

# Organisch Chemisches Grundpraktikum Lehramt WS 2007/08

Name: Jan Schäfer

Datum: 8.1.08

## Gruppe 6 Mischbarkeit von Alkoholen

### Zeitbedarf:

Vorbereitung: 5 min

Durchführung: 5 min

Nachbereitung: 2 min (Entsorgung)

### Eingesetzte Substanzen:

Eingesetzte Stoffe	Summenformel	Menge	Gefahrensymbole	R-Sätze	S-Sätze	Einsatz in der Schule
Methanol	CH <sub>3</sub> OH	3 mL	T, F	11-23/24/25-39/23/24/25	1/2-7-16-36/37-45	S 1
Ethanol	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	3 mL	F	11	7-16	S 1
Propanol	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> OH	3 mL	F	11	7-16	S 1
Butanol	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> OH	3 mL	F	11	7-16	S 1
Pentanol	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> OH	3 mL	F	11	7-16	S 1
Fluorescein (Resorcinphthalein)	C <sub>20</sub> H <sub>12</sub> O <sub>5</sub>	0,5 g			22-24/25	S 1
Wasser	H <sub>2</sub> O	20 mL				S 1

### Materialien:

(unten: Ausgangssubstanzen zur Alkoholherstellung)

Reagenzglashalter, 5 Reagenzgläser

### Durchführung:

(unten: Mischresultat zwischen Wasser und unterschiedlichen Alkoholen)

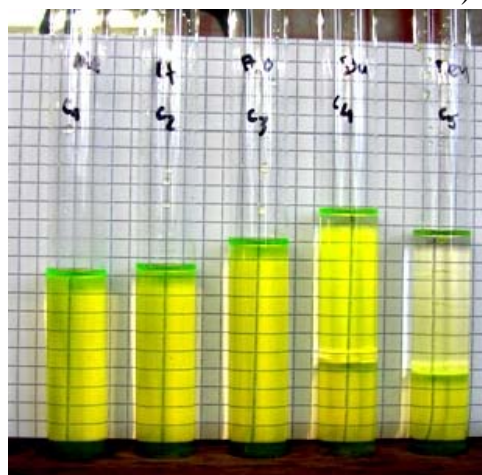
Man befüllt jedes Reagenzglas mit je 3 mL der unterschiedlichen Alkohole.

Danach gibt man in jedes RG die Selbe Menge an Wasser.

Zur besseren Phasenunterscheidung kann man auch noch alkalische Fluoresceinlösung in jedes RG geben.

### Beobachtung:

Bei den Mischungen zwischen Wasser mit Methanol, Ethanol und Propanol entsteht nur eine flüssige Phase. Bei den Mischungen zwischen Wasser mit Butanol und Pentanol entsteht ein deutliches Zweiphasensystem.



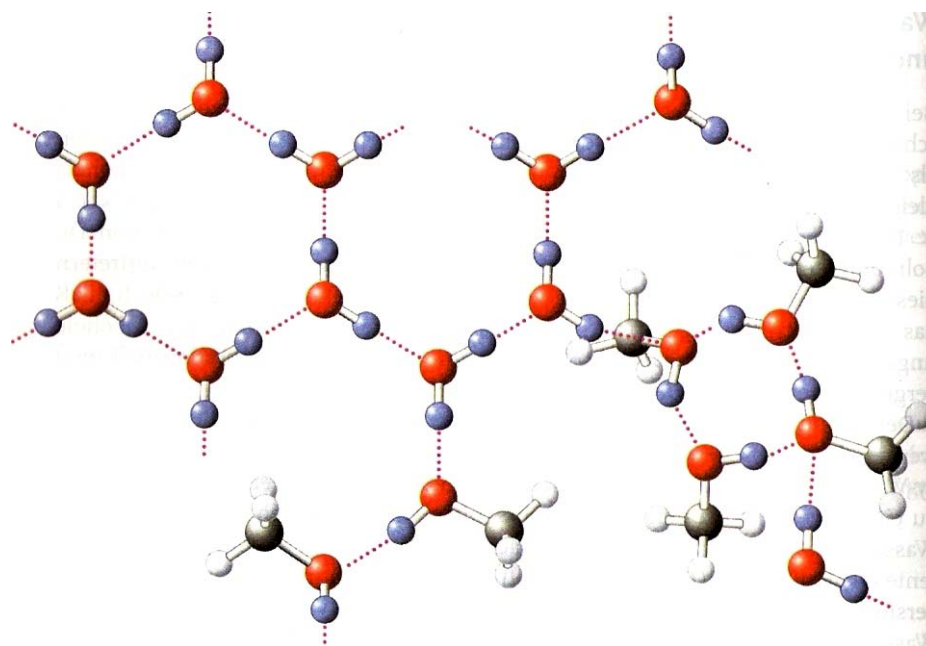
## Entsorgung:

