

1. Aufgaben zur Chemie der Mittelstufe

1.1. Stoffeigenschaften

Aufgabe 1: Sicheres Experimentieren

- Nenne 4 Vorsichtsregeln für den Umgang mit offenen Flammen.
- Beschreibe die Inbetriebnahme des Gasbrenners in 5 Schritten.
- Nenne 5 Vorsichtsregeln für den Umgang mit unbekanntem Stoffen.

Aufgabe 2: Gefahrstoffe

- Nenne 5 Faktoren, die die Wirkung eines Stoffes im Körper beeinflussen.
- Nenne 3 natürlich auftretende Gefahrstoffe und ihr Vorkommen.
- Blausäure hat einen LD_{50} von 10 mg/kg Körpergewicht. Wie viele 4 g schwere Aprikosenkerne mit einem Gehalt von 0,4 % gebundener Blausäure muss eine 60 kg schwere Person essen, um eine schwere Zyanidvergiftung zu riskieren?
- Erkläre die 4 Gefahren, die von so genannten CMR-Stoffen ausgehen können.

Aufgabe 3: Diffusion

- Was ist Diffusion?
- Nenne drei Situationen aus dem Alltag, bei denen Diffusion zu beobachten ist.
- Wie lässt sich die Diffusion erklären?

Aufgabe 4: Teilchenmodell

Erkläre die folgenden Begriffe

Atom, Element, Ordnungszahl, Massenzahl, Mol, Molekül, Verbindung und Ion.

Aufgabe 5: Angabe von Stoffmengen in Mol

Wie viel g wiegen die folgenden Stoffmengen?

- | | | |
|----------------------------------|---|-----------------------------------|
| a) 1 Mol Aluminium Al | d) 1 Mol Natriumchlorid NaCl | g) 3 Mol Calciumcarbonat $CaCO_3$ |
| b) 1 Mol Propan C_3H_8 | e) 2 Mol Kohlensäure H_2CO_3 | h) 0,5 Mol Natriumnitrat $NaNO_3$ |
| c) 1 Mol Schwefelsäure H_2SO_4 | f) 0,3 Mol Dialuminiumtrioxid Al_2O_3 | i) 4 Mol Wasser H_2O |

Aufgabe 6: Angabe von Stoffmengen in Mol

Wie viel Mol Formeleinheiten enthalten die folgenden Stoffmengen?

- | | | |
|--------------------------------------|--|-------------------------------------|
| a) 20 g Natrium Na | d) 100 g Tetrachlorkohlenstoff CCl_4 | g) 20 g Schwefeldisauerstoff SO_2 |
| b) 20 g Wasser H_2O | e) 50 g Salpetersäure HNO_3 | h) 100g Dieisentrioxid Fe_2O_3 |
| c) 20 g Dischwefelkohlenstoff CS_2 | f) 120 g Phosphorsäure H_3PO_4 | i) 200 g Kaliumiodat KIO_3 |

1.2. Stoffgemische

Aufgabe 1: Stoffgemische

Erkläre die Bedeutung der folgenden Begriffe und nenne je ein Beispiel:

Gemenge, Suspension, Emulsion, Rauch, Nebel und Schaum

1.3. Chemische Reaktionen

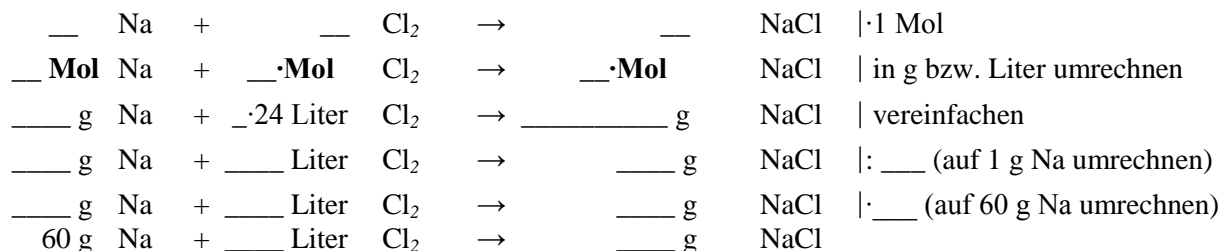
Aufgabe 1: Reaktionsgleichungen

Ergänze die fehlenden Koeffizienten:

- $_ Cu + _ S_8 \rightarrow _ Cu_2S$
- $_ Hg + _ O_2 \rightarrow _ HgO$
- $_ P_4 + _ O_2 \rightarrow _ P_4O_{10}$
- $_ KI + _ PbSO_4 \rightarrow _ PbI_2 + _ K_2SO_4$
- $_ NaCl + _ H_2SO_4 \rightarrow _ HCl + _ Na_2SO_4$
- $_ KF + _ H_3PO_4 \rightarrow _ HF + _ K_3PO_4$
- $_ KOH + _ H_2CO_3 \rightarrow _ H_2O + _ K_2CO_3$
- $_ KMnO_4 + _ HCl \rightarrow _ MnO_2 + _ KCl + _ H_2O + _ Cl_2$

Aufgabe 2: Reaktionsgleichungen

Wie viel Liter Chlorgas Cl_2 werden für die Umsetzung von 60 g Natriummetall Na benötigt? Wie viel g Natriumchlorid (Kochsalz) NaCl lassen sich damit herstellen? Ergänze zunächst die fehlenden Koeffizienten.



Aufgabe 3: Reaktionsgleichungen

- Wie viel Liter Sauerstoffgas O_2 werden für die Umsetzung von 100 g Kaliummetall K benötigt? Wie viel g Dikaliumoxid K_2O lassen sich damit herstellen? Die RG ist $_ \text{ K} + _ \text{ O}_2 \rightarrow _ \text{ K}_2\text{O}$
- Wie viel g Calciummetall werden für die Umsetzung von 20 Liter Fluorgas F_2 benötigt? Wie viel g Calciumdifluorid CaF_2 lassen sich damit herstellen? Die RG ist $_ \text{ Ca} + _ \text{ F}_2 \rightarrow _ \text{ CaF}_2$.
- Wie viel g Aluminiummetall Al und wie viele Liter Sauerstoffgas benötigt man für die Herstellung von 50 g Dialuminiumtrioxid Al_2O_3 ? Die RG ist $_ \text{ Al} + _ \text{ O}_2 \rightarrow _ \text{ Al}_2\text{O}_3$.
- Wie viel g Zinkmetall Zn und wie viel g Schwefel S_8 benötigt man für die Herstellung von 30 g Zinksulfid? Die Reaktionsgleichung ist $_ \text{ Zn} + _ \text{ S}_8 \rightarrow _ \text{ ZnS}$
- Wie viel Liter Sauerstoffgas O_2 und wie viel Liter Wasserstoffgas H_2 benötigt man für die Herstellung von 1 Liter flüssigem Wasser H_2O ? Die RG ist $_ \text{ H}_2 + _ \text{ O}_2 \rightarrow _ \text{ H}_2\text{O}$
- Wie viel Liter Stickstoffgas N_2 und wie viel Liter Wasserstoffgas H_2 benötigt man für die Herstellung von 20 Liter Ammoniakgas NH_3 ? Die Reaktionsgleichung ist $_ \text{ N}_2 + _ \text{ H}_2 \rightarrow _ \text{ NH}_3$.
- Wie viel g Natriumhydroxid NaOH und wie viel Liter Chlorwasserstoffgas HCl benötigt man für die Herstellung von 50 g Kochsalz NaCl? Wie viel Liter flüssiges Wasser H_2O entstehen dabei? Die RG ist $_ \text{ NaOH} + _ \text{ HCl} \rightarrow _ \text{ NaCl} + _ \text{ H}_2\text{O}$.

1.4. Atombau

Aufgabe 1: Elementarteilchen und radioaktive Strahlung

- Nenne die drei klassischen Elementarteilchen und vergleiche ihre Massen und Ladungen.
- Nenne und charakterisiere die drei Arten radioaktiver Strahlung.

Aufgabe 2: Ordnungszahl und Massenzahl

- Welche Masse haben 7 Mol Protonen?
- Wie viele Neutronen haben die Masse 10 g?
- Wie viele Elektronen haben die Masse 10 g?
- Wie viele Elektronen, Neutronen und Protonen enthält ein durchschnittliches $_{13}\text{Al}$ -Atom?
- Wie viele Elektronen, Protonen und Neutronen enthält ein durchschnittliches Kupferatom $_{29}\text{Cu}$?
- Wie viel Elektronen, Protonen und Neutronen enthält ein durchschnittliches Goldatom $_{79}\text{Au}$?
- Welche Masse haben 10 Kohlenstoffatome $_{6}\text{C}$?
- Welche Masse haben 5 mol Neonatome $_{10}\text{Ne}$?
- Wie viele Atome sind durchschnittlich in 10 g Kupfer $_{29}\text{Cu}$ enthalten?

Aufgabe 3: Bohrsches Schalenmodell und Ionisierungsenergien

Zeichne jeweils ein Schalenmodell der beiden Atome und entscheide, welches von ihnen die höhere Ionisierungsenergie hat. Begründe Deine Entscheidung mit Hilfe der folgenden Regeln: Die elektrische Anziehung zweier Teilchen nimmt mit wachsender Ladung der Teilchen zu und mit wachsendem Abstand der Teilchen ab.

