

Organisch-chemisches Praktikum für das Lehramt (LA)

Torsten Lasse

Leitung: Dr. P. Reiß

WS 2008/09

Assistentin: Beate Abé

**Schulversuch (Gruppe 6/Mischbarkeit):
Überprüfung auf Mischbarkeit verschiedener Alkohole**

Verschiedene Alkohole werden mit Wasser vermischt und deren Löslichkeit bzw. Tendenz zur Phasenbildung beobachtet.

Chemikalien und eingesetzte Substanzen

Eingesetzte Stoffe	Summenformel	Menge	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrenkennzeichnung / Bemerkung	Schuleinsatz (Soester Liste u. HessGiss 2006)
Methanol	CH ₃ OH	1 mL	11-23/24/25-39/23/24/25	7-16-36/37-45	T, F	SI#
Ethanol	C ₂ H ₅ OH	1 mL	11	7-16	F	SI
<i>n</i> -Propanol	C ₃ H ₇ OH	1 mL	11-41-67	7-16-24-26-39	F, Xi	SI
<i>tert</i> -Butanol	C ₄ H ₉ OH	1 mL	11-20	9-16	F, Xn	SI
<i>n</i> -Butanol	C ₄ H ₉ OH	1 mL	10-20	16-2	Xn	SI
<i>n</i> -Pentanol	C ₅ H ₁₁ OH	1 mL	10-20	2-24/25	Xn	SI
<i>n</i> -Hexanol	C ₆ H ₁₃ OH	1 mL	22	2-24/25	Xn	SI
Cyclohexan	C ₆ H ₁₂	7 mL	11	2-9-16-33	F	SI
Universalindikator-Lsg. (pH 3-11)	-	wenige Tropfen	-	-	-	SI
Methylenblau* H ₂ O	C ₁₆ H ₁₈ N ₃ S Cl* H ₂ O	wenige Tropfen	22	22-36/37	Xn	SI

* SI# = Schülerexperimente in der SI zugelassen. Eine oder mehrere der folgenden Gefahren bestehen: Giftig (T), Krebsgefahr Gruppe B, Hautresorption (H), Sensibilisierung (S), Fruchtschädigung (B, C, D). Erforderliche Schutzmaßnahmen sind zu beachten!

Geräte und Materialien

Reagenzgläser 14x

Reagenzglasständer

Versuchsaufbau

~

Durchführung und Beobachtung

In 7 Reagenzgläser wurde je 1 mL der jeweiligen Alkohole gegeben und 1 mL Wasser (Aq. dest.) zugefügt (s. Abb. 1). In 7 weiteren Reagenzgläsern wurde jeweils 1 mL der Alkohole mit 1 mL Cyclohexan versetzt (s. Abb. 2). Die Ergebnisse wurden beobachtet.

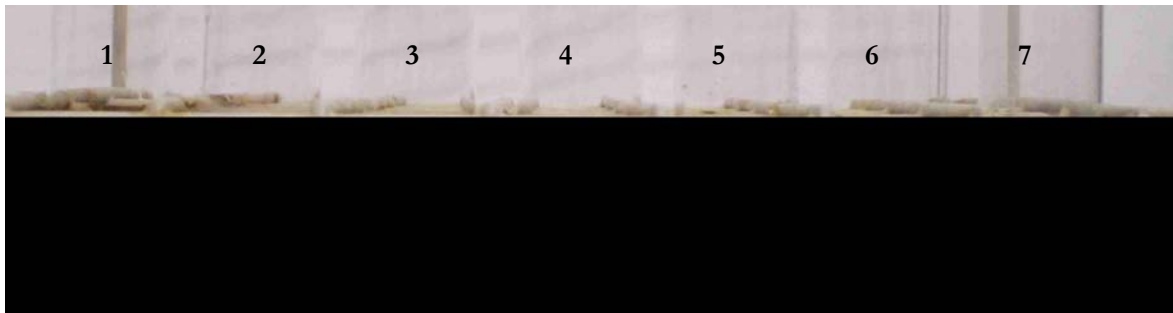


Abbildung 1: Die ersten 7 Ansätze mit den Alkoholen und Wasser. 1: Methanol, 2: Ethanol, 3: Propanol, 4: *tert*-Butanol, 5: Butanol, 6: Pentanol, 7: Hexanol

