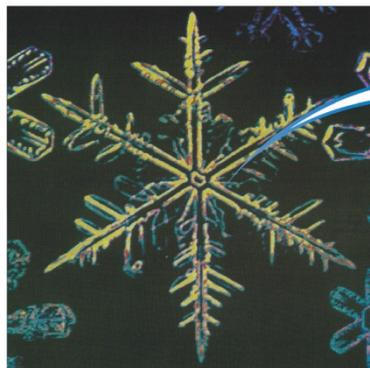




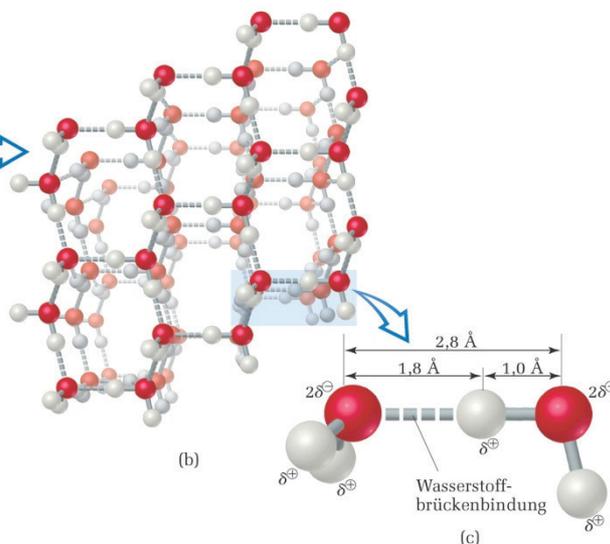
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen:

Das Lernziel dieser Unterrichtseinheit beinhaltet folgende Punkte:

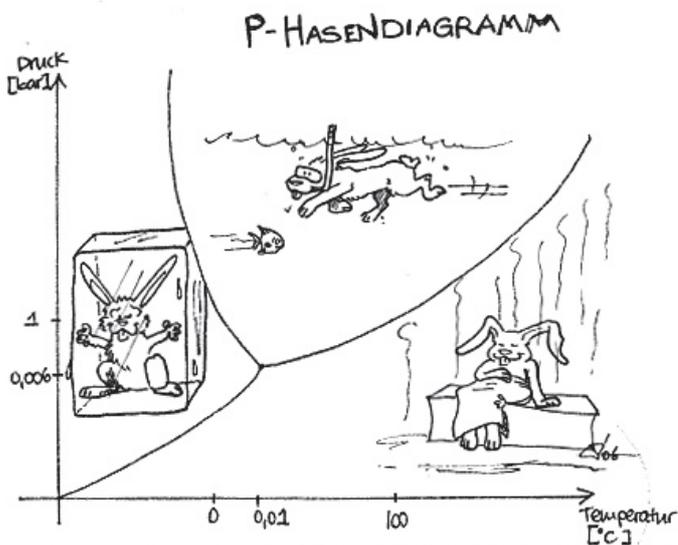
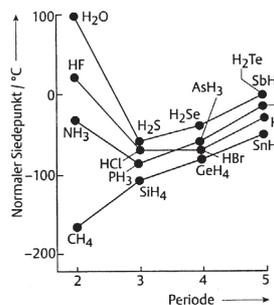
Wie kann aufgrund der Struktur (Lewisformel) einer Substanz auf ihr physikalisches Verhalten (z.B. Siedetemperatur, Löslichkeit) geschlossen werden, wieso schwimmt Eis auf Wasser, wieso löst sich Öl nicht in Wasser auf und vieles mehr.



(a)



Benötigtes Wissen von früher:
Lewisformel, Elektronegativität



Many thanks for the download. More documents and much more on www.rainer.ch

kind regards, Dr. R. Steiger

**Inhaltsverzeichnis:**

3	ZWISCHENMOLEKULARE KRÄFTE (ZMK)	1
3.1	Phasendiagramm	2
3.1.1	Überführen in einen anderen Aggregatzustand	2
3.2	Charakteristische Eigenschaften der Aggregatzustände	5
3.3	Entstehung der ZMK: Energiebetrachtungen	6
3.4	Flussdiagramm ZMK	7
3.4.1	Van-der-Waals-Kräfte	9
3.4.2	Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	11
3.4.3	Wasserstoffbrücken	12
3.4.4	Ion-Dipol-Wechselwirkung	18
3.4.5	Ionenbindung	18
3.5	Stärke von ZMK	18
3.6	Aggregatzustände und ZMK	18
3.7	Übersicht der ZMK:	18
3.8	Mischbarkeit von Flüssigkeiten	19
3.9	Eigenschaften von Flüssigkeiten	20
3.10	Anwendungen aus dem Alltag:	21
3.10.1	Chillischote	21
3.10.2	Wie funktioniert eine Seife	21



3 Zwischenmolekulare Kräfte (ZMK)

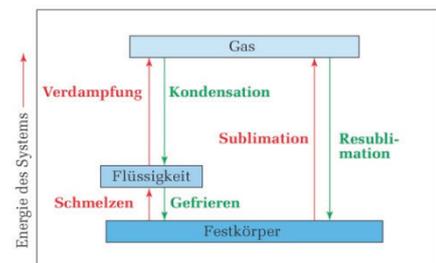
Bisher betrachteten wir nur einzelne Moleküle, deren Atome durch **kovalente** Bindungen aneinander gebunden sind:

Diese Darstellungen zeigen meistens nur ein einzelnes oder nur wenige Moleküle. Aus dem Alltag wissen wir aber, dass ein einzelner Wassertropfen Milliarden von Milliarden Wassermoleküle enthält. Wie wechselwirken all diese Moleküle miteinander? Eine Antwort darauf liefern die **zwischenmolekularen Kräfte** (ZMK).



Ein einfaches Experiment:

Wasser erhitzen, wie verändert sich die Temperatur, was passiert mit dem Wasser? Fragen: wofür wird die Energie verwendet? Unterschied flüssig resp. gasförmiges Wasser?





3.1 Phasendiagramm

Ein Phasendiagramm (oder Zustandsdiagramm) ist eine graphische Darstellung der Stabilität in einem System als Funktion einer oder mehrerer Zustandsvariablen.

In Phasendiagrammen werden die Bereiche der Stabilität einzelner Phasen dargestellt und als Stabilitätsfelder abgegrenzt. Die bestimmten Bereichsgrenzen werden als Stabilitätsfeldgrenzen bezeichnet.

3.1.1 Überführen in einen anderen Aggregatzustand

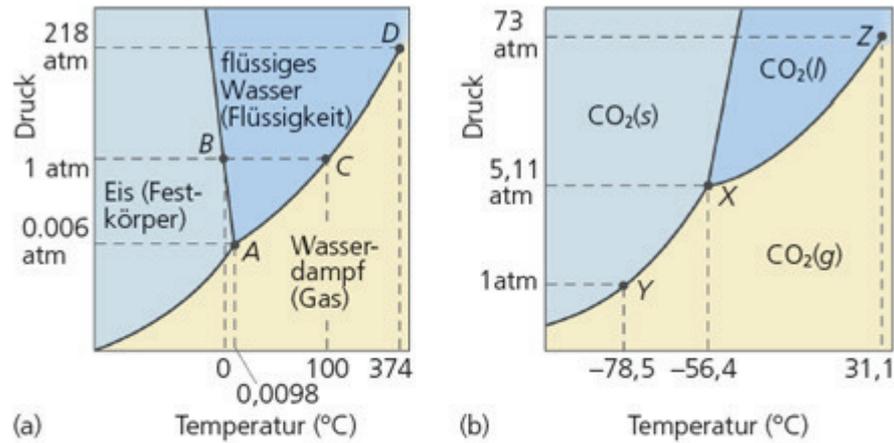


Abbildung 3.9: Phasendiagramme von Wasser (H_2O) und Kohlendioxid (CO_2). Im Gegensatz zu Kohlendioxid (und den meisten anderen Stoffen) hat bei Wasser die Schmelzkurve eine negative Steigung. Kohlendioxid sublimiert bei Normaldruck, geht also direkt vom festen in den gasförmigen Aggregatzustand über.

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

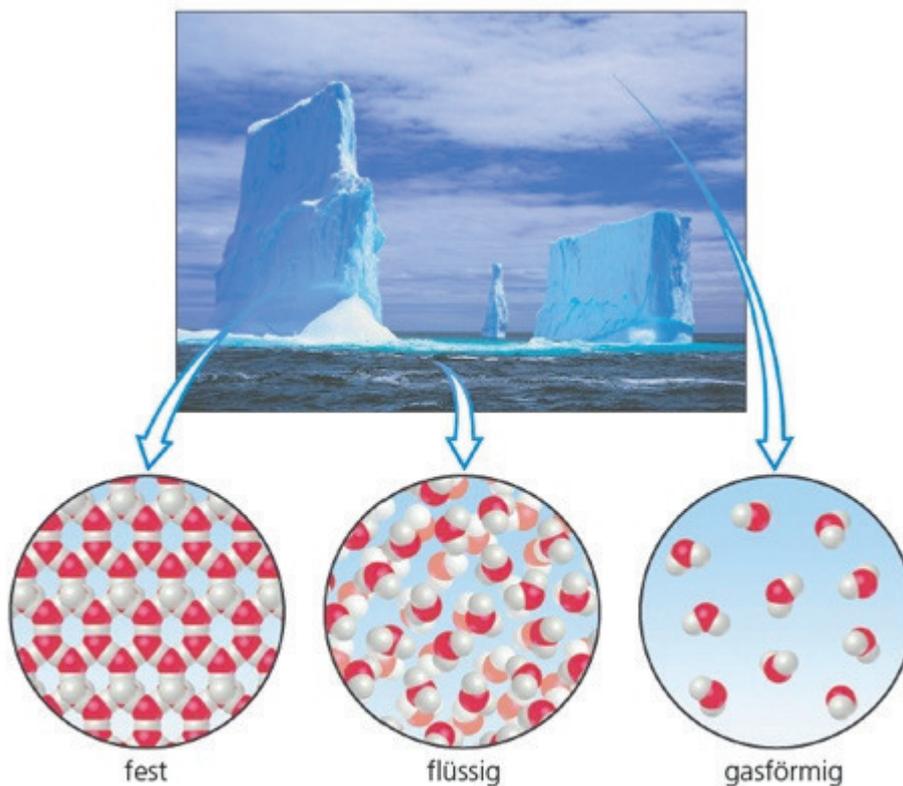


Abbildung 3.1: Die drei Aggregatzustände fest, flüssig und gasförmig. Wasser kann in fester Form (Eis), als Flüssigkeit sowie gasförmig vorkommen (Wasserdampf).

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



Was ist Sieden/Verdampfen, was ist Gefrieren aus Sicht der ZMK?

Die Aggregatzustände von Stoffen sind von den ZMK abhängig. Je mehr ZMK umso eher ist ein flüssiger bzw. fester Zustand wahrscheinlich. Des Weiteren ist ein Zusammenhang mit der Temperatur zu erwarten.

3.1.2 Phasenübergänge

Verdunsten und Sieden

Geht eine Flüssigkeit in den gasförmigen Zustand über, so spricht man vom Sieden. Beim Sieden entstehen im Inneren der Flüssigkeit Dampfblasen. Während des Siedens ändert sich die Temperatur nicht. Die Siedetemperatur ist für Flüssigkeiten kennzeichnend. Beim Verdunsten bildet sich das Gas nur an der Oberfläche der Flüssigkeit. Dies geschieht schon unterhalb der Siedetemperatur.

