

Literaturrecherche und Demonstrationsexperimente zur

Anomalie Wasser

Diplomarbeit

zur Erlangung des akademischen Grades
eines Magisters der Naturwissenschaften

eingereicht an der
Karl-Franzens-Universität Graz

vorgelegt von
Christoph BAUER

am Institut für Experimentalphysik
an der Technischen Universität Graz

Begutachter: Ao.Univ.-Prof. Dipl.-Ing. Dr.techn. Gernot Pottlacher

Graz, 2019

Eidesstattliche Erklärung

Ich erkläre ehrenwörtlich, dass ich die vorliegende Arbeit selbstständig und ohne fremde Hilfe verfasst, andere als die angegebenen Quellen nicht benutzt und die den Quellen wörtlich oder inhaltlich entnommenen Stellen als solche kenntlich gemacht habe. Die Arbeit wurde bisher in gleicher oder ähnlicher Form keiner anderen inländischen oder ausländischen Prüfungsbehörde vorgelegt und auch noch nicht veröffentlicht. Die vorliegende Fassung entspricht der eingereichten elektronischen Version.

Datum:

Unterschrift:

Danksagung

Ich möchte mich aufs Herzlichste bei meiner Familie bedanken, die mich über mein ganzes Studium hinweg immer unterstützt hat. Ganz besonders bei meinen Eltern, die mich immer wieder ermutigten und auch meine „Suderei“ bezüglich Prüfungen ertrugen. Oftmals bekam ich gute Ratschläge, die ich beherzigte und welche mich schließlich bis zu dieser Danksagung brachten. Ohne eure Unterstützung wäre mein Studium in dieser Form einfach nicht möglich gewesen – Danke.

Großer Dank gebührt auch Herrn Ao.Univ.-Prof. Dipl.-Ing. Dr.techn. Gernot Pottlacher, dessen großartige Lehrveranstaltungen (und Weihnachtsvorlesungen) mich dazu bewegten, meine Arbeit im Fachbereich Experimentalphysik zu verfassen. Sein Engagement und seine kreativen Ideen zu möglichen Experimenten haben mich immer inspiriert und waren eine große Hilfe beim Verfassen dieser Arbeit. Auch Petra Triebel gebührt ein Dankeschön für die Mithilfe bei der Durchführung diverser Demonstrationsexperimente.

Kurzfassung

Die vorliegende Arbeit beschäftigt sich mit den speziellen physikalischen Eigenschaften von Wasser. Beginnend auf molekularer Ebene werden die, durchaus manchmal überraschenden, Verhaltensweisen dieses bemerkenswerten Stoffs diskutiert. Die Hauptteile dieser Arbeit gliedern sich in einen theoretischen Teil, welcher eine umfangreiche Literaturrecherche bezüglich der Eigenschaften und Anomalien von Wasser bereitstellt, sowie einen praktischen Teil, indem das erworbene Wissen eine Anwendung in Demonstrationsexperimenten findet. Beide Teile sind in die Abschnitte spezielle, mechanische, optische und elektrische Eigenschaften von Wasser gegliedert. Ein kurzer Ausschnitt des Lehrplans Physik in Österreich am Ende der Arbeit zeigt, wie Wasser genutzt werden kann, um sich mit verschiedenen physikalischen Themen in der Schule zu arrangieren.

Ziel dieser Diplomarbeit ist es, dem Leser eine kompakte Sammlung der speziellen physikalischen Eigenschaften von Wasser bereitzustellen. Um das Verständnis der verschiedenen Themengebiete zu erleichtern, wurden dementsprechende Demonstrationsexperimente angeführt, welche die Theorie und Praxis verknüpfen. Dadurch soll gezeigt werden, welche bemerkenswerten Eigenschaften Wasser besitzt, die auch unseren Alltag wesentlich beeinflussen.

Abstract

The following thesis investigates the special physical properties of water. Starting at the molecular level, the sometimes surprising behaviour of this remarkable substance is discussed. The thesis is divided into a theoretical part, in which an extensive literature research provides knowledge about the properties and anomalies of water, and an experimental part, where the acquired knowledge is implemented. Both main sections are organised into the following parts: special, mechanical, optical and electrical properties of water. A brief excerpt of Austria's curriculum of physics demonstrates, how water can be used to discuss various physical topics at school.

The purpose of this thesis is to provide the reader with a concise collection of the special physical properties of water. To make understanding of the various topics easier, demonstration experiments are included. This boundary between theory and practice should demonstrate the remarkable properties of water and how they influence our everyday life.

Inhalt

Eidesstattliche Erklärung.....	i
Danksagung.....	iii
Kurzfassung.....	v
Abstract	v
1 Einleitung	10
2 Spezielle Eigenschaften von Wasser.....	11
2.1 Struktur des Wassers	11
2.1.1 Das Wassermolekül.....	11
2.1.2 Wasserstoffbrücken.....	18
2.1.3 Van-der-Waals-Wechselwirkung	21
2.2 Phasenübergänge von Wasser	23
2.2.1 Tripelpunkt	25
2.2.2 Kritischer Punkt.....	26
2.2.3 Sublimieren	26
2.2.4 Resublimieren.....	27
2.2.5 Schmelzen	27
2.2.6 Erstarren	29
2.2.7 Verdampfen.....	30
2.2.8 Kondensieren.....	33
2.3 Dichteanomalie.....	36
2.4 Der hydrophobe Effekt.....	39
3 Mechanische Eigenschaften von Wasser	40
3.1 Oberflächenspannung.....	40
3.2 Kapillarität.....	42
3.3 Zerreißfestigkeit	44

3.4	Viskosität.....	44
3.5	Kompressibilität	46
3.6	Spezifische Wärmekapazität	47
3.7	Wärmeleitfähigkeit.....	49
3.8	Verdampfungsenthalpie	51
3.9	Diffusion.....	52
4	Optische Eigenschaften von Wasser	55
4.1	Brechungsindex.....	55
4.2	Reflexionseigenschaften und Farbe	58
5	Elektrische Eigenschaften von Wasser.....	59
5.1	Wasser als Lösungsmittel.....	59
5.2	Spezifischer elektrischer Widerstand	60
5.3	Elektrische Leitfähigkeit	61
5.4	Permittivität (Dielektrizitätskonstante)	63
6	Demonstrationsexperimente.....	65
6.1	Spezielle Eigenschaften von Wasser: Struktur des Wassers	66
6.1.1	[1] Deuteriumoxid: Eine Rarität aus dem Zweiten Weltkrieg	66
6.2	Phasenübergänge von Wasser	68
6.2.1	[2] Tripelpunkt: Tripelpunkt-Wasserzelle.....	68
6.2.2	[3] Siedepunktserniedrigung: Sieden bei Raumtemperatur.....	70
6.2.3	[4] Gefrierpunktserniedrigung: Unterkühltes Wasser	72
6.2.4	[5] Siedepunktserhöhung: Wasser mit Kochsalz	74
6.2.5	[6] Kondensation: Implodierendes Fass	76
6.2.6	[7] Druckabhängigkeit des Schmelzpunkts: Eisblock mit Gewicht.....	78
6.2.7	[8] Verdunstungskälte: Kühlendes Wasser	80
6.2.8	[9] Resublimation: Kältemischung.....	82

6.3	Dichteanomalie von Wasser.....	84
6.3.1	[10] Dichteunterschiede: Schwebender Eiswürfel	84
6.3.2	[11] Temperaturabhängige Dichte: Galileo-Thermometer.....	86
6.4	Der hydrophobe Effekt.....	88
6.4.1	[12] Hydrophobe Eigenschaften: Schwimmendes Öl	88
6.5	Mechanische Eigenschaften von Wasser	90
6.5.1	[13] Oberflächenspannung: Abreißmethode	90
6.5.2	[14] Kapillarität: Tinte auf Löschpapier.....	92
6.5.3	[15] Zerreißfestigkeit: Wasserfaden in Glasröhre	94
6.5.4	[16] Viskosität: Viskosimeter.....	96
6.5.5	[17] Spezifische Wärmekapazität: Kalorimeter	98
6.5.6	[18] Wärmeleitfähigkeit: Gefrierbeutel über Kerze	100
6.5.7	[19] Verdampfungsenthalpie: Spezifische Verdampfungswärme.....	102
6.5.8	[20] Diffusion: Teebeutel in Wasser	104
6.6	Optische Eigenschaften von Wasser	106
6.6.1	[21] Brechungsindex: Dreiteiliger Löffel.....	106
6.6.2	[22] Reflexionseigenschaften: Wasserstrahl als Lichtleiter	108
6.7	Elektrische Eigenschaften von Wasser.....	110
6.7.1	[23] Polarität von Wasser: Gebogener Wasserstrahl.....	110
6.7.2	[24] Elektrische Leitfähigkeit: Wasserbrücke.....	112
6.7.3	[25] Wasser als Lösungsmittel: Salzwasser als Leiter	114
6.7.4	[26] Permittivität (Dielektrizitätskonstante): Antenne unter Wasser	116
7	Wasser im Physikunterricht	120
8	Zusammenfassung und Ausblick	123
9	Abbildungsverzeichnis	125
10	Tabellenverzeichnis.....	130

11	Formelverzeichnis	131
12	Literaturverzeichnis.....	135

1 Einleitung

Wasser fasziniert. Bietet es nicht nur für das Überleben der Menschheit einen Grundstein, sondern auch für technologischen Fortschritt von der Jungsteinzeit bis zur Postmoderne. Die Menschen machen sich die vielseitigen Eigenschaften von Wasser zunutze, sei es zur Energiegewinnung, als Transportmittel oder einfach nur zur Erholung. Aber welche Bedingungen bestimmen nun eigentlich die physikalischen Eigenschaften von Wasser? Genau dieser Frage widmet sich diese Diplomarbeit. Eine übersichtliche Darstellung der speziellen physikalischen Eigenschaften von Wasser soll Aufschluss über diesen faszinierenden Stoff geben. Dazu werden in einem ersten theoretischen Teil im Zuge einer Literaturrecherche, beginnend auf molekularer Ebene, die speziellen physikalischen Eigenschaften von Wasser diskutiert. Jener Theorieteil soll Aufschlüsse über die mechanischen, optischen und elektrischen Eigenschaften von Wasser sowie dessen Verhalten hinsichtlich der Wärmelehre geben. Im zweiten Teil soll das theoretisch aufgearbeitete Wissen in den Praxisteil, der sich mit Experimenten beschäftigt, welche sich explizit auf die Eigenschaften von Wasser beziehen, integriert werden. Jene Anwendung der Theorie auf greifbare, realistische Beobachtungen, ermöglicht durch die Diskussion experimenteller Anordnungen, soll dem Leser ein tiefgründiges Verständnis der besonderen Anomalien des Wassers ermöglichen.

Wasser in seinen unterschiedlichen Zuständen bietet unzählige Ausgangspunkte, um sich mit physikalischen Themengebieten zu arrangieren. Mein Interesse, sich mit Wasser physikalisch und technisch orientiert zu beschäftigen, wurde bereits das erste Mal in meiner Schulzeit an der HTBL Kapfenberg geweckt. Zusammen in einem Team mit zwei weiteren Personen dimensionierten wir im Zuge unserer Diplomarbeit ein Kleinwasserkraftwerk und realisierten dieses Projekt auch fertigungstechnisch. Die Physik und Praxis gingen dabei Hand in Hand, was mir sehr viel Spaß bereitete und mich meine Liebe zum Basteln und Experimentieren entdecken ließ. So war mein Interesse an diesem von Ao.Univ.-Prof. Dipl.-Ing. Dr.techn. Gernot Pottlacher vorgeschlagenen Diplomarbeitsthema sofort geweckt. Begeistert durch die auch praxisorientierte, experimentelle Herangehensweise an das Thema machte ich mich an die erste Recherchearbeit. Dabei stellte ich fest, dass es derzeit keine kompakte Sammlung der physikalischen Eigenschaften von Wasser in Kombination mit Demonstrationsexperimenten gibt. Hierbei wurde mir klar, dass eine solche Sammlung zu erstellen ein Unterfangen ist, das sich angesichts der derzeit vorhandenen Literatur definitiv bezahlt macht.

2 Spezielle Eigenschaften von Wasser

Um die besonderen Eigenschaften von Wasser und die Gründe für das Verhalten dieses Stoffes zu verstehen, ist es notwendig den Aufbau dieses Moleküls auf mikroskopischer Ebene unter die Lupe zu nehmen. Gerne wird die Frage „Was ist Wasser?“ mit der einfachen Antwort „Ein Molekül aus einem Sauerstoff und zwei Wasserstoffatomen.“ beantwortet. Diese Antwort soll uns hier nicht genügen, da es neben der molekularen Zusammensetzung von H_2O noch weitere, wesentliche chemische Charakteristika gibt, welche die Existenz von Wasser wie wir es kennen erst ermöglichen.

2.1 Struktur des Wassers

Wasser ist ein Element, das uns in unserem Dasein auf der Erde ständig umgibt. Es kommt in der Natur unter Umgebungsbedingungen als einzige anorganische Verbindung in allen drei Aggregatzuständen vor (vgl. Gordalla, Müller & Frimmel, 2011, S. 31). In reiner Form, wie es durch Destillation hergestellt werden kann, findet man es jedoch nur im Labor. Verunreinigungen oder gelöste Stoffe im Wasser sind die Regel und beeinflussen sein Verhalten. Die chemische Struktur von Wasser stellt eine wichtige Grundlage dar, um seine speziellen Eigenschaften verstehen zu können. Deshalb ist die genaue Betrachtung des Wassermoleküls und seine Interaktion mit seiner Umgebung unumgänglich. Auf den nächsten Seiten werden die chemischen Eigenschaften von Wasser auf molekularer Ebene diskutiert.

2.1.1 Das Wassermolekül

Ein Sauerstoffatom und zwei Wasserstoffatome bilden das dreiatomige Molekül Wasser (Abbildung 1). Nimmt man ein Periodensystem der Elemente zur Hand und sucht nach den beiden Elementen Wasserstoff (H) und Sauerstoff (O), stellt man fest, dass es sich hierbei um zwei Nichtmetalle handelt. Wasserstoff besitzt ein Elektron, Sauerstoff sechs Elektronen in der äußersten Schale. Jene Außenelektronen stehen für eine Bindung zur Verfügung. Im Fall von Wasser gehen die Elektronen der zwei Wasserstoffatome eine Bindung mit zwei Elektronen des Sauerstoffs ein, wobei der Bindungswinkel zwischen den Wasserstoffatomen etwa 104° beträgt (Abbildung 2). Diese Form der chemischen Bindung von Nichtmetallen ist als Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung bekannt (vgl. Neumüller, 1979, S. 662–668). Um eine solche kovalente Bindung in einem Vielteilchensystem aber erst möglich zu machen, ist ein Gleichgewicht der unterschiedlichen Coulomb-Wechselwirkungen nötig. Die abstoßende Kraft ist hierbei die elektromagnetische Kraft zwischen den positiven Atomkernen, die anziehende Kraft

die Austauschwechselwirkung der Elektronen. Für das Verständnis dieser Austauschwechselwirkung ist es notwendig, einen Schritt in die Quantenmechanik zu setzen.

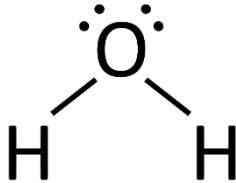


Abbildung 1: Elektronenbindung Wassermolekül
(eigene Abbildung)

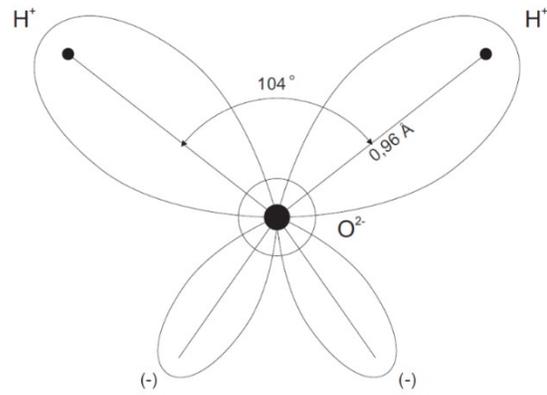


Abbildung 2: Modellhafte Darstellung eines
Wassermoleküls (Wernecke, 2003, S. 3)

2.1.1.1 Kovalente Bindung

Um das Verständnis zu erleichtern, wird erstmals die Bindung von zwei Wasserstoffatomen herangezogen, welche gemeinsam ein Wasserstoffmolekül bilden. Da das Prinzip dieser Bindung auch bei anderen kovalenten Bindungen sehr ähnlich ist, sollte dies hier vorerst genügen. Werden die beiden Wasserstoffatome einander genähert, beginnen sich deren Elektronenwellenfunktionen zu überlagern. Jedes Elektron erfährt nun die elektromagnetische Anziehung beider Atomkerne. Nach dem Pauli-Prinzip, das in einem Quantenzustand die Unterscheidung mindestens einer Quantenzahl eines Elektrons fordert, sind im Grundzustand ($n = 1$) zwei Spin-Anordnungen der Elektronen möglich: parallel oder antiparallel ausgerichtete Spins. Parallel ausgerichtete Spins führen zu einem Gesamtspin $S = 1$, antiparallele Spins zu $S = 0$ (vgl. Giancoli, 2009, S. 1369).

Sind beide Spins nach oben oder beide nach unten ausgerichtet (parallel, $S = 1$), so ist es nach dem Pauli-Prinzip nicht möglich, dass sich beide Elektronen im niedrigsten Energiezustand $n = 1$ befinden, wenn sie nur einem Atom zugeordnet sind. Die Elektronen würden in diesem Fall im Grundzustand eines Wasserstoffatoms identische Quantenzahlen besitzen. Damit zwei Elektronen mit den gleichen Quanteneigenschaften das Pauli-Prinzip nicht verletzen, müssen sie sich also an unterschiedlichen Orten aufhalten. In unserem Fall wären jene verschiedenen Orte die zwei Wasserstoffatome. Werden nun die beiden H-Atome einander genähert, bleiben die Elektronen voneinander entfernt. Nach dem Coulomb-Gesetz stoßen sich die beiden positiv geladenen

Atomkerne gegenseitig ab und es kommt im Fall $S = 1$ zu keiner Bindung. Die in Abbildung 3 ersichtliche Wahrscheinlichkeitsverteilung der Elektronen soll dies visualisieren.

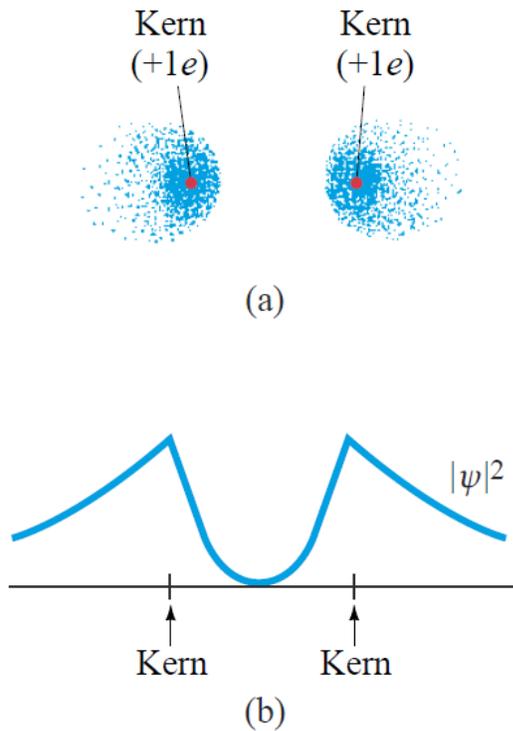


Abbildung 3: Wahrscheinlichkeitsverteilung der Elektronen (Elektronenwolke) zweier Wasserstoffatome, wenn die Spins gleich sind ($S = 1$): (a) Elektronenwolke; (b) Projektion von $|\psi|^2$ entlang des Querschnitts durch die Mittelpunkte beider Atome. (Giancoli, 2009, S. 1369)

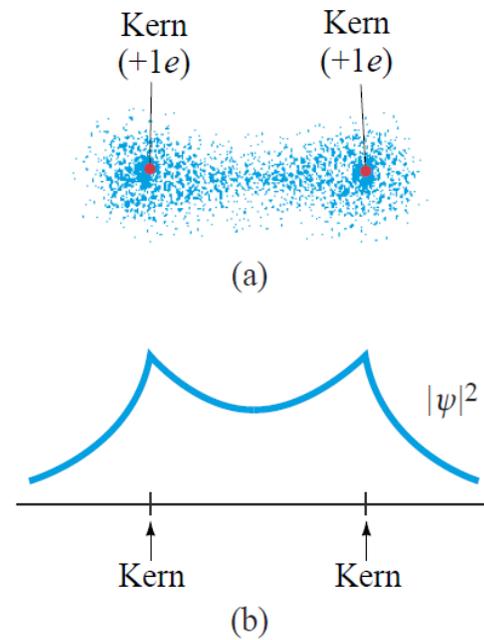


Abbildung 4: Wahrscheinlichkeitsverteilung der Elektronen zweier Atome bei entgegengesetzt ausgerichteten Spins ($S = 0$): (a) Elektronenwolke; (b) Projektion von $|\psi|^2$ entlang des Querschnitts durch die Mittelpunkte beider Atome. In diesem Fall kommt es zu einer Bindung, weil die beiden positiv geladenen Kerne von der zwischen ihnen liegenden negativen Ladungskonzentration angezogen werden. Dies ist ein Wasserstoffmolekül, H_2 . (Giancoli, 2009, S. 1370)

Wird der zweiten Fall $S = 0$ betrachtet, bei dem die Elektronenspins antiparallel angeordnet sind, so verletzen die Elektronen bei räumlicher Näherung nicht das Pauli-Prinzip. Sie unterscheiden sich nämlich geforderter Weise in einer Quantenzahl, dem Spin. In Abbildung 4 ist wieder die Wahrscheinlichkeitsverteilung der beiden Elektronen dargestellt. Man erkennt nun, dass die Elektronen einen großen Anteil ihrer Zeit zwischen den beiden positiv geladenen Kernen verbringen. Diese negativ geladene Elektronenwolke zwischen den Kernen zieht sie gegenseitig an. Genau jene Anziehung, durch welche die Atome zusammengehalten werden und somit ein Molekül bilden können, macht die Eigenschaften der kovalenten Bindung aus. Die in Abbildung 3

und 4 dargestellten Wahrscheinlichkeiten der Wellenfunktionen $|\psi|^2$ machen die Forderung des Pauli-Prinzips noch deutlicher. Sind die Spins der Elektronen im Bereich zwischen den Atomkernen gleich, kommt es zur destruktiven Interferenz der Wellenfunktionen der beiden Elektronen wie in Abbildung 3 (b). Dies bedeutet, dass die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen im Gebiet, in welchem destruktive Interferenz beobachtet werden kann, minimal ist. Jenes Gebiet mit der geringsten Aufenthaltswahrscheinlichkeit repräsentiert hier den Bereich zwischen den Atomkernen. Halten sich also keine Elektronen zwischen den Kernen auf, so kommt es zu keiner Näherung der Kerne. Im Gegenteil, die beiden positiv geladene Kerne stoßen sich durch die Coulomb-Wechselwirkung ab und es kommt zu keiner Bindung (vgl. Giancoli, 2009, S. 1369–1370).

Sind die Elektronenspins im Gegensatz dazu gegeneinander ausgerichtet, kommt es im Bereich zwischen den Atomen zu konstruktiver Interferenz der Wellenfunktionen (Abbildung 4 (b)). Dies gibt Aufschluss über eine große Aufenthaltswahrscheinlichkeit der negativ geladenen Elektronen zwischen den Atomkernen. Durch diese negative Ladungskonzentration ergibt sich die elektrostatische Anziehung der beiden positiv geladenen Kerne. Zusammengefasst lässt sich also sagen, dass die kovalente Bindung als ein Ergebnis konstruktiver Interferenz der Wellenfunktionen der Elektronen im Bereich zwischen den Atomen aufgefasst werden kann. Letztlich sollte noch erwähnt werden, warum Atome überhaupt Bindungen eingehen, um Moleküle zu bilden. In diesem Beispiel ist ein Wasserstoffmolekül stabiler, weil die Gesamtenergie des Moleküls geringer ist als die Energie der beiden getrennten Wasserstoffatome. Da Systeme immer den niedrigsten möglichen Energiezustand anstreben, begeben sich Atome in solche Bindungen. Deshalb ist zur Trennung des Wasserstoffmoleküls in zwei Wasserstoffatome Energie notwendig, welche genau der Bindungsenergie entspricht (vgl. Giancoli, 2009, S. 1369–1370).

2.1.1.2 Bildung asymmetrischer Moleküle

Mit diesem Wissen bezüglich der Molekülbindung wird nun das Wassermolekül genauer unter die Lupe genommen. Rein kovalente Bindungen kommen meist nur bei rein symmetrischen Molekülen, wie z. B. bei Wasserstoff, vor. Da Wasser aber aus unterschiedlichen Atomen besteht, halten sich die gemeinsam genutzten Elektronen wahrscheinlicher bei einem Atom auf als beim anderen. Dies ist auf Eigenschaften der ionischen Bindung zurückzuführen. Jene hängt von der Elektronenkonfiguration der verschiedenen Atome ab und verlagert die Elektronenwellenfunktion

räumlich. Dies bedeutet, dass die Elektronen zwischen den Atomen ungleichmäßig aufgeteilt sind und unterschiedlich stark gemeinsam genutzt werden. Bei Wasser handelt es sich um eine sogenannte kovalente Bindung mit teilweise ionischem Charakter. Die Wassermoleküle selbst sind polar, sie haben also ein elektrisches Dipolmoment. Dieses Dipolmoment kommt dadurch zustande, dass die Molekülkomponenten unterschiedliche Nettoladungen tragen. Im Fall von Wasser wären die getragenen Nettoladungen der Wasserstoffe positiv, die des Sauerstoffs negativ (siehe Abbildung 5). Um zu verstehen wie diese unterschiedlichen Nettoladungen zustande kommen, muss die Elektronenkonfiguration der bindenden Atome genauer betrachtet werden.

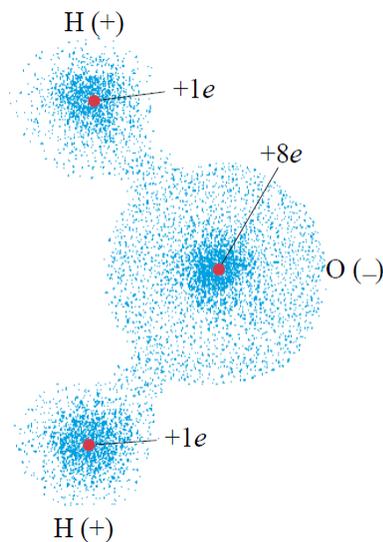


Abbildung 5: Das Wassermolekül ist polar. (Giancoli, 2009, S. 1371)

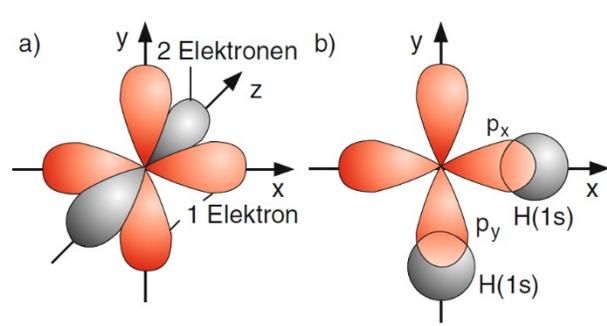


Abbildung 6: Die drei 2p-Orbitale des O-Atoms. Das graue p_z -Orbital ist mit 2 Elektronen besetzt. (b) Bindung zwischen den 1s-Orbitalen der H-Atome und den $2p_x$ -, $2p_y$ -Orbitalen des O-Atoms (Demtröder, 2010, S. 338)

Bei der kovalenten Bindung mit teilweise ionischem Charakter des Wassermoleküls halten sich die gemeinsam genutzten Elektronen mit größerer Wahrscheinlichkeit in der Nähe des Sauerstoffatoms auf. Der Grund dafür ist die Elektronenkonfiguration des Sauerstoffs. Jener besitzt acht Elektronen, die in Orbitalen wie folgt angeordnet sind: $1s^2 2s^2 2p^4$ (vgl. Giancoli, 2009, S. 1371). Die vier Valenzorbitale des Sauerstoffs, welche für die Bindung berücksichtigt werden müssen, sind $2s$, $2p_x$, $2p_y$ und $2p_z$. Die beiden Elektronen des $1s$ Sauerstofforbitals sind nicht an der Molekülbindung beteiligt und müssen deshalb nicht berücksichtigt werden. Die Elektronenkonfiguration in den Valenzorbitalen lautet $2s^2, 2p_x, 2p_y, 2p_z^2$. Für die Bindung des Sauerstoffatoms mit den beiden Wasserstoffatomen sind also nur zwei ungepaarte Elektronen verfügbar. Eines der beiden Elektronen hält sich im $2p_x$, das andere im $2p_y$ Orbital auf (siehe

Abbildung 6). Diese beiden sogenannten bindenden Orbitale können nun jeweils mit dem Elektron des Wasserstoffatoms besetzt werden. Das Elektron des Wasserstoffatoms muss dabei einen antiparallelen Spin besitzen, um das Pauli-Prinzip nicht zu verletzen. Durch diese Bindung entsteht eine große Elektronendichte zwischen dem Sauerstoff und den Wasserstoffatomen, was wie bei der kovalenten Bindung bereits diskutiert wurde, wesentlich für die Molekülbindung ist. Wie in Abbildung 6 (b) ersichtlich, überlappen die $1s$ Orbitale der Wasserstoffmoleküle mit den $2p_x$ und $2p_y$ Orbitalen des Sauerstoffatoms. Wie auch beim Wasserstoffmolekül führt diese Überlappung zu einer geringeren Gesamtenergie und somit schließlich zur Bindung (vgl. Demtröder, 2010, S. 337).

2.1.1.3 Polarität

Die Verteilung der Nettoladungen ergibt sich aus der Besetzung der Orbitale. Die beiden voll besetzten kugelsymmetrischen Orbitale $1s$ und $2s$ beschreiben vier der acht Elektronen des Sauerstoffatoms und sind in Bezug auf die Nettoladungen nicht weiter relevant. Die freibleibenden Orbitale $2p_x$ und $2p_y$ des Sauerstoffs bieten Platz für die zwei Elektronen der Wasserstoffatome und ziehen diese mit einer Nettoladung von $+4e$ an. Natürlich ziehen auch die Wasserstoffatomkerne die Elektronen an, sodass sie sich teilweise um den Sauerstoff und teilweise um die Wasserstoffatome bewegen. Durch diese Flexibilität bezüglich der Aufenthaltsorte gibt es an beiden Wasserstoffatomen eine positive Nettoladung. Diese Nettoladung beträgt weniger als $+1e$, weil die Elektronen nur einen zeitlichen Anteil dort verbringen. Die Elektronen der Wasserstoffatome halten sich jedoch viel wahrscheinlicher in der Nähe des Sauerstoffatoms auf und es entsteht am Sauerstoff ein Überschuss an negativen Ladungen (vgl. Giancoli, 2009, S. 1369–1372). Genau diese gegebenen Verteilungen der Nettoladungen bestimmen eine ganz wesentliche Eigenschaft des Wassers: seine Polarität. Wasser besitzt eine Elektronegativitätsdifferenz von $\Delta\chi_w = 1,4$ resultierend aus der Elektronegativität von Sauerstoff mit $\chi = 3,5$ und Wasserstoff mit $\chi = 2,1$. Damit ist seine Polarität im Vergleich zu dem sehr ähnlichen Molekül Schwefelwasserstoff (H_2S) mit einer Elektronegativitätsdifferenz von $\Delta\chi_s = 0,4$ sehr groß. Dies hat mitunter einen großen Einfluss auf die weiteren diskutierten Eigenschaften von Wasser.

2.1.1.4 Bindungswinkel

Letztlich stellt sich noch die Frage nach dem Bindungswinkel des Wassermoleküls. Betrachtet man die Orbitale in Abbildung 6 (b) würde man meinen, dass die Wasserstoffatome in einem Winkel von 90° zu einander stehen müssen. Jedoch beträgt der experimentell festgestellte Bindungswinkel

beim Wassermolekül zwischen 104° und 105° . Dies kommt durch die Wechselwirkung der Elektronen des Sauerstoffatoms und der Wasserstoffatome zustande, welche die Elektronenhüllen der Atome verformt. Darum besitzt das $2s$ Orbital des Sauerstoffs nicht länger eine kugelsymmetrische Form, sondern ist durch die Linearkombination der $2s$ und $2p$ Orbitale gegeben (Abbildung 7). Durch diese veränderte Elektronenverteilung kommt es zur Verlagerung des Ladungsverteilungsschwerpunkts und zu einer größeren Überlappung der Elektronenwellenfunktion ψ mit der $1s$ -Funktion des Wasserstoffatoms wie in Abbildung 7 b) dargestellt. Dies wirkt sich wiederum positiv auf die Bindung zwischen Sauerstoff und Wasserstoff aus. Die erwähnte Linearkombination der $2s$ und $2p$ Orbitale kann wie folgt beschrieben werden:

$$\psi = c_1 \cdot \varphi(2s) + c_2 \cdot \varphi(2p) \quad (1)$$

- $\varphi(2s)$ Elektronenwellenfunktion $2s$ Orbital von Sauerstoff
- $\varphi(2p)$ Elektronenwellenfunktion $2p$ Orbital von Sauerstoff
- c_1, c_2 Koeffizienten
- ψ Linearkombination der Elektronenwellenfunktionen $2s$ und $2p$

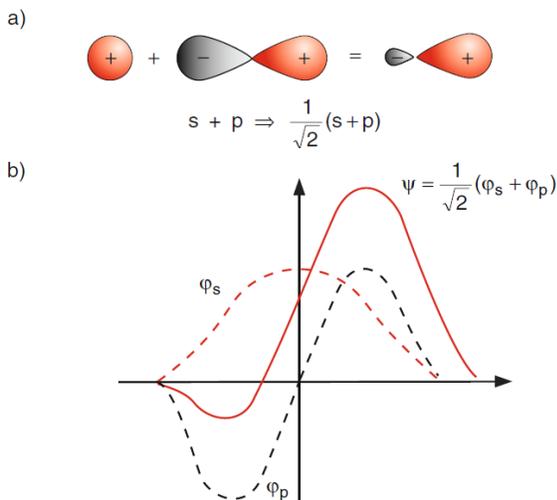


Abbildung 7: Linearkombination von s - und p -Orbital zur Bildung eines sp -Hybridorbitals (Demtröder, 2010, S. 338)

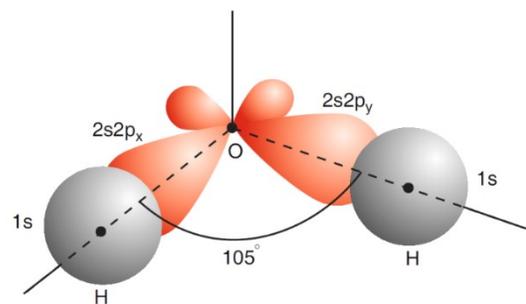


Abbildung 8: Bildung des H_2O -Moleküls mit hybridisierten Orbitalen bei einem Bindungswinkel von 105° (Demtröder, 2010, S. 338)

Die Koeffizienten c_i werden hierbei so variiert, dass die Bindungsenergie zwischen den Atomen maximal wird, also die Gesamtenergie minimiert wird. Der optimale Anteil der p -Funktion kann somit bestimmt werden. Solche kombinierten Orbitale werden auch als Hybridorbitale bezeichnet

und sind durch ihre nicht mehr im rechten Winkel zueinanderstehenden Bindungen charakterisiert. Beachtet man beim Wassermolekül also alle Polarisations- und Austauschereffekte, so erhält man tatsächlich auch theoretisch den experimentellen Bindungswinkel von 105° (Abbildung 8) (vgl. Demtröder, 2010, S. 337–338). Hier sollte noch angemerkt werden, dass in den meisten Lehrbüchern Bindungswinkel zwischen 104° und 105° angegeben werden. Diese kleine Ungereimtheit ergibt sich dadurch, dass die Geometrie des Wassermoleküls, aufgrund der unterschiedlichen Rotations- und Vibrationszustände des Moleküls sowie seiner Umgebung, leicht variiert (vgl. Palmer, 2004, S. 2).