Die Lösungen der Alkohole werden zu den organischen Lösungsmittelabfällen gegeben.

## Fachliche Analyse:

Wenn man Wasser und Alkohole mischt, entstehen zwischen den Wassermolekülen und den OH-Gruppen der Alkohole Dipol-Dipol Wechselwirkungen. Zwischen den Alkylresten der Alkohole und Wasser können sich keine Dipol-Dipol-WW aufbauen und somit stellen sie keine gute Realisierungsmöglichkeit dar. Somit meiden hydrophobe Alkylreste meist die Gegenwart von OH-Gruppen.

Denn die gegenseitige Stabilisierung der OH-Gruppen, wie z.B. in reinem Wasser, führt zur Absenkung der Molekülenergien und ist somit thermodynamisch begünstigt. Jedes Wassermolekül ist im Durchschnitt an 3,4 Nachbarmoleküle gebunden. Obwohl diese Bindungen ständig gelöst und neu geknüpft werden, besteht Wasser im Ganzen doch aus einer hochgeordneten Struktur.

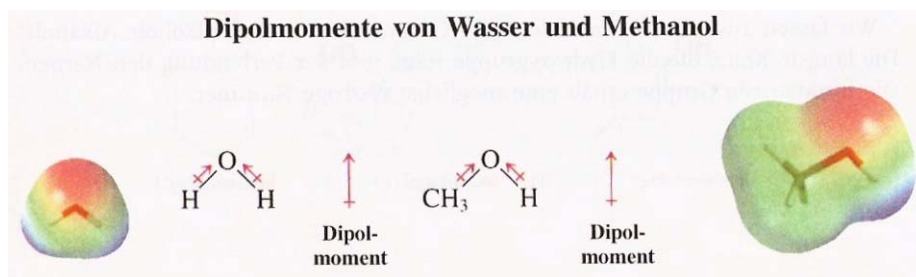


(oben: Strukturausschnitt aus einem Wasser-Methanolgemisch)

(Quelle: Organische Chemie, K. Peter C. Vollhardt, Wiley-VCH (Vierte Auflage), 2005, S. 330)

Zwischen den unpolaren Alkylresten herrschen nur die London oder Van-der-Waals Wechselwirkungen. Diese WW entstehen durch kurzzeitig induzierte Dipole die sich in den C-H-Bindungen spontan bilden und in den Nachbarmolekülen den Gegenpol induzieren. Je länger die Alkylkette ist, umso besser können sich diese kurzzeitigen Dipole ausbilden. Somit sind auch langkettigere Fette viskoser als kurzkettinge.

Bei den Alkoholen Methanol, Ethanol und Propanol sind die Alkylreste noch relativ kurz und können sich gut in das OH-Gruppennetzwerk einfügen.



(Quelle: Organische Chemie, K. Peter C. Vollhardt, Wiley-VCH (Vierte Auflage), 2005, S. 328)

Ausserdem sind die Van-der-Waals-WW zwischen den Resten noch relativ kurz, so dass sich keine eigene Phase ausbilden kann.

