

2 Leben ist konzentriert und verpackt



Lebensvorgänge können nur ablaufen, wenn die dafür notwendigen Stoffe räumlich dicht beieinander liegen und aufeinandertreffen. Gleichzeitig müssen Prozesse, die in entgegengesetzte Richtungen verlaufen, voneinander getrennt bleiben. Spezielle Hüllstrukturen separieren darum das lebendige Innere vom toten Äußeren und aufbauende von abbauenden Vorgängen. Auf diese Weise schafft sich das Leben eigene Bedingungen, unter denen seine typischen Prozesse optimal stattfinden können.

Leben muss konzentriert und beweglich sein

Fast alle Indizien für Leben, die wir im vorherigen Kapitel erarbeitet haben, setzen voraus, dass sich die Bestandteile eines lebenden Systems bewegen, miteinander reagieren und sich gegenseitig verändern. Obwohl diese Forderungen auf der Erde, wo mittlere Temperaturen und Drücke herrschen, anscheinend recht einfach zu erfüllen sind, schränken sie die Möglichkeiten, wie ein Organismus aufgebaut sein kann, bereits erheblich ein. Sie zwingen dem Leben beispielsweise für die wesentlichen Prozesse einen **Aggregatzustand** auf.

- So sind die **Moleküle eines Gases** durchaus beweglich. Die Anziehungskräfte zwischen ihnen sind

Lösungsmittel (solvent)

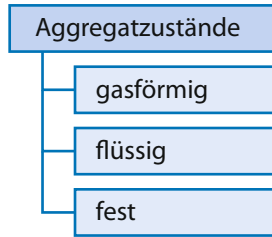
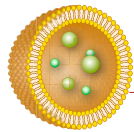
Substanz, die Moleküle eines anderen Stoffs vereinzelt und umschließt, ohne dass es dabei zu einer chemischen Reaktion kommt. Die Teilchen des gelösten Stoffs sind in dem entstandenen homogenen Gemenge auch unter dem Mikroskop optisch nicht mehr zu erkennen.

sogar so gering, dass sie sich weitgehend unabhängig voneinander bewegen und über das gesamte zur Verfügung stehende Volumen ausbreiten. Dadurch dünnen Gase schnell aus, und ihre Mole-

küle treffen sich zu selten und zu unkontrolliert für eine biologische Chemie. Obwohl Gase deshalb

nicht als Basis für Leben in Frage kommen, nutzen viele Organismen sie gerade wegen ihrer außerordentlichen Mobilität für verschiedene Aufgaben. Etwa als stets verfügbaren Rohstoff, sich selbst verbreitendes Signal oder als bequeme Entsorgungsform von kleinen Abfallprodukten.

- Genau das entgegengesetzte Problem hätten Organismen, die aus **Festkörpern** bestehen. In ihnen hat jedes Teilchen engen Kontakt zu seiner Nachbarschaft, die sich jedoch praktisch nie ändert. Starke Bindungen halten jedes Atom und Molekül an seinem Platz und verhindern größere Bewegungen oder gar Wanderungen. Das Repertoire an realisierbaren chemischen Reaktionen und Veränderungen ist dementsprechend gering. Für eine lebendige Dynamik wären reine Festkörper deshalb zu unflexibel.
- Viel besser sieht es für **Flüssigkeiten** aus. Die Anziehungskräfte zwischen deren Molekülen sorgen für einen gewissen Zusammenhalt, brechen aber hinreichend leicht auf und formen sich an anderer Stelle neu, was Verschiebungen und Strömungen zulässt – ein idealer Kompromiss zwischen Stabilität und Flexibilität. Die Auswahl an flüssigen Substanzen ist allerdings eher bescheiden, doch dieser Nachteil wird dadurch ausgeglichen, dass sich die unterschiedlichsten Stoffe in Flüssigkeiten lösen lassen. Sie werden dadurch annähernd so beweglich wie das Lösungsmittel selbst, sind aber an dieses gebunden und können sich nicht verflüchtigen. Das ermöglicht eine



2.1 Grundsätzlich stehen dem Leben drei Aggregatzustände offen.

Aufgabenteilung: Das Lösungsmittel sorgt als Medium für die Beweglichkeit, und die gelösten Substanzen übernehmen die Funktionen des Lebens.

Wasser hat besondere Eigenschaften

Die mit Abstand häufigste Flüssigkeit auf der Erde ist Wasser, und schon wenige Hundert Millionen Jahre nach der Entstehung des Planeten gab es Tümpel, Seen und Ozeane, in denen sich eine zaghafte chemische Biologie entwickeln konnte. Wasser war und ist aber nicht nur leicht verfügbar, es hat für Lebewesen außerdem eine ganze Reihe von Vorteilen, die sich aus seiner besonderen Chemie und Physik ergeben.

Jedes **Wassermolekül** besteht aus einem Sauerstoffatom, das über je eine kovalente Bindung (siehe Kasten „Chemische Bindungen“ auf Seite 23) mit zwei Wasserstoffatomen verknüpft ist (H_2O). Die gemeinsamen Elektronenpaare in diesen Bindungen sind jedoch im zeitlichen Mittel stark zum Sauerstoff verschoben (siehe Kasten „Elektronegativität und Polarität“ auf Seite 24). Als Folge sind die Wasserstoffatome leicht elektrisch positiv geladen und der Sauerstoff elektrisch negativ. Anders als im Fall von Ionen, bei denen ein oder mehrere Elektronen ganz vom einen Partner auf den anderen übergehen, tragen die Atome im Wassermolekül keine volle Ladung, sondern nur eine Teil- oder **Partialladung**, was in Formeln manchmal mit einem kleinen griechischen Delta und dem Vorzeichen der jeweiligen Ladung (δ^+ bzw. δ^-) gekennzeichnet wird. Entsprechend werden die asymmetrischen Elektronenpaarbindungen miteinander durch einen Keil (►) dargestellt und als polare Bindungen bezeichnet, die chemische Gruppe als **Dipol** (Abbildung 2.3).

