

1. DAS EIS: BEDEUTUNG, VARIABILITÄT UND EIGENSCHAFTEN

Eis ist einer der drei Aggregatzustände von Wasser – neben dem flüssigen Wasser und dem gasförmigen Wasserdampf. Es kommt selbst in verschiedenen Formen vor, als Schnee, als Eis auf Seen und Flüssen, als Meereis, Gletscher, Eisschilde und Schelfeis sowie als gefrorener Boden (Permafrost), die zusammengefasst auch als Kryosphäre bezeichnet werden. Eis entsteht beim Gefrieren von Wasser bei Temperaturen unter 0 °C und weniger. Dabei bilden sich Kristallgitter, weshalb Eis eine um ca. 10 % geringere Dichte hat als Wasser und auf dem Wasser schwimmt (Kap. 1.1). Im Laufe der Erdgeschichte hat das Eis unterschiedlich große Bereiche der Erdoberfläche bedeckt. Während in der letzten Eiszeit über weiten Gebieten Nordamerikas und Skandinaviens riesige Eisschilde lagen, gibt es heute nur noch auf Grönland und der Antarktis einen Eisschild. Die in Ausdehnung und Masse wesentlich kleineren Gletscher kommen in geringen Höhen nur in höheren Breiten vor und ansonsten vor allem in Hochgebirgen. Besonders bei Schnee und Meereis unterliegt die Verbreitung deutlichen jahreszeitlichen Schwankungen, mit Minima im Sommer und Maxima im Winter (Kap. 1.2).

1.1 Physikalische und chemische Eigenschaften des Eises und seine Bedeutung

DIETMAR PASCHEK

Physikalische und chemische Eigenschaften des Eises und seine Bedeutung: Wasser ist die im Universum am häufigsten vorkommende molekulare Verbindung. Aufgrund seiner spezifischen molekularen Struktur ordnen sich benachbarte Wassermoleküle so an, dass eine sogenannte Wasserstoffbrückenbindung ausgebildet wird. In einer energetisch besonders günstigen Weise umgibt sich ein Wassermolekül mit jeweils vier weiteren Wassermolekülen in einer tetraedrischen Anordnung. In dieser Konfiguration bildet das zentrale Wassermolekül jeweils vier Wasserstoffbrücken zu seinen Nachbarn aus. Diese Anordnung ist das grundlegende Strukturmotiv des Eises. Bei Temperaturerhöhung geht diese hochgeordnete, kristalline Struktur bei 273,15 K und 1 atm in eine ungeordnete Struktur ohne Fernordnung über, bei der ein Großteil der Wasserstoffbrücken aber weiterhin erhalten bleibt: flüssiges Wasser. Im flüssigen Wasser konkurrieren ungerichtete Wechselwirkungen mit den gerichteten Wasserstoffbrücken und bewirken eine Erhöhung der Zahl der nächsten Nachbarn von 4 auf etwa 4,5. Dies führt zu einer im Vergleich zum Eis etwa 9 Prozent erhöhten Dichte und der Tatsache, dass Eis auf Wasser schwimmt. Die Volumenzunahme beim Gefriervorgang führt weiterhin dazu, dass die Schmelzdruckkurve eine negative Steigung aufweist und sich somit die Schmelztemperatur bei Druckerhöhung verringert. Auf der Eisoberfläche existiert ein mehrere Nanometer dicker Flüssigkeitsfilm, welcher dem Eis seine Schlüpfrigkeit verleiht. Werden Eispartikel in Kontakt gebracht, friert dieser Wasserfilm an den Kontaktstellen aus und stellt eine feste Verbindung her.

Physical and chemical properties of ice and their importance: Water is the most abundant molecular compound in the entire universe. Due to its particular molecular structure, neighboring water molecules tend to form a so-called hydrogen-bonded geometry. The energetically most favorable arrangement is given by a central water molecule surrounded by four water molecules in a tetrahedral fashion with one hydrogen-bond formed to each of the four neighbors. This arrangement is the basic structural element of ice. Increasing the temperature to above 273.15 K at 1 atm leads to a transformation of the highly organized crystalline structure to a disordered structure without any long-range order, in which the hydrogen-bonds stay mostly intact: liquid water. In liquid water, directional hydrogen-bonded interactions compete with unspecific van der Waals interactions, leading to an increase in the number of nearest neighbors from 4 to about 4.5. This leads to a density-increase of about 9 percent with respect to ice and is the reason for ice floating on water. The volume increase during the freezing process leads to a negative slope of the melting curve and that the melting temperature decreases with increasing pressure. The ice surface is covered with a water-layer of several nanometer thickness, making the ice slippery. When brought into contact, the water-layer between two ice-crystals freezes, and creates a solid bridge between them.

