

Praktikum zur Organischen Chemie für Studierende des Lehramts

WS 2010/11

Praktikumsleitung: Dr. Reiß

Assistent(in): Jan Schäfer

Name: Johannes Hergt

Datum: 23.11.2010

Gruppe 4: Aromaten

Assi-Versuch: Reaktion von Anthracen u. Naphthalin
mit Natrium-Metall

Zeitbedarf

Vorbereitung: 15 Minuten

Durchführung: 10 Minuten

Nachbereitung: 15 Minuten

Reaktionsgleichungen

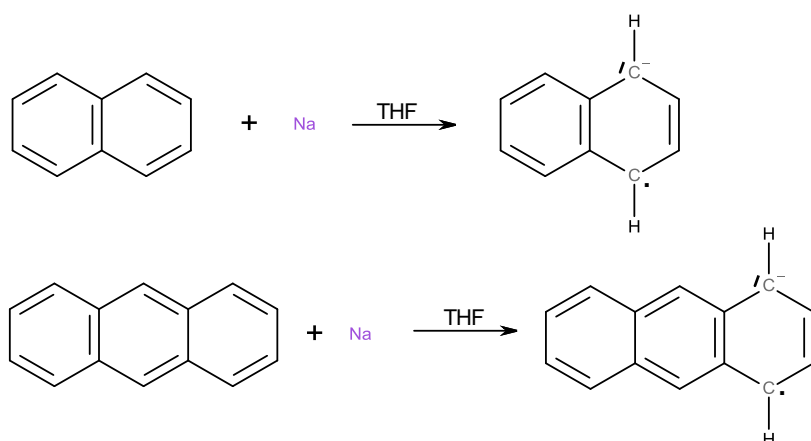


Abb. 1: Reaktion von Naphthalin (oben) und Anthracen (unten) mit Natrium.

Chemikalien ^[1,2]

Eingesetzte Stoffe	Summenformel	Menge	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbole	Schuleinsatz
Naphthalin	C ₁₀ H ₈	Spatelspitze	22-40-50/53	(2)-36/37-46-60-61	Xn; N	LV
Anthracen	C ₁₄ H ₁₀	Spatelspitze	36/37/38-50/53	26-60-61	Xn	S1
Natrium	Na	Stecknadelkopfgröße	14/15-34	(1/2)-5-8-43-45	F, C	LV
Tetrahydrofuran (wasserfrei)	C ₄ H ₈ O	je 10 mL	11-19-36/37	(2)-16-29-33	F, Xi	Lv

Tab. 1: Verwendete Chemikalien.

Geräte

- 2 Rundkolben (max. 100 mL)
- Absaugstück
- Sicherungsfeder
- Magnetrührer mit Rührfisch
- Stativmaterial
- Porzellanschale

Aufbau



Abb. 2: Versuchsaufbau (Sicherungsfeder noch nicht angebracht).

Durchführung

10 mL THF werden in einen kleinen Rundkolben pipettiert. Ein kleines Stück Natrium (Stecknadelkopfgröße ist ausreichend) wird auf einer Porzellanschale präpariert, d.h. die Seiten werden beschnitten, sodass das glänzende Metall zu sehen ist. Dies wird zum THF gegeben und eine Spatelspitze Naphthalin dazugegeben. Auf die gleiche Weise wird ein zweiter Kolben vorbereitet, in den zum Schluss eine Spatelspitze Antracen an Stelle des Naphthalins gegeben wird.

Anschließend wird Vakuum angelegt und über den T-Hahn des Absaugstücks reguliert (Schaumbildung!). Es wird dabei ständig mittels Rührfisch gerührt.

Beobachtung

Bei der Durchführung des Versuchs sind zunächst keine Unterschiede bezüglich der Reaktion der beiden Aromaten Anthracen und Naphthalin mit Natrium festzustellen.

Bei Zugabe von Natrium zu THF setzt eine schwache Gasentwicklung ein, das Natrium löst sich nicht. Bei der Zugabe der Aromaten setzt keine Reaktion ein, diese lösen sich jedoch relativ gut unter Rühren im Lösungsmittel. Wird nun Vakuum gezogen, schäumt der Inhalt der Kolben relativ stark auf. Gleichzeitig setzt eine Verfärbung der Flüssigkeit ein. Beide Substanzen werden gelb-orange.

