

Chemie Vordiplom Zusammenfassung

zusammengestellt von Jörg-Karl Bösner

im Februar 2002

Chemie Vordiplom Zusammenfassung

Die neuste Version dieser Datei befindet sich unter

<http://www.joerg-boesner.de>

Mein Dank gilt allen, die bei der Erstellung mitgeholfen haben!

Inhaltsverzeichnis

1 Chemie allgemein	8
1.1 Unterschied zwischen Chemie und Physik	8
1.2 Definition des PH-Wertes	8
1.3 Isoelektronisch	8
1.4 Säureanhydrid	8
1.5 amphoter	8
1.6 Quantenzahlen	9
1.6.1 Schalenbau	9
1.6.2 Aussehen der einzelnen Orbitale	9
1.6.3 Hund'sche Regel	9
1.7 Radioaktivität	10
1.8 Titration	10
1.8.1 Bedingungen für eine Titration	10
1.8.2 Umschlagspunkt eines Neutralisationsindikators	10
1.8.3 verschiedene Titrationsarten	10
1.9 NMR Spektroskopie	10
1.9.1 Grundlagen	10
1.9.2 Chemische Verschiebung	11
1.9.3 Spin-Spin-Kopplung	12
1.10 Hydrolyse von Salzen	12
1.10.1 allgemein	12
1.10.2 Hydrolyse von Salzen	12
1.10.2.1 Protolyse der gelösten Salze	12
1.10.2.2 Besonderheit bei kleinen Metallionen	12
1.11 Löslichkeit in Wasser	12
1.11.1 Hydrophil	12
1.11.2 Hydrophob	12
1.11.3 Eselsbrücke	12

2	Natur	13
2.1	Zusammensetzung der Luft	13
2.2	Modifikationen des Sauerstoffs	13
2.2.1	Sauerstoff	13
2.2.2	Ozon	13
2.2.2.1	Physikalische Eigenschaften	13
2.2.2.2	Darstellungs-Reaktion	14
2.2.2.3	Entstehung	14
2.2.3	Verwendung von O_3	14
2.2.4	Ozonschicht	14
2.2.4.1	Funktion der Ozonschicht	14
2.2.4.2	Zerstörung der Ozonschicht	14
2.3	Wasser	14
2.3.1	physikalische Eigenschaften	14
2.3.2	Wasser als Lösungsmittel	15
2.3.2.1	Entstehung des Dipolcharakters	15
2.3.2.2	Bindungswinkel	15
2.4	weitere H-O Bindungen	15
2.4.1	Wasserstoffperoxid	15
2.4.1.1	Aufbau	15
2.4.1.2	Darstellung	15
2.4.1.3	Verwendung	15
	Reduktionsmittel	15
	Oxidationsmittel	15
3	Bindungen	16
3.1	Komplexe (Koordinationsverbindungen)	16
3.1.1	Was ist ein Komplex?	16
3.1.2	Benennung von Komplexen	16
3.1.2.1	Allgemeine Nomenklatur	16
3.1.2.2	Ausnahmen der Nomenklatur	16
3.1.2.3	Beispiele	17
3.1.3	Komplexbindung	17
3.1.4	Stabilität eines Komplexes	17
3.1.5	Magnetismus	17

4 Redoxreaktionen	18
4.1 Definitionen	18
4.1.1 Oxidationsmittel	18
4.1.2 Reduktionsmittel	18
4.1.3 Nernst'sche Gleichung	18
4.2 Einzelne Reaktionen	18
4.2.1 Blei-Akku	18
4.2.1.1 Kathode	18
4.2.1.2 Anode	18
4.2.1.3 Gesamt	19
4.2.2 Wasserstoffperoxid	19
4.2.3 Quecksilbernitrat und Schwefelwasserstoff	19
4.2.4 Peroxidisulfat und Jodid	19
4.2.5 Thiosulfat und Halogen	19
4.2.6 Bleichlorid und Schwefelwasserstoff	19
4.2.7 Kalimsulfid und Schwefel	19
4.2.8 Sulfit und Chlor	19
4.2.9 Lösen von Metallen in Schwefelsäure	19
4.2.10 Magnesium und Stickstoff	19
4.2.11 Lithium und Stickstoff	19
4.2.12 Kupferchlorid und Schwefelwasserstoff in saurer Lösung	20
4.2.13 Silber und Ammonium-Ionen	20
4.2.14 Phosphor und Chlor	20
4.2.15 Phosphor und verdünnte Lauge	20
4.2.16 Phosphor und Sauerstoff	20
4.2.17 Phosphorchlorid und Wasser	20
4.2.18 Phosphorpentchlorid und Wasser	20
4.2.19 Arsenidsäure und Jod in Lösung	20
4.2.20 Natrium und Methanol	20
4.2.21 Bleichlorid und Schwefelwasserstoff	20
4.2.22 Phosphorbromid und Wasser	20
4.2.23 Quecksilbernitrat und Schwefelwasserstoff	21
4.2.24 Dichromat und Eisen(II)	21
4.2.25 Jod und Thiosulfat	21

5 Aromaten	22
5.1 Benzol	22
5.1.1 Delokalisiertes Π -System	22
5.1.1.1 Entstehung	22
5.1.1.2 Reaktionen	22
Reaktion am Kern	22
Merksprüche	22
5.2 Andere Stoffe mit delokalisiertem Π - System	22
5.2.1 Verbindungen mit mehreren Benzolringen	22
5.2.1.1 Naphtalin	22
5.2.1.2 Anthracen	22
5.2.1.3 Biphenyl	23
5.2.1.4 Graphit	23
5.2.2 Derivate des Benzols	23
5.2.2.1 Phenol	23
5.2.2.2 Zweitsubstiturion	23
6 Darstellungen	24
6.1 Aluminium	24
6.1.1 Vorkommen	24
6.2 Ammoniak	24
6.2.1 Herstellung der Ausgangsstoffe H_2 und N_2	24
6.2.1.1 altes Verfahren	24
6.2.1.2 neues Verfahren	24
6.2.2 Haber-Bosch-Verfahren	24
6.2.2.1 Problem	24
6.2.2.2 Lösung	25
6.2.2.3 Technische Umsetzung	25
6.3 Salpetersäure (Ostwald-Verfahren)	25
6.4 Silizium	25
6.5 Magnesium	25
6.6 Methylorange	26
6.7 Natriumcarbonat (Soda)	26
6.8 Ozon	26
6.9 Phosphor	26
6.10 Phosphorsäure (H_3PO_4)	26
6.10.1 Technische Herstellung	26

