

Akademie für
Lehrerfortbildung
und Personalführung



Komplexchemie

Fachliche Grundlagen

Lehrplan

(Jahrgangsstufe 12 erhöhtes Anforderungsniveau)

Lernbereich 1: Wie Chemiker
denken und arbeiten

Lernbereich 2: Atome und koordinative Bindung

Atombau
(ca. 8 – 10 Std.)

Komplexchemie
(ca. 8 – 10 Std.)

Lernbereich 2: Atome und koordinative Bindung

Kompetenzerwartungen:

Die Schülerinnen und Schüler...

...erläutern die Ausbildung von **koordinativen Bindungen** zwischen Zentralatom/-ion und Liganden mit der Existenz von **unbesetzten Orbitalen** im Zentralatom/-ion und **freien Elektronenpaaren** am Liganden.

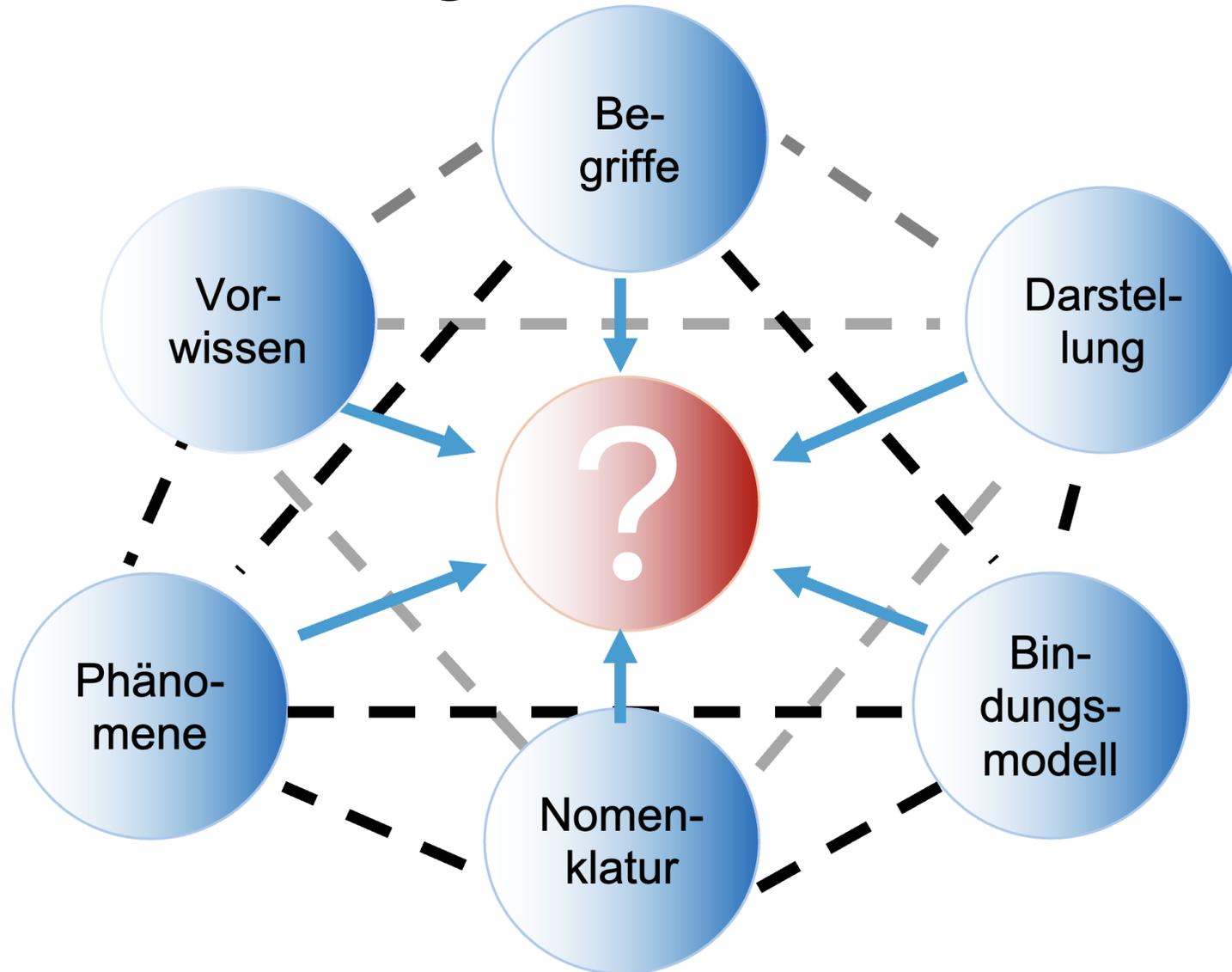
Lernbereich 2:

Atome und koordinative Bindung

Inhalte:

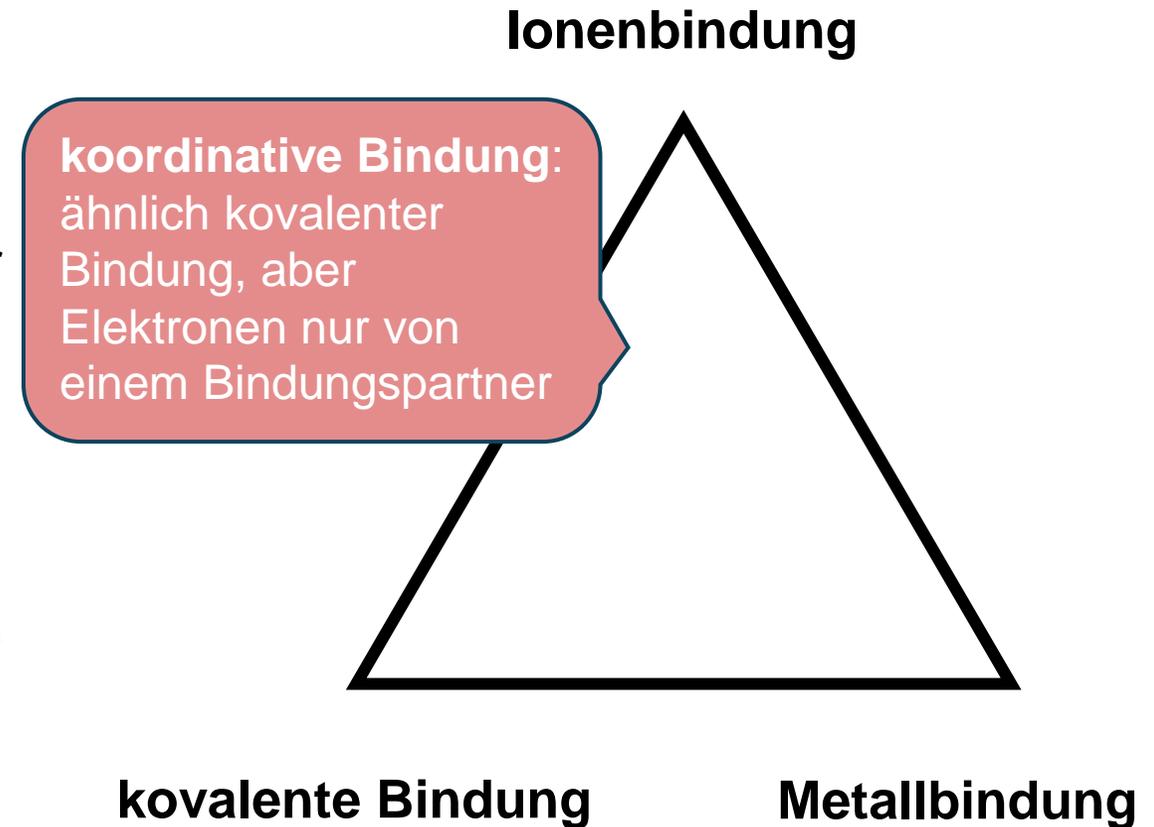
- Bau von Komplexen: koordinative Bindung, Zentralatom/-ion als Elektronenakzeptor, Ligand als Elektronendonator, Koordinationspolyeder (oktaedrische, tetraedrische, quadratisch planare, lineare Anordnung), Koordinationszahl; keine vertiefte Behandlung der Bindungsverhältnisse und der Nomenklatur; Komplexstabilität (18-Elektronen-Regel, Chelateffekt), Ligandenaustausch
- **Komplexverbindungen in Natur, Alltag und Technik:** biologisch oder medizinisch wichtige Komplexe (Chlorophyll, Hämgruppe im Hämoglobin), farbige Komplexverbindungen in der Analytik und als Farbstoffpigmente (EDTA-Komplexe, Berliner Blau, Eisen(III)-thiocyanat), Komplexe bei der Wasserenthärtung (komplexometrische Titration und Wasserhärte)

Fachliche Leitfragen



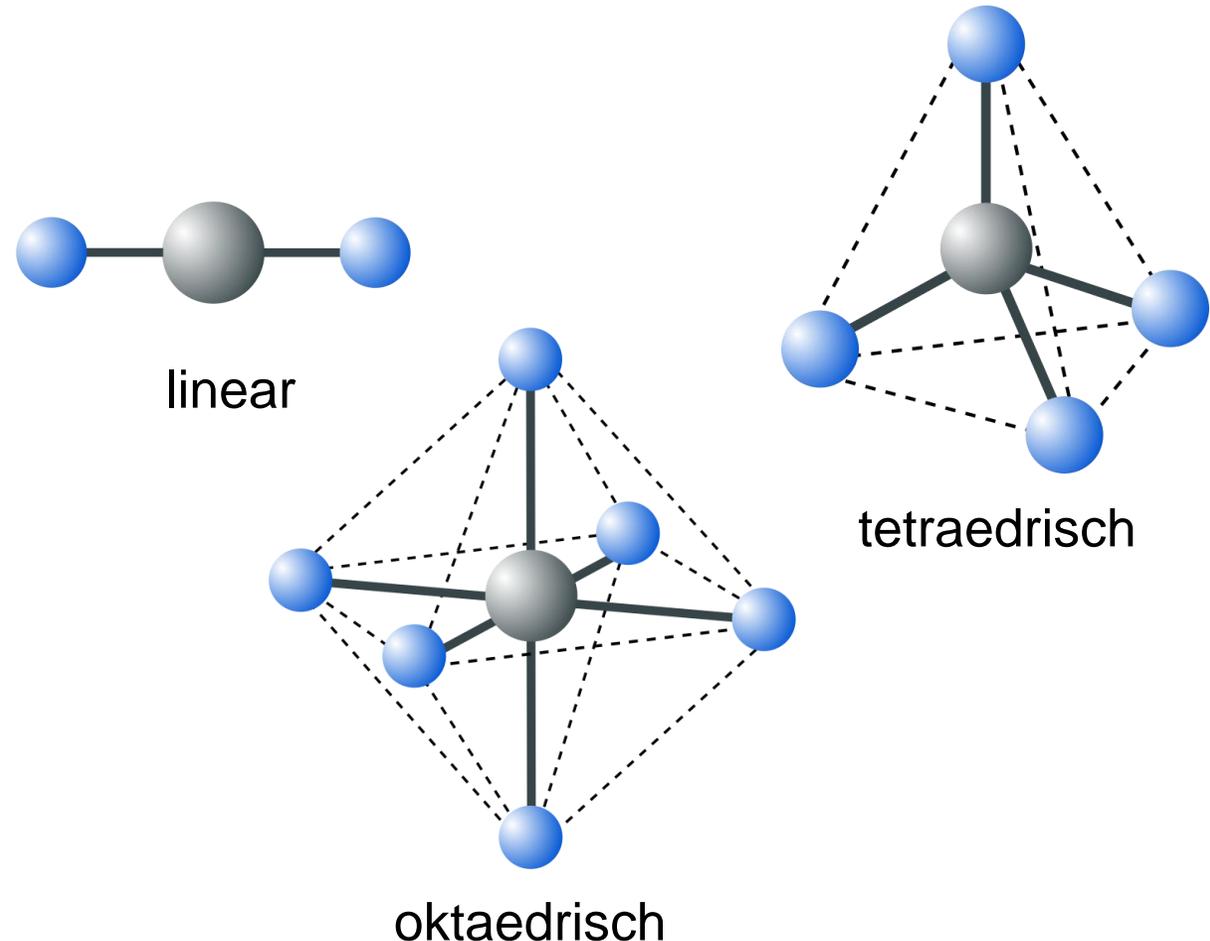
Fachliche Leitfragen – Vorwissen 1: Bindungstypen

