

„Hydrophob“ oder einfach „nicht hydrophil genug“? Warum sich Öl nicht in Wasser löst

Alexander Fritz und Stefan Schwarzer*

Zusammenfassung: Die geringe Löslichkeit unpolarer Stoffe in Wasser wird in Schulbüchern oft energetisch begründet, indem die starken Wasserstoffbrücken zwischen Wassermolekülen nicht durch schwache Van-der-Waals-Wechselwirkungen überwunden werden könnten. Experimentelle Daten zeigen jedoch, dass der Lösungsvorgang von Alkanen in Wasser sogar exotherm verläuft und die geringe Löslichkeit stattdessen entropische Ursachen hat. Diese Tatsache ist in der Fachwissenschaft Chemie seit den 1940er-Jahren bekannt, hat jedoch in deutschsprachigen Schul- und Lehrbüchern bislang keine Berücksichtigung gefunden. Dieser Artikel untersucht die Fehlkonzeppte zum hydrophoben Effekt und präsentiert alternative Erklärungsansätze auf Basis aktueller wissenschaftlicher Erkenntnisse. Um Fehlvorstellungen zu vermeiden, wird insbesondere eine differenzierte Betrachtung von Hydrophilie als Kontinuum anstelle einer dichotomen Einteilung in „hydrophil“ und „hydrophob“ vorgeschlagen.

Stichworte: hydrophober Effekt · Thermodynamik · Löslichkeit · Wechselwirkungen · Alkane

“Hydrophobic” or just “not hydrophilic enough”? Why Oil and Water don’t mix

Abstract: The low solubility of nonpolar substances in water is often explained in school textbooks using an energetic argument: strong hydrogen bonds between water molecules are said to be too strong to be disrupted by the weak van der Waals interactions of nonpolar solutes. However, experimental data show that the dissolution of alkanes in water is actually exothermic, and that the low solubility is instead due to entropic factors. Although this fact has been known in the chemical sciences since the 1940s, it has not yet found its way into German-language school and university textbooks. This article examines common misconceptions about the hydrophobic effect and presents alternative explanatory models based on current scientific understanding. To avoid conceptual misunderstandings, a differentiated view of hydrophilicity as a continuum—rather than a dichotomy between “hydrophilic” and “hydrophobic”—is proposed.

Keywords: hydrophobic Effect · thermodynamics · solubility · interactions · alkanes

1. Einleitung

Das Phänomen, dass Öl und Wasser praktisch nicht ineinander löslich sind, ist vermutlich allen Schülerinnen und Schülern hinlänglich aus dem Alltag bekannt. Ob beim Anblick von Ölflecken auf Wasserflächen oder beim Zubereiten einer Vinaigrette – die Unlöslichkeit von Öl in Wasser wird intuitiv wahrgenommen und gilt vielen als selbstverständlich. Das Phänomen, dass unpolare Gruppen oder Moleküle in wässriger Lösung zur Selbstassoziation neigen (d. h. bevorzugt untereinander wechselwirken, anstatt sich homogen im Lösungsmittel zu verteilen), wird als hydrophober Effekt bezeichnet. Dieser spielt eine zentrale Rolle in zahlreichen chemischen und biologischen Prozessen, von der Extraktion eines Reaktionsproduktes im Scheidetrichter bis hin zur Bildung von Zellmembranen (Abb. 1) und der Struktur von Proteinen [1].

2. Gängige Erklärungen in Schulbüchern

In Schulbüchern wird die geringe Löslichkeit unpolarer Stoffe in Wasser häufig mit der Unterschiedlichkeit der Wechselwirkungen begründet. Es wird angeführt, dass Alkanmoleküle untereinander Van-der-Waals-Wechselwirkungen (genauer: London-Wechselwirkungen) ausbilden, während die Wechselwirkungen zwischen Wassermolekülen auf Wasserstoffbrücken beruhen. Die Lösung eines Alkans in Wasser erfordere dabei das Aufbrechen dieser Wasserstoffbrücken, was energetisch nicht möglich sei, da Van-der-Waals-Wechselwirkungen im Vergleich zu Wasserstoffbrücken als deutlich schwächer gelten:

„Beim Versuch, die Stoffe z.B. durch Rühren zu mischen, können die Alkan-Moleküle nicht die starken Wasserstoffbrücken zwischen den Wasser-Molekülen unterbrechen. Aus dem Gemisch entstehen schnell wieder zwei Phasen.“ [2]

„Allerdings sind die Wasserstoffbrücken zwischen den Wasser-Molekülen so stark, dass sich größere Alkyl-Reste nicht dazwischen schieben können.“ [3]

„Gibt man z.B. Heptan zu Wasser, so können die starken Wasserstoffbrücken zwischen Wassermolekülen nicht durch die viel schwächeren Anziehungskräfte zwischen Heptan- und Wassermolekülen ersetzt werden.“ [4]

„Mischt man z.B. Heptan mit Wasser, so sind die Anziehungskräfte zwischen den Wasser-Molekülen, auch aufgrund der sich bildenden Wasserstoffbrücken, so stark, dass sich die Heptan-Moleküle nicht dazwischen platzieren können.“ [5]

„Gibt man Öl in Wasser und rührt um, löst sich das Öl nicht. Die H₂O-Moleküle werden durch die Wasserstoffbrücken und Dipol-Dipol-Kräfte fest zusammengehalten. Öl-Moleküle sind

A. Fritz, S. Schwarzer
Eberhard Karls Universität Tübingen
Fachbereich Chemie
Chemiedidaktik
Auf der Morgenstelle 18
72076 Tübingen
*E-mail: stefan.schwarzer@uni-tuebingen.de

© 2026 The Author(s). CHEMKON published by Wiley-VCH GmbH. This is an open access article under the terms of the Creative Commons Attribution License, which permits use, distribution and reproduction in any medium, provided the original work is properly cited.

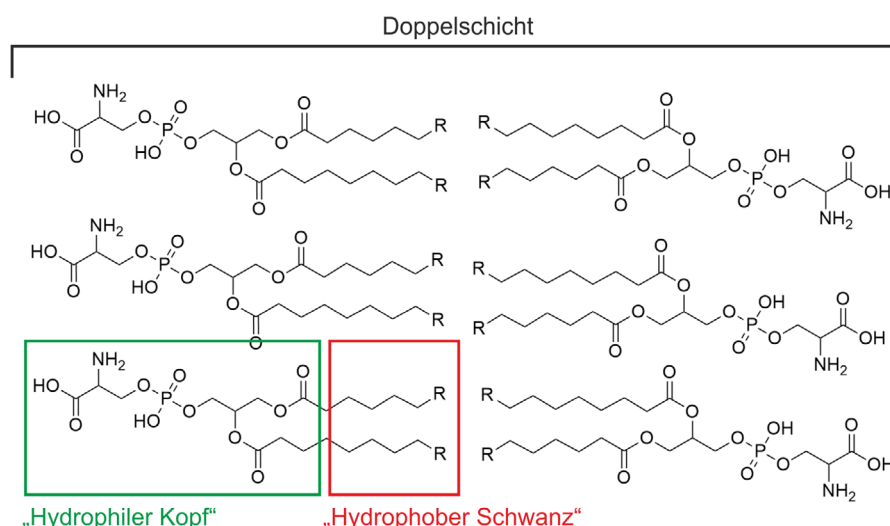


Abb. 1: Beispielhafter Aufbau der Phospholipiddoppelschicht (hier mit Phosphatidylserin) einer Zellmembran (R = Alkylreste). Die langen Alkylketten der Phospholipid-Moleküle zeigen in wässrigem Milieu eine Selbstassoziation, wodurch die Doppelschicht entsteht.

unpolar. Sie können zu Wasser-Molekülen keine ähnlich starken Kräfte

ausbilden. Deshalb können sich Öl-Moleküle nicht mit Wasser-Molekülen vermischen.“ [6]

Die in Schulbüchern verbreitete Erklärung suggeriert somit, dass der hydrophobe Effekt primär energetisch bedingt sei: Die Wasserstoffbrücken der Wassermoleküle seien so stark, dass die Stärke der Wechselwirkungen zwischen Alkanmolekülen und Wassermolekülen nicht ausreiche, um sie aufzubrechen. Dadurch seien keine Wechselwirkungen zwischen Alkanmolekülen und Wassermolekülen möglich.