6.10.2	Herstellung aus natürlichen Verbindungen	26
6.11	Chlor	26
6.11.1	Deacon-Prozeß	26
6.11.2	Elektrolytisch	26
6.11.3	Aus Bleioxid	27
6.12	Salzsäure	27
6.12.1	Knallgasreaktion	27
6.12.2	Verdrängungsreaktion	27
6.12.3	Chlorierung organischer Verbindungen	27
6.13	Unterchlorige Säure	27
7	Nachweise	28
7.1	Acetat-Ionen (CH_3COO^-)	28
7.2	Ammonium-Ionen (NH_4^+)	28
7.3	Barium-Ionen	28
7.4	Borat	28
7.5	Bromid-Ionen	28
7.5.1	Fällung	28
7.5.2	Oxidativ	29
7.6	Carbonat-Ionen (CO_3^-)	29
7.7	Fluorid-Ionen	29
7.7.1	Ätzprobe	29
7.7.2	mit Blutlaugensalz	29
7.8	Nitrat-Ionen (NO_3^-)	29
7.9	Nitrit (NO_2^-)	29
7.9.1	mit Amidoschwefelsäure	29
7.9.2	Ringprobe	29
7.10	Kalium-Ionen (K^+)	30
7.11	Natrium-Ionen (Na^+)	30
7.12	Oxalat ($C_2O_4^{2-}$)	30
7.12.1	Mit Calcium-Ionen	30
7.12.2	Mit Kaliumpermanganat	30
7.13	Phosphat (PO_4^{3-})	30
7.13.1	mit Zirkoniumchlorid	30
7.13.2	mit Silbernitrat	30
7.14	Sulfat-Ionen (SO_4^-)	30
7.15	Thiocyanat (SCN^-)	30
7.16	Perchlorat-Ionen (ClO_4^-)	31

8 Kunststoffe	32
8.1 Einteilung der Kunststoffe	32
8.1.1 Einteilung nach dem Verknüpfungsprinzip	32
8.1.1.1 Polykondensate	32
8.1.1.2 Polymerisate	32
8.1.1.3 Polyaddukte	32
8.1.2 Einteilung nach Eigenschaften	32
8.1.2.1 Thermoplaste	32
8.1.2.2 Duroplaste = Harze	32
8.1.2.3 Elaste = Elastomere	32
8.2 Herstellung von Kunststoffen	33
8.2.1 Polymerisation	33
8.2.1.1 Radikalische Polymerisation	33
8.2.1.2 Kationische Polymerisation	33
8.2.1.3 Anionische Polymerisation	33
8.2.1.4 Katalytische / koordinative Polymerisation	33
8.3 Polysilane	33
8.3.1 Herstellung	33
8.3.1.1 Herstellung von Alkylchlorsilanen	33
8.3.1.2 Hydrolisierung der Alkylchlorsilane	33
8.3.1.3 Polykondensation	33
A Periodensystem	34
B Spannungsreihe	36
C pK_s-Werte	38
D verwendete Literatur	39

Kapitel 1

Chemie allgemein

1.1 Unterschied zwischen Chemie und Physik

Physik	Chemie
Zustandsänderung	Stoffänderung
z.B.: Platindraht im Bunsenbrenner	z.B.: Magnesiumdraht im Brenner
Glühen ist reversibel	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ (irreversibel)

1.2 Definition des PH-Wertes

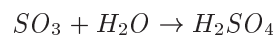
$$pH = -\log [H^+]$$

1.3 Isoelektronisch

Isoelektronische Teilchen sind Teilchen mit *gleicher* Teilchenzahl.

1.4 Säureanhydrid

Ein Oxid, das in Wasser gelöst eine Säure ergibt. Z.B.:



1.5 amphoter

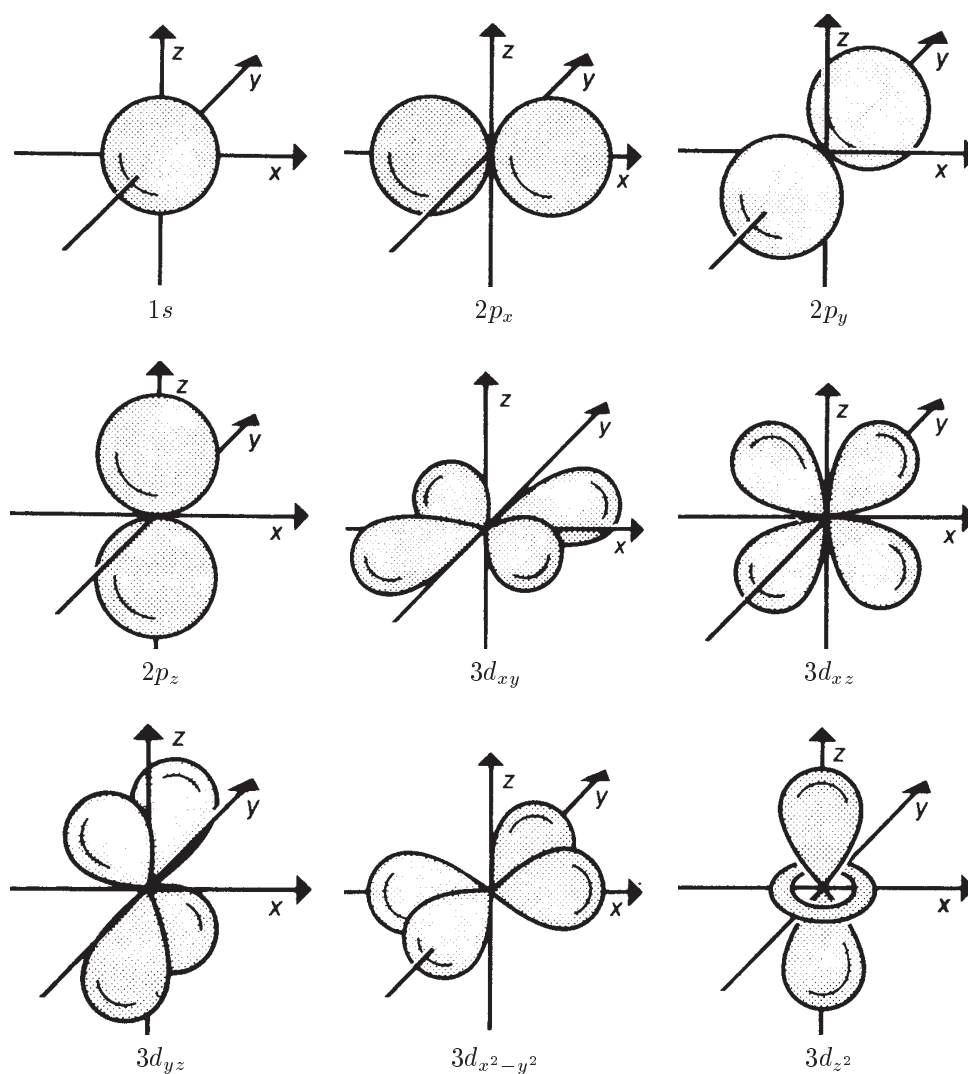
Der Stoff kann sich, abhängig vom pH-Wert entweder als Säure oder als Base verhalten.

1.6 Quantenzahlen

1.6.1 Schalenaufbau

Hauptquantenzahl	n	1 bis ∞ (bisher bis 7)	1=K-Schale; 2=L;...
Nebenquantenzahl	l	0 bis n-1	0=s-Orbital; 1=p; 2=d; 3=d
Magnetquantenzahl	m	-l bis +l	
Spinquantenzahl	s	$-\frac{1}{2}$ oder $+\frac{1}{2}$	

1.6.2 Aussehen der einzelnen Orbitale



1.6.3 Hund'sche Regel

Die *Hund'sche Regel* besagt, daß beim Befüllen der Nebenschalen (s,p,d,f) mit Elektronen werden erst alle Orbitale mit einem Elektron besetzt, dann unter Spinkopplung mit je einem weiteren.