Ursprung der molekularen Bausteine des Eises

Eis ist aus der Sicht des Physikochemikers zunächst einmal nichts Anderes als die feste, kristalline Form der Substanz »Wasser«. Die übliche chemische Schreib-

weise für Wasser lautet dabei H₂O. Dies deutet dem Chemiker an, dass jedes einzelne Wassermolekül aus genau zwei Atomen des chemischen Elements Wasserstoff (H) und einem Atom des Elements Sauerstoff (O) besteht. Ein Atom des Elements Wasserstoff besteht in

mehr als 99,98 Prozent aller Fälle aus jeweils einem Proton und einem Elektron und besitzt daher die Ordnungszahl 1 im periodischen System der Elemente. Der Sauerstoff besitzt die Ordnungszahl 8 und ein Atom des Sauerstoffs besteht in der überwiegenden Zahl aller Fälle aus jeweils 8 Protonen, Neutronen und Elektronen. Es ist offensichtlich, dass Wasser in seinen verschiedenen Zustandsformen (Eis, Flüssigkeit, Dampf) eine zentrale Rolle für die Regulation des Klimas auf unserem Planeten spielt. Es ist ebenso offensichtlich, dass Wasser auch eine zentrale Funktion für das Leben auf unserem Planeten hat. Nahezu alle physiologischen Lebensprozesse und deren zu Grunde liegenden chemischen Reaktionen finden in wässriger Umgebung statt. Die Allgegenwärtigkeit des Wassers ist dabei allerdings kein Zufall, denn seine Bestandteile sind die am häufigsten (Wasserstoff: 73,9 Massenprozent) und drithäufigsten (Sauerstoff: 1,04 Massenprozent) vorkommenden chemischen Elemente im Universum (CROSWELL 1995). Das zweithäufigste Element, Helium (24 Massenprozent), ist das am wenigsten reaktive aller chemischen Elemente und geht nahezu keine chemischen Verbindungen ein. Der Wasserstoff entstand im jungen Universum durch die Bindung von Elektronen an die Protonen über die elektrostatische Coulomb-Wechselwirkung unter Ausbildung von neutralen Wasserstoffatomen. Der im Universum vorhandene Sauerstoff wurde und wird im Wesentlichen durch die nukleare Fusion von Heliumkernen im Inneren schwerer Sterne gebildet (CROSWELL 1995). Wasser ist dabei eine, im Vergleich zu seinen Bestandteilen, außerordentlich stabile chemische Verbindung. Die chemische Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser, die sogenannte Knallgasreaktion, läuft sehr schnell ab und setzt dabei eine große Menge Energie frei: Die Verbrennung von einem Kilogramm Wasserstoff ist mit der Erzeugung einer Wärmemenge von

143.000 kJ verbunden (EISENBERG & KAUZMANN 1969). Seine hohe thermodynamische Stabilität und die Häufigkeit seiner Bestandteile führen dazu, dass das Wasser die im Universum am häufigsten vorkommende molekulare chemische Verbindung darstellt (BALL 1999).

Das Wassermolekül und die Besonderheiten der intermolekularen Wasser-Wasser-Wechselwirkung im Eis

Die physikalischen Eigenschaften der kondensierten Phasen des Wassers, also des flüssigen Wassers und der Eis-Phasen, werden in hohem Maße von der besonderen Struktur und den spezifischen Eigenschaften des Wassermoleküls vorherbestimmt. Mit Hilfe der Mikrowellenspektroskopie lässt sich die Struktur von Molekülen in der Gasphase sehr genau ermitteln: In der Gasphase besitzt ein Wassermolekül einen HOH-Bindungswinkel von $104,45^\circ$ und einen OH-Bindungsabstand von $0,9584 \times 10^{-10}$ m (EISENBERG & KAUZMANN 1969). Diese besondere geometrische Struktur wiederum ergibt sich aus der bevorzugten Elektronenkonfiguration der Valenzelektronen des Wassermoleküls. Die Valenzorbitale des Sauerstoffs werden durch sp^3 -ähnliche Hybridorbitale beschrieben, welche eine tetraedrische Anordnung aufweisen. Zwei der Valenzorbitale werden von Elektronen des Sauerstoffs doppelt besetzt und bilden die sogenannten »lone-pair«-Orbitale. Die zwei verbleibenden Valenzorbitale bilden im Grundzustand die Basis der chemischen Bindungen zu den beiden Wasserstoffatomen und werden jeweils von einem Elektron des Sauerstoffs und einem Elektron des Wasserstoffs besetzt. Aufgrund der höheren Elektronenaffinität des Sauerstoffs im Vergleich zum Wasserstoff wird das Sauerstoffatom negativ polarisiert, während die Wasserstoffatome im Wassermolekül partiell positiv geladen vorliegen. Diese Ladungsverschiebung bewirkt, dass das Wassermolekül über ein großes Dipolmoment

