

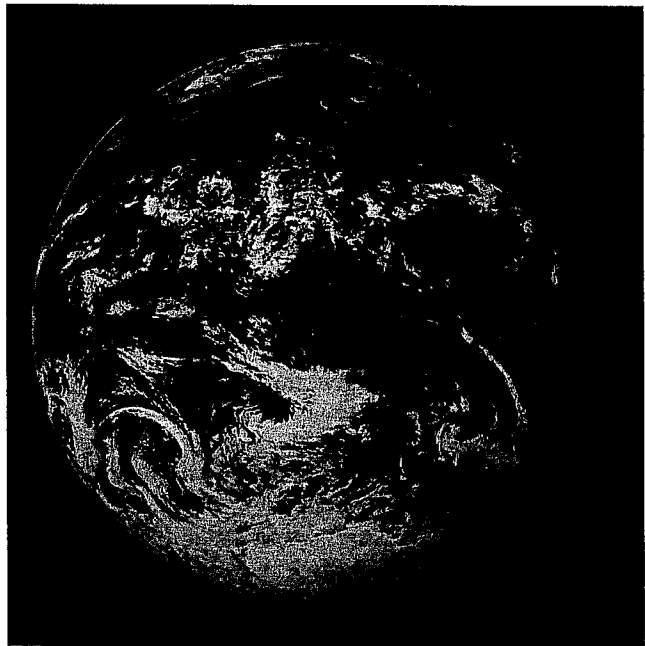
# Wasser und die Lebenstauglichkeit der Umwelt **3**

## Effekte der Polarität von Wasser

- Die Polarität der Wassermoleküle führt zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken
- Organismen sind auf die Kohäsion (gegenseitige Anziehung) von Wassermolekülen angewiesen
- Wasser gleicht Temperaturen auf der Erde aus
- Ozeane und Seen gefrieren nicht vollständig, da Eis oben schwimmt
- Wasser ist das Lösungsmittel des Lebens

## Die Dissoziation von Wassermolekülen

- Organismen reagieren empfindlich auf Änderungen des pH-Werts
- Säureniederschlag gefährdet die Lebenstauglichkeit der Umwelt



**W**enn Astronomen neu entdeckte Planeten studieren, die fremde Sonnen umkreisen, so hoffen sie darauf, in diesen abgelegenen Welten Wasser zu finden, denn Wasser ist das Medium, das Leben, wie wir es auf der Erde kennen, möglich macht. Alle uns vertrauten Organismen bestehen größtenteils aus Wasser und leben in einer Umwelt, die vom Wasser beherrscht wird. Wasser ist das biologische Element schlechthin hier auf der Erde, und möglicherweise auch auf anderen Planeten.

Das Leben auf der Erde nahm seinen Anfang im Wasser und entwickelte sich dort drei Milliarden Jahre lang, bis es sich auf dem Lande ausbreitete. Auch heutiges Leben, selbst an Land (terrestrisch), ist noch an Wasser gebunden. Die meisten Zellen sind von Wasser umgeben und bestehen selbst zu 70 bis 95% aus Wasser. Drei Viertel der Erdoberfläche ist von Wasser bedeckt. Obwohl der größte Teil dieses Wassers in flüssiger Form vorliegt, existiert

Wasser auf der Erde auch als Eis und als Wasserdampf. Wasser ist der einzige verbreitete Stoff, der in seiner natürlichen Umwelt in allen drei physikalischen Aggregatzuständen vorkommt: fest, flüssig und gasförmig. Diese drei Zustände des Wassers sind in der Ansicht der Erde aus dem Weltraum auf dem Foto auf dieser Seite zu erkennen.

Die weite Verbreitung des Wassers ist einer der Hauptgründe für die Bewohnbarkeit der Erde. In seinem zum Klassiker gewordenen Buch *The Fitness of the Environment* aus dem Jahre 1913 beleuchtet Lawrence Henson die Bedeutung des Wassers für das Leben. Zwar räumt er ein, dass sich Leben durch natürliche Selektion an seine Umwelt anpasst. Zugleich betont er aber, dass für die generelle Existenz von Leben zunächst einmal eine geeignete Umgebung Voraussetzung ist. Dieses Kapitel soll ein konzeptionelles Verständnis dafür vermitteln, wie Wasser zur Tauglichkeit der Erde für das Leben beiträgt.

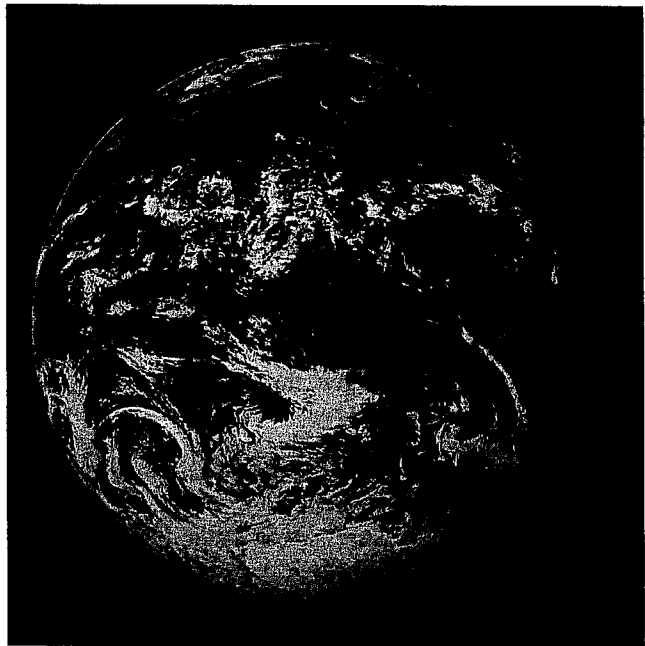
# Wasser und die Lebenstauglichkeit der Umwelt **3**

## Effekte der Polarität von Wasser

- Die Polarität der Wassermoleküle führt zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken
- Organismen sind auf die Kohäsion (gegenseitige Anziehung) von Wassermolekülen angewiesen
- Wasser gleicht Temperaturen auf der Erde aus
- Ozeane und Seen gefrieren nicht vollständig, da Eis oben schwimmt
- Wasser ist das Lösungsmittel des Lebens

## Die Dissoziation von Wassermolekülen

- Organismen reagieren empfindlich auf Änderungen des pH-Werts
- Säureniederschlag gefährdet die Lebenstauglichkeit der Umwelt



**W**enn Astronomen neu entdeckte Planeten studieren, die fremde Sonnen umkreisen, so hoffen sie darauf, in diesen abgelegenen Welten Wasser zu finden, denn Wasser ist das Medium, das Leben, wie wir es auf der Erde kennen, möglich macht. Alle uns vertrauten Organismen bestehen größtenteils aus Wasser und leben in einer Umwelt, die vom Wasser beherrscht wird. Wasser ist das biologische Element schlechthin hier auf der Erde, und möglicherweise auch auf anderen Planeten.

Das Leben auf der Erde nahm seinen Anfang im Wasser und entwickelte sich dort drei Milliarden Jahre lang, bis es sich auf dem Lande ausbreitete. Auch heutiges Leben, selbst an Land (terrestrisch), ist noch an Wasser gebunden. Die meisten Zellen sind von Wasser umgeben und bestehen selbst zu 70 bis 95% aus Wasser. Drei Viertel der Erdoberfläche ist von Wasser bedeckt. Obwohl der größte Teil dieses Wassers in flüssiger Form vorliegt, existiert

Wasser auf der Erde auch als Eis und als Wasserdampf. Wasser ist der einzige verbreitete Stoff, der in seiner natürlichen Umwelt in allen drei physikalischen Aggregatzuständen vorkommt: fest, flüssig und gasförmig. Diese drei Zustände des Wassers sind in der Ansicht der Erde aus dem Weltraum auf dem Foto auf dieser Seite zu erkennen.

Die weite Verbreitung des Wassers ist einer der Hauptgründe für die Bewohnbarkeit der Erde. In seinem zum Klassiker gewordenen Buch *The Fitness of the Environment* aus dem Jahre 1913 beleuchtet Lawrence Henderson die Bedeutung des Wassers für das Leben. Zwar räumt er ein, dass sich Leben durch natürliche Selektion an seine Umwelt anpasst. Zugleich betont er aber, dass für die generelle Existenz von Leben zunächst einmal eine geeignete Umgebung Voraussetzung ist. Dieses Kapitel soll ein konzeptionelles Verständnis dafür vermitteln, wie Wasser zur Tauglichkeit der Erde für das Leben beiträgt.

## Effekte der Polarität von Wasser

Wasser ist so verbreitet, dass man leicht übersieht, was für ein besonderer Stoff mit zahlreichen ungewöhnlichen Eigenschaften es ist. Das einzigartige Verhalten des Wassers ist auf die Struktur seiner Moleküle zurückzuführen, die miteinander wechselwirken und dadurch dem Wasser neue (emergente) Eigenschaften verleihen.

### ● Die Polarität der Wassermoleküle führt zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken

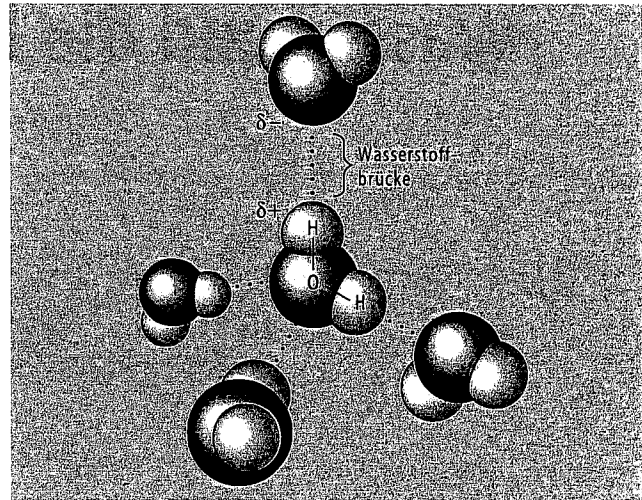
Isoliert betrachtet scheint das Wassermolekül bestechend simpel. Seine beiden Wasserstoffatome sind über kovalente Einfachbindungen an das Sauerstoffatom geknüpft. Da Sauerstoff elektronegativer ist als Wasserstoff, halten sich die Elektronen der polaren Bindungen statistisch gesehen etwas häufiger in der Nähe des Sauerstoffatoms auf. Mit anderen Worten, die Bindungen, welche die Atome in einem Wassermolekül zusammenhalten, sind polare kovalente Bindungen, wobei die Sauerstoffregion des Moleküls eine partiell negative Ladung und die Wasserstoffatome eine partiell positive Ladung haben. Das wie ein offenes V gebaute Wassermolekül ist ein **polares Molekül**, das heißt, es ist an seinen gegenüberliegenden Enden entgegengesetzt geladen (siehe Abbildung 2.13).

