

Die Farbe von Komplex-Verbindungen am Beispiel von Kupfer-Salzen

Thomas Lux, WS 01/02; Marcel Grandé, WS 13/14, Julia Müller, WS 20/21

Gliederung

1	Kupfer.....	2
1.1	Stellung im Perioden-System	2
1.2	Vorkommen und Eigenschaften	2
2	Beispiele für einige Kupfer-Salze	2
2.1	Kupfer(I)-Verbindungen (d^{10}).....	2
2.1.1	Kupfer(I)-hydrid CuH	2
2.1.2	Kupfer(I)-halogenide CuX (mit $\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$).....	3
2.1.3	Kupfer(I)-cyanid CuCN	4
2.1.4	Rotes Kupfer(I)-oxid Cu_2O	4
2.1.5	Kupfer(I)-sulfat Cu_2SO_4	4
2.2	Kupfer(II)-Verbindungen (d^9)	5
2.2.1	Kupfer(II)-chlorid CuCl_2 (stellvertretend für alle CuX_2 -Verbindungen mit $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$).....	5
2.2.2	Kupfer(II)-cyanid $\text{Cu}(\text{CN})_2$	5
2.2.3	Kupfer(II)-oxid CuO	5
2.2.4	Kupfer(II)-hydroxid $\text{Cu}(\text{OH})_2$	5
2.2.5	Kupfer(II)-sulfat CuSO_4	6
2.2.6	Kupfer(II)-nitrat $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6(\text{NO}_3)_2$	6
2.2.7	Kupfer(II)-carbonat.....	7
2.3	Kupfer(III)- und Kupfer(IV)-Verbindungen.....	7
2.4	Vergleich von Kupfer(I)- und Kupfer(II)-Verbindungen	7
3	Beziehung zwischen Struktur und Eigenschaften.....	8
3.1	Allgemeiner Aufbau von Komplex-Verbindungen	8
3.2	Ligandenfeld-Theorie.....	8
3.2.1	Ligandenfeld-Aufspaltung	8
3.2.2	Spektrochemische Reihe	11

Einstieg 1: Farbe von Kupfer-Wasser-Komplexen. Zu Beginn wurden zwei Versuche nebeneinander durchgeführt: Zuerst die Dehydratisierung von Zucker mit Kohlensäure (Aufbau: [Konzeption von Experimenten und ihr Einsatz](#); Experiment: 8.2 Hygroskopische Wirkung von Schwefelsäure) und anschließend die Herstellung von wasserfreiem Kupfersulfat ([Konzeption von Experimenten und ihr Einsatz](#); Experiment: 7.8 gebundenes Wasser). Nach Ablauf der beiden Reaktionen wurde den entstandenen Produkten Wasser zugeetzt. Es wird ersichtlich, dass das Kupfersulfat, anders als Zucker, das Wasser reversibel abgeben kann. Im Folgenden wurde dann diese Gegebenheit genauer betrachtet.

Einstieg 2: Kochsalz (NaCl) und das Kupfersalz Kupfer(II)-sulfat (CuSO₄) sehen auf den ersten Blick sehr ähnlich aus. Kommen jedoch beide Salze mit Wasser in Kontakt, ändert das Kupfersalz plötzlich seine Farbe und wird blau, während Kochsalz seine Farbe beibehält. Es muss also einen Unterschied zwischen den beiden Salzen geben, welcher nun genauer betrachtet wird.

1 Kupfer

1.1 Stellung im Perioden-System

Kupfer steht in der 1. Neben-Gruppe bzw. in der 11. Gruppe des PSE. Von den Elementen der 1. Haupt-Gruppe unterscheidet es die wesentlich höhere 1. Ionisierungsenergie und der damit verbundene Charakter. Dieser nimmt in der Reihe Kupfer, Silber, Gold noch zu.

1.2 Vorkommen und Eigenschaften

Wegen seines edlen Charakters kommt Kupfer in der Natur in kleinen Mengen auch gediegen vor (Nord-Amerika, Chile, Australien). Wichtiger für die Förderung von großen Mengen sind jedoch Erze, wobei sulfidische und oxidische Erze die größte Rolle spielen.

Sulfidische Erze

- CuFeS₂ (Kupferkies, Chalkopyrit)
- Cu₅FeS₄ (Buntkupfererz, Bornit)
- CuFe₂S₃ (Cubanit)
- Cu₂S (Kupferglanz, Chalkosin)

Oxidische Erze:

- Cu₂O (Rohkupfererz, Cuprit)
- Cu₂(OH)₂(CO₃) (grüner Malachit)
- Cu₃(OH)₂(CO₃)₂ (blaue Kupferlasur, Azurit)

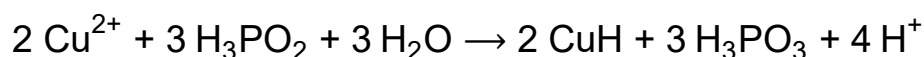
Der Gesamt-Anteil in der Lithosphäre beträgt w(Cu)= 50 ppm und die Weltjahres-Produktionsmenge wird auf 6,5 Mio. Tonnen geschätzt.

