

## 7 Zwischenmolekulare Kräfte (ZMK)

Im vorherigen Kapitel haben wir gelernt, wie sich Atome zu Molekülen verbinden. In diesem Kapitel werden wir auf die Frage eingehen, **welche Kräfte die Moleküle zusammenhalten**. Wäre zwischen den Molekülen keine Kraft, wenn sie also nichts zusammenhalten würde, so wären die Stoffe und somit auch wir, alle gasförmig. Da dies ja bekanntermassen nicht so ist, muss es diese Kräfte geben.

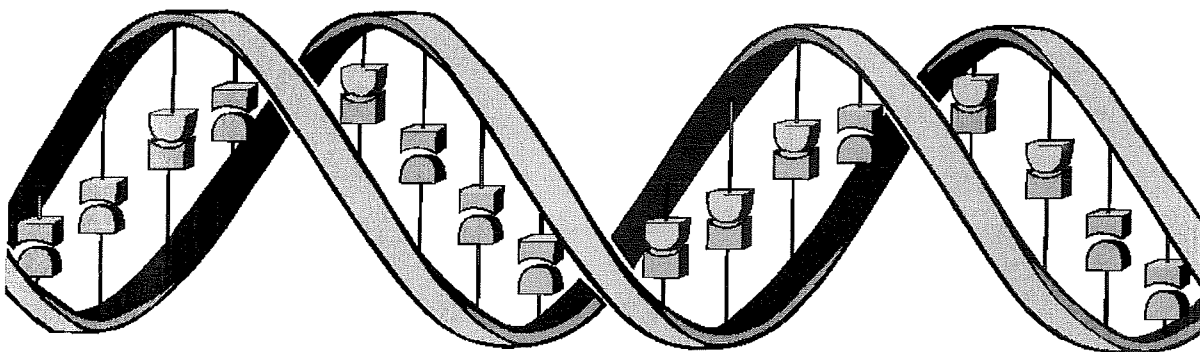
Ein bekanntes Beispiel ist Wasser. Bei 20 °C ist Wasser eine Flüssigkeit. Es muss also Kräfte geben, welche die Wassermoleküle zusammen halten. Wird Wasser Energie zugeführt so verdampft es. Dies ist ein rein physikalischer Vorgang, d.h. die gegenseitige Anordnung der Teilchen (Moleküle) wird verändert, nicht aber die Teilchen selbst. Um die Moleküle selbst zu verändern (Spaltung der O-H Bindung) sind viel höhere Energiebeträge nötig. Wenn das Wasser verdampft ist, halten die Moleküle nicht mehr zusammen, es ist jetzt ein Gas.

Die Kräfte, welche zwischen den Molekülen wirken, nennt man **zwischenmolekulare Kräfte (ZMK)**. Sie sind viel schwächer als die Kräfte, welche die Atome zusammenhalten und dürfen nicht mit ihnen verwechselt werden!

### Merke:

Bei **physikalischen** Vorgängen spielen zwischenmolekulare Kräfte eine Rolle, bei **chemischen** Reaktionen hingegen Bindungskräfte zwischen Atomen innerhalb ein und desselben Moleküls.

Auch das Leben basiert auf diesen zwischenmolekularen Anziehungskräften. Es hängt sozusagen an einem seidenen Faden, der aussieht wie eine Eisenbahnschiene, die um sich gewunden ist und deren Holzbohlen auch noch in der Mitte durchgesägt sind.



Kaum zu glauben, dass neben den starken **Atombindungen** die **zwischenmolekularen Kräfte** für die korrekte Funktion der genetischen Substanz DNA (Desoxyribonucleic acid) verantwortlich sind.

Welcher Art sind diese zwischenmolekularen Kräfte, die zwischen abgeschlossenen Molekülen zu finden sind? Es gibt drei verschiedene ZMK die wir im Folgenden detailliert behandeln werden:

- *Dipol-Dipol Wechselwirkungen*
- *Wasserstoff-Brücken*
- *Van-der-Waals-Kräfte*

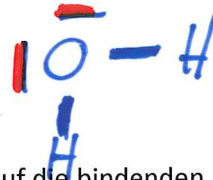
## 7.1 Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

### 7.1.1 Die Elektronegativität (EN)

Die Elektronen in einer kovalenten Bindung (Bindung zwischen Nichtmetallatomen) sind selten symmetrisch verteilt, weil ja meistens zwei verschiedene Atome an einer Bindung beteiligt sind.

