

Bindungsarten

Einführende Erklärung des Kugelwolkenmodells und der Elektronenpaarschreibweise siehe Seiten 6 – 10 des Kapitels „Historische Entwicklung des Atommodells“.

Elemente können bei chemischen Reaktionen verschiedene Arten von Bindungen miteinander eingehen.

Man unterscheidet Ionenbindungen, polare Atombindungen und Atombindungen (= Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung).

Im Folgenden soll erklärt werden, wie diese Unterschiede zustande kommen:

Edelgaskonfiguration

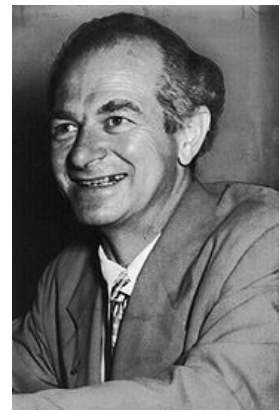
Ziel eines jeden Elementes ist es, in chemischen Reaktionen Edelgaskonfiguration, also eine volle äußere Elektronenschale zu erlangen. Das wird je nach Zahl der Außenelektronen (also nach der Stellung des Elements im Periodensystem) auf anderem Wege erreicht:

Elemente mit wenigen Elektronen auf der äußeren Schale wie die Elemente der 1., 2. und 3. Hauptgruppe haben in der Regel das Bestreben, in ihren Reaktionen die äußeren Elektronen abzugeben und so durch die volle darunter liegende Schale Edelgaskonfiguration zu erlangen. Elemente mit vielen Elektronen auf der äußeren Schale wie die Elemente der 6. und 7. Hauptgruppe erlangen Edelgaskonfiguration einfacher durch Aufnahme von Elektronen des Reaktionspartners.

Elemente der mittleren Hauptgruppen können eine Edelgaskonfiguration häufig am besten erreichen, wenn sie Elektronen mit ihren Reaktionspartnern teilen. Das kann auch geschehen, wenn gleiche Elemente sich miteinander verknüpfen.

Elektronegativität

Ob ein Atom in einer Reaktion in der Lage ist, dem Reaktionspartner die Bindungselektronen zu entreißen und zu einem Ion zu werden, kann man mit der Elektronegativität berechnen. Sie wurde von Linus Pauling (geb. 1901 in Oregon, gest. 1994 in Kalifornien) durch experimentelle Untersuchungen ermittelt, indem er bei vielen Verbindungen die Energie ermittelte, die zum Bruch einer Bindung nötig ist, die sogenannte Bindungsdissoziationsenergie, und daraus eine neue Größe schuf:



Definition:

Die Elektronegativität (EN) ist ein Maß für die Kraft, Bindungselektronen anzuziehen.

Je nach ihrer Stellung im Periodensystem besitzen Elemente eine sehr unterschiedliche Elektronegativität: Elemente der 1. Hauptgruppe (HGr) haben eine sehr kleine EN, da ihr Bestreben, Elektronen anzuziehen, eher gering ist. Mit der Abgabe eines Elektrons können sie Edelgaskonfiguration erreichen.

Die EN der Elemente der 7. HGr, d.h. ihr Bestreben e^- anzuziehen, ist sehr groß, da diese mit der Aufnahme nur eines Elektrons Edelgaskonfiguration erreichen können.

Elemente der 8. Hauptgruppe, die Edelgase, haben keine EN, da sie ja bereits Edelgaskonfiguration besitzen.

Innerhalb einer Hauptgruppe nimmt die EN von oben nach unten ab. Das liegt daran, dass mit größer werdender Periode die Zahl der Elektronenschalen um den Kern zunimmt. Dadurch wird die Anziehungskraft des positiv geladenen Kerns auf die Bindungselektronen verringert, somit die EN kleiner.

Zusammenfassend kann man also sagen, dass die EN bei den Elementen des Periodensystems von links nach rechts und von unten nach oben zunimmt:

Periodentafel der Hauptgruppen mit Elektronegativitäten:

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He -
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne -
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar -
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr -
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -
6	Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn -
7	Fr 0,7	Ra 0,9						

↑
EN
nimmt
zu

→
EN nimmt zu

Die Elektronegativität ist ein nützliches Werkzeug, um zu ermitteln, welche Art von Bindung zwei Elemente miteinander eingehen werden:

Ist die Differenz der Elektronegativität ΔEN (sprich: delta) zwischen den beiden Reaktionspartnern sehr groß, bedeutet das: das elektronegativere Element kann dem anderen, da es deutlich stärker an den Bindungselektronen zieht, diese entreißen. In diesem Fall entstehen geladene Teilchen, Ionen. Diese Art der Bindung nennt man daher Ionenbindung:

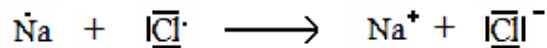
Ionenbindung

Sie liegt immer dann vor, wenn $\Delta EN \geq 1,7$ ist.

Lässt man zum Beispiel Elemente der 1. HGr und Elemente der 7. HGr miteinander reagieren, ergänzt sich das Reaktionsbestreben beider Elemente: das erste hat das Bestreben, ein e^- abzugeben, das zweite möchte ein e^- aufnehmen:

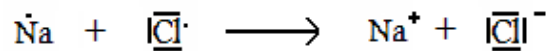
Ein Beispiel: Natrium hat eine EN von 0,9, Chlor eine EN von 3,0. Chlor kann also mit deutlich größerer Stärke an den Bindungselektronen ziehen, die Differenz zwischen 3,0 und 0,9 ist 2,1. Somit ist $\Delta EN \geq 1,7$.

Reagieren Natrium (1.HGr = 1 Außenelektron) und Chlor (7.HGr. = 7 Außenelektronen) miteinander, so erlangen beide Reaktionspartner eine volle äußere Elektronenschale, wenn ein Elektron vom Natrium zum Chlor übergeht:



Da beide Atome vorher neutral waren, also ebenso viele positiv geladene Protonen im Kern wie Elektronen in der Hülle hatten, muss durch den Übergang des einen Elektrons Natrium positiv geladen sein, da es nun ein Elektron zuwenig besitzt. Das Chlor, das ein Elektron mehr besitzt, muss nun negativ geladen sein!

Beleg mit Zahlen:



Bausteine, aus denen die Teilchen bestehen:	$\begin{array}{r} 11 \text{ p}^+ \\ 12 \text{ n} \\ \hline 11 \text{ e}^- \\ \text{neutral} \end{array}$	$\begin{array}{r} 17 \text{ p}^+ \\ 18 \text{ n} \\ \hline 17 \text{ e}^- \\ \text{neutral} \end{array}$	\longrightarrow	$\begin{array}{r} \text{Na}^+ \\ 11 \text{ p}^+ \\ 12 \text{ n} \\ \hline 10 \text{ e}^- \\ 1 + \end{array}$	$\begin{array}{r} \ddot{\text{Cl}}^- \\ 17 \text{ p}^+ \\ 18 \text{ n} \\ \hline 18 \text{ e}^- \\ 1 - \end{array}$
---	--	--	-------------------	--	---

(Die Schreibweise für Chlor ist hier vereinfacht angegeben)


Siehe auch S. 5 „Entwicklung des Atommodells“.