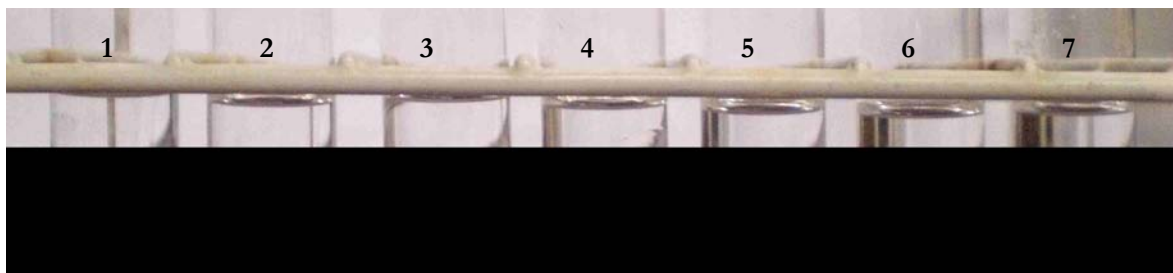


Abbildung 2: Die zweiten 7 Ansätze mit den Alkoholen und Cyclohexan. 1: Methanol, 2: Ethanol, 3: Propanol, 4: *tert*-Butanol, 5: Butanol, 6: Pentanol, 7: Hexanol

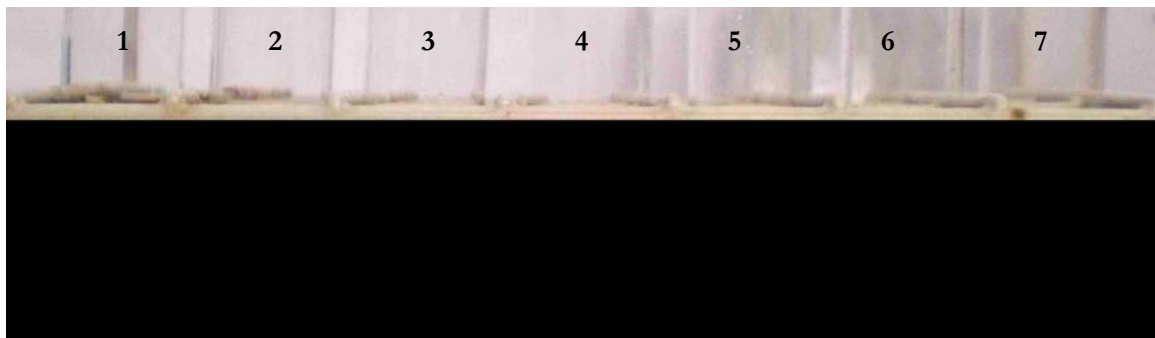


Abbildung 3: Anfärbung der ersten 7 Ansätze mit Methyleneblau. 1: Methanol, 2: Ethanol, 3: Propanol, 4: *tert*-Butanol, 5: Butanol, 6: Pentanol, 7: Hexanol (Anm.: Die verstärkte Färbung in den Reagenzgläsern 1 und 2 beruht auf einer fehlerhaften Dosierung des Methyleneblaus.)

