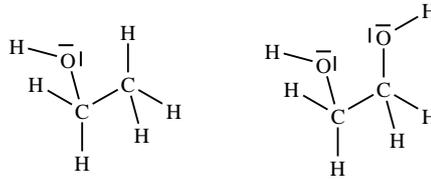


1.9. Aufgaben zu zwischenmolekularen Kräften

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
- H₂O und H₂S
- NF₃ und OF₂
- HCl und H₂O
- C₂H₆O und C₂H₆O₂ (siehe rechts)
- CH₄ und H₂S



Aufgabe 2: Van-der-Waals-Kräfte

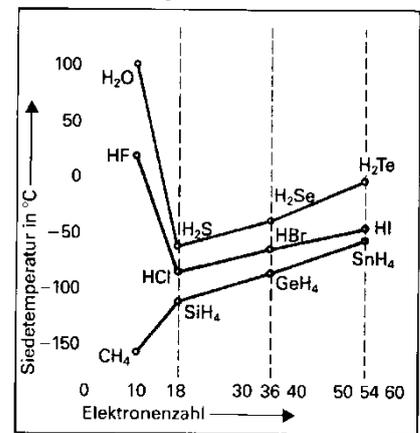
Gib jeweils die Strukturformeln mit der Polarität der Bindungen an und ordne nach Siedepunkten. Begründe mit Hilfe der **Dipol-Dipol-Kräfte** und der **Van-der-Waals-Kräfte**:

- CH₄, C₂H₆, C₃H₈
- OF₂ und SCl₂
- NF₃ und PCl₃
- CF₄, CCl₄ und CHF₃

Aufgabe 3: Siedepunkte

In dem nebenstehenden Diagramm sind die Siedetemperaturen einiger 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-Dipol-Kräfte** ausschlaggebend sind.

- Abnahme H₂O → H₂S:
- Zunahme H₂S → H₂Se → H₂Te
- Abnahme HF → HCl
- Zunahme HCl → HBr → HI
- Zunahme 7. Hauptgruppe → 6. Hauptgruppe
- Zunahme CH₄ → SiH₄ im Vergleich zur Abnahme HF → HCl.



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

- I₂ (184 °C) → IBr (116 °C) → ICl (100 °C) → IF (zersetzt sich beim Erwärmen in I₂ und F₂)
- CH₃I (42 °C) → CH₃Br (4 °C) → CH₃Cl (-24 °C) → CH₃F (-78 °C).
- NH₃ (-33 °C) → PH₃ (-88 °C) → AsH₃ (-62 °C) → SbH₃ (-17 °C).
- NF₃ (-129 °C) → NCl₃ (-40 °C) → NH₃ (-33 °C)

Aufgabe 5: Löslichkeit

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

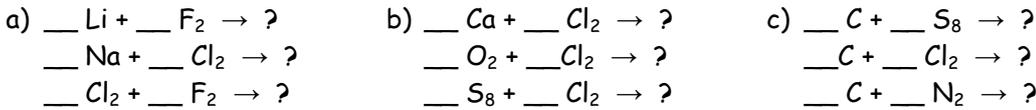
Stoffkombination	Kraft A - A	Kraft B - B	Kraft A - B	Verhalten und Begründung
polar - polar: Salz A - Wasser B	Ionen- bindung	Dipol- Dipol	Ion-Dipol	Löst sich, wenn $A-B > A-A, B-B$
polar - unpolar: Salz A - Benzin B				
unpolar - polar: Fett A - Wasser B				
unpolar - unpolar: Fett A - Benzin B				

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:



- Gib jeweils die Bindungsart aller Edukte an und zeichne je nach Bindungsart eine Strukturformel bzw. eine Strukturskizze mit mindestens 10 Teilchen.
- Gib jeweils die Bindungsart aller drei Produkte an und zeichne je nach Bindungsart eine Strukturformel bzw. eine Strukturskizze mit mindestens 10 Teilchen.
- Gib jeweils die Summenformel und den Namen des Reaktionsproduktes an.
- Ergänze die fehlenden Koeffizienten in den Reaktionsgleichungen:
- Berechne die für jeweils 100 g des **ersten** Produktes benötigten Eduktmengen in g und Liter (Gase F_2 , Cl_2 , N_2 bei 25°C und 1 bar)
- Ordne die drei Produkte nach Siedepunkten und begründe.
- Ordne die drei Produkte nach Löslichkeit in Wasser und 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 $Sp\ -84\ ^\circ C$),
- H₂O ($\Delta EN = 1,4$ und $Sp\ 100\ ^\circ C$) $>$ H₂S ($\Delta EN = 0,4$ und $Sp\ -60\ ^\circ C$)
- NF₃ ($\Delta EN = 1,0$ und $Sp\ -129\ ^\circ C$) $>$ OF₂ ($\Delta EN = 0,5$ und $Sp\ -144\ ^\circ C$)
- HCl ($\Delta EN = 1,4$ und $Sp\ -84\ ^\circ C$) $<$ H₂O ($\Delta EN = 1,4$ 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.
- C₂H₆O ($\Delta EN = 1,4$ und $Sp\ 78\ ^\circ C$) $<$ C₂H₆O₂ ($\Delta EN = 1,4$ und $Sp\ 197\ ^\circ C$), da Ethanol C₆H₆O nur **eine** und Glykol C₆H₆O₂ **zwei** polare OH-Bindungen aufweisen.
- CH₄ ($\Delta EN = 0,4$ und $Sp\ -162\ ^\circ C$) $<$ H₂S ($\Delta EN = 0,4$ 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