- Aus der Mittelstufe sind drei Bindungstypen bekannt
- Bisher wurde eine Verbindung meist einem der Typen zugeordnet, polare Bindungen können als Zwischenform zwischen ionischer und kovalenter Bindung beschrieben werden
- Die Bindungsverhältnisse in Komplexeinheiten werden in der Schule nur über die **VB-Theorie** als quasi kovalente Bindung beschrieben, anders als bisher kommen die Bindungselektronen aber nur von einem Bindungspartner



Fachliche Leitfragen – Vorwissen 2: Koordinationsumgebungen

- einfache Koordinationsumgebungen (linear, tetraedrisch) sind bereits vom EPA-Modell bekannt
- Bei der Besprechung der weiteren Koordinationspolyeder kann auf dieses Grundprinzip aufgebaut werden (beim Oktaeder)
- Es müssen aber auch Unterschiede deutlich gemacht werden, wie das Abweichen der quadratisch-planaren Koordinationsumgebung von den bekannten Regeln



Fachliche Leitfragen – Begrifflichkeiten

- Terminus **Komplex** unterscheidet i.A. nicht trennscharf zwischen Stoff- und Teilchenebene daher Konvention: Komplex = Komplexteilchen
- Termini *Lewis-Säure* bzw. *Lewis-Base* passend durch aus der Mittelstufe übertragbare Begriffe ersetzt (*Elektronenpaarakzeptor/-donator*)
- Abgrenzung zu Redoxprozessen!
- Erweiterte Bindungsfähigkeit über vier Bindungspartner hinaus angedeutet

Glossareintrag zu Komplex:

Der Begriff wird in der Literatur sowohl auf der Teilchen- als auch auf der Stoffebene verwendet.

*Im schulischen Kontext gleichbedeutend mit **Komplexteilchen**:*

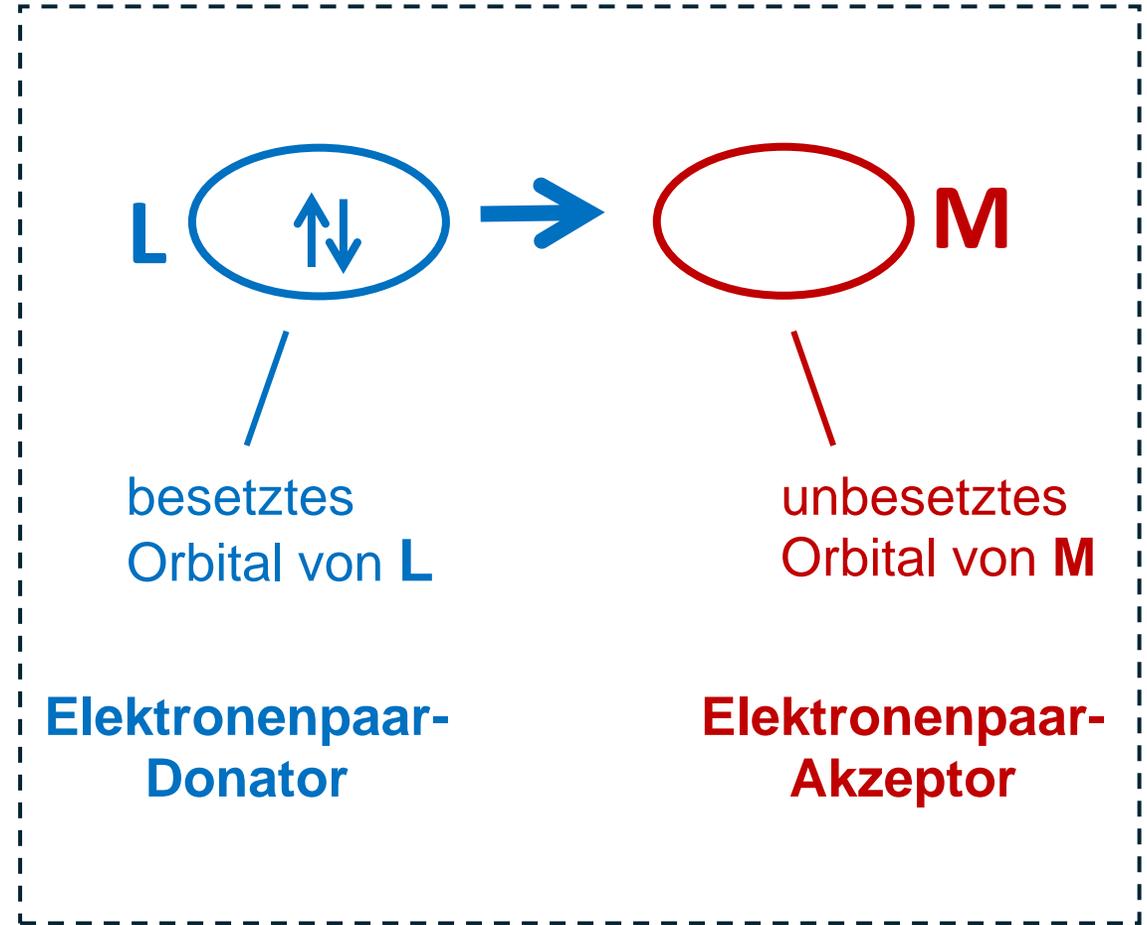
*Zusammengesetztes Teilchen, in dem an ein **Zentralteilchen**, das ein **Elektronenpaarakzeptor** ist, eine bestimmte Zahl an **Elektronenpaardonatoren** als Partner gebunden ist und das Zentralteilchen mehr Bindungspartner bindet, als dies nach seiner Ladung oder Stellung im Periodensystem zu erwarten wäre.*

Fachliche Leitfragen – Begrifflichkeiten

Voraussetzung für die Ausbildung koordinativer Bindungen

- **Ligand (L)** stellt ein nichtbindendes / freies Elektronenpaar zur Verfügung
- **Zentralatom/-ion (M)** stellt unbesetztes Orbital zur Verfügung

Bindungsspaltung erfolgt in der Regel heterolytisch



Fachliche Leitfragen – Nomenklatur I

Grundsätze für die Formel:

- salzartige Komplex-Verbindungen:
wie bei allen Salzen: **Kation** vor **Anion**:
- mehratomige Liganden und Abkürzungen:
in **runde Klammern** setzen;
außerdem Donor-Atom möglichst zuerst nennen
(Beispiel: $\text{NCS}^- \leftrightarrow \text{SCN}^-$)
- Komplex-Teilchen: von „innen“ nach „außen“:
zuerst **Zentralatom/ion**, danach **Liganden** (in
alphabetischer Reihung)
- „nicht vertieft“ heißt: kein *fac*, *mer*, keine
Verbrückung, keine Mehrkernigkeit usf.

Veranschaulichung:

- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4$
- $4\text{K}^+ [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]^{2+} \text{SO}_4^{2-}$
- $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{gly})_2(\text{H}_2\text{O})]$

Fachliche Leitfragen – Nomenklatur II

Grundsätze für die Benennung:

- anionische Liganden: enden auf **-o**
- neutrale Liganden: Molekülname;
Ausnahmen: aqua, ammin, carbonyl, nitrosyl,...
- Zentralatom/-ion: nach Gesamtladung:
positiv: Elementname
negativ: latinisierter Elementname + „at“
Oxidationsstufe in lateinischen Zahlen zufügen
- Komplex-Teilchen:
im Ggs. zur Formel von „außen“ nach „innen“:
zuerst **Liganden** (alphabetisch),
Multiplizität wie in Organik (di/tri/... bzw.
bis/tris...), danach **Zentralatom/-ion**

Veranschaulichung:

- $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ Hexa**cyanido**ferrat(II)
- $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$ Penta**amminchlorido**cobalt(II)-Ion
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ Diammin**silber**(I)-Ion
- $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^-$ Dithiosulfato**argentat**(I)
- $[\text{Cu}(\text{gly})_2(\text{H}_2\text{O})]$ Aquabis(glycinato)kupfer(II)
- $[\text{V}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ Pentaquaahydroxido-
vanadium(III)-Ion
- $[\text{Sc}(\text{bipy})_3]^{3+}$ Trisbipyridinscandium(III)-Ion

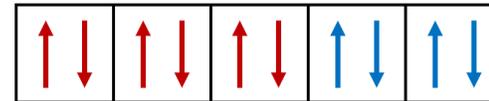
Fachliche Leitfragen – Bindungsmodell 1: nach Valence-Bond-Theorie

- Nichtbindende Elektronenpaare der Liganden besetzen die Orbitale des Zentralatoms/-ions.
- 18-Elektronen-„Regel“ als Anhaltspunkt: Zentralatom mit Elektronenkonfiguration des folgenden Edelgases (Stabilität)
- Unterschiedliches Energieniveau der beteiligten Orbitale wird „vernachlässigt“
- VB geht von energieglichen Hybridorbitalen aus
- Darüber auch Ableitung der gebildeten Koordinationspolyeder möglich
- Grundlagen Hybridisierung jedoch erst in *C12 LB4 Chemische Bindung*

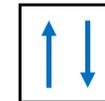
Darstellung mit der Kästchenschreibweise



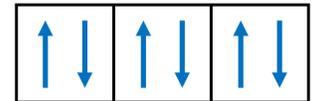
3d



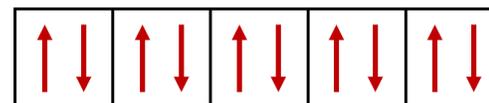
4s



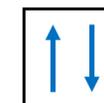
4p



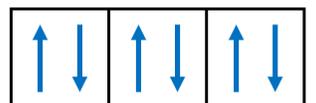
3d



4s



4p



Fachliche Leitfragen – Bindungsmodell 2:

High spin / low spin

Lösungsansätze:

- Vermeiden von High spin Komplexen im Unterricht
- HÖCHSTENS: Verwendung einer vereinfachten Spektrochemischen Reihe, damit SuS die unterschiedliche Ausbildung nachvollziehen können:

Tendenz zu high spin



Tendenz zu low spin

Daumenregel



Fachliche Leitfragen – Bindungsmodell 3: Erweiterte Vorstellungen

Kristallfeld-/Ligandenfeld-Theorie

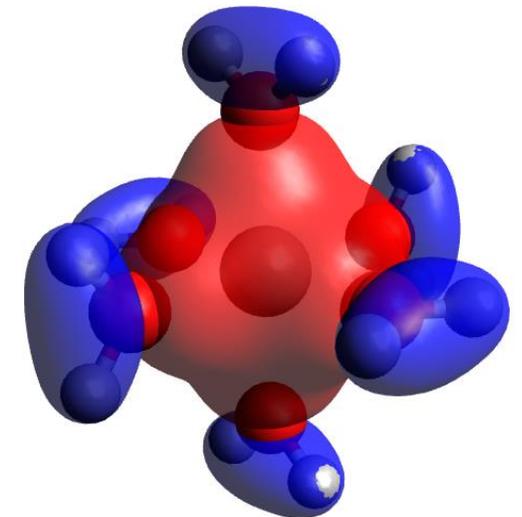
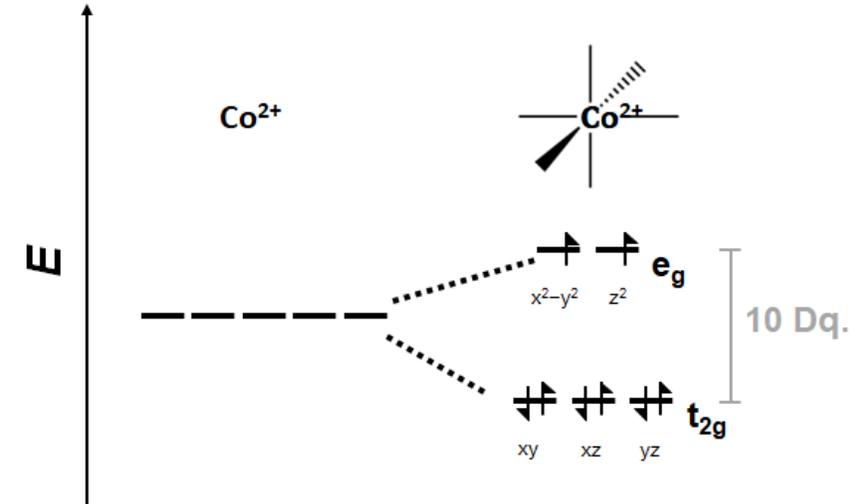
- Basis: Elektrostatische Wechselwirkung zwischen Elektronen von **L** und **M**
- Folge: Aufspaltung der d-Energieniveaus

MO-Theorie

- Basis: Überlappung von passenden Orbitalen von **L** und **M**
- Folge: Bildung von bindenden, nichtbindenden und antibindenden Molekülorbitalen (kovalente Bindungsanteile)

Didaktischer Hinweis:

Laut Lehrplan nicht gefordert, nur zur Lehrkraft-Information



Fachliche Leitfragen – Phänomene

- Vermittlung chemischer Prozesse, die speziell die Komplexe betreffen
- Schülerversuch-geeignete Experimente für alle Aspekte verfügbar
- Gefährdungsbeurteilungen für Degintu liegen vor, Einarbeitung in ChAs-Ordner, v.a. Kapitel 25 folgt sukzessive

Ligandenaustausch

Reaktivität

Chelateffekt

Nachweise

Titrationen

Übungsaufgaben

1. Ein Komplex-Teilchen enthält ein Chrom(III)-Ion als Zentral-Ion, an das vier Wasser-Moleküle und zwei Chlorid-Ionen gebunden sind. Formulieren Sie die chemische Formel für das Komplex-Ion und benennen Sie dieses.

2. Ein Platin(II)-Ion bildet ein Komplex-Teilchen mit zwei Ammoniak-Molekülen und zwei Bromid-Ionen. Geben Sie die chemische Formel und den Namen des Komplexes an.

3. Leiten Sie die Oxidationszahl (=Ladungszahl) des Zentralatoms/-ions in den folgenden Komplexverbindungen ab und benennen Sie die Komplexe systematisch nach IUPAC.
 - a) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_2$
 - b) $[\text{Co}(\text{CN})(\text{en})_2(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_2$
 - c) $\text{Na}_2[\text{MoCl}_4\text{O}]$

Unterstützungsangebot:

LIS-Material mit Aufgaben (Prüfungs-, Lern- und Übungsaufgaben)

Übungsaufgaben

1. Ein Komplex-Teilchen enthält ein Chrom(III)-Ion als Zentral-Ion, an das vier Wasser-Moleküle und zwei Chlorid-Ionen gebunden sind. Formulieren Sie die chemische Formel für das Komplex-Ion und benennen Sie dieses.



Tetraaquadichloridochrom(III)-Kation

2. Ein Platin(II)-Ion bildet ein Komplex-Teilchen mit zwei Ammoniak-Molekülen und zwei Bromid-Ionen. Geben Sie die chemische Formel und den Namen des Komplexes an.



Diammindibromidoplatin(II)

3. Leiten Sie die Oxidationszahl (=Ladungszahl) des Zentralatoms/-ions in den folgenden Komplexverbindungen ab und benennen Sie die Komplexe systematisch nach IUPAC.



Hexaamminnickel(II)bromid



Aquacyanidobis(ethyldiamin)kobalt(III)chlorid



Natriumtetrachloridooxidomolybdat(IV)

Akademie für
Lehrerfortbildung
und Personalführung



Komplexchemie

Didaktische Überlegungen

Unterstützungsangebote:

Experimentieranleitungen zu allen Versuchen sind im ChAS-Ordner zu finden
LIS-Material mit Aufgaben (Prüfungs-, Lern- und Übungsaufgaben)

Lehrplan

(Jahrgangsstufe 12 erhöhtes Anforderungsniveau)

Lernbereich 1: Wie Chemiker
denken und arbeiten

Lernbereich 2: Atome und koordinative Bindung

Atombau
(ca. 8 – 10 Std.)

Komplexchemie
(ca. 8 – 10 Std.)

Lernbereich 2: Atome und koordinative Bindung

Kompetenzerwartungen:

Die Schülerinnen und Schüler...

...erläutern die Ausbildung von koordinativen Bindungen zwischen Zentralatom/-ion und Liganden mit der Existenz von unbesetzten Orbitalen im Zentralatom/-ion und freien Elektronenpaaren am Liganden.

Lernbereich 2:

Atome und koordinative Bindung

Inhalte:

- Bau von Komplexen: koordinative Bindung, Zentralatom/-ion als Elektronenakzeptor, Ligand als Elektronendonator, Koordinationspolyeder (oktaedrische, tetraedrische, quadratisch planare, lineare Anordnung), Koordinationszahl; keine vertiefte Behandlung der Bindungsverhältnisse und der Nomenklatur; Komplexstabilität (18-Elektronen-Regel, Chelateffekt), Ligandenaustausch
- Komplexverbindungen in Natur, Alltag und Technik: biologisch oder medizinisch wichtige Komplexe (Chlorophyll, Hämgruppe im Hämoglobin), farbige Komplexverbindungen in der Analytik und als Farbstoffpigmente (EDTA-Komplexe, Berliner Blau, Eisen(III)-thiocyanat), Komplexe bei der Wasserenthärtung (komplexometrische Titration und Wasserhärte)

Mögliche Stoffverteilung

	Thema	ausgewählte Experimente
1	Phänomen Komplexierung	06_EN_Entwässerung von Kupfersulfat-Pentahydrat
2	Formelschreibweise für Komplexe und Nomenklatur - Grundlagen	
3	Weitere Komplexe und Einüben Nomenklatur/Formelschreibweise	25_KC_Eisennachweise Berliner Blau 25_KC_Cyanotopie und 25_KC_Rungebilder
4	Bindungsverhältnisse in Komplexen, räumlicher Bau von Komplexen	25_KC_Verhinderte Fällung von Kupfer(II)-hydroxid
5	Ligandenaustausch (inkl. Übungsaufgaben)	25_KC_Farbenspiel mit Kupfer(II)-chloriddihydrat
6	Chelateffekt und Komplexstabilität	25_KC_Eisenthiocyanat + edta
7	Anwendungen der Komplexchemie: biologisch oder medizinisch wichtige Komplexverbindungen	25_KC_Darstellung von Bisglycinatokupfer Erbsen + Kupferchlorophyll (E141)
8	Komplexometrische Titration - Praktikum	25_KC_Eisen(III)-Ionen mit Tiron-Indikator + edta
9	Komplexometrische Titration und Wasserhärte	25_KC_Komplexometrie_Wasserhaerte

Mögliche Stoffverteilung

Block 1

	Thema	ausgewählte Experimente
1	Phänomen Komplexierung	06_EN_Entwässerung von Kupfersulfat-Pentahydrat
2	Formelschreibweise für Komplexe und Nomenklatur - Grundlagen	
3	Weitere Komplexe und Einüben Nomenklatur/Formelschreibweise	25_KC_Eisennachweise Berliner Blau 25_KC_Cyanotopie und 25_KC_Rungebilder

Unterstützungsangebot:

Experimentieranleitungen zu allen Versuchen sind im ChAS-Ordner zu finden

Mögliche Stoffverteilung

Block 2

	Thema	ausgewählte Experimente
4	Bindungsverhältnisse in Komplexen, räumlicher Bau von Komplexen	25_KC_Verhinderte Fällung von Kupfer(II)-hydroxid
5	Ligandenaustausch (inkl. Übungsaufgaben)	25_KC_Farbenspiel mit Kupfer(II)-chloriddihydrat
6	Chelateffekt und Komplexstabilität	25_KC_Eisenthiocyanat + edta

Unterstützungsangebot:

Experimentieranleitungen zu allen Versuchen sind im ChAS-Ordner zu finden

Mögliche Stoffverteilung

Block 3

	Thema	ausgewählte Experimente
7	Anwendungen der Komplexchemie: biologisch oder medizinisch wichtige Komplexverbindungen	25_KC_Darstellung von Bisglycinatokupfer Erbsen + Kupferchlorophyll (E141)
8	Komplexometrische Titration - Praktikum	25_KC_Eisen(III)-Ionen mit Tiron-Indikator + edta
9	Komplexometrische Titration und Wasserhärte	25_KC_Komplexometrie_Wasserhaerte

Unterstützungsangebot:

Experimentieranleitungen zu allen Versuchen sind im ChAS-Ordner zu finden

Mögliche Stoffverteilung

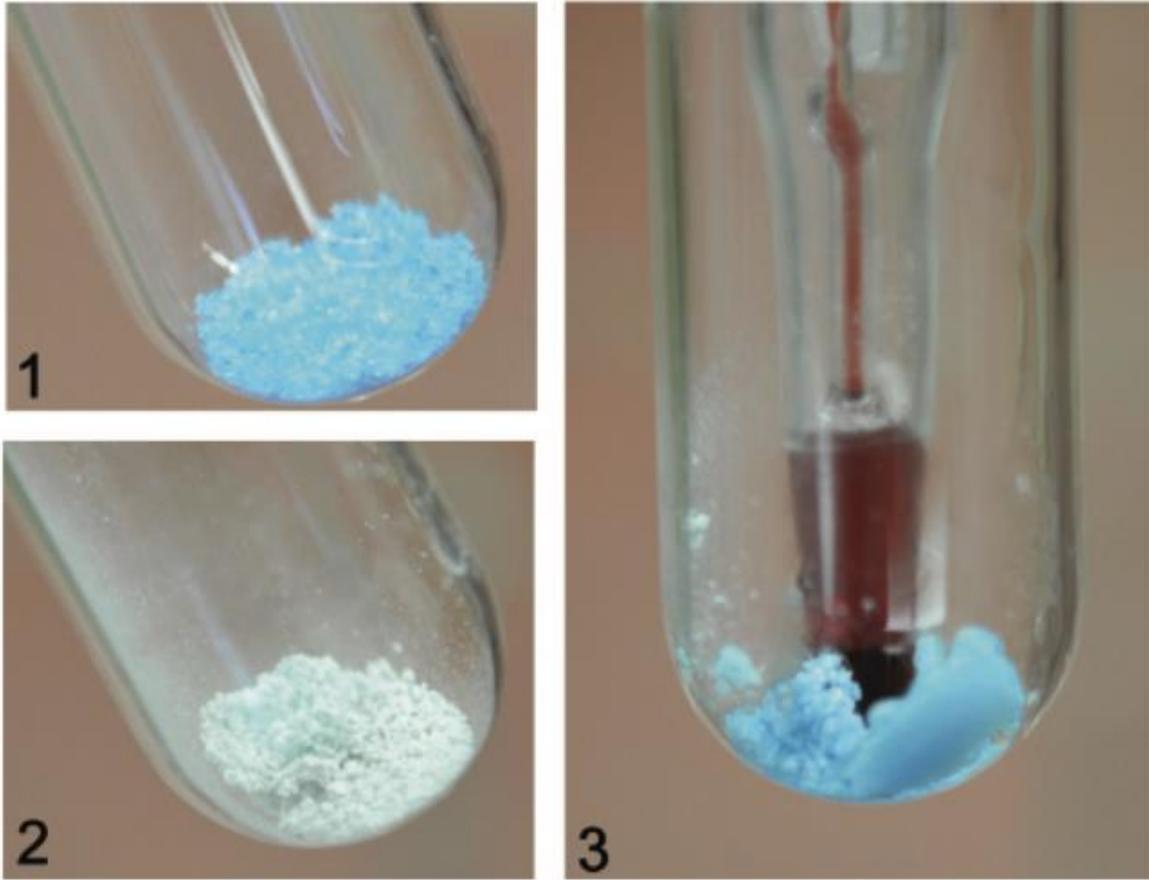
Block 1

	Thema	ausgewählte Experimente
1	Phänomen Komplexierung	06_EN_Entwässerung von Kupfersulfat-Pentahydrat
2	Formelschreibweise für Komplexe und Nomenklatur - Grundlagen	
3	Weitere Komplexe und Einüben Nomenklatur/Formelschreibweise	25_KC_Eisennachweise Berliner Blau 25_KC_Cyanotopie und 25_KC_Rungebilder

