

**med**  
medizin

Carsten Schmuck  
Bernd Engels  
Tanja Schirmeister  
Reinhold Fink

# Chemie für Mediziner

Nach  
neuer  
ÄAppO!

# Zustandsformen der Materie

3

3.1	Aggregatzustände .....	77
3.2	Arten zwischenmolekularer Kräfte .....	80
3.3	Phasenumwandlungen .....	87
3.4	Reinstoffe und Stoffgemische .....	93
3.5	Homogene und heterogene Systeme .....	94
3.6	Ideale Gase .....	96
3.7	Flüssigkeiten .....	105
3.8	Feststoffe .....	109
	Zusammenfassung .....	112
	Übungsaufgaben .....	113

ÜBERBLICK

### FALLBEISPIEL: Kryochirurgie

Herr S. aus F. ist begeisterter Schwimmbadbesucher. Er entdeckt an der Fußsohle eine schmerzhafte Druckstelle, die mit vielen dunklen Punkten übersät ist. Der Arzt diagnostiziert eine Dornwarze (*Verruca plantares*), verursacht durch eine Infektion mit einem der 100 verschiedenen HP-Viren (Humane Papillomviren). Als erste Therapie empfiehlt der Arzt die Vereisung der Warze, die alle drei bis vier Wochen wiederholt wird. Zur Vereisung wird mit einem Applikator für 10 bis 40 Sekunden ein Kühlmittel aufgetragen, ein Dimethylether-Propan-Gemisch. Die beim Verdampfen des Kühlmittels entstehende Verdunstungskälte führt zum Absterben des Gewebes. So kann die Warze nach und nach entfernt werden.

#### Erklärung

Dornwarzen bilden sich an den Zehenunterseiten und den Fußsohlen und wachsen dort dornartig in die Tiefe. Die dicke Hornhautschicht der Fußsohle ist oft mit vielen kleinen roten oder schwarzen Punkten gesprenkelt, die durch kleine Einblutungen zwischen Lederhaut (Dermis) und Oberhaut (Epidermis) entstehen. Beim Auftreten können sie durch die Belastung des eigenen Körpergewichts bis an die sehr empfindliche Knochenhaut (Periost) stoßen und dadurch beim Gehen heftige stechende Schmerzen auslösen. Bei der Vereisung der Warzen, einem **kryochirurgischen Verfahren**, werden durch Druck verflüssigte Gase verdampft. Die dadurch entstehende Verdunstungskälte (mindestens  $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) bewirkt das Absterben (Nekrose) des Gewebes. Hinzu kommt die Zerstörung von Zellen durch die Bildung von Eiskristallen beim Einfrieren und die massive Wasseraufnahme in die Zellen beim Auftauen. Verwendet wird hierzu ein Dimethylether-Propan-Gemisch (DMEP). Das verflüssigte Gas geht vom flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand über, dafür müssen die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen überwunden werden. Dieser Vorgang kostet Energie, die aus der Umgebung aufgenommen werden muss, und führt daher zu einer Temperatursenkung. Kryochirurgische Verfahren werden vornehmlich in der Dermatologie (Warzenentfernung, Narbenbehandlung, Tumorbehandlung), aber auch zur Behandlung von Organtumoren eingesetzt. Hierfür lassen sich neben verdampfenden Flüssigkeiten auch unmittelbar kalte Stoffe einsetzen, wie zum Beispiel flüssiger Stickstoff  $\text{N}_2$  ( $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), flüssiges Lachgas (Distickstoffmonoxid,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $-86\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) oder auch Kohlendäureschnee (Trockeneis,  $\text{CO}_2$ ,  $-78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).

**LERNZIELE**

Das Fallbeispiel zeigt, wie Verdunstungskälte zur Warzentfernung ausgenutzt wird. Um zu verstehen, woher die Verdunstungskälte beim Verdampfen von verflüssigten Gasen kommt, müssen wir uns mit den Zustandsformen der Materie beschäftigen. In diesem Kapitel werden wir daher lernen,

- dass Stoffe in drei verschiedenen Aggregatzuständen auftreten können: fest, flüssig und gasförmig,
- dass zwischen den Teilchen (das heißt intermolekular) eines oder mehrerer Stoffe verschiedene nichtkovalente Wechselwirkungen auftreten,
- dass bei Temperatur- oder Druckänderungen Phasenübergänge stattfinden können, die mit Energieänderungen verbunden sind,
- dass Stoffmischungen heterogen oder homogen sein können,
- dass sich das Verhalten von Gasen und Gasmischungen sehr einfach mithilfe des idealen Gasgesetzes beschreiben lässt,
- dass der Grundsatz „Gleiches löst Gleiches“ die Mischbarkeit von Flüssigkeiten und die Löslichkeit von Feststoffen beschreibt,
- dass Festkörper kristallin oder amorph sein können.

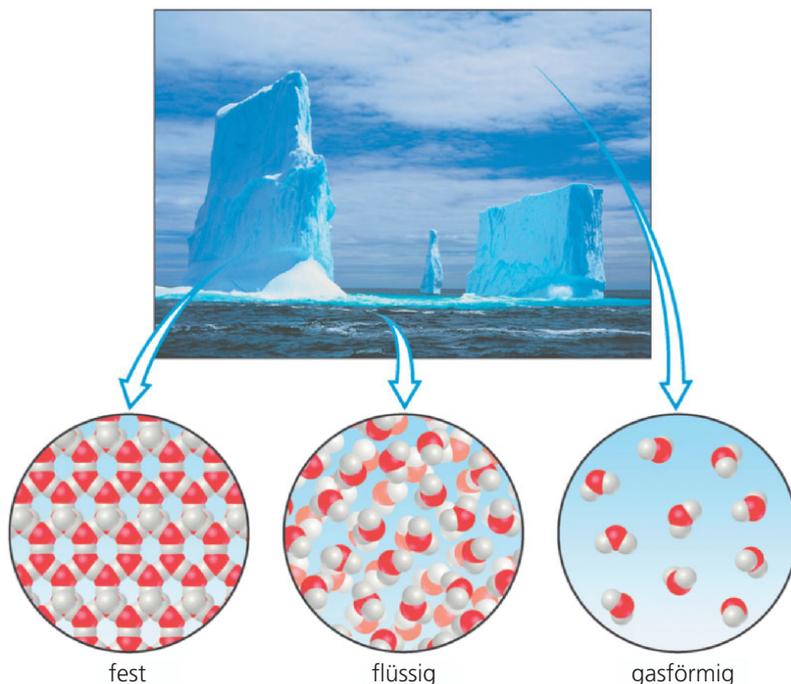
**Aggregatzustände****3.1**

Die Materie um uns herum tritt in drei verschiedenen Formen auf, den Aggregatzuständen **fest**, **flüssig** und **gasförmig** (► Abbildung 3.1). Welchen Aggregatzustand ein bestimmter Stoff einnimmt, hängt dabei von den äußeren Bedingungen, nämlich der Temperatur und dem Druck, ab. Wir kennen dies aus dem Alltag vom Wasser. Bei Normaldruck ist reines Wasser bei Temperaturen unterhalb von 0 °C ein Festkörper (Eis). Erhöht man die Temperatur (bei konstantem Druck), so wird Wasser zunächst bei 0 °C flüssig (**Schmelzpunkt**), um dann bei weiterer Temperaturerhöhung oberhalb von 100 °C gasförmig zu werden (**Siedepunkt**). Andere Stoffe besitzen unter gleichen äußeren Bedingungen hingegen andere Schmelz- und Siedepunkte. So besteht Luft im Wesentlichen aus molekularem Stickstoff N<sub>2</sub>, der erst bei Temperaturen von -196 °C flüssig und dann aber bereits unterhalb von -210 °C fest wird. Kerzenwachs (Paraffin) wird hingegen erst bei Temperaturen von etwa 50 °C flüssig.

**MERKE !**

Als Indices zur Kennzeichnung von Aggregatzuständen verwendet man:

fest = s (solid)  
flüssig = fl oder l (liquid)  
gasförmig = g



**Abbildung 3.1:** Die drei Aggregatzustände fest, flüssig und gasförmig. Wasser kann in fester Form (Eis), als Flüssigkeit sowie gasförmig vorkommen (Wasserdampf).

Aus: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E.B. (2007)

Wieso bilden Teilchen überhaupt Festkörper oder Flüssigkeiten? Wir haben im vorherigen Kapitel gesehen, dass Salze und Metalle deswegen fest sind, weil zwischen den Teilchen starke anziehende elektrostatische Kräfte existieren. Aber was hält die neutralen Wassermoleküle im festen Eis zusammen? Es muss auch im festen Eis irgendeine Art von anziehenden Kräften geben, sonst würde der Eiskristall zerfallen. Man spricht von **zwischenmolekularen (= intermolekularen) Kräften** oder **nichtkovalenten Wechselwirkungen**. Diese können je nach Molekül unterschiedlicher Natur sein (► Kapitel 3.2), sind aber in der Regel sehr viel schwächer als die zuvor besprochenen Kräfte, die bei chemischen Bindungen auftreten (► Kapitel 2). Es reicht bereits eine relativ geringe Energiezufuhr, zum Beispiel eine Temperaturerhöhung von etwas über 100 °C, aus, um die Anziehungskräfte zwischen den Wassermolekülen im Eis zu überwinden und aus hoch geordnetem, festem Eis zuerst flüssiges Wasser und dann ungeordneten gasförmigen Wasserdampf zu machen, in dem keine erkennbaren Wechselwirkungen zwischen den Teilchen mehr existieren. Um die chemischen Bindungen im Wassermolekül selber zu brechen, wären hingegen Temperaturen von einigen Tausend Grad notwendig.

Zwischenmolekulare Kräfte können zwar unterschiedlich stark sein, sind aber im zeitlichen Mittel immer anziehend. Wieso liegt dann nicht jeder Stoff als Feststoff vor? Was veranlasst die Wassermoleküle im festen Eis, bei einer Temperaturerhöhung in den weniger geordneten Zustand einer Flüssigkeit überzugehen? Was bringt die Wassermoleküle dann beim Übergang in die Gasphase dazu, hierbei scheinbar jegliche Wechselwirkung mit anderen Teilchen aufzugeben? Es gibt also offensichtlich auch eine der Anziehung entgegengerichtete Eigenschaft der Teilchen, die mit der Temperaturerhöhung verknüpft sein muss. Eine erste Erklärung hierfür lieferte Francis Bacon (17. Jahrhundert), der erkannte, dass Wärme eine Form der Bewegung von Teilchen ist. Heute weiß man, dass die Wärme eines Stoffes mit der Bewegungsenergie (= kinetische Energie  $E_{\text{kin}}$ ) der Teilchen zusammenhängt. Diese wiederum hängt mit der Geschwindigkeit der Teilchen zusammen. Es besteht also ein direkter Zusammenhang zwischen der Temperatur eines Stoffes und der Bewegungsenergie der Teilchen. Diese **thermischen Bewegungen** sind ungerichtet und treiben die Teilchen auseinander. In welchem Aggregatzustand ein Stoff vorliegt, hängt daher von der relativen Stärke der zwischenmolekularen Kräfte  $E_{\text{inter}}$  im Vergleich zur Bewegungsenergie  $E_{\text{kin}}$  der Teilchen und damit der Temperatur ab.

**MERKE !**

Wärme = ungerichtete Bewegung von Teilchen

- **Gasförmig:** Die Wechselwirkungsenergie der Teilchen ist kleiner als deren kinetische Energie ( $E_{\text{inter}} \ll E_{\text{kin}}$ ). Die Teilchen bewegen sich meistens völlig frei in alle Richtungen des zur Verfügung stehenden Raumes, nur ab und zu kommt es zu elastischen Zusammenstößen zwischen einzelnen Gasteilchen. Gase haben keine feste Form und ihr Volumen passt sich den äußeren Bedingungen an. Gasteilchen füllen immer den gesamten ihnen zur Verfügung stehenden Raum aus.
- **Flüssig:** Bewegungsenergie und zwischenmolekulare Anziehung sind ähnlich stark ( $E_{\text{inter}} \approx E_{\text{kin}}$ ). Benachbarte Teilchen stoßen ständig aneinander und werden durch die zwischen ihnen herrschenden Wechselwirkungen spürbar zusammengehalten. Sie können sich aber immer noch aneinander vorbei bewegen. Es liegt eine Nahordnung, aber keine Fernordnung vor. Flüssigkeiten haben ein festes Volumen, aber keine feste Form.
- **Fest:** Die anziehenden Kräfte zwischen den Teilchen sind deutlich stärker als ihre Bewegungsenergie ( $E_{\text{inter}} \gg E_{\text{kin}}$ ). Die Teilchen werden durch ihre Nachbarn an ihrem Platz festgehalten und können sich nicht frei bewegen (► Kapitel 2.3). Sie führen lediglich Schwingungsbewegungen im Festkörper aus. Es liegt eine ausgedehnte Fernord-

nung über den gesamten Festkörper hinweg vor (außer bei amorphen Festkörpern ► Kapitel 3.8). Festkörper haben sowohl ein festes Volumen als auch eine feste Form.

## Arten zwischenmolekularer Kräfte

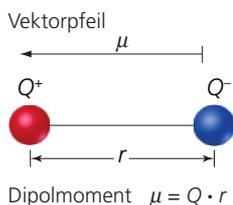
## 3.2

Wie stark Teilchen durch zwischenmolekulare Wechselwirkungen zusammengehalten werden, hängt im Wesentlichen von der chemischen Natur der Teilchen ab. Die vielleicht naheliegende Vermutung, dass ihre Masse hierbei eine Rolle spielt, ist falsch. Die wechselseitige Anziehung von Teilchen aufgrund ihrer Masse (= Gravitation) ist so schwach, dass dies vernachlässigbar ist. Selbst die Wechselwirkungen von Molekülen mit dem Gravitationsfeld der Erde sind vernachlässigbar. Es gibt aber eine Reihe von spezifischen zwischenmolekularen Wechselwirkungen, die ihre Ursache im chemischen Aufbau der Teilchen haben. Die wichtigsten nichtkovalenten Wechselwirkungen sind:

- Elektrostatische Wechselwirkungen: Ionen-Dipol- und Dipol-Dipol-Wechselwirkung
- Wasserstoffbrückenbindungen (eigentlich ein Spezialfall der Dipol-Dipol-Wechselwirkung)
- Van-der-Waals-Wechselwirkungen
- Hydrophobe Wechselwirkungen

### 3.2.1 Elektrostatische Wechselwirkungen

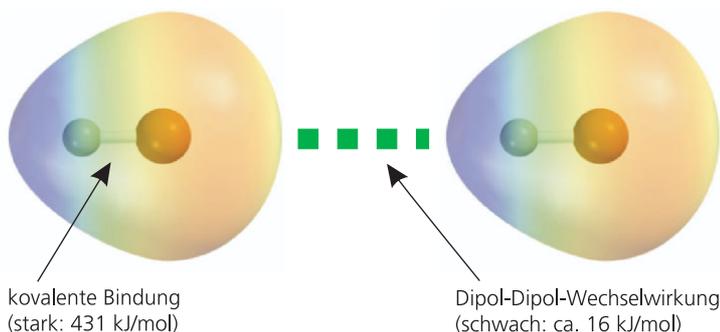
Betrachten wir noch einmal das schon besprochene HCl-Molekül (► Kapitel 2.6). Aufgrund der größeren Elektronegativität des Chloratoms ist das bindende Elektronenpaar im zeitlichen Mittel näher am Chlor- als am Wasserstoffatom. Die Ladungsverteilung ist unsymmetrisch, dadurch resultiert ein elektrischer Dipol. Die Stärke dieser Ladungstrennung und Polarisierung wird durch das **Dipolmoment**  $\mu$  ausgedrückt, das sich aus der Größe der Partialladungen  $Q$  (Einheit Coulomb C) und deren Abstand  $r$  (Einheit Meter m) berechnet (► Abbildung 3.2). Beim Dipolmoment  $\mu$  handelt es sich um eine gerichtete (= vektorielle) Größe, die vom positiven zum negativen Ende des Dipols weist. Als Einheit verwendet man Debye D ( $1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-33} \text{ C} \cdot \text{m}$ ). Das Dipolmoment eines HCl-Moleküls beträgt zum Beispiel 1,08 D.



