

# 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 4 Vorsichtsregeln für den Umgang mit unbekanntem Stoffen.

### Aufgabe 2: Gefahrstoffe

- Nenne 4 Faktoren, die die Wirkung eines Stoffes im Körper beeinflussen.
- Erkläre die 3 Gefahren, die von so genannten CMR-Stoffen ausgehen können.  
(Cancerogen, Mutagen, Reproduktionstoxisch)

### 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 <sub>3</sub> |
| b) 1 Mol Propan C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>         | e) 2 Mol Kohlensäure H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>          | h) 0,5 Mol Natriumnitrat NaNO <sub>3</sub> |
| c) 1 Mol Schwefelsäure H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | f) 0,3 Mol Dialuminiumtrioxid Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | i) 4 Mol Wasser H <sub>2</sub> O           |

### 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 <sub>4</sub>       | g) 20 g Schwefeldisauerstoff SO <sub>2</sub>          |
| b) 20 g Wasser H <sub>2</sub> O               | e) 50 g Salpetersäure HNO <sub>3</sub>                | h) 100g Dieisentrioxid Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> |
| c) 20 g Dischwefelkohlenstoff CS <sub>2</sub> | f) 120 g Phosphorsäure H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> | i) 200 g Kaliumiodat KIO <sub>3</sub>                 |

## 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

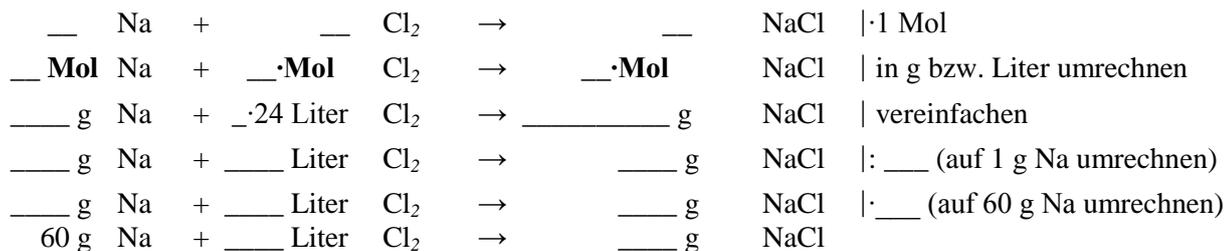
### Aufgabe 1: Reaktionsgleichungen

Ergänze die fehlenden Koeffizienten:

- $\_ \text{Cu} + \_ \text{S}_8 \rightarrow \_ \text{Cu}_2\text{S}$
- $\_ \text{Hg} + \_ \text{O}_2 \rightarrow \_ \text{HgO}$
- $\_ \text{P}_4 + \_ \text{O}_2 \rightarrow \_ \text{P}_4\text{O}_{10}$
- $\_ \text{KI} + \_ \text{PbSO}_4 \rightarrow \_ \text{PbI}_2 + \_ \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\_ \text{NaCl} + \_ \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \_ \text{HCl} + \_ \text{Na}_2\text{SO}_4$
- $\_ \text{KF} + \_ \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \_ \text{HF} + \_ \text{K}_3\text{PO}_4$
- $\_ \text{KOH} + \_ \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \_ \text{H}_2\text{O} + \_ \text{K}_2\text{CO}_3$
- $\_ \text{KMnO}_4 + \_ \text{HCl} \rightarrow \_ \text{MnO}_2 + \_ \text{KCl} + \_ \text{H}_2\text{O} + \_ \text{Cl}_2$

### Aufgabe 2: Reaktionsgleichungen

Wie viel Liter Chlorgas  $\text{Cl}_2$  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  $\text{O}_2$  werden für die Umsetzung von 100 g Kaliummetall K benötigt? Wie viel g Dikaliumoxid  $\text{K}_2\text{O}$  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  $\text{F}_2$  benötigt? Wie viel g Calciumdifluorid  $\text{CaF}_2$  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  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ? 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  $\text{S}_8$  benötigt man für die Herstellung von 30 g Zinksulfid? Die Reaktionsgleichung ist  $\_ \text{ Zn} + \_ \text{ S}_8 \rightarrow \_ \text{ ZnS}$
- Wie viel Liter Sauerstoffgas  $\text{O}_2$  und wie viel Liter Wasserstoffgas  $\text{H}_2$  benötigt man für die Herstellung von 1 Liter flüssigem Wasser  $\text{H}_2\text{O}$ ? Die RG ist  $\_ \text{ H}_2 + \_ \text{ O}_2 \rightarrow \_ \text{ H}_2\text{O}$
- Wie viel Liter Stickstoffgas  $\text{N}_2$  und wie viel Liter Wasserstoffgas  $\text{H}_2$  benötigt man für die Herstellung von 20 Liter Ammoniakgas  $\text{NH}_3$ ? 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  $\text{H}_2\text{O}$  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

