

Inhalt:

- [5.1 - Der Lösungsvorgang](#)
- [5.2 - Löslichkeiten und Konzentrationen](#)
- [5.3 - Das Löslichkeitsprodukt](#)
- [5.4 - Komplexionen](#)
- [5.5 - Eigenschaften von Lösungen](#)
- [5.6 - Übungsaufgaben](#)
- [5.7 - Lernkontrolle](#)
- [5.8 - Literatur](#)
- [5.9 - Web-Links](#)
- [5.10 - Tabelle Löslichkeitsprodukte](#)
- [5.11 - Zusatzaufgaben](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- wichtige Eigenschaften von verschiedenen Lösungsmitteln kennen
- Auskunft geben können über die Mischbarkeit verschiedener Lösungsmittel
- die Begriffe "Emulsion" und "Emulgator" kennen und beschreiben können
- den Lösungsvorgang eines Salzes in Wasser beschreiben können
- die Begriffe "Löslichkeit" und "Konzentration" kennen und damit rechnen können
- mit dem Löslichkeitsprodukt umgehen und Berechnungen durchführen können
- die Begriffe "Komplex" und "Komplexion" kennen und damit umgehen können
- das Zustandekommen der Farben der aquatisierten Übergangsmetallionen erklären können
- den Begriff "Chelatligand" und seine Bedeutung kennen
- einige Unterschiede zwischen Salzlösungen und dem reinen Lösungsmittel kennen und damit umgehen können

5.1 Der Lösungsvorgang

Viele Salze lösen sich in Wasser. Dies ist ein aus dem Alltag bekanntes Phänomen, wer hat nicht schon einmal Nudelwasser aufgesetzt oder Kochsalz in Wasser aufgelöst? Dass sich Salze in anderen Lösungsmitteln wie Alkohol oder Benzin schlechter oder gar nicht auflösen, ist aber weit weniger bekannt. Es sind die Eigenschaften der Lösungsmittel selber, die es möglich machen, ein Salz aufzulösen. Schliesslich muss das Salzgitter zerstört werden können, und dazu ist nicht jedes Lösungsmittel in der Lage. Man unterscheidet grundsätzlich zwischen zwei Arten von Lösungsmitteln: Die einen besitzen ein [Dipolmoment](#), die anderen nicht. Lösungsmittel, die ein [Dipolmoment](#) aufweisen, lassen sich untereinander mischen, wie z. B. Alkohol mit Wasser. Dass sich aber Wasser nicht mit Benzin mischen lässt, hängt damit zusammen, dass Benzin kein Dipolmoment besitzt. Eigentlich ist auch dies aus dem Alltag bekannt: Öl schwimmt auf Wasser, ohne sich zu durchmischen.

Es existieren selbstverständlich auch Flüssigkeiten, deren Moleküle ein schwaches Dipolmoment besitzen und dadurch eine begrenzte Durchmischung ermöglichen. Je nachdem,

ob der polare oder der apolare Teil dieser Moleküle stärker ausgebildet ist, ist die Mischbarkeit mit Wasser besser oder schlechter.

Die Literatur beschreibt **aktive** und **passive** Wasserstoffbrücken. Aktive Wasserstoffbrücken werden ausgebildet von Molekülen, die die genannten Voraussetzungen erfüllen und Wasserstoffatome stark positiv polarisiert sind. Sie üben aktiv Wechselwirkungen auf negativ polarisierte Atome anderer Moleküle aus. Wechselwirkungen dieser Art können aber auch entstehen, wenn Wasserstoffatome eines Moleküls nicht oder nur schwach positiv polarisiert sind, wie zum Beispiel in Kohlenwasserstoffen wie Hexan. Diese Wechselwirkungen sind bedeutend schwächer, aber messbar und zum Teil auch von Bedeutung. Sie erklären, weshalb sich geringe Mengen von Hexan mit Wasser mischen lassen, resp. in Hexan geringe Mengen von Wasser vorhanden sein können. Um absolut reines, wasserfreies Hexan zu erhalten muss es speziell getrocknet werden um die Spuren von Wasser zu beseitigen.



