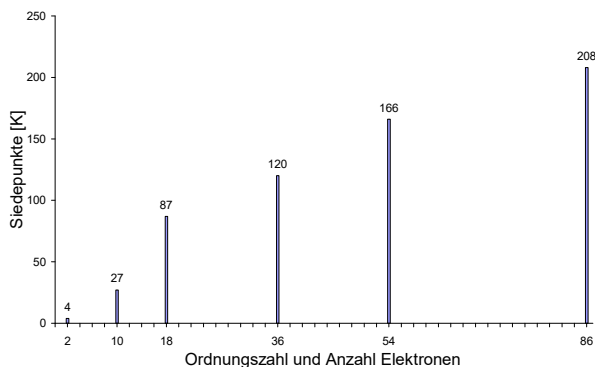


Kapitel 4:

Anziehende Kräfte zwischen Stoffteilchen

Bereits im letzten Kapitel wurde mehrfach betont, welche Bedeutung Schmelz- und Siedepunkte als Maß für Kohäsionskräfte haben. Die Bedeutung der Kohäsionskräfte ist groß: Sie sind verantwortlich dafür, dass Stoffe (und damit die Welt wie wir sie kennen) überhaupt in fester oder flüssiger Form existieren. Sie sind ebenso dafür verantwortlich, dass sich Öl nicht mit Wasser mischt, wie für die Weitergabe des genetischen Codes. Die Ursache der Kohäsionskräfte konnte bisher aber nur für Metalle (positive Atomrümpfe, bindendes Elektronengas aus Valenzelektronen) und für Ionenverbindungen (elektrostatische Anziehung zwischen positiven und negativen Ionen) erklärt werden. Beim Sonderfall der Atomkristalle sind die Bindungen zwischen den Stoffteilchen gleichzusetzen mit den Elektronenpaarbindungen zwischen den Atomen. Soll Quarz schmelzen, so müssen notgedrungen kovalente Bindungen gespalten werden. Keine Erklärung hatten wir aber bisher für die wichtige Klasse der molekularen Stoffe. Moleküle sind per Definition ungeladen, deshalb scheint es keine Kräfte zwischen Molekülen geben zu können. Dass trotzdem eine Erklärung gefunden wurde, das verdanken wir dem niederländischen Physiker JOHANNES VAN DER WAALS (Nobelpreis 1910). Sie beruht auf der Beobachtung, dass sogar Edelgase (ungeladene, einatomige, kugelige Stoffteilchen) Kohäsionskräfte aufweisen. Die so genannten van der Waals'schen Kräfte sind das Thema des ersten Lernschrittes von diesem Kapitel. Die van der Waals'schen Kräfte können aber nicht für alle molekulare Stoffe befriedigende Interpretationen bzgl. der Kohäsionskräfte liefern. Molekülgeometrien und Elektronegativitätswerte spielen eine Rolle bei den Dipol-Dipol-Bindungen und bei den Wasserstoffbrücken (anschließende Lernschritte). Weil dieselben Kräfte auch für das Löslichkeitsverhalten von Stoffen in Flüssigkeiten und für die besondere Natur des Wassers verantwortlich sind, kommen diese Themen auch in diesem Kapitel zur Sprache.



Die Siedetemperaturen der Edelgase in Abhängigkeit der Elektronenzahl

⇒ Waschmittel, Halogenierte Kohlenwasserstoffe in der Umwelt

Kurzlebige Dipole: VAN DER WAALS'sche Kräfte

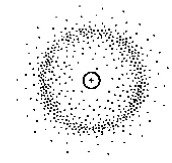
Kapitel 4: Kräfte zwischen Stoffteilchen

Bereits in der Einleitung zu diesem Kapitel wurde erwähnt, dass sogar ungeladene Teilchen wie Edelgasatome untereinander anziehende Wechselwirkungen aufbauen. Da die Stärke dieser Kräfte allein von der Gesamtzahl der Elektronen abhängt, kann das Modell auf alle Teilchen mit Elektronen angewendet werden. Weil sie in der Regel schwach sind, fallen sie aber nur bei Edelgasen und molekularen Stoffen ins Gewicht, in denen nicht andere, stärkere Kräfte dominieren.

