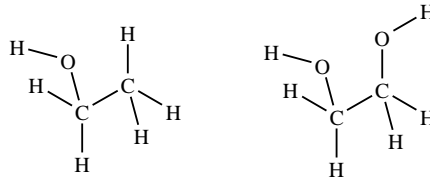


## 1.9. Aufgaben zu zwischenmolekularen Kräften

### Aufgabe 1: Dipol-Dipol-Kräfte

Gib jeweils die Strukturformeln mit der Polarität der Bindungen an und ordne nach Siedepunkten. Begründe mit Hilfe der **Dipol-Dipol-Kräfte**:

- HF und HCl
- H<sub>2</sub>O und H<sub>2</sub>S
- NF<sub>3</sub> und OF<sub>2</sub>
- HCl und NH<sub>3</sub>
- C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O und C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> (siehe rechts)
- CH<sub>4</sub> und H<sub>2</sub>S



### Aufgabe 2: Van-der-Waals-Kräfte

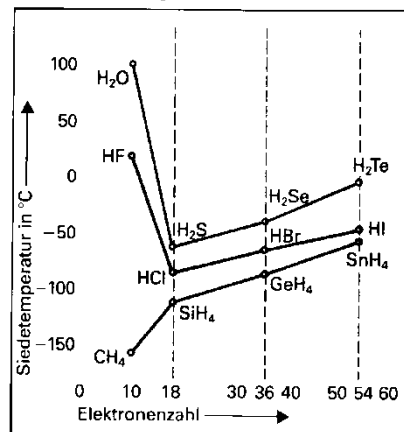
Gib jeweils die Strukturformeln mit der Polarität der Bindungen an und ordne nach Siedepunkten. Begründe mit Hilfe der **Dipol-Dipol-Kräfte** und der **Van-der-Waals-Kräfte**:

- CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>
- OF<sub>2</sub> und SCl<sub>2</sub>
- NF<sub>3</sub> und PCl<sub>3</sub>
- CF<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub> und CH<sub>3</sub>F

### Aufgabe 3: Siedepunkte

In dem nebenstehenden Diagramm sind die Siedetemperaturen Wasserstoffverbindungen der 4., 6., und 7. Hauptgruppe eingezeichnet. Entscheide jeweils, ob für die Zu- oder Abnahme der Siedepunkte die **Van-der-Waals-** oder die **Dipol-Kräfte** ausschlaggebend sind.

- Abnahme H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>S:
- Zunahme H<sub>2</sub>S → H<sub>2</sub>Se → H<sub>2</sub>Te
- Abnahme HF → HCl
- Zunahme HCl → HBr → HI
- Zunahme 7. Hauptgruppe → 6. Hauptgruppe
- Zunahme CH<sub>4</sub> → SiH<sub>4</sub> im Vergleich zur Abnahme HF → HCl.



einiger  
Dipol-

### Aufgabe 4: Siedepunkte

Vergleiche die Siedepunkte der folgenden Verbindungen und entscheide, ob für ihren Verlauf die **Van-der-Waals-** oder die **Dipol-Dipol-Kräfte** ausschlaggebend sind

- I<sub>2</sub> (184 °C) → IBr (116 °C) → ICl (100 °C) → IF (zersetzt sich beim Erwärmen in I<sub>2</sub> und F<sub>2</sub>)
- CH<sub>3</sub>I (42 °C) → CH<sub>3</sub>Br (4 °C) → CH<sub>3</sub>Cl (-24 °C) → CH<sub>3</sub>F (-78 °C).
- NH<sub>3</sub> (-33 °C) → PH<sub>3</sub> (-88 °C) → AsH<sub>3</sub> (-62 °C) → SbH<sub>3</sub> (-17 °C).
- NF<sub>3</sub> (-129 °C) → NCl<sub>3</sub> (-40 °C) → NH<sub>3</sub> (-33 °C)

### Aufgabe 5: Löslichkeit

Vervollständige die Tabelle und begründe durch Vergleich der zwischenmolekularen Kräfte, warum sich die Stoffkombinationen lösen bzw. nicht lösen:

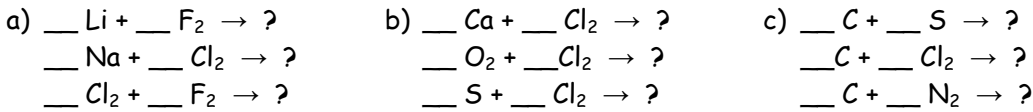
Stoffkombination	Kraft A - A	Kraft B - B	Kraft A - B	Verhalten und Begründung
<b>polar - polar:</b> Salz A - Wasser B	Ionen- bindung	Dipol- Dipol	Ion-Dipol	Löst sich, wenn $A-B > A-A, B-B$
<b>polar - unpolar:</b> Salz A - Benzin B				
<b>unpolar - polar:</b> Fett A - Wasser B				
<b>unpolar - unpolar:</b> Fett A - Benzin B				

### Aufgabe 6: Löslichkeit

Zwei Reagenzgläser sollen gereinigt werden. Reagenzglas A enthält Phosphorreste, Reagenzglas B dagegen Kaliumchloridreste. Als Reinigungsmittel stehen Benzin und Wasser zur Verfügung. Gib an, welches Lösungsmittel für welches Reagenzglas geeignet ist und begründe Deine Entscheidung.

### Aufgabe 7: Bindungsarten, zwischenmolekulare Kräfte, Siedepunkte, Löslichkeit

Gegeben sind jeweils die drei folgenden Reaktionen:



1. Gib die Reaktionsgleichung und die Summenformel der drei Endproduktes an.
2. Gib für alle beteiligten Stoffe die Bindungsart an.
3. Beschreibe die Struktur aller beteiligten Stoffe (Strukturformel, Zeichnung bzw. Stichworte genügen!)
4. Beschreibe die Kräfte, die die Teilchen der drei Endprodukte im festen Zustand zusammenhalten.
5. Ordne die drei Endprodukte nach Siedepunkten und begründe.
6. Welches der drei Endprodukte löst sich am besten in polaren Lösungsmitteln? Begründe.
7. Welches der drei Endprodukte löst sich am besten in unpolaren Lösungsmitteln? Begründe.

## 1.9. Lösungen zu den Aufgaben zu zwischenmolekularen Kräften

### Aufgabe 1: Dipol-Dipol-Kräfte

- HF ( $\Delta EN = 1,9$  und  $Sp\ 20\ ^\circ C$ )  $>$  HCl ( $\Delta EN = 1,4$  und  $Sp\ -84\ ^\circ C$ ),
- H<sub>2</sub>O ( $\Delta EN = 1,4$  und  $Sp\ 100\ ^\circ C$ )  $>$  H<sub>2</sub>S ( $\Delta EN = 0,4$  und  $Sp\ -60\ ^\circ C$ )
- NF<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 1,0$  und  $Sp\ -129\ ^\circ C$ )  $>$  OF<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 0,5$  und  $Sp\ -144\ ^\circ C$ )
- HCl ( $\Delta EN = 1,4$  und  $Sp\ -84\ ^\circ C$ )  $<$  H<sub>2</sub>O ( $\Delta EN = 1,4$  und  $Sp\ 100\ ^\circ C$ ), da bei Wasser jeweils **vier** H-Brücken pro Molekül zu dreidimensional vernetzten Strukturen im festen und flüssigen Zustand führen, während bei HCl nur jeweils **zwei** H-Brücken pro Molekül zu Zick-Zack-Ketten bzw. gewinkelten Ringen führen.
- C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O ( $\Delta EN = 1,4$  und  $Sp\ 78\ ^\circ C$ )  $<$  C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 1,4$  und  $Sp\ 197\ ^\circ C$ ), da Ethanol C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>O nur **eine** und Glykol C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> **zwei** polare OH-Bindungen aufweisen.
- CH<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 0,4$  und  $Sp\ -162\ ^\circ C$ )  $<$  H<sub>2</sub>S ( $\Delta EN = 0,4$  und  $Sp\ -60\ ^\circ C$ ), denn aufgrund der **gleichmäßigen Verteilung** der positiv polarisierten H-Atome um das negativ polarisierte C-Atom gleichen sich die Ladungsverschiebungen aus und das Molekül ist nach außen hin völlig unpolar.