In Lehrbüchern zur allgemeinen Chemie [7-9] findet der hydrophobe Effekt keine Erwähnung, sodass die in der Schule eingeführten Vorstellungen höchstwahrscheinlich auch im Chemiestudium vorhanden bleiben. Lediglich Lehrbücher zur Biochemie [10,11] widmen dem hydrophoben Effekt einen kurzen Abschnitt, da dieser maßgeblich an der Proteinfaltung beteiligt ist.

3. Experimentelle Ergebnisse

Bei der Betrachtung der experimentellen thermodynamischen Daten (Tab. 1) zeigt sich ein von der Schulbucherklärung abweichende Sachlage: Die Lösungsenthalpien (ΔH°) von Alkanen in Wasser sind negativ, der Lösungsvorgang verläuft somit leicht exotherm. Folglich müssen sich neue, energetisch günstigere Wechselwirkungen zwischen den unpolaren Alkanmolekülen und den Wassermolekülen ausbilden.

Der Grund, warum sich Alkane dennoch nur in vernachlässigbar geringem Umfang in Wasser lösen, wird durch die Entropieänderung beim Lösungsvorgang verständlich. Bei Raumtemperatur sind die Werte für $T\Delta S^\circ$ stark negativ. Die Entropie des Systems nimmt damit in einem stärkeren Maße ab, als die Enthalpie zunimmt. Aus

der Gibbs-Helmholtz-Gleichung (Gl. 1) ergibt sich daher ein positiver Wert für die freie Enthalpie ΔG° , womit der Lösungsvorgang nicht freiwillig verläuft.

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \quad (\text{Gl. 1})$$

Folglich resultiert die geringe Löslichkeit von Alkanen in Wasser nicht aus energetischen, sondern aus entropischen Gründen. Die gängige Erklärung, dass die Van-der-Waals-Wechselwirkungen der Alkanmoleküle zu schwach seien, um die starken Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen zu überwinden und deswegen keine Lösung stattfindet, ist vor dem Hintergrund der experimentellen thermodynamischen Daten somit fachlich nicht haltbar.

Dieser Effekt wird noch deutlicher, wenn man die thermodynamischen Daten für den Transfer eines Alkans (z. B. Methan) aus einem organischen Lösungsmittel zu Wasser betrachtet: Auch hier ist der Prozess exotherm, während die Entropie des Systems stark abnimmt (Tab. 2). Ein Methanmolekül geht somit mit Wassermolekülen energetisch günstigere Wechselwirkungen als mit Cyclohexan-, Benzol- oder Tetrachlormethanmolekülen ein. Diese Tatsache ist seit den 1940er-Jahren der Fachwissenschaft bekannt [14] und wurde spätestens 1989 von der englischsprachigen



Alexander Fritz studierte Chemie und Geschichte für das Lehramt an Gymnasien an der Eberhard Karls Universität Tübingen, wo er 2024 mit dem Lothar-Meyer-Preis für herausragende Studienleistungen in Chemie ausgezeichnet wurde. Er promoviert derzeit im Arbeitskreis von Stefan Schwarzer zur Entwicklung von Schulversuchen im Themenfeld der Circular Economy.



Stefan Schwarzer ist Professor für Chemiedidaktik an der Eberhard Karls Universität Tübingen. Seine Arbeit fokussiert darauf, aktuelle Forschungserkenntnisse aus der Chemie für Bildungsprozesse verfügbar zu machen. Dabei gilt sein besonderes Interesse der Entwicklung von Experimenten aus dem Themenbereich moderne Materialien mit Bezug zur Nachhaltigkeit für Schule sowie Schülerlabor. Die Erschließung der gesellschaftsrelevanten Inhalte findet häufig in direkter Kooperation mit den Fachwissenschaften statt.

