

Markus Emden, Pitt Hild und Livia Murer

Versuche aus dem Küchenschrank

Bloss keinen Schnaps zum Lebkuchen!

Preprint

Abstract

Anliegen der in loser Folge erscheinenden Versuche ist es, Impulse für chemische Versuche zu geben, die gefahrlos zu Hause mit haushaltsüblichen Gegenständen durchgeführt werden können. Sie können damit als Quelle für das gemeinsame Ausprobieren mit Kindern zu Hause dienen, in Kindergärten oder an Schulen sowie zur Verwendung bei Tagen der offenen Tür. Ein Stückweit sind sie zu verstehen als Antwort auf den oft gehörten Satz: «Ach, Du bist Chemiker/in!? Dann mach doch mal eben ein Experiment.»

Die Versuche sind explizit nicht als Experimente im fachdidaktischen bzw. wissenschaftstheoretischen Sinn konzipiert, sondern sollen vor allem durch Erzeugung einfacher naturwissenschaftlicher Phänomene eine positive Haltung gegenüber der Chemie wecken.

Keywords

Chemieunterricht, praktische Chemie, Experiment

Bibliografie Preprint

Emden, Markus, Pitt Hild und Livia Murer. 2020. «Bloss keinen Schnaps zum Lebkuchen! Versuche aus dem Küchenschrank.» Preprint. [doi:10.5281/zenodo.4501343](https://doi.org/10.5281/zenodo.4501343).

Bibliografie Original

Emden, Markus, Pitt Hild und Livia Murer. 2020. «Bloss keinen Schnaps zum Lebkuchen! Versuche aus dem Küchenschrank.» *Chemie in unserer Zeit* 54 (2): 131-138. [doi:10.1002/ciuz.201900070](https://doi.org/10.1002/ciuz.201900070).



[doi:10.5281/zenodo.4501343](https://doi.org/10.5281/zenodo.4501343)

2020

Pädagogische Hochschule Zürich
Lagerstrasse 2
CH 8090 Zürich
www.phzh.ch

Versuche aus dem Küchenschrank Bloss keinen Schnaps zum Lebkuchen!

Markus Emden*, Pitt Hild, Livia Murer

Preprint

Emden, Markus, Pitt Hild und Livia Murer. 2020. «Bloss keinen Schnaps zum Lebkuchen! Versuche aus dem Küchenschrank.» Preprint. [doi:10.5281/zenodo.4501343](https://doi.org/10.5281/zenodo.4501343).

Copyright Wiley-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA. Reproduced with permission.

Original

Emden, Markus, Pitt Hild und Livia Murer. 2020. «Bloss keinen Schnaps zum Lebkuchen! Versuche aus dem Küchenschrank.» *Chemie in unserer Zeit* 54 (2): 131-138. [doi:10.1002/ciuz.201900070](https://doi.org/10.1002/ciuz.201900070).

Anliegen der in loser Folge erscheinenden Versuche ist es, Impulse für chemische Versuche zu geben, die gefahrlos zu Hause mit haushaltsüblichen Gegenständen durchgeführt werden können. Sie können damit als Quelle für das gemeinsame Ausprobieren mit Kindern zuhause dienen, in Kindergärten oder an Schulen sowie zur Verwendung bei Tagen der offenen Tür. Ein Stückweit sind sie zu verstehen als Antwort auf den oft gehörten Satz: «Ach, Du bist Chemiker/in!? Dann mach doch mal eben ein Experiment.»

Die Versuche sind explizit nicht als Experimente im fachdidaktischen bzw. wissenschaftstheoretischen Sinn konzipiert, sondern sollen vor allem durch Erzeugung einfacher naturwissenschaftlicher Phänomene eine positive Haltung gegenüber der Chemie wecken.

Bloß keinen Schnaps zum Lebkuchen!

