

Komplexchemie
von Werner Schötschel

Inhaltsverzeichnis

	<u>Seite</u>
1 Bezeichnungen, Schreibweise und Nomenklatur der Komplexverbindungen	1
2 Weitere Beispiele für die Bildung von Komplexverbindungen	5
2.1 Amminkomplexe	5
2.2 Cyanokomplexe	5
2.3 Hydroxokomplexe	6
2.4 Thiosulfatkomplexe	7
2.5 Thiocyanatkomplexe	7
2.6 Halogenokomplexe	7
2.7 Aquakomplexe - Hydrate - Kristallwasser	8
3 Bindung und geometrische Anordnung der Liganden in Komplexen	10
4 Chelatkomplexe	11
5 Ligandenaustauschreaktionen	12
Anhang 1 Einübung der Formelschreibweise von Komplexverbindungen	
Anhang 2 Beispiele für die Nomenklatur von Komplexverbindungen	
Anhang 3 Versuche zur Komplexchemie	
Anhang 4 Schülerpraktikum: Versuche zur Komplexchemie	
Anhang 5 Übungsaufgaben	

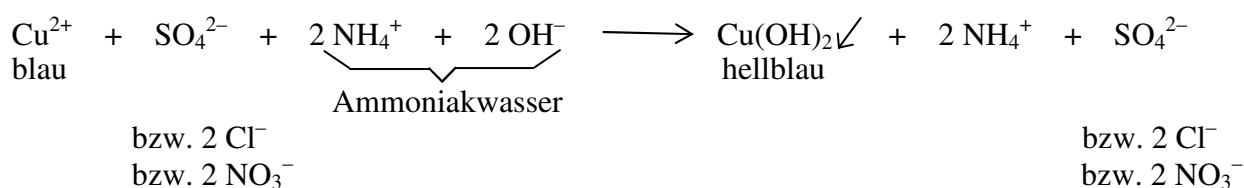
Komplexchemie von Werner Schötschel

1 Bezeichnungen, Schreibweise und Nomenklatur der Komplexverbindungen

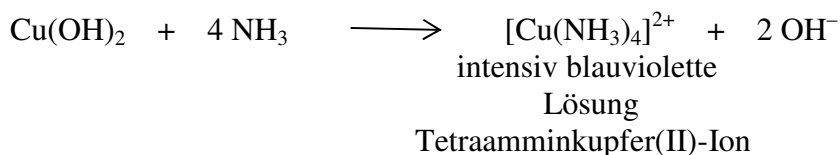
Eine Komplexverbindung oder ein Komplexion besteht aus einem zentralen Metall-Kation, an das mehrere Anionen und/oder neutrale Moleküle gebunden sind.

Die Komplexchemie wurde begründet von dem Schweizer Alfred Werner (Nobelpreis 1913).

Versuch: Zu einer Lösung von Kupfer(II)-sulfat (bzw. Kupfer(II)-chlorid bzw. Kupfer(II)-nitrat) wird Ammoniakwasser gegeben.



Überschuss von Ammoniakwasser:



Bezeichnungen:

Zentralion:

Metall-Kation (hier: Cu^{2+}) (selten: Zentralatom)

Liganden:

Anionen oder neutrale Moleküle, die an das Zentralion gebunden, dem Zentralion „koordiniert“ sind (hier: NH_3 -Moleküle)

Koordinationszahl:

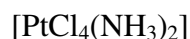
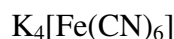
Zahl der Liganden (hier: 4); genauer: Zahl der Atome, die direkt mit dem Zentralion verbunden sind

Die Liganden sind in einer ersten Koordinationssphäre (sogenannte innere Sphäre) um das Zentralion angeordnet. Die Ladung dieser Koordinationseinheit ist gleich der Summe der Ladungen ihrer Bestandteile, wobei die Koordinationseinheit ein Kation, ein Anion oder ein ungeladenes Molekül sein kann. Komplexionen können zusammen mit anderen Anionen oder Kationen (zweite Koordinationssphäre, sogenannte äußere Sphäre) auskristallisieren. Derartige Salze mit Komplexionen nennt man Komplexsalze. Die Koordinationseinheiten zerfallen auch in Lösung oder im Gaszustand nicht oder wenigstens nicht vollständig in ihre Komponenten.

Schreibweise:

In den Formeln von Komplexverbindungen schreibt man zuerst das Zentralion, dann folgen die Liganden in der ersten Koordinationssphäre (und zwar zuerst die anionischen, dann die neutralen Liganden, jeweils in alphabetischer Reihenfolge, wobei das mit dem Zentralion verbundene Atom die Reihenfolge bestimmt [also NH_3 vor H_2O]). Die gesamte Koordinationseinheit wird von eckigen Klammern umschlossen, um deutlich zu machen, dass es sich um eine zusammengehörige Einheit handelt. Von den in der äußeren Sphäre (der „zweiten Koordinationssphäre“) gebundenen Ionen schreibt man die Kationen vor die Koordinationseinheit, die Anionen dahinter.

Beispiele:



zur Einübung der Formelschreibweise:

Zentralteilchen	Liganden der 1. Sphäre	Ionen der 2. Sphäre	Formel
Pt^{4+}	4 NH_3 , 2 Cl^-	x Cl^-	siehe Anhang 1
Co^{3+}	H_2O , 4 NH_3 , Cl^-	x Cl^-	siehe Anhang 1
Cr^{3+}	2 NH_3 , 4 SCN^-	x NH_4^+	siehe Anhang 1
Fe^{2+}	6 CN^-	x K^+	siehe Anhang 1
Pt^{4+}	2 NH_3 , 4 Cl^-	-----	siehe Anhang 1

Nomenklatur:

Zur systematischen Bezeichnung von Komplexverbindungen gibt man zuerst den Namen des Kations (gleichgültig ob komplex oder nicht) und dann den Namen des Anions an.

