

Methanol - ein prinzipiell gefährlicher Stoff

<p>Aufgabenstellung</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Prüfen Sie die Stichhaltigkeit der Aussage in [M1] unter Verwendung des Zeitungsartikels [M2] und der Sachinformationen in [M3]. 2. Erläutern Sie unter Zuhilfenahme von Teilchenmodellen [M4], warum Ethanol und Methanol ähnliche aber letztlich verschieden große Siedetemperaturen haben. Kennzeichnen Sie dazu die polaren Bindungen in den Strukturformeln beider Stoffe und nutzen Sie Gemeinsamkeiten und Unterschiede der zwischenmolekularen Kräfte für Ihre Argumentation. 3. Weitergedacht: Formulieren Sie Vorschläge, mit denen wir experimentell prüfen können, ob in unserem Gäransatz neben Ethanol möglicherweise auch Methanol entstanden ist. <p>Zum Weiterlesen empfohlen: http://www.chemie-im-alltag.de/articles/0135/index.html</p>	
<p>M1 Methanol im Vorlauf?</p>		<p>Aus einem Ratgeber „Schnapsbrennen als Hobby“: <i>Der Vorlauf der Destillation eines Gäransatzes sollte verworfen werden sollte, da er neben Ethanol auch Methanol enthalten kann.</i></p>
<p>M2 Methanol in Selbstgebranntem</p>	<p>Neben Zucker bauen Hefen auch Kohlenhydrate ab wie z. B. das Pektin, das in pflanzlichen Zellwänden auftritt. Im Verlauf von komplexen Stoffwechselprozessen werden dabei neben Ethanol zahlreiche flüchtige Verbindungen gebildet, die charakteristisch für das Aroma sind und von Spirituose zu Spirituose variieren. Eine dieser Verbindungen ist Methanol. Vor allem in Branntweinen aus Kernobst kann Methanol in größeren Mengen auftreten, da die Maische größere Mengen an Zellwandbestandteilen enthält.</p> <p>Beim Abbau des Methanols im menschlichen Körper entsteht zunächst der toxische Methanal, welcher anschließend zu Ameisensäure weiter umgesetzt wird. Diese Ameisensäure schädigt insbesondere Nervenzellen und kann bei einer entsprechend hohen Konzentration zu Erblindungen und auch zum Tod führen. Methanol wird deshalb ab 0,1 g/kg Körpergewicht als toxisch eingestuft, mehr als 1 g/kg sind tödlich. „Selbstgebrannte“ Schnäpse können aus Unwissenheit oder aus Gründen der Gewinnmaximierung zu viel Methanol enthalten.</p>	<p>Pektin mit Methylestergruppen</p>
<p>M3 Ethanol und Methanol</p>	<p>Kurzinformation zu Ethanol (C₂H₅OH) Siedetemperatur 78°C, beliebig mit Wasser oder Heptan mischbar, Flüssigkeit und Dampf leicht entzündbar.</p> <p>Oral LD₅₀ (Ratte) 7060 mg/kg Oral LD₁₀ (Mensch) 1400 mg·kg⁻¹</p>	<p>Kurzinformation zu Methanol (CH₃OH) Siedetemperatur 65°C, beliebig mit Wasser oder Ethanol mischbar, Flüssigkeit und Dampf leicht entzündbar.</p> <p>Giftig bei Hautkontakt, Einatmen und Verschlucken, Schädigt die Organe Oral LD₅₀ 5628 mg/kg (Ratte), Oral LD₁₀ (Mensch) 143 mg/kg</p>
<p>Erläuterungen: Der LD₅₀-Wert gibt die Menge einer Substanz an, die bei 50% der Versuchstiere zum Tod führt, je geringer er ist, desto giftiger ist die Substanz. Der LD₁₀-Wert ist die beim Menschen bekannte geringste Dosis mit Todesfolge</p>		

M4	Zufällige Dipole sorgen auch für Anziehung: Van-der-Waals-Kraft und daraus resultierende Bindung	
Anziehungskräfte zwischen eigentlich unpolaren Molekülen	<p>Die Van-der-Waals-Kraft tritt zwischen an sich unpolaren Atomen oder Molekülen auf und führt zu deren Anziehung. Wie sie zustande kommt, lässt sich am einfachsten an zwei Atomen erklären. Das Gesagte gilt aber auch für Moleküle oder Teile davon!</p> <p>Die negativ geladenen Elektronen in einem Atom können sich relativ frei bewegen. Dies kann kurzfristig zu einer ungleichmäßigen Ladungsverteilung führen. Dadurch wird das Atom zu einem zeitweiligen (<i>temporären</i>) Dipol mit einer positiven beziehungsweise negativen Teilladung (<i>Partialladung</i>).</p> <p>Kommen sich nun zwei Atome nahe genug, so kann eine der folgenden Situationen eintreten. Ein temporärer Dipol trifft auf ein Atom ohne Partialladung und bewirkt (<i>induziert</i>) hier einen Dipol, wodurch eine Anziehungskraft zwischen beiden Atomen entsteht.</p> <p>Die elektrische Anziehung ist aber schwach und hat nur eine geringe Reichweite. Damit die Van-der-Waals-Kraft überhaupt wirksam werden kann, müssen sich zwei Atome beziehungsweise Moleküle sehr nahe kommen. Diese gelingt weniger gut, je mehr Bewegungsenergie die Moleküle haben, also je höher die Temperatur ist. Grundsätzlich nimmt die Van-der-Waals-Kraft mit steigender Masse und Oberfläche des Moleküls zu. Sie kann daher sehr groß werden. Geckos nutzen z. B. die Van-der-Waals-Kräfte, um senkrechte Flächen erklimmen zu können. Die Haft-Ballen unter ihren Füßen sind voller feinsten Härchen. Dadurch entsteht auf kleinstem Raum eine so große Oberfläche, dass Van-der-Waals-Kräfte wirken, die ausreichen, um die Tiere auch an senkrechten Flächen haften zu lassen.</p>	
Raum für Skizzen		
Kurzfassung	<p>Van der Waals-Kräfte: Anziehungskräfte zwischen temporären Dipolen, die durch kurzzeitige ungleichmäßige Elektronenverteilung entstehen. Bei kleinen Molekülen schwach, bei großen mitunter stark!</p> <p>Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen sind in der Regel stärker. Polare Elektronenpaarbindungen und entsprechender räumlicher Bau der Moleküle vorausgesetzt können Dipol-Dipol-Wechselwirkungen wirken. Ein Sonderfall davon ist die besonders starke Wasserstoffbrückenbindung. Diese entsteht zwischen einem Wasserstoffatom, das durch eine Bindung zu einem stark elektronegativen O-, N-, oder F-Atom seinerseits stark positiv polarisiert ist, und einem freien Elektronenpaar eines O-, N- bzw. F-Atom in einem benachbarten Molekül.</p>	