Teilchenmodell: Zu jeder Temperatur gehört eine mittlere Teilchengeschwindigkeit, d.h. dass es schnellere und langsamere Teilchen gibt. Die schnelleren können an der Oberfläche aus dem Anziehungsbereich der Flüssigkeit entweichen. Die mittlere Geschwindigkeit der verbliebenen Teilchen sinkt dadurch. Dies bedeutet eine Temperaturabnahme beim Verdunsten. Soll die Temperatur nicht sinken oder noch steigen, so muss durch Energiezufuhr die Durchschnittsgeschwindigkeit der Teilchen erhöht werden. Ist die Geschwindigkeit vieler Teilchen so gross, dass sie sich auch im Inneren der Flüssigkeit aus ihr herauslösen können, so sammeln sie sich in Dampfblasen. Das Sieden beginnt.

Verdampfungswärme

Beim Sieden muss andauernd Energie zugeführt werden, ohne dass die Temperatur steigt. Diese Energie wird zum Verdampfen benötigt. Die Verdampfungswärme ist proportional zur Masse.

Kondensationswärme

Dampf gibt beim Kondensieren Energie, Kondensationswärme ab. Beim Kondensieren von Dampf wird genau so viel Energie frei, wie zum Verdampfen der gleichen Flüssigkeitsmenge nötig ist. Deshalb ist die (spezifische) Kondensationswärme so gross wie die (spezifische) Verdampfungswärme.

Schmelzen und Erstarren

Teilchenmodell: Die Teilchen eines kristallinen Körpers schwingen um ihre festen Plätze mit Geschwindigkeiten, deren Mittelwert mit der Temperatur steigt. Bei genügender Energiezufuhr kann die Geschwindigkeit so gross werden, dass sich die schnellsten Teilchen aus dem Verband der übrigen losreissen. Diese Teilchen lagern sich nur locker aneinander und bilden die ersten Tropfen der Flüssigkeit.

Bei weiterer Energiezufuhr werden weitere Teilchen aus dem Kristallverband befreit. Die zum Befreien der Teilchen zugeführte Energie heisst Schmelzwärme. Beim Abkühlen werden die Teilchen so langsam, dass sie sich gegenseitig wieder einfangen können. Dabei wird Energie, die Erstarrungswärme, abgegeben. Die Schmelzwärme ist proportional zur Masse:

Die Erstarrungswärme ist gleich der Schmelzwärme.

Volumenänderung: Fast alle Stoffe ziehen sich beim Erstarren zusammen und dehnen sich beim Schmelzen aus. Ausnahme Wasser: Wasser dehnt sich beim Erstarren um etwa 10% seines Volumens aus. (Folge: eingefrorene Wasserleitungen platzen) (Eis hat eine kleinere Dichte als Wasser, weshalb Eisberge schwimmen).



3.2 Charakteristische Eigenschaften der Aggregatzustände

Gas



Flüssigkeit



Festkörper





3.3 Entstehung der ZMK: Energiebetrachtungen

Die Bindungen in einem Molekül sind normalerweise recht stark. Man muss deshalb einem Molekül viel Energie zuführen, um die Bindung zu spalten. Wassermoleküle sind zum Beispiel bis über 500 °C stabil, erst bei höheren Temperaturen zerfallen sie in Wasserstoff und Sauerstoff. Dagegen sind die Bindungen zwischen den Molekülen relativ schwach.

Da natürlich die Ladungen der Moleküle sich nicht nur im Molekül beeinflussen, sondern Elektronen eines Moleküls auch die positiven Ladungen eines anderen Moleküls anziehen (falls der Abstand genügend klein ist), gibt es überhaupt solche **zwischenmolekulare Kräfte**.

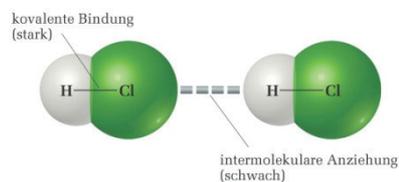
Um die Anziehungskraft zwischen zwei HCl-Molekülen in der flüssigen Phase zu trennen, muss man nur **16 kJ/mol** (kJ/mol: praktische Energieeinheit, kiloJoule pro Mol) an Energie aufwenden (d.h. die Verdampfungsenergie). Dagegen braucht man **431 kJ/mol Energie**, um die kovalente Bindung zwischen den H- und Cl-Atomen im HCl-Molekül zu spalten.

Das bedeutet: Die Temperatur, bei der eine Flüssigkeit kocht, spiegelt die kinetische Energie wieder, die benötigt wird, um die zwischenmolekularen Kräfte zu überwinden (= Siedepunkt).

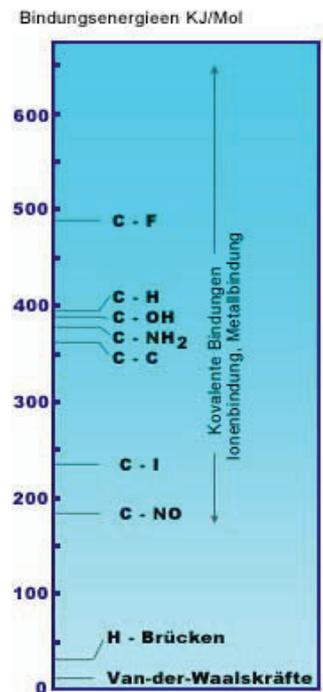
Konsequenz:



Beispiel:



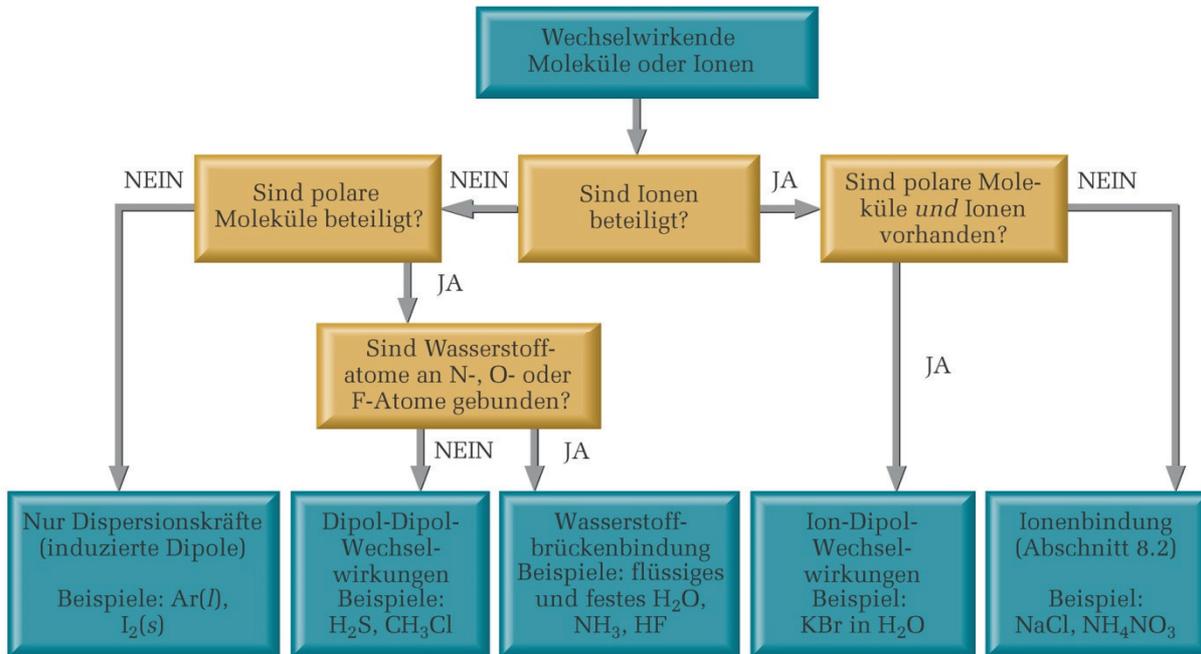
Intermolekulare Anziehung. Vergleich einer kovalenten Bindung (einer intramolekularen Kraft) und einer intermolekularen Anziehung. Da intermolekulare Anziehungskräfte schwächer als kovalente Bindungen sind, werden sie für gewöhnlich durch Punkte oder Striche dargestellt.





3.4 Flussdiagramm ZMK

Flussdiagramm zur Bestimmung von intermolekularen Kräften. Dispersionskräfte (oder umgänglicher Van-der-Waals Kräfte) treten in allen Fällen auf. Die Stärke der anderen Wechselwirkungen steigt generell von links nach rechts im Diagramm (Diagramm: pearson-Verlag).



Gemeinsamkeiten:

Wie aus der Graphik ersichtlich, sind zwei Begriffe von zentraler Bedeutung: Ion und ‚polar‘.

Wichtige Begriffe

Ion: geladenes Teilchen (Details im Kapitel Salze und Metalle), Bsp: Na^+ , Cl^- , K^+ , Br^-

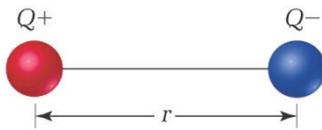
Elektronegativität (EN)

Ein zentrales Thema für die Beurteilung von ZMK's bildet die Elektronegativität. Sie ist wichtig, um die Polarität (siehe nachfolgendes Kapitel) einer Atombindung voraussagen zu können. Dem elektronegativeren Element wird ein ‚partial negativ‘-Zeichen (δ^-), dem elektropositiveren Element ein ‚partial positiv‘-Zeichen (δ^+) zugeordnet: $\delta^- \text{F} - \text{Cl}^{\delta^+}$



Ein Molekül wie HF, in dem die Zentren der positiven und negativen Ladung nicht zusammenfallen, nennt man ein polares Molekül. Folglich beschreiben wir nicht nur Bindungen als polar oder unpolar, sondern auch ganze Moleküle. Wir können die Polarität des HF-Moleküls aus zwei Arten andeuten:

Dipol und Dipolmoment



Wenn Ladungen gleicher Grösse und mit entgegengesetzten Vorzeichen, Q^+ und Q^- , durch einen Abstand r getrennt werden, entsteht ein Dipol. Die Grösse des Dipols wird durch das Dipolmoment μ gegeben, das das Produkt der getrennten Ladung und dem Trennungsabstand zwischen den Ladungszentren ist:

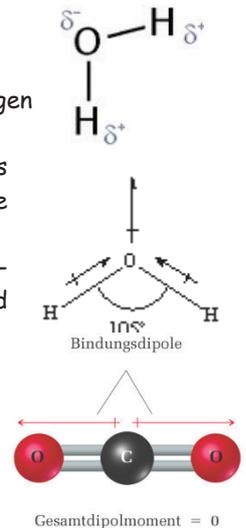
Bestimmung von eventuell auftretenden Dipolen in Molekülen

1. Als erstes bestimmt man den **räumlichen** Bau des Moleküls.
 2. Dann bestimmt man mit Hilfe der Elektronegativität eventuell auftretende Partiaalladungen und kennzeichnet sie mit δ^- und δ^+ .
 3. Man trägt zwischen den Partiaalladungen die Vektoren auf und schaut, ob eventuell mehr als zwei Ladungspole auftauchen. In diesem Fall muss man mit Hilfe eines Parallelogramms eine Vektoraddition durchführen und den „Ersatzvektor“ bestimmen.
- Liegen in einer Verbindung verschiedene Partiaalladungen vor, kann man durch eine Vektoraddition bestimmen, ob die so genannten „Ladungsschwerpunkte“ zusammenfallen. Dipole sind also Moleküle, die einen Ladungsvektor aufweisen.