Die Nennung der Bestandteile der Koordinationseinheit geschieht in folgender Reihenfolge:

1.) Zahl der Liganden in griechischen Zahlwörtern

di

tri

tetra

penta

hexa

Bei Liganden mit kompliziertem Namen oder zur Vermeidung von Zweideutigkeiten findet die adverbiale Form der griechischen Zahlwörter Verwendung:

bis

tris

tetrakis

2.) Art der Liganden

in alphabetischer Folge ohne Berücksichtigung der Zahlwörter (gleichgültig ob es sich um anionische oder neutrale Liganden handelt)

Bei Liganden mit kompliziertem Namen (z.B. thiosulfato) wird der Name in runde Klammern gesetzt.

F^- = fluoro

Cl^- = chloro

Br^- = bromo

I^- = iodo

O^{2-} = oxo

OH^- = hydroxo

CN^- = cyano

SCN^- = thiocyanato

S^{2-} = thio

SO_4^{2-} = sulfato

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ = thiosulfato

CO_3^{2-} = carbonato

Unterscheide:

NO_2^- = nitro Bindung über N [Komplexe beständiger!]

ONO^- = nitrito Bindung über O

H_2O = aqua

NH_3 = ammin (nicht ammino, um eine Verwechslung mit der Aminogruppe $-\text{NH}_2$ zu vermeiden!)

CO = carbonyl

3.) Zentralion

In einem komplexen Anion erhält das Zentralion (mit lateinischem Wortstamm) die Endung -at. Ist der Komplex ein Kation oder ein neutrales Molekül, dann ändert sich der Name des Zentralions (mit deutscher Bezeichnung) nicht.

lateinische Namen von Elementen:

Blei	=	plumbum
Eisen	=	ferrum
Gold	=	aurum
Kupfer	=	cuprum
Nickel	=	niccolum
Quecksilber	=	mercurium (nicht: hydrargyrum)
Silber	=	argentum
Zink	=	zincum
Zinn	=	stannum

Anmerkung: Komplexe Anionen mit Antimon (Sb; von lat. stibium) als Zentralion werden nicht als Stibiate, sondern als Antimonate bezeichnet.

4.) Ladung des Zentralions

Die formale Ladung des Zentralions (= Oxidationszahl) wird durch eine in runde Klammern gesetzte römische Zahl angegeben und dem Namen der Koordinationseinheit nachgestellt. Für Null (im Falle eines Zentralatoms) wird die arabische Ziffer 0 benutzt.

Der Name der Koordinationseinheit wird in einem Wort geschrieben. Im Namen von Komplexsalzen wird zwischen dem Namen des Kations und dem Namen des Anions ein Bindestrich geschrieben.

Beachte: Die Reihenfolge der Liganden in einer Koordinationseinheit kann in der Formel anders sein als in dem systematischen Namen!

Beispiel:

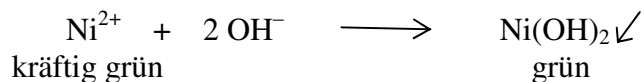


Beispiele zur Nomenklatur von Komplexverbindungen: siehe Anhang 2

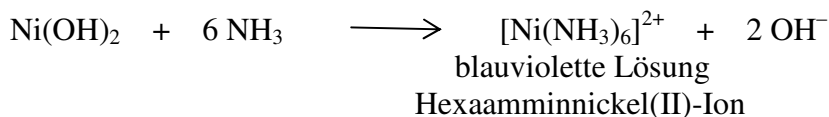
2 Weitere Beispiele für die Bildung von Komplexverbindungen

2.1 Amminkomplexe

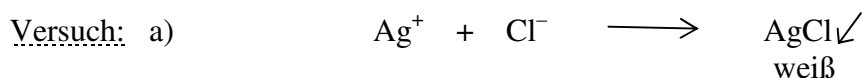
Versuch: a) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ mit wenig Ammoniakwasser:



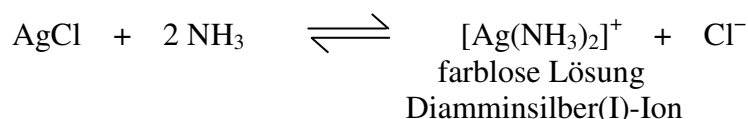
b) mit Ammoniakwasser im Überschuss:



(Zwischenprodukt: das blaue $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ -Ion)



b) mit Ammoniakwasser (nicht mit NH_4Cl oder NaOH !):

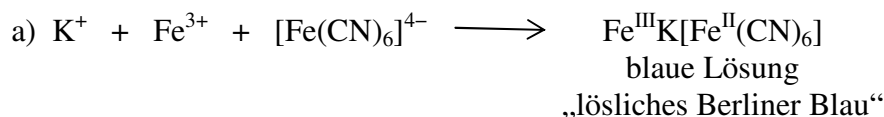


(Beim Ansäuern mit HCl fällt AgCl wieder aus.)