- $_{3}\text{Li}$ und $_{4}\text{Be}$
- $_{3}\text{Li}$ und $_{11}\text{Na}$
- $_{3}\text{Li}$ und $_{9}\text{F}$
- $_{10}\text{Ne}$ und $_{11}\text{Na}$

Aufgabe 4: Orbitalmodell

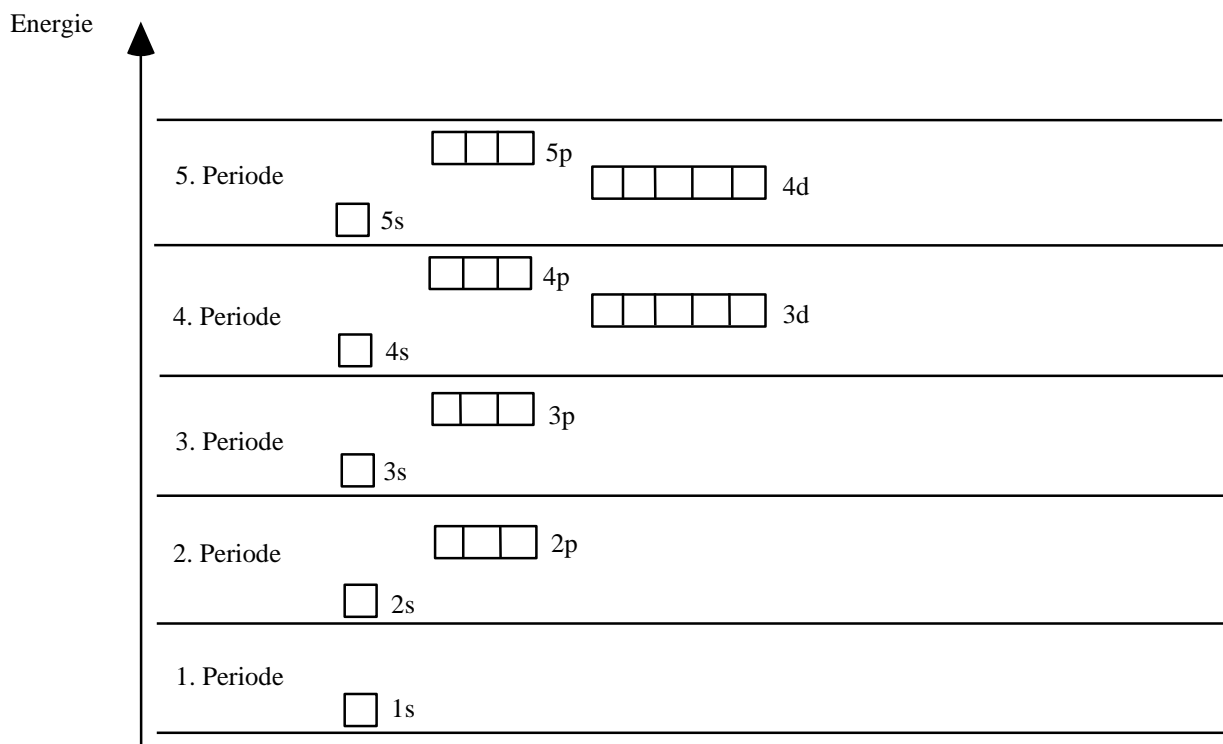
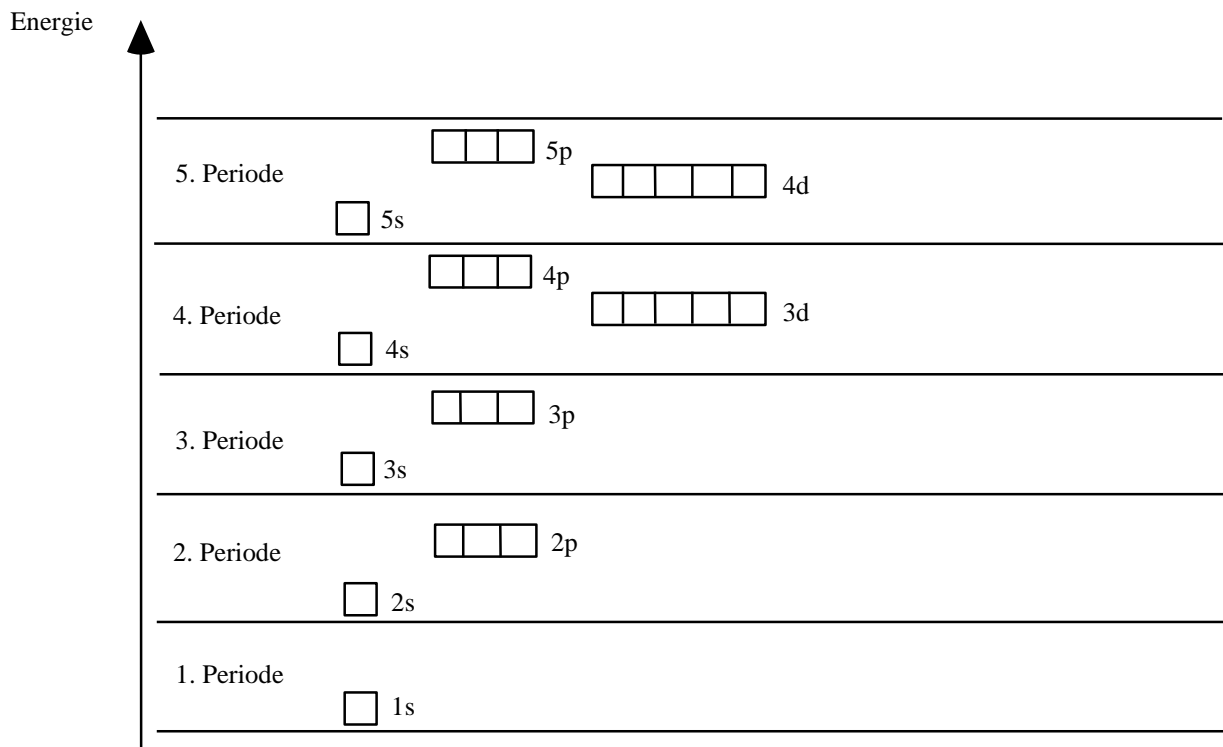
Zeichne jeweils ein Kästchenschema und bezeichne alle besetzten Orbitale:

- Stickstoff $_{7}\text{N}$ und Phosphor $_{15}\text{P}$
- Natrium $_{11}\text{Na}$, Kalium $_{19}\text{K}$ und Rubidium $_{37}\text{Rb}$

Aufgabe 5: Orbitalmodell

Begründe mit Hilfe des Kästchenschemas, wie viele Elektronen **mindestens** aufgenommen oder abgegeben werden müssen, um eine stabile Anordnung mit **vollbesetzten Unterniveaus** zu erhalten. Gib die Ladung des dabei entstehenden Ions an.

- a) ${}_3\text{Li}$, ${}_{11}\text{Na}$ und ${}_{19}\text{K}$ b) ${}_4\text{Be}$, ${}_{12}\text{Mg}$ und ${}_{20}\text{Ca}$ c) ${}_5\text{B}$ und ${}_{13}\text{Al}$ d) ${}_6\text{C}$ und ${}_{14}\text{Si}$ e) ${}_7\text{N}$ und ${}_{15}\text{P}$ g) ${}_{21}\text{Sc}$ und ${}_{24}\text{Cr}$



1.5. Das Periodensystem

Aufgabe 1: Aufbau des PSE

- Erkläre die folgenden Begriffe im Hinblick auf das PSE: Gruppen, Perioden, Hauptgruppen und Nebengruppen
- Beschreibe und erkläre den Verlauf der Atomradien im PSE.
- Beschreibe und erkläre den Verlauf der Ionisierungsenergien und Elektronegativitäten im PSE mit Hilfe der Atomradien.
- Wie unterscheiden sich Metalle von Nichtmetallen?
- Beschreibe und erkläre den Verlauf des Metallcharakters im PSE mit Hilfe der Atomradien und Ionisierungsenergien.

Aufgabe 2: Atomradius und EN

Welches der beiden Elemente hat die größere Elektronegativität und welches hat den größeren Atomradius?

- a) Li und Na b) Li und Be c) S und F d) O und F e) K und Al

Aufgabe 3: Die 8. Hauptgruppe

- Gib die Namen und ihre Herkunft sowie eine typische Verwendung für die ersten drei Elemente der 8. Hauptgruppe an.
- Begründe die Reaktionsträgheit der Edelgase mit Hilfe des Orbitalmodells.
- Beschreibe die Gewinnung der Edelgase aus Luft.

Aufgabe 4: Edelgasregel

Gib an, wie viele Elektronen die folgenden Elemente abgeben oder aufnehmen müssen, um die Schale des nächsten Edelgases zu erreichen. Gib außerdem die Ladung des dabei entstehenden Ions an:

- a) Li b) Be c) Al d) C f) N g) O h) F

Aufgabe 5: Edelgasregel

Gib eine Regel an, mit der man die Ionenladung aus der Gruppennummer ableiten kann.

Aufgabe 6: Reaktivität und Atomradius

Entscheide, welches der beiden angegebenen Atome leichter mit anderen Atomen reagiert. Begründe unter Verwendung der Begriffe Metall/Nichtmetall, Atomradius und Edelgaskonfiguration.

- a) O und F b) O und S c) Mg und Ca d) Mg und Al

Aufgabe 7: Die 7. Hauptgruppe

- Gib die Namen und ihre Herkunft sowie eine typische Verbindung für die ersten vier Elemente der 7. Hauptgruppe an.
- Beschreibe die Reaktion von Halogenen mit Metallen an einem einfachen Beispiel.
- Begründe die Abnahme der Reaktivität der Halogene von oben nach unten
- Warum nehmen die Dichte sowie die Schmelz- und Siedepunkte bei den Halogenen nach unten hin zu?
- Beschreibe eine Nachweismethode für Cl^- , Br^- und I^- -Ionen.
- Beschreibe die physiologische Wirkung von F^- , Cl^- und I^- -Ionen

Aufgabe 8: Die 1. Hauptgruppe

- Gib die Namen und ihre Herkunft sowie eine typische Verbindung für die ersten drei Elemente der 1. Hauptgruppe an.
- Begründe die Zunahme der Reaktivität der Alkalimetalle von oben nach unten
- Beschreibe die Reaktion von Alkalimetallen mit Wasser unter Nennung der zwei Reaktionsprodukte.
- Gib eine Nachweismethode für die Elemente Lithium, Natrium und Kalium an.