### Aufgabe 2: Van-der-Waals-Kräfte

- CH<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 0,4$ ;  $M = 16\ u$  und  $Sp\ -162\ ^\circ C$ )  $<$  C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> ( $\Delta EN = 0,4$ ;  $M = 30\ u$  und  $Sp\ -87\ ^\circ C$ )  $<$  C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> ( $\Delta EN = 0,4$ ;  $M = 44\ u$  und  $Sp\ -42\ ^\circ C$ ). Wegen der Molekülsymmetrie sind alle Verbindungen völlig unpolar und die Siedepunkte werden allein durch die mit der Molekülgröße steigenden **Van-der-Waals-Kräfte** bestimmt.
- OF<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 0,5$ ;  $M = 54\ u$  und  $Sp\ -144\ ^\circ C$ )  $<$  SCl<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 103\ u$  und  $Sp\ 60\ ^\circ C$ ) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet.
- NF<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 73\ u$  und  $Sp\ -129\ ^\circ C$ )  $<$  PCl<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 1,4$ ;  $M = 137,5\ u$  und  $Sp\ 70\ ^\circ C$ ) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet.
- CCl<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 0,9$ ;  $M = 154\ u$  und  $Sp\ 77\ ^\circ C$ )  $>$  CF<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 1,9$ ;  $M = 88\ u$  und  $Sp\ -130\ ^\circ C$ ) wegen der **Van-der-Waals-Kräfte**. Aufgrund der **Molekülsymmetrie** spielen die Dipol-Dipol-Kräfte bei diesem Paar keine Rolle. CHF<sub>3</sub> ( $\Delta EN_{max} = 1,9$ ;  $M = 70\ u$  und  $Sp\ -16,3\ ^\circ C$ )  $>$  CF<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 1,9$ ;  $M = 88\ u$  und  $Sp\ -130\ ^\circ C$ ) trotz der geringeren Van-der-Waals-Kräfte hat CHF<sub>3</sub> wegen der fehlenden Symmetrie einen deutlich **polaren** Charakter und ist übrigens im Gegensatz zu CF<sub>4</sub> und CCl<sub>4</sub> bis zu 75 Vol% in Wasser löslich!

### Aufgabe 3: Siedepunkte

ausschlaggebend sind

- |  |                           |
|--|---------------------------|
| a) stärkere H-Brücken bei H <sub>2</sub> O | d) wachsende Molekülgröße |
| b) wachsende Molekülgröße                  | e) Zahl der H-Brücken     |
| c) stärkere H-Brücken bei HF               | f) Molekülsymmetrie       |

### Aufgabe 4: Siedepunkte

- I<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 0$ ;  $M = 254\ u$  und  $Sp\ 184\ ^\circ C$ )  $>$  IBr ( $\Delta EN = 0,3$ ;  $M = 207\ u$  und  $Sp\ 116\ ^\circ C$ )  $>$  ICl ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 162,5\ u$  und  $Sp\ 100\ ^\circ C$ )  $>$  IF ( $\Delta EN = 1,5$ ;  $M = 146\ u$ ; zersetzt sich beim Erwärmen in I<sub>2</sub> und F<sub>2</sub>) Trotz der kurzen Summenformeln handelt es sich um sehr große Moleküle (I<sub>2</sub> z.B. hat mit 106 Elektronen ungefähr die Größe von Dodekan C<sub>12</sub>H<sub>26</sub>), bei denen die Siedepunkte durch die Van-der-Waals-Kräfte bestimmt werden.
- CH<sub>3</sub>I ( $\Delta EN = 0$ ;  $M = 142\ u$  und  $Sp\ 42\ ^\circ C$ )  $>$  CH<sub>3</sub>Br ( $\Delta EN = 0,3$ ;  $M = 95\ u$  und  $Sp\ 4\ ^\circ C$ )  $>$  CH<sub>3</sub>Cl ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 50,5\ u$  und  $Sp\ -24\ ^\circ C$ )  $>$  CH<sub>3</sub>F ( $\Delta EN = 1,5$ ;  $M = 34\ u$  und  $Sp\ -78\ ^\circ C$ ). Die steil ansteigende Größe der Halogenmoleküle (CH<sub>3</sub>I hat mit 66 Elektronen ungefähr die Größe von Pentan C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>) und die daraus resultierenden van-der-Waals-Kräfte geben gegenüber der fallenden  $\Delta EN$  den Ausschlag.
- NH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0,9$ ;  $M = 17\ u$  und  $Sp\ -33\ ^\circ C$ )  $>$  SbH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0,2$ ;  $M = 125\ u$  und  $Sp\ -17\ ^\circ C$ )  $>$  AsH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0,1$ ;  $M = 87\ u$  und  $Sp\ -62\ ^\circ C$ )  $>$  PH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0$ ;  $M = 34\ u$  und  $Sp\ -88\ ^\circ C$ ). NH<sub>3</sub> hat aufgrund der hohen  $\Delta EN$  und seiner H-Brücken den höchsten Sp. Bei den übrigen Verbindungen sind die  $\Delta EN$  sehr klein und der Sp wird durch die wachsende Molekülgröße bzw. die van-der-Waals-Kraft bestimmt.
- NF<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 73\ u$  und  $Sp\ -129\ ^\circ C$ )  $>$  NCl<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0$ ;  $M = 130,5\ u$  und  $Sp\ 70\ ^\circ C$ ) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet. Der Anstieg zu NH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0,9$ ;  $M = 17\ u$  und  $Sp\ -33\ ^\circ C$ ) dagegen ist **allein** auf die **Dipol-Dipol-Kräfte** zurückzuführen.