Ionengitter

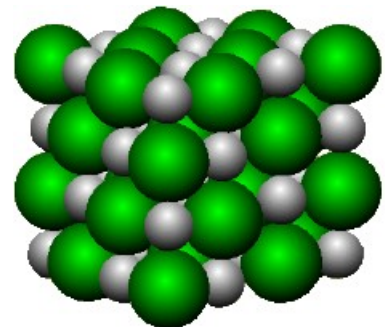
Es sind also aus neutralen Atomen Ionen entstanden. Ionen sind positiv oder negativ geladene Teilchen.

Entgegengesetzt geladene Ionen ziehen sich stark an, so dass sich um jedes Natriumion in jede Richtung Chloridionen und um jedes Chloridion in jede Richtung Natriumionen anlagern. Diesen Ionenverbund nennt man Ionengitter.

Na⁺-Ion: 

Cl⁻-Ion: 

Man kann also anhand der  mikroskopischen Strukturen genau erklären, wieso ein Kochsalzkristall exakt würfelförmige Kristalle bildet.



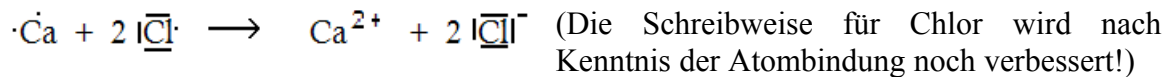
Alle Stoffe, die über Ionenbindung gebunden werden, sind Feststoffe. Sie gehören zur Stoffgruppe der Salze.

Bei Elementen anderer Hauptgruppen müssen die Verhältnisse der Reaktionspartner zum Teil verändert werden:

Ein Beispiel: die Reaktion von Calcium und Chlor:

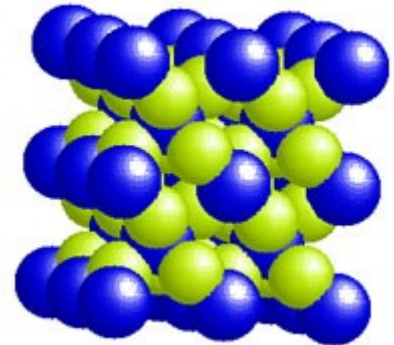
$\Delta EN = 3,0 - 1,0 = 2$, also liegt auch hier eine Ionenbindung vor!

Reagiert Calcium mit Chlor, so müssen 2 Chloratome mit einem Calciumatom eine Verbindung eingehen, damit alle Reaktionspartner Edelgaskonfiguration erlangen:



Somit haben beide Chloratome je ein e^- vom Calciumatom übernommen. Dadurch ist das Calciumatom zu einem zweifach positiv geladenen Ion geworden, da es nach Abgabe dieser Außenelektronen zwei Protonen mehr im Kern als Elektronen in der Hülle besitzt. Jedes Chloratom besitzt nun ein e^- mehr, ist also einfach negativ geladen. Insgesamt ist auch dieses Salz nach außen hin neutral, wie jeder andere Stoff!

Beim Calciumchlorid ist das Ionengitter anders als beim Kochsalz konstruiert, da ja ein Ionenverhältnis von 1:2 vorliegt:

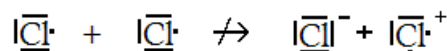


Ebenso erklären sich die Strukturen von:

MgO (Mg gibt 2 e^- an O ab): es besteht aus den Ionen Mg²⁺ und O²⁻
 ($\Delta \text{EN} = 3,5 - 1,2 = 2,3 \rightarrow$ Ionenbindung)

Na₂O (jedes der beiden Na-Atome gibt ein e^- an das O-Atom ab): also 2 Na⁺ und 1 O²⁻-Ion
 ($\Delta \text{EN} = 3,5 - 0,9 = 2,6 \rightarrow$ Ionenbindung)

Bei Atomen mit gleicher oder ähnlicher Elektronenzahl führt eine Ionenbindung nicht zu stabilen Zuständen. Das Entstehen eines Chlormoleküls Cl₂ kann z.B. nicht über Ionenbildung ablaufen, da beiden Chloratomen genau ein Elektron zur Edelgaskonfiguration fehlt:



Dieser Zustand wäre extrem instabil, bildet sich also nicht!

Vor allem: Beide Chloratome haben die gleiche Elektronegativität, ziehen also mit identischer Stärke an den Bindungselektronen.

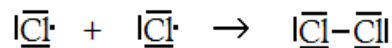
In solchen Fällen überlappen die beiden einfach besetzten Kugelwolken der Chloratome zu einer gemeinsamen, doppelt besetzten Kugelwolke, die zu beiden Atomen gehört!

Eine solche Bindung nennt man Atombindung (da sich Atome, keine Ionen binden) oder Elektronenpaarbindung (da die beiden Atome ein gemeinsames Elektronenpaar besitzen) oder kovalente Bindung (da die Atome gleichwertig = kovalent gebunden sind):

Atombindung

Atombindungen liegen immer dann vor, wenn $\Delta \text{EN} < \text{oder} = 0,6$ ist (strenggenommen liegen völlig unpolare Atombindungen nur dann vor, wenn $\Delta \text{EN} = 0$ ist, aber siehe später).

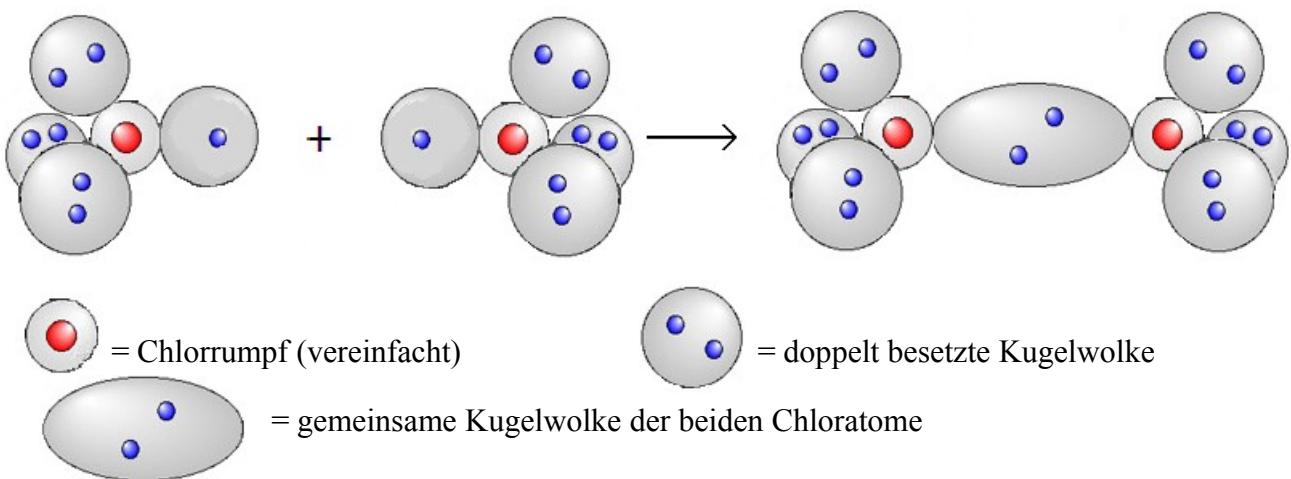
Eine kleine Differenz der EN-Werte bedeutet, dass beide Atome ungefähr gleich stark in der Lage sind, an den Bindungselektronen zu ziehen. Daher teilen sie sich ein Elektronenpaar und bilden eine gemeinsame, doppelt besetzte Kugelwolke:



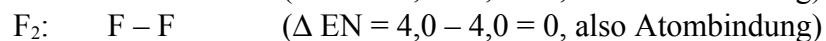
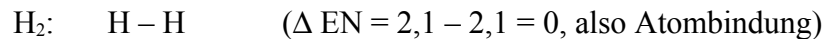
Die gemeinsame Kugelwolke wird durch einen waagerechten Strich gekennzeichnet.

Räumlich sieht das folgendermaßen aus:

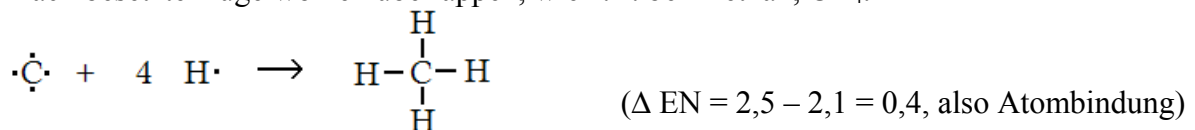
Die Kugelwolken der äußeren Schale bilden ein Tetraeder um den Chlorrumpf (siehe auch S. 8 „Entwicklung des Atommodells“)



Beispiele für andere Verbindungen, die über die Bildung einer Atombindung zustande kommen:



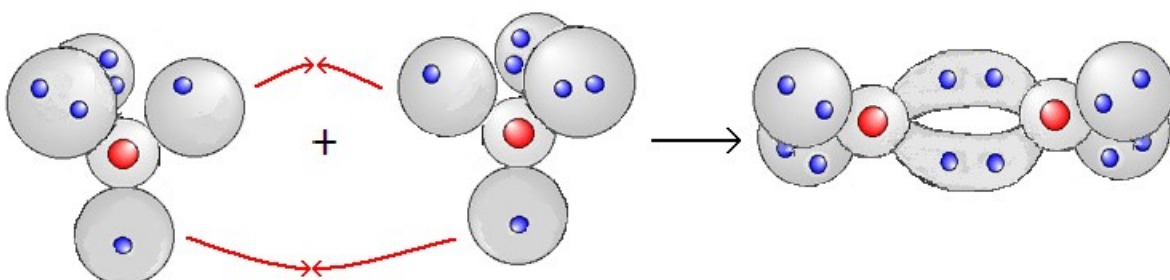
Bei Elementen, bei denen mehr als eine Kugelwolke nur einfach besetzt ist, müssen mehrere einfach besetzte Kugelwolken überlappen, wie z.B. bei Methan, CH_4 :



oder aber bei Sauerstoff, O_2 :

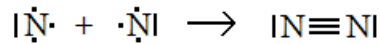


Die Bindung zwischen den beiden Sauerstoffatomen nennt man auch Doppelbindung, da zwei Kugelwolken beider Atome überlappen. Räumlich muss man sich das folgendermaßen vorstellen:

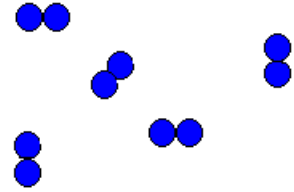


Diese Doppelbindungen nennt man aufgrund ihrer Struktur auch Bananenbindung.

Beim Stickstoffmolekül, N₂ überlappen drei einfach besetzte zu drei gemeinsamen, doppelt besetzten Kugelwolken:



Die gerade besprochenen Elemente H₂, F₂, O₂ und N₂ (wie auch die Verbindung Methan, CH₄) sind alle gasförmig, da sie als Molekül eine stabile Edelgaskonfiguration annehmen können. Sie haben also nur geringe Wechselwirkungen mit den benachbarten Molekülen. Andere Elemente bilden andere Strukturen aus, da sie auf diese Weise keine Edelgaskonfiguration erlangen können:



Diamantgitter

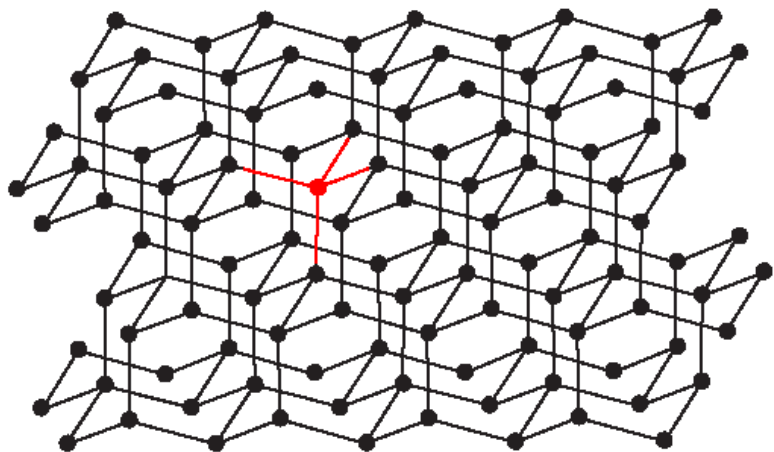
Das Überlappen von vier Kugelwolken zweier Atome ist aus räumlichen Gründen nicht möglich, da die vierte Kugelwolke räumlich genau in die entgegengesetzte Richtung zeigt, also keine Möglichkeit mehr zum Überlappen besitzt!



Daher kann das Element Kohlenstoff nicht wie die ihm in der Periode nachfolgenden Elemente N₂, O₂, F₂ gasförmig sein, sondern hat völlig andere Eigenschaften:

Die vier einfach besetzten Kugelwolken überlappen mit jeweils einer Kugelwolke von vier benachbarten Kohlenstoffatomen. Auf diese Weise bildet sich ein sehr komplexes Gitter aus, das dazu führt, dass Kohlenstoff das härteste Mineral ist. Es besitzt die Härte 10 und heißt Diamant:

Betrachtet man eines der Kohlenstoffatome herausgelöst (siehe rot gefärbtes C-Atom), sieht man, dass jedes Kohlenstoffatom genau in Tetraederform mit den anderen verbunden ist.