Die ungewöhnlichen Eigenschaften des Wassers resultieren aus der Anziehung zwischen seinen polaren Molekülen. Diese ist elektrostatisch: Der partiell positiv geladene Wasserstoff eines  $\text{H}_2\text{O}$ -Moleküls wird von dem partiell negativ geladenen Sauerstoff eines Nachbarmoleküls angezogen. So halten Wasserstoffbrücken die beiden Moleküle zusammen (Abbildung 3.1), wobei jedes Wassermolekül Wasserstoffbrücken zu maximal vier Nachbarn ausbilden kann. Zu jedem Zeitpunkt sind viele der Moleküle in einer Probe flüssigen Wassers auf diese Weise miteinander verbunden. Die außergewöhnlichen Merkmale des Wassers sind emergente Eigenschaften, die sich dadurch ergeben, dass Wasserstoffbrücken einzelne Moleküle zu höheren Strukturen verbinden.

Wir wollen vier Eigenschaften des Wassers untersuchen, die zur Tauglichkeit der Erde als Umgebung für das Leben beitragen: das kohäsive Verhalten des Wassers, seine Fähigkeit, Temperaturen zu stabilisieren, seine Ausdehnung beim Gefrieren und seine Vielseitigkeit als Lösungsmittel.

### ● Organismen sind auf die Kohäsion (gegenseitige Anziehung) von Wassermolekülen angewiesen

Wassermoleküle hängen durch ihre Wasserstoffbrücken aneinander. In flüssigem Wasser sind die Wasserstoffbrücken sehr zerbrechlich; sie sind nur ungefähr ein Zwanzigstel so stark wie kovalente Bindungen. Mit großer Schnelligkeit werden sie gebildet, gelöst und wieder ge-



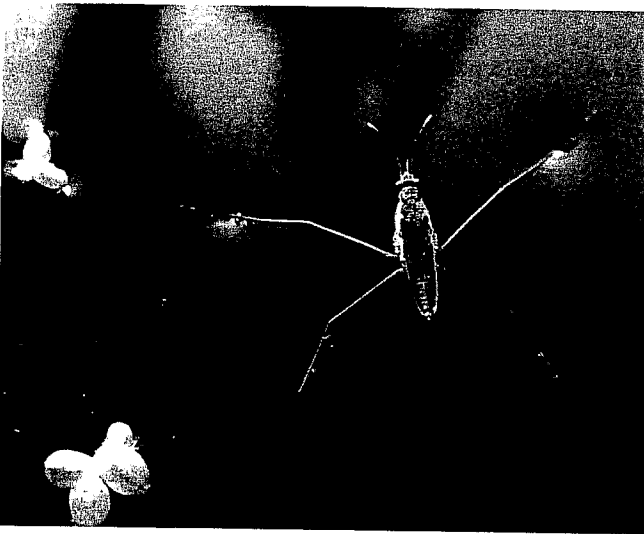
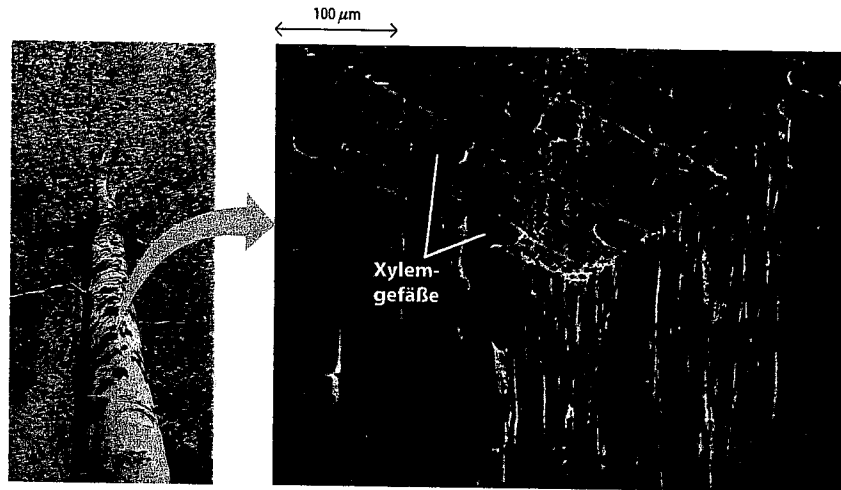
**3.1 Wasserstoffbrücken zwischen Wassermolekülen.** Die geladenen Regionen eines polaren Wassermoleküls werden von entgegengesetzt geladenen Bereichen benachbarter Moleküle angezogen (der Sauerstoff ist partiell negativ geladen, die Wasserstoffatome sind partiell positiv geladen). Jedes Molekül kann Wasserstoffbrücken zu maximal vier Partnern ausbilden. Zu jedem Zeitpunkt sind in flüssigem Wasser bei 37 °C (Körpertemperatur des Menschen) etwa 15% aller Moleküle in kurzlebigen Clustern mit vier Partnern verbunden.

bildet. Jede Wasserstoffbrücke existiert zwar nur einige billionstel Sekunden lang, aber die Moleküle formen ständig neue Brücken mit wechselnden Partnern. Daher ist zu jedem Zeitpunkt ein beträchtlicher Prozentsatz aller Wassermoleküle an seine Nachbarn gebunden, wodurch Wasser stärker strukturiert ist als die meisten anderen Flüssigkeiten. Gemeinsam halten die Wasserstoffbrücken den Stoff zusammen – ein Phänomen, das man als **Kohäsion** bezeichnet.

Die Kohäsion durch Wasserstoffbrücken hilft Pflanzen bei ihrem Wassertransport gegen die Schwerkraft. Wasser erreicht die Blätter durch mikroskopisch dünne Gefäße, die sich von den Wurzeln her bis nach oben ziehen (Abbildung 3.2). Von einem Blatt verdunstetes Wasser wird sofort durch Wasser aus den Gefäßen in den Blattnerven ersetzt. Die Wassermoleküle, die von dort austreten, üben durch ihre Wasserstoffbrücken einen Zug auf die Moleküle weiter unten im Gefäß aus. Dieser aufwärts gerichtete Sog setzt sich entlang des Gefäßes bis in die Wurzel hinab fort. Die **Adhäsion**, das Aneinanderhaften zweier unterschiedlicher Stoffe, spielt hier ebenfalls eine Rolle, da die Adhäsion von Wasser an die Gefäßwände dazu beiträgt, dem Zug der Schwerkraft nach unten entgegenzuwirken.

Verwandt mit der Kohäsion ist die **Oberflächenspannung**, ein Maß für die Schwierigkeit, die Oberfläche einer Flüssigkeit auszudehnen oder zu zerstören. Wasser hat eine größere Oberflächenspannung als die meisten anderen Flüssigkeiten. An der Grenzfläche zwischen Wasser und Luft befindet sich eine geordnete Schicht von Wassermolekülen, die untereinander und mit dem darunter liegenden Wasser über Wasserstoffbrücken verbunden sind. Dadurch verhält sich Wasser, als sei es mit einem un-

**3.2 Der Wassertransport in Pflanzen.** Durch die Verdunstung in den Blättern wird Wasser aus den Wurzeln durch mikroskopisch dünne Leitungsbahnen, die man Xylemgefäße nennt (hier in einem Baumstamm), nach oben gezogen. Die von Wasserstoffbrücken erzeugte Kohäsion hält die Wassersäule innerhalb eines Gefäßes zusammen. Außerdem wirkt die Adhäsion des Wassers an die Gefäßwand dem Abwärtszug der Schwerkraft entgegen. (REM, mit freundlicher Genehmigung von Dr. R. G. Kessel und Dr. C. Y. Shih, alle Rechte vorbehalten).



**3.3 Auf dem Wasser laufen.** Die große Oberflächenspannung des Wassers, die sich aus der kollektiven Stärke seiner Wasserstoffbrücken ergibt, erlaubt es dem zu den Wanzen gehörenden Wasserläufer (*Gerris*), auf einem Tümpel zu laufen, ohne durch die Oberfläche zu stoßen.

sichtbaren Film bedeckt, dem „Oberflächenhäutchen“. Sie können die Oberflächenspannung des Wassers beobachten, wenn Sie ein Trinkglas so weit füllen, dass sich das Wasser über den Rand wölbt. Die Oberflächenspannung des Wassers macht es beispielsweise auch möglich, Steine über einen Teich hüpfen zu lassen. Ein Beispiel mit größerer biologischer Relevanz sind einige Tiere, die auf dem Wasser stehen oder laufen können, ohne die Oberfläche zu durchstoßen (Abbildung 3.3).

### ● Wasser gleicht Temperaturen auf der Erde aus

Wasser stabilisiert die Lufttemperatur, indem es Wärme aus Luft mit höherer Temperatur absorbiert und diese gespeicherte Wärme an kältere Luft abgibt. Wasser ist deshalb als Wärmespeicher so effektiv, weil schon eine leichte

Änderung seiner Temperatur von der Aufnahme beziehungsweise Abgabe einer relativ großen Wärmemenge begleitet ist. Um diese Eigenschaft des Wassers verstehen zu können, müssen wir uns zunächst kurz mit Wärme und Temperatur auseinander setzen.