1.6. Die Ionenbindung

Aufgabe 1: Ionenbindung

Erkläre an einem Beispiel, durch welche Kräfte die Teilchen in einem Salz zusammengehalten werden.

Aufgabe 2: Verhältnisformel und Benennung von Salzen

Bestimme die Verhältnisformel und den Namen des Endproduktes und vervollständige die Reaktionsgleichung:

- a) $_ \text{K} + _ \text{Cl}_2 \rightarrow$ d) $_ \text{K} + _ \text{O}_2 \rightarrow$ g) $_ \text{K} + _ \text{N}_2 \rightarrow$
b) $_ \text{Ca} + _ \text{Cl}_2 \rightarrow$ e) $_ \text{Ca} + _ \text{O}_2 \rightarrow$ h) $_ \text{Ca} + _ \text{N}_2 \rightarrow$
c) $_ \text{Al} + _ \text{Cl}_2 \rightarrow$ f) $_ \text{Al} + _ \text{O}_2 \rightarrow$ i) $_ \text{Al} + _ \text{N}_2 \rightarrow$

Aufgabe 3: Stöchiometrie

Bestimme die Verhältnisformel und den Namen des Endproduktes und vervollständige die Reaktionsgleichung. Rechne dann auf die angegebenen Mengen um.

- a) $_ \text{Na} + _ \text{Cl}_2 \rightarrow$ _____ für 60 g Natrium Na b) $_ \text{K} + _ \text{O}_2 \rightarrow$ _____ für 100 g Kalium K
c) $_ \text{Ca} + _ \text{F}_2 \rightarrow$ _____ für 20 Liter Fluorgas F_2 d) $_ \text{Pb} + _ \text{S} \rightarrow$ _____ für 30 g Produkt
e) $_ \text{Al} + _ \text{O}_2 \rightarrow$ _____ für 50 g Produkt f) $_ \text{Mg} + _ \text{N}_2 \rightarrow$ _____ für 20 Liter Stickstoffgas N_2
g) $_ \text{Sn} + _ \text{F}_2 \rightarrow$ _____ für 20 Liter Fluorgas F_2 h) $_ \text{Ga} + _ \text{N}_2 \rightarrow$ _____ für 50 g Gallium Ga
i) $_ \text{Bi} + _ \text{O}_2 \rightarrow$ _____ für 50 g Bismut Bi

Aufgabe 4: Eigenschaften der Salze

- Unter welchen Bedingungen leiten Salze den elektrischen Strom? Begründe!
- Warum sind Metalle biegsam und Salze spröde?
- Erkläre mit Hilfe der Bindungsmodelle, warum Metalle korrodieren (Verbindungen mit Luftsauerstoff eingehen), Salze dagegen nicht.
- Warum lösen sich Kieselsteine aus Siliziumdioxid SiO_2 nicht in Wasser?

1.7. Die Metallbindung

Aufgabe 1: Metallbindung

- Durch welche Kräfte werden Metalle zusammengehalten?
- Zeichne einen Ausschnitt aus einem Magnesiumkristall mit 4 Mg-Atomen.
- Wie viele frei bewegliche Leiterelektronen enthält 1 g Magnesium?

Aufgabe 2: Metallbindung

- Nenne 5 typische Eigenschaften von Metallen
- Wie erklärt man sich die gute elektrische Leitfähigkeit der Metalle?
- Warum sinkt die Leitfähigkeit von Metallen mit zunehmender Temperatur?
- Wie erklärt man sich die gute Verformbarkeit der Metalle?

1.8. Die Elektronenpaarbindung

Aufgabe 1: Elektronenpaarbindung

- Welche anderen Bezeichnungen gibt es für die Elektronenpaarbindung?
- Wie erreichen Nichtmetallatome die Edelgaskonfiguration, wenn sie auf Metallatome treffen?
- Wie erreichen Nichtmetallatome die Edelgaskonfiguration, wenn sie auf andere Nichtmetallatome treffen?
- Warum reicht für die Erklärung der Metall- und Ionenbindung das einfache Schalenmodell aus, während für die Erklärung der Elektronenpaarbindung das Orbitalmodell benötigt wird?

Aufgabe 2: Wasserstoff

- Durch welche Kräfte werden die beiden Kerne in einem Wasserstoffmolekül zusammengehalten?
- Warum gibt es H_2 -Moleküle aber keine H_3 -Moleküle und keine einzelnen H-Atome in der Natur?
- Was ist der Unterschied zwischen einem Molekülorbital und einem Atomorbital?
- Voll besetzte Atomorbitale (bzw. freie Elektronenpaare) sind sehr viel voluminöser als voll besetzte Molekülorbitale (bzw. gebundene Elektronenpaare). Durch welche Kräfte werden die Elektronen in einem Molekülorbital zusätzlich zusammengezogen?

Aufgabe 3: Strukturformeln

Entwickle die Strukturformel und die Summenformel für die folgenden Verbindungen:

Name	Strukturformel	Summenformel	Name	Strukturformel	Summenformel
Wasserstoff			Chlorwasserstoff		
Sauerstoff			Schwefeldiwasserstoff		
Stickstoff			Phosphortriwasserstoff		
Chlor			Siliziumtetrawasserstoff		
Iod			Kohlenstoffdisauerstoff (Kohlenstoffdioxid)		
Schwefel		S_8	Sauerstoffdifluor		
Phosphor		P_4	Ethan		C_2H_6

			Ethen		C ₂ H ₄
			Methanol		CH ₄ O
			Methanal (Formaldehyd)		CH ₂ O
			Blausäure		HCN
			Distickstofftrisauerstoff		

Aufgabe 4: Mehrfachbindungen

- Warum bilden die Elemente der 8. Hauptgruppe keine zweiatomigen Moleküle?
- Warum bilden die Elemente der 4. Hauptgruppe keine zweiatomigen Moleküle?
- Warum bilden die Elemente der 3. Periode keine zweiatomigen Moleküle?

Aufgabe 5: Struktur- und Summenformeln

Ergänze die Reaktionsgleichungen und formuliere die Strukturformeln und Namen aller beteiligten Stoffe:

- $\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$
- $\text{S}_8 + \text{H}_2 \rightarrow$
- $\text{P}_4 + \text{H}_2 \rightarrow$
- $\text{Si} + \text{H}_2 \rightarrow$
- $\text{Cl}_2 + \text{F}_2 \rightarrow$
- $\text{O}_2 + \text{F}_2 \rightarrow$
- $\text{N}_2 + \text{F}_2 \rightarrow$
- $\text{C} + \text{F}_2 \rightarrow$
- $\text{F}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$
- $\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6$
- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$

Aufgabe 6: Struktur- und Summenformeln

Gib jeweils eine mögliche Strukturformel an

- C₄H₁₀
- C₅H₁₀
- H₂CO₂
- H₂CO₃
- C₄H₈O
- H₂O₂
- SiO₄H₄
- Si₂O₇H₆

Aufgabe 7: Stöchiometrie

10 g Phosphor reagieren mit Fluor im Überschuss.

- Bestimme die Summenformel sowie die Strukturformel des Reaktionsproduktes und stelle die Reaktionsgleichung auf
- Wie viel Liter Fluorgas wurden verbraucht und wie viel g Reaktionsprodukt entstehen bei dieser Reaktion?

Aufgabe 8: polare Elektronenpaarbindungen

Zeichne die Strukturformeln der folgenden Moleküle, gib, wenn möglich, Plus- und Minuspol an und ordne mit Hilfe der EN-Differenzen nach Polarität:

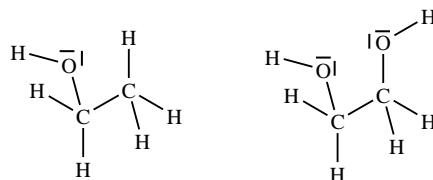
- H₂O, Cl₂O, F₂O
- H₂S, H₂Se, SF₂
- CH₄, CCl₄, CH₂Cl₂
- PH₃, NH₃, NF₃

1.9. Zwischenmolekulare Kräfte

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

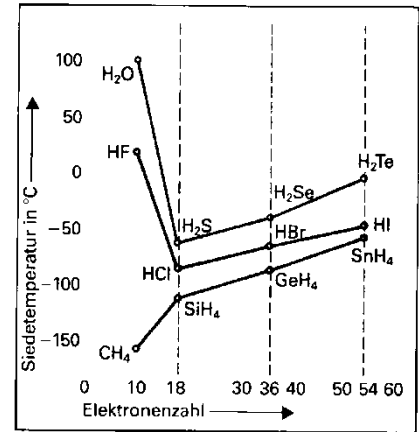
Gib jeweils die Strukturformeln mit der Polarität der Bindungen an und ordne nach Siedepunkten. Begründe mit Hilfe der Dipol-Dipol-Kräfte und der Van-der-Waals-Kräfte:

- a) CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 b) OF_2 und SCl_2 c) NF_3 und PCl_3 d) CF_4 , CCl_4 und CHF_3

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.

- a) Abnahme $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$:
b) Zunahme $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$
c) Abnahme $\text{HF} \rightarrow \text{HCl}$
d) Zunahme $\text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$
e) Zunahme 7. Hauptgruppe \rightarrow 6. Hauptgruppe
f) Zunahme $\text{CH}_4 \rightarrow \text{SiH}_4$ im Vergleich zur Abnahme $\text{HF} \rightarrow \text{HCl}$.