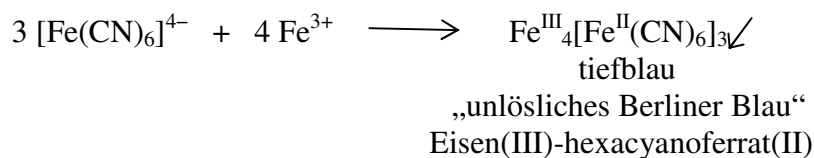
2.2 Cyanokomplexe

- Kalium-hexacyanoferrat(II): $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ „gelbes Blutlaugensalz“
- Kalium-hexacyanoferrat(III): $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ „rotes Blutlaugensalz“

Versuch: Hexacyanoferrate + Fe^{3+} bzw. Fe^{2+} :

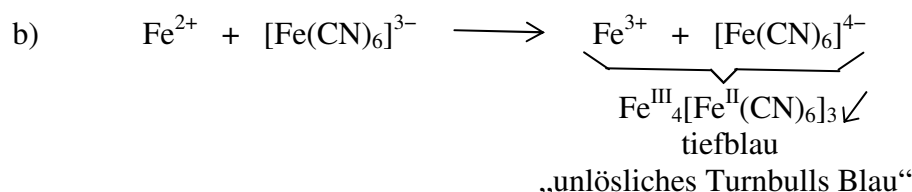


mit Fe^{3+} im Überschuss:

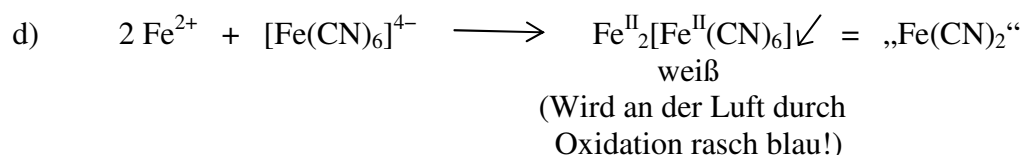
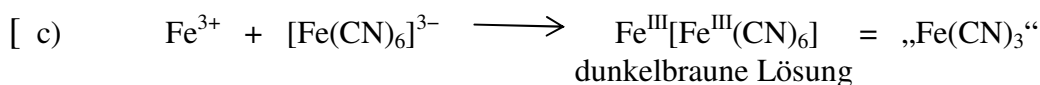


Die Reaktion ist wegen ihrer großen Empfindlichkeit von großer Bedeutung in der analytischen Chemie.

Berliner Blau findet Verwendung für Aquarell-, Öl- und Druckfarben sowie in Füllhaltertinten.



Einer Fällung von Turnbells Blau geht die obige Reaktion voraus. Durch Anwendung der „Mößbauer-Spektroskopie“ konnte 1962 gezeigt werden, dass es sich bei Berliner Blau und Turnbells Blau um dieselbe Substanz handelt. [Die Mößbauer-Spektroskopie ist ein Verfahren, mit dem man so schmale Spektrallinien gewinnen kann, dass eine Messung der relativen Frequenzdifferenz in der Größenordnung 10^{-15} möglich ist. Dazu wird nicht das sichtbare Licht, sondern die γ -Strahlung von radioaktiv angeregten Atomkernen benutzt.]

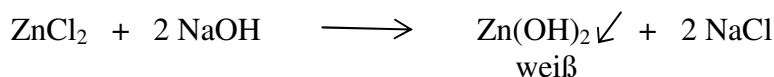


Übersicht:

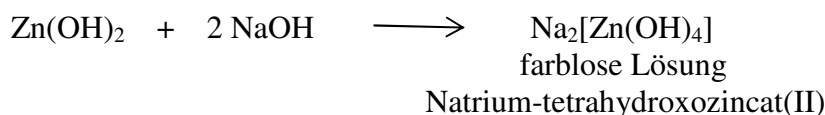
	Zugabe von Fe^{2+}	Zugabe von Fe^{3+}
gelbes Blutlaugensalz (Fe^{II})	weißer Niederschlag (wird rasch blau!)	blaue Lösung (bei Überschuss von Fe^{3+} : tiefblauer Niederschlag)
rotes Blutlaugensalz (Fe^{III})	tiefblauer Niederschlag	dunkelbraune Lösung

2.3 Hydroxokomplexe

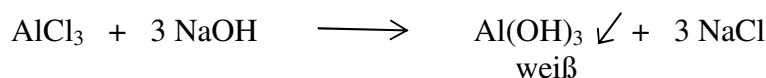
Versuch: a) Zinkchlorid + Natronlauge:



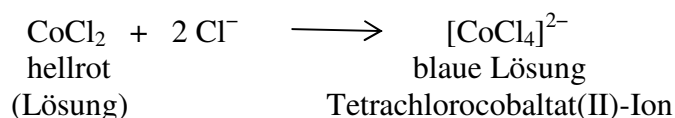
b) mit NaOH im Überschuss:



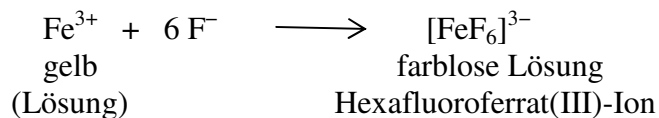
Versuch: a) Aluminiumchlorid + Natronlauge:



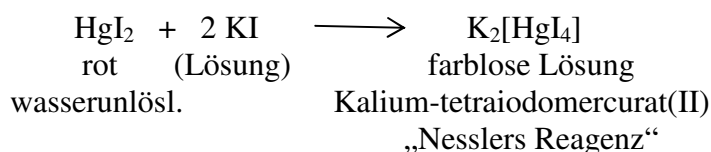
Versuch: Cobalt(II)-chlorid + konz. Chloridlösung (oder Salzsäure):



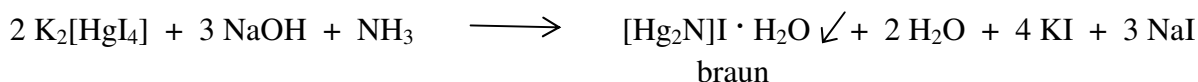
Versuch: Eisen(III)-chlorid + Natriumfluorid:



Versuch: Quecksilber(II)-iodid + Kaliumiodid:



Das Reagenz ergibt mit NH_3 eine gelbbraune Lösung, aus der sich nach einiger Zeit braune Flocken abscheiden. Es entsteht das schwerlösliche Iodid einer Verbindung vom Typus eines substituierten Ammoniumsalzes:

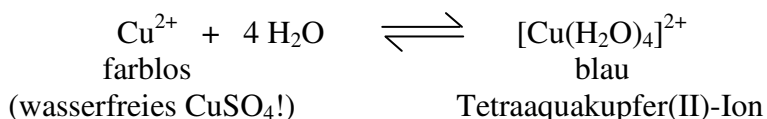


Wegen der großen Empfindlichkeit wird das Reagenz zum Nachweis von Ammoniak im Trinkwasser benutzt.