1.7 Radioaktivität

α	Heliumkerne (je 2 Protonen und Neutronen)
β	Elektronen
γ	Elektromagnetische Strahlung

1.8 Titration

1.8.1 Bedingungen für eine Titration

- eindeutiger Reaktionsverlauf
- schnelle, quantitative Umsetzung
- Gleichgewicht auf einer Seite
- Endpunkt muß erkennbar sein
- Maßlösung mit zeitlich konstantem Titer

1.8.2 Umschlagspunkt eines Neutralisationsindikators

$$\begin{aligned} HInd &\rightleftharpoons Ind^- + H^+ \\ \frac{[H^+][Ind^-]}{[HInd]} &= K_S \\ pH - \log \frac{[Ind^-]}{[HInd]} &= pK_S \end{aligned}$$

Im Umschlagpunkt gilt: $[HInd] = [Ind^-]$, somit ist der Umschlagpunkt bei:

$$pH = pK_s$$

1.8.3 verschiedene Titrationsarten

- Neutralisationsreaktion: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
- Redox Titration: $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow I^- + S_4O_6^{2-}$
- Fällungstitration; $Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl \downarrow$
- Komplextometrische Titration
- Leitfähigkeitstirration (*Konduktometrie*): In trüben Lösungen wird die Leitfähigkeit der Lösung gemessen (*siehe Abb. 1.1*), bei der minimalen Leitfähigkeit ist der Äquivalenzpunkt erreicht (*siehe Abb. 1.2*).

1.9 NMR Spektroskopie

1.9.1 Grundlagen

Auch Neutronen haben - wie Elektronen - einen *Spin*. Bei Atomkernen mit *ungerader* Nukleonenzahl entsteht dadurch nach außen ein magnetisches Moment.

Abbildung 1.1: Konduktometrie

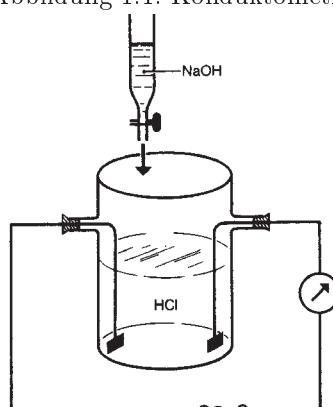
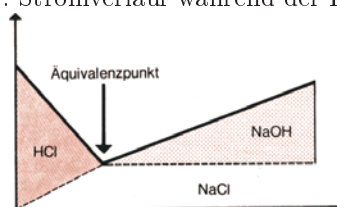


Abbildung 1.2: Stromverlauf während der Konduktometrie



Wird ein starkes, äußeres Magnetfeld angelegt, so führen solche Atomkerne eine Präzessionsbewegung aus, wobei zwei Einstellungen möglich sind: *Parallel* (= angeregter Zustand) und *antiparallel* (= Grundzustand). Unter Energie-Absorption ist ein "Umklappen" von parallelem in antiparallelem Zustand möglich, dazu wird ein zu H_0 senkrecht stehendes Wechselfeld H_1 angelegt.

1.9.2 Chemische Verschiebung

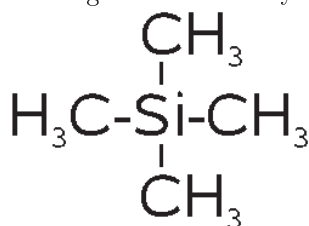
Die Elektronenhülle erzeugt ihrerseits ein Magnetfeld, das den Atomkern gegen das äußere Feld H_0 abschirmt; diese Abschirmung ist umso größer, je dichter die Elektronenhülle ist.

Umgekehrt wird diese Abschirmung durch stark elektromagnetische Bindungspartner verkleinert:

$$H_{\text{tatsächlich}} = \underbrace{\delta}_{\text{Abschirmkonstante}} \cdot H_0$$

In der Praxis wird die chemische Verschiebung relativ zur Standardsubstanz *Tetramethylsilan* = *TMS* (siehe Abb. 1.3) gemessen. Es enthält 12 chemisch äquivalente Protonen, die stark abgeschirmt sind \Rightarrow ein starkes Signal bei hoher Feldstärke, $\delta(\text{TMS}) = 0$.

Abbildung 1.3: Tetramethylsilan



Chemisch äquivalente Protonen ergeben *ein* gemeinsames Signal, dessen *Intensität* (vom Peak eingeschlossene Fläche) der *Anzahl* dieser Protonen entspricht.

1.9.3 Spin-Spin-Kopplung

Bei stärkerer Auflösung beobachtet man eine Signalaufspaltung, falls Protonen direkt benachbart sind.

1.10 Hydrolyse von Salzen

1.10.1 allgemein

Spaltung einer *molekularen* Verbindung (d.h. einer Atombindung) durch die Reaktion mit Wasser.

1.10.2 Hydrolyse von Salzen

1.10.2.1 Protolyse der gelösten Salze

Reaktion des Wassers mit einem Salz, an dessen Bildung eine schwache (Arrhenius-)Säure und eine starke Base oder eine starke Säure und eine schwache Base beteiligt waren. Die wässrigen Lösungen reagieren nicht neutral, sondern alkalisch (Salz einer schwachen Säure und einer starken Base) bzw. sauer (Salz einer starken Säure und schwachen Base).

1.10.2.2 Besonderheit bei kleinen Metallionen

Kleine, stark positiv geladene Metall-Ionen können ihre Hydrathülle so stark polarisieren, daß die Wassermoleküle Protonen abspalten. Solche Ionen sind zum Beispiel: Fe^{3+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , Zn^{2+} .

1.11 Löslichkeit in Wasser

1.11.1 Hydrophil

= *wasserfreundlich*, der Stoff ist in Wasser löslich

1.11.2 Hydrophob

= *wasserfeindlich*, Stoff ist in Wasser nicht löslich = **lipophil** = *fettliebend*.

1.11.3 Eselsbrücke

Denkt einfach bei *hydrophob* an *Klaustrophobie* oder sonstige Ängste, dann könnt ihr nichts verwechseln!

Kapitel 2

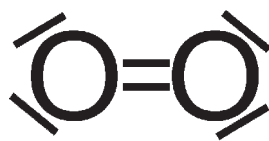
Natur

2.1 Zusammensetzung der Luft

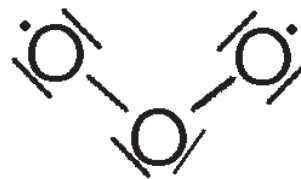
Zusammensetzung der Luft:

- N_2 : 78,08%
- O_2 : 20,95%
- H_2O : ~2%
- Ar : 0,933%
- CO_2 : 0,034%
- He : $5 * 10^{-4}\%$
- CH_4 : $2 * 10^{-4}\%$
- des weiteren in Spuren: O_3 , NO , ...

