

Themenbereich: 3.4.4 Naturstoffe LF

Koordinative Bindung - Unterrichtsgang
Bildungsplanbezug
Inhaltsbezogene Kompetenzen
3.4.4 Naturstoffe

(17) die koordinative Bindung am Beispiel von Nachweisreaktionen in der Naturstoffchemie als Wechselwirkung zwischen Metall-Kationen und Teilchen mit freien Elektronenpaaren beschreiben (TOLLENS-Probe oder BENEDICT-Probe, Biuret-Reaktion)

Prozessbezogene Kompetenzen
2.1 Erkenntnisgewinnung

(10) Modelle und Simulationen nutzen, um sich naturwissenschaftliche Sachverhalte zu erschließen

2.2 Kommunikation

(4) chemische Sachverhalte unter Verwendung der Fachsprache und gegebenenfalls mithilfe von Modellen und Darstellungen beschreiben, veranschaulichen oder erklären

Unterrichtsgang - Hinweise für die Lehrkraft:

Die Versuche sind geeignet, um an einfachen, kontextbezogenen Beispielen (Nachweis von Naturstoffen – Monosaccharide und Proteine) den Aufbau von Komplexverbindungen und die koordinative Bindung überblicksartig zu erklären. Laut Bildungsplan geht es hier lediglich um ein Grundverständnis der koordinativen Bindung. An eine vertiefte Behandlung im Rahmen einer Unterrichtseinheit Komplexchemie ist nicht gedacht.

In den Schülerversuchen wird im Prinzip eine Tollens-Probe und eine Fehling-Probe nachvollzogen, wobei der Fokus jetzt nicht auf der Redoxreaktion liegt, sondern die Bildung der Komplex-Ionen in den Nachweisreagenzien in den Mittelpunkt gerückt wird.

Später im Unterrichtsgang beim Thema Proteine / Biuret-Reaktion kann der Aspekt koordinative Bindung im Sinne eines spiralcurriculären Ansatzes aufgegriffen und erweitert werden.

Vorschlag:
1. Versuch 1 Herstellung des Nachweisreagenzes für die TOLLENS-Probe

Nach der TOLLENS-Probe von Glucose (Versilbern eines Reagenzglases) kann Versuch 1 durchgeführt werden, um die Löslichkeit von Silber-Ionen und von Diamminsilber(I)-Ionen in alkalischer Lösung zu vergleichen.

Am Beispiel des einfach gebauten Diamminsilber(I)-Ions kann jetzt der grundlegende Aufbau eines Komplexes und die koordinative Bindung eingeführt werden.

Schwerpunkte dabei sind

- Begriffe Zentralteilchen und Ligand
- koordinative Bindung (einfache Modellvorstellung: besondere Art von Elektronenpaarbindung, bei der der Ligand beide Elektronen zur Verfügung stellt: Als Liganden eignen sich also Teilchen mit freien Elektronenpaaren)
- Koordinationszahl als Anzahl der koordinativen Bindungen am Zentralteilchen
- Formeldarstellungen und Benennung

2. Fehling I Lösung enthält Tetraaquakupfer(II)-Ionen

Am Beispiel des Tetraaquakupfer(II)-Ions in der durch diese Ionen bedingten typischen hellblauen Lösung wird ein weiteres Beispiel für einen einfach aufgebauten Komplex diskutiert. Neben der Veränderung der Löslichkeit kann hier Farbigkeit als eine weitere Eigenschaft von Komplexverbindungen gezeigt werden.

Die Formeldarstellung und Namensgebung kann an einem weiteren einfachen Beispiel (diesmal mit der Koordinationszahl 4) eingeübt werden.

3. Versuch 2 Herstellung des Nachweisreagenzes für die FEHLING-Probe

Die beim Ansetzen der FEHLING-Lösung aus Fehling I und Fehling II sichtbare Bildung von schwerlöslichem Kupferhydroxid und anschließende Lösung durch Komplexierung der Kupfer-Ionen kann im Praktikum in Einzelschritten nachvollzogen und anschließend erklärt werden.

Am Beispiel der Struktur des Tartrat-Ions kann in Verknüpfung mit einer kleinen Nomenklaturübung diskutiert werden, inwieweit dieses Teilchen sich als Ligand eignet.

4. Citrat-Ionen als Liganden im Benedict-Reagenz

Der Vergleich des Tartrat-Ions mit dem Citrat-Ion knüpft die Verbindung zur Benedict-Probe. Auch hier können wieder die strukturellen Voraussetzungen eines Teilchens zur Eignung als Ligand diskutiert werden.

Weiterführung in der Chemie der Proteine:

Die Biuret-Probe greift das zum Thema Komplexverbindungen Gelernte wieder auf. Hier kann das Wissen um die Bedeutung der Begriffe Chelatkomplex und mehrzählige Liganden erweitert werden.