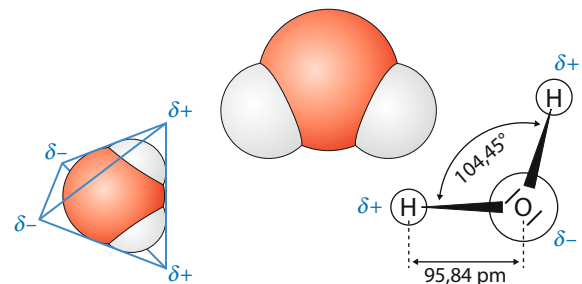
Wären die drei Atome des Wassers in einer geraden Reihe mit dem Sauerstoff in der Mitte angeordnet, würden sich die Teilladungen nach außen hin weitgehend gegenseitig aufheben und kaum auswir-



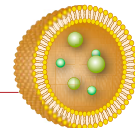
2.2 Der Lebensraum Erde ist reich an Verbindungen in fester, flüssiger und gasartiger Form.

ken. In der äußeren Elektronenschale des Sauerstoffatoms befinden sich allerdings noch zwei **freie Elektronenpaare**, die nicht an den Bindungen beteiligt, wohl aber negativ geladen sind und Platz benötigen. Durch die Abstoßungskräfte zwischen ihnen und den Bindungselektronen nimmt das Molekül die Form eines Tetraeders an – einer Pyramide mit dreieckiger Grundfläche. Im Zentrum dieser geometrischen Figur befindet sich der Sauerstoff, während die Wasserstoffatome an zwei der vier Ecken sitzen und die freien Elektronenpaare zu den beiden anderen Ecken weisen. In dieser räumlichen Konfiguration überlagern sich die elektrischen Felder der (Teil-) Ladungen nicht mehr richtig, und die Polarisierung dringt nach außen. Das Wasser wird so zu einem **polaren Molekül** mit negativen und positiven Bereichen.

Weil elektrisch entgegengesetzte Ladungen sich anziehen, richten benachbarte Wassermoleküle sich bevorzugt so aus, dass die positiven Wasserstoffatome in Richtung der negativen Elektronenpaare der Sauerstoffatome weisen. Es entsteht eine **Wasserstoffbrückenbindung** (Abbildung 2.4). Ganz allge-



2.3 Das Wassermolekül ist gewinkelt und trägt Teilladungen, die in die Ecken eines Tetraeders weisen.



Genauer betrachtet

Chemische Bindungen

Chemische Bindungen halten Atome zusammen. Die Übergänge zwischen den verschiedenen Typen sind fließend.

Am stärksten ist die **kovalente Bindung** (auch Atombindung oder Elektronenpaarbindung genannt). Bei ihr teilen sich zwei Atome ein oder mehrere Elektronenpaare, wodurch ein (neues) Molekül entsteht. Je mehr kovalente Bindungen zwischen den Atomen bestehen, umso enger sind sie miteinander verknüpft. Dies macht sich sowohl im Abstand der Atome voneinander als auch in der Stärke ihres Zusammenhalts bemerkbar. Die folgende Tabelle zeigt als Beispiel die Werte von Kohlenstoffbindungen:

Bindung	Abstand in pm (Pikometer, 10^{-12} m)	Bindungsenergie in kJ/mol
C—C	154	348
C=C	134	614
C≡C	120	839

Bei kovalenten Bindungen stehen die Partner immer in einer festen Orientierung zueinander, die von der Elektronenstruktur der jeweiligen Atome vorgegeben wird. Während eine Einfachbindung noch Rotationen um die Verbindungsachse durch die Atome zulässt, sind Doppel- und Dreifachbindungen starr.

Ionenbindungen entstehen, wenn geladene Atome oder Moleküle (Ionen) durch ihre elektrostatische Anziehung zusammengehalten werden. Ihre Stärke hängt vom Abstand und dem Umgebungsmedium ab. In wässrigen Lösungen schirmen die Wassermoleküle als Hydrathülle die Ionenladungen effektiv ab und schwächen die Bindung dadurch auf weniger als ein Zehntel der Stärke einer kovalenten Bindung. Da das elektrische Feld einer Ladung sich in alle Richtungen erstreckt, haben Ionenbindungen keine bevorzugte Ausrichtung.

Auch die **Wasserstoffbrückenbindung** ist eine elektrostatische Anziehung. Sie verbindet eine Donorgruppe und einen Akzeptor. Der Donor besteht aus einem stark elektronegativen Atom wie Sauerstoff, an dem über eine kovalente Bindung ein Wasserstoffatom hängt. Das gemeinsame Elektronenpaar ist weit zum elektronegativeren Partner verschoben, wodurch dieser partiell negativ geladen wird und der Wasserstoff partiell positiv. Die positive Teilladung des Wasserstoffs sorgt für die elektrostatische Anziehung zum

freien Elektronenpaar des Akzeptors. In Biomolekülen handelt es sich dabei häufig um ein Stickstoff- oder ein weiteres Sauerstoffatom.

