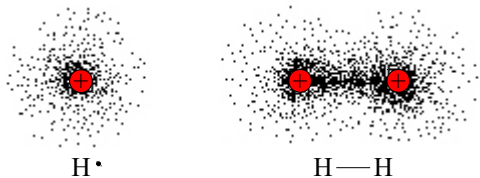


Elektronenwolke

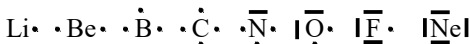


H• H—H
a) Beschreibe die Abbildungen eines H-Atoms und eines H₂-Moleküls. Gib an wie viele Elektronen jeweils abgebildet sind.

b) Erkläre den Zusammenhang im Wasserstoffmolekül. KK7.1

Atomdarstellung mit Außenelektronen

Betrachte die Elektronenanordnungen der Atome der zweiten Periode.



a) Erkläre, weshalb man zum Beispiel im Kohlenstoffatom vier einzelne Elektronen und nicht zwei Elektronenpaare zeichnet.

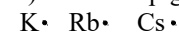
b) Gib Symbole mit Valenzelektronen an für K, Rb, Cs, Cl, Br, I, Ca und Al.

KK7.2

a) Im Wasserstoffatom befindet sich ein Elektron, im H₂-Molekül sind es zwei Elektronen. Die Dichte der Punkte gibt an, wo sich die Elektronen im Atom oder Molekül besonders häufig aufhalten.
b) Man erkennt, dass sich die Elektronen im H₂-Molekül bevorzugt in der Nähe der Atomkerne und zwischen den beiden Atomkernen aufhalten. Die negative Ladung zwischen den Atomkernen bewirkt die Bindung in H₂-Molekül. Die Elektronen nennt man bindendes Elektronenpaar, die Bindung Elektronenpaarbindung. S. 242

a) In der zweiten Periode finden in der äußeren Schale maximal 8 Elektronen in vier Elektronenwolken Platz. Diese werden zunächst einfach besetzt.

b) Erste Hauptgruppe, ein Valenzelektron!



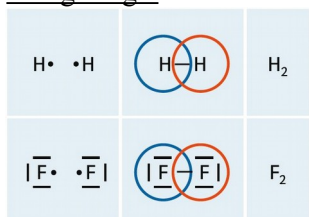
Siebte Hauptgruppe, sieben Valenzelektronen!



Zweite (dritte) Hauptgruppe, 2 (3) Valenzelektronen •Ca• •Al•

S. 242

Edelgasregel

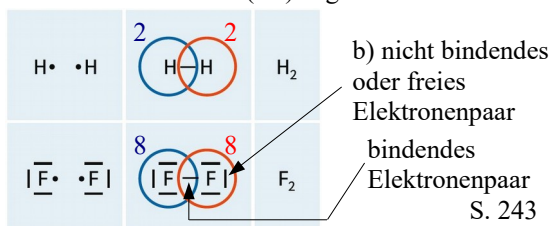


a) Erläutere am Beispiel der abgebildeten Moleküle die Edelgasregel für Moleküle.

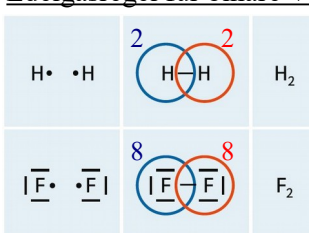
b) Benenne die Elektronenpaare im Fluormolekül.

KK7.3

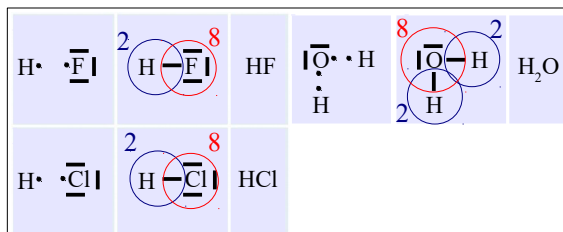
a) Edelgasregel: Jedem Atom eines Moleküls können so viele Elektronen zugeordnet werden, wie dem Edelgasatom der gleichen Periode. Dem H-Atom können 2 Elektronen (He), dem F-Atom 8 Elektronen (Ne) zugeordnet werden.



