



Wasser

Michele Eder, WS 06/07; Matthias Bauer, WS 12/13; Philip Weber, WS 13/14;
Benedikt Neugeboren, WS 16/17

Gliederung

1	Struktur.....	3
1.1	Dipol-Moment.....	4
1.2	Wasserstoff-Brücken-Bindungen.....	4
1.3	Aggregat-Zustände.....	5
1.3.1	Gasförmig.....	5
1.3.2	Flüssig.....	5
1.3.3	Fest.....	6
2	Chemische Eigenschaften.....	6
2.1	Ionen-Produkt.....	6
2.2	pH-Wert.....	7
2.3	Reaktivität.....	7
2.4	Hydratation.....	8
3	Physikalische Eigenschaften.....	9
3.1	Schmelz- und Siede-Punkt.....	9
3.2	Sublimation und Resublimation.....	9
3.3	Zustands-Diagramm.....	10
3.4	Spezifische Wärme-Kapazität.....	10
3.5	Schmelz- und Verdampfungs-Wärme.....	10
3.6	Wärme-Leitfähigkeit.....	11
3.7	Dichte und Dichte-Anomalie.....	11
3.8	Geruch, Farbe und Geschmack.....	12
3.9	Optische Eigenschaften.....	12
3.10	Spezifischer Widerstand und elektrische Leitfähigkeit.....	12
3.11	Viskosität.....	12
3.12	Oberflächen-Spannung.....	13
3.13	Benetzbarkeit.....	13
3.14	Isotopen-Fraktionierung.....	13
3.15	Schweres, halbschweres und überschweres Wasser.....	13
3.16	Weitere physikalische Daten.....	13

Einstieg 1: Anomalie des Wassers. Ein Quiz-Duell mit dem Auditorium wird gestartet: Geht ein Wachs-Stück bzw. ein Eis-Würfel in der jeweils flüssigen Phase unter oder schwimmt es an der Oberfläche? Welches Verhalten ist normal und welches Verhalten entspricht einer Anomalie?

Versuch: Dichte-Anomalie des Wassers

Zeitbedarf: 5 Min. + 45 Min (Vorbereitung)

Ziel: Wasser als Ausnahme, besondere Flüssigkeit

Material:

- Dreibein, Keramik-Drahtnetz
- Brenner, Feuerzeug
- 2 Bechergläser, 250 mL

Chemikalien:

- Wasser
- Paraffin
- Eiswürfel
- Teelicht

Durchführung 1: In einem Becherglas schmilzt man über der Brenner-Flamme vorsichtig so viel Wachs, dass das Becherglas bis zur Hälfte mit flüssigen Wachs gefüllt ist. In das flüssige Wachs gibt man dann ein Wachs-Stück.

Beobachtung 1: Das Wachsstück geht im flüssigen Wachs unter.

Durchführung 2: In ein zweites Becherglas füllt man bis zur Hälfte Wasser. Der Eis-Würfel wird in das Wasser gegeben.

Beobachtung 2: Der Eis-Würfel schwimmt auf dem Wasser.

Deutung: Wachs schmilzt beim Erhitzen und kristallisiert beim Abkühlen wieder aus. Bei der Kühlung verringert sich sein Volumen. Festes Wachs ist schwerer als seine Schmelze. Wasser dehnt sich beim Gefrieren aus. Eis ist leichter als Wasser.

Hintergrund: Beim Wasser rücken die Moleküle auf Grund des besonderen Kristall-Systems im festen Aggregat-Zustand weiter auseinander.

Einstieg 2:

„WASSER!

Du hast weder Geschmack, noch Farbe noch Aroma.

Man kann Dich nicht beschreiben.

Man schmeckt Dich ohne Dich zu kennen.

Es ist nicht so, dass man Dich zum Leben braucht:

Du bist das Leben!“

Antoine de Saint-Exupéry

Farblos, geruchlos, geschmacklos - Wasser ist auf den ersten Blick ein Stoff ohne besondere Eigenschaften. Trotzdem ziehen die Geheimnisse des Lebens-Elixiers Wasser Forscher, Esoteriker und Wissenschaftler gleichermaßen an. Homöopathen sprechen Wasser sogar ein Gedächtnis zu. Der Mensch besteht zu 80% aus Wasser, Leben und Evolution wären ohne die besonderen Eigenschaften der Verbindung undenkbar. Wasser ist zudem das einzige Element, dass in allen drei Aggregat-Zuständen vorkommt. Bis zu 40 Anomalien kennen Wissenschaftler mittlerweile; das sind Eigenschaften, die deutlich von denen ähnlicher Verbindungen abweichen.

Wasser hat somit eine herausragende Stellung in Naturwissenschaften und Technik, bestimmt biochemische und physiologische Vorgänge. Wasser hat aber darüber hinaus

eine wichtige alltägliche Bedeutung, ein guter Morgen beginnt schließlich für die meisten mit Duschen, Zähne-Putzen und Kaffee-Kochen.

Einstieg 3: Wasser ist ein alltäglicher Stoff. Seine Eigenschaften sind für uns im Alltag auf den ersten Blick normal und bekannt. Zum Beispiel gehen wir im Winter auf das Eis, um Schlittschuh zu laufen oder die Glas-Flaschen zerplatzen, wenn man sie versehentlich draußen lässt. Jedoch ist Wasser kein normaler Stoff, vergleicht man seine Eigenschaften mit denen anderer, „normaler“ Stoffe.

Einstieg 4: Jeder von uns kennt sie und keiner kann sie leiden – Schlag-Löcher. Gerade wenn der Winter einsetzt und es kalt wird, tauchen sie vermehrt auf und werden damit zur Unfall-Gefahr für uns Fahrrad- und Auto-Fahrer. Welches Phänomen für die Bildung dieser „Fallen“ verantwortlich ist und wie sie entstehen soll in diesem Beitrag erläutert werden.

Experiment: Die Kraft des Wassers – Nachahmung der Entstehung von Schlag-Löchern

Material:

- Überraschungsei
- Becherglas, 600 mL

Chemikalien:

- flüssiger Stickstoff
- Wasser

Durchführung: Ein mit Wasser gefülltes Überraschungsei wird in flüssigen Stickstoff gegeben.

Beobachtung: Das gebildete Eis hat das Ü-Ei „gesprengt“.

Interpretation: Das Volumen des Wassers hat beim Wechsel des Aggregat-Zustandes von flüssig nach fest zugenommen

1 Struktur

Außergewöhnliche Eigenschaften trotz einfacher molekularer Struktur.