Mit einem Trick können aber auch Benzin und Wasser für eine bestimmte Zeit durchmischt werden. Man behilft sich mit einem Zusatzstoff, einem Emulgator. So kann eine zeitlich begrenzte Durchmischung erzwungen werden. Die so entstandene

Lösung ist eine Emulsion, ein heterogenes Gemisch. Aus dem Alltag sind Emulsionen meist bekannt, z. B. Milch, Schokolade oder Crèmes. Der bekannteste natürliche Emulgator ist Lecithin, ein Stoff, den unter anderem Kühe produzieren. Damit lässt sich das Milchfett mit dem wässrigen Anteil eine gewisse Zeit durchmischen.

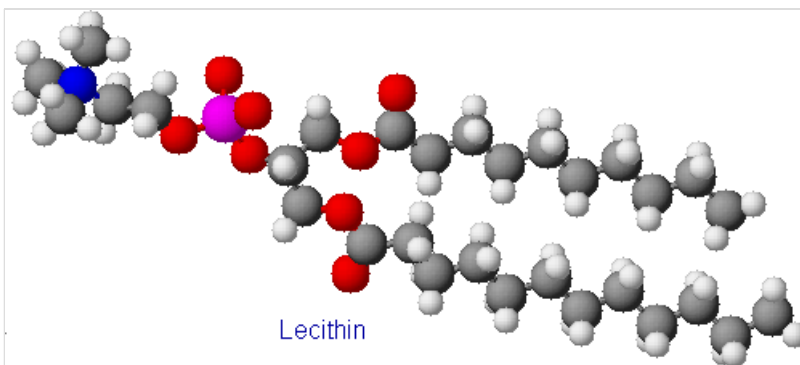


Bild 5.2: Lecithin

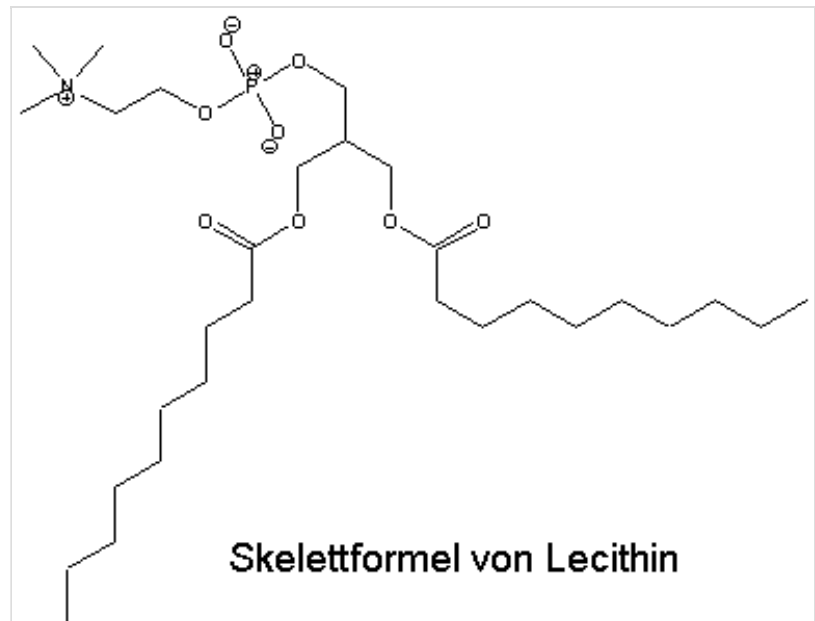


Bild 5.3: Lecithin

Die Eigenschaft, ein Salz auflösen zu können, besitzen nur Lösungsmittel, die ein Dipolmoment besitzen. Nur ihre Moleküle sind in der Lage, sich nach den **elektrischen Feldern des Ionengitters auszurichten** und Wechselwirkungen einzugehen. Die einzelnen Ionen des Salzgitters werden regelrecht ummantelt von Lösungsmittelmolekülen und schliesslich aus dem Gitterverband herausgerissen. Es entsteht ein Gebilde, bei dem ein Ion von ausgerichteten Lösungsmittelmolekülen umgeben ist und so sich mehr oder weniger frei bewegen kann. Die Lösungsmittelmoleküle, welche direkten Kontakt zu den Ionen besitzen, werden Solvathülle bzw. **Hydrathülle**, falls das Lösungsmittel Wasser ist, genannt.

