

3 Organische Sauerstoff-Verbindungen

3.36 Durchblick: Zusammenfassung und Übung

Zu den Aufgaben

A1 Es gibt zwei mögliche Lösungen:

Name	Strukturformel
2-Methylbutan-1,2,3-triol	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} & & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{CH}_3 & \text{H} & & & \end{array} $
3-Methylbutan-1,2,3-triol	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} & & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{CH}_3 & & & \end{array} $

A2 Wasser ist eine hydrophile, Benzin eine hydrophobe (lipophile) Flüssigkeit. Ethanol-Moleküle haben einen polaren Teil (Hydroxygruppe) und einen unpolaren Teil (Alkylgruppe). Ethanol ist aufgrund des Baus seiner Moleküle sowohl hydrophil als auch lipophil und kann so gleichzeitig hydrophile und lipophile Stoffe lösen („Lösungsvermittler“).

$$n(\text{Alkohol}) = \frac{V(\text{gasf. Alkohol})}{V_m} = \frac{0,05 \text{ l}}{24 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = \frac{m(\text{Alkohol})}{n(\text{Alkohol})} = \frac{0,067 \text{ g}}{2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M(\text{C}_1\text{H}_4\text{O}_1) = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

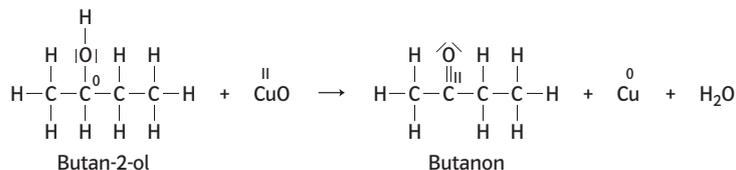
Bei dem gesuchten Alkohol handelt es sich um Methanol.

Beispiel für eine Lösungstabelle oder Tabelle mit Grafiken, z.B. Strukturformeln

A4 Propanol als Vertreter der Alkanole besitzt mit der Hydroxygruppe sowohl ein stark positiv polarisiertes Wasserstoff-Atom als auch ein Sauerstoff-Atom mit freien Elektronenpaaren. Diese sind eine Voraussetzung zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken. Beim Propanon fehlen die ausreichend stark positiv polarisierten H-Atome. Deshalb können Propanon-Moleküle untereinander keine Wasserstoff-Brücken bilden, jedoch beispielsweise mit Wasser-Molekülen.

A5

a)



Das Butan-2-ol wird zu Butanon oxidiert; das Kupferoxid wird zu Kupfer reduziert.

b) Butanon wird als Lösungsmittel für Lacke, Kunststoffe usw. verwendet. Aufgrund der ähnlichen Siedetemperatur von 79 °C wird es als Vergällungsmittel für Ethanol (Siedetemperatur 78 °C) verwendet.

A6

Propan-1-ol	Propan-2-ol
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$
primäres Alkanol	sekundäres Alkanol

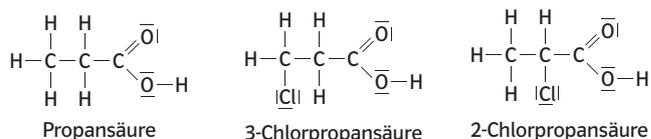
Man hält ein Kupferblech in die rauschende Brennerflamme, wodurch Kupferoxid (CuO) entsteht. Das noch heiße Blech taucht man anschließend einmal in Propan-1-ol und in einem weiteren Versuch in Propan-2-ol. Im Falle des Propan-1-ols [1] (prim. Alkanol) entsteht ein Aldehyd (Propanal). Im Falle des Propan-2-ols [2] (sek. Alkanol) entsteht ein Keton (Propanon).



Das in [1] entstandene Propanal kann mit der Benedict- oder Tollensprobe nachgewiesen werden, während das Keton in [2] damit nicht reagiert.

A7 Material: Erlenmeyerkolben 250 ml, Bürette, Messzylinder oder Messpipette, Essig oder Essigreiniger, Natronlauge (z. B. $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$), Phenolphthalein-Lösung

Durchführung: In den Erlenmeyerkolben werden mithilfe des Messzylinders oder der Messpipette ein definiertes Volumen an Essig gegeben (z. B. 10 ml). Der Essig wird mit 3–5 Tropfen Phenolphthalein-Lösung als Indikator versetzt. In die Bürette wird die Natronlauge mit definierter Konzentration gefüllt. Unter regelmäßigem Umschwenken wird der Essig vorsichtig bis zum ersten bleibenden Pink-Farbtönen des Phenolphthaleins titriert. Der Verbrauch an Natronlauge wird notiert.