2.1.2 Wasserstoffbrücken

Wasserstoffbrücken spielen eine Schlüsselrolle, wenn man sich auf die Suche nach Gründen für die speziellen Eigenschaften des Wassers macht. Die Ladungsverteilung und Geometrie des Wassermoleküls führt dazu, dass benachbarte Wassermoleküle dazu neigen sich in eine tetraedrische Anordnung mit ihren Nachbarmolekülen zu begeben. Wie schon der Name vermuten lässt, sind bei der Wasserstoffbrückenbindung zwingend Wasserstoffatome involviert. Der Sauerstoff ist partiell negativ geladen, oft mit δ^- bezeichnet, und die Wasserstoffatome sind partiell positiv geladen, oft mit δ^+ bezeichnet. Die Wasserstoffatome ordnen sich zwischen die Sauerstoffatome der benachbarten Wassermoleküle und bilden zwischen den unterschiedlichen Partiaalladungen Wasserstoffbrücken aus. Jedes Wassermolekül besitzt somit vier bis fünf Nachbarn, wobei von jedem Wassermolekül drei bis vier Wasserstoffbrückenbindungen ausgehen. Dies erzeugt eine gerichtete Wechselwirkung zwischen den Molekülen von 12 kJ/mol pro gebildeter Wasserstoffbrücke (vgl. Ludwig & Paschek, 2005). Zum Vergleich: Die Energie starker Bindungen (kovalente und ionische Bindung innerhalb der Moleküle) liegt im Bereich von 200 kJ/mol bis 500 kJ/mol. Jene schwache, zwischenmolekulare Wechselwirkung ist zwar deutlich schwächer als die starke chemische Bindungsenergie, jedoch viel stärker als die wechselwirkenden Kräfte einer reinen Van-der-Waals-Bindung (vgl. Giancoli, 2009, S. 1376). Wann und wie oft Wasserstoffbrücken gebildet werden, hängt vom Aggregatzustand des Wassers und somit von der Temperatur. Die tetraedrische Struktur ist in Eis nahezu perfekt, im flüssigen Wasser wird sie mit steigender Temperatur immer geringer. Trotzdem existieren Wasserstoffbrücken auch bei sehr hohen Temperaturen oberhalb des kritischen Punkts $T_k = 374,15^\circ\text{C}$ bei einem Druck von $p_k = 22\text{ MPa}$ (vgl. Wernecke, 2003, S. 19). Bei einer Temperatur von 400°C bei 40 MPa sind noch 29 % der Wasserstoffbrücken, im Vergleich zur ursprünglichen Anzahl bei Raumtemperatur und

Normaldruck, vorhanden. Bei 500 °C und 43 MPa sind es noch 13 %. Das ist auch der Grund, warum sich die lösenden Eigenschaften von Wasser bei Temperaturen jenseits von T_k deutlich verändern (vgl. Palmer, 2004, S. 151–152). Ab dem kritischen Punkt kann zwischen flüssiger und gasförmiger Phase nicht mehr unterschieden werden. Man spricht hier von überkritischem (oder superkritischem) Wasser. Durch die geringere Anzahl an Wasserstoffbrücken im überkritischen Zustand, wird die Polarität (siehe 2.1.1.3) von Wasser deutlich verringert und es können auch normalerweise nicht wasserlösliche Stoffe, wie z. B. Lacke, gelöst werden. Somit bietet überkritisches Wasser eine billige und ungiftige Alternative zu konventionellen Lösungsmitteln. Einzig die benötigten hohen Drücke erweisen sich in der Praxis noch als problematisch (vgl. Weitze, 2006). Ein Beispiel für eine einzelne Wasserstoffbrücke ist die Bindung von zwei H_2O -Molekülen zu $(H_2O)_2$ -Dimeren (Abbildung 9).

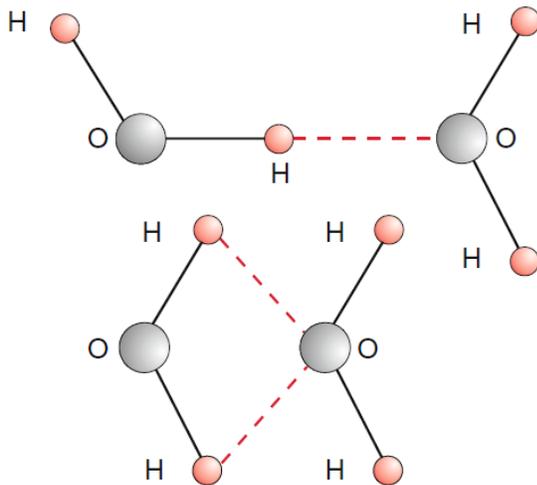


Abbildung 9: Wasserstoffbrückenbindung im H_2O -Dimer (Demtröder, 2010, S. 319)

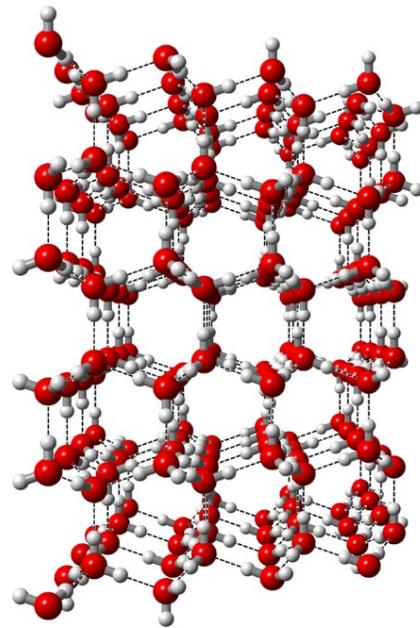


Abbildung 10: Hexagonale Anordnung der Sauerstoff- (rot) und Wasserstoffatome (weiß) in Eis (Konitzer, 2017)

In Abbildung 10 ist eine hexagonale Anordnung von Wassermolekülen dargestellt, die einen Eiskristall bilden. Die Wasserstoffbrückenbindung ist für die Bildung der Dimere von $(H_2O)_2$ in Wasser und die signifikante Struktur von Eis verantwortlich (vgl. Demtröder, 2010, S. 431). Bei hexagonalem Eis ist die tetraedrische Anordnung der Wassermoleküle unendlich fortgesetzt. Der

Bindungswinkel der Wassermoleküle beträgt für tetraedrische Konfigurationen übliche $109,5^\circ$ (vgl. Gordalla et al., 2011).

Ganz anders als beim Eis verhalten sich die Wasserstoffbrücken in flüssigem Wasser. Die Wassermoleküle sind nicht wie im Eis in Sechseringen angeordnet, sondern die häufigste Ringkonfiguration besteht aus fünf Molekülen. Wie in Abbildung 11 dargestellt sind manche Molekülen nicht gebunden. Es bildet sich also ein dynamisches Netz aus Wasserstoffbrücken mit vier (sehr selten fünf) Bindungen pro Molekül. Durch diese ungleichmäßigere Anordnung als in der festen Phase, können die Moleküle auch Plätze in den Zwischenräumen der Ringstrukturen einnehmen. Damit kann flüssiges Wasser eine höhere Dichte als Wasser im festen Zustand erlangen, was allgemein für Flüssigkeiten sehr ungewöhnlich ist (vgl. Ball & Reuter, 2002, S. 224–225). Philip Ball versucht dies wie folgt bildlich zu erklären:

Computermodelle flüssigen Wassers zeigen, daß [sic] die mit Wasserstoffbrücken hergestellte Vernetzung zufällig und ungeordnet ist und sich in der Art eines verrückten Klettergestells durch die Gesamtheit der Moleküle zieht. Hier wird das Netz als Gerüst von Streben wiedergegeben, die die Wasserstoffbrücken zwischen Molekülen darstellen. Die Sauerstoffatome der Moleküle sitzen an den Verbindungsstellen der Streben. (Ball & Reuter, 2002, S. 224)

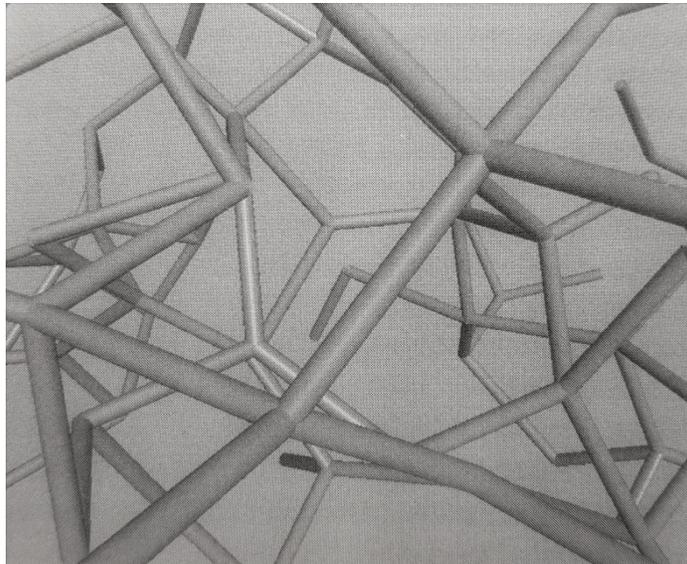


Abbildung 11: Computermodell flüssiges Wasser (Stephen Harrington und Gene Santley, Boston University) (Ball & Reuter, 2002, S. 224)

Welche genauen Rollen die Molekülanordnung und Wasserstoffbrücken für die Aggregatzustände, die Dichteanomalien, den relativ hohen Siedepunkt und die Kohäsion von Wasser spielen, wird auf den folgenden Seiten noch genauer diskutiert.

2.1.3 Van-der-Waals-Wechselwirkung

Die Energie der Van-der-Waals-Wechselwirkung ist im Vergleich zu den bereits oben erwähnten Energien der Molekülbindung und der Wasserstoffbrücken eher gering. Sie beträgt circa 2 - 4 kJ/mol je Atompaar. Trotz dessen trägt sie auch zu den speziellen Eigenschaften des Wassers

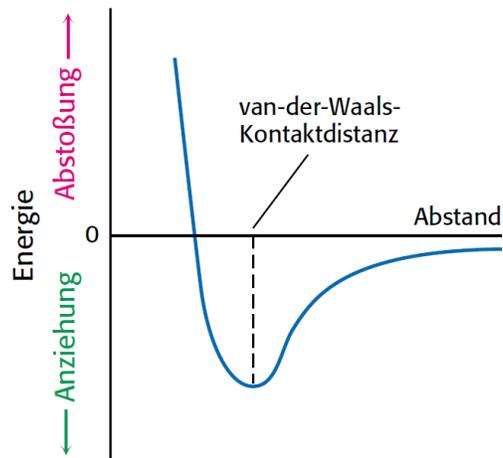


Abbildung 12: Energieerhalt der Van-der-Waals-Wechselwirkung, wenn sich zwei Atome einander nähern. (Berg, 2018, S. 10)

einen Teil bei. Die Grundlage für die Van-der-Waals-Wechselwirkung ist die zeitliche Änderung der Verteilung der Elektronen um einen Atomkern. „Diese vorübergehende Asymmetrie der Elektronenladung um ein Atom führt bei Nachbaratomen durch ionische Wechselwirkungen zu einer komplementären, ebenfalls asymmetrischen Elektronenverteilung.“ (Berg, 2018, S. 10). Dies bedeutet, dass sich die benachbarten Atome gegenseitig anziehen können. Die Anziehungskräfte nehmen bei der Näherung von Atomen bis zu der Van-der-Waals-Kontaktdistanz zu, danach nehmen sie durch Abstoßung wieder ab (vgl. Berg, 2018, S. 10).

In vielen Lehrbüchern wird der Van-der-Waals-Wechselwirkung kein großer Beitrag bezüglich der Anomalien des Wassers zugesprochen. Tatsächlich aber spielt jene eine wesentliche Rolle, wie von Morawietz et al. in ihrer Publikation von 2016 „How van der Waals interactions determine the unique properties of water“ deutlich hervorgehoben wird:

Despite its simple chemical formula, H_2O , water is a complex substance with a variety of unusual properties resulting from its ability to form hydrogen bonds. A famous example for the anomalous behavior of water is the fact that it exhibits a density maximum at 4 °C. Here, we unravel the density anomaly of water on the molecular level using a powerful ab initio-based simulation technique. We show that weak van der Waals forces crucially modulate the flexibility of the hydrogen bond network, giving rise to the density maximum in water and causing ice to be less dense than the liquid. (Morawietz, Singraber, Dellago & Behler, 2016, S. 8368)

In ihrem Artikel zeigen die Autoren, dass sie mithilfe von NNPs (neural network potentials) Simulationen das korrekte Dichtemaximum und die Schmelztemperatur von Wasser vorhersagen können. Dies ist ihnen aber nur möglich, wenn sie von Beginn an die Van-der-Waals-Kräfte mit einkalkulieren. Damit möchten sie zeigen, wie wichtig diese Wechselwirkung für die Eigenschaften wasserhaltiger Systeme ist. Die Van-der-Waals-Kräfte verändern die Wasserstoffbrückenvernetzung wesentlich und verursachen die Flexibilität im System, was die Anomalien deutlich beeinflusst. Diese Resultate werden von der ausgezeichneten Vorhersagbarkeit molekuldynamischer Computersimulationen im Vergleich zu empirischen Wassermodellen demonstriert. Bei den empirischen Modellen wird das Dichtemaximum meistens zu gering angesetzt, sofern keine experimentellen Informationen bezüglich der Dichte in den Parametrisierungsprozess miteinbezogen werden. Letztlich weisen sie darauf hin, dass flüssiges Wasser und Eis auch genau mit der verallgemeinerten Gradientennäherung (GGA) beschrieben werden können, wenn die Van-der-Waals-Wechselwirkungen berücksichtigt werden (vgl. Morawietz et al., 2016, S. 8372).

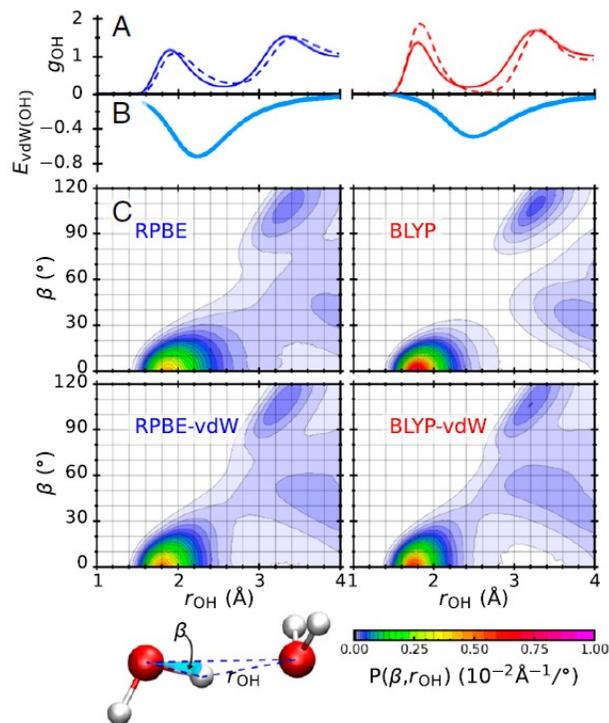


Abbildung 13: Einfluss der Van-der-Waals-Wechselwirkung auf die Wasserstoffbrückengeometrie (Morawietz, Singraber, Dellago & Behler, 2016, S. 8371)

In Abbildung 13 A wurde die intermolekulare Sauerstoff – Wasserstoff Radialverteilungsfunktion g_{OH} bei 300 K mithilfe von NNPs Simulationen dargestellt. Jene radiale Verteilungsfunktion gibt die Häufigkeit an, mit welcher man ein Wasserstoffatom in einem gewählten Abstand zu einem

Sauerstoffatom antrifft. Die linke blaue Kurve basiert auf der RPBE (revised Perdew-Burk-Ernzerhof), die rechte rote auf der BLYP (Becke-Lee-Yang-Parr) Dichtefunktion. Die vollen Linien repräsentieren das Ergebnis mit Berücksichtigung der Van-der-Waals-Wechselwirkung, die strichlierten ohne. Die Grafik B stellt die paarweise Van-der-Waals-Wechselwirkungsenergie $E_{\text{vdW(OH)}}$ in der Einheit $k_B \cdot T$ zwischen Sauerstoff- und Wasserstoffatomen als Funktion des paarweisen Abstandes r_{OH} (erhalten durch die NNPs Simulation) dar. In C ist die Wahrscheinlichkeitsdichtefunktion $P(\beta, r_{\text{OH}})$ des Wasserstoffbrückenbindungswinkels β und der Distanz r_{OH} zwischen Sauerstoff- und Wasserstoffatom dargestellt (vgl. Morawietz et al., 2016, S. 8371). Zusammengefasst soll mit diesen Ergebnissen verdeutlicht werden, dass die Van-der-Waals-Wechselwirkung definitiv einen Einfluss auf die Ordnung der Wassermoleküle und somit die speziellen Eigenschaften des Wassers hat.

2.2 Phasenübergänge von Wasser

Unterschiedliche Stoffe können in drei Phasen, oft auch Aggregatzustände genannt, vorkommen. Diese drei Zustände werden als flüssig, fest und gasförmig bezeichnet und sind durch die molekulare Struktur des Stoffs bestimmt. Die feste Phase ist durch ein Kristallgitter, eine bestimmte Gestalt, Kohäsion und ein bestimmtes Volumen charakterisiert. Im Gegensatz dazu besitzt die flüssige Phase kein Kristallgitter und keine bestimmte Gestalt. Dies erscheint logisch, wenn man zum Beispiel Wasser in gefrorener und flüssiger Form vergleicht. In der gasförmigen Phase besitzt ein Stoff keine der Eigenschaften der festen Phase. Beim Übergang zwischen diesen Phasen wird entweder Energie benötigt oder freigesetzt. Dies hängt davon ab, ob in einem sogenannten höheren Aggregatzustand übergegangen wird (Energie wird benötigt), oder in einen niedrigeren. Ein Beispiel für den Übergang in einen höheren Aggregatzustand wäre das Schmelzen von Eis. Es muss Energie zugeführt werden, um die Phase von fest in flüssig zu ändern. Diese Energie kann in Form einer Temperatur- oder Druckerhöhung zugeführt werden. Um die Phasenübergänge übersichtlich darzustellen, bedient man sich eines Phasendiagramms (Abbildung 14).

Wasser ist der einzige anorganische Stoff, der auf der Erde in allen drei Phasen (flüssig, gasförmig, fest) natürlich vorkommt. In welcher Phase sich Wasser gerade befindet, hängt von zwei wichtigen

Parametern ab: dem Druck p und der Temperatur T . In einem sogenannten $p - T$ -Diagramm können die Phasenübergänge veranschaulicht werden (Abbildung 14).

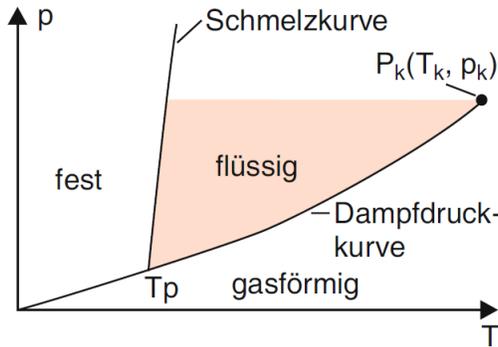


Abbildung 14: Schematische Darstellung eines $p - T$ -Phasendiagramms (Demtröder, 2010, S. 532)

Die gasförmige und die flüssige Phase sind durch die sogenannte Dampfdruckkurve getrennt. Die feste und die flüssige Phase trennt die Schmelzkurve. Oberhalb des kritischen Punkts $P_k(T_k, p_k)$ wird zwischen gasförmiger und flüssiger Phase nicht mehr unterschieden. Ein ganz wichtiger Punkt

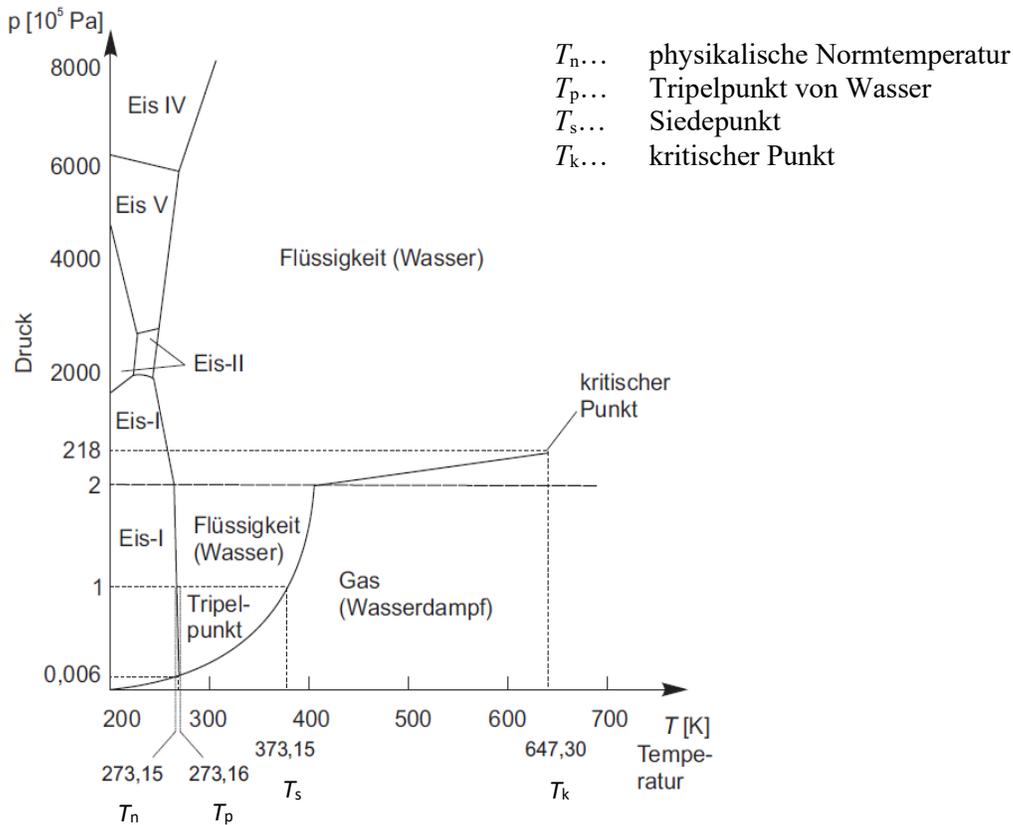


Abbildung 15: Erweitertes Phasendiagramm von Wasser (nach Wernecke, 2003, S. 19, modifiziert)

im Phasendiagramm ist der Tripelpunkt T_p , an welchem alle drei Phasen gleichzeitig existieren können (vgl. Demtröder, 2010, S. 532). Hierbei ist zu beachten, dass das Phasendiagramm in Abbildung 14 eine allgemeingültige Darstellung für die Phasenübergänge von Stoffen ist. Wie bereits diskutiert wurde, ist Wasser ein ganz besonderer Stoff mit speziellen Eigenschaften, die sich auch in einem speziellen Phasendiagramm widerspiegeln (Abbildung 15).

Interessant ist hierbei, dass der Übergang von fest auf flüssig sich bei steigendem Druck in niedrigere Temperaturen verschiebt (Eis-I). Diese, sich in die negative Richtung bewegend, Schmelzkurve ist die thermodynamische Konsequenz dafür, dass Eis bei geringem Druck eine geringere Dichte als flüssiges Wasser besitzt. Bei höherem Druck (Eis-II) verschiebt sich die Kurve wieder in die positive Richtung. Dies hängt damit zusammen, dass bei sehr hohem Druck andere Formen von Eiskristallen gebildet werden, die eine größere Dichte als flüssiges Wasser aufweisen (vgl. Palmer, 2004, S. 7).

2.2.1 Tripelpunkt

Den Punkt, an dem sich die Schmelzkurve und die Dampfdruckkurve treffen, bezeichnet man als Tripelpunkt. Die Temperatur am Tripelpunkt beträgt exakt 273,16 K. Dies ist jene Temperatur, die auch für Definitionen der absoluten Temperaturskala herangezogen wurde, und somit dem Tripelpunkt von Wasser eine ganz besondere Relevanz verlieh. Die genaueste Messung des Druckes am Tripelpunkt beträgt $(611, 66 \pm 0,01)$ Pa (Guildner, Johnson & Jones, 1976). Unter diesem spezifischen Druck des Tripelpunkts kann Wasser nur mehr in fester und gasförmiger Phase bestehen. Bei Drücken oberhalb von T_p koexistieren die flüssige und feste Phase (vgl. Palmer, 2004, S. 6–7). Der Tripelpunkt ist, anders als der Siede- und Schmelzpunkt, nicht vom Druck abhängig. Dies ist auch der Grund, warum er sich als Fundamentalpunkt für Temperaturskalen sehr gut eignet. Der Tripelpunkt von reinem Wasser wurde wie folgt zur Definition der Temperatureinheit Kelvin benutzt: „Das Kelvin ist der 273,16te Teil der Temperatur des Tripelpunktes von reinem Wasser.“ (Kuchling, 2014, S. 278).

Nach den offiziellen Ergebnissen der sechszwanzigsten General Conference on Weights and Measures (GCPM) im November 2018, wurde beschlossen die Definition der gesetzlichen Temperatureinheit Kelvin zu ändern. Sie wird unabhängig von einer Materialkonstante, dem Tripelpunkt von Wasser, anhand der Boltzmannkonstante mit $k_B = 1,380649 \times 10^{-23}$ J/K neu

definiert. Somit tritt die seit 1967/68 gültige Definition über den Tripelpunkt somit offiziell am 20.05.2019 außer Kraft (vgl. CGPM, 2018).

2.2.2 Kritischer Punkt

Der sogenannte kritische Punkt im Phasendiagramm befindet sich am Ende der Dampfdruckkurve (siehe Abbildung 15). Der Dampfdruck wird mit steigender Temperatur immer größer. Die Flüssigkeit expandiert und der Wasserdampf wird durch den hohen Druck komprimiert, bis ein Punkt erreicht wird, an dem der flüssige und gasförmige Aggregatzustand identisch ist (vgl. Palmer, 2004, S. 7). Diesen Punkt bezeichnet man als kritischen Punkt. Er wird durch die Temperatur, den Druck und die Dichte beschrieben: kritische Temperatur $T_k = 374,15 \text{ °C}$, kritischer Druck $p_k = 218 \text{ atm}$ (vgl. Wernecke, 2003, S. 19) kritische Dichte $\rho_c = (322 \pm 3) \text{ kg/m}^3$ (vgl. Palmer, 2004, S. 8). Die verwendete Einheit physikalische Atmosphäre atm für den Druck wird hierbei einfachhalber verwendet, wobei 1 atm dem Normaldruck von 101,325 kPa entspricht. Der kritische Punkt von Wasser ist mit seinen 374,15 °C unnatürlich hoch. Der kritische Punkt des sehr ähnlichen Moleküls Schwefelwasserstoff liegt bei 100 °C, der des ähnlich großen Sauerstoffmoleküls gar nur bei -147 °C (vgl. Kuchling, 2014, S. 159). Um die, durch die große Elektronegativität von Wasser besonders ausgeprägten, Wasserstoffbrückenbindungen zu lösen, ist eine viel größere Energie notwendig als im Vergleich zum unpolaren Sauerstoffmolekül. Da der kritische Punkt die gleichzeitige Existenz von flüssiger und gasförmiger Phase fordert, ist also eine sehr hohe Temperatur notwendig, um die Wasserstoffbrücken zu lösen und Wasser in gasförmiger Form antreffen zu können.

2.2.3 Sublimieren

Beim Sublimieren erfolgt der direkte Phasenübergang von fest auf gasförmig, ohne vorher in den flüssigen Zustand überzugehen. Sublimation ist nur bei kleinen Drücken möglich, was bei Wasser einen Druck niedriger als 0,006 atm bedeutet. Im Phasendiagramm von Wasser in Abbildung 16 ist die Sublimationsdruckkurve gekennzeichnet durch $s - v$ (engl. solid and vapor) (vgl. Giancoli, 2009, S. 635). Um die Sublimation zu ermöglichen, ist die Zufuhr von Energie notwendig. Diese wird in Form von Wärme zugeführt und als Sublimationswärme bezeichnet. Sie bildet die Summe aus Schmelz- und Verdampfungswärme (vgl. Kuchling, 2014, S. 275).

Ein Beispiel für Sublimation wäre die aus dem Volksmund bekannte Phrase „Die Sonne hat den Schnee weggeleckt.“ Durch starke Sonneneinstrahlung kann der Schnee sublimieren, ohne dass ein

Schmelzvorgang beobachtet werden kann. Dies hat den positiven Effekt, dass sich im Frühling etwas weniger Schmelzwasser sammelt (vgl. Anders, 1990, S. 37). Dass diese Sublimation auch bei Umgebungsluftdruck möglich ist, liegt daran, dass die angegebene Grenze der Sublimationsdruckkurve von 0,006 atm ein Partialdruck des Umgebungsluftdrucks ist.

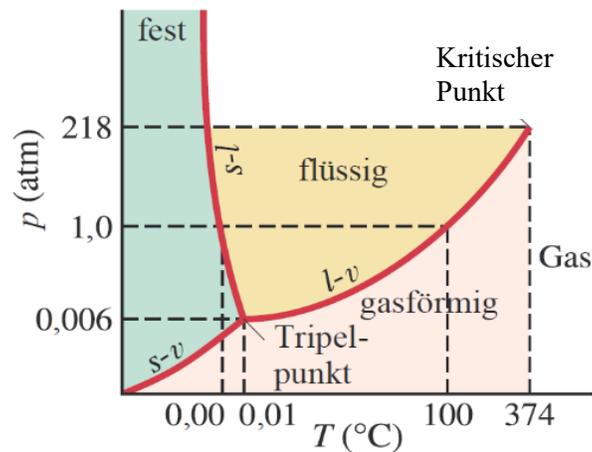


Abbildung 16: Phasendiagramm von Wasser (Giancoli, 2009, S. 635)

2.2.4 Resublimieren

Als Resublimation, oder auch Desublimation, wird die Umkehrung der Sublimation bezeichnet. Es kommt also zum direkten Übergang von der gasförmigen zur festen Phase. Beim Resublimieren wird Resublimationswärme freigesetzt, die der Sublimationswärme entspricht (vgl. Kuchling, 2014, S. 275). Ein weiteres naturbezogenes Beispiel für Sublimationsprozesse ist der Raureif, der an einem kalten Morgen beobachtet werden kann. Dieser bildet sich aus dem in der Luft vorhandenen Wasserdampf, welcher z. B. an Grashalmen resublimieren kann.

2.2.5 Schmelzen

Als Schmelzen wird der bekannte Übergang vom festen in den flüssigen Aggregatzustand bezeichnet. Es wird Energie benötigt, um die feste Kristallstruktur aufzubrechen und den Stoff schließlich zu verflüssigen. Die dafür notwendige Energie wird als Schmelzwärme bezeichnet. Bezieht man die Schmelzwärme Q_{sm} auf die Masse des festen Stoffs (m), so erhält man die spezifische Schmelzwärme s in der Einheit J/kg (vgl. Kuchling, 2014, S. 272). Jene gibt die Wärmemenge an, die notwendig ist, um ohne Temperaturänderung ein Kilogramm eines festen

Stoffs zu verflüssigen. Für Wasser bei Normaldruck beträgt $s = 334 \text{ kJ/kg}$ und der Schmelzpunkt T_{sm} liegt bei 0 °C (vgl. Kuchling, 2014, S. 636).

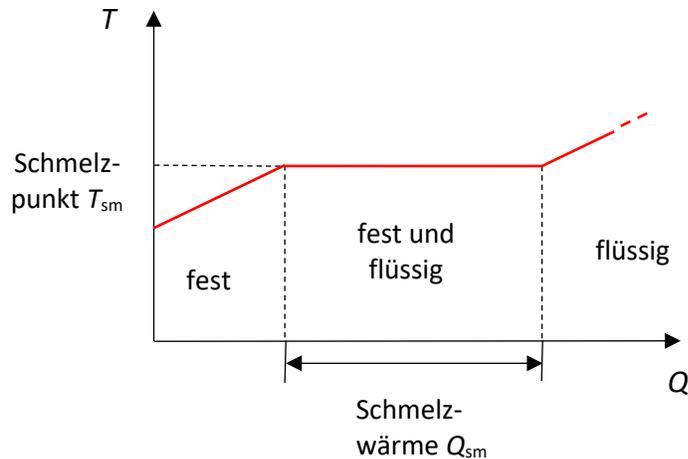


Abbildung 17: Darstellung der Schmelzwärme Q_{sm} (eigene Abbildung, basierend auf Kuchling, 2014, S. 271)

$$s = \frac{Q_{sm}}{m} \quad (2)$$

Die $s-l$ -Kurve (engl. solid and liquid) in Abbildung 16, auch einfach Schmelzdruckkurve genannt, gibt den Verlauf der Schmelztemperatur mit dem Druck an. Normalerweise steigt der Schmelzpunkt mit steigendem Druck an. Bei Wasser nimmt der Schmelzpunkt jedoch bei steigendem Druck um $7,65 \text{ mK}$ pro 100 kPa ab (vgl. Kuchling, 2014, S. 270). Zum Vergleich: Der Schmelzpunkt des sehr ähnlichen Moleküls Schwefelwasserstoff H_2S liegt bei $-85,7 \text{ °C}$. Der von O_2 , welcher ein weiteres Molekül in der Größenordnung von H_2O darstellt, sogar bei -219 °C (vgl. Kuchling, 2014, S. 636). Dies ist auf die spezielle Struktur des Eises (siehe Kapitel 2.1.2), verursacht durch Wasserstoffbrückenbindung, zurückzuführen. Deshalb ist auch eine sehr hohe spezifische Schmelzwärme erforderlich, um überhaupt erst die Kristallstruktur des Eises aufbrechen zu können. Eine weitere Anomalie, die beim Schmelzen auftritt, ist die Volumenverkleinerung um $8,2 \text{ %}$ beim Schmelzen von Eis bei Normaldruck. Im Gegensatz zu Wasser dehnen sich die meisten Stoffe beim Schmelzen aus. Durch diese unnatürliche Volumenkontraktion kommt es bei Druckerhöhung zur Herabsetzung des Schmelzpunkts. Dabei wird der Schmelzpunkt bei 0 °C durch einen Druck von $1,33 \times 10^7 \text{ Pa}$ um 1 °C erniedrigt (vgl. Gordalla et al., 2011, S. 34). Um die Vorstellung zu erleichtern: Der Druck von $1,33 \times 10^7 \text{ Pa}$

entspricht dem gewaltigen Gewicht von 1 356 223 kg/m². Damit sollte sich der noch immer haltende Mythos, dass das Gleiten beim Eislaufen durch die Schmelzpunktserniedrigung durch Druck ermöglicht wird, als zerstört betrachtet werden (siehe [7]).

2.2.6 Erstarren

Der Phasenübergang von flüssig auf fest wird als Erstarren bezeichnet. Der Erstarrungspunkt entspricht im Phasendiagramm dem Schmelzpunkt, welcher im Schnittpunkt zwischen $s - l$ und $l - v$ - Kurve liegt. Die Temperatur am Schmelzpunkt, und somit auch am Erstarrungspunkt von Wasser, liegt bei einem Druck von 101,325 kPa exakt bei 0 °C (vgl. Kuchling, 2014, S. 270). Bei Wasser gibt es Besonderheiten was das Erstarren betrifft. Der Schmelzpunkt sinkt mit steigendem Druck, was eine weitere Anomalie darstellt (siehe Abbildung 14 & 15). Wie in Abbildung 15 zu sehen, gibt es bei unterschiedlichen Drücken und Temperaturen verschiedene Formen von Eis, die sich vor allem in ihrer Kristallstruktur unterscheiden. Durch die Wasserstoffbrücken sind verschiedene Variationen der Verknüpfung der benachbarten Moleküle möglich, sprich es können verschiedene feste Zustände gebildet werden, die unterschiedliche Volumina und Dichten aufweisen. Die Fähigkeit von Wasser unterschiedliche Formen von Eis zu bilden, ist definitiv etwas Besonderes im Vergleich zu anderen Stoffen.

Beim Erstarrungsprozess muss auch beachtet werden, dass der Erstarrungspunkt (= Schmelzpunkt) von gelösten Stoffen in der Flüssigkeit abhängt. Dies ist besonders bei Wasser relevant, da es in der Natur nicht als Reinstoff vorkommt. Die Temperatur des Erstarrungspunkts sinkt proportional mit der Anzahl der gelösten Moleküle und lässt sich wie folgt bestimmen:

$$\Delta T = K \frac{m}{m_f \cdot M_r} \quad (3)$$

ΔT Erstarrungspunktserniedrigung
 m Masse des gelösten Stoffes
 M_r relative Molekülmasse („Molekulargewicht“) des gelösten Stoffes
 m_f Masse des Lösungsmittels (Flüssigkeit)
 K Proportionalitätsfaktor: kryoskopische Konstante (für Wasser 1,86 K·kg/mol)
(vgl. Kuchling, 2014, S. 273)

Eine weitere spezielle Form der Verschiebung des Gefrierpunkts ist die Unterkühlung von Wasser. Emily B. Moore und Valeria Molinero von der University of Utah haben durch Computersimulationen herausgefunden, dass reines Wasser, ohne Anwesenheit auch nur der kleinsten Kondensationskeime, erst bei einer Temperatur von $-48,3\text{ °C}$ gefriert (vgl. Moore & Molinero, 2011). Auch in einem Freihandversuch ist es möglich, unterkühltes Wasser herzustellen. Dieser Versuch wird in Experiment [4] noch genauer erläutert.