Die Wasserstoffbrückenbindung ist mit 20 kJ/mol oder weniger sehr schwach und zusätzlich sehr winkelabhängig. Am stärksten wirkt sie, wenn die drei beteiligten Atome auf einer geraden Verbindungslinie liegen. Dann beträgt der Abstand zwischen dem Wasserstoffatom und dem Akzeptoratom etwa 150 pm bis 260 pm, zwischen Akzeptor und elektronegativerem Atom des Donors 240 pm bis 350 pm. In Formeln werden Wasserstoffbrückenbindungen häufig durch Punkte zwischen Donor und Akzeptor angedeutet: $-O-H \cdots N-$

Die **van-der-Waals-Wechselwirkung** entsteht zwischen eigentlich unpolaren Partnern. Der Ladungsschwerpunkt der Elektronenhülle eines Atoms schwankt aber leicht und fällt häufig kurzzeitig nicht mit dem positiv geladenen Atomkern zusammen. Deshalb sind auch neutrale Atome vorübergehend immer wieder elektrische Dipole. Nähern sich zwei solche Atome einander an, stimmen sich ihre temporären Dipole aufeinander ab, und die Elektronenhüllen synchronisieren ihre Verschiebungen. Das Ergebnis ist eine schwache Anziehungskraft, die mit weniger als 5 kJ/mol noch geringer ist als eine Wasserstoffbrückenbindung und nur über extrem kurze Distanzen wirkt. Da im Prinzip aber jedes Atom in der Lage ist, an einer van-der-Waals-Wechselwirkung teilzunehmen, treten diese oft in großen Mengen auf und summieren sich zu beachtenswerten Bindungskräften.

Hydrophobe Wechselwirkungen gehen auf keine Anziehungskraft zurück, sondern sind ein Entropie-Effekt (siehe Kasten „Entropie als Maß der Beliebigkeit“ auf Seite 11). In Wasser können unpolare Moleküle nur äußerst wenige und schwache Bindungen zum Medium aufbauen, auch untereinander haben sie kaum Zusammenhalt. Bedeutender ist die Freiheitsbeschränkung der Wassermoleküle, wenn diese sich um alle vereinzelt unpolaren Teilchen lagern müssen. Sammeln die unpolaren Moleküle sich zu einem gemeinsamen größeren Komplex, bleibt dem Wasser deutlich mehr Spielraum. Dieser Anstieg der Entropie des Wassers übersteigt die Entropieabnahme der unpolaren Substanz und die Beiträge der verschiedenen Bindungen. Er sorgt dafür, dass unpolare Gruppen und Moleküle so weit wie möglich vom Kontakt mit dem Wasser ausgeschlossen werden.

Genauer betrachtet

Elektronegativität und Polarität

Die Elektronegativität eines Elements gibt an, wie stark dessen Atome innerhalb einer kovalenten Bindung die Bindungselektronen zu sich heranziehen. Sie hängt von der positiven Ladung des Atomkerns und dem Radius des Atoms ab. Im Periodensystem der Elemente nimmt die Elektronegativität darum von links nach rechts (steigende Kernladung) und von unten nach oben (sinkender Atomradius) zu.

Es existieren verschiedene Tabellen mit den Elektronegativitätswerten der Elemente, die leicht unterschiedliche Angaben enthalten, da die Werte nicht direkt experimentell gemessen, sondern ganz oder teilweise auf theoretischer Grundlage errechnet werden müssen. In der Biologie ist die Skala nach Linus Pauling am gebräuchlichsten. Darin ist die Elektronegativität von Fluor willkürlich auf den Wert 4,0 gesetzt und von Lithium auf 1,0. Für die wichtigsten biologisch relevanten Elemente ergeben sich dann folgende Elektronegativitäten:

Sauerstoff	3,5	Phosphor	2,1
Stickstoff	3,0	Wasserstoff	2,1
Kohlenstoff	2,5	Natrium	0,9
Schwefel	2,5	Kalium	0,8

Je höher der Wert ist, umso elektronegativer ist das Element und umso stärker ziehen seine Atome Bindungselektronen an sich heran. Bei unterschiedlich elektronegativen Atomen verschiebt sich dadurch die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Bindungselektronen und damit ihr mittlerer Ladungsschwerpunkt. Die Bindung wird polar, und die beteiligten Atome tragen eine Teil- oder Partialladung. Je größer die Elektronegativitätsdifferenz ist, umso stärker sind die Polarität und die Ladung. Bei einer Differenz von mehr als 1,7 gehen die Bindungselektronen überwiegend ganz auf den elektronegativeren Partner über, und der Bindungscharakter entspricht mehr einer Ionenbindung als einer kovalenten Bindung.

meinen werden dabei zwei negativ geladene Bereiche von Molekülen (beim Wasser sind dies die Sauerstoffatome) über die „Brücke“ eines positiv geladenen Wasserstoffatoms miteinander verbunden. Wasserstoffbrückenbindungen treten sowohl zwischen

verschiedenen Molekülen als auch innerhalb eines größeren Moleküls auf. Sie sind ziemlich schwach und erlangen meist erst dadurch Bedeutung, dass sie in großer Zahl vorkommen. Weil jedes Sauerstoffatom gleich zu zwei Wasserstoff-

atomen Brücken schlagen kann, ist jedes Molekül mit bis zu vier Nachbarn verbunden, wobei ständig Brücken aufbrechen und neue entstehen. Typischerweise liegt die Lebensdauer einer solchen Wasserstoffbrückenbindung nur im Bereich weniger Pikosekunden. Die räumlichen Gebilde vorübergehend verknüpfter Moleküle werden als **Cluster** bezeichnet.

Die **biologisch nützlichen Eigenschaften des Wassers** gehen überwiegend auf die Polarität des Moleküls und seine Tendenz, Wasserstoffbrückenbindungen zu bilden, zurück.