**Abbildung 3.2:** Polare Moleküle haben ein Dipolmoment. Das Dipolmoment  $\mu$  ergibt sich aus dem Produkt der Ladungen  $Q$  und deren Abstand  $r$ .

Nach: Brown, T. L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

Nähern sich nun zwei oder mehr HCl-Moleküle einander an, dann kommt es zu elektrostatischen Wechselwirkungen zwischen den permanenten Dipolmomenten der einzelnen Moleküle (► Abbildung 3.4). Diese ziehen sich entweder an oder stoßen sich ab, je nachdem, ob eher die entgegengesetzten oder gleichen Enden der Dipole zueinanderweisen (► Abbildung 3.3). Da die Moleküle anziehende Orientierungen bevorzugen, resultiert insgesamt im zeitlichen Mittel aber immer eine Anziehungskraft zwischen den Molekülen, die **Dipol-Dipol-Wechselwirkung**.

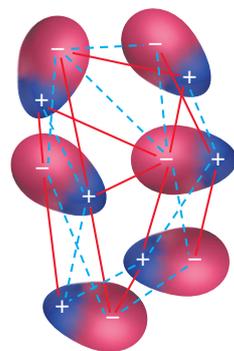


**Abbildung 3.4:** Nichtkovalente Wechselwirkung zwischen zwei HCl-Molekülen. Die intermolekulare Dipol-Dipol-Anziehung ist deutlich schwächer als die chemische Bindung innerhalb des Moleküls.

Auch permanent geladene Ionen können mit Dipolen in Wechselwirkung treten. Wird zum Beispiel Kochsalz (NaCl) in Wasser gelöst, so entstehen in der Lösung freie Ionen, die von den Dipolen der Wassermoleküle stabilisiert werden. Ein positiv geladenes Natriumkation wird dabei von Wassermolekülen so umgeben, dass das negative Dipolende, also das Sauerstoffatom, zum  $\text{Na}^+$ -Ion weist. Umgekehrt werden sich die Wassermoleküle um das negativ geladene Chloridanion so anordnen, dass das positive Dipolende, also die Wasserstoffatome, zum  $\text{Cl}^-$  zeigen. Dadurch sind jeweils anziehende Wechselwirkungen zwischen den Ionen und den Dipolen der Wassermoleküle möglich. Man spricht in diesem Fall von **Hydratisierung**. Ohne diese Ionen-Dipol-Wechselwirkungen würde sich ein Ionenkristall wie NaCl in Wasser nicht auflösen. Wir kommen hierauf noch genauer in ► Kapitel 4.9 zurück.

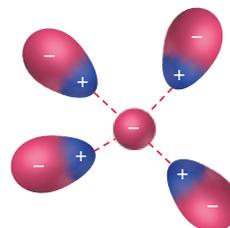
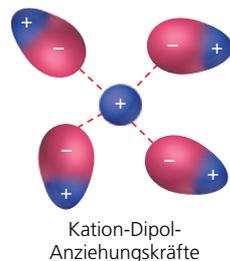
### 3.2.2 Wasserstoffbrückenbindungen

Betrachten wir das Wassermolekül noch einmal etwas genauer. Das Molekül besitzt ein relativ großes Dipolmoment von  $\mu = 1,84 \text{ D}$ , das aus der Überlagerung der beiden Einzeldipolmomente der beiden OH-Bindungen resultiert. Wäre Wasser linear und nicht gewinkelt, wäre das Mole-



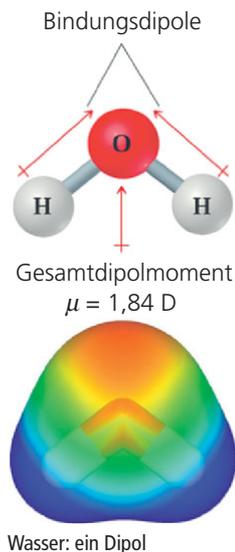
**Abbildung 3.3:** Anziehende (rot) und abstoßende (blau) Kräfte bei der Wechselwirkung mehrerer Dipole. Je nach ihrer gegenseitigen Orientierung können sich Dipole anziehen oder auch abstoßen. Die Moleküle orientieren sich bevorzugt so, dass im zeitlichen Mittel insgesamt immer eine Anziehung resultiert.

Aus: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E.B. (2007)



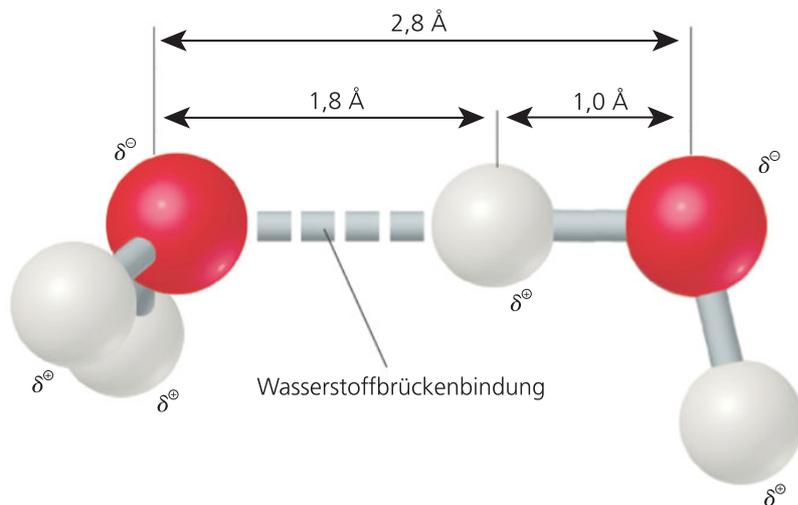
Ionen-Dipol-Wechselwirkungen

Aus: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E.B. (2007)



kül unpolar, da sich dann die beiden Dipolmomente der beiden OH-Bindungen genau aufheben würden (das Dipolmoment ist eine vektorielle Größe). Jede OH-Bindung im Wassermolekül ist stark polarisiert, da die Wasserstoffatome an einen sehr elektronegativen Bindungspartner, das Sauerstoffatom, gebunden sind. Die Elektronegativitätsdifferenz zwischen beiden Atomen beträgt  $\Delta EN = 1,4$  (► Kapitel 2.6). Die beiden H-Atome besitzen daher eine ausgeprägte positive Partialladung, wie man anschaulich an der blauen Färbung des Oberflächenpotenzials erkennt. Die positiv polarisierten H-Atome können nun zum negativ polarisierten Sauerstoffatom eines anderen Wassermoleküls relativ starke und gerichtete nichtkovalente Bindungen ausbilden (► Abbildung 3.5). Die Wechselwirkung der H-Atome erfolgt hierbei mit den freien Elektronenpaaren des Sauerstoffatoms (negativ polarisiert, rote Färbung beim Oberflächenpotenzial). Diesen Spezialfall der Dipol-Dipol-Wechselwirkung nennt man **Wasserstoffbrückenbindung** (= H-Brücke). Man beobachtet H-Brücken immer dann, wenn ein H-Atom an ein sehr elektronegatives Element wie Stickstoff, Sauerstoff oder Fluor gebunden ist und ein zwei-

H-Brücke:  $\text{D-H} \cdots \text{A}$   
 D-H = Donor (NH, OH)  
 A = Akzeptor (N, O)



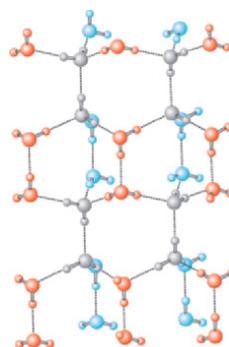
**Abbildung 3.5:** Wasserstoffbrücke zwischen zwei  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekülen. Das positiv polarisierte H-Atom des einen Moleküls wird von einem der beiden freien Elektronenpaare des Sauerstoffatoms des zweiten Moleküls angezogen.

Nach: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E.B. (2007)

tes elektronegatives Atom als Akzeptor vorhanden ist. H-Brücken spielen in der Biochemie zum Beispiel bei der Struktur von Proteinen und Nucleinsäuren eine wichtige Rolle (► Kapitel 12).

Da jedes Wassermolekül zwei positiv polarisierte H-Atome als H-Brückendonoren besitzt sowie zwei freie Elektronenpaare am Sauerstoff, die H-Brückenakzeptoren sind, kann jedes Wassermolekül maximal an vier H-Brücken gleichzeitig beteiligt sein. Dadurch resultieren relative starke Wechselwirkungen zwischen den einzelnen Wassermolekülen, die wesentlich für die besonderen Eigenschaften des Wassers verantwortlich sind. Vergleichen wir zum Beispiel Wasser ( $\text{H}_2\text{O}$ ) mit dem nächst höheren Homologen im Periodensystem, dem Schwefelwasserstoff ( $\text{H}_2\text{S}$ ). Obwohl  $\text{H}_2\text{S}$  deutlich größer und schwerer ist als  $\text{H}_2\text{O}$ , ist der Siedepunkt von  $\text{H}_2\text{S}$  mit  $-60^\circ\text{C}$  sehr viel niedriger. Aufgrund der sehr viel kleineren Elektronegativitätsdifferenz zwischen Schwefel und Wasserstoff (► Kapitel 2.6) ist die S-H-Bindung kaum polar ( $\Delta\text{EN} = 0,4$  vs.  $1,4$  bei der O-H-Bindung). Dadurch ist Schwefelwasserstoff nicht in der Lage, H-Brücken auszubilden. Die intermolekularen Wechselwirkungen sind somit deutlich schwächer. Wir sehen also, dass die H-Brücken im  $\text{H}_2\text{O}$  einen entscheidenden Einfluss auf die physikalischen Eigenschaften von Wasser haben. Anders verhält es sich zum Beispiel beim Vergleich von Chlorwasserstoff ( $\text{HCl}$ ) und Bromwasserstoff ( $\text{HBr}$ ). Keines der Moleküle ist in der Lage, H-Brücken auszubilden. Zum einen ist die Polarisierung der X-H-Bindung aufgrund des geringen Unterschiedes in den Elektronegativitäten nur klein ( $\Delta\text{EN} = 0,9$  bei  $\text{HCl}$  und  $0,7$  bei  $\text{HBr}$ ). Zum anderen sind die Halogenatome sehr groß, so dass deren Ladungsdichte viel kleiner ist als beim Sauerstoff oder Stickstoff (► Abbildung 2.9). Beide Verbindungen sind daher gasförmig. Der Zusammenhalt der Teilchen nimmt aber mit der Größe leicht zu, daher ist der Siedepunkt von  $\text{HBr}$  mit  $-66,7^\circ\text{C}$  etwas höher als der von  $\text{HCl}$  mit  $-85,1^\circ\text{C}$ . Aber beide Verbindungen haben deutlich niedrigere Siedepunkte als Wasser ( $100^\circ\text{C}$ ).

Die H-Brücken sorgen noch für eine andere Besonderheit des Wassers. Festes Wasser, Eis, hat eine geringere Dichte als flüssiges Wasser (► Kapitel 3.3). In der Regel sind in einem Festkörper die Teilchen dichter gepackt als in der Flüssigkeit. Die Dichte des Feststoffes ist bei den meisten Stoffen größer als die der Flüssigkeit. Flüssiges Kerzenwachs schwimmt auf dem festen Wachs. Festes Eis hat aber bei  $0^\circ\text{C}$  eine geringere Dichte ( $0,917\text{ g/mL}$ ) im Vergleich zu flüssigem Wasser ( $1,00\text{ g/mL}$ ). Eis schwimmt daher auf Wasser (**Dichte-Anomalie des Wassers**). Diese geringere Dichte von Eis ist auf die offene Struktur im Festkörper zu-



Eine mögliche Struktur von Eis  
Aus: : Housecroft, C. E. & Sharpe, A. G. (2006)

$$\text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}$$

$$\rho = \frac{m}{V}$$

rückzuführen. Die Wassermoleküle ordnen sich so an, dass jedes Molekül optimale H-Brücken mit seinen Nachbarn ausbilden kann. Dadurch ergibt sich eine wabenförmige Struktur mit Hohlräumen.

## CHEMIE IM ALLTAG

### ■ Die Dichte von Eis



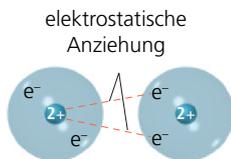
Wasser dehnt sich beim Gefrieren aus.

Aus: Brown, T. L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

Die geringere Dichte von Eis im Vergleich zu flüssigem Wasser hat ganz entscheidende Bedeutung für den Alltag und auch für das Leben überhaupt auf unserem Planeten. Zum einen bedeutet dies, dass sich Wasser beim Gefrieren ausdehnt. Wer kennt nicht die zerplatzten Getränkeflaschen im Gefrierfach? Zum anderen schwimmt Eis auf Wasser wie jeder Eisberg eindrucksvoll beweist. Bei den meisten anderen Stoffen sinken die „Eisberge“ auf den Grund der Flüssigkeit ab. Im Winter frieren Seen daher nur oberflächlich zu, unter der Eisschicht bleibt das Wasser flüssig. Wäre Eis schwerer als flüssiges Wasser, würde das Eis absinken und der gesamte See würde komplett einfrieren; der Tod für alle im Wasser lebenden Tiere und Organismen. Unter solchen Bedingungen hätte sich Leben auf unserem Planeten wahrscheinlich nicht entwickeln können.