2.2.7 Verdampfen

Geht eine flüssige in eine gasförmige Phase über, so spricht man von Verdampfen. Damit sich eine Flüssigkeit jedoch in den gasförmigen Zustand begibt, müssen die Kohäsionskräfte zwischen den Molekülen überwunden werden. Bei Wasser sind diese Kohäsionskräfte durch die Wasserstoffbrückenbindung und die wirkenden Van-der-Waals-Kräfte besonders groß. Es muss viel Energie zugeführt werden, um diese zu überwinden. Entscheidend für den Übergang ist das Erreichen einer bestimmten Temperatur, dem Siedepunkt. Die Temperatur des Siedepunkts ist stark druckabhängig und beträgt beim Normaldruck von $101,325\text{ kPa}$ exakt 100 °C . Ein bekanntes Beispiel für die starke Druckabhängigkeit des Siedepunkts ist die Feststellung, dass Wasser auf einem hohen Berg (also bei verringertem Luftdruck) bei niedrigerer Temperatur siedet als am Meeresspiegel. Das liegt daran, dass bei niedrigerem Umgebungsdruck die Moleküle mit gleicher kinetischer Energie leichter in den gasförmigen Zustand übergehen können. Benutzt man die Faustregel, dass sich mit je 8 m Höhenunterschied der Druck um 100 Pa ändert, so beträgt der Luftdruck auf einem 800 m hohen Berg nur mehr ca. $91,3\text{ kPa}$. Dies gilt jedoch nur in Höhen nahe dem Meeresspiegel. Aus Tabellen lässt sich entnehmen, dass Wasser bei dieser Höhe schon bei etwa 97 °C siedet. (vgl. Kuchling, 2014, S. 640). Während des Siedens ist die Temperatur der Flüssigkeit konstant, deshalb ist es nicht möglich, Wasser durch Zuführen von sehr großen Wärmemengen bei gleichbleibendem Druck unter normalen Bedingungen über 100 °C zu erhitzen. Beim Kochen behelfen sich viele Leute jedoch mit einem Druckkochtopf. Mit steigendem Druck im Kochtopf steigt auch der Siedepunkt von Wasser und die Garzeiten von Gerichten verkürzen sich. Die Dampfdruckkurve in Abbildung 16 veranschaulicht dies. Um eine Flüssigkeit in den gasförmigen Zustand zu versetzen ist es notwendig, eine bestimmte (temperaturabhängige) Umwandlungswärme Q_{sd} zuzuführen. Jene wird auch als Verdampfungswärme bezeichnet.

Bezieht man die Verdampfungswärme auf eine bestimmte Masse, spricht man von der spezifischen Verdampfungswärme r , welche wie folgt berechnet werden kann:

$$r = \frac{Q_{sd}}{m} \quad (4)$$

Die spezifische Verdampfungswärme bestimmt die notwendige Wärmemenge, um ohne Temperaturänderung ein Kilogramm einer Flüssigkeit zu verdampfen. Q_{sd} ist hierbei die Wärmemenge, die für das Verdampfen erforderlich ist, m ist die Masse der zu verdampfenden Flüssigkeit und r ist die spezifische Verdampfungswärme. Die SI-Einheit von r ist J/kg (vgl. Kuchling, 2014, S. 274).

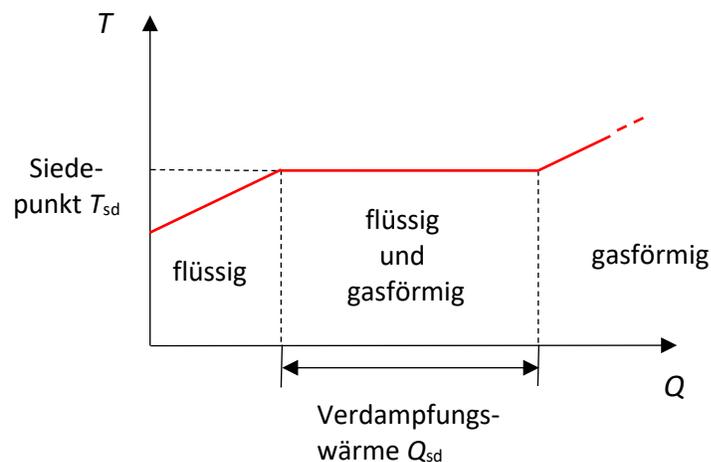


Abbildung 18: Darstellung der Verdampfungswärme Q_{sd} (eigene Abbildung, basierend auf Kuchling, 2014, S. 274)

Sowie der Siedepunkt, ist auch die spezifische Verdampfungswärme druckabhängig und wird bei steigendem Druck kleiner. Bei Normaldruck beträgt r von Wasser 2257 kJ/kg. Der Siedepunkt von Wasser stellt eine weitere Anomalie dar. Die Siedepunkte von H_2S und O_2 bei Normaldruck liegen bei $-60,4\text{ °C}$ und -183 °C und sind somit deutlich niedriger als der Siedepunkt von Wasser mit 100 °C . Wegen der sehr großen Kohäsionskräfte im Wasser ist auch die riesige spezifische Verdampfungswärme von 2257 kJ/kg notwendig. Jene beträgt bei H_2S nur 548 kJ/kg und bei O_2 nur 213 kJ/kg (vgl. Kuchling, 2014, S. 639).

Wie auch beim Erstarren haben in Wasser gelöste Stoffe einen Einfluss auf den Siedepunkt. Jener steigt mit der Konzentration des Lösungsmittels an. Die Siedepunktserhöhung ΔT , welche proportional zu der Anzahl der gelösten Moleküle ist, berechnet sich fast gleich wie die Erstarrungspunktserniedrigung (2). Nur der Proportionalitätsfaktor K ändert sich zum Proportionalitätsfaktor E , der ebullioskopischen Konstante. E beträgt für Wasser $0,52 \text{ K}\cdot\text{kg/mol}$. (vgl. Kuchling, 2014, S. 273).

$$\Delta T = E \frac{m}{m_f \cdot M_r} \quad (5)$$

Ein spezieller Fall des Übergangs vom flüssigen in den gasförmigen Zustand ist das Verdunsten. Hierbei kann eine Flüssigkeit auch unter dem Siedepunkt in den flüssigen Zustand übergehen. Dies kann ganz einfach beobachtet werden, indem ein Wasserglas gefüllt, eine Markierung am Füllstand gesetzt und das Glas für ein paar Tage stehengelassen wird. Beobachtet man den Wasserstand nach ein paar Tagen wieder, so ist dieser gefallen. Das fehlende Wasser ist jedoch nicht einfach verschwunden, es hat nur seinen Aggregatzustand gewechselt. Diese Verdunstung lässt sich mithilfe der kinetischen Gastheorie erklären.

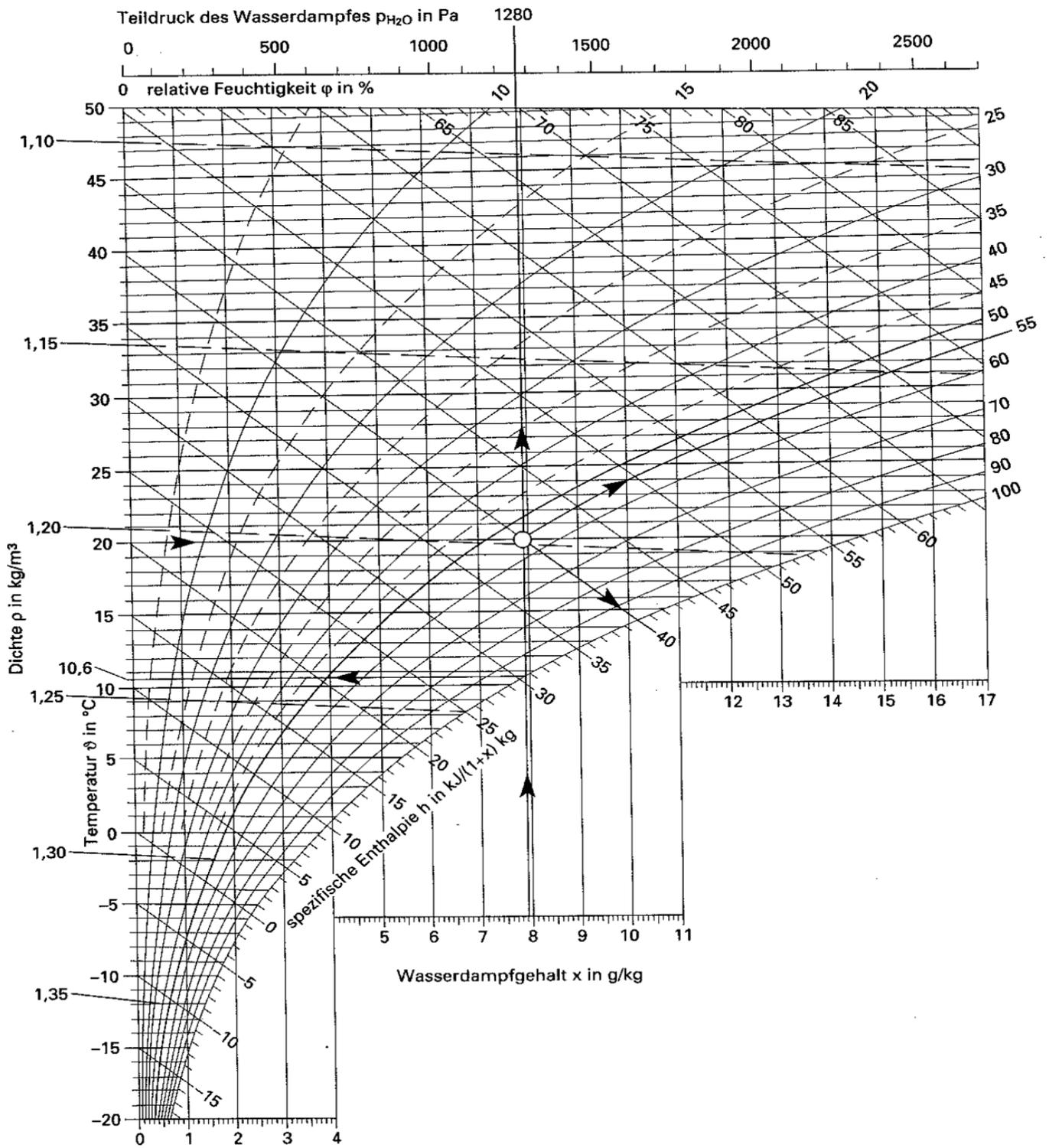
Auch in Flüssigkeiten bewegen sich die Moleküle ungefähr mit Geschwindigkeiten der Maxwell-Boltzmann-Verteilung entsprechend. Die starken Anziehungskräfte in der Flüssigkeit hindern die Moleküle daran in die gasförmige Phase überzugehen. Moleküle, welche sich jedoch an der Oberfläche befinden, können die Flüssigkeit verlassen. Diese werden aber durch die Anziehungskraft der Moleküle in der Flüssigkeit zurückgehalten. Dies kann man sich wie einen Ball vorstellen, der in die Luft geworfen wird. Die Gravitationskraft der Erde zieht den Ball auf den Boden zurück und hindert ihn in den Weltraum zu fliegen. Haben die Moleküle an der Oberfläche jedoch eine so große Geschwindigkeit, dass sie die Anziehung der Flüssigkeitsmoleküle überwinden können, so gehen diese in den gasförmigen Zustand über. Dies kann man sich wie eine Rakete vorstellen, welche es schafft, das Gravitationsfeld der Erde zu verlassen. Es können also nur Moleküle, die eine bestimmte kinetische Energie besitzen, in die Gasphase übergehen. Die Anzahl der Moleküle, welche in den gasförmigen Zustand übergehen, steigt mit der Temperatur an. Somit verlassen die höchstenergetischen Moleküle das System als erstes, was zu einem weiteren, interessanten Effekt führt, der bei der Verdunstung auftritt: der Verdunstungskälte. Die Geschwindigkeit der zurückbleibenden Moleküle im flüssigen System

nimmt ab, da die hochenergetischen Moleküle in die Gasphase übergehen. Somit nimmt auch die Durchschnittsgeschwindigkeit aller Moleküle in der Flüssigkeit ab und damit auch die absolute Temperatur im System. Es wird also Systemen durch Verdunstung Energie in Form von Wärme entzogen. Diesen Effekt kann man am eigenen Körper spüren, wenn man aus der Dusche steigt oder sich einen Tropfen Alkohol auf die Haut gibt. Man fühlt die, durch Verdunstung verursachte, Kälte deutlich (vgl. Giancoli, 2009, S. 636).

2.2.8 Kondensieren

Kondensieren bildet das Gegenstück zum Verdampfen, wobei es sich somit um den Phasenübergang von gasförmig in flüssig handelt. Beim Verdampfen wurde der signifikante Siedepunkt diskutiert, welcher auch dem Kondensationspunkt entspricht. Gleich wie beim Verdampfen steigt der Kondensationspunkt mit wachsendem Druck an. Die Temperatur bleibt auch während des Kondensierens konstant. Für die Phasenumwandlung ist eine Kondensationswärme notwendig, die der Verdampfungswärme entspricht und dem Wasserdampf entzogen wird (vgl. Kuchling, 2014, S. 273–274).

Ein gutes Beispiel für den Kondensationsprozess stellt die Kondensation von, sich in der Luft befindlichen, Wasserdampf dar. Der meiste Wasserdampf, der sich in unserer Umgebungsluft befindet, gelangte durch Verdunstung in den gasförmigen Zustand. Die Luft kann jedoch nur eine begrenzte Menge an Wasserdampf aufnehmen, nämlich nur bis zum Erreichen des temperaturabhängigen Sättigungsdampfdrucks. Betrachtet man eine ruhende Luftschicht über einem See, so gelangen durch Verdunstung Wassermoleküle von der Wasseroberfläche in diese Schicht. Infolgedessen steigt der Druck des Wasserdampfs in der Luft bis auf den Sättigungsdampfdruck an und es wird an kalten Tagen oft Nebel sichtbar. Bei einer Temperatur von 10 °C beträgt der Sättigungsdampfdruck 1,227 kPa, wobei ein Kubikmeter Luft maximal 9,41 g/m³ an Wasserdampf enthalten kann. Man spricht bei diesem Wert des Wasserdampfs von der maximalen Feuchte. Steigt die Temperatur auf 20 °C an, steigt auch der Sättigungsdampfdruck auf 2,337 kPa und ein Kubikmeter Luft kann nun maximal 17,32 g/m³ Wasserdampf aufnehmen (vgl. Kuchling, 2014, S. 641). Es zeichnet sich also ab, dass der Sättigungsdampfdruck und die maximale Feuchte der Luft mit der Temperatur zunehmen. Das Mollier-Diagramm in Abbildung 19 stellt alle, für die Luftfeuchtigkeit relevanten, Parameter grafisch dar und bietet ein Ablesebeispiel (vgl. Pottlacher, 2001, S. 23).



Ablesebeispiel: $\phi = 55\%$
 $\theta_{Tau} = 10,6^{\circ}C$
 $p_{H_2O} = 1280 Pa$
 $h = 40 kJ/kg$

Abbildung 19: Mollier-Diagramm (Pottlacher, 2001, S. 23)

Unter realen Bedingungen enthält Luft eine geringere Menge an Wasserdampf als laut der maximalen Feuchte zulässig ist. Darum wird der Begriff der absoluten Feuchte eingeführt. Die absolute Feuchte f gibt die in je ein Kubikmeter Luft enthaltene Wasserdampfmenge an. Um die Handhabung der Feuchtigkeitsmenge in der Luft zu erleichtern, wird noch der Begriff der relativen Feuchte eingeführt. Diese wird als φ bezeichnet und stellt den Quotienten aus der absoluten Feuchte f und der maximalen Feuchte f_{\max} in der Luft dar.

$$\varphi = \frac{f}{f_{\max}} \cdot 100 \% \quad (6)$$

Wie die maximale Feuchte f_{\max} ist auch die relative Feuchte φ temperaturabhängig, auch wenn die absolute Feuchte f konstant bleibt. Bei stetiger Abkühlung steigt die relative Feuchte immer weiter an, bis sie 100 % erreicht. Man spricht hier vom Erreichen des Taupunkts. Der Taupunkt ist jene Temperatur, bei der die Abkühlung von feuchter Luft zur Bildung von Kondensationswasser führt (vgl. Kuchling, 2014, S. 279). Mit dem Mollier-Diagramm lässt sich der Taupunkt ganz leicht bestimmen, indem man einfach der Kurve von 100 % relativer Feuchte folgt.

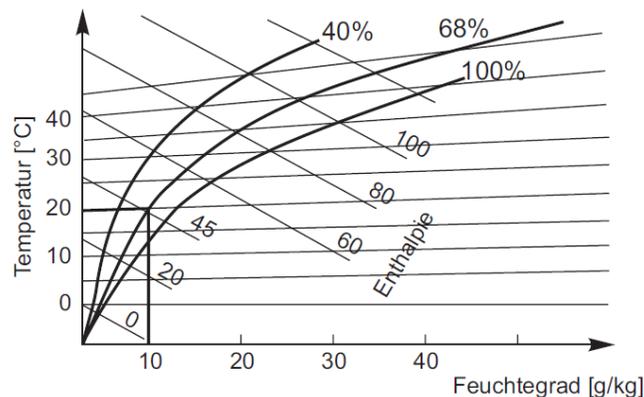


Abbildung 20: Ausschnitt aus dem Mollier-Diagramm (Wernecke, 2003, S. 526)

Abbildung 20 zeigt in einem vergrößerten Ausschnitt des Mollier-Diagramms den Zusammenhang zwischen Temperatur 20 °C, dem Feuchtegrad 10 g/kg (absolute Feuchte), der relativen Feuchte 68 % und der Enthalpie 45 J/g (gerundete Werte) (vgl. Wernecke, 2003, S. 526).

In der Natur kann Kondensationswasser in Form von Tau an einem kühlen Herbstmorgen beobachtet werden. Tagsüber nimmt die warme Luft verdunstetes Wasser auf und die relative Feuchte steigt an. In der Nacht kühlen die Luftmassen ab und die Sättigungsmenge der maximalen

Feuchte sinkt mit fallender Temperatur. Am Morgen kann Tau beobachtet werden, der sich z. B. an Grashalmen oder Blättern anlagert. Auch zur Bildung von Nebel kommt es durch den Temperaturabfall, wenn Kondensationskeime in der Luft vorhanden sind. Emissionen in Form von Feinstaub, verursacht durch Fabriken oder Verkehrsbelastung, begünstigen die Bildung von Nebel. Sind keine Kondensationskeime vorhanden, so kann der Taupunkt auch unterschritten werden.

2.3 Dichteanomalie

Grundlegend behandelt die Dichteanomalie von Wasser die Irregularität, dass Wasser seine größte Dichte bei 3,98 °C besitzt (vgl. Gordalla et al., 2011, S. 34). Anders als bei den meisten anderen Stoffen hat Wasser also seine größte Dichte im flüssigen Zustand und nicht im festen, was definitiv nicht die Regel ist. Dies führt unweigerlich zur bekannten Tatsache, dass Eis in flüssigem Wasser schwimmt.

Um die Dichteanomalie des Wassers verstehen zu können, muss ein weiteres Mal ein Blick in die mikroskopische Ebene geworfen werden. Da Wasser nicht nur aus einfachen Wassermolekülen besteht, sondern auch aus durch Wechselwirkung anderer Kräfte (z. B. Wasserstoffbrückenbindung) entstehenden Multimeren, erweist sich dies Aufgabe als relativ schwierig. Im flüssigen Zustand ändern die verschiedenen Multimere ihr Konzentrationsverhältnis räumlich vom Inneren der Flüssigkeit bis zur Oberfläche hin. Dies führt zu einer größeren Dichte an der Wasseroberfläche. Auch Änderungen der Temperatur haben Auswirkungen auf dieses Konzentrationsverhältnis. Im festen Zustand (Eis) wurde durch Röntgenstrukturanalysen festgestellt, dass jedes Sauerstoffatom von vier Wasserstoffatomen umgeben ist (Abbildung 21).

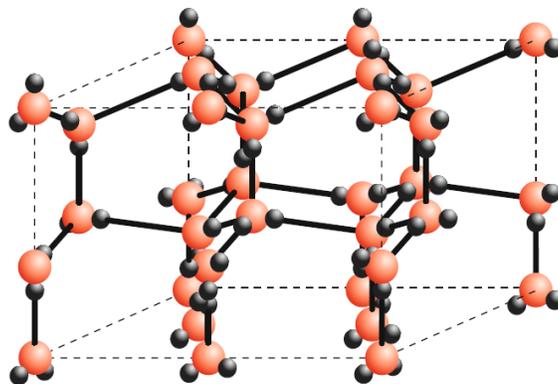


Abbildung 21: Eine der möglichen Orientierungen der H_2O -Moleküle in Eis (Demtröder, 2010, S. 534)

Wie bereits im Abschnitt 2.1.1 diskutiert sind von diesen vier H-Atomen zwei kovalent, die anderen durch zwischenmolekulare Wechselwirkungen gebunden. Im flüssigen Zustand gibt es fünf mögliche Strukturzustände, in denen das Wassermolekül vorliegen kann. Erstens, ohne Valenzbindung zu benachbarten Molekülen, zweitens, an ein, zwei, drei oder vier andere Wassermoleküle gebunden. Wie diese Zustände besetzt sind und wie ihre Verteilung aussieht, hängt von der Temperatur ab (vgl. Demtröder, 2010, S. 534–535). Die Konzentrationsdichte der Wassermoleküle in Abhängigkeit der Temperatur ist in Abbildung 22 grafisch dargestellt.

Interessant ist der Vergleich der Dichten von Wasser bei 0 °C im flüssigen und im festen Zustand. Im flüssigen Zustand beträgt sie 999,87 kg/m³, im festen nur 916,8 kg/m³ (Gordalla et al., 2011, S. 33). Somit erklärt sich auch die Tatsache, warum Eis auf Wasser schwimmt und Fische in einem zugefrorenen Teich überleben können.

Auch unter hohem Druck ändert sich die Struktur des Wassers. Wie bereits diskutiert wird durch Druckeinwirkung der Schmelzpunkt von Eis erniedrigt. Bei niedrigen Temperaturen führt eine Druckerhöhung zur Zerstörung der Molekülstrukturen im Wasser (es kommt zum Übergang vom festen in den flüssigen Zustand), bei hohen Temperaturen fördert Druck ihre Bildung (Übergang von gasförmig in flüssig). Eine Druckerhöhung bei Umgebungsbedingungen führt also zur

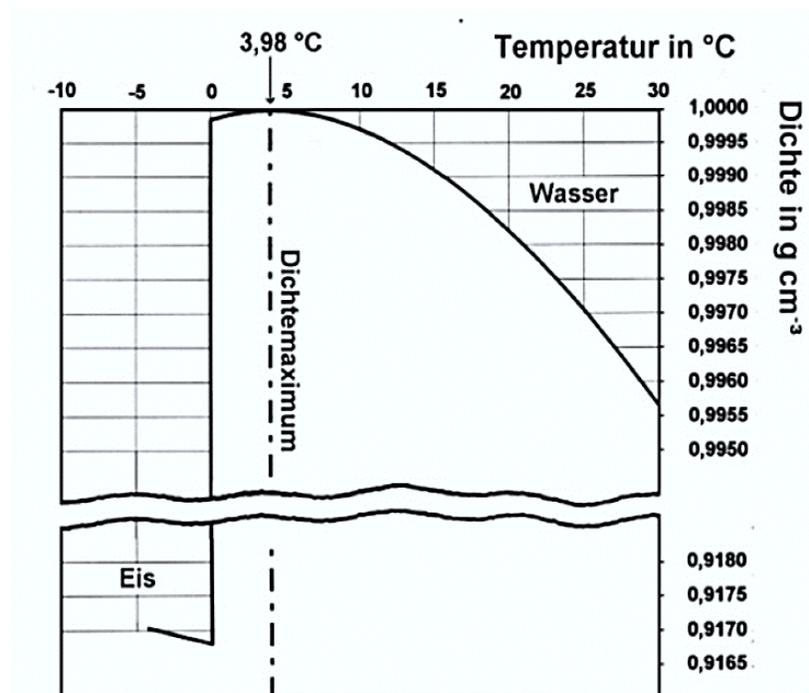


Abbildung 22: Abhängigkeit der Dichte flüssigen Wassers von der Temperatur (Gordalla, Müller & Frimmel, 2011, S. 34)

der Industrialisierung war die Entwicklung der Dampfmaschine ein Meilenstein und stellte die Grundlage für die weitere Entwicklung von modernen Verbrennungsmotoren bereit.

2.4 Der hydrophobe Effekt

Der hydrophobe Effekt von Wasser ist ein gutes Beispiel, um die speziellen chemischen Eigenschaften von Wasser zu verdeutlichen. Er ist eine weitere grundlegende Wechselwirkung und das Resultat der Polarität des Wassermoleküls. Unpolare Moleküle (z. B. Öle oder Fette) können nicht mit den Wasserstoffbrücken oder ionischen Wechselwirkungen interagieren. Deshalb ist die Wechselwirkung zwischen Wassermolekülen untereinander günstiger als jene zwischen unpolaren Molekülen und Wassermolekülen. Unpolare Moleküle streben danach, sich in einem polaren Lösungsmittel wie Wasser in einem gemeinsamen Raum zu sammeln. Dieses Phänomen ist darauf zurückzuführen, dass Wassermoleküle beim Zusammenstoß mit unpolaren Molekülen jene wie in einem Käfig einschließen (Abbildung 24 links). Die Wassermoleküle begeben sich dabei in eine Bindung höherer Ordnung. Treffen im Wasser zwei unpolare Moleküle aneinander, so treten jene in Kontakt und die Wassermoleküle dazwischen werden freigesetzt. Diese freigesetzten Wassermoleküle treten mit dem freien Wasser in Wechselwirkung, da diese Konfiguration energetisch günstiger ist. Dies ist auf das Bestreben der unpolaren Moleküle sich zusammenzulagern zurückzuführen. Genau dieses Bestreben wird als hydrophober Effekt bezeichnet, die dabei stattfindenden Interaktionen als hydrophobe Wechselwirkung (vgl. Berg, 2018, S. 11).

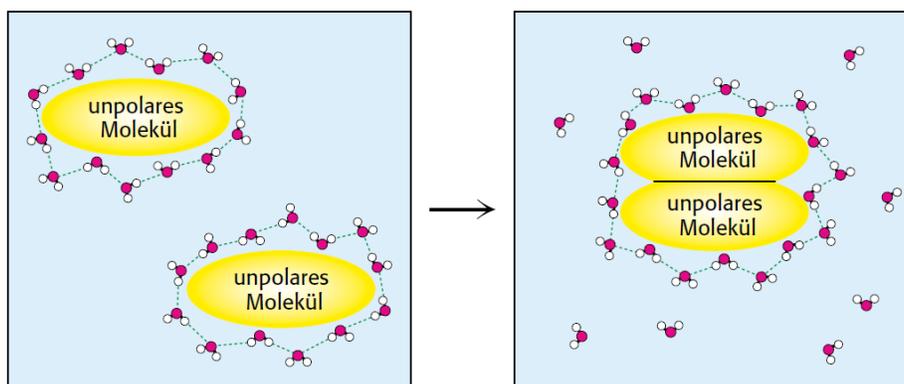


Abbildung 24: Der hydrophobe Effekt. Die Zusammenlagerung von unpolaren Gruppen in Wasser führt zu einer Freisetzung von Wassermolekülen, die zuerst mit der unpolaren Oberfläche interagieren, in das umgebende Wasser. Die Freisetzung von Wassermolekülen in die Lösung begünstigt die Zusammenlagerung von unpolaren Gruppen (Berg, 2018, S. 11)

3 Mechanische Eigenschaften von Wasser

Dieses Kapitel befasst sich mit speziellen mechanischen Eigenschaften von Wasser, wobei hierzu auch seine Thermodynamik gehört. Wasser weist, wegen seiner besonderen Struktur, interessante Anomalien bezüglich seiner Zerreißfestigkeit, Kohäsion und Adhäsion, sowie Wärmeleitfähigkeit auf. Das in Kapitel 2 bereits erlangte Wissen soll hier seine Anwendung finden und auf die Fragen warum es zu den folgenden diskutierten Phänomenen überhaupt kommt, eine Antwort geben.

3.1 Oberflächenspannung

Ein sehr bekannter Effekt, der bei flüssigem Wasser besonders einfach beobachtet werden kann, ist seine große Oberflächenspannung. In der Natur machen sich Wasserläufer die stabile Wasseroberfläche zu nutzen, um über Seen und Laken zu tänzeln. Wie eine dünne, elastische Membran verhält sich die Grenzschicht und versucht die kleinstmögliche Oberfläche, also Kugelform, anzunehmen. So bildet sich am Wasserhahn ein beutelartiger Wassertropfen, der beim Abriss eine Kugelgestalt annimmt. Wie ein mit Wasser gefüllter Ballon fällt der Tropfen zu Boden.

Physikalisch betrachtet resultiert die Oberflächenspannung aus der Kohäsion, also der gegenseitigen Anziehung der Wassermoleküle. Beim Molekül A (Abbildung 25) in der Flüssigkeit heben sich die, nach allen Seiten gerichteten, gleich großen Kohäsionskräfte auf. Bei den Molekülen B, C und D, die sich in der Nähe der Oberfläche aufhalten, bleibt eine nach innen gerichtete Restkraft bestehen. Wenn also ein anderes Molekül an die Oberfläche gebracht werden soll, ist es notwendig, genau diese nach innen gerichteter Kraft zu überwinden. Dafür muss wiederum Arbeit verrichtet werden. Demnach besitzen die Oberflächenmoleküle eine potenzielle Energie, die als Oberflächenenergie bezeichnet wird. Diese Energie und auch die Oberfläche selbst versucht stets ein Minimum einzunehmen, was für freie Flüssigkeitsoberflächen eine Kugelform wäre. Die Oberflächenspannung σ lässt sich durch das Verhältnis von der zur Vergrößerung der Oberfläche erforderlichen Arbeit ΔW zur Oberflächenänderung ΔA beschreiben:

$$\sigma = \frac{\Delta W}{\Delta A} \quad (7)$$

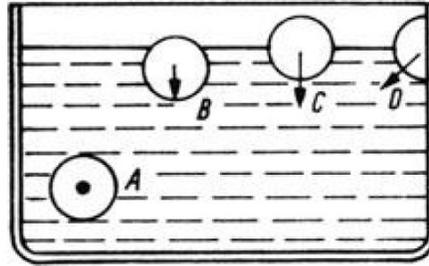


Abbildung 25: Entstehung der Oberflächenspannung (Anders, 1990, S. 15)

Als gängige Einheiten für die Oberflächenspannung werden J/m^2 oder N/m gewählt (vgl. Kuchling, 2014, S. 177–178). Gemessen werden kann σ mit der sogenannten Abreißmethode. Dabei wird mit einem Metallring zur Oberflächenvergrößerung eine Flüssigkeitslamelle gebildet. Diese Messung wird in Experiment [13] noch genauer erläutert.

Im Vergleich zu anderen Flüssigkeiten (auch jene die Wasserstoffbrückenbindungen aufweisen) hat Wasser eine höhere Oberflächenspannung (vgl. Gordalla et al., 2011, S. 34). Dies ist wieder auf die besonders stark ausgeprägten Kohäsionskräfte zurückzuführen. Die Kräfte zwischen den doch kleinen Wassermolekülen sind im Vergleich zu anderen Molekülen relativ groß. Die Summe der Kohäsionskräfte dieser vielen Moleküle führt zu der großen Oberflächenspannung. Ganz wesentlich ist auch die Temperaturabhängigkeit von σ . Jene nimmt mit steigender Temperatur annähernd linear ab:

Tabelle 1: Oberflächenspannung σ in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Kuchling, 2014, S. 623)

σ [mN/m]	T [°C]
75,6	0
72,7	20
67,8	50
58,5	100

Hiermit lässt sich auch erklären, warum beim Wäschewaschen neben dem Waschmittel auch die Wascht Temperatur einen Einfluss auf das Sauberkeitsresultat hat. Die Oberflächenspannung hindert das Wasser daran, in die feinen Stofffasern der Kleidungsstücke einzudringen. Deshalb verwendet man Tenside (z. B. Waschmittel), welche die Oberflächenspannung verringern. Wie oben ersichtlich wirkt sich eine höhere Wassertemperatur auch positiv auf die Verringerung der Oberflächenspannung aus.

3.2 Kapillarität

Bestimmt durch die Besonderheiten der Oberflächenmoleküle, weisen Flüssigkeiten einen weiteren interessanten Effekt auf: die Kapillarität. Man versteht darunter das Verhalten des Flüssigkeitsstandes in engen Röhrchen. Wird Wasser in ein enges Röhrchen gefüllt, steigt es im Röhrchen empor. Wird hingegen Quecksilber verwendet, so sinkt der Flüssigkeitspegel ab (Abbildung 26). Dies hängt mit den Adhäsionskräften, also den Anziehungskräften von unterschiedlichen Molekülen, zusammen. Die Adhäsionskräfte wirken zwischen Molekülen der Gefäßwand und den Oberflächenmolekülen der Flüssigkeit. In Wechselwirkung mit den Kohäsionskräften der Flüssigkeit bilden sie den Randwinkel ϕ zwischen Gefäßwand und Flüssigkeitsoberfläche. Dieser Randwinkel ermöglicht es, Flüssigkeiten anhand ihrer Kapillarität zu kategorisieren: Ist ϕ größer als 90° wird die Flüssigkeit als nicht benetzend bezeichnet. Ist ϕ kleiner als 90° nennt man sie benetzende Flüssigkeit (Abbildung 27).

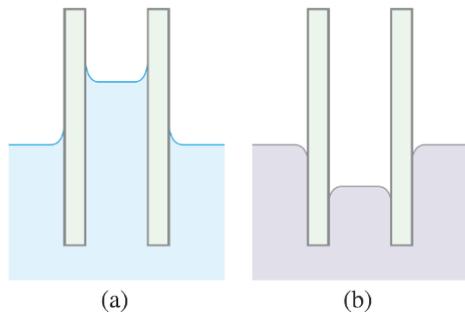


Abbildung 26: (a) Glasröhre in Wasser; (b) Glasröhre in Quecksilber (Giancoli, 2009, S. 476)

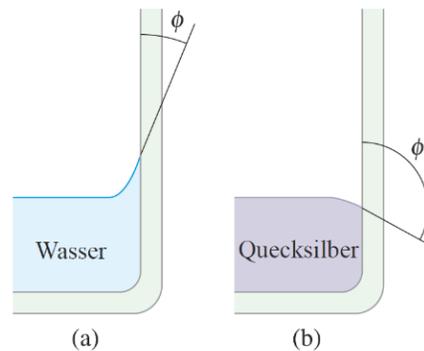


Abbildung 27: Wasser (a) „benetzt“ die Oberfläche von Glas, während (b) Quecksilber das Glas nicht „benetzt“ (Giancoli, 2009, S. 476)

Wasser ist eine benetzende Flüssigkeit, da die Wassermoleküle stärker von den Glasmolekülen als von den Wassermolekülen angezogen werden. Es überwiegt also die Adhäsion der Kohäsion und es stellt sich ein Randwinkel $\phi < 90^\circ$ ein. Im Gegensatz dazu sind bei Quecksilber die Kohäsionskräfte stärker als die Adhäsionskräfte. Die Flüssigkeit ist nicht benetzend, weist also einen Randwinkel $\phi > 90^\circ$ auf. Das Verhältnis von Kohäsions- zu Adhäsionskräften bestimmt, ob eine Flüssigkeit eine feste Oberfläche benetzt oder nicht (vgl. Giancoli, 2009, S. 476). Der Randwinkel ϕ für Wasser beträgt beim Übergang Wasser zu Glas circa 0° , beim Übergang von Quecksilber zu Glas circa 140° . Besonders interessant bei der Kapillarität ist die Steighöhe, welche die Änderung des Flüssigkeitstands im Röhrchen zum Normalpegel der Flüssigkeit angibt. Diese

hängt außer von Materialkonstanten nur vom Radius r des gewählten Röhrchens ab. So gilt für die Steighöhe h näherungsweise:

$$h \sim \frac{1}{r} \quad (8)$$

Wie hoch eine Flüssigkeit also in einer Kapillare steigt oder sinkt, hängt nur vom Radius des Röhrchens und von den materialspezifischen Eigenschaften der Flüssigkeit ab (vgl. Kuchling, 2014, S. 180). Wasser weist durch seine molekulare Struktur sehr ausgeprägte Kohäsionskräfte auf, welche zu starken kapillaren Effekten führen. Warmes Wasser steigt in einer Kapillare dabei weniger hoch als kaltes. Dies hängt mit der unter 3.1 diskutierten Temperaturabhängigkeit der Oberflächenspannung zusammen. Bei kaltem Wasser ist die Oberflächenspannung σ größer, als bei warmem Wasser. Dies wirkt sich laut Gleichung (9) in Form einer größeren Steighöhe aus.

$$h = \frac{2\sigma \cdot \cos(\phi)}{\rho \cdot g \cdot r} \quad (9)$$

ϕ Randwinkel
 h kapillare Steighöhe (bzw. Sinktiefe)
 σ Oberflächenspannung der Flüssigkeit
 g Fallbeschleunigung = 9,807 m/s²
 ρ Dichte der Flüssigkeit
 r Radius des Röhrchens
(vgl. Kuchling, 2014, S. 179)

Pflanzen machen sich die Kapillarität zunutze, um in schmalen Röhrchen Wasser mit enthaltenden Nährstoffen vom Boden an die Oberfläche zu befördern. Dies ist jedoch nicht bis in eine beliebige Höhe möglich: George Koch und sein Team von der Universität Nord-Arizona haben ermittelt, dass Bäume eine maximale Höhe von 130 m erreichen können. Der momentan höchste Baum, welcher unter anderem auch von Koch untersucht und vermessen wurde, ist ein Mammutbaum mit einer Höhe von 113 m (vgl. Springer, 2004). Für die Versorgung der Baumkrone mit Wasser bis in diese Höhe, ist jedoch nicht nur die Kapillarität verantwortlich. Auch die osmotische Kraft befördert Wasser und Nährstoffe in die höheren Lagen. Durch die Konzentrationsdifferenzen der gelösten Nährstoffe im Wasser des Bodens und des Safts innerhalb der Wurzelzellen, kann das Wasser um bis zu 20 m steigen. Einen wesentlichen Beitrag liefert auch die Verdunstung des Wassers an den Blättern: 90 % des Wassers, welches aus dem Boden kommt, verdunstet und übt durch die starken Bindungskräfte (siehe 3.3 Zerreißfestigkeit) eine Kraft auf das Wasser im

Holzgewebe aus. Dadurch wird Wasser von den Wurzeln in die Krone gezogen. Je höher ein Baum wächst, desto schwieriger ist es jedoch für das Wasser die Schwerkraft zu überwinden. Infolgedessen wird durch die geringere Wasserversorgung das Größenwachstum der Blätter eingeschränkt, was auch das weitere Höhenwachstum begrenzt. Dies ändert sich auch nicht bei einem reichlichen Wasserangebot im Boden (vgl. Amselem, 2007).

