

Organisch-chemisches Praktikum für Studierende des Lehramts

WS 2010/11

Praktikumsleitung: Dr. Reiß

Assistent(in): Beate Abé

Name: Johannes Hergt

Datum: 16.11.2010

Gruppe 1: Einführung in die organische Chemie

Versuch (selbst): „Brennendes Eis“ als Einführung in Alkanole

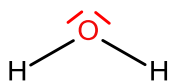
Zeitbedarf

Vorbereitung: 10 Minuten

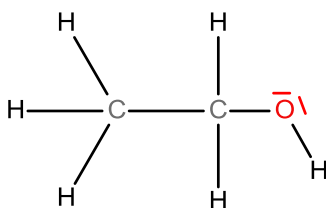
Durchführung: 5 Minuten

Nachbereitung: 5 Minuten

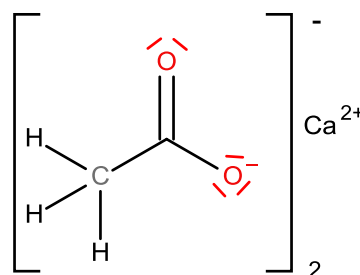
Beteiligte Moleküle



Wasser



Ethanol



Calciumacetat

Chemikalien^[1]

Tab. 1: Verwendete Chemikalien.

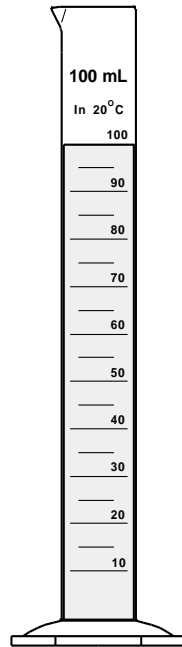
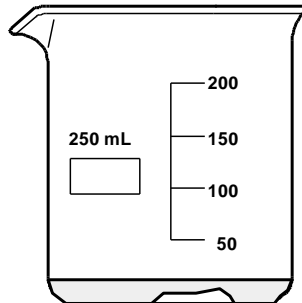
Eingesetzte Stoffe	Menge	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbole	Schuleinsatz
Wasser	20 mL				S1
Ethanol	100 mL	11	(2)-7-16	F	S1
Calciumacetat	6 g	36-37-38	26-36	Xi	S1

Geräte

- Becherglas (250 mL)
- Waage
- Messzylinder (100 mL)
- Feuerfeste Unterlage (Backblech mit Alufolie)
- Feuerzeug

Aufbau

1.



2.

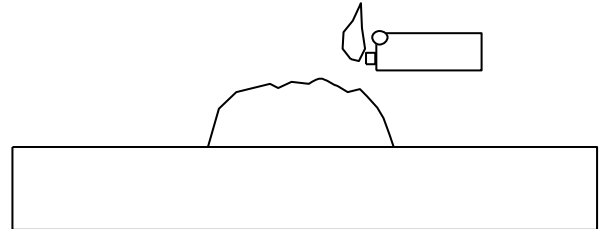


Abb. 1: Versuchsaufbau.

Durchführung

In einem Becherglas (250 mL) werden 6 g Calciumacetat abgewogen und 20 mL Wasser hinzugegeben. Es wird so lange gerührt, bis sich das Calciumacetat gelöst hat. Gehen ein paar kleine Calciumacetat-Klumpen nicht in Lösung, ist das in Ordnung, da eine gesättigte Lösung hergestellt werden soll (→ wie Bodensatz einer gesättigten Natriumchlorid-Lösung). Es werden nun 100 mL Ethanol im Messzylinder abgemessen und „in einer Bewegung“ zur Calciumacetat-Lösung gegeben. Das dabei entstehende Gel wird vom Ethanol befreit und auf eine feuerfeste Unterlage (z.B. einem Backblech mit Alufolie) gegeben. Das Gel wird entzündet.

Beobachtung

Bei Zugabe von Ethanol zur Calciumacetat-Lösung bildet sich sofort eine gelartige, weiße Masse, die Eis ähnlich sieht. Sie schwimmt allerdings nicht an der Oberfläche des zugegebenen Ethanols sondern „verweilt“ auf dem Boden des Becherglases. Das Gel lässt sich auf der feuerfesten Unterlage sehr leicht entzünden und brennt dabei mit gelb-bläulicher Flamme. Im Versuch wurde das Feuer nach 10 Minuten durch Luftabschluss gelöscht. Die gelartige Masse hätte wahrscheinlich noch über längere Zeit weiterbrennen können.