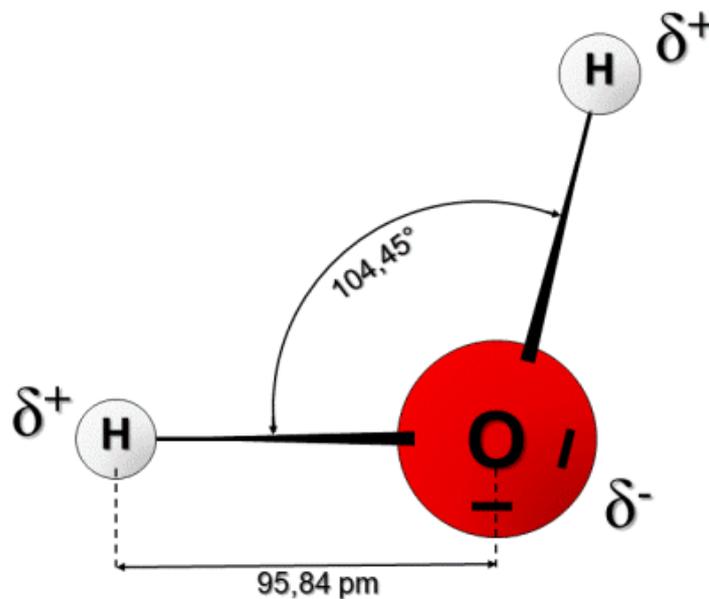


Abb. 1: Struktur des Wasser-Moleküls

Das Molekül des Wassers besteht aus zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom. Es ist die Grundlage zur Erklärung der Eigenschaften des Wassers. Geometrisch ist das Wasser-Molekül gewinkelt und entspricht in der VSEPR-Theorie dem AB₂E₂-Typ. Die zwei Wasserstoff-Atome und die zwei Elektronen-Paare sind folglich in die Ecken

eines gedachten Tetraeders gerichtet. Der Winkel, den die beiden O-H-Bindungen einschließen, beträgt $104,45^\circ$. Er weicht aufgrund des erhöhten Platz-Bedarfs der freien Elektronen-Paare vom idealen Tetraeder-Winkel (ca. $109,47^\circ$) ab. Die Bindungslänge der O-H-Bindungen beträgt jeweils 95,84 Picometer.

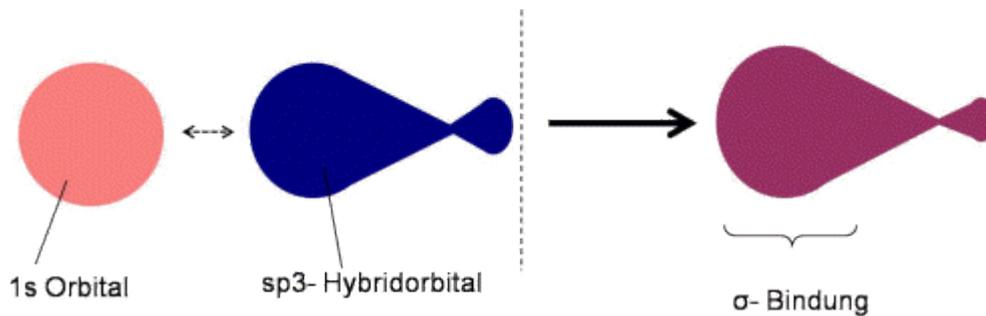


Abb. 2: s-q-Molekül-Orbital

Im Wasser-Molekül verbinden sich die 1s-Orbitale von zwei Wasserstoff-Atomen mit je einem sp^3 -Hybridorbital des Sauerstoff-Atoms zu zwei σ -Bindungen (Abb. 2). Die vier Orbitale der bindenden und nicht-bindenden Elektronen-Paare sind nach den Ecken eines Tetraeders ausgerichtet.

1.1 Dipol-Moment

Sauerstoff hat in der Pauling-Skala mit 3,5 eine um 1,4 höhere Elektro-Negativität als Wasserstoff mit 2,1. Durch die gewinkelte Geometrie des Moleküls und die unterschiedlichen Partial-Ladungen der Atome hat es auf der Seite des Sauerstoffs negative und auf der Seite der beiden Wasserstoff-Atome positive Polarität. Diese bewirkt das Dipol-Moment, das in der Gas-Phase 1,84 Debye beträgt. Im Unterschied zum linear aufgebauten Kohlenstoffdioxid zeigt sich dabei, dass die winklige Anordnung der beiden Wasserstoff-Atome einen gegenseitigen Ausgleich der polaren Atom-Bindungen verhindert, die Ladungs-Schwerpunkte also nicht zusammen fallen. Erst hierdurch besitzt Wasser ein permanentes elektrisches Dipol-Moment und weist viele hierdurch bedingte Eigenschaften auf. Eine Erklärung für diese winklige Anordnung liefert die VSEPR-Theorie anhand der beiden einsamen Elektronen-Paare des Sauerstoff-Atoms. Durch die unterschiedlichen Partial-Ladungen kann das Molekül von bestimmten elektromagnetischen Wellen, den Mikrowellen, in Rotationen versetzt werden, welche zur Erwärmung des Wassers führen.

1.2 Wasserstoff-Brücken-Bindungen

Wasser-Moleküle werden über Wasserstoff-Brücken-Bindungen zu einem Cluster verkettet. Wasser-Moleküle wechselwirken miteinander über Wasserstoff-Brücken-Bindungen und besitzen dadurch ausgeprägte zwischen-molekulare Anziehungskräfte. Es handelt sich dabei um keine beständige, feste Verkettung. Der Verbund der über Wasserstoff-Brücken-Bindungen unbeständig verketteten Wasser-Moleküle besteht nur Bruchteile von Sekunden, wonach sich die einzelnen Moleküle wieder aus dem Verbund lösen und sich in einem ebenso kurzen Zeitraum erneut verketteten. Dieser Vorgang wiederholt sich ständig und führt letztendlich zur Ausbildung eines variablen Clusters. Für die Ausbildung der Wasserstoff-Brücken-Bindungen ist unter anderem der kleine Durchmesser des Wasserstoff-Atoms von Bedeutung, da es sich nur so in ausreichendem Maße dem Sauerstoff-Atom nähern kann. Die höheren Homologen des Wasser, zum Beispiel Schwefelwasserstoff H_2S , bilden derartige Bindungen aufgrund der geringeren Elektro-Negativitäts-Differenz zwischen den Bindungs-Partnern nicht aus. Die Verkettung der Wasser-Moleküle durch Wasserstoff-Brücken-Bindungen ist die Ursache für viele besondere Eigenschaften, zum Beispiel dafür, dass Wasser trotz der geringen molaren Masse von rund 18 g/mol unter Standard-Bedingungen flüssig ist. H_2S liegt im Gegensatz dazu gasförmig vor. Auch, dass Wasser aufgrund seiner Dichte-Anomalie die größte Dichte bei

rund 4° Celsius aufweist und somit beispielsweise Eis auf flüssigem Wasser schwimmen kann, ist auf die Wasserstoff-Brücken-Bindungen zurückzuführen.