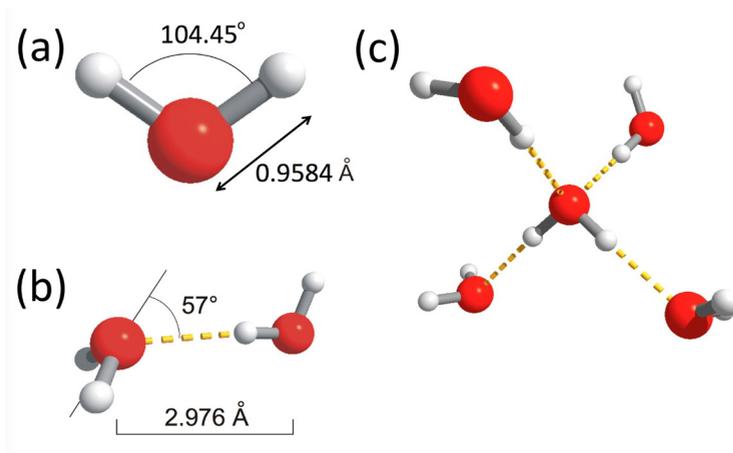


Abb. 1.1-1: (a) Molekulare Struktur eines isolierten Wassermoleküls in der Gasphase. Die beiden OH-Bindungen weisen einen Bindungsabstand von $0,9584 \times 10^{-10}$ m und einen HOH-Bindungswinkel von $104,45^\circ$ auf. (b) Gasphasenstruktur eines Wasser-Dimers unter Ausbildung einer charakteristischen Wasserstoffbrücke. (c) Energetisch günstige Anordnung von vier Wassermolekülen um ein zentrales Wassermolekül unter Ausbildung von vier Wasserstoffbrücken: Das sogenannte »Wallrafen-Pentamer« stellt den Grundbaustein der Eis I_h -Struktur dar.

von $1,85 \text{ D} = 6,17 \times 10^{-30} \text{ C} \times \text{m}$ verfügt. Die spezifische Elektronendichteverteilung im Wassermolekül führt zu einer besonderen, gerichteten intermolekularen Wechselwirkung: der sogenannten »Wasserstoffbrückenbindung«. Werden zwei Wassermoleküle in der Gasphase in Kontakt gebracht (s. *Abb. 1.2-1b*), so bilden sie ein stark gebundenes Dimer mit einer Dimerisierungsenergie von $13,2 \text{ kJ/mol}$ und einem intermolekularen O-O Abstand von nur $2,976 \times 10^{-10} \text{ m}$ (EISENBERG & KAUFMANN 1969).

Sie arrangieren sich dabei in einer Form, bei der die OH-Bindung des einen Moleküls in Richtung des Sauerstoffs des benachbarten Moleküls zeigt. Das benachbarte Molekül liegt wiederum bevorzugt so verkippt vor, dass dessen Dipolmomentvektor einen Winkel von 57 Grad mit dem intermolekularen O-O Verbindungsvektor einnimmt. Es ist bemerkenswert, dass schon das Wasserdimer dabei die im Eis und im flüssigen Wasser vorliegenden Strukturen antizipiert. Die Möglichkeit der Ausbildung von Wasserstoffbrücken ist für eine Vielzahl wichtiger Eigenschaften des Wassers und des Eises verantwortlich. Dazu gehören die hohe Verdamp-

fungsenthalpie von $40,67 \text{ kJ/mol}$ (am Siedepunkt), die relativ hohe Siedetemperatur von $373,15 \text{ K}$ und die Dichteanomalie des Wassers. Aus der Geometrie des Wasser-Dimers folgt, dass sich eine besonders günstige räumliche Anordnung von Wassermolekülen ergibt, wenn um ein zentrales Wassermolekül vier weitere Wassermoleküle in Form eines Tetraeders angeordnet werden. Diese als »Wallrafen-Pentamer« bezeichnete Struktur bildet den Grundbaustein der gewöhnlichen hexagonalen Eisstruktur (Eis I_h) und des metastabilen kubischen Eises (Eis I_c) und stellt auch ein wesentliches Strukturmerkmal des flüssigen Wassers dar.