Edelgasregel für binäre Verbindungen



Formuliere die Bildung der Moleküle von Fluorwasserstoff, Chlorwasserstoff und Wasser. Überprüfe die Edelgasregel. KK7.4



Die Valenzschale des H-Atoms ist mit 2 Elektronen, die Valenzschalen der Atome der zweiten Periode sind mit 8 Elektronen komplett gefüllt (Edelgaskonfiguration). S. 243

Edelgasregel für binäre Verbindungen

Ermittle Strukturformeln folgender Moleküle unter Verwendung der Edelgasregel:

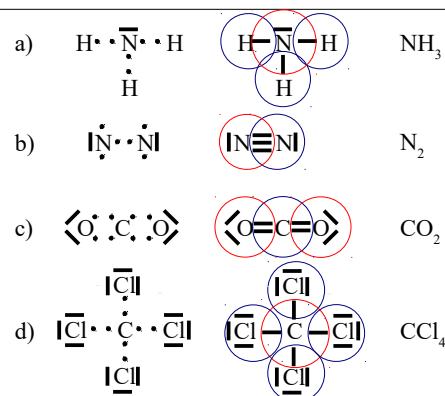
a) Ammoniak NH₃

b) Stickstoff N₂

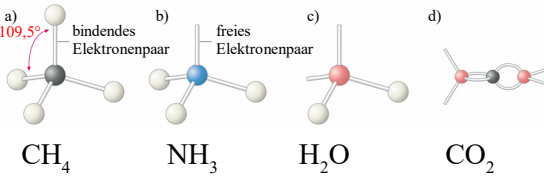
c) Kohlenstoffdioxid und

d) Molekül einer Verbindung aus einem Kohlenstoff- und mehreren Chloratomen.

KK7.5



Molekülstrukturen



Gib die Namen der abgebildeten Molekülstrukturen an.

KK7.6

a) tetraedisch

b) pyramidal

c) gewinkelt

d) linear

[Um die Struktur zu ermitteln verbindet man gedanklich alle Atomkerne eines Moleküls durch gerade Linien. Man erhält einen mathematischen Körper, der namensgebend für die Struktur ist.]

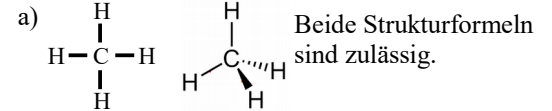
S. 244

Elektronenpaarabstoßungsmodell

a) Zeichne die Strukturformel eines Methanmoleküls (CH_4).

b) Erläutere mit Hilfe des Elektronenpaarabstoßungsmodells, weshalb das Methanmolekül tetraedisch und nicht quadratisch planar (eben) ist.

KK7.7



b) Das Methanmolekül ist tetraedisch, da die vier Bindungselektronenpaare so maximal voneinander entfernt sind. So beträgt der H/C/H-Bindungswinkel im Methanmolekül $109,5^\circ$.

Wäre das Molekül quadratisch, so betrüge der entsprechende Bindungswinkel lediglich 90° .

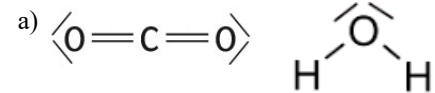
S. 244

Elektronenpaarabstoßungsmodell

a) Zeichne die Strukturformeln eines Kohlenstoffdioxidmoleküls und eines Wassermoleküls.

b) Erkläre mit Hilfe des Elektronenpaarabstoßungsmodells die unterschiedlichen Strukturen beider Verbindungen.

KK7.8



b) Zur Bestimmung der Struktur betrachtet man jeweils das Zentralatom. Im CO_2 -Molekül befinden sich am zentralen C-Atom zwei C/O-Doppelbindungen, die in der linearen Struktur den maximalen Abstand voneinander haben. Im H_2O -Molekül besitzt das O-Atom zwei freie und zwei bindende Elektronenpaare, die zu den Ecken eines Tetraeders weisen. Das H_2O -Molekül ist gewinkelt.

