

Chemie 12

Chemie für das erhöhte
Anforderungsniveau

Gymnasium Bayern

C.C.Buchner

Chemie Bayern – Sek II

Chemie für das erhöhte Anforderungsniveau (eA)

Herausgegeben von Ernst Hollweck und Thomas Weingand

Chemie 12

Nadine Boele, Sebastian Fiedler, Tobias Fröhlich, Simon Haselbauer, Ernst Hollweck, Simon Kleefeldt, Bernhard Lieske, Elisabeth Marschall, Tina Müller, Lena Pfeifer, Christian Preitschaft, Kerstin Reichenberger, Harald Steinhofer, Timo Wachter, Anna-Lena Waldmann, Thomas Weingand und Philipp Weyer unter Verwendung von Beiträgen der Autorinnen und Autoren folgender Werke:

- ISBN 978-3-661-06011-8
- ISBN 978-3-661-06002-6
- ISBN 978-3-661-06022-4
- ISBN 978-3-661-06015-6
- ISBN 978-3-661-06041-5

Zu diesem Lehrwerk sind erhältlich:

Digitales Lehrermaterial **click & teach** Einzellizenz, WEB-Bestell-Nr. 060451

Weitere Lizenzformen (Einzellizenz flex, Kollegiumslizenz) und Materialien unter www.ccbuchner.de.

Dieser Titel ist auch als digitale Ausgabe **click & study** unter www.ccbuchner.de erhältlich.

Die enthaltenen Links verweisen auf digitale Inhalte, die der Verlag bei verlagsseitigen Angeboten in eigener Verantwortung zur Verfügung stellt. Links auf Angebote Dritter wurden nach den gleichen Qualitätskriterien wie die verlagsseitigen Angebote ausgewählt und bei Erstellung des Lernmittels sorgfältig geprüft. Für spätere Änderungen der verknüpften Inhalte kann keine Verantwortung übernommen werden.

An keiner Stelle im Schülerbuch dürfen Eintragungen vorgenommen werden.

Haftungshinweis: Die Versuchsvorschriften in diesem Buch wurden sorgfältig, auf praktischen Erfahrungen beruhend, entwickelt. Da Fehler aber nie ganz ausgeschlossen werden können, übernehmen der Verlag und die Autorinnen und Autoren keine Haftung für Folgen, die auf beschriebene Versuche zurückzuführen sind. Mitteilungen über eventuelle Fehler und Vorschläge zur Verbesserung werden dankbar angenommen.

1. Auflage, 1. Druck 2024

Alle Drucke dieser Auflage sind, weil untereinander unverändert, nebeneinander benutzbar.

Dieses Werk folgt der reformierten Rechtschreibung und Zeichensetzung. Ausnahmen bilden Texte, bei denen künstlerische, philologische oder lizenzrechtliche Gründe einer Änderung entgegenstehen.

© 2024 C. C. Buchner Verlag, Bamberg

Das Werk und seine Teile sind urheberrechtlich geschützt. Jede Nutzung in anderen als den gesetzlich zugelassenen Fällen bedarf der vorherigen schriftlichen Einwilligung des Verlags. Hinweis zu §§ 60 a, 60 b UrhG: Weder das Werk noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung eingescannt und/oder in ein Netzwerk eingestellt werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen. Fotomechanische, digitale oder andere Wiedergabeverfahren sowie jede öffentliche Vorführung, Sendung oder sonstige gewerbliche Nutzung oder deren Duldung sowie Vervielfältigung (z. B. Kopie, Download oder Streaming), Verleih und Vermietung nur mit ausdrücklicher Genehmigung des Verlags.

Nutzungsvorbehalt: Die Nutzung für Text und Data Mining (§ 44b UrhG) ist vorbehalten. Dies betrifft nicht Text und Data Mining für Zwecke der wissenschaftlichen Forschung (§ 60d UrhG).

Redaktion: Michaela Heumann, Verena Huber

Layout und Umschlag: Petra Michel, Amberg

Satz: mgo360 GmbH & Co. KG, Bamberg

Illustrationen: Stefan Dangl, München; Helmut Holtermann, Dannenberg;

Stelzner Illustration & Grafikdesign, Frankfurt; Angelika Kramer, Stuttgart

www.ccbuchner.de

ISBN 978-3-661-06042-2



1 Grundlagen für die 12. Jahrgangsstufe	12
Alles im Blick: Grundlagen für die 12. Jahrgangsstufe	12
FACHMETHODE: Sicher arbeiten im Chemielabor	21
ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:	
Den naturwissenschaftlichen Erkenntnisweg gehen	22
KOMMUNIKATIONSKOMPETENZ: Mit einer Gefahrenstoffdatenbank umgehen	23
2 Atombau und Analytik	24
■ Startklar?	26
2.1 Emissionsspektren und deren Deutung	28
2.1.1 Versuche und Material	28
2.1.2 Der Feinbau der Atomhülle	30
2.1.3 Die Erweiterung der Quantenzahlen	32
eA Arbeitsblatt: Der ZEEMAN-Effekt	1
eA Arbeitsblatt: Der STERN-GERLACH-Versuch	3
2.1.4 EXKURS: Die Entwicklung des Atommodells	33
2.2 Elektronenkonfiguration und vollständiges Periodensystem	34
2.2.1 Versuche und Material	34
2.2.2 Das Aufbauprinzip und die Elektronenkonfiguration	36
2.2.3 Der Aufbau des Periodensystems	38
2.2.4 FACHMETHODE:	
Die Elektronenkonfiguration in der Kästchenschreibweise angeben	39
2.3 Hinweise und Nachweise auf Ionen	40
2.3.1 Versuche und Material	40
2.3.2 Verschiedene Nachweisverfahren und Strategien	42
2.3.3 KOMMUNIKATIONSKOMPETENZ:	
Wissenschaftliche Quellen finden und nutzen	44
2.3.4 ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:	
Quellen richtig zitieren	46
2.4 Nachweise für funktionelle Gruppen	48
2.4.1 Versuche und Material	48
2.4.2 Qualitative Nachweisreaktionen für funktionelle Gruppen	50
2.4.3 ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:	
Die Validität naturwissenschaftlicher Untersuchungen beurteilen	52
2.4.4 ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:	
Die Gültigkeit gewonnener Erkenntnisse reflektieren	53
2.5 eA Grundlagen der Komplexchemie	5
2.5.1 Versuche und Material	5
2.5.2 Der Bindungstyp in Komplexen	7
2.5.3 Bau und Benennung von Komplexverbindungen	9

2.6	eA	Komplexe in Natur, Alltag und Technik	11
2.6.1		Versuche und Material	11
2.6.2		Bedeutung von Komplexen in Natur, Alltag und Technik	13
2.7	eA	Funktionsweise der Chromatografie	15
2.7.1		Versuche und Material	15
2.7.2		Die Dünnschichtchromatografie	17
2.7.3		Hochleistungsflüssigkeits- und Gaschromatografie	19
2.7.4		FACHMETHODE: Ein Dünnschichtchromatogramm erstellen und auswerten	21
2.7.5		ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ: Computergestützte Chromatografie	23
2.8	eA	Redoxtitrationen	25
2.8.1		Versuche und Material	25
2.8.2		Das Grundprinzip der Redox-Titration	27
		FACHMETHODE: Redox-Titrationen auswerten	
2.9	eA	Komplexometrische Titration	29
2.9.1		Versuche und Material	29
2.9.2		Konzentrationsbestimmung durch Komplexometrie	31
		FACHMETHODE: Komplexometrische Titrationen auswerten	
2.9.3		FACHMETHODE: Computergestützte Titrationen	33
2.10	eA	Quantitative Fotometrie	35
2.10.1		Versuche und Material	35
2.10.2		Das Fotometer und quantitative Analysen	37
2.10.3		FACHMETHODE: Eine Kalibriergerade erstellen	39
■		Alles im Blick	54
■		Zum Üben und Weiterdenken	56
■		Ziel erreicht?	58
■		Abi-Training	60

3 Chemische Bindung 62

■	Startklar?	64
3.1	Chemische Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen	66
3.1.1	Versuche und Material	66
3.1.2	Metalle und Salze und deren Bindungstypen	68
3.1.3	Elektronenpaarbindung und zwischenmolekulare Wechselwirkungen	70
3.2	Atomorbitale und Wellenfunktion	72
3.2.1	Versuche und Material	72
3.2.2	Von Wellen und Teilchen	74
3.2.3	Das Orbitalmodell	76



3.3 Die Molekülorbital-Theorie	78
3.3.1 Versuche und Material	78
3.3.2 Molekülorbitale als Linearkombination von Atomorbitalen	80
3.3.3 Bindungsverhältnisse in zweiatomigen Element-Molekülen	82
3.3.4 ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ: (Anti-)Bindende Molekülorbitale dreidimensional darstellen	83
3.4 Hybridisierung	84
3.4.1 Versuche und Material	84
3.4.2 Hybridisierung von Orbitalen	86
3.4.3 Moleküle mit mehr als einer Doppelbindung	88
3.4.4 MEDIENKOMPETENZ: Molekülgeometrien und Elektronenverteilungen vorhersagen	89
■ Alles im Blick	90
■ Zum Üben und Weiterdenken	92
■ Ziel erreicht?	94
■ Abi-Training	96