Tab. 1: Thermodynamische Daten der Lösungsprozesse von Alkanen aus der Gasphase in Wasser bei 298 K [12].

Alkan	ΔH° [kJ·mol ⁻¹]	$T\Delta S^\circ$ [kJ·mol ⁻¹]	ΔG° [kJ·mol ⁻¹]
Methan	-13,2	-39,4	+26,2
Ethan	-19,5	-45,0	+25,5
Propan	-23,3	-49,5	+26,2
n-Butan	-25,9	-52,4	+26,5

Tab. 2: Thermodynamische Daten des Transfers von Methan aus einem organischen Lösungsmittel zu Wasser bei 298 K [13].

Lösungsmittel	ΔH° [kJ·mol ⁻¹]	$T\Delta S^\circ$ [kJ·mol ⁻¹]	ΔG° [kJ·mol ⁻¹]
Cyclohexan	-10,0	-17,6	+7,6
Benzol	-11,7	-22,6	+10,9
Tetrachlormethan	-10,5	-22,6	+12,1

Hochschuldidaktik aufgegriffen [15]. In der deutschsprachigen fachdidaktischen Literatur ist die korrekte Begründung jedoch bislang nicht vertreten.

4. Fachliche Erklärungsmodelle

Die fachliche Klärung dieses auf den ersten Blick sehr verwunderlichen Phänomens lässt sich mit der Beantwortung von zwei Teilfragen herbeiführen: Warum ist der Lösungsvorgang exotherm ($\Delta H^\circ < 0$) und warum nimmt die Entropie dabei ab ($\Delta S^\circ < 0$)?

4.1 Die negative Enthalpieänderung des Systems

Nach der in Schulbüchern gängigen Erklärung müssten die unpolaren Alkanmoleküle die starken Wasserstoffbrücken der Wassermoleküle untereinander überwinden, um diese durch Wechselwirkungen zwischen Alkan- und Wassermolekülen zu ersetzen. Dies wäre tatsächlich energetisch unwahrscheinlich, da die Wechselwirkungen bei Wasserstoffbrücken um ein Vielfaches stärker als Van-der-Waals-Wechselwirkungen sind (ca. 20 kJ/mol vs. ca. 2 kJ/mol [16]). Jedoch sind Wasserstoffbrücken keine starren Bindungen, sondern hochdynamische Wechselwirkungen, die sich im Pikosekundenbereich ständig neu ausrichten [17]. Alkanmoleküle müssen daher keine Wasserstoffbrücken „aufbrechen“, um in die intermolekulare Struktur der Wassermoleküle eingebettet zu werden. Es wird vielmehr angenommen, dass die Wassermoleküle unter Beibehaltung ihres Wasserstoffbrückennetzwerkes einen Hohlraum ausbilden, um für unpolare Moleküle Platz zu schaffen [18]. Dieser Prozess ist näherungsweise isenthalpisch ($\Delta H^\circ \approx 0$) [19]. Andere Untersuchungen kommen zu dem Schluss, dass bei der Bildung eines Hohlraums zwar einige Wasserstoffbrücken gebrochen werden, die verbleibenden Wasserstoffbrücken an der stärker strukturierten Grenzfläche jedoch stabiler sind, da sie sich günstiger anordnen können. Dadurch bleibt auch in diesem Fall der Prozess näherungsweise isenthalpisch [20].

Die insgesamt negative Enthalpieänderung ergibt sich letztlich daraus, dass ein Alkanmolekül in der gebildeten Wasserkavität mit den umliegenden Wassermolekülen Debye-Wechselwirkungen (zwischen Dipolen und induzierten Dipolen) eingehen kann. Diese sind stärker als die London-Wechselwirkungen (zwischen induzierten Dipolen und induzierten Dipolen) der Alkanmoleküle untereinander. Daher verläuft der Lösungsvorgang leicht exotherm [19].