Weist ein Molekül einen Ladungsvektor auf wird es auch als polar bezeichnet.

Weisen die folgenden Moleküle einen Dipol resp. Dipolmoment auf?

NH_3 , CO_2 , CH_4 , SiH_4 , H_2O , CH_3OCH_3 , C_2H_2 , CH_3Br

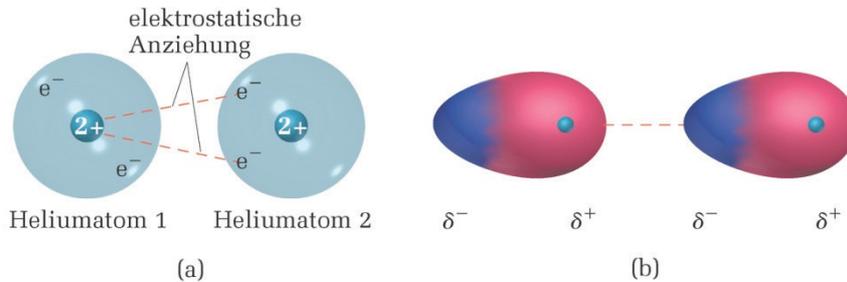
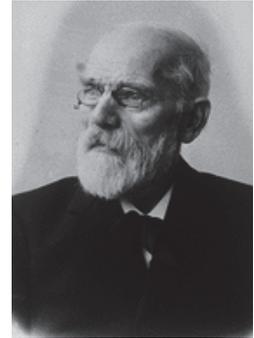


Welches Dipolmoment ist am grössten? Gegeben: HF, HCl, HBr, HI



3.4.1 Van-der-Waals-Kräfte

Van-der-Waals-Kräfte treten in allen Atomen aufgrund von so genannten **induzierten Dipolen** auf. Darunter versteht man zeitweilig auftretende Anziehungskräfte, die dadurch entstehen, dass die Elektronen sich je nach Zeit an unterschiedlichen Stellen im Atom aufhalten. So entsteht kurzzeitig eine ungleiche Ladungsverteilung, ein **kurzzeitiger Dipol**.



Kommen nun zwei nicht kovalent verbundene Atome mit solchen momentanen induzierten Dipolzuständen sich in die Nähe, bilden sich Anziehungskräfte aus: die **van-der-Waalskräfte** (nach Johannes van der Waals, 1880).

Ausgangssituation: Drei nicht miteinander verbundene Teilchen A, B, C. Die Schwerpunkte der positiven und negativen Ladung fallen zusammen. Die Teilchen sind unpolar.

Durch die Bewegung der Elektronen verändert sich die Elektronenverteilung bzw. Elektronenwolke ständig. Es treten kurzzeitige (temporäre) **Dipole** auf. Diese ziehen sich an.

1. Momentaufnahme: A und B ziehen sich kurzzeitig an.

2. Momentaufnahme: B und C ziehen sich kurzzeitig an.

3. Momentaufnahme: A und C ziehen sich kurzzeitig an.

Die Anziehungskräfte zwischen den kurzzeitigen Dipolen führen dazu, dass auch die gasförmigen Stoffe, die aus unpolaren Teilchen bestehen, flüssig und fest werden können.

Ein Blick auf die Siedepunkte der Edelgase zeigt einen Anstieg vom He (4,215 K) \rightarrow Xe (165,03 K). Die Wechselwirkung zwischen den Einzelatomen muss zwangsläufig zunehmen. Dies wird durch die sog. van-der-Waals Kräfte erklärt.

Element	Zeichen	Siedetemperatur
Helium	He	-269 °C
Neon	Ne	-246 °C
Argon	Ar	-186 °C
Krypton	Kr	-152 °C
Xenon	Xe	-107 °C

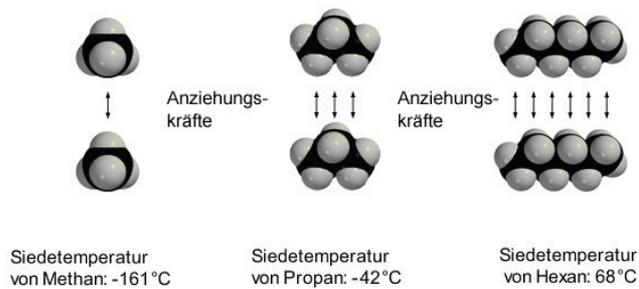
Element	Zeichen	Siedetemperatur
Wasserstoff	H ₂	-253 °C
Stickstoff	N ₂	-196 °C
Sauerstoff	O ₂	-183 °C
Chlor	Cl ₂	-35 °C
Brom	Br ₂	59 °C



Die Wahrscheinlichkeit für van-der-Waals Wechselwirkungen ist umso grösser, je leichter und häufiger sich Dipole ausbilden können. Dies ist dann der Fall, wenn besonders viele Elektronen vorhanden sind und die Oberfläche gross ist.

Starke vdW-Kräfte durch

- grosse Anzahl von Elektronen
- grosse Kontaktflächen der Moleküle (Grösse)



Propan C_3H_8

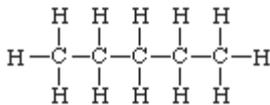
geringe Elektronenzahl, geringe Kontaktfläche, wenig van-der-Waals-Kräfte: gasförmig

Hexan C_6H_{14}

grössere Zahl von Elektronen, grössere Kontaktfläche, viele van-der-Waals-Kräfte: flüssig

Die Anziehungskräfte nehmen mit der Elektronenanzahl und der Oberfläche der Teilchen zu.

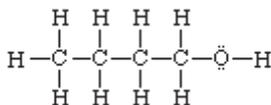
Erkläre die Unterschiede der physikalischen Eigenschaften folgender Substanzen:



Pentan

Molmasse: 72.15; Sdp 35°C ;

Smp -130°C



1-Butanol

Molmasse 74.12; Sdp 117.7°C ;

Smp -90°C



3.4.2 Dipol-Dipol-Wechselwirkungen



Dipolmoment von Wasser und Hexan (C_6H_{14})

Eine genauere Betrachtung der Situation liefert folgendes Bild: negativ geladener Stab. Wie sähe das Bild mit einem positiv geladenen Stab aus?

Wann gibt es überhaupt eine Anziehung zwischen 2 Substanzen?



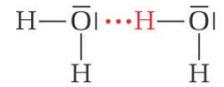
3.4.3 Wasserstoffbrücken

Die Wasserstoffbrücken sind die stärksten der drei zwischenmolekularen Kräfte bei Molekülen.

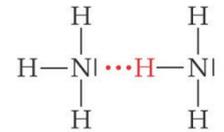
3 Voraussetzungen

Zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken sind 3 Voraussetzungen nötig:

Fehlt eine der Voraussetzungen, kommt auch keine Wasserstoffbrücke zustande.

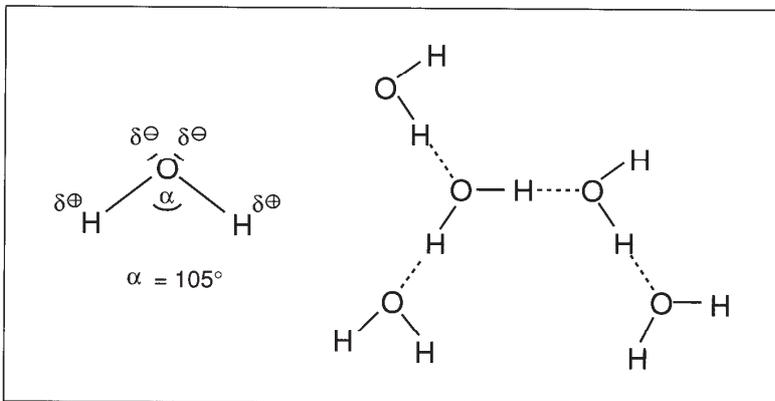
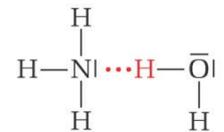


Beispiele für Wasserstoffbrückenbindungen. Die durchgehende Linie steht für kovalente Bindungen, die schwarz gepunkteten Linien stehen für Wasserstoffbrückenbindungen.

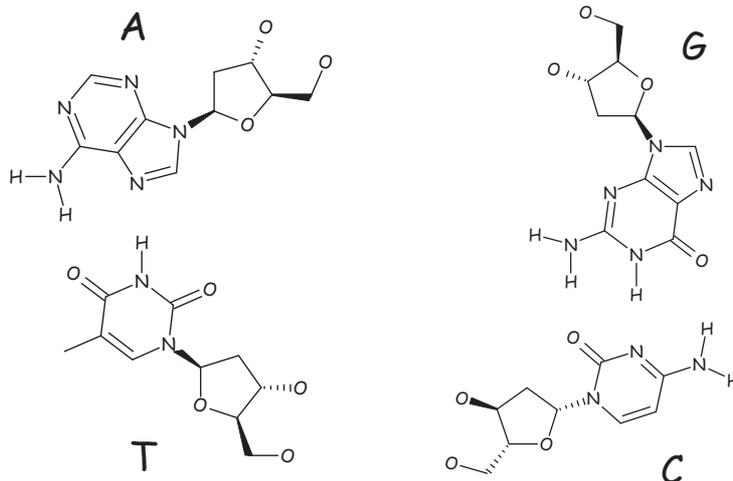
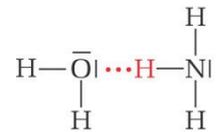


Wasserstoffbrückenbindungs-System

Benachbarte Moleküle bilden die Wasserstoffbrücke über ein ganzes System: Wasserstoff/freies Elektronenpaar/elektronegatives Element. Die Bindung ist nur bei einer **linearen** Anordnung des Systems wirksam, oder anders ausgedrückt: Wasserstoffbrücken gehen nicht um die Ecke.

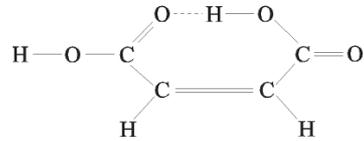
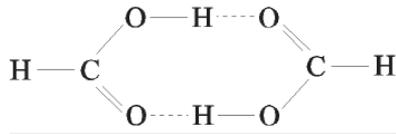


Die Wasserstoffbrückenbindung ist zwar schwach (ca. 5% der Bindungsenergie einer Atombindung), sie hat aber ungeahnte Bedeutung erlangt. Der genetische Code besteht lediglich aus 4 Buchstaben *G A T C*, ein Synonym für 4 verschiedene rel. komplizierte Moleküle. Zwei gegenüberliegende Stränge einer DNA kombinieren immer *G* mit *C* und *A* mit *T*, basierend auf Wasserstoffbrückenbindungen. Der Rückenstrang selbst hat nur Gerüst-Bedeutung.



**Aufgabe 1:**

Betrachte folgende Moleküle ... was fällt auf? Welche könnte den höheren Siedepunkt haben und wieso?

**Aufgabe 2:**

Gegeben sei ein Molekül mit der Summenformel C_2H_6O .

- Zeichne zwei unterschiedliche Moleküle. Hinweis: das Molekül weist eine offene Struktur auf.
- Überleg Dir, welche Substanz bei höherer Temperatur siedet und begründe deine Wahl.