Erst im Vergleich (siehe Abb.3) wird der leichte Farbunterschied der beiden Flüssigkeiten deutlich. Der Kolben, in den Naphthalin gegeben wurde, enthält ein eher gelbes Substrat, der Kolben mit Anthracen eine dunklere, orangefarbene Flüssigkeit.

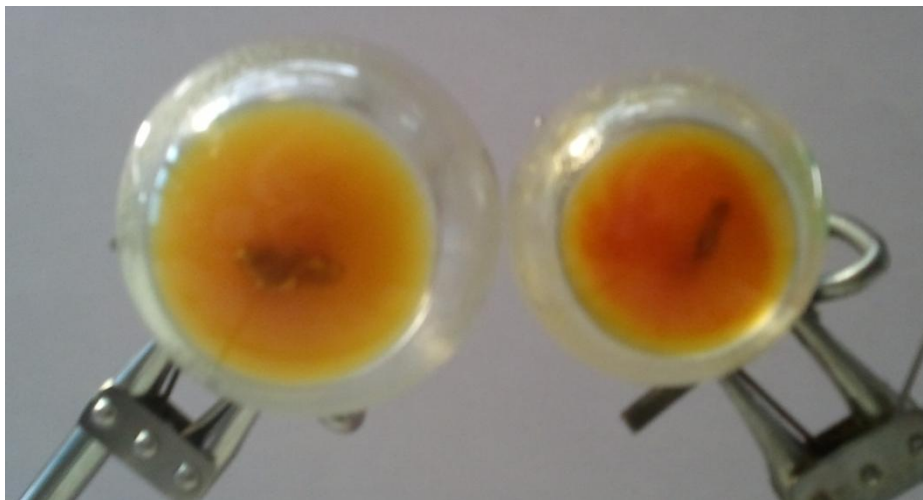


Abb. 3: Vergleich des Reaktionsprodukts des Naphthalins (links) und des Anthracens (rechts).

In Abb.3 wird des Weiteren deutlich, dass sich das Natriummetall zum Abschluss des Versuchs immer noch nicht komplett gelöst hat.

Entsorgung

Das Natrium wird aus der organischen Substanz genommen und in Isopropanol abreagiert. Die entstandene Natronlauge wird neutralisiert in den Ausguss gegeben. Die organischen Reste werden in den Sammelbehälter für organische Lösungsmittelabfälle gegeben.

Fachliche Auswertung der Versuchsergebnisse ^[3-5]

Im Versuch fungiert Natrium als Reduktionsmittel. Es gibt in der Reaktion mit Naphthalin/Anthracen ein Elektron ab. Dabei wird das Elektron in das π -Elektronensystem des Naphthalins/Anthracens integriert: Es entstehen Radikale.