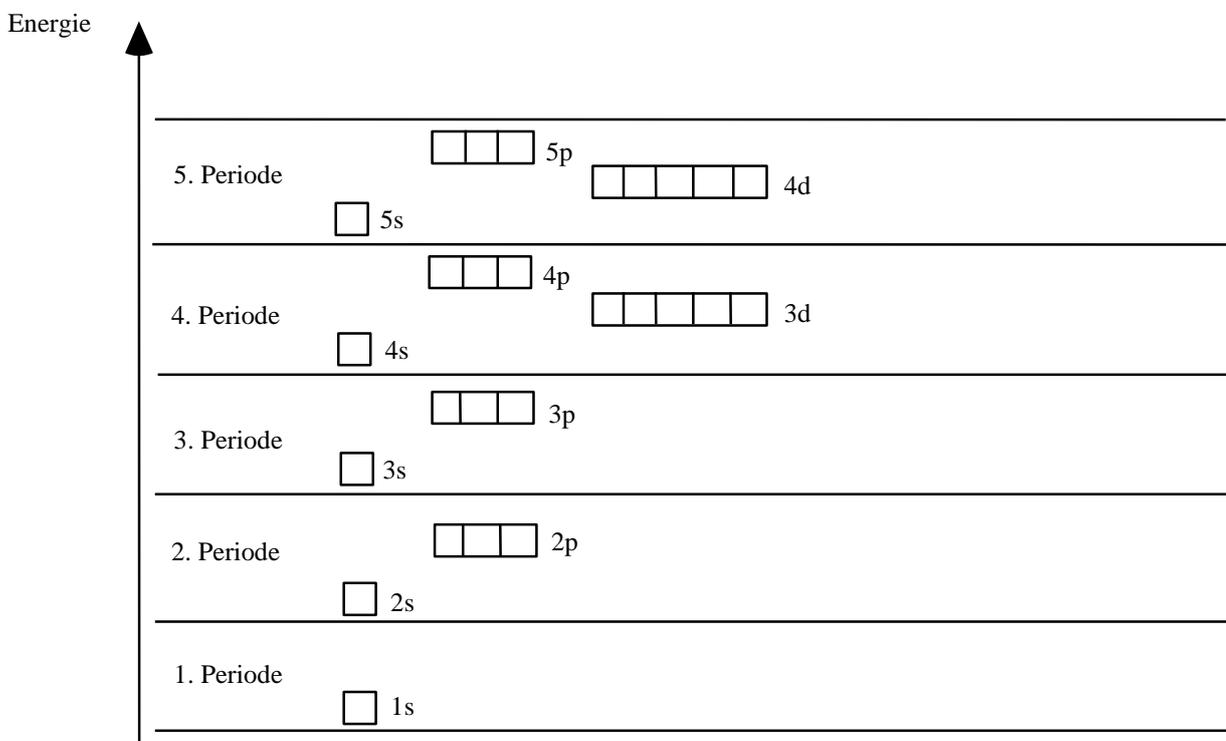
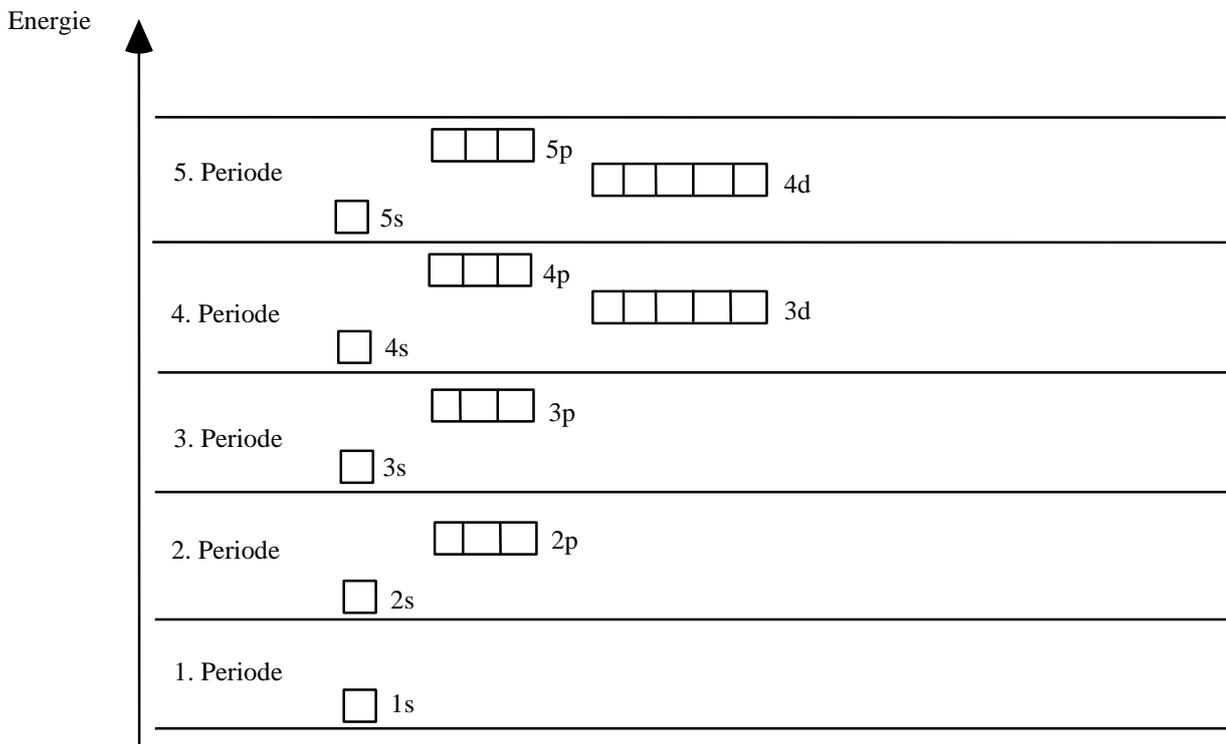
Zeichne jeweils ein Kästchenschema und bezeichne alle besetzten Orbitale:

- 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  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  und  $\text{I}^-$ -Ionen.
- Beschreibe die physiologische Wirkung von  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$  und  $\text{I}^-$ -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  $\text{F}_2$     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  $\text{N}_2$   
g)  $\_ \text{Sn} + \_ \text{F}_2 \rightarrow$  \_\_\_\_\_ für 20 Liter Fluorgas  $\text{F}_2$     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  $\text{SiO}_2$  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  $\text{H}_2$ -Moleküle aber keine  $\text{H}_3$ -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		$\text{S}_8$	Sauerstoffdifluor		
Phosphor		$\text{P}_4$	Ethan		$\text{C}_2\text{H}_6$

			Ethen		C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
			Methanol		CH <sub>4</sub> O
			Methanal (Formaldehyd)		CH <sub>2</sub> 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