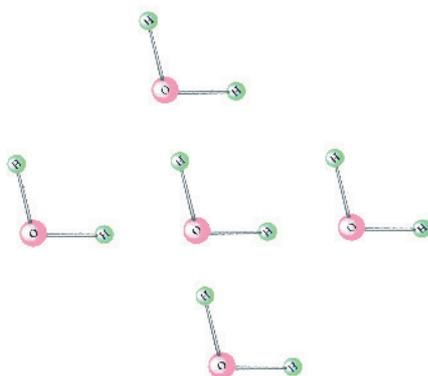
Calvin and Hobbes © Watterson, Dist. by Universal Press Syndicate.

Die Anomalie des Wassers

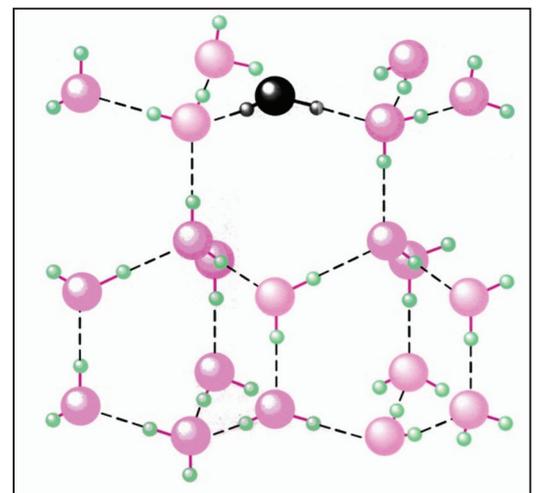
Was ist an Wasser so a-normal? Es ist doch eigentlich die natürlichste Substanz, die es gibt?



Eine Wasserstoffbrücke wird zwischen einem Wasserstoffatom und einem freien Elektronenpaar des Sauerstoffs ausgebildet. Ein Sauerstoffatom kann also 2 Atombindungen (zu den eigenen Wasserstoffatomen) und 2 Wasserstoffbrücken (zu benachbarten Wasserstoffatomen) ausbilden.



Wie schon mehrmals betont, existiert auch hier eine tetraedrische Anordnung der Wasserstoffatome und der freien Elektronenpaare um die Sauerstoffatome. Aufgrund dieser besonderen Geometriebedingungen können sich im festen Zustand nicht alle beliebigen Strukturen ausbilden, es kommt zu einer sog. offenen Gerüststruktur, die gekennzeichnet ist von einem weitmaschigen Gitter mit durchgängigen Hohlräumen, bestehend aus sechseckigen Strukturen.





Eiswasser und Durchschneiden eines Eisblocks

Erklären Sie das Phänomen „Schlittschuhlaufen“ mit Hilfe des Modells.

Phasendiagramm von Wasser und CO_2 .

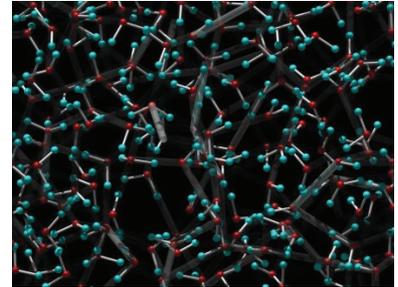
Kurioses:

Der **Mpemba-Effekt** bezeichnet das paradoxe Phänomen, bei dem heisses Wasser unter bestimmten Bedingungen schneller gefriert als kaltes Wasser. Benannt wurde der Effekt nach seinem „Wiederentdecker“ (1963), dem tansanischen Schüler Erasto B. Mpemba.

Exkurs: Wie Eis gefriert [www.wissenschaft-online.de/abo/ticker/589109]

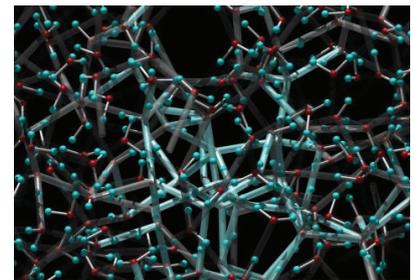
Wasser gefriert zu Eis, wenn es kalt genug ist. Doch wie dieser alltägliche Prozess auf mikroskopischer Ebene genau abläuft, ist längst nicht vollständig bekannt. Computer-Simulationen können prinzipiell helfen, die Frage zu beantworten, doch hat es lange gedauert, bis sie Wasser nun endlich auch unter wirklichkeitsnahen Bedingungen beschreiben können und Forscher ein Blick auf den Prozess des Gefrierens werfen lassen.

Die Sonne lacht, die Temperaturen steigen und das Verlangen nach einem kühlen Getränk wird wach. Also schnell etwas Wasser in die Eiswürfelform gegossen und ab damit ins Tiefkühlfach. Nun braucht's nur noch ein wenig Zeit, bis die kleinen Eisblöcke bereit sind, den Drink zu temperieren. Aber was genau passiert eigentlich im Eisfach? Wie entsteht Eis - auf mikroskopischer Skala betrachtet?



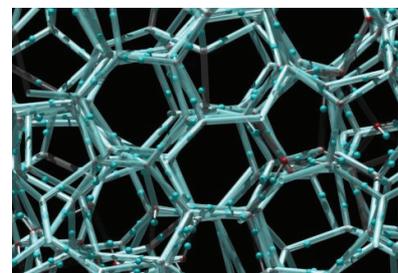
Um solche Fragen zu beantworten, greifen Wissenschaftler gerne auf den Computer zurück und simulieren das Verhalten der Wassermoleküle bei Temperaturen unterhalb von null Grad Celsius. Doch dazu mussten sie in der Vergangenheit allerlei Annahmen treffen, die zwar die Rechnerei deutlich erleichterten, das betrachtete System allerdings wenig realitätsnah abbildeten. Das Problem ist nämlich, dass sich die Wassermoleküle im flüssigen Zustand in einer recht komplexen Energielandschaft bewegen. Schnell ist eine Bindung zwischen einem der beiden Wasserstoffatome eines Moleküls und einem Sauerstoffatom eines benachbarten geknüpft, ebenso schnell ist sie jedoch wieder aufgelöst und der Brückenschlag zu einem anderen Molekül hergestellt.

Zwar sind all diese kurzlebigen Strukturen durch niedrige Energiebarrieren voneinander getrennt, doch reicht die thermische Energie oberhalb von null Grad Celsius aus, um sie zu überwinden und ständig ein neues Netzwerk zu bilden. Masakazu Matsumoto, Shinji Saito und Iwao Ohmine von der Nagoya University in Japan gelang es nun erstmals, dieses komplizierte Wechselspiel der Wassermoleküle zu simulieren. Wie kompliziert das Unterfangen war, lässt sich daran ermessen, dass die Japaner sechs Jahre brauchten, um derart realistische Simulationen durchzuführen.



Nach vielen, vielen Rechnungen an 512 Molekülen war es dann endlich soweit: Die Wissenschaftler beobachteten, wie Wasser zu Eis gefror. Damit das passiert, muss sich offenbar eine genügend grosse Zahl langreichweitiger Bindungen spontan von einem Ort ausbilden. So entsteht ein winziger Keim, der zunächst langsam seine Form und Grösse ändert und schliesslich den Anstoss zur Kristallisation gibt. Von da an geht es meist sehr schnell und das Nass wandelt sich rasch zu Eis. In diesem Aggregatzustand ist nun die anziehende Wechselwirkung zwischen den Molekülen grösser als die thermische Anregung. Die Energiebarriere, die verschiedene räumliche Anordnungen voneinander trennt, lässt sich so nicht mehr überwinden - das Wasser erstarrt zu Eis.

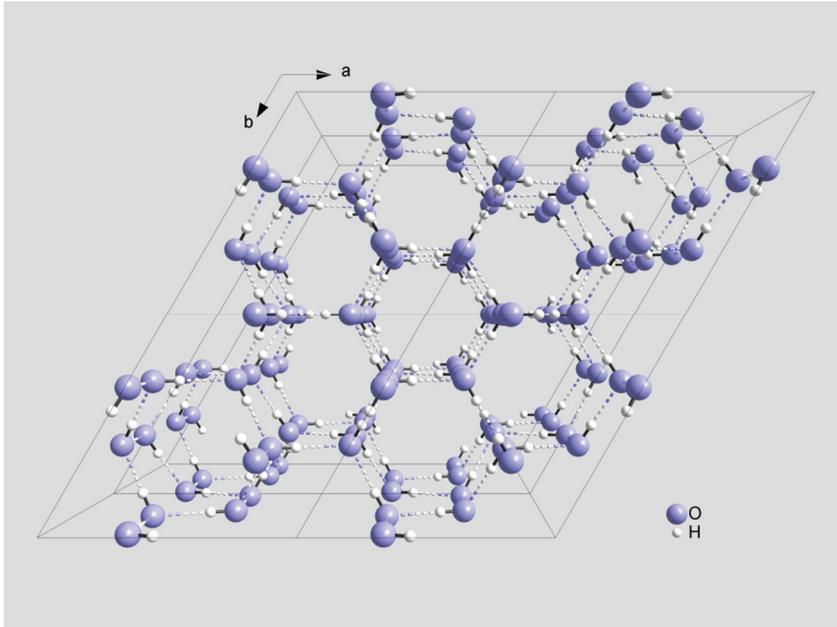
Das muss allerdings nicht notwendigerweise bei null Grad Celsius (unter Normaldruck) passieren. Im Gegenteil, reines Wasser lässt sich oftmals auch viel weiter abkühlen, ohne dass es auskristallisiert. Wie ist das möglich? Nun, derart unterkühltes Wasser bildet eigentlich einen so genannten metastabilen Zustand, das heisst, eine kleine Störung in Form einer Erschütterung oder eines Staubkörnchens reicht, um das Wasser schlagartig auskristallisieren zu lassen. Erst in diesem Moment entsteht nämlich der Kristallisationskeim, von dem aus sich der Prozess vollzieht.



Ein entsprechendes Experiment lässt sich auch daheim gut mit destilliertem Wasser durchführen. Von der Anwesenheit unterkühlten Wassers in der Natur kündigt zum Beispiel die Bildung von Raureif. Denn dort, wo die Wassertröpfchen mit einem festen Körper in Kontakt kommen, gefrieren sie spontan. An den eingangs erwähnten Eisblöcken wird sich das Phänomen aber vermutlich nur schwerlich beobachten lassen. Die löslichen und unlöslichen Bestandteile normalen Wassers sorgen in aller Regel für genügend Kristallisationskeime, sodass dem kühlen Genuss nichts mehr im Wege steht.



Exkurs: Eisstruktur



Kristallstruktur von Eis. Die gestrichelten Bindungen markieren die Wasserstoffbrücken.

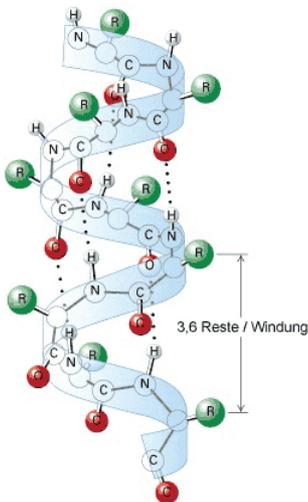


Natürliches Eis kristallisiert im hexagonalen Kristallsystem. Sechs Wassermoleküle schliessen sich dabei über Wasserstoffbrücken jeweils zu einem Ring zusammen, wobei jedes Molekül ebenfalls Teil von zwei benachbarten Ringen ist. Die hexagonale Symmetrie der Kristallstruktur spiegelt sich in der makroskopischen Gestalt der Eiskristalle wider. Unter -22°C und über 207,5 MPa bilden sich jedoch noch andere, zum Beispiel kubische Eisformen aus. Bisher sind 13 kristalline und 5 amorphe Formen bekannt (Stand Januar 2004).