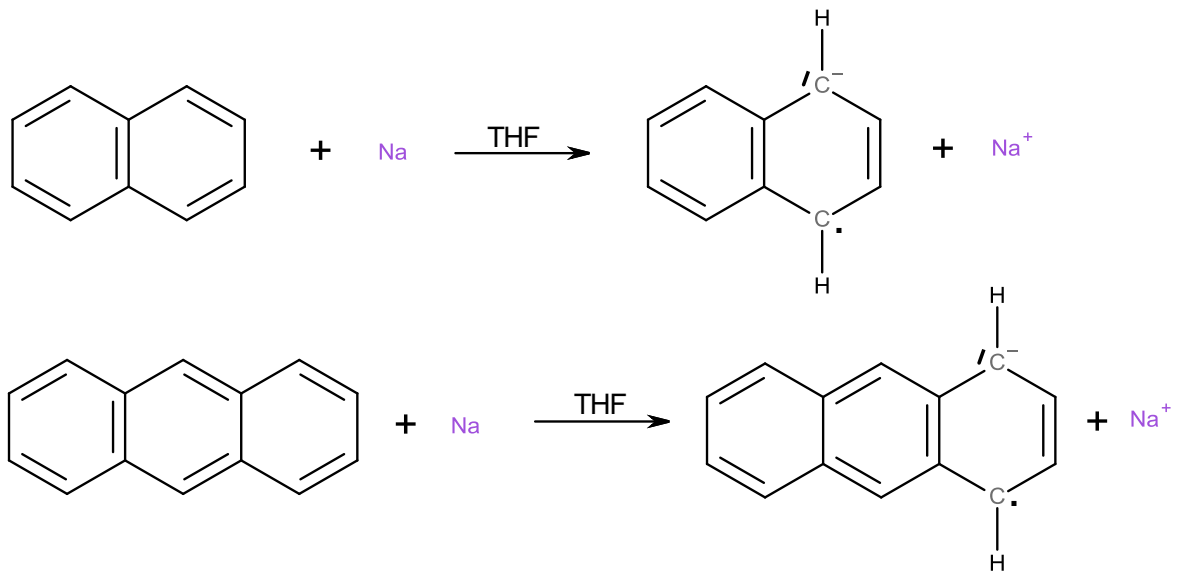


Abb. 4: Bildung mesomerie-stabiler Radikale mit Naphthalin (oben) und Anthracen (unten) als Edukten.

Die gebildeten Radikale sind auf Grund der Mesomerie und dem wasserfreien Milieu (Lösungsmittel: THF) stabil. So werden Ladung und das freie Elektron über das gesamte Molekül verteilt.

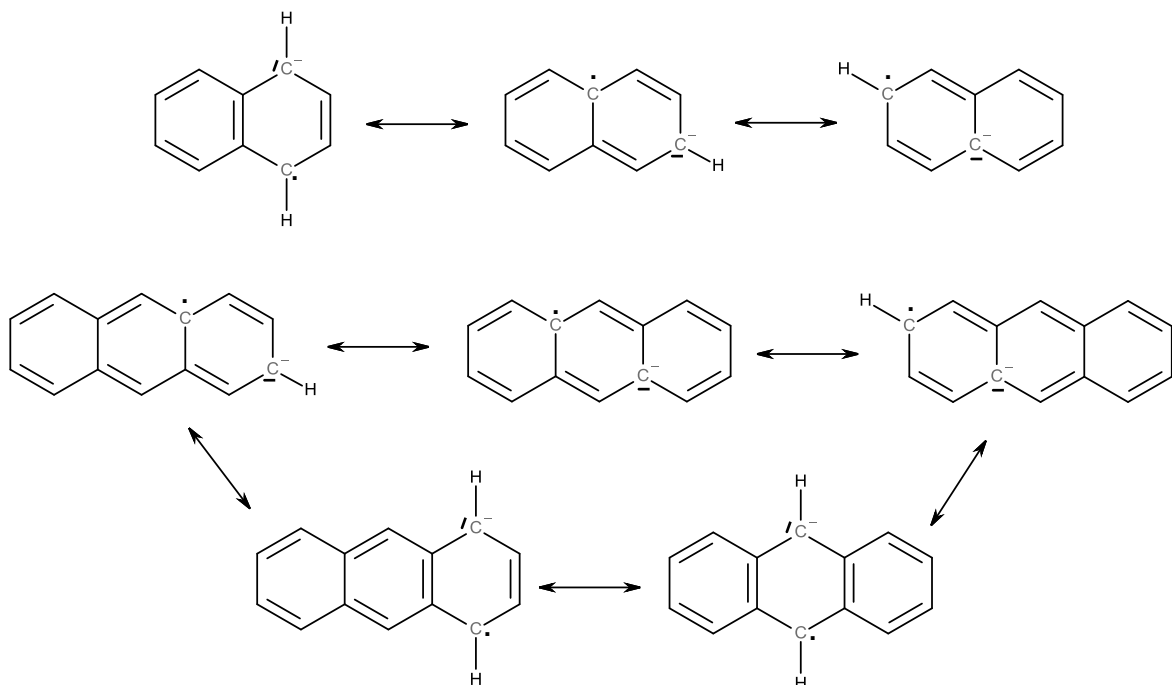


Abb. 5: Mesomere Grenzformen des gebildeten Naphthalin-Radikals (oben) und des Anthracen-Radikals (unten).

Zu erklären ist nun, weshalb beide Lösungen leicht unterschiedliche Farben aufweisen, obwohl die stattgefundenene Reaktion identisch und die Produkte sehr ähnlich sind.