A8

→
Säurestärke nimmt zu.

2-Chlorpropansäure und 3-Chlorpropansäure sind stärkere Säuren als Propansäure, da die Chlor-Atome einen elektronenziehenden –I-Effekt auf die Carboxygruppe ausüben. Dadurch steigt die Polarität der Bindung der OH-Gruppe und die Abspaltung des Protons wird erleichtert. Die korrespondierende Base, das 2-Chlorpropanoat-Ion wird durch den Elektronenzug des Chlor-Atoms stabilisiert, indem die negative Ladung der Carboxylatgruppe vermindert wird. Dadurch sinkt die Tendenz der Carboxylatgruppe, ein Proton aufzunehmen. Die Säurestärke der 2-Chlorpropansäure ist somit deutlich größer als die der Propansäure.

Der –I-Effekt und die Polarisierung sind mit zunehmender Entfernung des Chlor-Atoms schwächer, daher ist 3-Chlorpropansäure eine schwächere Säure als 2-Chlorpropansäure.

A9**Zusatzinformationen****Zu Kap. 3.10, B1**

Das Diagramm zeigt die Siedetemperaturen von Alkanolen und Alkanen im Vergleich.

Auf der y-Achse sind die Siedetemperaturen der jeweiligen Verbindungen aufgetragen, auf der x-Achse die Zahl der Elektronen im Molekül. Die untere Kurve (grün) gehört zur Stoffklasse der Alkane. Mit zunehmender Zahl der Elektronen, d.h. mit Fortschreiten in der homologen Reihe, steigen die Siedetemperaturen der Alkane. Der Anstieg ist nicht linear.

Die orangefarbene Kurve, die zur Stoffklasse der Alkanole gehört, verläuft oberhalb der Alkan-Kurve. Diese Kurve steigt ebenfalls mit Fortschreiten in der homologen Reihe an. In diesem Fall ist der Anstieg nahezu linear (Ausnahme: Methanol).

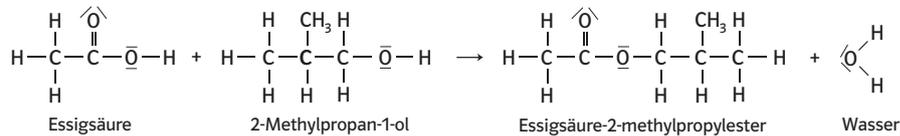
Zu Beginn weichen die Kurven stark voneinander ab, während sie sich am Ende annähern.

Die Siedetemperaturen beider Stoffklassen nehmen mit steigender Elektronenanzahl in den Molekülen zu, da die London-Kräfte aufgrund der größeren Polarisierungsmöglichkeiten (Bildung induzierter Dipole) ebenfalls ansteigen.

Bei den eher *kurzkettigen* Alkan- und Alkanol-Molekülen (links im Diagramm) wirken vergleichbare, entsprechend der Molekülgröße geringe London-Kräfte. Bei den Alkanol-Molekülen wirken zusätzlich starke Wasserstoffbrücken, sodass die Unterschiede in den zwischenmolekularen Kräften groß sind.

b) Alkohol (Ethanol) entsteht durch alkoholische Gärung aus der in zuckerhaltigen Früchten enthaltenen Glucose. Glucose wird von Pflanzen durch Fotosynthese aus Kohlenstoffdioxid und Wasser hergestellt, d.h., dass das beim Ethanolabbau gebildete und in die Atmosphäre abgegebene Kohlenstoffdioxid zuvor der Atmosphäre entnommen wurde. Somit hat das Alkoholtrinken keinen Einfluss auf das Klima.

A11



Ein Essigsäure-Molekül reagiert mit einem 2-Methylpropan-1-ol-Molekül unter Abspaltung eines Wasser-Moleküls zu einem Essigsäure-2-methylpropylester-Molekül. Man bezeichnet diese Reaktion als Veresterung. Da insgesamt aus zwei Molekülen ein größeres Molekül unter Abspaltung eines kleinen Moleküls (H₂O) gebildet wird, spricht man von einer Kondensationsreaktion.