2.2 Modifikationen des Sauerstoffs



Sauerstoff



Ozon

2.2.1 Sauerstoff

2.2.2 Ozon

2.2.2.1 Physikalische Eigenschaften

- Schmelzpunkt: $-192,7\text{ }^\circ\text{C}$
- Siedepunkt: $-111,9\text{ }^\circ\text{C}$

2.2.2.2 Darstellungs-Reaktion



2.2.2.3 Entstehung

- Einwirkung energiereicher Strahlung
- elektrische Entladungen

2.2.3 Verwendung von O_3

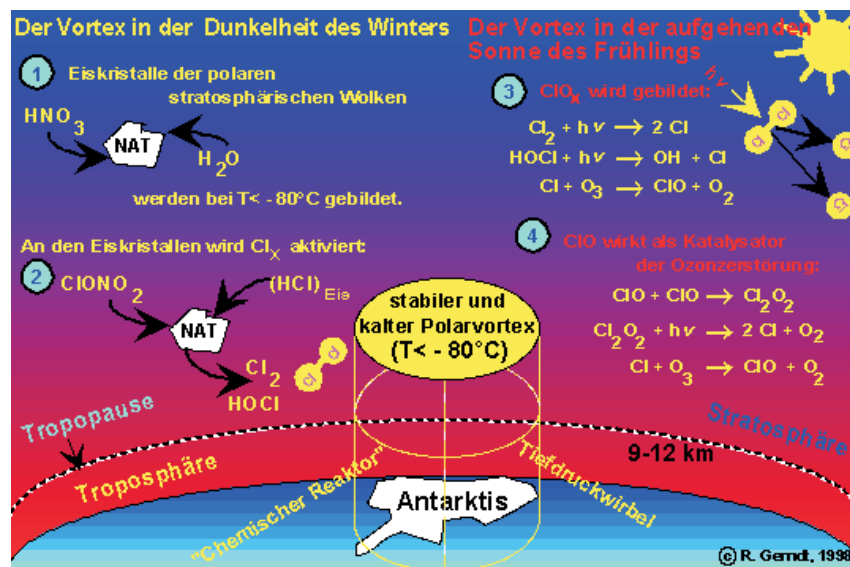
- Im Labor: Oxidationsmittel
- Im Alltag: Desinfektion in Schwimmbädern

2.2.4 Ozonschicht

2.2.4.1 Funktion der Ozonschicht

- in etwa 20 bis 50 km Höhe
- filtert kurzwellige UV-Strahlung heraus
- 5 bis 10 mg O_3 pro kg Luft

2.2.4.2 Zerstörung der Ozonschicht



2.3 Wasser

2.3.1 physikalische Eigenschaften

dürften bekannt sein...

2.3.2 Wasser als Lösungsmittel

Wasser ist meist gebrauchtes Lösungsmittel in der anorganischen Chemie wegen seinem starken Dipolcharakter.

2.3.2.1 Entstehung des Dipolcharakters

Wasser ist nicht linear gebaut, dadurch fallen die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Ladung nicht aufeinander.

2.3.2.2 Bindungswinkel

Durch die sp^3 -Hybridisierung des O-Atoms sind die Orbitale mit ungepaarten Elektronen "dicker" und drücken den Winkel vom Tetraeder-Winkel ($\sim 109^\circ$) auf 104° herunter.

Andererseits stoßen die sp -Bindungen (90°) zwischen Sauerstoff und Wasserstoff sich ab und weiten ihn auf.

2.4 weitere H-O Bindungen

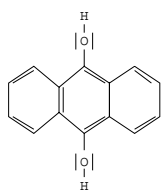
2.4.1 Wasserstoffperoxid

2.4.1.1 Aufbau

H_2O_2 ist linear aufgebaut, kein Dipolcharakter

2.4.1.2 Darstellung

- Katalytisch aus den Elementen: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2$
- mit BaO_2

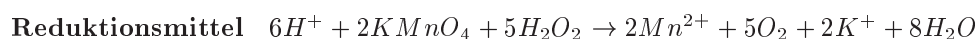


- durch Hydrolyse von Peroxidischwefelsäure ($H_2S_2O_8$) mit heißem Wasserdampf:

$$H_2S_2O_8 + 2H_2O \rightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

2.4.1.3 Verwendung

als technisches Reduktions-/Oxidationsmittel



Kapitel 3

Bindungen

3.1 Komplexe (Koordinationsverbindungen)

3.1.1 Was ist ein Komplex?

Verbindungen, in denen ein *Zentralatom* oder *Zentralion* von mehreren anderen Atomen, Molekülen oder Ionen, den sogenannten *Liganden*, in räumlicher regelmäßiger Anordnung umgeben ist.

Häufig handelt es sich hierbei um geladene Komplexe, selten um neutrale.

Unter den *Zentralatomen* überwiegen Nichtmetallatome wie Schwefel, Chlor oder Boratome. Die *Zentralionen* sind häufig Schwermetallionen, z.B. Eisen, Kupfer, Cobalt oder Platin.

3.1.2 Benennung von Komplexen

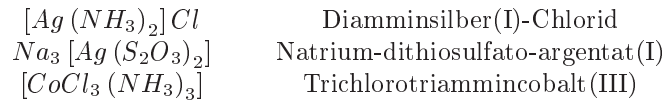
3.1.2.1 Allgemeine Nomenklatur

In den *Formeln der Komplexverbindungen*, die innerhalb eckiger Klammern stehen, wird das Symbol des Zentralteilchens zuerst angegeben; anschließend werden die Symbole der geladenen und/oder neutralen Liganden angeführt.. Zur *rationalen Benennung* gibt man zuerst den Namen des Kations, dann den des Anions an, unabhängig davon, welches der beiden das Komplexion ist. Beim Komplexion werden zuerst (in altgriechischen Zahlwörtern) die Ligandenanzahl, dann die Art der Liganden und schließlich die Art des Zentralteilchens genannt.. Die Oxidationsstufe der Zentralteilchen fügt man als in Klammern gesetzte römische Ziffer dem Namen des Komplexions bei. Die Namen der negativ geladenen Liganden enden auf -o (z.B. Cl^- -Chloro), die der positiv geladenen oder neutralen Liganden bleiben im allgemeinen unverändert.