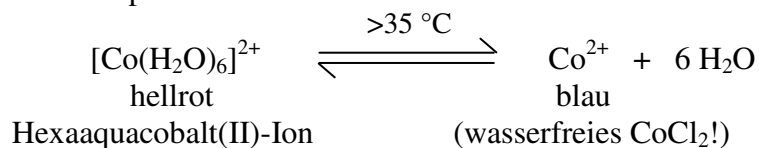
2.7 Aquakomplexe - Hydrate - Kristallwasser

In der Chemie der wässrigen Systeme spielen diejenigen Komplexionen eine besondere Rolle, die Wassermoleküle als Liganden enthalten, d.h. die Aquakomplexe.

Versuch: Kupfervitriol-Kristalle werden in einer Porzellanschale vorsichtig erhitzt. Nach dem Abkühlen wird der weiße, bröckelige Stoff mit Wasser übergossen.

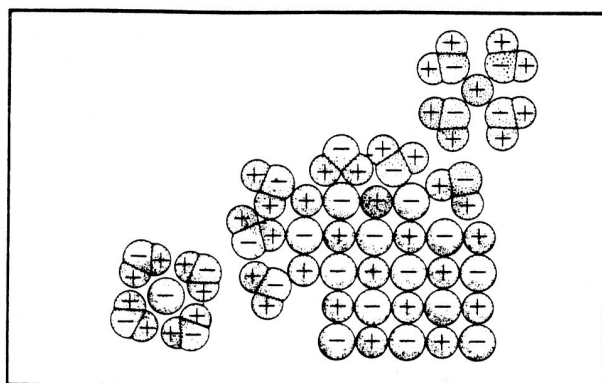


Versuch: Ein saugfähiges Papier wird mit verdünnter Cobalt(II)-chlorid-Lösung beschrieben und über einer Heizplatte erwärmt.



Man nutzt diese Eigenschaft der Cobalt(II)-chlorid-Lösung in der „unsichtbaren“ Tinte (Geheimtinte, „sympathetische“ Tinte [das bedeutet: geheimkräftig, unsichtbar]), bei „Wetterfiguren“ und zur Anzeige des Trocknungsvermögens von Trocknungsmitteln, z.B. von Silicagel („Blaugel“).

Beim Lösen eines Salzes in Wasser zerfällt das Ionengitter. An der Oberfläche eines Kristalls - vor allem an den Ecken und Kanten - sind nämlich die Ionen weniger fest gebunden als im Innern. An diesen „schwachen“ Stellen beginnen die Dipolmoleküle des Wassers, mit ihrer negativen Seite die Kationen und mit ihrer positiven Seite die Anionen aus dem Gitterverband zu lösen. Die freien Ionen werden von Wassermolekülen umhüllt. Man nennt diesen Vorgang Hydratisierung der Ionen. Die Wasserhülle schirmt jedes Ion gegen seine entgegengesetzt geladenen Nachbarn ab, d.h. die Ionen können frei „umherschwimmen“, ohne sich gegenseitig durch Anziehung nennenswert zu behindern. Eine vollständige Hydratisierung aller Ionen tritt nur in stark verdünnten Lösungen ein.



Vorgang beim Auflösen eines Salzes:
Die Ionen werden frei und hydratisieren sich.

Beispiele: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$; $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ usw.

Beachte:

Bei der Formulierung der Aquakomplexionen in chemischen Gleichungen wird zumeist der Einfachheit halber das Wasser weggelassen.

Auch viele **feste** Hydrate sind Komplexverbindungen, was z.B. die oft beträchtliche Hydrationswärme der wasserfreien Salze zeigt.

Manche wasserfreien Salze - z.B. ZnCl_2 , CaCl_2 , $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ - finden daher als Trocknungsmittel Verwendung, um den Wasserdampfgehalt der Luft (oder anderer Gase) zu vermindern und dadurch auch andere Substanzen zu trocknen.

Merke:

Hydrate sind kristallwasserhaltige Verbindungen.

Kristallwasser ist chemisch gebundenes, am Aufbau von Kristallen beteiligtes Wasser, das in stöchiometrischer Menge auftritt.

In kristallwasserhaltigen Salzen sind nicht immer alle Wassermoleküle gleichartig gebunden, da nicht nur das Metallion, sondern auch das Anion sich hydratisieren kann.

Beispiele:

Bittersalz: $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{„MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O} \text{“}$
Ein Wassermolekül ist über Wasserstoffbrücken an das Sulfation gebunden.

Kupfervitriol: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{„CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \text{“}$
vergl. auch $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} !$

Eisenvitriol: $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{„FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O} \text{“}$

Al-K-Alaun: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6][\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{SO}_4)_2 = \text{„AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O} \text{“}$

Beachte:

Im Gips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) oder auch in der Soda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) sind die Wassermoleküle nicht direkt an Ionen gebunden, sondern ihre Hauptfunktion dürfte darin bestehen, die Packung der Ionen im Kristallgitter zu verbessern.