### Aufgabe 5: Löslichkeit

Stoffkombination	Kraft A - A	Kraft B - B	Kraft A - B	Verhalten und Begründung
<b>polar - polar:</b> Salz A - Wasser B	Ionen- bindung	Dipol-Dipol	Ion-Dipol	Löst sich, wenn $A-B > A-A, B-B$
<b>polar - unpolar:</b> Salz A - Benzin B	Ionen- bindung	van-der- Waals	van-der- Waals	Löst sich nicht, weil $A-B < A-A, B-B$
<b>unpolar - polar:</b> Fett A - Wasser B	van-der- Waals	Dipol-Dipol	van-der- Waals	Löst sich nicht, weil $A-B < A-A, B-B$
<b>unpolar - unpolar:</b> Fett A - Benzin B	van-der- Waals	van-der- Waals	van-der- Waals	Löst sich, wenn $A-B > A-A, B-B$

### Aufgabe 6: Löslichkeit

unpolares Phosphor löst sich in unpolarem Benzin, polares KCl in polarem Wasser

### Aufgabe 7: Bindungsarten, zwischenmolekulare Kräfte, Siedepunkte, Löslichkeit

Beachte die völlig willkürliche Reihenfolge bei den Summenformeln und Namen der Molekülverbindungen. Es gibt zwar eine IUPAC-Regel, nach der man alphabetisch sortieren soll, aber nur sehr wenige halten sich daran...

- a)  $2 \text{Li} + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{LiF}$  (Lithiumfluorid: Fp 848 °C, Sp 1673 °C, Löslichkeit in Wasser 0,13 % bei 25 °C)  
 $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$  (Natriumchlorid: Fp 800 °C, Sp 1465 °C, Löslichkeit in Wasser 26 % bei 25 °C)  
 $\text{F}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ClF}$  (Chlorfluor: Sp -100 °C, reagiert mit Wasser zu HF und HOCl, löslich in  $\text{CCl}_4$ )
- b)  $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$  (Calciumdichlorid: Fp 775 °C, Sp 1936 °C, Löslichkeit in Wasser 45 % bei 25 °C)  
 $\text{O}_2 + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}_2\text{O}$  (Dichlorsauerstoff:  $\Delta\text{EN} = 0$ ; Sp 2 °C, reagiert mit Wasser zu HOCl, löslich in  $\text{CCl}_4$ )  
 $\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SCl}_2$  (Schwefeldichlor:  $\Delta\text{EN} = 1,0$ ; Sp 60 °C, reagiert mit Wasser zu  $\text{SO}_2$  und HCl, löslich in  $\text{CCl}_4$ )
- c)  $\text{C} + 2 \text{S} \rightarrow \text{CS}_2$  (Schwefeldikohlenstoff:  $\Delta\text{EN} = 0$ ; Sp 46 °C, unlöslich in Wasser, löslich in Benzin)  
 $\text{C} + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4$  (Tetrachlorkohlenstoff:  $\Delta\text{EN} = 1,0$  aber symmetrisch und daher unpolar, Sp 77 °C, schlecht löslich in Wasser, gut löslich in Benzin)  
 $2 \text{C} + \text{N}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{N}_2$  (Dikohlenstoffdistickstoff:  $\Delta\text{EN} = 0,5$  aber symmetrisch, Sp -21 °C, schlecht löslich in Wasser, gut löslich in Benzin)