Unterstützungsangebot:

Experimentieranleitungen zu allen Versuchen sind im ChAS-Ordner zu finden

Einstieg ins Thema



Vom Phänomen zur koordinativen Bindung



- Über Reaktionsgleichung: Ausschluss bekannter Bindungstypen
- Neuer Bindungstyp notwendig: koordinative Bindung

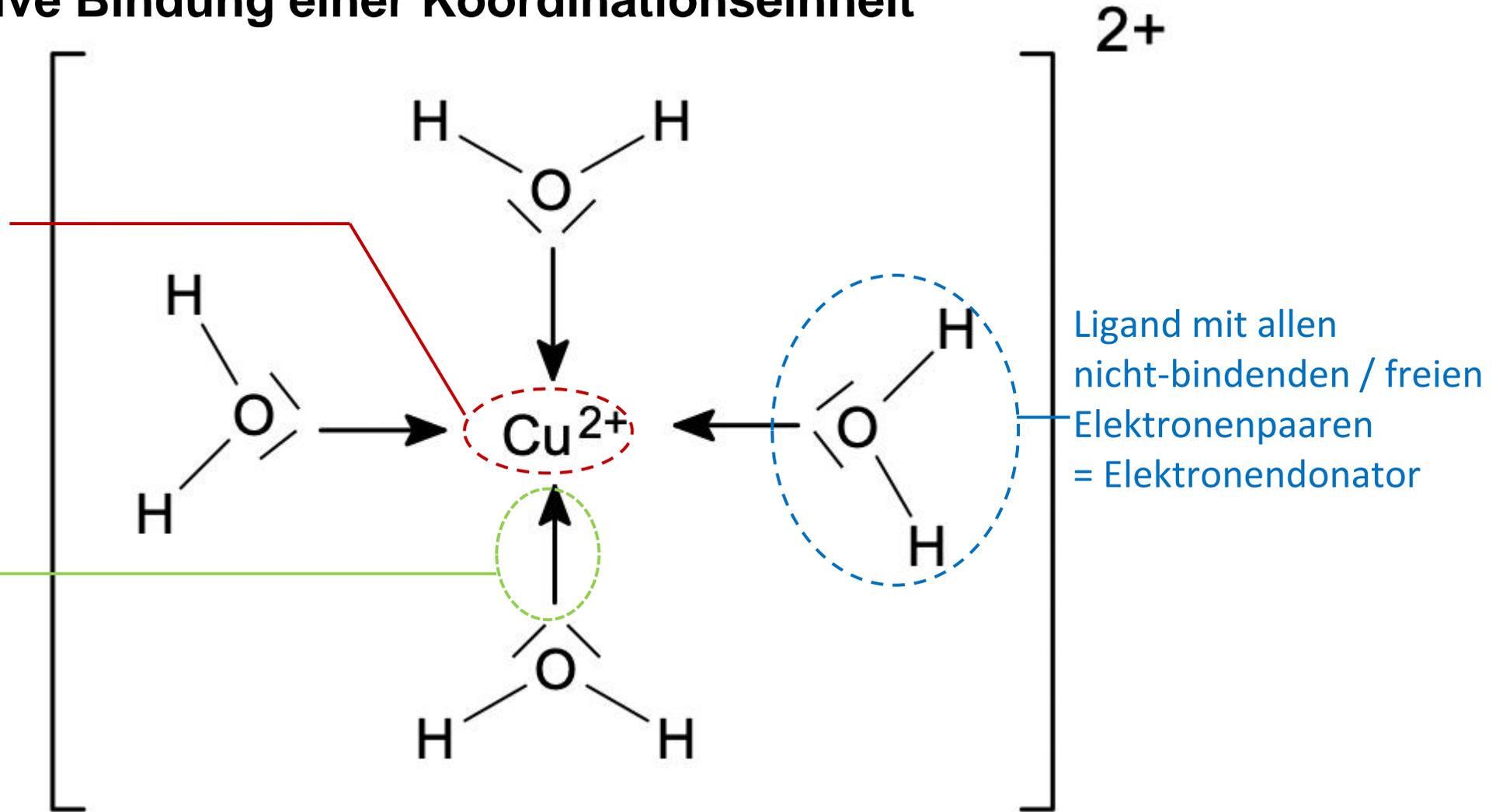
Didaktische Reduktion

Streng genommen wird bei dem Versuch das Monohydrat als Produkt erhalten, da das am Sulfat-Anion angelagerte Wassermolekül nur unter Vakuum entfernt werden kann.

Die koordinative Bindung einer Koordinationseinheit

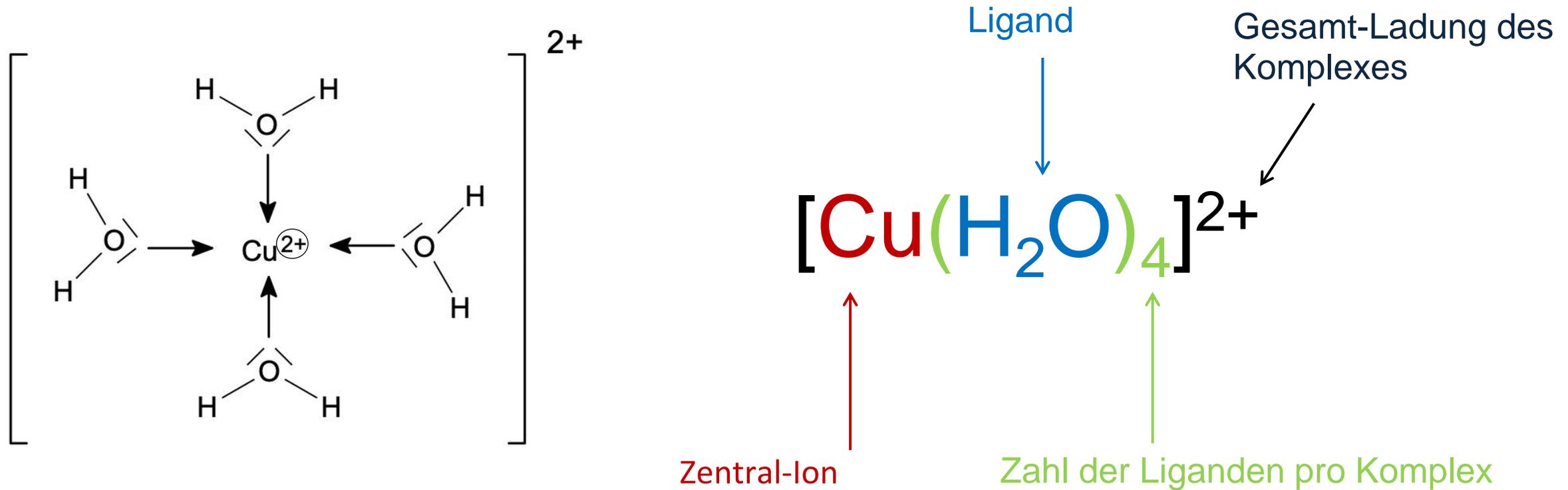
zentrales Metall-Atom
bzw. Metall-Ion mit
Ladungszahl
(rechts hochgestellt)
= Elektronenakzeptor

koordinative
Bindung



Koordinative Bindungen werden als Pfeile geschrieben, zusätzlich werden alle freien EPs angegeben. Tatsächlicher Bindungszustand liegt zwischen ionischer und kovalenter Bindung.

Die Formelschreibweise und Nomenklatur eines Komplex-Teilchens



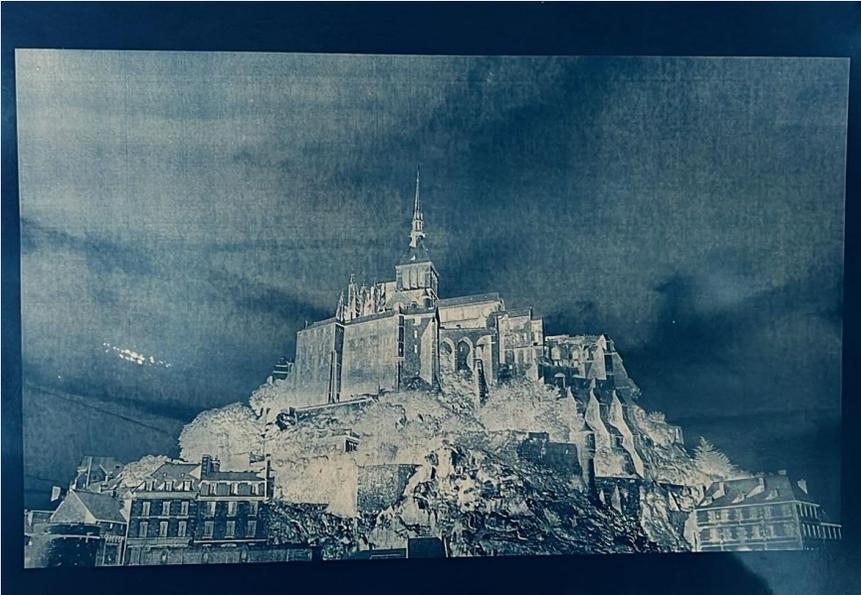
Nomenklatur: Tetraaquakupfer(II)-Kation

Liste gängiger Liganden

Formelzeichen/ Abkürzung	Nomenklatur- bestandteil	Zähnigkeit	Beispiel
H ₂ O	aqua	1	[Cr(H ₂ O) ₆] ³⁺ , Hexaaquachrom(III)-Ion
NH ₃	ammin	1	[Ag(NH ₃) ₂] ⁺ , Diamminsilber(I)-Ion
X ⁻ (F ⁻ /Cl ⁻ /Br ⁻ /I ⁻)	halogenido / fluoro- chlorido/ bromido/iodido	1	[CuCl ₄] ²⁻ , Tetrachloridocuprat(II)
OH ⁻	hydroxido	1	[Al(OH) ₄] ⁻ , Tetrahydroxidoaluminat(III)
CN ⁻	cyanido	1	[Fe(CN) ₆] ³⁻ , Hexacyanidoferrat(III)
SCN ⁻	thiocyanato	1	[Fe(H ₂ O) ₃ (SCN) ₃], Triaquatritiocyanatoeisen(III)
en (H ₂ N-C ₂ H ₄ -NH ₂)	ethylendiamin	2	[Co(en) ₃] ³⁺ , Tris-(ethylendiamin)-cobalt(III)-Ion
gly	glycinato	2	[Cu(gly) ₂ (H ₂ O)], Aquabis-(glycinato)-kupfer(II)
edta	ethylendiamintetra- acetato	6	[Fe(edta)] ⁺ , Ethylendiamintetraacetatoeisen(III)-Ion

Experimente zur Übung

Farbige Komplexverbindungen als Farbstoffpigmente



KC_25_09 Cyanotopie

KC_25_11_Runge-Bilder



$K[Fe(III)Fe(II)(CN)_6]$
Berliner Blau



$Fe[Fe(III)(CN)_6]$

KC_25_Eisennachweise
Berliner Blau

Mögliche Stoffverteilung

Block 2

	Thema	ausgewählte Experimente
4	Bindungsverhältnisse in Komplexen, räumlicher Bau von Komplexen	25_KC_Verhinderte Fällung von Kupfer(II)-hydroxid
5	Ligandenaustausch (inkl. Übungsaufgaben)	25_KC_Farbenspiel mit Kupfer(II)-chloriddihydrat
6	Chelateffekt und Komplexstabilität	25_KC_Eisenthiocyanat + edta

Unterstützungsangebot:

Experimentieranleitungen zu allen Versuchen sind im ChAS-Ordner zu finden

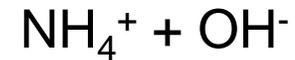
Einstiegsexperiment: Verhinderte Fällung von Kupfer(II)-hydroxid

Teilversuch A



Teilversuch B

Ammoniak-Lösung



Didaktische Einordnung

Durch die Bildung eines anderen Komplexes wird die Fällung verhindert. Wie bilden sich Komplexe?