### 3.2.3 Van-der-Waals-Wechselwirkungen



Heliumatom 1    Heliumatom 2

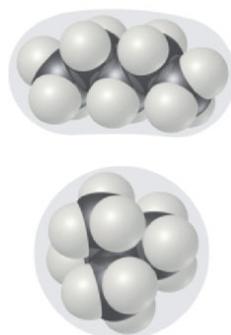
Anziehung zwischen induzierten Dipolen bei Edelgasatomen

Nach: Brown, T. L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

Auch zwischen unpolaren Molekülen wie zum Beispiel den Edelgasen wirken intermolekulare Kräfte, wenn auch nur sehr, sehr schwache. So hat Helium, das kleinste der Edelgase, einen Siedepunkt von  $-268,9^\circ\text{C}$  und selbst das sehr viel größere und schwerere Radon siedet bereits bei  $-62^\circ\text{C}$ . Trotzdem gibt es offensichtlich auch zwischen den vollkommen unpolaren und symmetrischen Edelgasatomen anziehende zwischenmolekulare Kräfte. Im ersten Kapitel haben wir bereits gelernt, dass die Elektronen in der Elektronenhülle in ständiger Bewegung sind (► Kapitel 1.7). Im zeitlichen Mittel ist die Verteilung der Elektronen um den Atomkern zum Beispiel eines Edelgases somit gleichmäßig und symmetrisch. Das gilt aber nicht für jeden einzelnen Zeitpunkt. Es kann kurzzeitig dazu kommen, dass sich alle Elektronen hauptsächlich auf einer Seite des Atoms aufhalten. Eine solche unsymmetrische Ladungsverteilung führt zu einem **temporären elektrischen Dipol**. Dieser ist im Gegen-

satz zur Situation bei polaren Atombindungen aber nicht permanent, sondern verschwindet, sobald sich die Elektronen wieder anders verteilen. Trotzdem reicht dieser nur für eine unglaubliche kurze Zeit von etwa  $10^{-16}$  Sekunden bestehende Dipol aus, um in der Elektronenwolke eines anderen Atoms eine entgegengesetzte Verschiebung der Ladungsdichte zu induzieren. So entsteht im benachbarten Atom ein entgegengerichteter **induzierter Dipol**. Es kommt zu einer anziehenden Wechselwirkung zwischen den beiden Edelgasatomen. Diese Wechselwirkung, die aufgrund von Fluktuationen in der Elektronenhülle entsteht und zur Anziehung von induzierten Dipolen in benachbarten Teilchen führt, nennt man **Van-der-Waals-Wechselwirkung**. Es gibt sie bei jedem Molekül, aber eine entscheidende Rolle spielen sie nur bei unpolaren Molekülen, bei denen keine permanenten Dipole existieren. Ansonsten sind die oben besprochenen elektrostatischen Wechselwirkungen deutlich stärker und dominieren die zwischenmolekularen Anziehungen. Van-der-Waals-Kräfte nehmen mit der Größe der Moleküle zu, da dann die **Polarisierbarkeit** der Elektronenhülle, also die Leichtigkeit, mit der sich induzierte Dipole durch Verschiebung der Elektronen durch elektrische Felder von außen erzeugen lassen, zunimmt.

Kohlenwasserstoffe, die wir in ► Kapitel 9 noch genauer kennenlernen werden, sind typische unpolare Moleküle, die untereinander nur durch Van-der-Waals-Kräfte zusammengehalten werden. Je größer die Moleküle werden, desto stärker wird dieser Zusammenhalt. Die kleinen Kohlenwasserstoffe wie Methan oder Ethan sind daher gasförmig, die größeren wie Pentan oder Hexan flüssig und die noch größeren wie Paraffin sind fest. Den Einfluss, den die Molekülgestalt auf die Van-der-Waals-Wechselwirkungen hat, sieht man sehr schön beim Vergleich von Pentan und Neopentan. Hierbei handelt es sich um zwei Isomere (► Kapitel 9.6), die aus der gleichen Anzahl an Atomen aufgebaut sind (Summenformel jeweils  $C_5H_{12}$ ). Pentan hat allerdings eine gestreckte zylindrische Struktur, während Neopentan kugelförmig ist. Da eine Kugel eine kleinere Oberfläche aufweist als ein volumengleicher Zylinder, sind die Van-der-Waals-Wechselwirkungen beim Neopentan kleiner. Der Siedepunkt von Neopentan ist mit  $9,5\text{ °C}$  deutlich kleiner als beim Pentan mit  $36,1\text{ °C}$ .



Pentan (oben) und Neopentan (unten)

Nach: Brown, T. L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

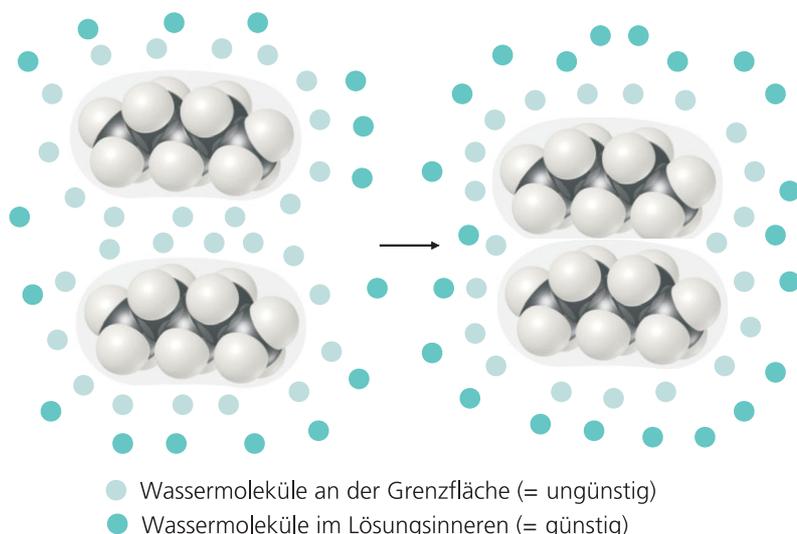
### 3.2.4 Hydrophobe Wechselwirkungen

Eine besondere Art von zwischenmolekularen Wechselwirkungen beobachtet man, wenn unpolare Stoffe mit polaren Stoffen in Kontakt kommen. Gibt man zum Beispiel Speiseöl, ein typisches unpolares Molekül,

in Wasser, ein typisches polares Molekül, so beobachtet man, dass sich Öl und Wasser nicht miteinander mischen. Selbst wenn man anfänglich die beiden Stoffe durch intensives Schütteln gut vermischt hatte, so kommt es beim Stehen lassen schnell wieder zu einer Entmischung. Die im Wasser anfangs fein verteilten Öltröpfchen lagern sich immer weiter zusammen zu größeren Tröpfchen, bis letztendlich das Öl wieder als separate Phase auf dem Wasser schwimmt. Die Wechselwirkungen, die zu dieser Zusammenlagerung zwischen den unpolaren Einheiten führen, fasst man unter dem Begriff **hydrophobe Wechselwirkungen** zusammen. Unpolare Teilchen können zu den sie umgebenden Wassermolekülen nur sehr schwache Van-der-Waals-Bindungen ausbilden, während die Wassermoleküle untereinander aufgrund der starken Wasserstoffbrückenbindungen das schon diskutierte energetisch sehr günstige Netzwerk von H-Brücken formen. Die unpolaren Teilchen können selber keine H-Brücken ausbilden und stören daher die Struktur des Wassers. Diese Störungen haben je nach Größe der unpolaren Teilchen unterschiedliche Auswirkungen.

Bei sehr kleinen unpolaren Molekülen (zum Beispiel kleine Alkanmoleküle oder die kurzkettigen Alkanreste von Alkoholen; ► Kapitel 9.5) kann das Wassernetzwerk ohne Verlust von Bindungen um diese unpolaren Einheiten herum aufrechterhalten werden. Da die Wassermoleküle hierzu aber ganz bestimmte Orientierungen einnehmen müssen, wird die Ordnung des Systems erhöht. Dies ist energetisch ungünstig (**entropischer Effekt**; ► Kapitel 5.5). Der mit der Erhöhung der Ordnung der Wassermoleküle verbundene Energieaufwand ist für die geringe Löslichkeit kleiner unpolarer Moleküle in Wasser verantwortlich.

Überschreiten die unpolaren Teilchen eine bestimmte Größe, so kann das Netzwerk an Wassermolekülen um diese Teilchen herum überhaupt nicht mehr vollständig aufrechterhalten werden. Es müssen H-Brücken im Wassernetzwerk gebrochen werden. Um die Anzahl der gebrochenen H-Brücken möglichst gering zu halten, wenden sich die Wassermoleküle von der Oberfläche der unpolaren Teilchen weg. Die Wassermoleküle an dieser Grenzfläche haben einen höheren Energiegehalt als im Inneren der Lösung (► Abbildung 3.6). Je größer daher die Grenzfläche zwischen Wassermolekülen und den unpolaren Teilchen ist, desto ungünstiger ist das Ganze. Lagern sich nun zwei unpolare Moleküle zusammen, so verringert sich die Kontaktfläche zum Wasser, mehr Wassermoleküle können wieder am normalen H-Brückennetzwerk in der Lösung teilnehmen. Die Triebkraft der hydrophoben Wechselwirkung ist also die Verringerung



**Abbildung 3.6:** Die hydrophobe Wechselwirkung. Unpolare Moleküle lagern sich in Wasser zusammen. Triebkraft ist die Verringerung der Kontaktfläche der unpolaren Moleküle zum Wasser, da sich dann insgesamt weniger Wassermoleküle an der energiereichen Grenzfläche befinden müssen.

der Kontaktfläche unpolarer Moleküle zum Wasser, was zu einer Aggregation der unpolaren Teilchen führt. Genau genommen spielt also nicht die Anziehung zwischen den unpolaren Teilchen die entscheidende Rolle, sondern es sind die Wassermoleküle, die die unpolaren Moleküle aus ihrer Nachbarschaft vertreiben.

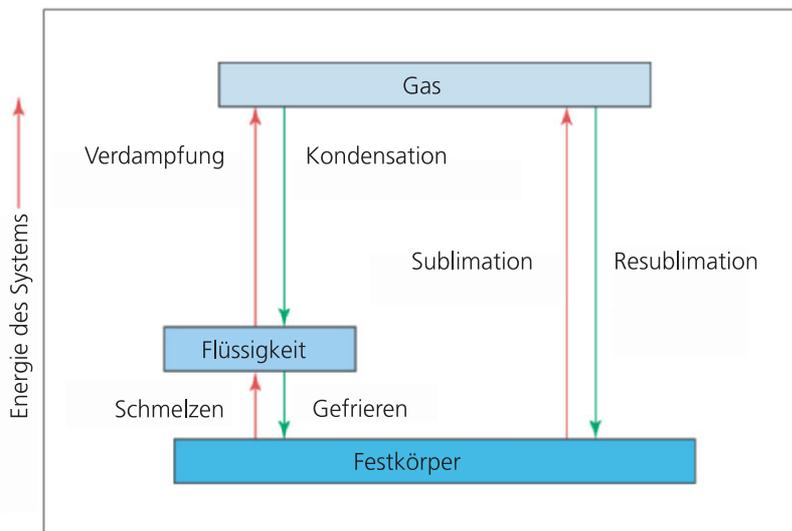
## Phasenumwandlungen

## 3.3

Die zwischenmolekularen Kräfte sind in erster Näherung nur von der Art der Teilchen abhängig und werden von den äußeren Bedingungen wie Druck und Temperatur nur wenig beeinflusst. Die kinetische Energie der Teilchen nimmt hingegen mit der Temperatur zu. Dies bedeutet, dass mit zunehmender Temperatur jeder Stoff irgendwann aus dem festen in den flüssigen und letztendlich in den gasförmigen Zustand übergeht. Diese Wechsel nennt man **Phasenumwandlung** oder **Phasenübergang** (► Abbildung 3.7). Die genaue Temperatur, bei der eine solche Phasenumwandlung stattfindet, ist natürlich von Stoff zu Stoff verschieden. Deswegen sind zum Beispiel Schmelz- und Siedepunkte charakteristische Stoffgrößen und können zur Identifizierung von Substanzen in der Analytik verwendet werden. Allerdings hängt die Temperatur, bei der eine Phasenumwandlung erfolgt, auch vom äußeren Druck  $p$  ab. Daher verwendet man

### MERKE !

Phase = Stoffsystem in einheitlichem Aggregatzustand



**Abbildung 3.7:** Phasenübergänge. Bei Druck- und Temperaturänderung kann ein Stoff aus einem Aggregatzustand in einen anderen übergehen. So wird zum Beispiel aus einer Flüssigkeit durch Verdampfung ein Gas. Bei Phasenübergängen muss entweder Energie aufgebracht werden (rote Pfeile) oder es wird Energie frei (grüne Pfeile).

Aus: Brown, T. L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

besser den Begriff **Siedetemperatur** oder **Schmelztemperatur**. Man kann bei konstanter Temperatur auch durch Erhöhung des äußeren Druckes ein Gas erst zum Kondensieren und eine Flüssigkeit unter bestimmten Umständen sogar zum Erstarren bringen.

## CHEMIE IM ALLTAG

### ■ Der Dampfkochtopf



Dampfkochtopf

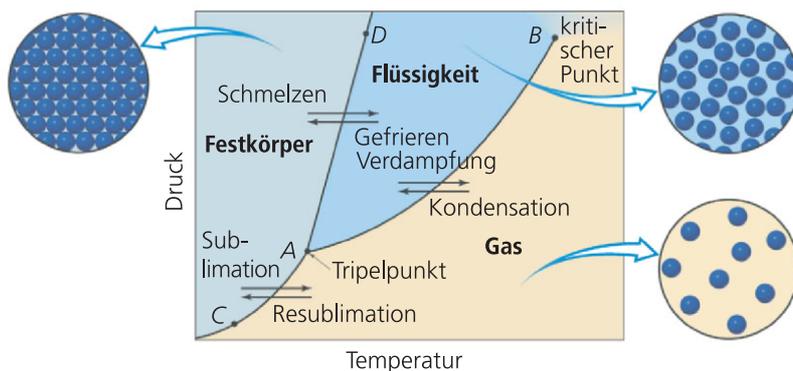
Wasser siedet bei Normaldruck bei 100 °C. Im Hochgebirge siedet Wasser allerdings aufgrund des geringeren Druckes bereits bei deutlich tieferen Temperaturen, zum Beispiel auf der Zugspitze (knapp 3000 m Höhe) bei etwa 85–90 °C. In Schnellkochtöpfen wird hingegen der Druck erhöht, so dass Wasser erst bei höheren Temperaturen als 100 °C siedet. In handelsüblichen Dampfkochtöpfen herrschen Drücke von 1,2–1,8 bar und Temperaturen von bis zu 120 °C. Dadurch werden Nahrungsmittel schneller gar, die Kochzeiten verkürzen sich.