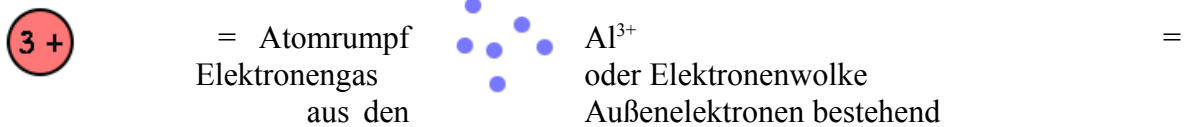
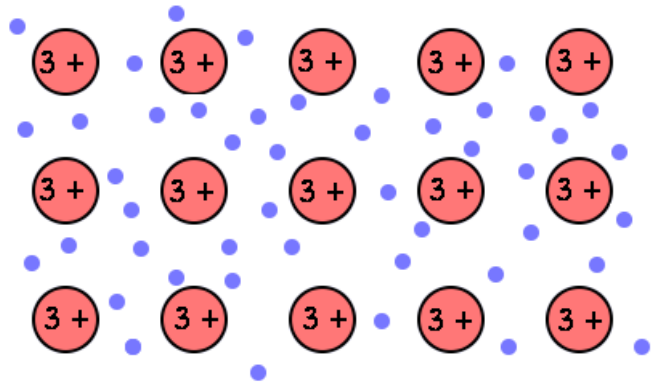
Metallbindung

Die Elemente mit noch weniger Außenelektronen wie z.B.: $\cdot\overset{\cdot}{\text{Al}}\cdot$, $\overset{\cdot}{\text{Mg}}\cdot$ oder $\text{Na}\cdot$ können auf die oben beschriebene Art keine Edelgaskonfiguration erlangen, da sie nie mit Ihresgleichen auf 8 Außenelektronen kommen. Aluminium könnte z.B. mit maximal drei anderen Aluminiumatomen gebunden sein, somit käme es höchstens auf 6 Außenelektronen. Bei Magnesium wären es 4 und bei Natrium sogar nur 2 Außenelektronen. Somit bilden diese Elemente völlig andere Strukturen, die es ihnen ermöglichen, zu Edelgaskonfiguration zu gelangen:

Die Atomrümpfe (also die Atomkerne und inneren Elektronen) sitzen auf festen Gitterplätzen, während die Außenelektronen sich frei über das gesamte Metallstück bewegen können:

Auf diese Weise können durch die schnelle Bewegung der Elektronen auch Aluminium oder andere Elemente mit 3 oder weniger Außenelektronen Edelgas-konfiguration erlangen.

Für alle Metalle ergeben sich (mit Ausnahme des Quecksilbers) daraus folgende Eigenschaften: sie sind Feststoffe und leiten gut den elektrischen Strom, da die Elektronenwolke sehr beweglich ist und haben einen charakteristischen metallischen Glanz.



Reagieren Elemente miteinander, deren Elektronegativitätsdifferenz zwar größer als 0,6 (Atombindung), aber kleiner als 1,7 (Ionenbindung) ist, so bildet sich eine polare Atombindung aus:

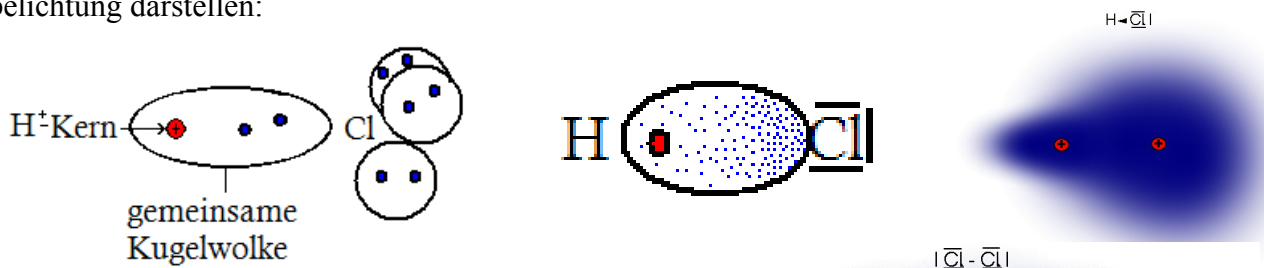
Polare Atombindung

Polare Atombindung liegen dann vor, wenn ΔEN zwischen 0,6 und 1,7 liegt.

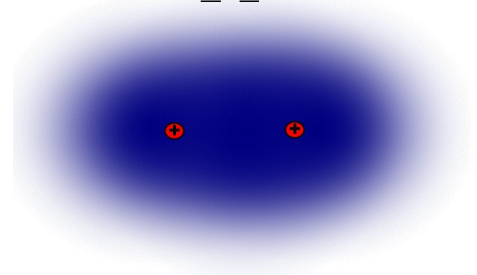
Der Kraftunterschied der Atome ist in diesem Fall noch nicht groß genug, dass das elektronegrativere Element dem Partner die Bindungselektronen entreißen kann (also keine Ionenbindung). Es ist aber schon deutlich stärker in der Lage, an den Bindungselektronen zu ziehen. Dadurch sind im zeitlichen Mittel die Bindungselektronen häufiger beim elektronegativeren Partner zu finden, allerdings nicht vollständig hinübergezogen.


Z.B.: HCl ($\Delta EN = 3,0 - 2,1 = 1,0$)

Könnte man diese Elektronen über einen längeren Zeitraum fotografieren, wäre folgende „Langzeitaufnahme“ zu sehen (die blauen Punkte sollen die beiden e^- über eine Langzeitbelichtung darstellen):



Im Vergleich dazu wäre beim Cl_2 (beide Atome gleiche EN) eine viel gleichmäßigere Verteilung der Elektronen zu beobachten:



Daher schreibt man diese Bindung nicht als einfachen waagerechten Strich wie bei den Atombindungen, sondern deutet die ungleiche Elektronenverteilung durch einen Keil an:  Das dickere Ende des Keils zeigt zum elektronegativeren Atom, die Spitze zum weniger starken Atom: Das bedeutet, dass die beiden Bindungselektronen im zeitlichen Mittel eher bei Cl als bei H zu finden sind, aber nicht völlig vom Chlor herübergezogen werden können (das wäre dann eine Ionenbindung):

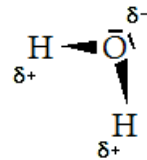


Dadurch, dass die negativ geladenen Bindungselektronen im zeitlichen Mittel etwas häufiger beim Chlor zu finden sind, wird das Chloratom ein wenig negativer (nicht völlig, denn dann wäre es ja ein Ion) und das Wasserstoffatom ein wenig positiver geladen. Man kennzeichnet diese Teilladung (oder Pole) mit dem griechischen Buchstaben δ (sprich delta), um sie von den tatsächlichen Ionenladungen „+“ und „-“ zu unterscheiden.