4 Kohlenwasserstoffe - Energieträger und Reaktionspartner	98
■ Startklar?	100
4.1 Fossile und nachwachsende Rohstoffe	102
4.1.1 Versuche und Material	102
4.1.2 Fossile Rohstoffe	104
4.1.3 Nachwachsende Rohstoffe	106
4.1.4 BEWERTUNGSKOMPETENZ: Chemische Sachverhalte beurteilen und bewerten	108
4.2 Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie	110
4.2.1 Versuche und Material	110
4.2.2 Energieformen und Energieumsatz	112
4.3 Molekülbau und Verbrennungswärme	114
4.3.1 Versuche und Material	114
4.3.2 Verbrennungswärme und Brennwert	116
4.3.3 Die Standard-Reaktionsenthalpie	118
FACHMETHODE: Standard-Reaktionsenthalpien berechnen	119
4.4 Herstellung und Verwendung von Halogenkohlenwasserstoffen	120
4.4.1 Versuche und Material	120
4.4.2 Halogenierung von Alkanen	122
4.4.3 Halogenierung von Alkenen	124

4.5	eA	Nukleophile Substitution an Halogenalkanen	41
4.5.1		Versuche und Material	41
4.5.2		Die nukleophile Substitution – eine Donator-Akzeptor-Reaktion	43
4.6	eA	Aromatizität und Mesomerie	45
4.6.1		Versuche und Material	45
4.6.2		Benzol - ein Aromat	47
4.6.3		Mesomerie in Aromaten	49
4.7	eA	Reaktivität und Reaktionen von Aromaten	51
4.7.1		Versuche und Material	51
4.7.2		Die radikalische Substitution an Aromaten S_{Ar}	53
4.7.3		Die elektrophile aromatische Substitution $S_{E}Ar$	55
4.8	eA	Induktive und mesomere Effekte	57
4.8.1		Versuche und Material	57
4.8.2		Acidität von Phenol	59
4.8.3		Basizität von Anilin	61
4.9	eA	Aromaten in Natur und Alltag	63
4.9.1		Versuche und Material	63
4.9.2		Die Bedeutung aromatischer Verbindungen	65
4.9.3		Gesundheitliche Auswirkungen von Aromaten	67
■		Alles im Blick	126
■		Zum Üben und Weiterdenken	128
■		Ziel erreicht?	130
■		Abi-Training	132

5 Geschwindigkeit chemischer Reaktionen und chemisches Gleichgewicht 134

■		Startklar?	136
5.1		Die Reaktionsgeschwindigkeit	138
5.1.1		Versuche und Material	138
	eA	Arbeitsblatt: Versuche zur Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit	69
5.1.2		Die Reaktionsgeschwindigkeit erklären und beeinflussen	140
5.2		Der Einfluss von Katalysatoren	142
5.2.1		Versuche und Material	142
5.2.2		Der Einfluss von Katalysatoren auf chemische Reaktionen	144
5.3		Chemisches Gleichgewicht und Massenwirkungsgesetz	146



5.3.1	Versuche und Material	146
5.3.2	Hin- und Rückreaktion im Gleichgewicht	148
5.3.3	Das chemische Gleichgewicht auf Teilchenebene	150
5.3.4	FACHMETHODE: Computersimulation eines chemischen Gleichgewichts	151
5.3.5	Das Massenwirkungsgesetz	152
5.3.6	FACHMETHODE: Berechnungen mit dem Massenwirkungsgesetz durchführen ..	154
5.3.7	eA FACHMETHODE: Berechnungen mit dem Massenwirkungsgesetz durchführen	71
5.4	Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts	156
5.4.1	Versuche und Material	156
5.4.2	Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts durch Konzentrationsänderung	158
5.4.3	Der Einfluss der Temperatur und des Drucks	160
5.4.4	Der Einfluss von Katalysatoren auf das chemische Gleichgewicht	162
5.4.5	EXKURS: Ozon – der Filter für unser Leben	163
5.5	Anwendung des Massenwirkungsgesetzes	164
5.5.1	Versuche und Material	164
5.5.2	Das HABER-BOSCH-Verfahren	166
5.5.3	Die Bedeutung chemischer Gleichgewichte	168
5.5.4	EXKURS: FRITZ HABER und CARL BOSCH	170
5.5.5	eA Phosphatfällung in der Kläranlage	73
5.6	eA Löslichkeitsgleichgewichte	75
5.6.1	Versuche und Material	75
5.6.2	Lösen und Ausfällen von Salzen	77
	FACHMETHODE: Mit der Löslichkeitskonstante rechnen	
■	Alles im Blick	172
■	Zum Üben und Weiterdenken	174
■	Ziel erreicht?	176
■	Abi-Training	178



6	Redoxgleichgewichte	180
■	Startklar?	182
6.1	Korrespondierende Redoxpaare	184
6.1.1	Versuche und Material	184
6.1.2	Elektronenübergänge und Reaktionsenthalpie	186
6.2	GALVANISCHE ZELLE und elektrochemische Spannungsreihe	188
6.2.1	Versuche und Material	188
6.2.2	Die Entwicklung GALVANISCHER Zellen	190
6.2.3	Halbzellenkombinationen und die Spannungsreihe	192
6.2.4	eA Die Optimierung GALVANISCHER Zellen	79

6.3 Primärzellen in Alltag und Technik	194
6.3.1 Versuche und Material	194
6.3.2 Tragbare Energie durch chemische Prozesse	196
6.3.3 Die Brennstoffzelle	198
6.4 Erster und zweiter Hauptsatz der Thermodynamik	200
6.4.1 Versuche und Material	200
6.4.2 Der erste Hauptsatz der Thermodynamik	202
6.4.3 Der zweite Hauptsatz und die Entropie	204
6.4.4 eA Die Richtung chemischer Reaktionen durch Berechnung bestimmen	81
6.5 Akkumulatoren und Elektromobilität	206
6.5.1 Versuche und Material	206
6.5.2 Akkumulatoren	208
6.5.3 Elektromobilität	210
6.6 eA Konzentrationszellen	83
6.6.1 Versuche und Material	83
6.6.2 Der Einfluss der Konzentration	85
6.6.3 FACHMETHODE: Die Spannung GALVANISCHER Zellen berechnen	87
6.6.4 EXKURS: Angewandte Elektrochemie – Trinkwasseranalyse	88
■ Alles im Blick	212
■ Zum Üben und Weiterdenken	214
■ Ziel erreicht?	216
■ Abi-Training	218

Anhang 220

Lösungen zu „Startklar?“ und „Ziel erreicht?“	220
GHS – Das international gültige System zur Kennzeichnung von Gefahrstoffen	240
Entsorgung von Gefahrstoffabfällen	241
H-Sätze, P-Sätze	242
Chemikalienliste zu den Versuchen	245
Glossar	251
Stichwortverzeichnis	259
Bildnachweis	263
Chemische Berufe	264
Umgang mit Operatoren	

INFO

Im Buch finden Sie **QR-Codes** und **Mediencodes**, die zu Videos, chemischen Programmen, Arbeitsblättern u. ä. führen.

Die QR-Codes können Sie direkt mit Ihrem Smartphone einscannen. Alternativ können Sie den jeweils darunter stehenden Mediencode auf www.ccbuchner.de/medien eingeben.



06042-001

Der ZEEMAN-Effekt

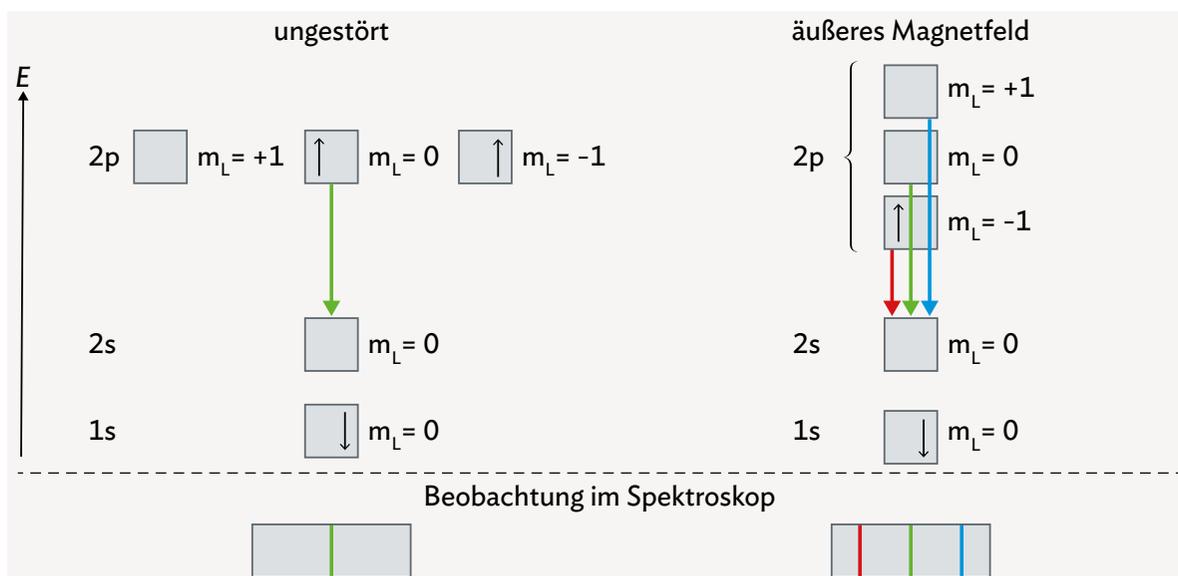
Der ZEEMAN-Effekt beschreibt die Aufspaltung von Spektrallinien eines Atoms in Anwesenheit eines äußeren Magnetfeldes. Dieser Effekt wurde 1896 von dem niederländischen Physiker PIETER ZEEMAN ['ze:man] entdeckt und nach ihm benannt. Er zeigt, dass der Zustand eines Elektrons durch die Angabe der Hauptquantenzahl n und der Nebenquantenzahl l nicht eindeutig beschrieben werden kann, sondern hierfür eine weitere Quantenzahl notwendig ist: die Magnetquantenzahl m_l .