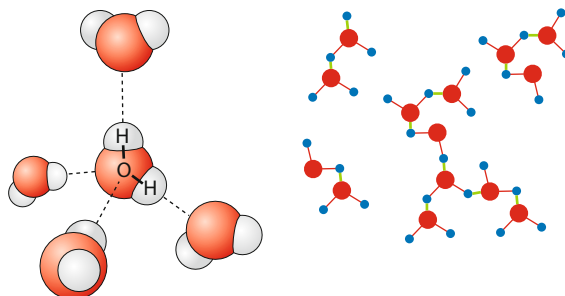
- Die Wasserstoffbrücken halten die Wassermoleküle zusammen und sorgen so dafür, dass Wasser unter normalen Bedingungen überhaupt **flüssig** ist. Ohne diese Bindungen würden die kleinen Moleküle angetrieben von der Wärmeenergie der Umgebung als Gas umherfliegen, wie beispiels-

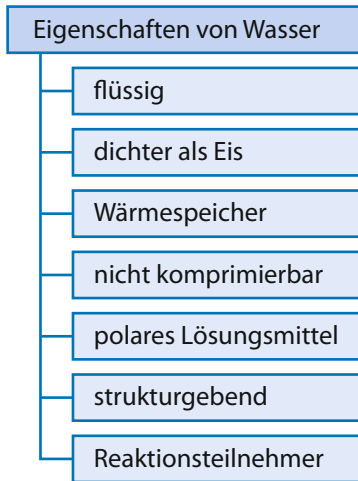
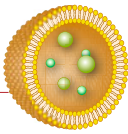
Wasserstoffbrückenbindung

(hydrogen bond)

Schwache chemische Bindung, bei der ein positiv geladenes Wasserstoffatom die Verbindung zwischen dem elektronegativeren Bindungspartner, mit dem es durch eine kovalente Bindung verknüpft ist, und einem freien Elektronenpaar eines anderen Atoms herstellt. Sie kann innerhalb eines Moleküls oder zwischen verschiedenen Molekülen auftreten.

2.4 Die positiv geladenen Wasserstoffatome und die negativ geladenen freien Elektronenpaare benachbarter Wassermoleküle ziehen einander an. Es entstehen Wasserstoffbrückenbindungen (links), über welche sich die Wassermoleküle zu Clustern vereinigen (rechts).

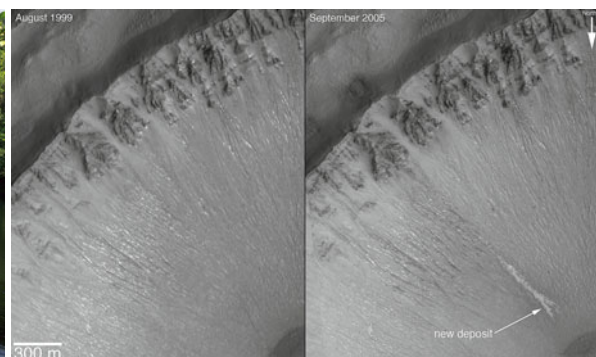




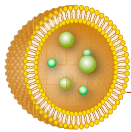
2.5 Wasser hat viele lebensfreundliche Eigenschaften.

- weise der ein wenig größere Schwefelwasserstoff (H_2S).
- Wenn Wasser zu Eis gefriert, bilden sich zwischen seinen Molekülen alle vier möglichen Wasserstoffbrücken aus und bleiben bestehen. Es entsteht ein starrer Kristall, in dem die Moleküle von den Brücken auf größerem Abstand zueinander gehalten werden als im flexibleren flüssigen Zustand. Dadurch enthält Eis im gleichen Volumen weniger Moleküle als flüssiges Wasser und hat somit eine geringere Dichte. Diese **Dichteanomalie des Wassers** ist der Grund dafür, dass Eis schwimmt und sich im Winter auf Gewässern eine isolierende Eisschicht bildet, die den direkten Wärmeverlust an die Atmosphäre verhindert. Organismen können so in den weiterhin flüssigen Regionen unter dem Eis überleben.

- Die Temperatur von Wasser ändert sich nur träge. Auf molekularer Ebene ist Wärme nämlich nichts anderes als Bewegung der Moleküle. Führt man Wasser aber Energie zu, wird erst einmal ein großer Teil davon benötigt, um bestehende Wasserstoffbrückenbindungen aufzubrechen. Nur der Rest steigert tatsächlich das Ausmaß der Wärmebewegung. Die **spezifische Wärmekapazität** des Wassers – die notwendige Wärmeenergie, um die Temperatur von einem Kilogramm Wasser um 1°C zu erhöhen – ist darum recht hoch. Wasser bietet deshalb Lebewesen eine weitgehend konstante Temperatur.
- Wasser lässt sich im biologisch relevanten Bereich so gut wie gar **nicht komprimieren**. Statt enger zusammenzurücken, üben seine Moleküle höheren Druck auf die Umgebung aus. Aus diesem



2.6 Auf der Erde (links) ist Wasser eine unverzichtbare Grundlage für Leben. Darum fahnden Forscher bei der Suche nach Leben auf anderen Planeten stets nach Anzeichen für flüssiges Wasser. Beim Mars glauben sie, in diesem abgerutschten Teilstück eines Steilhanges den entscheidenden Hinweis gefunden zu haben (rechts).



Grund eignet es sich gut, um Hohlräume auch ohne Gerüst in Form zu bringen.

- Wassermoleküle lagern sich leicht mit ihrer passenden Seite an polare oder geladene Bereiche anderer Moleküle. Sie umschließen diese dabei und bringen sie dadurch in **Lösung**. Weil die meisten biologisch wichtigen Moleküle nach außen elektrisch geladene Regionen präsentieren, sind sie hervorragend in Wasser löslich.
- Größere Biomoleküle haben meist auch Abschnitte, die unpolar sind und weniger gut mit Wasser wechselwirken. Bei der räumlichen Faltung solcher Moleküle werden diese Bereiche oft in die wasserabgewandten Innenbereiche verlegt. Auf diese Weise beeinflusst das Wasser die **Struktur der Makromoleküle**.
- Schließlich nimmt Wasser an vielen **chemischen Reaktionen** teil. Beispielsweise indem es die Bindung eines anderen Moleküls aufbricht, beim Verschmelzen einer neuen Bindung als überflüssiges kleines Molekül abgespalten wird oder indirekt eine Reaktion unterstützt, indem es die entstehenden Produkte umschließt und somit die Rückreaktion erschwert.