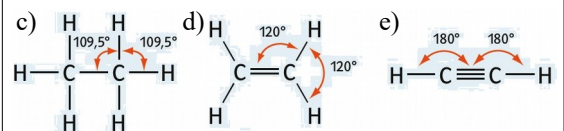
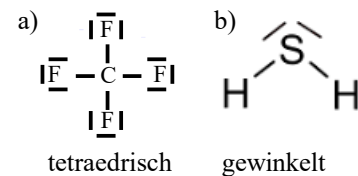
S. 245

Elektronenpaarabstoßungsmodell

Zeichne die Strukturformeln der folgenden Moleküle. Beschreibe die Struktur von a, b. Gib für c-e Bindungswinkel an.

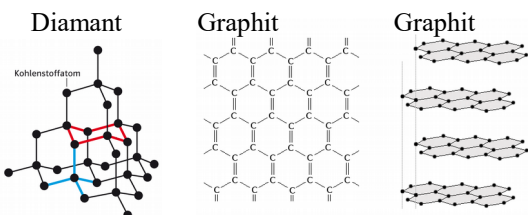
- CF_4 (Tetrafluormethan)
- H_2S (Schwefelwasserstoff)
- C_2H_6 (Ethan)
- C_2H_4 (Ethen)
- C_2H_2 (Ethin)

KK7.9



S. 245

Kohlenstoffmodifikationen



a) Gib an, was man unter einer Modifikation versteht.

b) Graphit ist ein elektrischer Leiter, Diamant ein Isolator. Erkläre!

KK7.10

a) Modifikationen sind verschiedene Kristallstrukturen ein und desselben Stoffes. Aufgrund der unterschiedlichen räumlichen Anordnung der Atome im Kristallgitter haben Modifikationen unterschiedliche physikalische Eigenschaften.

b) Jedes C-Atom bildet vier Elektronenpaarbindungen aus; im Diamant zu vier verschiedenen C-Atomen, im Graphit zu lediglich drei C-Atomen. Das vierte Elektronenpaar im Graphit ist frei verschiebbar und sorgt für die elektrische Leitfähigkeit. S. 247

Elektronegativität

- a) Gib an, was man unter der Elektronegativität eines Atoms versteht.
b) Erkläre durch den Aufbau der Atome, ...
b1) ... weshalb die Elektronegativität in einer Periode von links nach rechts ansteigt.
b2) ... weshalb die Elektronegativität in einer Gruppe von oben nach unten abnimmt.

KK7.11

Polare Elektronenpaarbindung

Betrachte Bindungen zwischen folgenden Atomen: N/H, C/H, F/H, F/F, O/H.

Ordne die Elektronenpaarbindungen nach steigender Polarität. Zeichne gegebenenfalls Teilladungen ein.

KK7.12

Polare Elektronenpaarbindung

Betrachte die Verbindungen CH₄, H₂S, CO₂, ClF, NH₃.

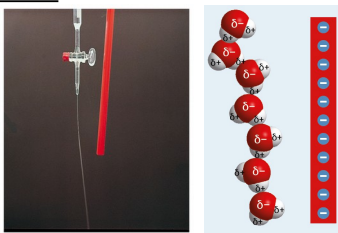
Zeichne Strukturformeln mit Teilladungen.

Gib an, ob das Molekül ein elektrischer Dipol ist. Untersuche dazu, ob der positive und der negative Ladungsschwerpunkt zusammen fallen.

KK7.13

Dipolmolekül Wasser

- a) Ein negativ geladener Stab zieht einen fallenden Wasserstrahl an. Erkläre!



- b) Beschreibe und erkläre, was geschieht, wenn der negativ geladene Stab durch einen positiv geladenen Stab ersetzt wird. KK7.14

Intermolekulare Kräfte

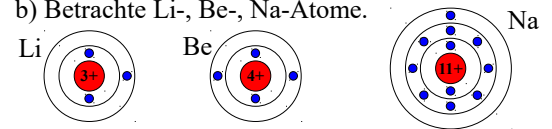
Siedetemperaturen verschiedener Stoffe werden durch die zwischen verschiedenen Stoffen wirkenden intermolekularen Kräfte bestimmt.

- a) Nenne zwei intermolekulare Kräfte und ordne sie nach ihrer Stärke.
b) Erläutere, was man unter Wasserstoffbrückenbindungen (Wbb.) versteht. Gib an, zwischen welchen Atomen Wbb. ausgebildet werden.