3 Bindung und geometrische Anordnung der Liganden in Komplexen

Die Kräfte, die in den Komplexen wirksam sind und deren Bestandteile zusammenhalten, sind im Wesentlichen als elektrostatische Anziehungskräfte zu verstehen. Je nach Art des Liganden erfolgt die Bindung durch eine Ion-Ion-Wechselwirkung oder durch eine Ion-Dipol-Wechselwirkung.

Zwischen Liganden und Zentralion sind aber auch kovalente Bindungen (gegenseitige Überlappung von Orbitalen der Liganden und des Zentralions) möglich. Die Bildung kovalenter Bindungen ist besonders ausgeprägt in Cyanokomplexen, wie z.B. $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ (Cyanokomplexe gehören zu den stabilsten Komplexen!).

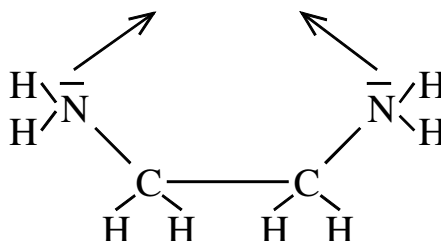
Oft sind die Zentralionen bestrebt, eine bestimmte charakteristische Koordinationszahl zu erreichen. Häufig auftretende Koordinationszahlen sind 2, 4, 6 und 8. Wenn die Liganden vorwiegend durch elektrostatische Kräfte an das Zentralion gebunden sind, wird die Koordinationszahl hauptsächlich durch das Größenverhältnis des Zentralions zu den Liganden und durch die Ladung des Zentralions bestimmt.

Geometrische Anordnung der Liganden bei Komplexverbindungen

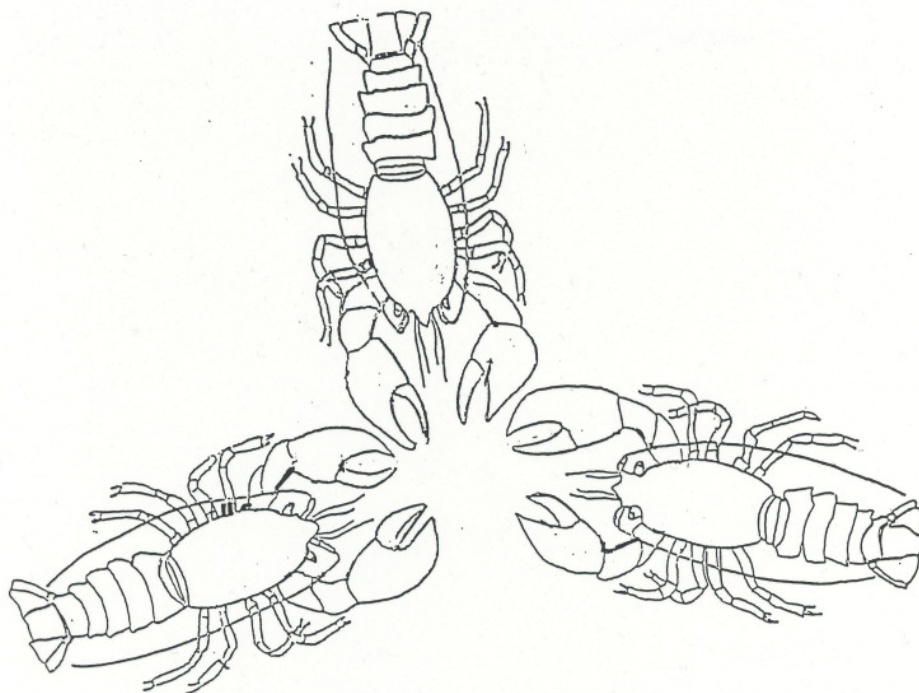
Koordinationszahl	Anordnung der Liganden
2	linear
4	quadratisch planar oder an den Ecken eines Tetraeders
6	an den Ecken eines Oktaeders
8	an den Ecken eines Würfels

4 Chelatkomplexe

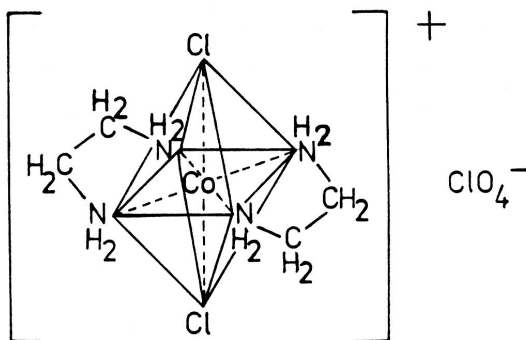
Liganden, die mehrere Koordinationsstellen in einem Koordinationspolyeder besetzen können und dabei ein Ringsystem bilden, bezeichnet man als mehrzählige Liganden (im Gegensatz zu einzähligen Liganden, wie z.B. NH_3 oder Cl^- , die nur eine Koordinationsstelle besetzen können). Ein zwei-zähliger Ligand ist z.B. Ethylendiamin = 1,2-Diaminoethan (Abkürzung in Formeln: en):



Komplexe, an deren Bau mehrzählige Liganden beteiligt sind, nennt man Chelatkomplexe [chele, gr. = Krepsschere].



