

Leitprogramm zum Thema:

Zwischenmolekulare Kräfte

Fach:	Chemie
Institution:	Gymnasium
Voraussetzung der Adressaten:	2. Jahr Chemie, Im Anschluss an die Bindungslehre. Grundlagenfach.
Vorkenntnisse:	Konzept der Kovalenzbindung ist bekannt. Die Struktur von Molekülen kann mit Hilfe eines geeigneten Modells (z.B. EPA-Modell) bestimmt werden. Partialladungen können mit Hilfe der Elektronegativität zugeordnet werden.
Bearbeitungsdauer:	6-8 L
Autor:	Dr. Jann A. Frey Matrikel-Nummer. 97-102-255
Adresse:	D-CHAB Labor für Organische Chemie, ETH-Hönggerberg, Wolfgang-Pauli-Strasse. 10 HCI G213 8093 Zürich
Email-Adresse:	frey@org.chem.ethz.ch
Betreuer:	Dr. Rocco Ciorciaro
Schulerprobt:	Ja

Fassung vom September 2012

Einleitung

Inhalt dieses Leitprogramms

Eine grosse Zahl wichtiger Stoffe in unserem Alltagsleben haben als kleinste Teilchen Moleküle. Manche dieser Stoffe sind bei Raumtemperatur gasförmig wie etwa Sauerstoff oder Campinggas andere liegen als Festkörper vor, wie zum Beispiel Gummi, Mehl oder Zucker, oder aber sie sind flüssig wie Wasser oder Alkohol. Die charakteristischen Eigenschaften von Stoffen werden durch ihre kleinsten Teilchen bestimmt. Ob ein Stoff bei Raumtemperatur als Feststoff, Flüssigkeit oder Gas vorliegt, wird durch die spezifischen Eigenschaften seiner Moleküle bestimmt. In diesem Leitprogramm werden Sie lernen, durch die Betrachtung der Molekülstrukturen Aussagen über die Schmelz- und Siedepunkte der entsprechenden Reinstoffe zu machen. Dazu werden Sie lernen, die Grösse der Kräfte, die zwischen einzelnen Molekülen herrschen – also die **Zwischenmolekularen Kräfte** – abzuschätzen. In Kapitel 1 bis 3 dieses Leitprogramm werden Sie die verschiedenen Arten von Kräften kennen lernen, die sich zwischen Molekülen ausbilden können.

Aber nicht nur physikalische Eigenschaften wie die Schmelz- und Siedetemperaturen von Reinstoffen lassen sich mit Hilfe der zwischenmolekularen Kräfte erklären. Wenn Sie die Prinzipien dieser Kräfte einmal verstanden haben, werden Sie auch Aussagen über die Mischbarkeit von Flüssigkeiten machen können. Für die Planung von chemischen Reaktionen ist diese Frage oftmals von entscheidender Bedeutung. Aber nicht nur: auch in Ihrem Alltag treffen Sie immer wieder auf Phänomene, die mit der Mischbarkeit von Lösungen zu tun haben. Ist Ihnen auf Parkplätzen schon einmal ein schillernder Ölfilm, der auf Regenpfützen schwimmt, aufgefallen? Oder haben Sie beim Anrühren einer Salatsauce auch schon vergeblich versucht, aus Essig und Öl eine homogene Mischung herzustellen? Gewisse Flüssigkeiten lassen sich also offenbar nicht miteinander vermischen und bilden Emulsionen oder mehrphasige Gemische. Warum dies so ist erfahren Sie in Kapitel 4.

Warum kann ein Gecko an der Decke gehen? Wie funktioniert denn eigentlich ein Klebstoff? Was geschieht in unserer Nase, wenn wir Düfte riechen? Weshalb ist unser Erbgut zu einer Wendeltreppe aufgewickelt? Bei all diesen Fragen spielen Zwischenmolekulare Kräfte eine entscheidende Rolle. Im Additum in Kapitel 5 können Sie sich nach ihrem Geschmack auf Entdeckungsreise begeben und diesen Fragen nachspüren.

Vorwissen, das Sie schon mitbringen

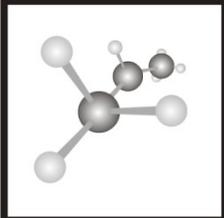
Um die Zwischenmolekularen Kräfte verstehen zu können, müssen Sie nicht ganz bei Null beginnen. Wesentliche Kenntnisse und Fertigkeiten dazu haben Sie in Ihrem bisherigen Chemieunterricht bereits erworben. An folgendes Vorwissen können Sie bei der Bearbeitung dieses Leitprogramms anknüpfen:

- Sie kennen das Coulomb-Gesetz und wissen, dass sich Ladungen mit gleichem Vorzeichen abstossen und Ladungen mit unterschiedlichen Vorzeichen anziehen.
- Sie wissen bereits, nach welchen Regeln einzelne Atome Bindungen eingehen und sich zu *Molekülen* zusammenfügen.
- Mit Hilfe des Elektronenpaar-Abstossungsmodells können Sie die *räumliche Struktur* dieser Moleküle bestimmen.
- Mit Hilfe der Elektronegativität können Sie polare Bindungen erkennen und den einzelnen Atomsorten im Molekül *Partialladungen* zuweisen.

Arbeiten mit dem Leitprogramm

In diesem Leitprogramm werden Ihnen Texte und Experimente geboten, die Ihnen helfen sollen, die Prinzipien der Zwischenmolekularen Kräfte zu verstehen und anwenden zu lernen. Sie bestimmen das Tempo der Durchführung des Leitprogramms im Grossen und Ganzen selber. Wenn Sie denken, die Themen eines Kapitels begriffen zu haben, melden Sie sich bei Ihrer Lehrkraft. Diese wird Ihnen mit Hilfe einiger Fragen eine Rückmeldung geben, ob Sie die Lernziele tatsächlich erreicht haben. Wenden Sie sich erst dem nächsten Kapitel zu wenn Sie die Lernziele des vorangehenden erreicht haben. Natürlich wird es organisatorische Rahmenbedingungen geben, die ein oberes Zeitlimit für die Bearbeitung dieses Leitprogramms setzen. Ihre Lehrkraft wird Sie über diesen Rahmen informieren.

Einige Symbole werden Ihnen helfen, sich im Leitprogramm zu orientieren:

	<p>Übungsfragen</p> <p>Nach jedem Abschnitt erlauben Ihnen einige Übungsfragen, das eben Gelernte anzuwenden. Arbeiten Sie diese Fragen sorgfältig und vollständig durch. Wenn die Lösung nicht auf Anhieb gelingt, lesen Sie den entsprechenden Abschnitt noch einmal sorgfältig durch. Wenn Sie immer noch das Gefühl haben, mit der Frage nicht zu Rande zu kommen, wenden Sie sich an Ihre Lehrperson.</p>
	<p>Experimente</p> <p>Die Experimente führen Sie am besten in Zweiergruppen durch. Suchen Sie sich eine Mitschülerin oder einen Mitschüler, die oder der in der Bearbeitung des Leitprogramms gleich weit ist wie Sie. Erkundigen Sie sich bei Ihrer Lehrkraft, wo die Materialien dafür bereitstehen und wo im Schulzimmer die entsprechenden Arbeiten vorgesehen sind.</p>
	<p>Arbeiten mit dem Molekülbaukasten</p> <p>Sie werden im Verlaufe dieses Leitprogramms zahlreiche Moleküle kennen lernen und ihre Strukturen auf gewisse Eigenschaften hin untersuchen. Dies geht zumeist leichter, wenn Sie ein Modell des entsprechenden Moleküls in Händen halten.</p>
	<p>Kontrollfragen</p> <p>Zum Ende jedes Kapitels werden Ihnen ein paar Kontrollfragen gestellt. Mit deren Hilfe können Sie überprüfen, ob Sie den Stoff des Kapitels schon genügend beherrschen, um sich zum Kapitelendtest zu melden.</p> <p>Die Lösungen zu den Kontroll- wie auch der Übungsfragen finden Sie am Ende jedes Kapitels.</p>

In diesem Kapitel ...

- ... lernen Sie, dass zwischenmolekulare Kräfte die Schmelz- und Siedetemperatur von Stoffen bestimmen.
- ... lernen Sie, was Dipole sind und wie durch sie elektrostatische Kräfte zwischen einzelnen Molekülen ausgebildet werden können.
- ... üben Sie, Dipole an Hand von Molekülgeometrien zu erkennen.

1. Dipol/Dipol Wechselwirkungen

1.1. Der Übergang von der Flüssig- in die Gasphase

Eine Stoffprobe nimmt in der Gasphase ein Vielfaches des Raumes als in der Flüssigphase ein. So erhalten Sie zum Beispiel beim Verdampfen von 1 Liter Wasser ca. 1'700 Liter Wasserdampf. Der Abstand zwischen den Wasser-Molekülen wird beim Verdampfen des Stoffes daher massiv vergrößert. Um das Wasser zu verdampfen, müssen wir Energie in Form von Wärme zuführen.

Es muss also Energie aufgewendet werden, um die Distanz zwischen den Molekülen zu vergrößern. Die Moleküle selber bleiben beim Verdampfen aber intakt – die Bindungen zwischen den einzelnen Atomen werden also nicht aufgetrennt. Daraus folgt, dass die zugeführte Energie benötigt wird, um Anziehungskräfte zwischen den einzelnen Molekülen zu überwinden. Diese Kräfte nennen wir **Zwischenmolekulare Kräfte**¹. Je grösser die Zwischenmolekularen Kräfte sind, desto mehr Energie in Form von Wärme muss aufgewendet werden, um die kleinsten Teilchen einer Flüssigkeit auseinander zu reissen und in die Gasphase über zu führen.

Moleküle von Stoffen mit hohen Siedetemperaturen üben also stärkere zwischenmolekulare Kräfte untereinander aus als solche von Stoffen mit niedrigen Siedepunkten.

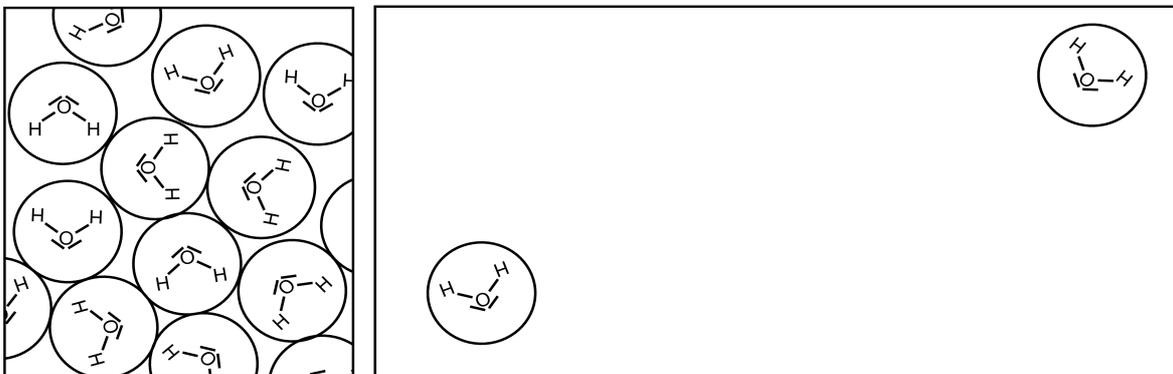


Abbildung 1: Modelldarstellung von Wassermolekülen in der Flüssigphase (links) und in der Gasphase (rechts). Die Molekülstruktur ist in beiden Phasen unverändert – die mittlere Distanz zwischen zwei Molekülen vergrößert sich jedoch drastisch.

1.2. Coulombwechselwirkungen als Ursache zwischenmolekularer Kräfte

Grundsätzlich werden drei verschiedene Arten von Zwischenmolekularen Kräften unterschieden: Die **Dipol/Dipol-Wechselwirkung**, die **Van-der-Waals-Kräfte** und die **Wasserstoffbrücken**. Manche Moleküle üben untereinander nur einen Typ dieser Anziehungskräfte aus. Es können aber auch zwei oder gar alle drei Kräfte gleichzeitig wirksam sein.

Auch wenn es deutliche Unterschiede zwischen den drei Typen Zwischenmolekularer Kräfte gibt, beruhen sie alle auf dem Prinzip der **elektrostatischen Anziehung**. Also auf dem

¹ Nicht zu verwechseln mit der Elektronenpaarbindung, die die einzelnen Atome im Molekül zusammenhält.

Prinzip, dass sich negative und positive Ladungen gegenseitig anziehen. Diese Art der Anziehung haben Sie als **Coulomb-Gesetz** bereits kennen gelernt. So wird zum Beispiel der Zusammenhalt von Kationen und Anionen in einem Salzgitter (auch Ionengitter genannt) mit Hilfe dieser Kräfte erklärt. Moleküle sind jedoch als ganzes **elektrisch neutrale Atomverbände**. Eine abwechselnde Anordnung von positiv und negativ geladenen Teilchen, wie wir es in den Salzgittern finden, können Moleküle also nicht ausbilden.

Ist es denn überhaupt möglich, dass elektrostatische Kräfte zwischen Teilchen wirken, die als ganzes elektrisch neutral sind? Das werden Sie im folgenden Experiment selber abklären.



Experiment 1.1: Einfluss von elektrostatischen Kräften auf molekulare Flüssigkeiten

Material:

- 1 Bürette gefüllt mit Heptan
- 1 Bürette gefüllt mit Aceton
- 1 Glasstab
- 1 Seidentuch
- 2 x 500 ml Bechergläser als Auffangbehälter

Sicherheit:

Befolgen Sie die im Schulzimmer herrschenden Sicherheitsregeln.

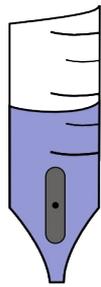
Durchführung:

1. Reiben Sie den Glasstab einige Male kräftig mit dem Seidentuch, bis dieser positiv elektrostatisch aufgeladen ist. Sie können die Ladung des Stabes überprüfen, indem sie versuchen, mit dem Stab kleine Papierschnipsel vom Tisch hochzuheben.
2. Öffnen Sie die nun eine der Büretten soweit, dass ein feiner, jedochkontinuierlicher Flüssigkeitsstrom in das Becherglas fließt.
3. Bringen Sie nun den Glasstab in die Nähe des Flüssigkeitsstroms. Beobachten Sie allfällige Veränderungen im Fließverhalten. Wiederholen Sie das gleiche Experiment mit der Flüssigkeit in der anderen Bürette. Notieren Sie ihre Beobachtungen im Schema auf der nächsten Seite.
4. Giessen Sie die Lösungen am Ende des Experiments aus den Bechergläsern zurück in die Büretten.
5. Räumen Sie den Arbeitsplatz ein bisschen besser auf, als Sie ihn angetroffen haben.

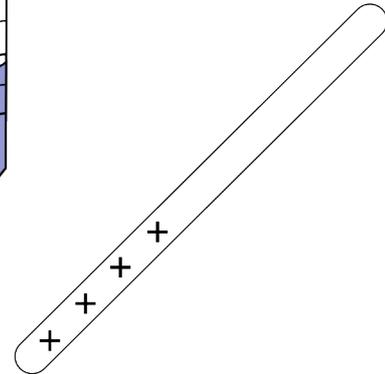
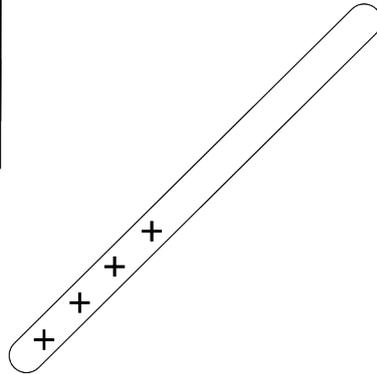
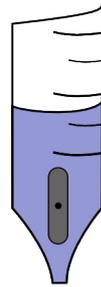
Auswertung:

Zeichne den Verlauf der Flüssigkeitsstrahlen in Anwesenheit des geladenen Glasstabes in die nachfolgenden Schemata ein.

a) Aceton



b) Heptan



Übungsfrage 1.1

Welche der beiden Flüssigkeiten wird durch den elektrostatisch geladenen Stab beeinflusst? Wie beeinflusst der Stab das Fließverhalten?

Obwohl die Moleküle als Ganzes elektrisch neutral sind, lassen sich gewisse offenbar trotzdem von elektrisch geladenen Körpern ablenken. Dies kann nur mit einer **ungleichmässigen Verteilung der Elektronen** um die Atomkerne in diesen Molekülen erklärt werden: Stellen wir uns ein Molekül vor, das an einem seiner Enden eine grössere Elektronendichte aufweist als am anderen. Am einen Ende wird das Molekül also negativ geladen sein, am anderen positiv. Die beiden Ladungsschwerpunkte dieses Moleküls kann man sich nun wie die beiden Pole eines Stabmagneten vorstellen. Daher werden solche Moleküle auch **Dipolmoleküle** (di- *griechisch*: zwei) oder **polare Moleküle** genannt.

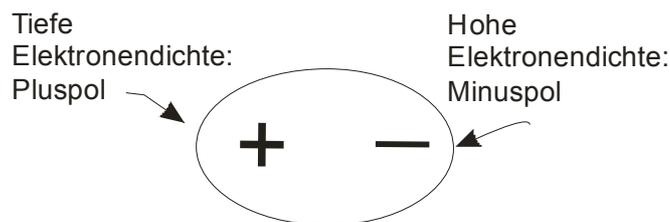


Abbildung 2: Modelldarstellung eines Dipolmoleküls. Das elektrisch neutrale Molekül weist eine asymmetrische Verteilung der Elektronendichte auf.

Wird nun der positiv geladene Glasstab in die Nähe eines Dipols gebracht, zieht er die negativen Enden an während sich die positiven Enden wegdrehen. In dieser Vorstellung kann das Bürettenexperiment also wie in Abbildung 3 dargestellt werden.

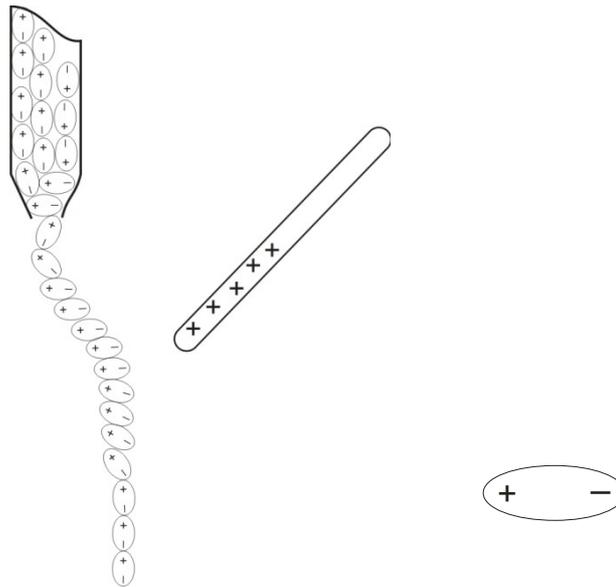


Abbildung 3: Schematische und grob vereinfachte Darstellung der Ausrichtung von Dipolen gegenüber einem elektrostatischen Feld.