KK7.15

- a) Die **Elektronegativität** (EN) ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung Elektronenpaare an sich zu ziehen.

b) Betrachte Li-, Be-, Na-Atome.



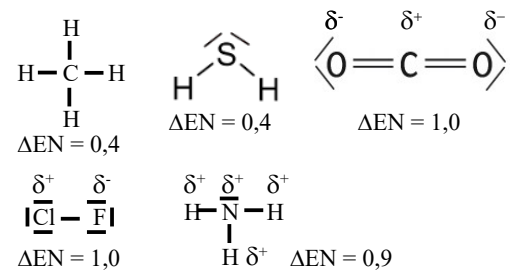
Innere Elektronen wirken abschirmend. Die Valenzelektronen des Li-Atoms spüren die effektive Kernladung +1, Be +2, Na +1 bei größerer Entfernung zum Kern. Daher folgt $EN(\text{Be}) > EN(\text{Li}) > EN(\text{Na})$. S. 248

Es müssen Elektronegativitätsdifferenzen ΔEN für die an der Bindung beteiligten Atome berechnet und verglichen werden.

			δ^-	δ^+	δ^-	δ^+	δ^-	δ^+						
F	-	F	C	-	H	N	-	H	O	-	H	F	-	H
EN	4,0	4,0	2,5	2,1	3,0	2,1	3,5	2,1	4,0	2,1				
ΔEN	0		0,4		0,9		1,4		1,9					

Die C/H-Bindung ist mit $\Delta EN = 0,4$ so schwach polar, dass die Partialladungen hier im Allgemeinen nicht gezeichnet werden.

S. 249



Nur ClF und NH₃ sind Dipole. Im CO₂-Molekül fallen die Ladungsschwerpunkte zusammen. S. 249

- a) Durch die negative Ladung des Stabes drehen sich die H₂O-Moleküle im Fallen so, dass ihre positiv teilgeladenen H-Atome zum Stab zeigen. Da sie dadurch etwas näher am Stab sind, als die negativ teilgeladenen O-Atome, ist die Anziehung der H-Atome stärker, als die Abstoßung der O-Atome. Der Wasserstrahl wird insgesamt angezogen.
b) Der Wasserstrahl wird immer noch angezogen! Nun drehen sich die H₂O-Moleküle im Fallen so, dass die negativ teilgeladenen O-Atome zum positiv geladenen Stab zeigen. S. 249

- a) Van-der-Waals-Kräfte (v.d.W.-Kräfte) Dipol-Dipol-Kräfte und Wasserstoffbrückenbindungen (Wbb.) sind intermolekulare Kräfte. Wbb. sind die stärksten intermolekularen Kräfte gefolgt von Dipol-Dipol-Kräften und Van-der-Waals-Kräften.
b) Wasserstoffbrückenbindungen sind starke intermolekulare Kräfte zwischen dem positiv teilgeladenen H-Atom eines Moleküls und dem freien Elektronenpaar negativ teilgeladener N-, O- oder F-Atome eines anderen Moleküls (**N,O,F-Regel**). S. 250

Intermolekulare Kräfte

HF, H₂O und NH₃ besitzen für ihre Größe hohe Siedetemperaturen.

a) Erkläre durch die wirkenden intermolekularen Kräfte.

b) Zeichne für alle drei Stoffe Ausschnitte aus dem Molekülverband.

KK7.16

Van-der-Waals-Kräfte

In der Reihe Fluor, Chlor, Brom, Iod steigen die Siedetemperaturen an.

a) Erläutere dies durch die wirkenden intermolekularen Kräfte.

b) Erkläre, wie genau die Anziehung zwischen unpolaren Molekülen bewirkt wird.

KK7.17

Wasser als Lösungsmittel

Kochsalz (NaCl) ist wasserlöslich.

a) Beschreibe die beim Lösen von Kochsalz ablaufenden Vorgänge.

b) Zeichne ein NaCl-Ionengitter, sowie jeweils ein hydratisiertes Na⁺- und Cl⁻-Ion.

