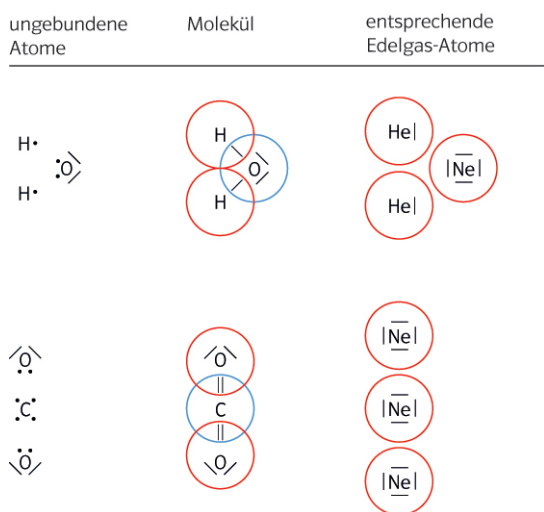


Lösungen (ohne Aufgabenstellungen)

Aufgaben

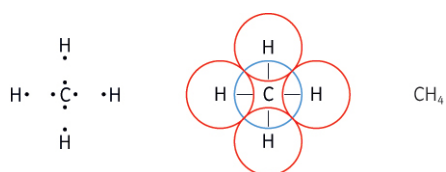
A 1

Edelgas-Atome enthalten die maximale Anzahl an Elektronen in der Valenzschale. Alle Elektronen sind gepaart. Es gibt keine Möglichkeit zur Ausbildung von bindenden Elektronenpaaren.



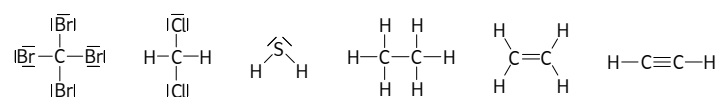
Innerhalb der einzelnen Kreise befinden sich jeweils 8 Elektronen, bei H und He jeweils 2 Elektronen. Bindende Elektronenpaare werden jeweils beiden Atomen zugeordnet.

A 2



Die Kreise verdeutlichen, dass bindende Elektronenpaare immer beiden an der betreffenden Bindung beteiligten Atomen zugeordnet werden.