Wenn Atome Licht absorbieren oder emittieren, ändern sich die Energiezustände der Elektronen im Atom. Beim Übergang von einem Zustand höherer Energie in einen Zustand niedriger Energie kann Energie in Form von Licht freigesetzt werden. Der Energiebetrag entspricht dabei genau der energetischen Differenz der beiden Zustände. Das Licht hat also eine diskrete Wellenlänge, man sagt die Lichtemission erfolgt gequantelt. Das führt zu scharfen Spektrallinien, die mit einem Spektroskop als Emissionsspektrum beobachtet werden können (→ Kap. 2.1.2, B2).

Der normale ZEEMAN-Effekt

Wenn an den untersuchten Atomen ein äußeres Magnetfeld angelegt wird, spalten einige Spektrallinien in mehrere Komponenten auf (ZEEMAN-Effekt). Dies geschieht aufgrund der Wechselwirkung zwischen dem magnetischen Moment der Elektronen und dem äußeren Magnetfeld. Wird das magnetische Moment allein durch die Magnetquantenzahlen m_l festgelegt, tritt der normale ZEEMAN-Effekt auf. Ein Beispiel hierfür ist das Helium-Atom mit zwei Elektronen: Ein Elektron hat die Spinquantenzahl $s = +\frac{1}{2}$ und das andere $s = -\frac{1}{2}$. Der Gesamtspin ergibt sich aus der Summe aller Spinquantenzahlen und ist in diesem Fall 0. Der Spin beeinflusst das magnetische Moment damit nicht.

Hat ein Elektron im Heliumatom die Hauptquantenzahl $n = 2$ und die Nebenquantenzahl $l = 1$, wird es als 2p-Elektron bezeichnet. Für dieses Elektron ergeben sich drei mögliche Magnetquantenzahlen $m_l = 1, 0, +1$. Ohne ein äußeres Magnetfeld haben diese drei Zustände dieselbe Energie, man sagt sie sind entartet. Die drei Zustände haben jedoch ein unterschiedlich großes magnetisches Moment. Beim Anlegen eines äußeren Magnetfeldes wird deshalb die Entartung aufgehoben und es ergeben sich drei energetisch verschiedene Zustände (B1). Die betrachtete Spektrallinie spaltet beim Anlegen des Magnetfeldes somit in drei Spektrallinien auf.



B1 Anregung eines Elektrons ohne äußeres Magnetfeld (links) und Aufspaltung der drei entarteten 2p-Energielevel durch das Anlegen eines äußeren Magnetfeldes in einem Helium-Atom (rechts). Es ergeben sich energetisch verschiedene Übergänge (farbige Pfeile), die auch zu einzelnen Spektrallinien führen (unten).

Der anormale ZEEMAN-Effekt

Ist der Gesamtspin des elektronischen Systems jedoch ungleich 0, beeinflusst zusätzlich zu den Magnetquantenzahlen m_l auch die Spinquantenzahl s das magnetische Moment des Systems. Es ergeben sich dann in einem äußeren Magnetfeld noch deutlich mehr energetisch unterschiedliche Zustände und somit auch mehr Spektrallinien. In solchen Fällen spricht man vom anomalen ZEEMAN-Effekt.

Ein Elektronenübergang ist nur dann mit hoher Wahrscheinlichkeit möglich, wenn sich die Nebenquantenzahl l durch den Übergang um +1 oder -1 ändert und die Magnetquantenzahl m_l entweder gleichbleibt oder sich um +1 bzw. -1 ändert. Diese Einschränkungen werden als Auswahlregeln bezeichnet.

AUFGABEN

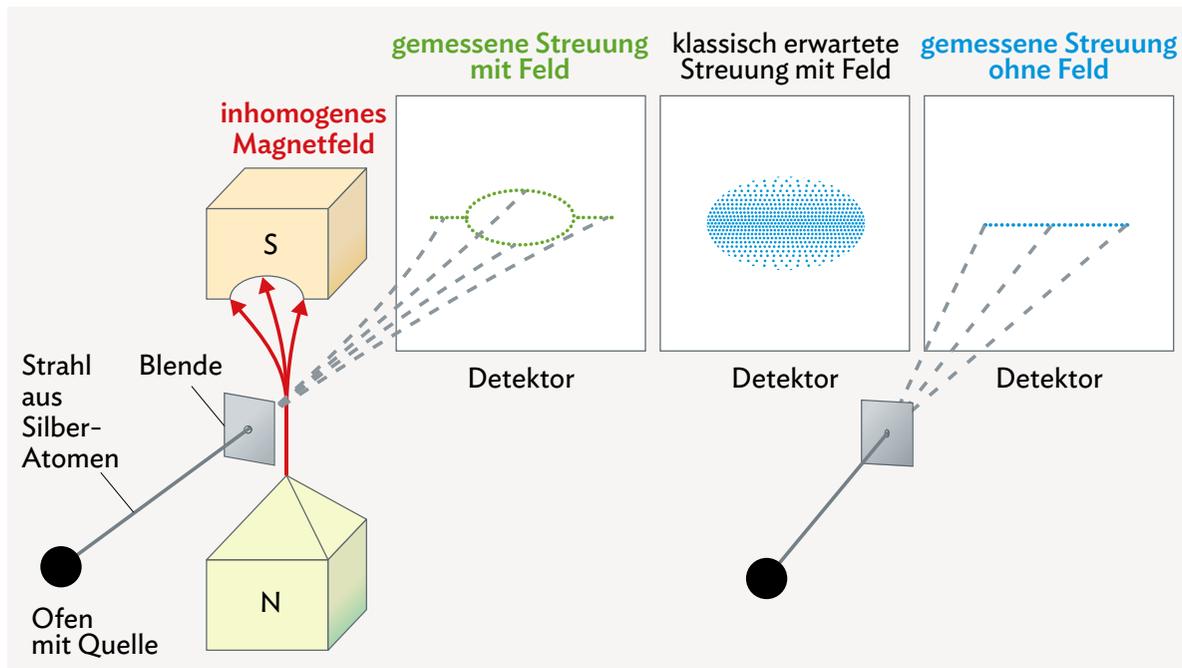
1. Grenzen Sie den normalen und den anomalen ZEEMAN-Effekt voneinander ab.
2. Leiten Sie für das Beispiel aus **B1** anhand der gezeigten Energieniveaus die Anzahl der Spektrallinien für den ungestörten Fall und dem Fall in einem äußeren Magnetfeld ab.
Hinweis: zur besseren Übersicht sind nicht alle wahrscheinlichen Übergänge und Spektrallinien in **B1** dargestellt.
3. Ergänzen Sie die schematische Darstellung **B1** für die Hauptquantenzahl $n = 3$.
4. Erläutern Sie den Einfluss eines äußeren Magnetfelds auf das Emissionsspektrum von Lithium-Atomen.

Der STERN-GERLACH-Versuch

Der STERN-GERLACH-Versuch ist ein grundlegendes Experiment der Quantenmechanik, das 1922 von den deutschen Physikern OTTO STERN und WALTHER GERLACH durchgeführt wurde. Es demonstriert die quantisierte Natur der Eigenrotation von Elektronen, also des Elektronenspins. Weiterhin wird durch dieses Experiment deutlich, dass der Zustand eines Elektrons durch die Angabe der Hauptquantenzahl n , Nebenquantenzahl l , Magnetquantenzahl m_l nicht eindeutig beschrieben werden kann, sondern hierfür eine weitere Quantenzahl notwendig ist: die Spinquantenzahl s (→ Kap. 2.1.3).

Aufbau des Experiments

Eine Quelle erzeugt einen Strahl von Silber-Atomen. Diese verlassen den Ofen in zufälligen Richtungen. Die Silber-Atome können als rotierende Körper beschrieben werden, die ein eigenes Magnetfeld erzeugen. Ohne Einwirkung eines äußeren Magnetfeldes entsteht eine rein durch die Blende begrenzte Streuung auf dem Detektor (**B1**, blau). Passiert der Silber-Atom-Strahl ein äußeres, inhomogenes Magnetfeld (**B1**, rot) wechselwirken die beiden Magnetfelder miteinander, bevor die Atome am Detektor ankommen. In der klassischen Mechanik kann das Magnetfeld der Silber-Atome in jede beliebige Richtung orientiert sein. Es sollte demnach ein breites Band auf dem Detektor entstehen, welches von der Mitte nach außen immer schwächer wird (**B1**). Tatsächlich beobachteten STERN und GERLACH aber zwei deutlich voneinander getrennte Banden (**B1**, grün). Diese Beobachtung kann mit der klassischen Mechanik nicht erklärt werden, sondern nur durch einen quantenmechanischen Ansatz.



B1 Schematischer Versuchsaufbau des STERN-GERLACH-Versuchs mit gemessener Streuung im inhomogenem Magnetfeld (grün), mit erwarteter Streuung (grau) und ohne Magnetfeld (blau)

Auswertung des Experiments

Jedes Silber-Atom hat im Grundzustand die Elektronenkonfiguration $[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$ und damit ein einzelnes ungepaartes Elektron außerhalb einer abgeschlossenen Energiestufe (→ Kap. 2.2.2). Dieses Elektron hat die Magnetquantenzahl $m_l = 0$, weshalb das magnetische Moment des Silber-Atoms ausschließlich durch die Spinquantenzahl s dieses Elektrons bestimmt wird. Für die Spinquantenzahl existieren laut Quantenmechanik nur zwei mögliche Zustände: $s = +\frac{1}{2}$ (abgekürzt als \uparrow) und $s = -\frac{1}{2}$ (abgekürzt als \downarrow). Der Elektronenspin kann also tatsächlich nur in zwei Raumrichtungen orientiert sein. Dasselbe muss aufgrund seiner Elektronenkonfiguration dann auch für das Silber-Atom gelten: das magnetische Moment kann nicht in jede beliebige Richtung, sondern nur in zwei Raumrichtungen orientiert sein. Die beiden Banden, die STERN und GERLACH in ihrem Versuch beobachten konnten, entsprechen also den beiden möglichen Orientierungen des Elektronenspins. Auf diese Weise konnten die Vorhersagen der Quantenmechanik zur Quantisierung des Elektronenspins in nur zwei mögliche Zustände bestätigen. Der STERN-GERLACH-Versuch zeigt, dass die Spinquantenzahl s die vierte Quantenzahl ist, die zur vollständigen Beschreibung des Zustands eines Elektrons notwendig ist.