Exkurs: Proteinfaltung

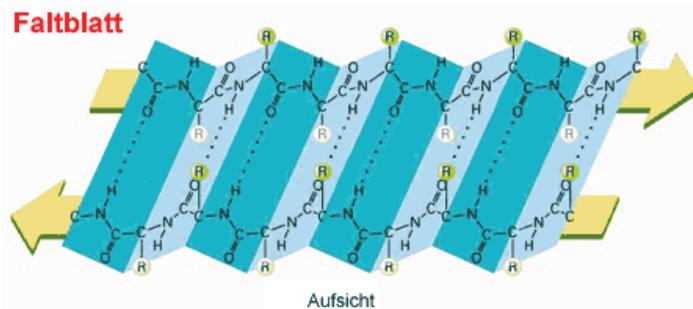
Die Wasserstoffbrückenbindung spielt eine sehr wichtige Rolle in der Stabilisierung der Struktur von Proteinen (Protein: Struktur mit ca. 20 Grundbausteinen, den Aminosäuren). Proteine sind kleine Fabriken innerhalb unseres Körpers, welche beim Aufbau verschiedenster Stoffe dienen: z.B. Insulin, Hämoglobin, Abwehrmechanismen (Immoglobulin) etc.



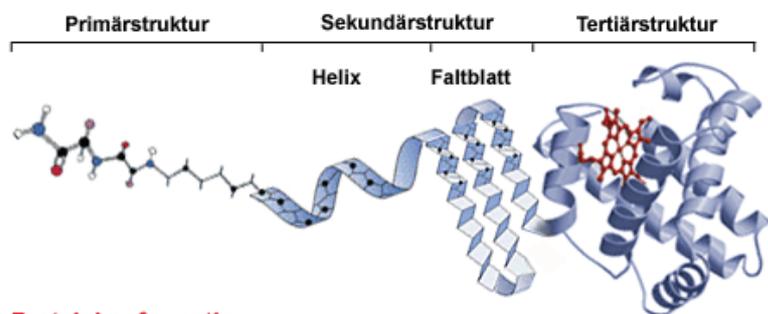
Die Abfolge der Atome wird als **Primärstruktur** bezeichnet.

Die H-Brücken werden durch die C=O Gruppen und H-Atome der N-Atome der Peptidbindung (Abfolge von CNC) gebildet. Nach Pauling nennt man diese Aufschraubung in Anlehnung an das Protein α -Keratin: **α -Helix**. Diese **α -Helices** sind ein typisches Merkmal der **sekundären Struktur** eines Proteins.

Die zweite **Sekundärstruktur** ist die Faltblattstruktur. Dabei verlaufen Primärstrukturen entweder parallel oder antiparallel nebeneinander und sind ebenfalls durch H-Brücken miteinander verbunden.



Die **Tertiärstruktur** repräsentiert den wirklich beobachteten räumlichen Aufbau eines Proteins.



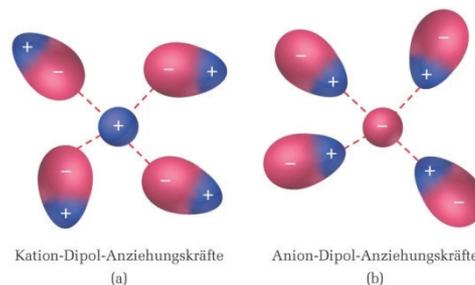
Proteinkonformation



3.4.4 Ion-Dipol-Wechselwirkung

Eine Ion-Dipol-Wechselwirkung existiert zwischen einem Ion und der Teilladung eines polaren Moleküls. Polare Moleküle sind permanente Dipole. Sie haben ein positives Ende und ein negatives Ende.

Positive Ionen werden vom negativen Ende eines Dipols angezogen, während negative Ionen vom positiven Ende angezogen werden. Die Grösse der Anziehungskraft nimmt zu, wenn die Ladung des Ions oder die Grösse des Dipolmoments zunimmt. Ion-Dipolwechselwirkungen sind besonders für ionische Substanzen (siehe Kapitel Salze und Metalle) in polaren Flüssigkeiten von Bedeutung wie eine Lösung von NaCl in Wasser



3.4.5 Ionenbindung

Wie schon eingangs des Kapitels erwähnt: dieses Kapitel wird ausführlich beim Thema Salze und Metalle behandelt. Sehr kurz: ein Kation zieht ein Anion an.

3.5 Stärke von ZMK

Betrachtet man nicht allzu grosse Moleküle, so lässt sich eine Reihenfolge der Stärke von zwischenmolekularen Kräften festlegen.

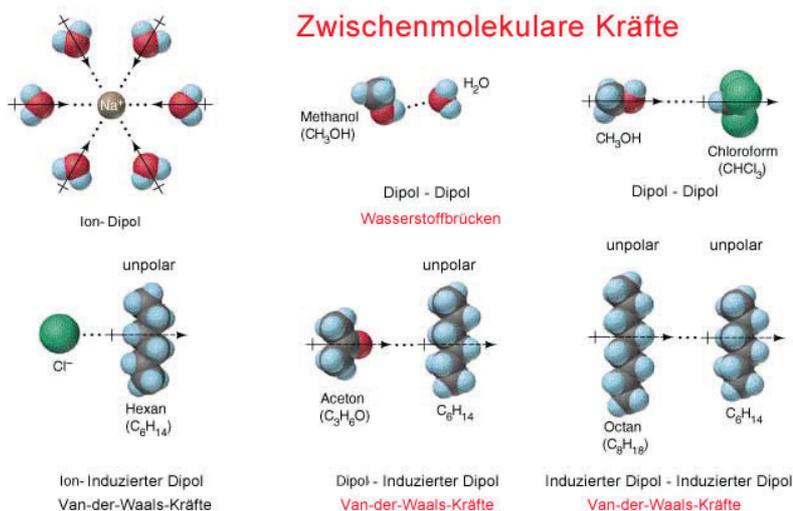
- Ion-Dipol-Wechselwirkungs-Kräfte stärker als ...
- H-Brücken: Wasserstoffbrückenbindungen stark
- DD-WW: Dipol-Dipol-Wechselwirkungen mittel
- vdW-Kräfte: van der Waals Kräfte schwach

Bei grossen Molekülen wie z.B. Fetten kann es leicht vorkommen, dass die vdW wesentlich stärker sind als allfällige H-Brücken.

3.6 Aggregatzustände und ZMK

Zur Erinnerung:

Die Aggregatzustände von Stoffen sind von den ZMK's abhängig. Je mehr ZMK's umso eher ist ein flüssiger bzw. fester Zustand wahrscheinlich.



3.7 Übersicht der ZMK:



3.8 Mischbarkeit von Flüssigkeiten

Warum mischen sich Wasser und Öl nicht miteinander?

Ob sich zwei molekular gebaute Stoffe miteinander homogen mischen oder nicht hängt von den zwischenmolekularen Kräften ab.



Gibt es ein (fast) allgemein gültiges Gesetz um die Mischbarkeit vorherzusagen?

Mischen sich folgende Substanzen? Zeichne die folgenden Substanzen auf und beurteile jeweils, ob ein Dipol vorhanden ist!

Wasser und $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$?

Wasser und Benzin (C_6H_6)

Wasser und CH_3COOH

CH_3COOH und Öl

Also:

Achtung: Chemie ... H_2O und CO_2



3.9 Eigenschaften von Flüssigkeiten

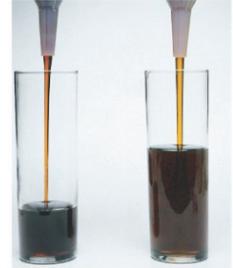
Die intermolekularen Kräfte, die wir gerade besprochen haben, können uns beim Verständnis vieler vertrauter Eigenschaften von Flüssigkeiten und Festkörpern helfen. In diesem Abschnitt untersuchen wir zwei Eigenschaften von Flüssigkeiten: Viskosität und Oberflächenspannung.

Viskosität

Einige Flüssigkeiten, wie Sirup oder Motorenöl, fließen eher zäh. Andere, wie Wasser oder Benzin, fließen leicht. Der Fließwiderstand einer Flüssigkeit wird als ihre Viskosität bezeichnet.

Viskosität bezieht sich darauf, wie einfach sich einzelne Moleküle der Flüssigkeit zueinander bewegen können. Sie hängt daher von den Anziehungskräften zwischen den Molekülen und strukturellen Merkmalen ab, durch die sich Moleküle miteinander verfangen können.

Für eine Reihe verwandter Verbindungen steigt die Viskosität mit der Molekülmasse (Angaben für 20°C):



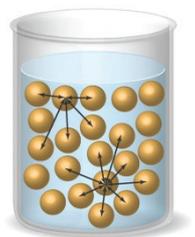
		Viskosität (kg/ms)
Hexan	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_4\text{-CH}_3$	$3.26 \cdot 10^{-4}$
Heptan	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_5\text{-CH}_3$	$4.09 \cdot 10^{-4}$
Octan	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_6\text{-CH}_3$	$5.42 \cdot 10^{-4}$
Nonan	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_7\text{-CH}_3$	$7.11 \cdot 10^{-4}$
Decan	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_8\text{-CH}_3$	$9.42 \cdot 10^{-4}$

Für jede gegebene Substanz sinkt die Viskosität mit steigender Temperatur. Grund: Bei höheren Temperaturen überwindet die grössere durchschnittliche kinetische Energie der Moleküle die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen leichter.

Oberflächenspannung

Die Oberfläche des Wassers verhält sich fast so, als ob sie eine elastische Haut hätte, wie man durch die Fähigkeit bestimmter Insekten sieht, auf Wasser zu laufen. Ursache für dieses Verhalten ist ein Ungleichgewicht von intermolekularen Kräften an der Oberfläche der Flüssigkeit.

Man sieht bei nebenstehender Abbildung, dass die Moleküle im Innern gleichermassen in alle Richtungen gezogen werden, während die an der Oberfläche eine resultierende Kraft nach innen erfahren. Die sich nach innen ergebende Kraft zieht Moleküle von der Oberfläche in das Innere, verringert damit die Oberfläche und führt dazu, dass die Moleküle an der Oberfläche dichter zusammengepackt sind. Da Kugeln die kleinste Oberfläche bezogen auf ihr Volumen haben, nehmen Wassertropfen eine runde Form an. Ähnlich bildet Wasser auf einem neu gewachsenen Auto Perlen, weil nur wenig oder gar keine Anziehungskraft zwischen den polaren Wassermolekülen und den unpolaren Wachsmolekülen vorliegt.