3.1.2.2 Ausnahmen der Nomenklatur

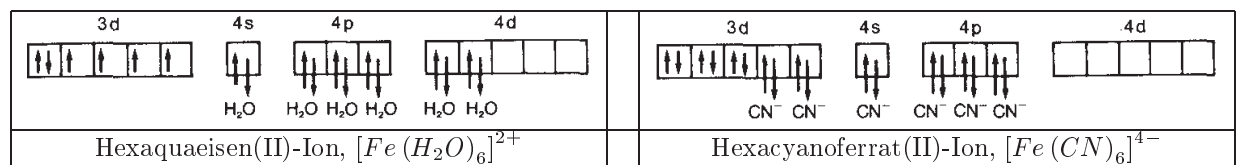
- H_2O aqua- (früher: aquo-)
- NH_3 ammin-
- CO carbonyl-
- NO nitrosyl-

3.1.2.3 Beispiele



3.1.3 Komplexbindung

Nicht besetzte Orbitale in unbenutzten Unterschalen werden von den Liganden aufgefüllt (Ligand=Lewis-Base=Elektronenpaardonator, Zentralteilchen=Lewis-Säure=Elektronenpaarakzeptor)



3.1.4 Stabilität eines Komplexes

Die Komplexbildungskonstante K_K gibt Auskunft über die Komplexstabilität:

$$K_K = \frac{c_{Komplex}}{c_{Ion} c_{Ligand}^n} \quad n = \text{Anzahl der Liganden.}$$

3.1.5 Magnetismus

Verbindungen mit *ungepaarten* Elektronen sind *paramagnetisch*, solche mit *gepaarten* Elektronen sind *diamagnetisch*.

Kapitel 4

Redoxreaktionen

4.1 Definitionen

4.1.1 Oxidationsmittel

Ein Stoff, der Elektronen von seinem Reaktionspartner (den er oxidiert), *aufnimmt*; das heißt, daß das Oxidationsmittel selber *reduziert* wird.

4.1.2 Reduktionsmittel

Ein Stoff, der bei der Reaktion Elektronen *abgibt*, das Reduktionsmittel wird also *oxidiert*.
Reduktion und Oxidation kommen immer gemeinsam vor (*Redox-Reaktion*).

4.1.3 Nernst'sche Gleichung

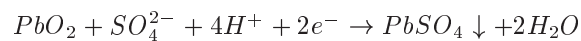
$$U^e = U_0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{c_{ox}}{c_{red}}$$

Merkspruch: Der Ochs ist immer auf der Kuh...

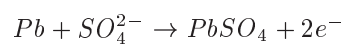
4.2 Einzelne Reaktionen

4.2.1 Blei-Akku

4.2.1.1 Kathode



4.2.1.2 Anode



4.2.1.3 Gesamt

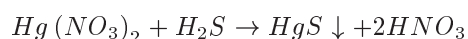


Bei der Reaktion wird Schwefelsäure verbraucht, dadurch sinkt die Dichte der Batteriesäure, der Ladezustand kann also durch die Dichte des Elektrolyten bestimmt werden (vollgeladen ist er 20%ige Schwefelsäure).

4.2.2 Wasserstoffperoxid

siehe Seite 15, Kapitel 2.4.1.3.

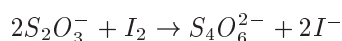
4.2.3 Quecksilbernitrat und Schwefelwasserstoff



4.2.4 Peroxidisulfat und Jodid



4.2.5 Thiosulfat und Halogen



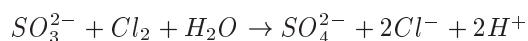
4.2.6 Bleichlorid und Schwefelwasserstoff

$PbCl_2 + H_2S \rightarrow PbS \downarrow + 2HCl$ vergleiche auch *Blei-Akku*, Seite 18, Kapitel 4.2.1.

4.2.7 Kalimsulfid und Schwefel

$K_2S + \frac{1}{8}S_8 \rightarrow K_2S_2$ oder Bildung anderer Polysulfide K_2S_n $1 \leq n \leq 8$ möglich.

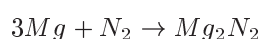
4.2.8 Sulfit und Chlor



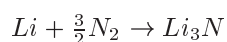
4.2.9 Lösen von Metallen in Schwefelsäure

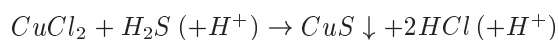
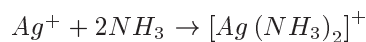
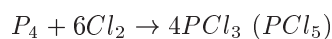
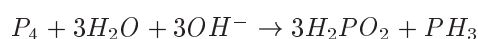
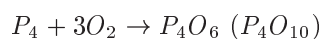
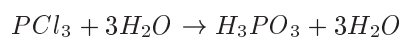
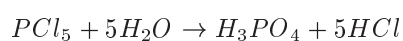
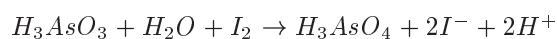
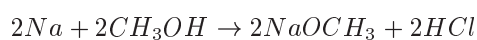
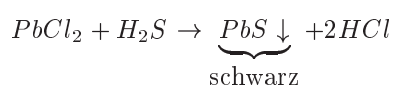
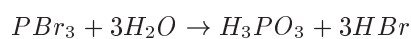


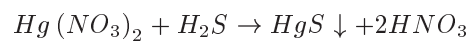
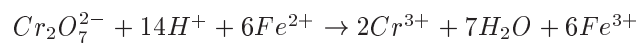
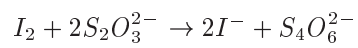
4.2.10 Magnesium und Stickstoff



4.2.11 Lithium und Stickstoff



4.2.12 Kupferchlorid und Schwefelwasserstoff in saurer Lösung**4.2.13 Silber und Ammonium-Ionen****4.2.14 Phosphor und Chlor****4.2.15 Phosphor und verdünnte Lauge****4.2.16 Phosphor und Sauerstoff****4.2.17 Phosphorchlorid und Wasser****4.2.18 Phosphorpentchlorid und Wasser****4.2.19 Arsenidsäure und Jod in Lösung****4.2.20 Natrium und Methanol****4.2.21 Bleichlorid und Schwefelwasserstoff****4.2.22 Phosphorbromid und Wasser**

4.2.23 Quecksilbernitrat und Schwefelwasserstoff**4.2.24 Dichromat und Eisen(II)****4.2.25 Jod und Thiosulfat**

Kapitel 5

Aromaten

5.1 Benzol

5.1.1 Delokalisiertes Π -System

5.1.1.1 Entstehung

Die Kohlenstoffatome im Benzol sind alle sp^2 hybridisiert, d.h., die hybridisierten Orbitale liegen in einer Ebene mit einem Zwischenwinkel von 120° , das nicht hybridisierte $2sp_z$ Orbital steht senkrecht dazu; diese nicht hybridisierten Orbitale "verschmieren" ober- und unterhalb des Benzolrings zum *delokalisierten Pi-System*.

Dieses ist beim Benzol besonders stabil, da es auch noch die *Hückel-Regel* erfüllt: Ein aromatisches System mit $(4n + 2)$ Π -Elektronen ist besonders stabil.

5.1.1.2 Reaktionen

Reaktion am Kern *Elektrophile Addition*: Z.B. bei der Nitrierung lagert sich ein Nitronium-Ion an den Benzol-Ring an, H_2SO_4 wirkt dabei als Katalysator.