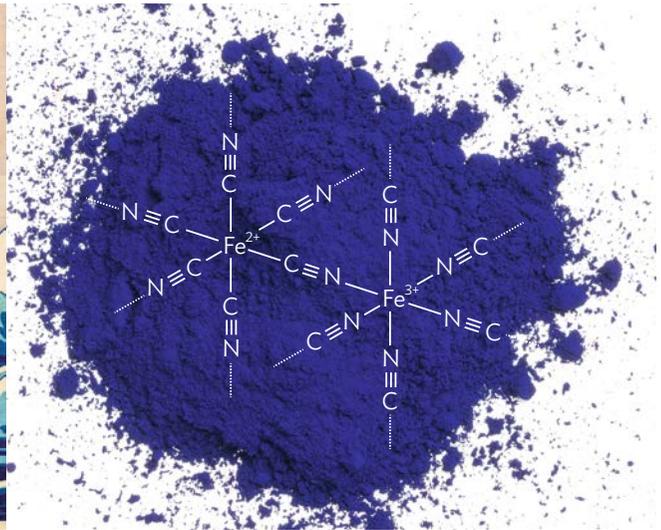
AUFGABEN

1. Beim STERN-GERLACH-Versuch mit Silber-Atomen werden zwei Banden am Detektor beobachtet. Begründen Sie dies mithilfe des Atombaus.
2. Der STERN-GERLACH-Versuch funktioniert nicht mit einem Elektronenstrahl. Erklären Sie dies.
3. Vervollständigen Sie die Elektronenkonfigurationen in **B2** mithilfe des Periodensystems (→ Buchdeckel).

Element	n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	Elektronenkonfiguration
$_{16}\text{S}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \square\square\square\square$	\square	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ bzw. $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
$_{18}\text{Ar}$	\square	$\square \square\square\square$	$\square \square\square\square \square\square\square\square$	\square	?
$_{19}\text{K}$	\square	$\square \square\square\square$	$\square \square\square\square \square\square\square\square$	\square	?

B2 Kästchenschreibweise und Elektronenkonfiguration verschiedener Elemente

4. Der STERN-GERLACH-Versuch wird mit Schwefel, Argon und Krypton durchgeführt. Leiten Sie mithilfe von **B2** das jeweilige Versuchsergebnis ab.
5. Ermitteln Sie mithilfe des Periodensystems weitere Elemente, die beim STERN-GERLACH-Versuch zu zwei Banden führen.
6. Wird der STERN-GERLACH-Versuch mit einem Silber-Atom-Strahl von hoher Intensität durchgeführt, scheint sich die Vorhersage der klassischen Mechanik zu bestätigen. Recherchieren Sie eine Erklärung dafür.
7. Obwohl der STERN-GERLACH-Versuch auch mit anderen Elementen gelingt, wird er klassisch mit Silber-Atomen durchgeführt. Recherchieren Sie mögliche Gründe hierfür.



2.5 Grundlagen der Komplexchemie eA

Atome gehen chemische Bindungen ein, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Bei den bisher bekannten Reaktionen standen dafür als mögliche Bindungstypen die Elektronenpaarbindung, Ionenbindung oder Metallbindung zur Verfügung. Aber wie kann man sich das Zustandekommen und den Aufbau von komplexeren Verbindungen, wie dem in der Kunst verwendeten Berliner Blau, erklären?

2.5.1 Versuche und Material

V Das Phänomen der Komplexbildung



Lösungen mit frei beweglichen Ladungsträgern sind elektrisch leitfähig. Was passiert, wenn zu einer elektrisch leitfähigen Salzlösung weitere frei bewegliche Ladungsträger zugegeben werden?

V1 Rühren Sie ein Becherglas mit 70 mL deionisiertem Wasser auf einer Magnetrührplatte und messen Sie mithilfe eines digitalen Messgerätes die Leitfähigkeit. Geben Sie anschließend 10 Tropfen konzentrierte Ammoniaklösung zu und erfassen Sie nach jedem Tropfen den Messwert der elektrischen Leitfähigkeit.

V2 Stellen Sie eine Kupfer(II)-sulfatlösung her, indem Sie 21 g wasserfreies Kupfer(II)-sulfat bei 20 °C in 100 mL Wasser lösen. Wiederholen Sie **V1** und geben Sie anstelle der Ammoniaklösung die gesättigte Kupfer(II)-sulfatlösung zu.

V3 Wiederholen Sie **V1**. Setzen Sie nun abwechselnd je einen Tropfen gesättigte Kupfer(II)-sulfatlösung und konzentrierte Ammoniaklösung zu. Erfassen Sie nach jedem Tropfen den Messwert.

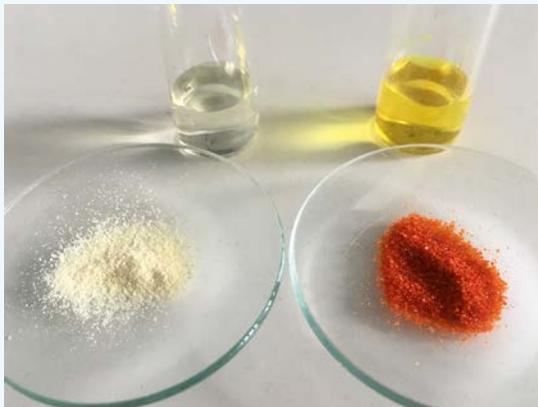
AUSWERTUNG

- Notieren Sie Ihre Messwerte aus **V1** und **V2** in einer Tabelle und erstellen Sie daraus ein Kurvendiagramm, indem Sie die zugegebenen Tropfen gegen die Leitfähigkeit auftragen.
- Stellen Sie eine Hypothese für den Kurvenverlauf auf, den Sie für **V3** erwarten. Zeichnen Sie den von Ihnen erwarteten Kurvenverlauf in Ihr Diagramm ein.
- Führen Sie nun **V3** durch. Notieren Sie Ihre Messwerte in einer Tabelle und erstellen Sie daraus den Kurvenverlauf.

ENTSORGUNG: G1, G2

M Die Stabilität von Teilchen

M4 Eisen-Teilchen bilden mit dem gelben Blutlaugensalz und dem roten Blutlaugensalz zwei unterschiedliche Komplexsalze. Diese werden mit den Komplexformeln $K_4[Fe(CN)_6]$ bzw. $K_3[Fe(CN)_6]$ dargestellt.



B1 Farbigkeit zweier Eisen-Komplexe: gelbes Blutlaugensalz ($K_4[Fe(CN)_6]$) und rotes Blutlaugensalz ($K_3[Fe(CN)_6]$)

Die beiden Komplexsalze besitzen positiv geladene Kalium-Kationen als Gegenionen. Die negative geladene Koordinationseinheit enthält als Zentralteilchen Eisen-Ionen und als Liganden negativ geladene Cyanid-Ionen.

AUSWERTUNG

- Geben Sie die Oxidationszahlen der Eisen-Teilchen in den beiden Komplexsalzen an und notieren Sie deren Elektronenkonfiguration in der Kästchenschreibweise.
- Vergleichen Sie die beiden Komplexsalze tabellarisch hinsichtlich der Farbe, Gegenionen, Koordinationseinheit, Zentralteilchen und Liganden.
- Vergleichen Sie die Stabilität der beiden Eisen-Teilchen.
- Stellen Sie eine begründete Hypothese zur Stabilität der beiden Komplexsalze auf.

V Farbwechsel bei Komplexverbindungen

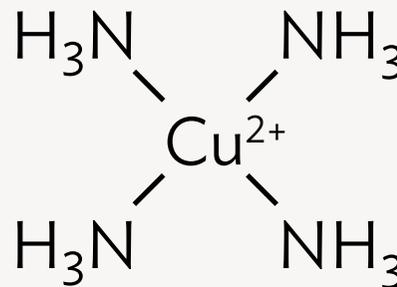


Bei manchen Reaktionen stellt man fest, dass die für Teilchen charakteristischen Reaktionen ganz oder teilweise nicht stattfinden, wenn vorher bestimmte andere Teilchen zugegeben wurden.

v5 Füllen Sie zwei Vertiefungen einer Wellplatte (Alternative: 2 kleine Petrischalen) zur Hälfte mit Kupfer(II)-sulfatlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$). Versetzen Sie nun eine der beiden Lösungen mit einigen Tropfen verdünnter Ammoniaklösung ($w = 10 \%$). Anschließend legen Sie für drei Minuten je eine Büroklammer aus Eisen in beide Lösungen.

AUSWERTUNG

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen und gehen Sie dabei insbesondere auf den Zeitpunkt kurz nach der Zugabe der ammoniakalischen Lösung und bei der Entnahme der Büroklammer ein.
- Formulieren Sie mithilfe von **B2** die vereinfachte Reaktionsgleichung für die Reaktion von Kupfer(II)-Ionen mit Ammoniak-Molekülen.



