

Die Gefahren des Schnapsbrennens

Warum der gefährliche Vorlauf verworfen werden sollte



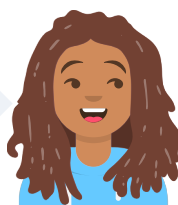
LNCU.de
ID 1776
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen

M1 Methanol neben Ethanol?



Im Ratgeber *Schnapsbrennen als Hobby* wird erwähnt, dass der **Vorlauf** bei einer Destillation eines Gäransatzes unbedingt verworfen werden sollte. Weißt Du warum?

Ich habe mal gehört, dass er neben Ethanol auch **Methanol** enthalten kann.



Hobbyratgeber

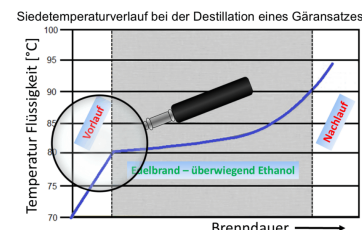


Abb. 1: Ein Blick an eine andere Stelle. ¹

Aufgaben

1. **Prüfen** Sie die Stichhaltigkeit der Aussage in **M1** unter Verwendung der Informationen in **M2**.
2. **Erläutern** Sie unter Zuhilfenahme von **M3**, warum die Stoffe Ethanol und Methanol ähnliche, aber letztlich verschieden große Siedetemperaturen haben, indem Sie ...
 - a. ... beide Flüssigkeiten im Teilchenmodell darstellen und die polaren Bindungen in den Strukturformeln **kennzeichnen**.
 - b. ... **erklären**, warum der unpolare Teil der Moleküle einen Einfluss auf die Siedetemperaturen haben muss.
 - c. ... das Zustandekommen der sog. *Van-der-Waals-Kräfte* in eigenen Worten **beschreiben**. **Tipp:** formulieren Sie zu den Abbildungen mehrere „Wenn-Dann-Sätze“).
 - d. ... die Stärke aller möglichen zwischenmolekularen Kräfte zwischen den jeweiligen Molekülen **diskutieren**.

M2 Informationen zu Methanol und Ethanol

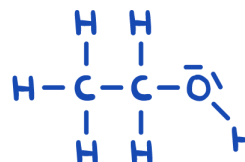
Wie entsteht Methanol? Was passiert im Körper damit?

Neben Zucker bauen Hefen auch andere Kohlenhydrate ab, wie z. B. das **Pektin**, das in pflanzlichen Zellwänden enthalten ist. 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.

Abbau im Körper

Beim Abbau des Methanols im menschlichen Körper, den wir im Unterricht noch gesondert betrachten werden, entsteht zunächst das toxische **Methanal**, welches anschließend zu **Methansäure (Ameisensäure)** umgesetzt wird. Diese Ameisensäure schädigt insbesondere Nervenzellen und kann bei einer entsprechend hohen

Daten zu Ethanol



Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) hat eine Siedetemperatur von 78 °C und ist beliebig mit Wasser oder Heptan mischbar.

- Oral LD_{50} (Ratte) = 7060 mg/Kg
- Oral LD_{50} (Mensch) = 1400 mg/Kg
- **H225:** Flüssigkeit und Dampf leicht entzündbar.
- **H319:** Verursacht schwere Augenreizung.
- **H336:** Kann Schläfrigkeit und Benommenheit verursachen.

Konzentration zu Erblindungen und auch zum Tod führen.

Selbstgebrannte Schnäpse können aus Unwissenheit oder aus Gründen der Gewinnmaximierung zu viel Methanol enthalten.

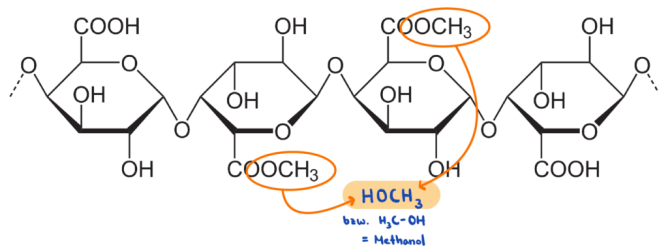
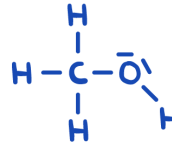


Abb. 2: Pektin enthält Methylestergruppen (orange umrandet). Beim Abbau des Pektins durch Hefen kann Methanol gebildet werden.



