

3GIG Chemie

Kursus für die 11. Klasse

Edition 2020

Vorwort

An die Benutzer:

Die folgenden HTML-Seiten orientieren sich eng am offiziellen Chemie-Programm der 3GIG. Sie stellen eine Zusammenfassung der verschiedenen Kapitel des offiziellen Lehrbuches dar. Teilweise weicht die Vorgehensweise aber auch von der des offiziellen Lehrbuches ab. Zur Darstellung von 3D-Strukturen wurde Jmol benutzt. Schemata sind mit Inkscape erstellt worden. Als Schriftart wird Iwona benutzt.

Marcel Schaeffer

Inhaltsverzeichnis

Vorwort

An die Benutzer

Wiederholungen

1. Aufstellen von chemischen Formeln
2. Moleküle und Formeleinheiten
3. Namen und Symbole von Säuren und Basen
4. Aufstellen und Einrichten von Gleichungen
5. Reaktionsarten
6. Das Bohr-Modell des Atoms und die Oktettregel

I. Die Ionenbindung, Bildung von Salzen

1. Bildung von Kochsalz, Natriumchlorid
Aufgabe
2. Aufbau und Eigenschaften von Salzen
3. Energetische Betrachtungen zur Salzbildung am Beispiel von Kochsalz
 - 3.1. Energiediagramm
 - 3.2. Salzeigenschaften und Gitterenergie
 - a. Ionenradien und Gitterenergien
 - b. Schmelzpunkte, Siedepunkte und GitterenergienAufgaben
 - 3.3. Ionengitter am Beispiel von Kochsalz
 - 3.4. Genereller Aufbau von Salzen, Aufösen von Salzen in Wasser
Aufgabe
 - 3.5. Aufösen von Salzen in Wasser, energetische Betrachtungen
 - a. Vorgang des AuföSENS am Beispiel von Kochsalz
 - b. LösungsenergieAufgabe

II. Die Metallbindung

1. Das Elektronengas-Modell
 2. Eigenschaften der Metalle
- Aufgaben

III. Die Elektronenpaarbindung

1. Das Wasserstoffmolekül
2. Regeln zum Aufstellen von Lewis-Strukturen und Raumstrukturen
3. Zusammenfassung (EPA-Modell)
Aufgaben
4. Die polare Elektronenpaarbindung
 - 4.1. Elektronegativität EN (nach Linus Pauling)
 - 4.2. Polare (Dipomoleküle) und unpolare MoleküleAufgaben

IV. Kräfte zwischen Teilchen (Atomen und Molekülen)

1. Unpolare Moleküle (Atome und Moleküle)
 2. Polare Moleküle
 3. Einfluss der zwischenmolekularen Kräfte auf die Löslichkeit
 4. Einfluss der zwischenmolekularen Kräfte auf die Schmelz- und Siedepunkte
- Aufgaben

V. Säuren und Basen

1. Der Säure-Base Begriff nach Arrhenius
 - 1.1. Säuren nach Arrhenius
 - 1.2. Basen nach Arrhenius
2. Der Säure-Base Begriff nach Brönsted
 - 2.1. Säuren nach Brönsted
 - 2.2. Basen nach Brönsted
 - a. Ammoniak
 - b. Hydroxidbasen
3. Säure-Base Paare
4. Neutralisationsreaktion und andere typische Reaktionen der Säure
 - 4.1. Neutralisationsreaktion
 - a. Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Ammoniak
 - b. Andere Säuren und Laugen
 - 4.2. Reaktion verdünnter Säuren mit unedlen Metallen
 - 4.3. Reaktion von Säuren mit Metalloxiden
 - 4.4. Reaktion von Säuren mit CarbonatenAufgaben
5. Die pH-Skala
6. Quantitative Neutralisation
 - 6.1. Einwertige Säuren und einwertige Basen
 - 6.2. Mehrwertige Säuren und/oder mehrwertige BasenAufgaben

VI. Redoxreaktionen auf Elektronenebene

1. Synthesen von Salzen
 - 1.1. Synthese von Magnesiumoxid
 - a. Ionengleichung
 - b. Interpretation auf Elektronenebene
 - 1.2. Synthese von Magnesiumchlorid
 - a. Ionengleichung
 - b. Interpretation auf Elektronenebene
 2. Erweiterte Redox-Definition auf Elektronenbasis
 3. Oxidationszahlen
 - 3.1. Vorteile und Eigenschaften
 - 3.2. Zu beachtende Reihenfolge zur Festlegung der OxidationszahlAufgaben
 4. Aufstellen von Redoxsystemen in saurer und in alkalischer Lösung
 5. Die Redoxreihe der Metalle
 6. Galvanische Zellen: unfreiwillige Redoxreaktionen
 7. Elektrolysen: unfreiwillige Redoxreaktionen
- Aufgaben

VII. Organische Chemie

1. Methangas, der einfachste Kohlenstoff
 - 1.1. Versuche
 - 1.2. Molekülformel (chemische Formel) und Strukturformel (Raumstruktur) von Methan
 - 1.3. Definition
 - 1.4. Natürliche Vorkommen
2. Butan
 - 2.1. Zusammensetzung
 - 2.2. Quantitative Analyse von Butan
 - 2.3. Strukturformeln von Butan
 - 2.4. Trennung von n-Butan und iso-Butan durch Gas-Chromatographie

3. Alkane und Cycloalkane

3.1. Alkane (gesättigte Kohlenwasserstoffe)

- a. Gasförmige Alkane (1 - 4 C-Atome)
- b. Flüssige Alkane (5 - 16 C-Atome)
- c. Feste Alkane (> 16 C-Atome)
- d. Homologe Reihe der Alkane

3.2. Cycloalkane

3.3. Eigenschaften der Alkane und der Cycloalkane

3.4. Alkyl-Gruppen

4. Nomenklatur: Benennung von Alkanen und Halogenalkanen

Wiederholungen

1. Aufstellen von chemischen Formeln

Um chemische Formeln mit Hilfe des Kreuzschemas aufstellen zu können ist es unumgänglich die Namen, die Symbole und Wertigkeiten der geläufigsten Elemente und Atomgruppen zu kennen.

Aufgabe

Geben Sie jeweils den fehlenden Namen oder das Symbol an:

Name	Symbol
Stickstoff	
Chrom	
	Mn
	Hg
	Sn
Wasserstoff	
Nitrat-Gruppe	
	$=\text{CO}_3$
Phosphat-Gruppe	

Name	Symbol
Barium	
	Fe
	Mg
Silber	
Chlor	
	Ar
Hydroxid-Gruppe	
	$-\text{NH}_4$
Sulfat-Gruppe	

Name	Symbol
	Pb
	K
Platin	
	Zn
	O
	C
Phosphit-Gruppe	
	$=\text{SO}_3$
	$-\text{CN}$

Aufgabe

Stellen Sie folgende Formeln auf, geben Sie den Namen an und berechnen Sie die molare Masse.

Blei und Sauerstoff	Schwefel und Calcium	Iod und Magnesium
Nitrat und Wasserstoff	Kohlenstoff und Fluor	Nitrat und Ammonium

Kohlenstoff und Aluminium	Hydroxid und Lithium	Sulfit und Natrium
Carbonat und Wasserstoff	Sauerstoff und Schwefel(VI)	Schwefel und Kalium

2. Moleküle und Formeleinheiten

Moleküle und Formeleinheiten unterscheiden sich in der Art der Atome aus denen sie aufgebaut sind:

Moleküle entstehen wenn Nichtmetallatome zu einer Verbindung reagieren, Moleküle enthalten ausschliesslich Nichtmetallatome. Bei Raumtemperatur können Moleküle Gase, Flüssigkeiten oder Feststoffe bilden.

Formeleinheiten entstehen wenn ein Metall und ein Nichtmetall oder zwei Atomgruppen zu einer Verbindung reagieren, man erhält Salze. Bei Raumtemperatur bilden Salze Kristalle (Feststoffe).

Aufgabe

Schreiben Sie jeweils die chemische Formel unter Molekül oder Salz:

	Molekül	Salz
H ₂ CO ₃		
NH ₃		
Na ₃ N		
NaH ₂ PO ₄		
Mg ₃ (PO ₄) ₂		
Na ₂ CO ₃		
C ₈ H ₄ O ₂ Cl ₂		
K ₂ Cr ₂ O ₇		
KMnO ₄		

	Molekül	Salz
Wasser		
Wasserstoff		
Phosphorsäure		
Natriumhydroxid		
Distickstoffpentaoxid		
Phosphortrichlorid		
Eisen(II)-phosphat		
Schwefelige Säure		
Calciumnitrat		

3. Namen und Symbole von Säuren und Basen

In einer Vielzahl von chemischen Reaktionen spielen Säuren oder Basen eine wichtige Rolle. Deshalb muss man die Namen und Symbole der gängigsten Säuren und Basen kennen.

Aufgabe

Geben Sie jeweils die chemische Formel respektiv den Namen sowie die Stoffklasse (Säure oder Base) an:

Name	Formel	Säure/Base
Schwefelsäure		
	NaOH(s)	
Natronlauge		
Salpetersäure		
H ₂ CO ₃		
Kalilauge		
	Ca(OH) ₂ (s)	
	Ca(OH) ₂ (aq)	

Name	Formel	Säure/Base
	HCl(aq)	
Kalilauge		
Schwefelige Säure		
	Mg(OH) ₂ (s)	
	HNO ₂ (aq)	
Lithiumhydroxid		
	NH ₃ (aq)	
Phosphorige Säure		

4. Aufstellen und Einrichten von Gleichungen

Aufgabe

Stellen Sie die folgenden Gleichungen auf, geben Sie jeweils den Aggregatzustand an und richten Sie ein:

a. Synthese von Ammoniak.

b. Analyse von Silbersulfid.

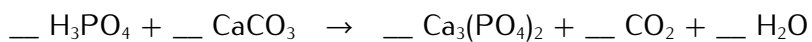
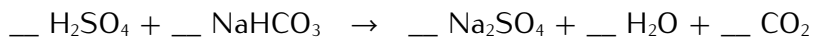
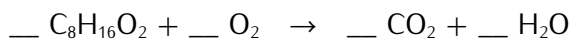
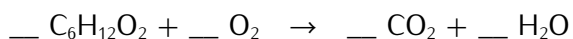
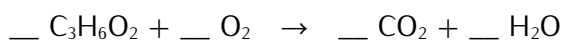
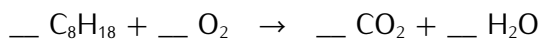
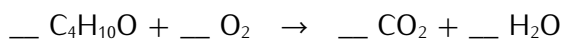
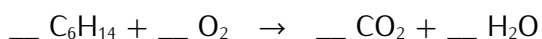
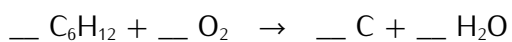
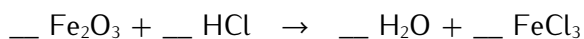
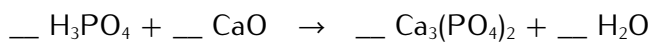
c. Eisen(III)-oxid reagiert mit Kohlenstoffmonooxid zu Eisen und Kohlenstoffdioxid.

d. Das Gas Stickstoffdioxid reagiert mit Ammoniak zu Wasser und Stickstoff.

e. Salpetersäure reagiert mit Eisen(III)-oxid zu Wasser und einem Salz.

Aufgabe

Richten Sie ein:



5. Reaktionsarten

Aufgabe

Geben Sie jeweils die Gleichung für die allgemeine Reaktionsart an.

Stellen Sie dann die Gleichung mit Aggregatzuständen auf, richten Sie ein und geben Sie die Namen der Produkte an.

a. Verbrennen von Magnesium

b. Schwefel wird verbrannt (in der gasförmigen Verbindung ist Schwefel 4-wertig)

c. Reaktion von Salzsäure mit Magnesium

d. Reaktion von Natriumoxid mit Wasser

e. Reaktion von Salpetersäure mit Zink

f. Reaktion von Diphosphorpentaoxid (weißer Feststoff) mit Wasser

g. Reaktion von Wasser mit Calciumoxid

h. Phosphorsäure reagiert mit Kalkwasser

6. Das Bohr-Modell des Atoms und die Oktettregel

Aufgaben

1. Welche stabile Ionen können folgende Atome bilden?

Erklären Sie jeweils mit Hilfe des Bohr-Modells und der Lewis-Schreibweise.

a. Calcium

b. Sauerstoff

c. Aluminium

2. Geben Sie jeweils die Lewis-Schreibweise und den Namen des Ions (sowie Kation oder Anion) an, welches aus folgenden Atomen gebildet werden kann:

a. Natrium

b. Chlor

c. Schwefel

d. Magnesium

e. Aluminium

f. Silber

g. Blei

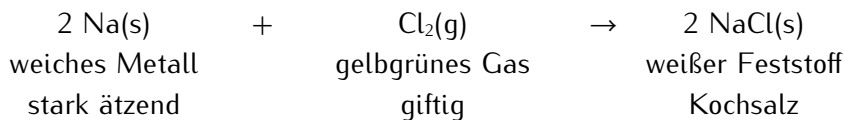
h. Eisen(II)

I. Die Ionenbindung, Bildung von Salzen

Metalle bilden Kationen durch Abgabe von Elektronen, tun dies aber nur falls auch ein Reaktionspartner vorhanden ist der diese Elektronen aufnehmen kann um Anionen zu bilden.

1. Bildung von Kochsalz, Natriumchlorid

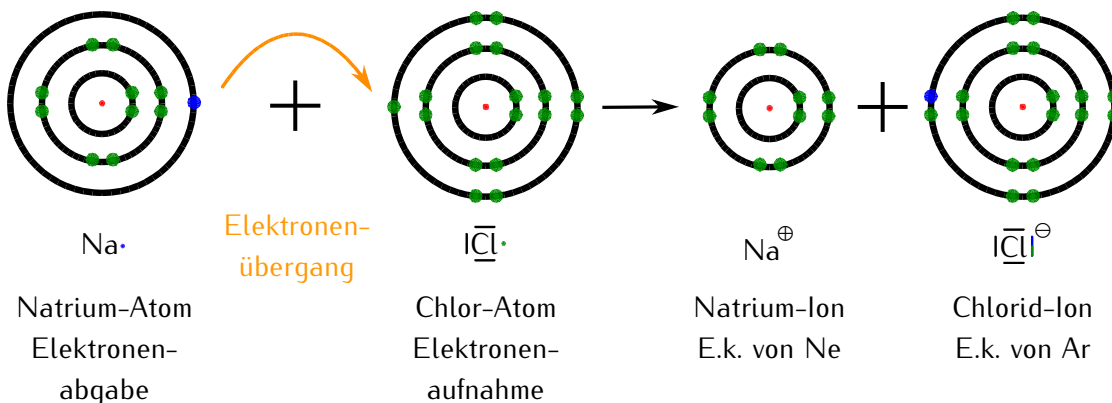
Ein typisches Beispiel eines Salzes ist Kochsalz, es kann aus Natrium und Chlorgas gebildet werden:



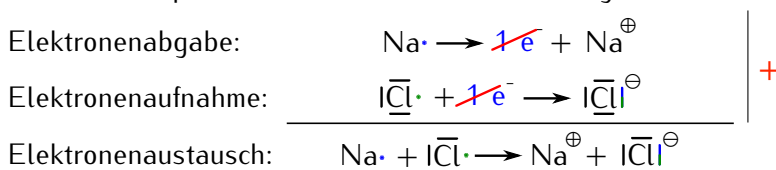
Natrium ist ein Metall und ein Natriumatom gibt sein Außenelektron dann ab, falls ein Nichtmetallatom dieses Elektron aufnehmen kann.

Chlor ist ein nicht Nichtmetall und ein Chloratom möchte das Außenelektron des Natriums aufnehmen um energetisch stabiler zu werden.

Mit Hilfe des Schalenmodells kann man dies veranschaulichen:



Da das Zeichnen des Schalenmodells langwierig ist benutzt man die kompaktere Lewis-Schreibweise um eine Interpretation auf Elektronenebene zu geben:



Elektronenabgabe: Ein Natrium-Atom gibt ein Elektron ab und erreicht damit die Elektronenkonfiguration (E.k.) von Neon: man erhält ein Natrium-Ion Na^+ (Kation).

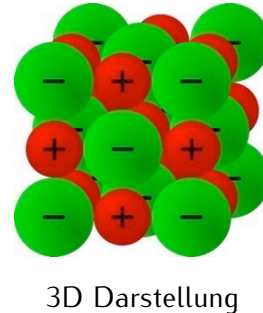
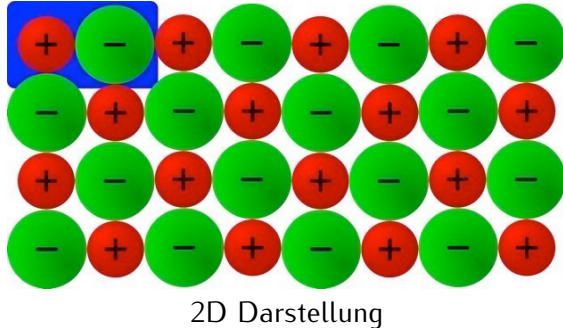
Elektronenaufnahme: Ein Chlor-Atom nimmt ein Elektron auf und erreicht damit die E.k. von Argon: man erhält ein Chlorid-Ion Cl^- (Anion).

Elektronenaustausch: Das Elektron welches Natrium abgibt, wird vom Chlor-Atom aufgenommen.

Die positiv geladenen Natrium-Ionen und die negativ geladenen Chlorid-Ionen ziehen sich durch die elektrostatische Anziehungskraft gegenseitig an (Ionenbindung) und bilden eine Formeleinheit:



Diese Formeleinheit wird in den drei Richtungen des Raumes wiederholt, man erhält ein Ionengitter:



Kationen und Anionen ziehen sich gegenseitig an, sie berühren sich.

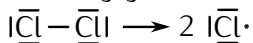
Anionen sind so weit wie möglich voneinander entfernt.

Kationen sind so weit wie möglich von einander entfernt.

Die chemische Formel reduziert sich auf die Formeleinheit ($\text{Na}^+ \text{Cl}^-$).

Freie Chloratome $|\text{Cl}|^\cdot$ existieren nicht in der Natur.

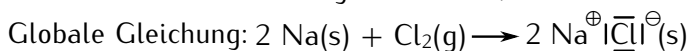
Während der Reaktion werden jedoch freie Cl-Atome durch die homolytische Trennung der Cl-Cl-Bindung gebildet:



Beim Übergang von der Elektronenaustauschgleichung zur normalen chemischen Gleichung muss man daher die freien Cl-Atome durch Cl_2 -Moleküle ersetzen:



Man erhält die bekannte globale Gleichung mit einer wichtigen zusätzlichen Information, anstatt NaCl schreibt man $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ und gibt damit an, dass es sich um eine Ionenbindung handelt.



Aufgabe

Stellen Sie für folgende Salze die globale Gleichung für die Synthese aus Elementen auf.

Erklären Sie dann jeweils welche Vorgänge auf Elektronenebene ablaufen!

Formulieren Sie die globale Gleichung neu, indem Sie die Ionenformel des Salzes angeben und Aggregatzustände benutzen.

a. Lithiumbromid

b. Kaliumiodid

c. Calciumchlorid

d. Natriumoxid

e. Aluminiumsulfid

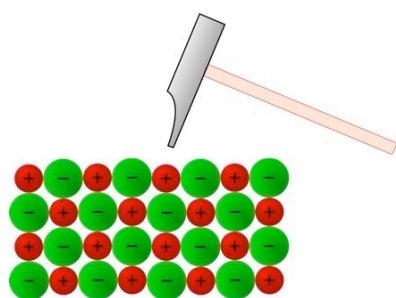
f. Magnesiumfluorid

2. Aufbau und Eigenschaften von Salzen

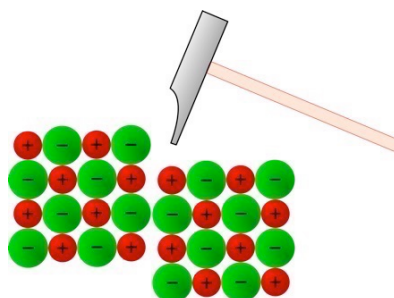
Physikalische Eigenschaften einiger Salze:

Name	Ionenformel KationAnion	Schmelzpunkt (°C)	Siedepunkt (°C)	Löslichkeit in Wasser (g · L ⁻¹)
Natriumchlorid	Na ⁺ Cl ⁻	801	1465	359
Magnesiumchlorid	Mg ²⁺ (Cl ⁻) ₂	708	1412	542
Aluminiumoxid	(Al ³⁺) ₂ (O ²⁻) ₃	2050	2980	Unlöslich
Kaliumnitrat	K ⁺ NO ₃ ⁻	334	750	316

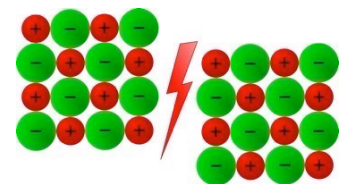
- Die Ionenbindung ist die Bindung der Salze.
Diese Bindung besteht aus der elektrostatischen Anziehungskraft zwischen **Kationen** und **Anionen**:
Salze sind aus **Kationen** und **Anionen** aufgebaut die sich gegenseitig anziehen und Kristalle bilden.
- Wegen den großen Anziehungskräften zwischen Kationen und Anionen besitzen Salze hohe **Schmelz-** und **Siedetemperaturen**.
- Weil Salze aus Ionen aufgebaut sind, **lösen sie sich meistens gut in Wasser auf**.
- Weil wässrige Lösungen von Salzen oder Schmelzen von Salzen frei bewegliche Ionen (**Kationen** und **Anionen**) enthalten leiten sie den elektrischen Strom sehr gut.
- Salzkristalle sind hart und spröde, durch einen heftigen Schlag zersplittern sie in kleinere Kristalle.