Übungsfrage 1.2

Welche vereinfachenden Annahmen wurden in Abbildung 3 vorgenommen?

Aceton ist also gemäss dem experimentellen Befund ein **permanenter Dipol** oder ein **Dipolmolekül**. In der Flüssigphase können sich die Acetonmoleküle so anordnen, dass die negativen und positiven Ladungsenden möglichst nahe beieinander zu liegen kommen und sich so möglichst grosse Coulomb-Kräfte ausbilden können. Diese Kräfte müssen aufgebrochen werden, wenn Aceton verdampft werden soll.



Heptan hingegen ist kein permanenter Dipol. Solche Moleküle werden auch als **apolar** bezeichnet.

Die Dipol/Dipol-Wechselwirkung zwischen Molekülen können Bindungsenergien zwischen 0 und 5 kJ/mol ausmachen. Sie sind somit also rund hundertmal schwächer als typische kovalente Bindungen.

1.3. Wie erkennt man Dipole an ihrer Molekülstruktur?

Sie haben in Experiment 1.1 eine Methode kennengelernt, um Dipolmoleküle experimentell nachzuweisen. Dipolmoleküle können aber auch an der Struktur ihrer Moleküle erkannt werden. Wie man dabei vorgeht, werden wir nun Schritt für Schritt betrachten.

Wir beginnen mit zwei ganz einfachen Molekülen: Chlorwasserstoff (HCl) und Wasserstoff (H₂). Beides sind zweiatomige Moleküle und daher von linearer Struktur. Das Chlor im Chlorwasserstoff hat eine grössere Elektronegativität als das Wasserstoff-Atom. Daher trägt das Chlor-Atom eine negative Partiaalladung δ^- . Entsprechend sitzt auf dem Wasserstoffatom eine positive Partiaalladung δ^+ . In diesem Molekül können wir also ein positiv geladenes und

Leitprogramm Zwischenmolekulare Kräfte

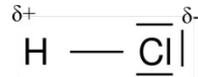
ein negativ geladenes Ende identifizieren. Chlorwasserstoff ist somit ein **permanenter Dipol** und somit ein **Dipolmolekül**.

Im Wasserstoffmolekül haben die beiden Wasserstoff-Atome dieselbe Elektronegativität: Das Molekül weist somit keine Partialladungen auf – es ist **apolar**. Entsprechend weist Chlorwasserstoff mit -58 °C einen deutlich höheren Siedepunkt auf als Wasserstoff, der einen Siedepunkt von -253 °C aufweist.



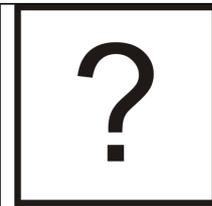
Kein Dipol: apolares Molekül

Siedepunkt: -253 °C



Dipol: polares Molekül

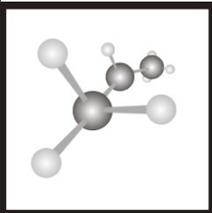
Siedepunkt: -58 °C



Übungsfrage 1.3

Welche der folgenden zweiatomigen Moleküle sind Dipolmoleküle?

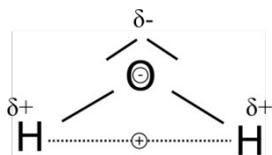
H_2 , HF , Cl_2 , HI , IBr , FCl , I_2



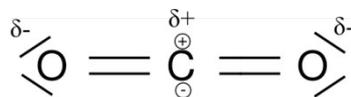
Als nächstes vergleichen wir die beiden dreiatomigen Moleküle Wasser (H_2O) und Kohlendioxid (CO_2). Auf Grund der Elektronenpaar-Abstossung weist das Wassermolekül eine gewinkelte Struktur auf, während das Kohlendioxidmolekül linear ist. In beiden Molekülen trägt das Sauerstoffatom eine negative Partialladung, während die Wasserstoffatome, respektive der Kohlenstoff, partiell positiv geladen sind.

Da in diesen Molekülen nun jeweils zwei Partialladungen mit gleichem Vorzeichen vorhanden sind, muss zuerst der **Ladungsschwerpunkt** zwischen diesen beiden Partialladungen ermittelt werden. Sofern die beiden Partialladungen gleich gross sind, liegt dieser in der Mitte ihrer Verbindungsgerade. Im Falle des Kohlenstoffdioxidmoleküls kommt der Schwerpunkt der negativen Partialladungen so genau auf das Kohlenstoffatom zu liegen. Die Partialladungen $\delta+$ und $\delta-$ fallen also zusammen und heben sich auf. Das lineare Kohlenstoffdioxidmolekül ist somit kein Dipol.

Beim gewinkelten Wassermolekül fallen die Ladungsschwerpunkte nicht aufeinander. Dieses Molekül ist somit ein Dipol.

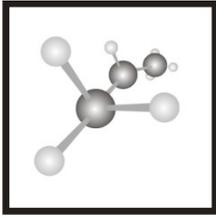


Dipol: Dipolmolekül



Kein Dipol: apolares Molekül

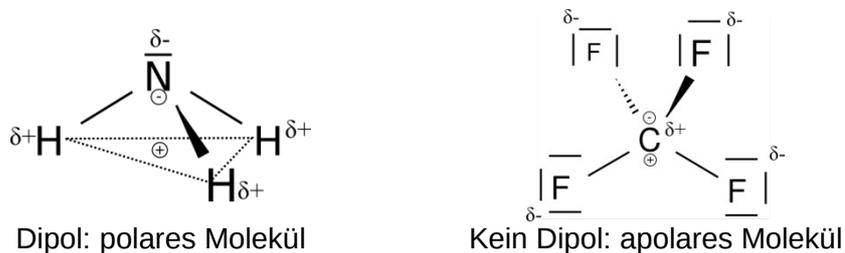
Durch das Ermitteln der Ladungsschwerpunkte können beliebig grosse Moleküle auf ihre Dipoleigenschaften hin untersucht werden. Sofern der positive und der negative Ladungsschwerpunkt eines Moleküls nicht zusammen fallen, handelt es sich um einen Dipol. Wenden wir das Verfahren auf die beiden Moleküle Ammoniak (NH_3) und Tetrafluorkohlenstoff (CF_4) an:



Zuerst muss wieder die räumliche Struktur der beiden untersuchten Moleküle ermittelt werden: Ammoniak zeigt eine *pyramidale* Struktur, während die Wasserstoffatome im Tetrafluorkohlenstoff *tetraedrisch* um das zentrale Kohlenstoffatom angeordnet sind. Nun bestimmen wir die Partialladungen auf den einzelnen Atomen mit Hilfe der Elektronegativitäten.

Das Stickstoffatom im Ammoniakmolekül trägt eine negative Partialladung, während die drei Wasserstoffatome je partiell positiv geladen sind.

Die einzige negative Partialladung des Ammoniakmoleküls ist auf dem Stickstoffatom zentriert – dies entspricht also zugleich dem negativen Ladungsschwerpunkt. Wenn drei gleiche Partialladungen vorhanden sind, ist der Ladungsschwerpunkt gleich dem Schwerpunkt des Dreiecks, das durch die drei Partialladungen aufgespannt wird.² Der positive Ladungsschwerpunkt liegt somit gerade unterhalb des Stickstoffatoms in der Ebene, die von den drei Wasserstoffatomen aufgespannt wird. Die beiden Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen – **Ammoniak ist also ein permanenter Dipol.**



Die einzige positive Partialladung des Tetrafluorkohlenstoff Moleküls trägt das zentrale Kohlenstoffatom. Der positive Ladungsschwerpunkt kommt also im Zentrum des Tetraeders zu liegen. Der Ladungsschwerpunkt der vier negativen Partialladungen der Fluoratome liegt im Schwerpunkt des Körpers, den sie aufspannen. Der positive Schwerpunkt fällt also ins Zentrum des Tetraeders³ und damit mit dem negativen Ladungsschwerpunkt zusammen. Die beiden Ladungsschwerpunkte heben sich auf – **Tetrafluorkohlenstoff ist kein Dipol.**

?

Übungsfrage 1.4

Ordnen Sie die folgenden Siedepunkte den beiden Stoffen Methan und Ammoniak zu.

a) -33 °C

b) -128 °C

Übungsfrage 1.5

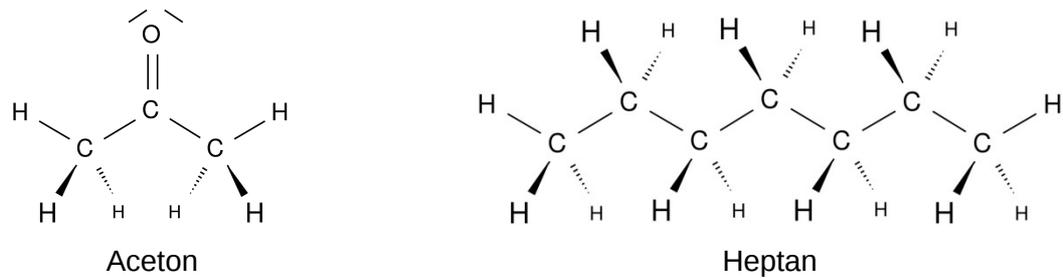
Bauen Sie das Molekül CF₂Cl₂ mit dem Modellbaukasten. Fallen in diesem Molekül die Ladungsschwerpunkte zusammen (= ist es ein polares Molekül)?

1.4. Zurück zu Aceton und Heptan

Gemäss ihrem Experiment ist also Aceton ein permanenter Dipol, während Heptan kein Dipol ist. Mit dem eben Gelernten, können Sie dies nun auch mit einem Blick auf die Strukturformeln bestätigen:

²Sie können auch zuerst den Mittelpunkt zweier Partialladungen bestimmen und anschliessend in einem weiteren Schritt den Mittelpunkt zwischen diesem und der dritten Partialladung ermitteln – das Resultat ist dasselbe.

³Auch hier können sie schrittweise vorgehen und zuerst die Mittelpunkte zwischen je zwei beliebigen Fluoratomen bestimmen. Der Schwerpunkt der beiden resultierenden Mittelpunkte fällt mit dem Schwerpunkt des Tetraeders zusammen.



Heutzutage ist es auch möglich, die Elektronenverteilung in kleineren Molekülen zu berechnen und daraus die Partialladungen von Molekülen grafisch darzustellen. In Abbildung 4 werden solche Grafiken für das Aceton und für Heptan gezeigt. Rot weist dabei auf eine negative Partialladung δ^- hin, während blau positive Partialladungen δ^+ anzeigt. Die Rechnungen bestätigen die gemachten Experimente und Abschätzungen: Aceton ist ein permanenter Dipol, Heptan nicht.

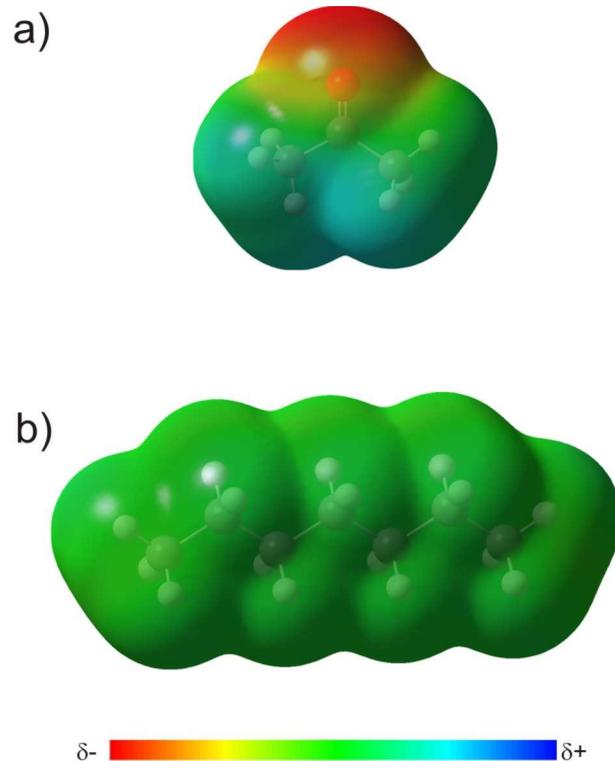


Abbildung 4: Grafische Darstellung des Elektrostatischen Potentials ("Partialladungen") von a) Aceton und b) Heptan.

Acetonmoleküle können somit untereinander Dipol/Dipol-Wechselwirkungen ausbilden, Heptan nicht. Da die Grösse der Zwischenmolekularen Kräfte den Siedepunkt von Flüssigkeiten bestimmt, schliessen wir also: Aceton siedet höher als Heptan. **Ein Blick in ein Tabellenwerk zeigt uns aber:**

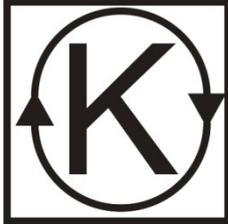
- Siedepunkt für Aceton: 56 °C
- Siedepunkt für Heptan: 98 °C

Offenbar reicht eine Beurteilung der Dipol/Dipol-Wechselwirkung nicht, um den Siedepunkt dieser beiden Flüssigkeiten richtig abzuschätzen! Hierzu ist die Betrachtung einer weiteren Art von Zwischenmolekularen Kräften nötig: die van-der-Waals-Kräfte. Diese lernen sie im nächsten Kapitel kennen – doch zuvor müssen Sie noch den Kapitelendtest ablegen. Bereiten Sie sich mit Hilfe der Kontrollfragen darauf vor.

Kontrollfragen

Damit sind Sie am Ende des ersten Kapitels angelangt. Beantworten Sie folgende Fragen, bevor Sie sich zum Kapitelendtest anmelden. Falls Sie Schwierigkeiten beim Bearbeiten der Fragen haben, lesen Sie den entsprechenden Abschnitt im Leitprogramm noch einmal sorgfältig durch. Lösen Sie alle Fragen, bevor Sie in den Lösungen nachschauen.

Wenn Sie – ohne Hilfe des Skripts – weniger als zwei Fehler machen, sind Sie bereit für den Kapitelendtest.



Übungsfrage 1.6

Welche der folgenden Aussagen sind nicht richtig? Korrigieren Sie wo nötig.

- a) Beim Verdampfen von Stoffen werden die Elektronenpaar-Bindungen zwischen den einzelnen Atome eines Moleküls aufgebrochen.
- b) Permanente Dipole sind geladene Moleküle.
- c) Je grösser die Zwischenmolekularen Kräfte zwischen seinen kleinsten Teilchen ist, desto höher liegt der Siedepunkt eines Stoffes.
- d) Es gibt drei Arten von Zwischenmolekularen Kräften: Dipol/Dipol-Wechselwirkungen, van-der-Waals-Kräfte und Wasserstoffbrücken.
- e) Stoffe, deren Moleküle Dipole sind, haben immer einen höheren Siedepunkt als Stoffe mit apolaren Molekülen

Übungsfrage 1.7

Welche der folgenden Moleküle sind permanente Dipole:

- a) HCN b) CH₂O c) CCl₄ d) HI e) NOCl

Übungsfrage 1.8

Erklären Sie, wieso man annehmen muss, dass die Moleküle untereinander Kräfte aufeinander ausüben.

Übungsaufgabe 1.9

Benennen Sie die drei Arten der Zwischenmolekularen Kräfte.

Lösungen

- 1.1 Der Flüssigkeitsstrahl von Aceton wird vom positiv geladenen Glasstab abgestossen. Der Flüssigkeitsstrahl von Heptan lässt sich durch den Glasstab nicht ablenken.
- 1.2 Die Moleküle werden als Ovale dargestellt. Es wird angenommen, dass der Flüssigkeitsstrahl nur aus einer Reihe Moleküle besteht, in Wahrheit sind natürlich viele tausend Moleküle nebeneinander angeordnet. Wahrscheinlich haben Sie noch weitere Punkte gefunden.
- 1.3 HF, HI, (IBr: $\Delta EN < 0.5$, daher nur sehr schwach polar) , FCl,
- 1.4 Ammoniak: -33 °C ; Tetrafluorkohlenstoff: -128 °C
- 1.5 Die Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen, da Fluor eine grössere Elektronegativität hat als Chlor. Das Molekül ist ein permanenter Dipol.
- 1.6 a) „Beim Verdampfen von Stoffen werden die kovalenten Bindungen von Molekülen **nicht** aufgebrochen.“ Oder: „Beim Verdampfen von Stoffen werden die **Zwischenmolekularen Kräfte zwischen den einzelnen Molekülen** aufgebrochen.“
- b) „Permanente Dipole sind **elektrisch neutrale Moleküle** mit **ungleichmässiger Verteilung** der Elektronen.“
- c) korrekt
- d) korrekt
- e) „Stoffe, deren Moleküle permanente Dipole sind, haben **nicht immer** einen höheren Siedepunkt als Stoffe mit apolaren Molekülen“ (Beispiel Aceton, Heptan)
- 1.7 a) Dipol b) Dipol c) kein Dipol d) Dipol e) Dipol
- 1.8 Um einen Stoff zu verdampfen muss ihm Energie in Form von Wärme zugeführt werden. In der Gasphase haben die kleinsten Teilchen einen viel grösseren mittleren Abstand als in der Flüssigphase. Zum dritten wird die molekulare Struktur bei einem Phasenübergang nicht verändert – das heisst, es werden keine kovalenten Bindungen gebrochen. Daraus folgt, dass die zugeführte Energie aufgewendet wird, um die einzelnen Moleküle auseinanderzubringen. Die Teilchen werden also offenbar von einer Kraft zusammengehalten.
- 1.9 Dipol/Dipol-Wechselwirkungen, van-der-Waals-Kräfte und Wasserstoffbrücken.

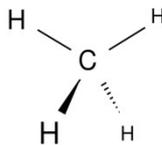
In diesem Kapitel ...

- ... erfahren Sie, weshalb auch Moleküle, die keine Dipole sind, elektrostatische Kräfte untereinander ausüben können.
- ... lernen Sie die van-der-Waals-Kräfte als weitere Zwischenmolekulare Kraft kennen.
- ... lernen Sie die Grösse dieser Kräfte auf Grund der Struktur von Molekülen abzuschätzen.