3.10 Anwendungen aus dem Alltag:

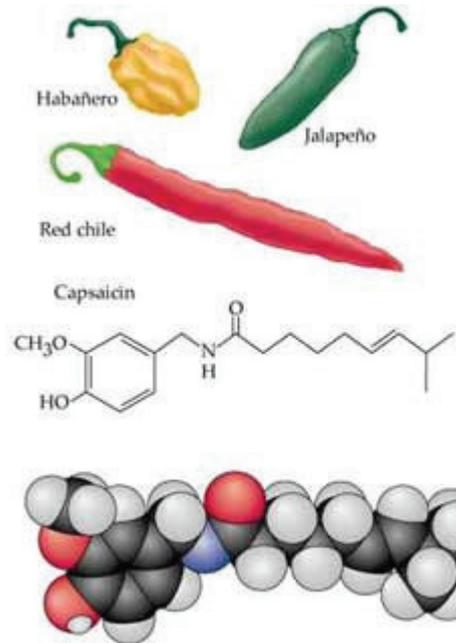
3.10.1 Chillischote

Wieso nützt Wasser nicht zum ‚Abkühlen‘ wenn man auf eine Chillischote gebissen hat?

Viele scharfe Gewürze sind nicht polar und lösen sich wenig bis gar nicht in Wasser.

Wieso nützt Wasser in einigen Situation doch was?

Womit kann das ‚Schärfegefühl‘ gemildert werden?

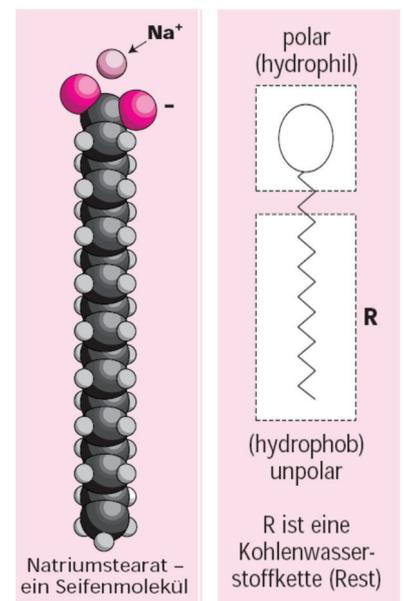


3.10.2 Wie funktioniert eine Seife

Aufbau von Seifenmolekülen

Ein Seifenmolekül besitzt ein **polares Ende**, $-\text{COO}^- \text{Na}^+$, und ein **unpolares Ende**, eine lange Kohlenstoffkette mit 12-18 Kohlenstoffatomen. Das polare Ende ist wasserlöslich, es ist hydrophil. Das unpolare Ende ist in Wasser unlöslich, es wird als hydrophob bezeichnet; dieses Ende ist in unpolaren Lösungsmitteln löslich.

Derartige Moleküle, die gleichzeitig polare und unpolare Enden enthalten, sind darüber hinaus auch gross genug, dass jedes Ende seine eigenen Löslichkeitseigenschaften entfalten kann.



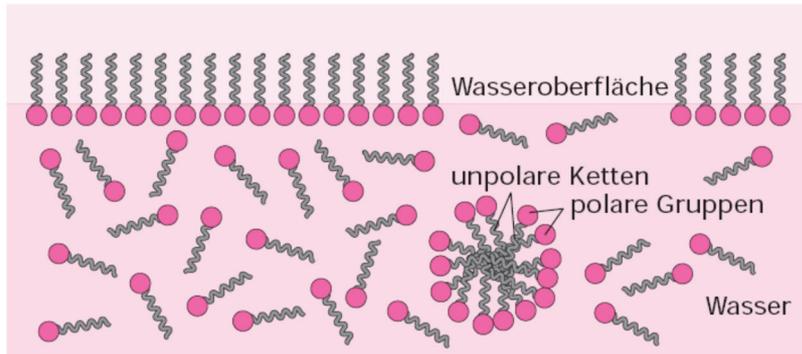


Löslichkeitsverhalten von Seifen

Seifenmoleküle ordnen sich an der Wasseroberfläche so an, dass das hydrophile Ende zur wässrigen Lösung hin und das hydrophobe Ende vom Wasser weg gerichtet sind.

Seifen bilden eine orientierte Monoschicht an der Wasseroberfläche. Weitere Seifenmoleküle lösen sich im Wasser. Wird ihre Konzentration grösser, lagern sie sich zusammen.

Die „Seifenlösungen“ sind dann keine echten Lösungen, in denen gelöste Moleküle für sich und unabhängig von den anderen Molekülen frei umherschweben. Stattdessen ist Seife in kugelförmigen Bündeln, den Micellen, dispergiert. Jede Micelle kann hunderte von Seifenmolekülen enthalten.



Monoschicht und Kugelmicelle – polare Gruppen der Seifen sind negativ geladen

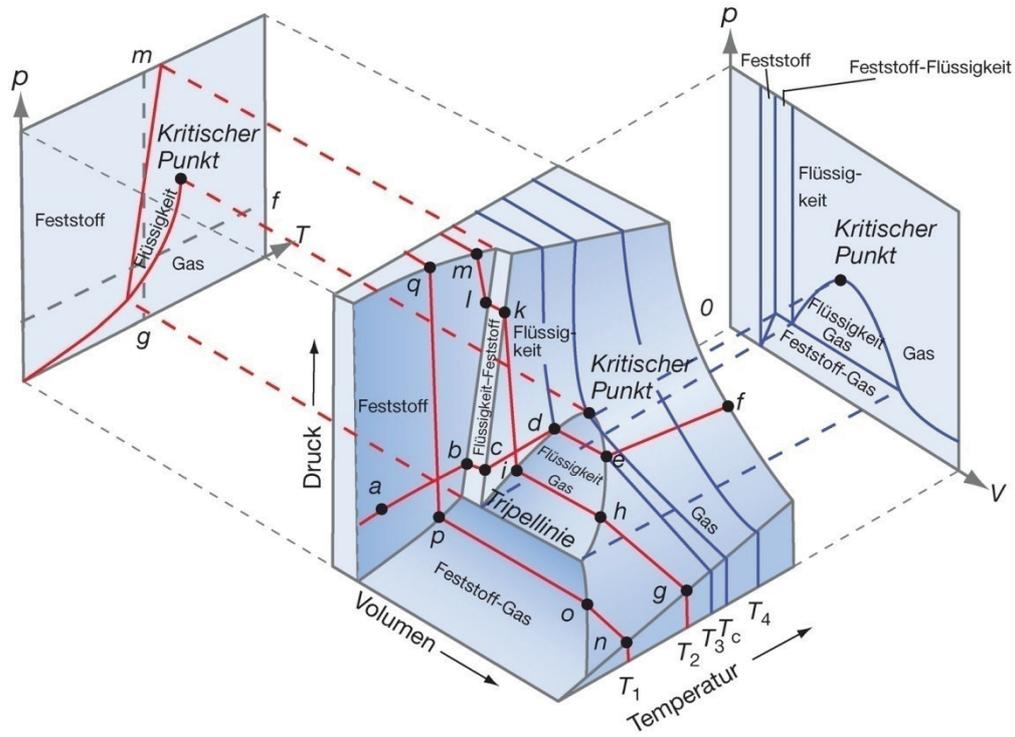
In Übereinstimmung mit der Regel „Ähnliches wird durch Ähnliches gelöst“ sucht jedes unpolare Ende eines Seifenmoleküls eine unpolare Umgebung. In der vorgegebenen Lage sind aber die unpolaren Enden anderer Seifenmoleküle die einzig mögliche derartige Umgebung, so dass sich diese Enden im Mittelpunkt der Micelle zusammendrängen. Die polaren Enden der Moleküle ragen nach aussen in das polare Lösungsmittel Wasser. Die Abstossung zwischen den gleichen Ladungen verschiedener Micellen verhindert deren Zusammenballung.

Ablösung des Schmutzes von einer Faser

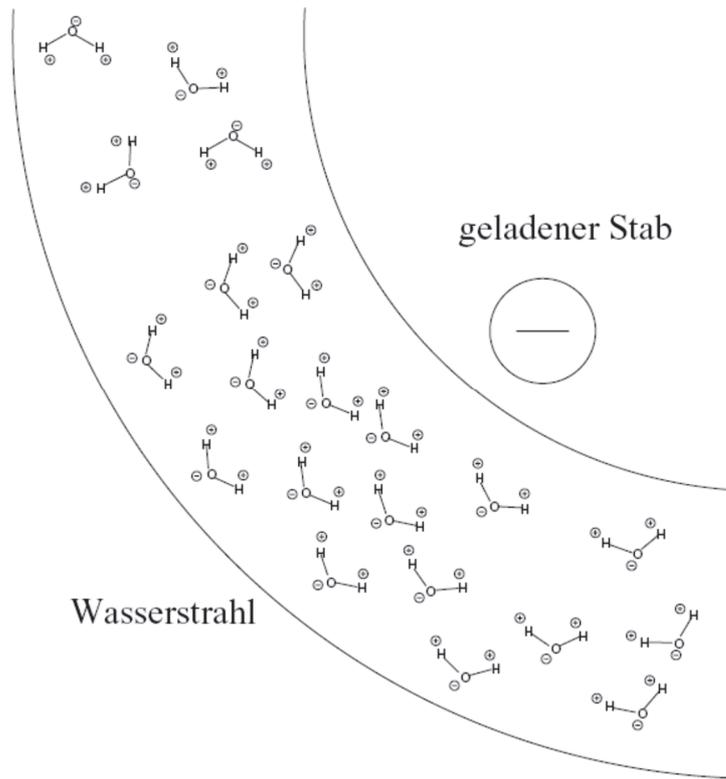




Eigentlich ...



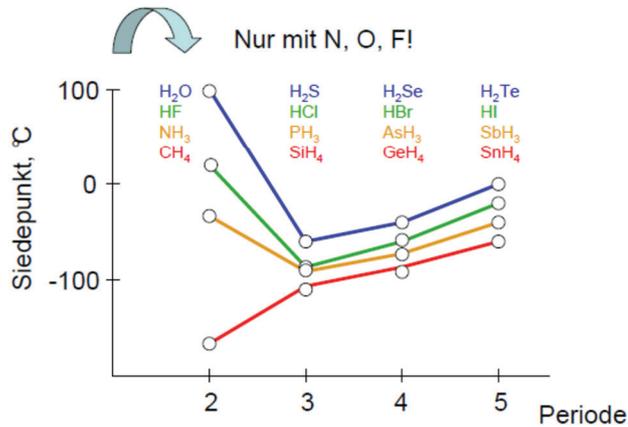
Die Abbildung zeigt ein p-V-T-Phasendiagramm für einen Stoff, der beim Gefrieren sein Volumen verringert.



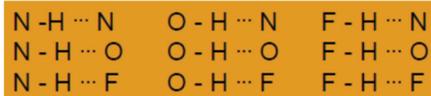


Die Wasserstoffbrückenbindung

Eine Wasserstoffbrückenbindung wird durch ein Wasserstoffatom zwischen zwei stark elektronegativen Atomen gebildet.



Wichtige Fälle von Wasserstoffbrückenbindungen



Wasserstoffbrücken können sich auch zu Anionen anderer Elemente ausbilden!

