

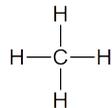
Aufgaben zu intermolekularen Kräften

C1CL/TG/TO

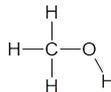
Nummerierung und Inhalte der gedruckten Version mit der Download-Version abgleichen! Evtl. gibt es Unterschiede. Häufig enthält die Download-Version noch Bonusaufgaben.

1. Welchen Zusammenhang gibt es zwischen Schmelz- und Siedepunkt und intermolekularer Anziehungskraft? Begründen Sie!

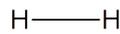
2. Zeichnen Sie fehlende freie Elektronenpaare ein. Markieren Sie, welche der Verbindungen H-Brücken mit ihresgleichen (d.h. mit Nachbarmolekülen derselben Sorte) eingehen können. Welche der Verbindungen kann zwar nicht mit ihresgleichen, jedoch aber mit H₂O H-Brücken eingehen?



a) Methan



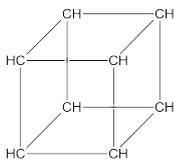
b) Methanol



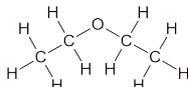
c) Wasserstoff



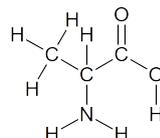
d) Helium



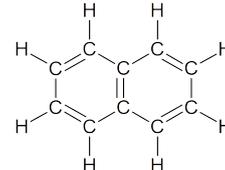
e) Cuban



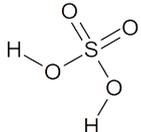
f) Diethylether



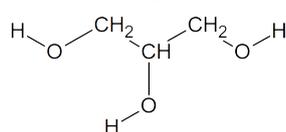
g) Alanin



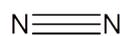
h) Naphtalin



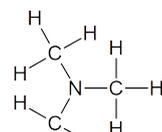
i) Schwefelsäure



j) Glycerin



k) Stickstoff



l) Trimethylamin

3. Ordnen Sie folgende beiden Verbindungen nach Siedepunkt. Begründen Sie Ihre Entscheidung.

a) HF und HCl

b) H₂O und H₂Sc) CH₄ und H₂Sd) HCl und NH₃

4. Welcher Stoff hat eine höhere Siedetemperatur, Fluor (F₂) oder Fluormethan?



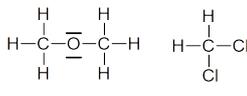
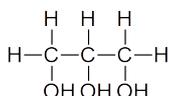
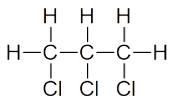
Fluormethan

5. Reihen Sie die elementaren Halogene (X₂) nach steigenden Siedepunkten und begründen Sie Ihre Anordnung.

6. Begründen Sie, welcher der angegebenen Stoffe in Wasser besser löslich ist:

a) 1,2,3-Trichlorpropan oder Propantriol

b) Dimethylether oder Dichlormethan

c) CO₂ oder N₂

7. Warum besitzt H₂O eine höheren Smp/Sdp (0 °C/100°C) als HF (-83°C/19,5°C), obwohl die H-F-Bindung polarer als die H-O-Bindung ist?

8. Ordnen Sie die Siedetemperaturen [in °C] -269, -183, -67, 20 folgenden Stoffen/Molekülen zu: Sauerstoff, Fluorwasserstoff, Helium, Bromwasserstoff

9. Zwischenmolekulare Kräfte

Begründen Sie ob und welche Kräfte zwischen den Teilchen/Molekülen der Verbindungen auftreten (evtl. auch Mehrfachnennung möglich)

a) H₂Ob) H₂S

c) molekularer Stickstoff

c) Neon

d) Fluorwasserstoff (HF)

e) Ammoniak

f) Sortieren Sie die folgenden Verbindungen nach aufsteigendem Siedepunkt (getrennt durch „<“) und begründen Sie die Anordnung stichwortartig.