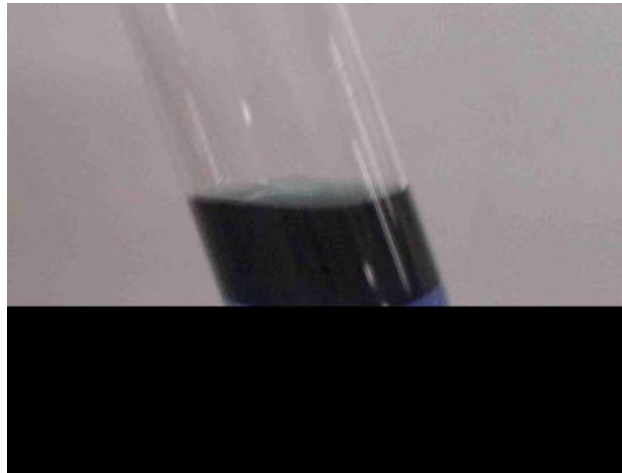


Abbildung 4: Anfärbung des Pentanol/Wasser-Gemisches mit dem Universalindikator

Zur besseren Sichtbarkeit der entstehenden Phasen bzw. Phasengrenzen wurde der Ansatz mit einem Färbemittel versetzt. Dazu wurden mehrere Färbemöglichkeiten getestet, u.a. mit Iod, Methyleneblau (s. Abb. 3) und Methylorange sowie Phenolphthalein. Einen optisch ansprechenden Erfolg lieferte jedoch ausschließlich die Verwendung des Universalindikators (pH 3-11) (s. Abb. 4).

Bei dem Butanol-, Pentanol- und Hexanol/Wasser-Gemisch ist eine deutliche Phasentrennung zu beobachten. Die Methanol- und Ethanol/Wasser-Gemische zeigten keine Phasentrennung. Das Propanol und *tert*-Butanol zeigte den Ansatz einer Phasentrennung – nur bei sehr genauem Betrachten konnte, verstärkt durch eine Methyleneblau-Anfärbung, eine leichte Schlierenbildung im Bereich einer hypothetischen Phasengrenze beobachtet werden.

Bei den zweiten 7 Ansätzen ist eine gleichmäßige Vermischung der Alkohole mit dem Cyclohexan zu beobachten, es bilden sich keine Phasengrenzen aus (s. Abb. 2).

Entsorgung

Die Ansätze können im organischen Lösungsmittelabfall entsorgt werden.

Fachliche Analyse

Der hier durchgeführte Versuch basiert auf dem unterschiedlichen Mischungsverhalten der verwendeten Substanzen. Dabei sind die Polaritätseigenschaften der beteiligten Substanzen von entscheidender Bedeutung. Durch die ungleiche Ladungsverteilung von Bindungselektronen (sowie freien Elektronenpaaren) in (in netto elektroneutralen) Molekülen kann eine Polarität ausgebildet werden. Dabei zieht der elektronegravere Bindungspartner die Elektronen sehr stark vom anderen Bindungspartner weg, so dass der elektronegravere eine negative, der andere eine

positive Teilladung erhält und es somit zur Ausbildung eines positiven und negativen Pols kommt (Dipol). Liegt in einem Molekül eine derartige asymmetrische Ladungsverteilung (auch bei nach außen neutralen Molekülen) vor, bezeichnet man die vorhandene Bindung als polar¹. Dabei ist offensichtlich, dass polare Lösungsmittel am besten polare Substanzen, unpolare Lösungsmittel am besten unpolare Substanzen lösen (*similia similibus solvuntur*, „Ähnliches löst Ähnliches“).

Die Wasserstoffbrückenbindungen stellen eine besondere Form von Dipol-Dipol-Kräften dar. Dabei findet eine Wechselwirkung zwischen einem elektronegativen Atom mit freiem Bindungspaar zu einem Wasserstoffatom eines benachbarten Moleküls statt. Das Wasserstoffatom hat dabei vorteilhaft eine polare Bindung mit einer eigenen, stark positiven Partiaalladung. Diese Wechselwirkung ist im Vergleich zu anderen zwischenmolekular wirkenden Kräften relativ groß, vor allem bedingt durch die dabei entstehenden hoch geordneten, netzartigen Strukturen. Die besonderen Eigenschaften des Wassers werden maßgeblich von der Vielzahl an ausgebildeten Wasserstoffbrückenbindungen pro Molekül Wasser bestimmt (ein Wassermolekül bindet durchschnittlich 3,4 Nachbarmoleküle), z.B. die Eigenschaft, dass – bedingt durch die Ausbildung von Wasserstoffbrücken – im Eis große Hohlräume entstehen, die für eine geringere Dichte als im (flüssigen) Wasser verantwortlich sind (Eis schwimmt auf Wasser!).