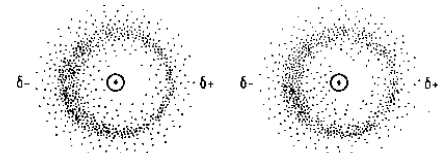
Das Zustandekommen der VAN DER WAALS'schen Kräfte lässt sich so erklären, dass in Stoffteilchen fortwährend kurzfristige Ladungsverschiebungen stattfinden. Elektronenhüllen sind „bewegte Systeme“; daher ist es möglich, dass die rechts oben stehende gezeichnete symmetrische Ladungsverteilung (erkennbar an der gleichmäßigen Punktierung) kurzfristig gestört wird (Abbildung darunter links):

Die linke Hälfte der Elektronenhülle ist etwas elektronenreicher, wodurch hier ein negativer Pol δ^- , eine sog. negative Partialladung (Teil-Ladung, da nur ein Bruchteil einer Elementarladung) resultiert. Selbstverständlich fehlt dieser Anteil der Elektronenhülle auf der Gegenseite, so dass hier ein genau gleichstarker positiver Pol δ^+ , eine positive Partialladung vorliegt. Wie die beiden unten rechts stehenden Abbildungen zeigen, tritt zwischen entgegengesetzt geladenen Polen benachbarter Edelgasatome eine anziehende Kraft auf.

Solche sehr kurzlebige, aber immer wieder entstehende Dipole (di bedeutet zwei, Dipol also ein Teilchen mit zwei Polen), deren Stärke mit der Anzahl der im Stoffteilchen vorhandenen Elektronen (nicht nur Valenzelektronen!) zunimmt, sind alleinige Ursache von anziehenden Kräften in Edelgasen und vielen molekularen Stoffen.



Ladungsverteilung symmetrisch



Ladungsverteilung asymmetrisch
Anziehung zwischen δ^+ und δ^-

L 25

Fragen zu L 25

1. Reihen Sie die Elementarstoffe der VII. Hauptgruppenelemente, Halogene genannt, (F_2 , Cl_2 etc.) nach steigenden Siedepunkten ein.
2. Vergleichen Sie die Kohäsion im Methan CH_4 und Propan C_3H_8 .
3. Der Schmelzpunkt von Methan CH_4 beträgt $-182^\circ C$ und der von Propan C_3H_8 $-190^\circ C$! Ist diese Tatsache für Sie plausibel oder nicht? Vergleichen Sie dazu auch mit der Frage 1 in L *Schmelz- und Siedepunkte*.

Permanente Dipole: Dipol-Dipol-Bindung

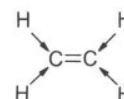
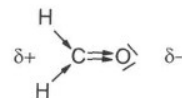
Ein zuverlässiges Maß für die zwischenmolekularen Kräfte ist der Siedepunkt (die Gitterstabilität, wofür der Schmelzpunkt ein Maß ist, hängt auch von der Regelmäßigkeit der Gitterkräfte in allen Raumrichtungen ab).

Wir vergleichen nun die Siedepunkte der Stoffe Formaldehyd CH_2O ($-21\text{ }^\circ\text{C}$) und Ethen C_2H_4 ($-104\text{ }^\circ\text{C}$). Da beide Molekülarten 16 Elektronen aufweisen, sollten die VAN DER WAALS'schen Kräfte und daraus folgend die Siedepunkte etwa gleich hoch sein. Die Siedepunkte zeigen aber, dass die Kohäsionskräfte zwischen den Molekülen CH_2O viel größer sind als zwischen den Molekülen C_2H_4 . Dies beruht darauf, dass zwischen den Molekülen CH_2O zusätzlich zu den VAN DER WAALS'schen Kräften die sog. Dipol-Dipol-Bindung auftritt.