B2 Tetraaminkupfer(II)-Komplex

- Die Beobachtung im ammoniakalischen Versuchsansatz beruht auf der Oxidation der Eisen-Atome. Formulieren Sie die vereinfachte Reaktionsgleichung ohne Berücksichtigung der Gegenionen.

ENTSORGUNG: G1, G2

2.5.2 Der Bindungstyp in Komplexen

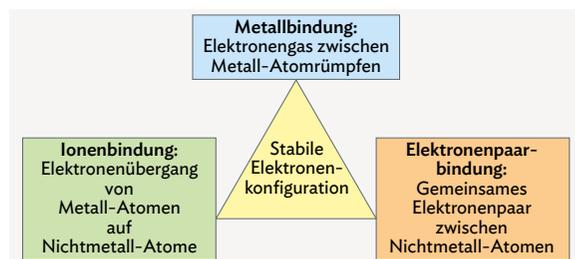
Der Komplexbegriff

Eine gesättigte Kupfer(II)-sulfatlösung ist elektrisch leitfähig. Trotz Zugabe weiterer Ladungsträger (z. B. Ammonium- oder Hydroxid-Ionen) steigt die Leitfähigkeit nicht wie erwartet an, sondern sinkt sogar (V1-3). Da jedoch kein festes Salz ausfällt, müssen die in der Lösung enthaltenen Ionen zu einem größeren Teilchen reagiert haben. Größere Teilchen, die durch die Reaktion stabiler und für sich selbst existenzfähiger sind, nennt man Verbindungen höherer Ordnung oder **Komplexverbindungen** (Kurzform: Komplexe).

Komplexverbindungen finden sich häufig in natürlichen Farbstoffen wie z. B. die Häm-Gruppe des roten Blutfarbstoffs Hämoglobin und das Chlorophyll im Blattgrün (→ Kap. 2.9).

Von bekannten zu komplexen Bindungstypen

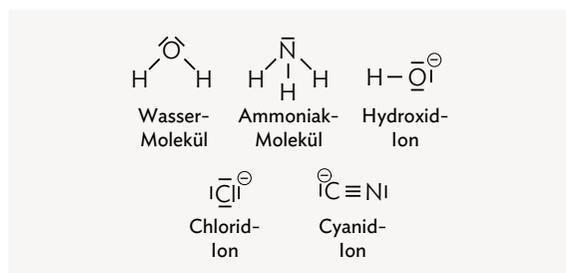
Eine stabile Elektronenkonfiguration erreichen Teilchen wie Kupfer-Atome oder Ammoniak-Moleküle (V1) entweder durch locker gebundene Elektronen im Elektronengas bzw. einem Elektronenübergang oder durch die Ausbildung gemeinsamer, bindender Elektronenpaare. Die stabile Elektronenkonfiguration (→ Kap. 2.2 und 3.1) wird dabei durch die bisher bekannten Arten der chemischen Bindung erreicht: Metall-, Ionen- und Elektronenpaarbindung (B1).



B1 Bekannte Arten der chemischen Bindung

Im Gegensatz dazu bestehen Komplexe aus mindestens einem **Zentralteilchen**, einem Metall-Kation oder -Atom. Besonders häufig bestehen die Zentralteilchen aus Nebengruppenelementen wie Eisen, Kupfer oder Silber. Aber auch Komplexe mit Zentralteilchen aus einigen Hauptgruppenelementen (z. B. Bor, Aluminium) sind bekannt.

An das Zentralteilchen binden (**koordinieren**) mehrere sogenannte **Liganden**. Diese Bindungspartner, Anionen oder Moleküle, besitzen mindestens ein nicht-bindendes Elektronenpaar (B2).

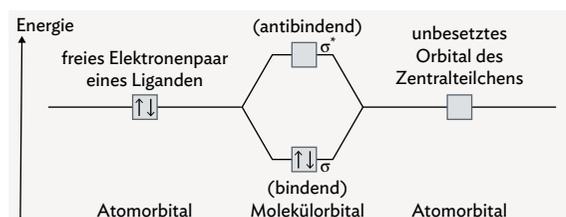


B2 Beispiele für häufig vorkommende Liganden

Bindungsverhältnisse und Stabilität

Die Bindung zwischen dem Zentralteilchen und den Liganden hat einige ionische Eigenschaften, zeigt aber auch Merkmale einer Elektronenpaarbindung. Diese Art der Bindung wird als **koordinative Bindung** bezeichnet. Anders als bei der kovalenten Bindung kommen im Falle der koordinativen Bindung beide Bindungselektronen von den nicht-bindenden Elektronenpaaren der Liganden. Die Liganden sind Elektronendonatoren.

Mit seinen unbesetzten Orbitalen fungiert das Zentralteilchen als Elektronenakzeptor (B3, → Kap. 1 20). Es bindet dabei mehr Bindungspartner, als nach seiner Ladung oder Stellung im Periodensystem zu erwarten ist.



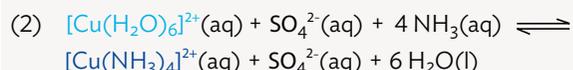
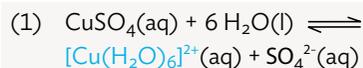
B3 MO-Schema: Das Zentralteilchen als Elektronenakzeptor und der Ligand als Elektronendonator

Alle Bindungspartner erlangen mindestens ein **Elektronenoktett** bzw. bei den Übergangsmetallen ein **Octadecett**. Die sogenannte **18-Elektronen-Regel** erweiterte die Oktettregel der Hauptgruppenelemente, da das Zentralteilchen zur Ausbildung der koordinativen Bindung unbesetzte Orbitale zur Verfügung stellt. Diese werden mit den Elektronenpaaren der Liganden aufgefüllt. In stabilen Komplexverbindungen erreicht das Zentralteilchen zusammen mit den Liganden häufig die Edelgaskonfiguration von Krypton. Dabei kommt es zu der Besonderheit, dass die Nebengruppenelemente teilweise in ungewohnten Oxidationsstufen stabil vorliegen. Eisen bildet bevorzugt Eisen(III)-Ionen (→ Kap. 2.2.3).

In Komplex-Verbindungen mit sechs Liganden (**M4**), wie z. B. beim $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ -Ion, sind dagegen Eisen(II)-Zentralionen stabiler. Das Eisen(II)-Ion mit seinen 24 Elektronen erreicht durch die 12 Bindungselektronen der sechs Liganden ($= 6 \cdot 2 e^-$) insgesamt 36 Elektronen und somit die Edelgaskonfiguration von Krypton. Dem Komplex des roten Blutlaugensalzes ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) mit dem Eisen(III)-Ionen fehlt jedoch ein Elektron, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Ligandenaustausch

Durch den Austausch von Liganden lassen sich stabilere Komplexverbindungen und Konfigurationen bilden. Ligandenaustauschvorgänge erkennt man häufig an Farbänderungen (**V5**). Wasserfreies Kupfersulfat wird gelöst, dabei entsteht ein Hexaaquakomplex (**B4** (1)). Versetzt man nun die wässrige Kupfer(II)-sulfatlösung mit Ammoniaklösung, so tritt eine Farbänderung von hellblau zu tiefblau ein. Die im Komplex koordinativ gebundenen Wasser-Moleküle werden schrittweise durch Ammoniak-Moleküle substituiert. Die tiefblaue Färbung ergibt sich durch die Tetraamminkupfer(II)-Ionen (**B4** (2)). Die Kupfer(II)-Ionen stehen bei **V5** nicht wie erwartet für die Redoxreaktion mit Eisen-Atomen zur Verfügung. Daraus lässt sich folgern, dass die koordinative Bindung des Zentralions zu den Ammoniak-Molekülen stabiler ist als zu den Wasser-Molekülen. Das Beispiel zeigt, dass die Stabilität von Komplexverbindungen abhängig vom Liganden ist.



B4 Ligandenaustausch verschiedener Kupfer-Komplexe

Die Reaktion der Ammoniak-Moleküle mit den Kupfer(II)-Ionen erklärt auch den fehlenden Anstieg der elektrischen Leitfähigkeit in **V3**. Durch den schrittweisen Ligandenaustausch befinden sich weniger Ammoniak-Moleküle in der wässrigen Lösung und können somit keine bzw. weniger Ammonium- und Hydroxid-Ionen bilden.

Das Phänomen, dass Stoffe durch Zugabe eines weiteren Stoffes unkenntlich gemacht werden und somit charakteristische Reaktionen unterbleiben, bezeichnet man als **Maskierung**.

Ein Komplex ist eine chemische Verbindung, in der ein Zentralteilchen (Atom oder Ion) mit unbesetzten Orbitalen als Elektronenakzeptor eine bestimmte Zahl an Elektronendonatoren als Partner bindet. Dabei stellen diese Liganden (Moleküle oder Ionen) zwei nicht-bindende Elektronen für die koordinative Bindung zur Verfügung. Komplexe sind stabile Verbindungen, da sie Edelgaskonfiguration erreichen (Elektronenoktett, 18-Elektronen-Regel). Komplexe haben besondere Eigenschaften, wie die elektrische Leitfähigkeit oder Farbigkeit. Durch den Austausch von Liganden ändern sich auch die Eigenschaften von Komplexen und deren Zentralteilchen.