Man sagt: Wasserstoff ist der Pluspol, Chlor ist der Minuspol des HCl-Moleküls. Somit ist das Molekül ein Dipol (hat zwei Pole).

Ähnliche Bindungsverhältnisse liegen im Wassermolekül, H_2O , vor:

Der elektronektivere Sauerstoff ($\Delta \text{EN} = 3,5 - 2,1 = 1,4$) zieht die Bindungselektronen im zeitlichen Mittel mehr zu sich, so dass am Sauerstoff ein negativer, an den Wasserstoffen ein positiver Pol vorliegen.



Somit bilden die beiden Wasserstoffe einen positiven, der Sauerstoff den negativen Pol des Wassers. Man spricht auch beim Wasser von einem Dipolmolekül:

Bei diesem Dipol handelt es sich um einen permanenten Dipol, der immer erhalten bleibt.

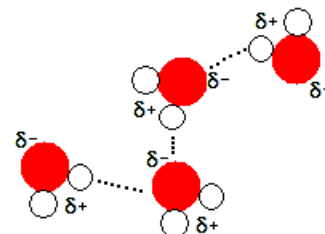


Wasserstoffbrückenbindung

Moleküle mit Dipolcharakter gehen miteinander starke Wechselwirkungen ein, da positive und negative Pole sich anziehen. Diese Anziehung ist zwar nicht so stark wie die Anziehung der wirklich positiv und negativ geladenen Ionen in einer Ionenbindung, aber deutlich stärker als die Wechselwirkungen von unpolaren, über Atombindung gebundenen Stoffen. Man nennt sie Wasserstoffbrückenbindung:

Wasserstoffbrückenbindungen (WBB) werden angedeutet durch eine gestrichelte Linie:

Diese Anziehungskräfte darf man sich nicht so statisch vorstellen, wie sie auf dem Papier wirken! Wassermoleküle in flüssigem Wasser sind in ständiger schneller Bewegung. Daher werden Wasserstoffbrücken beständig neu geknüpft bzw. wieder gelöst.



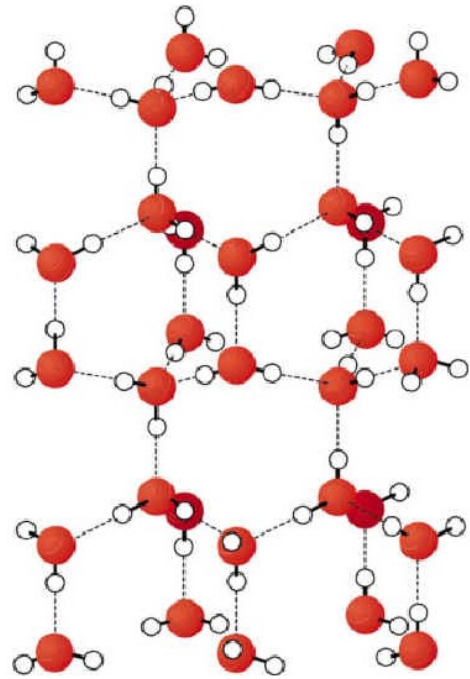
Werden allerdings Temperaturen von 0°C und kleiner erreicht, ist die Bewegung der Wassermoleküle so gering, dass sie nicht mehr die Plätze wechseln können. Die Wasserstruktur im Eis muss man sich folgendermaßen vorstellen:

Die Wassermoleküle bilden miteinander sechseckige Strukturen, die aufgrund der Wasserstoffbrücken gehalten werden. Zwar bewegt sich jedes Wassermolekül noch um seine Ruhelage (= Vibration), sitzt aber auf festen Plätzen eines Gitters.

Erst bei Temperaturen am absoluten Temperaturnullpunkt von -273°C ($= 0$ Kelvin) wird auch die Vibration eingefroren.

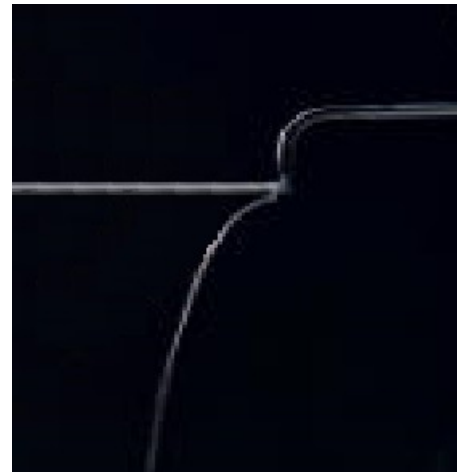
Eis von -1°C und von -18°C unterscheiden sich somit lediglich durch die Stärke der Vibration der einzelnen Wassermoleküle.

Aufgrund dieser molekularen Struktur kommt es zustande, dass Eiskristalle immer eine sehr regelmäßige Sechseckstruktur aufweisen:



Den Dipolcharakter des Wassers kann man gut mit folgendem Experiment beweisen: Man reibt einen Hartgummistab mit Seide. Dadurch wird dieser Stab negativ aufgeladen. Hält man diesen vorbehandelten Stab in die Nähe eines dünnen Wasserstrahls, so wird dieser abgelenkt: Er fließt in Richtung des Stabes.

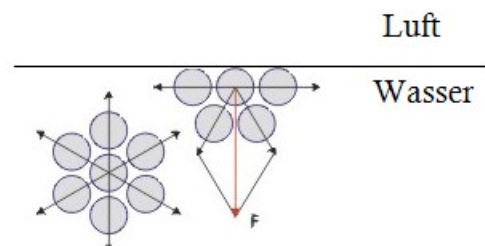
Grund ist, dass sich die Wasserdipole in Richtung des Stabes ausrichten und so von ihm angezogen werden.



Oberflächenspannung

Die starken Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Wassermolekülen erklären auch die sehr große Oberflächenspannung des Wassers. Jeder, der schon mal einen Bauchplatscher gemacht hat, weiß, wie stark sie ist.

Während in der Flüssigkeit Wechselwirkungen in alle Raumrichtungen wirken, ist dies für ein Teilchen an der Oberfläche nicht der Fall. Hier hört die Flüssigkeit auf und die Gasphase (besteht aus völlig unpolaren Sauerstoff- und Stickstoffmolekülen, die keine Wechselwirkungen mit dem Wasser eingehen) beginnt.



Die Anziehungskräfte im Inneren des Wassers sind zu allen Seiten ausgeglichen, während die Moleküle an der Oberfläche nach oben keine Wechselwirkungen eingehen können. Diese Kräfte wirken an der Wasseroberfläche.