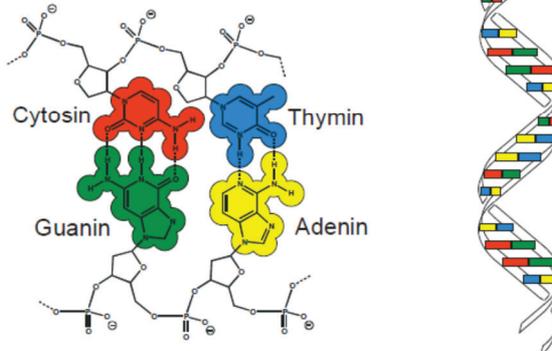
Wasserstoffbrücken spielen eine wichtige Rolle für Gestalt und Eigenschaften von Biomolekülen:

- Gestalt und Aktivität von Proteinen
- Dimerisierung von DNA
- Eigenschaften von Cellulose

Zwischenmolekulare Kräfte

Chemische Bindungen und Wechselwirkungen:

Wasserstoffbrücken:



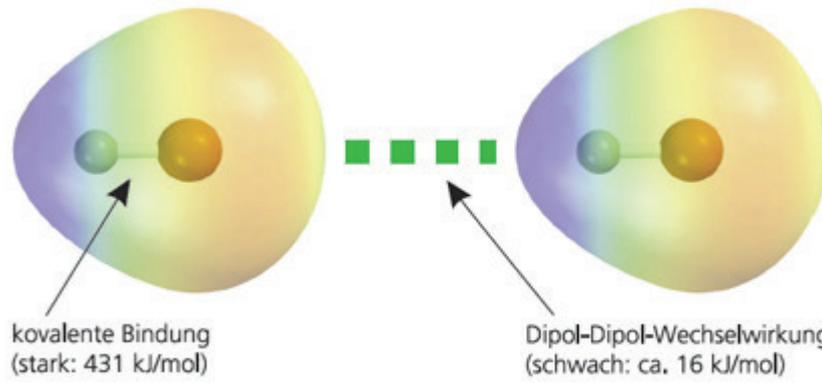
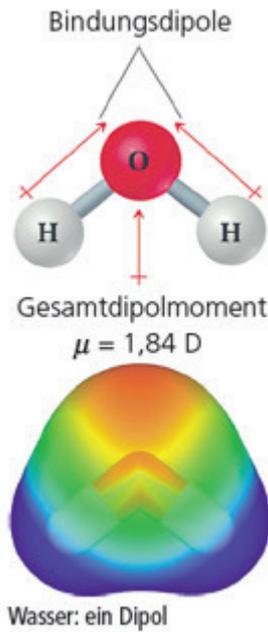


Abbildung 3.4: Nichtkovalente Wechselwirkung zwischen zwei HCl-Molekülen. Die intermolekulare Dipol-Dipol-Anziehung ist deutlich schwächer als die chemische Bindung innerhalb des Moleküls.



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

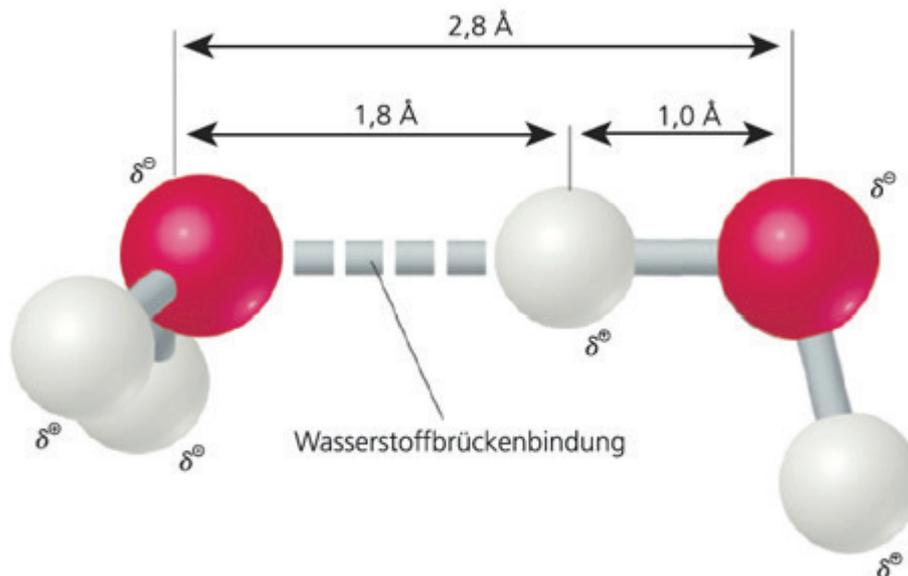


Abbildung 3.5: Wasserstoffbrücke zwischen zwei H_2O -Molekülen. Das positiv polarisierte H-Atom des einen Moleküls wird von einem der beiden freien Elektronenpaare des Sauerstoffatoms des zweiten Moleküls angezogen.

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

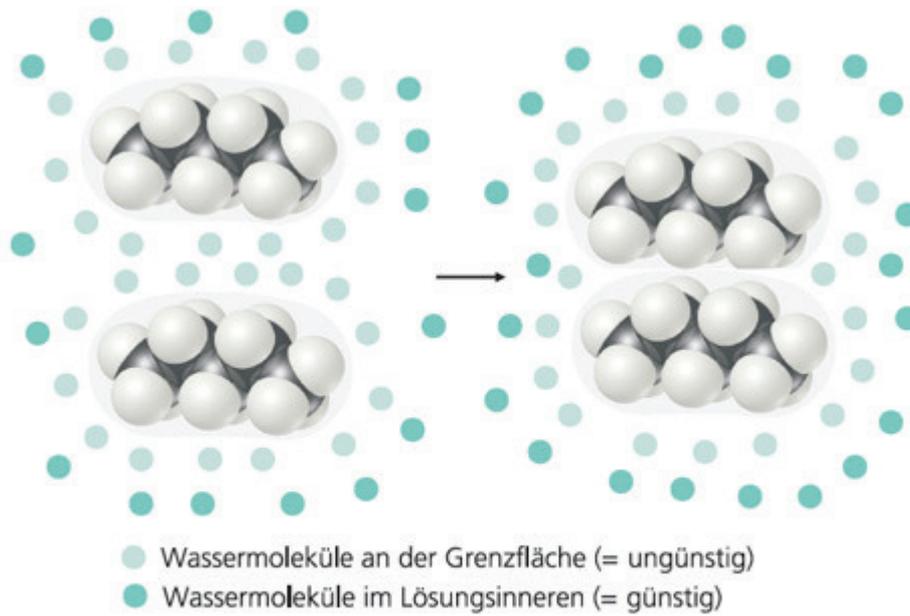


Abbildung 3.6: Die hydrophobe Wechselwirkung. Unpolare Moleküle lagern sich in Wasser zusammen. Triebkraft ist die Verringerung der Kontaktfläche der unpolaren Moleküle zum Wasser, da sich dann insgesamt weniger Wassermoleküle an der energiereichen Grenzfläche befinden müssen.

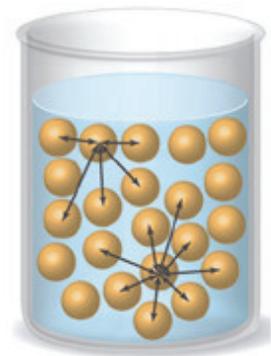


Wasserläufer

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

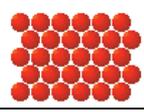
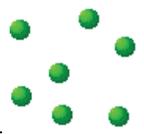
Abbildung 3.10: Intramolekulare Anziehungskräfte in einer Flüssigkeit. Teilchen an der Grenzfläche zur Gasphase erfahren im Gegensatz zu Teilchen im Inneren der Flüssigkeit eine nach innen gerichtete Kraft, die Oberflächenspannung.

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





Zur Erinnerung:

Zustandsform	Teilchenmodell	Beschreibung
Fest , Bsp. Stahlträger		
		<ul style="list-style-type: none"> - die Teilchen nehmen feste Plätze ein - die Teilchen liegen sehr dicht aneinander - es bestehen starke Anziehungskräfte zwischen den Teilchen - die Teilchen bewegen sich geringfügig
Flüssig , Wasser		
		<ul style="list-style-type: none"> - die Teilchen nehmen keine festen Plätze ein, sie sind gegeneinander beweglich - die Teilchen liegen dicht aneinander, die Abstände der Teilchen sind grösser als in einem Feststoff - die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind kleiner als in einem Feststoff
Gasförmig , Ballon		
		<ul style="list-style-type: none"> - die Teilchen sind frei beweglich, sie bewegen sich mit grosser Geschwindigkeit - die Abstände der Teilchen sind sehr gross - die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind gering

Phasendiagramm (Text aus Wikipedia, November 2007)

Der Fall des Wassers, dargestellt im unteren Phasendiagramm, ist besonders entscheidend für das Verständnis der Dynamik innerhalb der Atmosphäre und damit des Wetters in Bezug auf die Luftfeuchtigkeit bzw. den Wasserdampf. Das Phasendiagramm des Wassers ist aufgrund dessen und seiner Bedeutung für viele Bereiche das am weitesten verbreitete Phasendiagramm und weist zudem eine wichtige Besonderheit auf. Die Anomalie des Wassers führt dazu, dass im Phasendiagramm des Wassers eine Besonderheit zu beobachten ist, die es nur mit wenigen anderen Stoffen gemein hat. Die Schmelzdruckkurve weicht nach links ab, befindet sich also bei niedrigeren Temperaturwerten als im **Tripelpunkt**. Dies ist ungewöhnlich und führt letztendlich dazu, dass Eis auf Wasser schwimmen kann, folglich auch eine geringere Dichte besitzt und leichter ist als das umgebende Wasser. Diese Anomalie resultiert aus den physikalischen Eigenschaften der Wassermoleküle und den dadurch bedingten Wasserstoffbrückenbindungen.

Ein anschauliches Beispiel für die Folgen dieser Anomalie sind Gletscher. Gletscher müssen sich also, wenn sie eine fluide Phase ausgebildet haben, nicht direkt an Gesteinen mit hohem Widerstand entlangschieben und erreichen auf diese Weise leicht Fließgeschwindigkeiten von mehreren Metern pro Tag.

3.11 Zustandsdiagramm – Phasendiagramm

Ein thermodynamisches System besteht entweder aus einer oder aus mehreren Phasen (P). Unter Phase versteht man einen Bereich, innerhalb dessen keine sprunghaften Änderungen irgendeiner physikalischen Grösse auftreten, an deren Grenze jedoch solche Änderungen zu beobachten sind.

Das System ist entweder aus einer oder aus mehreren Komponenten (K) aufgebaut. Unter Komponente versteht man die minimale



Anzahl voneinander unabhängiger chemischer Bestandteile, die wir benötigen, um die Phase herzustellen.

Der Zustand des Systems ist durch eine von der Art des Systems abhängige Anzahl von Zustandsvariablen beschrieben.

Die Gibbs'sche Phasenregel gibt die Freiheitsgrade (F) an, d.h. die Anzahl der Zustandsvariablen, die unabhängig voneinander variieren können, ohne dass dadurch eine der Phasen verschwindet.

$$F=K-P+2$$



3.11.1 Temperaturbegriff

Die **Temperatur** (formaler: Absolute Temperatur) ist eine physikalische Zustandsgrösse, die von Organismen als Wärme beziehungsweise Kälte empfunden wird. Hohe Temperaturen bezeichnet man als heiss, niedrige als kalt. Tatsächlich jedoch beschreibt die Temperatur die **mittlere kinetische Energie pro Teilchen** und "Bewegungstyp". Die Bewegungstypen, **Freiheitsgrade** genannt, setzen sich zusammen aus den drei Bewegungen entlang der Raumachsen, den möglichen Drehbewegungen, sowie den Schwingungsmöglichkeiten der Teilchen. Die Temperatur ist eine makroskopische, **intensive** und damit phänomenologische Grösse und verliert bei Betrachtungen auf Teilchenebene ihren Sinn.