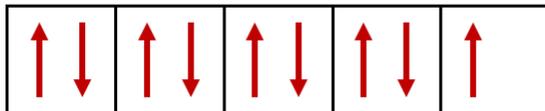
Bindungsverhältnisse in Komplexen nach der Valence Bond Theorie (Darstellung mit der Kästchenschreibweise)

- energetisch ähnliche unbesetzte Orbitale am **Zentralatom/-ion** (Elektronenakzeptor)
 - häufig 3d, 4s und 4p
 - z.B. bei Cu^{2+} : 3d, 4s und 4p (Nebengruppenmetall)
- **Liganden (Elektronendonatoren)** stellen Elektronenpaare zur Verfügung
- das **Zentralatom/-ion** nimmt diese Elektronenpaare in die unbesetzten Orbitale auf, es entstehen koordinative Bindungen (eine spezielle Form der Elektronenpaarbindung)

Beispiel 1:



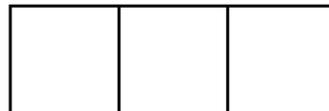
3d



4s

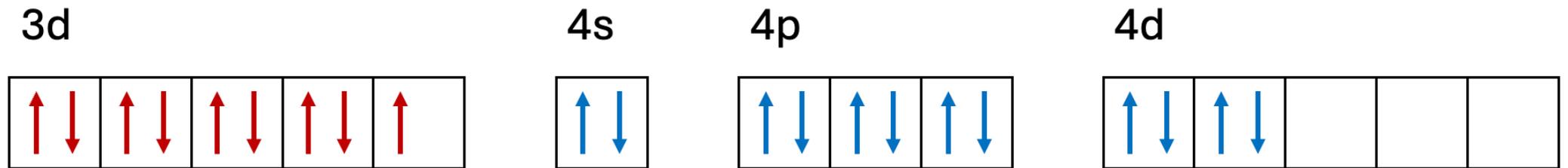


4p



Bindungsverhältnisse in Komplexen nach der Valence Bond Theorie (Darstellung mit der Kästchenschreibweise)

Beispiel 1: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$



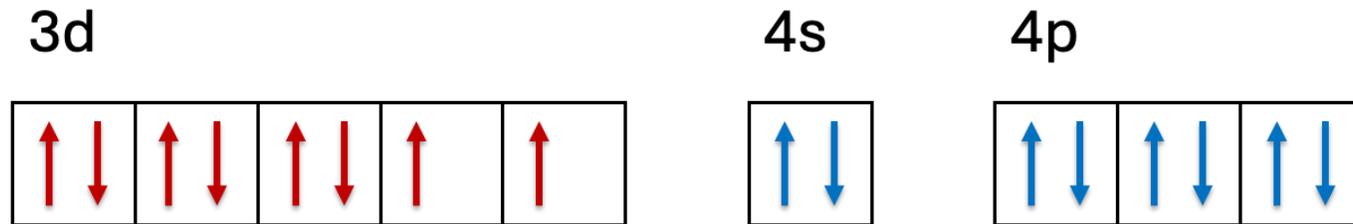
- Jedes der sechs Wasser-Moleküle stellt ein **Elektronenpaar** für die koordinative Bindung zur Verfügung. Diese werden in unbesetzte Orbitale des Cu^{2+} -Ions aufgenommen.
- Dadurch entstehen sechs **koordinative Bindungen**.
- Die **Koordinationszahl** gibt an, wie viele Atome an das Zentralion gebunden sind, in diesem Fall also **sechs**.

Didaktische Reduktion

Die Hybridisierung wird erst in **Lernbereich 4: Chemische Bindung** eingeführt und daher an dieser Stelle nicht diskutiert.

Bindungsverhältnisse in Komplexen nach der Valence Bond Theorie (Darstellung mit der Kästchenschreibweise)

Beispiel 2: $[\text{NiCl}_4]^{2-}$



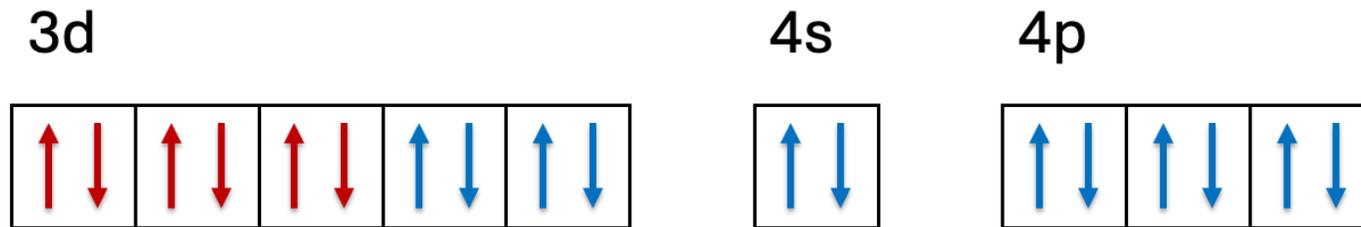
- Die Koordinationszahl ist hier **vier**.
- Die Liganden sind tetraedrisch angeordnet.

Didaktische Reduktion

Die Vernachlässigung der Hundschen Regel kann im Rahmen der im Lehrplan verankerten, nicht-vertieften Behandlung der Bindungsverhältnisse nicht erklärt werden.

Bindungsverhältnisse in Komplexen nach der Valence Bond Theorie (Darstellung mit der Kästchenschreibweise)

Beispiel 3: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$



- Auch bei diesem Beispiel entspricht die Elektronenbesetzung des Zentralions im Komplex nicht der Hundschen Regel.
- Dieser Komplex entspricht der **18-Elektronen-„Regel“** (Summe der aufgenommenen Elektronen und der Elektronen in den 3d-Orbitalen am zentralen Ion), die bei stabilen Komplexen häufig zutrifft (Ausnahmen nicht selten, siehe z.B. Beispiele 1 und 2).

Häufige Koordinationspolyeder

Die räumliche Anordnung der Liganden um das zentrale Metallion wird in erster Linie durch die Koordinationszahl bestimmt.

Koordinationszahl	räumliche Anordnung	Bindungswinkel	Beispiel
2	linear	180°	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
4	tetraedrisch	109,5°	$[\text{NiCl}_4]^{2-}$
4	quadratisch-planar	90°	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$
6	oktaedrisch	90°	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

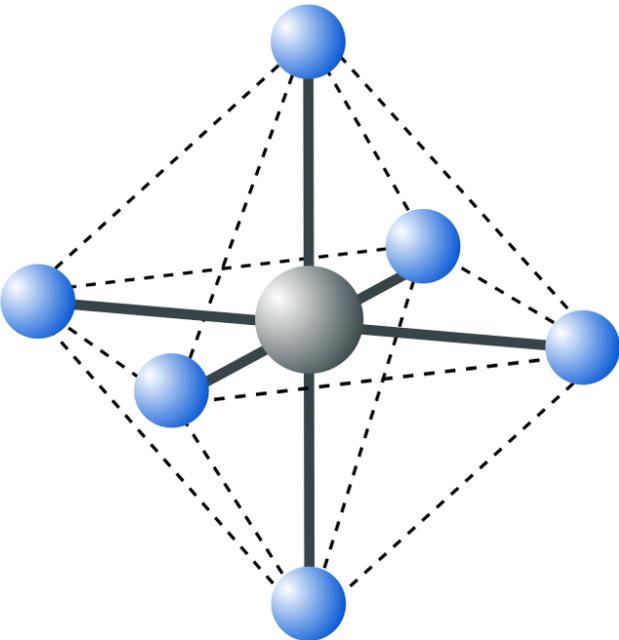
Koordinationszahl und Geometrie

Die Koordinationszahl gibt die Anzahl der Atome an, die direkt an das Zentralatom gebunden sind.

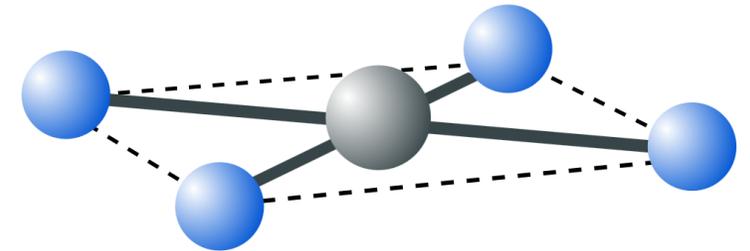
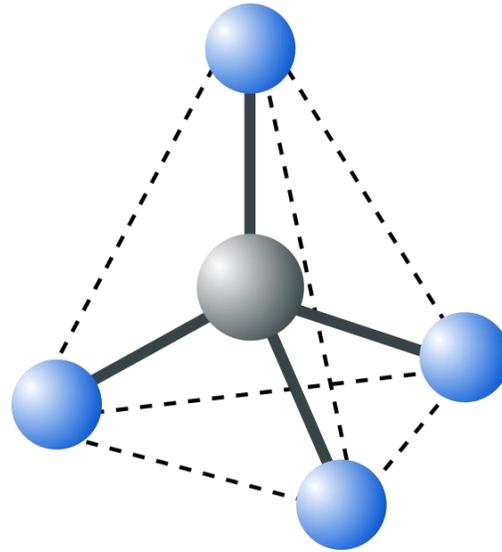
häufige Koordinationspolyeder:



Koordinationszahl = 2 linear

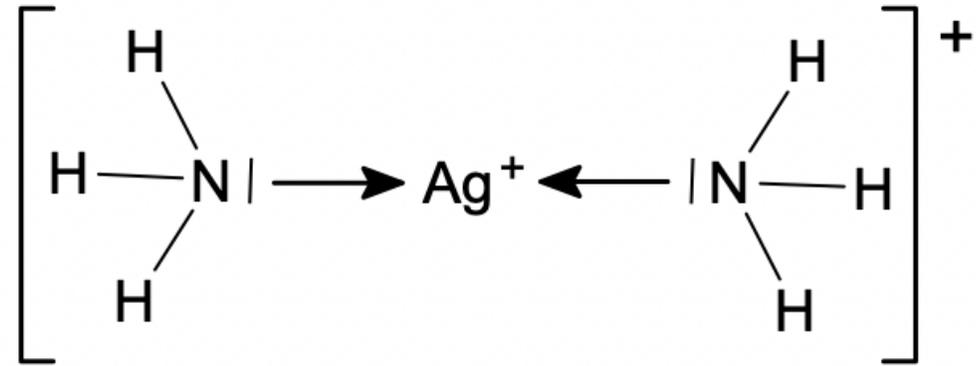


Koordinationszahl = 6 oktaedrisch

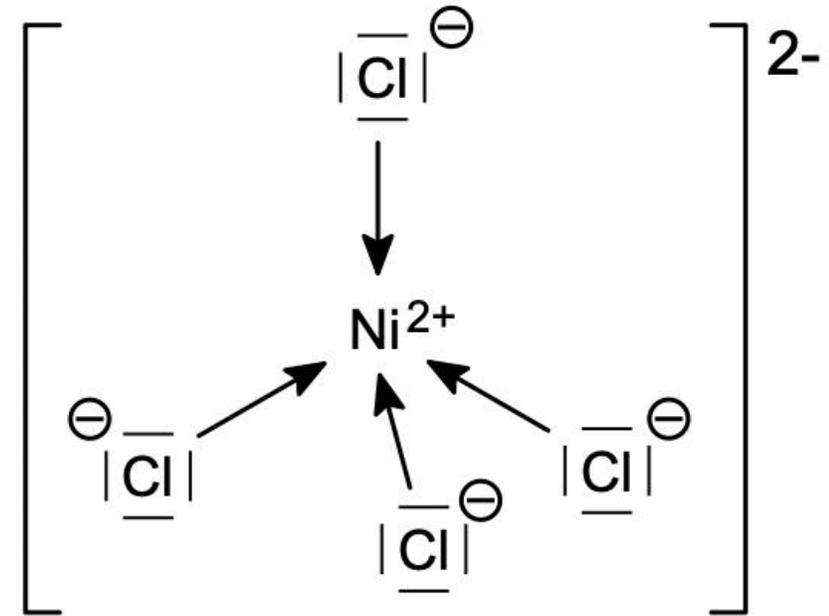
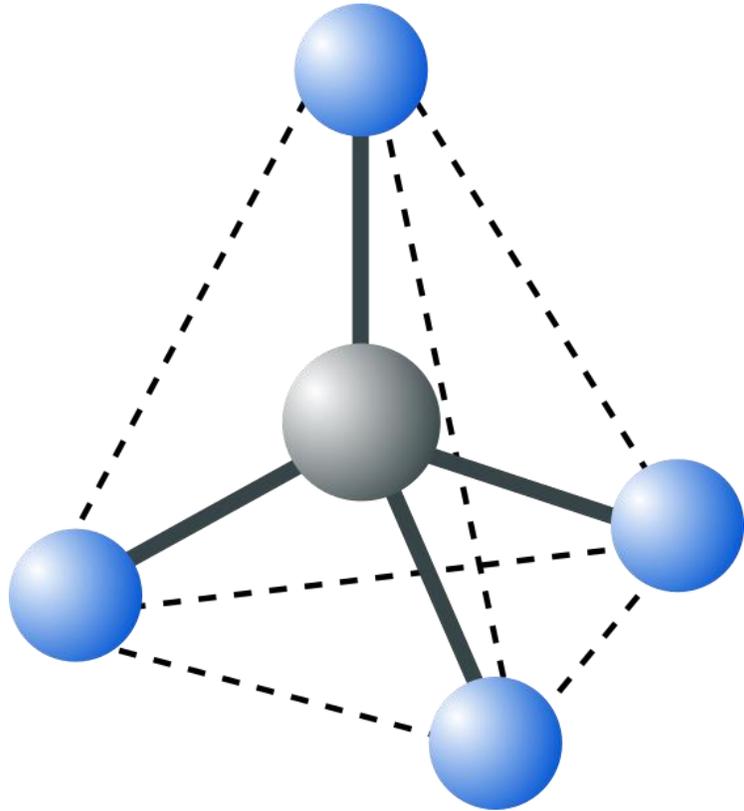


**Koordinationszahl = 4
tetraedrisch oder quadratisch planar**

Koordinationszahl 2 = linear



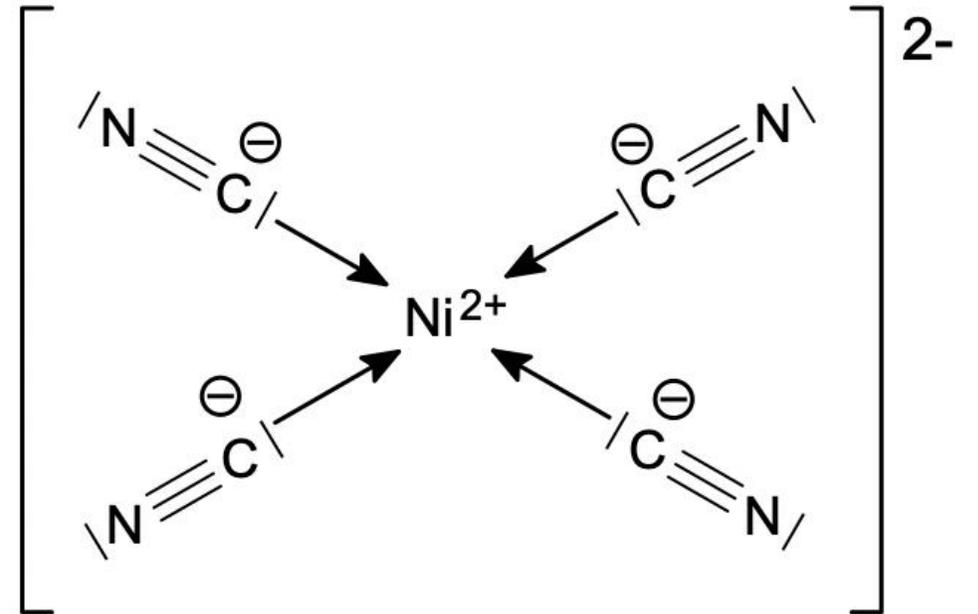
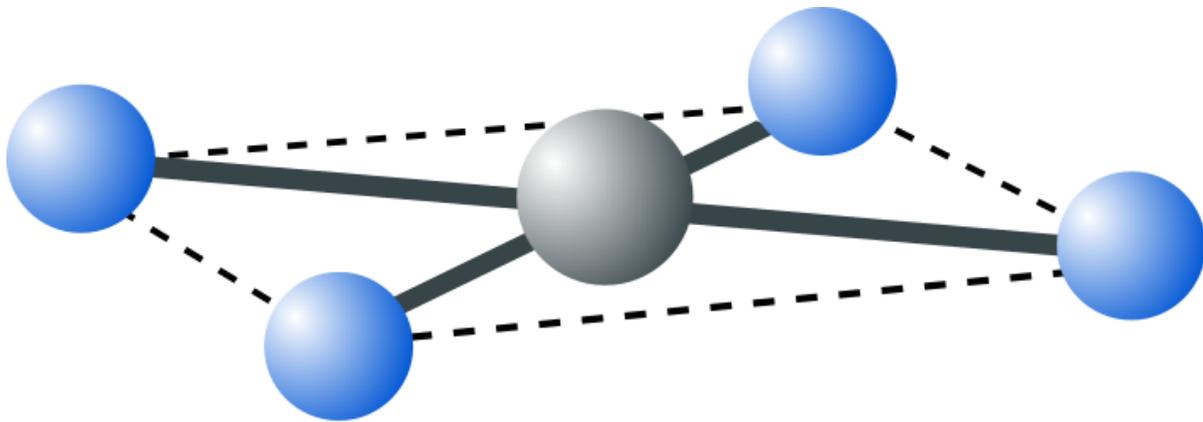
Koordinationszahl 4 = tetraedrisch (oder quadratisch planar)



Anmerkung

Die unterschiedlichen räumlichen Anordnungen bei Koordinationszahl 4 können auf Grundlage der im Lehrplan verankerten, nicht-vertieften Betrachtung der Bindungsverhältnisse nicht erklärt werden.

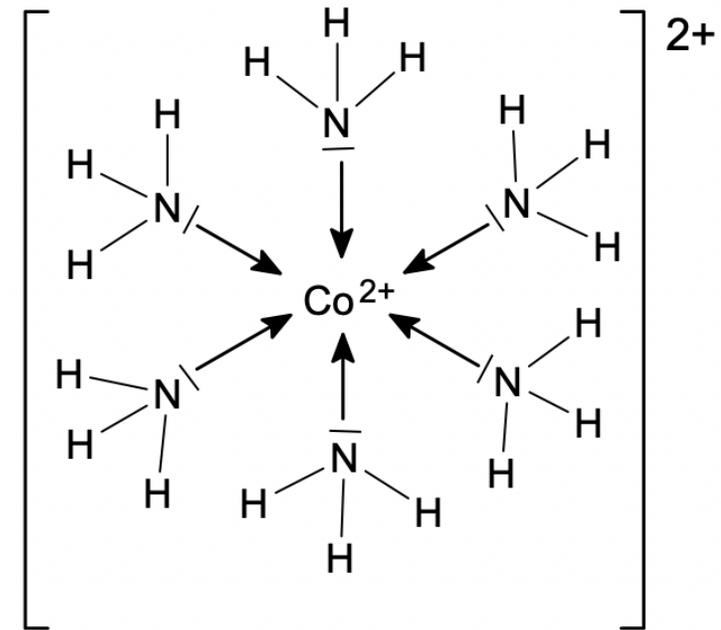
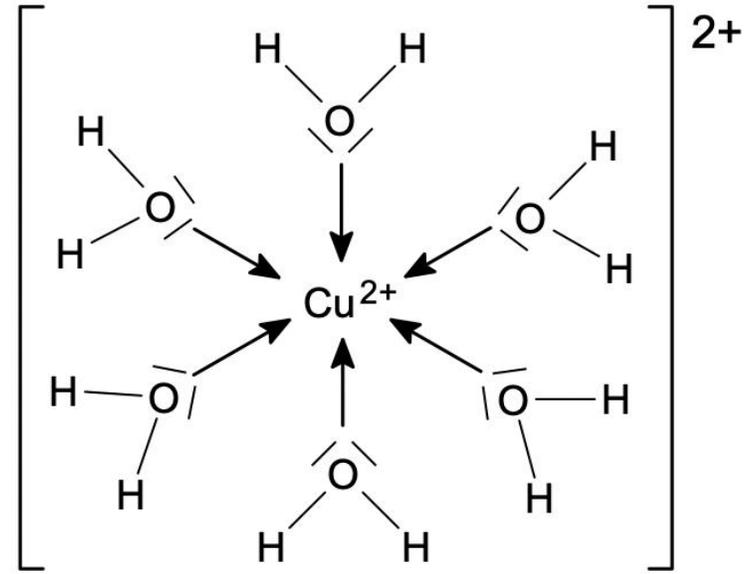
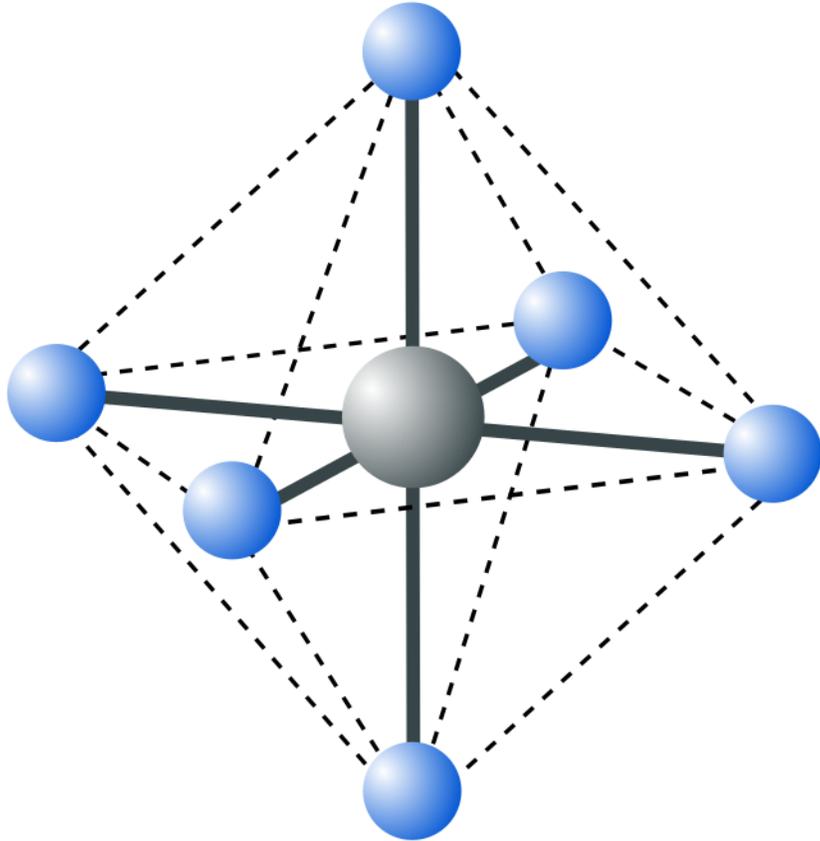
Koordinationszahl 4 = tetraedrisch (oder quadratisch planar)