- C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>
- C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>
- H<sub>2</sub>CO<sub>2</sub>
- H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O
- H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>
- SiO<sub>4</sub>H<sub>4</sub>
- Si<sub>2</sub>O<sub>7</sub>H<sub>6</sub>

#### 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:

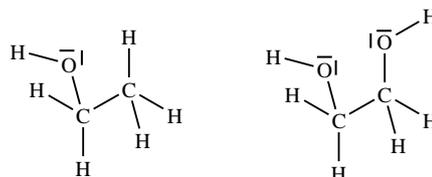
- H<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>O, F<sub>2</sub>O
- H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, SF<sub>2</sub>
- CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>
- PH<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, NF<sub>3</sub>

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



### Aufgabe 2: Van-der-Waals-Kräfte

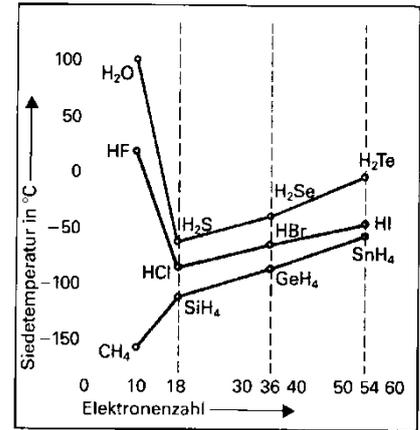
Gib jeweils die Strukturformeln mit der Polarität der Bindungen an und ordne nach Siedepunkten. Begründe mit Hilfe der Dipol-Dipol-Kräfte und der Van-der-Waals-Kräfte:

- a)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$       b)  $\text{OF}_2$  und  $\text{SCl}_2$       c)  $\text{NF}_3$  und  $\text{PCl}_3$       d)  $\text{CF}_4$ ,  $\text{CCl}_4$  und  $\text{CHF}_3$

### 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)  $\text{I}_2$  (184 °C)  $\rightarrow$   $\text{IBr}$  (116 °C)  $\rightarrow$   $\text{ICl}$  (100 °C)  $\rightarrow$   $\text{IF}$  (zersetzt sich beim Erwärmen in  $\text{I}_2$  und  $\text{F}_2$ )  
b)  $\text{CH}_3\text{I}$  (42 °C)  $\rightarrow$   $\text{CH}_3\text{Br}$  (4 °C)  $\rightarrow$   $\text{CH}_3\text{Cl}$  (-24 °C)  $\rightarrow$   $\text{CH}_3\text{F}$  (-78 °C).  
c)  $\text{NH}_3$  (-33 °C)  $\rightarrow$   $\text{PH}_3$  (-88 °C)  $\rightarrow$   $\text{AsH}_3$  (-62 °C)  $\rightarrow$   $\text{SbH}_3$  (-17 °C).  
d)  $\text{NF}_3$  (-129 °C)  $\rightarrow$   $\text{NCl}_3$  (-40 °C)  $\rightarrow$   $\text{NH}_3$  (-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  $\text{CaCO}_3$       e) Natriumnitrat  $\text{NaNO}_3$   
b) Kaliumnitrit  $\text{KNO}_2$       f) Kupferoxid  $\text{Cu}_2\text{O}$   
c) Kaliumpermanganat  $\text{KMnO}_4$       g) Calciumsulfat/Gips  $\text{CaSO}_4$   
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  $\text{CH}_4$       g) Acetaldehyd/Ethanal  $\text{CH}_3\text{CHO}$   
b) Ethan  $\text{C}_2\text{H}_6$       h) Kohlenmonoxid  $\text{CO}$   
c) Propan  $\text{C}_3\text{H}_8$       i) Ameisensäure/Methansäure  $\text{HCOOH}$   
d) Methanol  $\text{CH}_3\text{OH}$       j) Essigsäure/Ethansäure  $\text{CH}_3\text{COOH}$   
e) Ethanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$       k) Kohlendioxid  $\text{CO}_2$   
f) Formaldehyd/Methanal  $\text{CH}_2\text{O}$       l) Kohlensäure  $\text{H}_2\text{CO}_3$

### 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

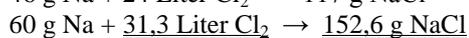
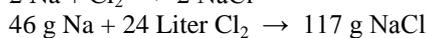
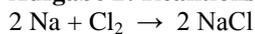
siehe Skript

## 1.3. Chemische Reaktionen

### Aufgabe 1: Reaktionsgleichungen

siehe Unterricht

### Aufgabe 2: Reaktionsgleichungen



### Aufgabe 3: Reaktionsgleichungen

- a)  $4 \text{K} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{K}_2\text{O}$   
 $156 \text{ g K} + 24 \text{ Liter O}_2 \rightarrow 188 \text{ g K}_2\text{O}$   
 $100 \text{ g K} + \underline{15,4 \text{ Liter O}_2} \rightarrow \underline{120,5 \text{ g K}_2\text{O}}$
- a)  $\text{Ca} + \text{F}_2 \rightarrow \text{CaF}_2$   
 $40 \text{ g Ca} + 24 \text{ Liter F}_2 \rightarrow 78 \text{ g CaF}_2$   
 $33,3 \text{ g Ca} + 20 \text{ Liter F}_2 \rightarrow 65 \text{ g CaF}_2$
- b)  $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$   
 $108 \text{ g Al} + 72 \text{ Liter O}_2 \rightarrow 204 \text{ g Al}_2\text{O}_3$   
 $\underline{26,5 \text{ g Al}} + \underline{17,6 \text{ Liter O}_2} \rightarrow 50 \text{ g Al}_2\text{O}_3$
- c)  $8 \text{Zn} + \text{S}_8 \rightarrow 8 \text{ZnS}$   
 $8 \cdot 65,5 \text{ g Zn} + 8 \cdot 32 \text{ g S} \rightarrow 8 \cdot 97,5 \text{ g ZnS}$   
 $\underline{20,1 \text{ g Zn}} + \underline{9,9 \text{ g S}} \rightarrow 30 \text{ g ZnS}$
- d)  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$   
 $48 \text{ Liter H}_2 + 24 \text{ Liter O}_2 \rightarrow 36 \text{ g H}_2\text{O} = 0,036 \text{ Liter H}_2\text{O}$   
 $\underline{1333,3 \text{ Liter H}_2} + \underline{666,7 \text{ Liter O}_2} \rightarrow 1000 \text{ g H}_2\text{O} = 1 \text{ Liter H}_2\text{O}$
- e)  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$   
 $24 \text{ Liter N}_2 + 72 \text{ Liter H}_2 \rightarrow 48 \text{ Liter NH}_3$   
 $\underline{6,7 \text{ Liter N}_2} + 20 \text{ Liter H}_2 \rightarrow \underline{13,3 \text{ Liter NH}_3}$
- f)  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 $40 \text{ g NaOH} + 24 \text{ Liter HCl} \rightarrow 58,5 \text{ g NaCl} + 18 \text{ g H}_2\text{O}$   
 $\underline{34,2 \text{ g NaOH}} + \underline{20,5 \text{ Liter HCl}} \rightarrow 50 \text{ g NaCl} + \underline{15,4 \text{ g H}_2\text{O}}$