4.2 Die negative Entropieänderung des Systems

Zur Erklärung der Entropieabnahme wurde lange Zeit die Existenz von clathratähnlichen Strukturen der Wassermoleküle um das

gelöste Alkanmolekül postuliert (das sogenannte „Iceberg model“) [13–15]. Die Bildung eines solchen Käfigs würde die Entropie des Systems verringern, da die Wassermoleküle des Käfigs eine stärker geordnete Struktur annehmen müssten als in reinem Wasser [16].

Der Nachweis für das Vorhandensein dieser geordneten Strukturen wurde noch nicht eindeutig erbracht [1]: Einige Studien weisen auf eine erhöhte tetraedrische Ordnung von Wassermolekülen in der Umgebung unpolare Moleküle hin. Gleichzeitig zeigen andere Untersuchungen stattdessen eine Abnahme der Ordnung. Der aktuelle Konsens scheint darauf hinzudeuten, dass zwar halbgeordnete Hydratstrukturen existieren, diese jedoch nicht in ausreichendem Umfang vorliegen, um die großen negativen Werte von ΔS° zu erklären, die den hydrophoben Effekt charakterisieren [19].

Die hohe Entropieabnahme ist stattdessen primär auf die Bildung eines Hohlraums im Wasser zurückzuführen (Kavitätsmodell). Dieses lösungsmittelfreie Volumen schränkt die Bewegungsfreiheit der umgebenden Wassermoleküle ein und führt dadurch zu einer negativen Entropieänderung ($\Delta S^\circ_{\text{Hohlraum}}$) [19]. Bei Wasser ist diese Entropieabnahme besonders groß, da Wassermoleküle im Vergleich zu anderen Lösungsmittelmolekülen sehr klein sind und über eine hohe Beweglichkeit verfügen [21].

Der gesamte Lösungsvorgang eines Alkans in Wasser ist in Abbildung 2 vereinfacht in zwei Schritten mit den dazugehörigen thermodynamischen Änderungen dargestellt.

4.3 Die Freiwilligkeit von Lösungsvorgängen

Auf Basis der vorherigen Überlegungen lässt sich ableiten, dass ein Lösungsprozess nur dann freiwillig abläuft, wenn die negative Enthalpieänderung infolge der Ausbildung von Wechselwirkungen zwischen Lösungsmittel- und gelösten Molekülen ausreichend groß ist, um die ebenfalls negative Entropieänderung durch die Hohlraumbildung ($\Delta S^\circ_{\text{Hohlraum}}$) zu übertreffen (siehe Gl. 1). Dabei hängt $\Delta S^\circ_{\text{Hohlraum}}$ ausschließlich von der Größe des gebildeten Hohlraums – und damit von der Molekülgröße des gelösten Stoffes – ab und ist für polare und unpolare Moleküle nahezu gleich groß [19]. Die Rolle der Wechselwirkungen wird bei Betrachtung der thermodynamischen Daten der Lösungsprozesse von Alkoholen nochmals deutlich (Tab. 3): Aufgrund der polaren Hydroxygruppe weisen Alkoholmoleküle eine stark negative Lösungsenthalpie auf, die den ebenfalls stark negativen Entropieterm kompensieren kann. Aus diesem Grund lösen sich die niederen Alkanole bei Raumtemperatur in Wasser. Im Gegensatz dazu reichen die vergleichsweise schwachen Debye-Wechselwirkungen bei Alkanen nicht aus, um die negative $\Delta S^\circ_{\text{Hohlraum}}$ von Wasser zu übertreffen. Dies wirft die Frage auf, ob Alkane aus molekularer Perspektive tatsächlich als „hydrophob“ bezeichnet werden sollten oder ob sie nicht treffender als „nicht hydrophil genug“ beschrieben werden müssen.