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:

- a) I_2 (184 °C) \rightarrow IBr (116 °C) \rightarrow ICl (100 °C) \rightarrow IF (zersetzt sich beim Erwärmen in I_2 und F_2)
b) CH_3I (42 °C) \rightarrow CH_3Br (4 °C) \rightarrow CH_3Cl (-24 °C) \rightarrow CH_3F (-78 °C).
c) NH_3 (-33 °C) \rightarrow PH_3 (-88 °C) \rightarrow AsH_3 (-62 °C) \rightarrow SbH_3 (-17 °C).
d) NF_3 (-129 °C) \rightarrow NCl_3 (-40 °C) \rightarrow NH_3 (-33 °C)

1.10. Redoxreaktionen

Aufgabe 1: Redoxgleichungen

Stelle den Oxidationsvorgang und den Reduktionsvorgang durch Pfeile dar, gib Oxidationsmittel und Reduktionsmittel an und ergänze die Koeffizienten in der Gesamtgleichung:

- a) $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow$ _____ b) $\text{Na} + \text{S}_8 \rightarrow$ _____
c) $\text{Ga} + \text{O}_2 \rightarrow$ _____ d) $\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow$ _____
e) $\text{Pb} + \text{S}_8 \rightarrow$ _____ f) $\text{Al} + \text{C} \rightarrow$ _____

Aufgabe 2: Oxidationszahlen

Gib die Oxidationszahlen aller beteiligten Atome an

- a) Calciumcarbonat/Kalk CaCO_3 e) Natriumnitrat NaNO_3
b) Kaliumnitrit KNO_2 f) Kupferoxid Cu_2O
c) Kaliumpermanganat KMnO_4 g) Calciumsulfat/Gips CaSO_4
d) Kaliumdichromat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ h) Ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Aufgabe 4: Oxidationszahlen

Entwickle eine Strukturformel und gib die Oxidationszahlen aller beteiligten Atome an

- a) Methan CH_4 g) Acetaldehyd/Ethanal CH_3CHO
b) Ethan C_2H_6 h) Kohlenmonoxid CO
c) Propan C_3H_8 i) Ameisensäure/Methansäure HCOOH
d) Methanol CH_3OH j) Essigsäure/Ethansäure CH_3COOH
e) Ethanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ k) Kohlendioxid CO_2
f) Formaldehyd/Methanal CH_2O l) Kohlensäure H_2CO_3

Aufgabe 5: Redoxgleichungen

Stelle den Oxidationsvorgang und den Reduktionsvorgang durch Pfeile dar, gib Oxidationsmittel und Reduktionsmittel an und ergänze die Koeffizienten in der Gesamtgleichung:

- a) Katalytische Hydrierung von Ethen an Raney-Nickel:
 $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
b) Reaktion von Chlorgas mit Wasser im Schwimmbad (**Disproportionierung**)
 $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOCl} + \text{HCl}$
c) Katalytische Darstellung von Blausäure am Platinkontakt bei 1200 °C (**Strukturformeln!**)
 $\text{CH}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{HCN} + \text{H}_2$
d) Verbrennung von Erdgas:
 $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
e) Verbrennung von Propangas (**Strukturformeln!**):
 $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1.11. Säure-Base-Reaktionen

Aufgabe 1: Säuren und Basen

- Nenne die Summenformel und den Namen von fünf Säuren.
- Nenne die Summenformel und den Namen von fünf Laugen.
- Was sind Indikatoren?
- Beschreibe die Reaktion von Bromwasserstoff mit Stickstoffwasserstoff durch Strukturformeln und benenne die Endprodukte.

Aufgabe 2: Neutralisation

Formuliere die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise und benenne die dabei gebildeten Salze.

- | | |
|--------------------------------|-------------------------------|
| a) Natronlauge + Salzsäure | f) Kalklauge + Salzsäure |
| b) Natronlauge + Salpetersäure | g) Kalklauge + Salpetersäure |
| c) Natronlauge + Kohlensäure | h) Kalklauge + Kohlensäure |
| d) Kalilauge + Schwefelsäure | i) Barytlauge + Schwefelsäure |
| e) Kalilauge + Phosphorsäure | j) Barytlauge + Phosphorsäure |

Aufgabe 3: Maßanalyse

Berechne jeweils die Konzentration der unbekanntem Lösung, für deren Neutralisation die angegebene Menge einer Maßlösung benötigt wurde

Teil	unbekannte Lösung	zur Neutralisation benötigte Maßlösung
a)	150 ml Salzsäure	30 ml 0,1-molare Natronlauge
b)	200 ml Fluorwasserstoffsäure	40 ml 0,1-molare Natronlauge
c)	150 ml Kohlensäure	30 ml 0,1-molare Natronlauge
d)	200 ml Salpetersäure	40 ml 0,1-molare Kalklauge
e)	100 ml Phosphorsäure	15 ml 0,1-molare Kalilauge
f)	100 ml Schwefelsäure	14 ml 0,5-molare Kalklauge
g)	50 ml Ammoniaklösung	20 ml 1-molare Salzsäure
h)	200 ml Ammoniaklösung	20 ml 1-molare Schwefelsäure
i)	300 ml Kalklauge	36 ml 0,5-molare Salzsäure

Aufgabe 6: pH-Wert

Welchen pH-Wert haben die folgenden Lösungen?

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| a) 0,1-molare Salpetersäure | d) 0,001 molare Natronlauge |
| b) 0,5-molare Schwefelsäure | e) 0,05-molare Kalklauge |
| c) 0,001-molare Salzsäure | f) 0,1-molare Kalilauge |

1. Aufgaben zur Chemie der Mittelstufe

1.1. Stoffeigenschaften

Aufgabe 1 - 4

siehe Skript

Aufgabe 6: Angabe von Stoffmengen in Mol

- a) 1 Mol $^{27}\text{Al} = 27 \text{ g}$
- b) 1 Mol $^{12}\text{C}_3\text{H}_8 = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g}$
- c) 1 Mol $^1\text{H}_2\text{S}^{32}\text{O}_4 = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g}$
- d) 1 Mol $^{23}\text{Na}^{35,5}\text{Cl} = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 35,5 = 58,5 \text{ g}$
- e) 2 Mol $^1\text{H}_2\text{C}^{12}\text{O}_3 = 2 \cdot (2 \cdot 1 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16) \text{ g} = 124 \text{ g}$
- f) 0,3 Mol $^{27}\text{Al}_2\text{O}_3 = 0,3 \cdot (2 \cdot 27 + 3 \cdot 16) = 30,6 \text{ g}$
- g) 3 Mol $\text{CaCO}_3 = 3 \cdot (40 + 12 + 3 \cdot 16) = 300 \text{ g}$
- h) 0,5 Mol $\text{NaNO}_3 = 0,5 \cdot (23 + 14 + 3 \cdot 16) = 37,5 \text{ g}$

Aufgabe 7: Angabe von Stoffmengen in Mol

- a) $20 \text{ g } ^{23}\text{Na} = \frac{20 \text{ g}}{23 \text{ g/Mol}} = 0,87 \text{ Mol}$
- b) $20 \text{ g } ^1\text{H}_2\text{O} = \frac{20 \text{ g}}{18 \text{ g/Mol}} = 1,11 \text{ Mol}$
- c) $20 \text{ g } ^{12}\text{C}^{32}\text{S}_2 = \frac{20 \text{ g}}{76 \text{ g/Mol}} = 0,26 \text{ Mol}$
- d) $100 \text{ g } ^{12}\text{C}^{32}\text{Cl}_4 = \frac{100 \text{ g}}{140 \text{ g/Mol}} = 0,65 \text{ Mol}$
- e) $50 \text{ g } ^1\text{H}^{14}\text{N}^{16}\text{O}_3 = \frac{50 \text{ g}}{63 \text{ g/Mol}} = 0,79 \text{ Mol}$
- f) $120 \text{ g } ^1\text{H}_3\text{P}^{31}\text{O}_4 = \frac{120 \text{ g}}{98 \text{ g/Mol}} = 1,22 \text{ Mol}$
- g) $20 \text{ g } ^{32}\text{S}^{16}\text{O}_2 = \frac{20 \text{ g}}{64 \text{ g/Mol}} = 0,30 \text{ Mol}$
- h) $100 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 = \frac{100 \text{ g}}{160 \text{ g/Mol}} = 0,625 \text{ Mol}$
- i) $200 \text{ g } \text{KIO}_3 = \frac{200 \text{ g}}{214 \text{ g/Mol}} \approx 0,93 \text{ Mol}$

1.2. Stoffgemische

Aufgabe 1: Stoffgemische

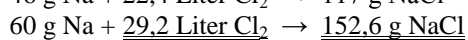
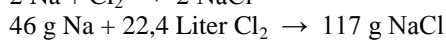
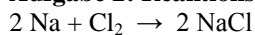
siehe Skript

1.3. Chemische Reaktionen

Aufgabe 1: Reaktionsgleichungen

siehe Unterricht

Aufgabe 2: Reaktionsgleichungen



Aufgabe 3: Reaktionsgleichungen

- a) $4 \text{K} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{K}_2\text{O}$
156,4 g K + 22,4 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 188,4 \text{ g K}_2\text{O}$
100 g K + 14,3 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 120,5 \text{ g K}_2\text{O}$
- a) $\text{Ca} + \text{F}_2 \rightarrow \text{CaF}_2$
40,1 g Ca + 22,4 Liter $\text{F}_2 \rightarrow 78,1 \text{ g CaF}_2$
35,8 g Ca + 20 Liter $\text{F}_2 \rightarrow 69,7 \text{ g CaF}_2$
- b) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$
108 g Al + 67,2 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 204 \text{ g Al}_2\text{O}_3$
26,5 g Al + 16,5 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 50 \text{ g Al}_2\text{O}_3$
- c) $8 \text{Zn} + \text{S}_8 \rightarrow 8 \text{ZnS}$
8·65,4 g Zn + 8·32,1 g S $\rightarrow 8 \cdot 97,5 \text{ g ZnS}$
20,1 g Zn + 9,9 g S $\rightarrow 30 \text{ g ZnS}$
- d) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
44,8 Liter H_2 + 22,4 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 36 \text{ g H}_2\text{O} = 0,036 \text{ Liter H}_2\text{O}$
1244,4 Liter H_2 + 622,2 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 1000 \text{ g H}_2\text{O} = 1 \text{ Liter H}_2\text{O}$
- e) $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
22,4 Liter N_2 + 67,2 Liter $\text{H}_2 \rightarrow 44,8 \text{ Liter NH}_3$
6,7 Liter N_2 + 20 Liter $\text{H}_2 \rightarrow 13,3 \text{ Liter NH}_3$
- f) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
40 g NaOH + 22,4 Liter HCl $\rightarrow 58,5 \text{ g NaCl} + 18 \text{ g H}_2\text{O}$
34,2 g NaOH + 19,1 Liter HCl $\rightarrow 50 \text{ g NaCl} + 15,4 \text{ g H}_2\text{O}$