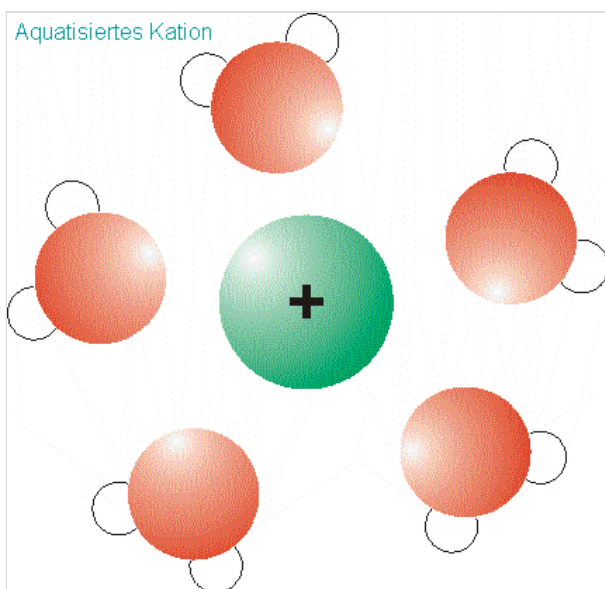


Bild 5.4: Die Hydrathülle eines Kations

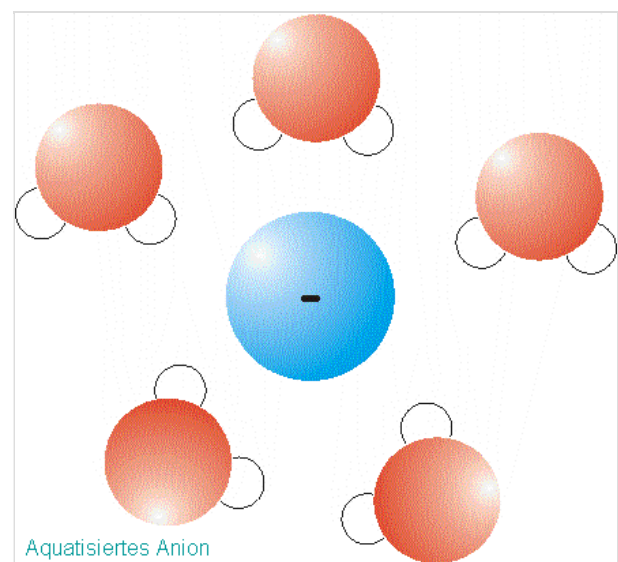

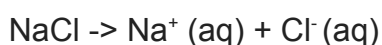


Bild 5.5: Die Hydrathülle eines Anions

Der Prozess  lässt sich in Formeln wiedergeben:



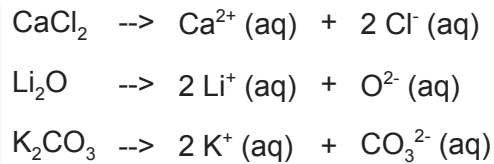


Tabelle 5.1: Formelschreibweise des Löseprozesses

Beobachtet man während des Lösevorganges die Temperatur der Lösung, stellt man fest, dass einige Salze beim Auflösen die Temperatur der Lösung zum Teil massiv verändern. Zum einen werden Temperaturerhöhungen (CaCl_2 , NaOH), zum anderen Erniedrigungen (KNO_3 , NH_4Cl) festgestellt. Beim **Löseprozess** wird Energie gebraucht, um das Salzgitter zu zerstören, die **Gitterenergie** ΔH_G . Es wird andererseits aber auch Energie freigesetzt, die **Hydratationsenergie** (oder Hydratisierungsenergie) ΔH_H , wenn die Wechselwirkungen zwischen Wassermolekülen und Ionen ausgebildet werden. Die beobachtete Temperaturdifferenz, die **Lösungswärme** ΔH_L , gibt nun Auskunft darüber, welche der beiden Energien grösser ist.