3.3 Zerreißfestigkeit

Flüssigkeiten besitzen, trotz ihrer leicht verformbaren Gestalt, eine sehr große Zerreißfestigkeit. Diese ist überraschenderweise nicht viel kleiner als jene von Festkörpern. Besonders Wasser hat eine sehr große Zerreizugfestigkeit, vergleichbar mit jener von Aluminium. Die Zerreizugspannung σ_z von Aluminium beträgt 5×10^7 N/m², die von destilliertem Wasser 7×10^6 N/m². Die Zerreißfestigkeit sinkt mit steigender Temperatur und fällt knapp unter der kritischen Temperatur auf null (vgl. Demtröder, 2010, S. 532).

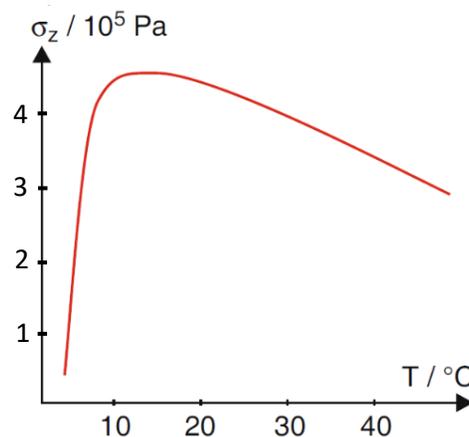


Abbildung 28: Zerreißfestigkeit von Wasser als Funktion der Temperatur (nach Demtröder, 2010, S. 533, modifiziert)

3.4 Viskosität

Viskosität ist eine Reibungskraft, die bei Bewegung zwischen den benachbarten Schichten von Flüssigkeiten und Gasen auftritt. Diese auftretende innere Reibung wird als Viskosität bezeichnet. Bei den Gasen wird sie durch Stöße der Moleküle verursacht, bei Flüssigkeiten durch die Kohäsionskräfte. Ein gutes Beispiel für eine Flüssigkeit mit sehr großer Viskosität ist Honig. Gießt man ihn aus einem Glas, so rinnt die zähe (viskose) Masse nur sehr langsam heraus. Im Vergleich zu Honig hat Wasser nur eine sehr geringe Viskosität. Um die Viskosität verschiedener

Flüssigkeiten und Gase physikalisch zu beschreiben, wurde der Begriff der dynamischen Viskosität η eingeführt. Die dynamische Viskosität kann durch Messung der inneren Reibungskraft F_R wie folgt berechnet werden:

$$\eta = \frac{F_R \cdot d}{A \cdot v} \quad (10)$$

F_R innere Reibungskraft
 A Berührungsfläche
 v Relativgeschwindigkeit zwischen Begrenzungsflächen
 d Abstand der Begrenzungsflächen voneinander
 η dynamische Viskosität, Zähigkeit, Koeffizient der inneren Reibung
 (vgl. Kuchling, 2014, S. 168)

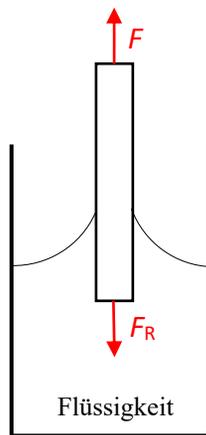


Abbildung 29: Bestimmung der inneren Reibungskraft F_R (eigene Abbildung, basierend auf Kuchling, 2014, S. 168)

Die Reibungskraft kann beispielsweise gemessen werden, indem eine eben Platte in einer Flüssigkeit bewegt wird. Dabei befindet sich die Platte parallel zu den Wänden des Flüssigkeitsbehälters. Die dafür benötigte Kraft F entspricht dann dem Betrag der inneren Reibungskraft F_R (Abbildung 29). Auch ein, wie in Demonstrationsexperiment [16] verwendetes, Viskosimeter kann benutzt werden, um die Viskositäten von Flüssigkeiten zu bestimmen.

Einen besonders signifikanten Einfluss hat die Viskosität auf Flüssigkeiten, die durch Rohrleitungen fließen. In laminaren Strömungen (verwirbelungsfreien Strömungen) haben die einzelnen Schichten der Flüssigkeit, abhängig davon wie weit sie sich von der Rohrwand entfernt befinden, unterschiedliche Fließgeschwindigkeiten. So ist die Geschwindigkeit der Flüssigkeitsschicht, die an der Rohrwand angrenzt, null, jene die sich in der Mitte des Rohres befindet,

maximal. Dies liegt an den großen Adhäsionskräften zwischen Rohr und Flüssigkeit (vgl. Kuchling, 2014, S. 168–170).

Für die dynamische Viskosität η gilt für Flüssigkeiten, dass sie mit steigender Temperatur stark abnimmt. Bei Gasen nimmt sie mit steigender Temperatur zu. Bei Wasser ergeben sich für η folgende temperaturabhängige Werte:

Tabelle 2: Dynamische Viskosität η in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Giancoli, 2009, S. 473)

η von flüssigem Wasser [Pa·s]	T [°C]
$1,8 \times 10^{-3}$	0
$1,0 \times 10^{-3}$	20
$0,3 \times 10^{-3}$	100
η von Wasserdampf [Pa·s]	T [°C]
$0,013 \times 10^{-3}$	100

Eine Besonderheit der dynamischen Viskosität von Wasser ist, dass sie höher ist als jene von vergleichbaren Flüssigkeiten. Dies ist wieder auf die, bei Wasser stark ausgeprägten, Wasserstoffbrücken zurückzuführen. Auch die Druckabhängigkeit der Viskosität von Wasser ist anomal. Unter 33 °C nimmt die dynamische Viskosität mit steigendem Druck ab und erreicht ein Minimum bei 60 MPa, was etwa dem Druck unter einer sechs Kilometer hohen Wassersäule entspricht (vgl. Gordalla et al., 2011, S. 34). Bei anderen Flüssigkeiten, wie z. B. Pentanen, gelingt die Überlegung, dass bei einer Erhöhung des Druckes, also einer Verkleinerung des verfügbaren Raumes, die Flüssigkeitsmoleküle näher aneinanderrücken und so auch die Viskosität größer wird. Bei Wasser verursacht die Druckerhöhung eine Deformation der Wasserstoffbrücken und schwächt diese wichtige Bindung. Diese Schwächung überwiegt der Verstärkung der Van-der-Waals-Kräfte durch die Näherung der Moleküle und führt somit zur Verringerung der Viskosität (vgl. Tanaka, 2003, S. 703–711).

3.5 Kompressibilität

Im Gegensatz zu Gasen lassen sich Flüssigkeiten, obwohl die Moleküle auch frei verschiebbar sind, nur unter Einwirkung von sehr großen Drücken merklich komprimieren. Man bezeichnet dies auch als gering volumelastisch. Ein wichtiges Maß für diese Volumenelastizität ist die sogenannte Kompressibilität χ , welche das Verhältnis der relativen Volumenänderung zur erforderlichen Druckänderung beschreibt:

$$\chi = -\frac{\Delta V}{V \cdot \Delta p} \quad (11)$$

χ Kompressibilität der Flüssigkeit
 V Volumen der Flüssigkeit
 ΔV Volumenabnahme bei Drucksteigerung bzw. umgekehrt
 Δp Druckänderung
 (vgl. Kuchling, 2014, S. 153)

Hier sollte beachtet werden, dass die Volumenänderung häufig minimal ist und somit in vielen Fällen vernachlässigt werden kann. Das negative Vorzeichen ergibt sich, weil die Volumen- und Druckänderung verschiedene Vorzeichen haben (wird der Druck größer, wird das Volumen kleiner). Weiters hängt die Kompressibilität nur geringfügig von der Temperatur und dem Druck ab (vgl. Kuchling, 2014, S. 153).

Wasser weist auch bei der Kompressibilität eine weitere Anomalie auf. Durch seine (für Flüssigkeiten bei Raumtemperatur) hohe Dichte, die sich auch auf seine stark kohäsiven Eigenschaften, verursacht durch die ausgeprägten Wasserstoffbrückenbindungen, zurückführen lässt, gibt es zwischen den Wassermolekülen nicht viel freien Raum, der durch Druckerhöhung komprimiert werden kann. So ist Wasser im Vergleich zu anderen Flüssigkeiten eher inkompressibel. Die Kompressibilität von typischen Flüssigkeiten nimmt bei sinkender Temperatur ab, weil die Molekularstrukturen sich kompakter anordnen. Nicht aber bei Wasser, da es bei Senkung der Temperatur zu einer Verschiebung des Wassermolekülclusters in flexiblere Strukturen kommt. Diese flexiblere und offenere Struktur des Wassers bei niedrigeren Temperaturen liefert die Erklärung für die erhöhte Kompressibilität. Infolgedessen nimmt χ von Wasser, anders als bei anderen Flüssigkeiten üblich, bis zu einer Temperatur von 46,5 °C ab (vgl. Kell, 1975, S. 97–105).

3.6 Spezifische Wärmekapazität

Die spezifische Wärmekapazität c von festen und flüssigen Stoffen ist das Verhältnis ihrer Wärmekapazität C und ihrer Masse m (12). Die Wärmekapazität C beschreibt dabei das Verhältnis der zugeführten Wärmemenge Q zur Temperaturerhöhung ΔT (13) und ist die Wärmemenge, die benötigt wird, um einen Körper um 1 Kelvin zu erwärmen.

$$c = \frac{C}{m} \quad (12)$$

$$C = \frac{Q}{\Delta T} \quad (13)$$

Auch bei der spezifischen Wärmekapazität hat Wasser eine besondere Relevanz: Bei konstantem Druck von 10^5 Pa (1 bar) und einer Temperatur von $15\text{ }^\circ\text{C}$ ist $c = 1,00\text{ kcal}/(\text{kg}\cdot\text{K})$. Bei diesen Bedingungen wird, um 1 kg Wasser um 1 Kelvin zu erwärmen, genau die Wärmemenge von 1 kcal (1 kcal entspricht der SI-Einheit $1\text{ J} = 4,19 \times 10^3\text{ J}/(\text{kg}\cdot\text{K})$) benötigt. Somit bietet Wasser den Referenzpunkt für die noch immer beliebte, jedoch ungesetzliche Einheit kcal, die auf der Beschreibung aller Lebensmittel gefunden werden kann. Die spezifische Wärmekapazität ist vom Druck und der Temperatur abhängig. Als Faustregel kann sie bei Festkörpern, ohne große Fehler, in einem Bereich von $-40\text{ }^\circ\text{C}$ bis $100\text{ }^\circ\text{C}$, bei Flüssigkeiten in einem Bereich von $0\text{ }^\circ\text{C}$ bis $40\text{ }^\circ\text{C}$ als konstant betrachtet werden (vgl. Kuchling, 2014, S. 262). Bei konstantem Druck von 10^5 Pa ergeben sich für Wasser in seinen drei Phasen folgende Werte für c :

Tabelle 3: Spezifische Wärmekapazität c in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Giancoli, 2009, S. 656)

Zustand	c [J/(kg·K)]	T [°C]
fest	2100	-5
flüssig	4186	15
gasförmig	2100	110

Wie den aus Tabelle 3 angeführten Werten entnommen werden kann, ist bemerkenswert, dass flüssiges Wasser etwa die doppelte spezifische Wärmekapazität wie Eis oder Wasserdampf besitzt. Im flüssigen Zustand hat Wasser eine der größten spezifischen Wärmekapazitäten überhaupt, daher eignet es sich ideal für Heizungssysteme, da beim Wärmetransport nur sehr wenig Energie verloren geht. Zum Vergleich: Um die gleiche Masse Eisen wie Wasser um dieselbe Temperatur zu erwärmen, wird nur etwa 1/10 der Energie benötigt (vgl. Giancoli, 2009, S. 656). Diese sehr hohe spezifische Wärmekapazität lässt sich erneut auf die molekulare Struktur zurückführen. Wird Wasser Wärme zugeführt, so wird ein sehr großer Teil der Energie von den vielen kleinen Wassermolekülen absorbiert, um die Wasserstoffbrückenbindungen aufzubrechen. Die Energie, welche bei diesem Prozess absorbiert wird, trägt nichts zur Erhöhung der kinetischen Energie der Wassermoleküle bei. Deshalb wird eine sehr große Wärmemenge benötigt, um die Temperatur zu erhöhen. Dieselbe große, auch beim Erwärmen benötigte, Energiemenge wird beim Abkühlen wieder freigesetzt, was Wasser wie erwähnt zu einem sehr guten Wärmetransporter macht. Mit

einem Kalorimeter, wie in Experiment [17] diskutiert, kann die spezifische Wärmekapazität von Wasser selbst ermittelt werden.

Bei Gasen muss zwischen zwei Arten der spezifischen Wärmekapazität unterschieden werden, weil diese von der Zustandsänderung des Gases abhängt. Wird dem Gas eine Wärmemenge zugeführt und die Temperatur erhöht, muss entweder das Volumen oder der Druck konstant gehalten werden. Es wird zwischen der spezifischen Wärmekapazitäten c_v (konstantes Volumen) und c_p (konstanter Druck) unterschieden. Im Falle von c_v steigt durch die zugeführte Wärmemenge der Druck, aber das Volumen bleibt konstant. Bei c_p wird durch das Zuführen von Wärme das Gasvolumen vergrößert und mechanische Arbeit verrichtet. Der Druck bleibt dabei aber konstant (vgl. Kuchling, 2014, S. 262–263). Aus der Differenz von c_p und c_v ergibt sich schließlich die spezielle Gaskonstante R_i (14) in der Einheit $J/(kg \cdot K)$.

$$c_p - c_v = R_i \quad (14)$$

Die spezielle Gaskonstante R_i gibt dabei die mechanische Arbeit an, die 1 Kilogramm des Gases verrichten kann, wenn es um 1 Kelvin erwärmt wird. Die spezifischen Wärmekapazitäten von Wasserdampf (100 °C) betragen $c_v = 1466,5 J/(kg \cdot K)$ und $c_p = 2019,58 J/(kg \cdot K)$ (vgl. Giancoli, 2009, S. 670). Mit der speziellen Gaskonstante R_i lässt sich auch die für die Thermodynamik unerlässliche ideale Gasgleichung anschreiben:

$$p \cdot V = m \cdot R_i \cdot T \quad (15)$$

Dabei ist p der absolute Druck (nicht Überdruck), V das Gasvolumen, m die Masse des Gases, R_i die spezielle Gaskonstante und T die Temperatur.

3.7 Wärmeleitfähigkeit

Eine Grundregel für den Wärmetransport ist, dass Wärmeenergie immer vom Objekt mit der höheren Temperatur auf ein Objekt mit niedrigerer Temperatur übertragen wird. Diese Energieübertragung kann durch drei Arten erfolgen: Wärmeleitung, Konvektion und Wärmestrahlung. Bei der hier diskutierten Wärmeleitung wird die Energie durch Kollisionen der energetisch höheren (hohe Temperatur) mit energetisch niedrigeren Molekülen (niedrige Temperatur) übertragen (Abbildung 30). Gibt es in einem System Temperaturunterschiede, so findet Wärmeleitung statt, um einen Gleichgewichtszustand zu erreichen. Bei Flüssigkeiten wie

Wasser wird die Energieübertragung durch die beweglichen H₂O Moleküle ermöglicht. Die dabei transportierte Wärmemenge Q lässt sich wie folgt beschreiben:

$$Q = \frac{\lambda \cdot A \cdot t \cdot \Delta T}{l} \quad (16)$$

- Q transportierte Wärmemenge
 - A Querschnittsfläche des Leiters
 - t Zeit (Dauer der Wärmeleitung)
 - ΔT Temperaturdifferenz zwischen Anfang und Ende des Wärmeleiters
 - l Länge des Wärmeleiters, auf der die Temperaturdifferenz herrscht
 - λ Wärmeleitfähigkeit des Materials
- (vgl. Kuchling, 2014, S. 322)

Der Wert für die Wärmeleitfähigkeit λ hängt dabei vom Material und der Temperatur ab. Für Wasser beträgt sie $\lambda_w = 0,598 \text{ W}/(\text{m} \cdot \text{K})$, für Silber $\lambda_s = 427 \text{ W}/(\text{m} \cdot \text{K})$ (vgl. Kuchling, 2014, S. 645). Wasser ist also im Vergleich zu Silber (und auch anderen Metallen) ein sehr schlechter Wärmeleiter. So bemerkt man beim Schwimmen in Seen, Pools oder im Meer oft, dass die Wassertemperatur an der Oberfläche um einiges höher ist als in tieferen Schichten. Wird den Wassermolekülen an der Oberfläche durch Sonneneinstrahlung Energie zugeführt, so wird diese nur sehr langsam an die darunterliegenden Moleküle übertragen. Wird hingegen ein Silberlöffel in heißes Wasser gehalten, leitet jener die Wärme sehr schnell und man sollte sich vor Verbrennungen in Acht nehmen.

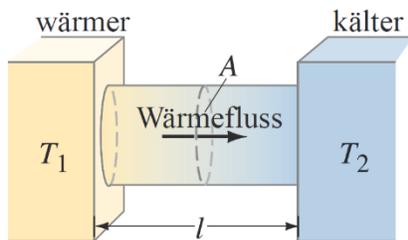


Abbildung 30: Wärmeleitung zwischen zwei Flächen der Temperatur T_1 und T_2 . Ist T_1 größer als T_2 fließt der Wärmestrom nach rechts. (Giancoli, 2009, S. 675)

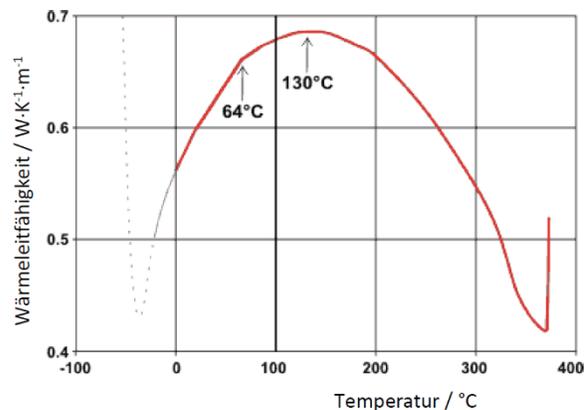


Abbildung 31: Wärmeleitfähigkeit entlang der $l - v$ -Sättigungslinie (nach Chaplin, 2018, modifiziert)

Außergewöhnlich für Wasser ist, dass es, abgesehen von flüssigen Metallen, die höchste Wärmeleitfähigkeit aller Flüssigkeiten besitzt. Auch die Temperaturabhängigkeit der Wärmeleitfähigkeit stellt eine Besonderheit dar (Abbildung 31). Bei den meisten Flüssigkeiten

sinkt die Wärmeleitfähigkeit mit steigender Temperatur kontinuierlich ab. Dies passiert bei Wasser jedoch erst ab einer Temperatur von 130 °C (Kell, 1974, 363 ff).

Die in Abbildung 31 dargestellte Grafik stellt den Verlauf der Wärmeleitfähigkeit von Wasser dar. Sie erreicht ihr Maximum bei 130 °C und wird am kritischen Punkt (keine Unterscheidung flüssig – gasförmig) unendlich groß. Sinkt die Wassertemperatur, so sinkt auch die Rate, mit der die Energie zwischen den Molekülen ausgetauscht wird. Die für den Wärmeaustausch verfügbare Energie wird für Veränderungen in der Struktur der Wasserstoffbrücken verwendet und steht also nicht in Form von kinetischer Energie zu Verfügung. Aus diesem Grund sinkt die Wärmeleitfähigkeit bei Temperaturen unter 130 °C (vgl. Chaplin, 2018).

3.8 Verdampfungsenthalpie

Der Begriff Verdampfungsenthalpie stammt aus dem Bereich der Thermodynamik und beschreibt die Zustandsänderung von Gasen. Im physikalischen Sinne versteht man unter Enthalpie H die Summe aus der inneren Energie U und dem Produkt von Druck p und Volumen V eines Systems.

$$H = U + p \cdot V \quad (17)$$

In vielen Systemen wird der Druck p dabei als konstant betrachtet, weil die Enthalpieänderung bei gleichbleibendem Druck (isobar) erfolgt. Für die Zustandsänderung der Verdampfungsenthalpie $\Delta_{vap}h$ von Wasser gilt also:

$$\Delta_{vap} h = \Delta U + p \cdot \Delta V \quad (18)$$

Wird einem System Energie zugeführt (z. B. Wärme), ändert sich die innerer Energie ΔU , das Volumen des Gases ΔV und infolgedessen die Verdampfungsenthalpie $\Delta_{vap}h$. Da es sich um eine isobare Änderung handelt, bleibt der Druck konstant. Die Betrachtung einer isobaren Zustandsänderung ist durchaus legitim, da viele Verdampfungs- und auch Verdunstungsvorgänge bei gleichbleibendem Luftdruck stattfinden. Ein einfaches Beispiel wäre hier ein Topf mit siedendem Wasser auf dem Herd, da der Topf seine Höhenposition normalerweise nicht verändert. Die Enthalpieänderung $\Delta_{vap}h$ kann folgendermaßen berechnet werden:

$$\Delta_{vap} h = c_p \cdot m \cdot \Delta T \quad (19)$$

Hier ist c_p die schon bereits bekannte spezifische Wärmekapazität bei konstantem Druck, m die Masse des Gases und ΔT die Temperaturänderung (vgl. Kuchling, 2014, S. 288).

Die Verdampfungsenthalpie von Wasser weist eine weitere Anomalie auf. Sie ist im Vergleich zu Flüssigkeiten, die keine Wasserstoffbrückenbindungen aufweisen, ungefähr viermal so hoch wie die für Flüssigkeiten typischen Werte. Gleich wie bei der spezifischen Wärmekapazität sind dafür wieder die speziellen Wasserstoffbrückenbindungen verantwortlich. Werte für die Verdampfungsenthalpie $\Delta_{\text{vap}}h$ sind:

Tabelle 4: Verdampfungsenthalpie $\Delta_{\text{vap}}h$ in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Gordalla et al., 2011, S. 33)

$\Delta_{\text{vap}}h$ [kJ/kg]	T [°C]
2243,7	25
2256,6	100

3.9 Diffusion

Diffusion ist ein Mischvorgang, der durch die zufälligen Molekularbewegungen in Flüssigkeiten oder Gasen beobachtet werden kann. Dabei bewegt sich die diffundierende Substanz immer in Regionen, wo die Konzentration dieser Substanz geringer ist. Sie ist auch von der Konzentration, also der Anzahl der Moleküle pro Volumeneinheit, abhängig.

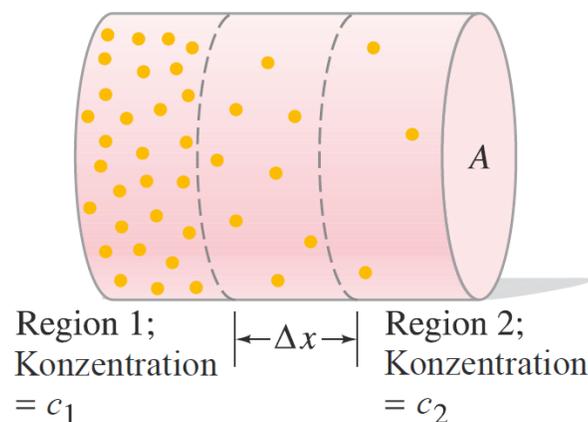


Abbildung 32: Diffusion findet von der Region mit höherer Konzentration in die Region mit niedrigerer Konzentration statt. (Giancoli, 2009, S. 642)

Wie in Abbildung 32 dargestellt, befinden sich in der Region 1 mehr Moleküle als in der Region 2. Es wird sich also eine bestimmte Anzahl von Molekülen auf die rechte Seite in Region 2 begeben. Um diesen Nettofluss der Moleküle zu beschreiben, wird ein kleiner Ausschnitt Δx des

Zylinders betrachtet. Aus beiden Regionen bewegen sich Moleküle in den Bereich Δx hinein. Da die Molekülkonzentration in Region 1 größer ist als in Region 2, fließen mehr Moleküle aus Region 1 in den Bereich Δx . Es stellt sich ein Nettostrom ein, welcher erst aufhört, wenn die Molekülkonzentration in beiden Regionen gleich ist. Dieser Diffusionsstrom ist umso größer, je größer der Konzentrationsunterschied in den beiden Regionen ist. Der Diffusionsstrom J ist also direkt proportional zur Änderung der Konzentration ($c_1 - c_2$) pro Längeneinheit Δx und zur Querschnittsfläche A .

$$J = D \cdot A \frac{c_1 - c_2}{\Delta x} \quad (20)$$

Der Anteil $(c_1 - c_2) / \Delta x$ wird dabei als Konzentrationsgradient bezeichnet, D ist eine Proportionalitätskonstante, welche Diffusionskonstante genannt wird. D hängt dabei von der Temperatur, dem externen Druck, den Eigenschaften der diffundierenden Moleküle und der zugefügten Substanz ab. Die Diffusionsgleichung (20) liefert als Ergebnis den Diffusionsstrom J , der die Anzahl der Mole, welche einen gegebenen Punkt pro Sekunde passieren, angibt. Dabei haben die Konzentrationen üblicherweise die Einheit mol/m³. Die Diffusionskonstante kann je nach diffundierenden Molekülen und Medium aus Tabellen entnommen werden. Für Sauerstoff in Wasser beträgt sie $D = 100 \times 10^{-11} \text{ m}^2/\text{s}$ (vgl. Giancoli, 2009, S. 642–643).

Betrachtet man nur die Diffusion der Wassermoleküle im Wasser, so spricht man von Selbstdiffusion. Der Selbstdiffusionskoeffizient D_s bei 25 °C und Normaldruck beträgt für Wasser $2,3 \times 10^{-9} \text{ m}^2/\text{s}$ (vgl. Palmer, 2004, S. 20). D_s beschreibt dabei die translatorische Bewegung der Wassermoleküle und ist eng mit der Viskosität der Flüssigkeit verknüpft. Nimmt die Viskosität mit steigender Temperatur ab, so nimmt die Selbstdiffusion zu. Ein für die Diffusivität und Viskosität sehr ausschlaggebender Parameter ist dabei die Temperatur (Abbildung 33).

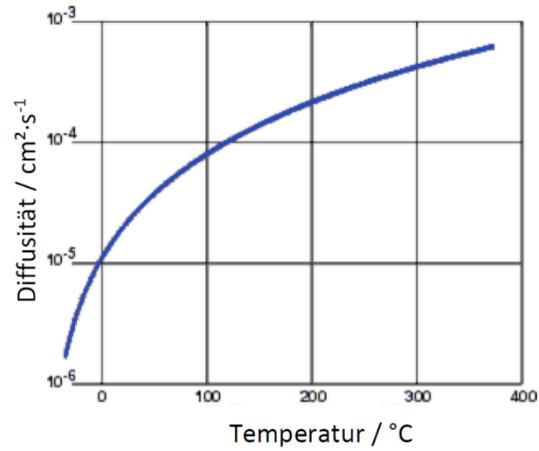


Abbildung 33: Änderung der Diffusität mit der Temperatur (nach Chaplin, 2018, modifiziert)

Der Hauptgrund für die geringe Diffusion bei niedrigen Temperaturen ist das Netzwerk aus dreidimensionalen Wasserstoffbrücken. Bei kleinen Temperaturen ist dieses Netzwerk noch starrer und die Wassermoleküle sind in ihrer Bewegung eingeschränkter.

4 Optische Eigenschaften von Wasser

Die optischen Eigenschaften von Wasser stellen nur einen kleinen, sehr spezifischen Teil der speziellen Eigenschaften von Wasser dar. Um die verwendeten Begriffe der Optik verstehen zu können, werden jene am Beginn dieses Kapitels erklärt. Schließlich wird der Brechungsindex von Wasser und seine Temperaturabhängigkeit sowie die Reflexionseigenschaften und ihre Auswirkung auf die farbliche Wahrnehmung diskutiert.

4.1 Brechungsindex

Beschäftigt man sich mit Lichtbrechung und den materialspezifischen Brechungsindizes, so ist ein physikalisches Gesetz unumgänglich: das Snellius'sche Brechungsgesetz. Verschiedene lichtdurchlässige Materialien besitzen unterschiedliche Brechungsindizes, welche mit n bezeichnet werden. Der Brechungsindex n ist eine einheitenlose Zahl, die das Verhältnis der Ausbreitungsgeschwindigkeit von Licht im Vakuum zur Ausbreitungsgeschwindigkeit im Medium beschreibt. Geht Licht von einem Medium (z. B. Luft) in ein anderes Medium (z. B. Wasser) mit einem anderen Brechungsindex über, dann wird ein Teil des Lichts an der Grenzfläche reflektiert und der andere Teil dringt in das neue Medium ein. Trifft Licht nicht senkrecht sondern unter einem Winkel θ auf die Grenzschicht (Übergang zwischen Medium 1 und 2), wird ein Teil reflektiert und der andere gebrochen (Abbildung 34).

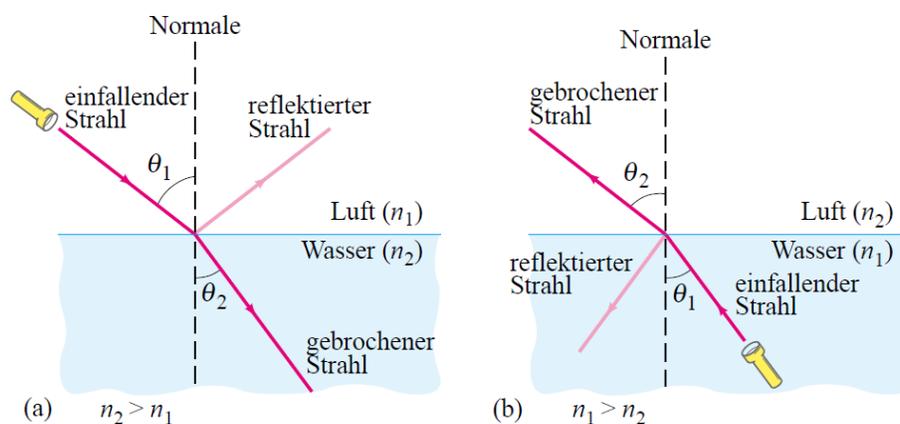


Abbildung 34: Brechung des Lichts. (a) Beim Übergang von Luft (n_1) in Wasser (n_2) gilt $n_2 > n_1$. (b) Beim Übergang von Wasser (n_1) in Luft (n_2) gilt $n_1 > n_2$. (Giancoli, 2009, S. 1101)

θ_1 wird als Einfallswinkel, θ_2 als Brechungswinkel bezeichnet. Erfolgt ein Übergang von einem optisch dünneren Medium (kleiner n) zu einem optisch dickeren Medium (höherer n), so wird das

Licht zum Lot (Normale) gebrochen. Dabei ist θ_1 also größer als θ_2 . Ist der Übergang genau umgekehrt, so ist $\theta_1 < \theta_2$. Der Brechungswinkel hängt hier von der Ausbreitungsgeschwindigkeit des Lichts in den Medien und dem Einfallswinkel ab (vgl. Giancoli, 2009, S. 1101). Das Snellius'sche Brechungsgesetz lautet:

$$n_1 \cdot \sin(\theta_1) = n_2 \cdot \sin(\theta_2) \quad (21)$$

- θ_1 Einfallswinkel
- θ_2 Brechungswinkel
- n_1 Brechungsindex Medium 1
- n_2 Brechungsindex Medium 2

Der Brechungsindex von Luft beträgt circa $n_L \approx 1$, der von Wasser bei 25 °C und einer Lichtwellenlänge $\lambda = 589 \text{ nm}$ exakt $n_W = 1,3325$ (vgl. Gordalla et al., 2011, S. 33). Da der Brechungsindex das Verhältnis der Ausbreitungsgeschwindigkeit von Licht im Vakuum zur Ausbreitungsgeschwindigkeit im Medium beschreibt, ist er also auch von der Frequenz und somit von der Wellenlänge des Lichts abhängig. Licht mit unterschiedlicher Wellenlänge breitet sich in Medien mit unterschiedlichen Geschwindigkeiten aus. Dies wird als Dispersion bezeichnet und kann anhand der Farbaufspaltung bei einem Glasprisma beobachtet werden (Abbildung 35). In Abbildung 36 kann der wellenlängenabhängige Brechungsindex von Wasser bei einer Temperatur von 14,4 °C und einer Dichte von 999,2 kg/m³ abgelesen werden. Dank moderner Technologie, wie Frequenzkammgeneratoren, ist es nun möglich hochgenaue Messungen der Brechzahlen durchzuführen (vgl. Meng, Zhai, Wei, Wang & Wu, 2018).

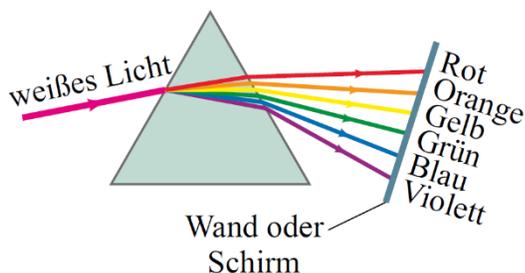


Abbildung 35: Weißes Licht wird an einem Prisma in das sichtbare Spektrum aufgespalten (Dispersion) (Giancoli, 2009, S. 1104)

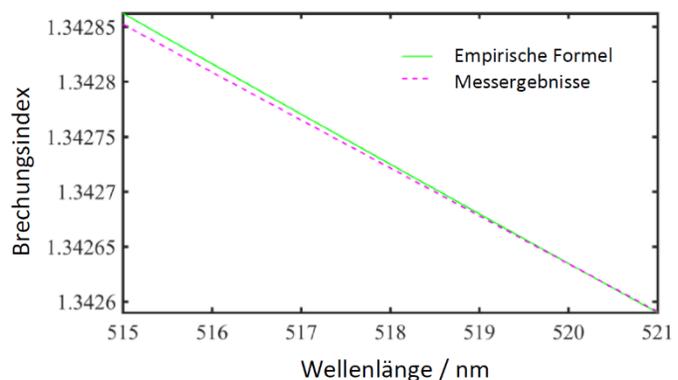


Abbildung 36: Abhängigkeit des Brechungsindex von der Wellenlänge (Meng, Zhai, Wei, Wang & Wu, 2018)

Der Brechungsindex sinkt also je größer die Wellenlänge des Lichts ist. Das ist auch der Grund warum bei einem Prisma blaues Licht (kleinere Wellenlänge) stärker als rotes Licht (größere Wellenlänge) gebrochen wird.

Der Brechungsindex ist bei Wasser auch von der Temperatur abhängig. Bei einer Wellenlänge von $\lambda = 589,25 \text{ nm}$ steigt er, beginnend bei -30 °C bei $n = 1,33026$, auf sein Maximum bei knapp unter 0 °C von $n = 1,33434$ an und fällt schließlich stetig ab, bis er bei einer Temperatur von 100 °C nur mehr $n = 1,31854$ beträgt (siehe Trend Abbildung 37). Der Brechungsindex von Eis ist also geringer als jener von flüssigem Wasser, wenn es sich im Temperaturbereich um 0 °C befindet. Dieses Verhalten des Brechungsindexes ist auf die temperaturabhängige Dichte von Wasser zurückzuführen. Eine höhere Dichte führt zu einer großen Brechzahl. Deshalb ist es auch naheliegend, dass sich das Maximum des Brechungsindexes nahe am Dichtemaximum von Wasser bei $3,98 \text{ °C}$ befindet. Dass das Maximum von n nicht exakt bei $3,98 \text{ °C}$ auftritt, liegt am Einfluss der Temperatur auf die lichtbrechenden Eigenschaften der Wassercluster. Diese Cluster beschreiben verschiedene geometrische Anordnungen der Wassermoleküle, welche auch die speziellen Eigenschaften von Wasser weiter beeinflussen. Es wird hier im Wesentlichen zwischen den ES (expanded structure) und CS (collapsed structure) Clustern unterschieden. Eine Besonderheit stellt auch der Brechungsindex von Eis dar, der bei einer Wellenlänge $\lambda = 589 \text{ nm}$ nur $n = 1,31$ beträgt. Das ist der niedrigste Brechungsindex unter allen bekannten Kristallen (vgl. Harvey, Gallagher & Levelt-Sengers, 1998, S. 761–774).