Wie stark sie sind, zeigen die folgenden Bilder:



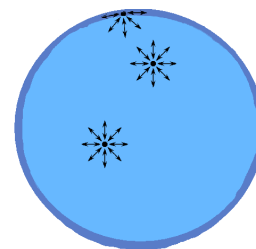
Es ist für Wassermoleküle energetisch viel günstiger, Wasserteilchen als Nachbarn zu haben als die unpolaren Luftmoleküle, mit denen sie keine Bindungen eingehen können. Das erklärt auch die Tropfenbildung, die man an jedem Wasserhahn beobachten kann:



Die Kugelform ist die geometrische Figur mit der kleinsten Oberfläche bei größtmöglichem Volumen. In dieser Form haben möglichst wenige Wassermoleküle Kontakt zur unpolaren Luft.

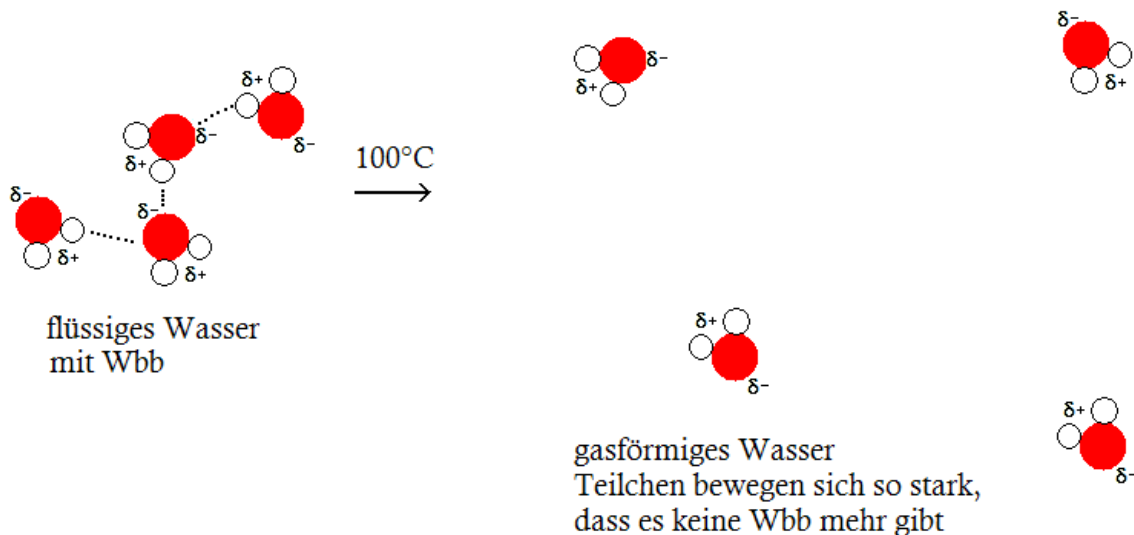
(Siehe dazu auch:

http://www.chemie-interaktiv.net/bilder/ff_oberflaeche.swf)



Siedepunkte

Die Stärke der Wasserstoffbrücken kann man auch am hohen Siedepunkt des Wassers ablesen. Die Wassermoleküle bewegen sich erst bei Temperaturen über 100°C so stark, dass die Wassermoleküle nicht mehr durch die Wasserstoffbrücken zusammengehalten werden, sondern auseinander reißen:



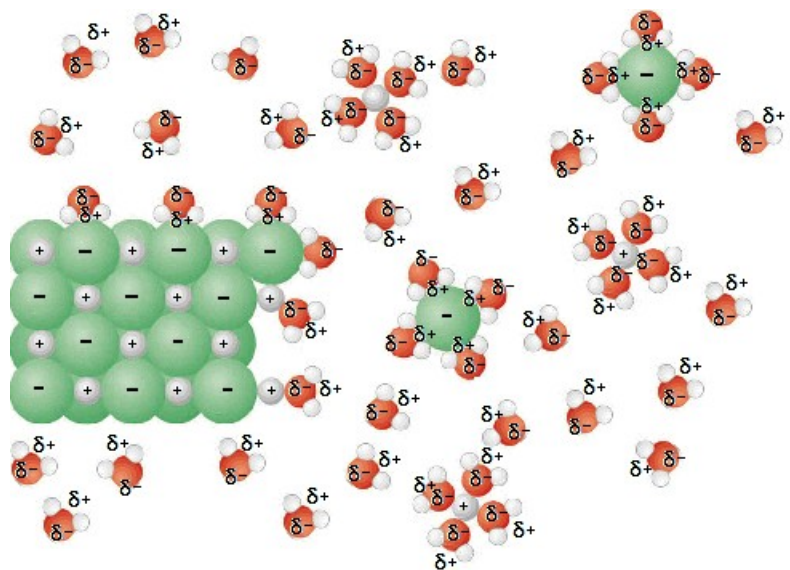
Bei unpolaren Stoffen wie Methan, CH_4 , das eine ähnliche Größe hat wie Wasser, liegt der Siedepunkt extrem viel niedriger: Methan geht schon bei -164°C in den gasförmigen Zustand über! Das liegt daran, dass zwischen den Methanmolekülen nur sehr schwache Wechselwirkungen (siehe Van-der-Waals-Kräfte) bestehen. Dadurch können diese Moleküle schon bei sehr geringen Bewegungen (also bei Temperaturen weit unter dem Gefrierpunkt von Wasser) nicht mehr aneinander halten, sondern werden auseinandergerissen.

Lösungsverhalten von Ionen

Gibt man Kochsalz, NaCl , in Wasser, löst es sich nach kurzem Rühren oder bei längerem Stehen auf. Was geschieht mit dem Kochsalz?

Es muss auf jeden Fall noch vorhanden sein, denn das Salzwasser schmeckt deutlich nach Kochsalz!

Grund für das Verschwinden des Kochsalzkristalls ist, dass die Wassermoleküle sich in schneller Bewegung mit dem jeweils der Ionenladung entgegengerichteten Pol dem Kristall nähern (positiver Pol an negativ geladenes Cl^- , negativer Pol an das positiv geladene Na^+). Durch gleichzeitigen Angriff mehrerer Wassermoleküle werden an den Ecken des Kristalls einzelne Ionen aus dem Verbund herausgelöst und von einer Wasserhülle (= Hydrathülle) umgeben. Dieser Vorgang, den man Hydra(ta)tation nennt, geschieht so oft, bis sich der gesamte Kristall aufgelöst ist. Dadurch, dass die einzelnen Ionen sehr klein sind, dass sie vom menschlichen Auge nicht mehr wahrgenommen werden können, „verschwindet“ das Kochsalz für uns.



Man kann den Ablauf des Lösevorgangs gedanklich in zwei Teilschritte zerlegen:

Zum einen müssen die Ionen aus dem Gitter herausgelöst werden. Das ist mit einem großen Energieaufwand verbunden, denn die Ionen haben – wie schon besprochen – große Anziehungskräfte (= Gitterenergie) aufeinander. Zum anderen wird jedes abgelöste Ion von einer Hydrathülle umgeben, was Bindungsenergie (= Hydra(ta)tationsenergie) freisetzt.