Abb. 2: „Brennendes Eis“.

Entsorgung

Überschüssiges Ethanol wird im Sammelbehälter für organische Lösungsmittelabfälle entsorgt. Calciumacetat wird in Wasser gelöst und im Abguss entsorgt.

Fachliche Auswertung der Versuchsergebnisse ^[2,3]

Siedepunkt, Schmelzpunkt und Löslichkeit von Ethanol im Vergleich

„Ethanol ist bei Raumtemperatur flüssig!“ Diese Aussage scheint auf den ersten Blick sehr trivial. Jeder weiß, dass Whiskey, Rum und Vodka, die Ethanol als Trinkalkohol enthalten, flüssig sind. Trotzdem bedarf diese Beobachtung/Tatsache einer Erklärung. Vergleicht man Ethanol mit anderen, ähnlich aufgebauten Kohlenwasserstoffen, scheint es auf den ersten Blick gar nicht mehr so selbstverständlich, dass Ethanol bei Zimmertemperatur in flüssiger Form vorliegt.

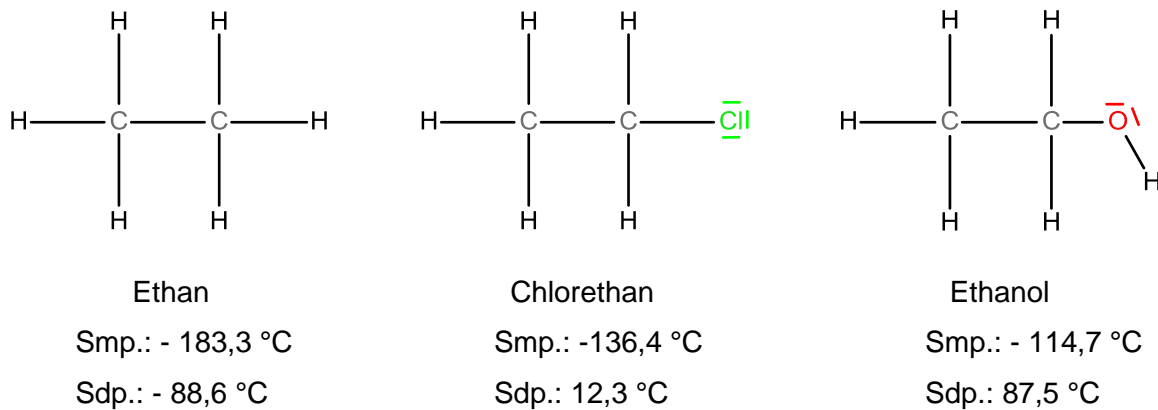


Abb. 3: Ethan, Ethylchlorid und Ethanol mit ihren jeweiligen Schmelz- und Siedetemperaturen.

Ethan, Ethylchlorid und Ethanol besitzen das gleiche Kohlenstoffgrundgerüst. Sie unterscheiden sich lediglich in jeweils einem Substituenten. Alle drei sind entzündlich. Sie haben also durchaus physikalisch ähnliche Eigenschaften. Allerdings liegen ihre Schmelz- und Siedepunkte im Vergleich weit auseinander. Woran liegt das?

Es liegt relativ nahe, dass die unterschiedlichen Substituenten einen Einfluss auf die Schmelz- und Siedetemperatur haben müssen.

Betrachten wir das Ethan-Molekül so ist festzustellen, dass innerhalb des Moleküls keine Partialladungen vorliegen. Das heißt die Unterschiede in der Elektronegativität des Kohlenstoffs und des Wasserstoffs sind nicht ausreichend groß, um eine signifikante Ladungsverschiebung zu erzeugen. Unter Elektronegativität (EN) ist dabei zu verstehen, wie „elektronenliebend“ ein Atom ist. Je größer der Elektronegativitätswert dabei ist, desto mehr zieht ein Atom die Elektronen des mit ihm verbundenen Atoms zu sich.



Abb. 4: Elektronegativitäts-Werte nach Pauling.

Betrachtet man nun jedoch das EN-Verhältnis von Chlor und Kohlenstoff, wie es im Chlorethan vorliegt, so erkennt man eine größere Ladungsverschiebung in Richtung des Chlors. Ethanol besitzt demzufolge ebenfalls eine Ladungsverschiebung und diese nicht nur in Bezug auf den Kohlenstoff, sondern insbesondere auf das gebundene Wasserstoffatom.