In der nebenstehenden Valenzstrichformel des Formaldehyd-Moleküls sind die Elektronenpaare (Striche) mit Pfeilspitzen versehen. Sie bringen zum Ausdruck, dass die Bindungselektronen nicht zu gleichen Anteilen den beiden Atomen gehören, sondern mehr von demjenigen Atom beansprucht werden, auf das der Pfeil zeigt. Es handelt sich dabei um dasjenige Atom, das die größere Elektronegativität (EN) hat. In solchen Fällen liegt eine permanente (bleibende) Ladungsverschiebung vor und die Bindung wird als polar bezeichnet. Die polaren Bindungen in einem Molekül können im Gesamtmolekül einen permanenten Dipol erzeugen, wenn sie wie in Formaldehyd tendenziell in dieselbe Richtung zeigen. Die Anziehung zwischen permanenten Dipolen von zwei Molekülen wird Dipol-Dipol-Bindung genannt.

Beim Ethenmolekül C_2H_4 sind zwar die Bindungselektronen der kovalenten Bindungen zwischen C und H auch nach C hin verschoben, aber das Gesamtmolekül hat eine völlig symmetrische Ladungsverteilung; es hat trotz schwach polaren Bindungen keinen permanenten Dipol, resp. es ist als ganzes Molekül gänzlich unipolar. Zwischen diesen Molekülen treten nur VAN DER Waals'sche Kräfte auf.

Bindungen gelten allgemein als stark polar, wenn die Differenz der EN-Werte der beteiligten Atom 0.9 oder größer ist. Bei kleineren EN-Differenzen sind Bindungen weniger polar und tragen entsprechend weniger zur Dipolnatur von Molekülen bei. Aber auch polare Bindungen führen erst bei geeigneter Molekülgeometrie zu einem Moleküldipol, wie das Beispiel C_2H_4 zeigt.



L 26

Fragen zu L 26

1. Wie groß sind die EN-Differenzen der kovalenten Bindungen in CH_2O und C_2H_4 ?
2. Welches der beiden Moleküle CCl_4 und CH_2Cl_2 ist ein permanenter Dipol? Beweisen Sie Ihre Meinung anhand der Valenzstrichformeln.
3. Welche Luftbestandteile (N_2 , O_2 , CO_2 , Edelgase) sind permanente Dipole?

Wasserstoffbrücken

Kapitel 4: Kräfte zwischen Stoffteilchen

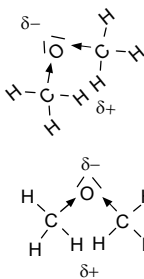
Die Dipol-Dipol-Bindung ist besonders stark, wenn sog. Wasserstoffbrücken vorliegen. Diese Art zwischenmolekularer Kräfte ist in Lebewesen von erstrangiger Bedeutung und bestimmt im Wesentlichen das Löslichkeitsverhalten von Molekularstoffen.

Wasserstoffatome haben in Molekülen neben dem bindenden Elektronenpaar keine weiteren Elektronen. Der Rest des Atoms besteht nur noch aus dem Kern. Dies ist das Besondere gegenüber allen anderen Atomarten. Die positive Ladung, welche vom bindenden Elektronenpaar gebunden wird, ist daher auf das kleine Volumen des Kerns konzentriert. Hängen nun H-Atome an den besonders stark elektronegativen (elektronensaugenden) O- oder N-Atomen (der Sonderfall H-F wird wegen seiner geringen Bedeutung nicht berücksichtigt) so sind die Protonen (H-Kerne) von Elektronen weitgehend entblößt; sie wirken daher als „stark positiv geladene Spitzen“ nach außen. Solche H-Atome (an N oder O hängend) nennt man „aktive Stellen für Wasserstoffbrücken“.