Ein Beispiel für einen Chelatkomplex ist das Dichlorobis(ethylendiamin)cobalt(III)-perchlorat:



$\text{CoCl}_2(\text{en})_2]\text{ClO}_4$
grün

Mehrzählige Liganden spielen in der analytischen Chemie zur Fällung und quantitativen Bestimmung von Metallen eine wichtige Rolle:

- Diacetyldioxim = Butandiondioxim zur Fällung von Ni^{2+} -Ionen:
Es entsteht ein Niederschlag des himbeerroten Bis(diacetyldioximato)nickel(II)- = Bis(butandiondioximato)-nickel(II)-Komplexes.
- „Komplexone“ („Titriplexe“) zur quantitativen Bestimmung von Mg^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , Cu^{2+} u.a.m.

Da mehrzählige Komplexbildner (z.B. „Calgon“) Calciumsalze (z.B. CaCO_3) auflösen können, sind sie heute auch ein wesentlicher Bestandteil der modernen Waschmittel (Verhinderung von Kalkablagerungen in Waschmaschinen und auf der Wäsche).

Auch einige wichtige biologische Substanzen sind Chelatkomplexe:

- Chlorophyll: ein Mg^{2+} -Komplex
- Häm (die Farbkomponente des Hämoglobins): ein Fe^{2+} -Komplex
- Vitamin B_{12} : ein Co^{3+} -Komplex

5 Ligandenaustauschreaktionen

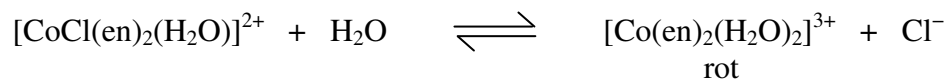
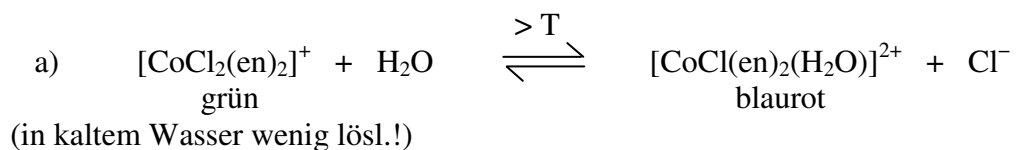
Die Koordinationssphären von Komplexen können vielfach durch Substitutionsreaktionen verändert werden: Ein oder mehrere Liganden in der ersten Sphäre können durch andere ersetzt werden.

Eine allgemeine Gleichung für eine Ligandenaustauschreaktion ist:

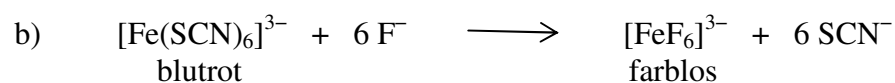


Bei Ligandenaustauschreaktionen bleibt die Koordinationszahl des Zentralions in der Regel unverändert.

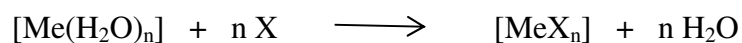
Beispiele:



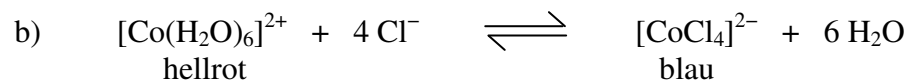
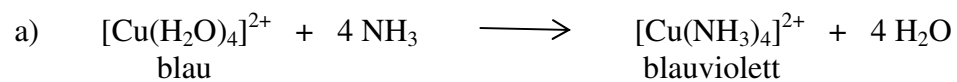
Der Ligandenaustausch erfolgt stufenweise!



Zu den Ligandenaustauschreaktionen gehören auch Reaktionen, in deren Verlauf Komplexe aus Metallionen und Liganden gebildet werden, bei denen die „nackten“ Metallionen in Wirklichkeit Aquakomplexe sind:



Beispiele:



(Auch diese Reaktionen verlaufen stufenweise!)

Anhang 1

Einübung der Formelschreibweise von Komplexverbindungen

Zentralteilchen	Liganden der 1. Sphäre	Ionen der 2. Sphäre	Formel
Pt^{4+}	4 NH_3 , 2 Cl^-	x Cl^-	$[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_6$
Co^{3+}	H_2O , 4 NH_3 , Cl^-	x Cl^-	$[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_2$
Cr^{3+}	2 NH_3 , 4 SCN^-	x NH_4^+	$\text{NH}_4[\text{Cr}(\text{SCN})_4(\text{NH}_3)_2]$
Fe^{2+}	6 CN^-	x K^+	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Pt^{4+}	2 NH_3 , 4 Cl^-	-----	$[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$

Anhang 2

Beispiele für die Nomenklatur von Komplexverbindungen

Formel	Systematischer Name
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	Diamminsilber(I)-chlorid
$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$	Natrium-bis(thiosulfato)argentat(I)
$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$	Natrium-hexafluoroaluminat(III) (Kryolith)
$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$	Natrium-tetrahydroxoaluminat(III)
$\text{K}[\text{AuCl}_4]$	Kalium-tetrachloraurat(III)
$\text{Na}[\text{ClO}_4]$	Natrium-tetraoxochlorat (VII) (*)
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	Hexaammincobalt(III)-chlorid
$[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_2$	Tetraamminaquachlorocobalt(III)-chlorid
$\text{NH}_4[\text{Cr}(\text{SCN})_4(\text{NH}_3)_2]$	Ammonium-diammintetrakis(thiocyanato)chromat(III)
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Kalium-hexacyanoferrat(III)
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Kalium-hexacyanoferrat(II)
$\text{Fe}^{\text{III}}_4[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]_3$	Eisen(III)-hexacyanoferrat(II)
$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$	Kalium-tetraiodomercurat(II)
$\text{K}_2[\text{NiF}_6]$	Kalium-hexafluoroniccolat(IV)
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	Tetracarbonylnickel(0) (Ni-Atom!)
$[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$	Triammintrichloroplatin(IV)-chlorid
$[\text{Pt}^{\text{II}}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_6]$	Tetraamminplatin(II)-hexachloroplatinat(IV)
$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	Kalium-hexahydroxoantimonat(V)
$(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$	Ammonium-hexachlorostannat(IV)
$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$	Natrium-tetracyanozincat(II)