Der **LD₅₀-Wert** gibt die Menge einer Substanz an, die bei 50 % der Versuchstiere zum Tod führt. Je geringer dieser Wert ist, desto giftiger ist die Substanz. Ein **LD_{Lo}-Wert** bezieht die niedrigste publizierte (Fachbegriff für veröffentlichte) Dosis mit Todesfolge beim Menschen.

Daten zu Methanol



Methanol (CH₃OH) hat eine Siedetemperatur von 65 °C und ist beliebig mit Wasser oder Ethanol mischbar.

- Oral LD₅₀(Ratte) = 5628 mg/Kg
- Oral LD_{Lo}(Mensch) = 143 mg/Kg
- **H225:** Flüssigkeit und Dampf leicht entzündbar.
- **H301:** Giftig bei Verschlucken.
- **H311:** Giftig bei Hautkontakt.
- **H331:** Giftig bei Einatmen.
- **H370:** Verursacht Schäden an den Organen.

Hast Du eine Erklärung dafür, warum man selten neue LD₅₀-Werte, mitunter aber schon mal aktualisierte LD_{Lo}-Werte für Stoffe in Gefahrstoff-Datenbanken findet?



M3 Die Van-der-Waals-Kraft

Ausgangspunkt: Temporärer Dipol

Auch zwischen Atomen, Molekülen oder Molekülteilen, die wir als unpolar einstufen, können Anziehungskräfte wirken. Korrekt spricht man hier von **nicht-permanenten** Dipolen, also Dipolen, die nicht dauerhaft bestehen.

Wie diese Anziehungskräfte entstehen, lässt sich am einfachsten am Beispiel von zwei Atomen erklären. Das Gesagte gilt aber ebenso für Moleküle oder deren Teilbereiche!

Die negativ geladenen Elektronen in einem Atom sind in ständiger Bewegung. Dadurch kann es kurzfristig zu einer ungleichmäßigen Ladungsverteilung innerhalb des Atoms kommen.

Das Atom wird so für einen kurzen Moment zu einem **temporären** (also kurzzeitigen) Dipol – es entstehen positive und negative Teilladungen (**Partialladungen**).

Induzierter Dipol

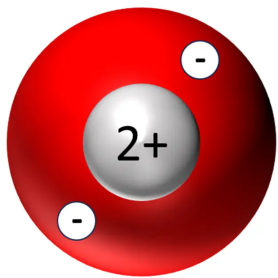
Nähern sich nun zwei Atome genügend an, kann Folgendes passieren: Ein temporärer Dipol trifft auf ein ungeladenes Atom und bewirkt (**induziert**) bei diesem ebenfalls einen Dipol. So entsteht eine Anziehungskraft zwischen den beiden Atomen – diese wird als van-der-Waals-Kraft bezeichnet.

Die elektrische Anziehung ist allerdings schwach und wirkt nur über eine sehr kurze Entfernung.

Damit die van-der-Waals-Kraft überhaupt wirksam werden kann, müssen sich zwei Atome oder Moleküle sehr nahe kommen. Das funktioniert umso schlechter, je mehr Bewegungsenergie die Teilchen besitzen – also je höher die Temperatur in der Stoffprobe ist.

Stärke der Kraft

Grundsätzlich nimmt die Van-der-Waals-Kraft mit wachsender Masse und Oberfläche der Moleküle zu. Deshalb kann sie bei großen, unpolaren Molekülen oder entsprechenden Molekülteilen sehr stark werden.



symmetrische Ladungsverteilung

Abb. 3: In einem Heliumatom ist die Ladung symmetrisch verteilt, im anderen hat sich zufällig ein temporärer Dipol gebildet.