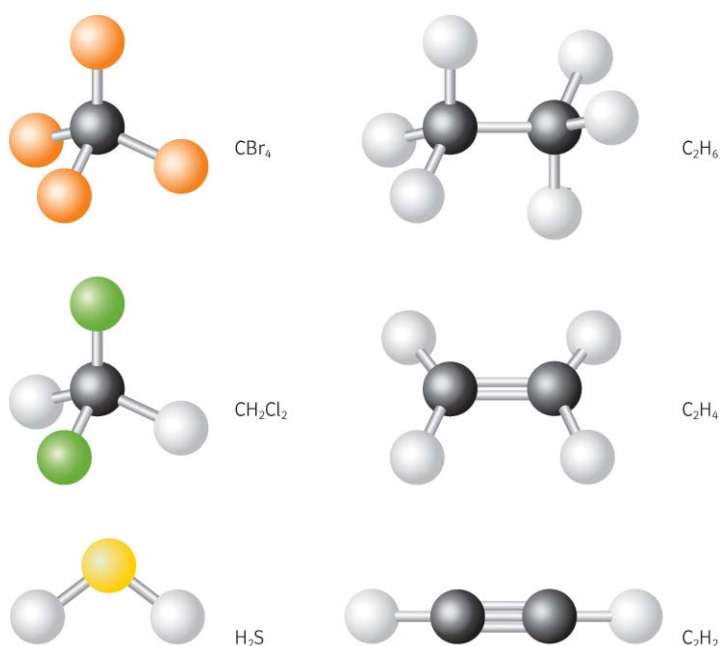
A 3



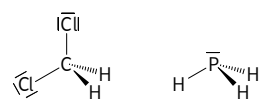
A 4

Bei einer planaren (quadratischen) Anordnung treten zwischen benachbarten Elektronenpaaren Winkel von 90° auf, zwischen gegenüberliegenden Elektronenpaaren dagegen Winkel von 180° . Demzufolge würden bei dieser Anordnung unterschiedlich starke Abstossungskräfte wirken. Bei einer tetraedrischen Anordnung sind dagegen alle Elektronenpaare gleich weit voneinander entfernt und die Winkel zwischen den Bindungen gleich gross (Tetraederwinkel: $109,5^\circ$). Somit wirken zwischen allen bindenden Elektronenpaaren auch gleich starke Abstossungskräfte.

A 5



A 6



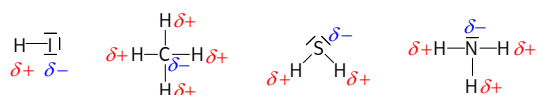
A 7

Sowohl die H-F-Bindung als auch die H-Cl-Bindung sind polar. Die Polarität der H-F-Bindung ist jedoch ausgeprägter, da der Unterschied der EN-Werte (ΔEN) zwischen H und F grösser ist als zwischen H und Cl:

$\text{EN}(\text{F})$	$=$	4,0	$\text{EN}(\text{Cl})$	$=$	3,0
$\text{EN}(\text{H})$	$=$	2,1	$\text{EN}(\text{H})$	$=$	2,1
$\Delta\text{EN}(\text{H}/\text{F})$	$=$	1,9	$\Delta\text{EN}(\text{H}/\text{Cl})$	$=$	0,9

Die grössere Bindungsenergie der H-F-Bindung lässt sich mit der ausgeprägteren Polarität erklären: Polarere Bindungen sind häufig stärker als weniger polare. Dies lässt sich damit erklären, dass die Atome – zusätzlich zum Zusammenhalt durch die bindenden Elektronen – durch stärkere entgegengesetzte Partiaalladungen aneinander gebunden werden (elektrostatische Anziehung zwischen δ^+ und δ^-).

A 8



A 9

Eine Bindung ist umso polarer, je grösser die EN-Differenz (ΔEN) der an der Bindung beteiligten Atome ist. Man erhält die folgenden ΔEN -Werte:

EN(N)	=	3,0	EN(C)	=	2,5	EN(F)	=	4,0	EN(O)	=	3,5
EN(H)	=	2,1	EN(H)	=	2,1	EN(H)	=	2,1	EN(H)	=	2,1
$\Delta EN(N/H)$	=	0,9	$\Delta EN(C/H)$	=	0,4	$\Delta EN(F/H)$	=	1,9	$\Delta EN(O/H)$	=	1,4




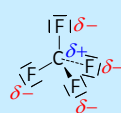
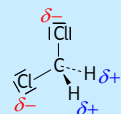

Die Reihenfolge steigender Polarität ist somit: C-H < N-H < O-H < F-H.

Hinweis: Die relative Stärke der Polaritäten kann hier auch aus den Positionen der Elemente im Periodensystem ermittelt werden. In allen vier Fällen ist jeweils ein H-Atom mit einem Atom aus der 2. Periode verbunden. Da innerhalb einer Periode bei den Hauptgruppenelementen die EN-Werte von links nach rechts grösser werden, müssen somit auch die ΔEN -Werte in der oben aufgeführten Reihenfolge zunehmen.

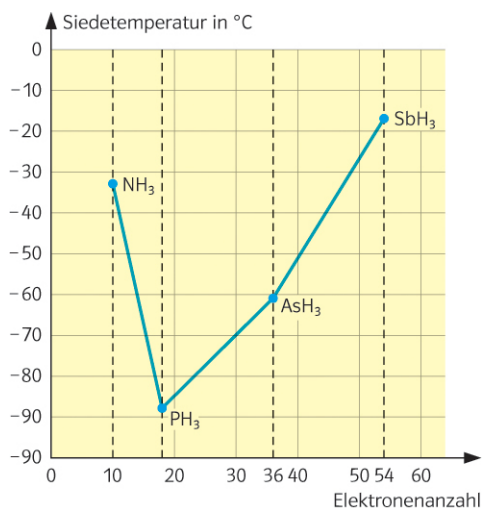
A 10

- Die Elektronegativität der Atome nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts zu, da die Rumpfladungen zunehmen.
- Die Elektronegativität der Atome nimmt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten ab, da die Anzahl Elektronenschalen und damit die Grösse der Atomrümpfe zunehmen.