#### Beispiel:

Zeichne die Lewisstruktur eines Wassermoleküls:



Die Atomrümpfe der beiden Bindungspartner O und H üben auf die bindenden Elektronen unterschiedliche Kräfte aus. Der Sauerstoff-Atomrumpf ist 6-fach positiv geladen, zieht die Elektronen also stärker an als der 1-fach positiv geladene Wasserstoffrumpf. Dadurch werden die bindenden Elektronen einseitig verteilt: die Elektronendichte auf der Sauerstoffseite nimmt zu, die auf der Wasserstoffseite entsprechend ab. Sauerstoff wird partiell negativ geladen, Wasserstoff partiell positiv. Eine solche Bindung wird als polar bezeichnet. Um die Polarität einer Atombindung voraussagen zu können, wurde der Begriff der Elektronegativität eingeführt.

#### Merke:

Die **Elektronegativität** ist ein Mass für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Kovalenzbindung Elektronen anzuziehen.

Dem elektronegativsten Element Fluor wurde willkürlich die Zahl 4.1 zugeordnet und die anderen Atome empirisch dazu „vermessen“, so dass sich eine Reihe der Elektronegativitäten im PSE ergibt. Je grösser der Unterschied in den EN Werten der beteiligten Atome ist, umso grösser ist die Polarität der kovalenten Bindung.

Streng nach Coulomb gilt: die EN steigt, wenn die Rumpfladung zunimmt oder der Rumpfdurchmesser abnimmt. Daher ist Fluor am elektronegativsten.

**Dipole** entstehen dann, wenn sich auf einer Seite eines Moleküls mehr Elektronen befinden als auf der anderen. Für das gewinkelte  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekül bedeutet das, dass eine Seite negativ und die andere positiv geladen sein muss. Physikalisch werden Dipole mit einem Vektor, der Ladungsunterschiede symbolisiert, dargestellt.

**Merke:**

Ein Molekül ist ein **Dipol**, wenn es **polare** Atombindungen enthält. Diese polaren Bindungen müssen so angeordnet sein, dass ihre Vektoren sich nicht aufheben.

Ein völlig symmetrisches Molekül wie  $\text{CF}_4$  besitzt keinen Dipol.

Zeichnung:

Weitere Beispiele:

Bei grösseren Molekülen wird es schnell kompliziert, weil man sehr viele Bindungen berücksichtigen muss. Daher wenden wir die folgende Vereinfachung an:

**Merke:**

- Alle Bindungen (v.a. C-H) mit  $\Delta\text{ENK} < 0,5$   
- werden als nicht polar bezeichnet

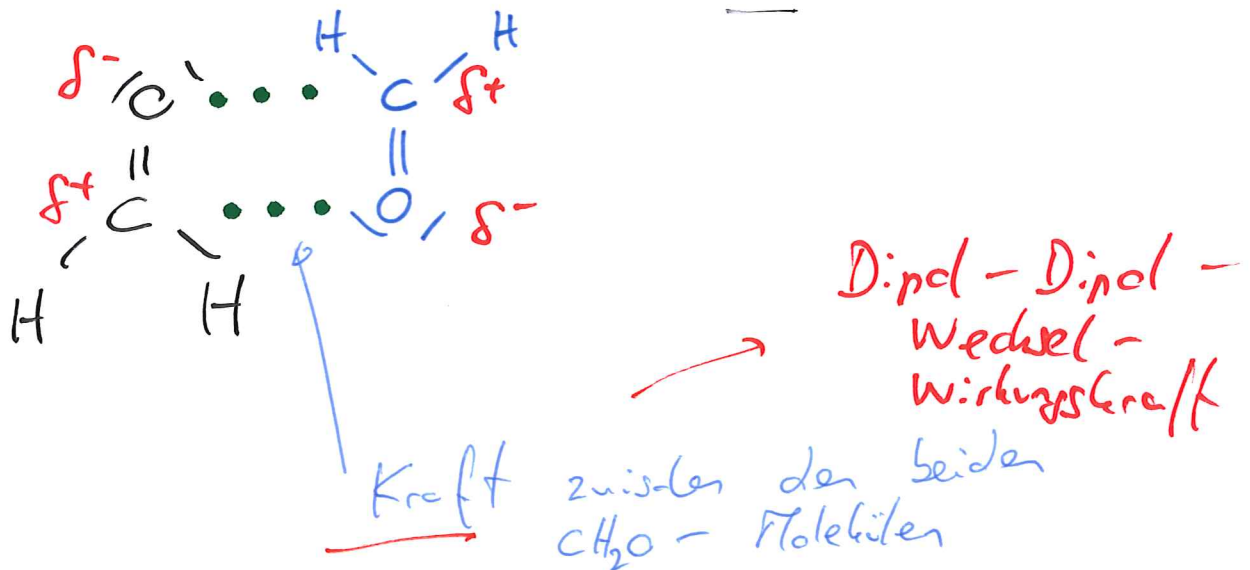
**Wichtig:** Diese grobe Vereinfachung darf man nur im Zusammenhang mit den ZMK machen.