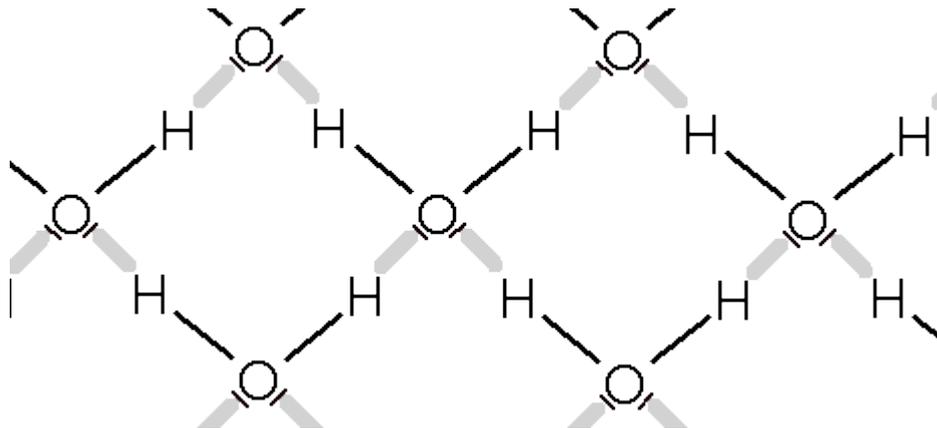


Abb. 3: Wasserstoff-Brücken-Bindungen zwischen Wasser-Molekülen (grau)

1.3 Aggregat-Zustände

1.3.1 Gasförmig

In der Umgangssprache versteht man unter Wasser-Dampf meist die sichtbaren Dampf-Schwaden von teilweise bereits kondensierendem Wasser-Dampf (Nass-Dampf), wie er auch als Nebel oder in Wolken vorkommt.

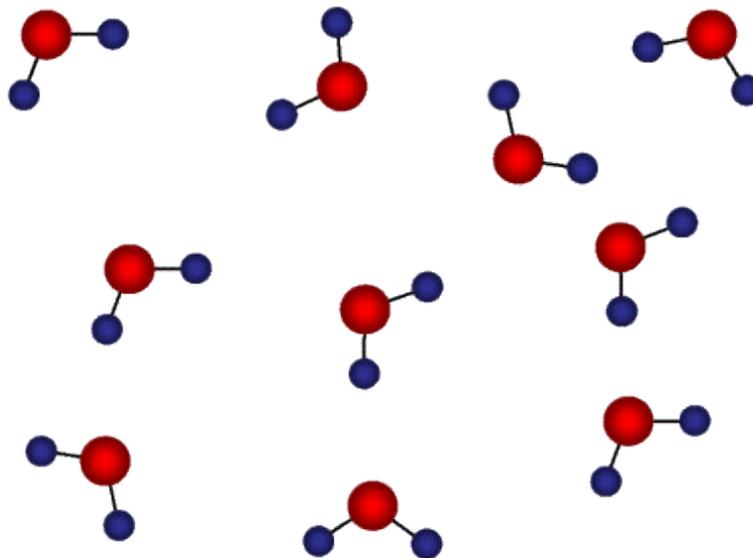


Abb. 4: Wasser-Moleküle im gasförmigen Zustand

Im technisch-naturwissenschaftlichen Kontext ist Wasser-Dampf gasförmiges Wasser, das in diesem Aggregat-Zustand unsichtbar ist wie Luft.

1.3.2 Flüssig

Ständig werden Wasserstoff-Brücken zwischen den verschiedenen Wasser-Molekülen gebildet und auch wieder gebrochen. Im Durchschnitt bleibt der Prozentsatz der an den Wasserstoff-Brücken-Bindungen beteiligten H-Atome konstant, doch die einzelnen Bindungen ändern sich ständig.

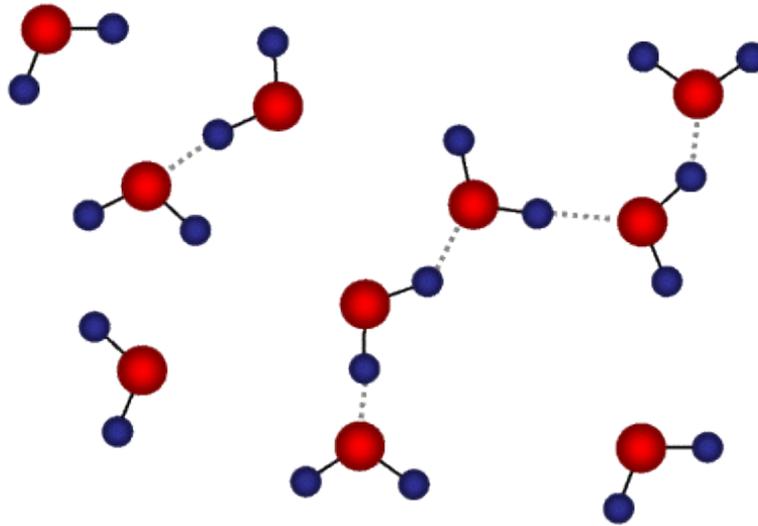


Abb. 5: Wasser-Moleküle im flüssigen Zustand

1.3.3 Fest

Eis besitzt eine offene Käfig-Struktur aus Sauerstoff-Atomen, die durch Wasserstoff-Brücken, zwischen den an fixen Stellen des Kristalls lokalisierten Wasser-Molekülen (Gitter-Bausteine) verbunden sind. Da Eis wegen der großen Hohl-Räume zwischen den Gitter-Bausteinen eine geringere Dichte als flüssiges Wasser hat (etwa 90% der Dichte des flüssigen Wassers), schwimmt Eis auf der Oberfläche von Wasser.

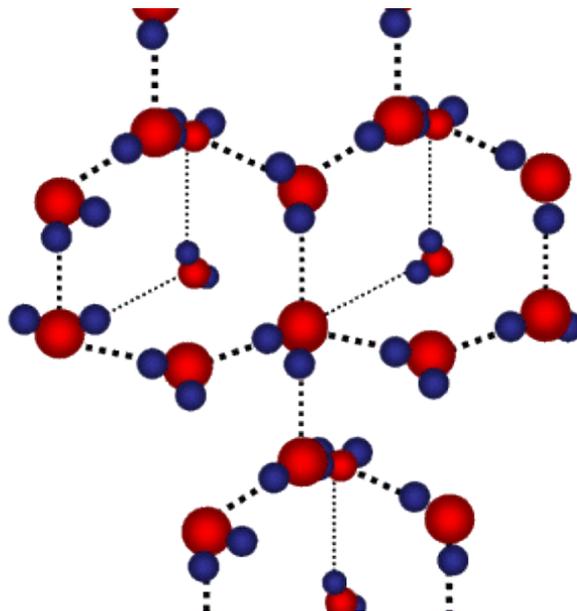


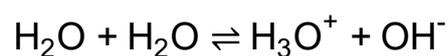
Abb. 6: Wasser-Moleküle im festen Zustand

2 Chemische Eigenschaften

Wasser hat eine molare Masse von 18,01528 g/mol und dasselbe relative Atom-Gewicht.

