaft auf. [11, 12, 13]

Für die Einführung delokalisierten Elektronen ist der Vergleich der Reaktionen von Brom mit einem Alkan, einem Alken und einer benzolähnlichen Substanz ein

guter Einstieg. Aufgrund des unerwarteten Verhaltens von Benzol sowie mithilfe von Messdaten aus der Literatur lässt sich die Besonderheit des Elektronensystems von Benzol verstehen und auf viele andere Teilgebiete der Chemie übertragen.

Literatur

- [1] G. Baars, H.R. Christen. *Allgemeine Chemie, Theorie und Praxis*. hep-verlag, Bern, 1. Auflage 2008
- [2] G. Baars, *Basiswissen Chemie*. hep-verlag, Bern, 2. Auflage 2011
- [3] R. Demuth, I. Parchmann, B. Ralle (Hrsg), *Chemie im Kontext*. Cornelsen Verlag, Berlin, 1. Auflage 2006
- [4] W. Asselborn, M. Jäckel, K.T. Risch, (Hrsg), *Chemie heute*. Schroedel Verlag, Hannover 1998
- [5] M. Tausch, M. v.Wachtendonk (Hrsg), *Chemie SII*. C.C. Buchner Verlag, Bamberg 1993
- [6] G. Baars, *Wellen, Licht und Elektronen*. in: <http://campus.phbern.ch/bildungsmedien/themenportal>
- [7] G. Baars, *Quantenchemie und organische farbige Stoffe*. in: <http://campus.phbern.ch/bildungsmedien/themenportal>
- [8] G. Baars, *Farbstoffe*. in: W. Glöckner u.a. (Hrsg.), *Handbuch der experimentellen Chemie, Sekundarbereich II, Band 10. Funktionelle Gruppen, Fette, Farbstoffe*. Aulis Verlag AG Deubner. Köln 2008, S. 277 ff
- [9] G. Baars, *Phenylpolyenale*. *PdN-ChiS 59* (8), S. 13-19 (2010)
- [10] G. Baars, *Quantenchemie farbiger Stoffe mit Heisenberg und Einstein*. hep-verlag, Bern 2011
- [11] G. Keller, *Über das Denken in Modellen*. Diesterweg, Salle, Sauerländer, Frankfurt, Aarau 1977
- [12] J. Flügge, *Rehabilitierung der Sinnestätigkeit*. Freier Pädagogischer Arbeitskreis, Dürnten 1975
- [13] M. Wagenschein, *Rettet die Phänomene*. Freier Pädagogischer Arbeitskreis, Dürnten 1975

Prof. em. Dr. Günter Baars, Chemiedidaktiker und Gymnasiallehrer, Aegertenstrasse 6, CH 3005 Bern, guenter.baars@bluewin.ch