AUFGABEN

- A1** Ordnen Sie die verschiedenen Bindungstypen begründet den folgenden Verbindungen zu: Kupfer, Kupfersulfat, Ammoniak, tiefblauer Tetraammin-Komplex in **B4**.
- A2** Beschreiben Sie den Aufbau des in **B4** angegebenen, hellblauen Hexaaqua-Komplexes und des tiefblauen Tetraammin-Komplexes. Geben Sie dabei folgende Parameter an: Zentralteilchen, Art und Anzahl der Ligand-Donator-Atome.
- A3** Ermitteln Sie die Elektronenkonfiguration des Zentralteilchens der Komplexe $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $[\text{Ni}(\text{CN})_5]^{3-}$ und $[\text{Ni}(\text{F})_6]^{2-}$.
- A4** Kupfer bildet bevorzugt Cu^+ - und Cu^{2+} -Ionen. Beurteilen Sie die Stabilität der beiden Ionen in einem Komplex mit vier Cyanid-Ionen als Liganden.

2.5.3 Bau und Benennung von Komplexverbindungen

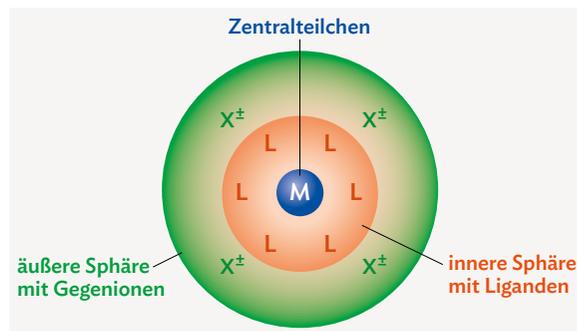
Aufbau von Komplexverbindungen

Der Schweizer Chemiker ALFRED WERNER (B5) untersuchte den Aufbau von Komplexverbindungen. Seine Ergebnisse veröffentlichte er im Jahr 1893. WERNER gilt als einer der Begründer der Komplexchemie und erhielt 1913 für seine Arbeiten den Nobelpreis für Chemie.



B5 ALFRED WERNER
(1866 – 1919)

WERNER schlug in der von ihm formulierten Theorie zwei unterschiedliche „Sphären“ für die Komplexverbindungen vor. In der inneren Sphäre befinden sich die Zentralteilchen (Kationen oder Atome) und die koordinativ daran gebundenen Liganden (Anionen und/oder Moleküle) (B6). Handelt es sich beim Komplex um ein Ion, so ist in einer zweiten, äußeren Sphäre zum Ladungsausgleich ein Gegenion gebunden. Man spricht dann von einem **Komplexsalz**.

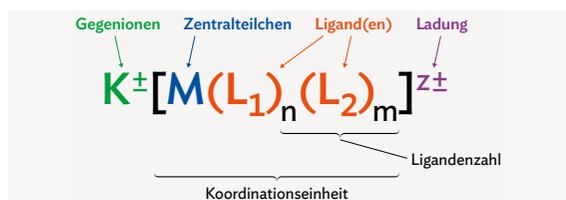


B6 Bau von Komplexen und Komplexsalzen

Auch das rote Blutlaugensalz (M5) ist eine Komplexverbindung. Das Eisen(III)-Kation bildet das Zentralteilchen, um das sich in der inneren Sphäre sechs Liganden, die Cyanid-Ionen, anordnen. Die Gegenionen, also die drei einfach positiv geladenen Kalium-Ionen, befinden sich in der äußeren Sphäre und bilden zusammen mit dem Zentralion und den Liganden ein Komplexsalz.

Schreibweise von Komplexen

Die innere Sphäre einer Komplexverbindung aus dem Zentralteilchen (M) und Liganden (L1 und L2) bezeichnet man als **Koordinationseinheit**. Diese wird in der Komplexformel durch eckige Klammern symbolisiert (B7). Zuerst ist das Zentralteilchen angegeben, dann folgen die Liganden. Die Angabe von eventuell auftretenden Ladungen wird wie bei Salzformeln gewohnt als Exponent hinter der Koordinationseinheit angegeben. Bei Komplexsalzen werden außerhalb der eckigen Klammern die Gegenionen inklusive Ladungsangabe notiert. Die von Salzformeln bekannte Reihenfolge (Kation vor Anion) gilt auch bei Komplexverbindungen.



B7 Schreibweise eines Komplexes

Beim roten Blutlaugensalz (M5) ergibt sich eine Komplexformel von $3 \text{K}^+ [\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]^{3-}$. Die Ladung der Koordinationseinheit von 3- errechnet sich aus der Summe der Ladungen des Zentralteilchens, des Eisen(III)-Ions, und der Liganden (hier sechs einfach negativ geladene Cyanid-Ionen). Die dadurch nötigen Gegenionen gehören zwar nicht zum Komplex, aber zum Komplexsalz. Diese werden außerhalb der eckigen Klammer notiert. Die Benennung von Komplexverbindungen erfolgt nach folgenden Regeln:

- Das Zentralteilchen wird in neutralen oder kationischen Komplexen mit dem deutschen Namen benannt; bei anionischen Komplexen wird der lateinisierte Name mit der Endung „-at“ verwendet, z. B. „-ferrat“ für Eisen oder „-cuprat“ für Kupfer. Die Oxidationszahl wird als römische Zahl in Klammer angegeben.
- Neutrale Liganden erhalten Sondernamen, wie z. B. „aqua“ für Wasser, anionische Liganden werden mit der Endung „-o“ gekennzeichnet.
- Kommen verschiedene Liganden im Komplex vor, werden diese alphabetisch gereiht und die jeweilige Anzahl durch Zahlwörter (di, tri, tetra, penta, hexa ...) angegeben.
- Für das rote Blutlaugensalz ergibt sich somit der Name Kaliumhexacyanidoferrat(III).

(Exkurs zur Nomenklatur ➔ QR 06042-089)

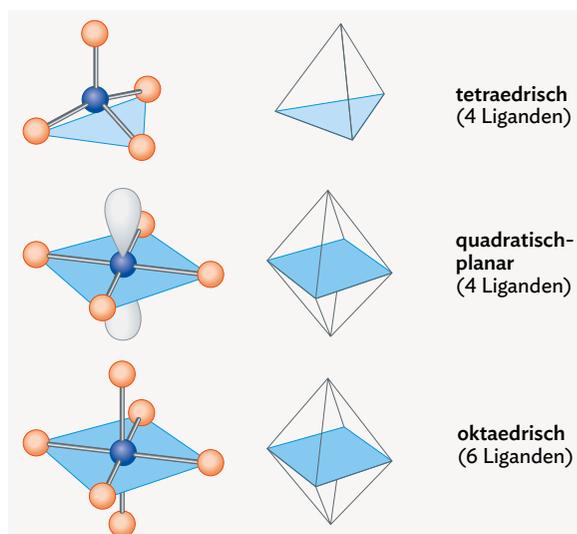


06042-089

Koordinationszahl und Koordinationspolyeder

Sehr häufig enthalten Komplexe vier oder sechs Liganden, seltener nur zwei Liganden. Die Zahl der direkt an das Zentralteilchen gebundenen Ligand-Atome wird als **Koordinationszahl** bezeichnet.

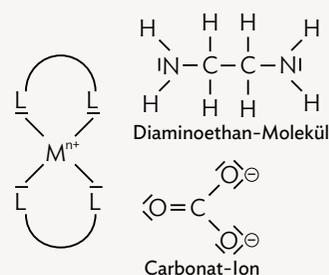
Die Liganden orientieren sich in bestimmten räumlichen Anordnungen um das Zentralteilchen. Die räumliche Ausrichtung der Liganden ergeben **Polyeder (B8)**. Bei zwei Liganden liegt eine lineare Anordnung und bei sechs Liganden oktaedrisch Anordnung vor. Komplexe mit vier Liganden sind entweder tetraedrisch oder quadratisch-planar aufgebaut. Über den Polyeder entscheidet neben der Zahl der Liganden vor allem die Größe des Zentralteilchens bzw. der Liganden.



B8 Häufig vorkommende Strukturen von Komplexen (blau: Zentralteilchen, orange: Liganden)

Chelatkomplexe

Die bisher betrachteten Liganden (**B2**) sind nur über das nicht-bindende Elektronenpaar eines Atoms koordinativ an das Zentralteilchen gebunden. Diese Liganden werden als **einzähnig** bezeichnet. **Mehrzähnige** Liganden besitzen dagegen mehrere, häufig zwei oder sechs, zur koordinativen Bindung befähigte Atome. Eine Besonderheit sind die **Chelatkomplexe (B9)**. Bei diesen wird ein Zentralion ringförmig durch einen oder mehrere mehrzähnige Liganden in die Zange genommen (griech. *chelé*, Krallen, Krepsschere). Chelatkomplexe sind dadurch deutlich stabiler als ähnliche Komplexe mit einzähnigen Liganden. Dieses Phänomen bezeichnet man als Chelat-Effekt. Chelatkomplexe spielen eine bedeutende Rolle in der Natur (→ Kap. 2.6) und im Labor (→ Kap. 2.9).



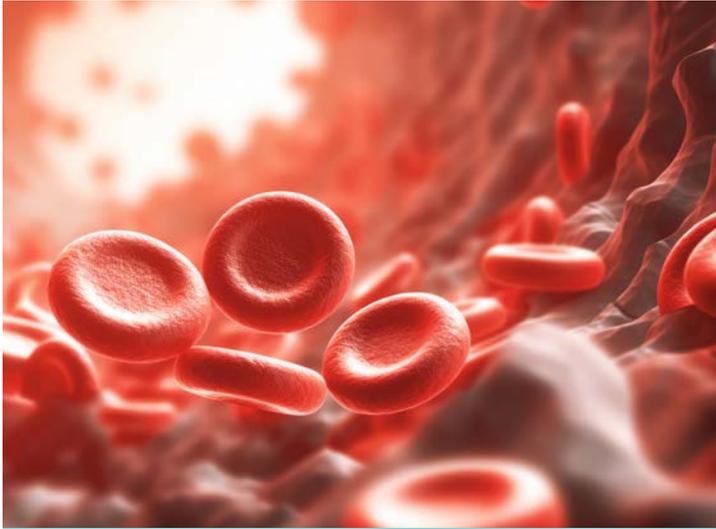
B9 Typisches Strukturelement für einen Chelatkomplex (links) und Beispiele für zweizähnige Liganden (rechts)

Die Koordinationseinheit der Komplexverbindungen besteht aus Zentralteilchen und Liganden. Sie wird in eckigen Klammern geschrieben.