Der molekulare Aufbau des Eises und seine daraus resultierenden Eigenschaften

Das bei $273,15 \text{ K}$ unter Atmosphärendruck gebildete Eis wird als *hexagonales* Eis I_h bezeichnet und ist ein kristalliner Festkörper, bei dem jedes Wassermolekül in Wasserstoffbrücken zu seinen vier benachbarten Wassermolekülen eingebunden ist. Die Elementarzelle des Eis I_h weist dabei eine hexagonale Geometrie auf. Röntgen-

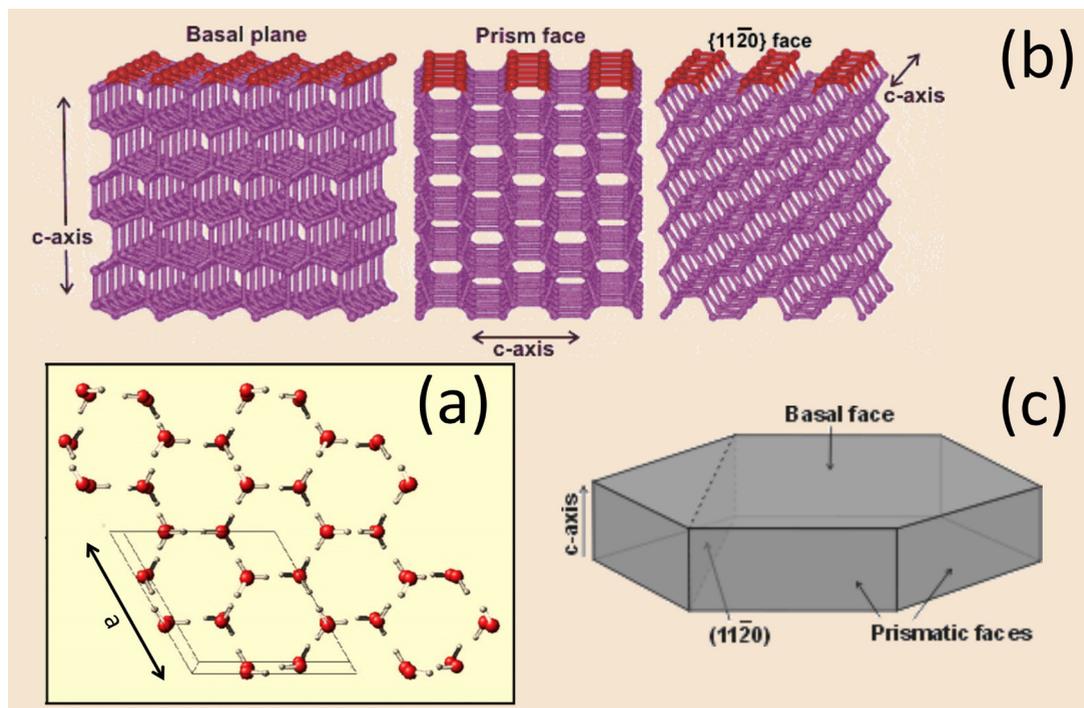


Abb. 1.1-2: Molekularer Aufbau des hexagonalen Eises (I_h) und der Vergleich zur typischen Morphologie der gebildeten Eiskristalle. Das Insert (a) zeigt einen Blick auf die hexagonale Elementarzelle in Richtung der c-Achse. Die bei einer Temperatur von 250 K gemessenen Dimensionen der Elementarzelle betragen $a = 4,518 \times 10^{-10} \text{ m}$ und $c = 7,356 \times 10^{-10} \text{ m}$. Der intermolekulare O-O-Abstand im Eis beträgt $2,76 \times 10^{-10} \text{ m}$. (b) Bevorzugte Kristallflächen mit niedriger Oberflächenenergie: Die Aufsicht auf die Basalfläche entlang der c-Achse des Kristalls, dargestellt in (a), verdeutlicht die Anordnung der Wassermoleküle in 6-zähliger (hexagonaler) Geometrie. Senkrecht dazu befinden sich die sogenannten prismatischen Flächen. (c) Das Wachstum des Kristalls erfolgt bevorzugt entlang der Kristallflächen mit niedriger Oberflächenenergie, weshalb Kristalle mit hexagonaler Morphologie entstehen.