Trägt man in ein Diagramm ein, welchen Aggregatzustand ein Stoff bei einer bestimmten Temperatur und einem bestimmten Druck einnimmt, so erhält man ein **Phasendiagramm** (► Abbildung 3.8). Entlang der eingezeichneten Kurven liegen jeweils zwei Phasen miteinander im Gleichgewicht vor (zum Beispiel fest/flüssig oder flüssig/gasförmig). Entlang dieser Kurven findet man also zum Beispiel die Schmelztemperaturen (Kurve A–D) und Siedetemperaturen (Kurve A–B) des Stoffes in Abhängigkeit vom äußeren Druck. Es gibt im Phasendiagramm genau einen Punkt A, den **Tripelpunkt**, an dem alle drei Phasen gleichzeitig nebeneinander im Gleichgewicht vorliegen. Dies ist für den Reinstoff nur unter genau diesen Druck- und Temperaturbedingungen möglich. Jeder Punkt in dem Phasendiagramm, der nicht auf einer der Kurven liegt, entspricht Bedingungen, an denen nur eine Phase stabil ist. Bei niedrigen Drücken und hoher Temperatur ist zum Beispiel einzig die Gasphase stabil (unten rechts), während bei hohen Drücken und niedriger Temperatur nur die Festphase vorliegt (oben links). Die Verdampfungskurve endet am **kritischen Punkt** B. An diesem sind Flüssigkeit und Gasphase nicht mehr voneinander unterscheidbar. Beide haben die gleiche Dichte.

**MERKE !**

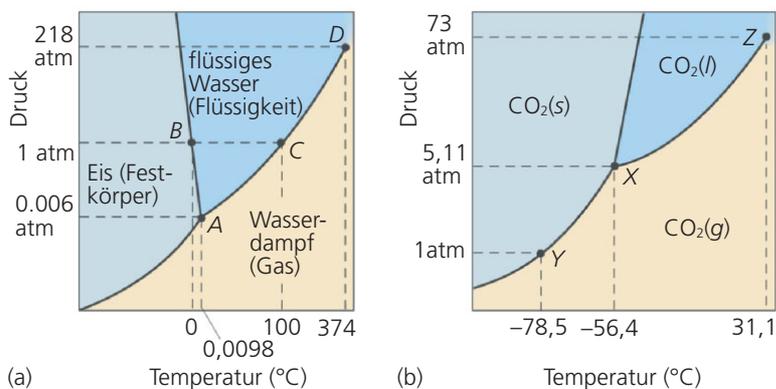
Gleichgewicht  
= Zustand, der sich im  
zeitlichen Verlauf ma-  
kroskopisch nicht mehr  
ändert



**Abbildung 3.8:** Allgemeines Phasendiagramm. Je nach Druck und Temperatur sind unterschiedliche Aggregatzustände eines Stoffes stabil, wobei entlang der Kurven immer zwei Aggregatzustände nebeneinander im Gleichgewicht vorliegen.

Aus: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E.B. (2007)

Betrachten wir zusätzlich neben diesem allgemeinen Phasendiagramm auch noch die Phasendiagramme von Wasser und Kohlendioxid (► Abbildung 3.9). Beim Wasser fällt zum einen auf, dass die Schmelzkurve eine negative Steigung hat. Bei zunehmendem Druck wandelt sich daher bei gleicher Temperatur Eis in flüssiges Wasser um. Dies ist die schon erwähnte **Anomalie des Wassers** (► Kapitel 3.2.2), die ihre Ursache in der geringeren Dichte von Eis gegenüber flüssigem Wasser hat. Der Tripel-



**Abbildung 3.9:** Phasendiagramme von Wasser (H<sub>2</sub>O) und Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>). Im Gegensatz zu Kohlendioxid (und den meisten anderen Stoffen) hat bei Wasser die Schmelzkurve eine negative Steigung. Kohlendioxid sublimiert bei Normaldruck, geht also direkt vom festen in den gasförmigen Aggregatzustand über.

Nach: Brown, T.L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

punkt von Wasser liegt bei 6 mbar und 0,01 °C. Wieso haben wir dann in ► Abbildung 3.1 auch gasförmiges Wasser (Wasserdampf) neben Eis und flüssigem Wasser vorliegen, obwohl diese Bedingungen (1 atm Druck = 1013 mbar =  $1,013 \cdot 10^5$  Pa und 0 °C) nicht dem Tripelpunkt des Wassers entsprechen? Der entscheidende Unterschied ist, dass wir es bei der Situation in ► Abbildung 3.1 nicht mit einem Reinstoff zu tun haben (► Kapitel 3.4). Neben gasförmigem Wasserdampf enthält die Luft noch eine ganze Reihe weiterer Gase (auch in deutlich größeren Mengen). Für ein Stoffgemisch gelten aber andere Regeln als für Reinstoffe.



Trockeneis

Beim Kohlendioxid ist wie bei den meisten Stoffen hingegen die Dichte des Eises größer als die der Flüssigkeit. Dafür finden wir beim Kohlendioxid eine andere Besonderheit. Der Tripelpunkt X liegt bei 5,11 atm Druck. Unterhalb dieses Druckes ist keine flüssige Phase existent. Das heißt, bei 1 atm Druck geht festes Kohlendioxid bei -78,5 °C direkt in den gasförmigen Zustand über. Das Eis schmilzt nicht, sondern verdampft sofort (Sublimation). Daher kommt auch der Name **Trockeneis** für festes Kohlendioxid.

Phasenumwandlungen sind mit einer Energieänderung verbunden. So müssen zum Beispiel beim Verdampfen, also beim Phasenübergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen überwunden werden. Die zwischenmolekularen Bindungen müssen gelöst werden. Dazu ist ähnlich wie beim Brechen einer

## CHEMIE IM ALLTAG

## ■ Kann man auf Trockeneis Schlittschuh laufen?



Schlittschuhläufer

dann weitgehend reibungsfrei über das Eis. Man ist also eigentlich kein Eisläufer sondern ein Wasserläufer. Beim Kohlendioxid führt die Druckerhöhung aber nicht zum Schmelzen. Hier hat der Feststoff eine höhere Dichte als die Flüssigkeit. Es entsteht somit kein Flüssigkeitsfilm und es ist kein Schlittschuh laufen möglich. Die Reibung zwischen den Kufen und dem festen Eis ist zu groß.

Überlegen Sie einmal anhand der Phasendiagramme (► Abbildung 3.9), ob man auch auf Trockeneis Schlittschuh laufen könnte? Was passiert beim Schlittschuh laufen? Das Körpergewicht übt über die sehr kleinen Kufen einen starken Druck auf das Wassereis aus. Diese Druckerhöhung führt zu einem Schmelzen des Eises (Anomalie des Wassers: Wasser hat eine höhere Dichte als Eis, die Schmelzkurve also eine negative Steigung). Auf diesem Wasserfilm gleitet der Schlittschuhläufer

kovalenten Bindung eine Energiezufuhr von außen notwendig, die im einfachsten Fall in Form von Wärme aus der Umgebung abgezogen wird (**Verdampfungswärme = Verdunstungskälte**). Natürlich sind diese Energiebeträge deutlich kleiner als bei echten kovalenten Bindungen. Während kovalente Bindungen in der Größenordnung von einigen Hundert kJ/mol liegen (► Tabelle 2.2), betragen nichtkovalente Wechselwirkungen zumindest bei kleinen Molekülen selten mehr als 10–20 kJ/mol, häufig sind die Kräfte sogar noch schwächer. Umgekehrt wird zum Beispiel beim Kondensieren, also beim Phasenübergang gasförmig/flüssig, Energie frei, die als Wärme wieder an die Umgebung abgegeben wird.



## AUS DER MEDIZINISCHEN PRAXIS

### ■ Dampfsterilisation



Autoklav

Erhitzt man Wasser in einem offenen Gefäß, so fängt das Wasser bei  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  an zu sieden, es entsteht Wasserdampf, der entweicht. Die Temperatur des Wasserdampfes beträgt dabei genau  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ . In einem geschlossenen Gefäß, einem **Autoklav**, hingegen kann der Wasserdampf nicht entweichen und lässt sich weiter aufheizen. Man erhält unter Druck stehenden Wasserdampf mit einer Temperatur von deutlich über  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Diesen kann man hervorragend nutzen, um Bakterien abzutöten. Je nach Erreger betragen bei dieser **Dampfsterilisation** die Abtötungszeiten bei  $120\text{ }^{\circ}\text{C}$  Dampftemperatur zwischen 5 und 60 Minuten. Der Dampf wirkt dabei nicht nur durch seine hohe Temperatur als Wärmeüberträger, sondern übt auch eine direkte bakterizide Wirkung aus. Der Dampf steht im Autoklaven unter einem solchen Druck, dass seine Siedetemperatur genau  $120\text{ }^{\circ}\text{C}$  entspricht. Wir befinden uns im Phasendiagramm direkt auf der Siedekurve (= **gespannter Dampf**). Beim Kontakt des Dampfes mit dem Sterilgut, zum Beispiel einem medizinischen Gerät, kommt es zur Kondensation des Dampfes. Dabei wird die Verdampfungswärme frei, die auf das Sterilgut übertragen wird. Anhaftende Bakterien werden dadurch zusätzlich erhitzt und abgetötet. Außerdem führt die Feuchtigkeit zum Aufquellen der Bakterien, was diese hitzeempfindlicher macht. Trockene Luft ist hingegen sehr viel schlechter zur Sterilisation geeignet. Sie leitet Wärme nur sehr schlecht und beim Kontakt mit Materie wird keine Verdampfungswärme frei. Trockene Luft wirkt also nur durch ihre Temperatur. Man benötigt daher bei der Heißluftsterilisation Temperaturen oberhalb von  $200\text{ }^{\circ}\text{C}$  und sehr viel längere Einwirkzeiten. Die Dampfsterilisation im Autoklaven ist daher heutzutage die Methode der Wahl zur Sterilisation von medizinischem Gerät.

### ■ Verdunstungskälte

#### Wärmeregulation durch Schwitzen

Menschen sind Warmblüter, das heißt, ihre Körperkerntemperatur liegt konstant bei etwa  $36,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Nun wird im Körper ständig Energie und damit auch Wärme produziert (zum Beispiel beim Stoffwechsel, wie dem Abbau von Nahrung), die nach außen abgeführt werden muss, um einen Anstieg der Körpertemperatur zu vermeiden (► Kapitel 5.4).

Dies geschieht unter anderem durch **Schwitzen**. Der abgesonderte Schweiß verdunstet auf der Hautoberfläche, wobei Energie aus der Umgebung abgezogen wird. Die entstehende **Verdunstungskälte** kühlt den Körper ab.



EisSpray-  
ratiopharm®

### Kältesprays

Früher verwendete man für die **Lokalanästhesie** leicht verdampfende Flüssigkeiten wie Ethylchlorid. Diese wurden auf die Haut gesprüht und die beim Verdampfen entstehende starke Verdunstungskälte führte zu einer Betäubung der Hautbereiche. Ethylchlorid wird heutzutage wegen gesundheitlicher Bedenken nicht mehr verwendet. Das gleiche Prinzip liegt aber auch den heutzutage weit verbreiteten **Kältesprays** zugrunde, die gerne bei Sportverletzungen zur Kühlung eingesetzt werden. Hierbei handelt es sich um Mischungen leichtflüchtiger Verbindungen wie Propan, Butan und Pentan, die beim Sprühen verdampfen und entsprechend zu einer starken lokalen Abkühlung und damit Schmerzbetäubung führen. Auch die im Fallbeispiel eingangs erwähnte kryochirurgische Warzenbehandlung nutzt diesen Effekt.

## Reinstoffe und Stoffgemische

# 3.4

Neben der Einteilung der Materie entsprechend des Aggregatzustandes ist zudem die Unterscheidung in Reinstoffe und Stoffgemische sinnvoll. **Reinstoffe** haben eine definierte chemische Zusammensetzung und somit definierte physikalische Eigenschaften. Wasser ist ein Reinstoff, ebenso wie zum Beispiel metallisches Gold. Reinstoffe können also entweder chemische Verbindungen (Wasser) oder chemische Elemente (Gold) sein. Entscheidend ist, dass sich ein Reinstoff nicht durch physikalische Trennverfahren wie Destillieren oder Kristallisieren weiter trennen lässt. Eine weitere Zerlegung einer chemischen Verbindung in die enthaltenen Elemente ist nur mit chemischen Methoden möglich, da es sich dann um eine Stoffumwandlung handelt.

Ein **Stoffgemisch** besteht hingegen aus mehreren Reinstoffen in variabler Zusammensetzung. Luft ist zum Beispiel ein Stoffgemisch, das sich im Wesentlichen aus den drei Reinstoffen Stickstoff (78 %), Sauerstoff (21 %) und Argon (1 %) zusammensetzt. Die physikalischen Eigenschaften eines Gemisches hängen von der Zusammensetzung ab und verändern sich entsprechend, wenn sich die Anteile der einzelnen Reinstoffe am Gemisch verändern. Stoffgemische lassen sich durch phy-

sikalische Trennverfahren in die entsprechenden Reinstoffe trennen. Flüssige Luft kann man zum Beispiel durch fraktionierende Destillation (► Kapitel 4.7.2) in die drei Gase Stickstoff, Sauerstoff und Argon trennen. Auch eine Lösung von Kochsalz NaCl in Wasser ist ein Gemisch. Die Zusammensetzung kann in großen Bereichen variieren. So kann man in 100 mL Wasser bis zu 40 g Kochsalz auflösen. Lässt man die Salzlösung aber einfach stehen, erhält man durch das Verdunsten des Wassers (physikalischer Vorgang) das Kochsalz (und prinzipiell auch das Wasser) wieder zurück.

**MERKE !**

Homogen = eine Phase  
Heterogen = mehrere Phasen



Wein: homogene Mischung



Granit: heterogene Mischung

## Homogene und heterogene Systeme

## 3.5

Reinstoffe, aber auch Stoffgemische können zudem homogen oder heterogen sein. Als **homogen** bezeichnet man einen Stoff oder ein Stoffgemisch dann, wenn nach außen einheitlich nur eine Phase erkennbar ist. **Heterogen** ist ein Stoff oder Stoffgemisch hingegen, wenn erkennbar mindestens zwei verschiedene Phasen vorliegen, die aber durchaus auch den gleichen Aggregatzustand haben können. Luft ist zum Beispiel ein homogenes Gasmisch. Auch die erwähnte Kochsalzlösung ist homogen ebenso wie Wein. Beides sind homogene Mischungen. Ein Goldbarren ist ein homogener Reinstoff. Eiswürfel in Wasser bilden hingegen ein heterogenes Zweiphasensystem eines Reinstoffes. Milch ist eine heterogene Mischung ebenso wie eine Emulsion von Öl in Wasser. Auch eine Aspirin-tablette ist eine heterogene Mischung, die aus mehreren festen Phasen besteht. Ebenso sind die meisten Gesteine (zum Beispiel Granit) heterogene Gemische mehrerer fester Bestandteile (► Tabelle 3.1).

Die Einteilung homogen/heterogen ist leider etwas unscharf, da die Definition auch davon abhängt, wie genau man hinsieht. Beim Granit ist klar zu sehen, dass mehrere Stoffe nebeneinander vorliegen. Mit bloßem Auge erscheinen aber zum Beispiel sowohl Milch als auch eine Aspirin-tablette homogen. Betrachtet man jedoch das Ganze mit einem Mikroskop, erkennt man den heterogenen Charakter der Stoffgemische. Es gibt aber durchaus Fälle, bei denen eine Einteilung nicht klar möglich ist, da es sich um Grenzfälle handelt. Dies ist zum Beispiel bei **kolloidalen Lösungen** der Fall. Hierbei liegt die Größe der „gelösten“ Teilchen bei ca. 3–200 nm. Solche Lösungen verhalten sich anders als **echte Lösungen** (Teilchengröße < 3 nm, zum Beispiel Kochsalzlösung), aber auch anders als heterogene Gemische.