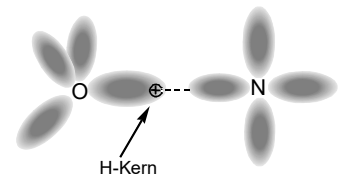
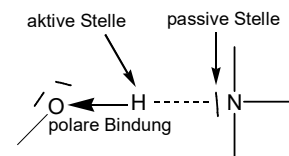
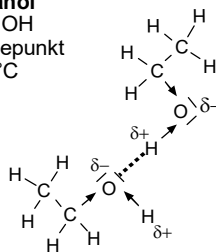
„Passive Stellen für Wasserstoffbrücken“ sind Stellen, an denen die aktiven Stellen „andocken“ können. Es handelt sich dabei um nicht bindende Valenzelektronenpaare an O- oder N-Atomen, aber nur wenn diese Atome Teil des negativen Pols in einem Molekül mit Dipolcharakter sind.

Die besonders starke Dipol-Dipol-Anziehung, die durch H-Brücken zustande kommt, zeigt ein Vergleich der Siedepunkte der beiden untenstehenden Molekularstoffe. Beide Moleküle haben die Summenformel C_2H_6O und somit gleiche VAN DER Waals'sche Kräfte. Zudem haben beide Moleküle permanente Dipole! Aber nur zwischen Ethanolmolekülen sind H-Brücken (eine H-Brücke ist mit gestrichelter Linie eingezeichnet) möglich, da jedes von ihnen zwei passive und eine aktive Stelle hat. Zwischen Dimethylethermolekülen können keine H-Brücken ausgebildet werden, da keine aktiven Stellen vorliegen (nur zwei passive an O vorhanden)!

Dimethylether
 CH_3OCH_3
Siedepunkt
 $-25^\circ C$



Ethanol
 C_2H_5OH
Siedepunkt
 $+78^\circ C$



Oben: Wasserstoffbrücke gezeichnet mit Valenzstrichformeln.

Unten: Dieselbe Situation ergänzt mit Elektronenwolken. Es wird ersichtlich, dass wegen der Polarität der O-H-Bindung, das Proton (aktive Stelle) das Orbital am N wenigstens teilweise als Bindungselektronenpaar akzeptieren kann.

L 27

Fragen zu L 27

1. Wie viele aktive und passive Stellen für H-Brücken hat ein Wassermolekül?
2. Wie viele H-Brücken können die Moleküle Ethanol und Dimethylether mit (viel) Wasser bilden?
3. Haben die Teilchen der Luft (N_2 , O_2 , CO_2 , Edelgase) Stellen für H-Brücken?

Löslichkeit von Flüssigkeiten

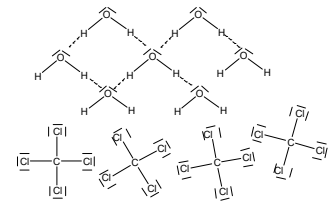
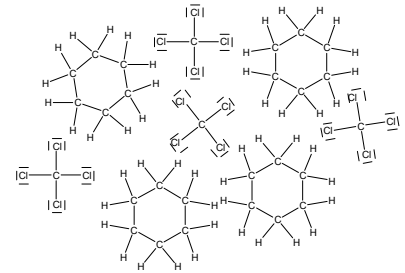
Kapitel 4: Kräfte zwischen Stoffteilchen

Cyclohexan, eine benzinähnliche Flüssigkeit, besteht aus ringförmigen Molekülen der Summenformel C_6H_{12} , die wegen ihrer Symmetrie völlig unpolar sind. Ganz allgemein lässt sich sagen, dass Kohlenwasserstoffmoleküle (nur aus Kohlenstoff C und Wasserstoff H bestehend) auch dann praktisch unpolar sind, wenn sie nicht symmetrisch gebaut sind!

Gibt man nun zu einer bestimmten Menge Cyclohexan (Dichte = 0,78 kg/Liter), eine gleichgroße Menge der Flüssigkeit Tetrachlormethan CCl_4 mit der Dichte von 1,6 kg/L, so entsteht nach kurzem Schütteln ein einheitliches Stoffsystem. Wegen der Wärmebewegung durchmischen sich die Moleküle der beiden Stoffe vollständig. Es findet also keine Trennung aufgrund der stark unterschiedlichen Dichte (und damit dem spezifischen Gewicht) der beiden Stoffe statt! (Nebenstehende Abbildung oben.)