Heftiger Schlag auf die
Oberfläche des
Salzkristalles



Verschiebung des Gitters:
Bildung von starken
Abstoßungskräften



Abstoßen der
gleichgeladenen Teilchen:
der Kristall zerspringt!

3. Energetische Betrachtungen zur Salzbildung am Beispiel von Kochsalz

3.1. Energiediagramm

Bei chemischen Reaktionen werden die Bindungen in den Edukten aufgebrochen, die freien Atome der Edukte verbinden sich dann neu unter Bildung der Produkte. Im Fall von Natriumchlorid sind die Edukte Natrium (ein metallisch glänzender Feststoff) und Chlor (ein gelb-grünes Gas).

Um aus festem Natrium freie Natriumatome und dann Natrium-Ionen zu erhalten sind zwei Schritte notwendig:

- $\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na(g)}$ $E_1 = \text{Sublimationsenergie} = 107 \text{ kJ/mol}$
- $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$ $E_2 = \text{Ionisierungsenergie} = 502 \text{ kJ/mol}$

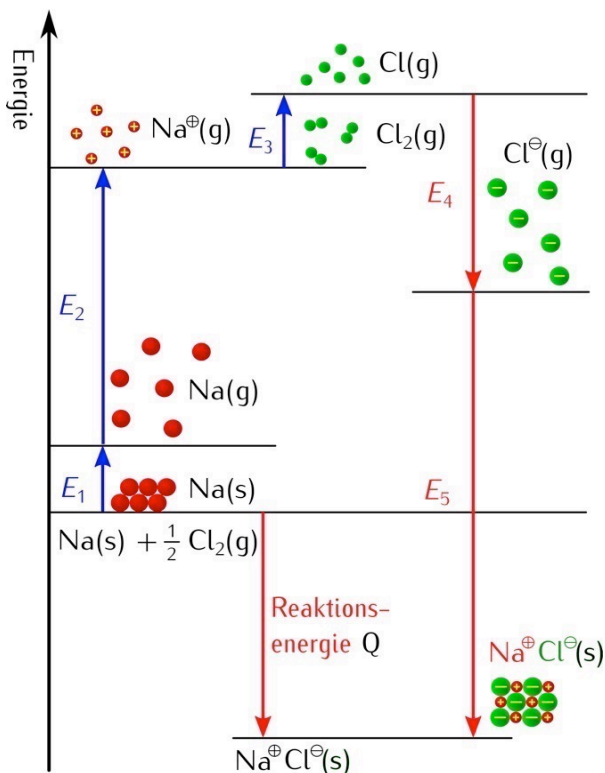
Um aus gasförmigem Chlor freie Chloratome und dann Chlorid-Ionen zu erhalten sind auch zwei Schritte notwendig:

- $\frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl(g)}$ $E_3 = \text{Spaltungsenergie} = 121 \text{ kJ/mol}$
- $\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$ $E_4 = \text{Ionisierungsenergie} = -355 \text{ kJ/mol}$

Die Ionen Na^+ und Cl^- lagern sich zusammen und bilden ein Ionengitter, dabei wird ein großer Energiebetrag freigesetzt:

- $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-(\text{s})$ $E_5 = \text{Gitterenergie} = -788 \text{ kJ/mol}$

Ein Energiediagramm verdeutlicht die Vorgänge:



Blaue Energiewerte (E_1 , E_2 und E_3) stellen endotherme Reaktionen dar, es muss Energie geliefert werden.

Rote Energiewerte (E_4 , E_5 , und die **Reaktionsenergie**) stellen exotherme Reaktionen dar, es wird Energie freigesetzt.

- $\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na(g)}$ $E_1 = 107 \text{ kJ/mol}$
- $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$ $E_2 = 502 \text{ kJ/mol}$
- $\frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl(g)}$ $E_3 = 121 \text{ kJ/mol}$
- $\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$ $E_4 = -355 \text{ kJ/mol}$
- $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-(\text{s})$ $E_5 = -788 \text{ kJ/mol}$
- $\text{Na(s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-(\text{s})$ $Q = ? \text{ kJ/mol}$

Die **Reaktionsenergie** Q berechnet sich aus der Summe der Energien E_1 bis E_5 :

$$\begin{aligned} Q &= E_1 + E_2 + E_3 + E_4 + E_5 \\ &= 107 + 502 + 121 - 355 - 788 \\ &= -413 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Die Bildung von Kochsalz aus Elementen ist global ein exothermer Vorgang weil die Bildung des Ionengitters die hohe Gitterenergie freisetzt. Die frei werdende Gitterenergie ist die treibende Kraft bei der Bildung von Kochsalz. Das Erreichen der Edelgaskonfiguration genügt nicht um eine exotherme Reaktion zu erhalten. Die Gitterenergie ist auch der Energiebetrag den man einsetzen muss, um die Anziehungskräfte zwischen den Ionen zu überwinden.

3.2. Salzeigenschaften und Gitterenergie

a. Ionenradien und Gitterenergien

Ionenformel	$r(\text{Kation}) (\text{\AA})$	$r(\text{Anion}) (\text{\AA})$	Gitterenergien (kJ/mol)
$\text{Na}^+\text{Cl}^-(\text{s})$	0,95	1,81	788
$\text{Li}^+\text{F}^-(\text{s})$	0,60	1,36	1039
$\text{Ca}^{2+}(\text{Cl}^-)_2(\text{s})$	0,97	1,81	2259
$\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}(\text{s})$	0,65	1,45	3933
$(\text{Al}^{3+})_2(\text{O}^{2-})_3$	0,50	1,45	15195

$r = \text{Radius}$
 $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$

Die Gitterenergie wird durch die Ionenladung und den Ionenradius bestimmt:

- NaCl und LiF

NaCl und LiF sind nur aus einwertigen Ionen aufgebaut.

$r(\text{Li}^+) < r(\text{Na}^+)$ bei gleicher Ladung \Rightarrow Ladungsdichte(Li^+) > Ladungsdichte(Na^+)

Li^+ hat einen kleineren Radius als Na^+ , die Ladungsdichte im Li^+ -Ion ist größer als im Na^+ -Ion.

Ähnliches gilt für die Anionen:

$r(\text{F}^-) < r(\text{Cl}^-)$ bei gleicher Ladung \Rightarrow Ladungsdichte(F^-) > Ladungsdichte(Cl^-)

F^- hat aber einen kleineren Radius als Cl^- , die Ladungsdichte im F^- -Ion ist größer als im Cl^- -Ion.

Die Anziehungsräfte zwischen Li^+ -Ionen und F^- -Ionen sind größer als zwischen Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen. Die Gitterenergie von Lithiumfluorid ist deshalb größer als die von Natriumchlorid.

- CaCl_2 und MgO

$r(\text{Mg}^{2+}) < r(\text{Ca}^{2+})$ bei gleicher Ladung \Rightarrow Ladungsdichte(Mg^{2+}) > Ladungsdichte(Ca^{2+})

Mg^{2+} hat einen kleineren Radius als Ca^{2+} , die Ladungsdichte im Mg^{2+} -Ion ist größer als im Ca^{2+} -Ion.

$r(\text{O}^{2-}) < r(\text{Cl}^-)$ bei höherer Ladung \Rightarrow Ladungsdichte(O^{2-}) > Ladungsdichte(Cl^-)

O^{2-} hat einen kleineren Radius und eine höhere Ladung als Cl^- , die Ladungsdichte im O^{2-} -Ion ist wesentlich größer als im Cl^- -Ion. Die Anziehungsräfte zwischen Mg^{2+} -Ionen und O^{2-} -Ionen ist größer als zwischen Ca^{2+} -Ionen und Cl^- -Ionen. Die Gitterenergie von Magnesiumoxid ist deshalb größer als die von Calciumchlorid.

- Al_2O_3 und MgO

Für Aluminiumoxid und Magnesiumoxid unterscheiden sich nur die Kationen.

$r(\text{Al}^{3+}) < r(\text{Mg}^{2+})$ bei höherer Ladung \Rightarrow Ladungsdichte(Al^{3+}) > Ladungsdichte(Mg^{2+})

Al^{3+} hat einen kleineren Radius und eine höhere Ladung als Mg^{2+} , die Ladungsdichte im Al^{3+} -Ion ist wesentlich größer als im Mg^{2+} -Ion. Die Anziehungsräfte zwischen Al^{3+} -Ionen und O^{2-} -Ionen ist größer als zwischen Mg^{2+} -Ionen und O^{2-} -Ionen. Die Gitterenergie von Aluminiumoxid ist deshalb größer als die von Magnesiumoxid.

Schlussfolgerung: Je höher die Gitterenergie desto stärker die Ionenbindung.

b. Schmelzpunkte, Siedepunkte und Gitterenergien

Ionenformel	Schmelzpunkt (°C)	Siedepunkte (°C)	Gitterenergien (kJ/mol)
$\text{Na}^+\text{Cl}^-(\text{s})$	801	1465	788
$\text{Li}^+\text{F}^-(\text{s})$	845	1676	1039
$\text{Ca}^{2+}(\text{Cl}^-)_2(\text{s})$	775	1935	2259
$(\text{Al}^{3+})_2(\text{O}^{2-})_3$	2050	2980	15195

- Da bei gleicher Ladung die Ionen im Lithiumfluorid kleiner sind als im Natriumchlorid (siehe Tabelle mit den Atomradien) sind die Anziehungskräfte zwischen den Ionen im Lithiumfluorid größer als im Natriumchlorid. Der Schmelz- und Siedepunkt liegt bei Lithiumfluorid jeweils höher als beim Natriumchlorid, da die Gitterenergie höher ist.
- Interessant ist der relativ niedrige Schmelzpunkt von Calciumchlorid. Im Ionengitter ist jedes Ca^{2+} -Ion von zwei Cl^- -Ionen umgeben, die Abstoßungskräfte zwischen den großen Anionen spielen hier auch eine Rolle. In der frei beweglichen Schmelze fallen diese weniger ins Gewicht, der Siedepunkt ist wesentlich höher als beim Natriumchlorid und beim Lithiumfluorid.
- Aluminiumoxid mit noch wesentlich größerer Gitterenergie besitzt noch höhere Schmelz- und Siedepunkte.

Schlussfolgerung: Je höher die Gitterenergie desto höher im Allgemeinen die Schmelz- und Siedepunkte der Salze.

Aufgaben

1. a. Benutzen Sie die Begriffe klein, mittel und groß um die beiden folgenden Tabellen zu vervollständigen. $r(\text{S}^{2-}) = 1,84 \text{ \AA}$.

Symbol	Al^{3+}	Mg^{2+}	Na^+
Relative Ladung			
Relativer Radius			
Ladungsdichte			

Symbol Anion	Cl^-	O^{2-}	S^{2-}
Relative Ladung			
Relativer Radius			
Ladungsdichte			

b. Benutzen Sie die Ladungsdichte um die Gitterenthalpien von Aluminiumoxid, Natriumchlorid und Magnesiumsulfid nach steigender Reihenfolge zu ordnen

2. Für die Synthese von Lithiumfluorid aus den Elementen sind folgende Energien bekannt:

Sublimationsenergie für Lithium: 161 kJ/mol

Spaltungsenergie von Fluor F_2 : 144 kJ/mol

Ionisierungsenergie von Lithium-Atomen: 520 kJ/mol

Ionisierungsenergie von Fluor-Atomen: -328 kJ/mol

Reaktionsenergie: -617 kJ/mol

Stellen Sie ein Energiediagramm auf. Geben Sie für jeden Schritt eine Gleichung an. Berechnen Sie dann die Gitterenergie in kJ/mol.

3. Für die Synthese von Magnesiumoxid aus den Elementen sind folgende Energien bekannt:

Gitterenergie für Magnesiumoxid: -3828 kJ/mol

Spaltungsenergie von Sauerstoff O_2 : 497 kJ/mol

Reaktionsenergie: -601 kJ/mol

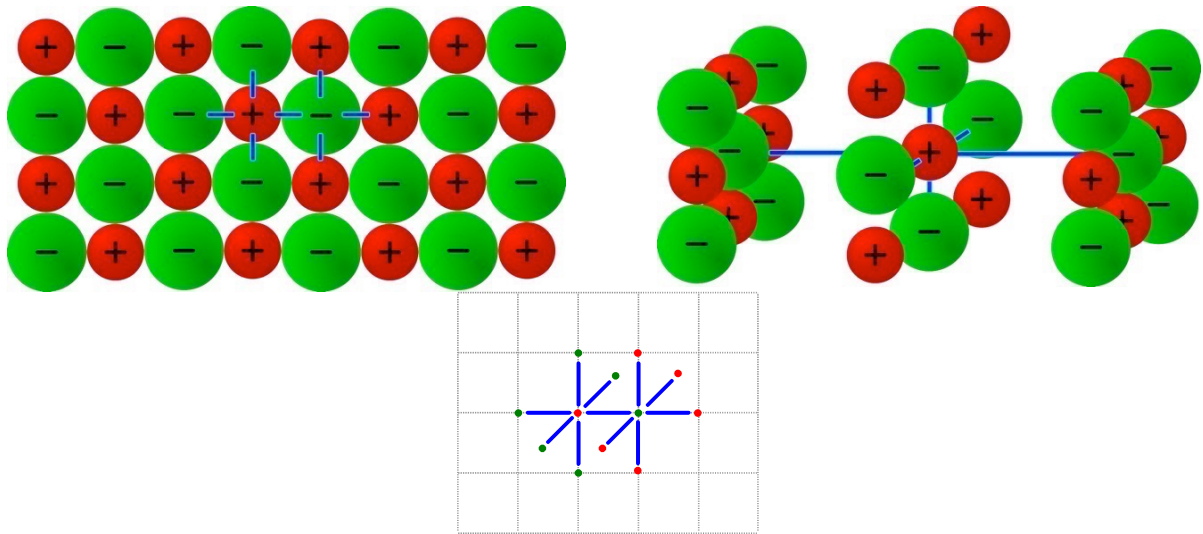
Ionisierungsenergie von Magnesium-Atomen: 2200 kJ/mol

Ionisierungsenergie von Sauerstoff-Atomen: 650 kJ/mol

Stellen Sie ein Energiediagramm auf. Geben Sie für jeden Schritt eine Gleichung an. Berechnen Sie dann den fehlenden Energiebetrag in kJ/mol .

3.3. Ionengitter am Beispiel von Kochsalz

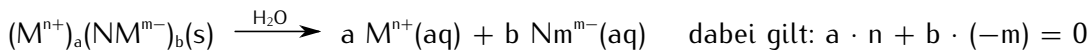
Kochsalz bildet ein Ionengitter aus Na^+Cl^- -Formeleinheiten.



Im Ionengitter ist jeweils 1 Chlorid-Ion von 6 Natrium-Ionen umgeben. Auch 1 Natrium-Ion ist jeweils von 6 Chlorid-Ionen umgeben. Die Koordinationszahl von Natriumchlorid beträgt 6.

Die Formeleinheit gibt immer noch das richtige Atomanzahlverhältnis an: $(\text{Na}^+)_6(\text{Cl}^-)_6$ kann man zu Na^+Cl^- vereinfachen.

3.4. Genereller Aufbau von Salzen, Auflösen von Salzen in Wasser



M^{n+} : Metall-Ion oder Ammoniumgruppe NH_4^+

NM^{m-} : Nichtmetall-Ion oder Atomgruppe

OH^-	Hydroxid-Gruppe	PO_4^{3-}	Phosphat-Gruppe
NO_3^-	Nitrat-Gruppe	PO_3^{3-}	Phosphit-Gruppe
NO_2^-	Nitrit-Gruppe	HCO_3^-	Hydrogencarbonat-Gruppe
SO_4^{2-}	Sulfat-Gruppe	HSO_4^-	Hydrosulfat-Gruppe
SO_3^{2-}	Sulfit-Gruppe	H_2PO_4^-	Dihydrogenphosphat-Gruppe
CO_3^{2-}	Carbonat-Gruppe	HPO_4^{2-}	Hydrogenphosphat-Gruppe

Aufgabe

Aus welchen Ionen sind folgende Salze aufgebaut?

Geben Sie jeweils eine Gleichung an, welche das Auflösen des Salzes in Wasser beschreibt (geben Sie auch die Aggregatzustände an).

Geben Sie dann die Namen der Ionen an.

a. Aluminiumchlorid

b. Calciumoxid

c. Lithiumsulfid

d. Kaliumbromid

e. Magnesiumiodid

f. Natriumcarbonat

g. Aluminiumsulfat

h. Calciumphosphat

i. Bariumnitrat

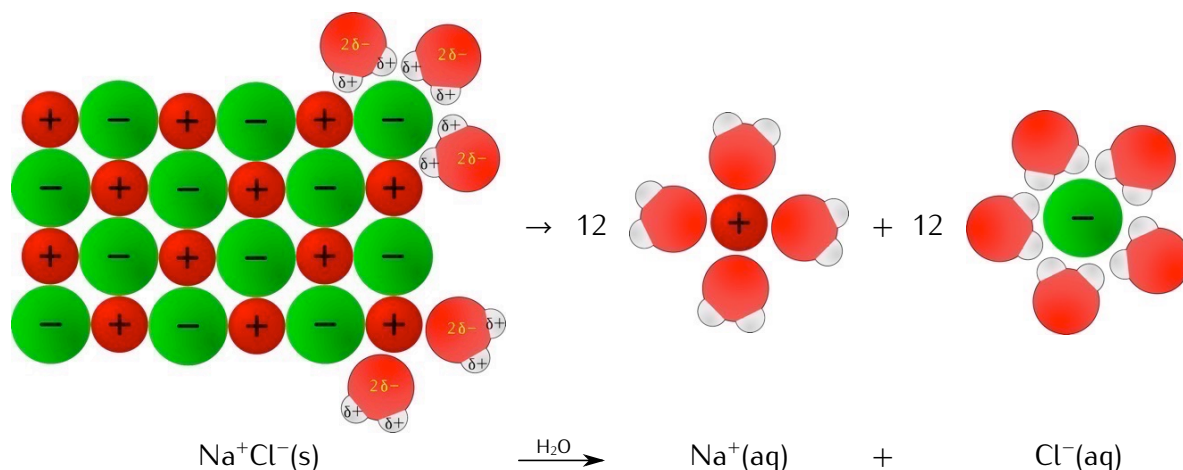
j. Aluminiumhydroxid

k. Ammoniumsulfat

l. Natriumhydrogensulfat

3.5. Auflösen von Salzen in Wasser, energetische Betrachtungen

a. Vorgang des Auflöserns am Beispiel von Kochsalz



Wassermoleküle sind permanente Dipole, Kationen ziehen den negativ geladenen Teil (die O-Atome) der Wassermoleküle an, Anionen ziehen die positiv geladenen Teile (die H-Atome) an. Auf die randständigen Ionen des Salzkristalles wirken geringere Kräfte als auf den übrigen Ionen des Ionengitters. Die randständigen Ionen können deshalb am leichtesten abgetrennt werden. Auch nach dem Abtrennen bleiben die Ionen vollständig von Wassermolekülen umhüllt, sie bilden die sogenannte Hydrathülle. Die hydratisierten Ionen (hier $\text{Na}^+(\text{aq})$ und $\text{Cl}^-(\text{aq})$) sind in der Lösung frei beweglich weil die Hydrathülle sie von den anderen Ionen abschirmt.

b. Lösungsenergie

Bei der Hydratisierung der Ionen wird Energie freigesetzt, die Hydratationsenergie (E_H). Um ein Salz aufzulösen müssen die Kräfte zwischen den Ionen im Ionengitter überwunden werden, dies entspricht der Gitterenergie (E_G). Die Summe zwischen Gitterenergie (welche aufgebracht werden muss) und

Hydratationsenthalpie (welche freigesetzt wird) wird als Lösungsenergie oder Lösungswärme bezeichnet.