Liganden mit einer Koordinationsstelle werden einzähnige Liganden genannt. Mehrzähnige Liganden (Chelat-Liganden) besitzen mehrere zur koordinativen Bindung befähigte Atome. Der räumliche Bau der Komplexe hängt vor allem von der Koordinationszahl ab. Diese ergibt sich aus der Anzahl der koordinativen Bindungen am Zentralteilchen.

AUFGABEN

- A1** Skizzieren Sie den Bau des gelben Blutlaugensalzes nach der Theorie von WERNER.
- A2** Beschreiben Sie den Aufbau des in **B4** (1) angegebenen, hellblauen Hexaaqua-Komplexes und des in (2) angegebenen, tiefblauen Tetraammin-Komplexes. Geben Sie dabei folgende Parameter an: Koordinationszahl und Polyedertyp, Charakterisierung der Ligandentypen (einzähnig, mehrzähnig, etc.).
- A3** Geben Sie die Summenformeln der folgenden Komplexverbindungen an:
 a) Tetrammindichlorocobalt(III)-chlorid
 b) Hexaaquacobalt(III)-chlorid
 c) Dicyanocuprat(II)-Ion
 d) Tetraaminsilber-Ion
 e) Calciumdiethyldiamintetraacetat-Ion
- A4** Geben Sie mithilfe von **B8** die wahrscheinlichste Struktur der Komplexe aus **A3** an.



2.6 Komplexe in Natur, Alltag und Technik eA

Komplexe finden nicht nur in der Technik Anwendung. Die Häm-Gruppe im roten Blutfarbstoff oder der von fotosynthesebetreibenden Organismen gebildete Farbstoff Chlorophyll sind wichtige Beispiele für Komplexverbindungen in der Natur. Welche Bedeutung haben Komplexe in Natur, Alltag und Technik?

2.6.1 Versuche und Material

V Herstellung von Kupfer-Chlorophyll



Bis Anfang des 20. Jahrhunderts wurden Kupferkessel zum Kochen benutzt. Dabei stellte man fest, dass sich z. B. Erbsen intensiver grün färbten (**B1**). Wie lässt sich dieses Phänomen erklären?



B1 In Kupfer(II)-sulfatlösung (links) und in Wasser (rechts) gekochte Erbsen

V1 Zwei 250 mL Bechergläser werden bodenbedeckend mit Erbsen befüllt. In ein Becherglas gibt man ca. 30 mL destilliertes Wasser und in das andere Becherglas die gleiche Menge Kupfer(II)-sulfatlösung ($c = 0,1 \text{ mol/L}$). Beide Versuchsansätze werden auf einer Heizplatte ca. 15 min gekocht.

Nach dem Kochen werden die Erbsen mit Wasser abgespült und auf einem Papier ausgebreitet und die Farbe des Gemüses verglichen.

AUSWERTUNG

- Recherchieren Sie die Strukturformel des Chlorophyll-Moleküls und erklären Sie die Versuchsbeobachtungen auf Teilchenebene. Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung. *Hinweis:* Sie können Chlorophyll in der Reaktionsgleichung als $[\text{Mg}(\text{N}_4\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{O}_5)]$ bezeichnen.
- Kupfer-Chlorophyll ist als Lebensmittelzusatzstoff zugelassen. Recherchieren Sie seine E-Nummer und geben Sie drei Lebensmittel an, die diesen Farbstoff enthalten.
- Stellen Sie eine Hypothese auf, wie man Kupfer-Chlorophyll von Chlorophyll experimentell unterscheiden kann. Verwenden Sie die dazu die unterschiedlich gefärbten Erbsen aus **V1**.

ENTSORGUNG: A, R, G2

V Blut mit Sauerstoff bzw. Kohlenstoffdioxid



Der rote Blutfarbstoff sorgt dafür, dass das Blut von Wirbeltieren rot gefärbt ist. Wie ist das Hämoglobin-Molekül aufgebaut und warum ist es so wichtig für unseren Körper?

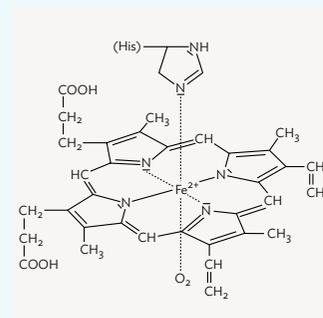
V2 Zwei Waschflaschen werden zunächst mit kaltem Wasser gereinigt und an einem Stativ befestigt. Im Anschluss befüllt man beide Waschflaschen ca. 2 – 3 cm hoch mit Schweineblut (**B2**). Eine Waschflasche wird an die Sauerstoff-Flasche angeschlossen, die andere Waschflasche wird an die Kohlenstoffdioxid-Flasche angeschlossen. Beide Waschflaschen werden für einige Minuten begast.



B2 Versuchsaufbau: Waschflaschen mit Blut

AUSWERTUNG

- a) Erklären Sie mithilfe von **B3** den Aufbau der farbgebenden Häm-Gruppe.
- b) Beschreiben Sie die Versuchsbeobachtungen und stellen Sie unter Berücksichtigung des Molekülbaus der Häm-Gruppe (**B3**) eine Hypothese zum Farbwechsel auf.
- c) Kohlenstoffmonoxid-Moleküle können wie Sauerstoff-Moleküle an Hämoglobin-Moleküle binden. Beim Verbrennen von organischen Stoffen, wie z. B. bei einem Feuer, im Benzinmotor oder einer Zigarette, entsteht unter anderem Kohlenstoffmonoxid. Beurteilen Sie die Folgen für den Körper beim Einatmen größerer Mengen an Kohlenstoffmonoxid.



B3 Häm-Gruppe

ENTSORGUNG: A

V Herstellung von Berliner Blau



Die Herstellung von Berliner Blau (→ Kap. 2.5), einem der ältesten synthetischen Pigmente, hat seit seiner Entdeckung im 18. Jahrhundert Kunstschaffende, Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftler gleichermaßen begeistert. Wie lässt sich dieses Pigment herstellen?

V3 Man stellt folgende 0,1 M Lösungen her und füllt diese in leere Pathologiegefäße:

Lösung 1) Eisen(III)-nitratlösung,

Lösung 2) Kaliumhexacyanidoferrat(II)-Lösung,

Lösung 3) Kaliumhexacyanidoferrat(III)-Lösung

Anschließend gibt man in die Felder einer Tüpfelplatte jeweils einen Tropfen der folgenden Lösungen (**B4**):

Feld 1: **1) + 3)** Feld 3: **2) + 3)**

Feld 2: **1) + 2)** Feld 4: **3) + 2)**

AUSWERTUNG

- a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Eisen(III)-Ionen mit Kaliumhexacyanidoferrat(II) zu Berliner Blau auf.
- b) Recherchieren Sie die Entdeckung des Berliner Blaus.
- c) Versetzt man eine wässrige Lösung aus Eisen(III)-Ionen mit Thiocyanat-Ionen, entsteht eine tiefrot gefärbte Lösung. Erklären Sie diese Beobachtung unter Verwendung einer Reaktionsgleichung.



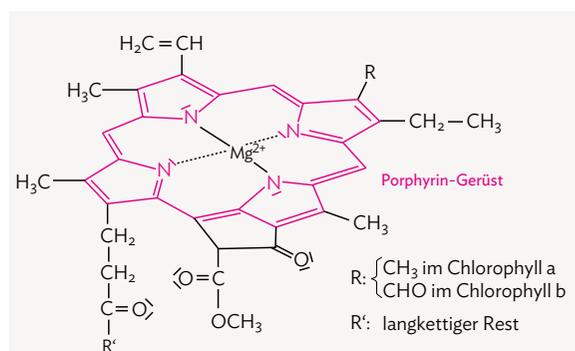
B4 Wellbesetzung

ENTSORGUNG: G2

2.6.2 Bedeutung von Komplexen in Natur, Alltag und Technik

Komplexe in der Natur – Chlorophyll

Der grüne Blattfarbstoff **Chlorophyll** (griech. *chloros*, grün und griech. *phyllon*, Blatt) ist für die grüne Farbe der Pflanzen verantwortlich. Dieser befindet sich in den Chloroplasten der Pflanzenzellen und spielt eine wichtige Rolle bei der Fotosynthese. Das Chlorophyll-Molekül ist ein Metallkomplex mit einem Magnesium(II)-Ion als Zentralteilchen. An das Magnesium(II)-Ion ist ein vierzähliger Chelatligand koordiniert, der aus einem Atomring-Gerüst (Porphyrin-Gerüst) aufgebaut ist. Der langkettige Kohlenwasserstoffrest R' verankert das Chlorophyll-Molekül in den unpolaren Pflanzenmembranen. Es gibt zwei Formen des Chlorophylls: **Chlorophyll a** und **b**, die sich durch einen Rest am Porphyrin-Gerüst unterscheiden. Chlorophyll a kommt im Blattgrün etwa dreimal häufiger vor als Chlorophyll b (**B1**).