Gibt man aber zu einer bestimmten Menge Tetrachlormethan den Stoff Wasser mit der Dichte 1,0 kg/L und schüttelt zwecks Durchmischung, so erscheint das farblose Stoffsystem weiß, weil kleinste Tröpfchen der beiden ineinander unlöslichen Flüssigkeiten das weiße Tageslicht reflektieren (wie feinstverteiltes Eis, d. h. Schnee). Lässt man das Stoffgemisch stehen, bilden sich zwei flüssige Phasen: unten das schwerere Tetrachlormethan und darüber das leichtere Wasser. Die Phasengrenze zwischen den beiden Flüssigkeiten ist sichtbar, ähnlich wie man die Oberfläche einer Flüssigkeit in einem Gefäß sieht. (Unter einer Phase eines Stoffsystems versteht man einen einheitlich erscheinenden Bereich des betreffenden Systems.) Der Grund für die Trennung der ineinander nicht löslichen Flüssigkeiten liegt in der Fähigkeit der Wassermoleküle unter sich Wasserstoffbrücken auszubilden. Die Wassermoleküle suchen sich geradezu, bilden Tropfen und verdrängen die Tetrachlormethanmoleküle. Diese bilden dann "notgedrungen" eine separate Phase. (Nebenstehende Abbildung unten.)

Etwas anderes beobachtet man, wenn statt des Stoffes Tetrachlormethan der Stoff Methanol (CH_3OH) mit Wasser gemischt wird. In diesem Fall wird sich wiederum nur eine Phase bilden (also Löslichkeit der beiden Stoffe ineinander), da sich Methanol mit seinen drei Stellen für H-Brücken in das Netzwerk der H-Brücken von Wasser integrieren kann. Es gilt bei solchen Überlegungen zu berücksichtigen, dass eine H-Brücke nicht einen beliebig großen wasserunlöslichen Molekülrest in die Lösung "mitschleppen" kann. Bei Methanol ist der Rest CH_3 - offensichtlich genügend klein und stört nicht.



L 28

Fragen zu L 28

1. Was wird man beobachten, wenn man $C_6H_{12}(l)$ mit $H_2O(l)$ schüttelt und das System anschließend stehen lässt?
2. Propanol $C_3H_7OH(l)$ ist gut wasserlöslich, Butanol $C_4H_9OH(l)$ hingegen weniger und Pentanol $C_5H_{11}OH(l)$ ist nicht wasserlöslich. Warum nimmt die Wasserlöslichkeit der drei genannten Moleküle in dieser Reihenfolge ab, wo doch alle die gleiche Anzahl Wasserstoffbrücken bilden können?
3. Aceton ist sowohl in Wasser, wie auch in Cyclohexan löslich. Warum?



Ion-Dipol-Bindung

Kapitel 4: Kräfte zwischen Stoffteilchen

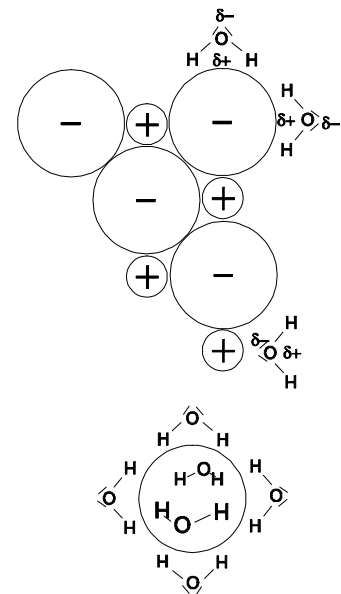
Kochsalz ist (wie alle Salze) bei Raumtemperatur fest. Die Gitterkräfte vermögen also bei dieser Temperatur der Eigenbewegung der Ionen standzuhalten. Gibt man nun aber Wasser von Raumtemperatur zu (die Eigenbewegung der Teilchen wird also nicht verstärkt), so beginnt der Gitterverband auseinander zu fallen; die einzelnen Ionen lösen sich ab und treten in die flüssige Phase über.