- CH₄ ($\Delta EN = 0,4$; $\underline{M} = 16\ \text{u}$ und $Sp\ -162\ ^\circ C$) $<$ C₂H₆ ($\Delta EN = 0,4$; $\underline{M} = 30\ \text{u}$ und $Sp\ -87\ ^\circ C$) $<$ C₃H₈ ($\Delta EN = 0,4$; $\underline{M} = 44\ \text{u}$ 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.
- OF₂ ($\Delta EN = 0,5$; $M = 54\ \text{u}$ und $Sp\ -144\ ^\circ C$) $<$ SCl₂ ($\Delta EN = 1,0$; $M = 103\ \text{u}$ und $Sp\ 60\ ^\circ C$) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet.
- NF₃ ($\Delta EN = 1,0$; $M = 73\ \text{u}$ und $Sp\ -129\ ^\circ C$) $<$ PCl₃ ($\Delta EN = 1,4$; $M = 137,5\ \text{u}$ und $Sp\ 70\ ^\circ C$) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet.
- CCl₄ ($\Delta EN = 0,9$; $\underline{M} = 154\ \text{u}$ und $Sp\ 77\ ^\circ C$) $>$ CF₄ ($\Delta EN = 1,9$; $\underline{M} = 88\ \text{u}$ und $Sp\ -130\ ^\circ C$) wegen der **Van-der-Waals-Kräfte**. Aufgrund der **Molekülsymmetrie** spielen die Dipol-Dipol-Kräfte bei diesem Paar keine Rolle. CHF₃ ($\Delta EN_{\text{max}} = 1,9$; $M = 70\ \text{u}$ und $Sp\ -16,3\ ^\circ C$) $>$ CF₄ ($\Delta EN = 1,9$; $M = 88\ \text{u}$ und $Sp\ -130\ ^\circ C$) trotz der geringeren Van-der-Waals-Kräfte hat CHF₃ wegen der fehlenden Symmetrie einen deutlich **polaren** Charakter und ist übrigens im Gegensatz zu CF₄ und CCl₄ bis zu 75 Vol% in Wasser löslich!