Durchführung

Man füllt 60 mL «Hochprozentigen» – hier Wodka mit $\varphi(\text{Ethanol}) = 0,4$ – in ein Schraubdeckelglas. Zuvor führt man mit einer kleinen Probe des Wodkas eine Brennprobe durch. In den Wodka im Schraubdeckelglas gibt man einen Teelöffel Pottasche aus dem Gewürzregal. Das Glas wird verschlossen und gut geschüttelt, bis sich die Pottasche vollständig gelöst hat. Es bilden sich zwei Phasen. Mit einer Probe der oberen Phase wiederholt man die Brennprobe. Vorsicht!

Beobachtung

Nach dem Lösen der Pottasche trennt sich die Wodkalösung in zwei Phasen. Während Wodka nicht brennbar ist, kann nun die obere der beiden Phasen leicht entzündet werden. Die Flammen sind nur fahlblau und bei heller Umgebung schlecht zu sehen.



Abbildung 1 - Man nehme ...

Erklärung

Die Mischbarkeit von Ethanol mit Wasser ist – makroskopisch betrachtet – unbegrenzt möglich, wobei diese ‚homogene‘ Beobachtung auf submikroskopischer Ebene schon bei geringen Mischungsgraden relativiert werden muss [5]: Es kommt zu einer nur unvollständigen Durchmischung, in der es mit steigendem Ethanolanteil zum Nebeneinander von größeren Wasser- und Ethanolclustern kommt. Nur bei sehr hoher Verdünnung von Ethanol in Wasser ist davon auszugehen, dass Ethanolmoleküle stöchiometrisch exakt durch Wassermoleküle solvatisiert werden. Dabei ist nicht sicher geklärt, ob diese als Klathrate den Alkylrest umschließen [z. B. 5] oder ob dessen primäre Hydrathülle von seiner eigenen Hydrophobie weitestgehend unbeeindruckt ist [z. B. 2]. Die Wechselwirkungen zwischen Wasser- und Ethanolmolekülen verhindern im Regelfall eine spontane Entmischung.



Abbildung 2 - Phasentrennung nach dem Lösen

Unter dem Namen Pottasche findet sich Kaliumcarbonat als Lebensmittelzusatzstoff E501 im Gewürzregal. Beim Erhitzen setzt es Kohlenstoffdioxid frei und findet daher Verwendung als Backtriebmittel für sogenannte Flachgebäcke wie Lebkuchen, die beim Backen nicht weit ‚nach oben‘ gehen sollen.

Kaliumcarbonat ist sehr gut löslich in Wasser ($L(\text{K}_2\text{CO}_3, 20\text{ °C}) = 1120\text{ g L}^{-1}$ [10]) und dissoziiert beim Lösen in seine Ionen. Die Ionen binden das Lösemittel Wasser in vergleichsweise großen Hydrathüllen (Koordinationszahl für die erste Hydrathülle: $\text{K}^+ = 6,1$ [11], $\text{CO}_3^{2-} = 6$ [12]), sodass beim Lösen in Wodka zunehmend weniger Wassermoleküle zur Hydratisierung der Ethanolmoleküle zur Verfügung stehen [vgl. 8]. Schließlich werden auch die Wassermoleküle, die den Ethylrest des Ethanolmoleküls umschließen, ‚woanders‘ gebraucht. Als Folge des ‚Abziehens‘ der Wassermoleküle kann der unpolare Charakter des Alkohols wirken und es kommt zur Entmischung der Phasen. Diese Interpretation auf Teilchenebene wird im Grundsatz *similia similibus solvuntur* zusammengefasst und erklärt das Phänomen im Wesentlichen durch eine Steigerung des polaren Charakters des Lösemittels Wasser (Einbringen von ionischer Ladung) gegenüber dem des Ethanols, das so zunehmend unpolar wirkt [vgl. a. 6].

Eine damit verquickte Deutung der Versuchsergebnisse berücksichtigt das chemische Potenzial μ . Unter chemischem Potenzial wird das Vermögen eines Stoffes verstanden, in seine Elemente zu zerfallen [4]. Je negativer ein Potenzialwert ist, desto unwahrscheinlicher ist eine spontane Zersetzung. Gleichzeitig erlaubt die Betrachtung der chemischen Potenziale allgemein eine Prognose über den Ablauf einer Reaktion – sinkt im Verlauf der Reaktion das chemische Potenzial (in Summe), kann eine Reaktion spontan ablaufen.