Aus dieser Beobachtung folgt zwingend, dass die Anwesenheit von Wassermolekülen auf irgendeine Weise die Gitterkräfte schwächen muss. Dies kommt dadurch zustande, dass sich Wassermoleküle über eine sog. Ion-Dipol-Bindung an die Ionen an der Kristalloberfläche anlagern. Die negativen Ionen üben dabei eine anziehende Kraft auf die positiven Pole der Wassermoleküle aus, die positiven Ionen eine auf die negativen Pole und umgekehrt. Auf die Nachbarionen wirken die Pole des Dipols hingegen abstoßend, was die Gitterkräfte in diesem Bereich schwächt. (Nebenstehend wirken die Pole δ^+ der Wassermoleküle auf die positiven Ionen oder auch wie unten gezeigt δ^- auf die negativen Ionen abstoßend).

Oberflächenteilchen der Kristallecken (Eckteilchen) werden am schwächsten an den Kristall gebunden, weil sie am wenigsten Bindungspartner haben. Zudem können sich an den Eckteilchen am meisten Wassermoleküle anlagern und somit die Bindung an den Kristall stärker lockern. Daher gehen praktisch nur Eckteilchen in Lösung; das Auflösen von Kristallen erfolgt immer von den Ecken her.

In wässriger Lösung liegen die Ionen von Salzen dann hydratisiert vor, d. h. sie sind durch Ion-Dipol-Bindung allseitig von Wassermolekülen umgeben; es liegen sog. Aquakomplexe vor, welche mit dem Zusatz (aq) für „aquatisiert“ bezeichnet werden. Bsp: $\text{Na}^+(\text{aq})$. Oft beträgt die Zahl der Liganden von Aquakomplexen 6, d. h. die Wasserliganden sind in den Ecken eines Oktaeders um das Zentral-Ion angeordnet.

Es dürfte einleuchten, dass die Löslichkeit von Salzen von der Temperatur (Eigenbewegung der Stoffteilchen) und von der Gitterstabilität abhängt. Als Regel kann man sich merken, dass Salze aus Hauptgruppenelementen dann gut wasserlöslich sind, wenn mindestens die eine Ionenart nur einfach geladen ist! Gewisse Ausnahmen machen die kleinen Ionen Li^+ und F^- (hohe Ladungsdichte an der Oberfläche).



L 29

Fragen zu L 29

1. Warum kann man durch Umrühren den Auflösevorgang sehr stark beschleunigen?
2. Welche der nachstehenden Salze sind gemäß Löslichkeitsregel kaum wasserlöslich: Na_2S , Al_2O_3 , KBr ?
3. Warum löst sich das gut wasserlösliche Kochsalz nicht in Cyclohexan?

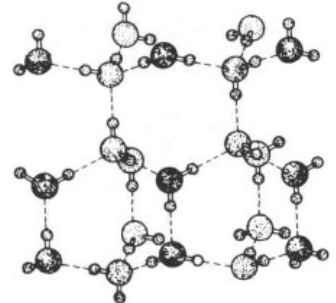
Die Besonderheiten des Wassers

Eis ist leichter als Wasser. Daher müssen die Wassermoleküle H_2O im Eis weniger dicht gepackt sein. Der Eiskristall enthält Löcher, sog. Hohlräume.

Die nebenstehende Abbildung zeigt, wie der Eiskristall aufgebaut ist. Allerdings muss man sich die Wassermoleküle voluminöser vorstellen. Jedes Wassermolekül bildet vier Wasserstoffbrücken (gestrichelte Linien) mit vier Nachbarmolekülen, welche tetraedrisch angeordnet sind. Wegen der gewinkelten Gestalt der Moleküle H_2O ergeben sich dadurch Hohlräume. Der beschriebene Bau des Stoffes Wasser ist in dieser Art einzigartig. Kein anderes Molekül vermag all seine Atome (außer die an der Oberfläche) großräumig durch Wasserstoffbrücken mit Nachbarmolekülen zu verbinden. Die maximale Vernetzung mittels Wasserstoffbrücken ist unter anderem verantwortlich für den relativ hohen Siedepunkt verglichen mit ähnlich großen Molekülen, wie z.B. Ammoniak NH_3 ($-33^\circ C$).