Aggregatzustand	Bezeichnung	Beispiel
fest/fest	Gemenge, Konglomerat	Granit, Aspirin-tablette
fest/flüssig	Aufschlämmung, Suspension	getrübtes Wasser, Kalkmilch
flüssig/flüssig	Emulsion	Creme, Milch
fest/gasförmig	Aerosol	Staub, Rauch
flüssig/gasförmig	Aerosol	Nebel, Schaum
gasförmig/gasförmig	gibt es nicht!	

**MERKE !**

Es gibt auch heterogene Mischungen aus mehr als zwei Phasen.

**Tabelle 3.1:** Heterogene Stoffmischungen

Viele Medikamente und Arzneistoffe werden in Form von heterogenen Mischungen eingesetzt. Dazu gehören halbfeste Dermatika wie Salben, Cremes (wasserhaltige Salben, Emulsionen), Gele (Kolloide) und Pasten (Salben mit hohem Feststoffanteil) oder verschiedene inhalative Arzneiformen (► Tabelle 3.2).

Medikamentenform	Aufbau
Dosieraerosole	Ein Arzneistoff ist in einem unter Druck flüssigem Treibgas gelöst oder suspendiert. Beim Verdampfen entstehen feinstverteilte Mikropartikel in einer Gasphase, die inhaliert werden. Beispiel: Berodual® N Dosier-Aerosol
Vernebler	Elektrische Vernebler erzeugen aus wässrigen Arzneistofflösungen oder -suspensionen feine Aerosoltröpfchen, die inhaliert werden. Beispiel: Salbutamol AL Fertiginhalat Lösung für einen Vernebler, Sanasthmax® Suspension für einen Vernebler
Pulverinhalate	Ein Pulverinhalator enthält wirkstoffhaltiges Pulver (mit einer sehr geringen Partikelgröße $< 5 \mu\text{m}$ ) in definierten Agglomeraten. Beim Inhalieren werden diese durch Scherkräfte zerstäubt, die Agglomerate zerfallen in die einzelnen Partikel, welche mit dem Luftstrom bis in die Lunge gelangen. Beispiel: Pulmicort® Turbohaler®

**Tabelle 3.2:** Heterogene Stoffgemische als Arzneiformen für die Inhalation



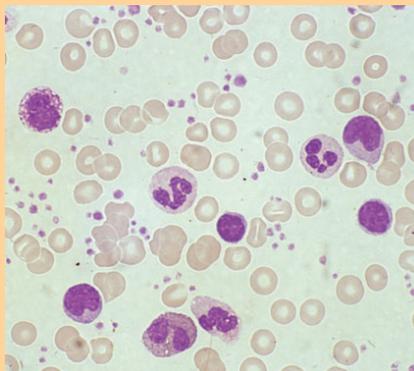
## AUS DER MEDIZINISCHEN PRAXIS

### ■ Blut – die besondere Flüssigkeit

Blut ist die Grundlage unseres Lebens und jedes Vampirs. Man spricht gerne vom Saft des Lebens. Diese Aussage ist streng genommen nicht ganz korrekt. Denn Blut ist keine reine Flüssigkeit, sondern eine sehr komplex zusammengesetzte **heterogene Suspension**. Im Wesentlichen besteht Blut zu etwa 45 Prozent aus festen zellulären Bestandteilen (Erythrocyten, Leukocyten, Thrombocyten) und zu 55 Prozent aus einer Flüssigkeit, dem Blutplasma. Das Blutplasma selbst wiederum ist eine homogene Mischung, die aus in Wasser (ca. 90 Prozent) gelösten Gasen, Proteinen (ca. 7 Prozent), Salzen, Monosacchariden (Zuckern), Hormonen, Nährstoffen usw. besteht. Unter Blutserum versteht man hingegen das Plasma ohne die Gerinnungsfaktoren. Man erhält es, wenn man aus einer geronnenen Blutprobe die zellulären Bestandteile durch Zentrifugieren abtrennt.



Blut



Zelluläre Bestandteile

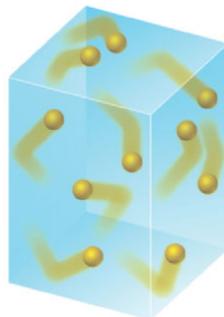
## Ideale Gase

## 3.6

Bei Gasen sind die intermolekularen Wechselwirkungen zwischen den Teilchen geringer als deren kinetische Energie, so dass sich die Gasteilchen wahllos im Raum hin und her bewegen. Durch diese ständige Bewegung der Teilchen hat ein Gas weder eine feste Form noch ein festes Volumen, sondern die Gasteilchen füllen den gesamten ihnen zur Verfügung stehenden Raum aus. Verschiedene Gase sind zudem in jedem Verhältnis miteinander mischbar. Zwei oder mehr Gase bilden immer eine homogene Mischung. Das beste Beispiel ist hierfür die schon erwähnte Luft,

die neben den drei Hauptbestandteilen Stickstoff  $N_2$  (78 Prozent), Sauerstoff  $O_2$  (21 Prozent) und Argon Ar (1 Prozent) noch jede Menge weiterer Gase wie Wasserdampf, Kohlendioxid, andere Edelgase, Schwefeldioxid etc. enthält.

Für die charakteristischen Eigenschaften eines Gases ist die Art der Teilchen in erster Näherung nicht entscheidend, sondern nur ihre Anzahl. Die verschiedenen Gasteilchen sind meistens so weit voneinander entfernt, dass sie nichts voneinander merken. Dann ist es einem  $N_2$ -Molekül in der Luft natürlich gleichgültig, ob das Nachbarpartikel ein  $N_2$ - oder  $O_2$ -Molekül ist. Ab und zu treffen sich zwei Gasteilchen und stoßen zusammen. Allerdings ist deren kinetische Energie in aller Regel so groß, dass sie wie Billardkugeln direkt wieder voneinander abprallen und weiterfliegen. Solche elastischen Stöße passieren auch zwischen den Gasteilchen und der umgebenden Behälterwand. Bei einem solchen Stoß kommt es physikalisch gesehen zu einer Impulsübertragung auf die Behälterwand, was einer Kraftausübung auf eine bestimmte Fläche der Wand entspricht. Dies ist aber gleichbedeutend mit einem **Druck**  $p$ , den die Gasteilchen durch ihre Stöße auf die Wand ausüben. Wir können somit die makroskopisch beobachtbare physikalische Größe Druck  $p$  auf eine mikroskopische Erklärung (Stöße von Gasteilchen auf die Behälterwand) zurückführen.



Stöße der Gasteilchen auf die Gefäßwand = Druck

$$\text{Druck} = \frac{\text{Kraft}}{\text{Fläche}}$$

Aus: Brown, T. L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

Dieser Druck ist umso größer, je mehr Teilchen gegen die Wand stoßen und je größer deren kinetische Energie ist. Der Druck nimmt also bei gleich bleibender Teilchenzahl und Temperatur mit abnehmenden Volumen eines Gases zu (höhere Teilchendichte = mehr Stöße auf die Wand) (**Gesetz von Boyle-Mariotte**). Ebenso erhöht sich mit zunehmender Temperatur (= höhere kinetische Energie) das Volumen eines Gases bei ansonsten gleich bleibender Teilchenzahl und gleichem Druck (**Gesetz von Gay-Lussac**). Auch mit zunehmender Anzahl  $n$  an Gasteilchen nehmen Druck und Volumen zu (bei gleich bleibender Temperatur). Da die Geschwindigkeit der Gasteilchen und damit die Impulsübertragung auf die Wand nicht von der chemischen Natur der Teilchen abhängen, spielt es auch keine Rolle, welches Gasteilchen innerhalb einer Mischung auf die Wand stößt. Der Druck ist nur von der Gesamtteilchenzahl abhängig. Es gibt also einen Zusammenhang zwischen dem Druck  $p$ , der absoluten Temperatur  $T$ , dem Volumen  $V$  und der Stoffmenge  $n$  (= Teilchenzahl) eines Gases oder einer Gasmischung, das **ideale Gasgesetz**.

Gesetz von Boyle-Mariotte:

für  $T, n = \text{konstant}$  gilt

$$p \propto \frac{1}{V} \text{ oder } p \cdot V = \text{konstant}$$

Gesetz von Gay-Lussac:

für  $p, n = \text{konstant}$  gilt

$$V \propto T \text{ oder } \frac{V}{T} = \text{konstant}$$

**DEFINITION****Das ideale Gasgesetz**

Für den Zusammenhang zwischen den Zustandsgrößen Druck, Temperatur und Volumen eines idealen Gases gilt:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$p$  = Druck (in Pascal, Pa)

$V$  = Volumen (in Kubikmeter, m<sup>3</sup>)

$n$  = Stoffmenge (in Mol, mol)

$R$  = ideale Gaskonstante ( $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

$T$  = absolute Temperatur (in Kelvin, K)

Ein Gas verhält sich ideal, wenn

- zwischen den Gasteilchen keinerlei Wechselwirkungen bestehen,
- die Gasteilchen als punktförmig angesehen werden können (kein Eigenvolumen)
- und alle Stöße zwischen den Gasteilchen oder den Gasteilchen und der Wand elastisch sind.

Diese Annahmen sind umso besser erfüllt, je höher die Temperatur und je niedriger der Druck eines Gases ist. Für die in der Medizin wichtigen Gase und unter physiologischen Bedingungen ist das ideale Gasgesetz praktisch immer gültig.

Wichtig ist bei der Benutzung solcher Gleichungen, dass man auf die richtigen Einheiten achtet. Ein Volumen kann man zum Beispiel in Liter oder in Kubikmeter oder auch in Pint oder Barrel angeben (wie jeder Englandurlauber weiß). Für den Druck sind ebenfalls sehr viele verschiedene Einheiten gebräuchlich wie zum Beispiel Atmosphären, Bar, Pascal oder Torr. Natürlich lassen sich alle diese Einheiten jeweils ineinander umrechnen, aber man kann nicht jede dieser Einheiten wahllos in eine gegebene Formel einsetzen. Um ein wenig Ordnung in diese Vielzahl an Einheiten und Größen zu bringen, von denen viele historisch bedingt sind, wurden die **SI-Einheiten** geschaffen (SI = système internationale), ein weltweit gültiges System an physikalischen Größen und Maßeinheiten. Man sollte sich grundsätzlich angewöhnen, physikalische Größen immer nur in SI-Einheiten zu verwenden oder zumindest bei der Benutzung von Formeln und Gleichungen SI-Einheiten zu benutzen. Im obigen idealen Gasgesetz hat die Gaskonstante  $R$  nur den angegebenen Zahlen-



## EXKURS

### ■ Die absolute Temperatur

Die normalerweise im Alltag benutzte Celsius-Temperaturskala  $\vartheta$  orientiert sich an der Schmelz- und der Siedetemperatur von Wasser, die als Bezugspunkte gewählt wurden. Dies sind natürlich völlig willkürlich gewählte Bezugspunkte und man könnte auch jeden anderen Bezugspunkt nehmen. So benutzt die nach wie vor in den USA verwendete Fahrenheit-Skala als oberen Bezugspunkt die (leicht erhöhte) Körpertemperatur des Menschen ( $100\text{ F} = 37,8\text{ }^\circ\text{C}$ ) und als unteren die Temperatur einer Salmiaksalz/Eis-Kältemischung ( $0\text{ F} = -17,8\text{ }^\circ\text{C}$ ). Leider entspricht  $1\text{ }^\circ\text{C}$  nicht genau  $1\text{ F}$ , was die Umrechnung schwierig macht, wie sicherlich jeder USA-Urlauber schon einmal leidvoll erfahren hat. Schöner wäre es daher, wenn man eine absolute Temperaturskala hätte, die unter allen Bedingungen und überall auf der Welt identisch anzuwenden ist. Aufbauend auf dem idealen Gasgesetz kann man eine solche **absolute Temperaturskala** entwickeln.

Da nach dem idealen Gasgesetz das Volumen  $V$  eines idealen Gases linear mit fallender Temperatur  $T$  schrumpft, wenn man den Druck  $p$  und die Gasmenge  $n$  konstant hält, ergibt sich, dass das Volumen bei einer gewissen Temperatur auf null schrumpft und bei einem Absenken der Temperatur über diesen Punkt hinaus negativ würde. Diese Überlegung gilt natürlich nur formal, da jedes reale Gas beim Absinken der Temperatur irgendwann kondensiert. Da ein negatives Volumen physikalisch keinen Sinn macht, stellt die Temperatur, bei der das Volumen eines idealen Gases theoretisch auf null geschrumpft ist, den absoluten Temperaturnullpunkt dar, der nicht unterschritten werden kann. Dieser absolute Nullpunkt liegt bei  $-273,15\text{ }^\circ\text{C}$ . Tatsächlich sind alle bisherigen experimentellen Versuche, diese Temperatur zu unterschreiten, gescheitert, das heißt, das ideale Gasgesetz wurde eindrucksvoll bestätigt. Die auf diesem absoluten Nullpunkt beruhende Temperaturskala wurde 1848 von Lord Kelvin eingeführt und anschließend nach ihm benannt. Die Temperaturdifferenz von einem Grad entspricht der üblicherweise verwendeten Celsius-Skala, beide Temperaturskalen unterscheiden sich somit nur im Nullpunkt. Achtung: Man spricht nur von Kelvin, nicht von „Grad Kelvin“. Temperaturen werden also in der Form „300 K“ angegeben.

wert, wenn man das Volumen  $V$  in Kubikmeter  $\text{m}^3$  und den Druck  $p$  in Pascal Pa einsetzt sowie die Temperatur als absolute Temperatur  $T$  in Kelvin. Setzt man die Temperatur  $\vartheta$  in Grad Celsius ( $^\circ\text{C}$ ) ein, gilt das ideale Gasgesetz zum Beispiel in der angegebenen Form nicht mehr.

So können wir mit dem idealen Gasgesetz zum Beispiel ausrechnen, welches Volumen 1 mol eines idealen Gases bei  $0\text{ }^\circ\text{C}$  und einem Druck von 1 atm aufweist. Hierzu müssen wir die Temperatur zuerst in Kelvin um-

$$\begin{aligned} 1\text{ atm} &= 1,013\text{ bar} = 760\text{ Torr} \\ &= 1,013 \cdot 10^5\text{ Pa} \\ T(\text{K}) &= \vartheta\text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15 \end{aligned}$$

$1 \text{ Pa} = \text{N/m}^2$     rechnen ( $T$  in  $\text{K} = 273,15 + \vartheta$  in  $^\circ\text{C}$ ) und den Druck von Atmosphären in  
 $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}$      $\text{Pa}$  ( $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ). Man erhält:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{(1,00 \text{ mol}) \cdot (8,314 \text{ J}/(\text{mol K})) \cdot 273,15 \text{ K}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,0224 \text{ m}^3$$

Ein Mol eines idealen Gases nimmt also bei einer Temperatur von  $0^\circ\text{C}$  und  $1 \text{ atm}$  Druck ein Volumen von  $0,0224 \text{ m}^3 = 22,4 \text{ L}$  ein. Dies gilt universell für jedes Gas, das sich ideal verhält, unabhängig von dessen chemischer Zusammensetzung (**Satz von Avogadro**).