2 Beispiele für einige Kupfer-Salze

2.1 Kupfer(I)-Verbindungen (d¹⁰)

2.1.1 Kupfer(I)-hydrid CuH

Die Darstellung gelingt nach der Gleichung:



Es entsteht als braunroter Niederschlag, der allerdings beim Erhitzen in Kupfer und Wasserstoff zerfällt. Die Struktur entspricht dem Wurtzit-Gitter (Abb. 1). Verwendung findet es als Reduktionsmittel z. B.:

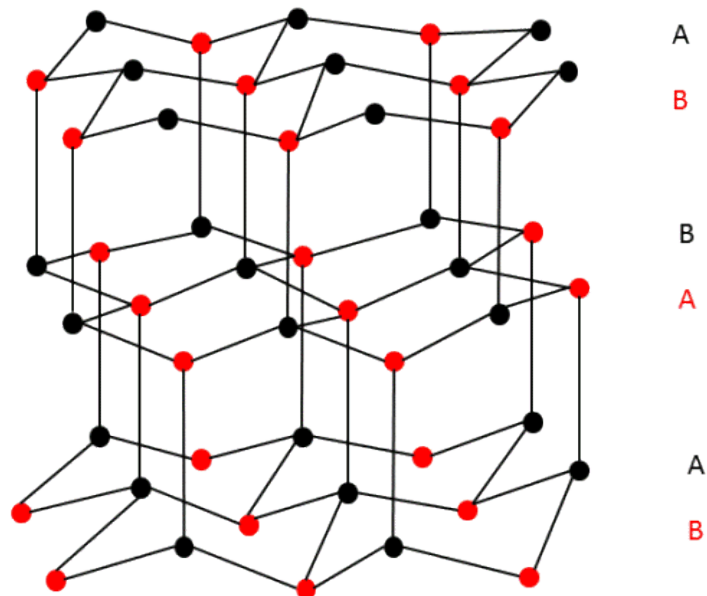
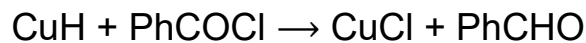
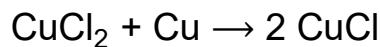


Abb. 1: Wurtzit-Struktur [1] des CuH

Jedes Kupfer-Atom (rot) ist tetraedrisch von 4 Wasserstoff-Atomen (schwarz) umgeben

2.1.2 Kupfer(I)-halogenide CuX (mit X= Cl, Br, I)

Exemplarisch anhand des CuCl kann die Darstellung wie folgt geschehen:



In konzentrierter Salzsäure entsteht zunächst $\text{H}[\text{CuCl}_2]$, welches beim Verdünnen in Salzsäure weißes, in Wasser schwerlösliches, aber in Ammoniak und Schwefelsäure lösliches, CuCl zerfällt. An der Luft ist es beständig, zerfällt allerdings unter Einwirkung von Feuchtigkeit. Die Struktur entspricht dem Zinkblende-Gitter (Abb. 2). Kupfer(I)-chlorid wird zur Pigment-Herstellung verwendet.

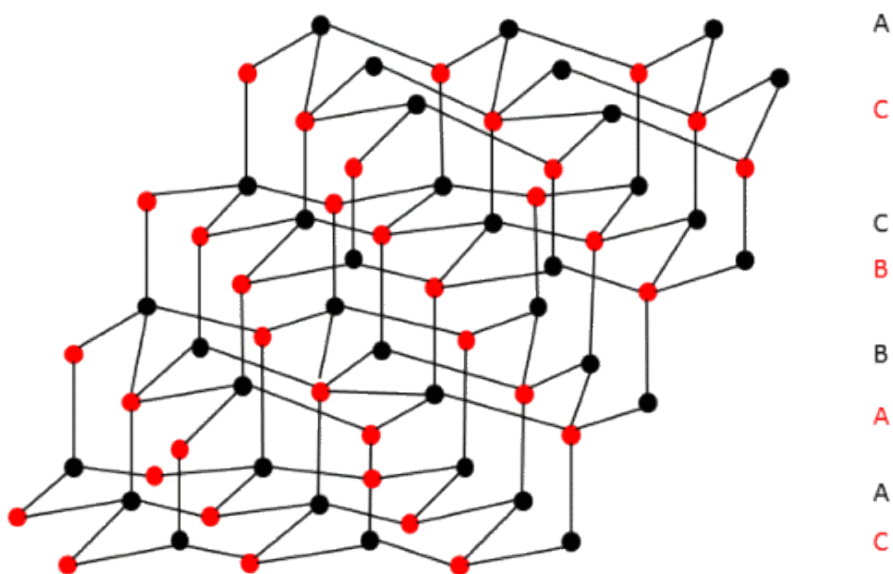


Abb. 2: Zinkblende-Struktur [1]

Jedes Kupfer-Atom (rot) ist tetraedrisch von 4 Wasserstoff-Atomen (schwarz) umgeben

2.1.3 Kupfer(I)-cyanid CuCN

Die Darstellung gelingt durch Zugabe von Cu^{2+} -Ionen zu einer Kaliumcyanid-Lösung:



Das intermediär entstehende braune Kupfer(II)-cyanid reagiert unter Dicyan-Abspaltung zum weißen Kupfer(I)-cyanid. Es bildet eine polymere, lineare Ketten-Struktur aus, mit der Koordinationszahl 2 des Kupfers (Abb. 3).