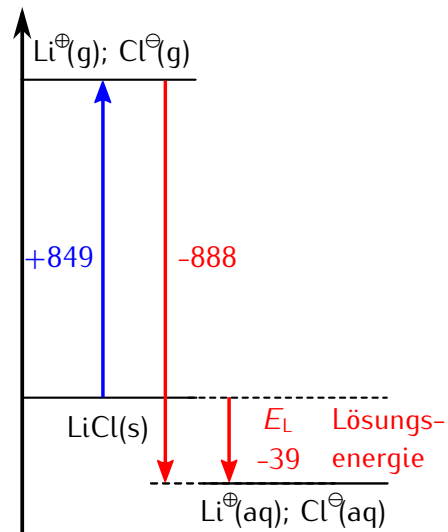
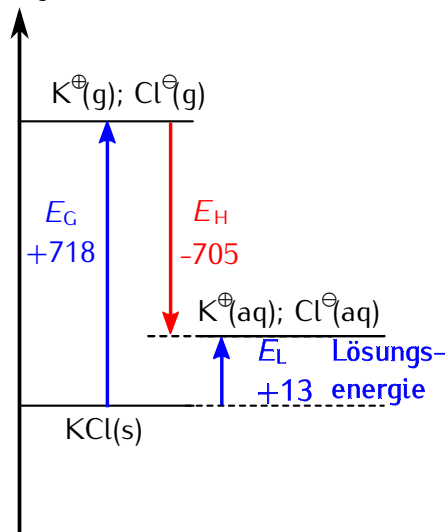
Je nach dem Betrag der Lösungsenergie kann man drei Fälle unterscheiden:

$|E_H| > |E_G|$ $E_L < 0$ der Lösungsvorgang ist exotherm Beispiel: LiCl, $E_L = -37$ kJ/mol

$|E_H| < |E_G|$ $E_L > 0$ der Lösungsvorgang ist endotherm Beispiel: KCl, $E_L = 13$ kJ/mol

$|E_H| \ll |E_G|$ $E_L \gg 0$ schwer lösliches Salz Beispiel: MgO, $E_L = 1280$ kJ/mol

Lösungsenergien (in kJ/mol) von Lithiumchlorid (**exotherm**) und von Kaliumchlorid (**endotherm**), die Energieskalen sind nicht linear.



Aufgabe

1. Geben Sie jeweils eine Gleichung an, welche das Auflösen des Salzes in Wasser beschreibt (geben Sie auch die Aggregatzustände an).

Geben Sie dann an, ob sie sich exotherm oder endotherm lösen (die Gitterenergie E_G und die Hydratationsenergie E_H sind jeweils in Klammern angegeben).

a. Lithiumchlorid (E_G : 849 kJ/mol, E_H : -888 kJ/mol)

b. Natriumchlorid (E_G : 788 kJ/mol, E_H : -784 kJ/mol)

c. Kaliumchlorid (E_G : 718 kJ/mol, E_H : -705 kJ/mol)

d. Magnesiumchlorid (E_G : 2502 kJ/mol, E_H : -2662 kJ/mol)

e. Calciumchlorid (E_G : 2231 kJ/mol, E_H : -2332 kJ/mol)

f. Ammoniumchlorid (E_G : 684 kJ/mol, E_H : -669 kJ/mol)

g. Natriumhydroxid (E_G : 719 kJ/mol, E_H : -764 kJ/mol)

2. Benennen Sie das Salz welches pro mol eine wässrige Lösung am stärksten erwärmt.

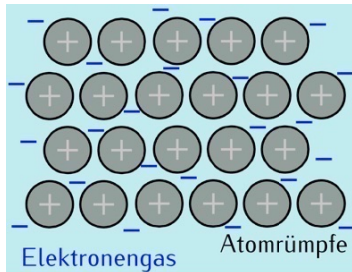
3. Benennen Sie das Salz welches pro mol eine wässrige Lösung am stärksten abkühlt.

II. Die Metallbindung

1. Das Elektronengas-Modell

Beispiel

Natrium

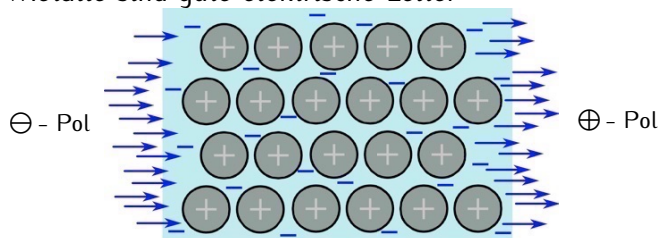


Die Außenelektronen der Natrium-Atome sind nicht fest gebunden, und können auch nicht mehr einzelnen Atomen zugeordnet werden. Diese Elektronen bewegen sich relativ frei zwischen den positiven Atomrümpfen (sie bilden das sogenannte Elektronengas). Eine Natriumportion besitzt eine kristallartige Struktur, sie besteht daher aus gitterartig angeordneten Kationen zwischen denen sich die Außenelektronen bewegen.

Alle anderen Metalle besitzen einen ähnlichen Aufbau wie Natrium, es handelt sich jeweils um kristallartige Strukturen. Die Metallbindung besteht jeweils aus den Anziehungskräften zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und den negativ geladenen frei beweglichen Außenelektronen.

2. Eigenschaften der Metalle

- Metalle sind gute elektrische Leiter



Beim Anlegen einer Gleichspannung werden die frei beweglichen Elektronen vom Minuspol zum Pluspol hin verschoben (es fließt elektrischer Strom): am Minuspol besteht ein Elektronenüberschuss, am Pluspol herrscht Elektronenmangel, die frei beweglichen Elektronen fließen daher vom Minuspol zum Pluspol.

- In Metallen nimmt die elektrische Leitfähigkeit mit steigender Temperatur ab

Bei niedriger Temperatur schwingen die Atomrümpfe nur geringfügig und behindern den freien Fluß der Elektronen nur wenig. Bei steigender Temperatur schwingen die Atomrümpfe immer stärker und der Elektronentransport wird immer stärker gestört, der elektrische Widerstand nimmt zu.

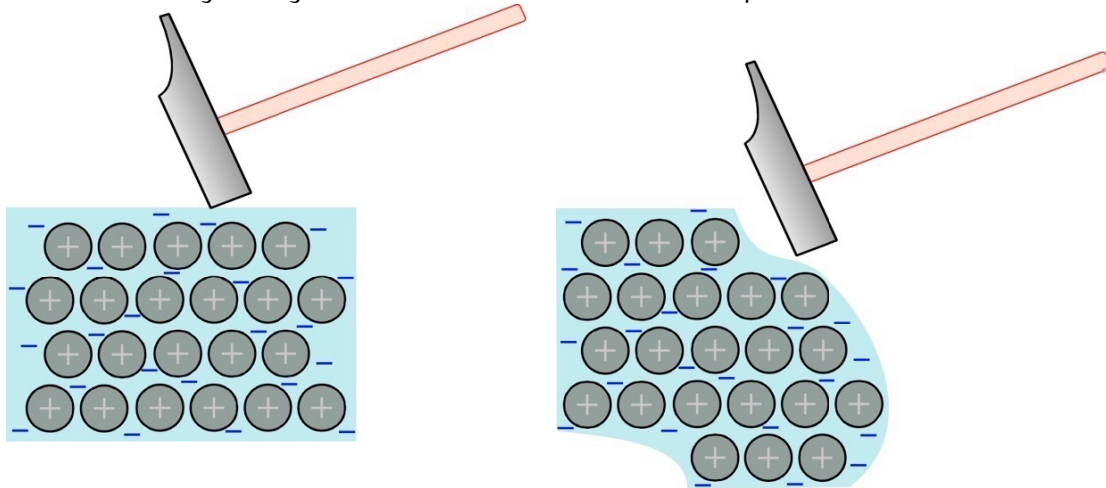
- Metalle sind gute Wärmeleiter

Die frei beweglichen Elektronen wandeln die aufgenommene Wärmeenergie leicht in Bewegungsenergie um: sie schwingen heftiger und bewegen sich chaotischer und schneller. Die Zusammenstöße mit anderen Elektronen nimmt zu und Energie wird schnell von einem Elektron auf

ein anderes übertragen: die frei beweglichen Elektronen transportieren die Wärme zu den kälteren Stellen

- Metalle sind leicht verformbar

Die Metalle lassen sich biegen, schmieden, hämmern oder walzen, ohne dass sie brechen. Beim Verbiegen werden die positiv geladenen Atomschichten zwar verschoben, da sie dabei aber ständig vom Elektronengas umgeben sind, stoßen sich die Atomrümpfe auch in der neuen Position nicht ab.



Aufgaben

1. Welche der folgenden Stoffe leitet den elektrischen Strom? Begründen Sie jeweils Ihre Antwort.

a. Ein Metalledraht

b. Ein Kochsalzkristall

c. Eine Kochsalzschmelze

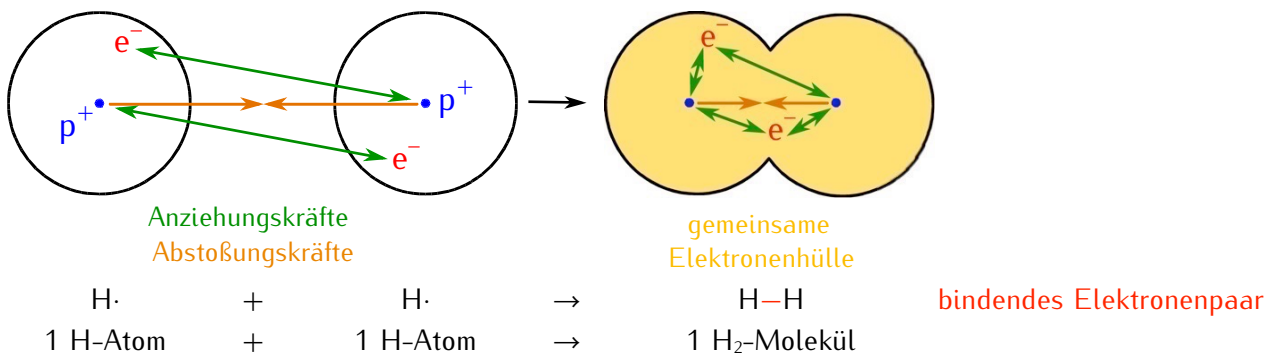
d. Eine Kochsalzlösung

2. Vergleichen Sie in einer Tabelle die Eigenschaften von Metallen mit denen der Salze. Erklären Sie jeweils die Unterschiede.

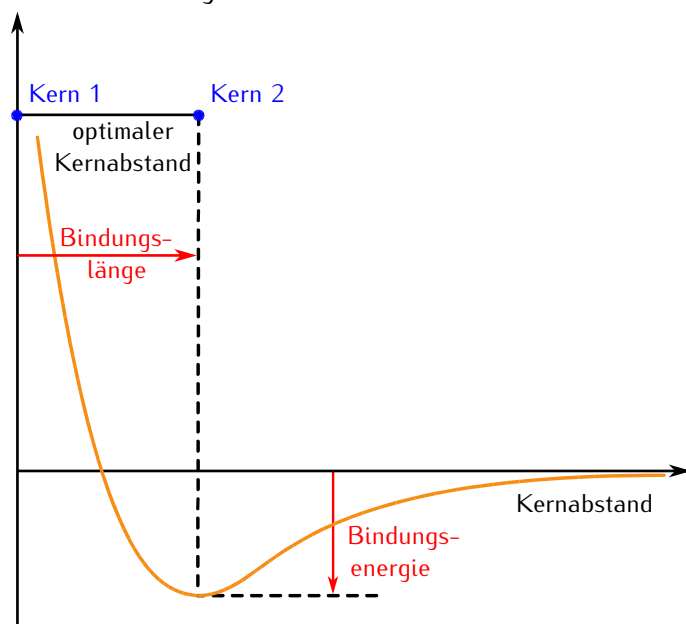
III. Die Elektronenpaarbindung

1. Das Wasserstoffmolekül

Im Wasserstoffatom kreist ein Elektron um den positiv geladenen Kern. Beim Aufeinandertreffen von zwei Wasserstoffatom durchdringen sich die beiden Atomhüllen und bilden eine gemeinsame Atomhülle welche 2 Elektronen enthält: man erhält ein Molekül Wasserstoffgas. Bei diesem Vorgang wird Bindungsenergie freigesetzt.



Im H_2 -Molekül besitzt jedes H-Atom 2 e^- und somit die Elektronenkonfiguration von Helium. Das H_2 -Molekül ist energetisch stabiler als zwei einzelne H-Atome:



Wenn zwei H-Atome sich annähern dann werden die **Anziehungskräfte** zwischen den Elektronen und Protonen der gegenseitigen H-Atome wirksam. So lange die H-Atome weit entfernt sind spielen die **Abstoßungskräfte** zwischen den Atomkernen nur eine kleine Rolle.

Für den optimalen Kernabstand, ist der energetisch niedrigste Punkt erreicht, der optimale Kernabstand entspricht der **Bindungslänge**, die freigesetzte Energie entspricht der **Bindungsenergie**. An diesem Punkt sind die Anziehungskräfte zwischen

den Elektronen und Protonen am größten, die Abstoßungskräfte zwischen den Atomkernen am geringsten.

Ein kürzerer Abstand zwischen den Atomkernen führt zu einem sehr raschen Anstieg der Energie.

Bei der Bildung des H_2 -Moleküls wird die Bildungsenergie freigesetzt und ein energieärmerer Zustand erreicht, das H_2 -Molekül ist somit energetisch stabiler als die beiden einzelnen H-Atome. Um das H_2 -Molekül wieder zu spalten muss derselbe Energiebetrag geliefert werden, welcher bei der Bildung des Moleküls freigesetzt wurde.

Aus den zwei Elektronenhüllen der H-Atome bildet sich also die gemeinsame Elektronenhülle oder Elektronenwolke des H₂-Moleküls. Dabei überlappen sich die Atomwolken der H-Atome, der optimale Kernabstand ist geringer als die Summe der Atomradien. Im Molekül besitzen beide Wasserstoffatome insgesamt 2 Elektronen, jedes H-Atom erreicht somit die Edelgaskonfiguration von Helium.

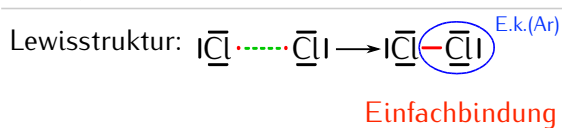
Die Elektronenpaarbindung ist die Bindung der Nichtmetalle welche in Molekülen durch gemeinsame Elektronenpaare miteinander verbunden sind. In einem Molekül besitzt jedes Atom die Elektronenkonfiguration (E.k.) eines Edelgases (Oktettregel).

2. Regeln zum Aufstellen von Lewis-Strukturen und Raumstrukturen

- die Lewis-Schreibweise aller beteiligten Atome angeben.
- die Einzelelektronen der verschiedenen Atome so miteinander verbinden, dass alle Atome von acht Elektronen (Ausnahme Wasserstoff, 2 Elektronen) umgeben sind.
- die Lewis-Struktur sauber zeichnen und überprüfen, dass die Oktettregel befolgt wurde.
- die Raumstruktur wird so gezeichnet, dass alle Elektronenpaare maximal voneinander entfernt sind (EPA-Modell, ElektronenPaar-Abstoßungs-Modell).

Beispiele

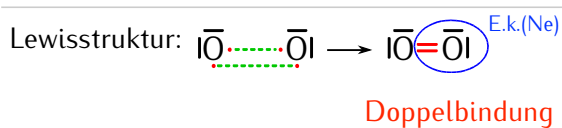
Chlorgas Cl₂



Raumstruktur: lineare Struktur



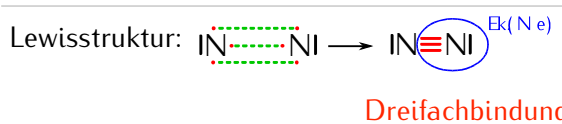
Sauerstoffgas O₂



Raumstruktur: lineare Struktur



Stickstoffgas N₂



Raumstruktur: lineare Struktur

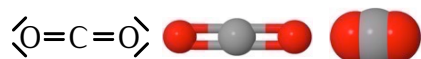


Bemerkung: Bei der Bildung einer Bindung wird Energie freigesetzt. Dieselbe Energiemenge muss aufgebracht werden, um die Bindung wieder aufzubrechen. Die Dreifachbindung macht das Stickstoffmolekül sehr stabil.

Kohlenstoffdioxid CO₂

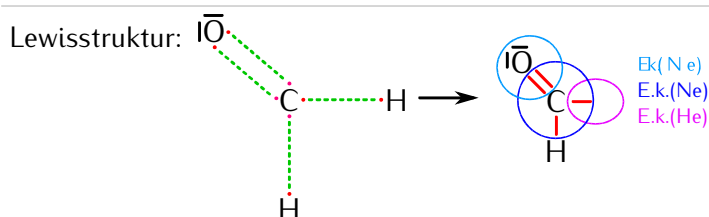


Raumstruktur: lineare Struktur

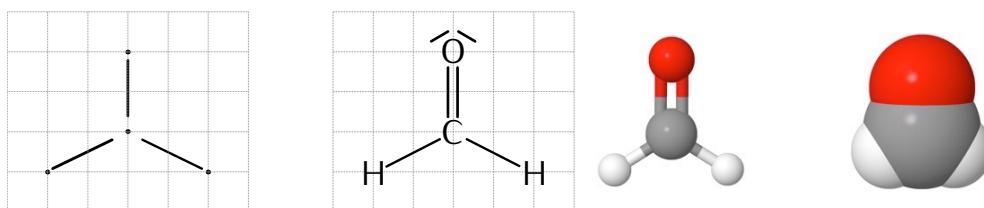


Zwischen den zwei Doppelbindungen besteht ein Winkel von 180°.

Formaldehyd CH₂O

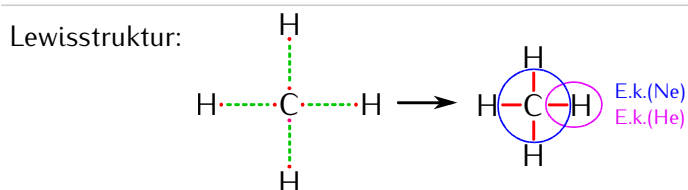


Raumstruktur: tetraedrische Struktur

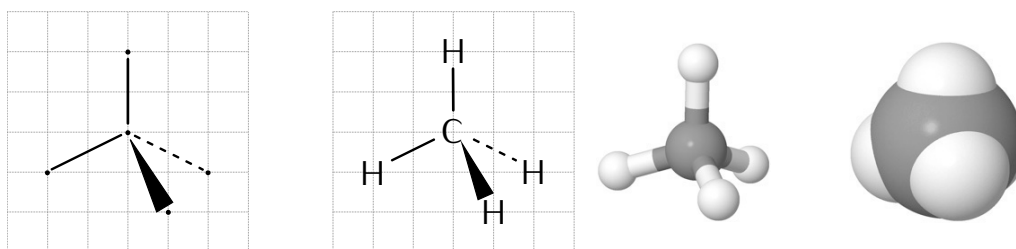


Zwischen den Bindungen besteht (je nach Atomart) ein Winkel von etwa 120°.

Methan CH₄

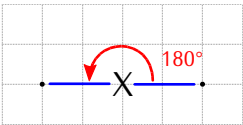
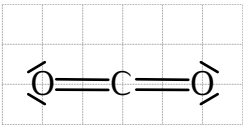
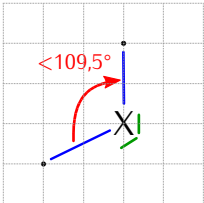
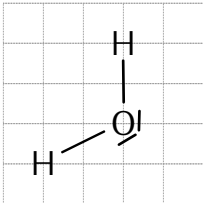
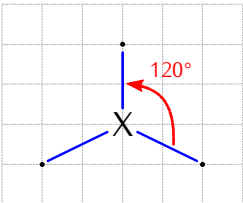
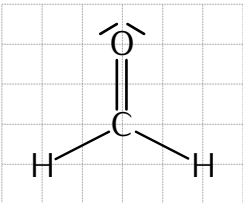
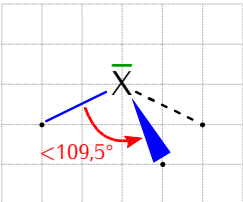
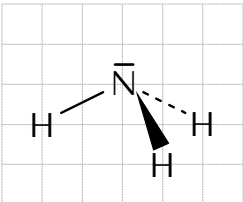
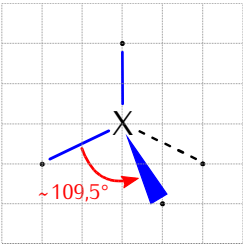
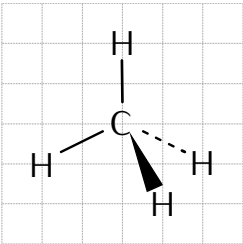


Raumstruktur: tetraedrische Struktur



Zwischen den Bindungen besteht (je nach Atomart) ein Winkel von etwa 109°.