Die Bedingungen  $0^\circ\text{C}$  und  $10^5 \text{ Pa}$  Druck bezeichnet man als **Standardbedingungen (STP: standard temperature and pressure)**. Physikalische Eigenschaften von Gasen und Flüssigkeiten werden sehr oft für diese Bedingungen aufgelistet und tabelliert. Häufig werden die Standardbedingungen auch auf  $25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$  bezogen. Bei Luft geht man zusätzlich noch davon aus, dass diese keinen Wasserdampf enthält, und spricht dann von **STPD-Bedingungen** ( $D = \text{dry}$ ).

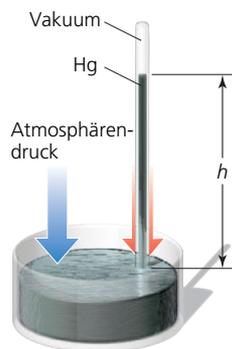
Das ideale Gasgesetz gilt auch für **Gasmischungen**, da nur die Gesamtanzahl an Gasteilchen ausschlaggebend ist. Ihre chemische Beschaffenheit spielt keine Rolle. Betrachtet man nur die Gasteilchen einer Sorte, so üben diese allein natürlich auch durch ihre Stöße einen Druck auf die sie umgebende Behälterwand aus. Man spricht vom **Partialdruck**  $p_i$ . Der Gesamtdruck der Gasmischung setzt sich dann additiv aus den Partialdrücken der einzelnen Komponenten zusammen:

$$\begin{aligned} p_{\text{gesamt}} &= p_1 + p_2 + p_3 + p_4 \dots \\ p_i &= x_i \cdot p_{\text{gesamt}} \\ x_i &= \frac{n_i}{n_{\text{gesamt}}} = \frac{p_i}{p_{\text{gesamt}}} \end{aligned}$$

Das Verhältnis des Partialdrucks  $p_i$  zum Gesamtdruck  $p_{\text{gesamt}}$ , der **Molenbruch**  $x_i$ , entspricht somit auch dem Verhältnis der Teilchenzahl  $n_i$  zur Gesamtteilchenzahl  $n_{\text{gesamt}}$ . Da das Volumen ebenfalls direkt proportional zur Teilchenzahl  $n$  ist, kann man also auch aus der prozentualen Zusammensetzung einer Gasmischung die Partialdrücke berechnen. Betrachten wir Luft von  $1 \text{ atm}$  Druck als Beispiel. Luft besteht in erster Näherung zu 78 Prozent aus Stickstoffmolekülen und zu 21 Prozent aus Sauerstoffmolekülen. Der Partialdruck des Stickstoffes in der Luft beträgt dann  $0,78 \text{ atm}$  und der Partialdruck des Sauerstoffes  $0,21 \text{ atm}$ .

Den Druck, den ein Gas ausübt, kann man sehr einfach mit einem **Manometer** messen. Betrachten wir zum Beispiel ein Quecksilbermanometer. Die Gasteilchen der Luft üben einen Druck auf die Quecksilberoberfläche

aus. Dieser Druck führt dazu, dass in dem geschlossenen, evakuierten Glasrohr so lange Quecksilber nach oben gedrückt wird, bis der durch die Schwerkraft bedingte hydrostatische Druck dieser Flüssigkeitssäule gerade genau dem Gasdruck entspricht. Die Höhe der Quecksilbersäule kann man also als Maß für den Gasdruck verwenden. Je höher der Druck, desto höher die Flüssigkeitssäule. Ein Druck von 1 atm entspricht einer Quecksilbersäule von 760 mm Höhe. Man spricht von der Einheit Torr oder mm Hg nach dem italienischen Physiker Torricelli, der diese Art der Druckmessung im 17. Jahrhundert erfunden hat. Wichtig ist hierbei, dass das Glasrohr oben verschlossen ist und kein Gas enthält, sondern Vakuum. Ansonsten würden die Gasteilchen in dem Rohr natürlich die Flüssigkeitssäule entsprechend ihrem eigenen Gasdruck wieder nach unten drücken. Die Höhe der Säule ist abhängig von der Dichte der Flüssigkeit, aber nicht vom Durchmesser der Säule. Nimmt man statt Quecksilber Wasser, so entspricht 1 atm Druck einer Wassersäule von etwa 10 m.



Quecksilbermanometer  
Aus: Brown, T.L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

Solche Quecksilbermanometer setzte man früher in der Medizin zum Blutdruckmessen ein. Heutzutage verwendet man sie nur noch sehr selten, da es Druckmessgeräte gibt, deren Handhabung einfacher ist. Außerdem ist Quecksilber sehr giftig, was beim Zerschneiden der Manometer zu Problemen führen kann. Der Blutdruck wird aber nach wie vor in der Einheit Torr oder mm Hg angegeben. Eine Blutdruckangabe von „RR = 120/80“ bedeutet, dass der systolische Blutdruck (= Druck, mit dem das Blut bei der Herzkompression in die Arterien gepresst wird) 120 mm Hg = 120 Torr = 0,157 atm beträgt. Der diastolische Druck (= minimaler Restdruck während der Erschlaffungsphase des Herzens) beträgt 80 mm Hg = 80 Torr = 0,105 atm.



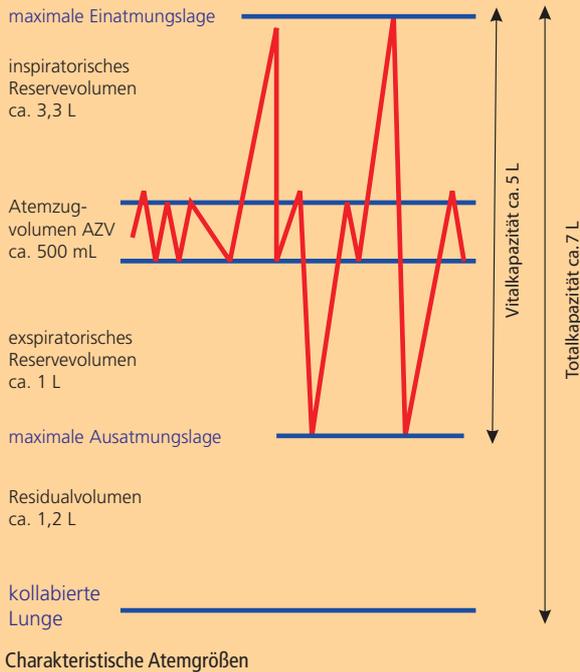
Blutdruckmessung  
Aus: Brown, T.L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

## AUS DER MEDIZINISCHEN PRAXIS

### ■ Standardbedingungen in der Medizin



Wie wichtig exakt definierte Standardbedingungen auch in der Medizin sind, kann man im Zusammenhang mit der Messung von Lungenvolumina sehen (**Spirometrie**). Die Lunge dient dem Gasaustausch (äußere Atmung). Hierzu wird über die Atemwege ein bestimmtes Volumen Luft bis in die Alveolen (Lungenbläschen) transportiert, in denen dann der Gasaustausch zwischen Atemluft und Blut stattfindet. Das gesamte Lungenvolumen (Totalkapazität) beträgt ca. 5 bis 7 L. Bei einem normalen Atemzug werden aber nur ca. 0,5 L ein- und ausgeatmet (Atemzugvolumen). Ein Maß für die Ausdehnungs-



fähigkeit der Lunge ist die sogenannte Vitalkapazität, die ca. 3,5 bis 5,6 L umfasst. Auch nach maximaler Ausatmung verbleibt in der Lunge ein Residualvolumen (ca. 1,5 L). Da das Gasvolumen von Druck und Temperatur abhängt, müssen eindeutige Standardbedingungen definiert werden, um Messergebnisse in der Klinik vergleichen zu können. Die oben definierten physikalischen Standardbedingungen sind dafür aber nur schlecht geeignet. Wenn die Lufttemperatur in der Lunge  $0^{\circ}\text{C}$  beträgt, so ist meist nur noch der Pathologe gefragt.

In der Medizin verwendet man daher in der Regel die **BTPS-Bedingungen** (Body Temperature, Pressure, Saturated). Hier-

bei geht man von einer Körpertemperatur von 310 K ( $37^{\circ}\text{C}$ ) aus und berücksichtigt noch, dass die Atemluft mit Wasserdampf gesättigt ist. Daher kommt zum aktuellen Gasdruck noch der Partialdruck des Wassers hinzu ( $47\text{ mm Hg} = 63\text{ mbar}$ ; entspricht 100 Prozent Wasserdampfsättigung). Der Partialdruck der Atemluft ( $p_{\text{Luft}}$ ) ergibt sich also aus dem gemessenen Druck ( $p_{\text{gesamt}}$ ) abzüglich des Partialdruckes des Wasserdampfes ( $p_{\text{H}_2\text{O}}$ ).

$$p_{\text{gesamt}} = p_{\text{Luft}} + p_{\text{H}_2\text{O}} \Rightarrow p_{\text{Luft}} = p_{\text{gesamt}} - p_{\text{H}_2\text{O}}$$

Eine Umrechnung von Volumenmessungen unter BTPS-Bedingungen in STPD-Bedingungen ist natürlich über die ideale Gasgleichung möglich. Setzt man den Druck in Torr ein (wie in der Medizin häufig üblich), erhält man folgende Umrechnungsformel:

$$V_{\text{STPD}} = V_{\text{BTPS}} \cdot \frac{p_{\text{gesamt}} - 47}{863}$$

Einige wichtige Anwendungen von Gasen in der Medizin oder im Alltag sind in ► Tabelle 3.3 aufgeführt.

Gas	Anwendung
He	Helium-Sauerstoff-Gemische (80:20) dienen als Beatmungsgas – die Viskosität des Gasgemisches ist wesentlich geringer als die von Luft und es lässt sich daher leichter atmen. Beim kommerziellen Tauchen werden verschiedene Gemische mit Helium (bestehend aus Sauerstoff, Stickstoff und Helium) als Atemgas verwendet (► Kapitel 4.3).
Xe	<div style="display: flex; align-items: flex-start;"> <div style="flex: 1;"> <math display="block">  \begin{array}{ccccc}  &amp; \text{F} &amp; \text{H} &amp; &amp; \text{F} \\  &amp;   &amp;   &amp; &amp;   \\  \text{F} &amp; -\text{C} &amp; -\text{C} &amp; -\text{O} &amp; -\text{C} &amp; -\text{H} \\  &amp;   &amp;   &amp; &amp;   \\  &amp; \text{F} &amp; \text{Cl} &amp; &amp; \text{F}  \end{array}  </math> <p>Isofluran – ein Inhalationsnarkotikum</p> </div> <div style="flex: 2; padding-left: 10px;"> <p>Inhalationsnarkotikum: Xenon führt zu einer reversiblen Funktionshemmung von Teilen des zentralen Nervensystems (ZNS), die zu Bewusstlosigkeit, Abschalten des Schmerzempfindens und der vegetativen Abwehrreflexe und der Muskelspannung führt. Ursache ist wahrscheinlich eine Einlagerung in die Zellmembran der Nervenzellen, wodurch die Erregungsleitung gehemmt wird. Neben Xenon werden auch leichtflüchtige Flüssigkeiten (Enfluran, Isofluran, Desfluran, Halothan) oder gasförmiges Distickstoffmonoxid (<math>\text{N}_2\text{O}</math>, Distickstoffmonoxid, Lachgas) eingesetzt. Chloroform (<math>\text{CHCl}_3</math>) und Diethylether („Ether zur Narkose“) wurden früher verwendet, finden aber wegen starker Nebenwirkungen beim Menschen heute keinen Einsatz mehr (► Kapitel 4.3).</p> </div> </div>
$\text{N}_2\text{O}$	Distickstoffmonoxid, Inhalationsnarkotikum (s. o.): Die besonderen Eigenschaften von Lachgas entdeckte der Chemiker H. Davy 1799 durch Selbstversuche. Der erste Zahnarzt, der Lachgas zur Narkose verwendete, war H. Wells. Er setzte das Gas ab 1844 bei Zahnextraktionen ein, nachdem er dessen Wirkung zufällig bei einer Jahrmarktvorführung beobachtet hatte. Durch das Einatmen können krampfartiges Lachen (durch Verkrampfungen des Zwerchfells) und euphorische Rauschzustände hervorgerufen werden.
Luft	Luft zur medizinischen Anwendung ( <i>Aer medicalis</i> ), verwendet bei Hypoxie (Sauerstoffmangelzuständen). Der Sauerstoffanteil ist identisch mit dem der Umgebungsluft (21 Prozent). Edelgase, Kohlendioxid, Wasserdampf, Ozon etc., die ebenfalls in der Umgebungsluft enthalten sind, werden aber entfernt. Künstliche medizinische Luft ( <i>Aer medicinalis artificiosus</i> ) ist ein Gemisch aus 21,0–22,5 Prozent Sauerstoff in Stickstoff.
$\text{O}_2$	Reiner Sauerstoff wird ebenfalls zur Behandlung von Hypoxien eingesetzt, darf aber nur kurzzeitig eingeatmet werden, 50-prozentiger Sauerstoff wird ohne Schäden vertragen. Ein Gehalt < 7 Prozent in der Atemluft führt zu Bewusstlosigkeit.
$\text{O}_3$	Ozon, zur Desinfektion (zum Beispiel von Trinkwasser)
$\text{CO}_2$	Atemanaleptikum zur Stimulation der Atmung (► Kapitel 6)

Tabelle 3.3: Anwendung von Gasen in der Medizin



## EXKURS

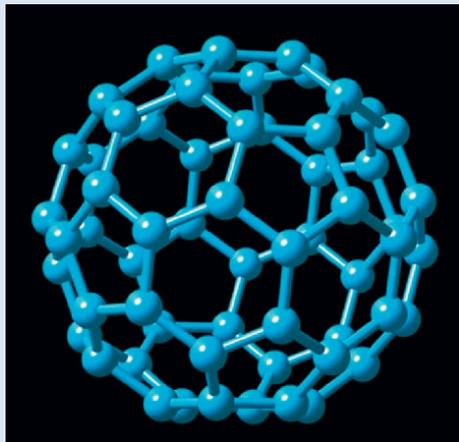
### ■ Allotropie = ein Element – mehrere Formen

Ozon,  $O_3$ , ist eine allotrope Modifikation des normalen Sauerstoffes  $O_2$ . **Allotrope** sind verschiedene Formen des gleichen Elementes im gleichen Aggregatzustand. Ozon und „normaler“ Sauerstoff sind beide gasförmig, haben aber völlig andere physikalische und auch chemische Eigenschaften. Aufgrund seiner stark oxidierenden Wirkung ist Ozon zum Beispiel für den Menschen giftig und führt beim Einatmen zunächst zu Kopfschmerzen. Das Gas riecht in hohen Konzentrationen aufgrund der oxidierenden Wirkung auf die Nasenschleimhaut charakteristisch stechend. Meiden Sie also Gegenden mit der im Reiseprospekt angepriesenen „ozonhaltigen“ Luft. In der oberen Erdatmosphäre ist Ozon hingegen essenziell, um die energiereiche UV-Strahlung der Sonne abzufangen. Ohne diese schützende Ozonschicht wäre menschliches Leben auf unserem Planeten nicht möglich (► Kapitel 10.9).