Merksprüche **S**onne, **S**iedehitze, **S**eitenkette \rightarrow radikalische Reaktion an einem **S**ubstituenten
Kälte, **K**atalysator, **K**ernreaktion \rightarrow elektrophile Reaktion am Aromaten-**K**ern

5.2 Andere Stoffe mit delokalisiertem Π - System

5.2.1 Verbindungen mit mehreren Benzolringen

5.2.1.1 Naphtalin

2 kondensierte Benzolringe: $C_{10}H_8$

5.2.1.2 Anthracen

3 kondensierte Benzolringe: $C_{14}H_{10}$

5.2.1.3 Biphenyl

Die Benzolringe sind an der Spitze verbunden (anellierter Aromat): $C_{12}H_{10}$

5.2.1.4 Graphit

Hier sind viele Benzolringe kondensiert, das delokalisierte Π - System erstreckt sich über ganze Lagen von Benzol-Ringen \rightarrow elektrische Leitfähigkeit.

5.2.2 Derivate des Benzols

5.2.2.1 Phenol

Ein H-Atom ist durch eine Hydroxylgruppe (-OH) ersetzt.

Phenol wirkt als Säure ($pK_s = 10$), weil der Benzolring einen negativen induktiven und einen negativen mesomeren Effekt auf die Hydroxylgruppe ausübt.

5.2.2.2 Zweitsubstitution

- Substituenten mit positivem induktiven bzw. mesomeren Effekt dirigieren nach *ortho* und *para*.
- Vergleiche mesomere Grenzstrukturen der Substituenten

Kapitel 6

Darstellungen

6.1 Aluminium

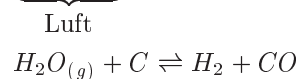
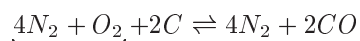
6.1.1 Vorkommen

Bauxit: $(Al_2O_3)_x \cdot (Fe_2O_3)_y \cdot (SiO_2)_z$

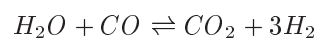
6.2 Ammoniak

6.2.1 Herstellung der Ausgangsstoffe H_2 und N_2

6.2.1.1 altes Verfahren

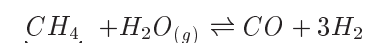


Entfernen des CO durch *Konvertierungsreaktion*:



6.2.1.2 neues Verfahren

Gewinnung des Wasserstoffs aus Methan

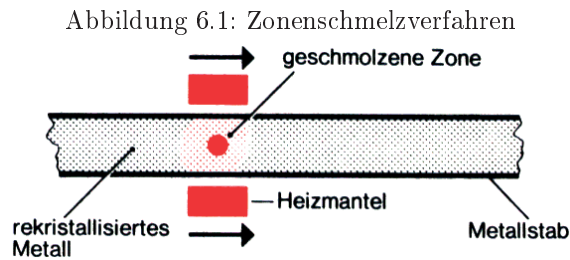


Erdgas

6.2.2 Haber-Bosch-Verfahren

6.2.2.1 Problem

Bei Raumtemperatur würden theoretisch über 90% NH_3 entstehen, aber durch die extreme Reaktionsträgeit des Stickstoffs (extrem hohe Aktivierungsenergie durch 3-fach Bindung) muß die Temperatur auf 800-1000°C erhöht werden \Rightarrow Die NH_3 Ausbeute sinkt auf unter 0,01 Vol%.



6.2.2.2 Lösung

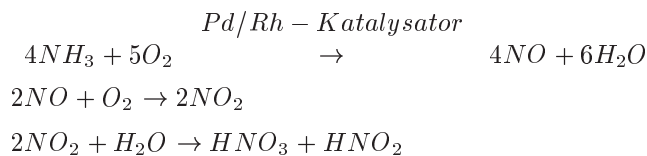
- Herabsetzung der Aktivierungsenergie mit Hilfe eines Katalysators (etwa 400°C)
- Erhöhung des Druckes (Teilchenzahl nimmt bei der Reaktion ab \Rightarrow Prinzip des kleinsten Zwanges)

6.2.2.3 Technische Umsetzung

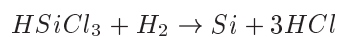
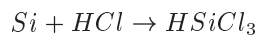
- 500°C
- 200 atm Druck
- Eisen mit Al_2O_3 und anderen Beimischungen als Katalysator

Ausbeute: 17,6 Vol % NH_3 .

6.3 Salpetersäure (Ostwald-Verfahren)



6.4 Silizium



Danach Reinigung durch Zonenschmelzen:

Ein Silizium-Stab wird von einer beweglichen Heizapparatur umgeben. Diese läßt man langsam den Stab entlang wandern, wobei die im Heizbereich liegende Zone des Materials schmilzt (siehe Abb. 6.1). Während die Heizapparatur weiterwandert, kristallisiert aus der Schmelze das reine Metall aus, wobei die Verunreinigungen wegen ihrer besseren Löslichkeit in der Schmelze bleiben und so bis zum Ende des Stabes wandern; das Stabende wird dann abgeschnitten.

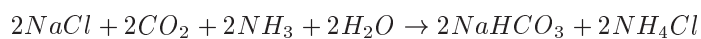
6.5 Magnesium

Schmelzflußelektrolyse aus $MgCl_2$, oder: $MgO + C + Cl_2 \rightarrow MgCl_2 + CO \uparrow$, danach Schmelzflußelektrolyse.

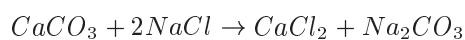
6.6 Methyloorange

6.7 Natriumcarbonat (Soda)

Solvay-Verfahren:



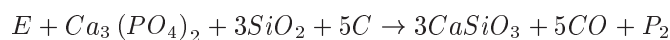
Als Summe ergibt sich dann:



6.8 Ozon

siehe Seite 14, Kapitel 2.2.2.2.

6.9 Phosphor

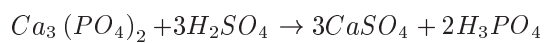


6.10 Phosphorsäure (H_3PO_4)

6.10.1 Technische Herstellung

P_4O_{10} in Wasser lösen, Phosphorsäure mit H_2SO_4 austreiben.

6.10.2 Herstellung aus natürlichen Verbindungen



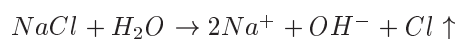
Phosphorit

6.11 Chlor

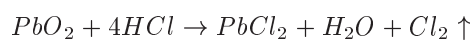
6.11.1 Deacon-Prozeß

$4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2Cl \uparrow + 2H_2O$ mit einem Katalysator

6.11.2 Elektrolytisch

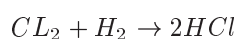


6.11.3 Aus Bleioxid



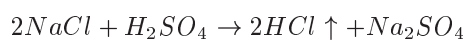
6.12 Salzsäure

6.12.1 Knallgasreaktion

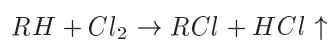


6.12.2 Verdrängungsreaktion

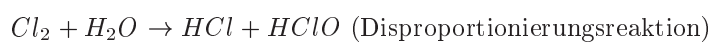
„Die stärkere Säure vertreibt die schwächere aus ihrem Salz.“



6.12.3 Chlorierung organischer Verbindungen



6.13 Unterchlorige Säure

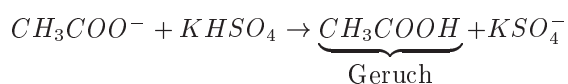


Kapitel 7

Nachweise

7.1 Acetat-Ionen (CH_3COO^-)

Mit $KHSO_4$ verreiben \Rightarrow Essiggeruch:



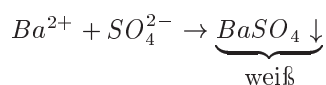
7.2 Ammonium-Ionen (NH_4^+)

Den Ammoniak mit $NaOH$ austreiben und mit Indikatorpapier nachweisen, oder: Geruch nach Bahnhofstoilette.