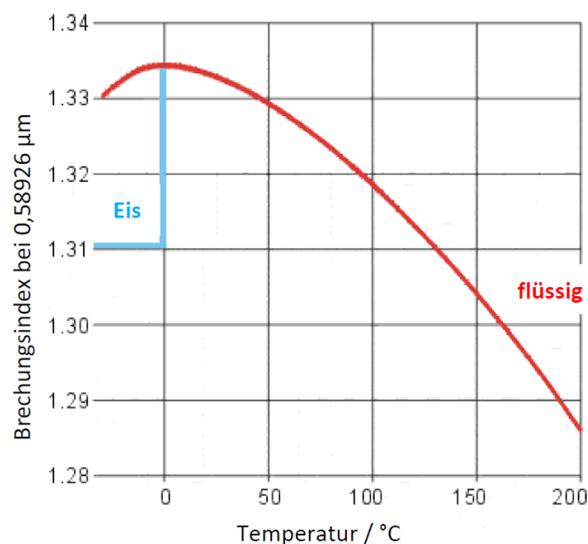


Abbildung 37: Änderung des Brechungsindexes mit der Temperatur (nach Harvey, Gallagher & Levelt-Sengers, 1998, modifiziert)

4.2 Reflexionseigenschaften und Farbe

Wasser wird in vielen Lehrbüchern als farb- und geruchlose Flüssigkeit bezeichnet, wobei Ersteres leider nicht ganz korrekt ist. Wenn Licht auf die Wasseroberfläche trifft, wird ein Teil davon reflektiert, aber der größere Anteil durchdringt die Oberfläche und interagiert mit den Molekülen im Wasser (siehe Snellius'sches Brechungsgesetz). Die Wassermoleküle absorbieren Licht im roten, gelben und grünen Bereich des sichtbaren Lichtspektrums am stärksten. Langwelliges Licht (z. B. rotes Licht) wird also stärker absorbiert als kurzwelliges (z. B. blaues Licht). Da der nicht absorbierte blaue Teil des Lichtspektrums genau jenen Anteil darstellt, welchen wir Menschen visuell erfassen können, wird die Farbe von Wasser als leicht bläulich wahrgenommen. Dies gilt für Wasser ohne jegliche Verunreinigungen. Befinden sich winzig kleine Teilchen, mit einem Durchmesser im Bereich der Wellenlänge von sichtbarem Licht, im Wasser, so verhalten sich jene wie ein optisches Gitter und Licht wird an ihnen gestreut. Deshalb erscheint Wasser oft als milchige, trübe Flüssigkeit. Es ist also für die Farbe und Reflexionseigenschaften ausschlaggebend, welche Partikel sich im Wasser befinden. Abbildung 38 zeigt einen Ausschnitt des Karibischen Meers, wobei das Wasser fern der Küste als blau wahrgenommen wird. In der Nähe der Bahamas erscheint das Wasser türkis, da aufgrund der geringen Wassertiefe Riffe und Sand das Sonnenlicht reflektieren (vgl. NASA Science, 2019).



Abbildung 38: Farbe des Meeres um die Bahamas (NASA Science, 2019)

5 Elektrische Eigenschaften von Wasser

Die elektrischen Eigenschaften von Wasser sind stark an seine chemische Zusammensetzung gebunden. Deshalb beeinflussen Verunreinigungen und gelöste Substanzen seinen spezifischen elektrischen Widerstand, seine elektrische Leitfähigkeit und seine Permittivität wesentlich. Bekannterweise bewirken gelöste Salze eine signifikante Veränderung der elektrischen Eigenschaften von Wasser, wobei jedoch beachtet werden sollte, dass auch destilliertes Wasser kein vollständiger Isolator ist.

5.1 Wasser als Lösungsmittel

In Wasser gelöste Stoffe beeinflussen seine elektrische Leitfähigkeit deutlich. Für eine Vielzahl von Stoffen besitzt Wasser ein ausgezeichnetes Lösungsvermögen, was auf seinen polaren Charakter zurückzuführen ist. Seine hohe Permittivität und kleine molekulare Größe, führen zu der stark ausgeprägten Lösbarkeit von Salzen. Bei polaren Molekülen sind positive und negative Ladungen räumlich getrennt und besitzen ein Dipolmoment. Wird ein elektrisches Feld angelegt, richten sich diese Dipole nach dem Feld aus. Beim Wassermolekül sind das die positiven Partialladungen an den Wasserstoffatomen und eine negative Partialladung am Sauerstoffatom. Obwohl Wasser polare Eigenschaften besitzt, tendiert das Wasserstoffbrückennetzwerk dazu, einer Ausrichtung der Dipole entgegenzuwirken. Das Maß mit der eine Substanz dieser Ausrichtung entgegenwirkt, ist die Permittivität. Durch das Wasserstoffbrückennetzwerk werden Änderungen der Ausrichtungen der Dipole sehr schnell übertragen, was zur großen Permittivitätszahl von Wasser führt (vgl. Sharma, Resta & Car, 2007).

Kommt es zur Wechselwirkung von Wasser mit anderen polaren Molekülen und Ionen, interagieren die positiven und negativen Partialladungen an den Enden des Wassermoleküls mit dem sich im Wasser befindlichen Stoff. Ist die Anzahl der Wassermoleküle viel größer als jene der gelösten Moleküle, bildet sich eine sogenannte Hydrathülle um die gelösten Moleküle. Diese Hülle besteht aus Wassermolekülen, die sich kugelförmig um die gelöste Substanz anordnen (Abbildung 39). Die Hydrathüllen ermöglichen eine gleichmäßige Verteilung der gelösten Teilchen im Wasser (vgl. Kahn Academy, 2019).

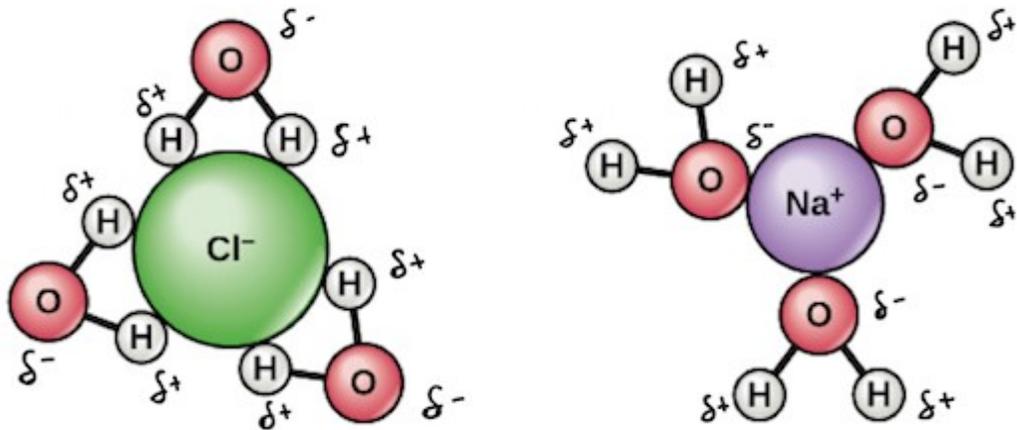


Abbildung 39: Hydrathüllen (Kahn Academy, 2019)

Wird eine ionische Bindung wie NaCl (Kochsalz) in Wasser gelöst, dissoziiert (die Bindung trennt sich) das Kochsalz und es bilden sich durch Coulomb-Wechselwirkung Hydrathüllen um die Cl^- und Na^+ Ionen. Bei unpolaren Molekülen (z. B. Öle, Fette) bilden sich keine Hydrathüllen, weil jene keine Partialladungen besitzen und daher nicht von den Wassermolekülen angezogen werden (vgl. OpenStax College, 2019). In Wasser gelöste Salze verändern die elektrischen Eigenschaften von Wasser wesentlich und führen zu einer drastischen Erhöhung der elektrischen Leitfähigkeit. Wie auch in Abbildung 41 abzulesen, ist die elektrische Leitfähigkeit κ von salzhaltigem Meerwasser 38.000-mal größer als jene von entsalztem Wasser.

5.2 Spezifischer elektrischer Widerstand

Im Allgemeinen ist der elektrische Widerstand ein Maß für die erforderliche elektrische Spannung, um einen bestimmten Strom durch einen elektrischen Leiter fließen zu lassen. Der Ohm'sche Widerstand R eines Leiters ist proportional zu seiner Länge l und umgekehrt proportional zu seiner Querschnittsfläche A .

$$R = \rho \frac{l}{A} \quad (22)$$

Dabei ist ρ die materialspezifische Proportionalitätskonstante und wird als spezifischer elektrischer Widerstand bezeichnet. Die Einheit des spezifischen Widerstands ist $\Omega \cdot \text{m}$ (vgl. Giancoli, 2009, S. 855).

Der Ladungstransport in Wasser erfolgt durch Ionen, die sich unter Einfluss eines elektrischen Felds bewegen. Wasser ist also ein Elektrolyt, bei dem die Ionenkonzentration einen wesentlichen Einfluss auf die Leitfähigkeit und somit auch auf den spezifischen Widerstand hat. Wie auch bei metallischen Leitern und Halbleitern ist ρ von Wasser temperaturabhängig. Der elektrische Widerstand R von Wasser sinkt demnach mit steigender Temperatur (Abbildung 40) (vgl. Light, Licht, Bevilacqua & Morash, 2005, 16-19).

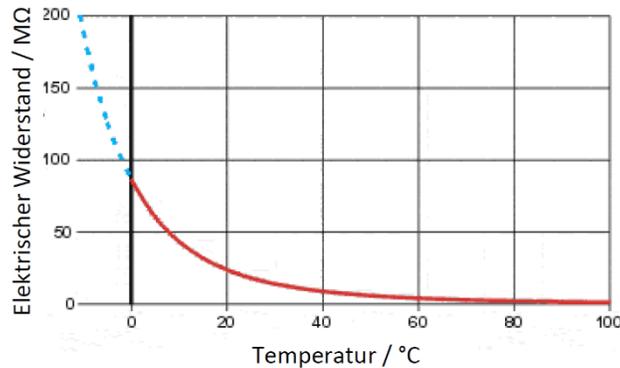


Abbildung 40: Temperaturabhängigkeit R von Wasser (nach Light, Licht, Bevilacqua & Morash, 2005, modifiziert)

Da der spezifische Widerstand sehr stark von der Ionenkonzentration im Wasser abhängt, welche von vielen Faktoren beeinflusst wird, werden als Richtwerte für ρ von Wasser bei 20 °C folgende Werte herangezogen:

Tabelle 5: Spezifischer elektrischer Widerstand ρ für verschiedene Wasserarten (nach Kuchling, 2014, S. 658)

ρ [$\Omega \cdot m$]	Wasserart
$(1 \dots 4) \times 10^4$	destilliertes Wasser
10... 100	Flusswasser
0,3	Seewasser

5.3 Elektrische Leitfähigkeit

Die elektrische Leitfähigkeit κ ist der Kehrwert des elektrischen spezifischen Widerstands σ und besitzt die Einheit $(\Omega \cdot m)^{-1}$. Oft wird sie auch in $S \cdot m^{-1}$ (Siemens/Meter) angegeben, wobei $S = 1/\Omega$. Wie schon der Name nahelegt, ist die elektrische Leitfähigkeit ein Maß dafür, wie gut ein Stoff elektrischen Strom leitet.

$$\sigma = \frac{1}{\kappa} \tag{23}$$

Auch Wasser ohne Verunreinigungen (destilliertes Wasser) leitet elektrischen Strom. Dies ist durch die Autoprotolyse (Selbstionisation), welche im Wasser stattfindet, möglich. Dabei werden Protonen zwischen zwei gleichen Wassermolekülen übertragen:



Die gebildeten Hydroxidionen OH^- und die Oxoniumionen H_3O^+ ermöglichen erst den Ladungstransport innerhalb der Flüssigkeit. Mit der Messung der elektrischen Leitfähigkeit von Wasser kann auch auf seine Reinheit rückgeschlossen werden. Bei höchster Reinheit und einer Temperatur von 25 °C liegt die elektrische Leitfähigkeit bei $\sigma = 0,055\ \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ (vgl. Palmer, 2004, S. 20). Analog zum spezifischen Widerstand ändert sich auch die elektrische Leitfähigkeit signifikant bei Verunreinigungen (Abbildung 41).

Da die elektrische Leitfähigkeit den reziproken Wert des spezifischen Widerstands darstellt, steigt diese mit der Temperaturerhöhung an. κ erreicht dabei sein Maximum bei 230 °C (Abbildung 42). Dies liegt hauptsächlich an den bei höheren Temperaturen stärker auftretenden Dissoziationsprozessen (Teilung chemischer Bindungen), bei denen viele der gut leitenden H^+ und OH^- Ionen erzeugt werden (vgl. International Association for the Properties of Water and Steam, 1990, S. 1–7).

Wasserart	κ in $\mu\text{S}/\text{cm}$
Reinstwasser	0,055 (25 °C) ^{a)}
vollentsalztes Wasser	0,1 ... 1 (25 °C) ^{a)}
Trinkwasser	30 ... 2.000 (25 °C) ^{a)}
Brackwasser	ca.12.000 (für die Salinität $S=10$, 10°C) ^{b)}
Meerwasser	ca.38.000 (für die Salinität $S=35$, 10°C) ^{b)}
Beispiele:	
Bodenseewasser	322 (25 °C) ^{c)}
Münchener Grundwasser	537 (25 °C) ^{c)}
Uferfiltrat, Rhein bei Düsseldorf	702 (25 °C) ^{c)}

- a) aus BENDLIN (1995)
 b) aus POISSON (1980)
 c) aus ULLMANN (1996)

Abbildung 41: Elektrische Leitfähigkeit κ verschiedener Wässer (Gordalla, Müller & Frimmel, 2011, S. 37)

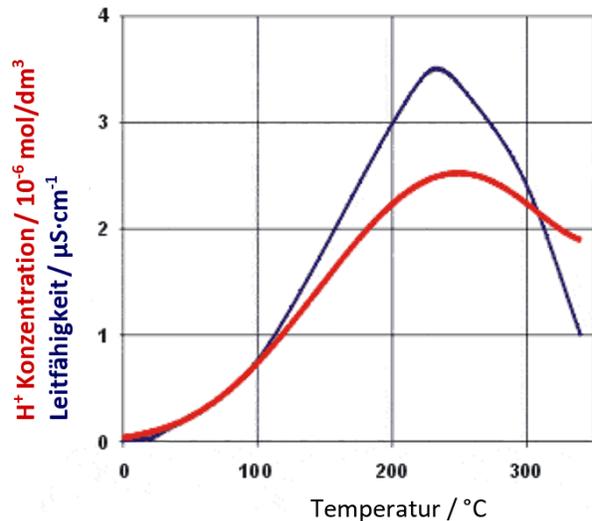


Abbildung 42: Elektrische Leitfähigkeit und Wasserstoff-Ionenkonzentration (nach Chaplin, 2018, modifiziert)

5.4 Permittivität (Dielektrizitätskonstante)

Die Permittivität ε ist ein Maß dafür, wie stark ein Material elektrische Felder durchlässt. Sie setzt sich aus dem Produkt der elektrischen Feldkonstante $\varepsilon_0 = 8,854 \times 10^{-12} \text{ C}/(\text{V}\cdot\text{m})$ und der Permittivitätszahl (relative Dielektrizitätskonstante) ε_r zusammen:

$$\varepsilon = \varepsilon_0 \cdot \varepsilon_r \quad (25)$$

Speziell bei Flüssigkeiten ist die Permittivitätszahl ε_r auch ein Maß für die Fähigkeit einer Lösung, von einem elektrischen Feld polarisiert zu werden. Deshalb wird sie in der Chemie auch oft verwendet, um Lösungen (z. B. Kochsalz in Wasser) zu untersuchen. Besitzt eine Flüssigkeit eine hohe Permittivitätszahl, so können in ihr Elektrolyte und polare Verbindungen besser gelöst werden als in Flüssigkeiten mit kleiner ε_r . Wasser hat bei Raumtemperatur eine sehr große Permittivitätszahl nahe $\varepsilon_r = 80$, was auf seinen polaren Charakter und die Wasserstoffbrückenbindungen zurückzuführen ist. Somit ist Wasser ein starkes Dielektrikum, dessen Permittivitätszahl eine der höchsten aller bekannten Flüssigkeiten ist. Dies macht Wasser zu einem ausgezeichneten Lösungsmittel für Salze und Gase (vgl. Palmer, 2004, S. 21).

Die in Abbildung 43 dargestellte Grafik zeigt, wie sich die Permittivitätszahl von Wasser mit steigender Temperatur ändert. Die Werte für Wasserdampf bei 0,1 MPa liegen zu nahe an 1, um am Graph sichtbar zu sein. Die Permittivitätszahl bei Raumtemperatur liegt bei etwa 80 und ist nur gering vom Druck abhängig. Sie sinkt jedoch bei höheren Temperaturen rapide ab, weil sich die Dichte und somit auch die Zahl der Wasserstoffbrückenbindungen verringert. Am kritischen Punkt besitzt die Permittivitätszahl nur noch einen Wert von näherungsweise 5 (vgl. Palmer, 2004, S. 21). Zwei exakte Werte für die Permittivitätszahl sind $\varepsilon_r = 78,46$ bei 25 °C und $\varepsilon_r = 87,81$ bei 0 °C (vgl. Gordalla et al., 2011, S. 33).

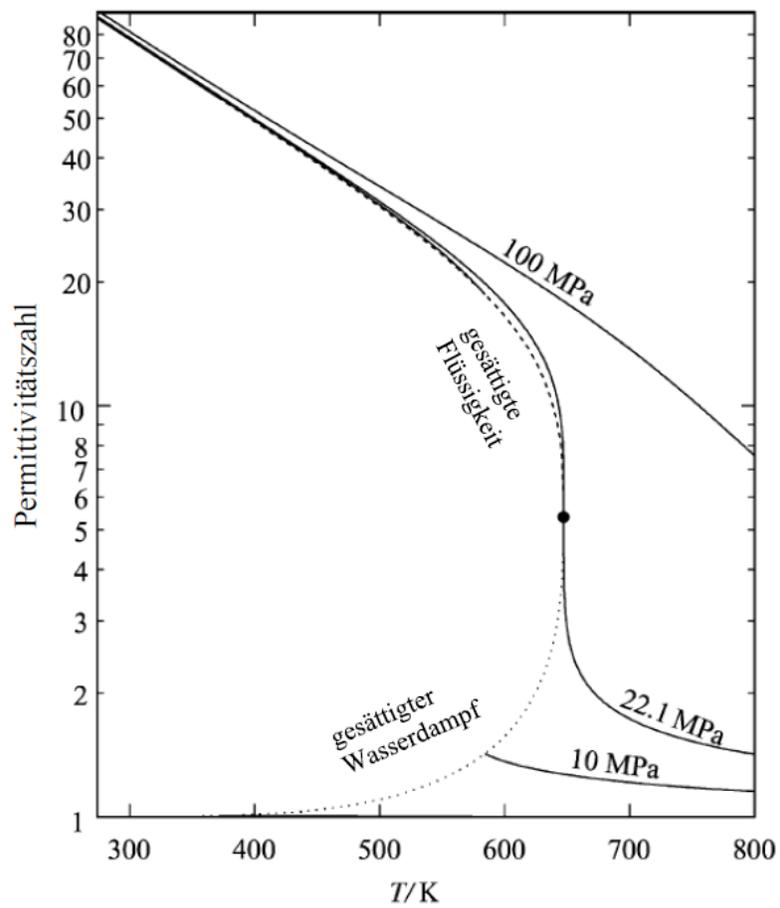


Abbildung 43: Permittivitätszahl (Dielektrizitätskonstante) von Wasser in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Palmer, 2004, S. 21, modifiziert)

6 Demonstrationsexperimente

Der folgende Teil dieser Diplomarbeit widmet sich Demonstrationsexperimenten, welche sich auf die bereits diskutierte Theorie beziehen. Es werden Experimente gezeigt, die mit möglichst einfachen Mitteln nachzustellen sind. Bei den folgenden gezeigten Bildern handelt es sich um eigene Abbildungen, sofern dies nicht anders gekennzeichnet ist. Eine umfassende Sammlung von Experimenten mit Wasser bietet die Diplomarbeit *Physikalische Experimente mit Wasser* von Claudio Alexander Reddy, auf welche ich hier auch bei einigen Experimenten verweisen möchte. Besteht Interesse an Experimenten mit einem Fokus auf Eis, bietet die Diplomarbeit *Faszination Eis* von Manuel Hellinger einen guten Ausgangspunkt. Die hier ausgewählten Experimente sind in der Reihenfolge der behandelten Kapitel ab 2.2 angeführt.

6.1 Spezielle Eigenschaften von Wasser: Struktur des Wassers

6.1.1 [1] Deuteriumoxid: Eine Rarität aus dem Zweiten Weltkrieg

Deuteriumoxid (D_2O), auch schweres Wasser genannt, unterscheidet sich in seiner atomaren Struktur sowie den chemischen und physikalischen Eigenschaften von normalem Wasser. Es handelt sich hierbei um ein Isotop (gleiche Protonen-, jedoch unterschiedliche Neutronenanzahl) von Wasser, dessen Dichte und Molekülmasse größer ist als jene von H_2O . Deuterium (oft auch als 2H notiert) besitzt, anders als Wasserstoff (1H), ein Proton und ein Neutron und verleiht dem schweren Wasser seine Isotopen-Charakteristik. Die Dichte von D_2O ist bei gleicher Temperatur um etwa 10 % höher als jene von normalem Wasser. Das Dichtemaximum bei 11,6 °C liegt bei wesentlich höherer Temperatur als bei H_2O mit einem Dichtemaximum bei 3,98 °C. Der Gefrierpunkt liegt bei 3,72 °C, der Siedepunkt bei 101,42 °C. Schweres Wasser kann durch Elektrolyse von gewöhnlichem Wasser hergestellt werden, da dessen Wasserstoff etwa 0,02 % Deuterium enthält (vgl. Spektrum, 1998).

Deuteriumoxid wurde 1931 entdeckt und 1934 von dem norwegischen Unternehmen Norsk Hydro in der Provinz Telemark erstmals kommerziell erzeugt. Es bestand im Zweiten Weltkrieg starkes Interesse an schwerem Wasser, da jenes als Moderator in Atomreaktoren verwendet werden kann und somit eine wichtige Rolle im Rüstungswettlauf um die Atombombe spielte. 1938 unterlag das Unternehmen der Kontrolle der deutschen Wehrmacht, um den Bedarf an Deuteriumoxid zu decken. Das Norsk Hydro Wasserkraftwerk stellte den einzigen Zulieferer von schwerem Wasser an die Deutschen dar, und wurde 1943 von den Alliierten durch einen Luftangriff zerstört. Daraufhin beschlossen die Deutschen den gesamten Lagerbestand von D_2O nach Deutschland zu verfrachten. Die Fähre wurde jedoch von der norwegischen Widerstandsbewegung im Lake Tunnsjö versenkt und mit ihr die Ladung an Deuteriumoxid (vgl. Kent, 1981). Die Ampullen liegen noch heute auf dem Grund des Lake Tunnsjö, dürfen jedoch nicht geborgen werden, da es sich um ein Kriegsdenkmal handelt. Dieser Umstand macht die hier gezeigten, perfekt erhaltenen, D_2O -Ampullen (Abbildung 44) zu einer Rarität.



Abbildung 44: Ampullen mit Deuteriumoxid der Firma Norsk Hydro;
Bild: Pottlacher

6.2 Phasenübergänge von Wasser

6.2.1 [2] Tripelpunkt: Tripelpunkt-Wasserzelle

Material

Tripelpunkt-Wasserzelle

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Die Tripelpunkt-Wasserzelle wird in einem Kälte-Bad (Abbildung 45) langsam abgekühlt. Dabei kann beobachtet werden, dass das hochreine Wasser auch bei Temperaturen unter 0 °C im flüssigen Zustand verweilt. Nimmt man nun die Tripelpunkt-Wasserzelle aus dem Bad und schüttelt sie, gefriert sie durch. Es bildet sich ein Eismantel um das Innenrohr und es stellt sich ein Gleichgewicht aller drei Phasen ein. Dieses Gleichgewicht bleibt für einen Zeitraum von mehreren Stunden aufrecht und kann zur Kalibrierung von Temperaturmessgeräten verwendet werden.

Physikalische Erklärung

Eine Tripelpunkt-Wasserzelle besteht im Wesentlichen aus zwei ineinander verschmolzenen Borosilikatglas-Röhren (Abbildung 46 & 47). Der Hohlraum zwischen den Röhren ist circa zu 80 % mit hochreinem Wasser gefüllt, das unter Dampfdruck des siedenden Wassers verschlossen wurde (vgl. Testo Industrial Services GmbH, 2018, S. 10). Das Herzstück der Zelle bildet das sogenannte Vienna Standard Mean Ocean Water (VSMOW), welches den Standard für Reinstwasser-Proben definiert. Die Zusammensetzung des VSMOW ist dabei durch den jeweiligen molaren Anteil an Sauerstoff- und Wasserstoffisotopen festgelegt. Um eine Tripelpunktzelle herzustellen, wird diese sorgfältig evakuiert, mit VSMOW befüllt und versiegelt. Somit befindet sich in der Zelle nur mehr Wasser und Wasserdampf. Bei exakt 0,01 °C wird der Tripelpunkt von Wasser erreicht. Es koexistieren also alle drei Phasen im thermischen Gleichgewicht. Die exakte Temperatur von 0,01 °C am Tripelpunkt von Wasser wurde bis Mai 2019 als internationaler Referenzpunkt für die Temperaturskala herangezogen.



Abbildung 45: Tripelpunktzelle im Kältebad;
Apparatur: PTB - Berlin; Bild: Pottlacher

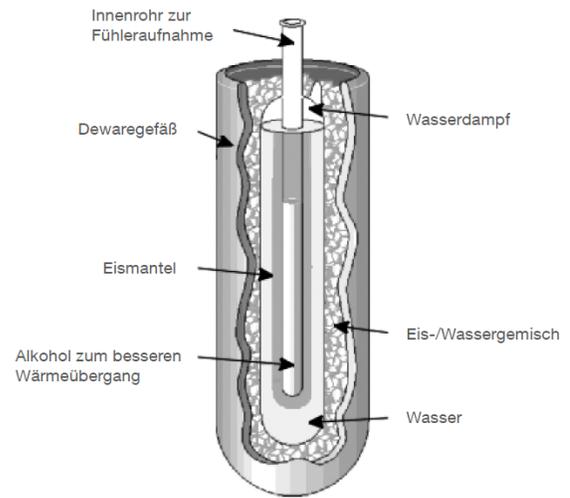


Abbildung 46: Tripelpunkt-Wasserzelle (Testo Industrial Services GmbH, 2018, S. 11)



Abbildung 47: Tripelpunktzelle der TU-Graz

6.2.2 [3] Siedepunktserniedrigung: Sieden bei Raumtemperatur

Dieses Demonstrationsexperiment wurde bereits einmal von Claudio Alexander Reddy im Rahmen seiner Diplomarbeit *Physikalische Experimente mit Wasser* durchgeführt (vgl. Reddy, 2019, S. 164–165).

Material

20 ml Dosierspritze

Glas mit Wasser

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Mit einer 20 ml Dosierspritze wird aus dem Glas Wasser bei Raumtemperatur in die Spritze gezogen. Sie wird mit der Düse voraus senkrecht nach oben gehalten und etwa 3/4 des Wassers wird aus der Spritze gedrückt (Abbildung 48). Dabei muss darauf geachtet werden, dass sich danach keine Luftblasen mehr im Zylinder befinden. Wird die Düse mit dem Finger abgedichtet und der Kolben der Spritze kräftig zurückgezogen, beginnt das Wasser bei Raumtemperatur zu sieden (Abbildung 49).

Physikalische Erklärung

Der Siedepunkt von Wasser ist druckabhängig, deshalb siedet Wasser nur unter Normaldruck (101,325 kPa) bei exakt 100 °C. Durch das Herunterziehen des Kolbens kommt es in der Spritze zu einem Druckabfall. Dieser Druckabfall hat die Herabsetzung des Dampfdrucks von Wasser zur Folge, welcher an die Siedetemperatur gekoppelt ist. Das Wasser in der Spritze ist also nur noch einem geringen Luftdruck ausgesetzt, was zu dem niedrigen Siedepunkt bei Raumtemperatur führt. Für Details siehe Kapitel 2.2.7.

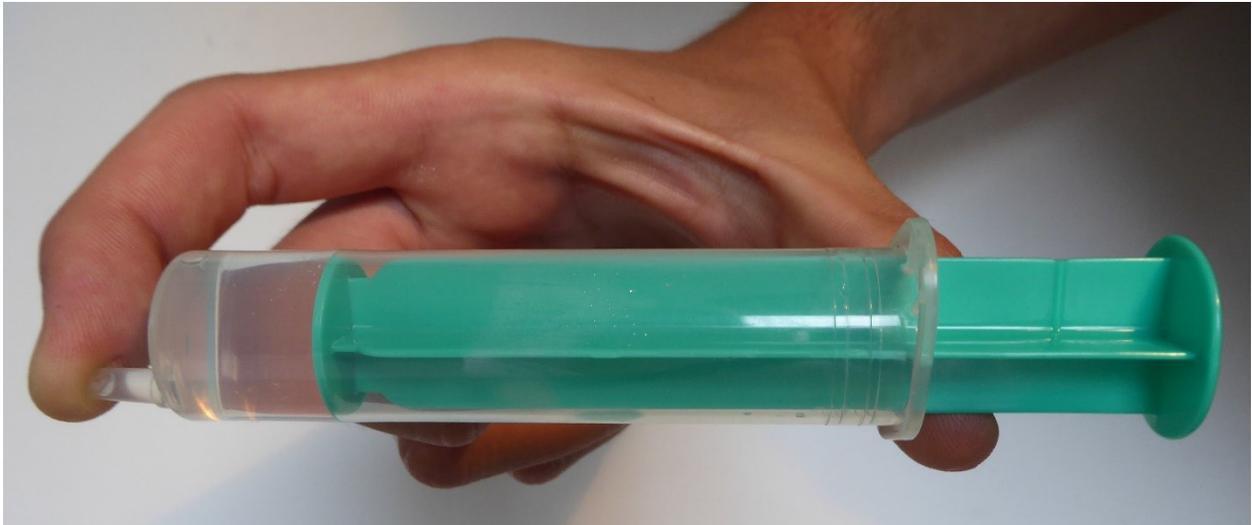


Abbildung 48: 20 ml Dosierspritze mit Wasser unter Normalbedingungen

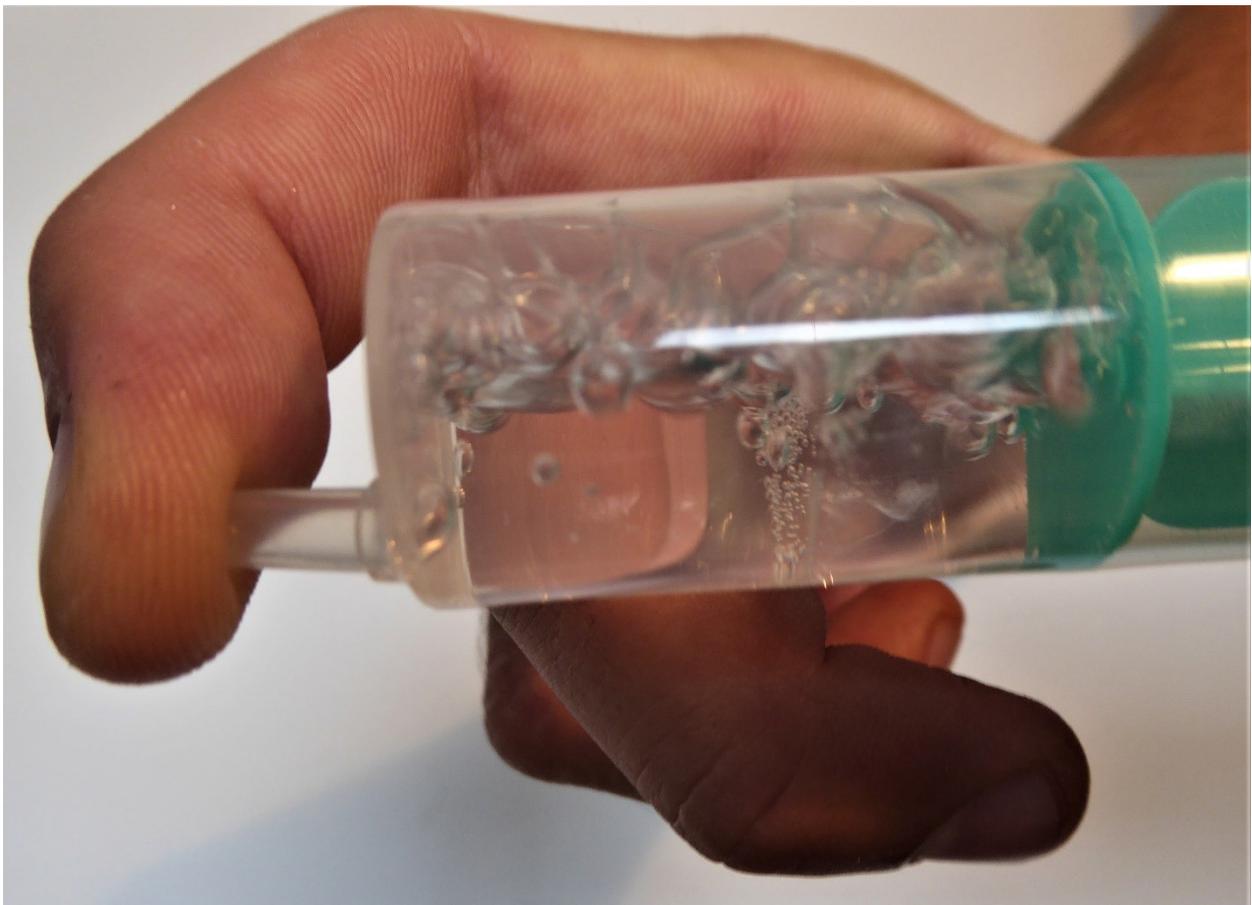


Abbildung 49: Durch den verringerten Luftdruck siedet das Wasser bei Raumtemperatur

6.2.3 [4] Gefrierpunktserniedrigung: Unterkühltes Wasser

Material

- Schüssel
- Eis
- Salz
- Glas
- Destilliertes Wasser
- Thermometer

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Wie in Abbildung 50 dargestellt, wird Eis in eine Schüssel gegeben und mit etwa vier bis fünf Esslöffel Salz vermengt. In die Kältemischung (siehe [9]) wird ein sauberes Glas, das mit 100 ml destilliertem Wasser gefüllt ist, gestellt. Dabei ist darauf zu achten, dass keine Verunreinigungen ins destillierte Wasser gelangen und das Eis höher als der Wasserpegel im Glas ist. Nun wird das Thermometer ins Wasser gegeben und für 20 – 30 Minuten gewartet. Die Temperatur des flüssigen Wassers sinkt bis unter den Gefrierpunkt (Abbildung 51). Hat das Wasser eine negative Temperatur erreicht, wird das Thermometer vorsichtig entfernt. Das unterkühlte Wasser wird auf eine kalte Oberfläche (z. B. Eiswürfel) gegossen und es kann beobachtet werden, wie es blitzartig gefriert und einen Eisberg bildet (Abbildung 52).

Physikalische Erklärung

Unter normalen Bedingungen gefriert Wasser bei Temperaturen unter 0 °C, wenn es zu Bildung von Kristallisationskeimen kommt. Diese Keime sind Ansammlungen winziger Eiskristalle, welche jedoch eine Minimalgröße erreichen müssen, um sich nicht sofort wieder aufzulösen. Wird diese Minimalgröße nicht erreicht, verschwindet der Kristallisationskeim und das Wasser kann nicht gefrieren. Bei destilliertem Wasser handelt es sich um Wasser ohne Verunreinigungen, welche die Keimbildung begünstigen. Deshalb kann reines Wasser auf Temperaturen bis deutlich unter den Gefrierpunkt unterkühlt werden (Abbildung 51). Wird das unterkühlte Wasser auf eine sehr kalte Oberfläche gegossen, erstarrt es blitzartig (Abbildung 52). Durch Resublimation bilden sich kleine Eiskristalle an der Oberfläche des kalten Objekts, welche dann als Kristallisationskeime für das auftreffende unterkühlte Wasser dienen (vgl. Schatz & Tammer, 2015, S. 198).



Abbildung 50: Versuchsaufbau unterkühltes Wasser



Abbildung 52: Unterkühltes Wasser gefriert beim Auftreffen auf die kalte Oberfläche.



Abbildung 51: Flüssiges destilliertes Wasser bei -7,1 °C

6.2.4 [5] Siedepunktserhöhung: Wasser mit Kochsalz

Material

- Wärmequelle (Kochplatte)
- Wasser
- Kochsalz
- Temperaturmessgerät

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Etwa 1 Liter Wasser wird mit einer Wärmequelle zum Sieden gebracht. Es wird eine Temperatur von 97,4 °C gemessen (Abbildung 53). Nun wird im Wasser ca. 60 g NaCl (Kochsalz) gelöst und es wird erneut bis zum Siedepunkt erhitzt. Es kann am Thermometer beobachtet werden, dass sich der Siedepunkt des Wassers mit gelöstem Kochsalz auf 99,7 °C erhöht hat (Abbildung 54).