#### Wärme und Temperatur

Alles, was sich bewegt, besitzt **kinetische Energie** oder Bewegungsenergie. Atome und Moleküle haben kinetische Energie wegen ihrer ständigen, wenn auch ungerichteten Bewegung. Je schneller sich ein Molekül bewegt, desto größer seine kinetische Energie. **Wärme** ist ungeordnete Molekülbewegung. Die **Wärmeenergie** eines Objekts ist seine gesamte kinetische Energie aufgrund dieser Bewegung. Die **Temperatur** ist ein Maß für die *mittlere* kinetische Energie der Moleküle. Wenn die durchschnittliche Molekülgeschwindigkeit zunimmt, registriert ein Thermometer dies als Temperaturanstieg. Wärme und Temperatur hängen zusammen, sind aber nicht dasselbe. Ein Schwimmer, der den Ärmelkanal durchquert, besitzt zwar eine höhere Temperatur als das umgebende Wasser, der Ozean aber hat wegen seines Volumens sehr viel mehr Wärmeenergie gespeichert.

Wenn zwei Objekte mit unterschiedlicher Temperatur in Kontakt kommen, fließt Wärme von dem Körper mit der höheren Temperatur zu dem Körper mit der niedrigeren, bis beide dieselbe Temperatur erreicht haben. Die Moleküle in dem kälteren Objekt werden auf Kosten der kinetischen Energie des wärmeren Objekts beschleunigt. Ein Eiswürfel kühlt ein Getränk nicht dadurch, dass er Kälte auf die Flüssigkeit überträgt, sondern dass er beim Schmelzen Wärme absorbiert.

Wir verwenden in diesem Buch fast durchgängig die Einheit **Celsius**, um Temperaturen anzugeben (Grad Celsius wird durch °C abgekürzt). Auf Meereshöhe gefriert Wasser bei 0°C und kocht bei 100°C. Einige Male (beispielsweise in Kapitel 6) verwenden wir Kelvin (**K**), die Einheit der **absoluten Temperatur**. 1 K ist ebenso groß wie 1°C, 0°C ist 273 K, und null Kelvin ist der nicht unterschreitbare „absolute Nullpunkt“, wo die Moleküle völlig ruhen.

Eine in diesem Buch oft verwendete Wärmeeinheit ist das **Joule (J)**. 4,187 Joule ist die erforderliche Wärmemenge, um die Temperatur von einem Gramm Wasser um 1 °C zu erhöhen. Ebenso ist dies die Wärmemenge, die aus einem Gramm Wasser frei wird, wenn es sich um 1 °C abkühlt. Eine andere Wärmeeinheit ist die **Kalorie (cal)**. Eine Kalorie entspricht 4,187 J, ein Joule entspricht 0,239 cal. Die Kalorienangaben auf Lebensmittelverpackungen sind eigentlich Kilokalorien (kcal).

### Die hohe spezifische Wärmekapazität des Wassers

Die Fähigkeit von Wasser, Temperaturen auszugleichen, beruht auf seiner relativ großen spezifischen Wärmekapazität. Die **spezifische Wärmekapazität** eines Stoffes ist als diejenige Wärmemenge definiert, die aufgenommen beziehungsweise abgegeben werden muss, um die Temperatur von einem Gramm dieses Stoffes um 1 °C zu erhöhen beziehungsweise zu erniedrigen. Sie kennen die spezifische Wärmekapazität des Wassers bereits, da wir 4,187 Joule als die Wärmemenge zur Änderung der Wassertemperatur um 1 °C definiert haben. Die spezifische Wärmekapazität des Wassers beträgt also 4,187 Joule pro Gramm und Grad Celsius, abgekürzt  $4,187 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$ . Im Vergleich zu den meisten anderen Stoffen besitzt Wasser eine ungewöhnlich hohe spezifische Wärmekapazität. Ethanol zum Beispiel, der Alkohol in Getränken, hat eine spezifische Wärmekapazität von  $2,5 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$ .

Wegen seiner im Vergleich zu anderen Stoffen hohen spezifischen Wärmekapazität verändert Wasser seine Temperatur bei Aufnahme oder Abgabe einer bestimmten Wärmemenge weniger als diese. Der Grund dafür, dass man sich an dem Metallgriff eines Topfes, der auf dem Herd steht, die Finger verbrennen kann, obwohl das Wasser in dem Topf noch lauwarm ist, liegt darin, dass die spezifische Wärmekapazität des Wassers zehnmal so hoch ist wie die des Eisens. Anders ausgedrückt, man braucht nur etwa 0,42 Joule, um die Temperatur von einem Gramm Eisen um 1 °C zu erhöhen. Die spezifische Wärmekapazität kann als ein Maß dafür betrachtet werden, wie stark ein Stoff sich einer Temperaturänderung widersetzt, wenn er Wärme aufnimmt oder abgibt. Wasser sträubt sich gegen eine Änderung seiner Temperatur; passiert dies dennoch, geht es mit der Absorption oder dem Verlust einer relativ großen Wärmemenge pro Grad Temperaturänderung einher.

Wir können die hohe spezifische Wärmekapazität des Wassers, wie viele seiner anderen Eigenschaften, auf die Ausbildung von Wasserstoffbrücken zurückführen. Wärme muss absorbiert werden, um Wasserstoffbrücken zu öffnen, und Wärme wird frei, wenn sie sich ausbilden. Ein Joule Wärme erzeugt eine relativ kleine Temperaturänderung des Wassers, da ein großer Teil der Wärmeenergie aufgewendet wird, um Wasserstoffbrücken zu öffnen, bevor die Wassermoleküle überhaupt beginnen können, sich schneller zu bewegen. Und wenn die Wassertemperatur leicht absinkt, bilden sich viele zusätzliche Wasserstoffbrücken aus, die eine beträchtliche Energiemenge in Form von Wärme freisetzen.

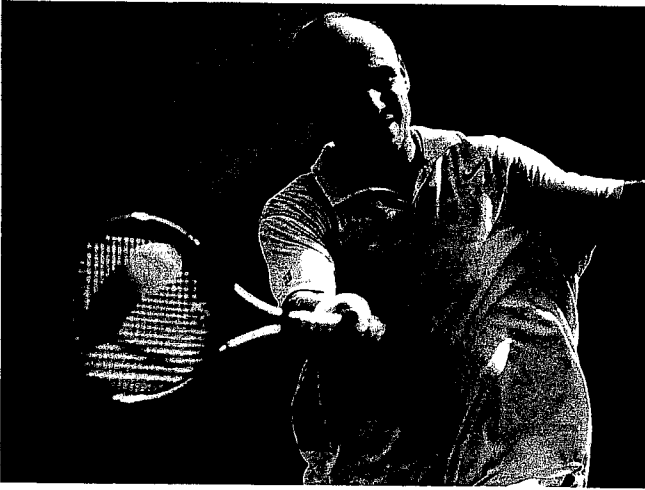
Worin besteht nun die Relevanz der hohen spezifischen Wärmekapazität des Wassers für das Leben auf der Erde? Eine große Wassermasse kann tagsüber beziehungsweise während des Sommers von der Sonne eine riesige Wärmemenge aufnehmen und speichern, wobei sie sich nur um wenige Grade erwärmt. Bei Nacht beziehungsweise im Winter kann das sich allmählich abkühlende Wasser dann die Luft erwärmen. Dies ist der Grund, warum Küstenregionen im Allgemeinen ein milderes Klima aufweisen als Gebiete im Landesinneren. Die hohe spezifische Wärmekapazität des Wassers hält auch die Meerestemperatur relativ konstant, wodurch eine günstige Umgebung für marines Leben geschaffen wird. Wegen seiner hohen spezifischen Wärmekapazität hält Wasser, das den größten Teil des Planeten Erde bedeckt, Temperaturschwankungen also innerhalb eines Bereichs, der Leben ermöglicht. Außerdem neigen Organismen, da sie hauptsächlich aus Wasser bestehen, weniger zu Schwankungen ihrer Körpertemperatur, als sie es bei einer Körperflüssigkeit mit einer niedrigeren spezifischen Wärmekapazität täten.

### Verdunstungskälte

In jeder Flüssigkeit bleiben die Moleküle dicht beieinander, da sie sich gegenseitig anziehen. Moleküle, die sich schnell genug bewegen, um diese Anziehungskräfte zu überwinden, können die Flüssigkeit verlassen und in die Gasphase übertreten. Diese Umwandlung von einer Flüssigkeit in ein Gas nennt man Verdunstung oder Verdampfung. Die Geschwindigkeit der Molekülbewegung variiert; wie Sie sich erinnern, beschreibt die Temperatur die *durchschnittliche* kinetische Energie der Moleküle. Selbst bei niedriger Temperatur können daher die schnellsten Moleküle in die Luft entweichen. Etwas Verdunstung findet bei jeder Temperatur statt; ein Glas Wasser zum Beispiel verflüchtigt sich letztlich sogar bei Raumtemperatur. Wenn eine Flüssigkeit erhitzt wird, erhöht sich die durchschnittliche kinetische Energie ihrer Moleküle, sodass sie schneller verdampft.

Die **Verdampfungswärme** ist diejenige Wärmemenge, die eine Flüssigkeit absorbieren muss, um ein Gramm von ihr von der flüssigen Phase in die Gasphase zu überführen. Verglichen mit den meisten anderen Flüssigkeiten besitzt Wasser eine hohe Verdampfungswärme. Pro Gramm bei Raumtemperatur verdampften Wassers werden etwa 2400 Joule Wärme benötigt – fast das Doppelte der Menge, die zur Verdampfung von einem Gramm Alkohol oder Ammoniak notwendig ist. Die hohe Verdampfungswärme des Wassers ist eine weitere emergente Eigenschaft, die durch Wasserstoffbrücken hervorgerufen wird. Diese müssen nämlich geöffnet werden, damit die Moleküle aus der flüssigen Phase austreten können.

Die hohe Verdampfungswärme des Wassers trägt dazu bei, das Klima der Erde auszugleichen. Eine beträchtliche Menge der Sonnenwärme, die von den tropischen Meeren aufgenommen wurde, wird bei der Verdunstung (**Evaporation**) von Oberflächenwasser verbraucht. Danach setzt die feuchte tropische Luft, die zu den Polen strömt, bei ihrer Kondensation, die Regen bildet, Wärme frei.