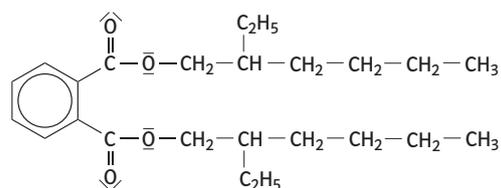
A12 Die Oberfläche der Blätter vieler Pflanzen ist mit einer dünnen Wachsschicht überzogen. Wachse sind Ester aus Fettsäuren und Fettalkoholen. Ihre Moleküle sind durch die sehr langen Kohlenwasserstoff-Ketten daher nahezu unpolar. Somit sind Wachse hydrophob und wasserabweisend. Wachshaltige Blätter können nicht benetzt werden, das Wasser perlt ab.

Hinweis: Die zwischenmolekularen Kräfte (London-Kräfte) zwischen den Wachs- und den Wasser-Molekülen sind geringer als die Kräfte zwischen den Wasser-Molekülen (Wasserstoffbrücken). Die somit entstehende große Oberflächenspannung des Wassers bewirkt, dass sich das Wasser zu Tropfen einkugelt, die durch die Schwerkraft zum Teil von der Blattoberfläche abrollen.

A13 Ausgangsstoff für diese Ester sind Fettsäuren und Fettalkohole (bzw. Glycerin). Die Moleküle der Fette und Wachse enthalten also lange Alkylketten. Daher sind die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen sehr viel größer als bei den in Früchten enthaltenen Ester-Molekülen. Die London-Kräfte sind daher größer. Somit kommt es zu höheren Schmelztemperaturen und geringeren Flüchtigkeiten.

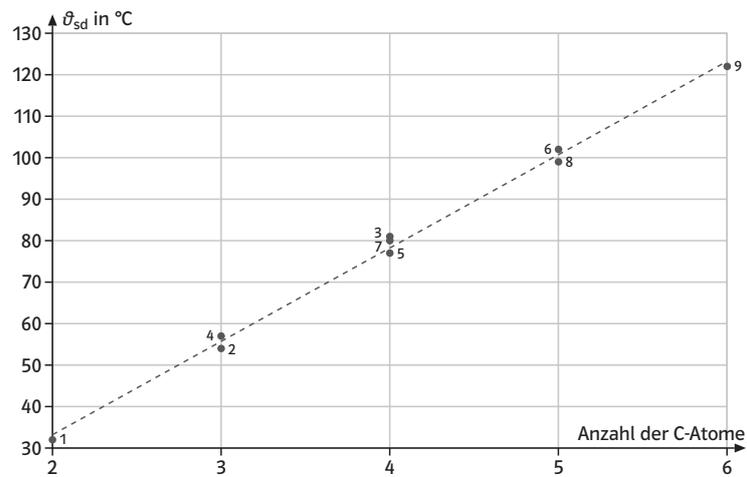
A14

a) Strukturformel von DEHP (DOP):



Phthalsäuredi-(2-ethylhexyl)ester oder Di-(2-ethylhexyl)phthalat

b) DEHP (DOP) ist einer der wichtigsten Weichmacher auf Phtalatbasis, vor allem in Produkten aus PVC, außerdem in Farben und Dichtungen. Da DEHP nicht kovalent an Kunststoff gebunden wird, entweicht es mit der Zeit. DEHP ist zwar bei einmaliger Aufnahme fast ungiftig, steht aber bei chronischer Zufuhr unter Verdacht, die Hoden, Nieren und Leber zu schädigen. Auf Basis von Tierversuchen wird es als fruchtschädigend und Fruchtbarkeitsschädigend eingestuft.

A15**a), b)**

Das Diagramm zeigt, dass die Siedetemperatur eines Carbonsäureesters hauptsächlich von der Anzahl der C-Atome seiner Moleküle abhängig ist. Isomere wie z. B. Ameisensäureethylester und Essigsäuremethylester haben sehr ähnliche Siedetemperaturen. Außerdem erkennt man eine annähernd lineare Abhängigkeit der Siedetemperatur von der Anzahl der C-Atome. Bestimmt man die Steigung der Geraden, so erkennt man, dass pro zusätzlichem C-Atom die Siedetemperatur um etwa 22,5 °C höher wird.