1.4. Atombau

Aufgabe 1: Elementarteilchen und radioaktive Strahlung

siehe Skript

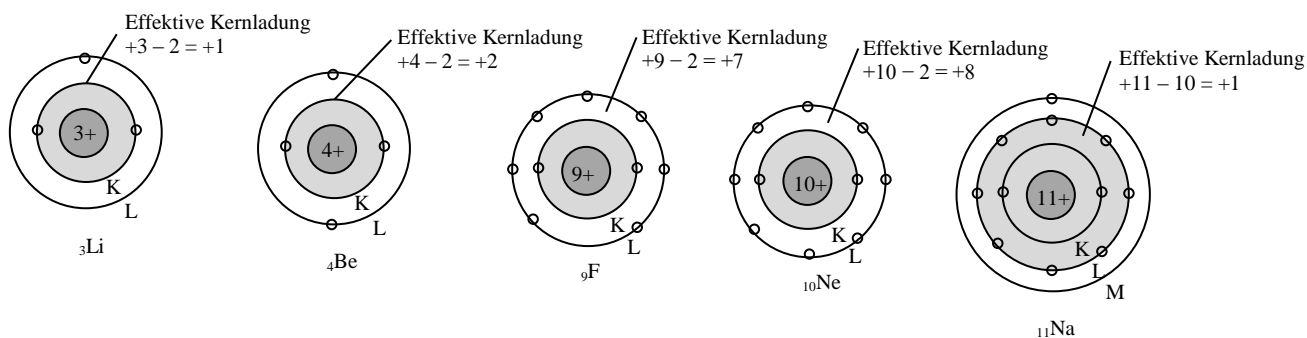
Aufgabe 2: Ordnungszahl und Massenzahl

siehe Unterricht

Aufgabe 3: Bohrsches Atommodell und Ionisierungsenergien

Die inneren Elektronen schirmen einen ihrer Ladung entsprechenden Teil der Kernladung ab. Auf die Außenelektronen wirkt nur noch die **effektive Kernladung** = Protonenzahl – Zahl der inneren Elektronen

- a) ${}_3\text{Li} < {}_4\text{Be}$ wegen höherer effektiver Kernladung + 2 und gleichem Kernabstand in Be
b) ${}_3\text{Li} > {}_{11}\text{Na}$ wegen größerem Abstand und gleicher effektiver Kernladung + 1 in Na
c) ${}_3\text{Li} < {}_9\text{F}$ wegen höherer effektiver Kernladung + 7 und gleichem Kernabstand in F
d) ${}_{10}\text{Ne} > {}_{11}\text{Na}$ wegen größerem Abstand und höherer effektiver Kernladung + 8 in Ne



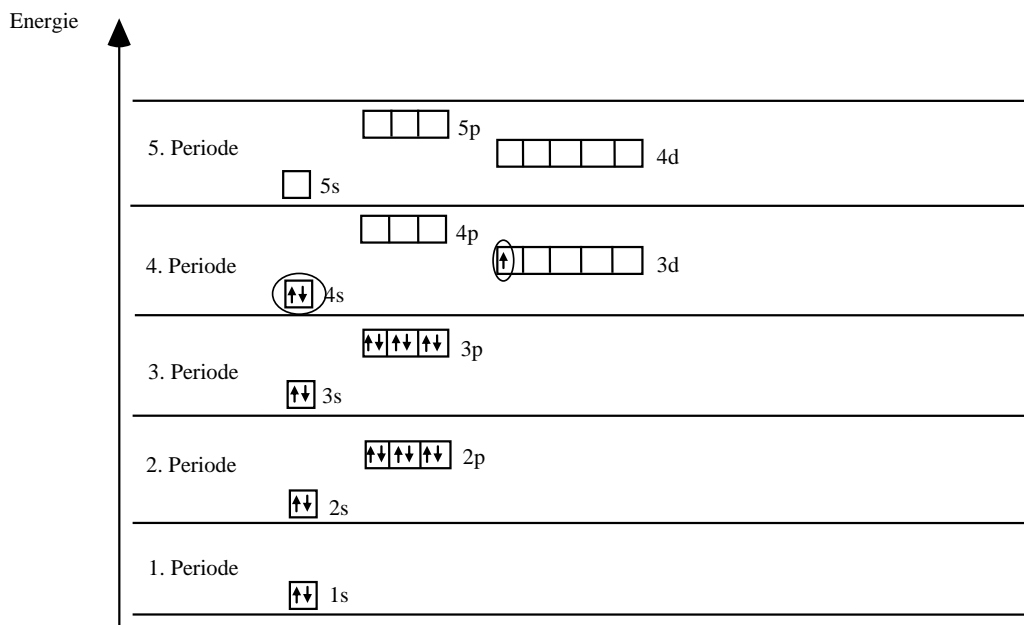
Aufgabe 4: Orbitalmodell

Zeichne jeweils ein Kästchenschema und bezeichne alle besetzten Orbitale:

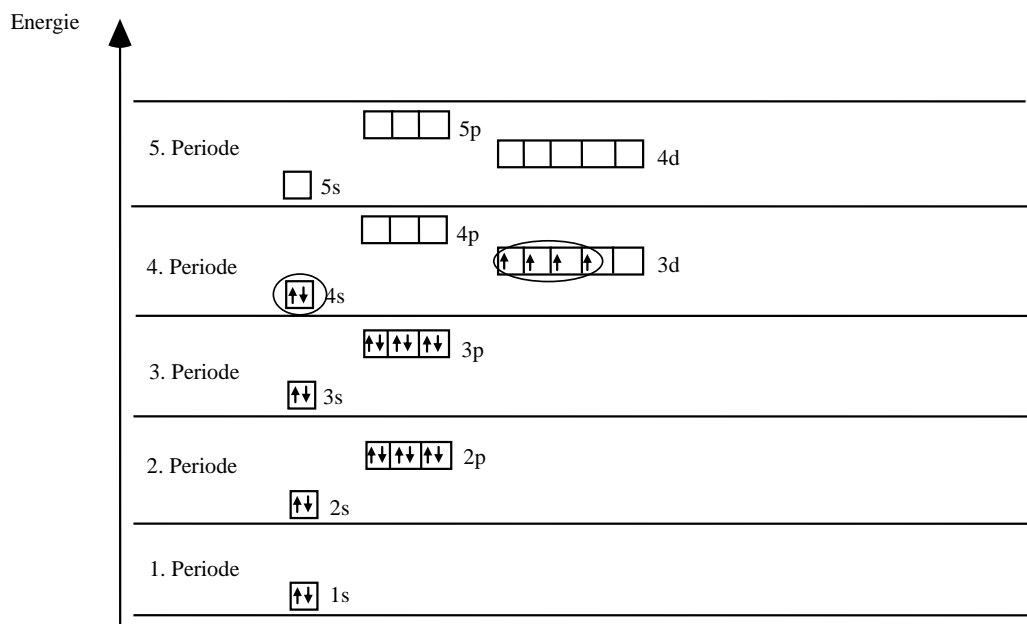
- a) Stickstoff ${}_7\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3$ und Phosphor ${}_{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
b) Natrium ${}_{11}\text{Na}$ $1s^2 2s^2 2p^1$; Kalium ${}_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ und Rubidium ${}_{37}\text{Rb}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

Aufgabe 5: Orbitalmodell

- a) ${}_{3}\text{Li}^{+}$: Hauptniveau 1 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{2}\text{He}$.
 ${}_{11}\text{Na}^{+}$: Hauptniveau 2 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{10}\text{Ne}$.
 ${}_{19}\text{K}^{+}$: Unterniveaux 3s und 3 p vollständig besetzt. Edelgaskonfiguration des ${}_{18}\text{Ar}$.
- b) ${}_{4}\text{Be}^{2+}$: Hauptniveau 1 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{2}\text{He}$.
 ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$: Hauptniveau 2 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{10}\text{Ne}$.
 ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$: Unterniveaux 3s und 3 p vollständig besetzt. Edelgaskonfiguration des ${}_{18}\text{Ar}$.
- c) ${}_{5}\text{B}^{3+}$: Hauptniveau 1 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{2}\text{He}$.
 ${}_{13}\text{Al}^{3+}$: Hauptniveau 2 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{10}\text{Ne}$.
- d) ${}_{6}\text{C}^{+4}$: Hauptniveau 1 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{2}\text{He}$.
 ${}_{6}\text{C}^{-4}$: Hauptniveau 2 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{10}\text{Ne}$.
 ${}_{14}\text{Si}^{+4}$: Hauptniveau 2 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{10}\text{Ne}$.
 ${}_{14}\text{Si}^{-4}$: Unterniveaux 3s und 3 p vollständig besetzt. Edelgaskonfiguration des ${}_{18}\text{Ar}$.
- e) ${}_{7}\text{N}^{3-}$: Hauptniveau 2 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{10}\text{Ne}$.
 ${}_{15}\text{P}^{3-}$: Unterniveaux 3s und 3 p vollständig besetzt. Edelgaskonfiguration des ${}_{18}\text{Ar}$.
- f) ${}_{8}\text{O}^{2-}$: Hauptniveau 2 vollständig besetzt; Edelgaskonfiguration des ${}_{10}\text{Ne}$.
 ${}_{16}\text{S}^{2-}$: Unterniveaux 3s und 3 p vollständig besetzt. Edelgaskonfiguration des ${}_{18}\text{Ar}$.
- g) ${}_{21}\text{Sc}^{+}$: Unterniveaux 3s, 3 p und 4s vollständig besetzt oder ${}_{21}\text{Sc}^{3+}$: Edelgaskonfiguration des ${}_{18}\text{Ar}$.