Physikalische Erklärung

Der Siedepunkt von Wasser ist druckabhängig und somit siedet Wasser nur unter Normaldruck (101,325 kPa) bei 100 °C. Mit sinkendem Luftdruck fällt auch die Siedetemperatur und Wasser kocht in Graz, wie gemessen, schon bei etwa 97,4 °C. Durch seine polaren Eigenschaften ist Wasser ein ausgezeichnetes Lösungsmittel. Gelöste Stoffe in Wasser beeinflussen seine physikalischen Eigenschaften jedoch wesentlich. Wie in 2.2.7 bereits genau diskutiert, kommt es durch Lösung von NaCl in Wasser zu einer Erhöhung des Siedepunkts. Durch den im Wasser gelösten Stoff treten zusätzliche Kräfte zwischen den H₂O und NaCl Molekülen auf. Diese zusätzlichen bindenden Kräfte müssen beim Übergang der H₂O Moleküle in den gasförmigen Zustand überwunden werden. Deshalb bewirkt die Zugabe von NaCl eine Siedepunktserhöhung, da eine noch größere Wärmemenge (Energie) notwendig ist, um einen Phasenübergang zu ermöglichen.



Abbildung 53: Wasser siedet ohne Zugabe von NaCl bei 97,4 °C



Abbildung 54: Siedepunktserhöhung durch Zugabe von NaCl auf 99,7 °C

6.2.5 [6] Kondensation: Implodierendes Fass

Material

- 25-Liter-Fass
- Wasser
- Wärmequelle

Versuchsdurchführung und Beobachtung

In einem 25-Liter-Fass wird etwa $\frac{1}{2}$ Liter Wasser mit einem Gasbrenner zum Sieden gebracht. Tritt für einige Zeit deutlich Wasserdampf aus der Fassöffnung (Abbildung 56), wird das Fass fest verschlossen (Vorsicht: Verbrennungsgefahr!). Das Fass wird mit kaltem Wasser übergossen und implodiert (Abbildung 57 & 58).

Physikalische Erklärung

Vor dem Verschließen des Fasses befindet sich keine Luft mehr darin, sondern nur noch Wasserdampf. Wenn dieser abgekühlt wird, kondensiert er wieder zu flüssigem Wasser und der Druck im Fass fällt schlagartig ab. Das liegt daran, dass Wasser im flüssigen Zustand ein viel kleineres Volumen als im gasförmigen einnimmt. So werden beim Verdampfen aus 1 Liter Wasser etwa 1700 Liter Wasserdampf (vgl. Kuchling, 2014, S. 274). Beim Kondensieren komprimiert sich dieses riesige Volumen wieder auf kleinen Raum und es entsteht ein Unterdruck im Fass. Der Umgebungsluftdruck ist dann stark genug, um das Fass implodieren zu lassen.



Abbildung 55: Versuchsaufbau implodierendes Fass



Abbildung 57: Fass wird mit kaltem Wasser übergossen – der Druck sinkt



Abbildung 56: Wasserdampf tritt aus der Öffnung



Abbildung 58: Implodiertes Fass

6.2.6 [7] Druckabhängigkeit des Schmelzpunkts: Eisblock mit Gewicht

Dieses Demonstrationsexperiment wurde von Manuel Hellinger an der TU-Graz im Rahmen seiner Diplomarbeit *Faszination Eis* durchgeführt. Die Abbildungen zum Versuch finden sich in seiner Arbeit (vgl. Hellinger, 2017, S. 13–14).

Material

- Eis
- Nylonfaden
- Metalldraht
- Gefrierschrank
- Gewichte

Versuchsdurchführung und Beobachtung

An zwei Eisblöcken, die sich in einer Gefriertruhe befinden, werden mit einem Nylonfaden und einem Metalldraht Gewichte gehängt. Die Temperatur im Gefrierschrank liegt dabei deutlich unter dem Schmelzpunkt von Eis und die beiden Schlingen wandern nicht durch die Eisblöcke. Auch bei erneuter Versuchsdurchführung mit einem dünneren Metalldraht und höheren Gewicht, kommt es im Gefrierschrank zu keiner ausreichenden Regelation, um den Draht durch den Eisblock wandern zu lassen (vgl. Hellinger, 2017, S. 14).

Physikalische Erklärung

Durch Druckerhöhung kann der Schmelzpunkt von Eis herabgesetzt werden. Ein beliebtes Demonstrationsexperiment, um die Schmelzpunktserniedrigung durch Druck (Regelation) zu zeigen, ist es eine Drahtschlinge mit drangehängten Gewichten durch einen Eisblock wandern zu lassen. Dieses Experiment wird dabei häufig bei Raumtemperatur durchgeführt, was sich als problematisch erweist. Bei einem Gewicht von 10 kg, einem Draht mit einer Auflagebreite von 0,1 mm und einer Breite des Eisblocks von 10 cm wirkt eine Kraft von 981 N auf eine Fläche von 10^{-5} m^2 , was einem Druck von 9,81 Mpa (98,1 bar) entspricht. Da die Schmelzpunktserniedrigung pro 1 bar nur 0,0075 K beträgt, sinkt jene in diesem Beispiel nur um etwa 0,74 K. Diese Regelation ist viel zu gering, um den Draht durch den Eisblock schmelzen zu lassen. Dies wird genau im durchgeführten Versuch gezeigt, bei dem sich die Eisblöcke in einer Gefriertruhe befinden und der Draht und der Nylonfaden nicht in den Eisblock wandern. Wird der Versuch bei Raumtemperatur

durchgeführt, wird das gewünschte Ergebnis erzielt. Der Draht wandert durch den Eisblock, ohne ihn jedoch zu durchtrennen. Dies liegt vorwiegend nicht an der Schmelzpunktserniedrigung durch die Druckerhöhung, sondern an der guten Wärmeleitfähigkeit des Metalldrahts und dem damit verbundenen Wärmeaustausch mit der Umgebung (vgl. Hellinger, 2017, S. 13–15).

6.2.7 [8] Verdunstungskälte: Kühlendes Wasser

Material

Thermometer

Wasser

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Die Lufttemperatur der Umgebung wird gemessen (Abbildung 59). Anschließend wird der Metallstab des Temperaturmessgeräts mit Wasser befeuchtet. Der Fühler des Messgeräts wird umhergewirbelt und die Temperatur erneut abgelesen (Abbildung 60 & 61). Es kann beobachtet werden, dass die Temperatur am befeuchteten Fühler um mehrere °C fällt. Es wurde eine Lufttemperatur von 23,6 °C gemessen, nach dem Befeuchten und Herumwirbeln des Temperaturfühlers eine Temperatur von nur noch 18,3 °C.

Physikalische Erklärung

Um es Molekülen zu ermöglichen vom flüssigen in den gasförmigen Zustand überzugehen, ist eine hohe Energie notwendig. Diese Energie wird der Umgebung in Form von Wärme entzogen und als Verdunstungswärme bezeichnet. Jene entspricht dabei der Verdampfungswärme (2.2.7). Somit sinkt bei der Verdunstung die Gesamttemperatur in der Umgebung des Temperaturfühlers ab. Wie schnell eine Flüssigkeit verdunstet, hängt von der druckabhängigen Verdampfungswärme, der Oberfläche der Flüssigkeit und der Abfuhrate der verdunsteten Anteile ab. Die, durch wedelnde Bewegung gewährleistete, hohe Abfuhrate trägt bei diesem Versuch wesentlich dazu bei, dass ein solch deutlicher Temperaturabfall beobachtet werden kann. Es wird in kürzerer Zeit die gleiche Menge an Wasser verdunstet, was einen höheren Energiebedarf zufolge hat, der sich in Form von größerem Wärmeentzug aus der Umgebung bemerkbar macht.



Abbildung 59: Die Lufttemperatur beträgt 23,6 °C



Abbildung 60: Umherwirbeln des Messfühlers



Abbildung 61: Die Temperatur während der Verdunstung beträgt nur noch 18,3 °C

6.2.8 [9] Resublimation: Kältemischung

Dieses Demonstrationsexperiment wurde bereits einmal von Claudio Alexander Reddy im Rahmen seiner Diplomarbeit *Physikalische Experimente mit Wasser* durchgeführt (vgl. Reddy, 2019, S. 172–173).

Material

- Thermometer
- Glasgefäß
- Löffel
- Salz
- Eis
- Wasser

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Eis wird in das Glasgefäß gefüllt und es werden drei bis vier Esslöffel Salz hinzugefügt. Der Inhalt wird gut vermischt und bei Bedarf kann noch etwas Eis nachgefüllt werden. Bei der Temperaturmessung mit dem Thermometer kann beobachtet werden, dass die Temperatur auf $-18,2\text{ °C}$ abgesunken ist (Abbildung 62). An der Außenseite des Glases bildet sich nach einiger Zeit eine Eisschicht (Abbildung 63).

Physikalische Erklärung

Durch das Vermischen von Eis und Salz entsteht eine Salzwasserlösung, welche eine Temperatur unter dem Gefrierpunkt besitzt (Abbildung 62). Es kommt zu dieser starken Abkühlung, da Energie für das Lösen von Salz in Wasser sowie für den Phasenübergang von fest auf flüssig benötigt wird (vgl. Stuart & Klages, 2010, S. 109). Diese Energie wird der Umgebung in Form von Wärme entzogen und führt zur einer Abkühlung auf bis zu -21 °C (vgl. Kuchling, 2014, S. 272). Durch diese Abkühlung kann eine Resublimation an der Glasaußenseite betrachtet werden (Abbildung 63). Die gebildete Eisschicht resultiert dabei aus dem direkten Übergang von Wasserdampf aus der umgebenden Luft in die feste Phase. Mit der Kältemischung können einfach die Bedingungen für eine Resublimation geschaffen werden.



Abbildung 62: Salz – Wasser Gemisch kühlt auf -18,2 °C ab

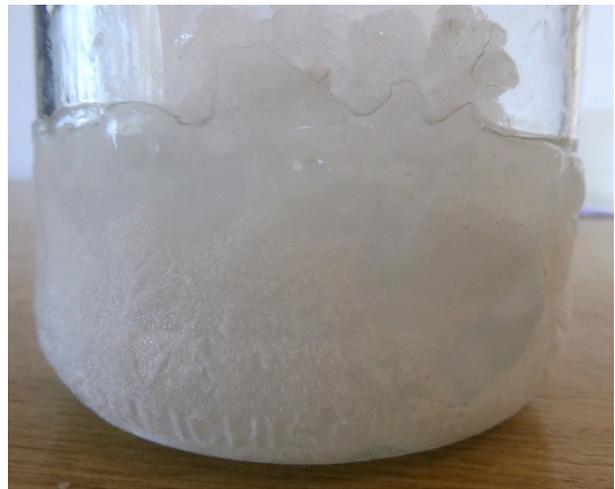


Abbildung 63: Resublimation an der Glasaußenseite

6.3 Dichteanomalie von Wasser

6.3.1 [10] Dichteunterschiede: Schwebender Eiswürfel

Material

- Glas
- Tinte
- Pflanzenöl
- Baby-Öl
- Eiswürfel

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Ein paar Tropfen Tinte werden in das leere Glas gegeben. Die eine Hälfte wird mit Pflanzenöl, die andere mit Baby-Öl gefüllt. Die beiden Öle vermischen sich nicht und das Pflanzenöl setzt sich unter dem Baby-Öl ab. Ein Eiswürfel wird vorsichtig in das Glas gegeben. Der Eiswürfel verweilt in der Mitte des Gefäßes in Schwebelage (Abbildung 64). Er beginnt zu schmelzen und das flüssige Wasser sinkt zu Boden und vermischt sich mit der Tinte (Abbildung 65 & 66).

Physikalische Erklärung

Unterschiedliche Flüssigkeiten besitzen unterschiedliche Dichten. Die Tinte bleibt am Boden, weil sie eine größere Dichte als das Pflanzenöl besitzt. Durch die unpolaren Eigenschaften von Ölen vermischt sich die Tinte nicht mit dem Pflanzenöl. Das Baby-Öl besitzt wiederum eine kleinere Dichte als das Pflanzenöl und bleibt an der Oberfläche. Wird nun der Eiswürfel in das Gemisch gegeben, sinkt jener bis zur Grenzschicht von Baby-Öl und Pflanzenöl. Der Eiswürfel hat eine größere Dichte als das Baby-Öl, aber eine kleinere als das Pflanzenöl. Deshalb schwimmt er an der Oberfläche des Pflanzenöls. Beginnt der Eiswürfel zu schmelzen, sinkt das flüssig gewordene Wasser zu Boden. Dies geschieht, da Wasser in flüssiger Form eine größere Dichte als Eis und Pflanzenöl besitzt. Am Boden angekommen vermischt sich das Wasser mit der Tinte aufgrund seiner polaren Eigenschaften.



Abbildung 64: Eiswürfel schwebt an der Grenzschicht von Baby-Öl und Pflanzenöl



Abbildung 65: Eiswürfel schmilzt und ein Wassertropfen formt sich



Abbildung 66: Das flüssige Wasser sinkt zu Boden

6.3.2 [11] Temperaturabhängige Dichte: Galileo-Thermometer

Material

Galileo-Thermometer

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Das Galileo-Thermometer wird am Beginn mehrere Minuten unter fließend kaltem Wasser gekühlt, um eine größere Bewegung der Schwimmer zu forcieren. Anschließend wird es einfach aufgestellt und in mehreren Zeitabständen beobachtet. Die Schwimmer ordnen sich im Thermometer, je nach ihrer Temperaturmarke, im oberen oder unteren Bereich an (Abbildung 67 & 68). Beim Verlauf dieser Anordnung schweben auch immer wieder Schwimmer in der Mitte des Gefäßes, welche die momentane Temperatur zeigen.

Physikalische Erklärung

Das grundlegende Prinzip, welches sich das Galileo-Thermometer zunutze macht, ist die Temperaturabhängigkeit der Dichten von Flüssigkeiten. Das Galileo-Thermometer ist mit einer Flüssigkeit (oft Wasser oder Ethanol) gefüllt, in der sich fünf Glaskörper (Schwimmer) befinden. Die Schwimmer haben leicht unterschiedliche Dichten und sind mit einer eingefärbten Flüssigkeit (wieder oft Wasser oder Ethanol) gefüllt. Die Dichteunterschiede sind dabei nicht auf unterschiedliche Flüssigkeiten in den Schwimmern zurückzuführen, sondern auf die verschiedenen Gewichte (Temperaturmarken), die an die Schwimmer gehängt werden. Die Schwimmer werden dabei mit ihren Gewichten so kalibriert, dass sie jeweils bei einer anderen Temperatur in der Flüssigkeit schweben. Der Schlüssel zum Verständnis des Galileo-Thermometers liegt also in der umgebenden Flüssigkeit, die ihre Dichte mit der Temperatur ändert und in der Kalibrierung der Schwimmer mithilfe der Temperaturmarken.

Beim Anstieg der Raumtemperatur erwärmt sich auch die Flüssigkeit im Galileo-Thermometer und ihre Dichte sinkt. Dadurch nimmt der Auftrieb der Schwimmer ab und je nach ihrer Dichte steigen oder sinken sie. Gleiches geschieht, wenn die Temperatur sinkt und somit die Dichte der Umgebungsflüssigkeit steigt. Schwebt ein Schwimmer in der Flüssigkeit wie in Abbildung 69, so zeigt jener die momentane Temperatur an und sie kann an der Marke abgelesen werden. Oft kommt es vor, dass keiner der Schwimmer in Schwebelage ist und sich alle oben oder unten ansammeln. In

diesem Fall betrachtet man den obersten und untersten Schwimmer und nimmt deren Mittelwert als Temperaturreferenz.



Abbildung 67: 18 °C Marke ist am Boden



Abbildung 68: Die Temperatur steigt und die Schwimmer ändern ihre Position



Abbildung 69: Der Schwimmer schwebt im Galileo-Thermometer; die Raumtemperatur beträgt etwa 22 °C

6.4 Der hydrophobe Effekt

6.4.1 [12] Hydrophobe Eigenschaften: Schwimmendes Öl

Dieses Demonstrationsexperiment wurde bereits einmal von Claudio Alexander Reddy im Rahmen seiner Diplomarbeit *Physikalische Experimente mit Wasser* durchgeführt. Es finden sich noch weitere Variationen dieses Experiments in seiner Arbeit (Reddy, 2019, S. 78–79).

Material

- Glas mit Wasser
- Kürbiskernöl
- Dosierspritze

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Mit einer Dosierspritze wird etwas Kürbiskernöl aufgenommen. In einem möglichst gleichmäßigen Strahl wird das Öl in das Wasserglas gespritzt (Abbildung 70). Es kann beobachtet werden, wie das Kernöl dabei kleine Kügelchen formt, welche an die Oberfläche steigen und dort eine schwimmende Ölschicht bilden (Abbildung 71).

Physikalische Erklärung

Bei Ölen handelt es sich um unpolare Moleküle, die nicht mit den polaren Wassermolekülen interagieren. Die unpolaren Moleküle sammeln sich deshalb in einem gemeinsamen Raum. In diesem Fall sind das die kleinen Ölkügelchen und die Ölschicht an der Oberfläche. Es bilden sich Kügelchen, weil das Öl bestrebt eine möglichst kleine Oberfläche einzunehmen. Da das Kernöl eine geringere Dichte besitzt als Wasser, steigen die Kügelchen folglich an die Oberfläche. Eine detailliertere Erklärung des hydrophoben Effekts findet sich in Kapitel 2.4.



Abbildung 70: Kernöl wird in das Wasserglas gespritzt



Abbildung 71: Das Kernöl formt sich zu kleinen Kügelchen und steigt an die Oberfläche

6.5 Mechanische Eigenschaften von Wasser

6.5.1 [13] Oberflächenspannung: Abreißmethode

Material

- Messring
- Messschieber
- Kraftmesser
- Haltevorrichtung
- Höhenverstellbarer Tisch
- Behälter mit destilliertem Wasser

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Der Kraftmesser und der Messring werden vorsichtig auf die Haltevorrichtung gehängt. Die Gewichtskraft des hängenden Messrings wird mit 61 mN notiert (Abbildung 72). Der Wasserbehälter wird mit destilliertem Wasser gefüllt, auf den höhenverstellbaren Tisch gestellt und unter den Messring geschoben. Der Tisch wird so weit nach oben geschraubt, bis der Ring in das Wasser etwa zur Hälfte eintaucht. Anschließend wird der Tisch vorsichtig nach unten geschraubt, bis sich wie in Abbildung 73 ersichtlich, eine Flüssigkeitslamelle bildet. Die gemessene Kraft kurz vor dem Abriss der Flüssigkeitslamelle wird notiert. Nach mehreren Wiederholungen wurde ein Wert von 87 mN gemittelt.

Physikalische Erklärung

Beim Eintauchen des Messrings haftet das Wasser durch die Adhäsionskräfte am Messring. Wie in 3.1 beschrieben ist durch die hohen Kohäsionskräfte im Wasser eine Kraft notwendig, um Wassermoleküle an die Oberfläche zu bringen. Die Oberflächenspannung σ lässt sich durch das Verhältnis von der zur Vergrößerung der Oberfläche erforderlichen Arbeit ΔW zur Oberflächenänderung ΔA beschreiben (siehe Formel (7)). Die Arbeit ΔW resultiert hier aus der am Kraftmesser gemessenen Kraft und der Höhe h der Flüssigkeitslamelle. Die Oberflächenänderung ΔA kann, aufgrund der dünnen Schneide am unteren Ende des Messrings, mit einem Mittelwert R aus Innen- und Außenradius des Messrings berechnet werden. Dabei ist jedoch zu beachten, dass sich die Oberfläche sowohl an der Innen- und Außenseite ändert, also der Kreisumfang sich um den Faktor zwei erhöht.

$$\sigma = \frac{\Delta W}{\Delta A} = \frac{F \cdot h}{2 \cdot 2\pi \cdot R \cdot h} = \frac{F}{4\pi \cdot R} \quad (26)$$

Praktischerweise zeigt sich in (26), dass zur Berechnung von σ nur die Messung der Abreißkraft F (Differenz der Gewichtskraft und gemessenen Ringkraft) und des mittleren Radius R des Messrings notwendig ist. Mit dem hier gemessenen Wert für F und einem mittleren Radius R von 29,5 mm, lässt sich die Oberflächenspannung $\sigma = 70,1$ mN/m berechnen. Der theoretische Wert für Wasser bei 20 °C beträgt 72,7 mN/m (vgl. Kuchling, 2014, S. 623).

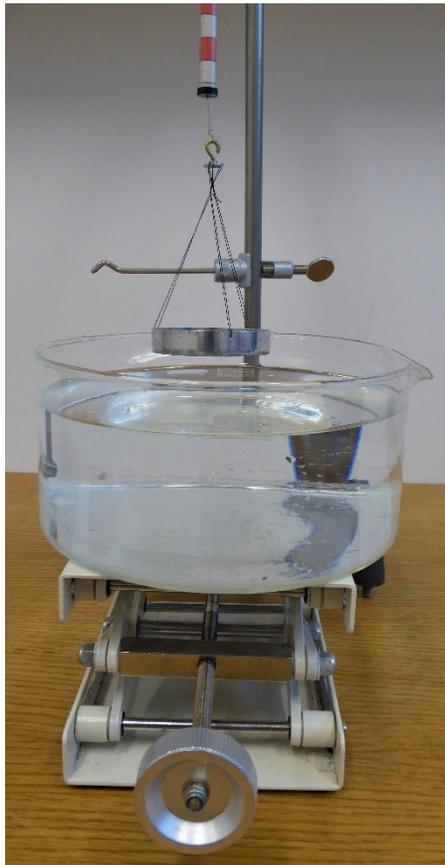


Abbildung 72: Versuchsaufbau zur Messung der Oberflächenspannung;
Apparatur: TU-Graz

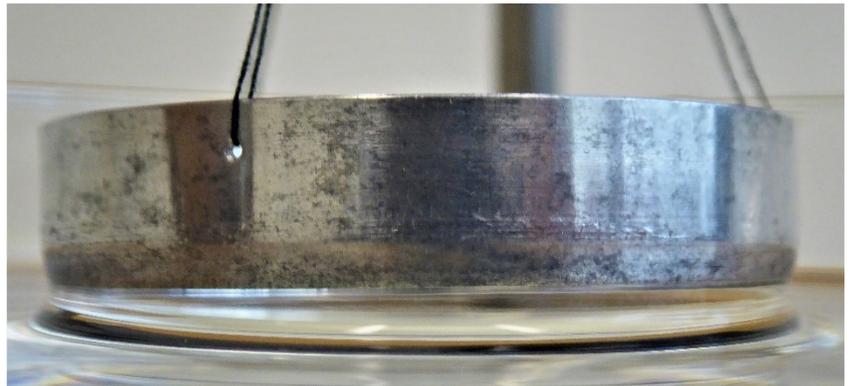


Abbildung 73: Flüssigkeitslamelle, die sich durch die Oberflächenspannung ausbildet;
Apparatur: TU-Graz

6.5.2 [14] Kapillarität: Tinte auf Löschpapier

Material

- Löschpapier
- Tinte
- Teller

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Ein Blatt Löschpapier wird mit der unteren Papierkante in Tinte getaucht (Abbildung 74). Es kann beobachtet werden, wie die Tinte im Löschpapier emporsteigt (Abbildung 75 & 76).

Physikalische Erklärung

Löschpapier wird bei der Herstellung nicht so stark gepresst wie normales Schreibpapier. Durch diesen lockereren Aufbau besitzt die Papierstruktur viele feine Kapillaren. Wasser ist eine benetzende Flüssigkeit, die Adhäsionskräfte überwiegen also den Kohäsionskräften und es steigt in den feinen Röhren des Löschpapiers empor. Unter 3.2 findet sich eine detaillierte Erklärung der Kapillarität.

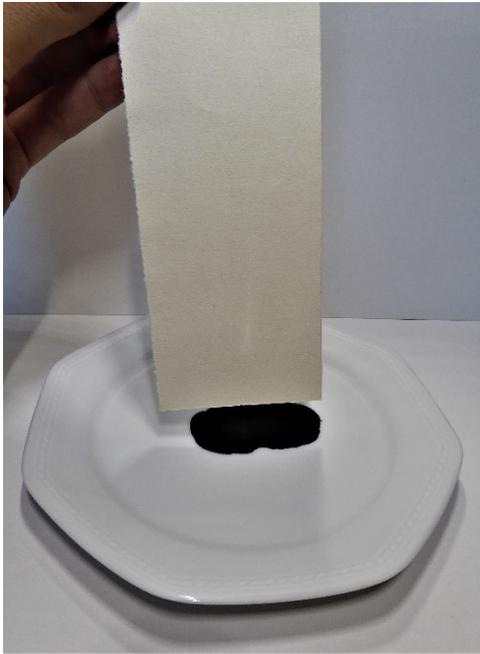


Abbildung 74: Löschpapier wird in Tinte getaucht



Abbildung 75: Tinte steigt im Löschpapier senkrecht nach oben

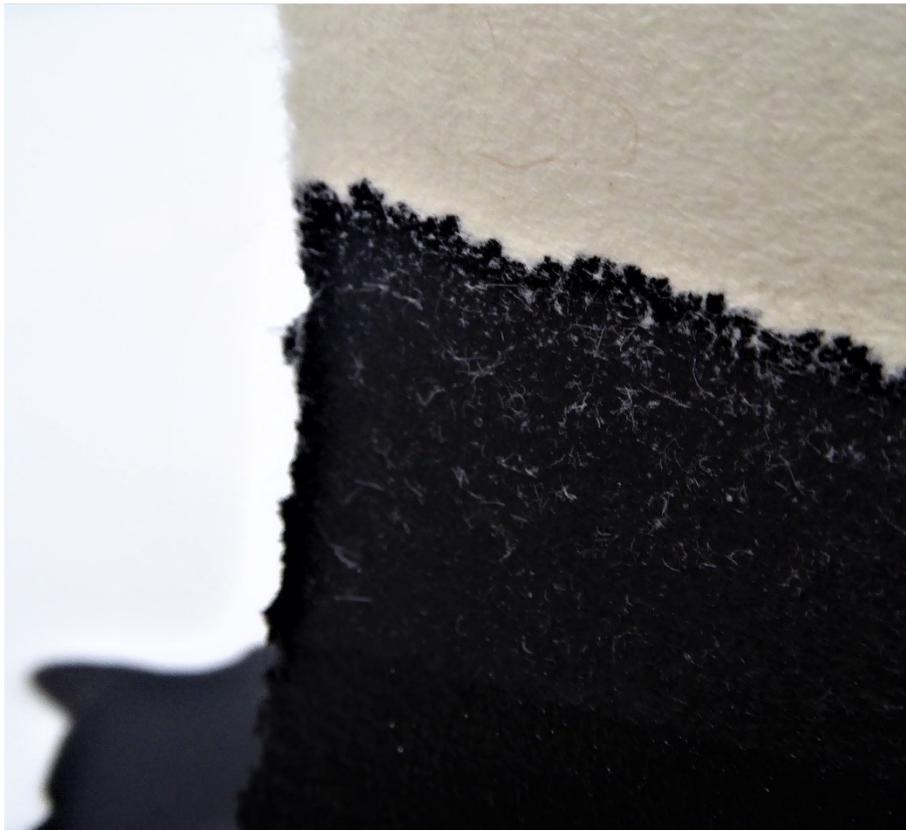


Abbildung 76: Die feinen Kapillaren des Löschpapiers ermöglichen das Aufsteigen der Tinte

6.5.3 [15] Zerreißfestigkeit: Wasserfaden in Glasröhre

Das folgende Demonstrationsexperiment wurde dem Lehrbuch *Experimentalphysik 3* von Wolfgang Demtröder entnommen, da der Aufbau dieses Experiments fertigungstechnisch nicht realisierbar war (vgl. Demtröder, 2010, S. 532).

Material

- Glaskapillare
- Destilliertes, luftblasenfreies Wasser
- Vorratsgefäß
- Vakuum-Pumpe

Versuchsdurchführung und Beobachtung

In eine mehrere Meter lange, an einem Ende verschlossene Glaskapillare wird destilliertes, luftblasenfreies Wasser eingefüllt. Das andere Ende der Kapillare ist mit einem Vorratsgefäß verbunden, welches evakuiert wird. Stellt man jetzt das Kapillarrohr senkrecht, so fließt das Wasser nicht aus der Kapillare heraus. Man kann die Kapillare an einem Brett befestigen und dieses kräftig auf den Boden stoßen, ohne dass der Wasserfaden abreißt. (Demtröder, 2010, S. 532)

Physikalische Erklärung

Wird bei dem Versuch darauf geachtet, dass sich keine Gasblasen in der Röhre befinden, welche die Adhäsion an der Gefäßwand verhindert könnten und somit die Flüssigkeit an diesen Stellen einschnüren, wird der Wasserfaden trotz kräftiger Stöße und den mit ihnen verbundenen Trägheitskräften nicht abreißen. Dies liegt an den starken Kohäsionskräften zwischen den Wassermolekülen sowie den Adhäsionskräften zwischen den Wand- und Wassermolekülen (siehe 3.3).

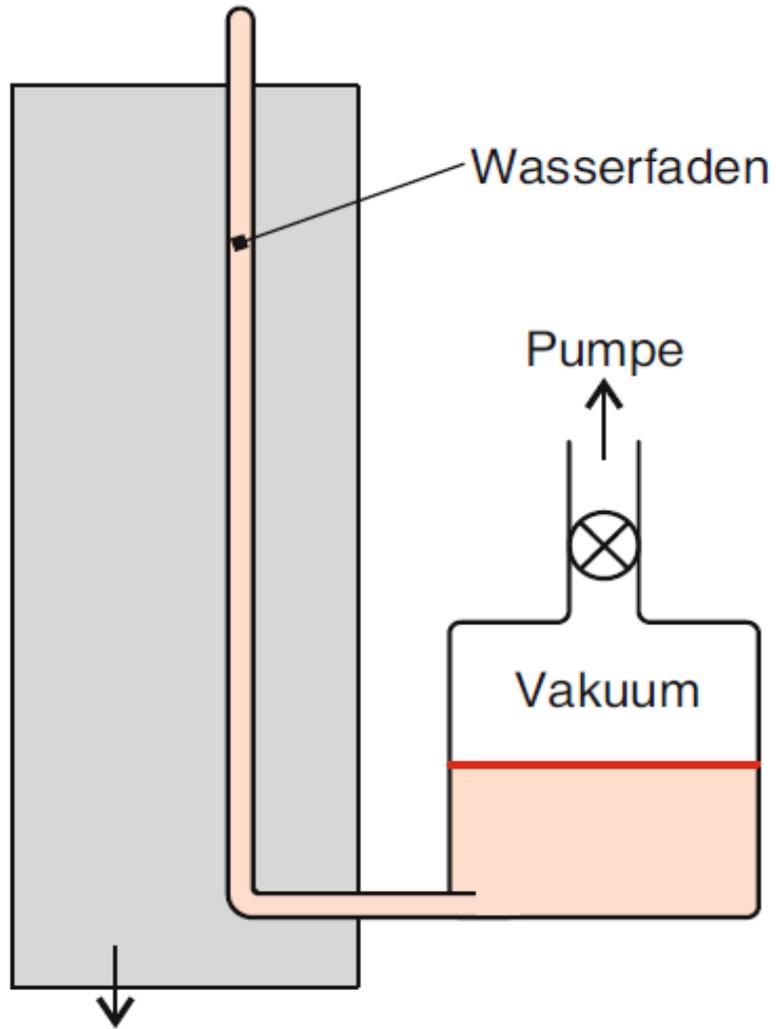


Abbildung 77: Demonstrationsexperiment zur Zerreißfestigkeit von Wasser (Demtröder, 2010, S. 532)

6.5.4 [16] Viskosität: Viskosimeter

Material

Kugelfall-Viskosimeter

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Das Kugelfall-Viskosimeter wird umgedreht und es wird beobachtet, wie sich die Kugeln in den unterschiedlichen Flüssigkeiten verhalten. Je nach Viskosität der Flüssigkeit in den Röhren sinken die Kugeln unterschiedlich schnell zu Boden (Abbildung 78 & 79).

Physikalische Erklärung

Aufgrund des Kräftegleichgewichts von Reibungskraft F_R , Auftriebskraft F_A und Gewichtskraft F_G sinken die Kugeln in den Flüssigkeiten mit konstanter Geschwindigkeit. Der Physiker Georg Gabriel Stokes hat herausgefunden, dass die Reibungskraft dabei von der Viskosität η , der Geschwindigkeit v und dem Radius r der sinkenden Kugel abhängt:

$$F_R = 6\pi \cdot \eta \cdot r \cdot v \quad (27)$$

Ist also die Dichte der Flüssigkeit ρ_F und der Kugel ρ_K sowie der Kugelradius r bekannt, kann mit dem Kräftegleichgewicht $F_R = F_G - F_A$ die Viskosität berechnet werden:

$$\eta = \frac{(\rho_K - \rho_F) \cdot V_K \cdot g}{6\pi \cdot r \cdot v} \quad (28)$$

Aus dem beigelegten Datenblatt der farblich markierten Röhren können die Viskositäten der unterschiedlichen Öle entnommen werden:

Grau: $\eta_g = 68$

Grün: $\eta_{gr} = 46$

Blau: $\eta_b = 32$

Schwarz: $\eta_s = 22$

Rot: $\eta_r = 10$

Bei den Kugeln handelt es sich um Stahl und Teflon Kugeln, welche je nach Viskositätszahl unterschiedlich schnell zu Boden sinken.



Abbildung 78: Kugeln sinken im Viskosimeter unterschiedlich schnell

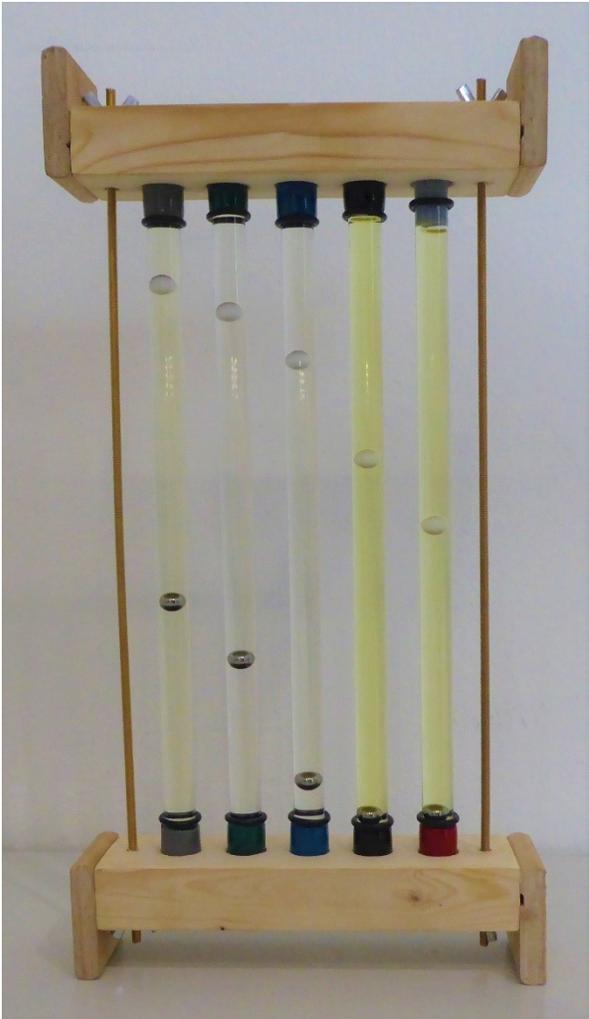


Abbildung 79: Die Metallkugeln in den weniger viskosen Flüssigkeiten erreichen den Boden zuerst

6.5.5 [17] Spezifische Wärmekapazität: Kalorimeter

Dieses Experiment wurde im Rahmen der Lehrveranstaltung *Projektlabor 1* an der Karl-Franzens-Universität Graz durchgeführt.

Material

- Kalorimetergefäß
- Tauchsieder
- Spannungsquelle
- 2 Strommessgeräte
- Thermometer
- Wasser
- Waage
- Stoppuhr

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Der Tauchsieder wird an die Spannungsquelle angeschlossen (Abbildung 80). Eines der zwei Strommessgeräte wird in Serie geschaltet, um die Stromstärke zu messen, das andere wird parallel geschaltet, um die Spannung zu ermitteln. Die Masse des verwendeten Wassers wird mit der Waage bestimmt und die Anfangstemperatur T_0 des Wassers wird mit dem Thermometer gemessen. Das Wasser wird in das Kalorimetergefäß gefüllt, der Tauchsieder hineingegeben und eine Spannung wird angelegt. Unter stetigem Umrühren wird das Wasser nun erhitzt. Die mit den beiden Strommessgeräten gemessenen Werte für Spannung und Stromstärke werden notiert. Nach einer Zeit t wird die Spannungsquelle ausgeschaltet und die Temperatur T_1 des erhitzten Wassers wird gemessen. Folgende Werte wurde bei dem Experiment ermittelt:

Masse des Wassers: $m_W = 0,166 \text{ kg}$

Zeit: $t = 276 \text{ s}$

Anfangstemperatur: $T_0 = 28 \text{ °C}$

Endtemperatur: $T_1 = 58 \text{ °C}$

Spannung: $U = 14 \text{ V}$

Stromstärke: $I = 5,5 \text{ A}$

Physikalische Erklärung

Dem Wasser wird mit der Spannungsquelle durch den Tauchsieder konstant über eine Zeitspanne t eine Wärmemenge zugeführt, die sich durch Messung der Spannung und Stromstärke berechnen lässt. Wie in Kapitel 3.6 diskutiert, errechnet sich die spezifische Wärmekapazität c_w von Wasser aus dem Verhältnis der zugeführten Wärmemenge Q zum Produkt aus der erwärmten Wassermasse m_w und der Temperaturdifferenz ΔT .

$$c_w = \frac{Q}{m_w \cdot \Delta T} \quad (29)$$

Die zugeführte Wärmemenge Q ergibt sich hier aus der elektrischen Arbeit, welche das Produkt aus Stromstärke, Spannung und Zeit ist. Somit kann die spezifische Wärmekapazität von Wasser berechnet werden:

$$c_w = \frac{U \cdot I \cdot t}{m_w \cdot \Delta T} \quad (30)$$

$$c_w \approx 4,27 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

Dieser berechnete Wert liefert eine sehr gute Näherung im Vergleich zum Tabellenwert von 4,182 kJ/kg·K bei 20 °C (vgl. Kuchling, 2014, S. 631).