2.1 Ionen-Produkt

Das Ionen-Produkt des Wassers ist das Produkt der Konzentrationen der H_3O^+ und OH^- -Ionen im Wasser. Ionen entstehen durch Auto-Protolyse des Wassers, gemäß folgender Reaktion:



2.2 pH-Wert

Destilliertes Wasser hat einen pH-Wert von $\text{pH} = 7$, ist also neutral. In der Praxis hat Wasser aber einen pH-Wert zwischen $\text{pH} = 5$ und $\text{pH} = 7$, da reines Wasser ohne gelöste Stoffe in der Praxis nicht vorkommt. Lässt man Wasser an der Luft stehen, lösen sich Gase im Wasser, die den pH-Wert beeinflussen.

2.3 Reaktivität

Wasser ist amphoter, ist also ein Stoff, der - je nach Milieu - sowohl als Säure als auch als Base wirken kann. Wasser reagiert mit Anhydriden zu Säuren oder Basen.

Beispiele: Phosphorpentoxid (Säure-Anhydrid) reagiert mit Wasser zu Phosphorsäure (Säure):

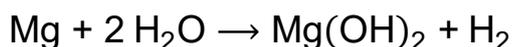


Natriumoxid (Basen-Anhydrid) reagiert mit Wasser zu Natriumhydroxid (Base):



Wasser reagiert mit unedlen Metallen unter Wasserstoff-Bildung zu Basen.

Beispiel: Magnesium reagiert mit Wasser-Dampf zu Magnesiumoxid und Wasserstoff:



Die Löslichkeit in Wasser ist oft stark von der Temperatur abhängig. Dabei verhalten sich Feststoffe und Gase unterschiedlich. Gase lösen sich proportional zum Partial-Druck des Gases in Wasser ohne eine feste Begrenzung der löslichen Menge (Henry-Gesetz). Die hierbei als „Löslichkeit“ bezeichnete Gleichgewichts-Konzentration je Druck-Einheit nimmt mit zunehmender Temperatur ab. Dagegen lösen sich Feststoffe bei zunehmender Temperatur meist besser in Wasser, wovon es aber auch viele Ausnahmen gibt, wie zum Beispiel Lithiumsulfat.

Manche Substanzen wie zum Beispiel Aceton oder Ethanol sind in beliebigem Verhältnis mit Wasser mischbar, also in einander löslich. In anderen Fällen gibt es wechselseitige Lösungen mit einer Mischungslücke, zum Beispiel mit Phenol oder Chloroform.

Normalerweise gilt, dass ein molekularer Stoff sich umso besser in Wasser löst, je mehr polare Gruppen in diesem Stoff vorhanden sind. Über-Kritisches Wasser zeigt jedoch ähnliche Löslichkeits-Eigenschaften wie unpolare organische Lösemittel.

Beim Lösen von ionischen Stoffen im Wasser laufen der endotherme Gitter-Abbau und die exotherme Hydratation ab, was Wärme-Mischungen (Schwefelsäure in Wasser) und Kälte-Mischungen (Salze in Wasser) ermöglicht. Dabei entscheidet die Differenz zwischen der exothermen Hydratation und dem endothermen Gitter-Abbau, ob eine Erwärmung oder eine Abkühlung eintritt. Bei Salzen entscheidet das Verhältnis zwischen Gitter-Energie und Hydratations-Energie der beteiligten Ionen über die Löslichkeit, die hier definiert ist als das Produkt der molaren Ionen-Konzentrationen bei Gleichgewicht mit der kristallinen Substanz (Löslichkeitsprodukt). Als Faust-Regel für die Löslichkeit von Ionen-Verbindungen kann gelten: Je höher die Ladungs-Zahl der beteiligten Ionen, desto schwerer löslich ist der Stoff in Wasser.

Im Unterschied zu einfachen Verbindungen wie Natriumchlorid, werden die Ionen-Bindungen von Komplexen nicht gespalten. Dabei unterscheidet man zwischen zwei Gruppen. Auf der einen Seite den starken Komplexen, wie die Cyanid-Komplexe der Schwermetalle, und auf der anderen Seite die schwachen Komplexe (Aqua-Komplexe) der Metall-Ionen mit Sulfat-, Hydroxyl- oder Carbonat-Ionen. Die Art und das Vorkommen der

verschiedenen Metall-Spezies sind wichtige Frage-Stellungen der chemischen Wasser-Analytik und Wasser-Aufbereitung.

Bei Molekülen mit unterschiedlicher Polarität, wie zum Beispiel vielen amphiphilen Lipiden, richtet sich die Wasser-Löslichkeit bzw. Wasser-Affinität nach dessen Ausrichtung. Diesen Effekt machen sich fast alle Lebewesen mit ihren Bio-Membranen zunutze. Man spricht in diesem Kontext auch von einer Hydrophilie oder Hydrophobie.

2.4 Hydratation

Allgemein: Solvatation ist die Tendenz der Ionen, Lösemittel-Moleküle unter Freiwerden von Energie zu binden und damit die Energie zum Aufbrechen der Gitter-Bindungen (Gitter-Energie) zu kompensieren. Von Hydratation spricht man, wenn es sich beim Lösemittel um Wasser handelt.

- Anlagerung von Lösemittel-Molekülen (Wasser-Molekülen) über Ion-Dipolwechselwirkungen
- Zahl der angelagerten Moleküle, die Solvatationszahl (Hydratationszahl), beträgt meist 6 oder weniger
- Alle angelagerten Moleküle bilden eine größere Solvat-Hülle (Hydrat-Hülle), die das Ion bei Bewegungen mit sich trägt

Alle angelagerten Moleküle bilden eine größere Solvat-Hülle (Hydrat-Hülle), die das Ion bei Bewegungen mit sich trägt. Die Hydratisierung erfolgt aufgrund der elektrostatischen Kräfte zwischen den geladenen Ionen und den Wasser-Dipolen (Ion-Dipol-Wechselwirkung). Unter Ausbildung von Wasserstoff-Brücken zu der ersten Hydrat-Hülle können sich weitere Wasser-Moleküle anlagern und so eine weitere Hydrat-Sphäre bilden. Bei der Hydratation entscheidet die Differenz zwischen der exothermen Hydratation und dem endothermen Gitter-Abbau, ob eine Erwärmung oder eine Abkühlung der Lösung eintritt. Wärme-Mischungen (Schwefelsäure in Wasser) und Kälte-Mischungen (Salze in Wasser) ermöglicht. Wasser löst Salze wie NaCl auf, indem es die Na^+ und die Cl^- -Ionen hydratisiert. Unpolare Lösemittel können Salze nicht lösen.