**Beispiele:**

Sind die folgenden Moleküle Dipole oder nicht?

Bei der Annäherung zweier Dipole werden sich diese so ausrichten, dass der positive Pol des einen Moleküls möglichst nahe an den negativen Pol des anderen Moleküls zu liegen kommt. Dies führt gemäss dem Coulomb-Gesetz zu einer Anziehung zwischen den beiden Partialladungen  $\delta^+$  und  $\delta^-$  der unterschiedlich geladenen Pole. Um die Pole wieder voneinander zu trennen, muss man gegen diese Coulomb-Kraft Energie aufwenden. Folglich wird nach dem Energie-Erhaltungssatz beim Zusammenlagern der Dipole eben dieser Energie-Betrag frei. Reicht die Energie der Umgebung nicht aus, um diese Coulomb-Anziehungskraft zu überwinden, so bleiben die Dipol-Moleküle beieinander. Der entsprechende Stoff ist dann flüssig oder gar fest. Erst nach einer Energie-Zufuhr kann der Stoff in die Gasphase übergehen, in welcher die Moleküle so weit voneinander entfernt sind, dass keine zwischenmolekularen Kräfte mehr wirken.

Wie sieht die Dipol-Dipol WW zwischen Formaldehyd-Molekülen ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) aus?



**Experiment:**

Ablenkung eines Wasserstrahls durch einen geladenen Stab. Ein experimenteller Hinweis auf einen Dipol.



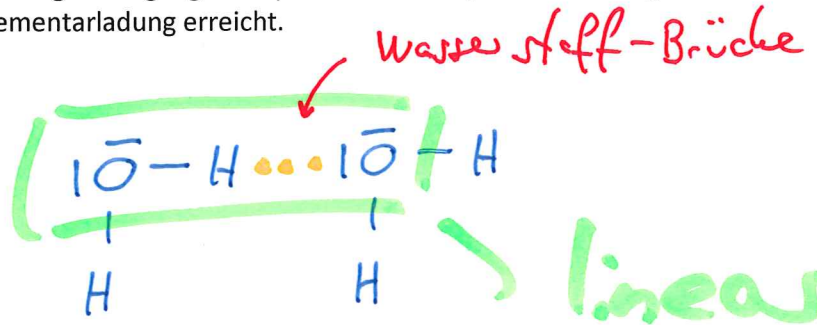
## 7.2 Wasserstoffbrücken

Das Wasser-Molekül ist ein ausgeprägter Dipol und wäre daher prädestiniert für eine Dipol/Dipol-Wechselwirkung. Es gibt jedoch eine Wechselwirkung, welche die Kraft zwischen zwei Dipolen noch übertrifft. Dieser Umstand liegt in der Sonderstellung des Wasserstoff-Atoms begründet:

Nach Phosphor ist Wasserstoff das Nichtmetall-Atom mit der **zweitkleinsten Elektronegativität**. Damit bildet das Wasserstoff-Atom praktisch immer den positiven Pol einer polaren Kovalenzbindung.

In einer stark polaren Kovalenzbindung mit einem Wasserstoff-Atom liegt daher ein räumlich hervorragend zugänglicher positiver Pol vor, dessen Ladung fast den Betrag einer Elementarladung erreicht.

Zeichnung:



Merke: FÖHN

Zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken sind drei Voraussetzungen nötig:

- es braucht ein H-Atom
- H muss an eines der Elemente F, O, N gebunden sein
- es braucht ein freies Elektronenpaar

FÖHN

FÖHN

FÖHN

→ (linear)

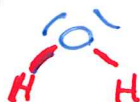
### Wasserstoffbrückenbindungs-System

Benachbarte Moleküle bilden die Wasserstoffbrücke über ein ganzes System:

*Wasserstoff - freies Elektronenpaar - elektronegatives Element.*

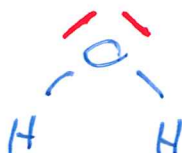
Die Bindung ist nur bei einer linearen (180° Winkel) Anordnung des Systems wirksam, oder anders ausgedrückt: Wasserstoffbrücken gehen nicht um die Ecke.

