

## Teil 2: Chemische Wechselwirkung zwischen temporären und permanenten Dipolen

### Lösungen zu den Aufgaben

#### ■ Seite 2, Randspalte

Das Ne-Atom ist ein Edelgasatom. In Lewis-Schreibweise besitzt es vier nichtbindende Elektronenpaare, aber kein ungepaartes Elektron. Eine Elektronenpaarbindung zwischen Neon-Atomen ist daher nicht möglich.

#### ■ Seite 5, Aufgabe 1

a) In der Reihe  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$  nimmt die Größe der Moleküle und die Anzahl an leicht beweglichen, kernfernen Elektronen zu. Das erkennt man, wenn man die Elektronenverteilung der Atome der siebten Hauptgruppe anschaut:

Atom	F	Cl	Br	I
Zahl an Elektronen	9	17	35	53
Zahl an Elektronen in der				
K-Schale	2	2	2	2
L-Schale	7	8	8	8
M-Schale	0	7	18	18
N-Schale	0	0	7	18
O-Schale	0	0	0	7

Kernabstand nimmt zu ↓

Entsprechend nimmt die Polarisierbarkeit in dieser Reihenfolge zu.

b) In der Familie der Halogene sind alle drei Aggregatzustände vertreten: Fluor und Chlor sind Gase (eher geringe London-Wechselwirkung), Brom ist eine leicht verdampfbare Flüssigkeit (mittelstarke London-Wechselwirkung) und Iod sogar ein Feststoff (hohe London-Wechselwirkung).

#### ■ Seite 5, Aufgabe 2

In der Reihe  $CH_4$ ,  $SiH_4$ ,  $GeH_4$  und  $SnH_4$  nimmt die Größe der Moleküle und die Anzahl an leicht beweglichen, kernfernen Elektronen zu. Das erkennt man, wenn man die Elektronenverteilung der Atome der vierten Hauptgruppe genauer anschaut:

Atom	C	Si	Ge	Sn
Zahl an Elektronen	6	14	32	50
Zahl an Elektronen in der				
K-Schale	2	2	2	2
L-Schale	4	8	8	8
M-Schale	0	4	18	18
N-Schale	0	0	4	18
O-Schale	0	0	0	4

Kernabstand nimmt zu ↓

Dementsprechend nehmen die Polarisierbarkeiten der Moleküle  $CH_4$ ,  $SiH_4$ ,  $GeH_4$  und  $SnH_4$  in dieser Reihenfolge zu und damit auch die London-Wechselwirkung zwischen den Molekülen. Die Siedetemperaturen der Stoffe steigen entsprechend von Methan über Monosilan und Monogerman zu Monostanan.

### ■ Seite 5, Aufgabe 3

Vermutung: Je stärker der Zusammenhalt der Edelgasatome durch London-Wechselwirkung, desto stärker die Dichte des jeweiligen flüssigen Edelgases. Die Dichte müsste also in der Reihenfolge Neon, Argon, Krypton, Xenon zunehmen. Eine Recherche der Dichte-Werte bestätigt diese Vermutung:

Edelgas	Neon	Argon	Krypton	Xenon
Dichte der Flüssigkeit in g/cm <sup>3</sup>	1,507	1,771	3,094	3,782

### ■ Seite 6, Randspalte

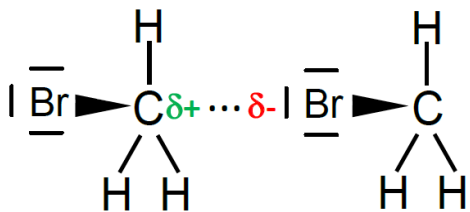
Typische Beispiele hierfür sind das CO<sub>2</sub>-Molekül und das CCl<sub>4</sub>-Molekül.

### ■ Seite 7, Aufgabe 4

- a) Verlauf der Polarisierbarkeiten: In der Reihe CH<sub>3</sub>Cl, CH<sub>3</sub>Br, CH<sub>3</sub>I nimmt die Größe der Moleküle und die Anzahl an leicht beweglichen, kernfernen Elektronen zu. Das erkennt man, wenn man die Elektronenverteilung der Atome der siebten Hauptgruppe anschaut (siehe Aufgabe 1). Entsprechend nimmt die Polarisierbarkeit in dieser Reihenfolge zu.