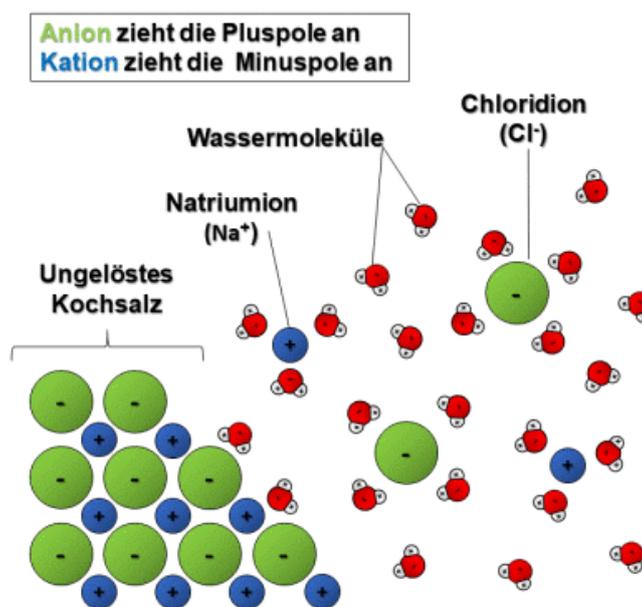


Abb. 7: Lösen von Kochsalz (NaCl) in Wasser
(Durch die 2D Projektion werden Wasser-Moleküle ober- und unterhalb der Ionen nicht angezeigt).

3 Physikalische Eigenschaften

Unter Normal-Bedingungen ist Wasser eine Flüssigkeit. Es ist der einzige bekannte Stoff, der in der Natur in allen drei klassischen Aggregat-Zuständen existiert. Das Phasen-Diagramm (siehe Abb. 8) zeigt dabei, in wie weit der Aggregat-Zustand des Wassers von Temperatur und Druck abhängt. Der kritische Punkt des Wassers liegt bei 647 K und $2,21 \cdot 10^7$ Pa, der Tripelpunkt bei $0,01^\circ\text{C}$ und $611,657 \pm 0,010$ Pa.

3.1 Schmelz- und Siede-Punkt

Schmelz- und Siedepunkt des Wassers haben in der Natur eine so große Bedeutung, dass sie unter anderem als Fix-Punkte für mehrere Temperatur-Skalen benutzt wurden. Beide sind dabei recht ungewöhnlich.

Im Vergleich zu chemisch ähnlichen Verbindungen wie Schwefelwasserstoff (-61°C), Selenwasserstoff (-41°C) oder Tellurwasserstoff (-2°C) hat Wasser einen relativ hohen Siede-Punkt. Die obige Zunahme liegt an der ebenfalls zunehmenden molaren Masse und der dadurch höheren Energie-Menge, die notwendig ist, um den jeweiligen Stoff in den gasförmigen Aggregat-Zustand zu überführen. Methan hat beispielsweise eine dem Wasser recht ähnliche molare Masse und siedet unter Normal-Druck bei -164°C . Nimmt man die molare Masse des Wassers als alleiniges Merkmal, so müsste es demnach einen Siede-Punkt von -80°C besitzen. Dieser liegt jedoch bei 100°C , also um ganze 180 K höher. Falls Wasser den aus der molaren Masse abgeleiteten Regeln entspräche, so müsste es folglich bei Raum-Temperatur als Gas und nicht als Flüssigkeit vorliegen.

Das gleiche Bild zeigt sich auch beim Schmelz-Punkt, er beträgt -86°C bei Schwefelwasserstoff, -66°C bei Selenwasserstoff und -49°C bei Tellurwasserstoff. Bei Wasser müsste er nach der molaren Masse bei etwa -100°C liegen, tatsächlich liegt er aber bei 0°C . Vergleicht man den Bereich, in dem Wasser als Flüssigkeit vorkommt, so ergibt sich eine Spanne von 20 K für den Fall, dass man allein die molare Masse betrachtet. In der Realität ist diese Spanne mit 100 K jedoch erheblich größer.

All diese Besonderheiten ergeben sich durch den Aufbau des Wasser-Moleküls und dessen Neigung über Wasserstoff-Brücken-Bindungen vernetzte Cluster. Diese zusätzlichen Bindungen, die bei den anderen Stoffen nicht vorkommen, müssen bei jedem Phasen-Übergang zusätzlich überwunden bzw. berücksichtigt werden.

Wasser siedet also unter Normal-Bedingungen bei 100°C und Eis schmilzt bei 0°C . Wasser erstarrt demnach bei 0°C ; es kann allerdings auch bei Normal-Bedingungen unter 0°C noch als Flüssigkeit vorliegen. Es handelt sich dann um unterkühltes Wasser. Der Siede-Punkt des Wasser ist allerdings stark vom Sättigungs-Dampfdruck abhängig. Die Siede-Temperatur sinkt bei Annäherung an den Tripel-Punkt zusammen mit dem Siededruck und beide erreichen an diesem Punkt ihr Minimum. Wasser lässt sich zudem aber auch etwas über seinen Siede-Punkt hinaus erhitzen, was man als Siede-Verzug bezeichnet.

Im Wasser gelöste Stoffe verändern Siede- und Schmelz-Punkt. So weist Wasser eine molare Schmelzpunkt-Erniedrigung von $1,853 \text{ K} \cdot \text{kg/mol}$ und eine molare Siedepunkt-Erhöhung von $0,513 \text{ K} \cdot \text{kg/mol}$ auf.

Eine Besonderheit beim Erstarren von Wasser ist der, nach seinem Entdecker benannte, Mpemba-Effekt, wonach heißes Wasser schneller gefriert als kaltes.

3.2 Sublimation und Resublimation

Im Temperatur-Bereich von etwa 0 bis 273,16 K ($-273,15$ bis $0,01^\circ\text{C}$) und einem Druck-Bereich von Vakuum bis ungefähr 0,006 bar, also im Bereich unterhalb des Tripel-Punktes, existiert Wasser nicht in flüssiger Form, sondern nur gasförmig und fest. Eis geht in diesem Bereich, also am Sublimations-Punkt, direkt in den gasförmigen Zustand über,

ohne dass eine Aggregat-Zustands Änderung in eine Flüssigkeit stattfindet. Dieser Vorgang wird als Sublimation bzw. in Gegen-Richtung als Resublimation bezeichnet. Im Vakuum findet die Sublimation bis fast 0 K (-273,15°C) statt. Die Obergrenze ist hingegen durch den Tripel-Punkt gegeben.