(*) Sauerstoffkomplexe werden gewöhnlich nicht als „Oxokomplexe“ bezeichnet, sondern führen Trivialnamen:

Beispiele:

$[\text{CO}_3]^{2-}$	Carbonat-Ion	$[\text{NO}_3]^-$	Nitrat-Ion
$[\text{MnO}_4]^-$	Permanganat-Ion	$[\text{ClO}_4]^-$	Perchlorat-Ion

Anhang 3

Versuche zur Komplexchemie

Versuch 1:

In 3 großen Reagenzgläsern werden je etwa 10 ml CuSO_4 -Lösung, CuCl_2 -Lösung und $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ -Lösung (alle Lösungen sollten deutlich blau sein!) vorsichtig zuerst mit verdünntem Ammoniakwasser, dann mit einer geringen Menge konzentriertem Ammoniakwasser versetzt.

Versuch 2:

In einem Kelchglas gibt man zu einer $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ -Lösung (die Lösung sollte deutlich grün sein) langsam zuerst verdünntes, dann konzentriertes Ammoniakwasser.

Versuch 3:

In 3 Kelchgläsern fällt man jeweils aus einer verdünnten NaCl -Lösung mit AgNO_3 -Lösung Silberchlorid aus. Der Niederschlag wird in einem der Kelchgläser mit einer geringen Menge konzentriertem Ammoniakwasser aufgelöst. Zu dem Inhalt der beiden anderen Kelchgläser gibt man NH_4Cl -Lösung bzw. NaOH -Lösung. Dann versetzt man den Inhalt des ersten Kelchglases (klare Lösung!) mit Salzsäure.

Versuch 4:

In 4 Kelchgläsern werden folgende Versuche durchgeführt:

- a) verd. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ -Lösung + verd. FeCl_3 -Lösung
- b) verd. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ -Lösung + verd. FeSO_4 -Lösung
- c) verd. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ -Lösung + verd. FeCl_3 -Lösung
- d) verd. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ -Lösung + verd. FeSO_4 -Lösung

Die FeSO_4 -Lösung darf erst unmittelbar vor Versuchsbeginn angesetzt werden!

Versuch 5:

In einem Kelchglas gibt man zu einer verdünnten ZnCl_2 -Lösung zuerst vorsichtig verdünnte NaOH -Lösung, dann verdünnte NaOH -Lösung im Überschuss.

Versuch 6:

In einem Kelchglas gibt man zu einer verdünnten AlCl_3 -Lösung zuerst vorsichtig verdünnte NaOH -Lösung, dann verdünnte NaOH -Lösung im Überschuss.

Versuch 7:

In einem Kelchglas mit verdünnter KBr -Lösung wird mit verdünnter AgNO_3 -Lösung etwas AgBr ausgefällt. Der Niederschlag wird mit $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -Lösung aufgelöst.

Versuch 8:

In einem Kelchglas gibt man zu einer sehr verdünnten FeCl_3 -Lösung etwa 2 Tropfen KSCN -Lösung, dann KSCN -Lösung im Überschuss.

Versuch 9:

- a) In ein großes Reagenzglas gibt man etwa 2 cm hoch CuCl_2 -Lösung (die Lösung sollte deutlich blau sein). Zu dieser Lösung gibt man dann konzentrierte Salzsäure.
- b) In ein großes Reagenzglas gibt man etwa 2 cm hoch CoCl_2 -Lösung (die Lösung sollte deutlich hellrot sein). Zu dieser Lösung gibt man dann konzentrierte Salzsäure.

Versuch 10:

In einem großen Reagenzglas wird verdünnte FeCl_3 -Lösung mit NaF-Lösung versetzt.

Versuch 11:

In einem großen Reagenzglas wird verdünnte HgCl_2 -Lösung langsam mit KI-Lösung versetzt. Das ausgefällte HgI_2 wird mit einem Überschuss an KI-Lösung aufgelöst.

Versuch 12:

Ein 1000-ml-Becherglas wird mit destilliertem Wasser gefüllt und mit etwas Natronlauge versetzt. Dann gibt man wenig Ammoniakwasser (stark verdünnt) sowie Nessler's Reagenz hinzu.

Versuch 13:

In einer Porzellanschale werden Kupfervitriol-Kristalle vorsichtig erhitzt. Nach dem Abkühlen wird der weiße, bröckelige Stoff mit Wasser übergossen.

Versuch 14:

Ein saugfähiges Papier wird mit verdünnter Cobalt(II)-chlorid-Lösung beschrieben und über einer Heizplatte erwärmt.

Versuch 15:

Zu den vereinigten Lösungen von 8 g $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ und 5,5 g 1,2-Diaminoethan („Ethylendiamin“) in je 25 ml H_2O gibt man 20 ml Perhydrol (H_2O_2 , 30 %ig) (Vorsicht: starke Wärmeentwicklung!). Zu der blutrot gewordenen Lösung gibt man 15 ml konz. Salzsäure, 2,5 g NaClO_4 und 15 ml konz. HClO_4 , wobei ein braunroter Schlamm ausfällt. Man erhitzt mittels eines Heizrührers bis zum Verschwinden des Niederschlags (etwa bei 95 °C) und kühlt ab. Die entstandenen grünen Kristalle werden mit Hilfe eines Büchnertrichters mit Saugflasche, die über eine Woulfe'sche Flasche mit einer Wasserstrahlpumpe verbunden ist, abgesaugt und mit HClO_4 -haltigem Wasser gespült.