Falls Sie das Thema Naturstoffe vor dem chem. Gleichgewicht behandeln:

Ein weiteres Beispiel, bei dem Grundkenntnisse zur koordinativen Bindung wiederholt werden können, ist der

Trithiocyanatoeisen(III) - Komplex Formel: $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$

bekannt aus dem im Kontext chem. Gleichgewicht sehr interessanten „Theaterblutversuch“. Dies setzt eine entsprechende Reihenfolge der Unterrichtseinheiten voraus, die vom Bildungsplan nicht vorgeschrieben wird.

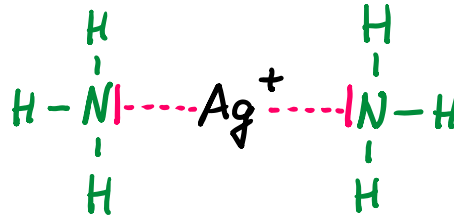
Schreibweisen

Diamminsilber(I)-Ion $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

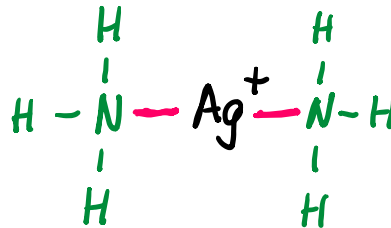
Zentralteilchen

Ligand

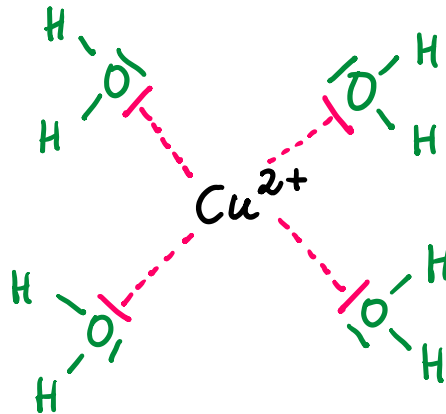
koordinative Bindung



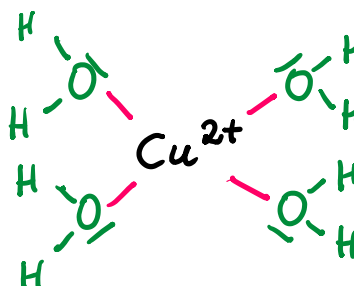
Koordinations-
zahl: 2



Tetraaquakupfer(II)-Ion $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$



Koordinations-
zahl: 4



Zeichnungen: KG Chemie

Zur Diskussion:

Die koordinative Bindung kann beim gegenwärtigen Kenntnisstand der Schülerinnen und Schüler am besten mit einer einfachen Modellvorstellung erklärt werden:

Die koordinative Bindung ist eine spezielle Art einer Elektronenpaarbindung, bei der beide Bindungselektronen vom Ligand geliefert werden (Analogie zu Protolysereaktionen).

Voraussetzung: Ligand besitzt mindestens ein freies Elektronenpaar
Wechselwirkung mit dem Zentralteilchen (z.B. ein Metall-Kation)

Andere Modellvorstellungen von koordinativen Bindungen kommen noch nicht in Betracht. Zum Verständnis beschränken wir uns hier deshalb auch auf Komplexe mit Metall-Kationen als Zentralteilchen. Hier ist das Bindungsmodell am ehesten nachvollziehbar. Die beiden oben angeführten Schreibweisen für koordinative Bindungen sind üblich in der Literatur. Sie haben jeweils Vor- und Nachteile.

Variante A

gestrichelte Linie zwischen freiem Elektronenpaar des Liganden und Metall-Kation als Zentralteilchen

In der Darstellung wird die Wechselwirkung zwischen freiem Elektronenpaar des Liganden und Zentralteilchen ersichtlich und nachvollziehbar; hausgemachte Misskonzepte werden vermieden (bislang vermeiden wir es aus nachvollziehbaren Gründen, Metall-Ionen mit Elektronenpaarbindungen in Beziehung zu setzen – Verwechslungsgefahr bei der Formeldarstellung der Stoffteilchen salzartiger Stoffe).

Die Darstellung erinnert allerdings an die Darstellung der Wasserstoffbrücken und ist insgesamt üblicher bei zwischenmolekularen Wechselwirkungen. Bei einer Elektronenpaarbindung wird immer der Strich als Darstellung assoziiert.

(Aber Achtung: Die für den Unterricht in der Mittelstufe so wichtige Unterscheidung von Wechselwirkungen und Bindungen stößt auch in anderen Zusammenhängen an Grenzen).

Variante B

Darstellung als Strich zwischen Ligand und Zentralteilchen (Achtung! Das freie Elektronenpaar wird nicht mehr gezeichnet.)

In der Darstellung wird der Charakter der koordinativen Bindung als spezielle Form der Elektronenpaarbindung betont. Damit wird diese Darstellung der im Unterricht vermittelten Modellvorstellung der koordinativen Bindung eher gerecht. Die „Herkunft“ des Bindungselektronenpaares ist aber nicht mehr sichtbar. Außerdem bezieht sich diese Modellvorstellung „besondere Elektronenpaarbindung“ nur auf einen Teil der Komplexverbindungen, ist nur begrenzt ausbaufähig sowie birgt die Gefahr von hausgemachten Fehlvorstellungen zur Ionenbindung.