3.3 Zustands-Diagramm

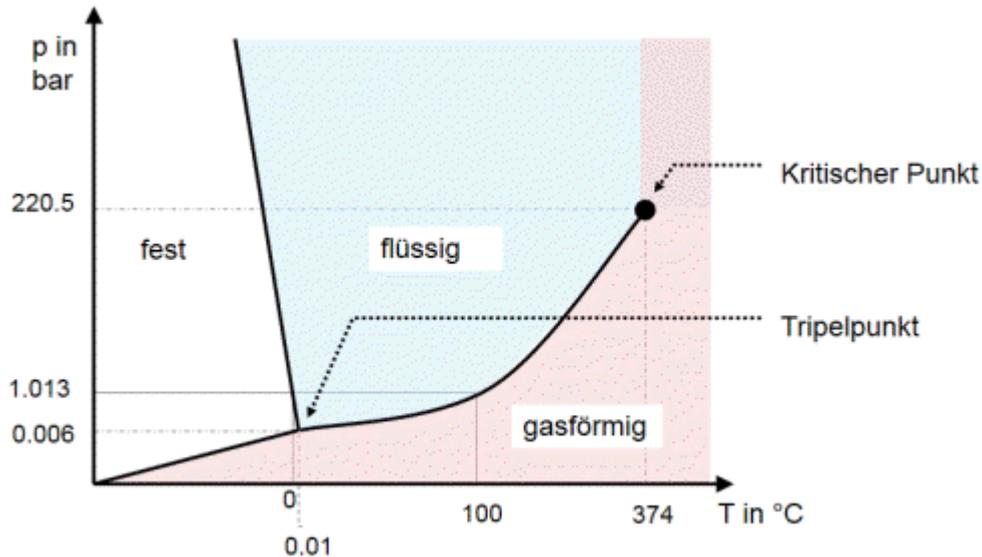


Abb. 8: Zustands-Diagramm

Die Schmelzdruck-Kurve (fest/flüssig) hat eine negative Steigung im Gegensatz zu anderen „normalen“ Phasen-Diagrammen, bei denen eine positive Steigung zu beobachten ist. Der Schmelz-Punkt sinkt mit zunehmendem Druck, was zur Folge hat, dass das Volumen kleiner wird und die Dichte steigt. Das Eis verflüssigt sich also auch bei steigendem Druck bereits bei niedrigen Temperaturen wieder. Diesen Effekt macht man sich z. B. beim Schlittschuh-Laufen zu nutzen. Die scharfen Kufen eines Schlittschuhs erhöhen den Druck auf das Eis und verflüssigen es, wodurch man dann darauf „gleiten“ kann.

3.4 Spezifische Wärme-Kapazität

Flüssiges Wasser hat eine sehr hohe spezifische Wärme-Kapazität von 4187 J/kgK, man braucht also für die Erhitzung eines Kilogramms um ein Kelvin 4,2 Kilojoule an thermischer Energie. Das bedeutet, dass Wasser im Vergleich mit anderen Flüssigkeiten recht viel Energie aufnehmen kann, ohne dass sich die Temperatur dabei deutlich erhöhen würde. Auch wird dadurch beim Abkühlen ebenso viel Energie wieder frei.

Wasser-Dampf hat eine spezifische Wärme-Kapazität von 1870 J/kgK und Eis 2060 J/kgK. Feste Stoffe haben in der Regel eine deutlich niedrigere spezifische Wärme-Kapazität. So hat etwa Blei eine Wärme-Kapazität von 129 J/kgK, Kupfer eine von 380 J/kgK.

3.5 Schmelz- und Verdampfungs-Wärme

Für die Wandlung von 0°C kaltem Eis in 0°C kaltes Wasser muss eine Energie von 332,5 kJ/kg aufgebracht werden. Zur Umwandlung von 100°C warmen Wasser in 100°C warmen Dampf werden 2.257 kJ/kg benötigt. Um 0°C kaltes Wasser in 100°C warmen Dampf zu ändern, benötigt man $100 \text{ K} \cdot 4 \text{ kJ/kgK} + 2.257 \text{ kJ/kg} = 2.657 \text{ kJ/kg}$. Die Verdampfungs-Wärme des Wassers liegt wesentlich höher als die Verdampfungs-Wärme von anderen Flüssigkeiten, Methanol hat im Vergleich nur eine Verdampfungs-Wärme von 845 kJ/kg und Quecksilber sogar nur eine von 285 kJ/kg.

In der Meteorologie kommen Schmelz- und Verdampfungs-Wärme im Rahmen der latenten Wärme eine große Bedeutung zu.

3.6 Wärme-Leitfähigkeit

Wasser hat im Vergleich zu anderen Flüssigkeiten eine hohe Wärme-Leitfähigkeit, aber im Vergleich mit einigen Metallen eine sehr geringe. Die Wärme-Leitfähigkeit des Wassers nimmt mit steigender Temperatur zu, Eis leitet Wärme jedoch wesentlich besser als flüssiges Wasser.

Bei 20°C weist Wasser eine Wärme-Leitfähigkeit 0,60 W/mK auf. Zum Vergleich: Kupfer 394 W/mK und Silber 429 W/mK.

3.7 Dichte und Dichte-Anomalie

Wasser hat unter Normal-Druck bei 4°C sein Dichte-Maximum von 1,0000 g/cm³. Erfolgt eine Temperatur-Verringerung hin zum festen Aggregat-Zustand dehnt sich das Wasser aus. Die Dichte nimmt also bei Temperaturen unterhalb von 4°C ab. Eine Temperatur-Erhöhung über 4°C führt ebenfalls zu einer Abnahme der Dichte und folglich zur Ausdehnung. Somit ist Wasser bei Temperaturen ober- bzw. unterhalb von 4°C leichter als Wasser von 4°C.

Dieses Verhalten des Wassers ist anormal und wird als Dichte-Anomalie bezeichnet. Denn normalerweise wird im festen Aggregat-Zustand eine hohe Fern-Ordnung durch Ausbildung eines Kristall-Gitters eingenommen. Dies entspricht einer Zunahme der Dichte. Im flüssigen Zustand sollte durch die höhere Geschwindigkeit der Moleküle ein größeres Volumen ausgefüllt werden und die Dichte abnehmen. Im gasförmigen Zustand sollte dann die maximale Unordnung der Moleküle erreicht sein und eine gleichmäßige Verteilung über den zur Verfügung stehenden Raum erfolgen.