Verlauf der Dipolmomente: In der Reihe C-Cl, C-Br, C-I nimmt die Bindungspolarität ab, da die Elektronegativität des Halogenatoms in dieser Richtung abnimmt. Entsprechend nimmt das Dipolmoment in dieser Reihenfolge ab.

- b) Dipol-Dipol-Wechselwirkung zwischen zwei CH<sub>3</sub>Br-Molekülen



- c) London-Wechselwirkung: Das CCl<sub>4</sub>-Molekül ist aufgrund der vier Cl-Atome deutlich größer und hat deutlich mehr leicht bewegliche Elektronen als das CH<sub>3</sub>Cl-Molekül mit nur einem Cl-Atom. Daher ist die Polarisierbarkeit des CCl<sub>4</sub>-Moleküls ( $\alpha = 10,5$ ) auch deutlich größer als die des CH<sub>3</sub>Cl-Moleküls ( $\alpha = 4,4$ ) und damit auch die London-Wechselwirkung zwischen CCl<sub>4</sub>-Molekülen.

Keesom-Wechselwirkung: Im CCl<sub>4</sub>-Molekül fallen der positive und der negative Ladungsschwerpunkt zusammen, daher ist das Molekül kein permanentes Dipolmolekül ( $\mu=0$ ). Entsprechend gibt es auch keine Keesom-Wechselwirkung zwischen den Molekülen. Zwischen CH<sub>3</sub>Cl-Molekülen ( $\mu=1,9$ ) gibt es zwar Keesom-Wechselwirkung, sie kann aber größtmäßig den beschriebenen Unterschied bei der London-Wechselwirkung nicht kompensieren.

Der Zusammenhang lässt sich mithilfe der Wechselwirkungsenergien pro Molekülpaar verdeutlichen. Zur Berechnung der Energiewerte aus  $\alpha$  und  $\mu$ : siehe Abschnitt 5

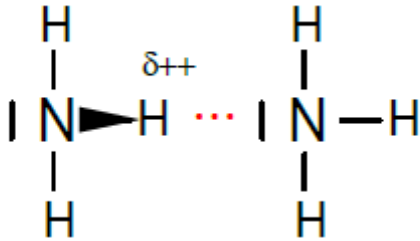
Molekül	CH <sub>3</sub> Cl	CCl <sub>4</sub>
E <sub>ww</sub> (London) in meV	19,4	110,3
E <sub>ww</sub> (Keesom) in meV	13,0	0
-----	-----	-----
$\Sigma E_{ww}$ in meV	32,4	110,3

### ■ Seite 8, Aufgabe 5

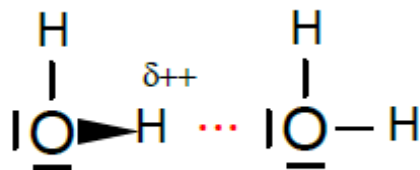
Individuelle Lösungen

### ■ Seite 10, Aufgabe 6

a) Wasserstoffbrücke zwischen zwei NH<sub>3</sub>-Molekülen



Wasserstoffbrücke zwischen zwei H<sub>2</sub>O-Molekülen



b) Zwischen zwei CH<sub>4</sub>-Molekülen kann keine Wasserstoffbrücke ausgebildet werden, denn

- ① Es gibt **kein stark positiv polarisiertes H-Atom** im CH<sub>4</sub>-Molekül, denn das C-Atom ist nicht stark elektronegativer (EN = 2,5).
- ② Es gibt **kein freies Elektronenpaar** im CH<sub>4</sub>-Molekül.

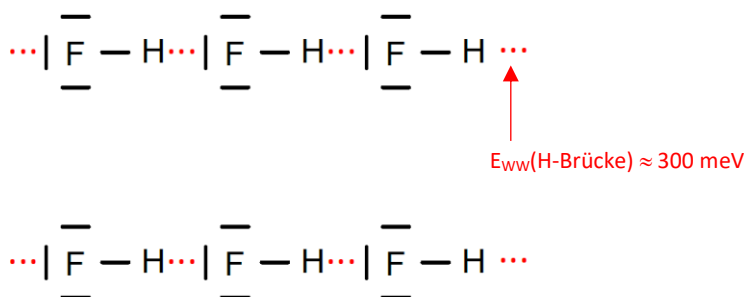
### ■ Seite 11, Aufgabe 7

▪ Aspekt 1: Stärke der Wasserstoffbrücken

Aufgrund der hohen Elektronegativität des F-Atoms ist die F-H-Bindung stärker polar als die O-H-Bindung und erst recht stärker polar als die N-H-Bindung. Damit ist die Wasserstoffbrücke zwischen zwei Fluorwasserstoff-Molekülen stärker als die Wasserstoffbrücke zwischen zwei Wasser-Molekülen und erst recht stärker als die Wasserstoffbrücke zwischen zwei Ammoniak-Molekülen.