Zufallsbewegungen verteilen Biomoleküle

Wasser ist also ein sehr geeignetes Medium für Lebensprozesse. Dennoch stellt gerade die Beweglichkeit, die es den Biomolekülen verleiht, ein Problem dar. Angetrieben von der Umgebungswärme vollführen sowohl die Wassermoleküle als auch die biochemischen Substanzen heftige Zitterbewegungen, bei denen sie ständig zusammenstoßen, aber gelegentlich auch kleinere Strecken ohne Kollision zurücklegen. Durch diese Zufallsbewegungen verteilen sich die gelösten Moleküle mit der Zeit im gesamten Wasserkörper. Sinkt ihre Konzentration dabei zu sehr ab, begegnen sie sich kaum noch, und die chemischen Reaktionen, die das Leben auszeichnen, finden zu selten statt.

Um den Verdünnungstod zu vermeiden, müssen die Biomoleküle deshalb auf ein kleines Volumen beschränkt werden. Schon ein Wassertropfen wäre für diesen Zweck zu groß. Gleichzeitig muss dafür gesorgt sein, dass eine derart winzige Menge Wasser nicht einfach verdunstet. Zwei Bedingungen, die sich am besten erfüllen lassen, indem das Wasser mitsamt der gelösten Stoffe in eine Hülle verpackt wird.



Prinzip verstanden?

- 2.1 Wie entsteht die Oberflächenspannung des Wassers?
- 2.2 Warum bildet Wasser auf vielen Untergründen Tropfen, statt wie Öle zu verlaufen?

Lebewesen müssen verpackt sein

Das Leben braucht somit ein **Verpackungsmaterial**, das wässrige Lösungen möglichst gut zusammenhält, also selbst nicht wasserlöslich ist. Außerdem sollte es eine flexible Bauweise erlauben, damit die Lebens-einheit bei Bedarf vergrößert, verkleinert oder umgebaut werden kann. Ein einzelnes Riesenmolekül wäre dafür schlecht geeignet. Besser ist ein Baukastensystem mit kleinen Bausteinen, die je nach Aufgabe sogar unterschiedliche Eigenschaften haben können.

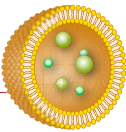
Lipide haben zwei Gesichter

Idealerweise sollte solch ein Baustein aus zwei unterschiedlichen Bereichen bestehen:

- Ein wasserabstoßender (hydrophober) Teil übernimmt die eigentliche Sperrfunktion gegenüber Wasser und den darin gelösten Stoffen.
- Damit sich die Grenzmoleküle im Wasser nicht einfach wie Öl zu Tropfen zusammenschließen, brauchen sie auch eine wasseranziehende (hydrophile) Domäne.

Dieser **amphiphile Aufbau** sorgt dafür, dass sich die Moleküle in Wasser automatisch mit ihren hydrophoben Abschnitten zusammenfinden und ihre hydrophilen Regionen zum Wasser hin ausrichten. Wie wir weiter unten sehen werden, organisiert sich das System dadurch selbst.

Den geforderten funktionellen Doppelcharakter finden wir bei einigen Vertretern der **Lipide** (siehe Kasten „Lipide“ auf Seite 30). Vor allem die **Phospholipide** sind für den Aufbau einer flächigen Grenzschicht geeignet, denn sie haben neben einem „Schwanz“ aus langen hydrophoben Ketten auch einen deutlich kürzeren „Kopf“ mit hydrophilen chemischen Gruppen, deren genaue Zusammensetzung je nach Anforderung variiert. Zusammengehalten

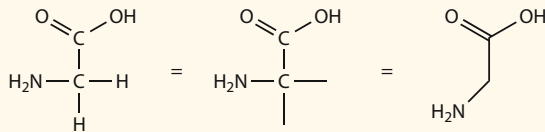


Genauer betrachtet

Kurzschreibweise für Moleküle

Biologische Moleküle sind häufig komplex aufgebaut und nur schwierig in Formeln aufzuzeichnen. Um etwas mehr Übersicht zu gewinnen, haben sich verschiedene Kurzschreibweisen durchgesetzt, die manchmal schwer zu unterscheiden sind.

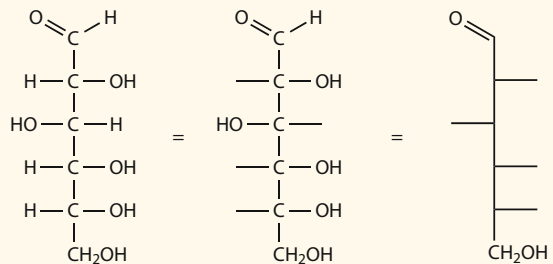
- Bei der einfachsten Variante fehlt das H für Wasserstoff, wenn es mit einem Kohlenstoffatom verbunden ist. Der Bindungsstrich endet blind. Alle anderen Atome sind aufgeführt.
- Das Formelzeichen C für Kohlenstoff wird weggelassen. Für Wasserstoff fällt bei dieser Version außer dem H auch der dazugehörige Bindungsstrich weg. Vor allem für lange Kohlenstoffketten ist diese Schreibweise zum Standard geworden. Läuft in einer so geschriebenen Formel ein Bindungsstrich scheinbar „ins Leere“, macht er einen



Die Formel für die Aminosäure Glycin $C_2H_5NO_2$ in verschiedenen Schreibweisen.

Knick oder gibt es eine Kreuzung, befindet sich an den entsprechenden Stellen ein Kohlenstoffatom. Freie Bindungsplätze sind mit Wasserstoff aufgefüllt.