Abb. 3: lineare Ketten-Struktur des Kupfer(I)-cyanid
Kupfer= rot; Cyanid= schwarz

2.1.4 Rotes Kupfer(I)-oxid Cu_2O

Das Cu_2O entsteht als fest haftender Überzug an der Oberfläche des Metalls und ist für die typische dunkelrote Farbe verantwortlich, die nicht die Farbe des Metalls ist. Außerdem verleiht es dem Metall seine ausgesprochene Inertheit gegenüber Umwelt-Einflüssen. Die Darstellung gelingt nach folgendem Schema, das auch den Nachweis reduzierender Zucker durch die Fehling'schen Probe beschreibt:



Die Struktur besteht aus zwei, sich durchdringende, miteinander nicht verknüpfte Systeme. Jedem System liegt die kubische, sehr offene Anticristobalit-Struktur SiO_2 zugrunde, in welcher jedes Sauerstoff-Atom tetraedrisch von 4 Kupfer- und jedes Kupfer-Atom linear von 2 Sauerstoff-Atomen umgeben ist (Abb. 4)

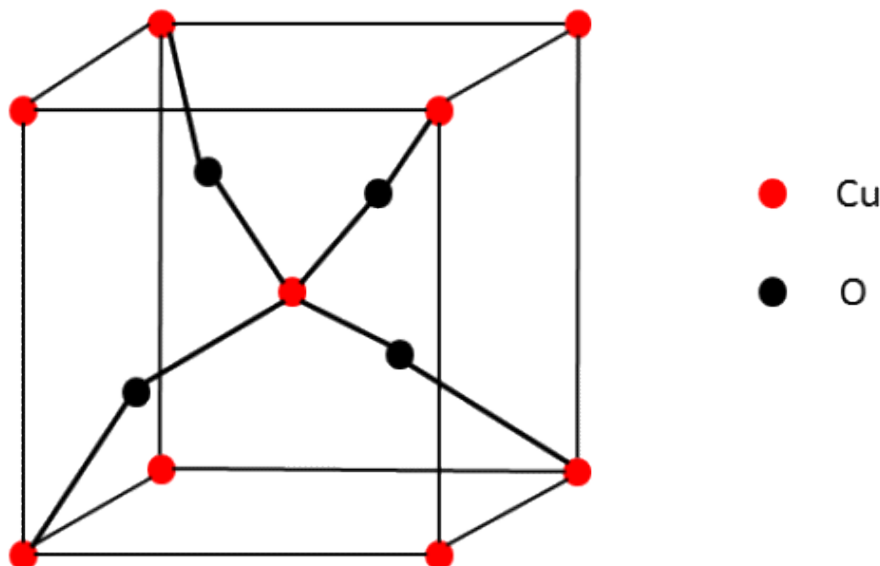
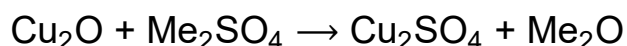


Abb. 4: Struktur von Kupfer(I)-oxid [1]

2.1.5 Kupfer(I)-sulfat Cu_2SO_4

Kupfer(I)-sulfat ist sehr empfindlich gegenüber Wasser und disproportioniert sofort zu Kupfer(II)-sulfat und Kupfer. Die Darstellung muss daher wasserfrei mittels Dimethylsulfat (Me_2SO_4) geschehen:

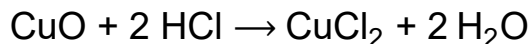


2.2 Kupfer(II)-Verbindungen (d⁹)

Kupfer(II) ist wegen seiner hohen Hydratationsenthalpie die beständigste Oxidationsstufe in wässriger Lösung. Es liegen dabei hellblaue $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ - bzw. $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ -Ionen vor.

2.2.1 Kupfer(II)-chlorid CuCl_2 (stellvertretend für alle CuX_2 -Verbindungen mit $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$)

Die Darstellung gelingt aus Kupfer(II)-oxid und Salzsäure



Kupfer(II)-chlorid ist in konzentrierter wässriger Lösung grün, liegt allerdings je nach Konzentration der vorhandenen Cl^- -Ionen in Form von Komplex-Ionen als $[\text{CuCl}_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2-}$ (grünbraun, Cl^- ist quadratisch-planar angeordnet), $[\text{CuCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]$ (grün, insgesamt verzerrt oktaedrisch) oder $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (hellblau, regelmäßig oktaedrisch) vor. Es findet als Katalysator bei der Chlor-Darstellung aus Chlorwasserstoff und Luft nach dem Deacon-Verfahren Anwendung. Im festen Zustand liegen polymere Ketten-Strukturen mit quadratisch-planaren CuCl_4 -Einheiten vor (Abb. 5).

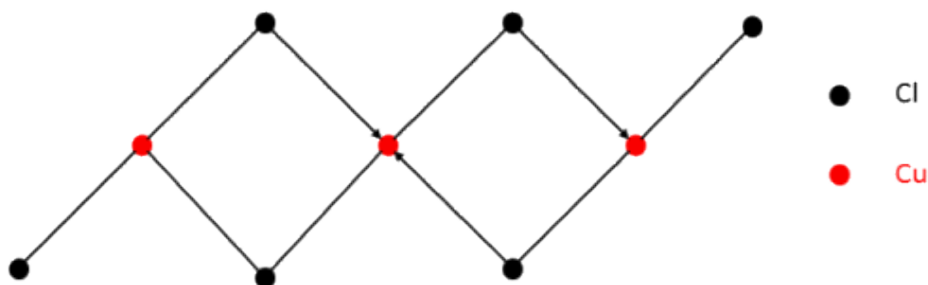


Abb. 5: Struktur von kristallinem Kupfer(II)-chlorid [1]

2.2.2 Kupfer(II)-cyanid $\text{Cu}(\text{CN})_2$

Das zweiwertige Kupfercyanid ist nicht stabil und zerfällt in CuCN und $(\text{CN})_2$.