3. Zusammenfassung (EPA-Modell)

Zentrales Atom X besitzt:	Struktur Bezeichnung	Beispiel
2 Bindungen* und 0 Elektronenpaare	 lineare Struktur	 Kohlenstoffdioxid
2 Bindungen und 2 Elektronenpaare	 gewinkelte Struktur	 Wasser
3 Bindungen und 0 Elektronenpaare	 trigonale Struktur ebene (plane) Struktur	 Formaldehyd
3 Bindungen und 1 Elektronenpaar	 pyramidale Struktur	 Ammoniak
4 Bindungen und 0 Elektronenpaare	 tetraedrische Struktur	 Methan

* Einfachbindungen und/oder eine Zweifachbindung

Aufgaben

1. Stellen Sie jeweils die Lewisstruktur auf und gib jeweils die Raumstruktur sowie deren Bezeichnung (falls möglich) an:

a. lod

b. Fluorwasserstoff

c. Schwefelwasserstoff

d. Phosgen COCl_2

e. Wasserstoffperoxid H_2O_2

f. Kohlenstoffdisulfid

g. Hydrazin N_2H_4

h. Ethin C_2H_2

i. Phosphortrichlorid

j. Ethen C_2H_4

k. Ethan C_2H_6

l. Methylamin CH_5N

m. Formamid CH_3ON (1 $\text{C}=\text{O}$ Bindung)

n. Ethanol und Dimethylether besitzen die gleiche Summenformel ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Ethanol reagiert mit Natrium (aber nur 1/6 der H-Atome von Ethanol reagieren), Dimethylether reagiert nicht mit Natrium.

2. a. Zeichnen Sie die Lewis-Strukturen für das Ammoniak-Molekül und das Fluorwasserstoff-Molekül. und geben Sie die räumliche Struktur der Moleküle an.

b. Erklären Sie, weshalb diese Moleküle wie auch das Wassermolekül als unvollständige Tetraeder bezeichnet werden können.

4. Die polare Elektronenpaarbindung

4.1. Elektronegativität *EN* (nach Linus Pauling)

Die *EN* beschreibt die Fähigkeit der Atome eines bestimmten Elementes, Bindungselektronen anzuziehen. Aus dem PSE kann man leicht eine relative *EN* bestimmen:

Hauptgruppen	→ <i>EN</i> wird größer →						
Perioden	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H						
2	Li			C	N	O	F
3	Na	Mg	Al		P	S	Cl
4	K	Ca					Br
5							I
6		Ba					
7							

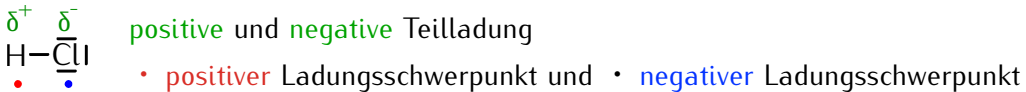
↑
EN wird größer
↑

in einer Periode nimmt die *EN* von links nach rechts zu

in einer Gruppe nimmt die *EN* von unten nach oben zu

⇒ *EN*(F) ist am größten

Beispiel einer polaren Elektronenpaarbindung



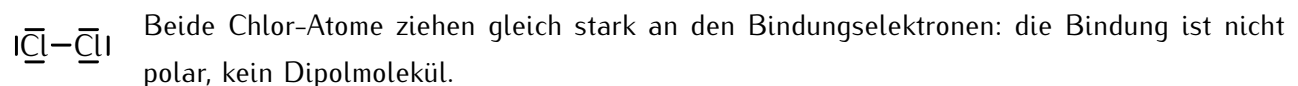
$EN(\text{Cl}) > EN(\text{H})$ die *EN* des Cl-Atoms ist größer als die *EN* des H-Atoms, das Cl-Atom zieht die Bindungselektronen näher zu sich heran.

Dadurch erhält das Cl-Atom eine negative Teilladung δ^- und das H-Atom eine positive Teilladung δ^+ .

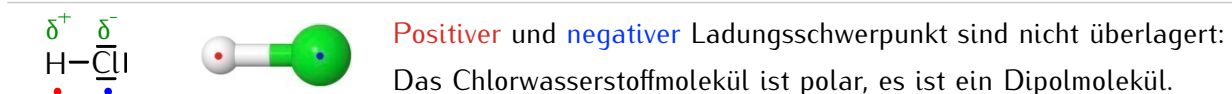
Positiver und negativer Ladungsschwerpunkt sind getrennt:
das HCl-Molekül ist ein Dipol (Dipolmolekül).

4.2. Polare (Dipolmoleküle) und unpolare Moleküle

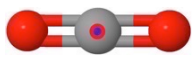
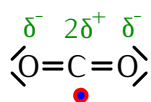
Chlor Cl_2



Chlorwasserstoff HCl

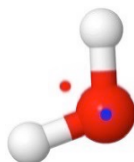
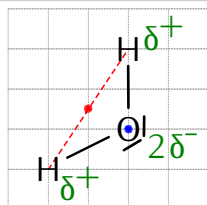
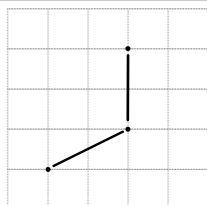


Kohlenstoffdioxid CO₂



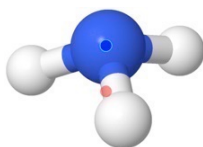
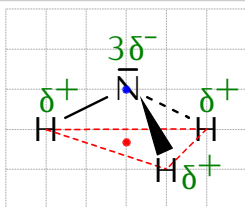
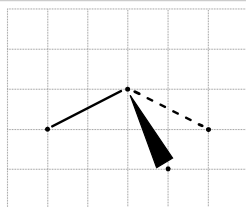
Positiver und negativer Ladungsschwerpunkt sind überlagert: von außen sind die positiven und negativen Teilladungen nicht sichtbar.
Das Molekül ist nicht polar, es ist kein Dipolmolekül.

Wasser H₂O



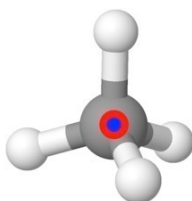
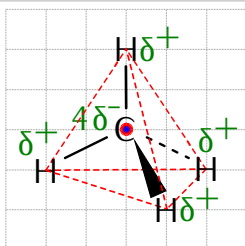
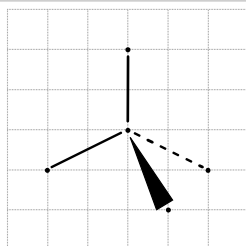
Positiver und negativer Ladungsschwerpunkt sind nicht überlagert: Das Molekül ist polar, es ist ein Dipolmolekül.

Ammoniak NH₃



Positiver und negativer Ladungsschwerpunkt sind nicht überlagert: Das Molekül ist polar, es ist ein Dipolmolekül.

Methan CH₄

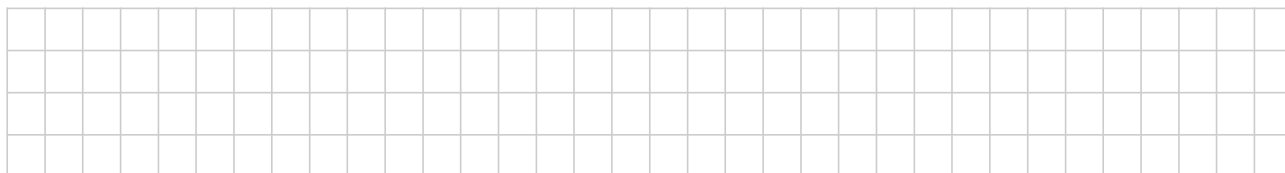


Positiver und negativer Ladungsschwerpunkt sind überlagert: Das Molekül ist nicht polar, es ist kein Dipolmolekül.

Aufgaben

1. Stellen Sie jeweils die Lewisstruktur auf, geben Sie jeweils die Raumstruktur an und geben Sie jeweils an, ob ein polares oder ein unpolares Molekül vorliegt:

a. Brom



b. Wasserstoffbromid



c. Wasserstoffperoxid H_2O_2

d. Kohlenstoffdisulfid

e. Hydrazin N_2H_4

f. Ethin C_2H_2

g. Phosphortrichlorid

h. Ethen C_2H_4

- Falls eine Ionenbindung vorliegt dann formulieren Sie das Auflösen des Salzes in Wasser und geben Sie die Namen der gebildeten Ionen an.

a. Kochsalz

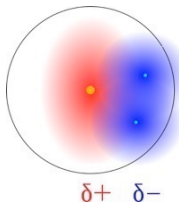
IV. Kräfte zwischen Teilchen (Atomen und Molekülen)

1. Unpolare Teilchen (Atome und Moleküle)

Zwischen unpolaren Molekülen wirken nur sehr schwache Kräfte, die Van-der-Waals-Kräfte (V.d.W.-Kräfte, sie beruhen auf zeitlich begrenzt existierenden Dipolen). Deshalb sind die Siede- und Schmelzpunkte von unpolaren Molekülen (Reinstoffen) gering.

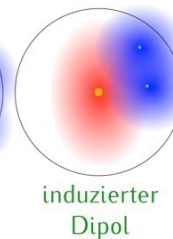
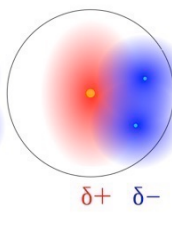
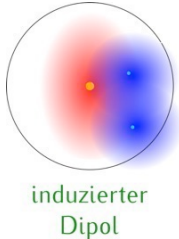
Beispiel

Das Edelgas Helium



Zu einem bestimmten Zeitpunkt befinden sich die beiden Elektronen des Heliumatoms rechts vom Heliumkern.

Der **positive** Ladungsschwerpunkt ist nicht mit dem **negativen** Ladungsschwerpunkt überlagert, man erhält einen temporären (zeitlich begrenzten) Dipol.



So lange der temporäre Dipol besteht, kann er in benachbarten Heliumatomen **Dipole induzieren**.

Zwischen diesen Dipolen bestehen schwache Anziehungskräfte weil die Teilladungen sehr gering sind.

Da sich die Elektronen beständig an anderer Stelle in

der Atomhülle befinden, bestehen diese Kräfte immer nur kurzzeitig.

Trotzdem bauen sich temporäre Dipole anderswo im Atomverband immer wieder auf.

Die daraus resultierenden Kräfte zwischen Teilchen bezeichnet man als Van der Waals-Kräfte (V.d.W.-Kräfte).

Je mehr Elektronen ein Teilchen besitzt (größere molare Masse) desto stärker sind die V.d.W.-Kräfte.

2. Polare Moleküle

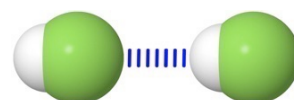
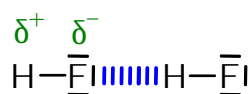
Zwischen polaren Molekülen wirken neben den V.d.W.-Kräften noch die stärkeren Dipol-Dipol-Wechselwirkungen (DDW, elektrostatische Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen). Deshalb besitzen polare Moleküle höhere Siede- und Schmelzpunkte als unpolare Moleküle vergleichbarer Masse.

Zwischen Fluorwasserstoff- (HF), Wasser- (H₂O) und Ammoniak-Molekülen (NH₃) wirkt noch eine zusätzliche elektrostatische Anziehungskraft: die Wasserstoffbrücken (**H-Brücken**).

Die Wasserstoffbrücken bilden sich wenn ein Wasserstoffatom an Atome mit hoher Elektronegativität und hoher Ladungsdichte gebunden ist, dies ist beim Fluor im HF-Molekül, beim Sauerstoff im H₂O-Molekül und beim Stickstoff im NH₃-Molekül der Fall:

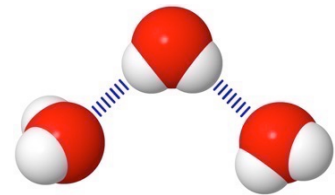
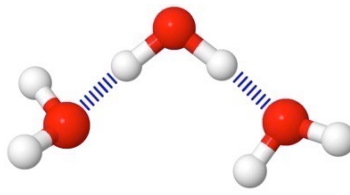
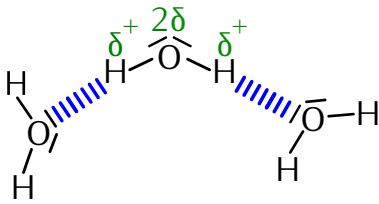
a. Fluorwasserstoff

1 sehr starke H-Brücke



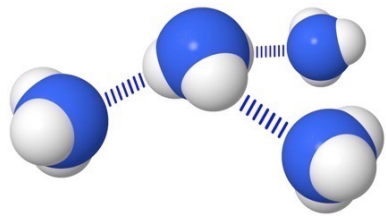
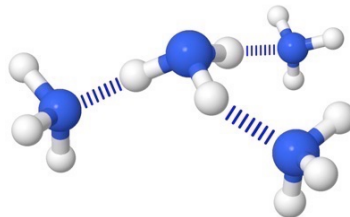
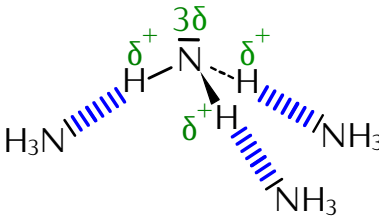
b. Wasser

2 starke H-Brücken



c. Ammoniak:

3 schwache H-Brücken



3. Einfluss der zwischenmolekularen Kräfte auf die Löslichkeit

Gleiches ist in Gleichem gut löslich.

Polare Lösungsmittel lösen polare Reinstoffe gut, aber unpolare Reinstoffe schlecht.

Unpolare Lösungsmittel lösen polare Reinstoffe schlecht, aber unpolare Reinstoffe gut.

Beispiel

Bestimmen Sie die Löslichkeit von Kochsalz und Iod in Wasser.

- Wasser H_2O ist ein polares Lösungsmittel, denn Wasser ist ein Dipolmolekül.
- Natriumchlorid Na^+Cl^- ist aus Ionen aufgebaut, die im Wasser gelösten Ionen sind von einer Hydrathülle umgeben, Kochsalz ist in Wasser gut löslich.
- Iod I_2 ist unpolar, deshalb ist Iod in Wasser schlecht löslich

4. Einfluss der zwischenmolekularen Kräfte auf die Schmelz- und Siedepunkte

- Zwischen unpolaren Teilchen wirken V.d.W.-Kräfte, die schwächsten zwischenmolekularen Kräfte. Die Schmelz- und Siedepunkte dieser Teilchen sind gering.
- Zwischen Dipolmolekülen wirken Dipol-Dipol-Wechselwirkungen (DDW), sie sind stärker als die V.d.W.-Kräfte. Solche Moleküle besitzen mittlere Schmelz- und Siedepunkte.
- H-Brücken sind die stärksten zwischenmolekulare Kräfte, sie treten nur auf, falls Wasser-, Ammoniak- oder Fluorwasserstoffmolekülen vorhanden sind. Diese Moleküle besitzen hohe Schmelz- und Siedepunkte.

Falls zwischen Teilchen nur V.d.W.-Kräfte wirken dann besitzen in der Regel die Teilchen mit der größten molaren Masse die höheren Schmelz- und Siedepunkte.

Je mehr verschiedene zwischenmolekulare Kräfte wirksam sind desto höher die Schmelz- und Siedepunkte.

Aufgaben

1. Teilen Sie folgende Reinstoffe nach steigenden Siedetemperaturen ein:

Chlorwasserstoff, Wasserstoff, Wasser, Fluor und Kaliumchlorid

Stellen Sie eine Tabelle auf, geben Sie den Namen, die chemische Formel, die Strukturformel (mit Teilladungen falls möglich) oder die Formeleinheit (falls möglich), die Bindungsart, die Polarität und die Kräfte die zwischen den Teilchen bestehen an.

2. Beschreiben Sie die Löslichkeit von Brom und Kaliumbromid in Wasser und in Hexan (verhält sich ähnlich wie Methan).

Stellen Sie eine Tabelle auf, geben Sie den Namen, die chemische Formel, die Strukturformel (mit Teilladungen falls möglich) oder die Formeleinheit (falls möglich), die Bindungsart, die Polarität und die Kräfte die zwischen den Teilchen bestehen an.

V. Säuren und Basen

1. Der Säure-Base Begriff nach Arrhenius

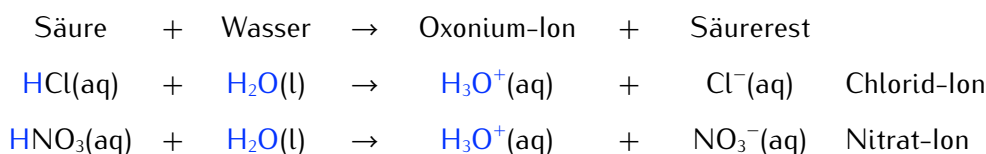
1.1. Säuren nach Arrhenius

Nach Arrhenius sind Säuren Reinstoffe welche beim Lösen in Wasser positiv geladene Wasserstoff-Ionen und negativ geladene Säurerest-Ionen bilden.

Positiv geladene Wasserstoff-Ionen entsprechen einem "nackten" Wasserstoffkern und besitzen eine enorme Ladungsdichte, sie binden sich sofort an ein Wassermolekül:

Wasser ist hier nicht nur Lösungsmittel sondern nimmt an der Reaktion teil, Wassermoleküle (H_2O) nehmen die positiv geladenen Wasserstoff-Ionen (H^+) auf und bilden Oxonium-Ionen (H_3O^+) die von einer Hydrat-Hülle umgeben sind, welche man als $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ anschreibt.

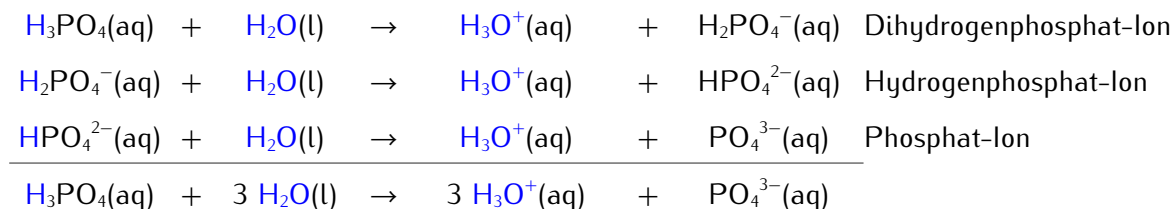
Beispiele



Mehrwertige Säuren können schrittweise Protonen abgeben, bei jedem Teilschritt nimmt die Stärke der Säure ab.

Beispiel

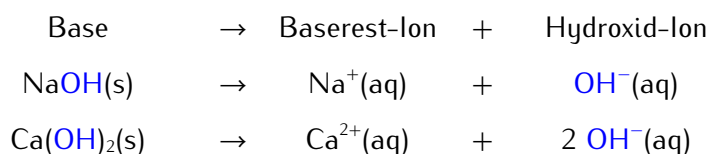
Phosphorsäure



1.2. Basen nach Arrhenius

Nach Arrhenius sind Basen Reinstoffe welche beim Lösen in Wasser negativ geladene Hydroxid-Ionen und positiv geladene Baserest-Ionen bilden.

Beispiele



Die Base-Definition von Arrhenius ist perfekt auf Hydroxid-Basen anwendbar, sie ist aber ungenügend um das Base-Verhalten von Ammoniak oder Salzen von Essigsäure oder Ameisensäure zu erklären.

Aufgabe

Geben Sie jeweils die Reaktionsgleichung für das Auflösen in Wasser an und benennen Sie die Produkte:

a. Kalilauge

b. Schwefelsäure

2. Der Säure-Base Begriff nach Brönsted

2.1. Säuren nach Brönsted

Versuche

- $\text{HCl(g)} + \text{Hexan(l)}$

keine elektrische Leitfähigkeit feststellbar

⇒ es sind keine Ionen in Lösung

HCl ist ein Dipolmolekül, Hexan ist unpolar. Deshalb ist HCl in Hexan schlecht löslich,

es findet keine Reaktion statt

- $\text{HCl(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

große elektrische Leitfähigkeit feststellbar

⇒ es werden Ionen in der Lösung gebildet

HCl und H_2O sind Dipolmoleküle. Deshalb ist HCl in H_2O sehr gut löslich,

es findet eine Reaktion statt, bei der Ionen gebildet werden

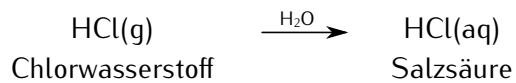
Erklärung

Heterolytische Spaltung einer polaren Elektronenpaarbindung

Chlorwasserstoff gibt ein Proton (H^+) ab, Chlorwasserstoff ist ein Protonendonator.

Ein Wassermolekül nimmt das Proton auf und bildet ein Oxonium-Ion (H_3O^+). Die Bildung von Oxonium-Ionen ist für den sauren Charakter der Lösung verantwortlich.