A 11

	Molekül	Dipol?	Begründung	
a)	F ₂	nein	Die Elektronenpaarbindung im F ₂ -Molekül ist unpolar.	
b)	HF	ja	Die Elektronenpaarbindung im HF-Molekül ist polar; zweiatomige Moleküle mit polaren Bindungen sind immer Dipole.	
c)	H ₂ S	ja	Die beiden H-S-Bindungen sind polar. Da das Molekül gewinkelt ist (gleiche Form wie das H ₂ O-Molekül), fallen die Schwerpunkte der positiven Partialladungen (an den H-Atomen) nicht mit dem Schwerpunkt der negativen Partialladung (am S-Atom) zusammen.	
d)	CF ₄	nein	Das Molekül enthält zwar polare Bindungen; aufgrund des symmetrischen Baus (Tetraedergestalt) fallen aber die Schwerpunkte der negativen Partialladungen (an den F-Atomen) mit dem Schwerpunkt der positiven Partialladungen (auf dem C-Atom) zusammen.	
e)	CH ₂ Cl ₂	ja	Das Molekül hat eine tetraedrische Gestalt. Zwei der vier Ecken des Tetraeders werden von den relativ stark elektronegativen Cl-Atomen besetzt. Die restlichen Atome im Molekül weisen eine kleinere Elektronegativität auf. Somit fallen die Partialladungen nicht in einem Punkt zusammen.	
f)	CH ₂ O	ja	Das Molekül hat eine planare (ebene) Gestalt. Genauer hat es die Form eines (ungefähr) gleichseitigen Dreiecks. Eine Ecke des Dreiecks wird vom stark elektronegativen O-Atom besetzt, das den Schwerpunkt der negativen Partialladung bildet. Der Schwerpunkt der positiven Partialladungen liegt ungefähr in der Mitte zwischen den beiden H-Atomen (etwas in Richtung des C-Atoms). Er fällt also nicht mit dem Schwerpunkt der negativen Partialladung zusammen.	

A 12



Die Zunahme der Siedetemperaturen in der Reihenfolge PH₃ – AsH₃ – SbH₃ ist auf die zunehmenden Van-der-Waals-Kräfte zurückzuführen. Die unerwartet hohe Siedetemperatur von NH₃ lässt sich durch die Ausbildung von Wasserstoffbrücken erklären.

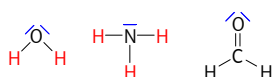
A 13

Wasserstoffbrücken zwischen gleichartigen Molekülen können nur dann ausgebildet werden, wenn die Moleküle sowohl aktive als auch passive Stellen für Wasserstoffbrücken aufweisen. Sie müssen also mindestens ein H-Atom besitzen, das direkt an ein F-, O- oder N-Atom gebunden ist (aktive Stelle), sowie ein freies Elektronenpaar an einem partiell negativen F-, O- oder N-Atom (passive Stelle).

a) H ₂	Weder aktive noch passive Stelle; keine Wasserstoffbrücken möglich.
b) CH ₄	Weder aktive noch passive Stelle; keine Wasserstoffbrücken möglich.
c) H ₂ S	Weder aktive noch passive Stelle; keine Wasserstoffbrücken möglich.
d) H ₂ O	Zwei aktive und zwei passive Stellen an jedem Molekül; ein Wasser-Molekül kann daher bis zu vier Wasserstoffbrücken mit benachbarten Wasser-Molekülen ausbilden.