2.2.3 Kupfer(II)-oxid CuO

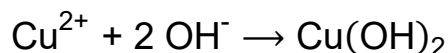
Das CuO entsteht als schwarzes Pulver beim Erhitzen von metallischem Kupfer an der Luft auf Rotglut:



Bereits bei 250°C gibt es den Sauerstoff jedoch wieder an reduzierende Stoffe ab, wovon bei der Bestimmung von Wasserstoff und Kohlenstoff in der organischen Elementar-Analyse Gebrauch gemacht wird. Das Kupfer(II)-oxid besitzt eine monokline Kristall-Struktur. Je vier Sauerstoff-Atome umgeben quadratisch ein Kupfer-Atom, und je 4 Kupfer-Atome umgeben tetraedrisch ein Sauerstoff-Atom. Es wird meistens als Pigment zum Färben von Keramiken oder Kristallen verwendet.

2.2.4 Kupfer(II)-hydroxid $\text{Cu}(\text{OH})_2$

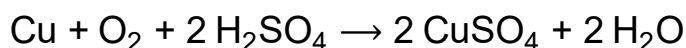
Kupfer(II)-hydroxid entsteht aus Cu^{2+} -Ionen in basischer Lösung nach der Gleichung:



Gewöhnlich spaltet das flockige, blaue $\text{Cu}(\text{OH})_2$ beim Erhitzen oder bei längerem Stehen Wasser ab und geht in schwarzes CuO über. „Bremerblau“ ist eine beständige Form von $\text{Cu}(\text{OH})_2$. In konzentrierten Alkali-Laugen löst sich das $\text{Cu}(\text{OH})_2$ unter Bildung von dunkelblauen, quadratisch planaren $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$ -Ionen.

2.2.5 Kupfer(II)-sulfat CuSO_4

Die Darstellung gelingt durch Auflösen von Kupfer in heißer verdünnter Schwefelsäure bei Luft-Zutritt gemäß:



Kupfer(II)-sulfat kann in drei verschiedenen Zuständen vorliegen: dem wasserfreien, dem gelösten und im kristallwasserhaltigen Zustand.

Das wasserfreie Kupfersulfat mit der Verhältnisformel CuSO_4 ist ein weißes Pulver.

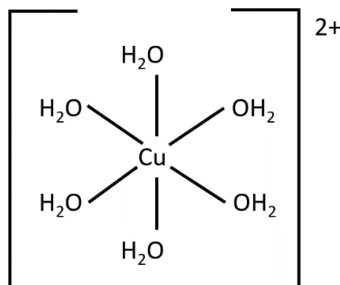


Abb. 6: Der Aquakomplex $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

Wird dieses Pulver in Wasser gelöst, werden wie beim Lösen von Salzen die Ionen aus dem Ionengitter gelöst, in dem sich um sie eine Hydrathülle bildet. Dabei kommt es zu Anziehungskräften zwischen den Dipolen des Wassers und den elektrischen Ladungen des Ions. Das Cu^{2+} kann als Übergangsmetallion die Hydrathülle noch stärker anziehen, es bilden sich koordinative Bindungen aus und damit der oktaedrischer Aquakomplex $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (Abb. 6). In der blauen Lösung liegen außerdem noch gelöste SO_4^{2-} Ionen vor. Der Komplex $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$.

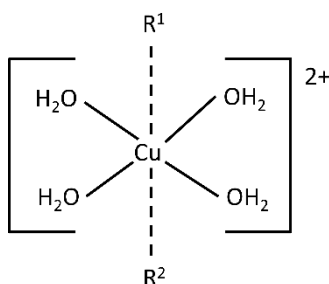


Abb. 7: Der Komplex $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$.

Es kristallisiert das blaue Pentahydrat ($[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) aus der Lösung aus. Der Aquakomplex bleibt dabei teilweise erhalten, sodass auch hier ein oktaedrischer Komplex vorliegt. Vier der fünf Wasser-Moleküle sind komplex quadratisch um das Cu^{2+} -Ion angeordnet. Das fünfte über eine Wasserstoff-Brücke an das Sulfat-Ion. Bei 100°C gehen die ersten vier Wasser-Moleküle verloren, das fünfte erst oberhalb von 200°C.

Kupfersulfat liegt im kristallwasserhaltigen Zustand als trikline Kristalle vor. Kupfersulfat findet in den verschiedensten Bereichen Einsatz-Möglichkeiten. Aufgrund seiner Giftigkeit gegenüber Mikro-Organismen wird es als Fungizid oder Algizid verwendet. Aber auch für die Herstellung von Farb- oder Kunststoffen sowie für Feuerwerksraketen.

2.2.6 Kupfer(II)-nitrat $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6(\text{NO}_3)_2$

Das blaue Kupfernitrat kristallisiert aus Lösungen von Kupfer in Salpetersäure aus. Es kann nicht ohne Zersetzung entwässert werden und ist eine der wenigen Kupfer-Verbindungen, die das oktaedrisch gebaute Ion $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ enthalten. In der Gas-Phase konnte das Monomer mit der abgebildeten Struktur nachgewiesen werden (Abb. 8).