5. Konsequenzen für den Chemieunterricht

Die verbreiteten Fehlkonzepte zur Unlöslichkeit unpolare Stoffe in Wasser zeigen, dass es notwendig ist, das Thema im Chemieunterricht präziser und zielgruppengerecht aufzubereiten. Eine angemessene

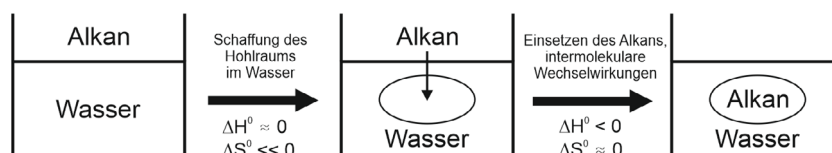


Abb. 2: Schrittweise Verdeutlichung des Prozesses beim Lösen von Alkanen in Wasser. Modifiziert nach Silverstein [19].

Tab. 3: Thermodynamische Daten der Lösungsprozesse von Alkoholen aus der Gasphase in Wasser bei 298 K [22,23].

Alkohol	ΔH° [kJ·mol ⁻¹]	$T\Delta S^\circ$ [kJ·mol ⁻¹]	ΔG° [kJ·mol ⁻¹]
Methanol	-52,0	-33,9	-18,1
Ethanol	-50,6	-39,4	-11,2
1-Propanol	-59,9	-41,3	-18,6
1-Butanol	-61,9	-43,8	-18,1

Vermittlung sollte dabei sowohl fachliche Korrektheit als auch eine didaktische Reduktion berücksichtigen. In der schulischen Praxis sind unterschiedliche Herangehensweisen für die Sekundarstufe I und II sinnvoll, um den Lernstand der Schülerinnen und Schüler zu berücksichtigen und eine Überforderung zu vermeiden.

5.1 Sekundarstufe I

In der Sekundarstufe I ist es ratsam, auf detaillierte Erklärungsansätze für die schlechte Löslichkeit von Öl in Wasser zu verzichten. Konzepte wie Entropie und Kavitationsbildung sind auf diesem Niveau schwer vermittelbar, weshalb das Prinzip „je ähnlicher die Art der Wechselwirkungen zwischen den unterschiedlichen Teilchen, desto besser ist die Löslichkeit der Stoffe ineinander“ [24] als erste Orientierungshilfe für Löslichkeitsverhalten ausreichend ist.

Wichtig ist jedoch, dass vereinfachte Erklärungen nicht zu Fehlkonzepten führen. Aussagen wie „Wasserstoffbrückenbindungen sind zu stark, um aufgebrochen zu werden“ sollten vermieden werden, da sie zu einem falschen mechanistischen Verständnis des Lösungsvorganges führen. Stattdessen kann betont werden, dass unpolare Stoffe im Wasser keine ausreichend starken Wechselwirkungen eingehen, um sich zu lösen, ohne eine tiefere Begründung zu erfordern. Wie von Hintz, Kremer und Tittel [24] bereits diskutiert, ist ein weiteres Problem gängiger schulischer Darstellungen die oft zu scharfe Trennung zwischen „hydrophil“ und „hydrophob“. Diese binäre Einteilung suggeriert, dass Stoffe entweder vollständig „wasserliebend“ oder „wasserföchtend“ sind, was der Realität nicht gerecht wird. Stattdessen könnten Schülerinnen und Schüler ein Spektrum der Hydrophilie kennenlernen, das verschiedene Grade der Wechselwirkung mit Wasser umfasst [22]:

- Stark hydrophile Stoffe (z. B. Saccharose) lösen sich sehr gut in Wasser.
- Mäßig hydrophile Stoffe (z. B. Ethanol) können sich sowohl in Wasser als auch in organischen Lösungsmitteln lösen.
- Gering hydrophile Stoffe (z. B. Benzol) lösen sich nur begrenzt in Wasser.
- Kaum hydrophile Stoffe (z. B. Octan) sind nahezu wasserunlöslich. Diese Differenzierung kann helfen, Fehlkonzepte zu vermeiden, indem nicht mehr von einer aktiven „Abstoßung“ unpolarer Stoffe durch Wasser gesprochen wird. Stattdessen wird verständlich, dass manche Stoffe lediglich nicht hydrophil genug sind, um sich gut in Wasser zu lösen.