Aktive Halbbrücke:



Negative Halbbrücke:

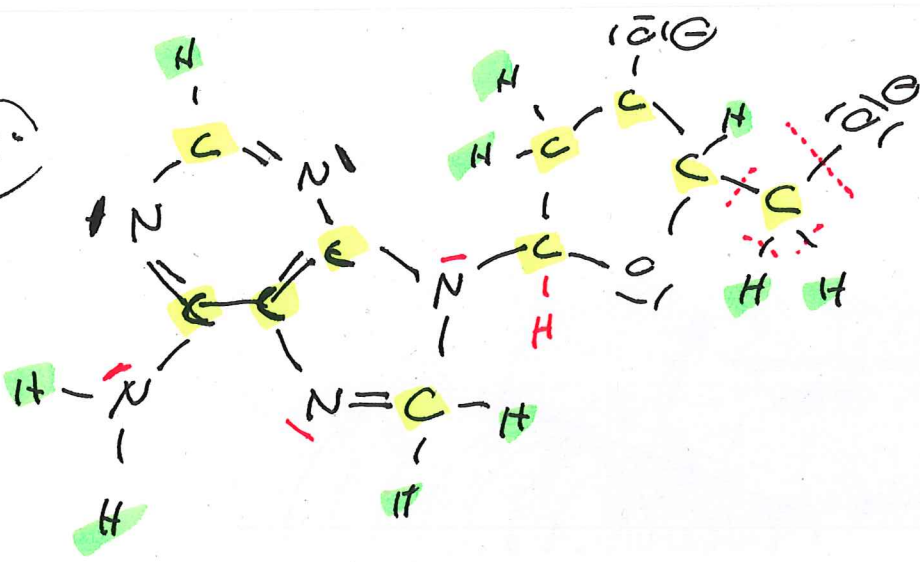
Passiv







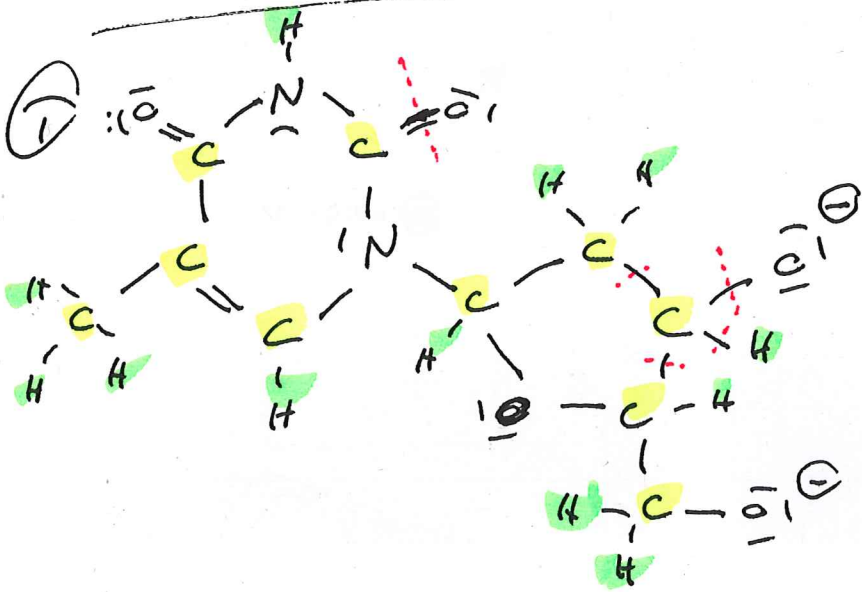
(A)



"Formal - Ladung"

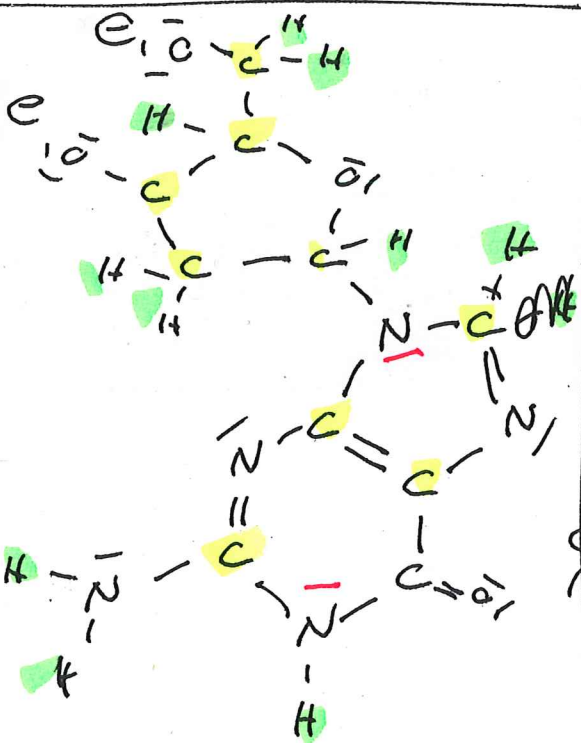
·C·  
·H  
·O·

(B)