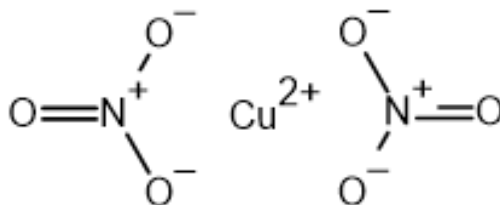


Abb. 8: Struktur des monomeren Kupfer(II)-nitrat

2.2.7 Kupfer(II)-carbonat

Kupfer(II)-carbonat ist nicht bekannt, wohl aber basische Carbonate der Zusammensetzung $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ (grüner Malachit) oder $2 \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ (blaue Kupferlasur). Diese werden als Maler-Farben verwendet.

2.3 Kupfer(III)- und Kupfer(IV)-Verbindungen

Kupfer(III)-Verbindungen sind aufgrund ihres hohen Reduktionspotentials (e_0 für $\text{Cu}^{2+}/\text{CuO}^+$ 1,8 V) in wässrigen Lösungen nicht stabil. Durch Komplex-Bildung kann das Potential jedoch erheblich erniedrigt werden. In biologischen Systemen existieren darum an Peptide koordinativ gebunden Kupfer(III)-Verbindungen.

Weiterhin tauchen Cu^{3+} -Ionen in Form von oktaedrisch von sechs Fluorid-Ionen umgebenen Ionen ($[\text{CuF}_6]^{3-}$) in Hexafluorocupraten(III) der Zusammensetzung Me_3CuF_6 auf.

Kupfer(IV)-Verbindungen können durch Druck-Fluorierung hergestellt werden. Die entstehenden Hexafluorocuprate(IV) der Zusammensetzung Me_2CuF_6 (mit $\text{Me} = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$) haben eine verzerrt oktaedrische K_2PtCl_6 -Struktur.

2.4 Vergleich von Kupfer(I)- und Kupfer(II)-Verbindungen

Cu(I) - d10		
Verbindung	Farbe	Koordination
CuH	farblos	Cu tetraedrisch von H umgeben
Cu_2O	rot	Cu tetraedrisch von O umgeben
$[\text{CuCl}_2]^-$	farblos	Cu linear von Cl umgeben
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	farblos	Cu linear von NH_3 umgeben
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$	farblos	Cu tetraedrisch von NH_3 umgeben

Cu(II) - d9		
Verbindung	Farbe	Koordination
[CuCl ₄] ²⁻	grün	verzerrt oktaedrisch
[CuCl ₂ (H ₂ O) ₂] ⁻	grün	quadratisch planar
CuO	schwarz	quadratisch planar
[Cu(H ₂ O) ₆](NO ₃) ₂	blau	oktaedrisch
CuSO ₄	blau	pyramidal

3 Beziehung zwischen Struktur und Eigenschaften

3.1 Allgemeiner Aufbau von Komplex-Verbindungen

Ein Komplex besteht aus einem Zentral-Atom, auch Zentral-Metall genannt, das mit einer bestimmten Anzahl von Liganden in einer bestimmten Anordnung umgeben ist. Die Anzahl der Liganden wird als Koordinationszahl bezeichnet und die verschiedenen Anordnungsformen als Koordinationspolyeder.

Zur Beschreibung der Eigenschaften von Komplexen gibt es verschiedene Theorien. Im Folgenden wird nur auf die Ligandenfeld-Theorie eingegangen, die zum Beschreiben der hier vorgestellten Phänomene ausreicht.

3.2 Ligandenfeld-Theorie

Die Ligandenfeld-Theorie berücksichtigt unter anderem die Wechselwirkungen zwischen den freien Elektronen-Paaren des Liganden und den d-Elektronen des Zentral-Metalls.

3.2.1 Ligandenfeld-Aufspaltung

Nähern sich dem Zentral-Metall Liganden mit ihren freien Elektronen-Paaren, so erfahren die Elektronen in den d-Orbitalen des Metalls eine Abstoßung, die sich in einer Energie-Erhöhung der d-Orbitale niederschlägt. Allerdings erhöht sich die Energie nicht für alle d-Orbitale gleich, sondern sie spalten sich in zwei Gruppen auf; die Entartung aller d-Orbitale wird aufgehoben. Die d-Orbitale, die eine Komponente in z-Richtung besitzen werden energetisch stärker angehoben. Dies sind das d_{z²} und das d_{x²-y²} Orbital, die zusammen als e_g- oder d_γ-Orbitale bezeichnet werden. Die energetisch nicht so stark angehobenen und damit tiefer liegenden restlichen d_{xy}, d_{xz}, d_{yz} Orbitale bezeichnet man als t_{2g}- oder d_ε-Orbitale (Abb. 9 u. Abb. 10).

