

## Fragen zu zwischenmolekularen Kräften

1. Welche Art der Kraft tritt zwischen den Teilchen auf? Differenzieren Sie auch zwischen den drei Komponenten bei den van-der-Waals-Kräften. Begründen Sie, welchen Stellenwert die jeweilige Kraft für den intermolekularen Zusammenhang hat.

- |                    |  |  |       |
|--------------------|--|--|-------|
| a) CO <sub>2</sub> | b) HF                                    | c) NH <sub>3</sub>                         | d) CO |
| e) H <sub>2</sub>  | f) H <sub>3</sub> C-C(O)-CH <sub>3</sub> | g) H <sub>3</sub> C-CH(OH)-CH <sub>3</sub> | h) Ar |

2. Ordnen Sie jeweils Siedepunkte zu und begründen Sie ausführlich:

- |   |  |
|---|--|
| a) n-Pentan; 2,2-Dimethylpropan, 2-Methylbutan  | Sdp: 9,5 °C, 28 °C, 36 °C                  |
| b) F <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> ; H <sub>2</sub> CO, Na, He; N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> , | Sdp: 4 K, 21 K, 85 K, 254 K, 387 K, 1163 K |
| c) HF, HCl, HBr   | Sdp: - 67 °C, - 85 °C, 19,5 °C             |
| d) H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> Se, H <sub>2</sub> S  | Sdp: - 60,2 °C, - 41 °C, 100 °C,           |

3. Warum besitzt H<sub>2</sub>O 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? Weiterhin ist die Wasserstoffbrückenbindung in HF mit ca. 100 kJ/mol stärker als in H<sub>2</sub>O mit ca. 60 kJ/mol.

## Musterlösungen ohne Gewähr

1.

a-d) siehe Unterrichtsunterlagen

e) Es treten nur v.d.W-Kräfte auf und zwar wegen dem unpolaren Molekülaufbau ausschließlich London-Kräfte

f) Es treten nur v.d.W-Kräfte auf und zwar alle drei Effekte in folgender Abstufung: London-Kräfte > Richteffekte > Debye-Wechselwirkung.

Nur bei stark polaren Bindungen ist der Richteffekt größer oder ähnlich groß wie die Londonkräfte. Solche sehr stark polaren Bindungen sind hier nicht vorhanden.

g) Hier treten wegen dem polar gebundenen H-Atom auch H-Brückenbindungen auf. Diese sind viel stärker als die drei Effekte, die man unter van-der-Waals-Kräfte zusammenfasst. Auch diese Effekte tragen aber zu einem kleinen Teil zu den zwischenmolekularen Kräften bei.

H-Brückenbindung >> Londonkräfte > Richteffekt > Debye-Wechselwirkung

Zwar ist hier eine stark polare Atombindung (O-H) vorhanden, allerdings ist im vielatomigen Molekül nur *eine* solche Bindung anzutreffen. Insgesamt sind also auch hier die London-Kräfte größer als der Richteffekt.

h) Es treten nur v.d.W-Kräfte auf und zwar wegen dem unpolaren Atom ausschließlich London-Kräfte

2.

a) Die van-der-Waals-Kräfte nehmen mit steigendem Abstand  $r$  in sechster Potenz (!) ab (v.d.w.-Kraft ist proportional zu  $r^{-6}$ ). Das heißt, dass sie nur in unmittelbarer Umgebung wirken. Die Moleküle oder Molekülteile müssen unmittelbar benachbart sein um sich gegenseitig anzuziehen. Das ist bei kugelförmig gebauten Molekülen nicht über die gesamte Moleküloberfläche möglich.

**n-Pentan**-Moleküle können sich mit der gesamten Moleküloberfläche relativ nahe kommen. Der mittlere Molekülabstand ist klein. Die van-der-Waals-Kräfte können gut wirken. Es wird also mehr Energie benötigt, um die Moleküle voneinander zu trennen. Der Siedepunkt ist entsprechend hoch. n-Pentan besitzt den Siedepunkt von 36 °C.

**2,2-Dimethylpentan** ist durch seine Verzweigungen eher kugelförmig gebaut. Die Moleküle können sich nicht mit ihrer gesamten Moleküloberfläche nahe kommen. Außerdem hat das kugelförmige Molekül auch die kleinste Oberfläche, d.h. die kleine Angriffsfläche für die van-der-Waals-Kräfte. Das 2,2-Dimethylpropan hat deshalb einen Siedepunkt von 9,5 °C.

**2-Methylbutan** liegt mit seiner einfachen Verzweigung zwischen den oben benannten Isomeren und besitzt den Siedepunkt von 28 °C besitzt.

b) Je größer ein Teilchen desto stärker sind die Fluktuationen in der Elektronenhülle. Weiterhin lassen sich leichter Dipolmomente induzieren. Mit größer werdender Elektronenhüllen bzw. mit größer werdenden Teilchen steigen also die van-der-Waals-Kräfte:

**He:** 4 K. Kleines Atom der 1. Periode. Elektronenhülle praktisch kaum polarisierbar und sehr hart. Siedepunkt liegt nahe am absoluten Nullpunkt.