A 14

Die passiven Stellen sind die freien Elektronenpaare an den O-Atomen und am N-Atom (blau dargestellt), die aktiven Stellen sind die H-Atome im H₂O und NH₃-Molekül (rot dargestellt):

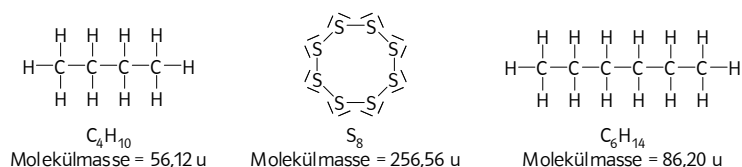


Wichtiger Hinweis: Die H-Atome im CH₂O-Molekül sind *keine* aktiven Stellen für Wasserstoffbrücken, da sie mit dem schwach elektronegativen C-Atom verbunden sind. Die C-H-Bindung ist daher nur schwach polar, und die H-Atome haben eine zu kleine positive Partialladung für die Ausbildung von Wasserstoffbrücken. Da CH₂O-Moleküle nur passive Stellen für Wasserstoffbrücken aufweisen, können *zwischen* CH₂O-Molekülen keine Wasserstoffbrücken ausgebildet werden. *Andere* Moleküle, die über aktive Stellen verfügen (wie z. B. H₂O, NH₃ oder HF) können jedoch Wasserstoffbrücken mit CH₂O-Molekülen eingehen.

A 15

Da die Moleküle unpolar sind, wirken zwischen ihnen ausschliesslich Van-der-Waals-Kräfte. Diese hängen von der Polarisierbarkeit der Moleküle ab; diese wiederum nimmt mit der Anzahl Elektronen zu. Die Anzahl Elektronen lässt sich ermitteln, indem man die Ordnungszahlen (Protonenzahlen) aller am jeweiligen Molekül beteiligten Atome addiert.

Ein weiteres Mass für die Elektronenanzahl liefert die Molekülmasse:



Da die S₈-Moleküle die höchste Masse besitzen, wirken zwischen ihnen die stärksten Van-der-Waals-Kräfte. Die schwächsten Van-der-Waals-Kräfte wirken zwischen den C₄H₁₀-Molekülen, und Van-der-Waals-Kräfte mittlerer Stärke wirken zwischen den C₆H₁₄-Molekülen. Wir erwarten daher, dass die Schmelz- und Siedetemperaturen in der Reihenfolge C₄H₁₀ < C₆H₁₄ < S₈ zunehmen. Daher sollte C₄H₁₀ bei Zimmertemperatur gasförmig sein, C₆H₁₄ flüssig und S₈ fest. Dies ist auch tatsächlich der Fall.

Hinweis: C₄H₁₀ heisst Butan und wird als «Flüssiggas», z. B. in Camping-Cartouchen oder als Feuerzeuggas, eingesetzt. C₆H₁₄ heisst Hexan und ist ein Bestandteil von Benzin. S₈ ist die Formel der bei Zimmertemperatur stabilen Form von elementarem Schwefel, einem gelben Feststoff.

A 16

Die Moleküle CBr_4 , CF_4 , CH_4 und CCl_4 haben alle eine tetraedrische Gestalt. Da die Schwerpunkte der Partiaalladungen der Atome in den Tetraederecken mit dem Schwerpunkt der Partiaalladung des zentralen C-Atoms zusammenfallen, handelt es sich um unpolare Moleküle. Zwischen ihnen wirken somit ausschliesslich Van-der-Waals-Kräfte. Um die relativen Stärken zu beurteilen, ordnen wir die Moleküle in der Reihenfolge zunehmender Elektronenzahlen oder Massen: $\text{CH}_4 < \text{CF}_4 < \text{CCl}_4 < \text{CBr}_4$. In dieser Reihenfolge nehmen auch die Siedetemperaturen zu.