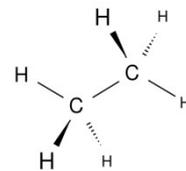
2. Van-der-Waals-Kräfte

2.1. Schmelz- und Siedepunkte von Alkanen

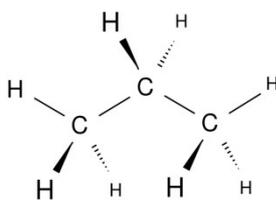
Lineare Alkane sind eine Klasse von Molekülen, die nur aus Kohlenstoff und Wasserstoffatomen bestehen. Die Strukturformeln der ersten zehn Vertreter dieser Klasse sind die folgenden:



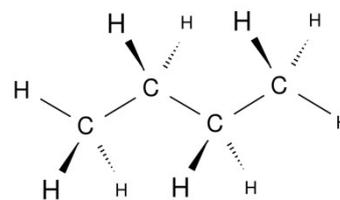
Methan



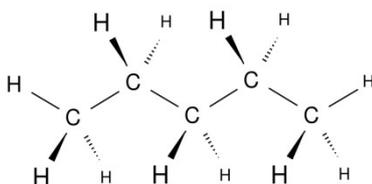
Ethan



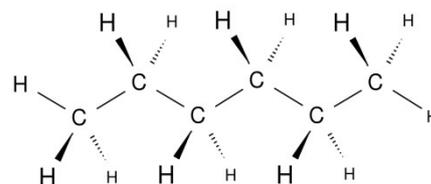
Propan



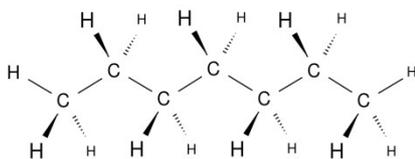
Butan



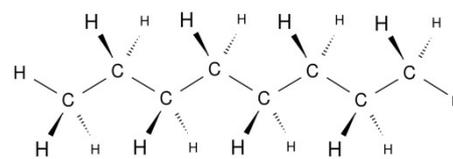
Pentan



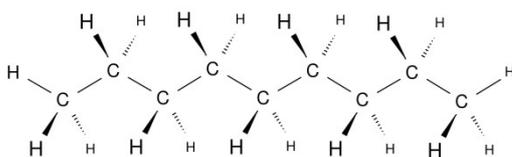
Hexan



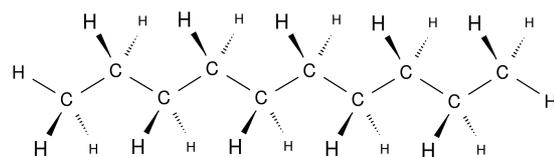
Heptan



Octan



Nonan



Decan

Die Summenformel der Alkane geht aus der allgemeinen Gleichung C_nH_{2n+2} hervor. Die Namen der Alkane leiten sich ab Pentan von den griechischen Zahlwörter ab. Dabei wird die Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül gezählt. (Penta = 5, somit $n = 5$, was zur

Summenformel C_5H_{10+2} . Nach den Regeln, die Sie im letzten Kapitel gelernt haben, sind diese Moleküle keine Dipolmoleküle. Heptan haben Sie in Experiment 1.1. schon kennen gelernt und experimentell gezeigt, dass eine elektrostatische Beeinflussung des Heptanstrahls tatsächlich nicht möglich ist. Wären Dipol/Dipol-Wechselwirkungen die einzigen Zwischenmolekularen Kräfte, würden wir für diese Moleküle Siedetemperaturen nahe dem absoluten Nullpunktes erwarten. Wir haben aber gesehen, dass Heptan einen Siedepunkt von 98 °C hat – sogar noch höher als Aceton, das ein Dipolmolekül ist. Offenbar wirkt bei den Alkanen also eine andere Art der Zwischenmolekularen Kräfte: die **van-der-Waals-Kraft** (Häufig mit vdW-Kraft abgekürzt).

Um mehr über die van-der-Waals-Kräfte zu erfahren, sehen Sie sich zuerst die Schmelz- und Siedepunkte der Alkane in Abbildung 5 an und beantworten Sie anschliessend die dazugehörigen Übungsaufgaben.

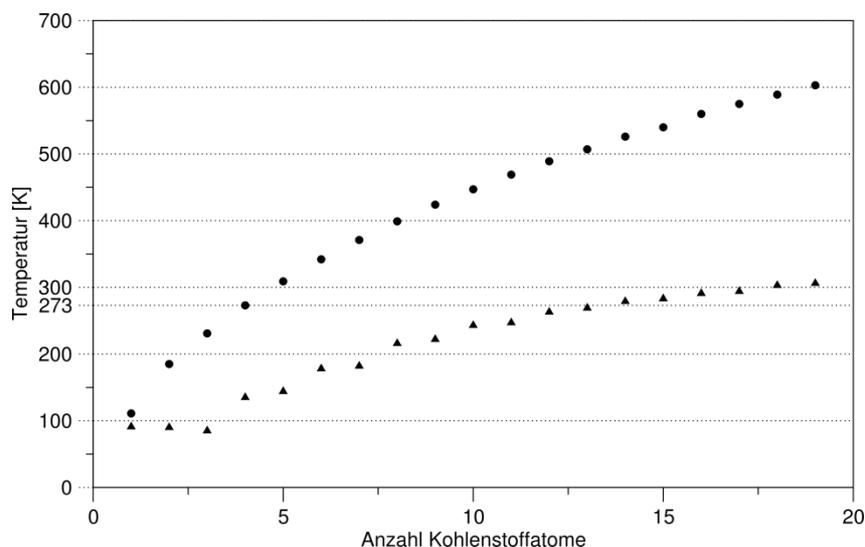


Abbildung 5: Diagramm der Schmelz (Dreiecke)- und Siedepunkte (Kreise) der ersten neunzehn Alkane.



Übungsfrage 2.1

- Wie verändern sich die Siede- und Schmelzpunkte der Alkane mit zunehmender Anzahl Kohlenstoffatome?
- Wie verändern sich demnach die van-der-Waals-Kräfte mit zunehmender Molekülgrösse?

Übungsfrage 2.2

- Welche Alkane liegen bei 27 °C (300 K) in der Gasphase vor?
- Wieviele Kohlenstoffatome müssen die Moleküle von Alkanen, die bei 0 °C in fester Form vorliegen, mindestens haben?

Übungsfrage 2.3

Auf einem Tisch im Schulzimmer finden Sie je eine Stoffprobe von Heptan und Hexadecan (Alkan mit 16 Kohlenstoffatomen) in neutralen Glasflaschen. Finden Sie ohne die Flaschen zu öffnen heraus, welcher Stoff sich in welcher Flasche befindet. Begründen Sie Ihre Entscheidung.

Offenbar nimmt also die Stärke der van-der-Waals-Kräfte mit der Grösse der Moleküle zu. Wie wir diesen Effekt auf Teilchenebene erklären können, werden Sie im nächsten Abschnitt erfahren.

2.2. Ungleichmässig verteilte Elektronen führen zu temporären Dipolen.

Ein Molekül ist aufgrund seiner Geometrie ein **Dipolmolekül** oder eben nicht. Eine zweite Art von Dipolen – die **temporären Dipole** – sind von der Geometrie unabhängig und können so in allen Molekülen und sogar in einzelnen Atomen ausgebildet. Betrachten wir, wie ein temporärer Dipol entsteht am einfachen Beispiel des Heliumatoms:

In der Mitte ist der zweifach positiv geladene Atomkern als weisser Kreis dargestellt (Abbildung 6). Die Elektronen bewegen sich um diesen Atomkern herum. Die Position der beiden Elektronen relativ zum Atomkern ändert sich also ständig. Betrachten wir nun zwei Momentaufnahmen.

Im ersten Fall (Abbildung 6a) halten sich die Elektronen symmetrisch verteilt um den Atomkern auf. Die negative Ladung ist also gleichmässig um den Kern verteilt. Der positive und der negative Ladungsschwerpunkt fallen in dieser Situation zusammen, das Atom ist apolar.

Die Elektronen können sich auf Grund ihrer hohen Geschwindigkeit trotz der gleichen Ladung aber auch vorübergehend sehr nahe kommen. Eine solche Situation ist in Abbildung 6b gezeigt. Beide Elektronen halten sich auf einer Seite des Atomkerns auf. Die negative und die positive Ladung bilden in dieser Situation zwei Pole aus. Die Elektronen bleiben aber weiterhin in Bewegung: Innerhalb von Sekundenbruchteilen hat sich dieser Dipol unter Umständen schon wieder aufgehoben. Aufgrund von Elektronenbewegungen entstandene Dipole nennt man daher **temporäre Dipole**.

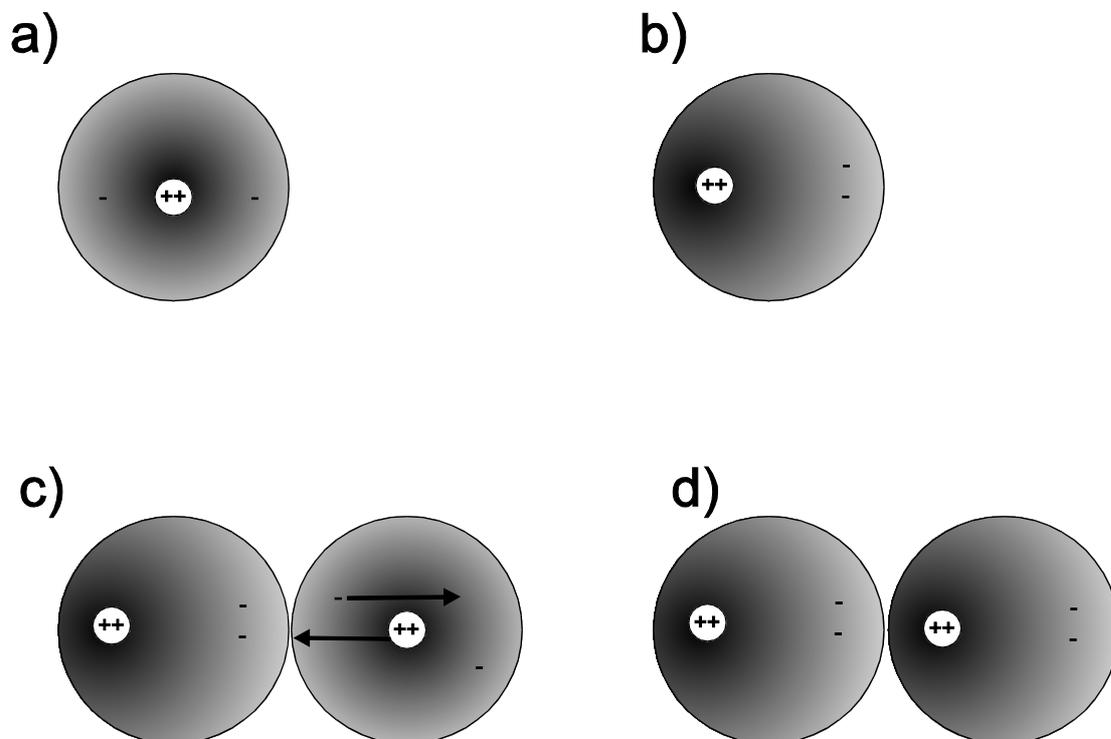
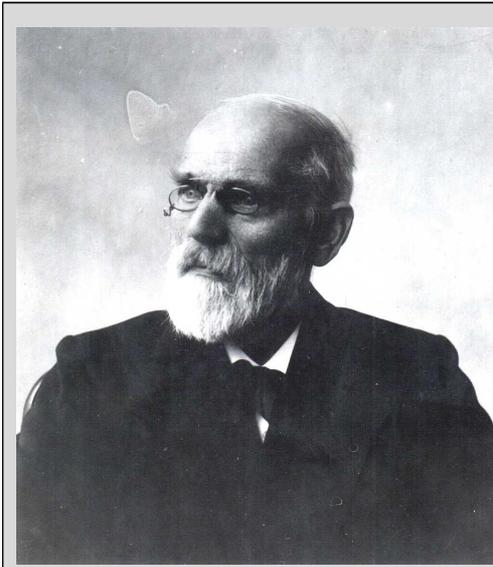


Abbildung 6: a) Helium mit symmetrischer Elektronenverteilung. b) Durch die Elektronenbewegung entsteht ein temporärer Dipol. c) Der temporäre Dipol polarisiert benachbarte Heliumatome. d) Zwischen zwei temporären Dipolen bilden sich elektrostatische Anziehungskräfte aus.

Was hat ein temporär polarisiertes Heliumatom nun für Auswirkungen auf seine nächsten Nachbarn? Dies ist in Abbildung 6c dargestellt: Das negative Ende des polarisierten Heliumatoms zieht den Atomkern seines Nachbarn an. Gleichzeitig werden die Elektronen

weg gestossen. Der temporäre Dipol **induziert** also einen Dipol in seinem Nachbaratom.⁴ Wenn nun zwei polarisierte Atome neben einander liegen, bilden sich wie bei Dipolmolekülen elektrostatische Wechselwirkungen zwischen den positiven und negativen Polen aus (Abbildung 6d). Die beiden Atome ziehen sich nun gegenseitig an!

Natürlich endet dieser Prozess nicht bei einem Nachbaratom: Man kann sich vorstellen, dass nun das nächste und dann das übernächste Atom polarisiert wird, bis schliesslich eine ganze Kette von durch temporäre Dipole zusammengehaltenen Heliumatomen gebildet wird. Doch so wie sich diese Ketten gebildet haben, können sie auch durch die Elektronenbewegung rasch wieder aufgelöst werden. Die van-der-Waals-Kräfte bauen sich also beständig auf und werden gleich wieder aufgehoben. Für charakteristische Stoffeigenschaften wie der Siedepunkt ist dabei die im **zeitlichen Mittel wirksame Kraft** entscheidend. Wovon diese abhängt und wie gross sie werden kann, betrachten wir im nächsten Abschnitt.



Der niederländische Physiker Johannes Diderik van der Waals (1837 - 1923) hat die Ursache der Anziehungskraft zwischen unpolaren Molekülen und einzelnen Atomen als erster beschrieben. Ihm zu Ehren wird diese Art der Zwischenmolekularen Kräfte als „van-der-Waals-Kräfte“ bezeichnet.

Für seine Arbeiten wurde Johannes van der Waals 1910 mit dem Physiknobelpreis ausgezeichnet.

2.3. Welche Eigenschaften der kleinsten Teilchen beeinflussen die Stärke der van-der-Waals-Kräfte?

Anzahl der Elektronen in einem System

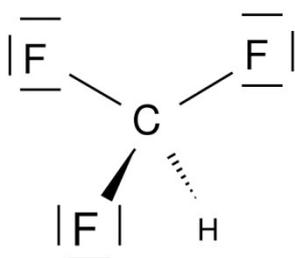
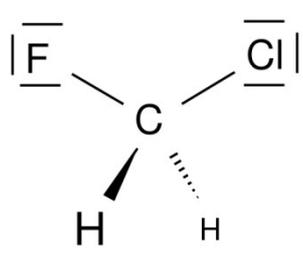
Wir haben gesehen, dass sich die beiden Elektronen im Heliumatom fortwährend bewegen. Kein temporärer Dipol wird nur dann gebildet, wenn sich die beiden Elektronen absolut symmetrisch um den Atomkern aufhalten. Die Wahrscheinlichkeit hierzu ist ziemlich klein, denn wenn wir das erste Elektron fix halten, dann gibt es für das zweite Elektron nur genau einen Ort, an dem es sich aufhalten kann, damit die Ladungsschwerpunkte zusammenfallen. Entsprechend der Gesetze der Wahrscheinlichkeitsrechnung wird die Chance auf ein unpolares System bei 3 beteiligten Elektronen noch kleiner. Je mehr Elektronen also in einem System (Atom oder Molekül) vorhanden ist, desto grösser ist die Wahrscheinlichkeit, dass sie sich asymmetrisch um den oder die Kerne anordnen und so einen temporären Dipol ausbilden.

⁴ Induzieren heisst wörtlich übersetzt "einführen". Die **Polarisierbarkeit** eines Atoms oder Moleküls beschreibt wie gut sich ein Dipol induzieren lässt.

	Übungsfrage 2.4		
	Komplettieren Sie unten stehende Tabelle. Folgende Siedepunkte kommen vor: -186°C , -107°C , -246°C , -152°C , -269°C , -62°C .		
	Atomsorte	Anzahl Elektronen	Siedepunkt [$^{\circ}\text{C}$]
	He		
	Ne		
	Ar		
	Kr		
	Xe		
	Rn		

Je grösser die Anzahl Elektronen in einem Atom oder einem Molekül ist, desto grösser ist die Wahrscheinlichkeit, dass sich temporäre Dipole ausbilden können. Dies haben wir am Beispiel der Siedepunkte der Alkane und der Edelgase gesehen.

Die Bildungswahrscheinlichkeit temporärer Dipole wird aber nicht nur durch die Anzahl der im System vorhandenen Elektronen bestimmt. Ein weiterer Einflussfaktor ist auch die Beweglichkeit der Elektronen: Je beweglicher die Elektronen sind, desto leichter lässt sich ein Dipol induzieren (Siehe Abbildung 6c). Die Beweglichkeit wird dadurch bestimmt, wie fest der Atomkern die Elektronen anzieht. Wie Sie wissen, wird diese Grösse durch die Elektronegativität ausgedrückt. Je grösser die Elektronegativität einer Atomsorte ist, desto stärker werden die Elektronen vom Atomkern angezogen und desto schlechter lässt sich das Atom polarisieren. Dies macht sich zum Beispiel bei den beiden Molekülen Fluor (F_2) und Sauerstoff (O_2) bemerkbar: die beiden Systeme haben 18 respektive 16 Elektronen. Auf Grund der grösseren Elektronenzahl im System würde man für Fluor einen höheren Siedepunkt erwarten als für Sauerstoff. Mit einem Siedepunkt von -188°C liegt dieser aber um 5°C tiefer als derjenige von Sauerstoff (-183°C).

	Übungsfrage 2.5	
	Vergleiche die folgenden beiden Moleküle. Welches wird den höheren Siedepunkt haben? Begründen Sie Ihre Antwort.	
	 <p>Trifluormethan</p>	 <p>Chlorofluoromethan</p>

2.4. Die Stärke der van der Waals – Kräfte

Van-der-Waals-Kräfte treten grundsätzlich in allen Sorten kleinster Teilchen auf, die Elektronen enthalten – also in Atomen, Molekülen und den allermeisten Ionen. Die Kraft, die sie dabei ausüben ist aber sehr unterschiedlich. Die Kraft kann von 1 kJ/mol bis mehreren 100 kJ/mol betragen. Kleine Teilchen, die nur van-der-Waals-Kräfte aufeinander ausüben können, wie die Edelgase oder die ersten Alkane sind daher bei Raumtemperatur gasförmig.