Lithiumoxid

Wasserstoffperoxid (H-O-O-H)

Brom

Fluor

Lösungen – ohne Gewähr

Die vorgestellten Lösungen sind aus didaktischen Gründen meist ausführlicher als laut Aufgabenstellung erwartet. Die Zusatzinformationen sind nur dann relevant für Klassenarbeiten/Tests, wenn sie auch im Unterricht besprochen wurde.

youtube-Filmchen zur Zusammenfassung und zur Erklärung

Wasserstoffbrückenbindung: <https://www.youtube.com/watch?v=En2hkTelCrc>

https://www.youtube.com/watch?v=IO_NSF1PeVI

Nr. 1

Beim Schmelzen wird der hochgeordnete Charakter (vgl. Abb. 1), der die Teilchen der Feststoffe auszeichnet (Kristall), zerstört. Im Gegensatz zum Kristall sind die Teilchen in der Flüssigkeit (vgl. Abb. 2) in ihrer relativen Position zueinander beweglich. Diese Beweglichkeit ist nur möglich, weil intermolekulare bindenden Kräfte zwischen den Teilchen gebrochen wurden. Die für das Aufbrechen nötige Energie wird in Form von Wärme beim Schmelzvorgang zugeführt. Immerhin zeigen die Teilchen auch in der Flüssigkeit einen Zusammenhalt untereinander. So nimmt flüssiges Wasser in einer halbvollen, geschlossenen Wasserfalsche nicht den gesamten Gefäßraum in Anspruch, sondern befindet nur im unteren Flaschenteil/Gefäßboden. Die H_2O -Moleküle halten also noch zusammen, sind aber schon gegeneinander beweglich.

Führt man weiter Wärme zu, so bewegen sich die Teilchen in der Flüssigkeit immer schneller und besitzen im Schnitt eine immer höhere Bewegungsenergie. Irgendwann ist die Bewegungsenergie so groß, dass die intermolekularen bindenden Kräfte vollständig überwunden werden. Der Zusammenhalt zwischen den Teilchen ist durch die Bewegungsenergie der Teilchen komplett aufgehoben. Dies ist genau dann der Fall, wenn der Siedepunkt der Verbindung erreicht wird. Die Teilchen liegen nun in Gasphase vor, zwischen den Teilchen wirken (im Idealfall) keine bindenden Kräfte mehr. (vgl. Abb. 3)

Je höher die zu überwindenden zwischenmolekularen bindenden Kräfte (Dipol-Dipol-Kräfte, van-der-Waals-Kräfte, Wasserstoffbrückenbindungen), desto höher ist die Energie die zu deren Aufbrechung

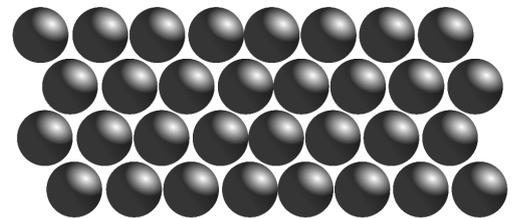


Abb. 1: Teilchenmodell eines Feststoffs: **Kristall**

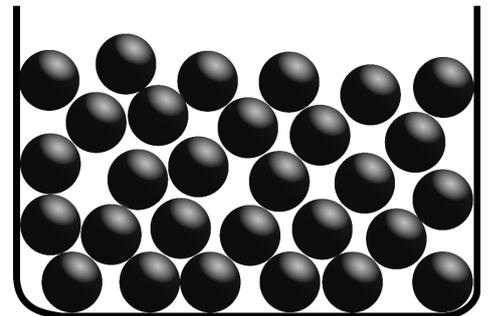


Abb. 2: Teilchenmodell einer Flüssigkeit

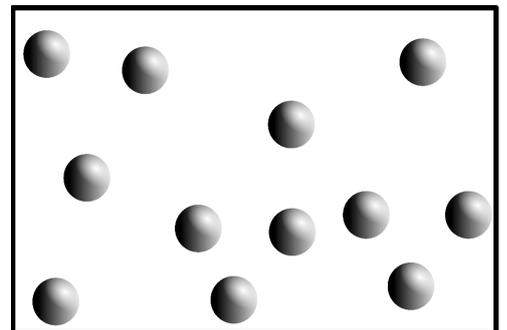


Abb. 3: Teilchenmodell eines Gases

aufzubringen ist. Teilchen mit hohen intermolekularen bindenden Kräften besitzen deshalb einen hohen Schmelz- und Siedepunkt.

Nr. 2

Damit H-Brücken untereinander ausgebildet werden können müssen...