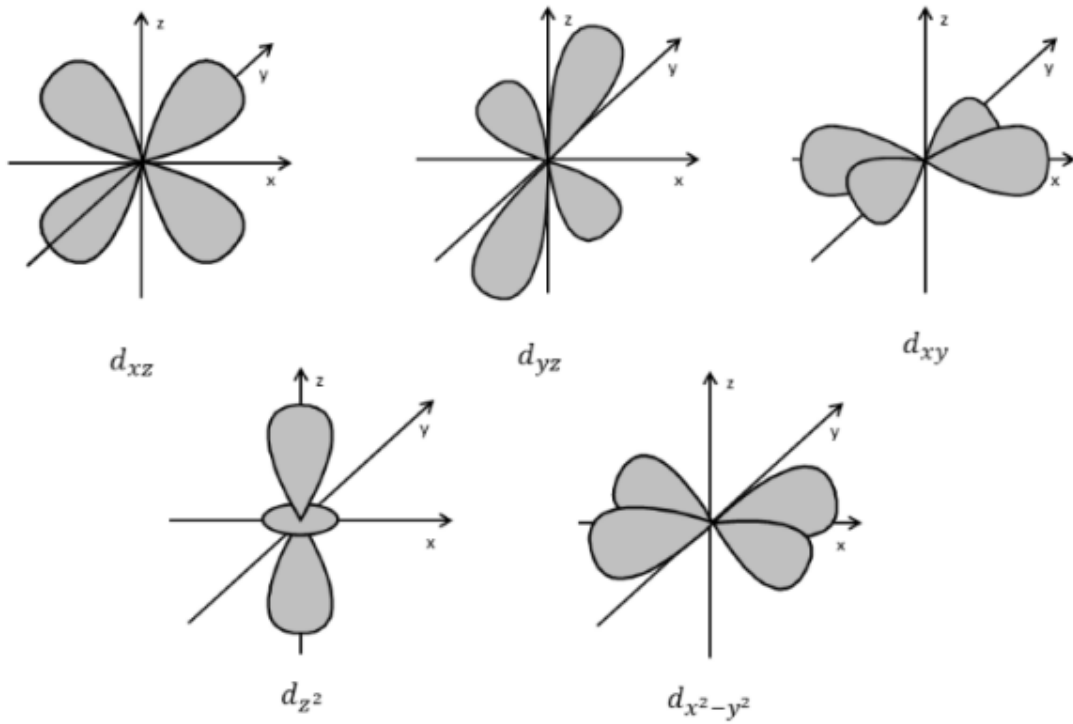


Abb. 9: Form und Ausdehnung der d-Orbitale [1]

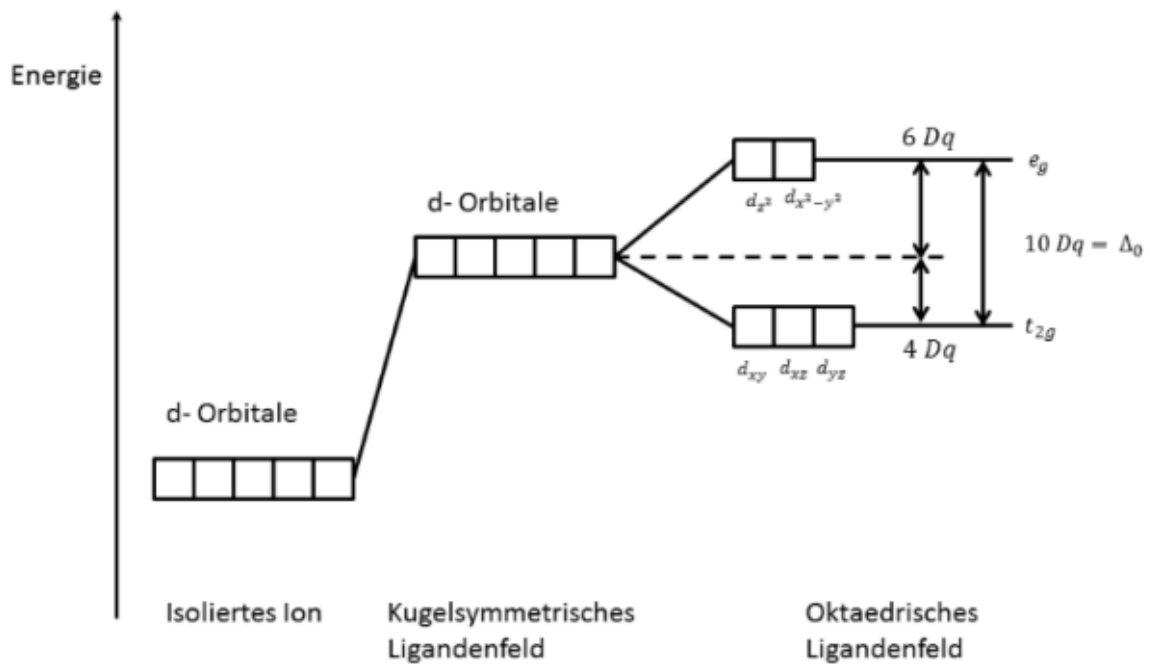


Abb. 10: Aufspaltung der d-Orbitale im Ligandenfeld [1]

Sind nun die e_g -Orbitale nicht vollständig besetzt, was beim Cu^{2+} -Ion (d^9), nicht jedoch bei Cu^+ -Ion (d^{10}) der Fall ist, kann durch Licht-Energie ein Elektron von einem tiefer liegenden t_{2g} -Orbital in ein höher gelegenes e_g -Orbital springen (Abb. 9). Die Wellenlänge, die dazu in der Lage ist, wird von der Lösung solcher Ionen absorbiert und das durchtretende weiße Licht erscheint nach dem Durchgang in der Komplementär-Farbe.