Eine **intensive Grösse** ist eine Zustandsgrösse, die sich bei unterschiedlicher Grösse des betrachteten Systems *nicht* ändert.

Die SI-Einheit der thermodynamischen Temperatur (Formelzeichen: T) ist **Kelvin** (Einheitenzeichen: K). Ein Kelvin ist der 273,16te Teil der thermodynamischen Temperatur des **Tripelpunktes** von Wasser, bei dem dessen feste, flüssige und gasförmige **Phase** koexistieren. Der Nullpunkt der Kelvinskala liegt beim absoluten Nullpunkt. Es ist üblich und nützlich Temperaturdifferenzen immer in Kelvin anzugeben.¹

Bei einer sehr grossen Ansammlung von Teilchen und dem Vorliegen eines idealen Gases kann man die Maxwell-Boltzmann-Verteilung anwenden und in der Folge die Temperatur wie folgt definieren:

Die SI-Einheit der thermodynamischen Temperatur (Formelzeichen: T) ist **Kelvin** (Einheitenzeichen: K). Ein Kelvin ist der 273,16te Teil der thermodynamischen Temperatur des **Tripelpunktes** von Wasser, bei dem dessen feste, flüssige und gasförmige **Phase** koexistieren. Der Nullpunkt der Kelvinskala liegt beim absoluten Nullpunkt. Es ist üblich und nützlich Temperaturdifferenzen immer in Kelvin anzugeben.²

Obwohl der Temperatur-Begriff einfach erscheint, erschliessen sich damit viele neue Begriffe:

- Kinetische Energie pro Teilchen
- Freiheitsgrade (,Schwingungsmöglichkeiten von Teilchen')
- Tripelpunkt

¹ Ausschnitt aus Wikipedia, Temperatur, 8.10.06:

² Ausschnitt aus Wikipedia, Temperatur, 8.10.06:



- Phase
- ...

Was ist damit gemeint? Und wann ist ein Stoff ein Festkörper, wann ist er flüssig? Wie ist der Übergang? Was unterscheidet Wasser/Eis?

3.11.2 Kinetische Energie

Die kinetische Energie berechnet sich folgendermassen:

$$E = \frac{1}{2} mv^2$$

Diese Energie muss aufgewendet werden, um den Körper aus dem Ruhezustand auf die Geschwindigkeit v zu beschleunigen. Dieser Zusammenhang kann aus dem zweiten newtonschen Axiom $F=m \cdot a$ und der Definition der mechanischen Arbeit $W=F \cdot s$ hergeleitet werden (genaueres siehe Physikunterricht).

Was hat nun eine Geschwindigkeit mit der Temperatur zu tun???

Die Frage und Antwort lieferte der Physiker und Philosoph Ludwig Boltzmann (1844-1906):

$$S = k_B \ln \Omega.$$

Die Entropie (S) eines Makrozustandes ist proportional dem natürlichen Logarithmus der Zahl Ω der entsprechend möglichen Mikrozustände, bzw. die Entropie eines Makrozustandes ist proportional dem Mass seiner „Unordnung“. Die Proportionalitätskonstante ist Boltzmann zu Ehren Boltzmann-Konstante k_B genannt worden; sie ist universal gültig und hat die Dimension Energie/Temperatur.



Was sind nun Mikrozustände? Was sind Makrozustände?

Dazu folgendes Gedankenexperiment³:

Zwei gleich schwere Flöhe (Kurt und Felix, also unterscheidbar) können sich auf die Schalen einer Balkenwaage voneinander unabhängig verteilen.

- Auf wie viele Arten können sich die beiden Flöhe auf die Schalen der Balkenwaage verteilen?
- Wieviele Positionen der Waage werden ersichtlich sein?



Übertragen aus unseren Chemiker-Alltag heisst dies folgendes (man betrachte zum Beispiel ein Mol Heliumatome in einem Volumen von 24.5 Liter bei Raumtemperatur):

Ein Mol ist ja eine riesige Anzahl (z.B.) Atome, nämlich: $6.022 \cdot 10^{23}$.

³ Programm: <http://www.physikdidaktik.uni-karlsruhe.de/software/thermilab/tx466.htm>



Die Definition der Temperatur nach **Boltzmann** lautet:

$$T = \frac{1}{k_B} \left(\frac{\partial \ln \Omega}{\partial U} \right)^{-1}$$

Hierbei bedeuten:

S die Entropie

U die innere Energie

Ω die geglättete, gemittelte Kurve über w das angibt auf wie viele Möglichkeiten sich die Energie U im System verteilen kann; zerlegt in kleinst mögliche Energiepakete (Quanten).

k_B die Boltzmannkonstante

Bei einer sehr grossen Ansammlung von Teilchen und dem Vorliegen eines idealen Gases kann man die Maxwell-Boltzmann-Verteilung anwenden und in der Folge die Temperatur wie folgt definieren:

$$T = \frac{M \cdot \overline{v^2}}{3 \cdot R}$$

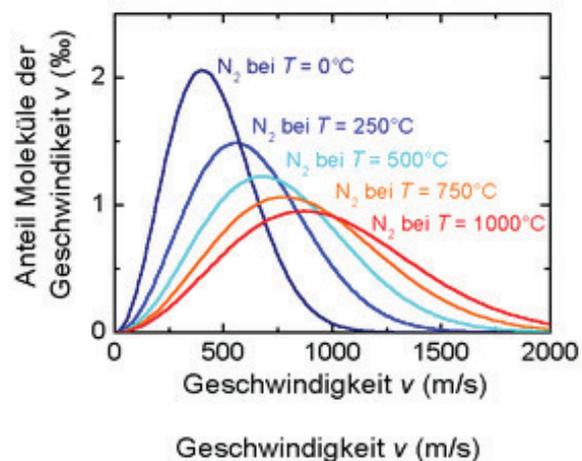
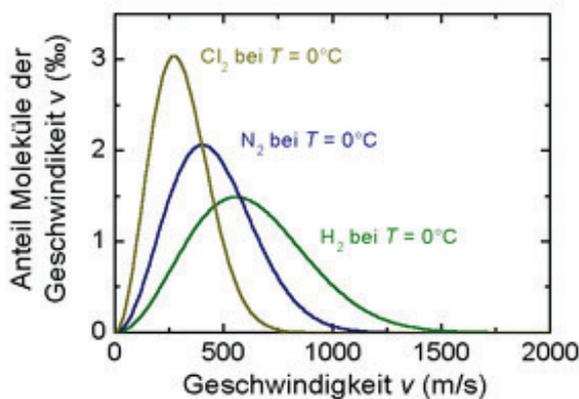
Hierbei stehen die einzelnen Formelzeichen für folgende Grössen:

* M - Molmasse

* R - universelle Gaskonstante

$\sqrt{\overline{v^2}}$ - quadratisch gemittelte Teilchengeschwindigkeit (hier zum Quadrat)

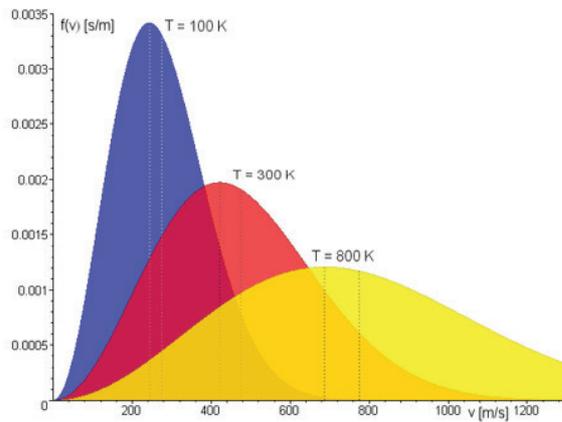
Werden von einem Gas die Geschwindigkeiten aller Teilchen gemessen und die Anzahl der Teilchen bestimmt, die jeweils die gleiche Geschwindigkeit aufweisen, so können folgende Diagramme erhalten werden.





Die wahrscheinlichsten Geschwindigkeiten lassen sich berechnen, es müssen jedoch genaue Angaben gemacht werden, was denn berechnet werden möchte!

Nachfolgende Abbildung gilt für N_2 .



Beispielwerte für die verschiedenen Teilchengeschwindigkeiten

$T \setminus v$	\hat{v}	\bar{v}	
100 K (-173,15 °C)	243,15 m/s	274,36 m/s	29
300 K (26,85 °C)	421,15 m/s	475,20 m/s	51
800 K (526,85 °C)	687,74 m/s	776,02 m/s	84

Wobei $\sqrt{v^2}$ quadratisch gemittelte Geschwindigkeit, \bar{v} mittlere Geschwindigkeit und \hat{v} der wahrscheinlichsten Geschwindigkeit entspricht.

Die wahrscheinlichste Geschwindigkeit, also die Geschwindigkeit am Maximum der Verteilungsfunktion, berechnet sich aus

Wie gross beträgt die wahrscheinlichste Geschwindigkeit für N_2 bei 800 K?

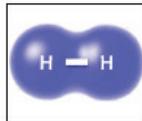
$$R = 8.314 \cdot 10^3 \text{ g m}^2 / (\text{s}^2 \text{ mol K})$$



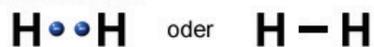
Bindungsart	Beispiel	Merkmal	ΔEN	Polarität
unpolare Atombindung		Bindendes Elektronenpaar hält sich genau in der Mitte zwischen den Atomkernen auf.	$\Delta EN = 0$	Verschiebung des Elektronenpaares
polare Atombindung		Bindendes Elektronenpaar hält sich näher beim Partner mit der größeren EN auf.	$\Delta EN \leq 1,7$	Vergrößerung der Differenz der EN-Werte
Ionenbindung		Außenelektronen des Atoms mit kleinerer EN sind vom Partner mit der größeren EN aufgenommen worden. Es sind Ionen entstanden.	$\Delta EN > 1,7$	Zunahme der Polarität der chemischen Bindung

Unpolare Atombindung

Sie liegt vor, wenn das gemeinsame **Elektronenpaar** von beiden Atomkernen gleichermaßen angezogen wird. Das **Wasserstoffatom** hat nur ein Außenelektron. Es benötigt zum Erreichen eines energetisch stabilen Zustandes zwei Elektronen auf der Außenschale. Durch die Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares, das gleichberechtigt zu beiden Wasserstoffatomen gehört, bildet sich ein **Wasserstoffmolekül**.

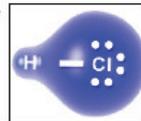


Elektronenschreibweise des Wasserstoffmoleküls



Polare Atombindung

Sie liegt vor, wenn das gemeinsame Elektronenpaar von einem der beiden Atomkerne stärker angezogen wird. Das gemeinsame Elektronenpaar im **Chlorwasserstoffmolekül** wird stärker vom Atomkern des Chloratoms angezogen. Dadurch bildet sich im **Molekül** eine ungleichmäßige Ladungsverteilung heraus. Das Chlorwasserstoffmolekül hat also eine positive und eine negative Teilladung und ist damit ein **Dipolmolekül**.



Elektronenschreibweise des Chlorwasserstoffmoleküls mit Angabe der Ladungsschwerpunkte



In Molekülen mit unterschiedlichen Nichtmetallatomen liegt eine polare Atombindung vor.