Das chemische Potenzial ist zwar unabhängig vom Reaktionspartner, wird jedoch von bspw. Temperatur, Druck und Stoffmengenkonzentration beeinflusst. Eine Veränderung der Stoffmengenkonzentration führt zu einem sich wandelnden Einfluss von Wechselwirkungen mit Fremdmolekülen. Das chemische Potenzial von bspw. Wasser strebt mit sinkendem Stoffmengenanteil in Ethanol asymptotisch gegen einen Wert von $\mu = -\infty$ (Einheit ist das Gibbs (G), Angaben bezüglich 1 mol L^{-1}).

Interessanter ist jedoch das andere Ende des Spektrums, an dem ein maximaler Stoffmengenanteil von Wasser angenommen wird. Für das reine Lösemittel Wasser, in dem nur Wassermoleküle miteinander wechselwirken, wird ein Potenzial von $\mu = -237,4\text{ kG}$ angegeben [4]. Extrapoliert man die Datenwerte für das chemische Potenzial in einer Lösung mit Ethanol auf den hypothetischen Fall $x(\text{H}_2\text{O}) = 1,0$, findet man $\mu \approx -235\text{ kG}$ [4]. Dieser Wert beschreibt das chemische Potenzial, das Wasser hätte, wenn die Wechselwirkungen mit Ethanolmolekülen dominierten (das kann bei $x(\text{H}_2\text{O}) = 1,0$ natürlich mangels entsprechender Moleküle

nicht der Fall sein; daher handelt es sich um eine Extrapolation).

Was man erkennen kann ist, dass Wasser einen Potenzialgewinn davon hätte, wenn es nur mit Wassermolekülen wechselwirken würde ($\Delta\mu \approx -2,7$ kG), sodass die Mischung mit Ethanol eigentlich nicht begünstigt ist. Da der Potenzialunterschied zunächst einmal aber sehr gering ist, kommen noch andere Einflussfaktoren zum Tragen und die beiden Stoffe sind nur *missverträglich* [4]. Miteinander *unverträgliche* Stoffe vollziehen beim Versuch der Mischung spontan eine Phasentrennung (z. B. Ether und Wasser, wobei für Wasser mit $x(\text{H}_2\text{O}) = 1,0$ in Ether $\mu \approx -231$ kG beträgt).

Das chemische Potenzial von Wasser verändert sich in Abhängigkeit seines Molenbruchs in Gemischen. Die Veränderung verhält sich proportional zum natürlichen Logarithmus des Molenbruchs [9], sodass jede Verunreinigung des Lösemittels Wasser zu einer Absenkung seines chemischen Potenzials führt. Stärker lösliche Salze führen entsprechend zu einer stärkeren Absenkung des chemischen Potenzials, sodass im Vergleich zum System Wasser-Ethanol irgendwann der Kippunkt zwischen *miss-* und *unverträglich* überschritten wird und sich die Phasen voneinander trennen. Eine Entmischung von Schnaps ist beispielsweise weder mit Kochsalz ($L(\text{NaCl}, 0\text{ °C}) = 357\text{ g L}^{-1}$ [10]) noch mit Hirschhornsalz ($L(\text{NH}_4\text{HCO}_3, 0\text{ °C}) = 119\text{ g L}^{-1}$ [10]) zu erreichen, sodass wenigstens der gleichzeitige Verzehr von Eisenlebkuchen und Wodka nicht kontraindiziert erscheint ...

Übrigens: Treten Verunreinigungen der Wasser-Ethanol-Mischung nur in Spuren auf, kann dies sogar dazu führen, dass die Wasserstoffbrückenbindungen, mit denen die Ethanolmoleküle umschlossen sind, gestärkt werden und die Qualität eines Getränks positiv beeinflusst wird [3]. Umgekehrt wird aber auch beobachtet, dass gesteigerte Beimischungen (z. B. Fuselöle) Wassermoleküle aus wasserreichen Ethanolhydraten drängen und zu einem verwässerten Geschmackserlebnis führen [3].