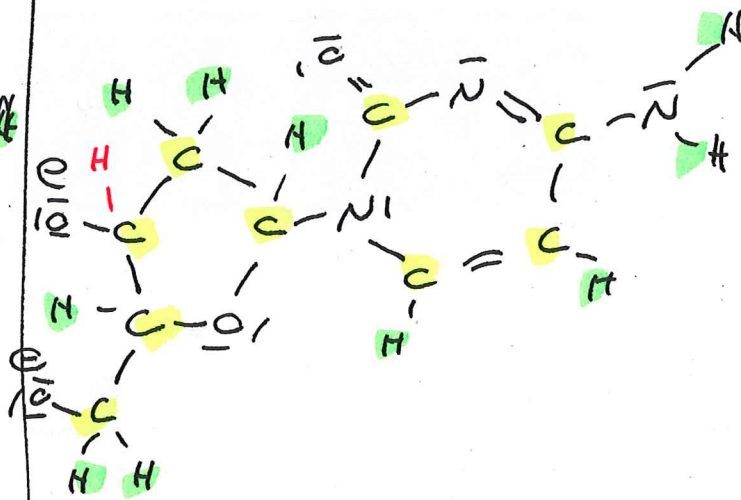


·O·

(C)

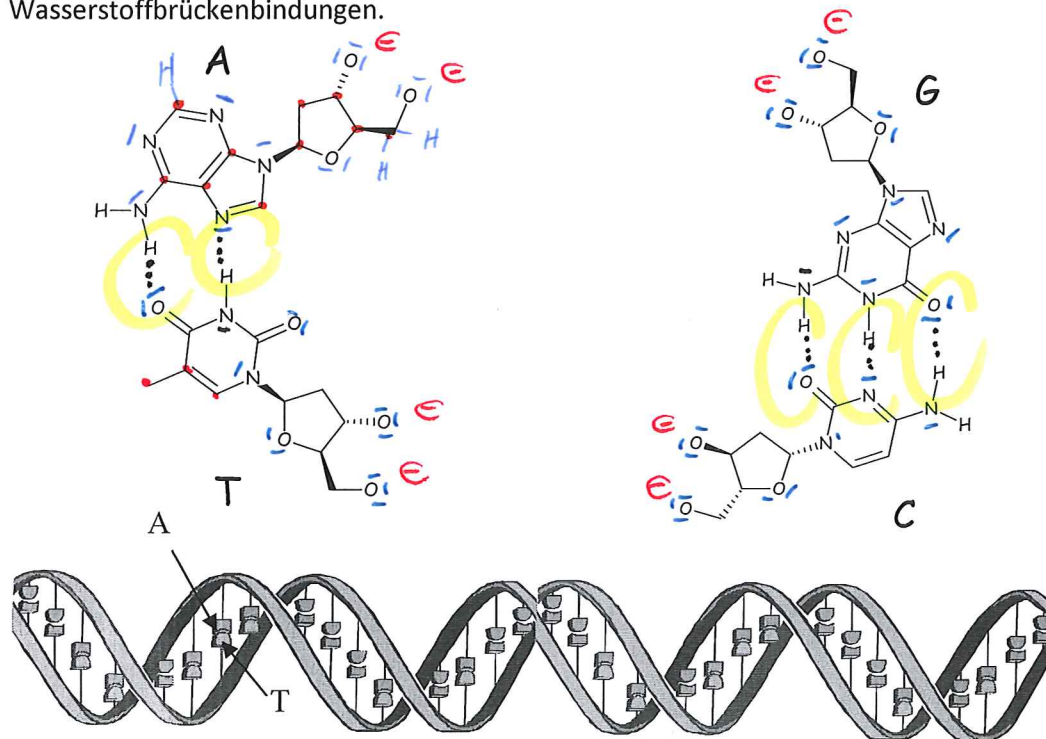


(D)





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.



Definieren Sie den Begriff Gen (HA):

- Abschnitt auf der DNA
- Träger der Erbinformation

**Lernaufgabe:**

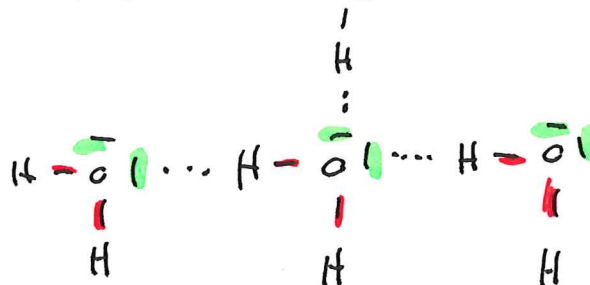
Sie haben in der Physik und auch in der Chemie gelernt, dass sich ein Körper ausdehnt, wenn er erwärmt wird. Die Dichte nimmt also beim Erwärmen ab. Sie wissen aber alle auch, dass Eis auf Wasser schwimmt. Wasser sollte aber die kleinere Dichte haben als Eis! Warum dies nicht so ist, sollen Sie in den nächsten 10 min. selbst herausfinden.