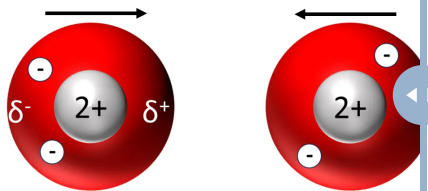


Abb. 4: Der temporäre Dipol im Atom links sorgt bei Annäherung dafür, dass in einem Nachbaratom rechts ebenfalls kurzzeitig ein Dipol entsteht. Beide Atome ziehen sich nun kurzzeitig an.

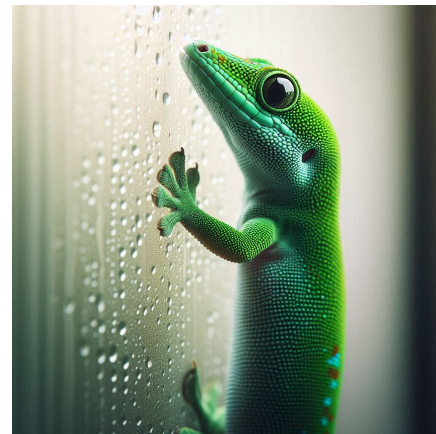


Abb. 5: Geckos können scheinbar mühelos glatte und senkrechte Oberflächen erklimmen. Grund dafür ist die Van-der-Waals-Kraft.

2

Geckos nutzen übrigens die van-der-Waals-Kraft, um an senkrechten Flächen zu haften. Die Haftballen an ihren Füßen sind mit feinsten Härchen besetzt, was die Kontaktfläche enorm vergrößert. So entstehen genügend starke van-der-Waals-Kräfte, dass sie selbst an senkrechten oder sehr glatte Oberflächen „haften“.



Weitergedacht

- 3 **Entschlüsseln** Sie in **M4** die Farbcodierung und beurteilen Sie, ob die Darstellungen dort unsere Vorstellungen der Polaritäten in den Molekülen stützen.
- 4 **Formulieren** Sie Vorschläge, mit denen wir experimentell prüfen können, ob in unserem Gäransatz neben Ethanol möglicherweise auch Methanol entstanden ist.

M4 Das elektrochemische Potenzial

Wie verteilt sich die Ladung im Molekül?

Auf der Internetseite von chemie-interaktiv.net gibt es einen Molekülbetrachter, mit dessen Hilfe sich ausgewählte Moleküle dreidimensional anzeigen lassen. Zudem lässt sich das elektrochemische Potenzial eines Moleküls farblich hervorheben, wie zum Beispiel in **Abb. 6**.



Wenn man die Farbcodierung versteht, kann man etwas über die Polarität im jeweiligen Molekül aussagen. Basierend darauf kann man dann etwas über die zwischenmolekularen Wechselwirkungen zwischen zwei solcher Moleküle sagen. Versuche es fachsprachlich korrekt einmal.

Abb. 6: Ethanolmolekül und Methanolmolekül.

3

Was passiert bei einer Methanolvergiftung?

Etwas ausführlicher: [Methanolvergiftung](#)
– Wie groß ist die Gefahr für jeden Einzelnen? [↗](#)

Wie kommt der Gecko die Wand hoch?

Vertiefend und ausführlich – eines von vielen interessanten [Max-Wissen](#) [↗](#) Angeboten.

Vergiftung durch K.O. Tropfen

K.O.-Tropfen haben nichts mit Methanol zu tun, werden aber mitunter heimlich Getränken beigemischt und wirken zusammen mit Alkohol. Manchmal sieht eine Vergiftung mit K.O.-Tropfen sogar wie eine Alkoholvergiftung aus. Es ist daher wichtig zu wissen, [worauf man achten sollte und wie man sich schützen kann](#) [↗](#).

Einzelnachweise

- [1](#) Gregor von Borstel, 2024, verändert nach K. Anscheid, A. Flint, Chemie fürs Leben, PdN 8/61, 2012, S. 32
- [2](#) Bild KI-generiert mit Hilfe von Dall-E 3. Prompt: Ein grüner Gecko, der an einer senkrechten Glasscheibe haftet.
- [3](#) Bild generiert mit https://www.chemie-interaktiv.net/jsmol_viewer_4a.html, letzter Zugriff 22.07.2025