Abbildung 80: Kalorimeter – Apparatur des Lehrmittelherstellers Contanex (Contanex, 2019)

6.5.6 [18] Wärmeleitfähigkeit: Gefrierbeutel über Kerze

Variationen dieses Demonstrationsexperiments finden sich in der Diplomarbeit *Physikalische Experimente mit Wasser* (Reddy, 2019, S. 138–139).

Material

- 2 Gefrierbeutel
- Kerze
- Feuerzeug
- Wasser

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Ein Gefrierbeutel wird mit etwas Luft gefüllt und über die brennende Kerze gehalten. Wie erwartet beginnt der Kunststoffbeutel nach kurzer Zeit zu schmelzen (Abbildung 81). Der zweite Gefrierbeutel wird mit Wasser gefüllt und ebenfalls über die Kerze gehalten. Es bildet sich etwas Ruß, aber der Beutel schmilzt nicht (Abbildung 82).

Physikalische Erklärung

Die von der Kerze auf den Gefrierbeutel übertragene Wärmeenergie kann von der Luft nicht schnell genug abgeführt werden, da sie eine sehr geringe Wärmeleitfähigkeit $\lambda_L = 0,026 \text{ W/m}\cdot\text{K}$ besitzt. Ist der Beutel jedoch mit Wasser gefüllt, so wird die Wärmeenergie an das Wasser mit besserer Wärmeleitfähigkeit $\lambda_W = 0,598 \text{ W/m}\cdot\text{K}$ abgegeben und es erwärmt sich langsam. Weiters besitzt Wasser, anders als Luft, eine sehr große Wärmekapazität (siehe Kapitel 3.6) und kann somit viel Wärme aufnehmen. Dadurch wird die Zündtemperatur des Kunststoffs nicht erreicht und der Gefrierbeutel übersteht die Flamme der Kerze (vgl. Reddy, 2019, S. 138).



Abbildung 81: Gefrierbeutel schmilzt über der Flamme



Abbildung 82: Mit Wasser gefüllter Gefrierbeutel hält der Flamme stand

6.5.7 [19] Verdampfungsenthalpie: Spezifische Verdampfungswärme

Material

- Verdampfer
- Dewar-Gefäß
- Auffanggefäß
- Überleitung für den Wasserdampf
- Thermometer
- Waage

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Die Masse des leeren Dewar-Gefäßes wird bestimmt. Es wird mit Wasser befüllt und erneut gewogen, um die Masse des Wassers m_1 zu bestimmen. Die Temperatur des Wassers T_1 im Dewar-Gefäß wird mit dem Thermometer gemessen. Der Verdampfer wird eingeschaltet und die Temperatur des Wassers T_2 wird gemessen, sobald eine Temperaturdifferenz von 50 °C erreicht wurde. Es wird beobachtet, dass sich das Wasser im Dewar-Gefäß durch den zugeführten Wasserdampf nach und nach erwärmt. Der Verdampfer wird abgeschaltet und die Masse m_2 des erwärmten Wassers wird bestimmt.

Physikalische Erklärung

Wird Wasserdampf durch die Überleitung in das Dewar-Gefäß geleitet, steigt die Temperatur im Gefäß an. Es wird dem System durch den Wasserdampf also Energie in Form von Wärme zugeführt. Durch den Energieerhaltungssatz lässt sich die spezifische Verdampfungswärme von Wasser ermitteln. Ist die spezifische Wärmekapazität $c = 1,00 \text{ kcal}/(\text{kg}\cdot\text{K})$ von Wasser, der Wasserwert W des Dewar-Gefäßes und die vereinfacht angenommene Siedetemperatur $T_S = 100 \text{ °C}$ von Wasser bekannt, kann mit einfachen Messungen die spezifische Verdampfungswärme r ermittelt werden:

$$r = \frac{(c \cdot m_1 + W) \cdot (T_2 - T_1)}{m_2} - c \cdot (T_S - T_2) \quad (31)$$

Werden, wie in der Versuchsdurchführung beschrieben, alle Messungen durchgeführt und ist der Wasserwert $W \approx 23 \text{ cal/K}$ des Dewar-Gefäßes bekannt, ergibt sich für die spezifische Verdampfungswärme von Wasser ein ohne Fehlerabschätzung berechneter, gerundeter Wert $r \approx 2365 \text{ kJ/kg}$. Der Literaturwert von reinem Wasser bei Normaldruck liegt bei $r = 2257 \text{ kJ/kg}$ (vgl. Kuchling, 2014, S. 639).

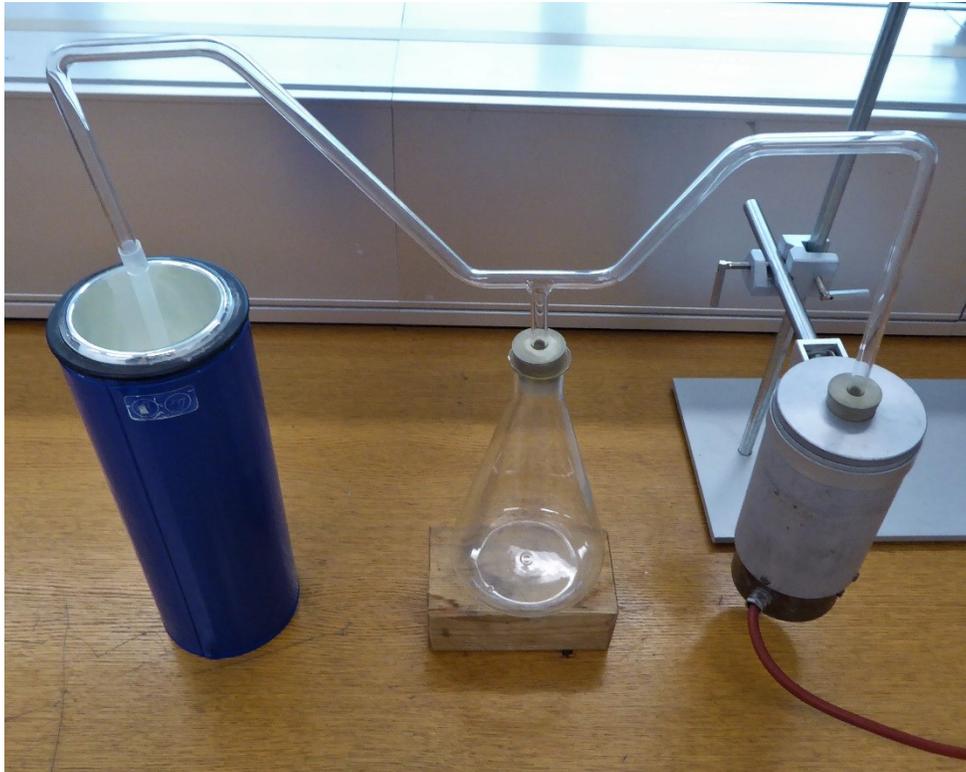


Abbildung 83: Versuchsaufbau zur Bestimmung der spezifischen Verdampfungswärme von Wasser. Rechts: Verdampfer; Mitte: Auffanggefäß für kondensiertes Wasser; Links: Dewar-Gefäß mit Wasser; Apparatur: TU-Graz

6.5.8 [20] Diffusion: Teebeutel in Wasser

Dieses Demonstrationsexperiment wurde bereits einmal von Claudio Alexander Reddy im Rahmen seiner Diplomarbeit *Physikalische Experimente mit Wasser* durchgeführt. Es findet sich auch eine weitere Variation dieses Experiments in seiner Arbeit (vgl. Reddy, 2019, S. 146–147).

Material

- 2 Gläser
- 2 Teebeutel
- Wasser
- Wasserkocher

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Ein Glas wird mit kaltem Wasser gefüllt, das andere mit heißem. In beide Gläser wird gleichzeitig jeweils ein Teebeutel gegeben. Zu Beginn vermischt sich der Tee nur mit dem heißen Wasser (Abbildung 84). Nach einiger Zeit ist im kalten Wasser die Struktur des Tees deutlicher erkennbar als im heißen. Der Tee vermischt sich mit dem kalten Wasser viel langsamer als mit dem heißen (Abbildung 85).

Physikalische Erklärung

Die Wassermoleküle besitzen eine Bewegungsenergie, die von der Temperatur T abhängig ist:

$$E = \frac{3}{2} k_B \cdot T \quad (32)$$

Wird diese thermische Bewegungsenergie der kinetischen Energie der Wassermoleküle gleichgesetzt, sieht man die Abhängigkeit der Geschwindigkeit v der Moleküle von der Temperatur.

$$\frac{3}{2} k_B \cdot T = \frac{1}{2} m \cdot v^2 \quad (33)$$

$$v = \sqrt{\frac{3k_B \cdot T}{m}}$$

Hier ist $k_B = 1,380649 \times 10^{-23}$ J/K die Boltzmann-Konstante und m die Masse der Moleküle. Im kalten Wasser bewegen sich die Moleküle wesentlich langsamer als im heißen, da sie durch die geringere Temperatur eine kleinere kinetische Energie besitzen. Aufgrund der höheren Energie der Moleküle im heißen Wasser und der damit verbundenen höheren Geschwindigkeit, stoßen die Wassermoleküle häufiger mit den Molekülen des Tees zusammen. Dies ist der Grund dafür, dass der Tee im heißen Wasser schneller diffundiert als im kalten (vgl. Reddy, 2019, S. 146).



Abbildung 84: Diffusion von Tee: Im heißen Wasser (rechts) beginnt sich der Tee sofort zu vermischen. Im kalten Wasser (links) kann zu Beginn keine Diffusion beobachtet werden.



Abbildung 85: Im kalten Wasser (links) ist die Struktur des Tees deutlicher zu erkennen als im heißen (rechts)

6.6 Optische Eigenschaften von Wasser

6.6.1 [21] Brechungsindex: Dreiteiliger Löffel

Material

- Glas
- Öl
- Wasser
- Teelöffel

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Das Glas wird zu etwa 1/3 mit kaltem Wasser gefüllt. Das Öl wird vorsichtig in das Glas geleert, sodass etwa 2/3 des Glases voll ist. Es wird gewartet, bis sich das Wasser und Öl vollständig voneinander getrennt haben. Der Teelöffel wird vorsichtig in das Glas gegeben und es kann beobachtet werden, dass der Löffel scheinbar in drei Teile geschnitten wurde (Abbildung 86).

Physikalische Erklärung

Verschiedene Flüssigkeiten besitzen unterschiedliche Brechungsindizes. So ist der Brechungsindex von Ölen mit $n_{\text{öl}} \approx 1,4 - 1,6$ größer, als jener von Wasser $n_{\text{W}} = 1,33$ und Luft $n_{\text{L}} \approx 1$ (vgl. Kuchling, 2014, S. 653). Licht breitet sich in den drei unterschiedlichen Medien mit unterschiedlichen Geschwindigkeiten aus und es wird an den Grenzflächen gebrochen. Je höher die Brechzahl eines Mediums, desto größer ist die Lichtbrechung beim Übergang in ein optisch dünneres Medium mit kleinerer Brechzahl. So ist die Brechung an der Grenzfläche Öl – Luft viel stärker zu beobachten, als an der Grenzfläche Wasser – Öl. Für Details zur Lichtbrechung siehe Kapitel 4.1.



Abbildung 86: Lichtbrechung im Glas an den Grenzschichten

6.6.2 [22] Reflexionseigenschaften: Wasserstrahl als Lichtleiter

Dieses Demonstrationsexperiment wurde bereits einmal von David Auer im Rahmen seiner Diplomarbeit *Physikalische Freihandversuche aus Optik* durchgeführt (vgl. Auer, 2005, S. 18).

Material

- Getränkedose
- Messer
- Taschenlampe
- Wasser

Versuchsdurchführung und Beobachtung

In eine Getränkedose wird mit einem spitzen Gegenstand (z. B. Messer) ein kleines Loch knapp über dem Boden gestochen. Um die Dose nicht ungewollt zu zerdrücken, empfiehlt sich dies noch bei verschlossener Dose durchzuführen. Der Inhalt der Dose wird entleert, sie wird mit Wasser gefüllt und es wird mit einer Taschenlampe von oben durch die Öffnung geleuchtet. Wie in Abbildung 87 dargestellt, sollte ein möglichst gleichmäßiger Wasserstrahl aus der Getränkedose fließen. Der Raum wird abgedunkelt und es kann beobachtet werden, dass der austretende Wasserstrahl leuchtet. Bei genauem Hinsehen kann man auch den Strahlengang des Lichts im Wasserstrahl erkennen (Abbildung 88).

Physikalische Erklärung

Das Licht der Taschenlampe durchdringt das Wasser in der Dose und verlässt sie über den herausfließenden Wasserstrahl. Dass der Wasserstrahl leuchtet, ist auf den flachen Eintrittswinkel des Lichts in den Wasserstrahl, welcher schließlich zur Totalreflexion führt, zurückzuführen. Dies liegt an dem gegebenen optischen Übergang von Wasser auf Luft. Wasser ist ein optisch dichteres Medium als Luft, besitzt also einen größeren Brechungsindex (siehe Kapitel 4.1). Der maximale Winkel, bei dem ein Austritt des Lichts aus dem Wasserstrahl noch möglich ist, ist der Grenzwinkel $\alpha_G = 48,75^\circ$. Dieser Grenzwinkel zwischen Lot und Lichtstrahl wird jedoch im Experiment nie unterschritten, da das Licht zu flach in den Wasserstrahl fällt. Dies führt stetig zur Totalreflexion und das Licht kann den Wasserstrahl nicht verlassen.



Abbildung 87: Versuchsaufbau Wasserstrahl als Lichtleiter



Abbildung 88: Lichtleitung im Wasserstrahl – Totalreflexion ist an den hellen Grenzflächen des Wasserstrahls erkennbar

6.7 Elektrische Eigenschaften von Wasser

6.7.1 [23] Polarität von Wasser: Gebogener Wasserstrahl

Material

- Luftballon
- Overheadfolie
- Klebeband
- Wasser

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Die Overheadfolie wird zu einem Trichter zusammengerollt und mit dem Klebeband fixiert, sodass nur noch eine sehr kleine Öffnung bleibt, aus der ein feiner Wasserstrahl fließen kann (Abbildung 89). Der Luftballon wird aufgeblasen und Wasser wird in den Trichter gefüllt. Der Luftballon wird an den Haaren am Kopf gerieben und vorsichtig in die Nähe des fließenden Wasserstrahls gebracht. Wird der Wasserstrahl vom Ballon berührt, muss dieser erneut aufgeladen werden. Führt man den Luftballon ausreichend nahe an den Wasserstrahl heran, kann beobachtet werden, wie der Strahl in die Richtung des Luftballons abgelenkt wird (Abbildung 90).

Physikalische Erklärung

Der Luftballon und die Haare befinden sich vor dem Reiben aneinander in einem elektrisch neutralen Zustand. Ihre Gesamtladung ist also jeweils null. Wird der Luftballon an den Haaren gerieben, wird jener durch Erzeugung von Reibungselektrizität elektrisch geladen. Hierbei ist nicht die Reibung selbst relevant, sondern der durch die Reibung ermöglichte kleine Abstand der Atome an der Grenzschicht von Luftballon und Haaren. Die Atome des Luftballons haben eine größere Elektronenaffinität (die Fähigkeit Elektronen zu binden) als die Atome der Haare und nehmen somit Elektronen auf. Durch diese Aufnahme von Elektronen entsteht ein Überfluss an negativen Ladungsträgern am Luftballon und er wird elektrisch negativ geladen. Andererseits werden die Haare durch Abgabe der Elektronen positiv geladen. Wird nun der negativ geladene Luftballon in die Nähe des Wasserstrahls gebracht, werden die Wassermoleküle aufgrund ihrer Dipoleigenschaften angezogen. Die beiden Wasserstoffenden des Wassermoleküls besitzen eine positive Ladung δ^+ (siehe Kapitel 2.1), richten sich in Richtung des negativ geladenen Luftballons aus und werden von diesem angezogen (vgl. Tipler & Mosca, 2008, S. 652–653).



Abbildung 89: Dünner Wasserstrahl ohne Ablenkung

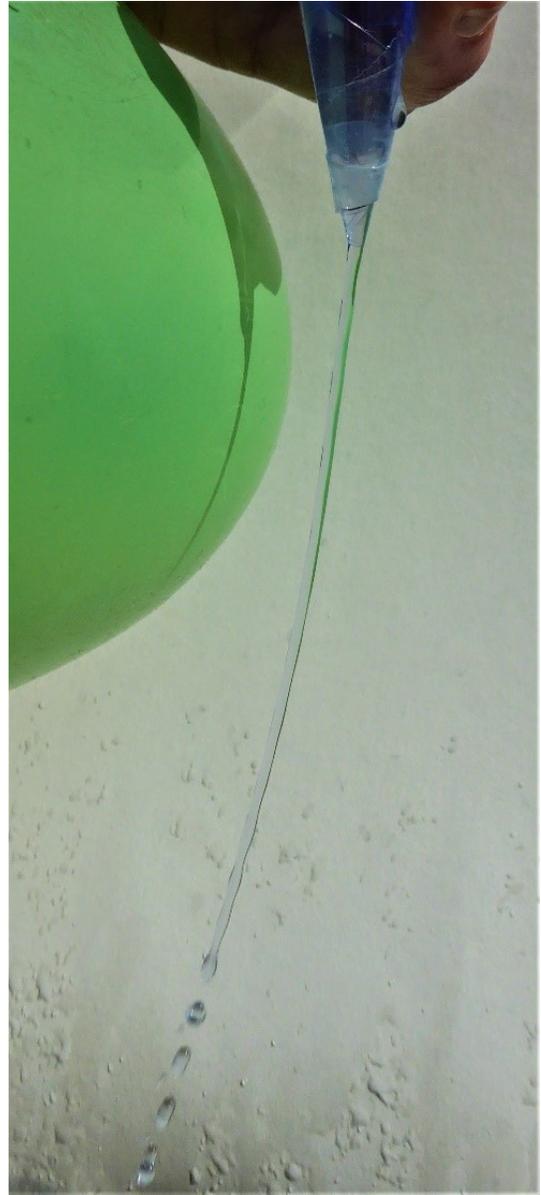


Abbildung 90: Wasserstrahl wird vom Luftballon angezogen und abgelenkt

6.7.2 [24] Elektrische Leitfähigkeit: Wasserbrücke

Vorsicht: Bei diesem Experiment herrscht Hochspannung!

Material

- 2 Glasgefäße mit ca. 100 ml Fassungsvermögen und Schnabel
- Destilliertes Wasser
- 2 Kugelelektroden
- Hochspannungsnetzgerät 25 kV mit stabilem Gleichstromoutput
- Haltevorrichtung

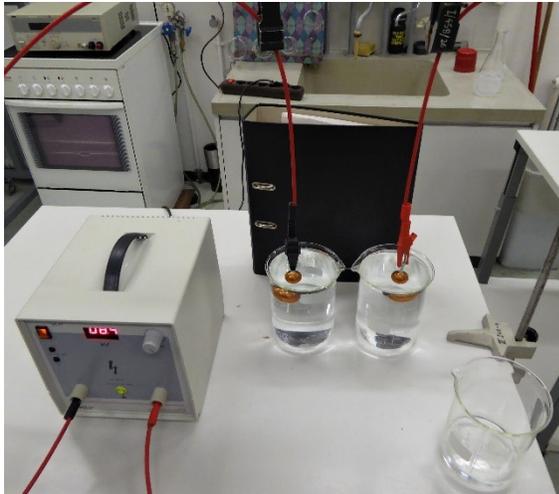
Versuchsdurchführung und Beobachtung

Die beiden Glasgefäße werden bis etwa 3 mm unter den Rand mit destilliertem Wasser gefüllt. Die Kugelelektroden werden in der Mitte der beiden Gefäße im Wasser platziert und an das Hochspannungsnetzgerät angeschlossen (Abbildung 91). Beide Gefäße werden so gedreht, dass sich die Schnäbel gegenüberstehen. Der Abstand der Schnäbel ist zu Beginn möglichst klein zu halten. Die Spannung wird langsam erhöht und ab etwa 8 kV beginnt sich eine Wasserbrücke zu formen. In den meisten Fällen wandert das Wasser dabei von der Anode zur Kathode. Die Gefäße können nun weiter voneinander entfernt werden und es entsteht eine deutlich sichtbare Brücke (Abbildung 92 & 93).

Physikalische Erklärung

Hartnäckig hält sich der Glaube in der Bevölkerung, dass destilliertes Wasser elektrischen Strom gar nicht leitet. Dies ist jedoch, wie dieses Experiment zeigt, definitiv nicht der Fall. Dafür verantwortlich ist die Autoprotolyse (siehe Kapitel 5.3), welche einen Ladungstransport auch in destilliertem Wasser ermöglicht. Warum es jedoch zur Ausbildung einer stabilen Wasserbrücke kommt und nicht wie eher erwartet zur Bildung von Wassertröpfchen, die durch das starke elektrische Feld aus der Flüssigkeit gerissen werden, um in Richtung des anderen Pols zu fliegen, ist noch immer nicht vollständig geklärt. Elmar Fuchs der TU-Graz hat sich intensiv mit dem Verhalten der Wasserbrücke beschäftigt und entdeckt, dass sich Dichteveränderungen im Wasser durch die Brücke bewegen. Eine mögliche Erklärung für diese interessante Erkenntnis liefert der italienische Quantenphysiker Emilio Del Giudice aus Mailand. Er erklärt dieses Phänomen damit, dass flüssiges Wasser in kohärentem und nichtkohärentem Zustand vorliegt. Seine Theorie besagt,

dass ein starkes negatives Potenzial kohärente Bereiche stabilisiere und somit die Ausbildung der Wasserbrücke erkläre. Die kohärenten Bereiche des Wassers fließen folglich in Richtung der negativen Elektrode, die nichtkohärenten Bereiche verweilen in ihrer Position. Den Beweis dafür liefert die geringere Dichte in der Wasserbrücke, die von Fuchs festgestellt wurde (vgl. Lietz, 2009).



*Abbildung 91: Versuchsaufbau Wasserbrücke;
Apparatur: TU-Graz*



*Abbildung 92: Spannung wird angelegt und die Gefäße werden
voneinander entfernt – eine Wasserbrücke bildet sich*

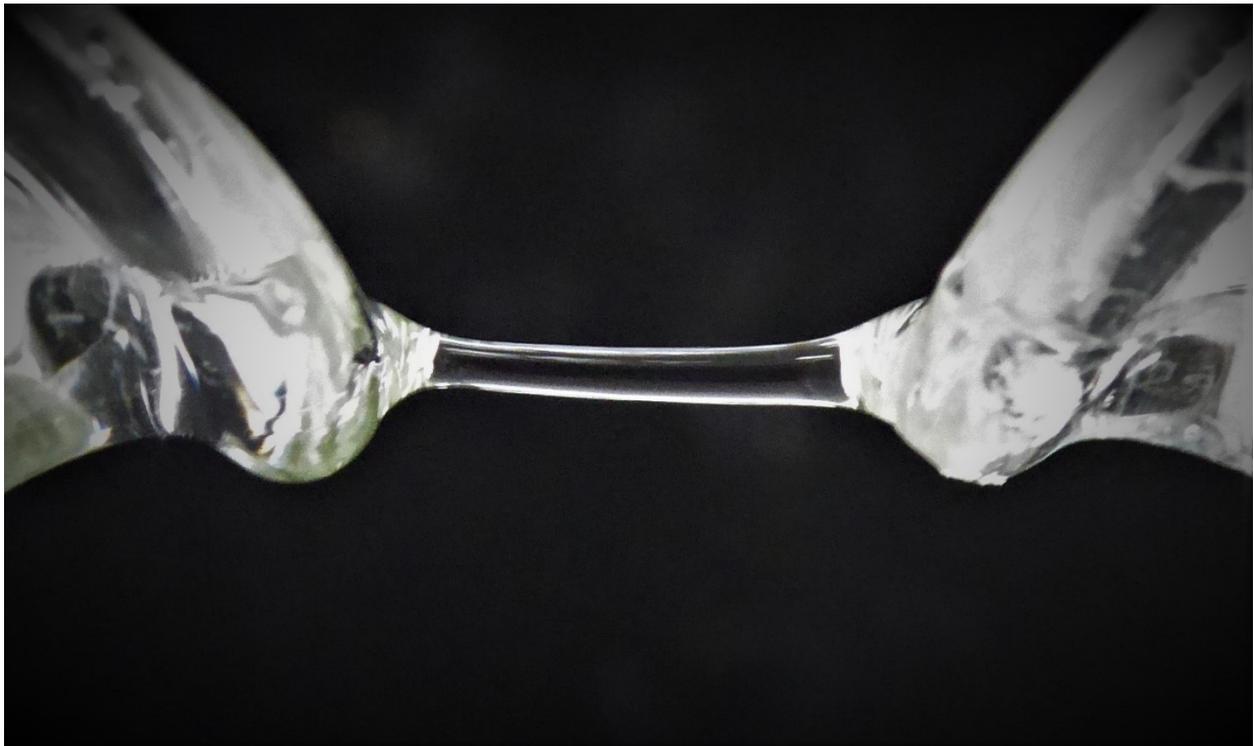


Abbildung 93: Wasserbrücke zwischen den Gefäßen

6.7.3 [25] Wasser als Lösungsmittel: Salzwasser als Leiter

Material

- Gleichstromspannungsquelle (Netzgerät oder Batterie)
- 3 Kabel
- 2 Elektroden mit Klemmen
- 6 V Glühlämpchen
- Haltevorrichtung
- Gefäß
- Destilliertes Wasser
- Salz
- Rührstab

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Das Glühlämpchen und die Elektroden werden wie in Abbildung 94 mit dem Netzgerät verkabelt und auf die Haltevorrichtung montiert. Das Gefäß wird mit destilliertem Wasser gefüllt und die Elektroden werden ins Wasser gehängt, ohne sich gegenseitig zu berühren. Das Netzgerät wird eingeschaltet und die Spannung langsam erhöht. Es kann beobachtet werden, dass das Lämpchen, trotz ausreichender Spannung, nicht leuchtet (Abbildung 94). Nun wird vorsichtig etwas Salz in das Gefäß gegeben und es wird mit dem Rührstab gut vermengt. Das Lämpchen beginnt nun allmählich zu leuchten (Abbildung 95). Wird noch mehr Salz im Wasser gelöst, leuchtet das Lämpchen umso heller (Abbildung 96).

Physikalische Erklärung

Destilliertes Wasser ist ein sehr schlechter Leiter (aber kein Isolator; siehe [24] Wasserbrücke), da sich keine freien Elektronen im Wasser befinden und die durch Autoprotolyse verfügbare Ionenanzahl sehr gering ist. Beim Lösen von NaCl (Kochsalz) in Wasser drängen sich die Wassermoleküle zwischen die NaCl-Ionen. Kochsalz besitzt eine Kristallgitterstruktur, deren Oberfläche elektrostatisch nicht neutral ist. Die Polarität (siehe Kapitel 2.1.1.3) von Wasser und die damit verbundenen Dipoleigenschaften, führen zur Wechselwirkung der Wassermoleküle mit den äußeren Ionen des Kochsalzes. Dabei werden positiv geladene Na^+ und negativ geladene Cl^- Ionen aus der Gitterstruktur gelöst, die sich gleichmäßig im Wasser verteilen. Es sind somit freie

Ladungsträger in Form von Ionen im Wasser verfügbar. Wird nun eine Spannung angelegt, wandern die Na^+ Ionen zum negativen Pol der Spannungsquelle und die Cl^- Ionen zum positiven. Es kommt also zu einem Ladungstransport und Strom wird geleitet (vgl. Kickelbick, 2008, S. 156).

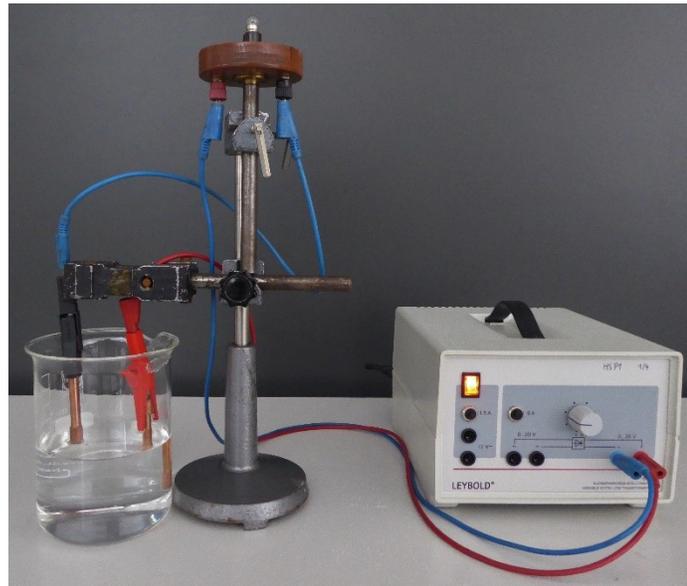


Abbildung 94: Befinden sich die Elektroden im destillierten Wasser, leuchtet das Lämpchen nicht.

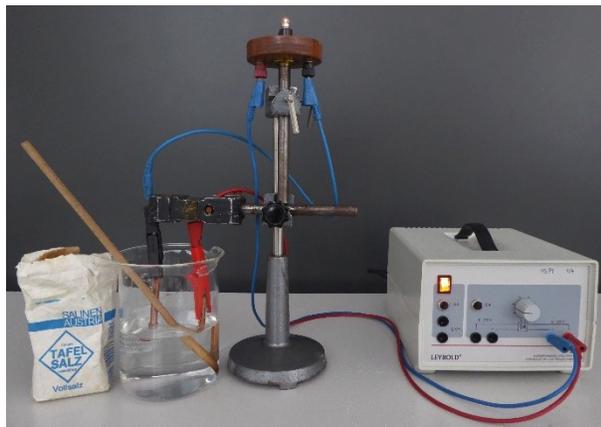


Abbildung 95: Eine kleine Menge NaCl wird zugefügt – das Lämpchen leuchtet schwach

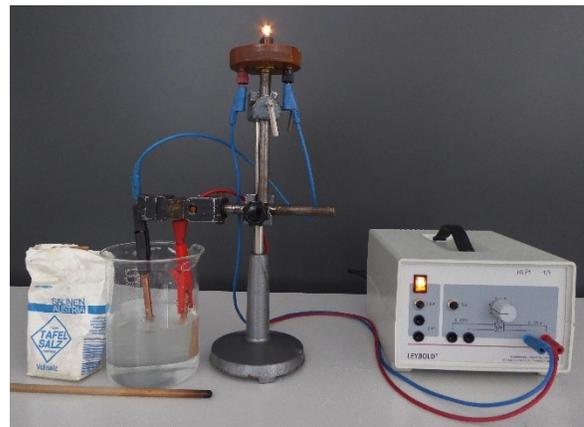


Abbildung 96: Mehr und mehr NaCl wird zugefügt – das Lämpchen leuchtet stärker

6.7.4 [26] Permittivität (Dielektrizitätskonstante): Antenne unter Wasser

Material

- UKW-Sender
- Destilliertes Wasser
- Wasserbecken
- 2 Antennen mit Glühlampen

Versuchsdurchführung und Beobachtung

Die Sendevorrichtung wird in Betrieb genommen. Die große Antenne wird in Richtung des Senders gehalten und langsam gedreht. Dabei kann beobachtet werden, dass bei unterschiedlichen Positionen der Antenne die angebrachten Glühlampen unterschiedlich stark leuchten (Abbildung 98 und 99). Nun wird die kurze Antenne in Richtung des Senders gehalten. Die Glühlampe der kleinen Antenne leuchtet dabei nicht auf (Abbildung 100). Wird die kurze Antenne jedoch in ein Glas mit destilliertem Wasser getaucht, beginnt die Lampe deutlich zu leuchten (Abbildung 101).

Physikalische Erklärung

Bei dem Sender handelt es sich um einen Hertzsch-Dipol, der elektromagnetische Strahlung aussendet. Dabei strahlt der Dipol entlang seiner Längsachse maximale, senkrecht dazu minimale Energie ab. Dies kann beobachtet werden, indem die lange Antenne langsam gedreht und auf die Glühlampen geachtet wird (Abbildung 98 & 99). Die Lampen dienen dabei als Stromindikator und leuchten heller, je mehr Energie zu Verfügung steht. Die Antenne wird dabei selbst zum Dipol, indem eine elektrische Eigenschwingung in Form einer stehenden Welle entsteht. Damit ist die halbe Wellenlänge der elektromagnetischen Strahlung gleich der Länge der Antenne. Die Länge l der Antenne ist bekannt und somit kann auch die Frequenz f des gesendeten Signals berechnet werden:

$$f = \frac{c}{2l} \quad (34)$$

Mit einer Antennenlänge $l = 1,35$ m beträgt die Sendefrequenz also etwa $2,2 \times 10^8$ Hz.

Die Wellenlänge λ , mit der sich die elektromagnetische Welle ausbreitet, ist hier gleich wie in der Optik vom Ausbreitungsmedium abhängig:

$$\lambda = \frac{\lambda_v}{n} \quad (35)$$

Dabei ist λ_v die Wellenlänge des gesendeten Signals und n die Brechzahl. Durch die relative Dielektrizitätskonstante ϵ_r und die relative Permeabilität μ_r lässt sich die Brechzahl wie folgt ausdrücken:

$$n = \sqrt{\epsilon_r \cdot \mu_r} \quad (36)$$

Setzt man in (36) für Wasser $\epsilon_r \approx 81$ und $\mu_r \approx 1$ so ergibt sich eine Brechzahl von 9. Somit beträgt die Wellenlänge der elektromagnetischen Welle in Wasser laut Gleichung (35) nur mehr etwa 1/9 der Wellenlänge in Luft (vgl. Jäger, 1983, S. 232–233).

Besitzt ein Stoff eine große Dielektrizitätskonstante, so sinkt die angelegte elektrische Feldstärke durch Polarisation, welche im Dielektrikum stattfindet, ab. Das Verhältnis der ursprünglichen Feldstärke E_0 zur Feldstärke im Dielektrikum E wird durch die Dielektrizitätskonstante (Permittivitätszahl) beschrieben:

$$\epsilon_r = \frac{E_0}{E} \quad (37)$$

Sinkt die Feldstärke durch eine große Permittivitätszahl, nimmt die Energie der elektromagnetischen Strahlung ab. Eine kleinere Energie hat schließlich eine kleinere Wellenlänge λ zufolge. Somit kann das Signal mit kürzerer Wellenlänge problemlos von der kleineren Antenne empfangen werden. Die Reichweite ist wegen der kleineren Energie dann jedoch geringer. Die Wellenlänge im Dielektrikum lässt sich aus der Strahlungsenergie E berechnen:

$$E = h \cdot f \quad (38)$$

Dabei ist h das Planck'sche Wirkungsquantum und f die Frequenz. Wird für E nun der Ausdruck aus (37) eingesetzt und $f = \lambda/c$ verwendet, erhält man die Wellenlänge λ , mit der sich das Signal im Dielektrikum ausbreitet.

$$\lambda = \frac{E_0 \cdot c}{\epsilon_r \cdot h} \quad (39)$$

Je größer also die Dielektrizitätskonstante ϵ_r , desto kleiner wird die Wellenlänge, mit der sich ein elektromagnetisches Feld im Dielektrikum ausbreitet (vgl. Kuchling, 2014, S. 436–437).