beugungsexperimente zeigen, dass der O-O Abstand benachbarter Wassermoleküle im Eis I_h $2,76 \times 10^{-10}$ m beträgt, was etwas kürzer ist als der entsprechende Abstand im Gasphasen-Dimer (HOBBS 1974). Gleichzeitig verlängert sich der O-H Bindungsabstand innerhalb der Moleküle im Eis auf $1,011 \times 10^{-10}$ m. Dies deutet darauf hin, dass im Festkörper die Wasserstoffbrückenbindungen durch kooperative Polarsationseffekte verstärkt werden (KUHS 2007). Im Unterschied zu den meisten anderen molekularen Verbindungen ist die Dichte der festen Phase des Wassers (Eis I_h) geringer als die der flüssigen Phase (Wasser). Dies ist der Tatsache geschuldet, dass der Aufbau eines rein tetraedrisch-verknüpften Wasserstoffbrückennetzwerkes mit der Koordinationszahl 4 eine offene Struktur mit viel freiem Volumen erfordert (s. Abb. 1.1-2). Mit dem Schmelzvorgang ist ein Kollaps der perfekt geordneten Struktur mit dem Aufbrechen von Wasserstoffbrücken und dem Übergang zu einem kompakteren Zufallsnetzwerk verbunden. Computersimulationen konnten zeigen, dass im flüssigen Wasser ein Gleichgewicht zwischen vierfach und fünffach koordinierten Wassermolekülen vorliegt (SCIORTINO et al. 1991). Am Schmelzpunkt weist das Eis mit $0,9167 \text{ g/cm}^3$ eine 8,3 Prozent niedrigere Dichte als das flüssige Wasser (Dichte: $0,9998 \text{ g/cm}^3$) auf. Dies bedeutet, dass Eis auf Wasser schwimmt, was außerordentlich

wichtig für die Biosphäre unseres Planeten ist. Eine weitere Anomalie des Wassers ist, dass sich das Gleichgewicht zwischen vierfach und fünffach koordinierten Wassermolekülen im flüssigen Wassers mit abnehmender Temperatur in Richtung auf eine vierfach-Koordination bewegt. Man kann sagen, dass die lokale Umgebung im flüssigen Wasser mit abnehmender Temperatur »eisähnlicher« wird. Dies führt dazu, dass sich flüssiges Wasser bei tiefer Temperatur wieder ausdehnt und deshalb bei 277 K (4°C) ein Dichtemaximum aufweist. Dies bedeutet, dass sich am Boden eines Sees das Wasser mit der höchsten Dichte und einer Temperatur von 4°C anreichert und somit eine Umgebung mit relativ milden Bedingungen gewährleistet.

In Abb. 1.1-2 wird die Kristallstruktur des hexagonalen Eises erläutert. Die in Abb. 1.1-2a dargestellte Elementarzelle enthält dabei genau vier Wassermoleküle. Die Aufsicht auf die Elementarzelle entlang der sogenannten c-Achse verdeutlicht die bevorzugte Anordnung der Wassermoleküle in Sechsringen, wobei sich die Sauerstoffatome eines Rings jeweils nicht in derselben Ebene befinden. Die senkrecht zur c-Achse befindliche Fläche wird als Basalfläche bezeichnet. Das Wachstum des Eiskristalls erfolgt bevorzugt entlang der Oberflächen mit besonders niedriger Oberflächenenergie. Diese entstehen dabei unter Vermeidung von offe-