Vereinfacht



Schwefelsäure, Salpetersäure, Phosphorsäure ... enthalten auch Wasserstoff-Atome, beim Auflösen in Wasser geben diese Säuren Protonen, die mit Wasser Oxonium-Ionen (Kationen) bilden, ab. Der Säurerest bildet ein Anion.

Brönsted-Säuren sind Reinstoffe welche Protonen abgeben (Protonendonatoren).

In wässrigen Lösungen bilden die Protonen mit Wasser Oxonium-Ionen H_3O^+ .

Aufgabe

Geben Sie die Reaktionsgleichung für das Auflösen in Wasser an und benennen Sie die Produkte.

a. Salpetersäure

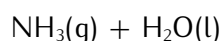
b. Kohlensäure

c. Perchlorsäure HClO_4

2.2. Basen nach Brönsted

a. Ammoniak

Versuch



große elektrische Leitfähigkeit feststellbar

⇒ es werden Ionen in der Lösung gebildet

NH_3 und H_2O sind Dipolmoleküle. Deshalb ist NH_3 in H_2O sehr gut löslich,

es findet eine Reaktion statt, bei der Ionen gebildet werden

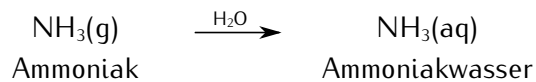
Erklärung

Heterolytische Spaltung einer polaren Elektronenpaarbindung

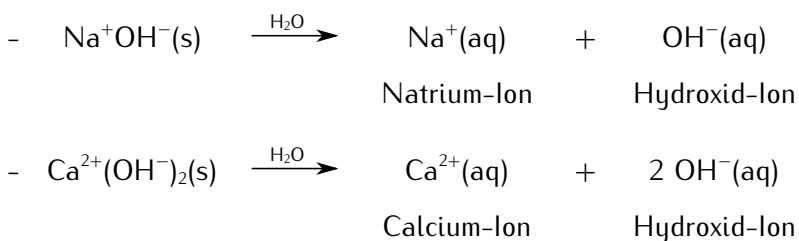
Ammoniak nimmt ein Proton (H^+) auf, Ammoniak ist ein Protonenakzeptor.

Ein Wassermolekül gibt das Proton ab und bildet ein Hydroxid-Ion (OH^-). Die Bildung von Hydroxid-Ionen macht die Lösung alkalisch.

Vereinfacht



b. Hydroxidbasen



Hydroxidbasen wie Natriumhydroxid $\text{NaOH}(\text{s})$ oder Calciumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ sind Basen, welche das Hydroxid-Ion OH^- enthalten.

Beim Auflösen dieser Salze in Wasser bilden sich Laugen.

Basen sind Reinstoffe welche Protonen aufnehmen können (Protonenakzeptoren).

Aufgabe

Geben Sie jeweils die Reaktionsgleichung für das Auflösen in Wasser an. Gehen Sie von der Ionenformel der Edukte aus und benennen Sie die Produkte:

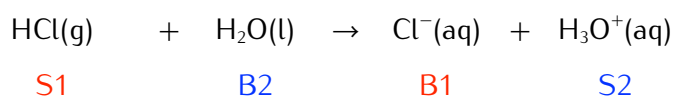
a. Lithiumhydroxid

b. Bariumhydroxid

3. Säure-Base Paare

Beispiel

Auflösen von Chlorwasserstoff in Wasser



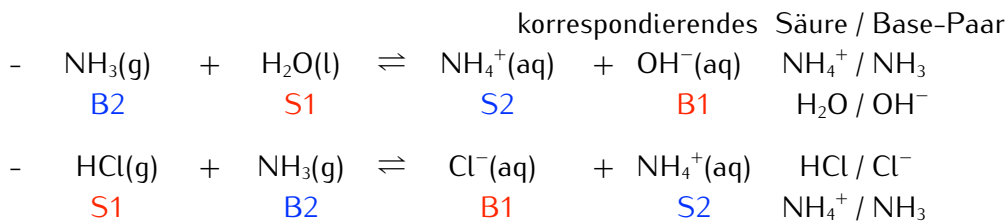
HCl ist eine Säure (S1, Protonendonator) und gibt ein Proton ab, der Säurerest Cl^- ist die korrespondierende Base (B1, Protonenakzeptor) denn durch Aufnahme eines Protons kann wieder die Säure HCl gebildet werden.

HCl / Cl^- ist ein **Säure / Base** Paar

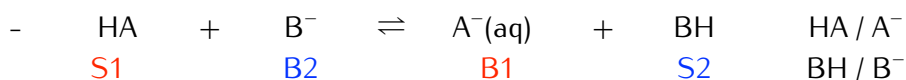
H_2O verhält sich als Base (B2, Protonenakzeptor) und bildet H_3O^+ durch Aufnahme eines Protons. H_3O^+ ist die korrespondierende Säure (S2, Protonendonator) von H_2O .

$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ ist ein **Säure / Base** Paar

Weitere Beispiele



Allgemein



Aufgabe

Stellen Sie jeweils die Reaktionsgleichung für das Auflösen in Wasser auf und geben Sie jeweils die Säure/Base-Paare an.

a. Salpetersäure

b. Phosphorsäure

c. Methylamin $\text{CH}_3\text{-NH}_2$

4. Neutralisationsreaktion und andere typische Reaktionen der Säuren

4.1 Neutralisationsreaktion

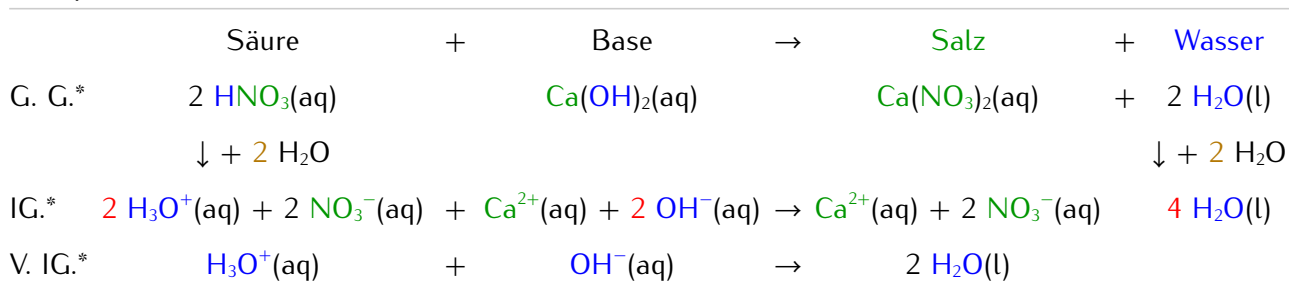
a. Reaktion zwischen Chlorwasserstoffgas und Ammoniak

Ammoniak ist eine Base (Protonenakzeptor), denn es nimmt ein Proton auf.

Chlorwasserstoff ist eine Säure (Protonendonator), denn es gibt ein Proton ab.

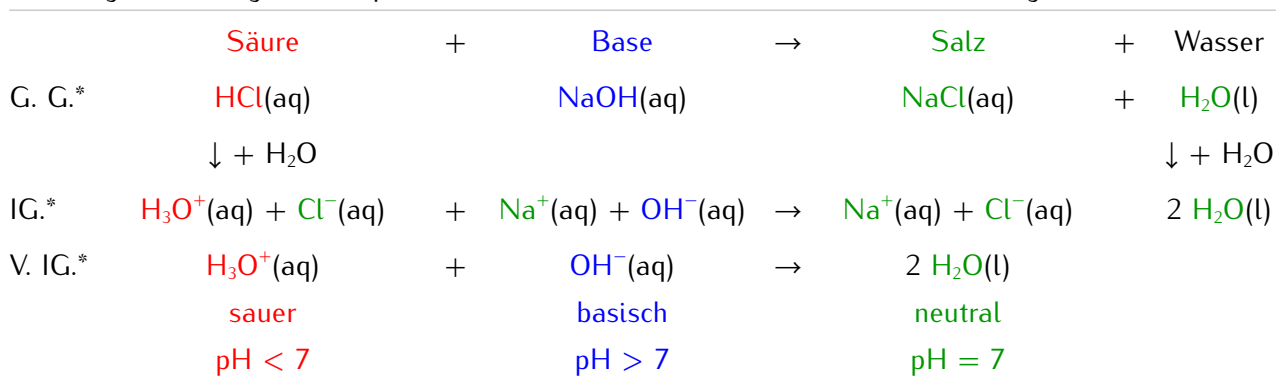
b. Andere Säuren und Laugen

- Salpetersäure und Kalkwasser



*G. G.: globale Gleichung; IG.: Ionengleichung; V. IG.: Vereinfachte Ionengleichung

- Verallgemeinerung am Beispiel der Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge



Säure + Base → Salz + Wasser

Bei einer Neutralisation findet immer ein Protonenübergang von H_3O^+ -Ionen auf OH^- -Ionen unter Bildung von Wasser statt.

Diese Reaktion ist exotherm, es wird Wärmeenergie freigesetzt.

Aufgabe

Geben Sie jeweils die G. G.; die IG. und die V. IG. mit den Aggregatzuständen an.

a. Salpetersäure und Kalilauge

b. Salzsäure und Kalkwasser

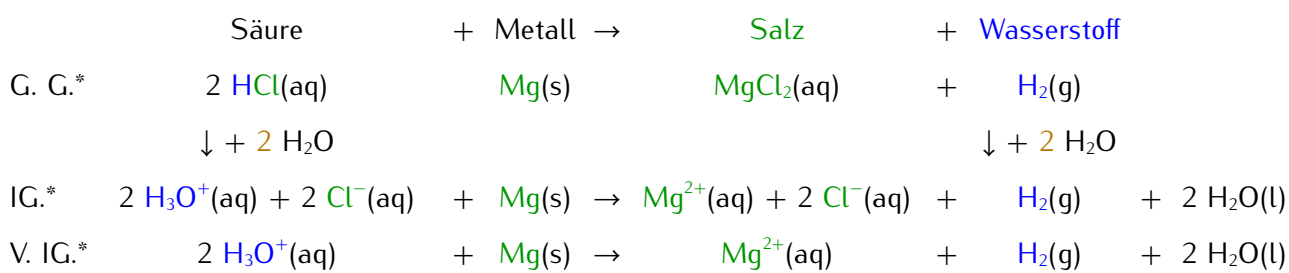
c. Schwefelsäure und Aluminiumhydroxid

d. Kalkwasser und Phosphorsäure

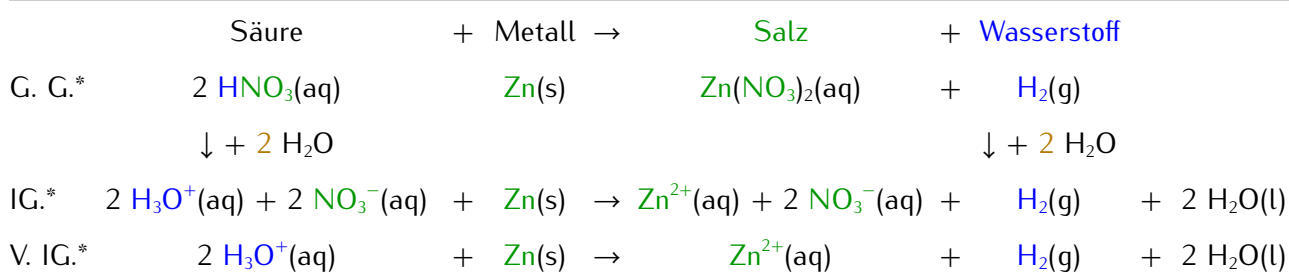
4.2. Reaktion verdünnter Säuren mit unedlen Metallen

Beispiele

- Salzsäure und Magnesium



- Salpetersäure und Zink



Edle Metalle wie Gold und Silber gehen keine Reaktion mit verdünnten Säuren ein.

Verdünnte Säure + unedles Metall → Salz + Wasserstoffgas

Aufgabe

Geben Sie jeweils die G. G., die IG. und die V. IG. mit den Aggregatzuständen an.

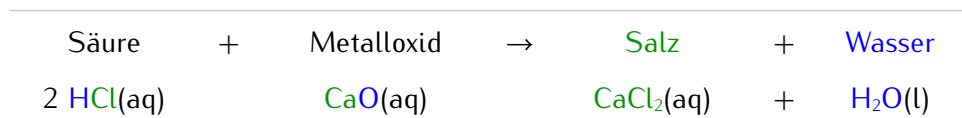
a. Salpetersäure und Eisen

b. Magnesium und Phosphorsäure

4.3. Reaktion von Säuren mit Metalloxiden

Beispiele

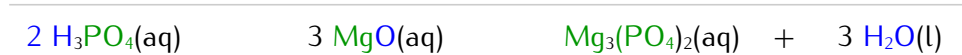
- Salzsäure und Calciumoxid



- Schwefelsäure und Natriumoxid



- Phosphorsäure und Magnesiumoxid



Säure + Metalloxid → Salz + Wasser

Aufgabe

Geben Sie jeweils die globale Gleichung an:

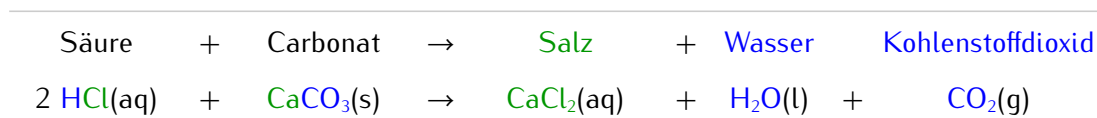
a. Bariumoxid und Schwefelsäure

b. Salpetersäure und Eisen(III)-oxid

4.4. Reaktion von Säuren mit Carbonaten

Beispiele

- Salzsäure und Calciumcarbonat



- Schwefelsäure und Natriumcarbonat



Säure + Carbonat → Salz + Wasser + Kohlenstoffdioxid

Aufgaben

1. Geben sie jeweils die globale Gleichung an:

a. Salpetersäure und Natriumcarbonat

b. Schwefelsäure und Kaliumcarbonat

c. Phosphorsäure und Calciumcarbonat

d. Calciumoxid und Salpetersäure

e. Kaliumcarbonat und Phosphorsäure

f. Lithiumoxid und Schwefelsäure

g. Phosphorsäure und Aluminiumhydroxid

2. Geben Sie jeweils die G. G., die IG. und die V. IG. mit den Aggregatzuständen an.

a. Kalilauge und Phosphorsäure

b. Magnesium und Schwefelsäure

5. Die pH-Skala

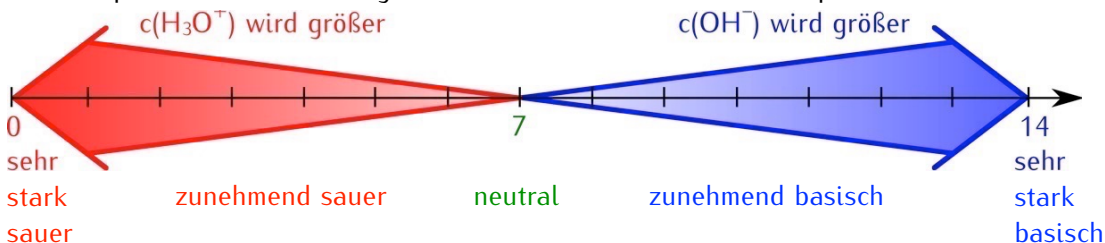
Farbindikatoren geben an, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist, sie geben aber nicht an, wie stark sauer oder alkalisch eine Lösung ist.

Durch Vermischen mit destilliertem Wasser kann man Säuren oder Laugen verdünnen.

Beispiele

- Eine stark saure Lösung besitzt einen pH-Wert von 1. Verdünnt man die Lösung dann nimmt der pH-Wert zu. Bei sehr starker Verdünnung geht der pH-Wert auf 7 zu, die Lösung wird neutral.
- Eine stark alkalische Lösung besitzt einen pH-Wert von 14. Verdünnt man die Lösung dann nimmt der pH-Wert ab. Bei sehr starker Verdünnung geht der pH-Wert auf 7 zu, die Lösung wird neutral.

Um den pH-Wert einer Lösung zu bestimmen benutzt man einen pH-Meter.



Die pH-Skala ist nicht linear aufgebaut, sondern logarithmisch nach Zehnerpotenzen. Praktisch bedeutet dies, dass eine pH-Differenz gleich 1 ($\Delta\text{pH} = 1$) einem Faktor $10^1 = 10$ entspricht, dem zufolge entspricht $\Delta\text{pH} = 2$ einem Faktor $10^2 = 100$.

Beispiel

Durch Verdünnen einer Säurelösung geht der pH-Wert von 2 auf 4. Dabei wurde der Säuregehalt der Lösung nicht halbiert (um den Faktor 2 verringert) sondern um den Faktor 100 verringert!

Aufgaben

1. Zu einer leicht alkalischen Lösung ($\text{pH} = 9,2$) gibt man eine Base bis der pH den Wert 12,2 erreicht hat. Ist die Lösung alkalischer oder weniger alkalisch geworden? Um welchen Faktor wurde der Basegehalt der Lösung verringert oder angehoben? Begründen Sie Ihre Antwort.

2. Zu einer sauren Lösung ($\text{pH} = 3,3$) gibt man eine Base bis die Stoffmengenkonzentration an Oxonium-Ionen um den Faktor 1000 verringert worden ist. Welchen pH-Wert besitzt die Lösung? Begründen Sie Ihre Antwort.

6. Quantitative Neutralisation

Mit Hilfe einer Titration bestimmt man entweder den Säuregehalt einer sauren Lösung oder den Basegehalt einer alkalischen Lösung, Dazu gebraucht man die Stoffmengenkonzentration c (in mol/L) welche die Stoffmenge n pro Volumen Lösung V angibt:

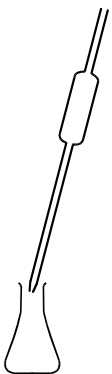
Die Stoffmengenkonzentration c (in mol/L) gibt die Stoffmenge n eines Reinstoffes (in mol) in dem Volumen V der Lösung (in L) an.

$$c = \frac{n}{V} \frac{(\text{mol})}{(\text{L})}$$

c : Stoffmengenkonzentration in $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (M oder mol/L)
 n : Stoffmenge in mol ($n = c \cdot V$)
 V : Volumen der Lösung in L

Beispiel

Titration einer unbekannten Salzsäure mit Natronlauge

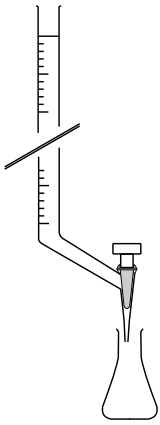


Die Lösung von der man die Stoffmengenkonzentration bestimmen will nennt man die Probe. Von der Probe entnimmt man mit Hilfe einer Vollpipette ein geeignetes Volumen (5, 10, 20, 25 oder 50 mL), gibt ihn dann in einen Erlenmeyerkolben und fügt einige Tropfen Farbindikator hinzu.

Das Volumen der Probe ist also jeweils bekannt da man es selber festlegt, die Stoffmengenkonzentration hingegen ist nicht bekannt, sie soll ja bestimmt werden.

Da die Unbekannte hier die Säure ist kann man in Kurzfassung anschreiben:

Probe: V_S ist bekannt; $c_S = ?$



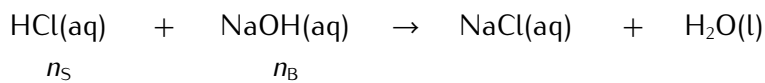
Um die Stoffmengenkonzentration der unbekannten Lösung zu bestimmen benutzt man eine Maßlösung, eine Lösung von der man die Stoffmengenkonzentration genau festlegt hat. Die Stoffmengenkonzentration der Maßlösung ist also jeweils bekannt.

Mit Hilfe der Bürette gibt man tropfweise so lange Maßlösung zu der Probe im Erlenmeyerkolben bis ein Farbumschlag eintritt. Dieser Zeitpunkt legt auch das Volumen der verbrauchten Maßlösung fest, dieses Volumen ist daher jeweils experimentell bestimmbar.

Da die Maßlösung hier eine Base ist kann man in Kurzfassung anschreiben:

Maßlösung: V_B ist bestimmbar; c_B = bekannt

Die Neutralisation ist erreicht falls die Stoffmenge an Säure (n_S) gleich der Stoffmenge der Base (n_B) ist:



6.1. Einwertige Säuren und einwertige Basen

$$n_S = n_B$$

$$c_S \cdot V_S = c_B \cdot V_B$$

$$\text{- falls } c_B \text{ bekannt: } c_S = \frac{c_B \cdot V_B}{V_S}$$

$$\text{- falls } c_S \text{ bekannt: } c_B = \frac{c_S \cdot V_S}{V_B}$$

Aufgabe

Berechnen Sie jeweils die unbekannte Stoffmengenkonzentration.

a. Man benötigt 12,5 mL Salzsäure 0,050 M um 20,0 mL einer Natronlauge zu titrieren.

b. Bei der Titration von 25,0 mL Salpetersäure verbraucht man 18,8 mL 0,100 M Kalilauge.

c. Um 10,0 mL Kalilauge zu neutralisieren benötigt man 13,9 mL 0,50 M Salzsäure. Berechne die Stoffmengenkonzentration der Lauge.