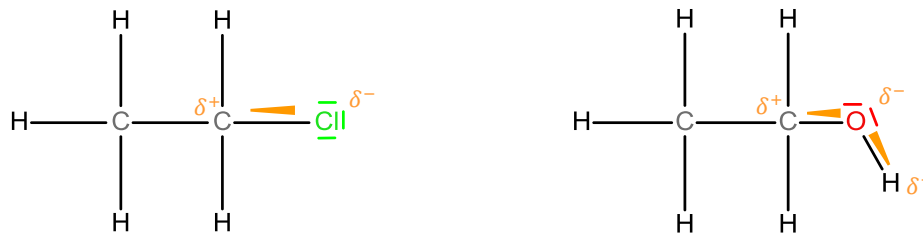


Abb. 5: Ladungsverschiebung in Chlorethan (links) und Ethanol (rechts).

Dies erklärt, weshalb Ethan als unpolares Molekül einen sehr niedrigen Siedepunkt und Schmelzpunkt besitzt. Die einzelnen Moleküle werden lediglich durch Van-der-Waals-Kräfte zusammengehalten. Da es sich beim Ethan um ein relativ kurzkettiges Alkan handelt, sind diese Kräfte nicht stark genug, um die Moleküle bei Zimmertemperatur „zusammenzuhalten“. Sie gehen bereits bei $-88,6\text{ °C}$ in die Gasphase über.



Abb. 6: Schwache Van-der-Waals-Kräfte des Ethans (links), Dipol-Dipol-Kräfte des Chlorethans (rechts).

Auf Grund der Ladungsverschiebungen im Chlorethan und im Ethanol, wird ein sog. Dipolmoment im Molekül induziert. Dieser sorgt dafür, dass der positive Teil eines Moleküls eine Bindung mit dem negativen Teil eines anderen eingehen kann (siehe Abb.6). Diese Bindungen sind immer noch sehr viel schwächer als kovalente Bindungen, allerdings sind sie doch stark genug, um den Schmelz- und Siedepunkt der jeweiligen Moleküle zu erhöhen. Das Dipolmoment für Chlorethan beträgt $6,84 \cdot 10^{13}\text{ C m}$ und für Ethanol $5,77 \cdot 10^{13}\text{ C m}$. Die Dipolmomente der beiden Moleküle sind nicht weit auseinander. Trotzdem besitzt Ethanol einen deutlich höheren Siedepunkt als Chlorethan.

Dies liegt daran, dass die Hydroxy-Gruppen der Ethanol-Moleküle für Wasserstoffbrücken-Bindungen zur Verfügung stehen, die auch dafür verantwortlich sind, dass Wasser (als relativ kleines Molekül) einen so hohen Siedepunkt besitzt. Wasserstoffbrückenbindungen können Moleküle noch besser vernetzen als Dipol-Dipol-Kräfte.