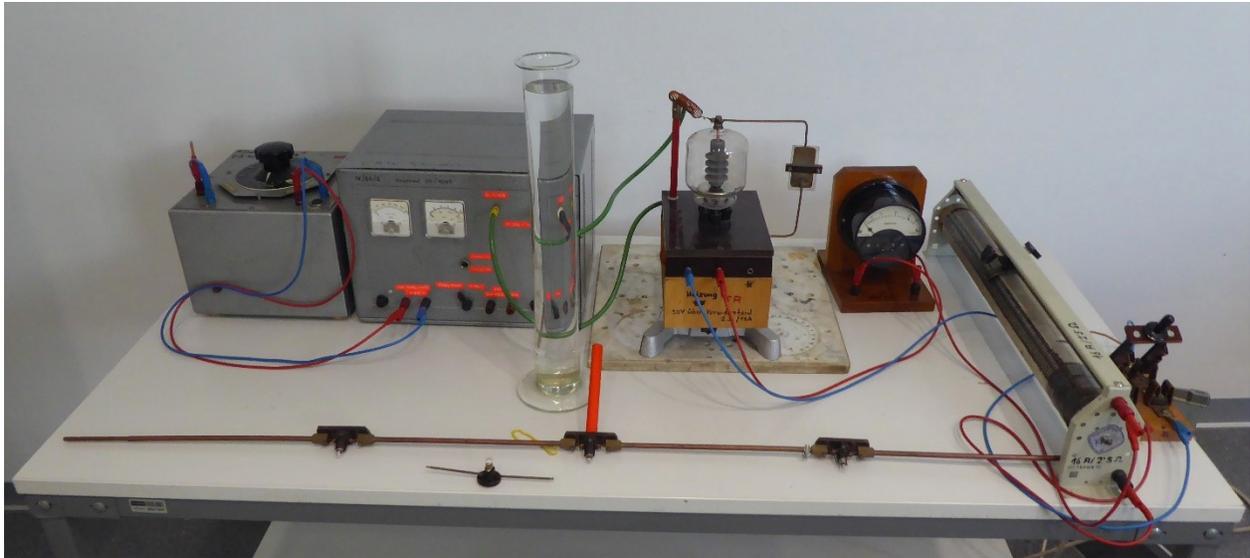


Abbildung 97: UKW-Sendevorrichtung für den Versuch Antenne unter Wasser;
Apparatur: TU-Graz



Abbildung 98: Große Antenne leuchtet nicht in Position senkrecht zur Polarisationsachse



Abbildung 99: Große Antenne leuchtet in Position parallel zur Polarisationsachse



Abbildung 100: Kleine Antenne leuchtet nicht außerhalb vom destillierten Wasser



Abbildung 101: Kleine Antenne leuchtet im destillierten Wasser

7 Wasser im Physikunterricht

Die Eigenschaften des Wassers bieten unzählige Möglichkeiten, um sich mit verschiedenen Teilgebieten der Physik zu arrangieren. Auch im schulischen Physikunterricht ist es möglich, die unterschiedlichen Kerngebiete des Lehrplans durch physikalische Eigenschaften von Wasser zu behandeln. Die folgende Auflistung besteht zur Gänze aus Auszügen des Lehrplans Physik des Bundesministeriums für Bildung, Wissenschaft und Forschung. Die Inhalte ab der 6. Klasse beziehen sich auf Schulen mit bis zu sieben Wochenstunden Physikunterricht in der Oberstufe.

2. Klasse:

Alle Körper bestehen aus Teilchen:

Ausgehend von Alltagserfahrungen sollen die Schülerinnen und Schüler immer intensiver mit dem Teilchenmodell und seinen Auswirkungen auf diverse Körpereigenschaften vertraut gemacht werden.

- Teilchenmodell aller Körper und wichtige Auswirkungen akzeptieren und verstehen;
- grundlegende Zusammenhänge zwischen dem Teilchenaufbau und grundlegenden Wärmephänomenen verstehen; Temperatur, Wärme, Wärmemenge und Wärmedehnung;
- Ursache des Schwimmens, Schwebens und Sinkens von Körpern im Wasser verstehen und anwenden können; Dichte von Stoffen, Gewichtsdruck in Flüssigkeiten und in Luft.

3. Klasse:

Unser Leben im „Wärmebad“:

Ausgehend von Alltagserfahrungen sollen die Schülerinnen und Schüler ein immer tiefergehendes Verständnis der thermischen Vorgänge in der unbelebten und belebten Welt gewinnen.

- Die Alltagsbegriffe „Wärme“ und „Kälte“ als Bewegungsenergie der Aufbauteilchen der Körper sowie den Unterschied zwischen „Wärme“ und „Temperatur“ verstehen;
- modellartig verschiedene Formen des Wärmetransportes und wichtige Folgerungen erklären können; Wärmeleitung, Wärmeströmung, Wärmestrahlung;
- die Bedeutung der Wärmeenergie für Lebewesen in ihrer Umwelt erkennen;
- die Bedeutung der Wärmeenergie im wirtschaftlichen und ökologischen Zusammenhang sehen;

- Zustandsänderungen und dabei auftretende Energieumsetzungen mit Hilfe des Teilchenmodells erklären können;
- Einsichten in globale und lokale Wettervorgänge und Klimaerscheinungen gewinnen (Jahreszeit, Wasserkreislauf auf der Erde, Meeresströmungen, Windsysteme).

Elektrische Phänomene sind allgegenwärtig:

Ausgehend von Alltagserfahrungen sollen die Schülerinnen und Schüler immer intensiver mit grundlegenden elektrischen Vorgängen im technischen Alltag und in Naturvorgängen vertraut gemacht werden.

- Auswirkungen der elektrisch geladenen Atombausteine auf makroskopische Vorgänge qualitativ verstehen;

4. Klasse:

Die Welt des Sichtbaren:

Ausgehend von Alltagserfahrungen sollen die Schülerinnen und Schüler grundlegendes Verständnis über Entstehung und Ausbreitungsverhalten des Lichtes erwerben und anwenden können.

- Brechung und Totalreflexion

6. Klasse:

- **Größenordnungen** im Mikro- und Makrokosmos
- Grundlagen der **Thermodynamik**
- Grundlagen der **Elektrizitätslehre**: Wirkungen des elektrischen Stroms, elektrischer Widerstand

7. Klasse:

- **Energie**: Grundlagen der konventionellen und alternativen Energiebereitstellung; Energieübertragung; Sicherheit im Umgang mit elektrischer Energie
- **Atomphysik**: Modell der Atomhülle
- **Quantenphysik**: Besonderheiten der Quantenwelt

8. Klasse:

- **Teilchenphysik:** Entwicklung des Teilchenkonzepts
- **Aktuelle Forschung:** Einblicke in aktuelle physikalische Forschung
- **Vertiefung und Wiederholung** von Lerninhalten aus vorangegangenen Semestern

(vgl. Bundesministerium, 2018)

Viele in dieser Arbeit behandelten Themengebiete decken sich mit den oben gelisteten Inhalten des Physik-Lehrplans. Die Eigenschaften von Wasser zu diskutieren, kann also in Schulklassen durchaus seine Anwendung finden. Dabei spielt die Relevanz von Wasser im täglichen Leben der Schülerinnen und Schüler eine wesentliche Rolle. Sei es beim Schwimmen, Kochen, Angeln oder einfach nur beim Trinken. Durch die ständige Präsenz dieses bemerkenswerten Stoffs in unserem Alltag kann Wasser einen interessanten Ausgangspunkt bieten, um vermeintlich logische Dinge, wie z. B. das Hüpfen eines Wasserläufers über die Wasseroberfläche, zu hinterfragen. Viele der angeführten Demonstrationsexperimente sind mit einfachen Mitteln nachzustellen und bieten weitere Zugänge zu physikalischen Themenbereichen der Mechanik, Thermodynamik, Optik und Elektrizität.

8 Zusammenfassung und Ausblick

Die physikalischen Eigenschaften von Wasser werden wesentlich durch seinen molekularen Aufbau bestimmt. Dabei können seine Anomalien qualitativ durch die Wechselwirkung der Wassermoleküle miteinander erklärt werden. Die Bildung von Wasserstoffbrücken und die Van-der-Waals-Wechselwirkung tragen dazu am signifikantesten bei. Dennoch fordern einige Verhaltensweisen von Wasser die Wissenschaft noch immer heraus und bieten Raum für weitere Forschung. In der folgenden Liste sind alle in dieser Arbeit behandelten Anomalien von Wasser angeführt.

Phasenanomalien:

1. Wasser hat einen hohen kritischen Punkt. (2.2.2)
2. Gefrorenes Wasser existiert in mehreren verschiedenen Strukturen. (2.3)
3. Die Struktur von flüssigem Wasser ändert sich bei hohem Druck. (2.3)
4. Wasser hat einen hohen Schmelzpunkt. (2.2.5)
5. Bei steigendem Druck sinkt die Schmelztemperatur von Eis. (2.2.5)
6. Wasser hat einen hohen Siedepunkt. (2.2.7)

Dichteanomalien:

1. Die Dichte von Eis nimmt bei Erwärmung zu. (2.3)
2. Flüssiges Wasser hat seine größte Dichte im flüssigen Zustand. (2.3)
3. Die Volumenänderung beim Phasenübergang von flüssig auf gasförmig ist sehr groß. (2.3)

Mechanische Anomalien:

1. Wasser hat eine sehr hohe Oberflächenspannung. (3.1)
2. Wasser besitzt eine große Kapillarität. (3.2)
3. Wasser hat eine hohe Viskosität. (3.4)
4. Wasser ist inkompressibel. (3.5)
5. Es gibt ein Maximum im Kompressibilität – Temperatur Verhältnis. (3.5)
6. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser ist sehr hoch. (3.6)
7. Wasser besitzt eine hohe Wärmeleitfähigkeit. (3.7)
8. Die Verdampfungsenthalpie ist besonders hoch. (3.8)
9. Die Diffusionseigenschaften des Wassers nehmen mit sinkender Temperatur ab. (3.9)

Optische Anomalien:

1. Der Brechungsindex von Wasser hat sein Minimum knapp unter 0 °C. (4.1)
2. Eis besitzt den niedrigsten Brechungsindex aller bekannten Kristalle. (4.1)
3. Wasser ist nicht farblos. (4.2)

Elektrische Anomalien:

1. Die elektrische Leitfähigkeit von Wasser steigt mit der Temperatur an. (5.3)
2. Die elektrische Leitfähigkeit von Wasser besitzt ein Maximum bei ca. 230 °C. (5.3)

Letztlich möchte ich noch auf den englischen Chemiker Martin Chaplin von der London South Bank University verweisen. Chaplin beschäftigt sich intensiv mit den Anomalien von H₂O und betreibt die Website *Water Structure and Science*. Hier finden sich umfassende Informationen und noch viele weitere Anomalien rund um das Wasser (vgl. Chaplin, 2018).

9 Abbildungsverzeichnis

Abbildung 1: Elektronenbindung Wassermolekül (eigene Abbildung).....	12
Abbildung 2: Modellhafte Darstellung eines Wassermoleküls (Wernecke, 2003, S. 3).....	12
Abbildung 3: Wahrscheinlichkeitsverteilung der Elektronen (Elektronenwolke) zweier Wasserstoffatome, wenn die Spins gleich sind ($S = 1$): (a) Elektronenwolke; (b) Projektion von $ \psi ^2$ entlang des Querschnitts durch die Mittelpunkte beider Atome. (Giancoli, 2009, S. 1369).....	13
Abbildung 4: Wahrscheinlichkeitsverteilung der Elektronen zweier Atome bei entgegengesetzt ausgerichteten Spins ($S = 0$): (a) Elektronenwolke; (b) Projektion von $ \psi ^2$ entlang des Querschnitts durch die Mittelpunkte beider Atome. In diesem Fall kommt es zu einer Bindung, weil die beiden positiv geladenen Kerne von der zwischen ihnen liegenden negativen Ladungskonzentration angezogen werden. Dies ist ein Wasserstoffmolekül, H_2 . (Giancoli, 2009, S. 1370).....	13
Abbildung 5: Das Wassermolekül ist polar. (Giancoli, 2009, S. 1371).....	15
Abbildung 6: Die drei 2p-Orbitale des O-Atoms. Das graue p_z -Orbital ist mit 2 Elektronen besetzt. (b) Bindung zwischen den 1s-Orbitalen der H-Atome und den $2p_x$ -, $2p_y$ -Orbitalen des O-Atoms (Demtröder, 2010, S. 338).....	15
Abbildung 7: Linearkombination von s- und p-Orbital zur Bildung eines sp-Hybridorbitals (Demtröder, 2010, S. 338).....	17
Abbildung 8: Bildung des H_2O -Moleküls mit hybridisierten Orbitalen bei einem Bindungswinkel von 105° (Demtröder, 2010, S. 338).....	17
Abbildung 9: Wasserstoffbrückenbindung im H_2O -Dimer (Demtröder, 2010, S. 319).....	19
Abbildung 10: Hexagonale Anordnung der Sauerstoff- (rot) und Wasserstoffatome (weiß) in Eis (Konitzer, 2017).....	19
Abbildung 11: Computermodell flüssiges Wasser (Stephen Harrington und Gene Santley, Boston University) (Ball & Reuter, 2002, S. 224).....	20
Abbildung 12: Energieerhalt der Van-der-Waals-Wechselwirkung, wenn sich zwei Atome einander nähern. (Berg, 2018, S. 10).....	21
Abbildung 13: Einfluss der Van-der-Waals-Wechselwirkung auf die Wasserstoffbrückengeometrie (Morawietz, Singraber, Dellago & Behler, 2016, S. 8371).....	22
Abbildung 14: Schematische Darstellung eines p – T-Phasendiagramms (Demtröder, 2010, S. 532).....	24

Abbildung 15: Erweitertes Phasendiagramm von Wasser (nach Wernecke, 2003, S. 19, modifiziert).....	24
Abbildung 16: Phasendiagramm von Wasser (Giancoli, 2009, S. 635).....	27
Abbildung 17: Darstellung der Schmelzwärme Q_{sm} (eigene Abbildung, basierend auf Kuchling, 2014, S. 271).....	28
Abbildung 18: Darstellung der Verdampfungswärme Q_{sd} (eigene Abbildung, basierend auf Kuchling, 2014, S. 274).....	31
Abbildung 19: Mollier-Diagramm (Pottlacher, 2001, S. 23).....	34
Abbildung 20: Ausschnitt aus dem Mollier-Diagramm (Wernecke, 2003, S. 526).....	35
Abbildung 21: Eine der möglichen Orientierungen der H_2O -Moleküle in Eis (Demtröder, 2010, S. 534).....	36
Abbildung 22: Abhängigkeit der Dichte flüssigen Wassers von der Temperatur (Gordalla, Müller & Frimmel, 2011, S. 34).....	37
Abbildung 23: Phasendiagramm von Wasser bei hohen Drücken (nach Palmer, 2004, S. 6, modifiziert).....	38
Abbildung 24: Der hydrophobe Effekt. Die Zusammenlagerung von unpolaren Gruppen in Wasser führt zu einer Freisetzung von Wassermolekülen, die zuerst mit der unpolaren Oberfläche interagieren, in das umgebende Wasser. Die Freisetzung von Wassermolekülen in die Lösung begünstigt die Zusammenlagerung von unpolaren Gruppen (Berg, 2018, S. 11).....	39
Abbildung 25: Entstehung der Oberflächenspannung (Anders, 1990, S. 15).....	41
Abbildung 26: (a) Glasröhre in Wasser; (b) Glasröhre in Quecksilber (Giancoli, 2009, S. 476).....	42
Abbildung 27: Wasser (a) „benetzt“ die Oberfläche von Glas, während (b) Quecksilber das Glas nicht „benetzt“ (Giancoli, 2009, S. 476).....	42
Abbildung 28: Zerrei ßfestigkeit von Wasser als Funktion der Temperatur (nach Demtröder, 2010, S. 533, modifiziert).....	44
Abbildung 29: Bestimmung der inneren Reibungskraft F_R (eigene Abbildung, basierend auf Kuchling, 2014, S. 168).....	45
Abbildung 30: Wärmeleitung zwischen zwei Flächen der Temperatur T_1 und T_2 . Ist T_1 größer als T_2 fließt der Wärmestrom nach rechts. (Giancoli, 2009, S. 675).....	50
Abbildung 31: Wärmeleitfähigkeit entlang der $l - v$ -Sättigungslinie (nach Chaplin, 2018, modifiziert).....	50

Abbildung 32: Diffusion findet von der Region mit höherer Konzentration in die Region mit niedrigerer Konzentration statt. (Giancoli, 2009, S. 642)	52
Abbildung 33: Änderung der Diffusität mit der Temperatur (nach Chaplin, 2018, modifiziert) ..	54
Abbildung 34: Brechung des Lichts. (a) Beim Übergang von Luft (n_1) in Wasser (n_2) gilt $n_2 > n_1$. (b) Beim Übergang von Wasser (n_1) in Luft (n_2) gilt $n_1 > n_2$. (Giancoli, 2009, S. 1101).....	55
Abbildung 35: Weißes Licht wird an einem Prisma in das sichtbare Spektrum aufgespalten (Dispersion) (Giancoli, 2009, S. 1104).....	56
Abbildung 36: Abhängigkeit des Brechungsindex von der Wellenlänge (Meng, Zhai, Wei, Wang & Wu, 2018)	56
Abbildung 37: Änderung des Brechungsindex mit der Temperatur (nach Harvey, Gallagher & Levelt-Sengers, 1998, modifiziert).....	57
Abbildung 38: Farbe des Meeres um die Bahamas (NASA Science, 2019).....	58
Abbildung 39: Hydrathüllen (Kahn Academy, 2019).....	60
Abbildung 40: Temperaturabhängigkeit R von Wasser (nach Light, Licht, Bevilacqua & Morash, 2005, modifiziert).....	61
Abbildung 41: Elektrische Leitfähigkeit κ verschiedener Wässer (Gordalla, Müller & Frimmel, 2011, S. 37).....	62
Abbildung 42: Elektrische Leitfähigkeit und Wasserstoff-Ionenkonzentration (nach Chaplin, 2018, modifiziert)	62
Abbildung 43: Permittivitätszahl (Dielektrizitätskonstante) von Wasser in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Palmer, 2004, S. 21, modifiziert).....	64
Abbildung 44: Ampullen mit Deuteriumoxid der Firma Norsk Hydro; Bild: Pottlacher	67
Abbildung 45: Tripelpunktzelle im Kältebad; Apparatur: PTB - Berlin; Bild: Pottlacher	69
Abbildung 46: Tripelpunkt-Wasserzelle (Testo Industrial Services GmbH, 2018, S. 11).....	69
Abbildung 47: Tripelpunktzelle der TU-Graz.....	69
Abbildung 48: 20 ml Dosierspritze mit Wasser unter Normalbedingungen	71
Abbildung 49: Durch den verringerten Luftdruck siedet das Wasser bei Raumtemperatur	71
Abbildung 50: Versuchsaufbau unterkühltes Wasser	73
Abbildung 51: Flüssiges destilliertes Wasser bei $-7,1\text{ °C}$	73
Abbildung 52: Unterkühltes Wasser gefriert beim Auftreffen auf die kalte Oberfläche.	73
Abbildung 53: Wasser siedet ohne Zugabe von NaCl bei $97,4\text{ °C}$	75
Abbildung 54: Siedepunktserhöhung durch Zugabe von NaCl auf $99,7\text{ °C}$	75

Abbildung 55: Versuchsaufbau implodierendes Fass	77
Abbildung 56: Wasserdampf tritt aus der Öffnung	77
Abbildung 57: Fass wird mit kaltem Wasser übergossen – der Druck sinkt	77
Abbildung 58: Implodiertes Fass	77
Abbildung 59: Die Lufttemperatur beträgt 23,6 °C	81
Abbildung 60: Umherwirbeln des Messfühlers	81
Abbildung 61: Die Temperatur während der Verdunstung beträgt nur noch 18,3 °C	81
Abbildung 62: Salz – Wasser Gemisch kühlt auf -18,2 °C ab	83
Abbildung 63: Resublimation an der Glasaußenseite	83
Abbildung 64: Eiswürfel schwebt an der Grenzschicht von Baby-Öl und Pflanzenöl	85
Abbildung 65: Eiswürfel schmilzt und ein Wassertropfen formt sich	85
Abbildung 66: Das flüssige Wasser sinkt zu Boden	85
Abbildung 67: 18 °C Marke ist am Boden	87
Abbildung 68: Die Temperatur steigt und die Schwimmer ändern ihre Position	87
Abbildung 69: Der Schwimmer schwebt im Galileo-Thermometer; die Raumtemperatur beträgt etwa 22 °C	87
Abbildung 70: Kernöl wird in das Wasserglas gespritzt	89
Abbildung 71: Das Kernöl formt sich zu kleinen Kügelchen und steigt an die Oberfläche	89
Abbildung 72: Versuchsaufbau zur Messung der Oberflächenspannung; Apparat: TU-Graz ..	91
Abbildung 73: Flüssigkeitslamelle, die sich durch die Oberflächenspannung ausbildet; Apparat: TU-Graz	91
Abbildung 74: Löschpapier wird in Tinte getaucht	93
Abbildung 75: Tinte steigt im Löschpapier senkrecht nach oben	93
Abbildung 76: Die feinen Kapillaren des Löschpapiers ermöglichen das Aufsteigen der Tinte ...	93
Abbildung 77: Demonstrationsexperiment zur Zerreißfestigkeit von Wasser (Demtröder, 2010, S. 532)	95
Abbildung 78: Kugeln sinken im Viskosimeter unterschiedlich schnell	97
Abbildung 79: Die Metallkugeln in den weniger viskosen Flüssigkeiten erreichen den Boden zuerst	97
Abbildung 80: Kalorimeter – Apparat des Lehrmittelherstellers Contanex (Contanex, 2019) ..	99
Abbildung 81: Gefrierbeutel schmilzt über der Flamme	101
Abbildung 82: Mit Wasser gefüllter Gefrierbeutel hält der Flamme stand	101

Abbildung 83: Versuchsaufbau zur Bestimmung der spezifischen Verdampfungswärme von Wasser. Rechts: Verdampfer; Mitte: Auffanggefäß für kondensiertes Wasser; Links: Dewar-Gefäß mit Wasser; Apparatur: TU-Graz	103
Abbildung 84: Diffusion von Tee: Im heißen Wasser (rechts) beginnt sich der Tee sofort zu vermischen. Im kalten Wasser (links) kann zu Beginn keine Diffusion beobachtet werden. .	105
Abbildung 85: Im kalten Wasser (links) ist die Struktur des Tees deutlicher zu erkennen als im heißen (rechts)	105
Abbildung 86: Lichtbrechung im Glas an den Grenzschichten	107
Abbildung 87: Versuchsaufbau Wasserstrahl als Lichtleiter	109
Abbildung 88: Lichtleitung im Wasserstrahl – Totalreflexion ist an den hellen Grenzflächen des Wasserstrahls erkennbar.....	109
Abbildung 89: Dünnere Wasserstrahl ohne Ablenkung	111
Abbildung 90: Wasserstrahl wird vom Luftballon angezogen und abgelenkt	111
Abbildung 91: Versuchsaufbau Wasserbrücke; Apparatur: TU-Graz	113
Abbildung 92: Spannung wird angelegt und die Gefäße werden voneinander entfernt – eine Wasserbrücke bildet sich	113
Abbildung 93: Wasserbrücke zwischen den Gefäßen.....	113
Abbildung 94: Befinden sich die Elektroden im destillierten Wasser, leuchtet das Lämpchen nicht.	115
Abbildung 95: Eine kleine Menge NaCl wird zugefügt – das Lämpchen leuchtet schwach	115
Abbildung 96: Mehr und mehr NaCl wird zugefügt – das Lämpchen leuchtet stärker	115
Abbildung 97: UKW-Sendevorrichtung für den Versuch Antenne unter Wasser; Apparatur: TU-Graz.....	118
Abbildung 98: Große Antenne leuchtet nicht in Position senkrecht zur Polarisationsachse	118
Abbildung 99: Große Antenne leuchtet in Position parallel zur Polarisationsachse.....	119
Abbildung 100: Kleine Antenne leuchtet nicht außerhalb vom destillierten Wasser	119
Abbildung 101: Kleine Antenne leuchtet im destillierten Wasser	119

10 Tabellenverzeichnis

Tabelle 1: Oberflächenspannung σ in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Kuchling, 2014, S. 623).....	41
Tabelle 2: Dynamische Viskosität η in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Giancoli, 2009, S. 473).....	46
Tabelle 3: Spezifische Wärmekapazität c in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Giancoli, 2009, S. 656).....	48
Tabelle 4: Verdampfungsenthalpie $\Delta_{\text{vap}}h$ in Abhängigkeit der Temperatur T (nach Gordalla et al., 2011, S. 33).....	52
Tabelle 5: Spezifischer elektrischer Widerstand ρ für verschiedene Wasserarten (nach Kuchling, 2014, S. 658).....	61

11 Formelverzeichnis

Linearkombination der
Elektronenwellenfunktionen $2s$ und $2p$

$$\psi = c_1 \cdot \varphi(2s) + c_2 \cdot \varphi(2p) \quad (1)$$

Spezifische Schmelzwärme

$$s = \frac{Q_{sm}}{m} \quad (2)$$

Erstarrungspunktserniedrigung

$$\Delta T = K \frac{m}{m_f \cdot M_r} \quad (3)$$

Spezifische Verdampfungswärme

$$r = \frac{Q_{sd}}{m} \quad (4)$$

Schmelzpunktserniedrigung

$$\Delta T = E \frac{m}{m_f \cdot M_r} \quad (5)$$

Relative Feuchte

$$\varphi = \frac{f}{f_{max}} \cdot 100 \% \quad (6)$$

Oberflächenspannung

$$\sigma = \frac{\Delta W}{\Delta A} \quad (7)$$

Steighöhe (näherungsweise)

$$h \sim \frac{1}{r} \quad (8)$$

Kapillare Steighöhe

$$h = \frac{2\sigma \cdot \cos(\phi)}{\rho \cdot g \cdot r} \quad (9)$$

Dynamische Viskosität

$$\eta = \frac{F_R \cdot d}{A \cdot v} \quad (10)$$

Kompressibilität der Flüssigkeit

$$\chi = -\frac{\Delta V}{V \cdot \Delta p} \quad (11)$$

Spezifische Wärmekapazität $c = \frac{C}{m}$ (12)

Wärmekapazität $C = \frac{Q}{\Delta T}$ (13)

Spezielle Gaskonstante $c_p - c_v = R_i$ (14)

Ideale Gasgleichung $p \cdot V = m \cdot R_i \cdot T$ (15)

Wärmemenge $Q = \frac{\lambda \cdot A \cdot t \cdot \Delta T}{l}$ (16)

Enthalpie $H = U + p \cdot V$ (17)

Verdampfungsenthalpie $\Delta_{vap} h = \Delta U + p \cdot \Delta V$ (18)

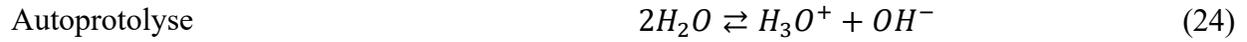
Verdampfungsenthalpie $\Delta_{vap} h = c_p \cdot m \cdot \Delta T$ (19)

Diffusionsstrom $J = D \cdot A \frac{c_1 - c_2}{\Delta x}$ (20)

Snellius'sches Brechungsgesetz $n_1 \cdot \sin(\theta_1) = n_2 \cdot \sin(\theta_2)$ (21)

Ohm'scher Widerstand $R = \rho \frac{l}{A}$ (22)

Spezifischer Widerstand $\sigma = \frac{1}{\kappa}$ (23)



Permittivität $\varepsilon = \varepsilon_0 \cdot \varepsilon_r$ (25)

Oberflächenspannung Abreißmethode $\sigma = \frac{\Delta W}{\Delta A} = \frac{F \cdot h}{2 \cdot 2\pi \cdot R \cdot h} = \frac{F}{4\pi \cdot R}$ (26)

Gesetz von Stokes $F_R = 6\pi \cdot \eta \cdot r \cdot v$ (27)

Viskosität $\eta = \frac{(\rho_K - \rho_F) \cdot V_K \cdot g}{6\pi \cdot r \cdot v}$ (28)

Spezifische Wärmekapazität $c_w = \frac{Q}{m_w \cdot \Delta T}$ (29)

Spezifische Wärmekapazität $c_w = \frac{U \cdot I \cdot t}{m_w \cdot \Delta T}$ (30)

Spezifische Verdampfungswärme $r = \frac{(c \cdot m_1 + W) \cdot (T_2 - T_1)}{m_2} - c \cdot (T_S - T_2)$ (31)

Thermische Bewegungsenergie $E = \frac{3}{2} k_B \cdot T$ (32)

Energieerhaltung $\frac{3}{2} k_B \cdot T = \frac{1}{2} m \cdot v^2$ (33)

Frequenz $f = \frac{c}{2l}$ (34)

Wellenlänge $\lambda = \frac{\lambda_v}{n}$ (35)

Brechzahl $n = \sqrt{\epsilon_r \cdot \mu_r}$ (36)

Dielektrizitätskonstante $\epsilon_r = \frac{E_0}{E}$ (37)

Strahlungsenergie $E = h \cdot f$ (38)

Wellenlänge mit Dielektrizitätskonstante $\lambda = \frac{E_0 \cdot c}{\epsilon_r \cdot h}$ (39)

12 Literaturverzeichnis

- Amselem, G. (2007). Wie trinkt ein Baum? Zugriff am 07.09.2019. Verfügbar unter <https://www.ds.mpg.de/206762/21>
- Anders, S. (1990). *Rund um das Wasser. Ein physikalischer Streifzug* (Kleine naturwissenschaftliche Bibliothek, Bd. 54, 3. Aufl.). Leipzig: Teubner.
- Auer, D. (2005). *Physikalische Freihandversuche aus Optik*. Diplomarbeit. Karl-Franzens-Universität Graz, Graz.
- Ball, P. & Reuter, H. (2002). *H₂O. Biographie des Wassers* (2. Aufl.). München: Piper.
- Berg, J. M. (2018). *Stryer Biochemie* (8. Aufl. 2018). Berlin, Heidelberg: Springer Berlin Heidelberg.
- Bundesministerium. (2018). *Bundesrecht konsolidiert: Gesamte Rechtsvorschrift für Lehrpläne*. Zugriff am 30.04.2019. Verfügbar unter <https://www.ris.bka.gv.at/GeltendeFassung.wxe?Abfrage=Bundesnormen&Gesetzesnummer=10008568&FassungVom=2018-09-01>
- CGPM (Hrsg.). (2018). *Draft Resolution A. On the revision of the International System of Units (SI)*.
- Chaplin, M. (2018). Water Structure and Science. Zugriff am 26.03.2019. Verfügbar unter http://www1.lsbu.ac.uk/water/water_structure_science.html
- Demtröder, W. (2010) [*Atome, Moleküle und Festkörper*]. Mit 48 Tabellen, zahlreichen durchgerechneten Beispielen und 151 Übungsaufgaben mit ausführlichen Lösungen (Springer-Lehrbuch, Bd. 3, 4., überarb. Aufl.). Berlin: Springer.
- Giancoli, D. C. (2009). *Physik. Lehr- und Übungsbuch* (Pearson Studium - Physik, 3 Aufl.). München: Pearson Studium ein Imprint von Pearson Deutschland.
- Gordalla, B. C., Müller, M. B. & Frimmel, F. H. (2011). Die physikalisch-chemischen Eigenschaften des Wassers und ihre Bedeutung für das Leben, 3. Auflage, 31–39.
- Guildner, L. A., Johnson, D. P. & Jones, F. E. (1976). J. Res. NBS, (80A), 505–521.
- Harvey, A. H., Gallagher, J. S. & Levelt-Sengers, J. M. H. (1998). Revised formulation for the refractive index of water and steam as a function of wavelength, temperature and density. *Journal of Physical Chemistry Reference Data*, (27), 761–774.
- Hellinger, M. (2017). *Faszination Eis*. Diplomarbeit. Karl-Franzens-Universität Graz, Graz.
- International Association for the Properties of Water and Steam. (1990). Electrolytic conductivity (specific conductance) of liquid and dense supercritical Water from 0 °C to 800 °C and

- pressures up to 1000 MPa. *International Association for the Properties of Water and Steam*, 1–7. Zugriff am 26.04.2019. Verfügbar unter <http://www.iapws.org/relguide/conduct.pdf>
- Jäger, H. (1983). *Experimentalphysik 2*. TU Graz, Graz.
- Kahn Academy (Kahn Academy, Hrsg.). (2019). *Lösungsmittleigenschaften von Wasser*. Zugriff am 27.04.2019. Verfügbar unter <https://de.khanacademy.org/science/biology/water-acids-and-bases/hydrogen-bonding-in-water/a/water-as-a-solvent>
- Kell, G. S. (1974). Thermodynamic and Transport Properties of Fluid Water. In F. Franks (Hrsg.), *Water. A comprehensive treatise* (2 print, S. 363–412). New York: Plenum Press. https://doi.org/10.1007/978-1-4684-8334-5_10
- Kell, G. S. (1975). Density, thermal expansivity, and compressibility of liquid water from 0° to 150 °C: Correlations and tables for atmospheric pressure and saturation reviewed and expressed on 1968 temperature scale. *Journal of Chemical & Engineering Data*, (20), 97–105.
- Kent, P. W. (History of Science Museum, Hrsg.). (1981). *glass phial containing heavy water*, Science Museum. Zugriff am 30.07.2019. Verfügbar unter <https://www.mhs.ox.ac.uk/collections/imu-search-page/narratives/?irn=4304&index=1>
- Kickelbick, G. (2008). *Chemie für Ingenieure* (ing-maschinenbau). München: Pearson Studium.
- Kuchling, H. (2014). *PHYSIK, 21.A*. [Place of publication not identified]: CARL HANSER Verlag GMBH &.
- Lietz, H. (Deutschlandfunk, Hrsg.). (2009). *Wasser in der Schwebel*. Zugriff am 30.07.2019. Verfügbar unter https://www.deutschlandfunk.de/wasser-in-der-schwebel.676.de.html?dram:article_id=26065
- Light, T. S., Licht, S., Bevilacqua, A. C. & Morash, K. R. (2005). The fundamental conductivity and resistivity of water. *Electrochem. Solid-State Letters*, (8), 16-19.
- Ludwig, R. & Paschek, D. (2005). Anomalien und Rätsel Wasser. *Chemie in unserer Zeit*, (39), 164–175.
- Meng, Z., Zhai, X., Wei, J., Wang, Z. & Wu, H. (2018). Absolute Measurement of the Refractive Index of Water by a Mode-Locked Laser at 518 nm. *Sensors (Basel, Switzerland)*, 18(4). <https://doi.org/10.3390/s18041143>
- Moore, E. B. & Molinero, V. (2011). Structural transformation in supercooled water controls the crystallization rate of ice. *Nature*, (7374), 506–508.

- Morawietz, T., Singraber, A., Dellago, C. & Behler, J. (2016). How van der Waals interactions determine the unique properties of water. *Proceedings of the National Academy of Sciences of the United States of America*, 113(30), 8368–8373. <https://doi.org/10.1073/pnas.1602375113>
- NASA Science (Hrsg.). (2019, 3. April). *Ocean Color | Science Mission Directorate*. Zugriff am 03.04.2019. Verfügbar unter <https://science.nasa.gov/earth-science/oceanography/living-ocean/ocean-color>
- Neumüller, O.-A. (1979). *Römpps-Chemie-Lexikon. 8. Aufl* (Römpps Chemie-Lexikon / Otto-Albrecht Neumüller. 8. Aufl, Band 1).
- OpenStax College (Hrsg.). (2019). *Water* (Biology): OpenStax CNX. Zugriff am 27.04.2019. Verfügbar unter <http://cnx.org/contents/185cbf87-c72e-48f5-b51e-f14f21b5eabd@11.2>.
- Palmer, D. A. (2004). *Aqueous systems at elevated temperatures and pressures. Physical chemistry in water, steam and hydrothermal solutions ; a project of the International Association for the Properties of Water and Steam* (1. ed.). Amsterdam: Elsevier. Retrieved from <http://site.ebrary.com/lib/alltitles/docDetail.action?docID=10169630>
- Pottlacher, G. (2001). *Physik für Bauingenieure*. Graz.
- Reddy, C. A. (2019). *Physikalische Experimente mit Wasser*. Diplomarbeit. Karl-Franzens-Universität Graz, Graz.
- Schatz, J. & Tammer, R. (Hrsg.). (2015). *Erste Hilfe - Chemie und Physik für Mediziner* (Springer-Lehrbuch, 3. Aufl.). Berlin, Heidelberg: Springer Berlin Heidelberg. <https://doi.org/10.1007/978-3-662-44111-4>
- Sharma, M., Resta, R. & Car, R. (2007). Dipolar correlations and the dielectric permittivity of water. *Physical Review Letters*, (98).
- Spektrum (Hrsg.). (1998). *schweres Wasser*. Zugriff am 24.07.2019. Verfügbar unter <https://www.spektrum.de/lexikon/physik/schweres-wasser/13011>
- Springer, A. (2004). Bäume können maximal 130 Meter groß werden. *Welt*. Zugriff am 07.09.2019. Verfügbar unter <https://www.welt.de/print-welt/article308322/Baeume-koennen-maximal-130-Meter-gross-werden.html>
- Stuart, H. A. & Klages, G. (2010). *Kurzes Lehrbuch der Physik* (Springer-Lehrbuch, 19. Aufl. 2010. Nachdruck 2015). Berlin: Springer. <https://doi.org/10.1007/978-3-540-89046-1>
- Tanaka, H. (2003). A new scenario of the apparent fragile-to-strong transition in tetrahedral liquids: water as an example. *Journal of Physics: Condensed Matter*, (15), 703–711.
- Testo Industrial Services GmbH. (2018). *Temperatur-Fibel – Messtechnik und Kalibrierung*.

Tipler, P. & Mosca, G. (2008). *Physik für Wissenschaftler und Ingenieure*. Berlin Heidelberg: Springer Verlag.

Weitze, M.-D. (2006, 13. September). Überraschungen ab 374 Grad Celsius. *Neue Zürcher Zeitung*. Zugriff am 06.09.2019. Verfügbar unter <https://www.nzz.ch/articleEDSEX-1.60062>

Wernecke, R. (2003). *Industrielle Feuchtemessung: Grundlagen, Messmethoden, technische Anwendung*: John Wiley & Sons.