6.2. Mehrwertige Säuren und/oder mehrwertige Basen

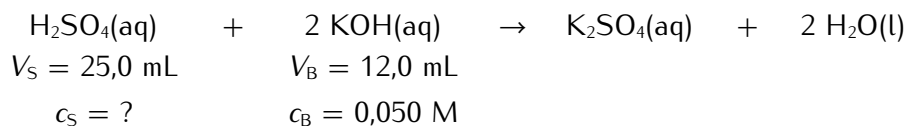
Allgemeiner Lösungsweg nach der Methode der 6 Schritte

Beispiel

25,0 mL Schwefelsäure werden von 12,0 mL Kalilauge 0,050 M titriert.

Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Säure.

Schritt 1 Reaktionsgleichung aufstellen und bekannte Größen angeben



Schritt 2 $\frac{\text{gesuchte Stoffmenge}}{\text{bekannte Stoffmenge}}$ angeben

$$\frac{n_S}{n_B} = \frac{1}{2}$$

Schritt 3 nach der gesuchten Stoffmenge auflösen

$$n_S = \frac{1}{2} \cdot n_B$$

Schritt 4 Stoffmengen durch $n = c \cdot V$ oder $n = \frac{m}{M}$ ersetzen

$$c_S \cdot V_S = \frac{1}{2} \cdot c_B \cdot V_B$$

Schritt 5 Nach der gesuchten Größe auflösen

$$c_S = \frac{1}{2} \cdot \frac{c_B \cdot V_B}{V_S}$$

Schritt 6 Werte einsetzen und ausrechnen

$$c_S = \frac{1}{2} \cdot \frac{0,050 \text{ mol/L} \cdot 12,0 \text{ mL}}{25,0 \text{ mL}} = 0,012 \text{ M}$$

Aufgaben

1. 5,0 mL Salpetersäure werden von 30,5 mL Natronlauge (0,025 M) titriert. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechne Sie die Stoffmengenkonzentration der Säure.

2. 25,0 mL Schwefelsäure werden mit 12,4 mL Kalilauge (0,300 M) titriert. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Säure.

3. Wie viel g Kaliumhydroxid werden benötigt, um 20,0 mL Salzsäure (0,0250 M) zu titrieren? Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie dann die Stoffmenge der Base.

4. 25,0 mL Schwefelsäure reagieren vollständig mit 32,8 mL Kalkwasser $2,50 \cdot 10^{-4}$ M. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Säure.

5. Zu 25,0 mL einer Schwefelsäure welche einen Tropfen Phenolphthalein enthält gibt man 2 Stückchen Natriumhydroxid (165 mg) dann gibt man tropfweise 0,100 M Kalilauge hinzu (0,85 ml) bis ein Farbumschlag eintritt.

Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechne Sie die Stoffmengenkonzentration der Schwefelsäure.

6. 20,0 mL Phosphorsäure reagieren vollständig mit 33,7 mL Kalilauge (0,0100 M). Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Säure.

7. 15,0 mL Phosphorsäure (4,25 M) reagieren vollständig mit 1,25 L Kalkwasser. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Base.

8. Um 25 ml einer Natronlauge zu titrieren werden 17,5 mL Salpetersäure (0,04 M) benötigt. Welches Volumen in ml der Natronlauge enthält 6,16 g Natriumhydroxid?

9. Man benötigt 12,5 mL Salzsäure ($1,00 \cdot 10^{-4}$ M) um 250 mL Kalkwasser zu titrieren. Wie viel mg Calciumhydroxid sind in 5,30 mL des Kalkwassers enthalten?

10. 25,0 mL Phosphorsäure reagieren vollständig mit 19,5 mL Kalilauge (0,0600 M). Welches Volumen der Phosphorsäure enthält 364 mg Phosphorsäure?

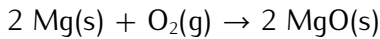
11. Wie viel mL 0,250 M Salzsäure werden benötigt, um 50,0 mL einer Lösung aus Kalkwasser ($2,50 \cdot 10^{-4}$ M), Natriumhydroxid (142 mg) und Kaliumhydroxid (187 mg) zu titrieren?

VI. Redoxreaktionen auf Elektronenebene

1. Synthesen von Salzen

1.1. Synthese von Magnesiumoxid

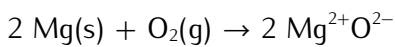
Magnesium verbrennt mit einer sehr grellen weißen Flamme, man erhält einen weißen Feststoff.



Nach der bisherigen Definition handelt es sich eindeutig um eine Oxidation: Mg wird durch Sauerstoffaufnahme zu MgO oxidiert.

a. Ionengleichung

Um die Vorgänge auf Elektronenebene zu verstehen stellt man die Ionengleichung auf:



Man erkennt, dass bei dieser Reaktion 2 Mg zu 2 Mg²⁺ und O₂ zu 2 O²⁻ reagieren.

Des weiteren benutzt man das Konzept der Oxidationszahlen (OxZ):

- für Elemente ist die OxZ gleich 0,
- für einatomige Ionen ist sie gleich der Ladung.

In Gleichungen wird die Oxidationszahl in römischen Ziffern nur über die Elemente, für welche die Oxidationszahlen ändern, angeschrieben.

b. Interpretation auf Elektronenebene

0	+II	$\Delta\text{OxZ} > 0$	
Mg	$\rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$	·2 e ⁻ -Abgabe	Oxidation
0	-II	$\Delta\text{OxZ} < 0$	
$\text{O}_2 + 4 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{O}^{2-}$	e ⁻ -Aufnahme	Reduktion
<hr/>		e ⁻ -Austausch	RedOxreaktion
$2 \text{Mg} + \text{O}_2$	$\rightarrow 2 \text{Mg}^{2+} + 2 \text{O}^{2-}$		
$2 \text{Mg} + \text{O}_2$	$\rightarrow 2 \text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$		

⇒ Die Oxidation findet immer an der Teilgleichung mit der e⁻-Abgabe statt oder ist erkennbar an $\Delta\text{OxZ} > 0$ (II - 0 > 0).

⇒ Die Reduktion findet immer an der Teilgleichung mit der e⁻-Aufnahme statt oder ist erkennbar an $\Delta\text{OxZ} < 0$ (-II - 0 < 0).

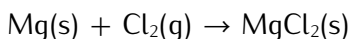
⇒ Die Redoxreaktion entspricht einem Elektronenaustausch.

⇒ Mg ist das Reduktionsmittel (gibt e⁻ ab) und bildet das Oxidationsmittel Mg²⁺ (Mg²⁺ könnte im Prinzip e⁻ aufnehmen um Mg zu bilden, deshalb benutzt man bei der Teilreaktion auch Doppelpfeile). **Mg / Mg²⁺ bildet ein Red / Ox-Paar.**

⇒ O₂ ist das Oxidationsmittel (nimmt e⁻ auf) und bildet das Reduktionsmittel O²⁻ (O²⁻ könnte im Prinzip e⁻ abgeben um O₂ zu bilden, deshalb benutzt man auch hier bei der Teilreaktion Doppelpfeile). **O²⁻ / O₂ bildet ein Red / Ox-Paar.**

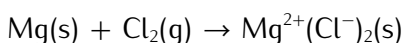
1.2. Synthese von Magnesiumchlorid

Magnesium verbrennt mit einer sehr grellen weißen Flamme, man erhält einen weißen Feststoff.



Nach der bisherigen Definition kann es sich hier nicht um einen Redoxvorgang handeln da ja kein Sauerstoff vorhanden ist.

a. Ionengleichung



Man erkennt, dass bei dieser Reaktion Mg zu Mg^{2+} (Oxidation wie bei der Bildung von MgO) und Cl_2 zu 2Cl^- reagieren.

Wenn man Redoxreaktionen auf Basis von einem Elektronenaustausch definiert dann erhält man eine erweiterte Definition, die Teilreaktion von Cl_2 zu 2Cl^- ist dann eine Reduktion, vergleichbar mit der e^- -Aufnahme von O_2 zu 2O^{2-} (Reduktion wie bei der Bildung von MgO).

b. Interpretation auf Elektronenebene

0	II	$\Delta\text{OxZ} > 0$
Mg	$\rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$	e^- -Abgabe Oxidation
0	-I	$\Delta\text{OxZ} < 0$
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$	e^- -Aufnahme Reduktion
<hr/>		
Mg + Cl_2	$\rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$	e^- -Austausch RedOxreaktion
Mg + Cl_2	$\rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{Cl}^-)_2$	

⇒ Mg ist das Reduktionsmittel (**Red1**, gibt e^- ab) und bildet das Oxidationsmittel Mg^{2+} (**Ox1**, Mg^{2+}).

Mg / Mg^{2+} bildet ein **Red / Ox-Paar (Red1 / Ox1)**.

⇒ Cl_2 ist das Oxidationsmittel (**Ox2**, nimmt e^- auf) und bildet das Reduktionsmittel Cl^- (**Red2**, Cl^-).

$\text{Cl}^- / \text{Cl}_2$ bildet ein **Red / Ox-Paar (Red2 / Ox2)**.

2. Erweiterte Redox-Definition auf Elektronenbasis

Oxidation (Ox): e^- -Abgabe $\Delta\text{OxZ} > 0$

Reduktion (Red): e^- -Aufnahme $\Delta\text{OxZ} < 0$

Redoxreaktion (Redox): e^- -Austausch

Oxidationsmittel (OxM): nimmt e^- auf und wird reduziert

Reduktionsmittel (RedM): gibt e^- ab und wird oxidiert

				Red/Ox-Paar
Red1	$\rightleftharpoons \text{Ox1} + n \text{e}^-$	·m	e^- -Abgabe Oxidation	Red1/Ox1
Ox2 + m e^-	$\rightleftharpoons \text{Red2}$	·n	e^- -Aufnahme Reduktion	Red2/Ox2
<hr/>				
m Red1 + n Ox2	$\rightarrow \text{M Ox1} + n \text{Red2}$		e^- -Austausch RedOxreaktion	

Red1/Ox1 und Red2/Ox2 sind korrespondierende Redoxpaare.

3. Oxidationszahlen

Die Oxidationszahl (OxZ) eines Atoms in einem Reinstoff entspricht der Ladung dieses Atoms wenn der Stoff in monoatomare Teilchen zerlegt würde, so dass die Elektronen aller Bindungen jeweils dem elektronegativeren Atom zugeordnet werden. Bei gleichen Elementen werden die Bindungselektronen zwischen beiden gebundenen Atomen gleich verteilt. Die Definition gilt gleichermaßen für Verbindungen und Grundstoffe sowie auch für neutrale oder geladene Teilchen.

Beispiele

Mn	$\overset{0}{\text{Mn}}$	H ₂ O	$\overset{+I}{\text{H}}(-\overset{-II}{\text{O}})-\overset{+I}{\text{H}}$	OH ⁻	$\overset{-I}{\text{O}}(-)\overset{+I}{\text{H}}$	K ₂ O ₂	$(\overset{+I}{\text{K}})_2\overset{-I}{\text{O}}-\overset{-I}{\text{O}}\overset{2\ominus}{\text{I}}$
Cl ₂	$\overset{0}{\text{Cl}}-\overset{0}{\text{Cl}}$	CO ₃ ²⁻	$\overset{-II}{\text{O}}(-)\overset{+IV}{\text{C}}(\overset{-II}{\text{O}})\overset{-II}{\text{O}}\overset{\ominus}{\text{I}}$	MnO ₂	$\overset{+IV}{\text{Mn}}(\overset{-II}{\text{O}}\overset{2\ominus}{\text{I}})_2$	H ₂ O ₂	$\overset{+I}{\text{H}}(-\overset{-I}{\text{O}}-\overset{-I}{\text{O}}-\overset{+I}{\text{H}})$
Na ⁺	$\overset{+I}{\text{Na}}^{\oplus}$	F ₂ O	$\overset{-I}{\text{F}}(-)\overset{+II}{\text{O}}(-)\overset{-I}{\text{F}}$	CaCl ₂	$\overset{+II}{\text{Ca}}^{\oplus}(\overset{-I}{\text{Cl}}\overset{\ominus}{\text{I}})_2$	Ethanol	$\overset{+I}{\text{H}}(-\overset{-III}{\text{C}}-\overset{-I}{\text{O}}-\overset{+I}{\text{H}})\overset{+I}{\text{H}}(-\overset{-III}{\text{C}}-\overset{-I}{\text{O}}-\overset{+I}{\text{H}})$
Br ⁻	$\overset{-I}{\text{Br}}^{\ominus}$	CO ₂	$\overset{-II}{\text{O}}=\overset{+IV}{\text{C}}=\overset{-II}{\text{O}}$	S ₂ O ₃ ²⁻	$\overset{-II}{\text{O}}(-)\overset{+VI}{\text{S}}(\overset{-II}{\text{O}}\overset{\ominus}{\text{I}})\overset{-II}{\text{O}}\overset{\ominus}{\text{I}}$	S ₄ O ₆ ²⁻	$\overset{-II}{\text{O}}(-)\overset{+VI}{\text{S}}(\overset{-II}{\text{O}}\overset{\ominus}{\text{I}})\overset{0}{\text{S}}+\overset{0}{\text{S}}+\overset{+VI}{\text{S}}(\overset{-II}{\text{O}}\overset{\ominus}{\text{I}})\overset{-II}{\text{O}}\overset{\ominus}{\text{I}}$

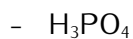
3.1. Vorteile und Eigenschaften

- sie erlaubt es schnell zu ermitteln, welche Atome wie viele e⁻ bei einer Redoxreaktion austauschen
- Vergrößerung der Oxidationszahl (ΔOxZ > 0): Oxidation
- Verkleinerung der Oxidationszahl (ΔOxZ < 0): Reduktion
- Betrag der Oxidationszahländerung: Anzahl der ausgetauschten e⁻

3.2. Zu beachtende Reihenfolge zur Festlegung einer Oxidationszahl:

Elemente:	0 (ausser "ClOHNBrIF", 0 für X ₂)
Einatomige Ionen:	Ladung
Wasserstoff:	+I (Metallhydride -I)
Fluor:	-I
Sauerstoff:	-II (Peroxide -I)
Halogene (außer Fluor):	-I (berechnen falls letztes Atom)
Mehratomige Ionen oder Moleküle:	berechnen (Summe der Oxidationszahlen = Ladung)

Beispiele



$$3 \cdot 1 + x + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$\Rightarrow 3 + x - 8 = 0$$

$$\Rightarrow x = \text{V}$$



$$x + 4 \cdot (-2) = -2$$

$$\Rightarrow x - 8 = -2$$

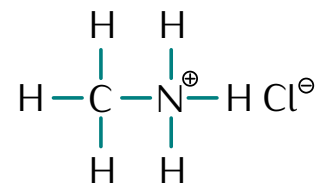
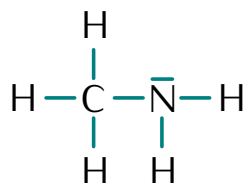
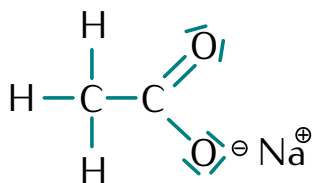
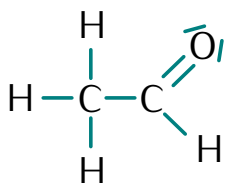
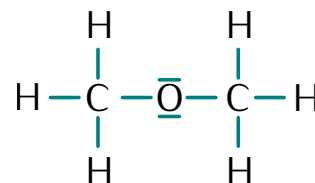
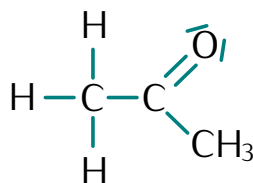
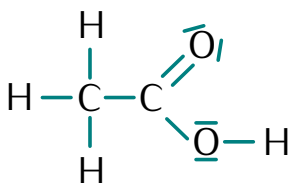
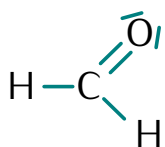
$$\Rightarrow x = \text{VI}$$

Aufgaben

1. Geben Sie jeweils die Oxidationszahlen an:

AlF_3	CaH_2	C_2H_4	CCl_4
CO_3^{2-}	HPO_4^{2-}	CH_2O	HClO
NH_3	NH_4NO_3	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$

2. Bestimmen Sie die Oxidationszahlen aller Atome in folgenden Verbindungen mit Hilfe der Elektronegativitäten.



3. Stellen Sie jeweils die globale Gleichung auf und geben Sie an, ob es sich um eine Redoxreaktion handelt:

a. Reaktion von Salzsäure mit Magnesiumhydroxid

b. Reaktion von Salzsäure mit Zink

c. Reaktion von Salpetersäure mit Calciumoxid

d. Reaktion von Natrium mit Wasser

e. Blei(II)-oxid reagiert mit Kohlenstoff zu einem Metall und zu einem Gas welches Kalkwasser trübt

f. Magnesiumoxid reagiert mit Phosphorsäure

g. Stickstoffdioxid reagiert mit Ammoniak zu Wasser und Stickstoff

4. Geben Sie jeweils die globale Gleichung, die Ionengleichung sowie eine vollständige Interpretation auf Elektronenebene an:

a. Thermolyse von Quecksilber(II)-oxid

b. Thermolyse von Silbersulfid

c. Reaktion von Kalium mit Schwefel

d. Reaktion von Aluminium mit Brom

e. Thermitverfahren: Eisen(III)-oxid reagiert unter Funkensprühen und sehr starker Wärmeabgabe mit Aluminium zu einem flüssigen Metall und einem weißen Feststoff (Metalloxid).

f. Kohlenstoffmonoxid reagiert mit Eisen(III)-oxid zu einem Metall und Kohlenstoffdioxid

4. Aufstellen von Redoxsystemen in saurer und in alkalischer Lösung.

Beispiel

Bei der Reaktion von Kaliumdichromat $K_2Cr_2O_7$ mit Eisen(II)-sulfat in saurer Lösung entstehen unter anderem Eisen(III)- und Chrom(III)-Ionen. In wässriger Lösung bildet Kaliumdichromat K^+ - und $Cr_2O_7^{2-}$ -Ionen. Eisen(II)-sulfat bildet Fe^{2+} - und SO_4^{2-} -Ionen.

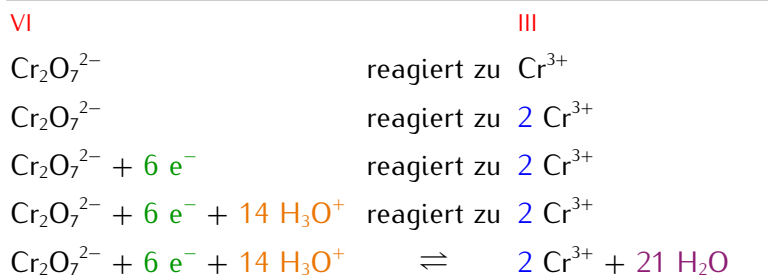
Zuerst muss man mögliche Redoxpaare zusammenstellen, die Kalium- und die Sulfat-Ionen kann man unbesorgt ignorieren, denn sie werden auf der Seite der Produkte nicht erwähnt, es sind Zuschauer-Ionen welche vor und nach der Reaktion zwar vorhanden sind, aber an der Redoxreaktion nicht aktiv teilnehmen.

Folglich finden bei dieser Reaktion zwei Teilgleichungen ab:

- (1) $Cr_2O_7^{2-}$ -Ionen reagieren zu Chrom(III)-Ionen und
- (2) Eisen(II)-Ionen reagieren zu Eisen(III)-Ionen

Aufstellen der Teilgleichungen

(1) Teilgleichung: $Cr_2O_7^{2-}$ -Ionen reagieren zu Chrom(III)-Ionen:



1. Oxidationszahlen festlegen

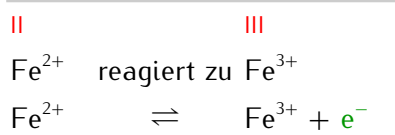
2. Atome mit verschiedenen OZ ausgleichen

3. Anzahl Elektronen hinzufügen ($n \cdot |\Delta OZ|$, auf der Seite wo OZ am größten)

4. Ladungen ausgleichen: in saurer Lösung mit H_3O^+ ($H^+(aq)$), in alkalischer Lösung mit OH^-

5. Sauerstoffatome mit H_2O ausgleichen

(2) Teilgleichung: Fe(II)-Ionen reagieren zu Fe(III)-Ionen:



1. Oxidationszahlen festlegen

3. Anzahl Elektronen hinzufügen ($n \cdot |\Delta OZ|$, auf der Seite wo OZ am größten)

Die Schritte 2,4 und 5 werden hier nicht benötigt.