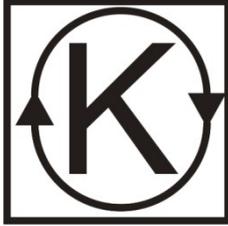
Bei sehr grossen Molekülen kann es aber auch vorkommen, dass die Zwischenmolekularen Kräfte stärker werden als die kovalenten Bindungen zwischen den einzelnen Atomen. Was geschieht nun, wenn wir einen solchen Stoff erhitzen? Da die kovalenten Bindungen zu brechen beginnen, bevor sich die Moleküle von einander lösen, zersetzen sich solche Stoffe ohne je zu schmelzen. Dieses Verhalten kann zum Beispiel bei zahlreichen Arten von Kunststoffen festgestellt werden, die unter Hitzeeinwirkung zu einem schwarzen Klumpen verkohlen, ohne vorher flüssig geworden zu sein.

Ein weiteres Beispiel für einen solchen Stoff, den sie aus dem Haushalt kennen, ist zum Beispiel auch Mehl.⁵ Obwohl in zahlreichen Kochanleitungen davon die Rede ist, dass Mehl geschmolzen werden soll, ist das so nicht möglich. Gemeint ist eigentlich, dass Mehl in geschmolzener Butter gelöst werden soll.

Ein anderes bekanntes Beispiel ist Zucker: einmal verflüssigt nimmt er nach dem abkühlen eine braune Farbe an. Der Zucker ist karamellisiert worden, das heisst, seine Molekülstruktur wurde durch das Erhitzen verändert, bevor die Zwischenmolekularen Kräfte gebrochen wurden.

⁵ Mehl unterscheidet sich von den anderen bisher diskutierten Stoffe dadurch, dass es kein Reinstoff sondern ein Gemisch ist.

Kontrollfragen



Übungsfrage 2.6

Erstellen Sie eine *Concept Map* in dem Sie folgenden Begriffe verknüpfen:

„Anzahl der Elektronen“, „temporärer Dipol“, „Elektronegativität“, „van-der-Waals-Kräfte“, „Verschiebbarkeit der Elektronen“

Suchen Sie sich einen Kameraden oder eine Kameradin, der oder die in der Bearbeitung des Leitprogramms gleich weit ist wie Sie und diskutieren Sie ihre *Concept Maps*. Erstellen Sie anschliessend gemeinsam ein drittes *Concept Map*, mit diesen Begriffen und geben Sie dieses Ihrer Lehrkraft ab.

Übungsfrage 2.7

Was sind die Unterschiede und Gemeinsamkeiten von Dipol/Dipol-Wechselwirkungen und van-der-Waals-Kräfte?

Übungsfrage 2.8

Wie kann ein Dipol induziert werden? Wovon hängt es ab, wie leicht der Dipol induziert werden kann

Übungsfrage 2.9

Diskutieren Sie die den Satz „van-der-Waals-Kräfte sind weniger wichtig als Dipol/Dipol-Wechselwirkungen“.

Lösungen

- 2.1 a) Die Siede- und Schmelztemperaturen nehmen mit grösserer Anzahl C-Atome zu.
b) Die van-der-Waals-Kräften nehmen mit zunehmender Molekülgrösse zu.
- 2.2 a) Methan, Ethan, Propan und Butan
b) Ab 14 C-Atomen.
- 2.3 Heptan ist weniger viskos als Hexadecan. Beim Schwenken der Flaschen tritt dies deutlich zu Tage.

2.4

Atomsorte	Anzahl Elektronen	Siedepunkt [°C]
He	2	-269
Ne	10	-246
Ar	18	-186
Kr	36	-152
Xe	54	-107
Rn	86	-62

- 2.5 Beide Moleküle haben die gleiche Anzahl Elektronen. Daher wäre ein ähnlicher Siedepunkt zu erwarten. Die Elektronen im Trifluoromethan sind jedoch aufgrund der drei stark elektronegativen Fluoratome weniger gut polarisierbar als die Elektronen im Chlorfluoromethan. Tatsächlich weist Trifluoromethan einen Siedepunkt von -82 °C während Fluorochloromethan einen Siedepunkt von -9 °C hat.
- 2.6 Hier gibt es keine perfekte Lösung.
- 2.7 **Unterschiede:**

- Dipol/Dipol-Wechselwirkungen treten nur zwischen polaren Molekülen (permanenten Dipolen) auf. Van-der-Waals-Kräfte können zwischen allen Molekülen (und auch Atomen) auftreten.
- Die Grösse von van der Waals – Kräften hängt von der Anzahl der Elektronen im System (Molekül oder Atom) ab sowie von deren Polarisierbarkeit. Die Grösse der Dipol/Dipol-Wechselwirkungen wird durch die Differenz der Partialladungen am positiven und am negativen Pol bestimmt.

Gemeinsamkeiten

- Beides sind Zwischenmolekulare Kräfte.
 - Beide beruhen auf elektrostatischen Wechselwirkungen
- 2.8 Zum Beispiel wenn sich eine positive elektrostatische Ladung der Elektronenhülle von Atomen oder Molekülen nähert: Dann werden die Elektronen angezogen, die Atomkerne werden gleichzeitig möglichst weit weggedrückt. Dadurch entstehen zwei Ladungspole. Wie leicht dieser Vorgang abläuft, hängt von der Kraft ab, mit der die Elektronen vom Atomkern angezogen werden. Diese Kraft wird mit zunehmender Elektronegativität grösser.
- 2.9 In kleinen Molekülen oder in Atomen sind die van-der-Waals-Kräfte sehr gering. Kleine Teilchen, die nur van-der-Waals-Kräfte untereinander ausüben, sind daher oft bei Raumtemperatur in der Gasphase, während ähnlich grosse Teilchen mit Dipol/Dipol-Wechselwirkung bereits flüssig sind. Je grösser die Teilchen aber

werden, desto wichtiger. Werden die van-der-Waals-Kräfte. Bei sehr grossen Molekülen können die van-der-Waals-Kräfte sogar stärker als die kovalenten Bindungen werden. Solche Stoffe haben keinen Schmelzpunkt sondern zersetzen sich ab einer gewissen Temperatur.

In diesem Kapitel ...

- ... lernen Sie die Wasserstoffbrücken als dritte und letzte Art der Zwischenmolekularen Kräfte kennen.
- ... lernen Sie, unter welchen Bedingungen sich Wasserstoffbrücken ausbilden können.
- ... erfahren Sie, wie mit Hilfe der Wasserstoffbrücken die Anomalie des Wassers erklärt werden kann.

3. Die Wasserstoffbrücke

3.1. Siedepunkte von Hydriden der 4.-7. Hauptgruppe

Ein weiteres Mal vergleichen wir Siedepunkte, um etwas über die Zwischenmolekularen Kräfte zu erfahren, die von den kleinsten Teilchen verschiedener Stoffe ausgeübt werden. Diesmal sind es die Wasserstoffverbindungen der 2.-5. Periode der Atomsorten in der 4. bis 7. Hauptgruppe des Periodensystems (Abbildung 7). Die Verbindungen derselben Hauptgruppe sind in diesem Diagramm durch Linien verbunden.

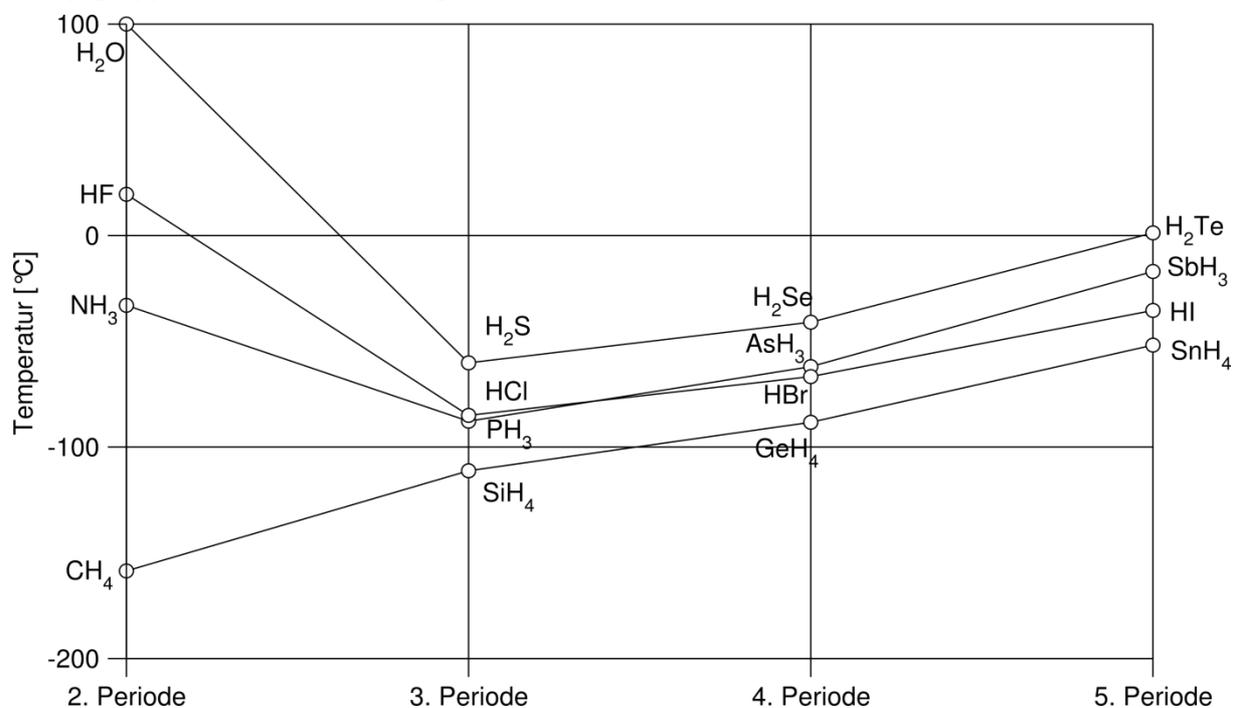


Abbildung 7: Siedepunkte von Wasserstoffverbindungen der 4.-7. Hauptgruppe.

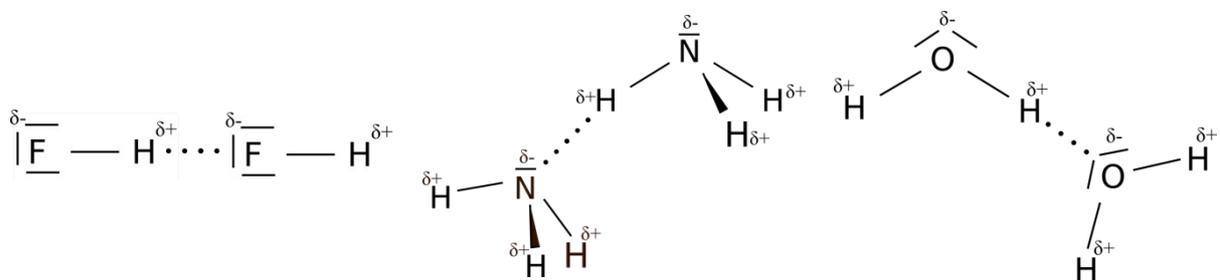
Betrachten Sie zuerst die Siedepunkte der Wasserstoffverbindungen der 4. Hauptgruppe, also der Kohlenstoffgruppe. Eine mehr oder weniger gleichmässige Zunahme der Siedetemperaturen kann beobachtet werden. Dies können wir mit der zunehmenden Anzahl der Elektronen dieser Verbindungen und der damit zusammenhängenden Zunahme der van-der-Waals-Kräfte erklären.

Auch zunehmenden van der Waals – Kräften lässt sich der Trend zu höheren Siedepunkten der Verbindungen der 3.-5. Periode der übrigen Hauptgruppen erklären. Völlig aus diesem Schema fallen jedoch die drei Moleküle NH₃, H₂O und HF. Ihre Siedepunkte sind im Vergleich zu den übrigen Verbindungen viel höher. Da diese Unterschiede auch nicht mit Dipol/Dipol-Wechselwirkungen erklärt werden können, liegt hier offenbar die dritte Art der Zwischenmolekularen Kräfte vor: Wasserstoffbrücken.

3.2. Erklärung der Wasserstoffbrücken auf Teilchenebene

Die drei Atomsorten Sauerstoff, Stickstoff und Fluor weisen mit 3.0, 3.5 und 4.0 die höchsten Elektronegativitäten überhaupt auf. Bindungen dieser Atome zu Wasserstoff sind somit stark polar. Die Wasserstoffatome in diesen Verbindungen tragen daher eine grosse positive Partialladung.

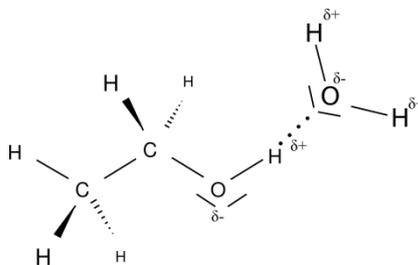
Werden diese partiell positiv geladenen Wasserstoffatome nun in die Nähe von Atomen gebracht, die eine grosse negative Partialladung tragen, bilden sich anziehende elektrostatische Kräfte aus. In dieser Anordnung wirkt das positivere Wasserstoffatom wie eine Brücke, mit der zwei negative Ladungszentren verbunden werden können. Daher wird diese Art der Zwischenmolekularen Kraft auch Wasserstoffbrücke genannt. O-H, N-H oder F-H Bindungen, die das positiv polarisierte Wasserstoffatom in die Brücke gibt, werden dabei als Wasserstoffbrücken-Donoren bezeichnet. Das partiell negativ geladene Atom mit dem das Wasserstoffatom die elektrostatische Bindung eingeht wird als Wasserstoffbrücken-Akzeptor bezeichnet. Die Wasserstoffbrücke selbst wird meistens mit drei Pünktchen dargestellt.



Als **Wasserstoffbrücken-Akzeptor** kommen erneut nur die **O-, N-, und F-Atome** in Frage. Sie sind die kleinsten Atome überhaupt, weswegen ihre unbesetzten Elektronenwolken entsprechen auf engem Raum vorgefunden wird. Dieses hohe Ausmass der Lokalisierung der negativen Ladung führt so zu besonders starken und räumlich ausgerichteten elektrostatischen Anziehungskräften. Bei grösseren Atomen ist die negative Partialladung auf einen grösseren Raum verteilt. Dementsprechend ist die Ladung pro Raumvolumen im Durchschnitt geringer – die Ausbildung von Wasserstoffbrücken kommt nicht zustande.

Unter den Wasserstoffbrücken-Akzeptoren ist das Sauerstoffatom zudem speziell, da es gleichzeitig zwei Wasserstoffbrücken annehmen kann. Aus diesem Grund ist der Siedepunkt für Wasser viel höher als derjenige von Ammoniak oder Fluorwasserstoff (Siehe Abbildung 7)

Grundsätzlich können sich Wasserstoffbrücken beliebig zwischen den verschiedenen Donoren und Akzeptoren ausbilden. So sind also auch Wasserstoffbrücken zwischen unterschiedlichen Molekülen denkbar, wie das Beispiel von Ethanol und Wasser zeigt:





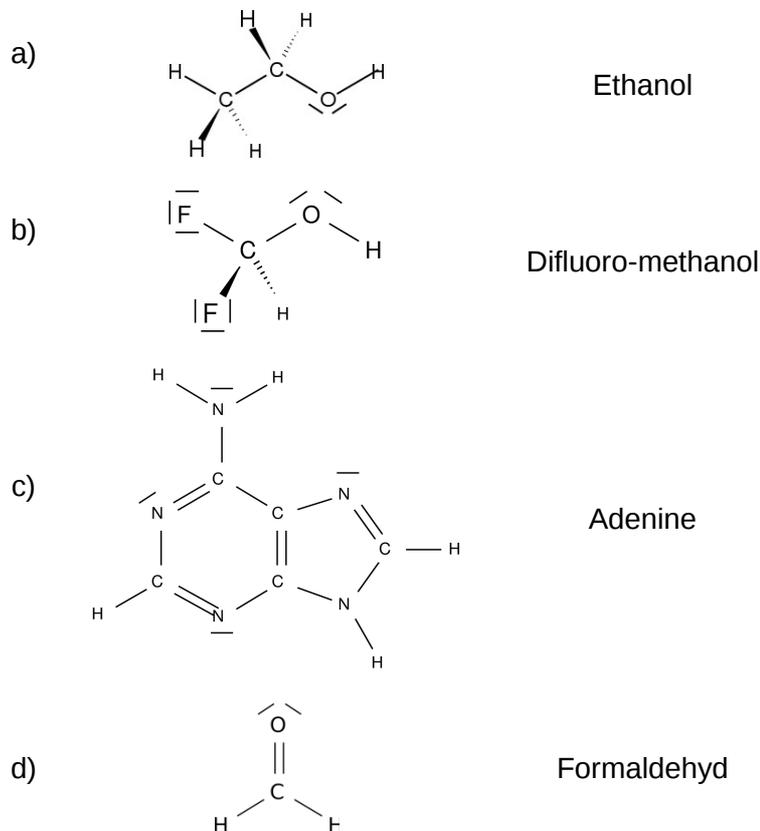
Übungsfrage 3.1

Chlor hat wie Sauerstoff eine Elektronegativität von 3.0. Bilden die kleinsten Teilchen von Chlorwasserstoff unter einander Wasserstoffbrücken aus?

- a) Argumentieren Sie auf der Stoffebene.
- b) Erklären Sie Ihre Befunde auf der Teilchenebene.