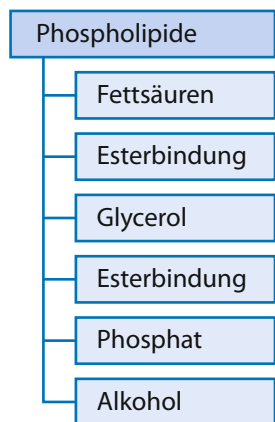
- Bei einer besonders knappen Schreibweise für Kohlenhydrate (siehe Kapitel 3 „Leben ist geformt und geschützt“) hängen an verwaisten Bindungsstrichen anstelle von Kohlenstoffatomen Hydroxylgruppe ($-OH$). Wir erkennen dies daran, dass in der gesamten Strukturformel keine Hydroxylgruppen ausgewiesen sind, obwohl diese einen wesentlichen Bestandteil der Kohlenhydrate darstellen.



Für Glucose und andere Kohlenhydrate gibt es eine zusätzliche Ultkurzform.

werden Kopf und Schwanz meistens durch eine Glycerolrückgrat (ein anderer Name für Glycerol ist Glycerin).

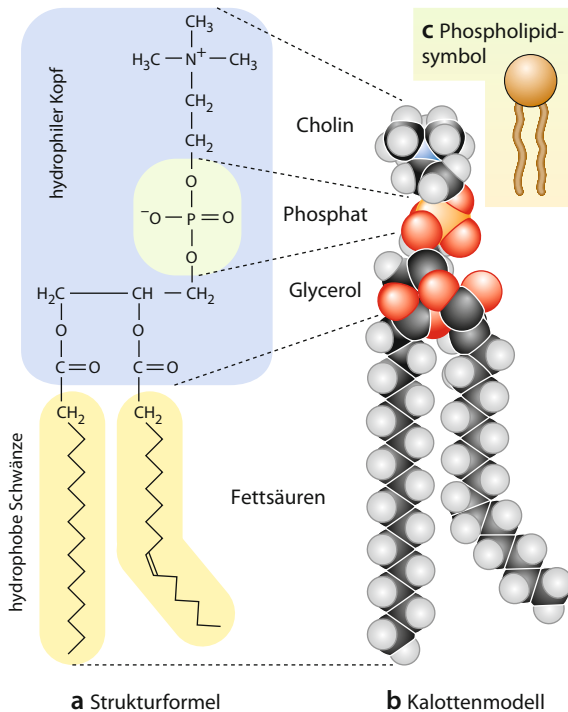
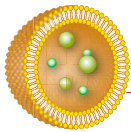
Schauen wir uns den **atomaren Aufbau der Phospholipide** einmal genauer an, um zu verstehen, wie es



2.7 Phospholipide bestehen aus Komponenten mit unterschiedlichen Eigenschaften.

zu dem unterschiedlichen Verhalten gegenüber Wasser kommt (Abbildung 2.8).

- Den Schwanz der Phospholipide stellen **Fettsäuren** (Abbildung 2.9). Sie bestehen aus langen unverzweigten Ketten von Kohlenstoffatomen, an deren freien Bindungsplätzen Wasserstoff angelagert ist, bis jedes Kohlenstoffatom insgesamt vier Bindungen hat. Da Kohlenstoff und Wasserstoff ähnliche Elektronegativitäten aufweisen, sind die Ketten unpolar und bieten dem Wasser keine Ansatzpunkte für Wasserstoffbrücken. Auch untereinander können die Ketten nur schwache van-der-Waals-Wechselwirkungen aufbauen. Dennoch ist es für eine Mischung aus Wasser und Fettsäuren günstiger, wenn die Fettsäuren sich zusammenschließen, weil das Wasser dadurch mehr Spielraum für verschiedene Anordnungen hat. Diese erhöhte Entropie des Lösungsmittels ist der eigentliche Antrieb für die sogenannten **hydrophoben Wechselwirkungen** zwischen unpolaren Molekülen im polaren Wasser.



2.8 Die langen Kohlenwasserstoffketten bilden den hydrophoben Schwanz eines Phospholipids, die Phosphatgruppe und der daran gebundene Rest den hydrophilen Kopf. Das Rückgrat stammt bei Phosphoglyceriden vom Glycerol. Hier am Beispiel von Phosphatidylcholin (Lecithin).

Fettsäuren können „gesättigt“ oder „ungesättigt“ sein (Tabelle 2.1). Das Attribut bezieht sich auf das zahlenmäßige Verhältnis von Wasserstoffatomen zu Kohlenstoffatomen in der Kette. In **gesättigten Fettsäuren** ist jedes Kohlenstoffatom mit so vielen Wasserstoffatomen wie möglich verbunden, also am Ende mit drei ($-\text{CH}_3$) und in der Mitte mit zwei ($-\text{CH}_2-$). Zu seinen Kohlenstoffnachbarn hat es nur Einfachbindungen. Eine derartige Kette ist wegen der räumlichen Anordnung der Bindungs-

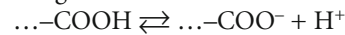
orbitale an den Kohlenstoffatomen zickzackförmig lang gestreckt. Anders bei **ungesättigten Fettsäuren**. Dort „fehlen“ Wasserstoffatome. Stattdessen treten eine, in mehrfach ungesättigten Fettsäuren zwei oder noch mehr Doppelbindungen zwischen den Kohlenstoffatomen auf. Jede dieser Doppelbindungen führt in die Kette einen Knick um etwa 30° ein. Das Molekül ist darum nicht mehr so gerade gestreckt wie bei den gesättigten Fettsäuren.