Die Anomalie des Wassers gründet sich in der Verkettung der Wasser-Moleküle über Wasserstoff-Brücken-Bindungen. Im festen Zustand bilden die Wasser-Moleküle über H-Brücken eine weitmaschige, von zahlreichen Hohl-Räumen durchsetzte Kristall-Struktur. Es erfolgt eine Volumen-Zunahme um ca. 11%. Im flüssigen Zustand ist diese Kristall-Struktur teilweise zerstört. Beim Schmelzen brechen ca. 15% der H-Brücken auf. Die Moleküle sind also dichter gepackt. Bei 0°C kommen im flüssigen Wasser aber neben „freien Wasser-Molekülen“ sowie dicht gepackten auch Wasser-Cluster und Wasser-Eis-Kristalle, aus bis zu 100 Molekülen, vor. Die zunehmende Spaltung dieser Wasser-Eis-Kristalle bedingt beim weiteren Erwärmen das Anwachsen der Dichte des Wassers bis 4°C. Ab diesem Dichte-Maximum wird die Volumen-Abnahme infolge der „Entkristallisierung“ durch die Volumen-Zunahme auf Grund der Erhöhung der Molekül-Bewegung überkompensiert. Die Dichte nimmt wieder ab.

Nicht nur die Temperatur, sondern auch im Wasser gelöste Stoffe beeinflussen die Dichte. Die gelösten Teilchen verteilen sich zwischen den Wasser-Molekülen wodurch die Volumen-Zunahme gering ist und die Dichte ansteigt. Die Zunahme der Dichte entspricht dabei circa der Masse an gelösten Stoff pro Volumen.

Die Dichte-Anomalie ist in der Natur von großer Bedeutung. Denn so wird verhindert, dass Gewässer im Winter von unten her zufrieren. Die dichtesten Wasser-Schichten sinken nach unten und ermöglichen es so Wasser-Tieren und -Pflanzen, in Grundnähe zu überleben. Das oben schwimmende Eis isoliert gleichzeitig nach unten und verringert so die weitere Auskühlung in tieferen Gewässer-Schichten.

3.8 Geruch, Farbe und Geschmack

Absorptionsspektrum des Wassers liegt im Bereich von 200 nm bis 0,1 mm.

Wasser ist im reinen Zustand geschmack- und geruchlos. Da es Licht verstärkt im roten sichtbaren und im nahen Infrarot-Bereich absorbiert, erscheint Wasser blau, was allerdings erst in dickeren Schichten ab einigen Metern auch mit dem bloßen Auge wahrnehmbar ist. Bei im Wasser gelösten Stoffen kann es zu einer deutlichen Veränderung dieser Eigenschaften kommen, was durch den spektralen Absorptionsgrad beschrieben wird. Färbung und Trübung des Wassers in Abhängigkeit von den ihm enthaltenen Substanzen spielen eine wichtige Rolle als Indikatoren für die Wasser-Qualität sowie auch als Untersuchungs-Methode in der Wasser-Analytik.

3.9 Optische Eigenschaften

Tritt Licht von der Luft ins Wasser ein, so wird es abgelenkt (gebrochen). Dieser Effekt ist mit einer Brechzahl von 1,33 für sichtbares Licht allerdings deutlich schwächer als zum Beispiel beim Übergang Luft-Glas oder Luft-Diamant. Das Reflektionsvermögen der Oberfläche Wasser-Luft beträgt bei senkrechtem Einfall 2%. Trifft Licht vom Wasser her auf die Wasser-Luft-Oberfläche, so kommt es ab einem Grenzwinkel von 49° zur Total-Reflexion, das heißt die Licht-Strahlen treten nicht aus dem Wasser aus, sondern werden reflektiert. Dieser Winkel ist ebenfalls vergleichsweise gering.

Die Licht-Brechung führt beim Menschen zu optischen Täuschungen, da man ein Objekt unter Wasser an einem anderen Ort sieht, als an dem es tatsächlich ist. Tiere, die auf den Fisch-Fang spezialisiert sind, wie beispielsweise der Fisch-Reiher, lassen sich nicht täuschen, sie berücksichtigen diese Bild-Versetzung der Beute und treffen es deshalb haargenau. Da Wasser viel sichtbares Licht durchlässt und bricht, ermöglicht dies auch die Existenz von Lebewesen wie zum Beispiel Algen im Wasser, die Licht zum Leben benötigen. Auch viele optische Effekte sind an das Wasser geknüpft. So wird zum Beispiel ein Regenbogen durch Wasser-Tröpfchen oder ein Halo-Phänomen durch Eis-Kristalle hervorgerufen.

3.10 Spezifischer Widerstand und elektrische Leitfähigkeit

Temperatur-Abhängigkeit des spezifischen Widerstandes von Reinst-Wasser

Chemisch reines Wasser ist bei einem pH-Wert von 7 nur in geringem Umfang in die elektrischen Ladungsträger H_3O^+ und OH^- dissoziiert. Es besitzt daher einen hohen spezifischen Widerstand von $18,2 \cdot 10^6 \text{ Ohm} \cdot \text{cm}$ sowie einen spezifischen Leitwert von $0,0549 \cdot 10^{-6} \text{ S/cm}$ (bei 25°C). Die Temperatur-Abhängigkeit beträgt dabei ungefähr 1,5 bis 2% pro Grad Celsius. Gelöste Salze und Säuren erhöhen die Ladungsträger-Konzentration. Bereits Leitungswasser erreicht je nach Mineral-Gehalt bis etwa die 10.000-fache Leitfähigkeit von ca. $0,5 \text{ mS/cm}$, Meerwasser erreicht Werte von 50 mS/cm . Beim Löschen von elektrischen Kabeln oder Geräten mit Wasser kann es daher passieren, dass durch das Wasser eine leitfähige Verbindung stromführender Teile bis hin zum sogenannten Kurzschluss entsteht oder, dass die löschende Person selbst über das Wasser Teil eines Stromkreises wird (Elektrischer Schlag).

3.11 Viskosität

Die Viskosität (Zähigkeit) des Wassers bei 20°C beträgt $1,0 \text{ mPa} \cdot \text{s}$. Es hat damit eine höhere Viskosität als Petroleum ($0,65 \text{ mPa} \cdot \text{s}$ bei 20°C), aber auch eine niedrigere als zum Beispiel Quecksilber ($1,5 \text{ mPa} \cdot \text{s}$ bei 20°C). Die Viskosität des Wassers nimmt durch die abnehmende Zahl von Wasserstoff-Brücken-Bindungen mit zunehmender Temperatur recht schnell ab und erreicht am Siedepunkt $0,283 \text{ mPa}$.

Auch wird die Viskosität durch eventuell gelöste Stoffe stark beeinträchtigt. Dies besonders für langkettige Polyelektrolyte, im Vergleich jedoch nur in geringem Ausmaß für organische Polymere mit kugelförmigen Molekülen. Neben der Konzentration ist also auch die Art des gelösten Stoffes von entscheidender Bedeutung für die Viskosität.