Aufstellen des Redoxsystems

II	III		$\Delta O_{xZ} > 0$
Fe^{2+}	$Fe^{3+} + e^-$	$ \cdot 6$	e ⁻ -Abgabe
			Oxidation
VI	III		$\Delta O_{xZ} < 0$
$Cr_2O_7^{2-} + 6 e^- + 14 H_3O^+$	$\rightleftharpoons 2 Cr^{3+}$		e ⁻ -Aufnahme
			Reduktion
$6 Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14 H_3O^+ \rightarrow 6 Fe^{3+} + 2 Cr^{3+}$			e ⁻ -Austausch
			Redoxreaktion

Aufgaben

1. Reaktion von Kaliumpermanganat mit Salzsäure: es werden Chlorgas und Mangan(II)-Ionen gebildet.

2. Reaktion von Salpetersäure mit Kupfer: es werden Stickstoffmonoxid und Kupfer(II)-Ionen gebildet

3. Reaktion von Kaliumpermanganat mit Natriumnitrit in stark saurer Lösung: es werden Mangan(II)- und Nitrat-Ionen gebildet.

4. Reaktion von Ameisensäure (HCOOH) mit Kaliumpermanganat: es werden Kohlenstoffdioxid und Mangan(II)-Ionen gebildet.

5. Reaktion von Natriumsulfit mit Kaliumpermanganat in stark saurer Lösung: es werden Mangan(II)- und Sulfat(II)-Ionen gebildet.

6. Reaktion von Kaliumpermanganat mit Wasserstoffperoxid in stark alkalischer Lösung: es werden Sauerstoff und Braunstein gebildet.

7. Reaktion von Kaliumbromid mit Kaliumpermanganat in stark alkalischer Lösung: es werden Braunstein und Bromat-Ionen (BrO_3^-) gebildet.

8. Disproportionierung: Das Edukt ist sowohl Oxidations- wie auch Reduktionsmittel

Beispiel: Stellen Sie das Redoxsystem von Chlor zu Natriumchlorid und Natriumhypochlorid (NaClO) in alkalischer Lösung auf.

9. Symproportionierung: Das Oxidationsprodukt ist gleich dem Reduktionsprodukt

Beispiele:

- Stellen Sie das Redoxsystem von Ammoniumchlorid und Natriumnitrit zu Stickstoff in saurer Lösung auf.

- Stellen Sie das Redoxsystem von Natriumiodid und Natriumiodat (NaIO_3) zu Iod in saurer Lösung auf.

5. Die Redoxreihe der Metalle

Versuche

- Ein blanker Eisennagel wird in eine Kupfer(II)-sulfatlösung getaucht

Beobachtung: roter Überzug

Schlussfolgerung: Bildung von Kupfer

Spontane Redoxreaktion

$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	e^- -Aufnahme	Reduktion	Red/Ox-Paar Cu/Cu^{2+}
$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$	e^- -Abgabe	Oxidation	Fe/Fe^{2+}
$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$	e^- -Austausch	Redoxreaktion	
Ox1 Red2 Red1 Ox2			

- Ein Kupferblech wird in eine Eisen(II)-sulfatlösung getaucht

Beobachtung: keine Veränderung feststellbar

Schlussfolgerung: keine Reaktion

Fe ist ein stärkeres Reduktionsmittel als Cu, Cu ist edler (gibt weniger gern e^- ab) als Fe

Cu^{2+} ist ein stärkeres Oxidationsmittel als Fe^{2+}

- Metallstreifen verschiedener Metalle (erste Spalte, Reduktionsmittel) werden in Salz-Lösungen aus den Metall-Kationen (erste Reihe) derselben Metalle getaucht. Es wird festgestellt, ob sich ein Überzug bildet (ja) oder nicht (nein).

	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Ag}^+(\text{aq})$
Zn(s)	-	Ja	Ja	Ja
Fe(s)	Nein	-	Ja	Ja
Cu(s)	Nein	Nein	-	Ja
Ag(s)	Nein	Nein	Nein	-

Zn ist das stärkste Reduktionsmittel, in Fe^{2+} , Cu^{2+} und Ag^+ -Lösungen es bildet sich ein Überzug.

Zn^{2+} ist das schwächste Oxidationsmittel, Fe-, Cu- oder Ag-Metallstreifen gehen keine Reaktion ein.

Ag ist das schwächste Reduktionsmittel, in Fe^{2+} , Cu^{2+} und Ag^+ -Lösungen findet keine Reaktion statt.

Ag^+ ist das stärkste Oxidationsmittel, auf Fe-, Cu- oder Ag-Bleichen bildet sich ein Überzug.

Schlussfolgerung

Je stärker das Oxidationsmittel, umso größer ist die Anzahl der Reduktionsmittel mit denen es eine spontane Reaktion eingeht. Die Reduktionsmittel werden nach absteigender Stärke in einer Spalte und die Oxidationsmittel daneben nach aufsteigender Stärke geordnet. Auf diese Weise ergibt sich die Redoxreihe der korrespondierenden Redoxpaare.

	↑	Zn/Zn ²⁺	↓	
Stärke des	↑	Fe/Fe ²⁺	↓	Stärke des
Reduktionsmittels	↑	Cu/Cu ²⁺	↓	Oxidationsmittels
wird größer	↑	Ag/Ag ⁺	↓	wird größer

Einem stärkeren Oxidationsmittel entspricht ein umso schwächeres korrespondierendes Reduktionsmittel und umgekehrt.

Führt man die Versuche mit weiteren Metallen durch, dann erhält man eine vollständigere Redoxreihe der Metalle:

	↑	Li/Li ⁺	↓	
	↑	K/K ⁺	↓	
	↑	Ca/Ca ²⁺	↓	
	↑	Na/Na ⁺	↓	
	↑	Mg/Mg ²⁺	↓	
	↑	Al/Al ³⁺	↓	
Stärke des	↑	Zn/Zn ²⁺	↓	Stärke des
Reduktionsmittels	↑	Fe/Fe ²⁺	↓	Oxidationsmittels
wird größer	↑	Ni/Ni ²⁺	↓	wird größer
	↑	Sn/Sn ²⁺	↓	
	↑	Pb/Pb ²⁺	↓	
	↑	Cu/Cu ²⁺	↓	
	↑	Ag/Ag ⁺	↓	
	↑	Hg/Hg ²⁺	↓	
	↑	Au/Au ³⁺	↓	

Funktionsweise der Redoxreihe: **freiwillige (spontane)** und **unfreiwillige** Redoxreaktionen

Reduktionsmittels	↑	Red1/Ox1	↓	Oxidationsmittels
wird stärker	↑	Red2/Ox2	↓	wird stärker

Beispiele

- Ein Zinkstab wird in eine Natriumsulfat-Lösung getaucht. Findet eine spontane Redoxreaktion statt? Die Rest-Anionen der Salze (hier das Sulfat-Ion) spielen bei diesen Reaktionen keine Rolle und können ignoriert werden.

Aus der Redoxreihe entnimmt man die Redoxpaare welche an der Reaktion teilnehmen können und unterstreicht die Reinstoffe welche im Reaktionsgemisch vorhanden sind:

Na/Na⁺

Zn/Zn²⁺

Im Reaktionsgemisch sind das schwächste Reduktionsmittel (Zn) und das schwächste Oxidationsmittel (Na⁺) vorhanden, es findet keine Reaktion statt.

- Ein Zinkstab wird in eine Kupfer(II)-sulfat-Lösung getaucht. Findet eine spontane Redoxreaktion statt?



Im Reaktionsgemisch sind das stärkste Reduktionsmittel (Zn) und das stärkste Oxidationsmittel (Cu^{2+}) vorhanden, diese Reaktion verläuft spontan:

$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	e^- -Aufnahme	Reduktion
$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	e^- -Abgabe	Oxidation
<hr/>		
$\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$	e^- -Austausch	Redoxreaktion

Aufgabe

Geben Sie jeweils an, ob eine Redoxreaktion stattfindet. Geben Sie die Teilgleichungen und die Redoxgleichung für die spontanen Reaktionen an.

a. Ein Golddraht wird in eine Kaliumsulfat-Lösung getaucht

b. Ein Silberdraht wird in eine Goldsalz-Lösung getaucht

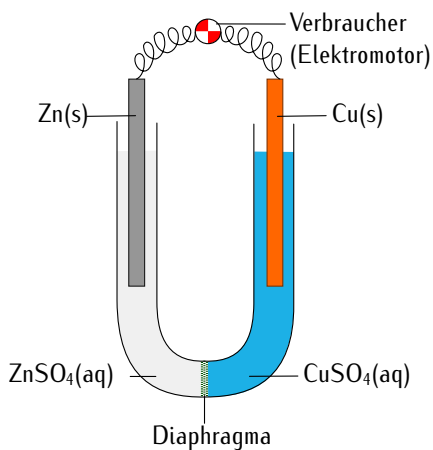
c. Ein Eisennagel wird in eine Silbernitrat-Lösung getaucht

d. In eine Eisen(II)-sulfat-Lösung wird ein Magnesiumband getaucht

e. Ein Zinnblech wird in eine Zink(II)-sulfat-Lösung getaucht

6. Galvanische Zellen: freiwillige Redoxreaktionen

Die Daniell-Zelle



Das Diaphragma (poröse Trennwand), verhindert ein schnelles Vermischen der Lösungen.

Es fließt Strom, eine spontane Redoxreaktion findet statt:

Zn/Zn^{2+} linke Halbzelle

Cu/Cu^{2+} rechte Halbzelle

$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$	e^{-} -Abgabe	Oxidation
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}$	e^{-} -Aufnahme	Reduktion
$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$	e^{-} -Austausch	Redoxreaktion

In galvanischen Zellen wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt wenn man beide Halbzellen miteinander verbindet. Handelsübliche Batterien sind nach demselben Prinzip aufgebaut, außer, dass man die Lösungen durch Gels oder stromleitende Pulver ersetzt.

Aufgabe

Geben Sie jeweils an welche Redoxreaktionen in folgenden galvanischen Zellen ablaufen:

a. Eine Halbzelle in welcher ein Silberdraht in eine Silbernitrat-Lösung taucht wird mit einer Halbzelle in der ein Kupferblech in eine Kupfer(II)-sulfat-Lösung taucht verbunden.

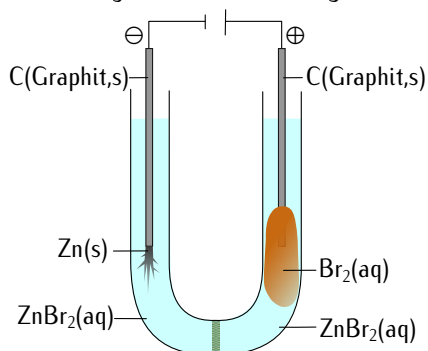
b. Eine Halbzelle in welcher ein Eisennagel in eine Eisen(II)-sulfat-Lösung taucht wird mit einer Halbzelle in der ein Zinndraht in eine Zinn(II)-nitrat-Lösung taucht verbunden.

c. Eine Halbzelle in welcher ein Nickelstab in eine Nickel(II)-nitrat-Lösung taucht wird mit einer Halbzelle in der ein Zinkdraht in eine Zink(II)-chlorid-Lösung taucht verbunden.

7. Elektrolysen: unfreiwillige Redoxreaktionen

Beispiel

Elektrolyse einer wässrigen Zinkbromidlösung ($\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Br}^{-}(\text{aq})$) an Graphitelektroden:



Br^{-} ist ein schwächeres Reduktionsmittel als Zn,

Zn^{2+} ist ein schwächeres Oxidationsmittel als Br_2 ,

eine spontane Redoxreaktion findet nicht statt.

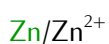
Nach Anlegen einer Spannung bildet sich jedoch Brom am \oplus -Pol und Zink am \ominus -Pol.

$\oplus\text{-Pol}$	$2 \text{ Br}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{ e}^{-}$	Oxidation	Anode
$\ominus\text{-Pol}$	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ e}^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	Reduktion	Kathode
<hr/>			
	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ Br}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{l})$	Redoxreaktion	

⇒ Die Platinelektroden werden an der Oberfläche verändert (chemische Polarisation): man erhält eine Brom- und eine Zink-Elektrode.

⇒ Nach Unterbrechung der Spannung hört die Elektrolyse auf, man erhält ein galvanisches Element.

Das stärkste OxM (Br_2) reagiert mit dem stärksten RedM (Zn) in einer spontanen Reaktion:



$\oplus\text{-Pol}$	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{ e}^{-} \rightleftharpoons 2 \text{ Br}^{-}(\text{aq})$	Reduktion	Kathode
$\ominus\text{-Pol}$	$\text{Zn}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ e}^{-}$	Oxidation	Anode
<hr/>			
	$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{l}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ Br}^{-}(\text{aq})$	Redoxreaktion	

Die Elektrolyse ist die Umkehrung der in einem galvanischen Element freiwillig unter Abgabe elektrischer Energie ablaufenden Redoxreaktion.

Diese Elektrolyse wird durch die Zufuhr elektrischer Energie erzwungen.

Aufgaben

1. Elektrolyse einer Kupfer(II)-chlorid-Lösung mit Graphitelektroden:

Geben Sie eine schematische Darstellung der Elektrolyse in einem U-Rohr an.

Geben Sie dann die Teilgleichungen für die Reaktionen welche an der Anode und der Kathode ablaufen, sowie die Redoxreaktion an.

2. Eine Halbzelle in welcher ein Zinndraht in eine Zinnchlorid-Lösung taucht wird mit einer Halbzelle in der ein Eisenblech in eine Eisen(II)-sulfat-Lösung taucht verbunden.

Geben Sie eine schematische Darstellung der Vorgänge in einem U-Rohr mit Diaphragma an.

Geben Sie dann die Teilgleichungen für die Reaktionen welche an der Anode und der Kathode ablaufen, sowie die Redoxreaktion an.

3. Elektrolyse einer Zink(II)-iodid-Lösung mit Platinelektroden.

Geben Sie eine schematische Darstellung der Elektrolyse in einem U-Rohr an.

Geben Sie dann die Teilgleichungen für die Reaktionen welche an der Anode und der Kathode ablaufen, sowie die Redoxreaktion an.

4. Eine Halbzelle in welcher ein Zinndraht in eine Zinnchlorid-Lösung taucht wird mit einer Halbzelle in der ein Zinkblech in eine Zink(II)-sulfat-Lösung taucht verbunden.

Geben Sie eine schematische Darstellung der Vorgänge in einem U-Rohr mit Diaphragma an.

Geben Sie dann die Teilgleichungen für die Reaktionen welche an der Anode und der Kathode ablaufen, sowie die Redoxreaktion an.

VII. Organische Chemie

1. Methangas, der einfachste Kohlenwasserstoff

1.1. Versuche

a. Ein kaltes Becherglas wird kurz über die Flamme des Bunsenbrenners gehalten.

- Beobachtung:

Die Innenseite des Becherglases beschlägt.

- Schlussfolgerung:

Beim Verbrennen von Methangas entsteht Wasserdampf, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, welcher an der kälteren Innenwand des Becherglases zu Wasser, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, kondensiert.

Methanmoleküle enthalten H-Atome die bei der Verbrennung mit dem Sauerstoff der Luft zu Wasser reagieren.

b. Ein Standzylinder wird durch Wasserverdrängung mit Methangas gefüllt. Das Gas wird entzündet. Nach der Verbrennung gibt man etwas klares Kalkwasser in den Standzylinder und schüttelt den Inhalt des Standzylinders.

- Beobachtung:

Das Kalkwasser wird getrübt, es bildet sich ein weißer Niederschlag.

- Schlussfolgerung:

Beim Verbrennen von Methangas entsteht Kohlenstoffdioxid CO_2 .

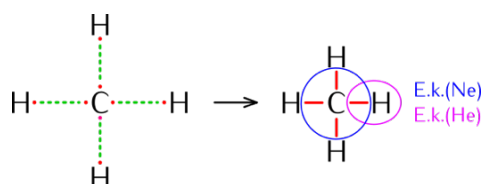
Der weiße Niederschlag besteht aus Calciumcarbonat, $\text{CaCO}_3(\text{s})$.

Methanmoleküle enthalten C-Atome die bei der Verbrennung mit dem Sauerstoff der Luft zu Kohlenstoffdioxid reagieren.

Methangas ist eine Verbindung aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff.

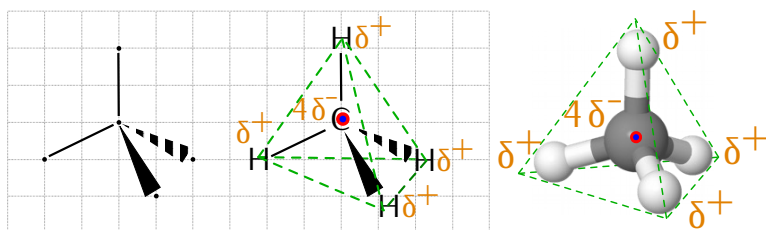
1.2. Molekülformel (chemische Formel) und Strukturformel (Raumstruktur) von Methan

Lewisstruktur:



Molekülformel: CH_4

Raumstruktur: **tetraedrische** Struktur



Positiver und negativer

Ladungsschwerpunkt sind überlagert:

Das Methanmolekül ist unpolar,
es ist kein Dipolmolekül!

1.3. Definition

Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen, deren Moleküle nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen aufgebaut sind.

1.4. Natürliche Vorkommen von Methan

- Erdgas.
 - Sumpfgas.
Unter anaeroben Bedingungen (in sauerstoffloser Umgebung) wird die Zersetzung der abgestorbenen Pflanzen von Bakterien durchgeführt, welche Methangas erzeugen.
 - Am Meeresboden in eisähnlichen Ablagerungen dem Methanhydrat.
Methanhydrat besitzt eine kristalline Struktur und wird bei hohem Druck und niedrigen Temperaturen aus Methan- und Wassermolekülen gebildet.
 - Im Permafrostboden als Methanhydrat.
-

Aufgabe

Formulieren Sie jeweils die Reaktionsgleichung mit Aggregatzuständen (bei einer vollständigen Verbrennung entsteht Kohlenstoffdioxid und Wasser, bei einer unvollständigen Verbrennung entsteht Kohlenstoff und Wasser).

1. Vollständige Verbrennung von Methan

2. Unvollständige Verbrennung von Methan

3. Oxidation von Methan mit Kupfer(II)-oxid zu einem Metall, Kohlenstoffdioxid und Wasser.

4. Nachweisreaktion von Kohlenstoffdioxid.

5. Reaktion von Aluminiumcarbid mit Wasser, dabei entsteht Methan und Aluminiumhydroxid.

6. Umsetzung von Traubenzucker ($C_6H_{12}O_6$) durch Methanbakterien zu Methan und Kohlenstoffdioxid.

7. Reaktion von Natriumacetat (CH_3COO^- , Acetat-Ion) mit Natriumhydroxid, wobei Methan und Natriumcarbonat entsteht.

2. Butan

Butangas ist leicht zu verflüssigen. Es wird deshalb auch als Flüssiggas bezeichnet und in Campinggasflaschen oder Feuerzeugen benutzt.

2.1. Zusammensetzung

Mit Butan kann man dieselben Versuche wie beim Methan durchführen.

Man erhält dieselben Resultate:

Bei der vollständigen Verbrennung von Butan entsteht Wasser und Kohlenstoffdioxid.

Butan ist eine Verbindung aus C-Atomen und H-Atomen: Butan ist ein Kohlenwasserstoff.

2.2. Quantitative Analyse von Butan

a. Gesetz von [Avogadro](#):

(1) Bei $20^\circ C$ besitzt ein mol eines Gases ein Volumen von 24 L.

(2) Gleiche Volumen verschiedener Gase besitzen die gleiche Anzahl Gasteilchen.

b. Chemische Formel von Butan $C_aH_b(g)$

- Zersetzung von Butan: aus 1 L Butan erhält man 5 L Wasserstoffgas und Kohlenstoff

Butan(g)	reagiert zu	C(s)	+	H ₂ (g)	
1 L				5 L	
x mol				5x mol	Avogadro (2)
1 mol				5 mol	
1 Molekül Butan				5 Moleküle H ₂	

⇒ 1 Molekül Butan enthält 10 Atome Wasserstoff (5 Moleküle H₂)

⇒ Chemische Formel von Butan: C_aH_{10}

- Gaswägung von Butan C_aH_{10} (Bestimmung von a , Anzahl der Kohlenstoffatome):

Bei $20^\circ C$ hat 1 L Butan eine Masse von $m = 2,41$ g

Für $n = 1$ mol hat Butan ein Volumen von 24 L [Avogadro \(1\)](#)

Die Masse m für 24 L ($n = 1$ mol) beträgt $24 \cdot 2,41 \approx 58$ g

$$\Rightarrow \text{Die Molare Masse } M = \frac{m}{n} = 58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_a\text{H}_{10}) = 58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow a \cdot 12 + 10 = 58$$

$$\Rightarrow a \cdot 12 = 48$$

$$\Rightarrow a = 4$$

Chemische Formel von Butan: C_4H_{10}

Aufgabe

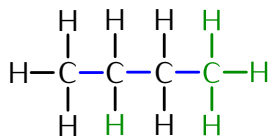
Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für

1. die vollständige Verbrennung von Butan

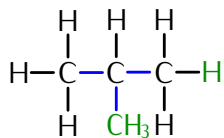
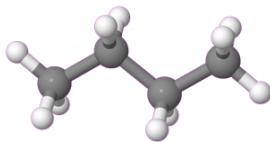
2. die unvollständige Verbrennung von Butan

3. die thermische Zersetzung von Butan

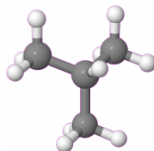
2.3. Strukturformeln für Butan



n-Butan (unverzweigt)



iso-Butan (verzweigt)



Das Flüssiggas Butan besteht aus einem Gemisch von n-Butan und iso-Butan.