Farbe selbst ist keine Eigenschaft eines Materials, denn die Außenwelt ist eigentlich farblos. Allerdings besitzt jede Oberfläche ein gewisses Absorptionsvermögen von elektromagnetischen Wellen. Aus diesem Grund wird eine oder mehrere bestimmte Frequenzen des Lichts, was auf die Oberfläche eines Körpers trifft, absorbiert und ein anderer Teil reflektiert. Treffen die reflektierten Lichtfrequenzen auf die Netzhaut des Auges, werden in den Sehzellen Impulse ausgelöst, die an das Gehirn weitergeleitet werden. Das Gehirn verarbeitet die „Informationen“ und erst durch diesen Prozess kommt es zu einer Farbwahrnehmung.

Im sichtbaren Spektralbereich sind vor allem die delokalisierten π -Elektronen für Lichtabsorption verantwortlich. Man spricht dann von Delokalisierung, wenn die Ladung einer Atomgruppe nicht genau lokalisierbar ist, sondern über die einzelnen Atome, des gesamten Systems verteilt sind. Dies ist beispielsweise beim Benzol, als typischer Vertreter der Aromaten, der Fall.

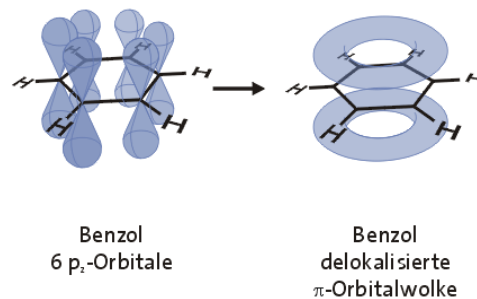


Abb. 6: Delokalisierung der π -Elektronen im Benzolmolekül^[3]

Trifft Licht nun beispielsweise auf die π -Elektronen eines Benzolrings, werden diese energetisch angeregt. Dabei wird ein Elektron durch eine bestimmte Wellenlänge des Lichts vom höchsten besetzten Molekülorbital (HOMO = Highest Occupied Molecular Orbital) in das niedrigste unbesetzte Molekülorbital (LUMO = Lowest Unoccupied Molecular Orbital) überführt.

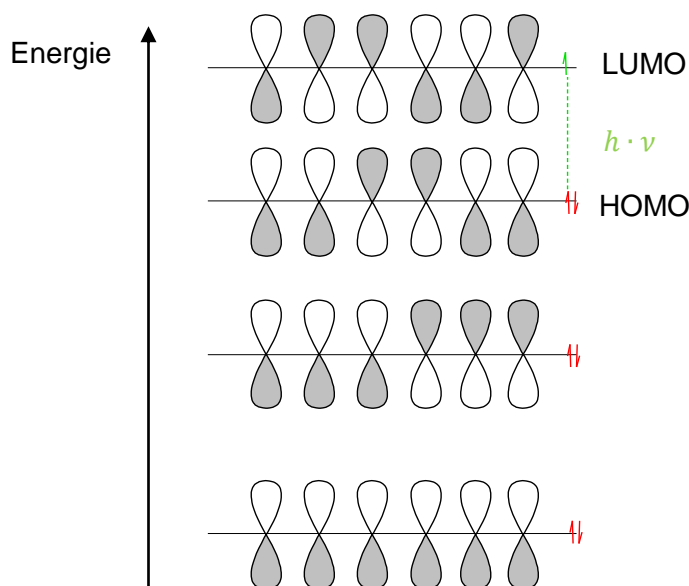


Abb. 7: Molekülorbitale eines delocalisierten π -Elektronensystems (von Hexatrien als Beispiel): Anregung eines π -Elektrons durch eine bestimmte Lichtfrequenz vom HOMO ins LUMO.

In Abb. 7 ist zu erkennen, dass die energetischen Abstände der Molekülorbitale bei zunehmendem energetischen Niveau abnehmen. Daraus folgt: Je mehr π -Elektronen in einem System vorhanden sind, desto kleiner werden die Abstände zwischen HOMO und LUMO. Kleinere Energieabstände bedeuten wiederum, dass weniger Energie benötigt wird um ein Elektron vom HOMO ins LUMO anzuregen, d.h. langwelligeres, energieärmeres Licht reicht bereits aus. Liegt diese Lichtfrequenz nun im sichtbaren Spektralbereich, so entsteht für den Menschen ein gewisser Farbeindruck.