**3.4 Verdunstungskälte.** Wegen der hohen Verdampfungswärme des Wassers kühlt die Verdunstung von Schweiß die Körperoberfläche ab.

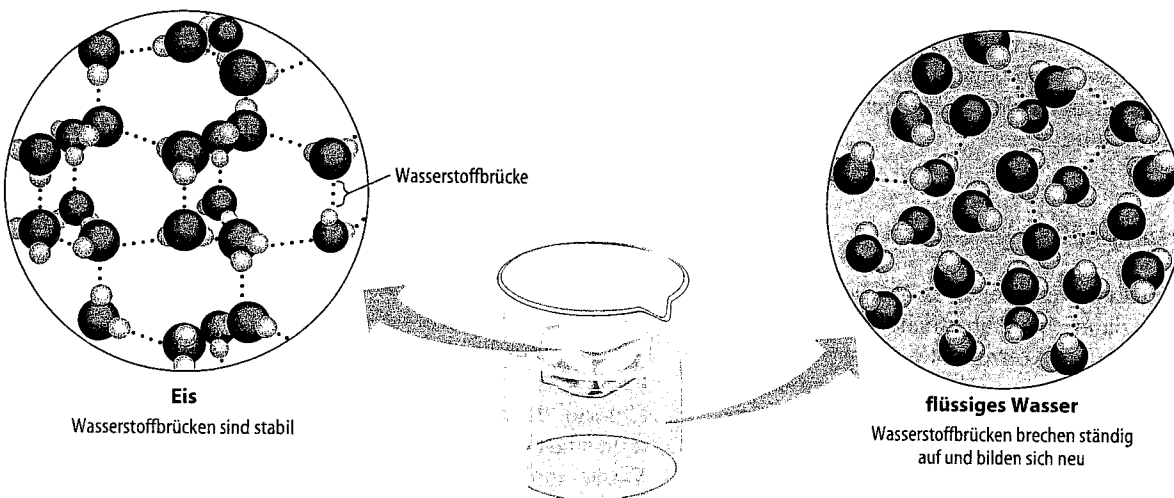
Wenn ein Stoff verdampft, kühlt sich die Oberfläche der zurückbleibenden Flüssigkeit ab. Diese **Verdunstungskälte** entsteht dadurch, dass die „heißesten“ Moleküle mit der größten kinetischen Energie am wahrscheinlichsten als Gas entweichen. Dies ist ungefähr so, als wenn die zehn schnellsten Sprinter einer Leichtathletikabteilung den Verein wechselten, wodurch die Durchschnittsgeschwindigkeit der verbleibenden Mitglieder abnehmen würde.

Die Verdunstungskälte trägt dazu bei, die Temperatur von Seen und Teichen konstant zu halten. Außerdem stellt sie einen Mechanismus dar, um Landlebewesen vor Überhitzung zu schützen. Die Verdunstung von Wasser auf den Blättern einer Pflanze zum Beispiel hilft mit, die Blattgewebe vor zu starker Erhitzung durch das Sonnenlicht zu schützen. Die Verdunstung von Schweiß auf der menschlichen Haut verbraucht Körperwärme, was zur Vermeidung

von Überhitzung an heißen Tagen oder bei erhöhter Wärmeproduktion durch anstrengende Aktivität (Abbildung 3.4) beiträgt. Hohe Luftfeuchtigkeit an heißen Tagen wird als unangenehm empfunden, weil die hohe Wasserdampfkonzentration in der Luft die Verdunstung von Körperschweiß behindert.

### ● Ozeane und Seen gefrieren nicht vollständig, da Eis oben schwimmt

Wasser ist einer der wenigen Stoffe, die als Feststoff weniger dicht sind als im flüssigen Zustand. Anders ausgedrückt: Eis schwimmt oben. Während andere Materialien sich beim Erstarren zusammenziehen, dehnt Eis sich aus. Der Grund für dieses außergewöhnliche Verhalten liegt wieder einmal in der Ausbildung von Wasserstoffbrücken. Bei Temperaturen über  $4^{\circ}\text{C}$  verhält sich Wasser wie andere Flüssigkeiten, dehnt sich also beim Erwärmen aus und zieht sich beim Abkühlen zusammen. Wasser beginnt zu gefrieren, wenn sich seine Moleküle nicht mehr heftig genug bewegen, um ihre Wasserstoffbrücken zu lösen. Wenn die Temperatur  $0^{\circ}\text{C}$  erreicht hat, bildet das Wasser ein starres Kristallgitter, wobei jedes Wassermolekül an maximal vier Partner gebunden ist (Abbildung 3.5). Die Wasserstoffbrücken halten die Moleküle „auf Armeslänge“ auseinander, was die Dichte von Eis im Vergleich zu flüssigem Wasser bei  $4^{\circ}\text{C}$  um zehn Prozent herabsetzt (sodass sich im selben Volumen zehn Prozent weniger Moleküle befinden). Wenn Eis genügend Energie aufgenommen hat, um seine Temperatur auf über  $0^{\circ}\text{C}$  ansteigen zu lassen, werden die Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen gelöst. Der Kristall kollabiert, das Eis schmilzt, und die Moleküle können wieder enger aneinander rücken. Wasser erreicht seine größte Dichte bei  $4^{\circ}\text{C}$  und beginnt danach, sich auszudehnen, wenn die Moleküle sich schneller bewegen. Wie bereits erwähnt sind jedoch selbst in



**3.5 Die Struktur von Eis.** Im Eis bildet jedes Wassermolekül in einem dreidimensionalen Kristall Wasserstoffbrücken zu vier Nachbarn aus. Da der Kristall voluminös ist, enthält Eis weniger Moleküle als das gleiche Volumen Wasser. Anders ausgedrückt, Eis ist weniger dicht als Wasser.



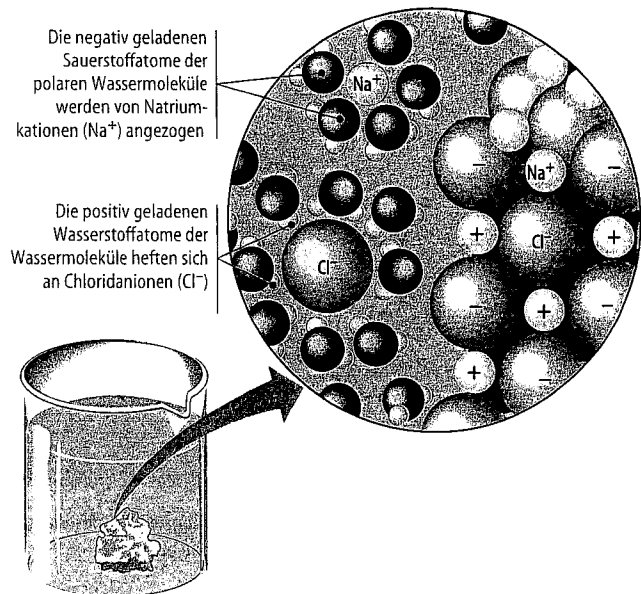
**3.6 Treibeis und die Lebenstauglichkeit der Umwelt.** Treibeis wird zu einer Barriere, die das darunter liegende Wasser vor der kälteren Luft schützt. Bei diesen unter dem Eis der Antarktis fotografierten Tieren handelt es sich um Krillkrebse (*Euphausia*).

flüssigem Wasser viele der Moleküle durch Wasserstoffbrücken – wenn auch kurzlebige – verbunden: die Wasserstoffbrücken brechen ständig auf und bilden sich neu.

Die Fähigkeit von Eis, oben zu schwimmen, da sich Wasser beim Erstarren ausdehnt, ist ein wichtiger Faktor für die Lebenstauglichkeit der Umwelt. Würde Eis zum Grund sinken, so würden irgendwann alle Teiche, Seen und sogar Ozeane vollständig gefrieren, wodurch Leben in der uns vertrauten Form auf der Erde unmöglich wäre. Im Sommer würden nur die obersten Zentimeter des Ozeans auftauen. Stattdessen isoliert das auf den großen, sich abkühlenden Wassermassen treibende Eis das darunter liegende flüssige Wasser und bewahrt es damit vor dem Gefrieren, sodass Leben unter der gefrorenen Oberfläche existieren kann (Abbildung 3.6).

### ● Wasser ist das Lösungsmittel des Lebens

Ein Stück Würfelzucker in einem Glas Wasser löst sich auf. Das Glas enthält dann eine einheitliche Mischung aus Zucker und Wasser, die Konzentration des gelösten Zuckers ist überall in der Mischung dieselbe. Eine Flüssigkeit, die eine homogene Mischung aus zwei oder mehr Stoffen darstellt, wird als **Lösung** bezeichnet. Der auflösende Bestandteil ist dabei das **Lösungsmittel**, der aufgelöste Stoff das **Gelöste** oder **Solut**. In diesem Fall ist Wasser das Lösungsmittel, Zucker das Gelöste. In einer **wässrigen Lösung** ist stets Wasser das Lösungsmittel.

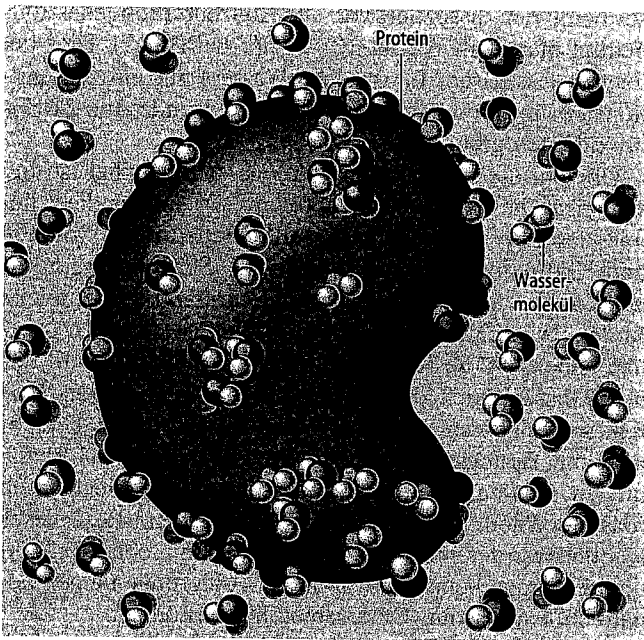


**3.7 Ein Kochsalzkristall löst sich in Wasser auf.** Eine kugelförmige Schicht aus Wassermolekülen, die so genannte Hydrathülle, umgibt jedes gelöste Ion.