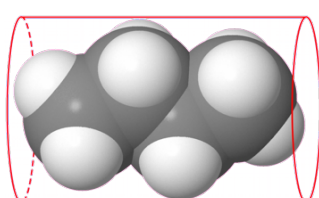
n-Butan und iso-Butan sind Isomere denn sie besitzen dieselbe Summenformel (C_4H_{10}) aber unterschiedliche Strukturformeln.

Moleküle, die bei gleicher Summenformel unterschiedliche Strukturformeln haben, werden Isomere genannt.

2.4. Trennung von n-Butan und iso-Butan durch Gas-Chromatographie

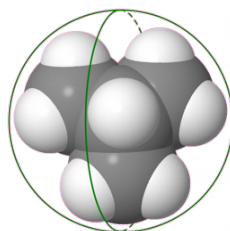
Ein Gas-Chromatograph besteht aus einem langen dünnen Glas- oder Metallrohr (0,5 – 20 m lang; Durchmesser 1 – 5 mm). Dieses Rohr ist mit einem speziellen Sand (porös) gefüllt an dem eine Flüssigkeit klebt. Moleküle mit großer Oberfläche lösen sich besser in dieser Flüssigkeit als Moleküle mit kleiner Oberfläche. Moleküle mit großer Oberfläche brauchen deshalb länger um das Rohr zu durchfließen \Rightarrow Trennung.

Als Trägergas benutzt man Helium, welches kontinuierlich durch das Rohr fließt und die zu trennenden Moleküle unterschiedlich schnell mitreißt.



zyylinderförmig

größere Oberfläche
größere V.d.W.-Kräfte
höherer Siedepunkt



kugelförmig

kleinere Oberfläche
geringere V.d.W.-Kräfte
niedrigerer Siedepunkt

n-Butan ist **zyylinderförmig**, iso-Butan ist **kugelförmig**, die Oberfläche von n-Butan ist größer als die Oberfläche von iso-Butan. Am Ende des Glasrohrs tritt zuerst iso-Butan aus, danach folgt n-Butan.

3. Alkane und Cycloalkane

3.1. Alkane (gesättigte Kohlenwasserstoffe)

a. Gasförmige Alkane (1 – 4 C-Atome)

Name	Strukturformel	Skelettformel	Vereinfachte Strukturformel	Chemische Formel
Methan	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	-	CH_4	CH_4
Ethan	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		CH_3-CH_3	C_2H_6
Propan	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_3H_8
n-Butan	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_4H_{10}

Name: Alkan - Endsilbe an: gesättigte Kohlenwasserstoffe

- Falls mehrere Isomere möglich sind dann Vorsilbe "n-" für das unverzweigte Isomer

Anwendungen: - Erdgas (besteht zu über 90% aus Methan) Ethan wird in der Industrie verwendet (Ausgangsstoff für eine Vielzahl von Synthesen)

- Ethan wird in der Industrie verwendet (Ausgangsstoff für eine Vielzahl von Synthesen)
- Propan und Butan kann man leicht verflüssigen, beide Gase besitzen einen hohen Heizwert und werden deshalb in Campinggasflaschen benutzt.

b. Flüssige Alkane (5 - 16 C-Atome)

Name	Strukturformel	Skelettformel	Vereinfachte Strukturformel	Chemische Formel
n-Pentan			$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$	C_5H_{12}
n-Hexan			$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$	C_6H_{14}
n-Heptan	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3$	C_7H_{16}
n-Octan	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$	C_8H_{18}
n-Nonan	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}_3$	C_9H_{20}
n-Decan	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{CH}_3$	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

Anwendungen: (1) Heizöl, Benzin, Kerosin und Dieselkraftstoffe

(2) Motoren- und Getriebeöle

c. Feste Alkane (> 16 C-Atome)

Name	Strukturformel	Skelettformel	Vereinfachte Strukturformel	Chemische Formel
n-"Alkan60"			$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{58}-\text{CH}_3$	$\text{C}_{60}\text{H}_{122}$
...				

Anwendungen: (1) Salben, Lippenstifte, Schuhcremes ...

(2) Kerzen (Paraffine)

d. Homologe Reihe der Alkane

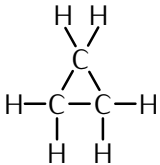

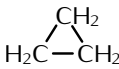
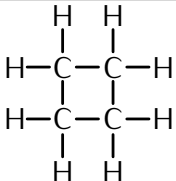

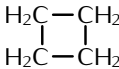
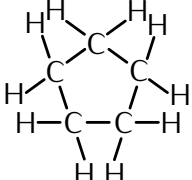

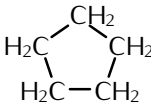
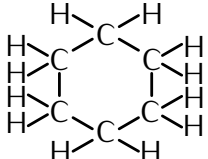

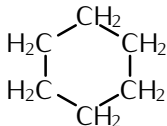
Zwei aufeinander folgende Alkane unterscheiden sich nur durch eine $-\text{CH}_2-$ Einheit

Beispiel: Hexan ist der höhere Homolog von Pentan

Hexan ist der niedere Homolog von Heptan

Ein Alkan kann als $\text{H}-(\text{CH}_2)_n-\text{H}$ angeschrieben werden, die allgemeine Summenformel der Alkane lautet deshalb $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

3.2. Cycloalkane

Strukturformel	Skelettformel	Vereinfachte Strukturformel	Chemische Formel
			C_3H_6
			C_4H_8
			C_5H_{10}
			C_6H_{12}
...			C_7H_{14}
...			C_8H_{16}
...			C_9H_{18}
...			$\text{C}_{10}\text{H}_{20}$

Ein Cycloalkan kann als $(-\text{CH}_2-)_n$ angeschrieben werden, die allgemeine Summenformel der Alkane lautet deshalb C_nH_{2n} .

3.3. Eigenschaften der Alkane und der Cycloalkane

- Schmelz- und Siedepunkte sind umso höher je größer die Moleküle sind (je mehr Elektronen ein Alkan besitzt)
 - Die Alkane sind reaktionsträge. Sie reagieren weder mit starken Säuren noch mit starken Basen.
 - Die Alkane sind gut brennbar. Bei einer vollständigen Verbrennung entsteht Kohlenstoffdioxid und Wasser. Bei einer unvollständigen Verbrennung entsteht Kohlenstoff und Wasser.
 - Die flüssigen Alkane sind feuergefährlich weil ihre Dämpfe leicht entzündlich sind.
 - Die flüssigen Alkane sind gute Lösungsmittel für Fette und Öle.
 - Die Alkane sind im Wasser unlöslich. Gemische aus Alkanen und Wasser bilden Emulsionen die sich in 2 Phasen entmischen: Wasser bildet immer die untere, das Alkan immer die obere Phase.
 - Die allgemeine Summenformel der Alkane lautet: C_nH_{2n+2}
-

Aufgaben

1. Geben Sie die Summenformel für den höheren Homolog von Heptan an. Geben Sie dann die Strukturformeln von zwei Isomeren dieses höheren Homologs an, die wenigstens 2 Verzweigungen besitzen.

2. 5,0 Liter eines gesättigten gasförmigen Kohlenwasserstoffs haben eine Masse von 12,08 g ($V_M = 24,0 \text{ L/mol}$). Stellen Sie die chemische Formel des Kohlenwasserstoffs auf!

3.4. Alkyl-Gruppen

Wenn man von einem Alkan-Molekül ein Atom abspaltet, dann erhält man eine Alkyl-Gruppe.

Beispiele

CH_3-	Methyl-Gruppe
CH_3-CH_2-	Ethyl-Gruppe
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	n-Propyl-Gruppe

Aufgaben

1. Quantitative Analyse eines gesättigten Kohlenwasserstoffs.

a. Zersetzung des Kohlenwasserstoffs: Aus 600 mL des gasförmigen Kohlenwasserstoffs erhält man 3,6 L Wasserstoffgas und Kohlenstoff ($V_M = 24 \text{ L/mol}$).

Wie viel H-Atome enthält ein Molekül des Kohlenwasserstoffs?

b. Bei 20°C haben 750 mL des Kohlenwasserstoffs eine Masse von $m = 2,25 \text{ g}$.

Berechnen Sie die chemische Formel des Kohlenwasserstoffs.

2. Ein Alkan wird vollständig zu Kohlenstoffdioxid und Wasser oxidiert. Aus 180 mg Alkangas ($V_M = 24 \text{ L/mol}$) erhält man 324 mg Wasser und 528 mg Kohlenstoffdioxid. Berechnen Sie die Verhältnisformel des Alkans. Überprüfen Sie, dass die angegebenen Massen an Wasser und Kohlenstoffdioxid zutreffen.

3. Überprüfen Sie, welche der Kohlenwasserstoffe mit den folgenden molaren Massen Alkane sind oder Cycloalkane sein können. Geben Sie, falls möglich, eine Skelettformel an.

a. 142 g/mol

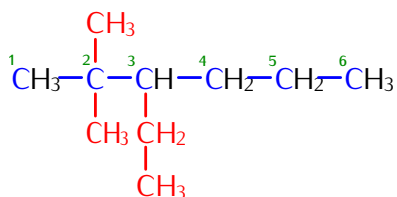
b. 100 g/mol

c. 210 g/mol

3. Ein Cycloalkan mit einer Methyl- und einer Ethyl-Verzweigung besitzt eine Molare Masse von 126. Geben Sie die allgemeine Summenformel dieser Cycloalkane an und berechnen Sie die Ringgröße. Zeichnen Sie drei verschiedene Strukturformel mit der Summenformel dieses Cycloalkans.

4. Nomenklatur: Benennung von Alkanen und Halogenalkanen

Beispiel einer Halbstrukturformel



1. Längste Kohlenstoffkette so ermitteln, dass:
 - von allen möglichen Numerierungen der **Seitenkettenzahlen**, die Numerierung mit der ersten kleinsten Nummer benutzt wird
 - die Seitenketten am einfachsten werden (Halogene werden wie Alkylketten behandelt) \Rightarrow **hexan**

2. Seitenketten benennen und alphabetisch ordnen:

\Rightarrow **Ethyl** und **Methyl**

3. Anzahl der Seitenketten ermitteln, Vorsilben benutzen:

Anzahl:	2	3	4	5	6	7	8	9
Vorsilbe:	di	tri	tetra	penta	hexa	hepta	octa	nona

\Rightarrow **Ethyl** und **dimethyl**

4. Namen aufstellen:

\Rightarrow und **3-Ethyl-2,2-dimethylhexan**

Aufgaben

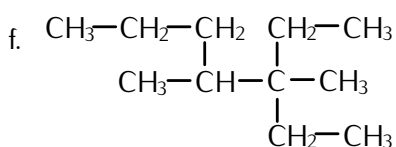
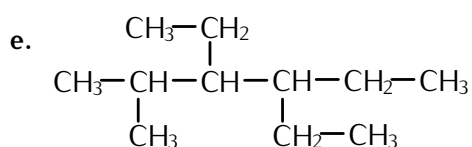
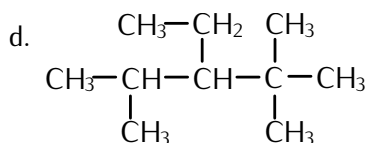
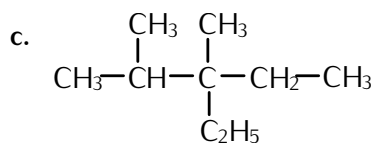
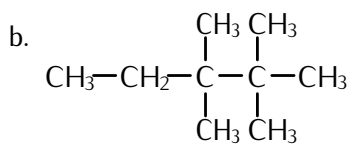
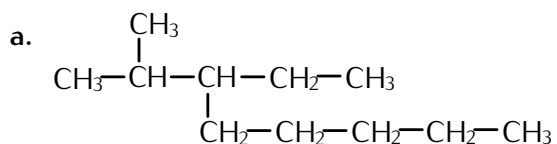
Isomere besitzen dieselbe Summenformel aber verschiedenartige Strukturformeln.

1. Geben Sie die Isomere von Pentan an (Halbstrukturformeln und Namen angeben).

2. Geben Sie die Isomere von Hexan an (Halbstrukturformeln und Namen angeben).

3. Geben Sie die Isomere von Heptan an (Halbstrukturformeln und Namen angeben).

4. Geben Sie jeweils den Namen an:



5. Geben Sie jeweils die Halbstrukturformel und die Skelettformel an:

a. 2,3-Dimethylbutan

b. 2,2,3-Trimethylbutan

c. 2,2,3,3-Tetramethylpentan

d. 2,2,3,3,4,5-Hexamethylnonan

e. 3-Ethyl-2-methylpentan

f. 3,3-Diethyl-2-methylpentan

g. 2-Brom-2,3,4-trichlor-4-methylhexan

h. 3-Chlor-3-ethyl-2-methylpentan

i. 4-Ethyl-2,3-dimethyloctan

j. 1,1-Diethyl-2,3-dimethylcyclohexan

k. 2-Brom-2,3-dichlor-4-methylhexan

l. 3,4-Diethyl-2,2,5-trimethylheptan

m. 2-Brom-3-chlor-3-ethyl-2,4-dimethyloctan

n. 2-Brom-3-ethyl-3,4-dimethylhexan

6. a. Geben Sie die Halbstrukturformel von 2,2,3,3-Tetramethylbutan an. Geben Sie dann die Halbstrukturformeln und Namen von zwei weiteren verzweigten Isomeren an.

b. Geben Sie die Halbstrukturformel und die Skelettformel von 2-Ethyl-2,3-dimethyl-3-propylpentan an. Geben Sie dann den richtigen Namen an!

c. Geben Sie die Halbstrukturformeln und die Namen von drei Isomeren des Octans an, die wenigstens drei Verzweigungen besitzen.

d. Geben Sie alle gesättigten Isomere von Cyclohexan an.

VIII Zusammenfassung

1. Bindungsarten

1.1. Ionenbindung: Genereller Aufbau von Salzen, Auflösen von Salzen in Wasser

Aufgabe

Aus welchen Ionen sind folgende Salze aufgebaut?

Geben Sie jeweils eine Gleichung mit Aggregatzuständen an, welche das Auflösen des Salzes in Wasser beschreibt. Benennen Sie dann die Ionen.

- | | | |
|---------------------|------------------------------|--|
| a. Aluminiumchlorid | d. Kaliumhydrogensulfat | g. Natriumhydrogenphosphat |
| b. Lithiumsulfid | e. Ammoniumnitrat | h. Kaliumpermanganat KMnO_4 |
| c. Natriumsulfid | f. Natriumdihydrogenphosphat | i. Kaliumdichromat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |

1.2. Elektronenpaarbindung: Aufbau von Molekülen

Aufgabe

Geben Sie jeweils eine oder mehrere Gleichungen an, welche das schrittweise Auflösen des Moleküls in Wasser beschreibt. Benennen Sie die Ionen an.

- | | | |
|------------------|------------------|------------------------|
| a. Salpetersäure | c. Schwefelsäure | e. Schwefelwasserstoff |
| b. Ammoniak | d. Kohlensäure | f. Phosphorsäure |

1.3. Metallbindung, Ionenbindung und Elektronenpaarbindung

Aufgabe

Geben Sie für folgende Reinstoffe jeweils die chemische Formel und die Bindungsart an:

- Falls eine Metallbindung vorliegt dann geben Sie die Formel und den Aggregatzustand an.
- Falls eine Ionenbindung vorliegt dann formulieren Sie das Auflösen des Salzes in Wasser und geben Sie die Namen der gebildeten Ionen an.
- Falls eine Elektronenpaarbindung vorliegt dann geben die Lewis-Struktur sowie eine räumliche Struktur an.

- | | | |
|------------------------|-----------------------|---------------------|
| a. Gold | h. Wasser | o. Blei(II)-oxid |
| b. Gold(III)-chlorid | i. Wasserstoff | p. Eisen(III)-oxid |
| c. Ammoniumchlorid | j. Wasserstoffperoxid | q. Quecksilber |
| d. Ammoniak | k. Wasserstoffchlorid | r. Ammoniumsulfat |
| e. Stickstoff | l. Bromwasserstoff | s. Aluminiumsulfat |
| f. Ammoniumnitrat | m. Phosphortrichlorid | t. Calciumphosphat |
| g. Schwefelwasserstoff | n. Bleioxid | u. Ammoniumphosphat |

2. Gleichungen

2.1. Globale Gleichungen

Aufgabe

1. Geben Sie jeweils die globale Gleichung an und benennen Sie jeweils das Salz:

- | | |
|--------------------------------------|--|
| a. Salpetersäure und Calcium | e. Lithiumhydroxid und Phosphorsäure |
| b. Schwefelsäure und Barytwasser | f. Salpetersäure und Kalkwasser |
| c. Phosphorsäure und Kalkwasser | g. Kalilauge und Kohlensäure |
| d. Lithiumhydroxid und Schwefelsäure | h. Schwefelsäure und Aluminiumhydroxid |

2. Stellen Sie jeweils die globale Gleichung auf und richten Sie ein.

- Man erhält Wasser und ein Salz bei der Reaktion von Salzsäure mit Calciumoxid.
- Phosphorsäure reagiert mit Natriumcarbonat zu Kohlenstoffdioxid, Wasser und einem Salz.
- Man erhält Kohlenstoffdioxid, Wasser und ein Salz bei der Reaktion von Aluminiumcarbonat mit Schwefelsäure
- Salpetersäure reagiert mit Eisen(III)-oxid zu einem Salz und Wasser.

2.2. Ionen- und vereinfachte Ionengleichung

Aufgabe

Geben Sie jeweils die globale Gleichung (G. G.), die Ionengleichung (IG.) und die vereinfachte Ionengleichung (V. IG.) mit den Aggregatzuständen an

- Salpetersäure und Kalkwasser
- Salzsäure und Aluminium
- Schwefelsäure und Eisen
- Kalkwasser und Phosphorsäure

3. Quantitative Beziehungen

Die chemischen Grössen wie molare Masse M , molares Volumen V_M , Stoffmenge n , Stoffmengenkonzentration c und die Teilchenanzahl N muss man kennen und anwenden können.

Aufgabe

- Berechnen Sie die molare Masse von Ammoniumsulfat
- Berechnen Sie die Stoffmenge von 13,06 g Natrium-hydrogencarbonat
- Berechnen Sie das Volumen von 21,345 g Ammoniak unter Standardbedingungen
- Berechnen Sie die Masse von $2,56 \cdot 10^{25}$ Wassermolekülen
- Berechnen Sie die Masse in mg von Calciumhydroxid in 250 ml eines $4,5 \cdot 10^{-5}$ molaren Kalkwassers
- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration von 125 mL einer wässrigen Lösung welche 369 mg Natrium-hydrogenphosphat enthält
- Berechne die Anzahl Moleküle sowie die Anzahl Atome in 5,175 mg Ethanol (C_2H_5OH)

4. Stöchiometrische Berechnungen

Für stöchiometrische Berechnungen soll die Methode der sechs Schritte benutzt werden.

1. Reaktion von Magnesium mit Phosphorsäure

- a. Berechnen Sie die Masse in g von Magnesium die notwendig ist, 17,5 L Wasserstoff bei 20°C herzustellen ($V_M = 24 \text{ L/mol}$).
- b. Berechnen Sie die Masse in g an Salz die bei dieser Reaktion entsteht.
- c. Berechnen Sie die Masse in g an reiner Phosphorsäure die bei dieser Reaktion verbraucht wird.

2. Ein Kalkwasser (50 mL) wird mit 0,0025 M Salpetersäure titriert. Nach Zugabe von 6,8 mL ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

- a. Berechnen Sie welche Masse in mg an Salz bei dieser Reaktion entsteht.
- b. Berechnen Sie welche Masse in g an Base in 32,6 mL Kalkwasser enthalten sind.

3. Ammoniak reagiert mit Stickstoffdioxid zu Stickstoff und Wasser.

Berechnen Sie welches Volumen Wasser ($\rho = 0,9987 \text{ g/ml}$) in mL entstehen wenn 3,36 g Ammoniak mit 7,82 g Stickstoffdioxid reagieren.