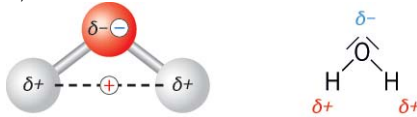
A 17

a)



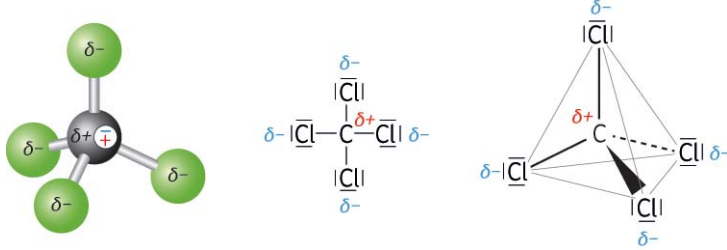
Dipol-Dipol-Kräfte und Van-der-Waals-Kräfte.

b)



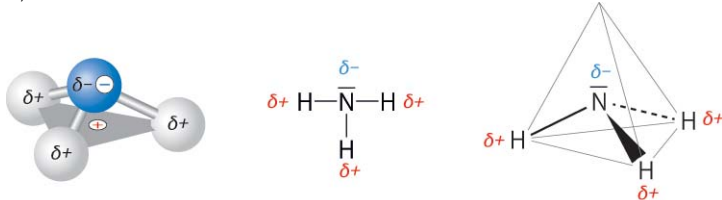
Wasserstoffbrücken, Dipol-Dipol-Kräfte und Van-der-Waals-Kräfte.

c)



Van-der-Waals-Kräfte.

d)



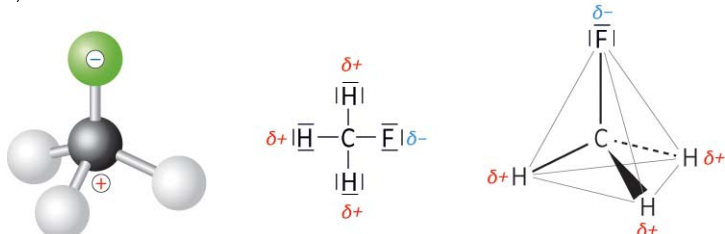
Wasserstoffbrücken, Dipol-Dipol-Kräfte und Van-der-Waals-Kräfte.

e)



Van-der-Waals-Kräfte.

f)



Dipol-Dipol-Kräfte und Van-der-Waals-Kräfte (keine H-Brücken, da das H-Atom mit einem C-Atom verbunden ist).

A 18

- a) Wasserstoffbrücken können gebildet werden, wenn die Moleküle sowohl Wasserstoffbrücken-Donatoren als auch Wasserstoffbrücken-Akzeptoren aufweisen. Dies ist bei keinem der genannten Moleküle der Fall.
- b) Dipol-Dipol-Kräfte wirken, wenn die Moleküle polare Bindungen enthalten und die Schwerpunkte der positiven und negativen Partialladungen nicht zusammenfallen. Dies ist der Fall bei CH_2O , H_2Se , CH_2F_2 .
- c) Die schwächsten Van-der-Waals-Kräfte wirken zwischen den Molekülen mit der geringsten Masse, also zwischen den F_2 -Molekülen.

A 19

Während des Erstarrungsvorgangs wird aus kleineren Einheiten (Clustern und einzelnen Wasser-Molekülen) das Molekülgitter von Eis aufgebaut. Dabei entsteht eine weitmaschige Anordnung mit durchgängigen Hohlräumen. Die dabei auftretende Volumenvergrößerung ist die Ursache für die Sprengwirkung.

A 20

Wenn Wasser abgekühlt wird, lässt die Wärmebewegung der Wasser-Moleküle nach. Als Folge davon sinkt die Raumbeanspruchung dieser Teilchen, sie rücken näher zusammen. Gleichzeitig verbinden sich beim Abkühlen aber immer mehr Wasser-Moleküle zu Clustern, welche die voluminöse Gitterstruktur des Eises aufweisen. Dieser Effekt ist jedoch erst bei relativ tiefen Temperaturen (knapp oberhalb der Gefrieretemperatur) von grösserer Bedeutung; in wärmerem Wasser sind die Cluster nämlich sehr klein, da sie aufgrund der Wärmebewegung nicht stabil sind.