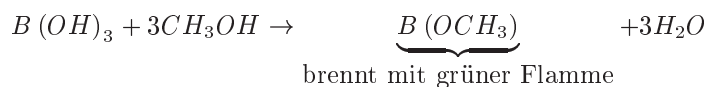


7.3 Barium-Ionen

Im sauren Medium fällt schwerlösliches $BaSO_4$ aus:



7.4 Borat



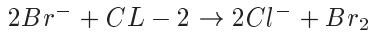
7.5 Bromid-Ionen

7.5.1 Fällung

Ansäuern und mit $AgNO_3$ fällen, leicht gelblicher Niederschlag.

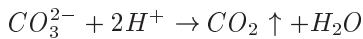
7.5.2 Oxidativ

Mit Chlor zu Brom oxidieren und mit Formalin ausschütteln:

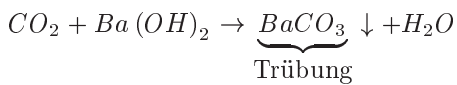


7.6 Carbonat-Ionen (CO_3^-)

Ansäuern und entstehendes CO_2 durch $Ba(OH)_2$ nachweisen:



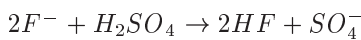
Nachweis des CO_2 durch Trübung einer Barium-Hydroxid-Lösung:



7.7 Fluorid-Ionen

7.7.1 Ätzprobe

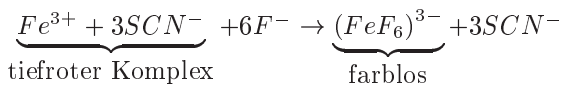
Ätzprobe: Mit H_2SO_4 entsteht HF , der Glas ätzt:



$4HF + SiO_2 \rightarrow SiF_4 \uparrow + 2H_2O \Rightarrow$ Glas wird nicht mehr von H_2SO_4 benetzt.

7.7.2 mit Blutlaugensalz

Herstellung einer $Fe(SCN)_3$ -Lösung aus $KSCN$ und $FeCl_3$:



7.8 Nitrat-Ionen (NO_3^-)

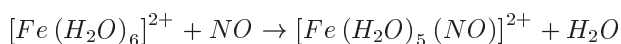
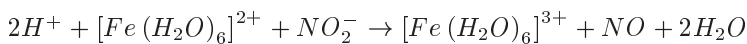
Ringprobe: Salz mit Fe^{2+} -Salz versetzten, ansäuern, mit konz. H_2SO_4 unterschichten; rotbrauner Ring zeigt NO_3^- an.

7.9 Nitrit (NO_2^-)

7.9.1 mit Amidoschwefelsäure



7.9.2 Ringprobe



7.10 Kalium-Ionen (K^+)

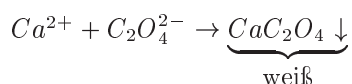
Flammenfärbung durchs Cobaltglas.

7.11 Natrium-Ionen (Na^+)

Färbt Bunsenbrennerflamme intensiv gelb.

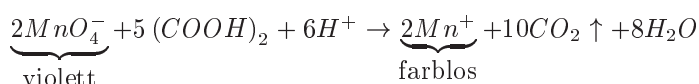
7.12 Oxalat ($C_2O_4^{2-}$)

7.12.1 Mit Calcium-Ionen



7.12.2 Mit Kaliumpermanganat

Entfärbung von H_2SO_4 saurer $KMnO_4$ -Lösung unter CO_2 Entwicklung:

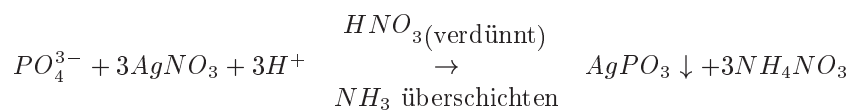


7.13 Phosphat (PO_4^{3-})

7.13.1 mit Zirkoniumchlorid

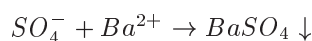
Mit Zirkoniumchlorid ($ZrOCl_2$) versetzen; es fällt $Zr_3(PO_4)_4$ aus.

7.13.2 mit Silbernitrat

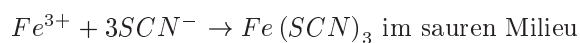


7.14 Sulfat-Ionen (SO_4^{2-})

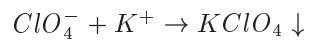
Mit 2N HCl ansäuern und mit $BaCl_2$ fällen:



7.15 Thiocyanat¹ (SCN^-)



¹Die Bezeichnung Thiocyanat besteht für SCN^- und $S_2O_3^{2-}$ -Ionen.

7.16 Perchlorat-Ionen (ClO_4^-)

Fällt evtl. erst in der Kälte aus, Medium nicht zu sauer.

Kapitel 8

Kunststoffe

8.1 Einteilung der Kunststoffe

8.1.1 Einteilung nach dem Verknüpfungsprinzip

8.1.1.1 Polykondensate

Die Monomere verbinden sich durch Abspaltung von Wasser oder anderer kleinere Moleküle.

8.1.1.2 Polymerisate

Die Monomere sind ungesättigt (enthalten indestens eine C=C-Doppelbindung) und verbinden sich unter Aufrichten der Doppelbindung.

8.1.1.3 Polyaddukte

Verbindung der Monomere durch Polyaddition (meistens an Ketongruppe)

8.1.2 Einteilung nach Eigenschaften

8.1.2.1 Thermoplaste

Makromoleküle sind linear, keine Quervernetzungen, kaum Verzweigungen, die zwischenmolekularen Kräfte dürfen nicht zu stark sein (*Van-der-Vaals-Kräfte*).

8.1.2.2 Duroplaste = Harze

Makromoleküle sind sehr stark verzweigt und vor allem dreidimensional vernetzt, der Kunststoff ist daher im Gebrauchsbereich relativ hart und spröde, er kann nicht geschmolzen werden.

8.1.2.3 Elaste = Elastomere

Die Makromoleküle sind stellenweise durch Querverbindungen vernetzt, zwischen den Verknüpfungen ist Molekülbewegung möglich, diese führt zur Unordnung (verkürzter Zustand); beim Dehnen werden die Ketten parallel ausgerichtet. Wenn die Kraft aufhört, zu wirken, geht der Elastomer spontan in seinen Ausgangszustand (= Zustand größter Unordnung) zurück.

8.2 Herstellung von Kunststoffen

8.2.1 Polymerisation

8.2.1.1 Radikalische Polymerisation

Start durch Thermolyse von Dibenzoylperoxid oder Azodiisobutyronitril oder durch Redoxreaktion ($H_2O_2 + Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + OH^- + \cdot\bar{O} - H$).