## 1.4. Atombau

### Aufgabe 1: Elementarteilchen und radioaktive Strahlung

siehe Skript

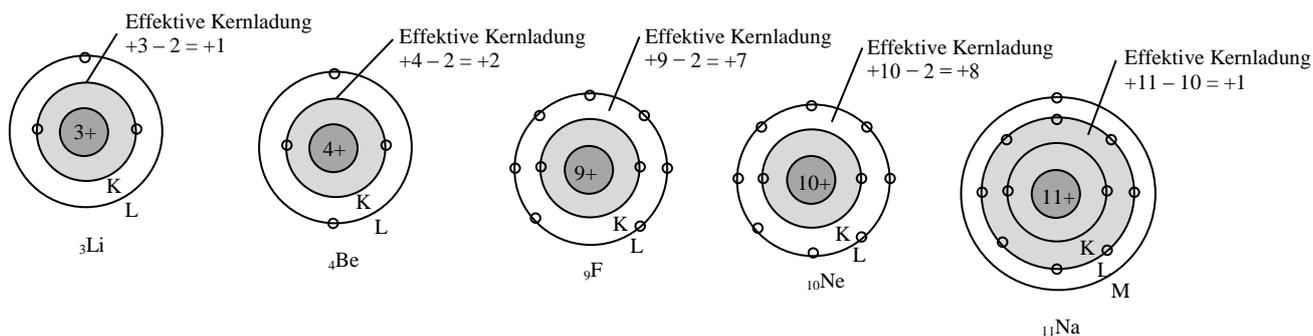
### Aufgabe 2: Ordnungszahl und Massenzahl

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



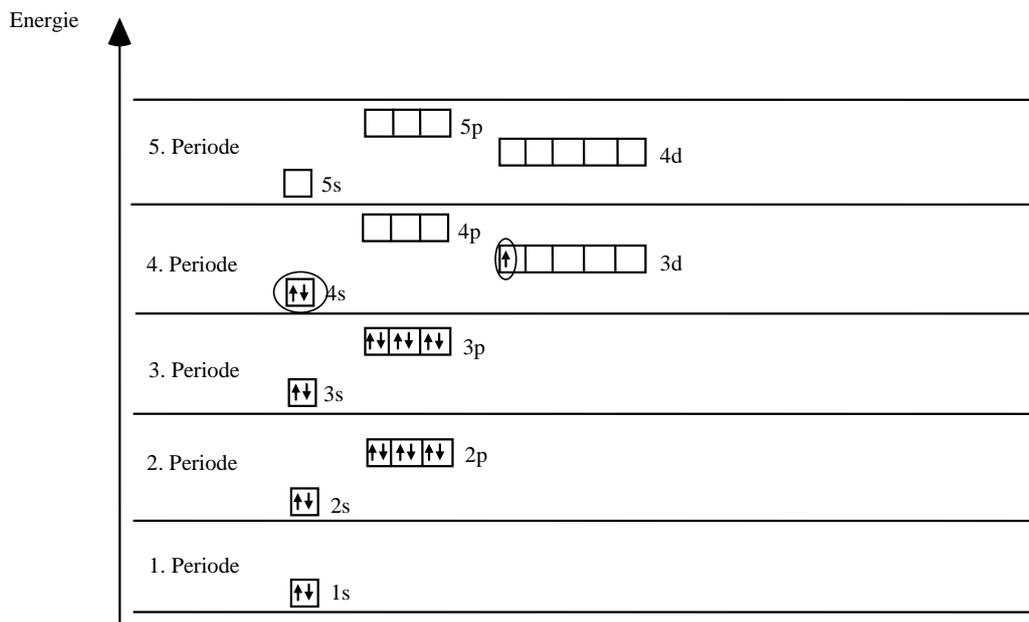
### Aufgabe 4: Orbitalmodell

Zeichne jeweils ein Kästchenschema und bezeichne alle besetzten Orbitale:

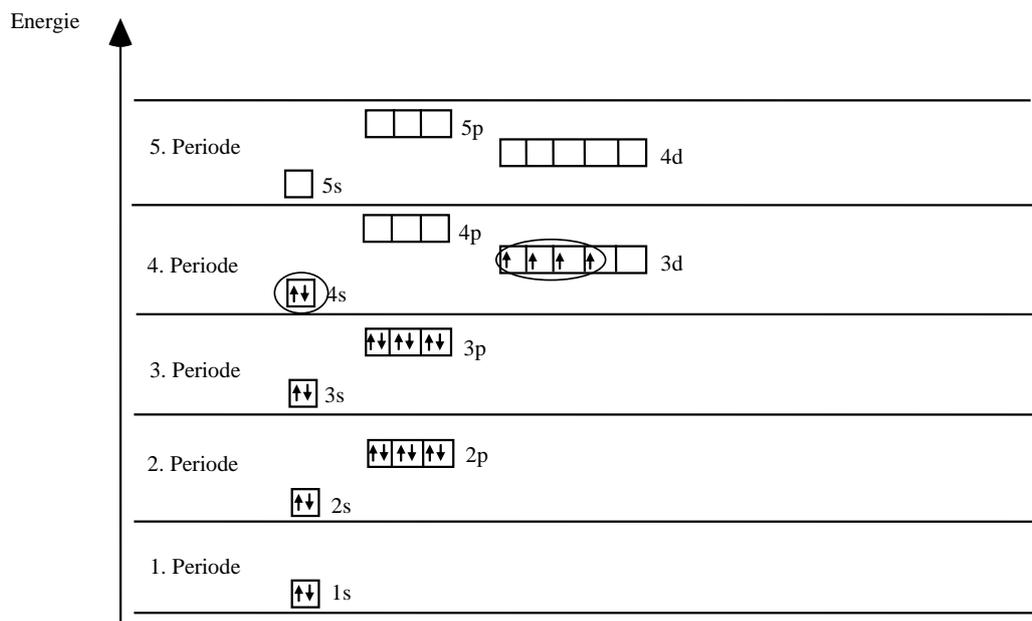
- a) Stickstoff  ${}_7\text{N}$ :  $1s^2 2s^2 2p^3$  und Phosphor  ${}_{15}\text{P}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$   
 b) Natrium  ${}_{11}\text{Na}$   $1s^2 2s^2 2p^1$ ; Kalium  ${}_{19}\text{K}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  und Rubidium  ${}_{37}\text{Rb}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}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

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

### 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<br>46 g Na + 24 Liter $\text{Cl}_2 \rightarrow 117 \text{ g NaCl}$<br><u>60 g Na + 31,3 Liter <math>\text{Cl}_2 \rightarrow 152,6 \text{ g NaCl}</math></u>                | f) $3 \text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$ Trimagnesiumdioxid<br>73 g Mg + 24 l $\text{N}_2 \rightarrow 101 \text{ g Mg}_3\text{N}_2$<br><u>60,8 g Mg + 20 l <math>\text{N}_2 \rightarrow 84,1 \text{ g Mg}_3\text{N}_2</math></u> |
| b) $4 \text{K} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{K}_2\text{O}$ Dikaliumoxid<br>156 g K + 24 Liter $\text{O}_2 \rightarrow 188 \text{ g K}_2\text{O}$<br>100 g K + <u>15,3 Liter <math>\text{O}_2 \rightarrow 120,5 \text{ g K}_2\text{O}</math></u> | g) $\text{Sn} + 2 \text{F}_2 \rightarrow \text{SnF}_4$ Zinntetrafluorid<br>119 g Sn + 48 l $\text{F}_2 \rightarrow 195 \text{ g SnF}_4$<br><u>49,5 g Sn + 20 l <math>\text{F}_2 \rightarrow 81,1 \text{ g SnF}_4</math></u>                             |
| c) $\text{Ca} + \text{F}_2 \rightarrow \text{CaF}_2$ Calciumdifluorid<br>40 g Ca + 24 Liter $\text{F}_2 \rightarrow 78 \text{ g CaF}_2$<br><u>33,4 g Ca + 20 Liter <math>\text{F}_2 \rightarrow 65,1 \text{ g CaF}_2</math></u>                    | h) $2 \text{Ga} + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{GaN}$ Galliumnitrid<br>140 g Ga + 24 l $\text{N}_2 \rightarrow 168 \text{ g GaN}$<br>50 g Ga + <u>8,6 l <math>\text{N}_2 \rightarrow 60,0 \text{ g GaN}</math></u>                                     |

- d)  $\text{Pb} + 2 \text{S} \rightarrow \text{PbS}_2$  Bleidisulfid  
 207 g Pb + 64 g S  $\rightarrow$  271 g PbS<sub>2</sub>  
 $\underline{22,9 \text{ g Pb} + 7,1 \text{ g S} \rightarrow 30 \text{ g PbS}_2}$
- e)  $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$  Dialuminiumtrioxid  
 108 g Al + 72 Liter O<sub>2</sub>  $\rightarrow$  204 g Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
 $\underline{26,5 \text{ g Al} + 17,6 \text{ Liter O}_2 \rightarrow 50 \text{ g Al}_2\text{O}_3}$
- i)  $4 \text{Bi} + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Bi}_2\text{O}_5$  Dibismutpentaoxid  
 836 g Bi + 120 l O<sub>2</sub>  $\rightarrow$  996 g Bi<sub>2</sub>O<sub>5</sub>  
 $\underline{50 \text{ g Bi} + 7,2 \text{ l O}_2 \rightarrow 59,6 \text{ g Bi}_2\text{O}_5}$

#### 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<sub>2</sub> 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<sup>3</sup>-Hybridorbitalen

IV	V	VI	VII	VIII
· $\overset{\cdot}{\text{C}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\text{N}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\text{O}}$ ·	1 $\overset{\cdot}{\text{F}}$ ·	1 $\overset{\cdot}{\text{Ne}}$
	· $\overset{\cdot}{\text{P}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\text{S}}$ ·	1 $\overset{\cdot}{\text{Cl}}$ ·	1 $\overset{\cdot}{\text{Ar}}$
		· $\overset{\cdot}{\text{Se}}$ ·	1 $\overset{\cdot}{\text{Br}}$ ·	1 $\overset{\cdot}{\text{Kr}}$
			1 $\overset{\cdot}{\text{I}}$ ·	1 $\overset{\cdot}{\text{Xe}}$
				1 $\overset{\cdot}{\text{Rn}}$

