

**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 F2, Cl2, Br2, I2 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:

Kernabstand

nimmt zu

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 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 |

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 CH4, SiH4, GeH4 und SnH4 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:

Kernabstand

nimmt zu

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 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 |

Dementsprechend nehmen die Polarisierbarkeiten der Moleküle CH4, SiH4, GeH4 und SnH4 in dieser Reihen-folge 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 bestätig diese Vermutung:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Edelgas | Neon | Argon | Krypton | Xenon |
| Dichte der Flüssigkeit in g/cm³ | 1,507 | 1,771 | 3,094 | 3,782 |

**◼ Seite 6, Randspalte**

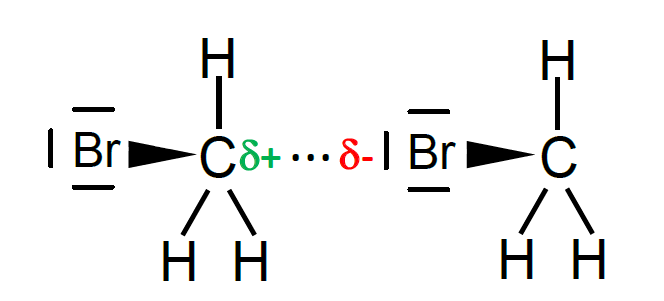
Typische Beispiele hierfür sind das CO2-Molekül und das CCl4-Molekül.

**◼ Seite 7, Aufgabe 4**

1. Verlauf der Polarisierbarkeiten: In der Reihe CH3Cl, CH3Br, CH3I nimmt die Größe der Moleküle und die Anzahl an leicht beweglichen, kernfernen Elektronen zu. Das erkennt man, wenn man die Elektronen-verteilung 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 Dipol-moment in dieser Reihenfolge ab.

1. Dipol-Dipol-Wechselwirkung zwischen zwei CH3Br-Molekülen



1. London-Wechselwirkung: Das CCl4-Molekül ist aufgrund der vier Cl-Atome deutlich größer und hat deutlich mehr leicht bewegliche Elektronen als das CH3Cl-Molekül mit nur einem Cl-Atom. Daher ist die Polarisierbarkeit des CCl4-Moleküls ( =10,5) auch deutlich größer als die des CH3Cl-Moleküls ( =4,4) und damit auch die London-Wechselwirkung zwischen CCl4-Molekülen.

Keesom-Wechselwirkung: Im CCl4-Molekül fallen der positive und der negative Ladungsschwerpunkt zusammen, daher ist das Molekül kein permanentes Dipolmolekül (=0). Entsprechend gibt es auch keine Keesom-Wechselwirkung zwischen den Molekülen. Zwischen CH3Cl-Molekülen (=1,9) gibt es zwar Keesom-Wechselwirkung, sie kann aber größenmäßig den beschriebenen Unterschied bei der London-Wechselwirkung nicht kompensieren.

Der Zusammenhang lässt sich mithilfe der Wechselwirkungsenergien pro Molekülpaar verdeutlichen. Zur Berechnung der Energiewerte aus  und : siehe Abschnitt 5

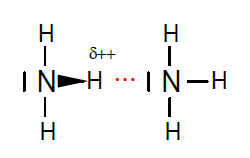
|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Molekül | CH3Cl | CCl4 |
| EWW (London) in meV  EWW (Keesom) in meV  -------------------------------  ΣEWW  in meV | 19,4  13,0  ------------  32,4 | 110,3  0  ------------  110,3 |

**◼ Seite 8, Aufgabe 5**

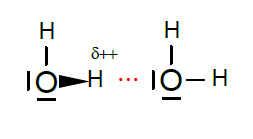
Individuelle Lösungen

**◼ Seite 10, Aufgabe 6**

1. Wasserstoffbrücke zwischen zwei NH3-Molekülen



Wasserstoffbrücke zwischen zwei H2O-Molekülen



1. Zwischen zwei CH4-Molekülen kann keine Wasserstoffbrücke ausgebildet werden, denn

➀ Es gibt **kein stark positiv polarisiertes H-Atom** im CH4-Molekül, denn das C-Atom ist nicht stark elektronegativ (EN = 2,5).