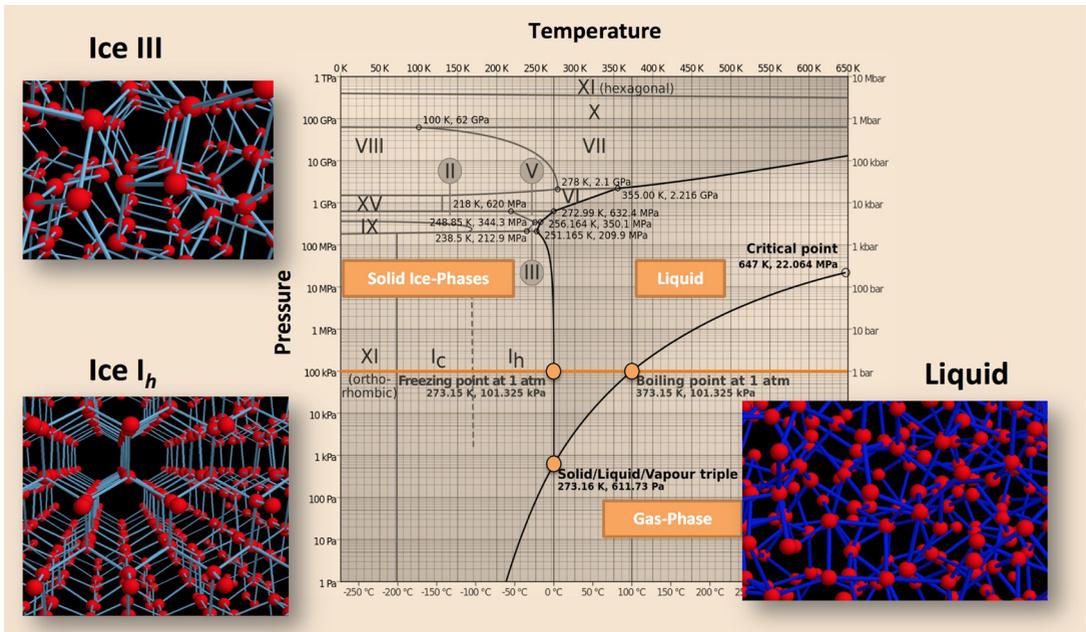


Abb. 1.1-3: Zustandsdiagramm des Wassers als Funktion des Drucks und der Temperatur. Die Linien kennzeichnen den Übergang zwischen zwei benachbarten, stabilen thermodynamischen Phasen. Der Temperaturverlauf entlang der Isobaren bei 1 atm ist als orangefarbene Linie gekennzeichnet. Neben der Flüssigkeit und der Gasphase sind die stabilen Zustandsgebiete von elf bekannten unterschiedlichen Eis-Phasen dargestellt. Die Inserts stellen die Sauerstoffpositionen und das Wasserstoffbrückennetzwerk des flüssigen Wassers, des hexagonalen Eises I_h und der oberhalb von 2100 bar stabilen Hochdruckmodifikation Eis III dar.

nen Wasserstoffbrückenbindungen. Wie in *Abb. 1.1-2b* dargestellt sind dies, neben der Basalfläche, die senkrecht dazu angeordneten, sogenannten prismatischen Flächen. Die Wachstumsgeschwindigkeit entlang der Basalfläche ist dabei im Mittel etwa 10-Mal langsamer als das Wachstum entlang der prismatischen Flächen (HOBBS 1974), weshalb bei der Kristallisation von Eis I_h aus der unterkühlten Flüssigkeit bevorzugt Kristallplättchen mit hexagonaler Morphologie entstehen (s. *Abb. 1.1-2c*). Ein wesentliches Spezifikum der Kristallstruktur des Eises ist, dass die jeweilige Orientierung der OH-Bindungen der Wassermoleküle entlang der O-O-Verbindungsachsen statistisch zufällig verteilt ist. Dabei werden allerdings die sogenannten »Eis-Regeln« nach Bernal und Fowler (BERNAL & FOWLER 1933) eingehalten: Jedes Wassermolekül ist in vier Wasserstoffbrücken zu seinen Nachbarn eingebunden und fungiert in zwei Fällen als H-Brückendonator und in zwei Fällen als H-Brückenakzeptor. Die Protonen-Fehlordnung im Eis bleibt auch bei Abkühlung des Kristalls auf den absoluten Nullpunkt bestehen, weshalb die molare Residualentropie des Eises nicht Null beträgt, sondern $R \times \ln(3/2)$, wobei R die ideale Gaskonstante bezeichnet. Aufgrund der besonderen Stärke der intermolekularen Wasserstoffbrückenbindungen wird beim Gefriervorgang eine beträchtliche Wärmemenge freigesetzt. Die Schmelzenthalpie beträgt dabei 334,8 kJ/kg. Wird monokristallines Eis einer Scherspannung ausgesetzt, so kann diese Spannung abgebaut werden, indem sich das Eis plastisch verformt. Hierbei lassen sich die Schichten entlang der Basalebene (siehe *Abb. 1.1-2b*) am leichtesten gegeneinander verschieben und verleihen dem Eis daher eine gewisse Fließfähigkeit (HOBBS 1974).