Die Alchimisten des Mittelalters versuchten, ein universelles Lösungsmittel zu finden, in dem sich alles auflösen sollte. Sie fanden dabei heraus, dass nichts besser funktioniert als Wasser. Trotzdem ist Wasser kein universelles Lösungsmittel; wenn dies der Fall wäre, könnte man es in keinem Behälter aufbewahren, auch nicht in unseren Zellen. Aber Wasser ist ein sehr vielseitiges Lösungsmittel, was wir auf die Polarität des Wassermoleküls zurückführen können.

Angenommen, ein Kristall der ionischen Verbindung Natriumchlorid würde in Wasser getaucht (Abbildung 3.7). An der Kristalloberfläche sind die Natrium- und die Chloridionen dem Lösungsmittel ausgesetzt. Die Ionen und die Wassermoleküle besitzen aufgrund elektrischer Anziehung gegenseitige Affinität. Die Sauerstoffregionen der Wassermoleküle sind negativ geladen und heften sich daher an die Natriumkationen. Die Wasserstoffregionen der Wassermoleküle sind positiv geladen und werden von den Chloridanionen angezogen. Infolgedessen umhüllen Wassermoleküle die einzelnen Natrium- und Chloridionen, trennen sie und schirmen sie voneinander ab. Die Kugel aus Wassermolekülen, die jedes gelöste Ion umgibt, wird als **Hydrathülle** bezeichnet. Indem es sich von der Oberfläche des Salzkristalls nach innen vorarbeitet, löst das Wasser schließlich alle Ionen auf. Dadurch entsteht eine Lösung mit zwei darin gelösten Stoffen, Natrium und Chlorid, die homogen im Wasser, dem Lösungsmittel, verteilt sind. Auch andere Ionenverbindungen lösen sich in Wasser auf. Meerwasser zum Beispiel enthält viele gelöste Ionen, genau wie lebende Zellen.

Eine Verbindung braucht nicht ionisch zu sein, um sich in Wasser aufzulösen; auch Verbindungen aus polaren Mo-



**3.8 Ein wasserlösliches Protein.** Selbst ein Molekül von der Größe eines Proteins kann sich in Wasser lösen, wenn es genügend ionische und polare Bereiche auf seiner Oberfläche hat. Das lilafarbene Objekt soll ein einzelnes Proteinmolekül darstellen, das von Wassermolekülen umgeben ist.

lekülen, wie etwa Zucker, sind wasserlöslich. Solche Verbindungen lösen sich, wenn Wassermoleküle jedes ihrer Moleküle einhüllen. Sogar große Moleküle wie bestimmte Proteine lösen sich in Wasser, da sie auf ihrer Oberfläche ionische und polare Regionen besitzen (Abbildung 3.8). Viele verschiedene polare Verbindungen sind (neben Ionen) im Wasser biologischer Flüssigkeiten gelöst, wie zum Beispiel im Blut, im Pflanzensaft und im Zellsaft. Wasser ist das Lösungsmittel des Lebens.

#### Hydrophile und hydrophobe Stoffe

Ob ionisch oder polar, jeder Stoff, der eine Affinität für Wasser besitzt, wird als **hydrophil** bezeichnet (vom griechischen *hydro* für „Wasser“ und *philos* für „liebend“). Dieser Begriff wird selbst dann gewählt, wenn der Stoff sich nicht auflöst, beispielsweise wenn die Moleküle zu groß sind. Baumwolle etwa, ein pflanzliches Produkt, ist ein Beispiel für einen hydrophilen Stoff, der Wasser absorbiert, ohne sich aufzulösen. Baumwolle besteht aus riesigen Molekülen einer Verbindung namens Cellulose, die zahlreiche partiell positiv oder negativ geladene Regionen enthält, die von polaren Bindungen herrühren. Wasser lagert sich an die Cellulosefasern. Daher ist ein Baumwollhandtuch perfekt geeignet, um den Körper abzutrocknen, ohne sich aber nachher in der Waschmaschine aufzulösen. Cellulose kommt außerdem in den Wänden wasserleitender Gefäße von Pflanzen vor; Sie haben bereits gesehen, wie die Adhäsion von Wasser an diese hydrophilen Wände beim Wassertransport funktioniert.

Natürlich gibt es auch Stoffe, die keine Affinität zum Wasser zeigen. Nichtionische und unpolare Stoffen scheinen Wasser sogar abzustößen; sie werden als **hydrophob** bezeichnet (vom griechischen *phobos* für „fürchten“). Ein Beispiel aus der Küche ist Speiseöl, das sich bekanntlich nicht stabil mit wässrigen Substanzen wie etwa Essig mischt. Das hydrophobe Verhalten der Ölmoleküle resultiert aus dem Vorherrschen von unpolaren Bindungen in ihnen, in diesem Fall solchen zwischen Kohlenstoff und Wasserstoff, in denen die Elektronen fast gleich verteilt sind. Hydrophobe Moleküle, die mit den Ölen verwandt sind, gehören zu den Hauptbestandteilen von Zellmembranen. (Stellen Sie sich vor, was mit einer Zelle passieren würde, deren Membran sich auflöste.)

#### Die Konzentration gelöster Stoffe in wässrigen Lösungen

Biologische Chemie ist „nasse“ Chemie („Nasschemie“ ist tatsächlich ein gängiger Ausdruck). In den meisten chemischen Reaktionen des Lebens treten in Wasser gelöste Stoffe auf. Um zur Chemie des Lebens Experimente durchzuführen, ist es wichtig zu lernen, wie man die Konzentrationen gelöster Stoffe in wässrigen Lösungen berechnet.

FORSCHUNG

Um chemische Reaktionen verstehen zu können, müssen wir wissen, wie viele Atome und Moleküle beteiligt sind. Angenommen, wir wollten eine wässrige Zuckerslösung mit einer bestimmten Konzentration an Zuckermolekülen herstellen (das heißt einer bestimmten Menge gelöster Moleküle in einem definierten Volumen Lösung). Da es unmöglich ist, einzelne Moleküle zu zählen oder auszuwiegen, messen wir Stoffe stattdessen normalerweise in der Einheit Mol. Ein **Mol** (angegeben in **mol**) entspricht zahlenmäßig der Molekülmasse eines Stoffes, allerdings gemessen in Gramm statt in Dalton. Wiegen wir als Beispiel 1 mol Zucker (Saccharose) ab, der die Summenformel  $C_{12}H_{22}O_{11}$  hat. Ein Kohlenstoffatom hat rund zwölf Dalton, ein Wasserstoffatom ein Dalton und ein Sauerstoffatom 16 Dalton. Das **Molekulargewicht** ist die Summe des Gewichts aller Atome eines Moleküls, daher beträgt das Molekulargewicht der Saccharose 342. (Molekulargewicht ist ebenso wie Atomgewicht dimensionslos, während Molekülmasse ebenso wie Atommasse in Dalton gemessen wird.) Um 1 mol Saccharose zu erhalten, wiegen wir 342 Gramm ab, das in Gramm ausgedrückte Molekulargewicht der Saccharose. (Praktischerweise ist das Molekulargewicht stets auf den Originalverpackungen von Chemikalien angegeben.)

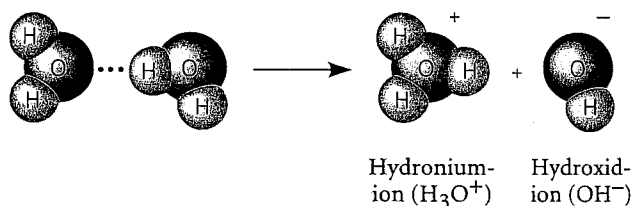
Der praktische Vorteil, die Menge einer Chemikalie in Mol zu messen, liegt darin, dass ein Mol eines Stoffes exakt dieselbe Anzahl Moleküle aufweist wie ein Mol eines jeden anderen. Wenn Stoff A ein Molekulargewicht von 10 und Stoff B eines von 100 hat, enthalten zehn Gramm von A dieselbe Anzahl Moleküle wie 100 Gramm von B. Die Zahl der Moleküle in einem Mol, bezeichnet als „Avogadro-Zahl“, ist  $6,02 \times 10^{23}$  (auch „Loschmidt-Zahl“ genannt). Ein Mol Zucker enthält  $6,02 \times 10^{23}$  Saccharosemoleküle und wiegt 342 Gramm. Ein Mol Ethanol

( $C_2H_6O$ ) enthält ebenfalls  $6,02 \times 10^{23}$  Moleküle, wiegt aber nur 46 Gramm, da seine Moleküle kleiner sind als die von Saccharose. Angaben in Mol erleichtern es Wissenschaftlern im Labor, Stoffe in festgelegten molekularen Verhältnissen zu mischen.

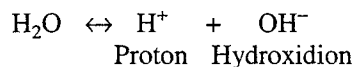
Wie würde man einen Liter (l) Lösung von 1 mol Zucker in Wasser herstellen? Man würde 342 Gramm Saccharose abwiegen und nach und nach unter Rühren Wasser zugeben, bis der Zucker sich vollständig aufgelöst hätte. Dann würde man Wasser bis zu einem Gesamtvolumen von einem Liter zufügen. Damit hätte man eine einmolare (1 mol/l) Saccharoselösung erhalten. Die **Molarität (mol/l)** – die Zahl der gelösten Moleküle pro Liter Lösung – ist die von Biologen am häufigsten für wässrige Lösungen gebrauchte Konzentrationseinheit. (Die Verwendung der alten Einheit M für Molarität wird international nicht mehr empfohlen.)