**Auftrag:** - Bearbeiten Sie diese Lernaufgabe (Punkte 1-4) *alleine* während den nächsten 10 Minuten.

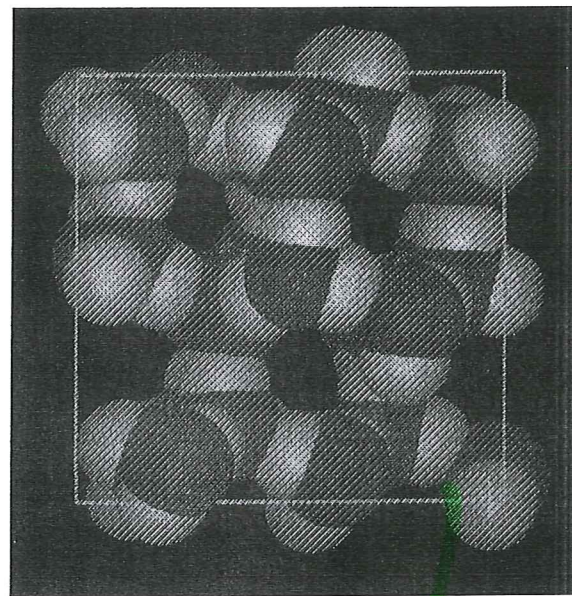
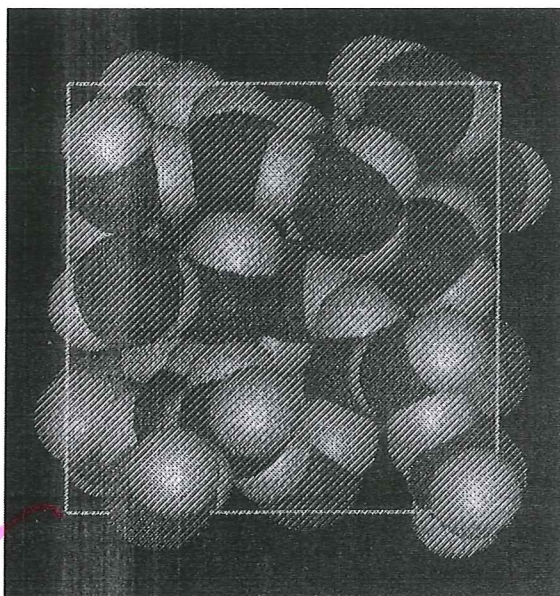
1. Zeichnen Sie die Lewisformel eines Wassermoleküls in die Mitte der Lücke (bei Zeichnung). Markieren Sie dann alle Stellen, an welchen das Molekül H-Brücken (aktive Halbrücke mit roter Farbe; negative Halbrücke mit grüner Farbe) ausbilden kann und zeichnen Sie die dafür fehlenden Wassermoleküle sowie die H-Brücken ein (auf Geometrie achten). Dies ist die Struktur von Eis (kalt, also hohe Ordnung).

*negativ ~ positiv*

**Zeichnung:**



2. Betrachten Sie nun die beiden Bilder unten.



Vergleichen Sie die Bilder mit ihrer Zeichnung. Welches Bild stellt flüssiges Wasser und welches Bild stellt Eis dar? Denken Sie bei Ihren Überlegungen an die Ordnung der Teilchen in einem Festkörper.

**Antwort:**

*fl. Wasser*

*Eis*

3. Welcher Zusammenhang besteht offensichtlich zwischen Wasserstoffbrücken und Eis? Notieren Sie Ihre Antwort in der Form: «Je mehr/weniger ... desto ... ».

Je mehr H-Brücken vorhanden sind,  
desto stärker/größer sind die  
Bindungs-Lücken, Eis-Struktur mehr-  
steinig

4. Begründen Sie in einigen wenigen Sätzen, weshalb das Eis auf flüssigem Wasser schwimmt.

*Tip: Suchen Sie weitere Unterschiede in den beiden Bildern der Aufgabe 3.*

*Die Dichte von Eis ist kleiner als die von Wasser genügt nicht als Antwort.*

*Sie sollen herausfinden, weshalb das so ist!*

Annahme: gleiche Anzahl Moleküle  $H_2O(l) / H_2O(s)$   
 $\rightarrow V(H_2O(s)) > V(H_2O(l))$   
 Dichte  $H_2O(s) < \dots$  Dichte  $H_2O(l)$       Dichte =  $\frac{m}{V}$

Besprechung mit dem Modell.

**Aufgabe:**

Erklären Sie das Phänomen „Schlittschuhlaufen“ mit Hilfe des Modells in 3-4 Sätzen.

**Arbeitsblatt zum Film „Chemie des Wassers“**

1. Frage

Was ist der Unterschied zwischen einer polaren und einer apolaren (unpolaren) Atombindung (kovalente Bindung)?