3.12 Oberflächen-Spannung

Wasser weist eine vergleichsweise große Oberflächen-Spannung auf, da sich die Wasser-Moleküle gegenseitig relativ stark anziehen. Die Oberflächen-Spannung beträgt etwa 73 mN/m bei 20°C und nimmt bei zunehmender Temperatur ab. Wegen der großen Oberflächen-Spannung können beispielsweise Wasser-Läufer sich auf dem Wasser bewegen. Bei Wasch-Vorgängen ist Oberflächen-Spannung hinderlich, weshalb in Waschmitteln grenzflächen-aktive Stoffe (Tenside) enthalten sind, die die Oberflächen-Spannung senken. Deren Vorkommen ist in natürlichen Wässern jedoch gering.

3.13 Benetzbarkeit

Bei einer glatten Oberfläche können Kontakt-Winkel von maximal 120° erreicht werden. Bei aufgerauten Oberflächen mit hydrophobem Charakter kann dieser Winkel jedoch auch bis zu 160° betragen, was man als Super-Hydrophobie bezeichnet. Dies machen sich viele Pflanzen über den Lotus-Effekt zu nutze.

3.14 Isotopen-Fraktionierung

Wasser-Moleküle bestehen aus verschiedenen Isotopen des Sauerstoffs und Wasserstoffs, die jeweils in unterschiedlichen Konzentrationen vorkommen. Bei bestimmten Vorgängen wie der Niederschlags-Bildung und deren Phasen-Übergängen kommt es dabei zur Isotopen-Fraktionierung, das heißt das Wasser verändert hierbei seine Isotopen-Zusammensetzung. Je nach Umgebungs-Bedingungen und der ursprünglichen Zusammensetzung ergeben sich hieraus spezifische Isotopen-Signale, die als eine Art Finger-Abdruck für unterschiedliche Prozesse und Herkunfts-Gebiete fungieren können. Anwendung findet die entsprechende Methodik vor allem in der Hydrogeologie und Paläoklimatologie.

3.15 Schweres, halbschweres und überschweres Wasser

Neben dem „normalen“ Wasser gibt es noch das „schwere Wasser“ (Deuteriumoxid, D₂O), das „halbschwere Wasser“ (HDO) und das „überschwere Wasser“ (Tritiumoxid, T₂O). Bei diesen Wässern sind die normalen Wasserstoff-Atome (Protium, Symbol H) teilweise oder ganz durch ihre schwereren Isotope Deuterium (D) oder Tritium (T) ersetzt. Schwere Wasser unterscheiden sich bezüglich ihrer physikalischen wie chemischen Eigenschaften von gewöhnlichem Wasser. Sie besitzen einen höheren Schmelzpunkt, einen höheren Siedepunkt und eine größere Dichte. Aufgrund des besonders großen Massen-Unterschieds zwischen Protium und Tritium bzw. Deuterium ist hier der kinetische Isotopen-Effekt besonders ausgeprägt. Folglich wird bei Ersatz des normalen Wassers mit schwererem Wasser bei chemischen Gleichgewichts-Reaktionen die Gleichgewichtslage verändert, was zum Beispiel im menschlichen Körper zu gesundheitlichen Folgen führen kann. Deuteriertes Wasser wird aufgrund der anderen Spin-Eigenschaften des Kern-Spins als Lösemittel für NMR-Analytik benutzt. Die Wasserstoff-Isotope des Wasser-Moleküls werden zusammen mit dem Sauerstoff-Isotop ¹⁸O als Tracer verwendet.

3.16 Weitere physikalische Daten

- Sättigungs-Dampfdruck: 31,6874 hPa (25°C)
- Wärme-Leitfähigkeit: 0,597 W/mK (20°C)
- Verdampfungs-Wärme: 2257 kJ/kg bzw. 40,8 kJ/mol

- Schmelz-Wärme: 332,5 kJ/kg
- Brechzahl: 1,33251 (25°C, sichtbares Licht) / 1,310 (Eis)
- Viskosität: 1,0 mPa*s (20°C)

Zusammenfassung. Die Eigenschaften von Wasser lassen sich auf wenige Struktur-Prinzipien zurückführen. So bedingt der Dipol-Charakter des Wasser-Moleküls zwischenmolekulare Wechselwirkungen wie Wasserstoff-Brücken. Die daraus resultierenden Eigenschaften haben eine fundamentale Bedeutung für alle Lebewesen.

Abschluss 1: *Meistens strebt man danach „normal“ zu sein und sich anzupassen. Die Anomalie des Wassers zeigt aber, dass „Anderssein“ den Unterschied macht und durchaus erstrebenswert ist.*

Abschluss 2: *Existiert also kluges Wasser? In Deutschland gibt es heute rund 5.000 Homöopathen. „Wie es wirkt, ist eine interessante Frage, aber letztlich nicht relevant“, sagt der Mediziner. „Wenn ein Patient gesund wird, ist mir erst mal herzlich egal, warum das so ist.“*

Abschluss 3: *Trotz dem alltäglichen Gebrauch und dem Wissen über seine Eigenschaften, ist Wasser kein normaler Stoff. Fast alle Stoffe verhalten sich in der Dichte anders. Demnach sind also Ethanol, Aceton, Benzol, Methanol und viele mehr „normale“ Stoffe auch, wenn sie bei weitem keine so große Alltags-Bedeutung wie Wasser haben. Gerade wegen seiner Anomalie ist das Leben auf der Erde in der Form wie wir es kennen möglich.*

Abschluss 4: *Das Volumen nimmt also von flüssig nach gasförmig und von flüssig nach fest sogar sprunghaft zu, wodurch eine enorme Kraft entstehen kann, die in der Lage ist Gefäße oder auch Straßen-Asphalt regelrecht zu sprengen, wodurch Alltags-Gefahren wie Schlag-Löcher entstehen.*

Quellen:

1. R. Ludwig, D. Paschek, ChiuZ, 2005, 39, 164-175
2. E. Riedel, Anorganische Chemie, 5. Aufl., Walter de Gruyter, Berlin New York 2002
3. A. Holleman, E. Wiberg, Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 91. Aufl., Walter de Gruyter, Berlin 1985
4. <http://de.wikipedia.org/wiki/Wasser>; [06.01.2014]
5. <http://www.klassewasser.de/content/language1/html/3653.php>; [06.01.2014]
6. <http://www.wissen.de/thema/anomalie-des-wassers?chunk=das-wassermolek%C3%BC>; [06.01.2014]
7. <http://www2.chemie.uni-erlangen.de/projects/vsc/chemie-mediziner-neu/phasen/phasendiagramme.html>; [06.01.2014]
8. http://www.wissenschaft-technik-ethik.de/wasser_dichte.html#kap03; [06.01.2014]
9. <http://www.wasserwirklichkeit.de/wasserwissen.html>; [11.08.2014] (Quelle verschollen, 21.12.2020)