Graphit und Diamant

Aus: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E.B. (2007)



C60-Fulleren

Aus: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E.B. (2007)

Allotrope findet man bei vielen Elementen. Bekanntestes Beispiel ist wahrscheinlich der Kohlenstoff, der im Wesentlichen in den allotropen Formen Graphit und Diamant vorkommt. Graphit ist schwarz, elektrisch leitend, weich und schmiert (daher sein Einsatz in Bleistiftminen). Diamant ist hingegen farblos, nicht leitend und das härteste bekannte Mineral überhaupt. Daneben gibt es beim Kohlenstoff noch eine dritte allotrope Modifikation, die Fullerene. Bei ihnen handelt es sich um definierte käfigförmige Moleküle aus Kohlenstoffatomen, wie zum Beispiel das  $C_{60}$ , das die Form eines Fußballs hat.

**BEISPIEL: Rechnen mit dem idealen Gasgesetz**

Das Edelgas Xenon wird, wie oben erwähnt, als Inhalationsnarkotikum verwendet. Es ist hierfür hervorragend geeignet, da es schnell wirkt und keinerlei Nebenwirkungen aufweist. Dem flächendeckenden Einsatz von Xenon als Narkosemittel steht allerdings sein hoher Preis gegenüber: 1 g Xenon kosten derzeit 8,00 Euro. Für eine Vollnarkose mit Xenon als Narkosemittel werden für eine zweistündige Operation etwa 12 Liter Xenon-Gas benötigt (bei Normaldruck und einer Körpertemperatur von 37 °C). Berechnen Sie mithilfe des idealen Gasgesetzes die Kosten einer solchen Narkose.

Gesucht: Wie viel Gramm entsprechen 12 L Xenon?

- Lösung: 1.) Berechnung der Stoffmenge  $n$  (in Mol) über das ideale Gasgesetz  
 2.) Umrechnung der Stoffmenge  $n$  in die Masse  $m$  (in Gramm)

$$\text{Ideales Gasgesetz: } p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$V = 12 \text{ L} = 12 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ Xe}$$

$$p = 1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 37 \text{ °C} + 273 = 310 \text{ K}$$

$$\Rightarrow n = 0,472 \text{ mol}$$

mit  $m = n \cdot M$  und  $M(\text{Xe}) = 131 \text{ g/mol}$  folgt  $m = 61,8 \text{ g Xe} \Rightarrow 494,3 \text{ Euro}$

Die Kosten einer zweistündigen Xenon-Narkose betragen also knapp 500 Euro!

**Flüssigkeiten****3.7**

Im Gegensatz zu Gasen üben bei Flüssigkeiten die Teilchen ständig Anziehungskräfte aufeinander aus. Die Teilchen sind praktisch immer in direktem Kontakt miteinander, weswegen das Volumen einer Flüssigkeit im Gegensatz zu Gasen auch kaum durch äußeren Druck beeinflusst wird. Je stärker der Zusammenhalt der Teilchen untereinander in der Flüssigkeit ist, desto schwieriger ist es für die Teilchen, sich aneinander vorbeizubewegen. Die Beweglichkeit der Teilchen und damit die Fließeigenschaften einer Flüssigkeit (**Viskosität**) hängen also von den

zwischenmolekularen Kräften ab. Flüssigkeiten wie Benzin mit nur geringen Van-der-Waals-Wechselwirkungen zwischen den Teilchen haben eine deutlich niedrigere Viskosität als zum Beispiel Wasser mit seinen ausgeprägten H-Brücken zwischen den Wassermolekülen.

## AUS DER MEDIZINISCHEN PRAXIS

### ■ Doping erhöht das Herzinfarkttrisiko



Erythropoietin

Im Sport werden immer wieder Dopingfälle mit **EPO** (Erythropoietin) aufgedeckt. EPO ist ein Wachstumsfaktor, der die Bildung roter Blutkörperchen im Knochenmark anregt. Als Arzneistoff wird EPO zur Behandlung von Dialysepatienten oder Krebspatienten nach Chemotherapie eingesetzt, bei denen die Blutbildung (Hämatopoese) gestört ist. Sportler nutzen es, um illegal ihre Leistungsfähigkeit zu steigern. Diese ist umso höher, je mehr rote Blutkörperchen das Blut enthält, da dann mehr Sauerstoff transportiert werden kann (► Kapitel 8.9). Immer wieder kommt es dabei zu Todesfällen, bei denen scheinbar kerngesunde Spitzensportler aufgrund eines Herzinfarktes tot umfallen. Das Problem beim EPO-Doping ist, dass hierbei durch die vermehrte Zahl roter Blutkörperchen der **Hämatokrit**, der Anteil zellulärer Bestandteile am Volumen des Blutes (► Kapitel 3.5), massiv ansteigt. Die Suspension wird dickflüssiger, die Viskosität des Blutes steigt. Dadurch vergrößert sich das Risiko einer Thrombosebildung (Bildung von Blutgerinnseln in Gefäßen) massiv. Denn Blut beginnt sofort zu gerinnen, sobald es nicht mehr in Bewegung ist oder sich die Fließgeschwindigkeit, zum Beispiel durch einen zu hohen Hämatokrit, verlangsamt und unter einen kritischen Wert abfällt.

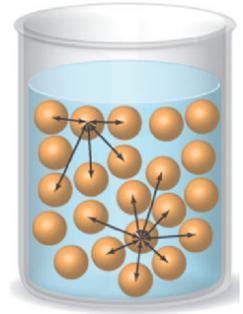


Wasserläufer

Aus: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E. B. (2007)

Auch an der Oberfläche einer Flüssigkeit machen sich die anziehenden Kräfte zwischen den Teilchen bemerkbar. Sie erzeugen die **Oberflächen-spannung** (auch **Grenzflächenspannung** genannt), die zum Beispiel dafür sorgt, dass Wassertropfen kugelförmig sind oder dass Insekten wie der Wasserläufer auf Wasser laufen können, ohne unterzugehen. Ein Wassermolekül im Inneren einer Flüssigkeit ist gleichmäßig von allen Seiten von anderen Wassermolekülen umgeben und wird daher aus allen Richtungen gleichermaßen angezogen (► Abbildung 3.10). Ein Wassermolekül an der Oberfläche, also an der Grenzfläche zur Luft, erfährt nur von Mole-

külen aus dem Inneren der Flüssigkeit eine Anziehung, aber nicht von den Gasteilchen. Es resultiert also eine Kraft, die das Wassermolekül von der Grenzfläche ins Innere der Flüssigkeit zieht. Diese von der Grenzfläche nach innen gerichtete Kraft (Oberflächenspannung) versucht daher, die Oberfläche der Flüssigkeit zu minimieren. Da eine Kugel die kleinste Oberfläche bezogen auf das Volumen hat, nehmen Wassertropfen eine runde Form an.



**Abbildung 3.10:** Intramolekulare Anziehungskräfte in einer Flüssigkeit. Teilchen an der Grenzfläche zur Gasphase erfahren im Gegensatz zu Teilchen im Inneren der Flüssigkeit eine nach innen gerichtete Kraft, die Oberflächenspannung.

Aus: Brown, T. L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

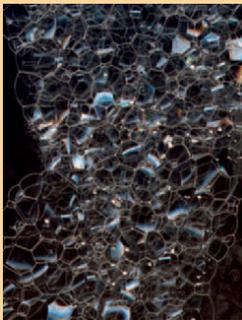
## AUS DER MEDIZINISCHEN PRAXIS

### ■ Oberflächenspannung



#### Seifenblasen

Die Oberflächenspannung ist auch für die Existenz von Gasblasen in Flüssigkeiten, zum Beispiel Seifenblasen, verantwortlich. Die einmal gebildeten Blasen haben aufgrund ihrer Oberflächenspannung eine gewisse Elastizität, die ihr Zerplatzen verzögert. Wir kennen das von Seifenblasen, die auf einer glatten Oberfläche aufsetzen und trotzdem bestehen bleiben oder gar von einer Oberfläche elastisch abprallen und weiterfliegen.



Seifenblasen



Sab Simplex®

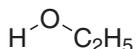
#### Spülmittelvergiftung

Solche Seifenblasen können aber auch medizinische Probleme bereiten. Eine häufige Vergiftung im Kindesalter ist die Vergiftung mit (meist bunten) Spülmitteln, die mit dem Wasser im Magen zu starker Schaumbildung führen. Der Schaum kann vom Magen hochschäumen, eingeatmet werden und zu Schädigungen der Lunge führen. Bei Spülmittelvergiftungen daher dem Kind niemals Wasser zum Nachtrinken geben oder Erbrechen

auslösen! Spülmittelvergiftungen können mit dem Entschäumer Dimeticon bzw. Simeticon (zum Beispiel Sab Simplex®) behandelt werden. Hierbei handelt es sich um ein Siliconöl, das im Magen-Darm-Trakt die Oberflächenspannung verändert und damit zum Auflösen der Seifenblasen führt. Ähnliche Stoffe werden auch bei Blähungen zur Entfernung von Gasansammlungen im Magen-Darm-Trakt eingesetzt (zum Beispiel Lefax®).



Wasser



Ethanol

Im Gegensatz zu Gasmischungen, die immer homogen sind, müssen Mischungen von zwei oder mehr Flüssigkeiten nicht unbedingt homogen sein. Dies haben wir schon bei der Besprechung der hydrophoben Wechselwirkungen kennengelernt. Ob sich zwei Flüssigkeiten A und B miteinander mischen oder nicht, hängt letztendlich von den intermolekularen Wechselwirkungen ab. Wenn zwischen den Teilchen A und B ähnlich starke Kräfte herrschen, dann mischen sich die Flüssigkeiten. Sind die Wechselwirkungen zwischen den Teilchen A von ganz anderer Art oder Stärke als die zwischen den Teilchen B, dann werden sich die Flüssigkeiten nicht mischen. So sind zum Beispiel Wasser und Ethanol, der gewöhnliche Trinkalkohol, in jedem Verhältnis miteinander mischbar. Beides sind polare Moleküle. Ethanol besitzt ähnlich wie Wasser eine OH-Gruppe, die H-Brücken ausbilden kann. Ethanolmoleküle können daher mit Wassermolekülen ähnlich gut in Wechselwirkung treten wie mit sich selbst und umgekehrt (► Kapitel 9.5). Man erhält eine homogene Mischung. Wasser und Öl sind hingegen nicht mischbar. Zwischen den unpolaren Ölteilchen (im Wesentlichen langkettige Kohlenwasserstoffe, ► Kapitel 11.10) sind nur Van-der-Waals-Wechselwirkungen möglich. Ölteilchen können daher nicht mit Wassermolekülen in Wechselwirkung treten, jede Teilchensorte bleibt lieber unter sich. Die Flüssigkeiten mischen sich nicht, wie jeder aus dem Alltag aus eigener Erfahrung weiß. Öl mischt sich hingegen mit Benzin, das ebenfalls aus unpolaren Molekülen besteht (► Kapitel 9), zwischen denen nur Van-der-Waals-Kräfte auftreten. Daher verwendet man zur Entfernung von Fettflecken Waschbenzin.

**MERKE !**

„Gleiches löst Gleiches“

Aus dem Griechischen:  
hydro = Wasser; lipo  
= Fett; -phil = liebend;  
-phob = ablehnend

Allgemein findet man: **Gleiches löst Gleiches**. Polare Stoffe lösen sich in polaren Stoffen und unpolare Stoffe lösen sich in unpolaren. Dies gilt übrigens nicht nur für die Mischbarkeit von Flüssigkeiten, sondern auch für das Auflösen von Feststoffen in Flüssigkeiten. Neben den Begriffen **polar** und **unpolar** verwendet man häufig auch die Bezeichnungen **hydrophil** und **hydrophob** oder **lipophob** und **lipophil**. Hydrophil = lipophob sind

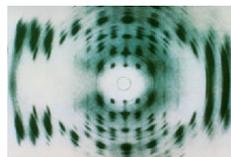
Stoffe, die sich in Wasser lösen, aber nicht in unpolaren Stoffen. Öl hingegen ist hydrophob = lipophil. Solche Stoffe sind unpolar und lösen oder mischen sich mit anderen unpolaren Stoffen.

## Feststoffe

# 3.8

Feststoffe weisen im Gegensatz zu Gasen und auch Flüssigkeiten einen hoch geordneten und regelmäßigen Aufbau auf. Häufig befinden sich die einzelnen Teilchen auf genau definierten Positionen in einem kristallinen Gitter. Wir haben dies am Beispiel des Ionenkristalles bereits besprochen (► Kapitel 2.3). Der Aufbau ist im Idealfall über den gesamten **Kristall** hinweg identisch. Ein kristalliner Feststoff weist eine **Fernordnung** auf. An jeder Position im Festkörper sind der Aufbau und die Bindungsumgebung der einzelnen Teilchen exakt identisch. Es reicht daher aus, zur Charakterisierung einen kleinen Ausschnitt aus der Struktur anzugeben, die **Elementarzelle**. Der gesamte Festkörper ergibt sich dann durch eine periodische Wiederholung dieser Elementarzelle in allen drei Raumrichtungen. Aufgrund der hohen Ordnung im Aufbau treten kristalline Festkörper zum Beispiel in ganz charakteristischer Weise mit Röntgenstrahlen in Wechselwirkung. Die Röntgenstrahlen werden an den Gitterebenen des Kristalles gebeugt. Aus dem erhaltenen Beugungsmuster kann man umgekehrt wiederum den Aufbau des Kristalles bestimmen. Diese **Röntgenstrukturanalyse** ist daher heutzutage zu einer der wichtigsten Methoden der Strukturbestimmung geworden. Auch die Struktur von Proteinen, DNA oder ganzen Viren kann man heutzutage mittels Röntgenbeugung aufklären. Voraussetzung ist allerdings immer, dass die Stoffe als kristalline Festkörper vorliegen. Dies kann gerade bei Proteinen sehr schwierig sein. Der größere Aufwand bei der Strukturaufklärung von Proteinen ist daher häufig, die Proteine zu kristallisieren. Hat man einmal einen Kristall erhalten, ist die Strukturaufklärung zwar nicht trivial, aber in aller Regel machbar.