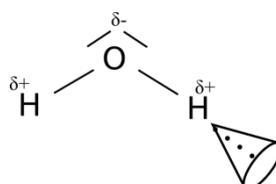
Übungsfrage 3.2

Markieren Sie in den untenstehenden Molekülen sämtliche Wasserstoffbrücken Donoren und Akzeptoren:

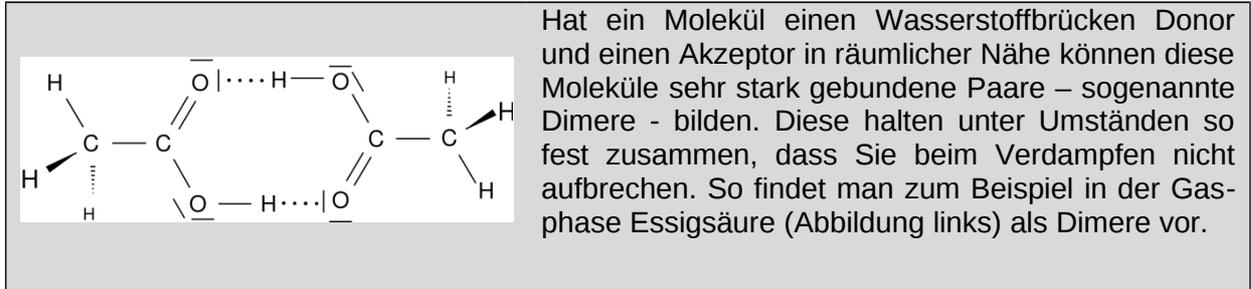


3.3. Bedeutung und Stärke von Wasserstoffbrücken

Im Unterschied zu den van der Waals – Kräften und den Dipol/Dipol-Wechselwirkungen sind Wasserstoffbrücken stark **gerichtet**. Der Bindungswinkel zwischen Donor, H-Atom und Akzeptor ist meist in der Gegend von $180^\circ \pm 20^\circ$. Durch Wasserstoffbrücken gebildete Strukturen sind daher sehr starr. Diese ist vor allem für Biologische Strukturen von grosser Bedeutung.



Typische Wasserstoffbrücken haben eine Bindungsenergie von ca. 50 kJ/mol. Im Vergleich mit den anderen beiden Zwischenmolekularen Kräften sind sie also sehr starke Interaktionen. Die Möglichkeit, Wasserstoffbrücken aus zu bilden kann die Eigenschaften eines Stoffes erheblich verändern. Methan (CH_4) und Wasser haben beide 10 Elektronen – ohne Wasserstoffbrücken wäre der Siedepunkt bei Wasser also wesentlich tiefer – flüssiges Wasser wäre somit auf der Erde nicht anzutreffen.



3.4. Weshalb Eisberge unsinkbar sind

Auf der Stoffebene ist diese Frage ganz einfach zu beantworten: Eis hat eine geringere Dichte als flüssiges Wasser. Doch wie kann man dies auf der Ebene der kleinsten Teilchen erklären? Die Dichte eines Stoffes wird grösser, je enger sich seine kleinsten Teilchen anordnen. In der Flüssigen Phase verschieben sich die kleinsten Teilchen eines Stoffes gegeneinander. Im Mittel brauchen Sie so mehr Raum als wenn Sie wie im Feststoff an ihrem Ort verharren. Daher ist die Dichte in der festen Phase zumeist grösser als in der flüssigen Phase. Wasser bildet von dieser Regel eine prominente Ausnahme.

In der Festphase sind die einzelnen Wassermoleküle so angeordnet, dass, jedes zwei stark gerichtete Wasserstoffbrücken zu Nachbarmolekülen bildet. So entsteht ein starres, weitmaschiges Netzwerk. Auf Grund der grossen Löcher im Eisgitter braucht jedes Wassermolekül braucht in dieser Anordnung mehr Platz als in der Flüssigphase.

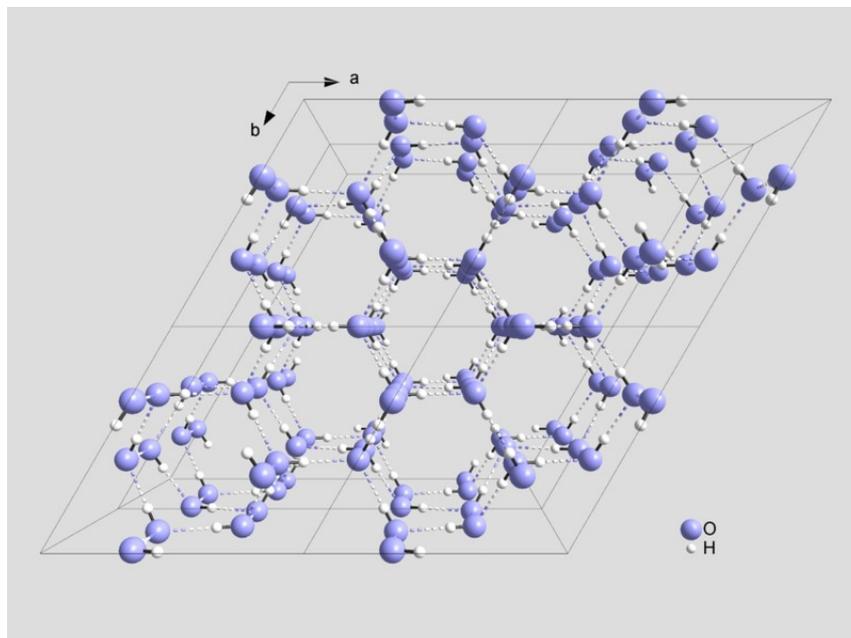
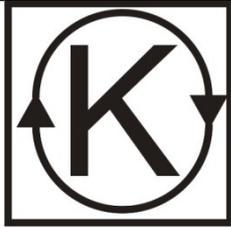


Abbildung 8: Darstellung von Wassermolekülen im Eis.

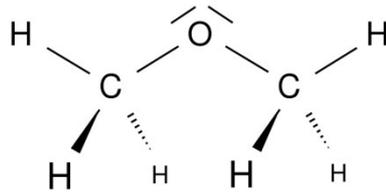
Die Tatsache, dass Wasser in der festen Phase eine geringere Dichte aufweist als in der flüssigen Phase wird daher auch als **Anomalie des Wassers** bezeichnet. Die grösste Dichte hat Wasser daher bei einer Temperatur von rund 4°C .

Kontrollfragen

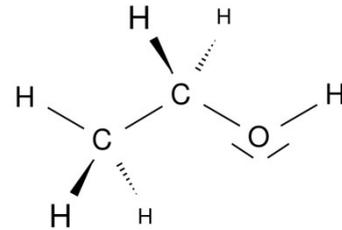


Übungsfrage 3.3

Die Moleküle von Ethanol und Dimethylether haben beide die Summenformel C_2H_6O . Ihre Strukturformeln sind unten angegeben. Vergleichen Sie die Zwischenmolekularen Kräfte, die diese Moleküle untereinander ausbilden können. Welcher Stoffe wird wohl den höheren Siedepunkt haben?



Dimethylether



Ethanol

Übungsfrage 3.4

Welche Zwischenmolekularen Kräften können sich zwischen den folgenden Molekülen ausbilden?

- Methanol und Wasser
- Heptan und Hexan
- Wasser und Aceton
- Formaldehyd und Heptan

Übungsfrage 3.5

Erklären Sie, weshalb Eisberge schwimmen.

Lösungen

3.1

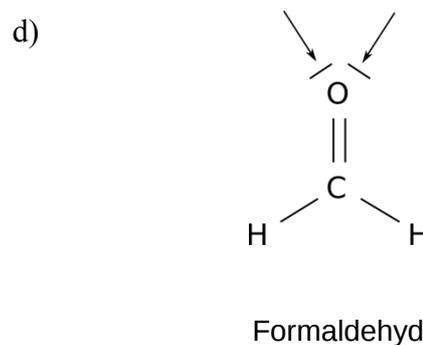
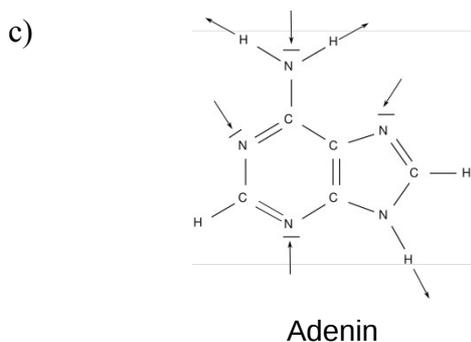
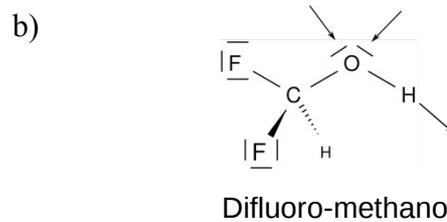
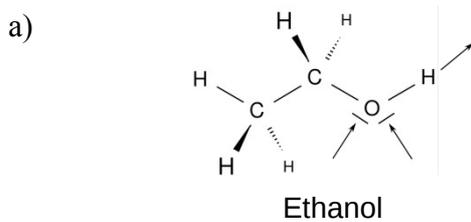
a) Nein. Der Siedepunkt von HCl liegt nicht höher als derjenige von anderen Hydriden der 3. Periode.

b) Chlor ist in der 3. Periode des Periodensystems und damit grösser als Sauerstoff. Obwohl die Elektronegativität gleich gross ist,

3.2

Pfeil auf Atom: Wasserstoffbrücken-Akzeptor.

Pfeil vom Wasserstoff weg: Wasserstoffbrücken-Donor



3.3 Die van-der-Waals-Kräfte sowie die Dipol/Dipol-Wechselwirkungen sind bei beiden Molekülen sehr ähnlich. Das Dimethylether-Molekül hat mit dem Sauerstoff zwei Wasserstoffbrücken-Akzeptoren, jedoch keinen Wasserstoffbrücken-Donor – es kann daher also keine Wasserstoffbrücken ausbilden. Ethanol hingegen hat sowohl eine Donorgruppe (O-H Bindung), wie auch einen Akzeptor (das O-Atom). Da Ethanol zusätzlich Wasserstoffbrücken ausbilden kann, wird es den höheren Siedepunkt haben.

3.4

a) Methanol und Wasser: Dipol/Dipol, vdW, H-Brücken

b) Heptan und Hexan: vdW

c) Wasser und Aceton: Dipol/Dipol, vdW, H-Brücken (nur von Wasser zu Aceton)

d) Formaldehyd und Heptan: vdW (Formaldehyd ist wohl ein Dipol und hat auch einen Wasserstoffbrücken-Akzeptor. Heptan hat jedoch keinen Dipol und keinen Wasserstoffbrücken-Donor).

3.5 Aufgrund der gerichteten Wasserstoffbrücken bilden die Wassermoleküle in der Festphase ein weitmaschiges Gitternetz. Die Wassermoleküle brauchen so mehr Platz als in der Flüssigphase.

In diesem Kapitel ...

- ... lernen Sie, welche Energien beim Mischen zweier Flüssigkeiten freiwerden oder aufgewendet werden müssen.
- ... üben Sie, die Mischbarkeit von Lösungen vorherzusagen.

4. Mischbarkeit von Flüssigkeiten

4.1. Mischbarkeiten von Flüssigkeiten – ein Experiment



Experiment 4.1: Mischbarkeit von Flüssigkeiten

Material:

- 1 Reagenzglas
- 1 Gummistopfen passend zum Reagenzglas
- Filzstift
- 2 Pipetten

Chemikalien:

- Bromwasser
- Heptan

Sicherheit:

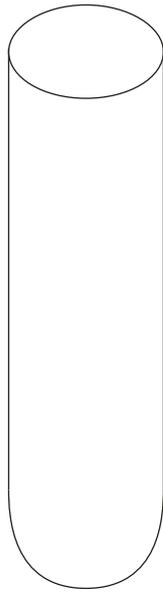
Tragen Sie Labormantel und Schutzbrille. Vermeiden Sie Hautkontakt mit dem Bromwasser.

Durchführung:

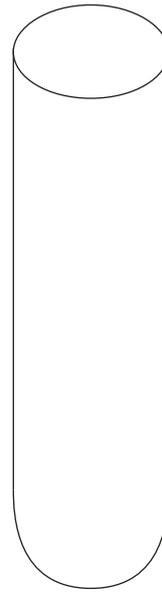
1. Geben Sie ca. 1 cm Bromwasser in das Reagenzglas.
2. Markieren Sie den Flüssigkeitsstand mit dem Filzstift.
3. Überschichten Sie das Bromwasser nun sorgfältig mit Heptan. Vermeiden Sie Durchmischungen, indem Sie die Pipettenspitze ca. 5 Millimeter über die Bromwasseroberfläche bringen, bevor Sie das Heptan auslassen.
4. Notieren Sie Ihre Beobachtungen (Siehe Punkt „Auswertung“ auf der nächsten Seite).
5. Verschiessen Sie das Reagenzglas dicht mit dem Stopfen und schütteln Sie es kräftig durch.
6. Warten Sie, bis sich die Flüssigkeiten beruhigt haben. Notieren Sie Ihre Beobachtungen.

Auswertung:

Zeichnen Sie Ihre Beobachtungen in die unten abgebildeten Reagenzgläser ein.



Vor dem Schütteln



Nach dem Schütteln



Übungsfrage 4.1

- a) Wie gut lassen sich Wasser und Heptan mischen?
- b) Was geschieht mit dem Brom während dem Schütteln?

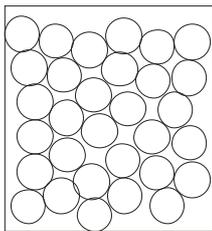
Die gegenseitige Mischbarkeit von Flüssigkeiten wird durch die Zwischenmolekularen Kräfte definiert, die ihre Moleküle ausüben. Eine systematische Anleitung zur Vorhersage von Mischbarkeiten wird im folgenden Abschnitt gegeben.

4.2. Eine Anleitung zum Abschätzen von Mischbarkeiten

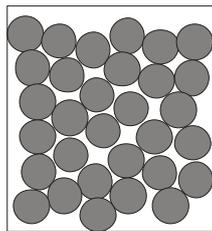
Chemische Vorgänge werden durch zwei Triebkräfte angetrieben: Erstens das Streben, möglichst energiearme Zustände einzunehmen und zweitens das Streben nach möglichst grosser Unordnung. Da bei einem Mischvorgang die Unordnung *per se* zunimmt, ist es vor allem die Abschätzung der Energiebilanz, die entscheidend ist. Ein Verfahren, wie abgeschätzt werden kann, ob bei einem Prozess Energie frei wird oder nicht wird im Folgenden diskutiert.

Zuerst zerlegen wir den Mischprozess gedanklich in mehrere Teilschritte und überlegen uns, welche Energien dabei aufgewendet werden müssen oder freigesetzt werden.

Ausgangssituation: Zwei Lösungen A und B sollen gemischt werden.

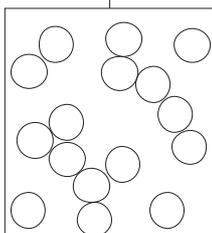
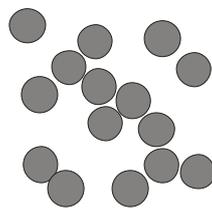
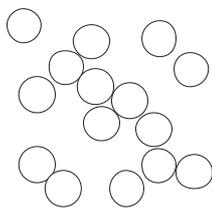


A

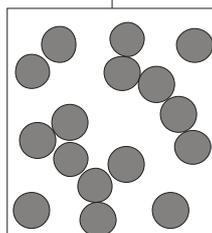


B

1. Schritt: Wir entfernen gedanklich aus jedem Gefäss die Hälfte der kleinsten Teilchen. Dabei müssen wir die von den Teilchen A aufeinander ausgeübten Zwischenmolekularen Kräfte brechen. Dies stellen wir wie folgt dar: $\leftarrow AA \rightarrow$. Die Pfeile deuten an, dass die Teilchen A auseinandergerissen werden. Analog müssen im anderen Gefäss die Zwischenmolekularen Kräfte der kleinsten Teilchen von B überwunden werden: $\leftarrow BB \rightarrow$.



A

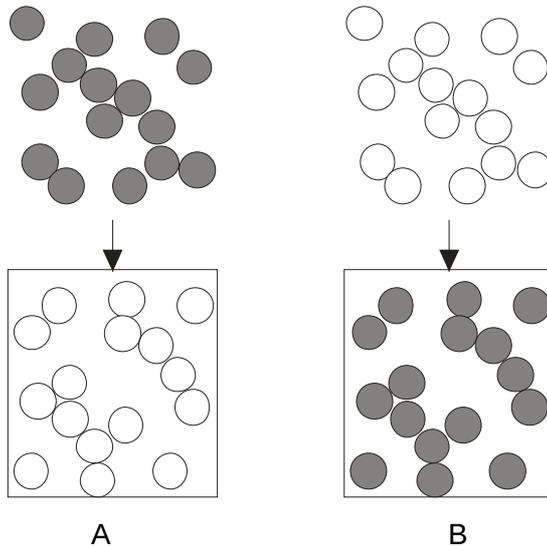


B

Aufzuwendende Energie:

$$E(\leftarrow AA \rightarrow) + E(\leftarrow BB \rightarrow)$$

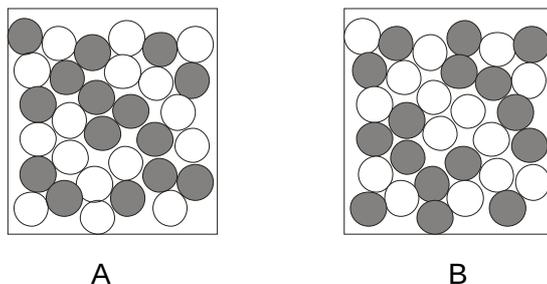
2. Schritt: Nun werden die aus der Lösung B (schwarze Kugeln) entfernten Moleküle gedanklich in die „Löcher“ in der Lösung A eingefüllt. Dabei bilden sich zwischen den Molekülen A mit den Molekülen B Zwischenmolekulare Kräfte aus. Dieser Prozess setzt also Energie frei. Wir symbolisieren dies wie folgt: $\rightarrow AB \leftarrow$. Die Pfeile zeigen nun aufeinander: die Teilchen werden zusammengeführt. Im zweiten Gefäss werden die aus Lösung A (weisse Kugeln) entfernten Teilchen in die „Löcher“ der entfernten Teilchen eingefügt. Der Prozess ist also erneut $\rightarrow AB \leftarrow$, da wieder Zwischenmolekulare Kräfte zwischen Teilchen A und Teilchen B ausgebildet werden.



Freiwerdende Energie:

$$2 \cdot E(\rightarrow AB \leftarrow)$$

Energiebilanz: Am Ende unseres Gedankenexperiments liegen zwei Gefässe mit einer Mischung der Moleküle A und der Moleküle B vor. Dieser Mischprozess findet nur bei einer günstigen Energiebilanz statt: Die benötigte Energie, um Teilchen aus ihrem Verband zu lösen muss also kleiner (oder höchstens gleich gross) sein, wie die beim Zusammenfügen der Teilchen freiwerdende Energie.