Wird Eis erwärmt, so verhält es sich wie jeder Feststoff; es dehnt sich geringfügig aus. Beim Schmelzen jedoch verhält sich der Stoff Wasser anders; das Volumen nimmt um etwa $1/11$ (9 %) ab (sog. Anomalie des Wassers). Dies beruht darauf, dass beim Schmelzen etwa 50 % der Hohlraumstruktur abgebaut wird. Auch in flüssigem Wasser existieren eisähnliche Bereiche (sog. Clusters) mit Hohlraumstruktur, die bei $0^\circ C$ im Mittel etwa 450 H_2O -Moleküle umfassen und in deren Hohlräumen Luftmoleküle vorliegen.

Erwärmt man Wasser von $0^\circ C$, so nimmt das Volumen bis $4^\circ C$ geringfügig ab, weil die Clusters kleiner werden. Bei $4^\circ C$ hat Wasser die größte Dichte (1 kg/L). Bei weiterem Erwärmen werden die Clusters zwar noch kleiner, wegen dem zunehmenden Platzbedarf der Stoffteilchen wegen der Wärmebewegung verhält sich Wasser aber trotzdem wie andere Flüssigkeiten, d. h. es dehnt sich etwas aus (Dichte bei $100^\circ C$: 0,96 kg/L).



L 30

Fragen zu L 30

1. Fische leben von dem in den Hohlräumen eingeschlossenen Sauerstoff, können aber in warmem Wasser schlechter atmen als in kaltem. Warum?
2. Ammoniakmoleküle besitzen wie Wasser vier Stellen für H-Brücken. Trotzdem vermögen sie nicht alle ihre Atome großräumig über Wasserstoffbrücken mit anderen Ammoniakmolekülen zu vernetzen. Was ist anders im Vergleich mit Wassermolekülen?
3. Mischt man Wasser mit wasserlöslichen Flüssigkeiten, so beobachtet man, dass Luft entweicht und dass das Volumen der Mischung kleiner ist als das Volumen der beiden Flüssigkeiten zusammen. Warum?

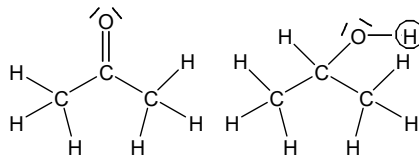
Erfolgskontrolle zu Kapitel 4

1. Worauf beruht der Unterschied der Siedepunkte von Ethan C_2H_6 ($-89\text{ }^\circ\text{C}$) und Ethen C_2H_4 ($-104\text{ }^\circ\text{C}$)?
2. Erklären Sie die unterschiedliche Kohäsion in den Verbindungen CH_2O (Siedepunkt $-21\text{ }^\circ\text{C}$) und C_2H_6 (Siedepunkt $-89\text{ }^\circ\text{C}$).
3. Worauf beruht der höhere Siedepunkt ($+65\text{ }^\circ\text{C}$) des Methanols CH_3OH gegenüber dem des Formaldehyds CH_2O ($-21\text{ }^\circ\text{C}$)?
4. Cyclohexan C_6H_{12} siedet bei $81\text{ }^\circ\text{C}$, Methanol CH_3OH bei $65\text{ }^\circ\text{C}$. Interpretieren Sie diesen Sachverhalt.
5. Sowohl Propan-2-ol $CH_3CH(OH)CH_3$ als auch Aceton CH_3COCH_3 sind mit Wasser mischbar. Erklären Sie diesen Sachverhalt.
6. Welcher Stoff von Aufgabe 5 muss den höheren Siedepunkt haben? Begründen.
7. Die Flüssigkeiten CH_3OH , C_2H_5OH und $CH_3(CH_2)_2OH$ sind mit Wasser mischbar, die Flüssigkeit $CH_3(CH_2)_5OH$ hingegen kaum (knapp 1 %) wasserlöslich. Worauf beruht der Unterschied?
8. Wie viele aktive und passive Stellen für Wasserstoffbrücken hat das Molekül des Ethan-1,2-diols CH_2OHCH_2OH (sog. Glykol)?
9. Beurteilen Sie die Löslichkeit der Flüssigkeit Glykol (siehe vorangehende Frage) in Wasser und in Cyclohexan $C_6H_{12}(l)$.
10. Beurteilen Sie die Löslichkeit der Salze Calciumchlorid und Calciumoxid in Wasser und Cyclohexan.
11. Bei welchen der folgenden Salzen kann man die Wasserlöslichkeit nicht beurteilen und warum nicht? MgS , Na_3PO_4 , NH_4Cl , $ZnCl_2$, $BaCl_2$.
12. Warum bilden sich Luftkügelchen in der Flüssigkeit, wenn wasserlösliche Stoffe in Wasser aufgelöst werden?