In der folgenden Tabelle werden noch einmal die wichtigsten Alkohole mit Siedepunkten und Wasserlöslichkeit mit ihren jeweiligen Halogenalkanen und Alkanen verglichen.

**Tabelle 8-1** Physikalische Eigenschaften von **Alkoholen** und ausgewählten analogen Halogenalkanen und Alkanen

Verbindung	IUPAC-Name	Trivial-name	Schmelzpunkt in °C	Siedepunkt in °C	Löslichkeit in H <sub>2</sub> O bei 23 °C
CH <sub>3</sub> OH	Methanol	Methylalkohol	-97.8	65.0	unbegrenzt
CH <sub>3</sub> Cl	Chlormethan	Methylchlorid	-97.7	-24.2	0.74 g/100 ml
CH <sub>4</sub>	Methan		-182.5	-161.7	3.5 ml (g)/100 ml
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	Ethanol	Ethylalkohol	-114.7	78.5	unbegrenzt
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> Cl	Chlorethan	Ethylchlorid	-136.4	12.3	0.477 g/100 ml
CH <sub>3</sub> CH <sub>3</sub>	Ethan		-183.3	-88.6	4.7 ml (g)/100 ml
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	1-Propanol	Propylalkohol	-126.5	97.4	unbegrenzt
CH <sub>3</sub> CHOHCH <sub>3</sub>	2-Propanol	Isopropylalkohol	-89.5	82.4	unbegrenzt
CH <sub>3</sub> CHClCH <sub>3</sub>	2-Chlorpropan	Isopropylchlorid	-117.2	35.7	0.305 g/100 ml
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	Propan		-187.7	-42.1	6.5 ml (g)/100 ml
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	1-Butanol	Butylalkohol	-89.5	117.3	8.0 g/100 ml
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> COH	2-Methyl-2-propanol	<i>tert</i> -Butylalkohol	25.5	82.2	unbegrenzt
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> OH	1-Pentanol	Pentylalkohol	-79	138	2.2 g/100 ml
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CCH <sub>2</sub> OH	2,2-Dimethyl-1-propanol	Neopentylalkohol	53	114	unbegrenzt

(Quelle: Organische Chemie, K. Peter C. Vollhardt, Wiley-VCH (Vierte Auflage), 2005, S. 329)

Wie man aus der Tabelle sehen kann sind die Alkohole Methanol, Ethanol und Propanol in Wasser unbegrenzt lösbar, während Butanol nur mit 8 g / 100 mL in Wasser lösbar ist und somit schon eine eigene Phase bildet.

### Didaktische Analyse:

Der Versuch ist in der 11G.1 anzusiedeln, da hier die Alkohole und auch ihre Eigenschaften behandelt werden. Der Versuch ist gut dazu geeignet, die unterschiedlichen intermolekularen Wechselwirkungen zu beschreiben und gut dazu geeignet den Schülern den Übergang von einem vorwiegend polaren zu einem vorwiegend unpolaren Stoff zu erklären.

Der apparative Aufwand dieses Versuches ist nicht sehr hoch.  
Der finanzielle Aufwand ist auch sehr gering.

Der Effekt der Phasentrennung kann nicht immer gut beobachtet werden, deshalb bietet es sich bei diesem Versuch an, die Phasen einzufärben, wie in unserem Beispiel mit Fluorescein.

Der Versuch ist auch als Schülerversuch durchführbar. Obwohl Methanol giftig ist, kann man davon ausgehen, dass ein Schüler nicht die geringe Menge auch noch trinken wird. Wobei diese Menge noch keine toxische Wirkung erzielen wird.

Der zeitliche Aufwand ist wirklich nicht besonders groß.

### **Literatur:**

- Soester Liste Version 2.7
- Hessischer Lehrplan G8 der Chemie für Gymnasien
- (Quelle: Organische Chemie, K. Peter C. Vollhardt, Wiley-VCH (Vierte Auflage), 2005 S. 347-350)