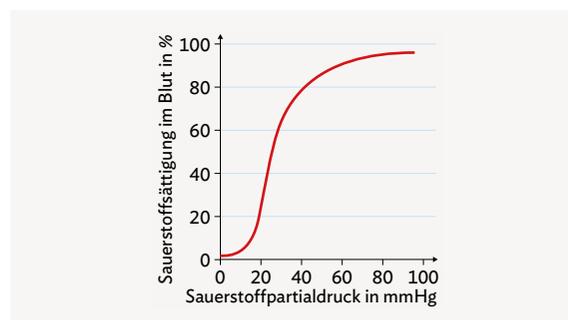
B1 Strukturformel des Chlorophyll-Moleküls

Das Auskochen von Erbsen in Kupfer(II)-sulfatlösung führt zu einer intensiven Grünfärbung, während sich die in destilliertem Wasser gekochten Erbsen olivgrün färben (**V1**). Die in der Kupfer(II)-sulfatlösung enthaltenen Kupfer(II)-Ionen reagieren mit den Chlorophyll-Molekülen der Erbsen. Es entstehen grüne Kupfer-Chlorophyll-Komplexe durch den Austausch der Magnesium(II)- mit Kupfer(II)-Ionen. Diese Komplexe sind als Lebensmittelfarbstoff (E 141) zugelassen und werden z. B. Getränken, Süß- und Backwaren oder Wasabi zugesetzt.

Komplexe im Körper – Häm-Gruppe

Die wohl bekannteste Komplexverbindung im Körper ist die **Häm-Gruppe** (griech. *haimo*, Blut) im **Hämoglobin-Molekül**. In jedem roten Blutkörperchen befinden sich ca. 280 Millionen Hämoglobin-Moleküle, die je vier Häm-Gruppen tragen. Diese sind für die Aufnahme von Sauerstoff in der Lunge, dessen Transport und die Ab-

gabe ans Gewebe zuständig. Die rote Blutfarbe ist ebenfalls auf die Häm-Gruppe zurückzuführen (**V2**, **B2**). Im Zentrum der Häm-Gruppe befindet sich ein Eisen(II)-Ion. An dieses ist die Häm-Gruppe als vierzähliger Chelatligand koordiniert (\rightarrow Kap. 2.5.3). Von oben bildet sich eine koordinative Bindung zu einem Stickstoff-Atom des Hämoglobin-Moleküls aus. Ein Sauerstoff-Molekül, das beim Sauerstofftransport durch das Gewebe ausgetauscht werden kann koordiniert ebenfalls. Jedes Hämoglobin-Molekül kann somit vier Sauerstoff-Moleküle reversibel binden und transportieren. Neben dem Sauerstofftransport ins Gewebe sorgen die roten Blutkörperchen auch für den Kohlenstoffdioxid-abtransport aus dem Gewebe zur Lunge. Bei hohem Sauerstoffpartialdruck (Lunge) ist die koordinative Bindung der Sauerstoff-Moleküle an die Häm-Gruppe stark (**B2**). Bei hohem Kohlenstoffdioxidpartialdruck (Gewebe) werden die Sauerstoff-Moleküle abgegeben und Kohlenstoffdioxid-Moleküle koordinieren stattdessen an die Häm-Gruppe. Bei diesem Ligandenaustausch findet eine Konformationsänderung statt, da das Eisen(II)-Ion seine Position zu den anderen Koordinationspartnern verändert. Dabei ändert sich die Farbe des Blutes, es wird dunkler (**V2**).



B2 Sauerstoffsättigung der Häm-Gruppe (**V2**) abhängig vom Sauerstoffpartialdruck

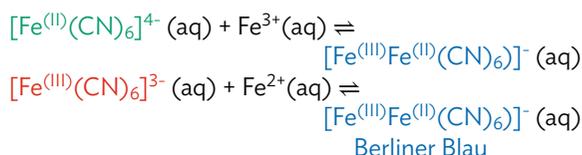
Neben Sauerstoff-Molekülen können aber auch Kohlenstoffmonoxid-Moleküle an der Häm-Gruppe binden und den Sauerstofftransport verhindern. Die Koordinationsaffinität der Häm-Gruppe zu Kohlenstoffmonoxid-Molekülen ist höher als zu Sauerstoff-Molekülen. Bereits bei 0,3 Vol.-% Kohlenstoffmonoxid in der Luft koordinieren 60–70% der Häm-Gruppen mit Kohlenstoffmonoxid-Molekülen. Das kann nach kurzer Zeit tödlich sein

Komplexe in der Analytik

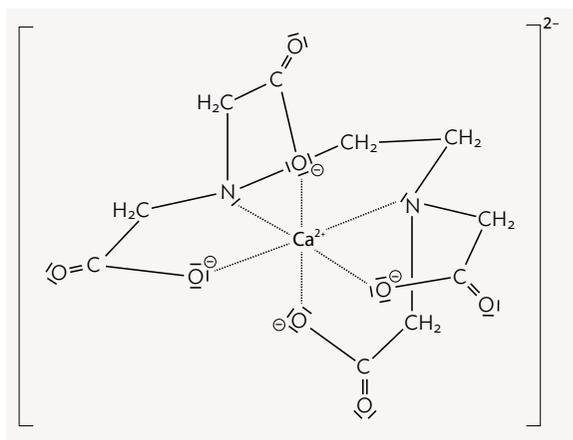
Komplexe spielen sowohl in der qualitativen als auch in der quantitativen Analytik eine wichtige Rolle. Kaliumhexacyanidoferrat(II) und Kaliumhexacyanidoferrat(III) sind Komplexverbindungen, die jeweils spezifisch Eisen-Ionen nachweisen (B3, Video QR 06042-045). Eine Lösung von Kaliumhexacyanidoferrat(II) färbt sich nach Zugabe von Eisen(III)-Ionen intensiv blau (**Berliner Blau**). Das gleiche Reaktionsprodukt entsteht bei der Reaktion von Kaliumhexacyanidoferrat(III) mit Eisen(II)-Ionen (V3). Für die Bildung von Berliner Blau notiert man entsprechend:



06042-045

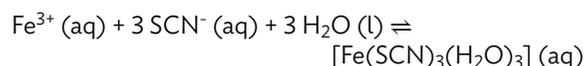


Versetzt man eine wässrige Lösung aus Eisen(III)-Ionen mit Thiocyanat-Ionen, entsteht eine tiefrot gefärbte Lösung. Für die rote Färbung ist das entstandene **Eisen(III)-thiocyanat** $[\text{Fe}(\text{SCN})_3(\text{H}_2\text{O})_3]$ verantwortlich. Für die

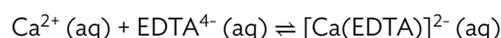


B3 Calcium(II)-EDTA-Komplex

Bildung von Eisen(III)-thiocyanat notiert man entsprechend:



Bei der quantitativen Bestimmung von Metallkationen ist die **komplexometrische Titration** mit z. B. **Ethylendiamintetraessigsäure**, kurz **EDTA**, von großer Bedeutung (B3, Kap. 2.9). Die Gesamtwasserhärtebestimmung mit EDTA ist eine Methode zur Messung der Konzentrationen von Calcium- und Magnesium-Ionen im Wasser, die für die Wasserhärte verantwortlich sind (Kap. 2.9).

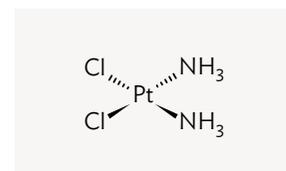


Komplexe in der Medizin und Technik

Komplexverbindungen werden auch in der Medizin eingesetzt. Bei der Tumorthherapie verwendet man z. B. Cis-Platin (B4).

Dieser Komplex bindet an die Stickstoff-Atome der DNA-Moleküle in Tumorzellen und forciert eine strukturelle Veränderung dieser. Dabei wird die Zellteilung beeinträchtigt, sodass sich die Tumorzellen nicht mehr vermehren können und schließlich absterben.

Auch in der Technik finden Komplexverbindungen eine große Anwendung. Metallkomplexe werden häufig als **Katalysatoren** eingesetzt.



B4 Cis-Platin-Komplex

Komplexverbindungen kommen in der Natur z. B. im Blutfarbstoff oder Chlorophyll vor. Technisch lassen sich Komplexe als Katalysatoren oder zum quantitativen und qualitativen Nachweis von Metall-Ionen nutzen. Auch in der Medizintechnik kommen Komplexe zur Tumorbehandlung zum Einsatz.

AUFGABEN

- A1** Leiten Sie anhand des Molekülbaus von Chlorophyll ab, ob es wasserlöslich ist.
- A2** Recherchieren Sie nach weiteren Lebensmittelzusatzstoffen, die aus Pflanzen gewonnen werden.
- A3** Die molare Masse von Hämoglobin beträgt 64.458 g/mol. Hämoglobin enthält 0,33 % gebundenes Eisen. Berechnen Sie die Anzahl der Eisen-Ionen in einem Hämoglobin-Molekül.
- A4** Die Bindung von Kohlenstoffmonoxid-Molekülen an Hämoglobin-Moleküle ist reversibel. Beschreiben Sie begründet Erste-Hilfe-Maßnahmen bei einer Kohlenstoffmonoxid-Vergiftung.
- A5** Erstellen Sie eine Übersicht zur Bedeutung von Komplexen in Natur, Alltag und Technik.

Bildnachweis

AdobeStock / ktsdesign – S. 11; Alamy Stock Photo / History and Art Collection – S. 9; - / incamerastock – S. 5; - / Picture Partners – S. 5; Claudia Bohrmann-Linde, Wuppertal – S. 6; Fotolia / smileus – S. 11; Kerstin Reichenberger, Dillingen – S. 11