▪ Aspekt 2: Anzahl an Wasserstoffbrücken zu Nachbarmolekülen

Jedes Fluorwasserstoff-Molekül kann in einer Stoffportion nur zwei Wasserstoffbrücken zu Nachbarmolekülen ausbilden, ebenso wie es beim Ammoniak-Molekül der Fall ist.



▪ Berücksichtigung beider Aspekte

Da die Wasserstoffbrücke zwischen Fluorwasserstoff-Molekülen stärker ist als zwischen Ammoniak-Molekülen, ist die Siedetemperatur von Fluorwasserstoff entsprechend höher als die von Ammoniak.

Da jedes Wasser-Molekül vier Wasserstoffbrücken zu seinen Nachbarmolekülen ausbilden kann, hat Wasser trotz schwächerer Wasserstoffbrücken eine höhere Siedetemperatur als Fluorwasserstoff.

### ■ Seite 11, Aufgabe 8

- a) In der Reihe  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  und  $\text{H}_2\text{Te}$  nimmt die Größe der Moleküle und die Anzahl an leicht beweglichen, kernfernen Elektronen zu. Das erkennt man, wenn man die Elektronenverteilung der Atome der sechsten Hauptgruppe genauer anschaut:

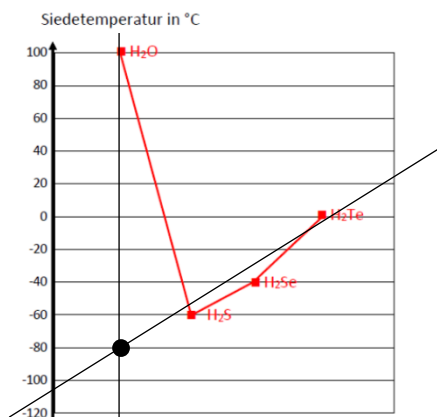
Atom	S	Se	Te
Zahl an Elektronen	16	34	52
Zahl an Elektronen in der			
K-Schale	2	2	2
L-Schale	8	8	8
M-Schale	6	18	18
N-Schale	0	6	18
O-Schale	0	0	6

Kernabstand  
nimmt zu  
↓

Dementsprechend nehmen die Polarisierbarkeiten der Moleküle  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  und  $\text{H}_2\text{Te}$  in dieser Reihenfolge zu und damit auch die London-Wechselwirkung zwischen den Molekülen. Die Siedetemperaturen der Stoffe steigen entsprechend von Schwefelwasserstoff über Selenwasserstoff zu Tellurwasserstoff.

Das Wassermolekül hat nur eine sehr geringe Polarisierbarkeit und die London-Wechselwirkung zwischen Wasser-Molekülen ist entsprechend ebenfalls sehr gering. Allerdings können Wasser-Moleküle stark über Wasserstoffbrücken miteinander wechselwirken. So ist die in dieser Reihe außergewöhnlich hohe Siedetemperatur von Wasser zu erklären.

- b) Ohne Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen läge die Siedetemperatur von Wasser nach der vorgenommenen Schätzung bei etwa  $-80^\circ\text{C}$ . Wasser läge also bei Raumtemperatur gasförmig vor.



Unsere Lebensformen auf der Erde basieren ganz entscheidend darauf, dass Wasser als flüssiges Lösungsmittel zur Verfügung steht. Wäre Wasser gasförmig, wäre Leben, wie es kennen, nicht denkbar.

■ Seite 12, Aufgabe 9

- a) Strukturformel des Formaldehyd-Moleküls:  $\text{H}-\text{C}=\overset{\bar{\text{O}}}{\text{O}}$

- b) Wechselwirkungstabelle

London-WW	–
Keesom-WW	–
H-Brücke	0

- c) Aggregatzustand: gasförmig