Der erste der beiden genannten Effekte bewirkt also für sich genommen beim Abkühlen eine Dichteerhöhung, der zweite dagegen eine Dichteverringern. Als Folge dieser gegenläufigen Effekte durchläuft die Dichte des flüssigen Wassers beim Abkühlen ein Maximum. Dieses liegt bei $4\text{ }^\circ\text{C}$.

A 21

Für die Dichte gilt:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Das Volumen errechnet sich somit aus der Masse und der Dichte nach folgender Formel:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

Für das Volumen von 1 kg Eis bei 0 °C gilt:

$$V(\text{Eis}, 0^\circ\text{C}) = \frac{1000 \text{ g}}{0,9170 \text{ g/cm}^3} = 1090 \text{ cm}^3$$

Das Volumen von 1 kg flüssigem Wasser bei 0 °C beträgt:

$$V(\text{Wasser}, 0^\circ\text{C}) = \frac{1000 \text{ g}}{0,9998 \text{ g/cm}^3} = 1000 \text{ cm}^3$$

Der Faktor, um den das Volumen beim Gefrieren zunimmt, ist damit:

$$\frac{1090 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 1,09$$

A 22

Das Graphitgitter besteht aus übereinander liegenden Schichten. Ihr Abstand voneinander ist etwa 2,5-mal so gross wie der Abstand zwischen Atomen derselben Schicht. Im Diamantgitter ist die Packungsdichte der Atome wesentlich grösser. Daraus resultiert eine grössere Dichte des Diamanten verglichen mit Graphit.

A 23

Ein Graphitblock besteht nicht aus einem einzigen einheitlichen Graphit-Kristall, der nur eine Leitfähigkeit längs der Schichten zeigen würde, sondern aus einer grossen Menge zusammengebackener Graphit-Kriställchen, die aufgrund ihrer Orientierung nach allen Seiten des Raums zu der entsprechenden Leitfähigkeit führen.

A 24

Man könnte die drei Stoffe jeweils verbrennen, also mit Sauerstoff reagieren lassen. Als Reaktionsprodukt würde sich in allen drei Fällen Kohlenstoffdioxid bilden; dieses lässt sich mit Kalkwasser nachweisen (Kohlenstoffdioxid trübt Kalkwasser, ↗ Kap. 4, ▷Abb. 26).

A 25

	<i>Graphit</i>	<i>Diamant</i>	<i>C₆₀-Fulleren</i>
<i>Härte</i>	Gering, da zwischen den einzelnen Schichten nur Van-der-Waals-Kräfte herrschen.	Sehr hart, härtester natürlicher Feststoff. Die Atome können nicht gegenseitig verschoben werden, da sie von starken Atombindungen auf ihren Gitterplätzen gehalten werden.	Sehr weich (weicher als Graphit), da die Van-der-Waals-Kräfte zwischen C ₆₀ -Molekülen einfach überwunden werden können.
<i>Spaltbarkeit</i>	Aus denselben Gründen leicht spaltbar. Die bevorzugte Spalttrichtung ist zwischen den Schichten.	Keine bevorzugte Spalttrichtung. Jedes C-Atom ist tetraedrisch über Atombindungen mit vier weiteren C-Atomen verbunden. Zur Spaltung des Gitters müssen immer viele Atombindungen getrennt werden, gleichgültig in welche Richtung die Spaltung verläuft.	Aus denselben Gründen leicht spaltbar, ohne eine bevorzugte Spalttrichtung. Eine Portion von C ₆₀ -Fulleren lässt sich sehr leicht pulverisieren.
<i>Dichte</i>	Da im Graphitgitter die Schichten relativ weit auseinander liegen, ist die Dichte kleiner als beim Diamanten.	Alle Kohlenstoff-Atome sind miteinander über Elektronenpaarbindungen verknüpft. Dadurch ist die Packungsdichte der Atome im Kristall wesentlich grösser als beim Graphit. Diamant hat daher eine höhere Dichte als Graphit.	Die Dichte ist aufgrund der Hohlkörperstruktur der Fullerenmoleküle noch geringer als die von Graphit. Da sich die Kugelmoleküle leicht aneinander pressen lassen, zeigen Fullerene in Grenzen elastisches Verhalten. (Die Volumenkompressibilität ist 40-mal so gross wie die von Diamant.)