Energiebilanz:

$$\Delta E = E(\leftarrow AA \rightarrow) + E(\leftarrow BB \rightarrow) - 2 \cdot E(\rightarrow AB \leftarrow)$$

Eindeutige Vorhersagen sind mit diesem Verfahren nicht immer zu machen, aber in der Regel bekommt man eine brauchbare Aussage über die Mischbarkeit zweier Flüssigkeiten. Bei der Umsetzung dieses Verfahrens ist es empfehlenswert, systematisch die Grösse der drei bekannten Zwischenmolekularen Kräfte – van der Waals (vdW) – Kräfte, Dipol/Dipol-Wechselwirkungen und Wasserstoffbrücken – miteinander zu vergleichen. Dabei reicht es, die Kräfte als „nicht vorhanden (0)“, „gering (1)“, „gross (2)“ oder „sehr gross (3)“ zu taxieren. Die Verteilung dieser Bezeichnungen ist nicht eindeutig – sondern eben eine Abschätzung, bei der Sie sich ruhig auf ihre chemische Intuition verlassen können. Aber Betrachten wir drei konkrete Beispiele:

Mischen von Wasser (W) und Heptan (H)

Energiebilanz:

$\Delta E =$	$E(\leftarrow WW \rightarrow)$	$E(\leftarrow HH \rightarrow)$	$2 E(\rightarrow WH \leftarrow)$
vdW-Kräfte	Gering (1)	gross (2)	gering (1)
Dipol/Dipol	Gross (2)	Nicht vorhanden (0)	Nicht vorhanden (0)
H-Brücken	Sehr gross (3)	Nicht vorhanden (0)	Nicht vorhanden (0)

Es ist offensichtlich, dass die aufzuwendende Energie grösser ist als die freiwerdende. Die beiden Flüssigkeiten mischen sich also nur schlecht.

Wenn Sie mögen, können Sie auch die in Klammern hinzugefügten Zahlen zum Vergleich hin zu ziehen: Damit kämen Sie auf die Energie „6“ – was deutlich positiv ist (Energie „8“ muss gebrochen werden, 2· Energie „1“ wird frei).⁶ Sie sehen, dass dieses relativ tolerant ist – selbst wenn Sie die van der Waals – Kräfte, die sich zwischen Wasser und Hexan ausbilden als „gross“ eingestuft hätten, würden Sie noch auf das richtige Ergebnis kommen – die Energiebilanz wäre mit „4“ immer noch positiv.

Mischen von Ethanol (E) und Aceton (A)

Energiebilanz:

$\Delta E =$	$E(\leftarrow EE \rightarrow) +$	$E(\leftarrow AA \rightarrow) -$	$2 E(\rightarrow EA \leftarrow)$
vdW-Kräfte	gering (1)	gering (1)	gering (1)
Dipol/Dipol	gering (1)	gross (2)	gering (1)
H-Brücken	gross (2)	nicht vorhanden (0)	gross (2)

In diesem Fall ist die Bilanz ausgeglichener: Die aufzuwendende ist ungefähr im Bereich der freiwerdenden Energie. Ein wesentlicher Grund hierfür ist sicherlich, dass das Ethanolmolekül Wasserstoffbrücken sowohl zu anderen Ethanolmolekülen wie auch zu Acetonmolekülen ausbilden kann. Eine gute Mischbarkeit ist also zu erwarten.

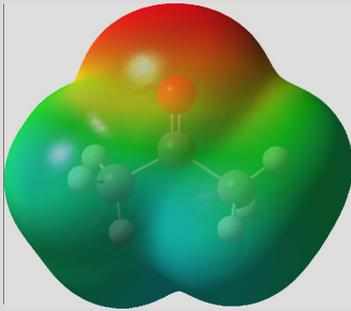
Mischen von Heptan (H) und Aceton (A)

Energiebilanz:

$\Delta E =$	$E(\leftarrow HH \rightarrow) +$	$E(\leftarrow AA \rightarrow) -$	$2 E(\rightarrow HA \leftarrow)$
vdW-Kräfte	gross (2)	gering (1)	gross (2)
Dipol/Dipol	Nicht vorhanden (0)	gross (2)	nicht vorhanden (0)
H-Brücken	Nicht vorhanden (0)	nicht vorhanden (0)	nicht vorhanden (0)

In diesem Fall fällt der Entscheid nicht leicht: die aufzuwendende Energie erscheint geringfügig höher als die freiwerdende – die Unterschiede sind jedoch gering. Tatsächlich ist es möglich, eine homogene Mischung von Aceton und Heptan herzustellen.

⁶ Die Energiewerte werden in Anführungszeichen gesetzt, um zu betonen, dass diese Zahlen **keinerlei physikalische oder chemische Bedeutung** haben – sie werden nur verwendet, weil sie sich besser vergleichen lassen als die sprachlichen Ausdrücke „gross“ oder „sehr gross“.



Aceton mischt sich sowohl mit polaren als auch mit apolaren Molekülen. Auf Grund dieser Eigenschaft ist Aceton ein sehr wichtiger und vielseitig eingesetzter Stoff. So kann er zum Beispiel apolare, in Wasser schlecht lösliche Fettmoleküle lösen. Als Reinigungsmittel findet Aceton daher in der Industrie im grossen Stil Anwendung. Aber auch im Haushalt findet man diesen Stoff: Er ist die Hauptkomponente des Nagellackentferners.



Übungsfrage 4.2

Wenden Sie das nun erworbene Wissen an, um eine Erklärung für Experiment 4.1 auf Teilchenebene zu finden. Bestimmen Sie zuerst in einer Tabelle die Mischbarkeiten von Brom und Wasser sowie von Heptan und Brom.

4.3. Similia similibus solvuntur!

Zwei Stoffe, die miteinander die gleichen Zwischenmolekularen Kräfte ausbilden können wie auch unter sich, lassen sich besonders gut mischen. Zum Beispiel löst sich Wasser – das unter sich van-der-Waals-Kräfte, Dipol/Dipol-Wechselwirkungen und Wasserstoffbrücken ausbilden kann – gut in Ethanol, das auch alle drei Zwischenmolekularen Kräfte ausbilden kann. Hingegen mischt sich Wasser äusserst schlecht mit Heptan, das unter sich nur van-der-Waals-Kräfte ausbilden kann.

Diese generelle Vorliebe der Moleküle, sich nur mit Molekülen zu mischen, die ähnliche Eigenschaften haben, ist an und für sich leicht zu verstehen: Versetzen sie sich nur einmal in die Lage eines Wassermoleküls. Würden Sie die starken Bindungen zu ihren Wassermolekülkollegen aufgeben, um sich mit einem Heptanmolekül zu verbinden, das nur im Stande ist, van-der-Waals-Bindungen mit Ihnen einzugehen? Nein, da bleiben Sie doch lieber unter Ihresgleichen. Anders sieht es aus, wenn Sie sich mit Ethanol mischen sollen. Ein Ethanolmolekül bildet mit Ihnen alle drei Zwischenmolekularen Kräfte – sie fühlen sich also wie unter Gleichen und mischen sich gerne!

Der Grundsatz, dass sich Gleiches in Gleichem lösen lässt, ist schon seit langem Bekannt. Die Alchemisten haben ihn auf lateinisch so formuliert: *Similia similibus solvuntur* („Gleiches wird in Gleichem gelöst“).

4.4.Mischbar?

Sie wissen nun, wie die Mischbarkeit zweier Flüssigkeiten theoretisch ermittelt werden kann. Höchste Zeit also, dass Sie dies in der Praxis ausprobieren!



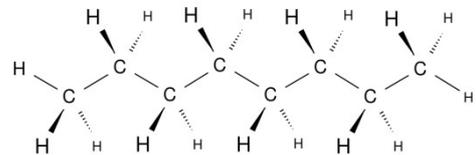
Experiment 4.2: Mischbarkeit von Flüssigkeiten

Material:

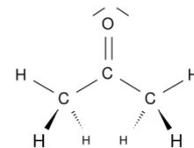
- Reagenzgläser
- Pipetten
- Filzstift
- Stopfen für Reagenzgläser

Chemikalien:

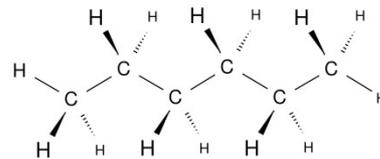
Octan



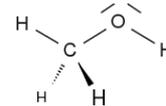
Aceton



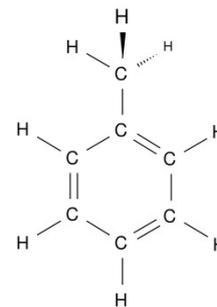
Heptan



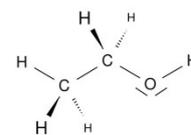
Methanol



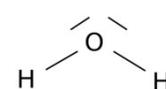
Toluol



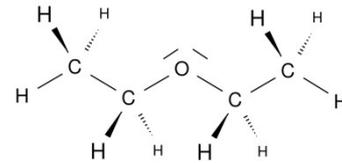
Ethanol



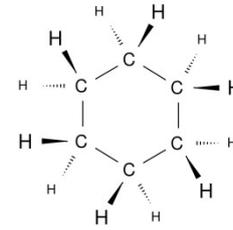
Wasser



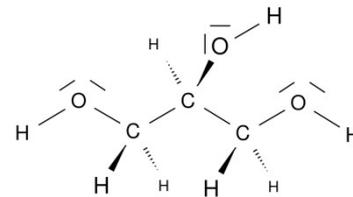
Diethylether



Cyclohexan



Glycerin



Sicherheit: Tragen Sie Schutzbrille und Labormantel.

- Durchführung:
1. Suchen Sie sich aus den gegebenen Chemikalien zwei Stoffe aus, die sich gemäss ihren Abschätzungen entweder sehr gut mischen lassen, sehr schlecht mischen lassen, oder vielleicht mischen lassen
 2. Schätzen Sie die Zwischenmolekularen Kräfte zwischen den beiden ausgewählten Molekülen in einer Tabelle ab.
 3. Geben Sie 1 ml von Stoff A in ein Reagenzglas. Markieren Sie den Flüssigkeitsstand mit einem Filzstift. Geben Sie nun 1 ml der Flüssigkeit B hinzu.
 4. Verschiessen Sie das Reagenzglas und schütteln Sie kräftig.
 5. Gibt es eine Phasengrenze? Wenn ja: Liegt sie auf ihrem Filzstiftstrich? Dann sind die Flüssigkeiten nicht mischbar. Falls sich die Phasengrenze nach oben oder nach unten verschoben hat, sind die Flüssigkeiten nur teilweise mischbar. Wenn eine homogene Lösung entstanden ist, sind die beiden Flüssigkeiten sehr gut mischbar.
 6. Entsorgen Sie die Lösungen in dem Behälter für organische Lösungsmittel.
 7. Eventuell reicht die Zeit ja noch für ein weiteres Experiment?

Auswertung: Füllen Sie das Auswertungsblatt auf der nächsten Seite aus. Hängen Sie das Blatt auf, so dass Ihre Mitschülerinnen und Mitschüler sehen, welche Systeme bereits untersucht worden sind.

Leitprogramm Zwischenmolekulare Kräfte

Ihre Namen: _____

Molekül A (Name und vollständige Lewis-Formel):

Molekül B (Name und vollständige Lewis-Formel):

Abschätzung der Löslichkeit:

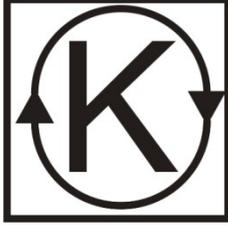
$\Delta E =$	$E(\leftarrow AA \rightarrow) +$	$E(\leftarrow BB \rightarrow) -$	$2 E(\rightarrow AB \leftarrow)$
vdW-Kräfte			
Dipol/Dipol			
H-Brücken			

Schlussfolgerung aus den theoretischen Überlegungen:

Experimentelles Ergebnis:

Diskussion (entspricht das experimentelle Resultat Ihren Erwartungen? Haben Sie Fehlüberlegungen gemacht? Wie konnten Sie diese korrigieren):

Kontrollfragen



Übungsfrage 4.3

Einer Ihrer Mitschülerinnen oder Mitschüler führt Experiment 4.1 durch. Er oder Sie erklärt den Farbwechsel der Phasen damit, dass Brom nach wie vor in Wasser gelöst ist. Der Farbwechsel sei dadurch zustande gekommen, dass sich das Bromwasser durch das Schütteln einfach über die Heptanphase gelegt hat.

- a) Finden Sie Argumente, die gegen diese Erklärung sprechen.
- b) Entwerfen Sie ein Experiment, das diese Erklärung widerlegen kann.

Übungsfrage 4.4

„Similia similibus solvuntur“ - Was muss „gleich“ sein, damit sich zwei Flüssigkeiten miteinander mischen?

Lösungen

4.1 a) Heptan und Wasser mischen sich nicht. Es bilden sich zwei Phasen aus.

b) Nach dem Schütteln ist die obere Phase gelblich gefärbt. Brom ist also nicht mehr in Wasser sondern in Heptan gelöst.

4.2 Mischbarkeit von Brom (B) und Wasser (W):

$\Delta E =$	$E(\leftarrow BB \rightarrow) +$	$E(\leftarrow WW \rightarrow) -$	$2 E(\rightarrow BE \leftarrow)$
vdW-Kräfte	gross	Gering	Gering
Dipol/Dipol	Nicht vorhanden	Gering	Nicht vorhanden
H-Brücken	Nicht vorhanden	Sehr gross	Nicht vorhanden

Gemäss dieser Tabelle löst sich Brom nur sehr schlecht in Wasser.

Mischbarkeit von Brom (B) und Heptan (H)

$\Delta E =$	$E(\leftarrow BB \rightarrow) +$	$E(\leftarrow HH \rightarrow) -$	$2 E(\rightarrow BH \leftarrow)$
vdW-Kräfte	Gross	Gross	Gross
Dipol/Dipol	Nicht vorhanden	Nicht vorhanden	Nicht vorhanden
H-Brücken	Nicht vorhanden	Nicht vorhanden	Nicht vorhanden

Aufgrund der ausgeglichenen Energiebilanz ist eine viel höhere Mischbarkeit von Brom mit Heptan als mit Wasser zu erwarten. Beim Durchschütteln des Reagenzglases nutzen die Brommoleküle also die Gelegenheit und wechseln von der Wasserphase in die Heptanphase.

4 a) Wasser hat eine höhere Dichte als Heptan – diese Tatsache wird auch durch das Schütteln nicht verändert werden. Somit wird Wasser auch nach dem Schütteln die untere Phase bilden.

b) Doppelt soviel Bromwasser wie Heptan nehmen. Vor dem Schütteln ist das gelbe Brom in der Phase mit mehr Volumenanteil, nach dem Schütteln in der Phase mit weniger Volumenanteil.

4.4 Die Zwischenmolekularen Kräfte, die die kleinsten Teilchen jeweils in den Reinstoffen aufeinander ausüben müssen möglichst gleich den Kräften sein, die sie im Gemisch aufeinander ausüben.

5. Additum – Ausgesuchte Beispiele relevanter zwischenmolekularer Interaktionen

5.1. Van-der-Waals-Kräfte im Einsatz: Wie der Gecko die Wände hoch geht

Geckos – auch Haftzeher genannt – sind bis ca. 40 cm grosse Echsen, die weltweit Verbreitung finden. Erstaunlicherweise finden diese bis zu hundert Gramm schweren Tiere an beinahe jeder Oberfläche halt und können so mühelos auch an Decken gehen – eine Fähigkeit, die man sonst nur von Insekten und Spinnen kennt. Das Geheimnis dieser Fähigkeit liegt in den mikroskopisch kleinen Härchen – sogenannten **Setae** – die an den Füßen des Geckos angebracht sind. Diese Setae messen an ihren Enden nur einige hundert **Nanometer** (Millionstel Millimeter, 10^{-9} m) im Durchmesser. Nur mit diesen Härchen berührt der Gecko die Oberfläche. Durch den direkten Kontakt bilden sich zwischen den Härchen und der jeweiligen Oberfläche Van-der-Waals-Kräfte aus, dank denen der Gecko haften bleibt. Natürlich ist die Haltekraft eines einzelnen Härchens nur äusserst gering. Da ein Gecko aber ca. **1 Milliarde** dieser Härchen an jedem Fuss hat, reicht die so ausgebildete Kraft um den Gecko an der Decke zu halten. Aber nicht nur das: Die Kraft der Härchen würde sogar noch halten, wenn man 45 Kilogramm zusätzliches Gewicht an das Tier hängen würde!



Abbildung 9: Gecko.

Wie kommt es aber, dass der Gecko seine Füße überhaupt selber wieder von der Oberfläche lösen kann? Da es sich bei den Van-der-Waals-Kräften um eine fundamentale physikalische Kraft handelt kann der Gecko sie nicht einfach ausschalten, wenn er den Fuss hochheben will. Hierzu bedient sich der Gecko einer speziellen Gehtechnik. Er rollt dabei die Zehen unnatürlich nach oben bevor er den Fuss ablöst. Mit dieser Bewegung, die ein wenig so aussieht, wie wenn man Klebeband von einer Oberfläche löst, überwindet er die zwischenmolekularen Kräfte der Härchen einzeln, anstatt alle miteinander lösen zu wollen. Mit dieser ungewöhnlichen Gehtechnik kann er auch an Decken unheimlich schnell rennen.

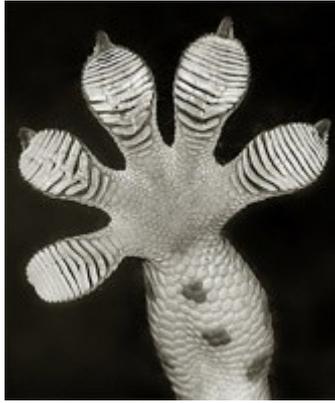


Abbildung 10: Elektronenmikroskopaufnahme eines Geckofusses.

Die speziellen Eigenschaften der Geckofüsse bergen natürlich interessante Anwendungsmöglichkeiten für die Technik. So würden Klebebänder, die an beliebigen Oberflächen haften, bis zu hundert Gramm tragen können und sich nach Gebrauch spurefrei wieder ablösen liessen wohl in jedem Haushalt Anwendung finden. Denkbar wären aber auch Roboter, die dank künstlicher Geckofüssen an den Glasfassaden von Hochhäusern hochklettern könnten um zum Beispiel die Scheiben zu reinigen. Ein Prototyp eines solchen Roboters ist unter <http://www.youtube.com/watch?v=ECpY2N5rgcM> im Einsatz zu sehen. Sehr schön kann in diesem Video das Aufwärtsrollen der Roboterzehen beobachtet werden.