Mit diesem Wissen kann nun der Farbunterschied des entstanden Naphthalin- und Anthracenradikals erklärt werden. Das tiefe Orange des Anthracenprodukts weist darauf hin, dass weniger energiereiches Licht zur Anregung der π -Elektronen nötig ist als beim gelben Naphthalinprodukt. Da das Anthracenradikal ein größeres π -Elektronen-System besitzt als das Naphthalinradikal (insgesamt 4 π -Elektronen mehr), macht es Sinn, dass energieärmeres, röteres Licht ausreicht. Daher kommen der gelbe Farbeindruck des Naphthalinprodukts und der orange des Anthracenprodukts.

Naphthalin findet als Insektizid Verwendung. Mottenpulver mit seinem typischen Geruch besteht ebenfalls aus Naphthalin. Das im Steinkohlenteer enthaltene Anthracen wird vor allem zur Herstellung von Anthrachinon verwendet, welches wiederum zur Herstellung von Farbstoffen und als Katalysator zur Synthese von Wasserstoffperoxid gebraucht wird.

Methodisch-Didaktische Analyse

1 Einordnung^[6]

Auf die Eigenschaften mehrkerniger Aromaten wie Anthracen und Naphthalin ist laut hessischem Lehrplan lediglich im Leistungskurs der elften Klasse unter dem Hauptthema Aromatische Kohlenwasserstoffverbindungen einzugehen.

Sollte dieser Versuch durchgeführt werden, wäre es sinnvoll, dass Schüler bereits mit den Begriffen wie Radikalbildung und Mesomeriestabilisierung vertraut sind. Zudem wäre es gut, wenn die Schüler bereits unterschiedliche Lösungsmittel kennen und wissen, dass Tetrahydrofuran ein aprotisch-unpolares Lösungsmittel ist.

2 Aufwand

Der Versuch ist in Vorbereitung, Durchführung und Entsorgung durchschnittlich zeitintensiv. Es muss eine kleine, nicht sehr aufwändige Apparatur aufgebaut werden. Das Natriummetall muss vor dem Versuch präpariert werden.

Die Durchführung des Versuchs an sich geht relativ zügig vonstatten. Auf Grund der geringen Mengen an Chemikalien ist die Entsorgung ebenfalls relativ schnell erledigt.

3 Durchführung und Wissensvermittlung

Alle verwendeten Chemikalien bis auf Anthracen sind laut HESSGiss nicht für Schülerversuche zugelassen. Aus diesem Grund kann der Versuch nur als Demonstrationsversuch des Lehrers durchgeführt werden.

Der Lehrer kann nach der Durchführung des Versuchs einen Schüler nach vorne bitten, um den anderen Schülern zu beschreiben, ob er Farbunterschiede zwischen beiden Produkten erkennt.

Der Versuch bietet sich sehr gut als Einführung in das Thema Farbstoffe an, zeigt er doch sehr gut den Zusammenhang der Größe des π -Systems und der wahrgenommenen Farbe. Zudem verdeutlicht er noch einmal die stabilisierende Funktion der Mesomerie auch im Bezug auf Radikale.

4 Fazit

Der Versuch ist aufgrund des sehr speziellen Themas und der vorgegebenen Lehrplanrelevanz nur als Demonstrationsversuch in einem LK geeignet.

Quellenverzeichnis

- [1] GESTIS - Stoffdatenbank:
<http://biade.itrust.de/biade/lpext.dll?f=templates&fn=main-hit-h.htm&2.0>
(Zugriff am 29.11.2010)
- [2] HessGISS - GUV-Regel Umgang mit Gefahrenstoffen im Unterricht
Ausgabe Januar 1998 (Aktualisierte Fassung Juni 2004)
- [3] <http://de.academic.ru/pictures/dewiki/66/Benzol.png> (Bildquelle)
(Zugriff am 29.11.2010)
- [4] Vollhardt, K. Peter C. und Neil E. Schore: Organische Chemie. Vierte Auflage. Wiley-VCH Verlag. Weinheim **2005**. S. 726 f., 765 f.
- [5] <http://www.enius.de/schadstoffe/anthracen.html>
Titel: Anthracen
Urheber: enius
(Zugriff am 29.11.2010)
- [6] Hessischer Lehrplan: Chemie. **2010**
http://www.hessen.de/irj/HKM_Internet?uid=3b43019a-8cc6-1811-f3ef-ef91921321b2
(Zugriff am 29.11.2010)