#### Aufgabe 4: Strukturformeln

Name	Strukturformel	Summenformel	Name	Strukturformel	Summenformel
Wasserstoff	H-H	H <sub>2</sub>	Chlorwasserstoff	H- $\overset{\cdot}{\text{Cl}}$	HCl
Sauerstoff	$\langle \text{O}=\text{O} \rangle$	O <sub>2</sub>	Schwefeldiwasserstoff	$\text{H} \begin{array}{c} \diagup \text{S} \diagdown \\ \text{H} \end{array}$	H <sub>2</sub> S
Stickstoff	1N≡N1	N <sub>2</sub>	Phosphortriwasserstoff	$\text{H} \begin{array}{c} \diagup \text{P} \diagdown \\   \\ \text{H} \end{array}$	PH <sub>3</sub>

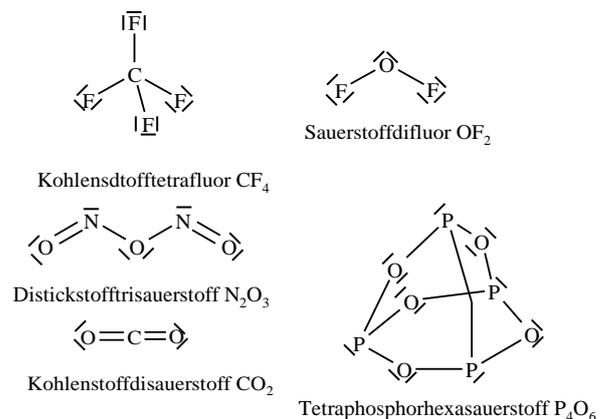
Chlor	$ \overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Cl}} $	$\text{Cl}_2$	Siliziumtetrawasserstoff		$\text{SiH}_4$
Iod	$\overline{\text{I}}-\overline{\text{I}}$	$\text{I}_2$	Kohlenstoffdisauerstoff (Kohlenstoffdioxid)	$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$	$\text{CO}_2$
Schwefel	(Ring)	$\text{S}_8$	Sauerstoffdifluor		$\text{OF}_2$
Phosphor		$\text{P}_4$	Ethan		$\text{C}_2\text{H}_6$
			Ethen		$\text{C}_2\text{H}_4$
			Methanol		$\text{CH}_4\text{O}$
			Methanal (Formaldehyd)		$\text{CH}_2\text{O}$
			Blausäure	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N} $	$\text{HCN}$
			Distickstofftrisauerstoff		$\text{N}_2\text{O}_3$

### Aufgabe 5: Mehrfachbindungen

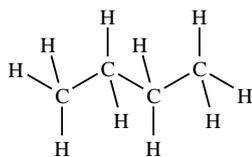
- Edelgase haben vollständig besetzt s- und p-Orbitale und bilden daher überhaupt keine Moleküle
- Die Atome der 4. Hauptgruppe benötigen 4 Bindungspartner, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Die tetraedrisch ausgerichteten  $sp^3$ -Hybridorbitale können sich aber nicht alle zu einem gemeinsamen 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

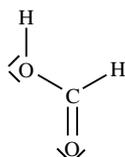
- $\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HF}$  Fluorwasserstoff
- $\text{S}_8 + 8 \text{H}_2 \rightarrow 8 \text{H}_2\text{S}$  Schwefeldiwasserstoff
- $\text{P}_4 + 6 \text{H}_2 \rightarrow 4 \text{PH}_3$  Phosphortriwasserstoff
- $\text{Si} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{SiH}_4$  Siliziumtetrawasserstoff
- $\text{Cl}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{ClF}$  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



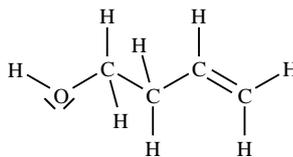
## Aufgabe 7: Struktur- und Summenformeln



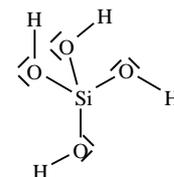
a) C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>



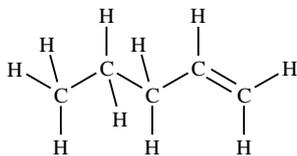
c) H<sub>2</sub>CO<sub>2</sub>



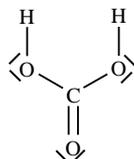
e) C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O



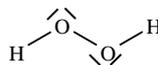
g) SiO<sub>4</sub>H<sub>4</sub>



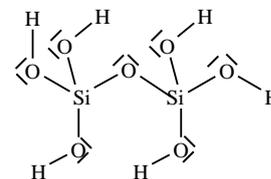
b) C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>



d) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>



f) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>



h) Si<sub>2</sub>O<sub>7</sub>H<sub>6</sub>

## 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  $20^\circ\text{C}$ ) > HCl ( $\Delta EN = 1,4$  und Sp  $-84^\circ\text{C}$ ),  
 b) H<sub>2</sub>O ( $\Delta EN = 1,4$  und Sp  $100^\circ\text{C}$ ) > H<sub>2</sub>S ( $\Delta EN = 0,4$  und Sp  $-60^\circ\text{C}$ )  
 c) NF<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 1,0$  und Sp  $-129^\circ\text{C}$ ) > OF<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 0,5$  und Sp  $-144^\circ\text{C}$ )  
 d) HCl ( $\Delta EN = 1,4$  und Sp  $-84^\circ\text{C}$ ) < H<sub>2</sub>O ( $\Delta EN = 1,4$  und Sp  $100^\circ\text{C}$ ), 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) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O ( $\Delta EN = 1,4$  und Sp  $78^\circ\text{C}$ ) < C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 1,4$  und Sp  $197^\circ\text{C}$ ), da Ethanol C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>O nur **eine** und Glykol C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> **zwei** polare OH-Bindungen aufweisen.  
 f) CH<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 0,4$  und Sp  $-162^\circ\text{C}$ ) < H<sub>2</sub>S ( $\Delta EN = 0,4$  und Sp  $-60^\circ\text{C}$ ), 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) CH<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 0,4$ ;  $M = 16 \text{ u}$  und Sp  $-162^\circ\text{C}$ ) < C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> ( $\Delta EN = 0,4$ ;  $M = 30 \text{ u}$  und Sp  $-87^\circ\text{C}$ ) < C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> ( $\Delta EN = 0,4$ ;  $M = 44 \text{ u}$  und Sp  $-42^\circ\text{C}$ ). 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) OF<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 0,5$ ;  $M = 54 \text{ u}$  und Sp  $-144^\circ\text{C}$ ) < SCl<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 103 \text{ u}$  und Sp  $60^\circ\text{C}$ ) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet.  
 c) NF<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 73 \text{ u}$  und Sp  $-129^\circ\text{C}$ ) < PCl<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 1,4$ ;  $M = 137,5 \text{ u}$  und Sp  $70^\circ\text{C}$ ) ist eindeutig sowohl durch **Van-der-Waals-** als auch durch **Dipol-Dipol-Kräfte** begründet.  
 d) CCl<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 0,9$ ;  $M = 154 \text{ u}$  und Sp  $77^\circ\text{C}$ ) > CF<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 1,9$ ;  $M = 88 \text{ u}$  und Sp  $-130^\circ\text{C}$ ) wegen der **Van-der-Waals-Kräfte**. Aufgrund der **Molekülsymmetrie** spielen die Dipol-Dipol-Kräfte bei diesem Paar keine Rolle.  
 CHF<sub>3</sub> ( $\Delta EN_{\text{max}} = 1,9$ ;  $M = 70 \text{ u}$  und Sp  $-16,3^\circ\text{C}$ ) > CF<sub>4</sub> ( $\Delta EN = 1,9$ ;  $M = 88 \text{ u}$  und Sp  $-130^\circ\text{C}$ ) trotz der geringeren Van-der-Waals-Kräfte hat CHF<sub>3</sub> wegen der fehlenden Symmetrie einen deutlich **polaren** Charakter und ist übrigens im Gegensatz zu CF<sub>4</sub> und CCl<sub>4</sub> bis zu 75 Vol% in Wasser löslich!

### Aufgabe 3: Siedepunkte

ausschlaggebend sind

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

### Aufgabe 4: Siedepunkte

- a) I<sub>2</sub> ( $\Delta EN = 0$ ;  $M = 254$  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 I<sub>2</sub> und F<sub>2</sub>) Trotz der kurzen Summenformeln handelt es sich um sehr große Moleküle (I<sub>2</sub> z.B. hat mit 106 Elektronen ungefähr die Größe von Dodekan C<sub>12</sub>H<sub>26</sub>), bei denen die Siedepunkte durch die Van-der-Waals-Kräfte bestimmt werden.
- b) CH<sub>3</sub>I ( $\Delta EN = 0$ ;  $M = 142$  u und Sp 42 °C) > CH<sub>3</sub>Br ( $\Delta EN = 0,3$ ;  $M = 95$  u und Sp 4 °C) > CH<sub>3</sub>Cl ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 50,5$  u und Sp -24 °C) > CH<sub>3</sub>F ( $\Delta EN = 1,5$ ;  $M = 34$  u und Sp -78 °C). Die steil ansteigende Größe der Halogenmoleküle (CH<sub>3</sub>I hat mit 66 Elektronen ungefähr die Größe von Pentan C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>) und die daraus resultierenden van-der-Waals-Kräfte geben gegenüber der fallenden  $\Delta EN$  den Ausschlag.
- c) NH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0,9$ ;  $M = 17$  u und Sp -33 °C) > SbH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0,2$ ;  $M = 125$  u und Sp -17 °C) > AsH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0,1$ ;  $M = 87$  u und Sp -62 °C) > PH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0$ ;  $M = 34$  u und Sp -88 °C). NH<sub>3</sub> hat aufgrund der hohen  $\Delta EN$  und seiner H-Brücken den höchsten Sp. Bei den übrigen Verbindungen sind die  $\Delta EN$  sehr klein und der Sp wird durch die wachsende Molekülgröße bzw. die van-der-Waals-Kraft bestimmt.
- d) NF<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 1,0$ ;  $M = 73$  u und Sp -129 °C) < NH<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0,9$ ;  $M = 17$  u und Sp -33 °C) ist trotz der sogar geringeren  $\Delta EN$  auf die besonders starken H-Brücken zwischen NH<sub>3</sub>-Molekülen zurückzuführen. Sie sind nämlich bei gleicher Polarität viel **kleiner** als die NF<sub>3</sub>-Moleküle, so dass die **elektrische Anziehung durch den geringeren Abstand stärker** ist! Der Anstieg zu NCl<sub>3</sub> ( $\Delta EN = 0$ ;  $M = 120,5$  u und Sp 70 °C) ist durch Van-der-Waals-Kräfte begründet.