Der Aufbau der hier verwendeten Alkohole besteht aus einer Hydroxylgruppe mit einer mehr oder weniger langen, ggf. sogar verzweigten Kohlenstoffkette. Der unpolare, organische Kettenrest ist aus Atomen zusammengesetzt, welche eine sehr ähnliche Elektronegativität (C und H) aufweisen. Die hohe Elektronegativität des Sauerstoffs hingegen bringt eine Polarisierung der C-O- und der O-H-Bindung mit sich und führt auf diese Weise zu einem hohen Dipolmoment. Wird die Kohlenstoffkette allerdings länger, bestimmt die unpolare Kohlenstoffkette zunehmend die Eigenschaften des Alkohols, und die Merkmale der Alkane treten in Erscheinung. Dies wird dadurch bedingt, dass die elektronenziehende Wirkung des Sauerstoffs auf die weiter entfernten Kohlenstoffe eine mit Kettenlänge zunehmend geringere Auswirkung hat. Somit wird schließlich, bei zunehmender Kettenlänge, der hydrophile, also ‘wasserliebende’ Charakter der polaren Hydroxylgruppe durch den hydrophoben Charakter der (zunehmenden) Kettenlänge überdeckt.

¹ Moleküle mit polaren Bindungen sind nur dann Dipole, wenn das Molekül auch asymmetrische Strukturen aufweist (wie z.B. HF). Bei z.B. linearen, symmetrischen Molekülen (wie etwa CO₂) liegen die positive und negative Teilladung am selben Ort, das den Dipol charakterisierende Dipolmoment (Ladungsdifferenz x Ladungsabstand) ist dann gleich Null – es liegt in diesem Fall kein Dipol vor!

Die Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen ist dabei an den Kohlenstoffketten unmöglich, die Hydroxylgruppen hingegen können diese Bindungen mit den Wassermolekülen eingehen.

Somit kommt bei kurzkettigen Alkoholen der polare Charakter der Moleküle zur Geltung – Methanol und Ethanol vermischen sich jeweils mit Wasser vollständig, es entstehen keine Phasengrenzen. Bei den länger-kettigen Alkoholen Butanol, Pentanol und Hexanol überwiegt der unpolare Alkylrest und verursacht somit keine Vermischung mit dem Wasser – es bilden sich deutlich sichtbare Phasengrenzen aus. Am Beispiel des *n*-Propanols lässt sich der Übergang zwischen diesen beiden Beobachtungen erkennen. Hier bildet sich noch keine Phasengrenze aus, jedoch ist sie im Ansatz durch Schlierenbildung zu erkennen.

Das *tert*-Butanol stellt eine Ausnahme dar. Aufgrund des verzweigten Zustands dieses Alkohols erhöht sich die Löslichkeit im Wasser, die polare Kopfgruppe dominiert gegenüber dem verzweigten, unpolaren Butylrest. Die kugelförmige, relativ kleine Oberfläche des *tert*-Butylrests im Gegensatz zum unverzweigten Butylrest des *n*-Butanols sorgt für keine Phasentrennung, die beim *n*-Butanol beobachtet werden kann.

Als Kontrolle wurde den Alkoholen jeweils Cyclohexan zugegeben, die erwartete Mischbarkeit mit allen 7 Alkoholen konnte bestätigt werden – es bildeten sich keine Phasen aus.