- ...polar gebundene H-Atome in der Verbindung vorhanden sein (O-H, N-H, F-H)

UND AUCH

- ... elektronegative Atome mit freien Elektronenpaaren vorhanden sein: F^-  N^-

Somit können folgende Verbindungen mit jeweils ihresgleichen H-Brücken eingehen: b), g), i), j)

Nur mit H₂O als Partner, aber nicht untereinander kann f), k) und l) H-Brücken ausbilden. Diese drei Verbindungen besitzen zumindest ein freies Elektronenpaar an einem elektronegativen Atom, und können so H-Brücken von H₂O akzeptieren.

Nr. 3

a) Neben Dipol-Dipol-Kräften, die sowohl in HF als auch in HCl zu finden sind, können HF-Moleküle untereinander zusätzlich H-Brücken ausbilden (da sie über ein stark polar gebundenes H-Atom und freie Elektronenpaare verfügen). Die HCl-Bindung ist für die Ausbildung von H-Brücken nicht polar genug. => HF hat einen deutlich höheren Smp./Sdp.

b) Neben Dipol-Dipol-Wechselwirkungen sind bei H₂O auch H-Brücken möglich. Bei H₂S hingegen nicht=> H₂O besitzt höheren Smp./Sdp.

c) CH₄ ist aus symmetrischen Gründen völlig unpolar, H₂S ist polar gebaut. Da permanente Dipol-Dipol-Kräfte bei ungefähr gleich großen Molekülen (beide 3-atomig, ähnliche Atomgrößen) stärker sind als van-der-Waals-Kräfte, ist der Sdp./Smp. von H₂S größer als der von CH₄.

d) Sowohl bei HCl als auch bei NH₃ wirken Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolmolekülen. Da aber NH₃-Moleküle mit ihresgleichen noch H-Brückenbindungen eingehen, besitzen es einen höheren Sdp./Smp. als HCl. .

Nr. 4

Zwischen F₂-Moleküle wirken nur van-der-Waals-Kräfte und noch dazu relativ geringe, da es sich um kleine Atome mit nur schwach polarisierbarer Elektronenhülle handelt. Fluormethan-Moleküle sind permanente Dipole, so dass es zu Dipol-Dipol-Wechselwirkungen kommt. Aber schon allein die van-der-Waals-Kräfte sind hier etwas größer, da das Molekül etwas größer und polarisierbarer ist. => Fluormethan hat eindeutig den höheren Sdp./Smp.

Nr. 5

Die Sdp./Smp. nimmt im PSE von oben nach unten zu. So sind F₂ und Cl₂ Gase, Br₂ flüssig und I₂ fest. Hierfür gibt es einen Hauptgrund: Mit jeder Periode kommt eine neue besetzte Schale hinzu. Die Außenschale ist immer weiter vom Atomkern entfernt und deren Radius immer größer. Je größer der Radius, desto leichter kann Ladungsdichte in der Schale zufälligen Ungleichverteilungen unterliegen (statistische Ungleichverteilung

der Ladungsdichte). Ist dies der Fall, so spricht man von einem zufälligen Dipol der in der Nachbarschaft weitere Dipole induzieren kann. Insgesamt nehmen die van-der-Waals-Wechselwirkungen von oben nach unten zu, und damit der Sdp./Smp.

Einen deutlich kleineren Einfluss auf die Höhe der Sdp./Smp. haben auch die Molekülmassen. So wiegt I_2 immerhin 6,7 mal so viel wie F_2 . Sind die chemischen Wechselwirkungen identisch groß, so nimmt mit steigender Molekülmasse auch der Sdp./Smp. zu. So hat z.B. Deuterium 2H_2 („D₂“) einen Sdp. von $-152,9\text{ }^\circ\text{C}$, H_2 hingegen einen Sdp. von $-149,6\text{ }^\circ\text{C}$.