Aufgabe 3: Siedepunkte

ausschlaggebend sind

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

Aufgabe 4: Siedepunkte

- I₂ ($\Delta EN = 0$; $\underline{M} = 254\ \text{u}$ und $Sp\ 184\ ^\circ C$) $>$ IBr ($\Delta EN = 0,3$; $\underline{M} = 207\ \text{u}$ und $Sp\ 116\ ^\circ C$) $>$ ICl ($\Delta EN = 1,0$; $\underline{M} = 162,5\ \text{u}$ und $Sp\ 100\ ^\circ C$) $>$ IF ($\Delta EN = 1,5$; $\underline{M} = 146\ \text{u}$; zersetzt sich beim Erwärmen in I₂ und F₂) Trotz der kurzen Summenformeln handelt es sich um sehr große Moleküle (I₂ z.B. hat mit 106 Elektronen ungefähr die Größe von Dodekan C₁₂H₂₆), bei denen die Siedepunkte durch die Van-der-Waals-Kräfte bestimmt werden.
- CH₃I ($\Delta EN = 0$; $\underline{M} = 142\ \text{u}$ und $Sp\ 42\ ^\circ C$) $>$ CH₃Br ($\Delta EN = 0,3$; $M = 95\ \text{u}$ und $Sp\ 4\ ^\circ C$) $>$ CH₃Cl ($\Delta EN = 1,0$; $\underline{M} = 50,5\ \text{u}$ und $Sp\ -24\ ^\circ C$) $>$ CH₃F ($\Delta EN = 1,5$; $\underline{M} = 34\ \text{u}$ und $Sp\ -78\ ^\circ C$). Die steil ansteigende Größe der Halogenmoleküle (CH₃I hat mit 66 Elektronen ungefähr die Größe von Pentan C₅H₁₂) und die daraus resultierenden van-der-Waals-Kräfte geben gegenüber der fallenden ΔEN den Ausschlag.
- NH₃ ($\Delta EN = 0,9$; $M = 17\ \text{u}$ und $Sp\ -33\ ^\circ C$) $>$ SbH₃ ($\Delta EN = 0,2$; $\underline{M} = 125\ \text{u}$ und $Sp\ -17\ ^\circ C$) $>$ AsH₃ ($\Delta EN = 0,1$; $\underline{M} = 87\ \text{u}$ und $Sp\ -62\ ^\circ C$) $>$ PH₃ ($\Delta EN = 0$; $\underline{M} = 34\ \text{u}$ und $Sp\ -88\ ^\circ C$). NH₃ hat aufgrund der hohen ΔEN und seiner H-Brücken den höchsten Sp . Bei den übrigen Verbindungen sind die ΔEN sehr klein und der Sp wird durch die wachsende Molekülgröße bzw. die van-der-Waals-Kraft bestimmt.
- NF₃ ($\Delta EN = 1,0$; $M = 73\ \text{u}$ und $Sp\ -129\ ^\circ C$) $<$ NH₃ ($\Delta EN = 0,9$; $M = 17\ \text{u}$ und $Sp\ -33\ ^\circ C$) ist trotz der sogar geringeren ΔEN auf die besonders starken **H-Brücken** zwischen NH₃-Molekülen zurückzuführen. Sie sind nämlich bei gleicher Polarität viel **kleiner** als die NF₃-Moleküle, so dass die **elektrische Anziehung durch den geringeren Abstand stärker** ist! Der Anstieg zu NCl₃ ($\Delta EN = 0$; $M = 120,5\ \text{u}$ und $Sp\ 70\ ^\circ C$) ist durch **Van-der-Waals-Kräfte** begründet.

Aufgabe 5: Löslichkeit

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

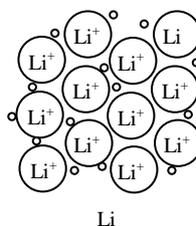
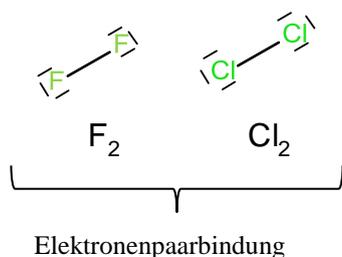
unpolares Phosphor löst sich in unpolarem Benzin, polares KCl in polarem Wasser

Aufgabe 7: Bindungsarten, zwischenmolekulare Kräfte, Siedepunkte, Löslichkeit

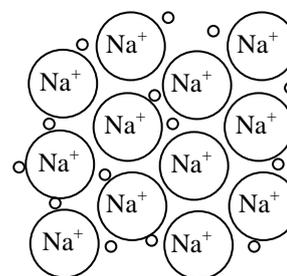
Beachte die völlig willkürliche Reihenfolge bei den Summenformeln und Namen der Molekülverbindungen. Es gibt zwar eine IUPAC-Regel, nach der man alphabetisch sortieren soll, aber nur sehr wenige halten sich daran...

Teil a)

1. Strukturen und Bindungsarten der vier Edukte:

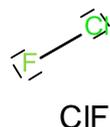


Metallbindung

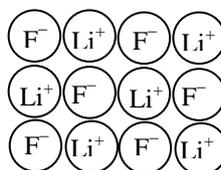


Metallbindung

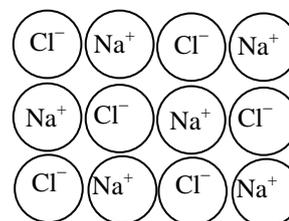
2. Strukturen und Bindungsarten der drei Produkte:



Elektronenpaarbindung

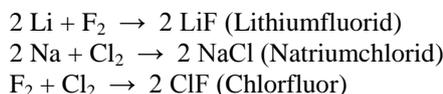


Ionenbindung

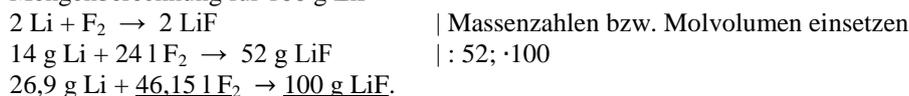


Ionenbindung

3. und 4.: Summenformeln, Namen und Koeffizienten



5. Mengenermittlung für 100 g LiF

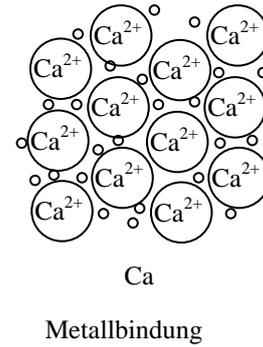
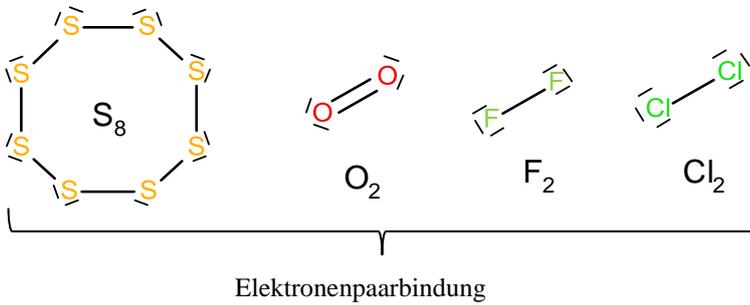


6. Die höchsten Siedepunkte haben die beiden Salze LiF und NaCl, da zum Verlassen der Schmelze die sehr starken Bindungskräfte selbst überwunden werden müssen. Die beiden Ionen Li^+ und F^- sind kleiner als Na^+ bzw. Cl^- . Daher sind bei gleicher Ladung die Abstände der Ladungsschwerpunkte in NaCl größer und die elektrostatische Anziehung kleiner als in LiF. NaCl hat daher einen kleineren Schmelz- bzw. Siedepunkt als LiF. Bei dem Molekül müssen dagegen nicht die Bindungskräfte innerhalb des Moleküls, sondern nur die zwischenmolekularen Kräfte neutralisiert werden. ClF ist mit $\Delta EN = 0,5$ nur schwach polar und mit $M = 50,5 \text{ g/mol}$ nicht besonders groß, so dass sowohl die Dipol-Dipol- als auch die van-der-Waals-Kräfte schwach ausgeprägt sind. Es hat daher den kleinsten Schmelz- bzw. Siedepunkt (Die tatsächlichen Werte sind LiF: Fp 848°C , Sp 1673°C ; NaCl: Fp 800°C , Sp 1465°C ; ClF: Fp -155°C ; Sp -100°C)

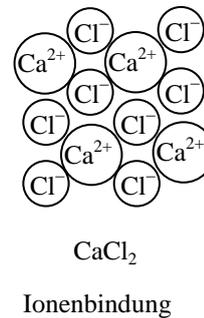
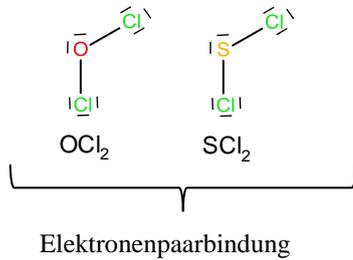
7. Die Salze sind in Wasser löslich. Aufgrund der stärkeren elektrostatischen Anziehung (siehe 6.) ist LiF weniger gut löslich als NaCl. CIF ist schwach polar und daher nur schwach löslich in H₂O.
 (Die tatsächlichen Eigenschaften sind: LiF: Löslichkeit in Wasser 0,13 % bei 25 °C; NaCl: Löslichkeit in Wasser 26 % bei 25 °C; CIF reagiert mit Wasser zu HF und HOCl, löslich in CCl₄)

Teil b)

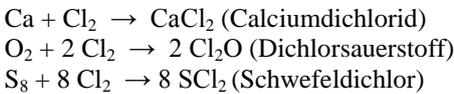
a) Strukturen und Bindungsarten der fünf Edukte:



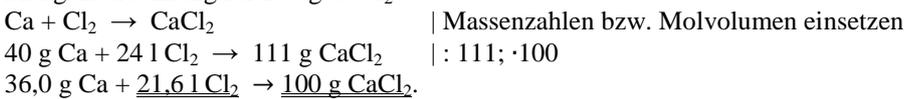
2. Strukturen und Bindungsarten der drei Produkte:



3. und 4.: Summenformeln, Namen und Koeffizienten



5. Mengenermittlung für 100 g CaCl₂



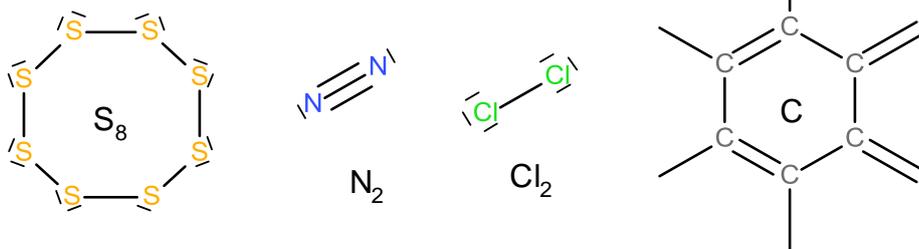
6. Den höchsten Siedepunkt hat das Salz CaCl₂, da zum Lösen des Kristallgitters bzw. Verlassen der Schmelze die sehr starken Bindungskräfte selbst überwunden werden müssen. Bei den Molekülen müssen dagegen nicht die Bindungskräfte innerhalb des Moleküls, sondern nur die zwischenmolekularen Kräfte überwunden werden. SCl₂ ist mit ΔEN = 1 polar und mit M = 103 g/mol ziemlich groß, so dass sowohl die Dipol-Dipol- als auch die van-der-Waals-Kräfte deutlich ausgeprägt sind. Es hat daher höhere Schmelz- bzw. Siedepunkt als das völlig unpolare (ΔEN = 0) und kleinere Cl₂O mit M = 87 g/mol.

(Die tatsächlichen Werte sind CaCl₂: Fp 775 °C, Sp 1936 °C; Cl₂O: Fp: -116 °C, Sp 2 °C; SCl₂: Fp -125°C, Sp 60 °C)

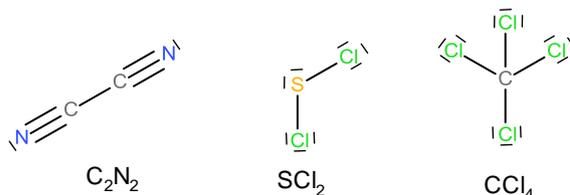
7. Das Salz CaF₂ ist in Wasser löslich. SCl₂ ist schwach polar, aber sehr groß und daher vermutlich schwach löslich in H₂O. Cl₂O ist völlig unpolar und daher vermutlich unlöslich in Wasser
 (Die tatsächlichen Eigenschaften sind: CaF₂: Löslichkeit in Wasser 45 % bei 25 °C; Cl₂O reagiert mit Wasser zu HOCl, löslich in CCl₄; SCl₂ reagiert mit Wasser zu SO₂ und HCl, löslich in CCl₄)

Teil c)

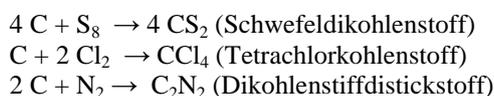
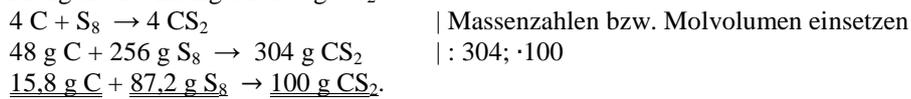
a) Strukturen und Bindungsarten der vier Edukte: Alle mit Elektronenpaarbindung



2. Strukturen und Bindungsarten der drei Produkte: Alle mit Elektronenpaarbindung



3. und 4.: Summenformeln, Namen und Koeffizienten

5. Mengenermittlung für 100 g CS_2 

6. Alle drei Moleküle sind symmetrisch, so dass sich die Ladungsverschiebungen in den einzelnen Bindungen paarweise in der Wirkung ausgleichen und daher nach außen hin unpolar. Maßgeblich sind allein die Van-der-Waals-Kräfte und damit die Molekülgröße. An erster Stelle kommt CCl_4 mit $M = 154 \text{ g/mol}$, an zweiter Stelle CS_2 mit 76 g/mol und schließlich C_2N_2 mit 52 g/mol .

(Die tatsächlichen Werte sind CS_2 : $S_p 46 \text{ °C}$; CCl_4 : $S_p 77 \text{ °C}$ und C_2N_2 : $S_p -21 \text{ °C}$)

7. Das große CS_2 mit auch einzeln völlig unpolaren Bindungen ($\Delta EN = 0$) ist unlöslich in Wasser. CCl_4 ($\Delta EN = 1,0$) und C_2N_2 ($\Delta EN = 0,5$) können infolge der polaren Einzelbindungen schwache Kräfte auf die kleinen Wassermoleküle ausüben. Sie sind (sehr schlecht, aber messbar) wasserlöslich.