Bei manchen Salzen wie z.B. Natriumhydroxid, NaOH , ist die Energie, die man beim Lösen gewinnt, größer als die Gitterenergie, mit der die Ionen im Kristall gebunden sind. Gibt man festes NaOH in Wasser, erwärmt sich die Lösung sehr stark. Auf diese Weise kann man das Wasser im Extremfall bis zum Sieden erhitzen! In diesem Fall gilt:

Hydrationsenergie > Gitterenergie

Bei Salzen wie Ammoniumchlorid (NH_4Cl) findet man einen entgegengesetzten Effekt: Gibt man Ammoniumchlorid in Wasser, kühlt sich dieses stark ab. Man kann ohne Schwierigkeiten eine Temperatur von 4°C erreichen. Das ist dadurch zu erklären, dass die bei

der Hydratation freiwerdende Energie kleiner ist als die Energie, die für das Lösen des Ionengitters nötig ist. Die fehlende Energie wird aus der Umgebung gezogen, daher die Abkühlung. Für Salze dieser Art gilt:

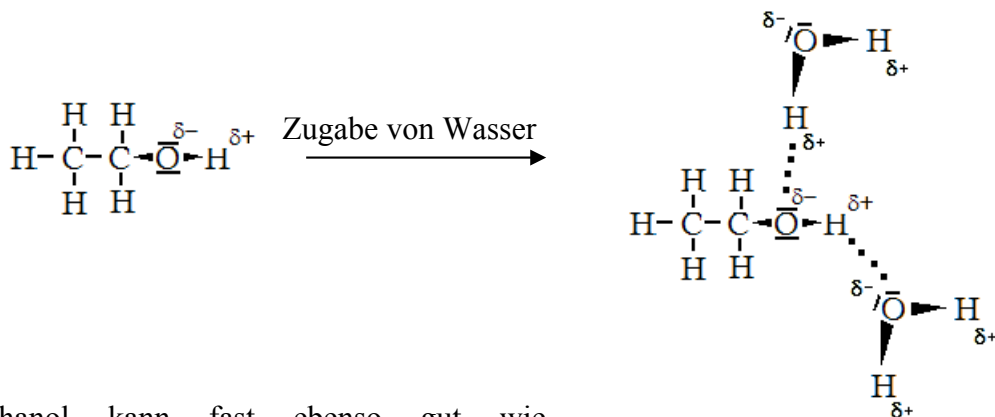
Hydrationsenergie < Gitterenergie

Kochsalz, NaCl, schließlich zeigt beim Lösen in Wasser keine Temperaturänderung. Man kann daher darauf schließen, dass beim Kochsalz gilt:

Hydrationsenergie = Gitterenergie

Salze, deren Gitterenergie deutlich größer als die Hydrationsenergie ist, lösen sich nicht oder nur sehr schlecht in Wasser. Beispiel: Marmor bzw. Kalk, CaCO_3 .

Es lösen sich nicht nur Salze in Wasser. Auch polare Stoffe, die mit dem Wasser Wasserstoffbrücken eingehen können, wie z.B. Ethanol (= Trinkalkohol), löst sich in jedem Verhältnis in Wasser:



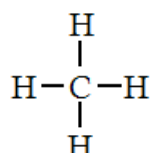
Ethanol kann fast ebenso gut wie Wassermoleküle Wasserstoffbrücken mit dem Wasser eingehen. Daher löst es sich auch in jedem Verhältnis in Wasser: Man kann Bier mit 4% Ethanol, Wein mit 10%, Schnaps mit 40% und Brennspritus mit 96% Alkohol in Wasser kaufen.

Alkohole, die längere Kohlenstoffketten besitzen, wie z.B: Pentanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, lösen sich fast nicht mehr in Wasser, da sie einen sehr großen unpolaren Teil besitzen, der keine Wasserstoffbrücken eingehen kann. Bei solchen Molekülen überwiegen die Van-der-Waals-Kräfte.

Van-der-Waals-Kräfte (auch London-Kräfte)

Mehrfach wurde schon von den schwachen Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen gesprochen. Ein einfaches Beispiel für ein unpolares Molekül ist Methan, CH_4 :

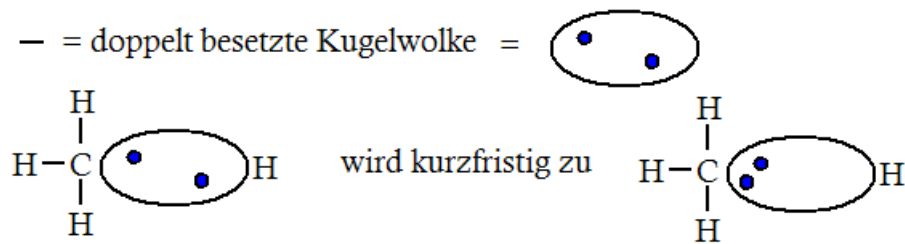
Strukturformel:



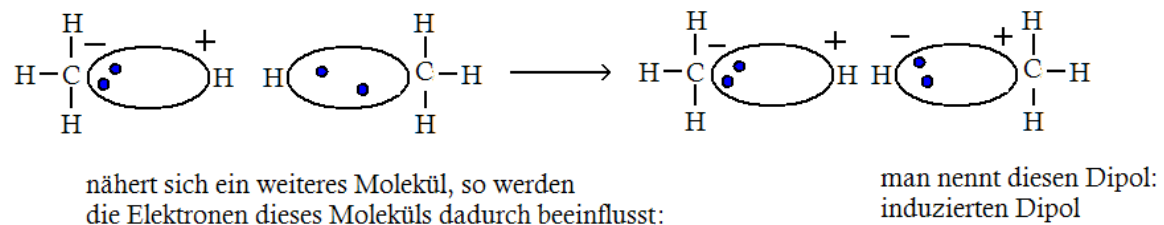
Dass diese unpolaren Moleküle auch Wechselwirkungen untereinander haben müssen, wenn sie auch sehr klein sind, erkennt man am Siedepunkt des Stoffes: Methan wird „erst“ bei -164°C gasförmig und nicht schon beim absoluten Temperaturnullpunkt von -273°C (bzw. 0 K), was man ohne Wechselwirkung untereinander erwarten sollte.

Van-der-Waals-Kräfte gibt es bei allen Atomen bzw. Molekülen. Sie entstehen dadurch, dass sich Elektronen in ihren Kugelwolken sehr schnell bewegen. Die Verteilung dieser Elektronen ist nicht immer vollkommen gleichmäßig. Man kann sich vorstellen, dass die beiden Elektronen der Kugelwolke in einem extrem kurzen Moment (ca. 10^{-9} bis 10^{-12} s lang) in der Nähe eines der beiden gebundenen Atome zu finden sind.