5.2 Sekundarstufe II

In der Sekundarstufe II bietet sich die Möglichkeit, nach der Einführung der Entropie die bereits behandelten Lösungseigenschaften von unpolaren Stoffen erneut aufzugreifen und vertieft zu analysieren. Hier können die experimentellen Befunde zum hydrophoben Effekt eingebunden werden, um Schülerinnen und Schülern ein tieferes Verständnis zu ermöglichen. Insbesondere die Rolle der Entropieänderung (ΔS°) als treibender Faktor für die Unlöslichkeit kann thematisiert werden. Dies lässt sich mit der Gibbs-Helmholtz-Gleichung (Gl. 1) verknüpfen, um zu zeigen, dass die Unlöslichkeit nicht primär energetisch (ΔH°), sondern entropisch bedingt ist.

Ein weiterer Ansatz besteht darin, das Thema in der Sekundarstufe II für ein Verständnis der Nature of Science (NoS) im Chemieunterricht [25] zu nutzen: Die Alltagsbeobachtung, dass sich beim Zubereiten einer Vinaigrette das Öl nicht im Wasser löst, wird dabei mithilfe kurzkettiger Alkane als Modellsustanzen erklärt, da für diese verlässliche experimentelle Daten zur Lösungsenthalpie und -entropie vorliegen. Die Übertragung auf Triglyceride im Salatöl stellt dabei eine zulässige Extrapolation dar, da das zugrunde liegende physikalisch-chemische Prinzip des hydrophoben Effekts identisch bleibt.

Der hydrophobe Effekt veranschaulicht hierbei eindrücklich, dass selbst vermeintlich einfache Alltagsphänomene nicht vollständig erforscht sind und sich wissenschaftliche Modelle im Laufe der Zeit verändern. Während lange Zeit das „Iceberg model“ als Erklärung für den hydrophoben Effekt galt, wurde durch neuere experimentelle und computerchemische Untersuchungen gezeigt, dass das Kavitationsmodell thermodynamisch konsistenter ist [19]. Dennoch besteht in der Wissenschaft immer noch keine vollständige Einigkeit darüber, ob das Kavitationsmodell allein ausreicht oder ob ergänzende Erklärungen notwendig sind [1].

6. Fazit

Die Unlöslichkeit von Alkanen in Wasser, ein auf den ersten Blick einfach erscheinendes Phänomen, ist ein eindrückliches Beispiel dafür, wie komplex und tiefgehend selbst alltägliche Beobachtungen in der Chemie sein können. Eine korrekte Erklärung – statt der in Schulbüchern oft verwendeten energetischen Begründung – ist daher nicht nur fachlich relevant, sondern bietet auch Chancen, das grundlegende Verständnis der Naturwissenschaft Chemie zu fördern.

Danksagung

Unser herzlicher Dank gilt Prof. Dr. Reinhold Fink für das Korrekturlesen des Manuskripts und für hilfreiche fachliche Anmerkungen.

Open Access funding enabled and organized by Projekt DEAL.