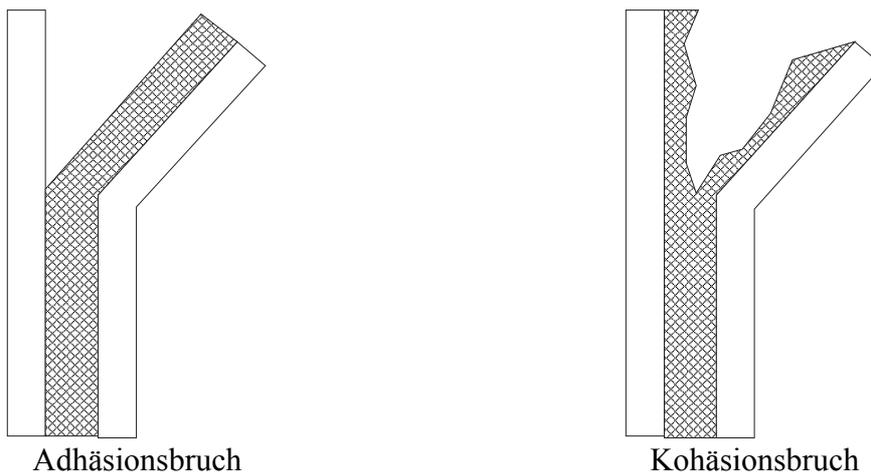
5.2. Klebstoffe

Klebstoffe verbinden Werkstoffe dauerhaft. Diese Technik ist Ihnen vom Basteln sicherlich ein Begriff und bestimmt kennen Sie einige unterschiedlichen Klebstoffe. In den letzten Jahrzehnten ist die Klebetechnik auch in der Industrie von immer grösserer Bedeutung geworden. So werden zum Beispiel bei der Herstellung eines Autos heute ungefähr 15 Kilogramm Klebstoffe eingesetzt. Andere Verbundtechniken wie Schweißen, Nähen oder Nieten wurden durch die Klebetechnik abgelöst. Die Vorteile dieser Methode sind vor allem die schnelle, wirtschaftliche Anwendung, die Möglichkeit, unterschiedliche Werkstoffe miteinander zu verbinden und die materialschonenden Verarbeitungstemperaturen: oftmals kann bei Raumtemperatur gearbeitet werden.

Klebstoffe üben zwischenmolekulare Anziehungskräfte – sogenannte Adhäsionskräfte – auf die zu verbindenden Werkstoffe aus. Der Klebstoff muss also gut an den Werkstücken haften und darf auch bei einer grossen Belastung nicht abreißen. Da die Zwischenmolekularen Kräfte nur auf eine sehr kurze Distanz wirken, müssen der Klebstoff und die Werkstücke in engen Kontakt miteinander kommen. Das heisst, der Leim muss das Werkstück gut **benetzen** und auch in die kleinsten Rillen und Kratzer auf der Oberfläche fließen. Um dies zu erreichen wird der Klebstoff zumeist flüssig aufgetragen und im Anschluss ausgehärtet. In der flüssigen Form benetzt der Klebstoff auch mikroskopische Unebenheiten der Werkstoffe. Nicht alle Oberflächen lassen sich aber von einer bestimmten Flüssigkeit gleich gut benetzen. Die **Benetzbarkeit** der Werkstoffe ist somit ein wichtiges Auswahlkriterium bei der Suche nach einem geeigneten Klebstoff.

Natürlich darf der ausgehärtete Klebstoff bei einer Belastung nicht brechen. Der ausgehärtete Klebstoff muss also eine grosse innere Festigkeit aufweisen, die im Idealfall sogar grösser ist als die des Werkstoffes selber. Die innere Festigkeit des ausgehärteten Klebstoffs wird durch den Zusammenhalt der kleinsten Teilchen des Klebstoffes untereinander bestimmt. Diese Kraft wird auch als **Kohäsion** bezeichnet.

Wenn eine Leimstelle auseinanderbricht, weil sich der Leim von der Werkstoffoberfläche gelöst hat, spricht man von einem **Adhäsionsbruch**. Wenn der Klebstoff selber auseinanderbricht, spricht man von einem **Kohäsionsbruch**.



Im einfachsten Fall nimmt die Kohäsion eines Klebstoffes beim Aushärten zu, weil das Lösungsmittel verdunstet und die Konzentration der Klebstoffteilchen damit immer grösser wird. Die Distanz zwischen den einzelnen kleinsten Klebstoffteilchen (zumeist handelt es sich dabei um grosse Moleküle – sogenannte **Makromoleküle**) nimmt somit ab. Die verringerte Distanz führt dazu, dass die Teilchen untereinander grössere Kräfte ausbilden können. Klebstoffe, die auf diesem Prinzip basieren und bei denen als Lösungsmittel Wasser verwendet wird, nennt man auch **Leime**. Leime waren schon den alten Kulturvölkern bekannt. Als Klebstoffteilchen wurden meist grosse Moleküle pflanzlicher oder tierischer Herkunft verwendet. So wurde zum Beispiel die Stärke von Pflanzen in Wasser

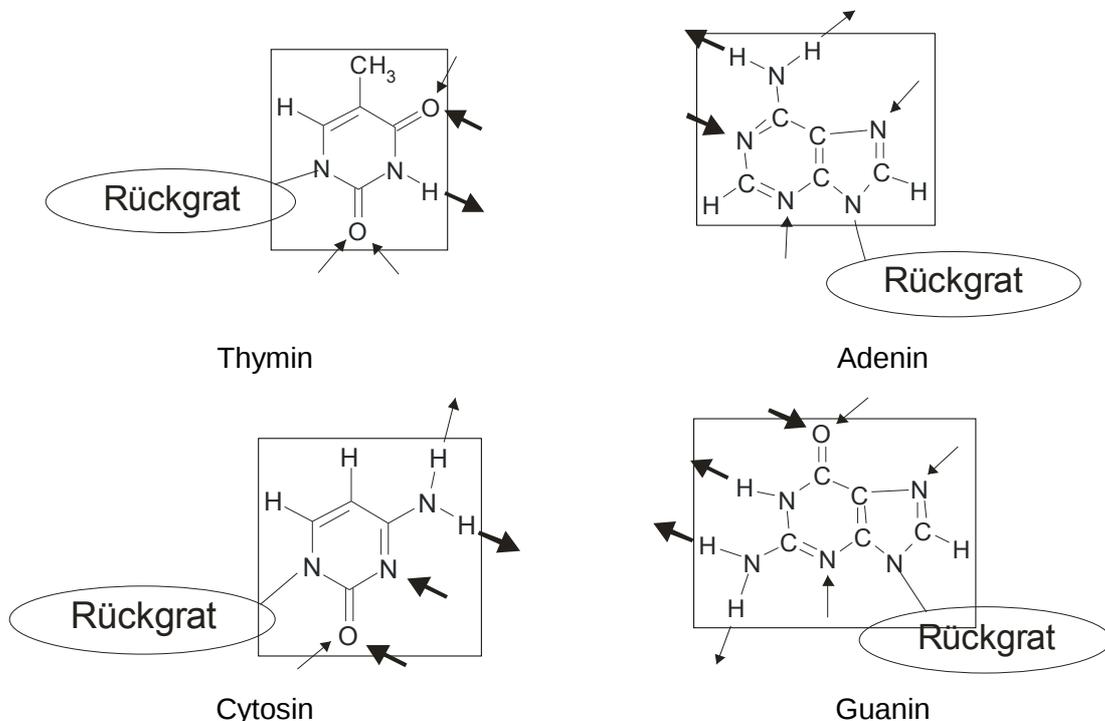
aufgeschlämmt und als Leim zum Kleben von Papier verwendet. Oder es wurden Gerüstmoleküle von Haut- und Knochen von Tieren als Leime eingesetzt. Eine bis heute bekannte Klasse von Leimen ist der Fischkleister, der ursprünglich aus Fischabfällen gewonnen wurde – heute wird dazu aber Weizenstärke verwendet.

In komplexeren Klebstoffen wird die molekulare Struktur des Klebstoffes beim Aushärten durch eine chemische Reaktion verändert. So werden zum Beispiel kleine einzelne Klebstoffmoleküle zu langen Ketten zusammengefügt. Mit der Kettenlänge nehmen automatisch die van-der-Waals-Kräfte der einzelnen Ketten untereinander zu. Damit dieser chemische Prozess nicht schon in der Klebstofftube beginnt, werden diese Kleber zumeist in zwei Komponenten geliefert, die erst kurz vor dem Gebrauch zusammengemischt werden.

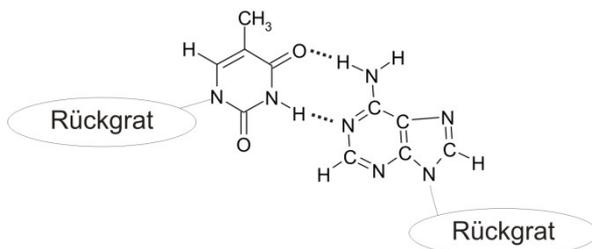
5.3.DNA: Struktur und Funktion dank Wasserstoffbrücken

Jeder lebende Organismus muss dauernd **Proteine** – umgangssprachlich auch Eisweisse genannt – herstellen. Die Proteine können unterschiedlichste Funktionen wahrnehmen. So sind sie beim Abbau von Nahrung ebenso beteiligt wie beim Aufbau von speziellen Molekülen oder der Stabilisierung von Geweben. So unterschiedlich die Struktur und die Funktion der Proteine aber auch ist, sie sind doch alle aus den gleichen Bausteinen aufgebaut. Diese Bausteine sind die sogenannten **Aminosäuren**, von denen die Organismen 20 verschiedene zum Aufbau der Proteine einsetzen. Einzelne Aminosäuren werden dabei in einer bestimmten Reihenfolge zu einer langen Kette zusammengefügt. Diese Ketten falten sich nach einer bestimmten Art und Weise zusammen und bilden so die funktionsfähigen Proteine. Die Reihenfolge, in der die Aminosäuren aneinandergelagert werden, entscheidet also über die Struktur und Funktion des fertigen Proteins.

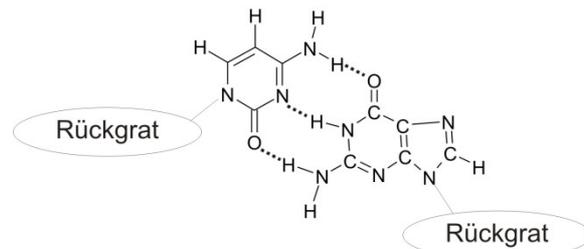
Die Anleitung nach der die Proteine zusammengefügt werden, ist auf der **DNS**, der **Desoxyribonucleinsäure** gespeichert (international wird die englische Abkürzung DNA verwendet; A steht hier für das englische Wort „acid“). Entscheidend für die Funktionsweise der DNS sind vier Moleküle: Die sogenannten Nucleobasen. Diese Basen sind: **Adenin** (A), **Thymin** (T), **Guanin** (G) und **Cytosin** (C).



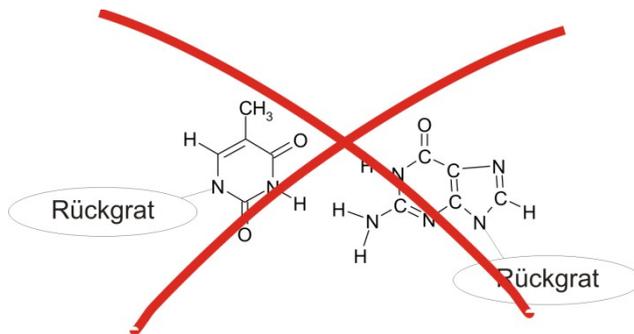
Wie durch die Pfeile angedeutet, verfügen die Nucleobasen über ein ganz typisches Muster von Wasserstoffbrücken-Donoren und Akzeptoren. Die dickmarkierten Bindungsstellen sind dabei für die Funktion als Proteinanleitung wichtig – die anderen spielen im Normalfall keine bedeutsame Rolle. Wenn Sie genau hinschauen, so sind je zwei dieser Muster komplementär zueinander – das heisst, auf eine Donorstelle des einen Molekül passt genau eine Akzeptorstelle des anderen Moleküls. Die Paare Adenin-Thymine und Guanine-Cytosin bilden so energetisch stabile **Dimere** (Zweierpaare) aus. Andere Paarungen können keine Wasserstoffbrücken untereinander ausbilden und sind daher nicht stabil.



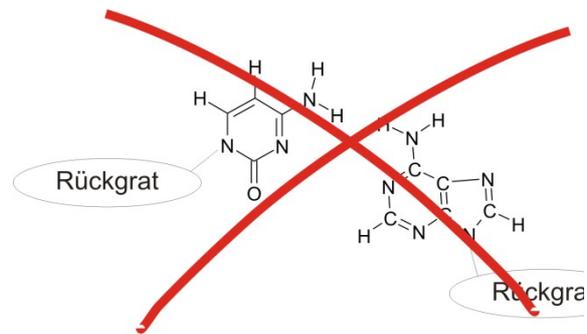
Adenin·Thymin Paarung



Guanin·Cytosin Paarung



Guanin·Thymin Fehlpaarung



Adenin·Cytosin Fehlpaarung

Die DNS besteht nun aus zwei Strängen von Nucleobasen, die von einem Rückgrat zusammengehalten werden. Dieses Rückgrat besteht aus dem Zucker **Desoxyribose**. Die Stränge sind komplementär: das heißt, vis-à-vis von Adenin liegt immer Thymin und gegenüber von Guanin immer Cytosin. Die beiden Einzelstränge werden also durch eine Vielzahl von Wasserstoffbrücken zusammengehalten. Auf Grund der Struktur des Zuckerrückgrats führt dies zu einer gedrehten Form, so dass die DNS letztlich wie eine Wendeltreppe oder eine Schraube (griechisch; **Helix**) aussieht. Man spricht daher auch von der **Doppelhelix**.

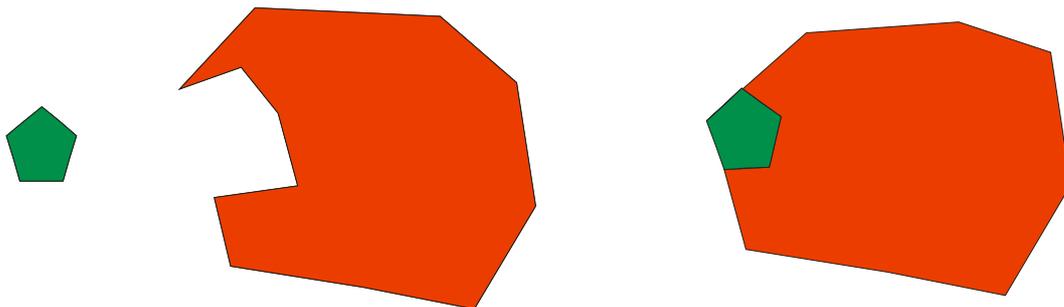
Wie wird jetzt aber aus der DNS abgelesen, wie ein Protein aufgebaut werden soll? Wann immer ein Protein hergestellt werden soll, wird die DNS an der entsprechenden Stelle wie ein Reißverschluss geöffnet. Die Wasserstoffbrücken-Donoren und Akzeptoren sind nun frei zugänglich. Immer drei aufeinanderfolgende Nucleobasen werden nun gleichzeitig abgelesen. Das Muster der freiliegenden Wasserstoffbrücken-Donoren und -Akzeptoren aller drei Nucleobasen entscheidet dabei über die Aminosäure, die als nächstes in das Protein eingebaut werden soll. Eine solche Abfolge von drei Basen wird auch **Basentriplett** oder **Codon** genannt. Codon, weil es eben für eine Aminosäure codiert. Bei vier verschiedenen Nucleobasen kommen insgesamt $4 \cdot 4 \cdot 4 = 4^3 = 64$ verschiedene Kombinationen in Frage. Es gibt also mehr Codons als Aminosäuren, so dass zum Teil mehrere Codons für die gleiche Aminosäure stehen. Andere Codons dienen dazu, den Startpunkt oder das Ende eines Proteins anzuzeigen.

5.4. Was passiert in unserer Nase, wenn wir riechen?

Der Geruchssinn ist die bis heute am wenigsten verstandene Sinneswahrnehmung. Obwohl in den letzten Jahren viel über die Prozesse der Geruchswahrnehmung geforscht wurde und auch viele Mechanismen aufgeklärt worden ist, liegt immer noch vieles im Dunklen.

Der Geruch ist nicht eine Eigenschaft eines Stoffes. Das heisst, es ist nicht möglich, aus der molekularen Struktur eines Stoffes vorherzusagen, welche geruchliche Wahrnehmung die Stoffprobe bei uns Menschen auslösen wird. Erst wenn ein Molekül in unserer Nase in einer sogenannten **Riehzelle** mit einem **Geruchsrezeptor** (=Geruchsempfänger) eine zwischenmolekulare Bindung eingeht, löst diese ein Signal aus, das im Gehirn zu einer Geruchswahrnehmung führt. Der Geruch entsteht also erst im Gehirn.

Moleküle, die mit einem Rezeptor in Kontakt treten, nennt man im biochemischen Zusammenhang auch **Substrat**. Die Bindung von Substrat und Rezeptor wird häufig auch mit dem **Schlüssel-Schloss-Prinzip** erklärt. Demnach gibt es im Rezeptormolekül eine räumliche Struktur, die als Schloss bezeichnet wird. In diese Struktur kann sich nun genau ein Substratmolekül – der Schlüssel – optimal einpassen und so durch starke zwischenmolekulare Bindungen eine biochemische Reaktion des Rezeptors auslösen.. Wichtig dabei ist aber, dass die Struktur der Bindungsstelle nicht starr ist, sondern sich beim Ausbilden der zwischenmolekularen Bindungen mit dem Substratmolekül verändert. Genau diese Strukturänderung ist es, die die biochemische Antwort auslöst. Das Bild von einem starren Schlüssel und einem starren Schloss ist also nur bedingt auf die Biochemie übertragbar.



Grünes Substratmolekül nähert sich rotem Rezeptor.

Der Rezeptor verbindet sich mit dem Substrat durch zwischenmolekulare Kräfte. Seine Struktur ändert sich dabei.