Antworten Erfolgskontrolle Kapitel 4

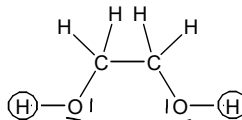
1. Beide Moleküle sind unpolar. Ethanmoleküle haben mehr Elektronen (18 statt 16); somit wirken etwas stärkere VAN DER Waals'sche Kräfte.
2. Wären nur VAN DER Waals'sche Kräfte wirksam, so hätten wir analoge Verhältnisse wie bei Antwort 1. Die Moleküle CH_2O sind jedoch permanente Dipole.
3. Beide Moleküle sind permanente Dipole. Die Siedepunktdifferenz kann nicht auf der Differenz der VAN DER WAALS'schen Kräfte beruhen. Die viel größere Differenz (86 °C) beruht auf der besonders starken Dipol-Dipol-Bindung: zwischen CH_3OH -Molekülen sind H-Brücken möglich.
4. Cyclohexanmoleküle haben 48 Elektronen, Methanolmoleküle nur 18. Obwohl zwischen Methanolmolekülen H-Brücken möglich sind, bewirken die wesentlich größeren VAN DER WAALS'schen Kräfte eine größere Kohäsion im Cyclohexan.

5. Die nebenstehenden Valenzstrichformeln zeigen, dass die Moleküle je zwei passive (und Propan-2-ol zusätzlich eine aktive) Stellen für H-Brücken mit Wasser haben.



6. Propan-2-ol (Siedepunkt 83 °C), da H-Brücken möglich sind. Beim Aceton (Siedepunkt 56 °C) fehlen die aktiven Stellen.
7. Beim Molekül $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ ist der wasserunlösliche Kohlenwasserstoffrest $-\text{C}_6\text{H}_{13}$ so groß, dass die sich suchenden Wassermoleküle unter sich intensivere Bindungen (Wasserstoffbrücken) eingehen.

8. Nebenstehend ist ersichtlich, dass Glykollmoleküle 2 aktive und 4 passive Stellen für H-Brücken haben. Darum siedet Glykol bei +198°C.



9. Glykol ist mit Wasser mischbar (in jedem beliebigen Verhältnis löslich), da viele H-Brücken möglich sind, aber unlöslich in Cyclohexan (die Glykollmoleküle suchen sich stark).
10. Gemäß den Löslichkeitsregeln (einfache Ionen der Hauptgruppenelemente, mindestens eine Ionenart einfach geladen) ist CaCl_2 wasserlöslich und CaO ($\text{Ca}^{2+}/\text{O}^{2-}$) nicht. In Cyclohexan sind beide nicht löslich, da den Cyclohexanmolekülen die Möglichkeit zur Ausbildung von Ion-Dipol-Bindungen fehlt.
11. Nur ZnCl_2 : Zn ist kein Hauptgruppenelement.
12. Moleküle von löslichen Stoffen "beschäftigen" H-Brücken von Wassermolekülen, die Hohlraumstruktur wird zerstört, die Luft in den Hohlräumen entweicht.