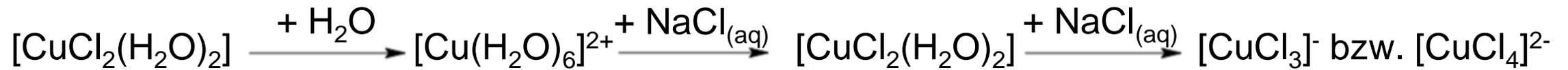
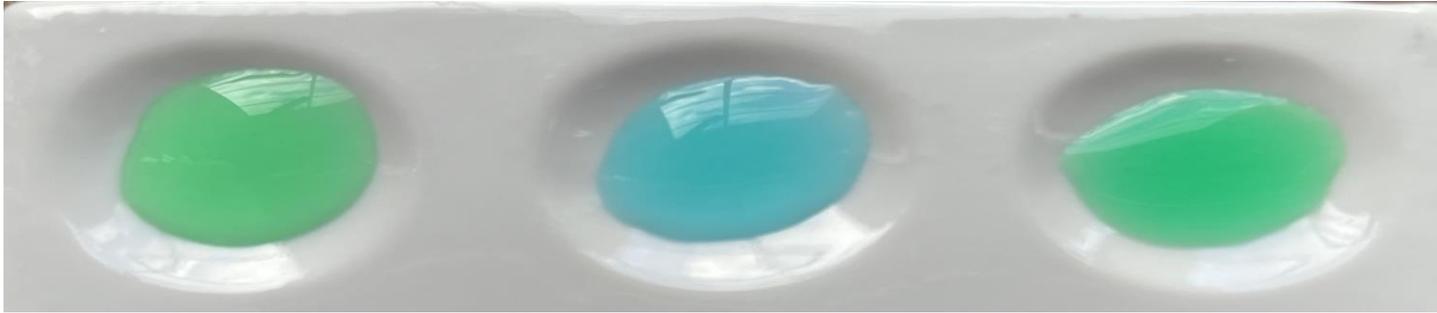
Anmerkung

Die unterschiedlichen räumlichen Anordnungen bei Koordinationszahl 4 können auf Grundlage der im Lehrplan verankerten, nicht-vertieften Betrachtung der Bindungsverhältnisse nicht erklärt werden.

Koordinationszahl 6 = oktaedrisch



Experiment: Farbenspiel mit Kupfer(II)-chlorid Dihydrat



Erkenntnis des Ligandenaustauschs

Erkennen der Bildung von unterschiedlichen Komplex-Teilchen in Abhängigkeit der anwesenden Liganden.

Didaktische Reduktion

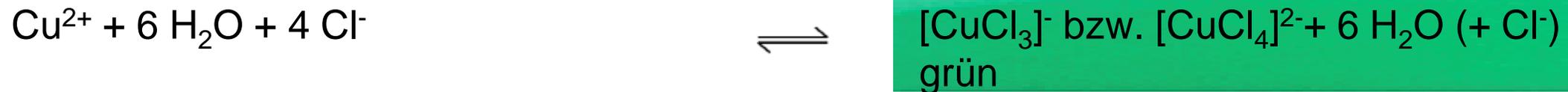
Auf Konzentrationsunterschiede wird keine Rücksicht genommen.

Ligandenaustausch

Komplexbildung als reversible Reaktion



Liegen verschiedene Liganden (bzw. Metallionen) in der Lösung vor, so bildet sich bei mehreren Möglichkeiten der **stabilere Komplex**.



weitere Experimente:

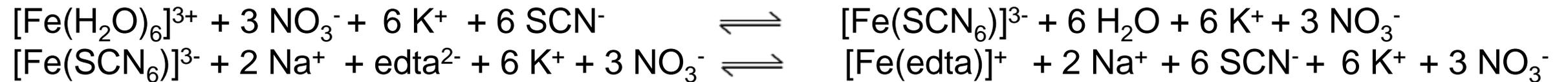
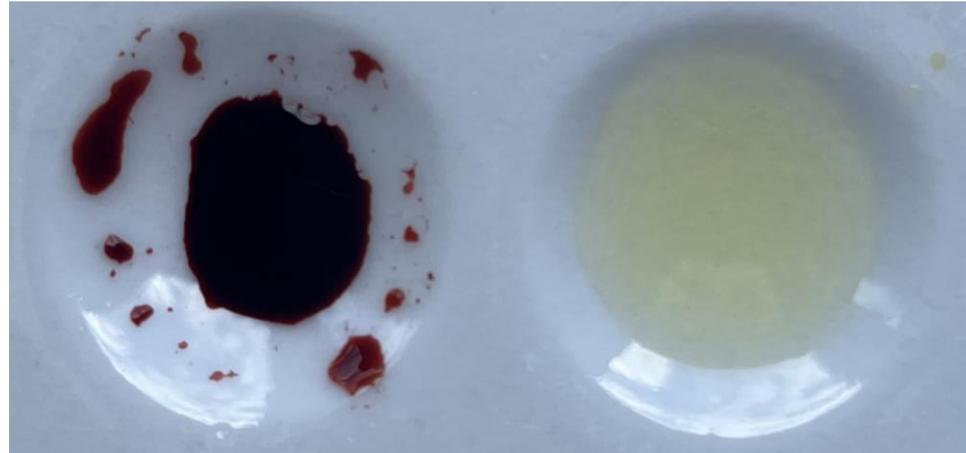
25_KC_Eisenthiocyanat Gleichgewicht, 25_KC_Zahnpasta - Eisenthiocyanat,
25_07_KC_Zerlegte_Stahlwolle_Eisenkomplexe
25_15_KC_Elektrochromes Glas

Chelat-Effekt: Eisenthiocyanat und edta

Bei Chelatkomplexen bildet ein **mehrzähniger Ligand** mehrere koordinative Bindungen zum Zentralion aus, indem er mehrere nicht-bindende Elektronenpaare zur Verfügung stellt.

Bei identischem Zentralion sind Chelatkomplexe stabiler als Komplexe mit einzähnigen Liganden (=Chelat-Effekt).

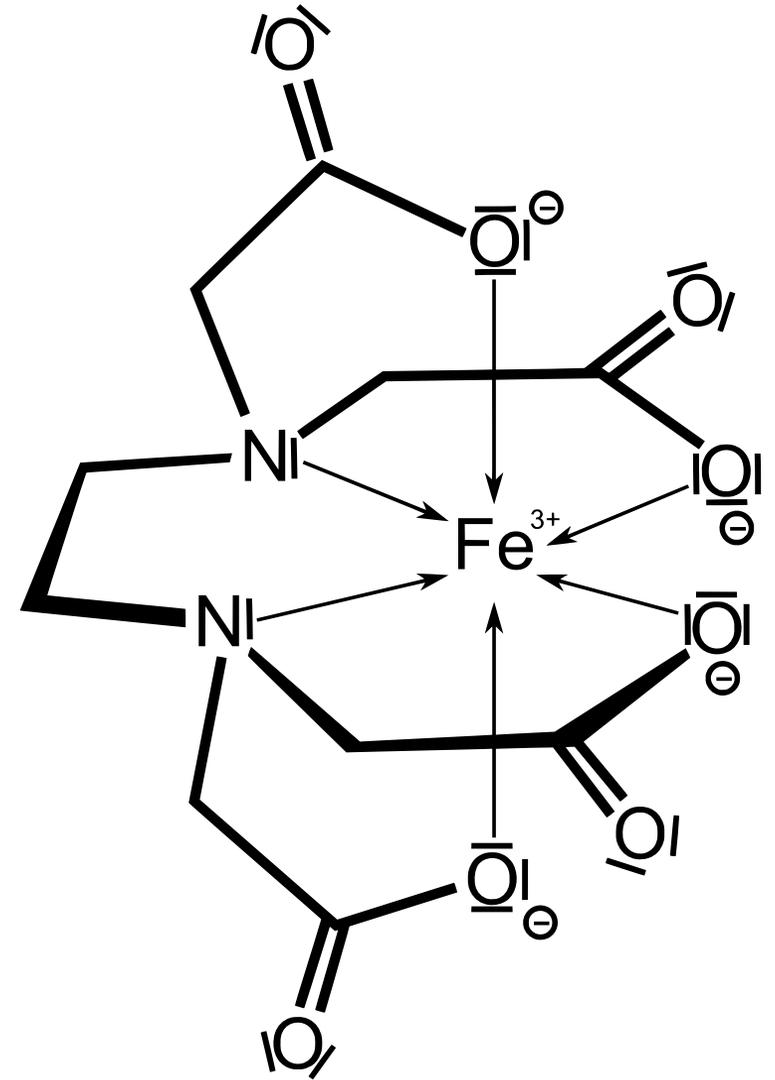
Experiment:



Chelat-Effekt: Eisenthiocyanat und edta

Es bildet sich der stabilere Chelat-Komplex mit dem sechszähligen edta-Liganden.
(siehe nebenstehende Abbildung)

Die Bindungswahrscheinlichkeit ist aufgrund der räumlichen Nähe und Abschirmung von anderen potentiellen Liganden hoch.