**H<sub>2</sub>:** Etwas größeres Teilchen als He, das aber auch ausschließlich aus Atomen der ersten Periode besteht. Siedepunkt: 21 K. Auch unter hohem Druck lässt sich bei Raumtemperatur Wasserstoff nicht verflüssigen. In einer H<sub>2</sub>-Flasche liegt das H<sub>2</sub> gasförmig vor.

**F<sub>2</sub>:** Molekül und seine Elektronenhülle ist etwas größer als die von H<sub>2</sub>, da es aus Atomen der 2. Periode besteht. Trotzdem ist auch hier die Elektronenhülle nur schwer zu polarisieren. => Siedepunkt 85 K.

**Methanal: CH<sub>2</sub>O.** Im Vergleich zu den vorangegangenen Teilchen besitzt dieses Molekül eine größere Moleküloberfläche. Allerdings treten als zwischenmolekulare Kräfte nur van-der-Waals-Kräfte auf (London-Kräfte > Richteffekte > Debye-Wirkung). Siedepunkt: 254 K.

**N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>:** Hydrazin: Hier treten auch H-Brücken auf, die wesentlich stärker sind als v.d.W.-Kräfte. Zusammen führen diese beiden Kräfte zu einem Siedepunkt von über 100 °C (387 K).

**Na:** Zwischen den Natriumratomen liegt keine Nebervalenz vor, also keine schwachen intermolekulare Kräfte, sondern eine vollwertige chemische Bindung („Hauptvalenz“). In diesem Fall ist dies die Metallbindung. Der Siedepunkt ist entsprechend hoch (1163 K).

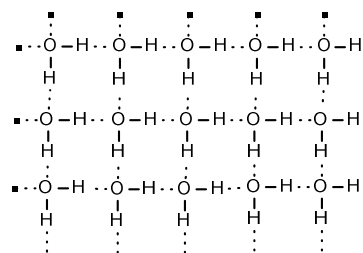
c) HF hat den höchsten Siedepunkt weil hier die H-F-Bindung so polar ist, dass H-Brücken zwischen den Molekülen möglich sind. Bei HCl und HBr sind solche H-Brücken nicht möglich, hier erfolgt der Zusammenhalt ausschließlich über H-Brücken. Da HBr eine größere Moleküloberfläche hat, sind die van-der-Waals-Kräfte bei HBr größer. => HCl: - 85 °C, HBr: - 67 °C, HF: 19,5 °C

d) Aus den analogen Gründen wie bei c) gilt:

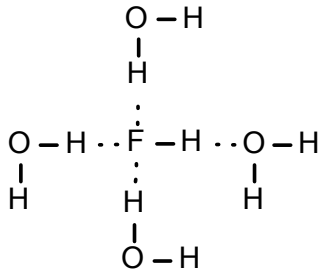
H<sub>2</sub>O: Sdp = 100 °C; H<sub>2</sub>S: Sdp = -60,2 °C, H<sub>2</sub>Se: - 41 °C

Die Durchschnittliche Anzahl der H-Brückenbindungen, die H<sub>2</sub>O-Moleküle untereinander eingehen können ist höher. Jedes Molekül besitzt nämlich zwei polare gebundene H-Atome und 2 Bindungsstellen für weitere H-Atome. Die Anzahl der aktiven und passiven Stellen der H-Brücken sind ausgeglichen. Insgesamt kann jedes H<sub>2</sub>O-Molekül an 4 H-Brücken beteiligt sein.

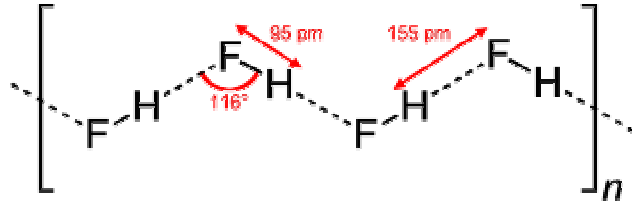
schematisch:



Beim H-F ist nur ein polares H-Atom vorhanden und 3 freie Elektronenpaare. Zwar kann ein einzelnes H-F-Molekül z.B. mit anderen H<sub>2</sub>O-Molekülen auch an 4 H-Brücken teilnehmen, aber zwischen H-F-Molekülen ist die Anzahl der polar gebundenen H-Atome der begrenzende Faktor. Es gibt nicht genug polar gebundene H-Atome um alle freien Elektronenpaare an H-Brücken teilnehmen zu lassen: Insgesamt sind nur 2 H-Brücken möglich:



Ein H-F-Molekül kann mit benachbarten H<sub>2</sub>O-Molekülen insgesamt 4 H-Brücken ausbilden.



Untereinander können die H-Moleküle allerdings nur 2 H-Brücken ausbilden. 2 freie Elektronenpaare bleiben unbesetzt. Im Kristall liegen H-F-zick-zack-Ketten vor.

Wegen der geringeren Anzahl an H-Brückenbindungen ist der Siede- und Schmelzpunkt niedriger als bei H<sub>2</sub>O.