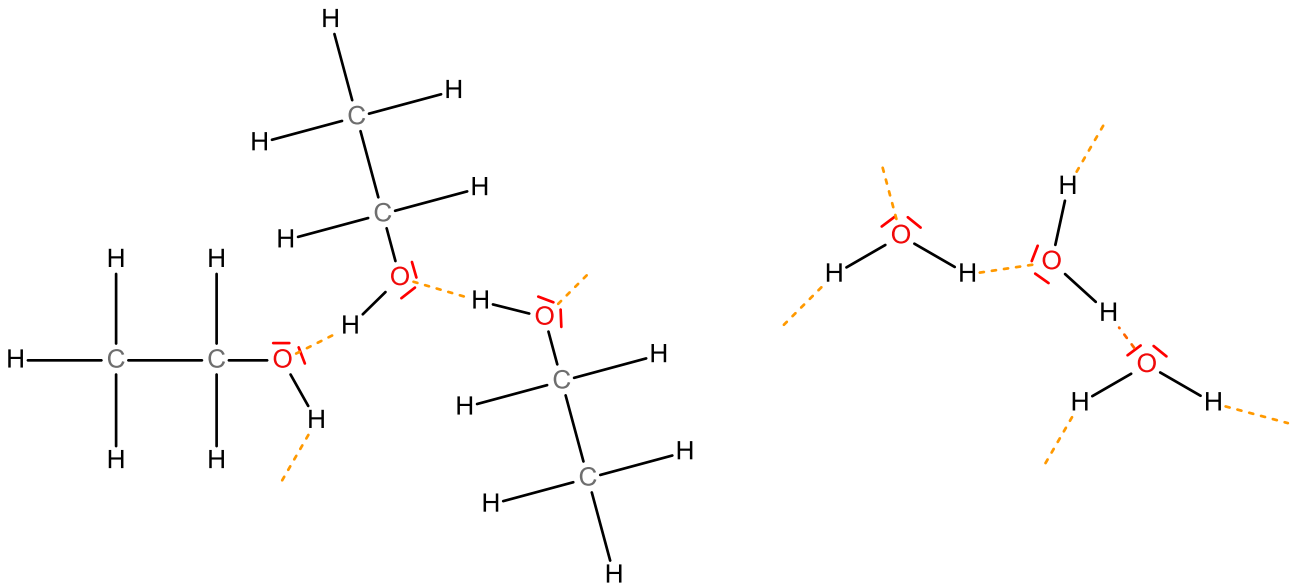


Abb. 7: Wasserstoffbrücken-Bindungen zwischen Ethanol-Molekülen (links) und zwischen Wassermolekülen (rechts).

Diese Eigenschaft des Ethanols, Wasserstoffbrücken-Bindungen zu bilden, ist auch dafür verantwortlich, dass sich Ethanol unbegrenzt in Wasser lösen lässt: „Similia similibus solventur!“ (lat.: Gleiches löst sich in Gleichem).

Die sehr gute Löslichkeit Ethanols in Wasser spielt eine wichtige Rolle bezüglich des durchgeführten Versuchs „Brennendes Eis“.

Erklärung des Versuchs „Brennendes Eis“

Calciumacetat löst sich sehr gut in Wasser, da die Calcium- und Acetat-Ionen sehr gut von den polaren Wassermolekülen aus ihrem Gitter herausgelöst werden können.

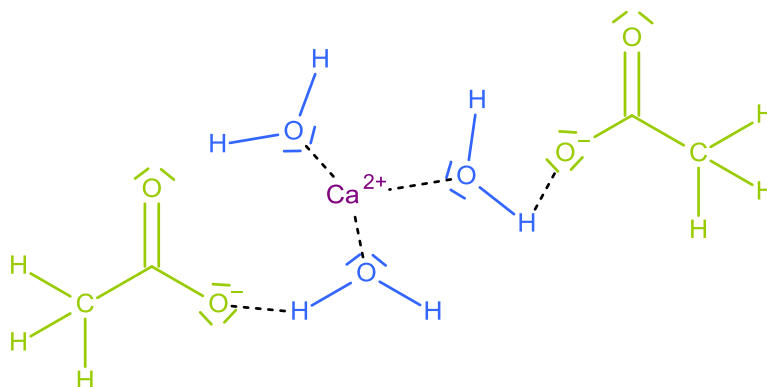
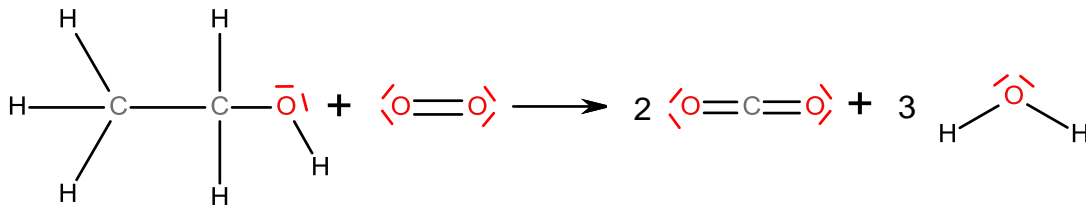


Abb. 8: In Wasser gelöste Calcium- und Acetat-Ionen.

Wird nun Ethanol im Überschuss zur Lösung hinzugegeben, fällt das Calciumacetat wieder in fester, ungelöster Form aus, weil es vom sehr gut wasserlöslichen, im Überschuss vorhandenen Ethanol verdrängt wird. Es entsteht eine gelartige Masse, die aus Calciumacetat und darin eingeschlossenem und anhaftendem Ethanol besteht.

Beim Verbrennungsvorgang verbrennt deshalb nicht, wie es scheinen mag, die gelartige Masse (also das Calciumacetat), sondern das anhaftende Ethanol:



Dabei entstehen bei der Verbrennung von Ethanol Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Methodisch-Didaktische Analyse

1 Einordnung^[4]

Laut hessischem Lehrplan werden im zweiten Halbjahr der 10. Klasse erste Einblicke in das Themengebiet der Alkanole gegeben. Dabei werden auch explizit Stoffeigenschaften der Alkanole erwähnt, in dessen Kontext „das brennende Eis“ als Demonstration der Entflammbarkeit Ethanols sehr gut passt.