Mögliche Stoffverteilung

Block 3

	Thema	ausgewählte Experimente
7	Anwendungen der Komplexchemie: biologisch oder medizinisch wichtige Komplexverbindungen	Darstellung von Bisglycinatokupfer Erbsen + Kupferchlorophyll (E141)
8	Komplexometrische Titration - Praktikum	Eisen(III)-Ionen mit Tiron-Indikator + edta
9	Komplexometrische Titration und Wasserhärte	25_KC_Komplexometrie_Wasserhaerte

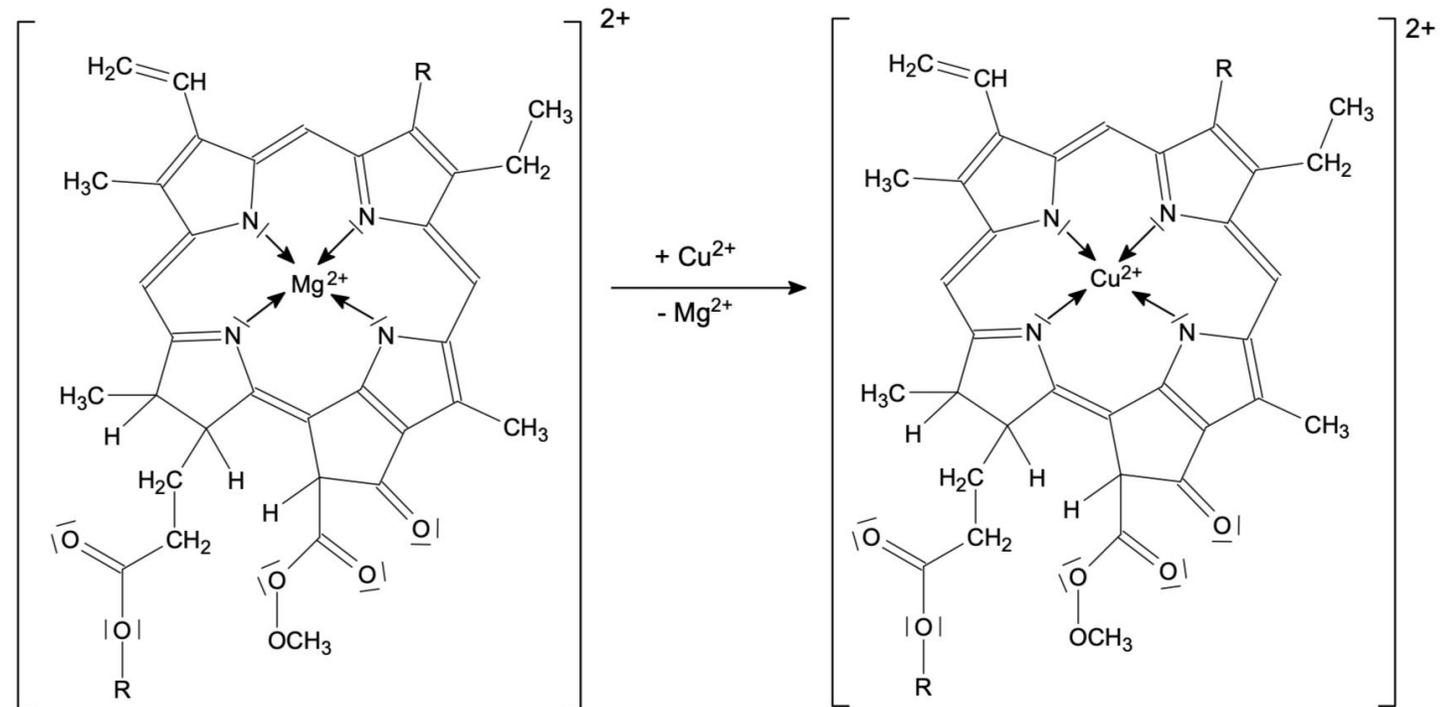
Unterstützungsangebot:

Experimentieranleitungen zu allen Versuchen sind im ChAS-Ordner zu finden

Komplexverbindungen in Natur, Alltag und Technik

Versuch: Kupferchlorophyll Lebensmittelzusatzstoff E141

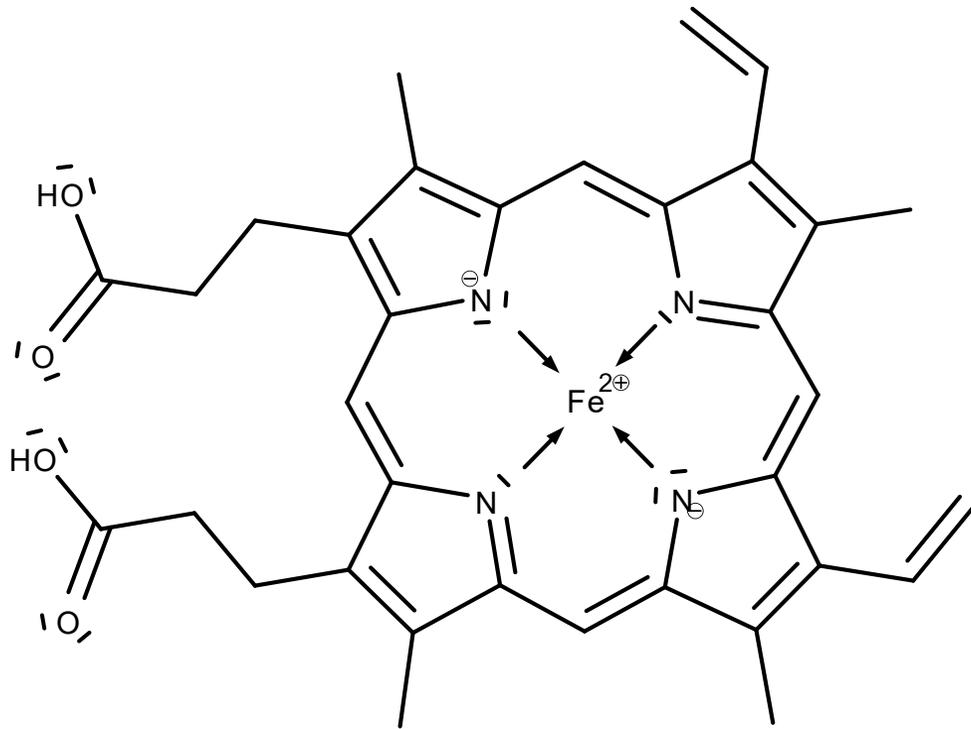
Kochen von Erbsen aus der Dose in 0,1 M Kupfer(II)-sulfat-Lösung und in dest. Wasser zum Vergleich für ca. 15 Minuten.



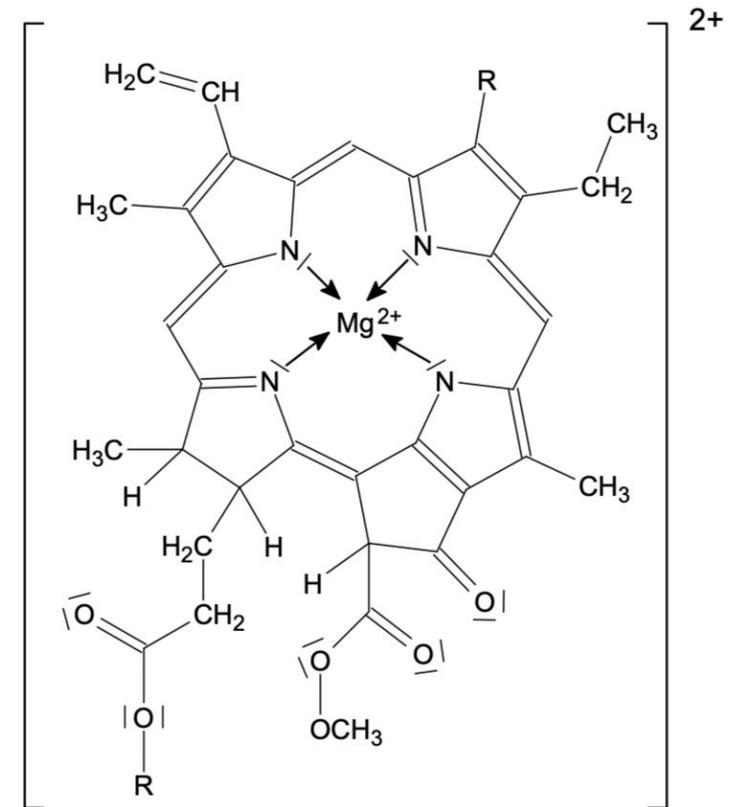
Komplexverbindungen in Natur, Alltag und Technik

Hämoglobin

(Bezug zu Bio 10
Sauerstoffaffinität)



Chlorophyll

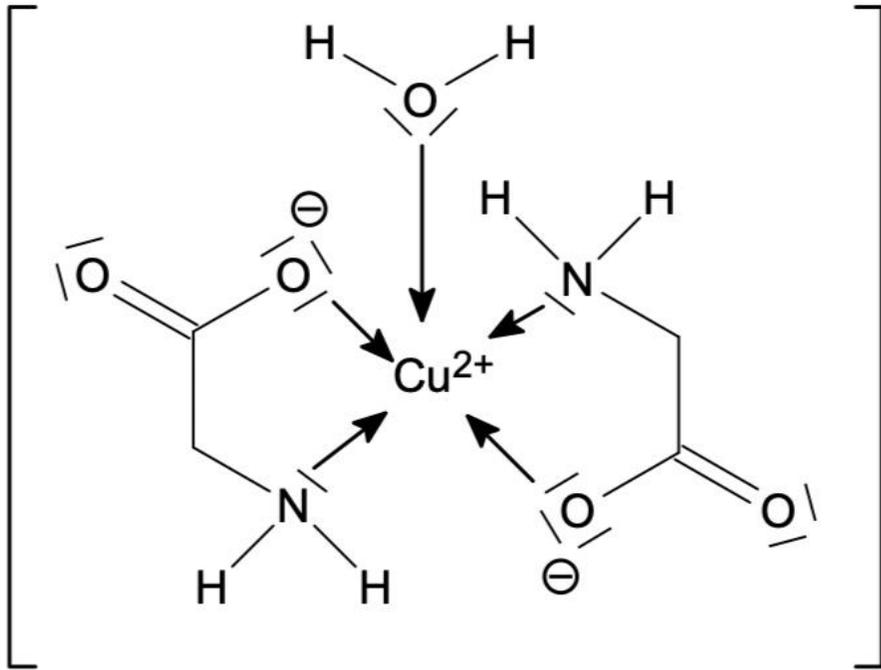


Unterstützungsangebot: LIS-Material mit Aufgaben (Prüfungs-, Lern- und Übungsaufgaben)

Komplexverbindungen in Natur, Alltag und Technik

Versuch:

Darstellung Bisglycinatokupfer



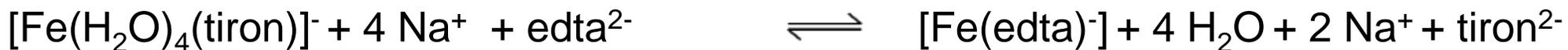
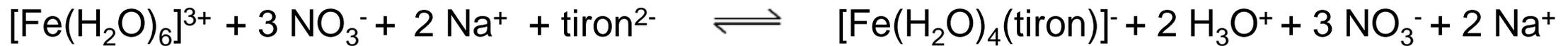
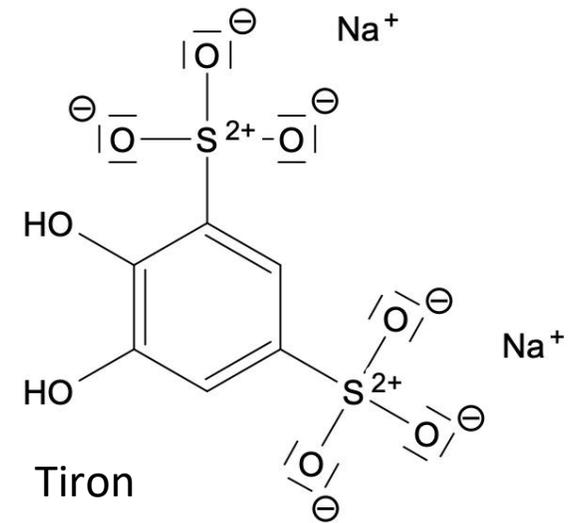
Komplexometrische Titration - Bestimmung der Wasserhärte

Dieser Bereich findet sich auch im **LB 3 Analytik** wieder:

Die Schülerinnen und Schüler...

„führen komplexometrische Titrations mit EDTA-Lösung durch, um Konzentrationen von Metall-Kationen in wässrigen Lösungen zu bestimmen.“

Eisen(III)-Ionen mit Tiron-Indikator + EDTA



Komplexometrische Titration - Bestimmung der Wasserhärte



Farbumschlag von rot nach grün

Es gilt: $1^\circ\text{dH} \triangleq 0,179 \text{ mmol Ca}^{2+}/\text{l}$
 oder $1 \text{ mmol Ca}^{2+}/\text{l} \triangleq 5.608^\circ\text{dH}$