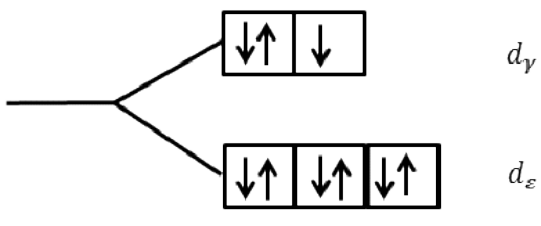
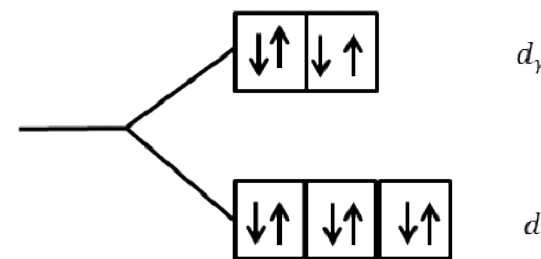
Elektronenkonfiguration	Ion	Besetzung der d-Orbitale im oktaedrischen Ligandenfeld
d^9	Cu^{2+}	
d^{10}	$Zn^{2+}, Cd^{2+}, Hg^{2+}, Cu^+, Ag^+$	

Abb. 11: Besetzung der d-Orbitale bei d^9 - (Cu^{2+}) und d^{10} - (Cu^+) Elektronen-Systeme [1]

Ein weiteres als Jahn-Teller-Effekt bezeichnetes Phänomen tritt auf, wenn die e_g -Orbitale mit einer ungeraden Anzahl an Elektronen besetzt ist, was beim Cu^{2+} -Ion der Fall ist. In dieser Situation tritt ein Energie-Gewinn auf, wenn sich die Liganden, die in z-Richtung auf das Zentral-Metall weisen, etwas weiter entfernt anordnen. Diese Anordnung entspricht einem verzerrtem Oktaeder (Abb. 12). Sieht man die quadratisch planare Anordnung als einen extrem in z-Richtung gestreckten Oktaeder an, so wird diese bei Cu^{2+} häufige Form der Anordnung verständlich.

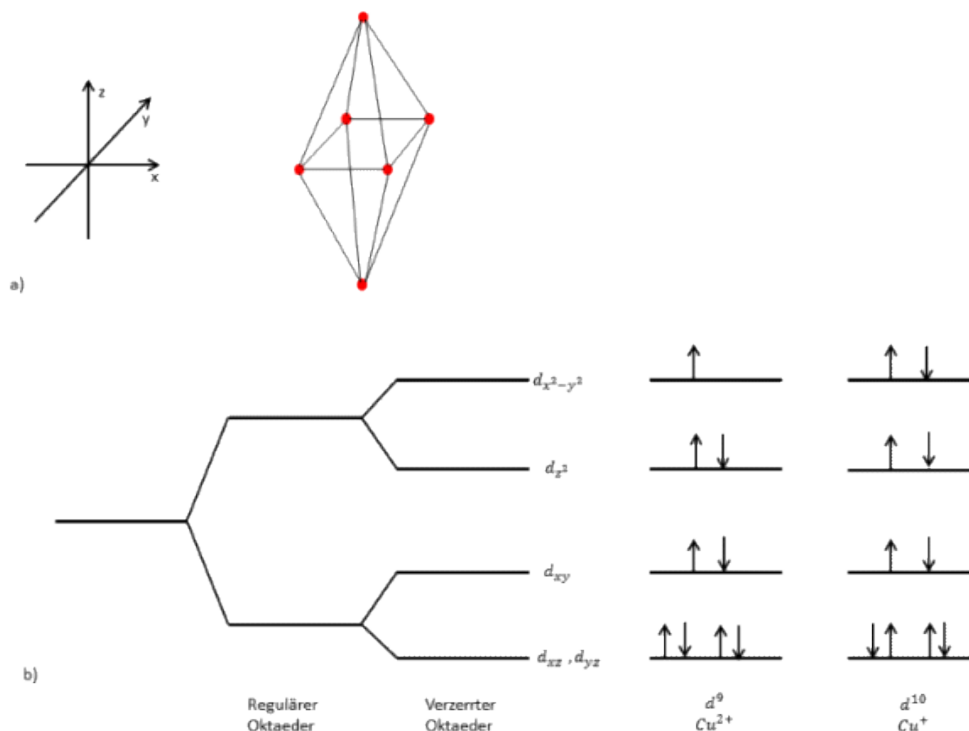


Abb. 12: Jahn-Teller-Effekt:

a) Tetragonale Verzerrung des Oktaeders

b) Das für einen gestreckten Oktaeder gültige Energieniveau-Diagramm. Die Aufspaltungen sind nicht maßstäblich dargestellt. Die durch die Verzerrung verursachte Aufspaltung ist sehr viel kleiner als $10 Dq$. [1, 5]

3.2.2 Spektrochemische Reihe

Die unterschiedlichen Farben der Kupfer-Komplexe kommen durch die unterschiedliche Fähigkeit der Liganden zustande, die d-Orbitale aufzuspalten. Betrachtet man verschiedene Liganden am selben Metall-Atom, kann man die Liganden in einer Reihe anordnen, die genau diese Fähigkeit ausdrückt. Man bezeichnet dies als spektrochemische Reihe von Liganden. Für die Farb-Entstehung bei Komplexen allgemein spielen noch andere Faktoren eine Rolle, wie zum Beispiel die Ordnungs- oder Ladungszahl des Zentral-Metalls. Im betrachteten Fall sind diese beiden Faktoren jedoch jeweils gleichgeblieben.