## Die Dissoziation von Wassermolekülen

Gelegentlich wird ein Wasserstoffatom, das sich zwei Wassermoleküle über eine Wasserstoffbrücke miteinander teilen, von einem Molekül zu einem anderen verschoben. Wenn dies passiert, lässt das Wasserstoffatom sein Elektron zurück; was tatsächlich übertragen wird, ist ein Wasserstoffkern, ein einzelnes **Proton** mit einer Ladung von +1. Das Wassermolekül, das ein Proton verloren hat, ist nun zu einem **Hydroxidion** ( $OH^-$ ) geworden, das eine Ladung von -1 trägt. Das Proton bindet sich an das zweite Wassermolekül, wodurch dieses zu einem **Hydroniumion** ( $H_3O^+$ ) wird. Wir können die chemische Reaktion folgendermaßen darstellen:



Obwohl genau dies passiert, ist es einfacher, sich den Vorgang als Dissoziation (Trennung) eines Wassermoleküls in ein Proton (die Bezeichnung „Wasserstoffion“ ist im Deutschen unüblich) und ein Hydroxidion vorzustellen:



Wie der Doppelpfeil andeutet, ist dies eine reversible Reaktion, die den Zustand eines dynamischen Gleichgewichts erreicht, wenn das Wasser mit derselben Rate dissoziiert, wie es aus  $H^+$  und  $OH^-$  wieder gebildet wird. Im Gleichgewicht übersteigt die Konzentration der Wassermoleküle die von  $H^+$  und  $OH^-$  bei weitem. Tatsächlich liegt in reinem Wasser nur eins von 554 Millionen Was-

sermolekülen dissoziiert vor. Die Konzentration jedes Ions beträgt in reinem Wasser  $10^{-7}$  mol/l (bei 25 °C). Dies bedeutet, dass es pro Liter reinen Wassers nur ein zehnmillionstel Mol Protonen und eine entsprechende Anzahl Hydroxidionen gibt.

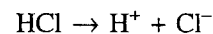
Obwohl die Dissoziation von Wasser reversibel ist und statistisch gesehen selten vorkommt, ist sie für die Chemie des Lebens von überragender Bedeutung. Protonen und Hydroxidionen sind sehr reaktiv. Schwankungen ihrer Konzentration können Proteine und andere komplexe Moleküle in einer Zelle stark beeinflussen. Wie Sie gesehen haben, ist die Konzentration von  $H^+$  und  $OH^-$  in reinem Wasser gleich, doch die Zugabe von bestimmten Stoffen, so genannten Säuren und Basen, stört dieses Gleichgewicht. Biologen verwenden die so genannte pH-Skala, um zu messen, wie sauer beziehungsweise wie basisch (das Gegenteil von sauer) eine Lösung ist. Im Rest dieses Kapitels werden wir uns mit Säuren, Basen, dem pH-Wert und der Frage befassen, warum pH-Änderungen einen negativen Einfluss auf Organismen haben können.

### ● Organismen reagieren empfindlich auf Änderungen des pH-Werts

Bevor wir uns der pH-Skala zuwenden, wollen wir besprechen, was Säuren und Basen sind und wie sie mit Wasser wechselwirken.

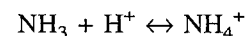
#### Säuren und Basen

Was könnte zu einem Ungleichgewicht der  $H^+$ - und  $OH^-$ -Konzentrationen in einer wässrigen Lösung führen? Wenn als Säuren bezeichnete Stoffe sich in Wasser lösen, geben sie zusätzliche Protonen an die Lösung ab. Gemäß der von den meisten Biologen verwendeten Definition ist eine **Säure** ein Stoff, der die  $H^+$ -Konzentration einer Lösung erhöht. Wenn man beispielsweise Salzsäure (HCl) in Wasser gibt, dissoziieren die Protonen von den Chloridionen:



Diese  $H^+$ -Quelle zusätzlich zur Dissoziation von Wassermolekülen führt dazu, dass die Zahl der  $H^+$  die der  $OH^-$  übersteigt. Eine solche Lösung wird als saure Lösung bezeichnet.

Ein Stoff, der die Protonenkonzentration erniedrigt, wird **Base** genannt. Einige Basen erniedrigen die  $H^+$ -Konzentration direkt, indem sie Protonen aufnehmen. Ammoniak ( $NH_3$ ) zum Beispiel wirkt als Base, wenn das ungepaarte Elektronenpaar in der Valenzschale des Stickstoffs ein Proton aus der Lösung anzieht, was zu einem Ammoniumion ( $NH_4^+$ ) führt:



Andere Basen erniedrigen die  $H^+$ -Konzentration indirekt, indem sie durch Dissoziation Hydroxidionen bilden, die

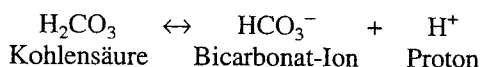
sich dann mit Protonen zu Wasser verbinden. Eine Base, die so arbeitet, ist Natriumhydroxid (NaOH), das im Wasser in seine Ionen zerfällt:



Auf jeden Fall erniedrigt eine Base die  $\text{H}^+$ -Konzentration. Lösungen mit einer höheren  $\text{OH}^-$ - als  $\text{H}^+$ -Konzentration werden als basische Lösungen bezeichnet. Eine Lösung, deren  $\text{H}^+$ - und  $\text{OH}^-$ -Konzentrationen gleich sind, wird neutral genannt.

Wie Sie sehen, werden für die Reaktionsgleichungen mit HCl und NaOH einfache Pfeile verwendet. Diese Verbindungen dissoziieren vollständig, wenn man sie mit Wasser mischt. Salzsäure wird aus diesem Grunde als starke Säure, Natriumhydroxid als starke Base bezeichnet, Ammoniak dagegen ist eine relativ schwache Base. Der Doppelpfeil in der Reaktion des Ammoniak zeigt an, dass die Bindung und Freisetzung von Protonen reversibel erfolgen. Wenn die Reaktion das Gleichgewicht erreicht hat, bleiben  $\text{NH}_4^+$  und  $\text{NH}_3$  jedoch in einem festen Mengenverhältnis zueinander.

Es gibt auch schwache Säuren, die reversibel dissoziieren und so Protonen abgeben beziehungsweise wieder aufnehmen. Ein Beispiel dafür ist die Kohlensäure, die eine essenzielle Funktion in vielen Organismen besitzt:



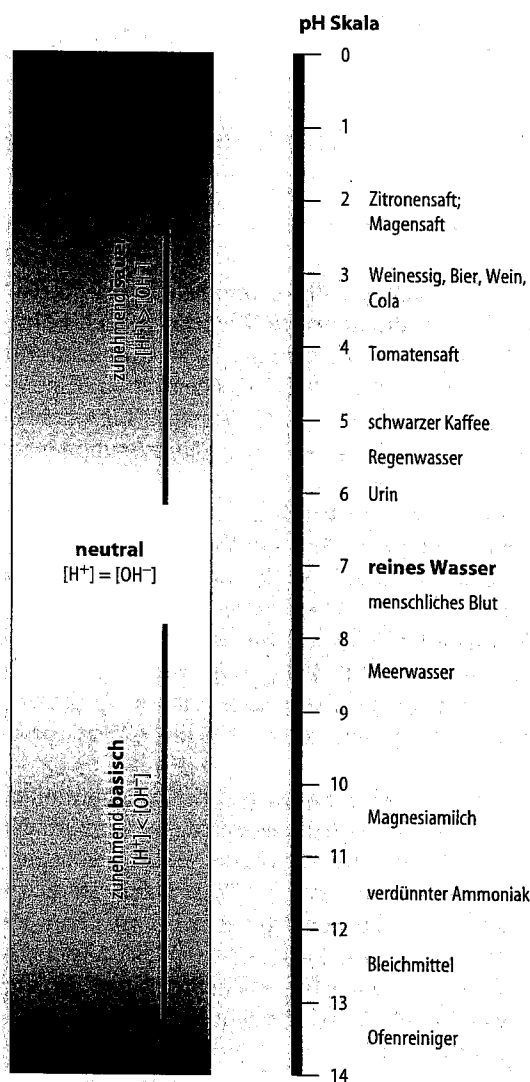
Das Gleichgewicht liegt hier so stark auf der linken Seite, dass bei Zugabe von Kohlensäure in Wasser zu jedem Zeitpunkt nur ein Prozent der Moleküle dissoziiert vorliegt. Dies ist aber immer noch genug, um das Gleichgewicht zwischen  $\text{H}^+$  und  $\text{OH}^-$  von der Neutralität zu entfernen.

### Die pH-Skala

In jeder Lösung ist das **Produkt** der  $\text{H}^+$ - und der  $\text{OH}^-$ -Konzentrationen konstant; es liegt bei  $10^{-14}$ . Dies kann folgendermaßen ausgedrückt werden:

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

In einer solchen Gleichung bezeichnen die eckigen Klammern die molare Konzentration des von ihnen eingeschlossenen Stoffes. In einer neutralen Lösung beträgt bei Raumtemperatur (25 °C)  $[\text{H}^+] = 10^{-7}$  mol/l und  $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$  mol/l,  $10^{-14}$  ist in diesem Falle also das Produkt  $10^{-7} \times 10^{-7}$ . Wenn so viel Säure zu einer Lösung gegeben wird, dass sich  $[\text{H}^+]$  auf  $10^{-5}$  mol/l erhöht, fällt  $[\text{OH}^-]$  um einen entsprechenden Betrag auf  $10^{-9}$  mol/l ( $10^{-5} \times 10^{-9} = 10^{-14}$ ). Dieses konstante Verhältnis drückt das Verhalten von Säuren und Basen in einer Lösung aus. Eine Säure bringt nicht nur Protonen in eine Lösung hinein, sondern entfernt auch Hydroxidionen aus ihr, da sich  $\text{H}^+$  mit  $\text{OH}^-$  zu Wasser verbindet. Eine Base hat den gegenteiligen Ef-



### 3.9 Der pH-Wert einiger wässriger Lösungen.

fekt; sie erhöht die  $\text{OH}^-$ -Konzentration, erniedrigt aber ebenso die  $\text{H}^+$ -Konzentration durch die Bildung von Wasser. Wenn so viel von einer Base zugefügt wird, dass die  $\text{OH}^-$ -Konzentration auf  $10^{-4}$  mol/l ansteigt, fällt die  $\text{H}^+$ -Konzentration auf  $10^{-10}$  mol/l ab. Wenn man also entweder die Konzentration von  $\text{H}^+$  oder die von  $\text{OH}^-$  kennt, kann man die des jeweiligen anderen Ions daraus ableiten.