2. Frage

Warum ist  $\text{BF}_3$  kein Dipol?

3. Frage

Welche zwei Voraussetzungen müssen erfüllt sein, damit ein Dipol vorliegt?

4. Frage

Wie ordnen sich die Wassermoleküle in einem Eiskristall an?  
3 Sätze als Antwort. Die Begriffe Gitter, Hohlräume, 4 H-Brücken und Sechseck müssen verwendet werden.



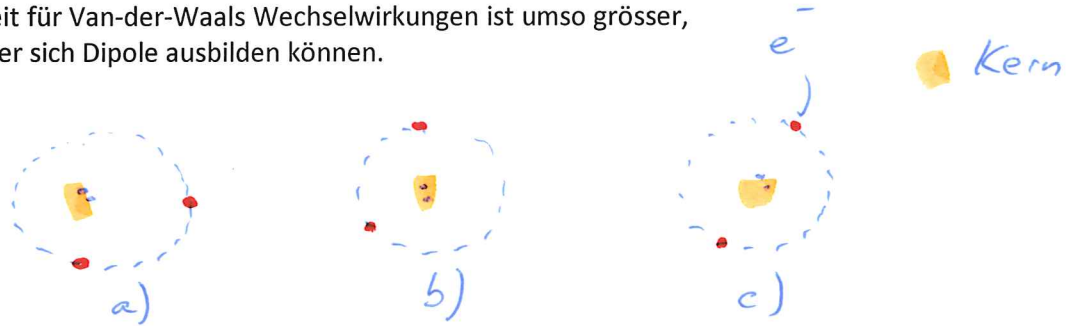
### 7.3 Van-der-Waals-Kräfte

Ein Blick auf die Siedepunkte der Edelgase zeigt einen Anstieg vom He (4.215 K) → Xe (165.03 K). Die Wechselwirkung zwischen den Einzelatomen muss zwangsläufig zunehmen. Dies wird durch die sog. Van-der-Waals Kräfte erklärt, schwache zwischenmolekulare Kräfte, hervorgerufen durch eine zufällige asymmetrische Verteilung der Elektronen in der Hülle. Es entsteht ein schwacher Dipol, der in anderen Atomen auch einen Dipol erzeugt, bzw. induziert. Es handelt sich hier nicht um permanente Dipole, sondern um spontan entstehende und zerfallende Dipole.

He  
Ne  
Ar  
Kr  
Xe

Die Wahrscheinlichkeit für Van-der-Waals Wechselwirkungen ist umso grösser, je leichter und häufiger sich Dipole ausbilden können.

He:  $2p, 2e^-$

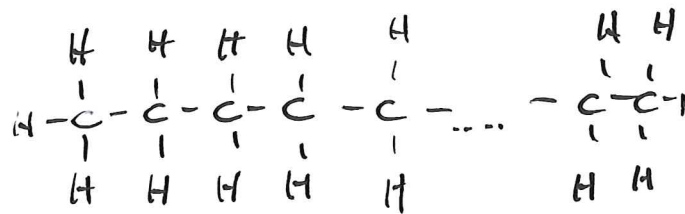
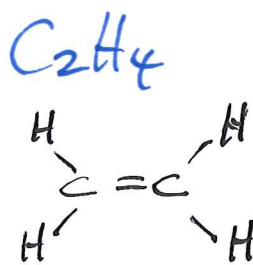
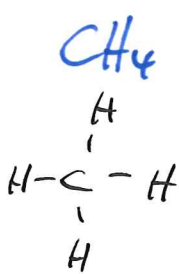


Merke:

Die Stärke der vdW-Kräfte nimmt zu, je mehr Elektronen (alle Elektronen zählen, nicht nur die Valenzelektronen!) ein Molekül/Atom hat und je grösser die Kontaktfläche ist.

Aufgabe:

Welches Molekül hat den höheren Siedepunkt?