A 26

Ein Diamantkristall wird von einem durchgängigen Netzwerk von Elektronenpaarbindungen zusammengehalten. Jedes einzelne Kohlenstoff-Atom hat daher nur einen sehr geringen Bewegungsspielraum. Zugeführte Wärme wird als Schwingungsanregung sofort von einem C-Atom zum nächsten und schliesslich auf den ganzen Diamantkristall übertragen.

Überprüfung und Vertiefung

Ü 1

- In der Reihe H-H, Cl-Cl, Br-Br, I-I nehmen die Bindungsenergien ab, die Bindungslänge nimmt zu. Dieser Zusammenhang gilt auch für die Reihe H-F, H-Cl, H-Br, H-I.
- Die Bindungsenergie des Stickstoff-Moleküls ist wesentlich höher als die der übrigen angeführten Moleküle. Der Grund liegt in der Dreifachbindung zwischen den Stickstoff-Atomen; die Stickstoff-Atome werden durch die drei bindenden Elektronenpaare sehr fest aneinander gebunden.
- Zwischen dem Fluor- und dem Wasserstoff-Atom im Fluorwasserstoff-Molekül besteht eine polare Atombindung, die Atome tragen ausgeprägte Partialladungen. Durch die gegenseitige Anziehung der Partialladungen ist die Bindungsenergie höher.

Ü 2

Die Elektronegativität ist ein Mass dafür, wie stark ein Atom gemeinsame (kovalent gebundene) Elektronen anzieht. Da Edelgas-Atome keine Elektronenpaarbindungen eingehen, lassen sich für sie auch keine Elektronegativitätswerte definieren.

Ü 3

- Das Fluor-Atom hat eine Schale weniger als das Chlor-Atom; der Rumpf des Fluor-Atoms ist daher kleiner als der Rumpf des Chlor-Atoms. Beide Atomrümpfe haben die Ladung $7+$. Beim Rumpf des Fluor-Atoms ist diese Ladung auf einen kleineren Raumbereich konzentriert; der Rumpf hat also die höhere Ladungsdichte. Daher wirkt beim Fluor-Atom eine stärkere Anziehungskraft zwischen dem Atomrumpf und gemeinsamen (kovalent gebundenen) Elektronen als beim Chlor-Atom.
- Die Rumpfladung ist beim Fluor-Atom grösser als beim Sauerstoff-Atom. Gemeinsame Elektronen werden daher vom Rumpf des Fluor-Atoms stärker angezogen als vom Rumpf des Sauerstoff-Atoms.

Ü 4

Die Drahtschlinge übt auf die unmittelbar darunter liegende Region des Eisblocks einen hohen Druck aus. Durch diesen Druck bricht die voluminöse Gitterstruktur des Eises unterhalb der Drahtschleife zusammen. Das Eis schmilzt lokal unter Verringerung des Volumens. Wenn der Druck nachlässt, also unmittelbar über dem Draht, erstarrt das Wasser wieder, die Wasser-Moleküle fügen sich wieder in die geordnete Struktur des Eisgitters ein.

Ü 5



Ü 6

Die Partialladungen der starken Dipol-Moleküle des Wassers sind in der Lage, die Elektronen in den Sauerstoff-Molekülen durch Abstossung bzw. Anziehung zu verschieben, sodass *induzierte Dipole* entstehen. Zwischen diesen und den permanenten Dipolen des Wassers treten schwache Anziehungskräfte auf, die eine gewisse Löslichkeit zur Folge haben.