${}_{24}\text{Cr}^{4+}$: Unterniveaux 3s, 3 p und 4s vollständig besetzt oder ${}_{24}\text{Cr}^{6+}$: Edelgaskonfiguration des ${}_{18}\text{Ar}$



1.5. Das Periodensystem

Aufgabe 1: Aufbau des PSE

siehe Skript

Aufgabe 2: Atomradius und EN

- Na ist wegen der zusätzlichen Schale größer als Li und hat daher auch eine kleinere EN
- Li ist wegen der geringeren effektiven Kernladung größer als Be und hat daher auch eine kleinere EN
- S hat eine Schale mehr und eine kleinere effektivere Kernladung als F. Es ist daher viel größer und hat eine viel kleiner EN
- O ist wegen der geringeren effektivere Kernladung größer als F und hat daher auch eine kleinere EN
- K hat eine Schale mehr aber dafür eine kleinere effektivere Kernladung als Al. Es ist daher viel größer und hat eine viel kleiner EN

Aufgabe 3: Die 8. Hauptgruppe

siehe Skript

Aufgabe 4: Edelgasregel

- a) Li^+ b) Be^{2+} c) Al^{3+} d) $\text{C}^{\pm 4}$ f) N^{3-} g) O^{2-} h) F^-

Aufgabe 5: Edelgasregel

Metalle: Ionenladung = Gruppennummer

Nichtmetalle: Ionenladung = 8 – Gruppennummer

Aufgabe 6: Reaktivität und Atomradius

- F ist reaktiver als O, da es nur ein Elektron zur Vervollständigung der Edelgasschale aufnehmen muss und die Aufnahme fremder Elektronen durch den kleineren Atomradius (\Rightarrow stärkere Anziehung durch den Kern) erleichtert wird. Das größere O muss dagegen trotz schwächere Kernanziehung zwei Elektronen aufnehmen.
- O ist reaktiver als S, da die Aufnahme der beiden Elektronen zur Vervollständigung der Edelgasschale durch den kleineren Atomradius (\Rightarrow stärkere Anziehung durch den Kern) erleichtert wird.
- Ca ist reaktiver als Mg, da die Abgabe der beiden Außenelektronen durch den größeren Atomradius (\Rightarrow schwächere Anziehung durch den Kern) erleichtert wird.
- Mg ist reaktiver als Al, da es nur zwei Außenelektronen abgeben muss und die Abgabe außerdem durch den größeren Atomradius (\Rightarrow schwächere Anziehung durch den Kern) erleichtert wird. Das kleinere Al muss dagegen gegen die stärkere Kernanziehung drei Elektronen abgeben.

Aufgaben 7 und 8

siehe Skript

1.6. Die Ionenbindung

Aufgabe 1: Ionenbindung

siehe Skript

Aufgabe 2: Verhältnisformel und Benennung von Salzen

- | | |
|--|--|
| a) $2 \text{K} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{KCl}$ Kaliumchlorid | f) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$ Dialuminiumtrioxid |
| b) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$ Calciumdichlorid | g) $6 \text{K} + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{K}_3\text{N}$ Trikaliumnitrid |
| c) $2 \text{Al} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AlCl}_3$ Aluminiumtrichlorid | h) $3 \text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2$ Tricalciumdinitrid |
| d) $4 \text{K} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{K}_2\text{O}$ Dikaliumoxid | h) $2 \text{Al} + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{AlN}$ Aluminiumnitrid |
| e) $2 \text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CaO}$ Calciumoxid | |

Aufgabe 3: Stöchiometrie

- | | |
|--|---|
| a) $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ Natriumchlorid
46 g Na + 22,4 Liter $\text{Cl}_2 \rightarrow 117$ g NaCl
60 g Na + 29,2 Liter $\text{Cl}_2 \rightarrow 152,6$ g NaCl | f) $3 \text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$ Trimagnesiumdioxid
72,9 g Mg + 22,4 l $\text{N}_2 \rightarrow 100,9$ g Mg_3N_2
65,1 g Mg + 20 l $\text{N}_2 \rightarrow 90,1$ g Mg_3N_2 |
| b) $4 \text{K} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{K}_2\text{O}$ Dikaliumoxid
156,4 g K + 22,4 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 188,4$ g K_2O
100 g K + 14,3 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 120,5$ g K_2O | g) $\text{Sn} + 2 \text{F}_2 \rightarrow \text{SnF}_4$ Zinntetrafluorid
118,7 g Sn + 44,8 l $\text{F}_2 \rightarrow 194,7$ g SnF_4
53,0 g Sn + 20 l $\text{F}_2 \rightarrow 86,9$ g SnF_4 |
| c) $\text{Ca} + \text{F}_2 \rightarrow \text{CaF}_2$ Calciumdifluorid
40,1 g Ca + 22,4 Liter $\text{F}_2 \rightarrow 78,1$ g CaF_2
35,8 g Ca + 20 Liter $\text{F}_2 \rightarrow 69,7$ g CaF_2 | h) $2 \text{Ga} + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{GaN}$ Galliumnitrid
139,4 g Ga + 22,4 l $\text{N}_2 \rightarrow 167,4$ g GaN
50 g Ga + 8,0 l $\text{N}_2 \rightarrow 60,0$ g GaN |

- d) $\text{Pb} + 2 \text{S} \rightarrow \text{PbS}_2$ Bleidisulfid
 207,2 g Pb + 64,2 g S \rightarrow 271,4 g PbS_2
 22,9 g Pb + 7,1 g S \rightarrow 30 g PbS_2
- e) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$ Dialuminiumtrioxid
 108 g Al + 67,2 Liter $\text{O}_2 \rightarrow$ 204 g Al_2O_3
 26,5 g Al + 16,5 Liter $\text{O}_2 \rightarrow$ 50 g Al_2O_3
- i) $4 \text{Bi} + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Bi}_2\text{O}_5$ Dibismutpentaoxid
 836 g Bi + 112 l $\text{O}_2 \rightarrow$ 996 g Bi_2O_5
 50 g Bi + 6,7 l $\text{O}_2 \rightarrow$ 59,6 g Bi_2O_5

Aufgabe 4: Eigenschaften der Salze

- a) siehe Skript
 b) siehe Skript
 c) In einem Metall liegen die Außenelektronen als frei bewegliches Elektronengas vor und könne leicht an den Sauerstoff abgegeben werden. in einem Salz dagegen sind die Außenelektronen der Metalle fest an die Nichtmetallionen gebunden
 d) Siliciumdioxid SiO_2 ist trotz seiner Bezeichnung kein reines Salz, da Silizium ein Halbmetall ist.

1.7. Die Metallbindung

Aufgaben 1 und 2: Metallbindung

siehe Skript

1.8. Die Elektronenpaarbindung

Aufgabe 1: Elektronenpaarbindung

- a) Die Elektronenpaarbindung heißt auch Atombindung oder kovalente Bindung
 b) Nichtmetallatome erreichen die Edelgaskonfiguration in Salzen durch Aufnahme der Elektronen, welche von den Metallatomen abgegeben werden. Es kommt dadurch zur Ionenbindung zwischen negativ geladenen Nichtmetallanionen und positiv geladenen Metallkationen.
 c) Stehen nur andere Nichtmetallatome zur Verfügung, so gleichen sie ihren Elektronenmangel durch gemeinsame Nutzung ihrer Außenelektronen aus. Dabei entstehen Elektronenpaarbindungen durch gemeinsam genutzte Elektronenpaare, welche die positiv geladenen Atomkerne zusammen halten.
 d) Das Orbitalmodell ist (abgesehen von der Deutung des Aufbaus des Periodensystems) notwendig, um die Geometrie der Moleküle zu erklären. Die Elektronenpaare halten sich in Elektronenwolken (Orbitalen) auf, die in bestimmten Richtungen weisen und dadurch entsprechende Bindungswinkel zur Folge haben.

Aufgabe 2: Wasserstoff

- a) Die negativ geladenen Bindungselektronen halten die positiv geladenen Kerne durch elektrische Anziehung zusammen.
 b) Ein H-Atom mit einem Außenelektron benötigt genau **ein** weiteres Elektron, um sein halb besetztes 1s-Orbital zu vervollständigen und die Konfiguration des Heliums zu erreichen. Dementsprechend benötigt es genau einen Bindungspartner mit einem halb besetzten Orbital.
 c) Molekülorbitale entstehen durch Überlagerung zweier halb besetzter Atomorbitale zweier verschiedener Atome entsteht ein voll besetztes Molekülorbital, welches die beiden beteiligten Atome durch Elektronenpaarbindung in einem Molekül zusammen hält.
 d) Atomorbitale werden durch **einen** Atomkern, Molekülorbitale aber durch **zwei** Atomkerne zusammen gehalten.