Da die  $\text{H}^+$ - und die  $\text{OH}^-$ -Konzentrationen von Lösungen um einen Faktor von 100 Billionen oder mehr differieren können, haben die Wissenschaftler ein System entwickelt, um diese Unterschiede einfacher auszudrücken als in Mol pro Liter. Die **pH-Skala**, die von 0 bis 14 reicht (Abbildung 3.9), komprimiert den Bereich der  $\text{H}^+$ - und  $\text{OH}^-$ -Konzentrationen, indem sie sich des Logarithmus bedient. Der **pH-Wert** einer Lösung ist als negativer deka-

discher Logarithmus (mit der Basis zehn also) der Protonenkonzentration definiert:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

In neutraler Lösung beträgt  $[\text{H}^+] 10^{-7} \text{ mol/l}$ , sodass sich ergibt:

$$-\lg 10^{-7} = -(-7) = 7$$

Wie Sie dabei beachten sollten, nimmt der pH-Wert mit *steigender*  $\text{H}^+$ -Konzentration *ab*. Wichtig ist auch Folgendes: Die pH-Skala beruht zwar auf der  $\text{H}^+$ -Konzentration, impliziert aber zugleich die  $\text{OH}^-$ -Konzentration. Eine Lösung mit einem pH-Wert von 10 hat eine Protonenkonzentration von  $10^{-10} \text{ mol/l}$  und eine Hydroxidionenkonzentration von  $10^{-4} \text{ mol/l}$ .

Der pH-Wert einer neutralen Lösung liegt bei 7, dem mittleren Wert der Skala. Ein pH-Wert kleiner als 7 bezeichnet eine saure Lösung; je kleiner die Zahl, desto saurer. Der pH-Wert für basische Lösungen liegt oberhalb von 7. Die meisten biologischen Flüssigkeiten liegen mit ihrem pH-Wert zwischen 6 und 8. Es gibt allerdings ein paar Ausnahmen, zum Beispiel den stark sauren Verdauungssaft des menschlichen Magens, der einen pH-Wert von unter 2 haben kann.

Wichtig ist auch, dass Sie sich die Größenordnungen klarmachen: Jede pH-Einheit bedeutet einen zehnfachen Unterschied in der  $\text{H}^+$ - beziehungsweise  $\text{OH}^-$ -Konzentration. Wegen dieser mathematischen Eigenschaft ist die pH-Skala so kompakt. Eine Lösung mit pH 3 ist nicht etwa doppelt so sauer wie eine mit pH 6, sondern tausendmal so sauer. Auch wenn der pH-Wert einer Lösung nur leicht schwankt, ändern sich die  $\text{H}^+$ - beziehungsweise  $\text{OH}^-$ -Konzentrationen erheblich.

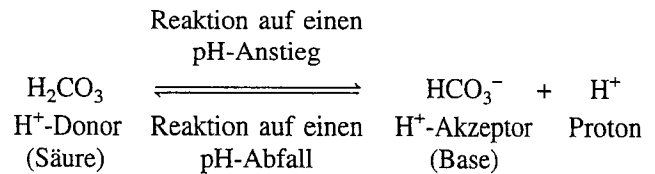
### Puffer

Der pH-Wert im Inneren der meisten lebenden Zellen liegt nahe bei 7. Selbst eine kleine pH-Änderung kann schädlich sein, da die chemischen Prozesse in der Zelle auf die Konzentration der Protonen beziehungsweise der Hydroxidionen sehr empfindlich reagieren.

Dank der Anwesenheit von Puffern widerstehen biologische Flüssigkeiten Änderungen ihres eigenen pH-Wertes nach Zugabe von Säuren oder Basen. **Puffer** sind Stoffe, die Änderungen der  $\text{H}^+$ - beziehungsweise  $\text{OH}^-$ -Konzentration in einer Lösung minimieren. Puffer im menschlichen Blut zum Beispiel halten den Blut-pH normalerweise sehr nahe bei 7,4. Ein Mensch kann nur wenige Minuten überleben, wenn sein Blut-pH auf 7,0 absinkt oder auf 7,8 ansteigt. Unter normalen Bedingungen verhindert die **Pufferkapazität** des Blutes solche pH-Schwankungen.

Ein Puffer funktioniert dadurch, dass er Protonen aus der Lösung aufnimmt, wenn diese im Überschuss vorliegen, und sie an die Lösung abgibt, wenn Mangel an ihnen besteht. Die meisten Pufferlösungen enthalten eine schwache Säure und ihre entsprechende Base, die rever-

sibel Protonen binden. Einer der Puffer, der zur pH-Stabilität des menschlichen Blutes und vieler anderer biologischer Flüssigkeiten beiträgt, ist die Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). Wie bereits erwähnt, dissoziiert sie in ein Bicarbonat-Ion ( $\text{HCO}_3^-$ ) und ein Proton ( $\text{H}^+$ ):



Das chemische Gleichgewicht zwischen Kohlensäure und Bicarbonat wirkt als pH-Regulator. Die Reaktion verlagert sich dabei auf die linke beziehungsweise rechte Seite, wenn andere in der Lösung stattfindende Prozesse Protonen freisetzen beziehungsweise entziehen. Sobald die  $\text{H}^+$ -Konzentration im Blut abfällt (das heißt der pH-Wert ansteigt), dissoziiert mehr Kohlensäure, wodurch Protonen nachgeliefert werden. Wenn dagegen die  $\text{H}^+$ -Konzentration im Blut ansteigt (der pH-Wert abfällt), wirkt das Bicarbonat-Ion als Base und entfernt die überschüssigen Protonen aus der Lösung. So besteht also das Kohlensäure-Bicarbonat-Puffersystem eigentlich aus einer Säure und einer Base, die miteinander im Gleichgewicht stehen. Die meisten anderen Puffer sind ebenfalls Säure-Base-Paare.

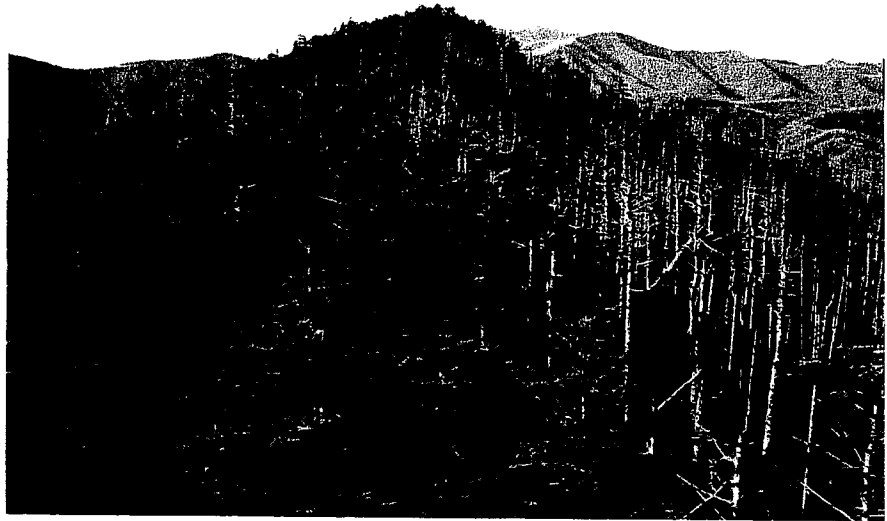
## ● Säureniederschlag gefährdet die Lebenstauglichkeit der Umwelt

Angesichts der Tatsache, dass alles Leben vom Wasser abhängig ist, erscheint die Verschmutzung der Flüsse, Seen und Meere als ein äußerst ernstes Umweltproblem. Einer der schwerwiegendsten Eingriffe in die Wasserqualität ist der Säureniederschlag.

Unbelasteter Regen hat einen pH-Wert von etwa 5,6, ist also leicht sauer, was auf die Bildung von Kohlensäure aus Kohlendioxid und Wasser zurückzuführen ist. **Säureniederschlag** bezeichnet Regen, Schnee oder Nebel, der saurer als pH 5,6 ist. Die Fragen, die sich stellen, sind folgende: Was verursacht den Säureniederschlag, wie wirkt er sich auf die Lebensfreundlichkeit der Umwelt aus, und was kann getan werden, um das Problem zu reduzieren?

Der Säureniederschlag wird in erster Linie durch Schwefeloxide und Stickstoffoxide in der Atmosphäre erzeugt, gasförmige Stoffe, die in der Luft mit Wasser zu starken Säuren reagieren, die dann mit dem Regen oder Schnee auf die Erde niedergehen. Eine Hauptquelle für diese Oxide ist die Verbrennung fossiler Energieträger (Kohle, Öl und Gas) durch Fabriken und Autos. Kraftwerke, die Kohle verbrennen, erzeugen mehr dieser Art von Verschmutzung als jede andere Quelle für sich. Ironischerweise führte das Bauen höherer Schornsteine, was die lokale Verschmutzung herabsetzen sollte, da sich die Fabrikabgase besser verteilen, zu einer weiteren Verbrei-

**3.10 Die Auswirkungen von saurem Niederschlag auf einen Wald.** Saurer Nebel und saurer Regen werden direkt oder indirekt für das Absterben vieler Bäume in Nordamerika und Europa verantwortlich gemacht. Das Foto zeigt den Mount Mitchell im US-Bundesstaat North Carolina.



zung der Luftverschmutzung. Die Winde verlagern das Problem lediglich räumlich, und der saure Regen fällt nun Hunderte oder Tausende von Kilometern entfernt von den Industriezentren. Im Sauerland wurde 1981 ein durchschnittlicher pH-Wert des Regens von 4,4 bestimmt; er war damit etwa 25 Mal saurer als normaler Regen. Säureniederschlag geht auf zahlreiche Gebiete herab, unter anderem auf das Erzgebirge und viele andere Regionen in Europa, Asien und Nordamerika. Während eines Sturmes im US-Bundesstaat Virginia fiel Regen mit einem pH-Wert von 1,5, was so sauer war wie die Verdauungssäfte unseres Magens! (Wobei diese allerdings eine viel höhere Pufferkapazität besitzen.)