Abbildung 3 - Durchführung mit Metaxa

Führt man den Versuch mit einem weinbrandähnlichen Getränk durch – hier: Metaxa ($\varphi(\text{Ethanol}) = 0,38$) – ist die Phasentrennung noch besser zu beobachten, da sich die zur Färbung meist zugesetzte Zuckercouleur (E150) in der unteren, wässrigen Phase anreichert. Ein zusätzliches Anfärben der Phasen, beispielsweise mit dem wasserunlöslichen Methylrot in der ethanolischen Phase oder mit Kupfersulfat in der wässrigen Phase [1], kann dann entfallen. Hier kann aufgrund der noch immer deutlich gefärbten oberen Phase erkannt werden, dass keine vollständige Entmischung erfolgt und kein reiner Alkohol ausgeschüttelt wird. Nichtsdestoweniger ist die Brennbarkeit der oberen Phase nach dem Lösen von Kaliumcarbonat deutliches Indiz für eine Aufkonzentrierung des Ethanolvolumenanteils; denn der Flammpunkt einer wässrigen Ethanollösung von 25 °C wird erst ab ca. $w(\text{Ethanol})=0,40$ ($\varphi(\text{Ethanol})= 0,46$) erreicht [7].

- [1] J. Eckelmann und U. Lüning. Gerührt oder geschüttelt? James-Bond-Cocktail, *Chemie in unserer Zeit* **2009**, 43, 210–212, DOI: 10.1002/ciuz.200900484.
- [2] J. Fidler und P. M. Rodger. Solvation Structure around Aqueous Alcohols, *The Journal of Physical Chemistry B* **1999**, 103, 7695–7703.
- [3] N. Hu und D. W. Schaefer. Effect of impurity compounds on ethanol hydration, *Journal of Molecular Liquids* **2010**, 155, 29–36, DOI: 10.1016/j.molliq.2010.05.001.
- [4] G. Job und R. Rüffler, *Physikalische Chemie: Eine Einführung nach neuem Konzept mit zahlreichen Experimenten*, Vieweg+Teubner Verlag / Springer Fachmedien Wiesbaden GmbH Wiesbaden, Wiesbaden, **2011**.

- [5] B. Ratajska-Gadomska und W. Gadomski. Influence of confinement on solvation of ethanol in water studied by Raman spectroscopy, *The Journal of chemical physics* **2010**, 133, 234505, DOI: 10.1063/1.3520435.
- [6] H. Schmidkunz und W. Rentsch, *Chemische Freihandversuche: Kleine Versuche mit großer Wirkung*, Aulis, Köln, **2011**.
- [7] T. Schmiermund, *Das Chemiewissen für die Feuerwehr*, Springer Berlin Heidelberg, Berlin, Heidelberg, **2019**.
- [8] M. Schrader, *Prinzipien und Anwendungen der Physikalischen Chemie*, Springer Berlin Heidelberg, Berlin, Heidelberg, **2016**.
- [9] M. E. Starzak, *Energy and Entropy*, Springer New York, New York, NY, **2010**.
- [10] Weast, Robert C. (Hrsg.), *CRC handbook of chemistry and physics: A ready-reference book of chemical and physical data*, CRC Press, Boca Raton, FL, **1983**.
- [11] J. Zhou, X. Lu, Y. Wang und J. Shi. Molecular dynamics study on ionic hydration, *Fluid Phase Equilibria* **2002**, 194-197, 257–270, DOI: 10.1016/S0378-3812(01)00694-X.
- [12] S. Zilberg, A. Mizrahi, D. Meyerstein und H. Kornweitz. Carbonate and carbonate anion radicals in aqueous solutions exist as $\text{CO}_3(\text{H}_2\text{O})_6^{2-}$ and $\text{CO}_3(\text{H}_2\text{O})_6^{\cdot-}$ respectively: The crucial role of the inner hydration sphere of anions in explaining their properties, *Physical chemistry chemical physics : PCCP* **2018**, 20, 9429–9435, DOI: 10.1039/C7CP08240A.

*Zentrum für Didaktik der Naturwissenschaften, Pädagogische Hochschule Zürich