2 Aufwand

Der zeitliche Aufwand des Versuchs ist relativ gering. Das Abwiegen und Abmessen der Chemikalien ist innerhalb von 10 Minuten erledigt. Es müssen keine aufwendigen Apparaturen aufgebaut werden. Die Demonstration des Versuchs nimmt mit 5 Minuten auch wenig Zeit in Anspruch.

Die verwendeten Chemikalien sind nicht giftig. Beim Ethanol muss lediglich darauf geachtet werden, dass es im richtigen Behälter entsorgt wird. Die Chemikalien sind zudem nicht teuer und müssten in jedem guten Schullabor vorhanden sein.

3 Durchführung

„Das brennende Eis“ bietet sich als Einstiegsversuch zum Thema Alkanole an. Da das Calciumacetat/Ethanol-Gel durchaus hohe Flamme wirft, ist dieser Versuch unbedingt vom Lehrer durchzuführen oder aber von diesem zu beaufsichtigen. Die Durchführung sollte auf jeden Fall im Abzug auf einer festen Unterlage durchgeführt werden. Das entzündete Gel kann über den Zeitraum der Unterrichtsstunde brennen, um den Schülern eindrucksvoll zu verdeutlichen, wie viel Ethanol tatsächlich im Gerüst des Calciumacetats eingeschlossen ist.

Als Demonstrationsversuch auf dem Lehrerpult wäre der Versuch dann geeignet, wenn kleinere Mengen an Chemikalien verwendet würden. Dann könnte ggf. auf einen Abzug verzichtet werden, der Showeffekt vom großen, schmelzenden Eisklumpen wäre allerdings auch kleiner.

In jedem Fall sollte darauf geachtet werden, dass keine Ethanolpfützen in der Umgebung des durchzuführenden Versuchs vorhanden sind, die sich im Ernstfall entzünden könnten.

4 Wissensvermittlung und Fazit

„Das brennende Eis“ zeigt den Schülern neben der meist bekannten Tatsache, dass Ethanol brennt, auch die unbegrenzte Mischbarkeit Ethanols und Wassers. Letzteres dürfte vielen Schülern neu sein, da der Laie bei Ethanol an eine Art Benzin denkt und daraus meist schlussfolgert, dass Ethanol und Wasser deshalb eigentlich nicht mischbar sein dürften.

Gut an dem Versuch ist dessen Alltagsbezug. In Restaurants haben sicherlich der ein oder andere Schüler/die ein oder andere Schülerin schon einmal die kleinen silbernen Töpfe mit Gelpaste gesehen, die angezündet zum Warmhalten von Speisen dienen.

Der Versuch verdeutlicht insgesamt eher die physikalischen und weniger die chemischen Eigenschaften des Ethanols. Anhand des Versuchs lässt sich allerdings die Bedeutung induktiver Effekte sehr gut erklären, welche für das Reaktionsverhalten von Alkanolen eine wesentliche Rolle spielen.

Insgesamt ist dieser Edutainment-Versuch, deshalb durchaus als Einstiegsversuch, insbesondere als Demonstrationsversuch des Lehrers in das Themengebiet der Alkanole geeignet.

Quellenverzeichnis

Versuchsquelle: http://www.chids.de/dachs/experimente/009brennendes_eis.xml
(Titel: Brennendes Eise, Zugriff am 16.11.2010)

- [1] GESTIS - Stoffdatenbank:
<http://biade.itrust.de/biade/lpext.dll?f=templates&fn=main-hit-h.htm&2.0>
(Zugriff am 17.11.2010)
- [2] Vollhardt, K. Peter C. und Neil E. Schore: Organische Chemie. Vierte Auflage. Wiley-VCH Verlag. Weinheim **2005**. S. 328 ff.
- [3] Breitmaier, Eberhard und Günther Jung: Organische Chemie. Fünfte, überarbeitete Auflage. Thieme Verlag. Stuttgart **2005**. S. 149.
- [4] Hessischer Lehrplan: Chemie. **2010**
http://www.hessen.de/irj/HKM_Internet?uid=3b43019a-8cc6-1811-f3ef-ef91921321b2
(Zugriff am 17.11.2010)