➁ Es gibt **kein freies Elektronenpaar** im CH4-Molekül.

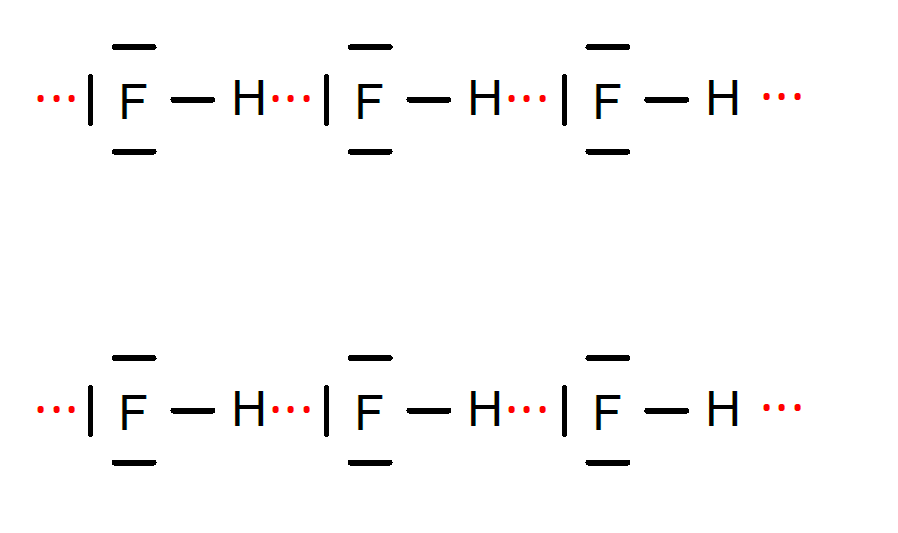
**◼ Seite 11, Aufgabe 7**

▪ 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 Nachbar-molekülen ausbilden, ebenso wie es beim Ammoniak-Molekül der Fall ist.



EWW(H-Brücke)  300 meV

EWW(H-Brücke)  100 meV

▪ 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**

1. In der Reihe H2S, H2Se und H2Te 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:

Kernabstand

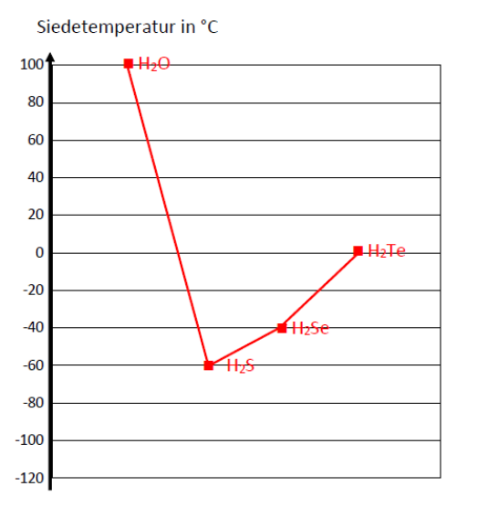
nimmt zu

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| 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 |

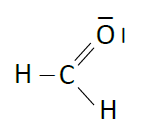
Dementsprechend nehmen die Polarisierbarkeiten der Moleküle H2S, H2Se und H2Te in dieser Reihenfolge zu und damit auch die London-Wechselwirkung zwischen den Molekülen. Die Siedetemperaturen der Stoffe steigen entsprechend von Schwefelwasserstoff über Selenwasserstoff zu Tellurwasserstoff.

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.

1. Ohne Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen läge die Siedetemperatur von Wasser nach der vorgenommenen Schätzung bei etwa -80°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, wir es kennen, nicht denkbar.

**◼ Seite 12, Aufgabe 9**

1. Strukturformel des Formaldehyd-Moleküls:

b) Wechselwirkungstabelle

|  |  |
| --- | --- |
| London-WW | – |
| Keesom-WW | – |
| H-Brücke | 0 |

c) Aggregatzustand: gasförmig