

Lernzettel

Komplexverbindungen und Koordinationstheorie in der Anorganischen Chemie

Universität: Technische Universität Berlin
Kurs/Modul: Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie
Erstellungsdatum: September 20, 2025



Zielorientierte Lerninhalte, kostenlos!
Entdecke zugeschnittene Materialien für deine Kurse:

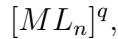
<https://study.AllWeCanLearn.com>

Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie

Lernzettel: Komplexverbindungen und Koordinationstheorie in der Anorganischen Chemie

(1) Grundbegriffe der Koordinationschemie.

Ein Komplex besteht aus einem Zentralmetallion M^{n+} , das durch Liganden L_j koordiniert wird. Die Gesamtformel wird allgemein geschrieben als



mit der Gesamtzahl der Donoren n und der Ladung q . Die Koordinationszahl (CN) ist die Anzahl der Donoren, die das Metall koordinativ binden.

(2) Koordinationszahl und Geometrien.

$CN = 4$: tetraedrisch oder quadratisch plan.

$CN = 5$: trigonal bipyramidal oder quadratisch pyramidal.

$CN = 6$: typisch oktaedrisch.

(3) Ligandenarten und Chelatliganden.

Monodentate Liganden binden über einen Donor; Beispiele: NH_3 , H_2O , Cl^- .

Bidentate Liganden binden über zwei Donoren; Beispiele: en (Ethyldiamin), oxalato $^{2-}$.

Polydentate Liganden binden mehrere Donoren; EDTA $^{4-}$ ist hexadent.

Chelatliganden erhöhen die Stabilität der Komplexe – der Chelateffekt.

(4) Koordinationstheorie – Grundlagen.

Crystal Field Theory (CFT). Für Oktaedrakomplexe ($CN = 6$) teilt sich das d-Orbital-Satz so auf:

$$t_{2g} (d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}) \text{ senkt,} \quad e_g (d_{z^2}, d_{x^2-y^2}) \text{ erhöht,}$$

mit einem Energieabstand Δ_o zwischen den Gruppen.

$$\Delta_o \quad (\text{Crystal Field Splitting})$$

Die Absorption bestimmter Lichtquanten führt zu Farben in der Lösung.

Ligand Field Theory (LFT) und Valence Bond Theory (VB).

LFT berücksichtigt teilweise die kovalente Verzahnung der Metallorbitale mit Ligandenorbitalen.

VB-Theorie betrachtet die Hybridisierung von Metallorbitalen und Liganden-Orbitalen.

(5) Nomenklatur und typische Beispiele.

Beispiel 1: $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ – Hexaamminecobalt(III).

Beispiel 2: $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ – tetrakoordiniertes Kupfer(II)-Komplex (häufig tetraedrisch; in manchen Fällen verzerrt).

(6) Farbe und Spektren.

Farben entstehen durch Absorption von Licht aufgrund d-d-Übergängen. Größeres Δ_o verschiebt die Absorption stärker ins sichtbare Spektrum; daher erscheinen Komplexe verschiedenfarbig.

$$\Delta_o \text{ abhängig von Ligandenstärke (Lindemann-Relation).}$$

(7) Ligandenfeldstärke und Trends.

Stärkere Liganden erhöhen Δ_o (z. B. CN^- , NH_3 gegenüber H_2O). Dadurch verschieben sich Absorptionsmaxima.

(8) Reaktionskinetik der Koordination.

Substitutionen in Komplexen können labile oder inert sein. Mechanismen ähneln SN1-/SN2- bzw. associative/ dissociative Wegen; Einflussfaktoren sind **Licht**, Temperatur, Ligandenstärke.

(9) Nomenklatur und Beispiele weiterführend.

- EDTA ist ein Hexadentligand; bildet starke, mehrzählige Chelate.
- Chelatkomplexe zeigen häufig erhöhte Stabilität gegenüber äquivalenten einfach koordinierten Liganden.

(10) Übungsaufgaben.

- Bestimme die Koordinationszahl und Geometrie des $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.
- Bestimme die Elektronenkonfiguration des Metallions im $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ (Oxidationsstufe des Metalls, d-Belegung).
- Nenne drei gebräuchliche Monodentate-Liganden, zwei Bidentate-Liganden und einen Hexadentliganden.