Es gilt:


$$\Delta H_L = \Delta H_G - \Delta H_H$$

Falls ΔH_L **kleiner ist als Null**, wird mehr Energie frei, als aufgewendet werden muss. Das heisst, dass sich in diesem Fall die Lösung während des Löseprozesses **erwärmt**.

Das Lösen von Salzen ist eine chemische Reaktion. Diese Aussage ist zwar nicht unumstritten und wird oft dementiert, kann aber mit guten Gründen als solche angesehen werden. Chemische Reaktionen laufen grundsätzlich nur dann spontan ab, wenn insgesamt Energie freigesetzt wird. Daraus folgt, dass die mit dem Thermometer gemessenen Wärmeenergien nicht die einzigen Energien sein können, die bei diesem Prozess umgesetzt werden.

5.2 Löslichkeiten und Konzentrationen

Die **Löslichkeit** beschreibt die Menge eines Salzes, die in einem bestimmten Volumen Wasser gelöst werden kann. Die Massangabe erfolgt in Gramm Salz pro Liter Lösung. Da sich verschiedene Salze in unterschiedlichen Mengen lösen, kann die Löslichkeit als Stoffkonstante betrachtet werden. Man kann bei Zimmertemperatur z. B. 380 g Kochsalz (NaCl) in 1 Liter Wasser lösen, von Natriumnitrat (NaNO_3) hingegen 900 g.

Die **Löslichkeit**  eines Salzes ist temperaturabhängig. Von den meisten Salzen kann in heissem Wasser mehr gelöst werden als in kaltem. Es gibt allerdings einige wenige Ausnahmen, so z. B. Kochsalz (NaCl) oder Natriumsulfat (Na_2SO_4), welche bei höherer Temperatur keine höhere Löslichkeit aufweisen.