Abb. 1.1-3 zeigt das Phasendiagramm des Wassers als Funktion von Druck und Temperatur. Hierbei fällt auf, dass neben dem hexagonalen Eis noch eine Vielzahl weiterer Eis-Modifikationen existiert. Eis I_h ist etwa bis zu Drücken von 2100-2120 bar stabil. Bei Drücken von oberhalb 2100 bar wandelt sich Eis I_h bei 250 K in die kompaktere Modifikation Eis *III* um, dessen Wasserstoffbrückenstruktur in *Abb. 1.1-3* ebenfalls dargestellt ist. Die Wassermoleküle im Eis *III* sind nach wie vor bestrebt vier Wasserstoffbrücken auszubilden. Die kompaktere Struktur wird dabei allerdings erreicht, indem unter Verzerrung der idealen tetraedrischen Geometrie vermehrt Fünf-Ringe gebildet werden. Die fünfzählige Geometrie ist in der Darstellung des Eises *III* in *Abb. 1.1-3* gut zu erkennen. Die Existenz der Hochdruckmodifikationen des Eises würde auf der Erde eine Eisschicht von mindestens 23 km Dicke voraussetzen. Diese kommen daher nicht natürlich vor. Ihre Existenz ist aber beispielsweise auf dem Jupitermond Europa nicht ausgeschlossen. Die

in *Abb. 1.1-3* beschriebene Vielzahl an unterschiedlichen Hochdruckmodifikationen des Eises ergibt sich durch die Variabilität der möglichen Wasserstoffbrücken-Verknüpfungsmuster von verzerrt-tetraedrischen Strukturmotiven. Die einzige weitere mutmaßlich natürlich vorkommende Eismodifikation ist das kubische Eis I_c . Hierbei handelt es sich allerdings um keine thermodynamisch stabile Modifikation, sondern um einen metastabilen Übergangszustand, der sich letztendlich in Eis I_h umwandelt. Kubisches Eis entsteht aus stark unterkühlten Wassertropfen im Temperaturbereich zwischen 130 K und 220 K. Seine Existenz wird in den oberen Atmosphärenschichten angenommen (MURRAY et al. 2005). Analog zum Eis I_h besitzen im kubischen Eis die Wassermoleküle eine tetraedrische Umgebung. Die Sauerstoffatome bilden hierbei eine Struktur, die der Diamantstruktur äquivalent ist. Es wird angenommen, dass der im Vergleich zum hexagonalen Eis niedrigere Dampfdruck des kubischen Eises einen starken Einfluss auf die Mikrophysik und Größenverteilung von Eisparkeln in der Tropopause ausübt (MURRAY et al. 2005).

Ein charakteristisches Merkmal der Phasengrenzlinie zwischen dem hexagonalen Eis und dem flüssigen Wasser, der sogenannten Schmelzdruckkurve, ist ihre negative Steigung. Mit zunehmendem Druck verschiebt sich dabei der Schmelzpunkt des Eises zu tieferen Temperaturen. Die tiefste erreichbare Temperatur von 251,17 K wird hierbei am Tripelpunkt mit der Eis *III*-Modifikation bei einem Druck von 2099 bar gefunden. Die negative Steigung der Schmelzdruckkurve ist der Tatsache geschuldet, dass das hexagonale Eis eine niedrigere Dichte als das Wasser besitzt. Die Steigung der Gleichgewichtslinie wird entsprechend der Clausius-Clapeyron-Beziehung durch den Quotienten der Differenz der Entropien und der Volumina der beiden Phasen $(dp/dT)_{eq} = \Delta S / \Delta V$ festgelegt. Das negative Vorzeichen ergibt sich aus der Tatsache, dass hexagonales Eis eine niedrigere Entropie als Wasser besitzt, aber ein größeres Volumen aufweist. Da Eis *III* wiederum eine höhere Dichte als flüssiges Wasser besitzt, verläuft die Schmelzdruckkurve des Eises *III* wieder mit einer positiven Steigung.

Zwei charakteristische, aber scheinbar widersprüchliche Eigenschaften des Eises besitzen interessanterweise dieselbe molekulare Ursache: Eine bekannte Tatsache ist die Schlüpfrigkeit des Eises: Ein Stück Gummi besitzt auf Eis einen etwa achtfach kleineren Haftreibungskoeffizienten als auf trockenem Asphalt (HAYNES 2015). Eis kann aber auch klebrig sein. Dies gilt insbesondere für Eiskristalle, die in gegenseitigen Kontakt gebracht werden und dabei besonders leicht aneinander haften. Diese Haftfähigkeit führt beispiels-