Methodisch-didaktische Analyse

Der Versuch kann relativ zügig und zudem einfach durchgeführt werden. Die Vorbereitungszeit wird lediglich durch die Vielzahl der verwendeten Substanzen verlängert. Durch die Anfärbung können die unterschiedlichen Phasen hervorgehoben werden. Die Vorbereitung dauerte bei dem hier geschilderten Versuch etwa 10 Minuten, die Durchführung und Nachbereitung jeweils etwa 5 Minuten.

Der Grundsatz „Ähnliches löst Ähnliches“ kann mit diesem Versuch gut verdeutlicht werden. Dies kann z.B. in der 9. Jahrgangsstufe im Rahmen der Behandlung der Polarität von Wasser bzw. Lösungsmitteln durchgenommen werden oder in der 10. Jahrgangsstufe im Rahmen der Einführung in die Kohlenstoffchemie bzw. der Einführung zum Thema Alkohole. Wichtiges Vorwissen der Schüler zum Verständnis stellen die Eigenschaften der Alkane, der Wasserstoffbrückenbindungen sowie der Polarität dar. Sollte dieses Vorwissen nicht vorhanden sein, kann am ausgewählten Versuch ein entsprechender praktischer Einstieg in das Themengebiet erfolgen – erst dann kann erwartet werden, dass die Schüler die Fähigkeit besitzen, die Beobachtungen des Versuches zu interpretieren. Viele alltägliche Phänomene können in die

theoretische Nachbereitung des Versuches integriert werden und in diesem Zusammenhang Fragen wie „Warum schwimmen Ölteppiche?“ oder „Warum schwimmt Eis oben?“ gestellt werden.

Um den Versuch in (noch) kürzerer Zeit durchzuführen, kann durchaus auf einzelne Alkohole verzichtet werden. In diesem Falle hätte ein höherkettiger Alkohol, etwa Pentanol, ausgereicht, um die Phasenbildung zu verdeutlichen. Soll der Versuch als Schülerversuch in Betracht kommen, muss auch auf das giftige Methanol verzichtet werden. Ethanol stellt in diesem Fall jedoch einen (nahezu) gleichwertigen und ausreichenden Ersatz dar.

Es sollte beachtet werden, dass die Bildung der Phasengrenzen teilweise nur bei sehr genauem Hinsehen entdeckt werden kann. Dies betrifft vor allem die Alkohole, bei denen ein Ansatz zur Phasenbildung erkennbar ist. Zur Verbesserung der Sichtbarkeit dieser Phasengrenzen bzw. der beschriebenen Schlierenbildung sollten in Zukunft weitere Färbemethoden getestet werden. Das u.a. verwendete Iod, das Methylenblau, das Phenylorange sowie das Phenolphthalein brachten keine zufriedenstellenden Resultate. Der Universalindikator lieferte zwar mit Abstand die besten Ergebnisse, jedoch sollte diese Erkenntnis durch zukünftige Versuche untermauert werden.

Literatur

Mortimer CE: Chemie; 4. Auflage 1983, 1. Nachdruck 1986, Georg Thieme Verlag, Stuttgart

Peter K , Vollhardt C, Schore NE: Organische Chemie, 4. Auflage, 1. korrigierter Nachdruck 2007, Wiley-VCH, Weinheim

Idee aus:

http://www.chemikus.de/lernwelten/chem/alkohol/misch_alkanole.htm ; Zugriff am 2.12.08

http://www.chids.de/dachs/experimente/001mischbarkeit_von_alkoholen.pdf ; Zugriff am 29.11.08

Weitere Quellen:

Hessisches Gefahrstoffinformationssystem Schule; <http://www.hessgiss.de/> ; Version 2006/07

Soester Liste; <http://h105.ath.cx/fwe.de/gefahrstoffdaten.de/index.html> , Zugriff am 16.12.08

Hessischer Lehrplan Chemie G8; unter <http://www.kultusministerium.hessen.de/> ; Zugriff am 8.12.08

<http://www.chids.de/dachs/praktikumsprotokolle/PP0121Mischbarkeit.pdf> ; Zugriff am 16.12.08