Versuch 16:

Zu einer $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ -Lösung (deutliche Grünfärbung) gibt man eine alkoholische Lösung von Butandiondioxim („Diacetyldioxim“).

Versuch 17:

In einem 500-ml-Becherglas gibt man zu 200 ml Wasser eine geringe Menge gesättigter $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -Lösung und versetzt mit so viel Na_2CO_3 -Lösung (etwa 5 %ig), dass eine deutliche Fällung von CaCO_3 zu beobachten ist. Eine zu starke Ausfällung ist unbedingt zu vermeiden.

- a) Zu der Suspension gibt man eine Lösung von Titriplex III.
- b) Zu der Suspension gibt man Calgon (im Handel erhältlich).

Versuch 18:

In einem Kelchglas gibt man zu verdünnter FeCl_3 -Lösung einige Tropfen verdünnter KSCN-Lösung. Die entstandene blutrote Lösung wird mit einer Lösung von NaF entfärbt.

Versuch 19:

Wiederholung des Versuchs 1 mit CuSO_4 -Lösung

Versuch 20:

In ein großes Reagenzglas gibt man etwa 1 cm hoch eine deutlich hellrote CoCl_2 -Lösung und dann konzentrierte Salzsäure. Zu der entstandenen blauen Lösung gibt man destilliertes Wasser.

Anhang 4

Schülerpraktikum: Versuche zur Komplexchemie

Geben Sie in den Gleichungen stets Farbe und Name der Komplexionen an!

1.) Stellen Sie eine verdünnte Nickelnitratlösung her. (Die Lösung soll deutlich grün sein!) Geben Sie zunächst mit einer Pipette tropfenweise verdünntes Ammoniakwasser hinzu, anschließend konzentriertes Ammoniakwasser. (Achten Sie auf ein dabei entstehendes Zwischenprodukt!) Formulieren Sie die Gleichungen:

a) Nickelnitrat mit wenig Ammoniakwasser

b) mit Ammoniakwasser im Überschuss

(Das Nickelion hat hier KZ 6.)

2.) In 3 Reagenzgläsern gibt man zu verdünnter Kochsalzlösung einige Tropfen (!) Silbernitratlösung.

(1) konz. Ammoniakwasser hinzugeben; anschließend Salzsäure hinzugeben

(2) Natronlauge hinzugeben

(3) NH_4Cl -Lösung hinzugeben

Deuten Sie die Ergebnisse. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen. (Silber hat hier KZ 2.)

3.) Versetzen Sie verdünnte Zinksulfatlösung zunächst mit einigen Tropfen verdünntem Ammoniakwasser, anschließend mit konzentriertem Ammoniakwasser. Formulieren Sie die Gleichungen. (Zink hat KZ 4.)

4.) und 5.) Zu einer verdünnten Zinkchloridlösung (bzw. Aluminiumchloridlösung) gibt man mit einer Pipette einige Tropfen Natronlauge und anschließend Natronlauge im Überschuss. Formulieren Sie die Gleichungen. (Zink und Aluminium haben hier KZ 4.)

Wiederholen Sie die Versuche 4 und 5 bis zur Entstehung des Niederschlags und geben Sie dann verdünnte Salzsäure hinzu. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen.

6.) Zu einer verdünnten Kaliumbromidlösung werden einige Tropfen Silbernitratlösung gegeben. Anschließend wird tropfenweise (!) eine Lösung von Natriumthiosulfat ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) hinzugegeben. Die entstehenden weißen Schleier werden mit einem Überschuss an Natriumthiosulfatlösung versetzt. Es entsteht Natrium-bis(thiosulfato)argentat(I). Formulieren Sie die beiden Reaktionsgleichungen. Interpretieren Sie, warum man das Natriumthiosulfat „Fixiersalz“ nennt.

Anhang 5

Übungsaufgaben

1. Aufgabe

Benennen Sie die folgenden Verbindungen mit ihren systematischen Namen

- a) $[\text{Cr}(\text{en})_3](\text{SCN})_3$
- b) $[\text{Cr}(\text{SCN})_2(\text{en})_2]\text{SCN}$
- c) $[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$
- d) $(\text{NH}_4)_2[\text{HgCl}_4]$
- e) $\text{Ca}[\text{PbCl}_6]$
- f) $\text{Ba}[\text{Ni}(\text{CN})_3(\text{CO})]$
- g) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
- h) $\text{Ba}_3[\text{MnO}_5]$
- i) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\overset{\text{III}}{\text{Cr}}(\text{CN})_6]$

2. Aufgabe

Geben Sie Formel und Name des Eisen(II)-Komplexsalzes an, bei dem in der ersten Koordinationssphäre neben 2 Wassermolekülen auch noch Ethylendiamin-Moleküle gebunden sind. In der zweiten Koordinationssphäre sind Nitratmoleküle gebunden.

- a) Formel:
- b) Name:

3. Aufgabe

Geben Sie die Reaktionsgleichungen (Ionengleichungen oder Stoffgleichungen) für die folgenden Reaktionen an und bezeichnen Sie die Komplexsalze mit den systematischen Namen.

- a) Kalium-hexacyanoferrat(II) mit Eisen(III)-chlorid im Überschuss:

Formel:

Name:

b) Kupfer(II)-chlorid mit Kaliumcyanid im Überschuss:

Formel:

Name:

c) Aluminium(III)-chlorid mit Kalilauge im Überschuss:

Formel:

Name:

4. Aufgabe

a) Geben Sie an, was man unter einer Ligandenaustauschreaktion versteht.

b) Definieren Sie, was man unter einem Chelatkomplex versteht.