8.2.1.2 Kationische Polymerisation

Die Doppelbindungen der Monomere klappen auf, um mit einem H^+ eine Verbindung einzugehen; als Abbruchreaktion kann ein Proton abgespalten werden, dadurch entsteht wieder eine C=C-Doppelbindung.

8.2.1.3 Anionische Polymerisation

Analog zur Kationischen Polymerisation, diesmal aber Start mit einer sehr starken Base wie NH_2^- . Es gibt keine Abbruchreaktion!

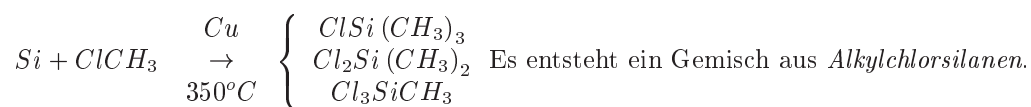
8.2.1.4 Katalytische / koordinative Polymerisation

mit *Ziegler-Katalysator*: $TiCl_4$ und $Al(C_2H_5)_3$, Temperatur und Druck müssen nicht so stark erhöht werden \Rightarrow die Makromoleküle werden länger und enthalten kaum Verzweigungen \Rightarrow höherer Kristallisationsgrad \Rightarrow größere Härte, höhere Erweichungstemperatur.

8.3 Polysilane

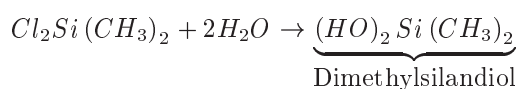
8.3.1 Herstellung

8.3.1.1 Herstellung von Alkylchlorsilanen



8.3.1.2 Hydrolisierung der Alkylchlorsilane

Es entsteht zum Beispiel:



8.3.1.3 Polykondensation

Die Silandiole kondensieren unter Abspaltung von H_2O :

- hoher Anteil *Trimethylsilanole* \rightarrow Kettenabbruch \rightarrow kurze Kette \rightarrow *Silikonöle*
- hoher Anteil *Methylsilantriol* \rightarrow Vernetzung \rightarrow *Silikonharze*

Anhang A Periodensystem

1	2											18						
1A	2A											0						
1	H											1s ¹						
2	He											1s ²						
3	Li	Be									B	C	N	O	F	Ne		
4	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
5	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
7	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
8	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		
9																		
10																		
11																		
12																		
13																		
14																		
15																		
16																		
17																		
18																		

Atomzahl — Atommasse (gewichtetes Mittel)
 Elektronenkonfiguration — Oxidationszahlen
 Symbol — Schmelzpunkt (°C)
 2140 11,5 — Dichte [g/cm³] für Gase [g/l] (0°C, 1013mbar)
 Siedepunkt (°C) — 5050 * 1,9 — Elektronengravität
 Relativität

57	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
89	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Lanthanoide
 Actinoide

Anhang B

Spannungsreihe

Name des Metalls	Redoxreaktion Reduktion	Redoxreaktion Oxidation	Normalpotential (E_0 in Volt)
Francium	Fr	$Fr^+ + e^-$	-3,092
Lithium	Li	$Li^+ + e^-$	-3,045
Rubidium	Rb	$Rb^+ + e^-$	-2,925
Kalium	K	$K^+ + e^-$	-2,925
Cäsium	Cs	$Cs^+ + e^-$	-2,923
Barium	Ba	$Ba^{2+} + 2e^-$	-2,912
Strontium	Sr	$Sr^{2+} + 2e^-$	-2,891
Calcium	Ca	$Ca^{2+} + 2e^-$	-2,866
Natrium	Na	$Na^+ + e^-$	-2,713
Lanthan	La	$La^{3+} + 3e^-$	-2,522
Magnesium	Mg	$Mg^{2+} + 2e^-$	-2,363
Aluminium	Al	$Al^{3+} + 3e^-$	-1,676
Mangan	Mn	$Mn^{2+} + 2e^-$	-1,185
Zink	Zn	$Zn^{2+} + 2e^-$	-0,7626
Chrom	Cr	$Cr^{3+} + 3e^-$	-0,744
Eisen	Fe	$Fe^{2+} + 2e^-$	-0,4022
Cobalt	Co	$Co^{2+} + 2e^-$	-0,277
Nickel	Ni	$Ni^{2+} + 2e^-$	-0,257
Zinn	Sn	$Sn^{2+} + 2e^-$	-0,137
Blei	Pb	$Pb^{2+} + 2e^-$	-0,1262
Wolfram	W	$W^{3+} + 3e^-$	-0,112
Wasserstoff	H	$2H_3O^+ + 2e^-$	0,000
Kupfer	Cu	$Cu^{2+} + 2e^-$	+0,337
Kupfer	Cu	$Cu^+ + e^-$	+0,521
Silber	Ag	$Ag^+ + e^-$	+0,7991
Quecksilber	Hg	$Hg^{2+} + 2e^-$	+0,8535
Palladium	Pd	$Pd^{2+} + 2e^-$	+0,987
Platin	Pt	$Pt^{2+} + 2e^-$	+1,118
Iridium	Ir	$Ir^{3+} + 3e^-$	+1,156
Gold	Au	$Au^{3+} + 3e^-$	+1,498

Anhang C

pK_s -Werte

Verbindung	pK_s -Wert
Hydroxid-Ion	24
Wasser	15,74
Hydrosulfid-Ion	12,9
Hydrogenphosphat-Ion	12,32
Wasserstoffperoxid	11,62
Hydrogencarbonat-Ion	10,4
Hexaquo-Zink-Ion	9,66
Blausäure	9,4
Ammonium-Ion	9,21
Unterchlorige Säure	7,25
Dihydrogenphosphat	7,21
Schwefelwasserstoff	7,06
Kohlensäure	6,46
Hexaquo-Aluminium-Ion	4,9
Essigsäure	4,76
Ameisensäure	3,7
Fluorwasserstoff	3,14
Hexaquo-Eisen(III)-Ion	2,2
Schwefelige Säure	1,96
Phosphorsäure	1,96
Hydrosulfat-Ion	1,92
Chlorsäure	0
Salpetersäure	-1,32
Hydronium-Ion	-1,74
Schwefelsäure	-3
Chlorwasserstoff	-6
Perchlorsäure	-9

Anhang D

verwendete Literatur

Literaturverzeichnis

- [1] Schülerduden "Chemie"¹
- [2] Prüfungsprotokolle der Phachschaft Physik an der Uni Würzburg²
- [3] Chemie LK
- [4] Ministerium für Kultus und Sport Baden-Württemberg
- [5] <http://www.hh.schule.de/gyla/faecher/chemie/ph/pks-werte.htm>
- [6] <http://periodensystem.tsx.org>
- [7] <http://www.seilnacht.tuttlingen.com/Lexikon/normalp.htm>
- [8] http://region.hagen.de/OZON/ozon_5.htm

¹Dudenverlag, ISBN: 3-411-05383-6

²<http://cip.physik.uni-wuerzburg.de/~fschaft>