Vereinfachtes Bild:



Dadurch, dass die Elektronen kurzfristig beide beim C sind, wird dieses negativ, das H wird positiv geladen. Diese Art von Ladung nennt man, da sie ja nur sehr kurze Zeit so existiert, einen temporären Dipol. Benachbarte Moleküle werden dahingehend beeinflusst, dass die Bindungselektronen von diesem positiven Teil angezogen werden. Dieses ruft auch in diesem Molekül eine Elektronenverschiebung hervor (induzierter Dipol):



Die Anziehung von temporärem Dipol und induziertem Dipol nennt man Van-der-Waals-Kräfte. Sie sind sehr schwach, da sie immer nur sehr kurzzeitig existieren, dann die Elektronenverteilung schon wieder verändert ist!

Vergleich der Bindungsstärken von Wbb und VdW-Kräften:

Dass Van-der-Waals-Kräfte deutlich schwächer als Wasserstoffbrücken sind, kann man daran erkennen, dass der Siedepunkt von Methan bei -164°C liegt, der des Wassers (das ja ähnliche Van-der-Waals-Kräfte wie Methan hat, da es ungefähr gleich groß ist) aber bei $+100^{\circ}\text{C}$.

Es ist also deutlich mehr Energie aufzuwenden, um die Wassermoleküle auseinander zu reißen als das beim Methan der Fall ist.

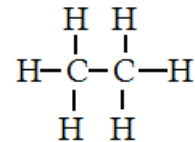
Allerdings gilt auch:

Je mehr Atome, somit mehr Elektronen ein Molekül hat, desto stärker sind die VdW-Kräfte, da ja mit zunehmender Zahl der Elektronen die Möglichkeit zur Ausbildung von temporären Dipolen wächst.

Die Zahl an VdW-Kräften hängt direkt mit der molaren Masse M (in g/mol) zusammen.

So ist auch zu erklären, dass Ethan (ein Alkan mit 2 C-Atomen, CH_3CH_3) einen viel höheren Siedepunkt als Methan von -89°C hat, da es viel mehr Van-der-Waals-Kräfte ausbilden kann:

Paraffinkerzen, die aus Alkanen mit 20 – 30 Kohlenstoffatomen bestehen, haben sogar einen Schmelzpunkt von $40 - 50^\circ\text{C}$.

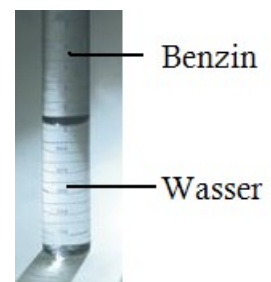


Lösungsverhalten von unpolaren Stoffen:

Unpolare Stoffe wie z.B. Methan, Ethan oder andere Alkane lösen sich sehr schlecht in Wasser, da sie untereinander VdW-Kräfte eingehen, die Wassermoleküle aber Wbb ausbilden.

Die Wassermoleküle können also miteinander viel stärkere Bindungen eingehen als mit den Alkanen.

Somit sind die unpolaren Moleküle nicht in der Lage, die sehr starken Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen zu durchbrechen.



Daraus folgt:

Unpolare Flüssigkeiten wie Benzin oder Öl bilden in der Regel eine Schicht oberhalb des Wassers, da sie aufgrund der schwächeren Anziehungskräfte der Moleküle auch eine deutlich kleinere Dichte als Wasser haben.

In unpolaren Stoffen, die ebenfalls nur VdW-Kräfte eingehen können, lösen sich unpolare Stoffe sehr gut. So kann man Fett sehr gut in Benzin lösen, was man häufig zu Reinigungszwecken benutzt, denn die unpolaren Stoffe können untereinander VdW-Kräfte eingehen und sich so in jedem Verhältnis mischen.

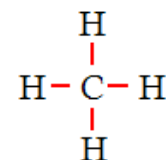
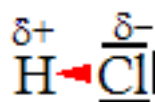
Einteilung von Bindungsarten

Bindungen unterscheiden sich in ihrem Aufbau. Manche bestehen aus Elektronen wie z.B. die Atombindung und die polare Atombindung, manche sind lediglich Anziehung von permanenten oder temporären Dipolen wie z.B. Wasserstoffbrücken, Van-der-Waals-Kräfte. Man unterteilt die Bindungen daher in:

Intramolekulare Bindungen

Als intramolekulare Bindungen bezeichnen wir die polare Atombindung und die Atombindung. Sie bestehen generell aus zwei Elektronen. Sie sind sehr stark, können nur mit großem Energieaufwand (Strom, Bunsenbrennerenergie oder chemische Energie) gebrochen werden.

Intermolekulare Bindungen hier rot:
Ionenbindungen kann man in diese Kategorien nicht einordnen, da es sich ja bei Teilchen nicht um Moleküle handelt.



diesen

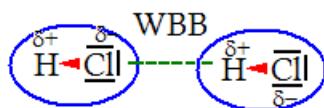
Intermolekulare Bindungen

Die zuletzt beschriebenen Bindungen „Wbb“ und „VdW-Kräfte“ rechnet man zu den intermolekularen Bindungen, da sie Anziehungskräfte zwischen verschiedenen Molekülen darstellen. Sie bestehen nicht aus Elektronen, sondern sind Anziehungskräfte von permanenten bzw. temporären Dipolen. Sie sind deutlich schwächer als die Anziehungskräfte von Ionen oder aber die intramolekularen Bindungen (hier grün gezeichnet).

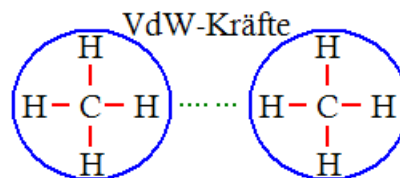
Wasserstoffbrücken und andere Dipol-Dipol-Wechselwirkungen sind wiederum deutlich stärker als Van-der-Waals-Kräfte (~10 mal so stark).

Der blaue Rahmen soll jeweils ein Molekül begrenzen, um den Unterschied zwischen inter- und intramolekularen Bindungen zu verdeutlichen:

Bei polaren Molekülen:



bei unpolaren Molekülen:



- = intramolekulare Bindung innerhalb eines Moleküls
- = intermolekulare Bindung zwischen zwei verschiedenen Molekülen

Übersicht:

	Atombindung	polare Atombindung	Ionenbindung
Elektronegativitätsdifferenz	$\Delta EN < 0,6$	$\Delta EN 0,7 - 1,7$	$\Delta EN > 1,7$
Beispiel	Cl_2 $ \overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Cl}} $	HCl $\delta^+ \text{H} \blacktriangleleft \overline{\text{Cl}} \delta^-$	NaCl $\text{Na}^+ \overline{\text{Cl}}^-$
intermolekulare Kräfte zwischen den Molekülen	Van-der-Waals-Kräfte	Wasserstoffbrücken bzw. Dipol-Dipol-Wechselwirkungen und zusätzlich VdW-Kräfte	Ionengitter (nicht „intermolekular“)

Verantwortlich: Loosen