Literatur

- [1] Sun, Q. (2022). The Hydrophobic Effects: Our Current Understanding. *Molecules* 27/20, 7009.
- [2] Epple, T., Fleischer, H., Hein, A., Kreß, T., Rehm, H., Seitz, M., Stützel, C. (2017). Fokus Chemie Gesamtband Gymnasium Baden-Württemberg. Cornelsen, Berlin.
- [3] Asselborn, W., Jäckel, M., Risch, K. T., Sieve, B. F. (Hrsg.) (2013). Chemie heute SII Baden-Württemberg. Schroedel, Braunschweig.
- [4] Eisner, W. (Hrsg.) (2013). Elemente Chemie 1 Baden-Württemberg. Klett, Stuttgart, Leipzig.
- [5] Bohrmann-Linde, C., Krüger, J., Schneiderhan, K. (Hrsg.) (2019). Chemie 3 Baden-Württemberg. Buchner C.C, Bamberg.
- [6] Kraft, L., Ratermann, M. (Hrsg.) (2022). Chemie heute SI - Gesamtband Rheinland-Pfalz. Westermann, Braunschweig.
- [7] Binnewies, M., Finze, M., Jäckel, M., Schmidt, P., Willner, H., Rayner-Canham, G. (2016). Allgemeine und anorganische Chemie, 3. Aufl. Springer Spektrum, Berlin.
- [8] Riedel, E., Meyer, H.-J. (2019). Allgemeine und anorganische Chemie, 12. Aufl. De Gruyter, Berlin, Boston.
- [9] Mortimer, C. E., Müller, U. (2020). Chemie. Das Basiswissen der Chemie, 13. Aufl. Thieme, Stuttgart, München.
- [10] Berg, J. M., Tymoczko, J. L., Stryer, L., Gatto, G. J. (2013). Biochemie, 7. Aufl. Springer Spektrum, Berlin, Heidelberg.
- [11] Müller-Esterl, W. (2018). Biochemie. Eine Einführung für Mediziner und Naturwissenschaftler, 3. Aufl. Springer, Berlin, Heidelberg.
- [12] Dec, S. F., Gill, S. J. (1984). Heats of solution of gaseous hydrocarbons in water at 25°C. *J. Solution Chem.* 13/1, 27–41.
- [13] Silverstein, T. P. (1998). The Real Reason Why Oil and Water Don't Mix. *J. Chem. Educ.* 75/1, 116.
- [14] Frank, H. S., Evans, M. W. (1945). Free Volume and Entropy in Condensed Systems III. Entropy in Binary Liquid Mixtures; Partial

- Molal Entropy in Dilute Solutions; Structure and Thermodynamics in Aqueous Electrolytes. *J. Chem. Phys.* **13**/11, 507–532.
- [15] Huque, E. M. (1989). The hydrophobic effect. *J. Chem. Educ.* **66**/7, 581.
- [16] Atkins, P. W., de Paula, J. (2019). *Kurzlehrbuch physikalische Chemie*, 5. Aufl. Wiley-VCH, Weinheim.
- [17] Laage, D., Stirnemann, G., Hynes, J. T. (2009). Why water reorientation slows without iceberg formation around hydrophobic solutes. *J. Phys. Chem. B* **113**/8, 2428–2435.
- [18] Chandler, D. (2005). Interfaces and the driving force of hydrophobic assembly. *Nature* **437**/7059, 640–647.
- [19] Silverstein, T. P. (2020). The hydrophobic effect: is water afraid, or just not that interested? *ChemTexts* **6**/4, 26.
- [20] Davis, J. G., Gierszal, K. P., Wang, P., Ben-Amotz, D. (2012). Water structural transformation at molecular hydrophobic interfaces. *Nature* **491**/7425, 582–585.
- [21] Lazaridis, T. (2001). Solvent size vs cohesive energy as the origin of hydrophobicity. *Acc. Chem. Res.* **34**/12, 931–937.
- [22] Haynes, W. M. (Hrsg.) (2014). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 95. Aufl. CRC Press, Boca Raton.
- [23] Garza, A. J. (2019). Solvation Entropy Made Simple. *J. Chem. Theory Comput.* **15**/5, 3204–3214.
- [24] Hintz, H., Kremer, M., Tittel, C. (2022). Schwierigkeiten beim Umgang mit “Wechselwirkungen zwischen Teilchen” – Erfahrungen aus der Unterrichtspraxis. *CHEMKON* **29**/7, 690–697.
- [25] Schwarzer, S., Kurschildgen, K., Diekemper, D., Binder, T., Schmidt, E. & Kremer K. (2025). Von Nobelpreisträger/innen und ihrer Forschung lernen: Wissenschaftsverständnis in der naturwissenschaftlichen Bildung fördern, *MNU Journal*, **78**/5, 358–364.

Eingegangen am 22. Oktober 2025

Angenommen am 14. Januar 2026

Online veröffentlicht am 22. Januar 2026