Aufgabe 3: Hybridisierung

- a) siehe rechts
 b) Um die Edelgaskonfiguration zu erreichen, muss jedes halb besetzte Orbital vervollständigt, d.h. jeder Punkt zu einem Strich ergänzt werden.
 c) Hybridisierung = Kreuzung zweier Rassen bzw. Neukombination von s- und p-Orbitalen zu vier gleichartigen sp^3 -Hybridorbitalen

IV	V	VI	VII	VIII
$\cdot\overset{\cdot}{\text{C}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{N}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{O}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{F}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Ne}} $
	$\cdot\overset{\cdot}{\text{P}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{S}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Cl}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Ar}} $
		$\cdot\overset{\cdot}{\text{Se}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Br}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Kr}} $
			$ \overset{\cdot}{\text{I}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Xe}} $
				$ \overset{\cdot}{\text{Rn}} $

Aufgabe 4: Strukturformeln

Name	Strukturformel	Summenformel	Name	Strukturformel	Summenformel
Wasserstoff	H-H	H_2	Chlorwasserstoff	$\text{H}-\overset{\cdot}{\text{Cl}}$	HCl
Sauerstoff	$\text{O}=\text{O}$	O_2	Schwefeldiwasserstoff	$\text{H}-\overset{\cdot}{\text{S}}-\text{H}$	H_2S
Stickstoff	$\text{N}\equiv\text{N}$	N_2	Phosphortriwasserstoff	$\text{H}-\overset{\cdot}{\text{P}}-\text{H}$ H	PH_3

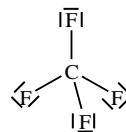
Chlor	$ \overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Cl}} $	Cl_2	Siliziumtetrawasserstoff		SiH_4
Iod	$\overline{\text{I}}-\overline{\text{I}}$	I_2	Kohlenstoffdisauerstoff (Kohlenstoffdioxid)	$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$	CO_2
Schwefel	(Ring)	S_8	Sauerstoffdifluor		OF_2
Phosphor		P_4	Ethan		C_2H_6
			Ethen		C_2H_4
			Methanol		CH_4O
			Methanal (Formaldehyd)		CH_2O
			Blausäure	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N} $	HCN
			Distickstofftrisauerstoff		N_2O_3

Aufgabe 5: Mehrfachbindungen

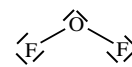
- Edelgase haben vollständig besetzt s- und p-Orbitale und bilden daher überhaupt keine Moleküle
- Die Atome der 4. Hauptgruppe benötigen 4 Bindungspartner, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Die tetraedrisch ausgerichteten sp^3 -Hybridorbitale können sich aber nicht alle zu einem gemeinsamen Partner hinwenden.
- Aufgrund ihres Umfangs stehen die sp^3 -Hybridorbitale so weit auseinander, dass sie sich nicht mehr einem gemeinsamen Partner zuwenden können.

Aufgabe 6: Reaktionsgleichungen

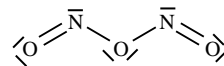
- $\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HF}$ Fluorwasserstoff
- $\text{S}_8 + 8 \text{H}_2 \rightarrow 8 \text{H}_2\text{S}$ Schwefeldiwasserstoff
- $\text{P}_4 + 6 \text{H}_2 \rightarrow 4 \text{PH}_3$ Phosphortriwasserstoff
- $\text{Si} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{SiH}_4$ Siliziumtetrawasserstoff
- $\text{Cl}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{ClF}$ Chlorfluor
- $\text{O}_2 + 2 \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{OF}_2$ Sauerstoffdifluor
- $\text{N}_2 + 3 \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{NF}_3$ Stickstofftrifluor
- $\text{C} + 2 \text{F}_2 \rightarrow \text{CF}_4$ Kohlenstofftetrafluor
- $2 \text{F}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{OF}_2$ Sauerstoffdifluor
- $2 \text{N}_2 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_3$ Distickstofftrisauerstoff
- $\text{P}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6$ Tetraphosphorhexasauerstoff
- $\text{C} + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ Kohlenstoffdisauerstoff



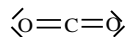
Kohlensstofftetrafluor CF_4



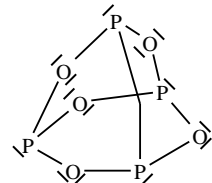
Sauerstoffdifluor OF_2



Distickstofftrisauerstoff N_2O_3

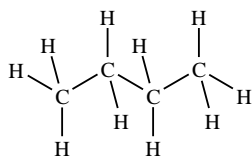


Kohlenstoffdisauerstoff CO_2

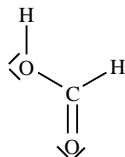


Tetraphosphorhexasauerstoff P_4O_6

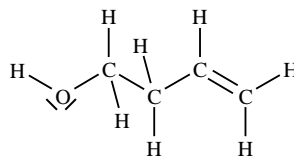
Aufgabe 7: Struktur- und Summenformeln



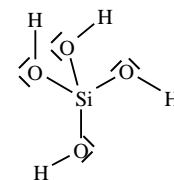
a) C₄H₁₀



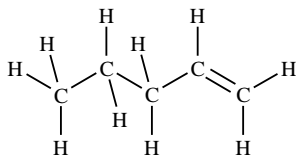
c) H₂CO₂



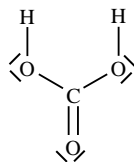
e) C₄H₈O



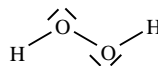
g) SiO₄H₄



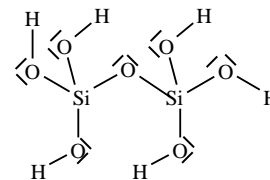
b) C₅H₁₀



d) H₂CO₃



f) H₂O₂

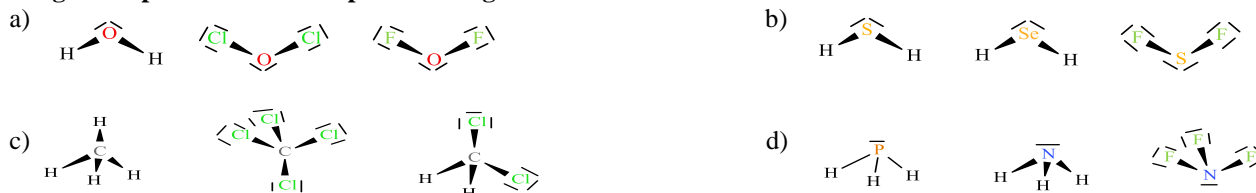


h) Si₂O₇H₆

Aufgabe 8: Stöchiometrie

- a) $P_4 + 6 F_2 \rightarrow 4 PF_3$ Phosphortrifluor
 b) $10 \text{ g } P_4 + 10,81 \text{ g } F_2 \rightarrow 28,4 \text{ g } PF_3$

Aufgabe 9: polare Elektronenpaarbindungen



1.9. Zwischenmolekulare Kräfte

Aufgabe 1: Dipol-Dipol-Kräfte

- a) HF ($\Delta EN = 1,9$ und Sp 20°C) > HCl ($\Delta EN = 1,4$ und Sp -84°C),
 b) H₂O ($\Delta EN = 1,4$ und Sp 100°C) > H₂S ($\Delta EN = 0,4$ und Sp -60°C)
 c) NF₃ ($\Delta EN = 1,0$ und Sp -129°C) > OF₂ ($\Delta EN = 0,5$ und Sp -144°C)
 d) HCl ($\Delta EN = 1,4$ und Sp -84°C) < H₂O ($\Delta EN = 1,4$ und Sp 100°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.
 e) C₂H₆O ($\Delta EN = 1,4$ und Sp 78°C) < C₂H₆O₂ ($\Delta EN = 1,4$ und Sp 197°C), da Ethanol C₆H₆O nur **eine** und Glykol C₆H₆O₂ **zwei** polare OH-Bindungen aufweisen.
 f) CH₄ ($\Delta EN = 0,4$ und Sp -162°C) < H₂S ($\Delta EN = 0,4$ und Sp -60°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

- a) CH₄ ($\Delta EN = 0,4$; $M = 16 \text{ u}$ und Sp -162°C) < C₂H₆ ($\Delta EN = 0,4$; $M = 30 \text{ u}$ und Sp -87°C) < C₃H₈ ($\Delta EN = 0,4$; $M = 44 \text{ u}$ und Sp -42°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.
 b) OF₂ ($\Delta EN = 0,5$; $M = 54 \text{ u}$ und Sp -144°C) < SCl₂ ($\Delta EN = 1,0$; $M = 103 \text{ u}$ und Sp 60°C) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet.
 c) NF₃ ($\Delta EN = 1,0$; $M = 73 \text{ u}$ und Sp -129°C) < PCl₃ ($\Delta EN = 1,4$; $M = 137,5 \text{ u}$ und Sp 70°C) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet.
 d) CCl₄ ($\Delta EN = 0,9$; $M = 154 \text{ u}$ und Sp 77°C) > CF₄ ($\Delta EN = 1,9$; $M = 88 \text{ u}$ und Sp -130°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 $-16,3^\circ\text{C}$) > CF₄ ($\Delta EN = 1,9$; $M = 88 \text{ u}$ und Sp -130°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 H₂O
- b) wachsende Molekülgröße
- c) stärkere H-Brücken bei HF
- d) wachsende Molekülgröße
- e) Zahl der H-Brücken
- f) Molekülsymmetrie

Aufgabe 4: Siedepunkte

- a) I₂ ($\Delta EN = 0$; $M = 254$ u und Sp 184 °C) > IBr ($\Delta EN = 0,3$; $M = 207$ u und Sp 116 °C) > ICl ($\Delta EN = 1,0$; $M = 162,5$ u und Sp 100 °C) > IF ($\Delta EN = 1,5$; $M = 146$ 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.
- b) CH₃I ($\Delta EN = 0$; $M = 142$ u und Sp 42 °C) > CH₃Br ($\Delta EN = 0,3$; $M = 95$ u und Sp 4 °C) > CH₃Cl ($\Delta EN = 1,0$; $M = 50,5$ u und Sp -24 °C) > CH₃F ($\Delta EN = 1,5$; $M = 34$ u und Sp -78 °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.
- c) NH₃ ($\Delta EN = 0,9$; $M = 17$ u und Sp -33 °C) > SbH₃ ($\Delta EN = 0,2$; $M = 125$ u und Sp -17 °C) > AsH₃ ($\Delta EN = 0,1$; $M = 87$ u und Sp -62 °C) > PH₃ ($\Delta EN = 0$; $M = 34$ u und Sp -88 °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.
- d) NF₃ ($\Delta EN = 1,0$; $M = 73$ u und Sp -129 °C) < NH₃ ($\Delta EN = 0,9$; $M = 17$ u und Sp -33 °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 ($\Delta EN = 0$; $M = 120,5$ u und Sp 70 °C) ist durch **Van-der-Waals-Kräfte** begründet.