Ü 7

Die Halogene Chlor, Brom und Iod sind molekulare Stoffe; sie bestehen aus zweiatomigen Molekülen (Cl_2 , Br_2 , I_2). In den Halogen-Molekülen sind die Atome durch unpolare Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden. Dementsprechend können als zwischenmolekulare Kräfte nur Van-der-Waals-Kräfte auftreten. Da diese von der Elektronenanzahl der Moleküle abhängen und die Halogen-Atome von Chlor und Brom zu Iod immer mehr Elektronenschalen besitzen, treten die schwächsten Van-der-Waals-Kräfte bei Chlor (daher gasförmig) und die stärksten bei Iod (daher fest) auf. Brom nimmt bezüglich der Grösse der Van-der-Waals-Kräfte eine Zwischenstellung ein: Es ist bei Zimmertemperatur flüssig.

Ü 8

- a) Gewöhnliche Stoffe haben im festen Zustand die höchste Dichte. Die Dichte eines Feststoffs nimmt mit abnehmender Temperatur zu, da der Platzbedarf der Teilchen aufgrund der abnehmenden Wärmebewegung kleiner wird. Daher haben gewöhnliche Stoffe ihre höchste Dichte bei der tiefstmöglichen Temperatur, das heisst beim absoluten Nullpunkt ($-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$, 0 K).
- b) Im festen Zustand bilden die Wasser-Moleküle ein Gitter mit relativ voluminösen Hohlräumen. Die Packungsdichte der Moleküle im Eisgitter ist daher geringer als beim flüssigen Wasser. Somit hat Eis die kleinere Dichte als flüssiges Wasser.
- c) Bei $4 \text{ }^\circ\text{C}$ hat das Wasser sein Dichtemaximum. Beim Abkühlen bis zur Gefriertemperatur nimmt daher die Dichte ab. Diese Dichteabnahme lässt sich damit erklären, dass sich bei der Annäherung an die Gefriertemperatur immer grössere Cluster («Haufen») von Wasser-Molekülen bilden. Die Cluster weisen die Struktur des Eisgitters auf; sie besitzen also voluminöse Hohlräume. Die Packungsdichte der Wasser-Moleküle nimmt daher bei der Clusterbildung ab.
- Hinweis:* Beim Abkühlen nimmt zwar auch die Wärmebewegung der einzelnen Wasser-Moleküle und damit ihr Platzbedarf ab; dieser Effekt hat aber im kleinen Temperaturintervall von $4 \text{ }^\circ\text{C}$ bis $0 \text{ }^\circ\text{C}$ nur eine untergeordnete Bedeutung.
- d) Beim Erwärmen von 4 auf $100 \text{ }^\circ\text{C}$ verhält sich Wasser wie ein normaler Stoff: Seine Dichte nimmt also kontinuierlich ab.

Ü 9

Im Atomgitter des Diamanten sind alle Kohlenstoff-Atome im Innern des Gitters jeweils mit vier benachbarten Kohlenstoff-Atomen über Elektronenpaarbindungen verknüpft. Das Zerkleinern des Kristalls ist nur durch das gleichzeitige Lösen von sehr vielen Elektronenpaarbindungen möglich. Dazu sind grosse Kräfte erforderlich. Dementsprechend ist Diamant sehr hart und damit eine ideale Bestückung von Bohrern.

Der Graphitkristall besteht aus einzelnen Schichten von Kohlenstoff-Atomen, die miteinander durch gemeinsame und delokalisierte Elektronen verbunden sind. Zwischen den einzelnen Schichten liegen vergleichsweise schwache Van-der-Waals-Kräfte vor. Daher können die Schichten mit geringem Kraftaufwand gegeneinander verschoben werden. Graphit ist daher sehr weich und eignet sich als Schmiermittel.