weise dazu, dass sich einzelne Schneekristalle spontan zu Schneeflocken zusammenfügen und sich die nach einem Schneefall gebildete Schneeschicht leicht durch Sinterprozesse zu einem festen Eisverbund zusammenlagern und schließlich einen Gletscher bilden kann. Der berühmte Physiker Michael Faraday hat schon 1859 die Vermutung geäußert, dass die Ursache hierfür das Vorliegen eines dünnen Films von flüssigem Wasser auf dem Eiskristall sein könnte (FARADAY 1859). Mit Hilfe der modernen Rasterkraftmikroskopie war es möglich, die Existenz dieses Films nachzuweisen und seine Eigenschaften zu vermessen (DÖPPENSCHMIDT & BUTT 2000). DÖPPENSCHMIDT & BUTT konnten zeigen, dass kurz unterhalb des Schmelzpunktes der Flüssigkeitsfilm eine Dicke von etwa 70 nm aufweist und mit abnehmender Temperatur dünner wird. Bei 250 K beträgt die Dicke des Films nur noch etwa 12 nm. Der Effekt des Oberflächenschmelzens beginnt ab einer Temperatur von etwa 240 K. Es konnte ferner gezeigt werden, dass sich bei Gegenwart von Salz den Oberflächenfilm signifikant vergrößert. Werden zwei Eiskristalle in Kontakt gebracht, friert der Oberflächenfilm an den Kontaktstellen aus und stellt schließlich eine feste Verbindung her.

Die Moderne Physik und Chemie zeigt uns, wie sich sämtliche Eigenschaften der Materie auf die molekularen Eigenschaften ihrer Bestandteile und deren Wechselwirkungen zurückführen lassen. Dies gilt insbesondere auch für die Eigenschaften des flüssigen Wassers und des Eises. Es hat sich in gewisser Hinsicht heute bewahrheitet, was der britische Naturphilosoph und Biologe THOMAS HENRY HUXLEY im 19. Jahrhundert als Wunschvorstellung formuliert hat (HUXLEY 1869):

...wir leben in der Hoffnung und in der Zuversicht, durch Fortschritte der Molekularphysik allmählich in die Lage versetzt zu werden, den Weg von den Bestandteilen des Wassers zu den Eigenschaften des Wassers ebenso deutlich zu erkennen, wie wir das Funktionieren einer Uhr aus der Form ihrer Teile und der Art, in der sie zusammengesetzt sind, ableiten können.

Literatur

- BALL, P. (1999): H₂O - A Biography of Water. Weidenfeld & Nicholson, London.
- BERNAL, J. D. & R. H. FOWLER (1933): A theory of water and ionic solution, with particular reference to hydrogen and hydroxyl ions. *J. Chem. Phys.*, 1:515-548.
- CROSWELL, K. (1995): *Alchemy of the Heavens*. Doubleday, New York, USA.
- DÖPPENSCHMIDT, A. & H.-J. BUTT (2000): Measuring the thickness of the liquid-like layer on ice surfaces with atomic force microscopy. *Langmuir*, pp. 6709-6714.
- EISENBERG, D. & W. KAUFMANN (1969): *The Structure and Properties of Water*. Oxford University Press, London.
- FARADAY, M. (1859): *Experimental Researches in Chemistry and Physics*. Taylor and Francis, London, UK.
- HAYNES, W. M. (ed.) (2015): *CRC Handbook of Chemistry & Physics*. CRC Press, Boca Raton, USA, 96th edition.
- HOBBS, P. V. (1974): *Ice Physics*. Oxford University Press, Oxford, UK.
- HUXLEY, T. H. (1869): *On the Physical Basis of Life*. Yale College, The College Courant, New Haven, USA.
- KUHS, W. F. (ed.) (2007): *Physics and Chemistry of Ice*. RSC Publishing, Cambridge, UK.
- MURRAY, B. J., KNOPF, D. A. & A. K. BERTRAM (2005): The formation of cubic ice under conditions relevant to earth's atmosphere. *Nature*, 434:202-205.
- SCIORTINO, F., GEIGER, A. & H. E. STANLEY (1991): Effect of defects on molecular mobility in liquid water. *Nature*, 354:218-221.

Kontakt:

Dr. Dietmar Paschek
 Institut für Chemie - Theoretische u. Physikalische Chemie
 Universität Rostock
 dietmar.paschek@uni-rostock.de

Paschek, D. (2015): Physikalische und chemische Eigenschaften des Eises und seine Bedeutung. In: Lozán, J. L., H. Grassl, D. Kasang, D. Notz & H. Escher-Vetter (Hrsg.). Warnsignal Klima: Das Eis der Erde. pp. 19-24. Online: www.klima-warnsignale.uni-hamburg.de - doi:10.2312/warnsignal.klima.eis-der-erde.03