Nr. 6

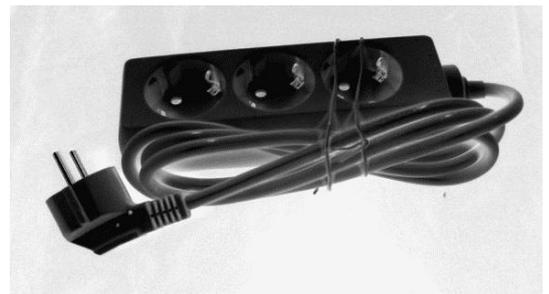
a) Propantriol kann mit H_2O -Molekülen H-Brücken ausbilden, was die Löslichkeit erheblich erhöht.

b) Dimethylether kann zwar im Reinstoff mit seinesgleichen keine H-Brücken ausbilden, jedoch können H_2O -Moleküle H-Brücken zum Ether ausbilden. Dies ist bei Dichlormethan jedoch nicht möglich.

c) CO_2 kann mit H_2O H-Brücken eingehen, N_2 jedoch nicht. So ist CO_2 deutlich besser in Wasser löslich als N_2 . **Zusatzinfo:** Hinzu kommt, dass ein kleiner Teil des gelösten CO_2 mit H_2O chemisch reagiert (Bildung von Kohlensäure).

Nr. 7

Die H_2O -Moleküle können mit ihresgleichen im Schnitt 4 H-Brückenbindungen eingehen, HF-Moleküle mit ihresgleichen im Reinstoff im Schnitt nur 2. Zwar sind beim F-Atom 3 freie e^- -Paare, aber pro Molekül nur 1 polar gebundenes H-Atom vorhanden. Die Situation ist vergleichbar mit elektrischen Mehrfachsteckdosen (1 Stecker + 3 Steckdosen, *siehe Abb. rechts*).



Wenn Sie viele solcher Mehrfachsteckdosen zu einem Netzwerk verbinden sollen, kann im Schnitt eine Mehrfachsteckdose nur mit 2 weiteren Mehrfachsteckdosen verknüpft werden, obwohl jede Mehrfachsteckdose 3 Steckdosen besitzt. Grund: Es ist nur 1 Stecker vorhanden!

Nr. 8

He: einatomiges Gas, damit zwangsläufig unpolar, nur sehr geringe van-der-Waals-Kräfte weil sehr kleines Atom (nur wenig polarisierbare e^- -Hülle) => $-269\text{ }^\circ\text{C}$ (der Stoff mit dem tiefsten überhaupt gemessenen Sdp.)

Bei Sauerstoff (O_2) werden die unpolaren Moleküle auch nur durch van-der-Waals-Kräfte zusammen gehalten. => Sdp. = $-183\text{ }^\circ\text{C}$

Bromwasserstoff besteht aus permanenten Dipolmolekülen und der Sdp. ist damit viel höher als von unpolaren Stoffen wie O_2 oder He. Neben den Dipol-Dipol-Wechselwirkungen tragen auch van-der-Waals-Kräfte zum Siedepunkt bei => $-67\text{ }^\circ\text{C}$

Fluorwasserstoff hat wegen der H-Brücken den höchsten Siedepunkt. => $20\text{ }^\circ\text{C}$

Nr. 9

a) – f) **H_2O , HF und NH_3** : permanente Dipolmoleküle, polar gebundene H-Atome und freie e^- -Paare vorhanden: => H-Brücken möglich, weiterhin: Dipol-Dipol-WW permanenter Dipole und v.d.W-Kräfte

H₂S: permanenter Dipol => Dipol-Dipol-WW permanenter Dipole, auch v.d.W-Kräfte

N₂ und Ne: unpolare Moleküle/Atome => nur v.d.W.-Kräfte

g) F₂ (-188 °C) << Br₂ (59°C) < H₂O₂ (150 °C) << Li₂O (2600 °C)

F₂: nur van-der-Waals-Kräfte

Br₂: nur van-der-Waals-Kräfte, größere und durchleichter polarisierbare Atome, deshalb höhere v.d.W.Kräfte.
Auch deutlich höhere Molekülmasse als bei F₂.

H₂O₂: auch H-Brücken möglich, den stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen

Li₂O: besteht aus Ionen, ist also ein Salz. starke elektrostatische Anziehung zwischen den Ionen.

Je höher der intermolekulare Zusammenhalt, desto mehr Energie wird benötigt die Moleküle voneinander zu trennen, d.h. in die Gasphase zu überführen. => Je höher der Zusammenhalt zwischen den Teilchen, desto höher der Sdp.