Die Wirkung von Säuren in Seen und Flüssen ist am ausgeprägtesten im Frühling zurzeit der Schneeschmelze. Der Schnee an der Oberfläche schmilzt zuerst, versickert und transportiert einen Großteil der Säure, die sich über den Winter angesammelt hat, auf einen Schlag in die Seen und Flüsse. Frühes Schmelzwasser hat häufig einen pH-Wert, der bis zu 3 absinken kann, und dieser Säureschwall trifft die Fische und anderen aquatischen Lebensformen gerade dann, wenn sie Eier und Junge produzieren, die besonders empfindlich auf die sauren Bedingungen reagieren. Der starke Säuregehalt kann die Struktur biologischer Moleküle verändern und sie daran hindern, essenzielle chemische Lebensprozesse auszuführen.


#### FORSCHUNG

Während Säureniederschlag das Leben in Seen und Flüssen nachweislich schädigen kann, ist seine direkte Auswirkung auf Wälder und anderes terrestrisches Leben umstritten. Neuere Forschungen

deuten allerdings darauf hin, dass saurer Regen und Schnee zu ausgeprägten Bodenveränderungen führen kann, indem er die Löslichkeit von Bodenmineralien beeinflusst. Saurer Niederschlag, der auf dem Land niedergeht, wäscht bestimmte mineralische Ionen aus, zum Beispiel Calcium- oder Magnesiumionen. Diese tragen normalerweise dazu bei, die Bodenlösung zu puffern, und sie sind essenzielle Nährstoffe für das Pflanzenwachstum. Gleichzeitig erreichen andere Mineralien, wie das Aluminium, toxische Konzentrationen, wenn die Versauerung ihre Löslichkeit erhöht. Die Auswirkungen des sauren Niederschlags auf die Bodenchemie tragen zum gegenwärtigen Niedergang der europäischen Wälder bei („Waldsterben“) und fordern ihren Tribut auch in Wäldern Nordamerikas (Abbildung 3.10). Untersuchungen deuten jedoch darauf hin, dass der größte Teil der nordamerikanischen Wälder momentan nicht besonders stark unter saurem Niederschlag leidet.

Wenn es überhaupt Grund zum Optimismus bezüglich der zukünftigen Qualität der Wasserressourcen gibt, dann liegt er in den Fortschritten bei der Reduzierung bestimmter Verschmutzungsarten. Die Schwefeloxid-Emissionen zum Beispiel sind in den USA, Kanada und Europa in den letzten Jahrzehnten erheblich zurückgegangen, wodurch der saure Niederschlag verringert wurde. Kontinuierlicher Fortschritt kann hier nur von Personen kommen, die sich über die Qualität ihrer Umwelt Gedanken machen. Ein wichtiges Ziel ist es daher, möglichst vielen Menschen die überaus wichtige Rolle des Wassers für die Lebenstauglichkeit der Umwelt, und damit für den Fortbestand des Lebens auf der Erde zu vermitteln.


## Wiederholung Kapitel 3

 Für eine interaktive Version der Kapitelwiederholung siehe Campbell-Biologie-CD-ROM oder Internetseite ([www.campbell-biology.com](http://www.campbell-biology.com)).


## Zusammenfassung der Schlüsselkonzepte

### Effekte der Polarität von Wasser

- **Die Polarität der Wassermoleküle führt zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken (S. 50, Abbildung 3.1).** Eine Wasserstoffbrücke bildet sich aus, wenn der Sauerstoff eines Wassermoleküls den Wasserstoff eines Moleküls in seiner Nähe elektrisch anzieht. Die Wasserstoffbrückenbildung zwischen Wassermolekülen ist die Grundlage für die ungewöhnlichen Eigenschaften des Wassers.

 3A: Die Polarität des Wassers

- **Organismen sind auf die Kohäsion (gegenseitige Anziehung) von Wassermolekülen angewiesen (S. 50–51).** Wasserstoffbrückenbildung führt dazu, dass Wassermoleküle aneinander haften. Diese Kohäsion hilft, Wasser in den mikroskopisch dünnen Gefäßen von Pflanzen nach oben zu ziehen. Wasserstoffbrücken sind außerdem für die Oberflächenspannung des Wassers verantwortlich.


 3B: Kohäsion des Wassers

- **Wasser gleicht Temperaturen auf der Erde aus (S. 51–53).** Die Wasserstoffbrückenbildung verleiht dem Wasser eine hohe spezifische Wärmekapazität. Wenn Wasserstoffbrücken gelöst werden, wird Wärmeenergie aufgenommen, wenn sie gebildet werden, wird Wärmeenergie frei. Dadurch helfen sie, Temperaturschwankungen in einem Bereich zu halten, der Leben möglich macht. Verdunstungskälte basiert auf der hohen Verdampfungswärme des Wassers. Wassermoleküle müssen eine relativ hohe kinetische Energie besitzen, um Wasserstoffbrücken zu lösen. Der Verlust dieser energiereichen Wassermoleküle beim Verdampfen kühlt die Oberfläche ab.
- **Ozeane und Seen gefrieren nicht vollständig, da Eis oben schwimmt (S. 53–54, Abbildung 3.6).** Eis ist weniger dicht als flüssiges Wasser, da seine stärker organisierten Wasserstoffbrücken das Wasser in eine Kristallform zwingen, wobei es sich ausdehnt. Da Eis oben schwimmt, kann unter der gefrorenen Oberfläche von Seen und Polarmeeren Leben existieren.
- **Wasser ist das Lösungsmittel des Lebens (S. 54–56, Abbildung 3.7).** Wasser ist ein ungewöhnlich vielseitiges Lösungsmittel, da seine polaren Moleküle von geladenen und polaren Stoffen angezogen werden. Wenn Ionen oder polare Substanzen von Wassermolekülen umgeben werden, lösen sie sich auf. Hydrophile Stoffe besitzen Affinität für Wasser, hydrophobe Stoffe scheinen es abzustößeln. Biologen verwenden normalerweise die Molarität, die Stoffmenge in Mol pro Liter Lösung (mol/l), als Maß für die Konzentration von Lösungen. Ein Mol eines Stoffes entspricht seinem Molekulargewicht in Gramm.

### Die Dissoziation von Wassermolekülen


- **Organismen reagieren empfindlich auf Änderungen des pH-Werts (S. 56–58, Abbildung 3.9).** Wasser kann in  $H^+$  und  $OH^-$  dissoziieren. Die  $H^+$ -Konzentration wird als pH-Wert ausgedrückt:  $pH = -\lg [H^+]$ . Säuren bringen zusätzliche  $H^+$  in eine wässrige Lösung; Basen geben  $OH^-$  ab oder nehmen  $H^+$

auf. In neutraler Lösung gilt  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  und  $pH = 7$ . In einer sauren Lösung ist  $[H^+]$  größer als  $[OH^-]$ , und der pH-Wert ist kleiner als 7. In basischer Lösung ist  $[H^+]$  kleiner als  $[OH^-]$ , und der pH-Wert ist größer als 7. Puffer in biologischen Flüssigkeiten verhindern pH-Änderungen; der wichtigste biologische Puffer ist Kohlensäure/Bicarbonat. Ein Puffer besteht aus einem Säure-Base-Paar, das Protonen reversibel aufnimmt.

 3C: Dissoziation von Wassermolekülen

3D: Säuren, Basen und pH-Wert

- **Säureniederschlag gefährdet die Lebenstauglichkeit der Umwelt (S. 58–59)** Säureniederschlag ist Regen, Schnee oder Nebel mit einem pH-Wert unter 5,6. Er entsteht häufig durch eine Reaktion in der Luft zwischen Wasserdampf und Schwefel- oder Stickstoffoxiden, die bei der Verbrennung von fossilen Energieträgern entstehen.

 Fallstudie aus der Forschung: Welche Auswirkung hat der Säureniederschlag auf Bäume?

## Quiz zur Selbstüberprüfung

1. Was ist die Hauptthese des Buchs *The Fitness of the Environment* von Lawrence Henderson?
  - a) Die Umwelt der Erde ist unveränderlich.
  - b) Die physikalische Umwelt, nicht das Leben, hat sich entwickelt.
  - c) Die Umwelt auf der Erde hat sich an das Leben angepasst.
  - d) Leben in der uns bekannten Form hängt von bestimmten Umwelteigenschaften auf der Erde ab.
  - e) Wasser und andere Umweltaspekte der Erde existieren deshalb, weil sie den Planeten für das Leben geeignet machen.
2. Die Lufttemperatur steigt häufig leicht an, wenn es aus Wolken zu regnen oder zu schneien beginnt. Welches Verhalten des Wassers ist für dieses Phänomen *am direktesten* verantwortlich?
  - a) Die Dichteänderung des Wassers, wenn es kondensiert.
  - b) Die Reaktion des Wassers mit anderen Verbindungen in der Atmosphäre.
  - c) Die Abgabe von Wärme bei der Ausbildung von Wasserstoffbrücken.
  - d) Die Abgabe von Wärme beim Lösen von Wasserstoffbrücken.
  - e) Die große Oberflächenspannung des Wassers.
3. In zwei sich berührenden Materiekörpern fließt Wärme immer
  - a) vom Körper mit der größeren Wärmeenergie zu dem mit der geringeren Wärmeenergie.
  - b) vom Körper mit der höheren Temperatur zu dem mit der niedrigeren Temperatur.
  - c) vom dichteren zum weniger dichten Körper.
  - d) vom wasserreicheren zum wasserärmeren Körper.
  - e) vom größeren zum kleineren Körper.
4. Ein Stück Pizza hat einen Wärmeenergiegehalt von 500 kcal (2090 kJ). Wenn wir die Pizza verbrennen und die gesamte Wärme zum Aufheizen eines 50-Liter-Behälters mit kaltem Wasser verwenden, wie groß wäre dann der ungefähre Temperaturanstieg des Wassers? (Beachten Sie: Ein Liter Wasser wiegt etwa ein Kilogramm.)
  - a) 50 °C
  - b) 5 °C
  - c) 10 °C