Freie Fettsäuren enden auf einer Seite mit einer **Carboxylgruppe** ($-\text{COOH}$). Darin zieht der elektro-

Fettsäure (fatty acid)

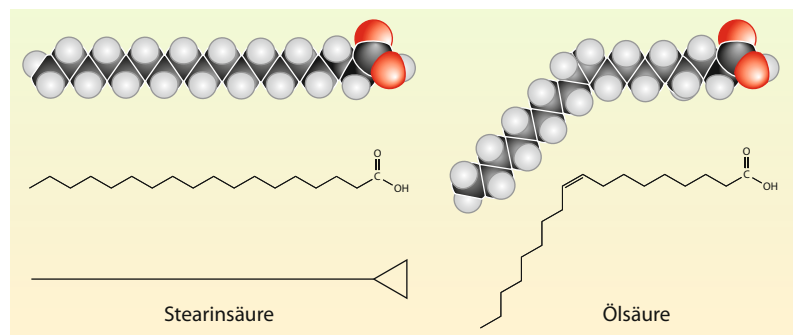
Molekül mit einer langen unverzweigten Kohlenwasserstoffkette und einer Carboxylgruppe ($-\text{COOH}$).

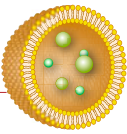
negative Sauerstoff die Bindungselektronen zum Kohlenstoff und vor allem zum Wasserstoff so stark zu sich herüber, dass der Wasserstoff leicht als Kation abgegeben wird. Da das Kation des Wasserstoffs ein Proton ist und es sich bei Protonendonatoren per Definition um Säuren handelt, ist das gesamte Molekül eine Säure.



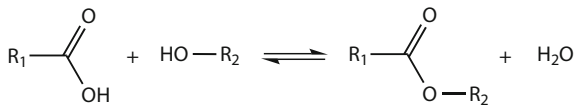
- In den Phospholipiden haben die Fettsäuredomänen jedoch ihren Säurecharakter verloren, denn bei der Lipidbildung reagiert die Carboxylgruppe mit der Hydroxylgruppe ($-\text{OH}$) des Glycerols und bildet unter Abgabe von Wasser eine **Esterbindung** ($\dots-\text{CO}-\text{O}-\dots$) (Abbildung 2.10).
- Das **Glycerol** bildet mit seinen drei Kohlenstoffatomen eine Art Rückgrat der Phospholipide. Solange das Molekül eigenständig ist, befindet sich an jedem C-Atom eine Hydroxylgruppe ($-\text{OH}$). Das Glycerol gehört darum chemisch zu den dreiwertigen Alkoholen. In Phospholipiden sind dagegen die Hydroxylgruppen an den Kohlenstoffatomen C-1 und C-2 (siehe Kasten „Nummerierung von Kohlenstoffatomen“ auf Seite 42) durch Fettsäuren ersetzt.

2.9 Bei gesättigten Fettsäuren wie der Stearinsäure (links) hat jedes Kohlenstoffatom zu seinen Nachbarn nur Einfachbindungen, wodurch das Molekül sehr flexibel ist. In ungesättigten Fettsäuren wie der Ölsäure (rechts) „fehlt“ Wasserstoff, sodass es eine oder mehrere starre Doppelbindungen gibt, die Knicke in der Kette verursachen.



**Tabelle 2.1** Einige häufige Fettsäuren in Phospholipiden

Name	Anzahl der Kohlenstoffatome	Formel
Palmitinsäure	16	$\text{H}_3\text{C}(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$
Stearinsäure	18	$\text{H}_3\text{C}(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$
Palmitoleinsäure	16	$\text{H}_3\text{C}(\text{CH}_2)_5\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$
Ölsäure	18	$\text{H}_3\text{C}(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$
Linolsäure	18	$\text{H}_3\text{C}(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$



2.10 Aus einer Säure und einem Alkohol entsteht durch Abtrennung von Wasser ein Ester.

- An das C-3-Atom des Glycerolgerüsts ist über eine weitere Esterbindung eine **Phosphatgruppe** angeknüpft, die sich von der Phosphorsäure ableitet. Vier Sauerstoffatome umgeben darin ein Phosphoratom. Wegen der Elektronegativitätsdifferenz ist die Gruppe sehr polar. Unter biologisch relevanten Bedingungen wird sogar ein Wasserstoffkern ohne sein Elektron abgespalten, sodass das Phosphat eine negative Überschussladung trägt. Dadurch ist es stark hydrophil und markiert den Beginn des Kopfteils eines Phospholipids.
- Die abschließende Gruppe bildet einer von mehreren **Alkoholen** (Tabelle 2.2). Am häufigsten han-

delt es sich um Serin, Ethanolamin, Cholin oder Inositol, die über eine Estergruppe an das Phosphat gebunden sind. Sie alle weisen polare Bereiche auf, das Cholin sogar ein positiv geladenes Stickstoffatom, und sind entsprechend gut in Wasser löslich.

Lipide bilden spontan Schichten

Durch ihren amphiphilen Aufbau sind Phospholipide gut geeignet, um das konzentrierte Innere des Lebens einzuhüllen, denn sie finden sich im Wasser spontan zu Schichten und Bläschen zusammen. Haben die unpolaren Kohlenwasserstoffketten einmal Kontakt zueinander aufgenommen, bleiben sie wegen der hydrophoben Wechselwirkungen und zahlreicher van-der-Waals-Bindungen zwischen den Ketten (siehe Kasten „Chemische Bindungen“ auf

Tabelle 2.2 Die häufigsten Alkohole, die als Kopfgruppe in Phospholipiden auftreten

Serin	Ethanolamin
Cholin	Inositol

Genauer betrachtet

Funktionelle Gruppen

Funktionelle Gruppen bestimmen die chemischen Eigenschaften und das Reaktionsverhalten eines Moleküls. In biologischen Systemen kommen vor allem folgende Gruppen häufig vor:

Stoffklasse	funktionelle Gruppe	chemische Formel
Aldehyd	Aldehydgruppe	$-\text{CH}=\text{O}$
Alkohol	Hydroxylgruppe	$-\text{OH}$
Amin	Aminogruppe	$-\text{NH}_2$
Carbonsäure	Carboxylgruppe	$-\text{COOH}$
Keton	Ketogruppe	$-\text{CO}-$
Sulfid, Thiol	Sulphydrylgruppe	$-\text{SH}$
Phosphat	Phosphatgruppe	$-\text{O}-\text{PO}_3\text{H}_2$

Genauer betrachtet

Lipide

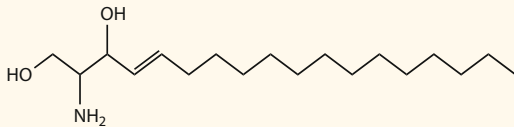
Lipide sind Kohlenwasserstoffe, die ganz oder zum größten Teil wasserunlöslich sind.

Bei **Fettsäuren** handelt es sich um Kohlenwasserstoffketten, die an einem Ende eine Carboxylgruppe tragen. Gesättigte Fettsäuren weisen zwischen den Kohlenstoffatomen nur Einfachbindungen auf und sind darum lang gestreckt. Bei ungesättigten Fettsäuren gibt es eine oder mehrere Doppelbindungen, die jeweils einen starren Knick in das Molekül einführen.

In **Triglyceriden** sind drei Fettsäuremoleküle über Esterbindungen an ein Molekül Glycerol gebunden. Die Fettsäuren bestimmen dabei die Eigenschaften des Triglycerids. Sind sie lang und gesättigt, handelt es sich um ein Fett, das bei Raumtemperatur fest ist. In den flüssigen Ölen sind hingegen vermehrt kurze und ungesättigte Fettsäuren zu finden. Lebewesen nutzen Triglyceride häufig als Energiespeicher.

Wachse bestehen aus einer gesättigten Fettsäure und einem ebenfalls gesättigten Alkohol, die über eine Esterbindung miteinander verknüpft sind. Das langkettige Molekül ist stark hydrophob und dient Organismen unter anderem als wasserabweisende Schutzschicht.

Phospholipide haben einen hydrophoben Schwanz aus langen unpolaren Kohlenwasserstoffketten und einen hydrophilen Kopf aus polaren oder geladenen Gruppen. Zu ihnen zählen die Phosphoglyceride und die Sphingomyeline. Bei den Phosphoglyceriden bilden Fettsäuren den Schwanzteil, die über ein Glycerolrückgrat mit dem Kopf aus einer Phosphatgruppe und einem hydrophilen Alkohol verbunden sind. Bei den Sphingomyelinen übernimmt das Sphingosin die Rolle des Rückgrats und einer Fettsäure. Dieses Molekül verfügt selbst über eine lange Kohlenwasserstoffkette sowie eine Aminogruppe ($-\text{NH}_2$), über die eine Fettsäure gebunden wird, und eine Hydroxylgruppe, an die sich der Kopfteil koppelt.



Sphingosin

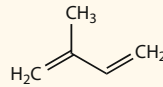
Phospholipide sind ein wichtiger Grundbaustein biologischer Membranen. Außerdem sind sie an der Signalleitung beteiligt.

Sphingolipide setzen auf Sphingosin als Grundgerüst, an das sich eine Fettsäure und ein hydrophiler Rest lagern. Die oben besprochenen Sphingomyeline gehören damit sowohl zu den Sphingolipiden als auch zu den Phospholipiden. Alle übrigen Sphingolipide enthalten keine Phosphat-

gruppe. Sphingolipide sind vor allem am Bau der Nervenzellen beteiligt.

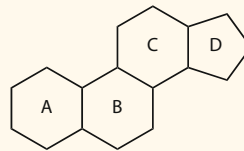
Bei **Glykolipiden** besteht die Kopfgruppe aus Kohlenhydraten (Zuckern), die immer auf der Außenseite der Membran liegen. Als hydrophober Unterbau kommen bei Bakterien und Pflanzen hauptsächlich Glycerol und Fettsäuren vor, bei Tieren fast ausschließlich Sphingosin. Die Kohlenhydratanteile sind Erkennungssignale für andere Zellen.

Isoprenoide leiten sich vom Grundbaustein Isopren ab. Von biologischer Bedeutung sind vor allem Steroide und Carotinoide.



Isopren

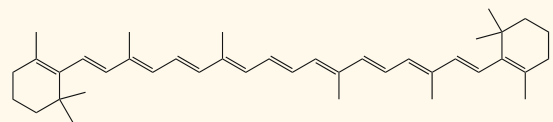
Steroide sind an einem Kohlenstoff-Ringsystem aus drei Sechser- und einem Fünfering zu erkennen, das allen gemeinsam ist.



Steran

Die Vertreter dieser Stoffgruppe übernehmen viele unterschiedliche Aufgaben in Organismen. Beispielsweise kommt Cholesterol (Cholesterin) in tierischen Membranen vor, Gallensäuren sind an der Fettverdauung beteiligt, Cortisol, Estrogene (Östrogene) und Testosteron steuern als Hormone verschiedene Körperfunktionen.

Carotinoide sind lang gestreckte Moleküle mit Kohlenstoffketten, in denen sich Einfach- und Doppelbindungen ablösen. Diese Bindungsstruktur ermöglicht es ihnen, Licht zu absorbieren, wodurch sie uns farbig erscheinen. Sie sind darum an der Photosynthese und am Sehvorgang beteiligt und können aggressive Formen von Sauerstoff unschädlich machen.

 β -Carotin

Biologie für Einsteiger

Prinzipien des Lebens verstehen

Fritsche, O.

2015, XIV, 406 S. 600 Abb. in Farbe.,

ISBN: 978-3-662-46278-2