## 1.10. Redoxreaktionen

### Aufgabe 1: Redoxgleichungen

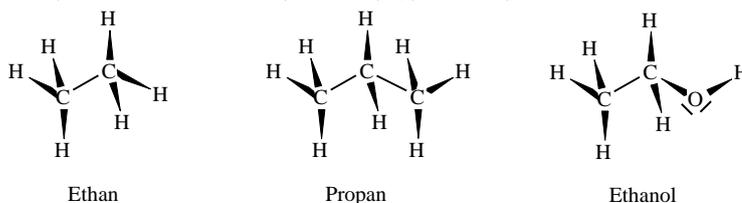
- a)  $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Mg}^{2+} \text{O}^{2-}$  mit Oxidationsmittel Sauerstoff und Reduktionsmittel Magnesium
- b)  $2 \text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}^{2-}$  mit Oxidationsmittel Schwefel und Reduktionsmittel Natrium
- c)  $4 \text{Ga} + 6 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Ga}_2\text{O}_3$  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<sup>+II</sup>C<sup>+IV</sup>O<sup>-II</sup><sub>3</sub>
- b) Kaliumnitrit K<sup>+I</sup>N<sup>+III</sup>O<sup>-II</sup><sub>2</sub>
- c) Kaliumpermanganat K<sup>+I</sup>Mn<sup>+VII</sup>O<sup>-II</sup><sub>4</sub>
- d) Kaliumdichromat K<sup>+I</sup><sub>2</sub>Cr<sup>+VI</sup><sub>2</sub>O<sup>-II</sup><sub>7</sub>
- e) Natriumnitrat Na<sup>+I</sup>N<sup>+V</sup>O<sup>-II</sup><sub>3</sub>
- f) Kupferoxid Cu<sup>+II</sup>O<sup>-II</sup>
- g) Calciumsulfat/Gips Ca<sup>+II</sup>(S<sup>+VI</sup>O<sup>-II</sup><sub>4</sub>)<sub>2</sub>
- h) Ammoniumsulfat (N<sup>-III</sup>H<sup>+I</sup><sub>4</sub>)<sub>2</sub>(S<sup>+VI</sup>O<sup>-II</sup><sub>4</sub>)<sub>2</sub>

### Aufgabe 3: Oxidationszahlen

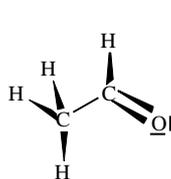
- a) Methan C<sup>-IV</sup>H<sub>4</sub>
- b) Ethan C<sup>-III</sup><sub>2</sub>H<sub>6</sub>
- c) Propan C<sup>-III</sup><sub>3</sub>H<sub>8</sub>
- d) Methanol C<sup>-II</sup>H<sub>3</sub>OH
- e) Ethanol C<sup>-III</sup>H<sub>5</sub>O
- f) Formaldehyd/Methanal C<sup>+0</sup>H<sub>2</sub>O
- g) Acetaldehyd/Ethanal C<sup>-II</sup>H<sub>3</sub>C<sup>+I</sup>HO
- h) Kohlenmonoxid C<sup>+II</sup>O
- i) Ameisensäure/Methansäure HC<sup>+III</sup>OOH
- j) Essigsäure/Ethansäure C<sup>-III</sup>H<sub>3</sub>C<sup>+III</sup>OOH
- k) Kohlendioxid C<sup>+IV</sup>O<sub>2</sub>
- l) Kohlensäure H<sub>2</sub>C<sup>+IV</sup>O<sub>3</sub>



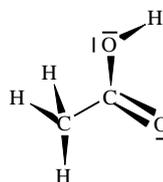
Ethan

Propan

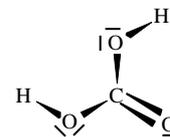
Ethanol



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) +  $\text{Br}^-$  (Bromid)

### Aufgabe 2: Neutralisation

- $\text{Na}^+$  (aq) +  $\text{OH}^-$  (aq) +  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) +  $\text{Cl}^-$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{Na}^+$  (aq) +  $\text{Cl}^-$  (aq) (Natriumchlorid/Kochsalz) + 2  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}^+$  (aq) +  $\text{OH}^-$  (aq) +  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) +  $\text{NO}_3^-$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{Na}^+$  (aq) +  $\text{NO}_3^-$  (aq) (Natriumnitrat/Chilesalpeter) + 2  $\text{H}_2\text{O}$
- 2  $\text{Na}^+$  (aq) + 2  $\text{OH}^-$  (aq) + 2  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) +  $\text{CO}_3^{2-}$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (aq) (Natriumcarbonat) + 4  $\text{H}_2\text{O}$
- 2  $\text{K}^+$  (aq) + 2  $\text{OH}^-$  (aq) + 2  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) +  $\text{SO}_4^{2-}$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{K}_2\text{SO}_4$  (aq) (Kaliumsulfat) + 4  $\text{H}_2\text{O}$
- 3  $\text{K}^+$  (aq) + 3  $\text{OH}^-$  (aq) + 3  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) +  $\text{PO}_4^{3-}$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{K}_3\text{PO}_4$  (aq) (Kaliumphosphat) + 4  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}^{2+}$  (aq) + 2  $\text{OH}^-$  (aq) + 2  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) + 2  $\text{Cl}^-$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{CaCl}_2$  (aq) (Calciumchlorid) + 4  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}^{2+}$  (aq) + 2  $\text{OH}^-$  (aq) + 2  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) + 2  $\text{NO}_3^-$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (aq) (Calciumnitrat) + 4  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}^{2+}$  (aq) + 2  $\text{OH}^-$  (aq) + 2  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) +  $\text{CO}_3^{2-}$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{CaCO}_3$  (aq) (Calciumcarbonat/Kalk) + 4  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ba}^{2+}$  (aq) + 2  $\text{OH}^-$  (aq) + 2  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) +  $\text{SO}_4^{2-}$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{BaSO}_4$  (aq) (Calciumsulfat/Gips) + 4  $\text{H}_2\text{O}$
- 3  $\text{Ba}^{2+}$  (aq) + 6  $\text{OH}^-$  (aq) + 6  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq) + 2  $\text{PO}_4^{3-}$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$  (aq) (Calciumphosphat/Apatit) + 6  $\text{H}_2\text{O}$

### 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  $\text{H}_2\text{CO}_3$  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  $\text{HNO}_3$  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  $\text{H}_3\text{PO}_4$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  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  $\text{NH}_3$  in 50 ml  $\Rightarrow$   $[\text{NH}_3] = \frac{20 \text{ mmol}}{50 \text{ ml}} = 0,4 \text{ mol/l}$
- 20 ml 1 m  $\text{H}_2\text{SO}_4$  = 20 mmol  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $\triangleq$  40 mmol  $\text{NH}_3$  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

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