Um dieses Phänomen zu verdeutlichen, wurde ein weiteres Experiment durchgeführt (Versuchsbeschreibung siehe S. 12): [6]. In eine wässrige Kupfersulfat-Lösung wird konzentrierte Ammoniak-Lösung getropft. Nach einem kurzen Auftreten eines hellblauen Niederschlags wurde eine Änderung der Färbung von hellblau nach dunkelblau festgestellt.

Spektrochemische Reihe der Liganden (Größe der Aufspaltung) [5]:

... $\text{N}_3^- < \text{F}^- < \text{NCO}^- < \text{OH}^- < \text{ONO}^- < \text{H}_2\text{O} < \text{NCS}^- < \text{NC}^- < \text{py} < \text{NH}_3 < \text{en} < \text{dipy} < \text{phen} < \dots$

Abschluss 1: Als Abschluss wurde eine Gegenüberstellung der Ergebnisse des Vortrags in Form einer Tabelle gegeben:

Kohlenhydrate (Zucker)	Kupferhydrate (Pentaaqua-Komplexe)
kein Komplex	Oktaedrisch koordinierter Komplex
Wasser durch OH-Gruppen an den Kohlenstoff kovalent gebunden	Durch Jahn-Teller-Effekt verzerrt
	Wasser durch Wasserstoffbrücken-Bindungen und Dipol-Wechselwirkungen gebunden

Abschluss 2: Bei Kochsalz findet keine Farbänderung bei Berührung mit Wasser statt, da hier beim Lösen keine Aquakomplexe gebildet werden können. Kupfersalze sollten nicht wie Kochsalz zum Kochen verwendet werden, da sie giftig sind. Stattdessen können sie als Pestizide oder zur Farbherstellung von z.B. Wandfarben, Kunststoffen oder Feuerwerksraketen genutzt werden.

Versuch:

Zeit: 5 Minuten

Material:

- Reagenzglas

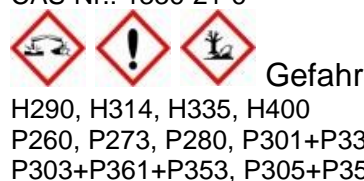
Chemikalien:

- **Kupfer(II)-sulfat** (wasserfrei)
CAS-Nr.: 7758-98-7



- **VE-Wasser**

- **Ammoniak-Lösung**
w= 25% (konz.)
CAS-Nr.: 1336-21-6

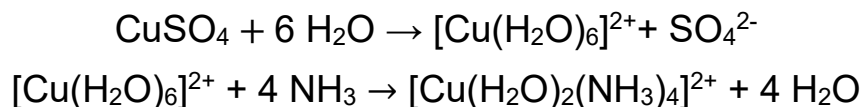


Durchführung: wasserfreies Kupfer(II)-sulfat in Wasser lösen. Zugabe von Ammoniak-Lösung bis sich der zunächst gebildete flockige Niederschlag löst. Zugabe von weiterer Ammoniak-Lösung.

Beobachtung: Beim Lösen des Kupfer(II)-sulfates entsteht eine hellblaue Lösung. Bei Ammoniak-Zugabe bildet sich zunächst ein flockiger Niederschlag, der sich in einem Überschuss von Ammoniak löst. Die Lösung färbt sich bei weiterer Ammoniak-Zugabe intensiv blau.

Deutung: Zunächst bildet sich in wässriger Lösung der hellblaue Komplex $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Bei Zugabe einer Base (NH_3) bildet sich das flockige $[\text{Cu}(\text{OH})_2]^{2-}$, der sich im Überschuss löst. Bei weiterer NH_3 -Zugabe bilden die Cu^{2+} -Ionen einen Komplex mit Ammoniak ($[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]^{2+}$), der stabiler ist als der mit Wasser oder Hydroxid-Ionen. Da der Ligand NH_3 die d-Orbitale stärker aufspaltet als Wasser, verschiebt sich das Absorptionsverhalten der Cu^{2+} -Ionen zu einer anderen Wellenlänge, folglich erscheint auch das durchtretende Licht in einer anderen Wellenlänge

Reaktionsgleichung:



Quellen:

1. Riedel, E., Janiak, C.: Anorganische Chemie, 8. Auflage, de Gruyter Verlag, Berlin, 2011
2. Holleman, A. F., Wiberg, E.: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 102. Auflage, de Gruyter Verlag, Berlin, 2007
3. Demuth, R.; Kober, F.: Grundlagen der Komplexchemie, 2. Auflage, Otto Salle Verlag, Frankfurt am Main, 1992
4. Pascaly, M.; Jolk, I., Krebs, B.: Chemie in unserer Zeit, 1999, 33, 334
5. <http://www.bakowa.de/mehrwein.htm>, 10.06.2015. (verschollen)
6. Weber, B.: Vorlesungsskript Anorganische Chemie, Springer, 1. Auflage, Bayreuth 2013
7. http://www.seilnacht.com/Chemie/ch_salze.htm, 10.06.2015.
8. Weber, B.: Koordinationschemie, Springer, Berlin, Heidelberg 2014
9. https://www.seilnacht.com/Chemie/ch_cuso4.htm, 10.11.2020