$Sdp(CH_4) < Sdp(C_2H_4) < Sdp(C_{20}H_{42})$

$C: 6e^-$   
 $H: 1e^-$   
 $\rightarrow 10e^-$

$C: 6e^-$   
 $H: 1e^-$   
 $\rightarrow 16e^-$



## **7.5 Mischbarkeit von Molekülen**

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

**Experiment:**

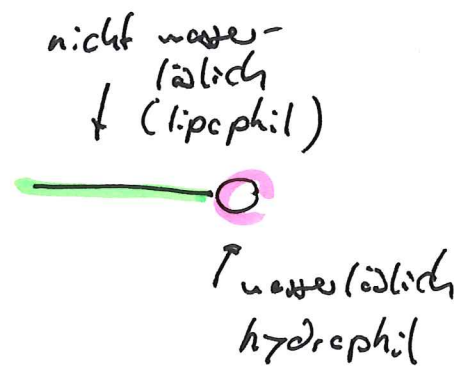
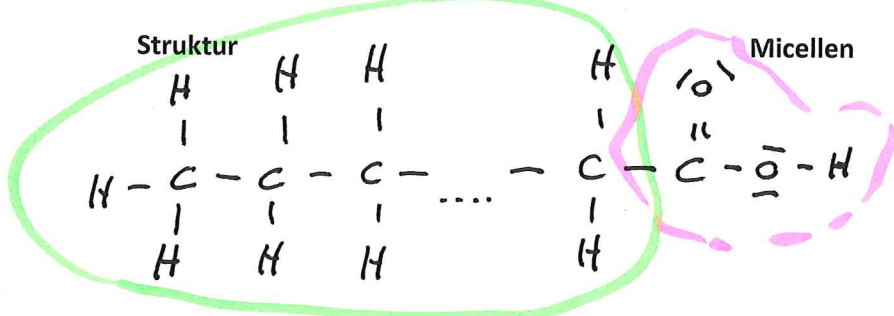
### **7.5.1 Rohöl**

Rohöl, Heizöl oder Autobenzin mischen sich nicht mit Wasser, weil

Da sie eine geringere Dichte als Wasser haben, schwimmen sie also oben auf der Wasseroberfläche. Havarierte Öltanker sind nach wie vor eine Gefahr für die Umwelt. Aber auch Haushaltsöl sollte man nicht in den Abguss giessen, da bei grösseren Mengen Schwierigkeiten in der biologischen Stufe der Kläranlage auftreten können.



7.5.2 Tenside/Seifen (w!) (w!)



Tenside sind Verbindungen, die polare als auch unpolare Strukturmerkmale aufweisen. In heterogenen Systemen besetzen Tenside bevorzugt Grenzflächen, sie sind grenzflächenaktiv. Auf der Wasseroberfläche bilden Tenside monomolekulare Schichten aus. Zwischen den Tensid Teilchen wirken Van der Waals Kräfte. Dadurch wird die Oberflächenspannung des Wassers stark erniedrigt.

Tenside bilden in Wasser kugelförmige Micellen. Die hydrophoben Alkylreste bilden das Innere und die hydrophilen Endgruppen ragen nach aussen ins Wasser. Fetttropfchen und kleine Feststoffpartikel können in diesen Micellen eingeschlossen werden und lösen sich so in Wasser (Waschvorgang).

Merke:

Für das Lösungsverhalten von molekularen Stoffe gilt:

**Gleiches zu Gleichem**

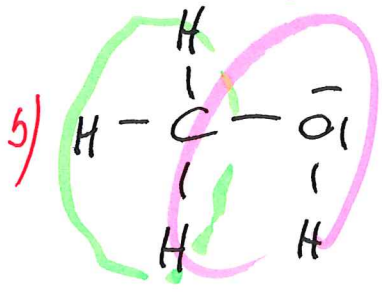
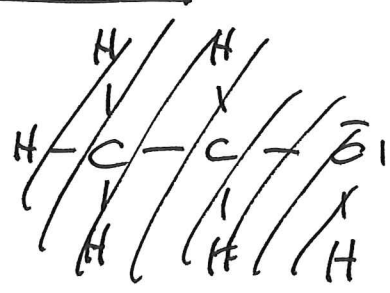
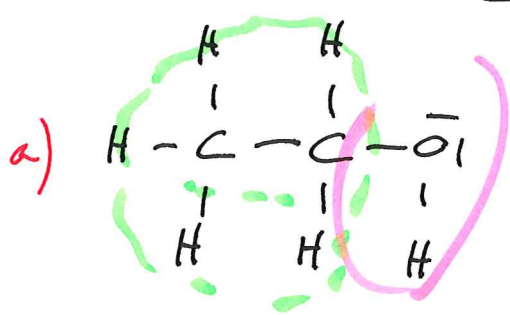
**hydrophob** (wasserabstossend) = **lipophil** (fettliebend): bezeichnet unpolare Stoffe, zwischen deren Teilchen nur VdWK wirken

**hydrophil** (wasserliebend) = **lipophob** (fettabstossend): bezeichnet Stoffe, zwischen deren Teilchen Dipol-Dipol WW und vor allem Wasserstoffbrücken wirken

**Aufgabe:** Hat man zu viel Chili gegessen, so soll man sich den Mund mit Milch spülen oder ein Joghurt essen. Erkläre warum.

**Aufgabe:**

Welcher der beiden Stoffe löst sich besser in Wasser?



a: mehr nicht wasserlösliche  
Anteile (H<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub> vs. H<sub>3</sub>C-)

→ b besser wasserlöslich