1.10. Redoxreaktionen

Aufgabe 1: Redoxgleichungen

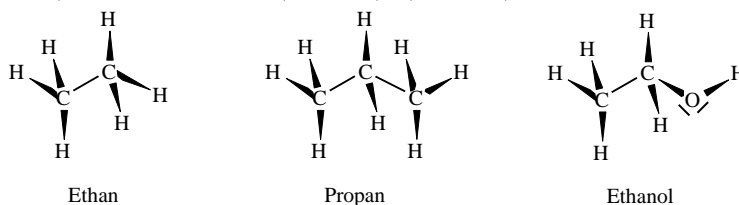
- a) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Mg}^{2+} \text{O}^{2-}$ mit Oxidationsmittel Sauerstoff und Reduktionsmittel Magnesium
- b) $2 \text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}^{2-}$ mit Oxidationsmittel Schwefel und Reduktionsmittel Natrium
- c) $4 \text{Ga} + 6 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Ga}_2\text{O}_3$ mit Oxidationsmittel Sauerstoff und Reduktionsmittel Gallium
- d) $6 \text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{Li}_3\text{N}^{3-}$ mit Oxidationsmittel Stickstoff und Reduktionsmittel Lithium
- e) $\text{Pb} + 2 \text{S} \rightarrow \text{PbS}_2$ mit Oxidationsmittel Schwefel und Reduktionsmittel Blei

Aufgabe 2: Oxidationszahlen

- a) Calciumcarbonat Ca^{+II}C^{+IV}O^{-II}₃
- b) Kaliumnitrit K^{+I}N^{+III}O^{-II}₂
- c) Kaliumpermanganat K^{+I}Mn^{+VII}O^{-II}₄
- d) Kaliumdichromat K^{+I}₂Cr^{+VI}O^{-II}₇
- e) Natriumnitrat Na^{+I}N^{+V}O^{-II}₃
- f) Kupferoxid Cu^{+II}O^{-II}
- g) Calciumsulfat/Gips Ca^{+II}(S^{+VI}O^{-II}₄)₂
- h) Ammoniumsulfat (N^{-III}H^{+I}₄)₂(S^{+VI}O^{-II}₄)₂

Aufgabe 3: Oxidationszahlen

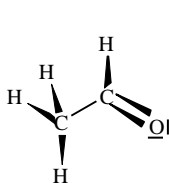
- a) Methan C^{-IV}H₄
- b) Ethan C^{-III}₂H₆
- c) Propan C^{-III}H₃C^{-II}H₂C^{-III}H₃
- d) Methanol C^{-II}H₃OH
- e) Ethanol C^{-III}H₃C^{-I}H₂OH
- f) Formaldehyd/Methanal C⁺⁰H₂O
- g) Acetaldehyd/Ethanal C^{-II}H₃C^{+I}HO
- h) Kohlenmonoxid C^{+II}O
- i) Ameisensäure/Methansäure HC^{+III}OOH
- j) Essigsäure/Ethansäure C^{-III}H₃C^{+III}OOH
- k) Kohlendioxid C^{+IV}O₂
- l) Kohlensäure H₂C^{+IV}O₃



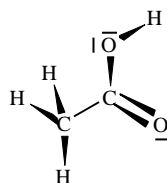
Ethan

Propan

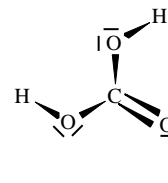
Ethanol



Ethanal



Ethansäure



Kohlensäure

Aufgabe 4: Oxidationszahlen

- a) $\text{C}^{-II}_2\text{H}_4 + \text{H}^{+0}_2 \rightarrow \text{C}^{+III}_2\text{H}_6$
- b) $\text{Cl}^{+0}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOCl}^{+I} + \text{HCl}^{-I}$
- c) $\text{C}^{-IV}\text{H}^{+I}_4 + \text{N}^{-III}\text{H}^{+I}_3 \rightarrow \text{H}^{+I}\text{C}^{+II}\text{N}^{-III} + 3 \text{H}^{+0}_2$
- d) $\text{C}^{-IV}\text{H}_4 + 2 \text{O}^{+0}_2 \rightarrow \text{C}^{+IV}\text{O}^{-II}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}^{-II}$
- e) $\text{C}^{-III}\text{H}_3\text{C}^{-II}\text{H}_2\text{C}^{-III}\text{H}_3 + 5 \text{O}^{+0}_2 \rightarrow 3 \text{C}^{+IV}\text{O}^{-II}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}^{-II}$

1.11. Säure-Base-Reaktionen

Aufgabe 1: Säuren und Basen

- siehe Skript.
- siehe Skript.
- siehe Skript
- $\text{NH}_3 + \text{HBr} \rightarrow \text{NH}_4^+$ (Ammonium) + Br^- (Bromid)

Aufgabe 2: Neutralisation

- Na^+ (aq) + OH^- (aq) + H_3O^+ (aq) + Cl^- (aq) \rightarrow Na^+ (aq) + Cl^- (aq) (Natriumchlorid/Kochsalz) + 2 H_2O
- Na^+ (aq) + OH^- (aq) + H_3O^+ (aq) + NO_3^- (aq) \rightarrow Na^+ (aq) + NO_3^- (aq) (Natriumnitrat/Chilesalpeter) + 2 H_2O
- 2 Na^+ (aq) + 2 OH^- (aq) + 2 H_3O^+ (aq) + CO_3^{2-} (aq) \rightarrow Na_2CO_3 (aq) (Natriumcarbonat) + 4 H_2O
- 2 K^+ (aq) + 2 OH^- (aq) + 2 H_3O^+ (aq) + SO_4^{2-} (aq) \rightarrow K_2SO_4 (aq) (Kaliumsulfat) + 4 H_2O
- 3 K^+ (aq) + 3 OH^- (aq) + 3 H_3O^+ (aq) + PO_4^{3-} (aq) \rightarrow K_3PO_4 (aq) (Kaliumphosphat) + 4 H_2O
- Ca^{2+} (aq) + 2 OH^- (aq) + 2 H_3O^+ (aq) + 2 Cl^- (aq) \rightarrow CaCl_2 (aq) (Calciumchlorid) + 4 H_2O
- Ca^{2+} (aq) + 2 OH^- (aq) + 2 H_3O^+ (aq) + 2 NO_3^- (aq) \rightarrow $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (aq) (Calciumnitrat) + 4 H_2O
- Ca^{2+} (aq) + 2 OH^- (aq) + 2 H_3O^+ (aq) + CO_3^{2-} (aq) \rightarrow CaCO_3 (aq) (Calciumcarbonat/Kalk) + 4 H_2O
- Ba^{2+} (aq) + 2 OH^- (aq) + 2 H_3O^+ (aq) + SO_4^{2-} (aq) \rightarrow BaSO_4 (aq) (Calciumsulfat/Gips) + 4 H_2O
- 3 Ba^{2+} (aq) + 6 OH^- (aq) + 6 H_3O^+ (aq) + 2 PO_4^{3-} (aq) \rightarrow $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ (aq) (Calciumphosphat/Apatit) + 6 H_2O

Aufgabe 3: Maßanalyse

- 30 ml 0,1 m NaOH = 3 mmol NaOH \triangleq 3 mmol HCl in 150 ml \Rightarrow $[\text{HCl}] = \frac{3 \text{ mmol}}{150 \text{ ml}} = 0,02 \text{ mol/l}$
- 40 ml 0,1 m NaOH = 4 mmol NaOH \triangleq 4 mmol HF in 200 ml \Rightarrow $[\text{HF}] = \frac{4 \text{ mmol}}{200 \text{ ml}} = 0,02 \text{ mol/l}$
- 30 ml 0,1 m NaOH = 3 mmol NaOH \triangleq 1,5 mmol H_2CO_3 in 150 ml \Rightarrow $[\text{HCO}_3^-] = \frac{1,5 \text{ mmol}}{150 \text{ ml}} = 0,01 \text{ mol/l}$
- 40 ml 0,1 m $\text{Ca}(\text{OH})_2$ = 4 mmol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ \triangleq 8 mmol HNO_3 in 200 ml \Rightarrow $[\text{HNO}_3] = \frac{8 \text{ mmol}}{200 \text{ ml}} = 0,04 \text{ mol/l}$
- 15 ml 0,1 m KOH = 1,5 mmol KOH \triangleq 0,5 mmol H_3PO_4 in 100 ml \Rightarrow $[\text{H}_3\text{PO}_4] = \frac{0,5 \text{ mmol}}{100 \text{ ml}} = 0,005 \text{ mol/l}$
- 14 ml 0,5 m $\text{Ca}(\text{OH})_2$ = 7 mmol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ \triangleq 7 mmol H_2SO_4 in 200 ml \Rightarrow $[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{7 \text{ mmol}}{100 \text{ ml}} = 0,07 \text{ mol/l}$
- 20 ml 1 m HCl = 20 mmol HCl \triangleq 20 mmol NH_3 in 50 ml \Rightarrow $[\text{NH}_3] = \frac{20 \text{ mmol}}{50 \text{ ml}} = 0,4 \text{ mol/l}$
- 20 ml 1 m H_2SO_4 = 20 mmol H_2SO_4 \triangleq 40 mmol NH_3 in 200 ml \Rightarrow $[\text{NH}_3] = \frac{40 \text{ mmol}}{200 \text{ ml}} = 0,2 \text{ mol/l}$
- 36 ml 0,5 m HCl = 18 mmol HCl \triangleq 9 mmol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ in 300 ml \Rightarrow $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{9 \text{ mmol}}{300 \text{ ml}} = 0,03 \text{ mol/l}$

Aufgabe 4: pH-Wert

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH } 1$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH } 0$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH } 3$
- $[\text{OH}^-] = 0,001 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH } 14 - 3 = 11$
- $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH } 14 - 1 = 13$
- $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH } 14 - 1 = 13$