KK7.18

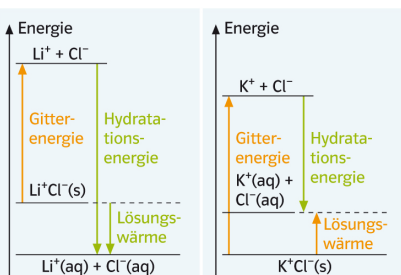
Salzhydrate

Viele Salze kristallisieren beim Eindampfen aus wässriger Lösung als Hydrate aus.

Erläutere die Bedeutung der Formel CaCl₂·6H₂O!

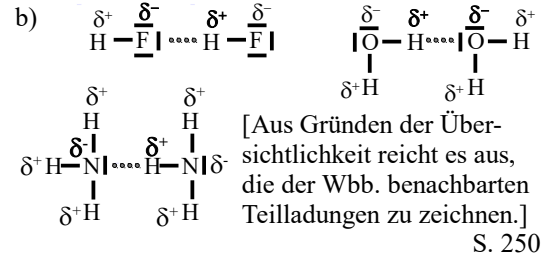
KK7.19

Lösen von Salzen



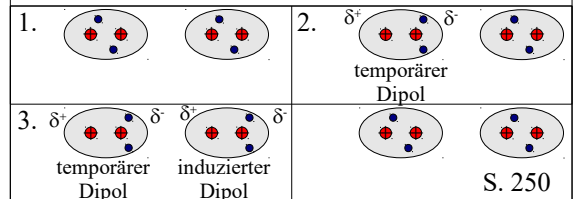
Erkläre, welcher Lösungsvorgang (LiCl, KCl) exotherm bzw. endotherm ist. KK7.20

a) Zwischen den Molekülen der drei Stoffe wirken Wasserstoffbrückenbindungen (N,O,F-Regel). Dies sind die stärksten intermolekularen Kräfte.

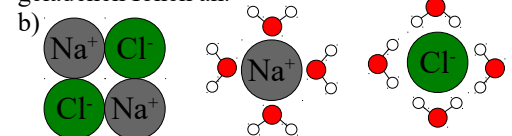


a) Alle Halogene bilden zweiatomige unpolare Moleküle X₂, zwischen denen Van-der-Waals-Kräfte wirken. Die Stärke der v.d.W.-Kraft nimmt mit steigender Molekülgröße zu.

b) V.d.W.-Kräfte sind Anziehungskräfte zwischen temporären und induzierten Dipolen.

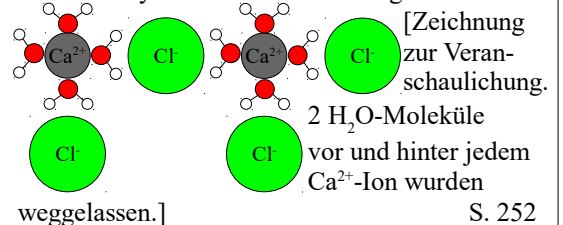


a) Die Ionen des Natriumchlorids werden durch Wassermoleküle **hydratisiert**. Dabei lagern sich die negativ (positiv) teilgeladenen O-Atome (H-Atome) an die jeweils gegensätzlich geladenen Ionen an.



[Zeichentipp: Die Ionen möglichst groß zeichnen, damit man die Wassermoleküle unterbringen kann.] S. 252

Die Formel CaCl₂·6H₂O (Calciumchlorid-Hexahydrat) beschreibt ein Salz, das in jeder Elementargruppe ein Ca²⁺-Ion, zwei Cl⁻-Ionen und sechs Wassermoleküle enthält. Die H₂O-Moleküle hydratisieren dabei häufig das Kation.



Um ein Salz zu lösen, müssen zunächst die Ionen des Ionenkristalls unter Aufwendung der Gitterenergie voneinander getrennt werden. Anschließend lagern sich H₂O-Moleküle an, wobei die Hydratationsenergie frei wird. Der Lösungsvorgang von LiCl ist exotherm, da die frei werdende Hydratationsenergie für LiCl größer als die zu Beginn aufgebrauchte Gitterenergie ist. KCl löst sich endotherm (Abkühlung), da die Gitterenergie größer als die Hydratationsenergie ist. S. 253