Nicht alle Festkörper sind allerdings kristallin und haben somit einen regelmäßigen Aufbau. Festkörper, die keine Fernordnung aufweisen, werden als **amorph** bezeichnet. Glas ist ein typisches Beispiel. Im Gegensatz zu kristallinen Festkörpern, die einen genau definierten Schmelzpunkt haben, beobachten wir bei amorphen Stoffen ein Aufweichen und Schmelzen über einen größeren Temperaturbereich hinweg. Dies liegt daran, dass bei amorphen Stoffen die einzelnen Teilchen teilweise sehr

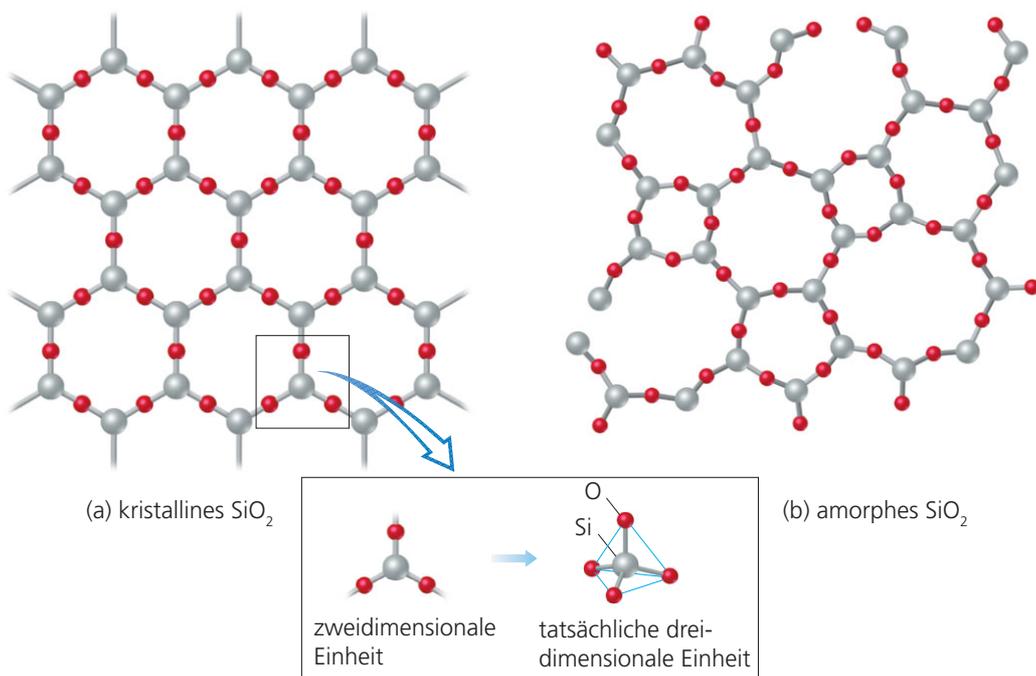


**Abbildung 3.11:** Röntgenbeugungsmuster von DNA. Aus solchen Mustern lässt sich die molekulare Struktur kristalliner Festkörper bestimmen.

Aus: Brown, T.L., LeMay, H.E. & Bursten, E.B. (2007)

unterschiedliche Bindungsumgebungen und damit auch Wechselwirkungen mit ihren Nachbarn aufweisen. Die intermolekularen Kräfte sind daher nicht über den gesamten Festkörper hinweg identisch wie bei einem Kristall. Bei einer Temperaturerhöhung werden daher zuerst die schwächeren Wechselwirkungen gebrochen und dann nach und nach die stärkeren. Der Feststoff weicht auf und wird zähflüssig, bevor er dann irgendwann komplett schmilzt. Amorphe Materialien lassen sich wegen des fehlenden regelmäßigen Aufbaus nicht mit der Röntgenbeugung analysieren.

Ein und derselbe Stoff kann durchaus sowohl kristallin als auch amorph vorliegen, je nach den Bedingungen seiner Herstellung. Siliciumdioxid ( $\text{SiO}_2$ ) bildet normalerweise einen Festkörper mit einer regelmäßigen Kristallstruktur, in der jedes Siliciumatom (silbern) an vier Sauerstoffatome (rot) und diese jeweils an zwei Siliciumatome gebunden sind (► Abbildung 3.12). Diese kristalline Form des Siliciumdioxids nennt



**Abbildung 3.12:** Vergleich von kristallinem  $\text{SiO}_2$  (Quarz) und amorphem  $\text{SiO}_2$  (Quarzglas). Quarz weist einen regelmäßigen dreidimensionalen Aufbau aus tetraedrisch gebauten  $\text{SiO}_4$ -Einheiten auf (gezeigt ist nur eine schematische zweidimensionale Struktur, das vierte O-Atom befindet sich oberhalb der Papierebene). Im Glas sind die  $\text{SiO}_4$ -Einheiten unregelmäßig verknüpft. Es liegt keine Fernordnung vor.

Aus: Brown, T. L., LeMay, H. E. & Bursten, E. B. (2007)

man Quarz, wir finden sie im normalen Sand. Erhitzt man Quarz, so schmilzt er bei etwa 1600 °C zu einer zähen Flüssigkeit. Dabei werden einzelne Si-O-Sauerstoffbindungen gebrochen und der starre, kristalline Aufbau geht verloren. Beim schnellen Abkühlen erstarrt die Flüssigkeit aber nun amorph, man erhält Quarzglas. Den Atomen bleibt beim Erstarren keine Zeit, in die hoch geordnete, kristalline Anordnung des Quarzes zurückzukehren. Die Atome werden in der ungeordneteren Struktur der Flüssigkeit „eingefroren“, der Festkörper weist keine Fernordnung auf und ist daher amorph. Im Laufe der Zeit wandelt sich aber durchaus das amorphe Glas in den kristallinen Quarz zurück, der energetisch günstiger ist. Deswegen werden (amorphe) Bleikristallgläser zum Beispiel in der Spülmaschine im Laufe der Jahre trüb. Durch das Erhitzen beim Spülvorgang wird das Auskristallisieren beschleunigt.

## AUS DER MEDIZINISCHEN PRAXIS

### ■ Polymorphie bei Arzneistoffen



Ein Feststoff kann aber auch in mehreren unterschiedlichen kristallinen Formen (Modifikationen genannt) vorkommen. Man spricht allgemein von **Polymorphie**. Auch bei festen Arzneistoffen beobachtet man sehr häufig Polymorphie. Unterschiedliche Modifikationen ein- und desselben Arzneistoffes können sich aber beträchtlich in der Zeit bis zum Wirkungseintritt und in ihrer Wirkstärke unterscheiden. Dies liegt an der veränderten Resorption (Aufnahme eines Stoffes vom Applikationsort in den Blutkreislauf) und damit auch einer anderen Bioverfügbarkeit. Meist sind die amorphen Modifikationen besser und schneller löslich als die kristallinen. Ein bekanntes Beispiel ist Insulin, ein von der Bauchspeicheldrüse zur Regulierung des Blutzuckerspiegels produziertes Polypeptid-Hormon (► Kapitel 12.2.7), das bei Diabetikern als Medikament gespritzt werden muss. Bis vor kurzem verwendete man Zinkionen, um die Wirkdauer von Insulin zu verlängern. Die Zink-Insuline wurden als Suspensionen von amorphem oder kristallinem Zink-Insulin in Puffer eingesetzt. Die amorphen Zink-Insuline besitzen eine mittlere Wirkdauer. Kristallsuspensionen, die einen höheren Zinkgehalt aufweisen, haben hingegen einen verzögerten Wirkungseintritt, da sich das kristalline Zink-Insulin nach der Injektion langsamer auflöst. Sie besitzen dafür aber eine längere Wirkdauer. Beide Formen müssen sehr sorgfältig vorbereitet werden (Mischung durch Rollen der Ampulle, aber nicht durch Schütteln). Aufgrund dieser Handhabungsprobleme und der oft unregelmäßigen Wirkung haben sie immer mehr an Bedeutung verloren. Heute werden bevorzugt chemisch modifizierte Insuline eingesetzt, bei denen zum Beispiel gentechnisch die Aminosäuresequenz verändert wurde. Diese haben die gleiche biologische Wirkung wie Normalinsulin, aber bessere Resorptionseigenschaften. Man kann so besonders schnell (zum Beispiel Insulin lispro) oder langsam (zum Beispiel Insulin glargin)



Insulin-Pen

wirkende Insuline erhalten. Insuline mit einem verzögerten Wirkungseintritt (Verzögerungsinsuline) können auch durch galenische Maßnahmen, zum Beispiel durch Zusatz basischer Proteine, bei der Herstellung der Darreichungsform erhalten werden (zum Beispiel NPH-Insulin = Neutrales-Protamin-Hagedorn-Insulin). Diese Insuline sind leichter zu handhaben und können einfach mit einem Insulin-Pen verabreicht werden. Die längere Wirkdauer von Kristallsuspensionen (Depot-Effekt, Retardierung), macht man sich

zum Beispiel auch bei entzündungshemmenden Arzneistoffen zur Behandlung von chronisch-entzündlichen Gelenkerkrankungen zunutze (zum Beispiel Triam Injekt® Kristallsuspension zur intraartikulären (= in die Gelenkhöhle hinein) Injektion). Außerdem spielt Polymorphie bei der Stabilität von Arzneistoffen (unterschiedliche Modifikationen können sich in ihrer Stabilität gegenüber Licht, Luft und Feuchtigkeit unterscheiden), bei der Verarbeitung der Arzneistoffe zu Arzneiformen (zum Beispiel Verpressbarkeit bei der Herstellung von Tabletten) sowie bei Zulassung und Patentierung eine wichtige Rolle. Jede Modifikation muss einzeln zugelassen werden und kann einzeln patentiert werden.

## Z U S A M M E N F A S S U N G

In diesem Kapitel haben wir Folgendes über die Zustandsformen der Materie gelernt:

- Stoffe kommen in der Natur in den drei Aggregatzuständen fest, flüssig und gasförmig vor. Welcher Aggregatzustand eingenommen wird, hängt von der Stärke der intermolekularen Wechselwirkungen im Vergleich zur Bewegung der Teilchen und der damit verbundenen kinetischen Energie ab, die durch Temperatur und Druck bestimmt werden.
- Die wichtigsten intermolekularen Wechselwirkungen sind elektrostatische Wechselwirkung, Wasserstoffbrückenbindungen, hydrophobe Wechselwirkungen und Van-der-Waals-Wechselwirkungen.
- Bei Druck- und Temperaturänderungen erfahren Stoffe Phasenumwandlungen. Welche Aggregatzustände bei welchen Bedingungen ( $p$ ,  $V$ ,  $T$ ) stabil sind oder nebeneinander im Gleichgewicht vorliegen kann einem Phasendiagramm entnommen werden.
- Stoffe können sowohl als Reinstoffe (chemisches Element oder Verbindung) oder als Stoffgemische (= Mischungen von Reinstoffen) vorliegen. Beide können homogen oder heterogen sein, je nachdem ob nur eine Phase oder mehrere Phasen vorliegen.

- Heterogene Stoffgemische sind z.B. Gemenge, Konglomerate, Suspensionen, Emulsionen oder Aerosole.
- Das Verhalten von Gasen lässt sich durch das ideale Gasgesetz beschreiben. Dies stellt einen Zusammenhang zwischen den Zustandsgrößen Druck, Temperatur, Volumen und Stoffmenge eines Gases her:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- Die unterschiedlichen intermolekularen Wechselwirkungen entscheiden, ob sich Flüssigkeiten mischen und Feststoffe in Flüssigkeiten lösen. Allgemein gilt: „Gleiches löst sich in Gleichem“.
- Feststoffe können kristallin (hohe Fernordnung) oder amorph (keine Fernordnung) vorliegen. Unterschiedliche kristalline Formen ein und desselben Stoffes bezeichnet man als polymorph.

## Z U S A M M E N F A S S U N G

### Übungsaufgaben

- 1 Ordnen Sie die folgenden Wechselwirkungen nach ihrer Stärke:  
Van-der-Waals, Wasserstoffbrückenbindungen, Dipol-Dipol-Wechselwirkung, ionische Wechselwirkungen (in NaCl).
- 2 Wasser (H<sub>2</sub>O) und Schwefelwasserstoff (H<sub>2</sub>S) weisen sehr unterschiedliche Siedepunkte auf. a) Berechnen Sie die Molmasse von beiden Stoffen. b) Welcher der beiden Stoffe siedet bei der höheren Temperatur und warum ist das so?
- 3 Die Oberflächenspannung von Wasser (72,75 mN/m) ist deutlich höher als die von Hexan (18,4 mN/m). Erklären Sie dieses Phänomen an Hand der zwischenmolekularen Wechselwirkungen in Wasser und Hexan (= Benzin).
- 4 Besitzt Kohlenmonoxid ein permanentes Dipolmoment?
- 5 Auf dem Mount Everest kann man Eier beliebig lang in einem offenen Topf kochen, ohne dass sie hart werden. Warum?
- 6 Was versteht man unter einem idealen Gas? Wovon hängt der Druck ab, den ein ideales Gas bei einer bestimmten Temperatur auf die umgebende Behälterwand ausübt?
- 7 Warum benutzt man in der Lokalanästhesie leicht verdampfende Kühlmittel, um zum Beispiel Hautpartien vor chirurgischen Eingriffen zu vereisen?
- 8 Was versteht man unter Sublimation? Nennen Sie einen Stoff, bei dem man Sublimation beobachtet.
- 9 Charakterisieren Sie die folgenden Stoffe als Gemische oder Reinstoffe, homogen oder heterogen:  
Aspirin-tablette, Milch, Shampoo, Zigarettenrauch, Backmischung.

- 10 Welches Volumen nehmen 14 g Stickstoff bei einer Temperatur von  $37,5^\circ\text{C}$  und einem Druck von 740 Torr ein?
- 11 Ein Gasgemisch besteht zu 70 Volumenprozenten aus Stickstoff, zu 20 Volumenprozenten aus Sauerstoff und zu 10 Volumenprozenten aus Argon. Das Gasgemisch besitzt einen Druck von 1,5 bar. Berechnen Sie die Partialdrücke der einzelnen Gase. Wie verändert sich der Gesamtdruck, wenn der Sauerstoff durch eine chemische Reaktion vollständig entfernt wird?
- 12 Bei der Atmung kommt es zu einem Gasaustausch zwischen der Luft in der Lunge und dem Blut. Das normale Atemzugvolumen AZV eines Erwachsenen im Ruhezustand beträgt dabei etwa 500 mL Luft

pro Atemzug bei einer Atemfrequenz von 15 Zügen pro Minute. Berechnen Sie die Menge Sauerstoff in Gramm, die dabei bei Normaldruck (= 1 atm) pro Minute in die Lunge gelangt, unter der Annahme, dass es sich bei Luft um ein Gemisch idealer Gase handelt und in der Lunge eine Temperatur von  $37^\circ\text{C}$  herrscht. (Luft = 78 Prozent  $\text{N}_2$ , 21 Prozent  $\text{O}_2$  und 1 Prozent Edelgase).



Lösungshinweise finden sich im Anhang. Ausführliche Lösungen, weitere Übungsaufgaben und Informationen zu diesem Buchkapitel finden Sie auf der Companion-Website unter <http://www.pearson-studium.de>.