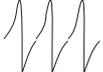
Nach dem Prinzip von Schlüssel und Schloss bräuchte es in der Nase für jedes wahrnehmbare Geruchsmolekül also genau einen spezifischen Rezeptor. Dem ist aber nicht so: der Mensch hat lediglich 350 verschiedene Duftrezeptoren, kann aber weit mehr als **zehntausend** verschiedene Düfte wahrnehmen. Dies gelingt dadurch, dass die Rezeptoren eben gerade nicht nur auf einen einzigen Duftstoff reagieren. Vielmehr reagieren sie auf **unterschiedliche Duftstoffe unterschiedlich stark**. Wie genau dies aber funktioniert, ist gerade das grosse Rätsel – verschiedene Theorien von unterschiedlich starken zwischenmolekularen Wechselwirkungen bis hin zur Identifikation der Moleküle über ihre unterschiedlichen Vibrationsmuster (Bewegung der Atome relativ zueinander) werden zur Zeit diskutiert. Fest steht zurzeit jedoch nur, dass jeder der 350 Rezeptoren auf verschiedene Duftstoffe unterschiedlich starke Signale an das Gehirn senden können. Durch die unterschiedlich starken Signale, die von den verschiedenen Rezeptoren ausgesandt werden, ergibt sich für jedes Duftmolekül ein ganz bestimmtes Muster, das vom Gehirn erkannt wird.

Wie diese Muster aussehen könnten wird in untenstehender Tabelle an einigen Beispielen dargestellt. Die Moleküle von Duftstoff 1 erzeugen dabei bei Rezeptor A und Rezeptor D ein kurzes Signal. Die anderen Rezeptoren interagieren mit diesen Molekülen gar nicht. Duftstoff 3 ist offenbar sehr ähnlich wie Duftstoff 1: auch er bindet an die Rezeptoren B und D. Jedoch ist das Signal, das er bei Rezeptor D auslöst doppelt so intensiv, wie das, welches Duftstoff 1

Leitprogramm Zwischenmolekulare Kräfte

ausgelöst hat. Auf Grund dieses Unterschiedes können die beiden Duftstoffe also bereits auseinandergehalten werden.

Tabelle 1: Muster von Signalen auf unterschiedliche Duftstoffe.

	Duftstoff 1	Duftstoff 2	Duftstoff 3	Duftstoff 4	Duftstoff 5
Rezeptor A					
Rezeptor B					
Rezeptor C					
Rezeptor D					
Rezeptor E					

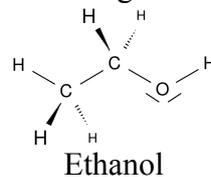
Wenn wir davon ausgehen, dass jeder Rezeptor wie hier in der Tabelle modellhaft dargestellt gar nicht, schwach, stark oder sehr stark auf einen Duftstoff reagieren kann, wären die 5 Rezeptoren A bis E also in der Lage $4 \cdot 4 \cdot 4 \cdot 4 \cdot 4 = 4^5 = 1024$ verschiedene Signalmuster zu erkennen.

Auf diese Weise ist es also möglich, dass das Geruchssystem des Menschen viel mehr Geruchsstoffe wahrnehmen kann, als es Rezeptoren zur Verfügung hat. Dieses Prinzip wird auch im Immunsystem der Menschen gefunden – auch hier erkennt eine beschränkte Anzahl an Rezeptoren eine unglaubliche Vielzahl an Fremdkörpern.

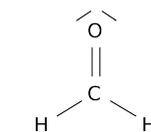
A - Anhang Für Lehrkräfte: Kapitelendtests

Zu Kapitel 1

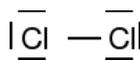
- 1.1 Beschreiben Sie in maximal 5 Sätzen, weshalb man davon ausgehen muss, dass zwischen den einzelnen Molekülen Kräfte herrschen. (K2)
- 1.2 Welche drei Arten der Zwischenmolekularen Kräfte gibt es (K1)
- 1.3 Moleküle sind als ganzes elektrisch neutral. Wie können Sie erklären, dass dennoch elektrostatische Kräfte (Coulomb-Kräfte) zwischen ihnen wirken können? (K2)
- 1.4 Sie versuchen einen Flüssigkeitsstrahl aus Ethanol mit einem elektrostatisch aufgeladenen Glasstab abzulenken. Gelingt dies? (K3)



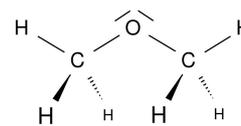
- 1.5 Welche Bedingungen müssen erfüllt sein, damit ein Molekül ein permanenter Dipol ist? (K2)
- 1.6 Stimmt die folgende Aussage: „Stoffe, deren Moleküle Dipol/Dipol-Wechselwirkungen ausüben können sieden immer höher als solche, deren Moleküle dies nicht können“? (K2)
- 1.7 Welche der folgenden Moleküle sind permanente Dipole? (K3)



Formaldehyd

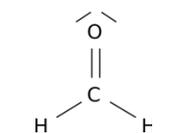


Chlor

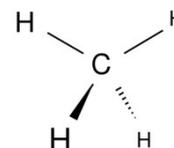


Dimethylether

- 1.8 Ordnen Sie die Siedepunkte $-162\text{ }^{\circ}\text{C}$ und $-19\text{ }^{\circ}\text{C}$ den folgenden Stoffen zu. Begründen Sie Ihre Antwort. (K3)



Formaldehyd



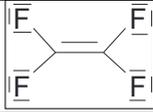
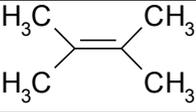
Methan

Zu Kapitel 2

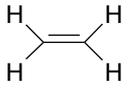
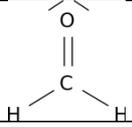
- 2.1 Wovon hängt die Stärke von van der Waals Kräften ab? (K1)
- 2.2 Beschreiben Sie in vier Sätzen, wie ein temporärer Dipol zu einer elektrostatischen Anziehung zwischen zwei Molekülen führt. (K2)
- 2.3 Wie hängen die Begriffe „Polarisierbarkeit“ und „induzierter Dipol“ zusammen? (K2)
- 2.4 Ordnen Sie die folgenden drei Moleküle nach zunehmenden van der Waals – Kräften. (K3)

$\text{Cl} - \text{Cl}$	$\text{I} - \text{I}$	$\text{H} - \text{H}$
Chlor	Iod	Wasserstoff

- 2.5 Die folgenden Moleküle enthalten je 30 Elektronen. Welches wird wohl den höheren Siedepunkt haben? Weshalb? (K3)

	
Tetrafluorethen	2,3-Dimethyl-but-2-en

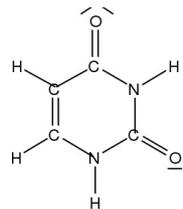
- 2.6 Die folgenden Moleküle haben je 16 Elektronen. Welches wird wohl den höheren Siedepunkt haben? Weshalb? (K3)

	
Ethene	Formaldehyd

- 2.7 Beschreiben Sie den Unterschied zwischen einem „permanenten Dipol“ und einem „temporären Dipol“. (K2)
- 2.8 „Zwischenmolekulare Kräfte sind immer kleiner als kovalente Bindungen.“ Kommentieren Sie diese Aussage. (K2)

Zu Kapitel 3

- 3.1 Aus welcher Tatsache kann abgeleitet werden, dass es neben den Dipol/Dipol-Wechselwirkungen und den van der Waals – Kräften noch eine dritte Zwischenmolekulare Kraft geben muss? (K2)
- 3.2 Welche Atomgruppen oder Atome kommen als Wasserstoffbrücken-Donoren, welche als Wasserstoffbrücken-Akzeptoren in Frage? (K1)
- 3.3 Erklären Sie, wie die „Anomalie des Wassers“ entsteht? (K2)
- 3.4 Markieren Sie in untenstehendem Molekül sämtliche Wasserstoffbrücken-Donoren und -Akzeptoren. (K2)

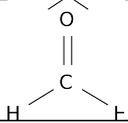
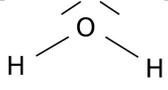


- 3.5 Welche Arten der Zwischenmolekularen Kräfte können die folgenden Moleküle untereinander ausbilden. (K3)

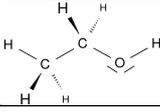
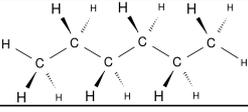
- 3.6 Welche Arten der Zwischenmolekularen Kräfte können die folgenden Moleküle untereinander ausbilden. (K3)

Zu Kapitel 4

- 4.1 Diskutieren Sie, welche energetischen Bedingungen erfüllt sein müssen, damit sich zwei Flüssigkeiten mischen. (K2)
- 4.2 Erklären Sie die alte Regel „*similia similibus solvuntur*“. (K3)
- 4.3 Schlagen Sie ein Molekülpaar vor, das sich sehr gut mischt und eines, das sich sehr schlecht mischt. Begründen Sie ihre Wahl auf Basis der Zwischenmolekularen Kräfte. (K3)
- 4.4 Welche Eigenschaft macht Aceton zu einem guten Reinigungsmittel? (K2)
- 4.5 Schätzen Sie die Mischbarkeit von Formaldehyd (F) und Wasser (W) ab. (K3)

	
Formaldehyd	Wasser

- 4.6 Schätzen Sie die Mischbarkeit von Ethanol (E) und Hexan (H) ab. (K3)

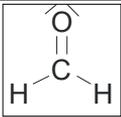
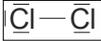
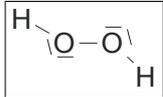
	
Ethanol	Hexan

- 4.7 Wasser und Ethanol mischen sich vollständig. Brom hat weder zu dem einen noch dem anderen Lösungsmittel eine Präferenz (löst sich in beiden Flüssigkeiten schlecht), es wird also eine gleichmäßig gelblich gefärbte homogene Mischung entstehen. (K3)

B - Anhang Für Lehrkräfte: Lösungen Kapitelendtests

Zu Kapitel 1

- 1.1 Beim Verdampfen wird die durchschnittliche Distanz zwischen den Molekülen um ein vielfaches grösser. Für diesen Vorgang muss dem Stoff Energie in Form von Wärme zugeführt werden. Die Moleküle selbst bleiben dabei intakt. Die zugeführte Energie wird folglich dazu aufgewendet, die Kräfte zwischen den Molekülen aufzubrechen.
- 1.2 Dipol/Dipol-Wechselwirkungen, van-der-Waals-Kräfte und Wasserstoffbrücken.
- 1.3 Coulomb-Kräfte können sich ausbilden, wenn die Elektronen nicht gleichmässig verteilt sind. Dann bilden sich positive und negative Ladungspole aus. Die Pole von zwei solchen Molekülen können miteinander interagieren. Moleküle mit ungleichmässig verteilten Elektronen nennt man auch Dipole.
- 1.4 Ja – Ethanol ist ein Dipol.
- 1.5 Das Molekül muss aus Atomen aufgebaut sein, die unterschiedliche Elektronegativität haben. Die positiven und negativen Ladungsschwerpunkte dürfen nicht zusammenfallen. Das heisst, sie müssen asymmetrisch angeordnet sein.
- 1.6 Nein – da es noch andere Arten von Zwischenmolekularen Kräften gibt können apolare Moleküle einen höheren Siedepunkt haben als polare Moleküle.
- 1.7 Lösungen:

1.8				For ma lde hy d
	Dipol	Kein Dipol	Kein Dipol	

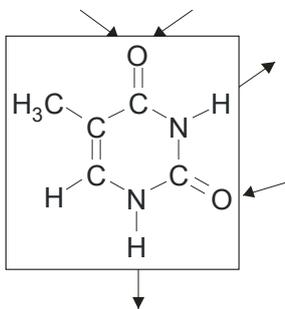
ist ein Dipol und hat daher stärkere Zwischenmolekulare Kräfte und somit einen höheren Siedepunkt (-19 °) als das apolare Methan (162 °C).

Zu Kapitel 2

- 2.1 Von der Anzahl Elektronen und derer Verschiebbarkeit (Polarisierbarkeit).
- 2.2 Der positive Pol des temporären Dipols zieht die Elektronen des Nachbarmoleküls an. Gleichzeitig wird der Atomkern weg gestossen. Das Nachbar Molekül wird somit auch zu einem temporären Dipol – es wird Polarisiert. Nun liegen der positive und negative Pol der beiden temporären Dipole direkt neben einander und führen so zu elektrostatischer Anziehung.
- 2.3 Ein Dipol wird „induziert“ wenn die Elektronen in einem Molekül durch eine benachbarte Ladung verschoben werden. Dies ist umso leichter möglich, je besser sich die Elektronen verschieben lassen. Die Verschiebbarkeit der Elektronen wird auch als Polarisierbarkeit bezeichnet.
- 2.4 Wasserstoff < Chlor < Iod → Zunehmende Anzahl Elektronen.
- 2.5 2,3-Dimethyl-but-2-en hat auf Grund der höheren Polarisierbarkeit einen höheren Siedepunkt (56 °C) als Tetrafluorethen (-56 °C). Die Polarisierbarkeit von Tetrafluorethen ist auf Grund der grossen Elektronegativität der Fluoratome sehr gering.
- 2.6 Formaldehyd hat einen Dipol und somit mit -19 °C einen höheren Siedepunkt als Methan (-162 °C), dessen Moleküle nur durch van-der-Waals-Kräftezusammengehalten werden.
- 2.7 Ein „permanenter Dipol“ entsteht aus einer durch die Molekülgeometrie bedingten, ständig asymmetrisch verteilten Elektronendichte. Bei einem „temporären Dipol“ entsteht durch die ständige Bewegung der Elektronen eine ungleichmässige Ladungsverteilung. Diese kann sich aber sogleich wieder aufheben.
- 2.8 Die van-der-Waals-Kräfte nehmen beständig zu, je grösser ein Molekül ist. Bei ausgedehnten Molekülstrukturen können die Zwischenmolekularen Kräfte so grösser werden als die kovalenten Bindungen. Als Konsequenz zersetzen sich diese Stoffe, bevor sie schmelzen.

Zu Kapitel 3

- 3.1 Die Stoffe H_2O , NH_3 und HF haben ungewöhnlich hohe Siedepunkte, die weder durch Dipol/Dipol-Wechselwirkung noch durch van-der-Waals-Kräfte erklärt werden können,
- 3.2 Donoren: R-N-H, R-O-H und F-H
Akzeptoren: O, N, F
- 3.3 Da Wasserstoffbrücken sehr stark räumlich gerichtet sind ordnen sich die Wassermoleküle im festen Zustand zu einem starren Gitter an. In dieser Anordnung brauchen die Moleküle im Mittel mehr Platz als in der Flüssigphase.
- 3.4 Markieren Sie in untenstehendem Molekül sämtliche Wasserstoffbrücken Donoren und Akzeptoren. (K2)



- 3.5 Welche Arten der Zwischenmolekularen Kräfte können die folgenden Moleküle untereinander ausbilden. (K3)

	vdW	vdW	vdW
	vdW	vdW, D/D, H-Brücken	vdW, D/D, H-Brücken
	vdW	vdW, D/D, H-Brücken	vdW, D/D

Leitprogramm Zwischenmolekulare Kräfte

3.6 Welche Arten der Zwischenmolekularen Kräfte können die folgenden Moleküle untereinander ausbilden. (K3)

	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\bar{\text{O}}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \\ \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \\ \text{H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \end{array}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\bar{\text{O}}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	vdW, D/D, H-Brücken	vdW	vdW, H-Brücken
$\begin{array}{c} \text{H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \\ \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \text{ } \\ \text{H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \text{ H} \end{array}$	vdW	vdW	vdW
$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	vdW, H-Brücken	vdW	vdW

Zu Kapitel 4

- 4.1 Die Summe der Energien, um die Teilchen der beiden Reinstoffe auseinanderzureissen, muss ungefähr der Summe der Energien entsprechen, die frei werden, wenn die beiden unterschiedlichen Teilchen miteinander in Kontakt treten.
- 4.2 „Gleiches löst sich in Gleichem“. Die Kräfte, die von den kleinsten Teilchen der beiden zu mischenden Reinstoffe untereinander ausüben, müssen sich möglichst ähnlich sein, damit sich die Stoffe mischen lassen.
- 4.3 Hier gibt es keine Musterlösungen.
- 4.4 Aceton kann apolare Stoffe wie z.B. Fette in Lösung bringen.
- 4.5 Formaldehyd (F) und Wasser (W)

$\Delta E =$	$E(\leftarrow FF \rightarrow) +$	$E(\leftarrow WW \rightarrow) -$	$2 E(\rightarrow FW \leftarrow)$
vdW-Kräfte	Gering	Gering	Gering
Dipol/Dipol	Gering	Gering	Gering
H-Brücken	Nicht vorhanden	Sehr gross	Sehr gross

Gute Mischbarkeit

4.6 Ethanol und Hexan

$\Delta E =$	$E(\leftarrow EE \rightarrow) +$	$E(\leftarrow HH \rightarrow) -$	$2 E(\rightarrow EH \leftarrow)$
vdW-Kräfte	Gering	Gross	Gering
Dipol/Dipol	Gering	Nicht vorhanden	Nicht vorhanden
H-Brücken	Gross	Nicht vorhanden	Nicht vorhanden

Schlechte Mischbarkeit

- 4.7 Sie geben Bromwasser und Ethanol zusammen und schütteln das Gemisch. Wie sieht es nach dem Schütteln aus? (K3)

C – Zusammenstellung der Materiallisten für Experimente und Übungsaufgaben

Der besseren Übersicht halber sind hier alle Materiallisten für die einzelnen Experimente und Übungsaufgaben zusammengestellt. Während der ganzen Bearbeitungsdauer des Leitprogramms sollten die Schüler und Schülerinnen zudem Zugang zu Modellbaukästen haben.

Experiment 1.1: Einfluss von elektrostatischen Kräften auf molekulare Flüssigkeiten

- 1 Bürette gefüllt mit Heptan
- 1 Bürette gefüllt mit Aceton
- 1 Glasstab
- 1 Seidentuch
- 2 500 ml Bechergläser als Auffangbehälter

Übungsfrage 2.3

Auf einem Tisch im Schulzimmer finden Sie je eine Stoffprobe von Heptan und Hexadecan (Alkan mit 16 Kohlenstoffatomen) in neutralen Glasflaschen. Finden Sie ohne die Flaschen zu öffnen heraus, welcher Stoff sich in welcher Flasche befindet. Begründen Sie Ihren Entscheid.

Experiment 4.1: Mischbarkeit von Flüssigkeiten

Material

- 1 Reagenzglas
- 1 Gummistopfen passend zum Reagenzglas
- Filzstift
- 2 Pipetten

Chemikalien

- Bromwasser
- Heptan

Experiment 4.2: Mischbarkeit von Flüssigkeiten

Material

- Reagenzgläser
- Pipetten
- Filzstift
- Stopfen für Reagenzgläser

Chemikalien

- Octan
- Aceton
- Heptan

- Methanol
- 1,2-Ethandiol
- 1-Butanol
- Butanon
- Diethylether
- Cyclohexan
- 1,2,3-Propantriol