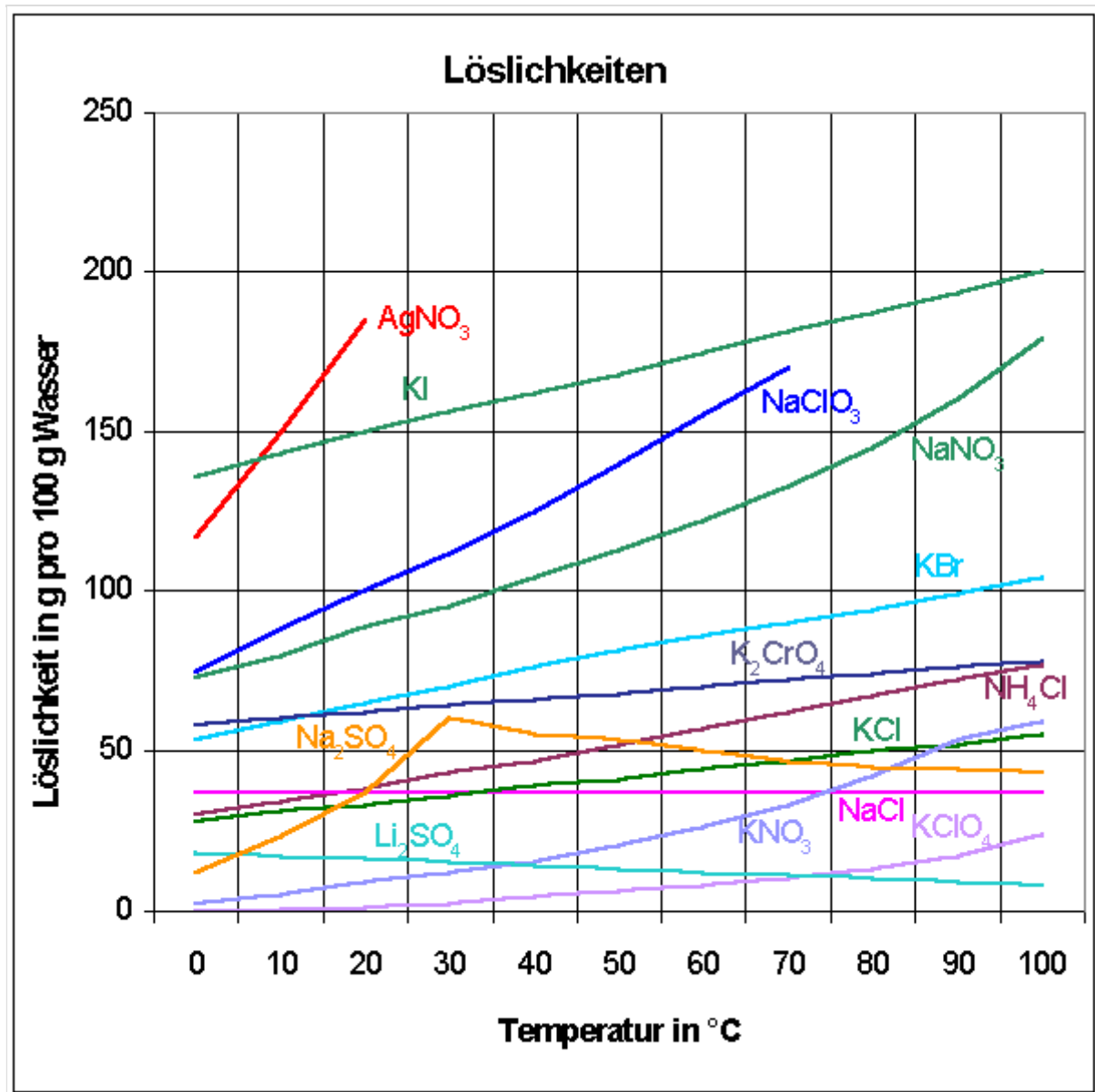


Bild 5.6: Löslichkeitskurven einiger Salze

Die Löslichkeit beschreibt die **maximale Menge** Salz, die in einem bestimmten Volumen Wasser bei einer bestimmten Temperatur gelöst werden kann. Ist genau diese Menge an Salz gelöst, spricht man von einer **gesättigten** Lösung. Eine weitere Zugabe von Salz führt zu einem **Bodenkörper** von nicht mehr löslichem Salz. Beim Abkühlen einer gesättigten Lösung wird meist Salz **ausgefällt**. **Liegt ein Bodenkörper vor, ist die überstehende Lösung stets gesättigt**. Der Bodenkörper, das ungelöste Salz, und die gelösten Ionen stehen dabei in einem dynamischen Gleichgewicht. Ist die Löslichkeit eines Salzes in einer Lösung nicht erreicht, heisst die Lösung **verdünnt**. Wird einer verdünnten Lösung weiter Salz zugegeben, so wird dieses aufgelöst, bis die Lösung gesättigt ist.

Einen Spezialfall stellen Lösungen dar, bei welchen die Löslichkeit überschritten ist, **übersättigte** Lösungen. Es sind klare, meist zähflüssige (hochviskose) Lösungen, welche zur Kristallisation neigen. Die Kristallisation kann durch Impfung mit einem Keim spontan hervorgerufen werden.

Die Menge des Salzes, welche gelöst werden kann, wird in der wissenschaftlichen Welt selten mit der Masse des Salzes beschrieben. Es wird der eigentliche Begriff für die **Stoffmenge**

verwendet, das **Mol**. Die Konzentration ist ein Mass dafür, wieviele Teilchen sich in einem bestimmten Volumen befinden. So ist es angebracht, für die Konzentration eines Stoffes die Stoffmenge in mol pro Volumeneinheit Lösung anzugeben. Eine Lösung von z. B. 58.4 g Kochsalz (NaCl) in einem Liter Wasser enthält genau ein mol Salz pro Liter Lösung. Die Lösung hat eine **Konzentration von 1 mol pro Liter**.

Man schreibt:

$$c(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol/l} = 1 \text{ M}$$

Die **Einheit M** ist lediglich die Abkürzung für mol/l. Sie heisst **molar**.

Analog hat eine Lösung von 110.8 g CaCl_2 in 500 ml Wasser eine Konzentration von

$$c(\text{CaCl}_2) = (110.8 \text{ g} / 110.8 \text{ g/mol}) / 0.5 \text{ l} = 2 \text{ M}$$

Gerade bei dieser Lösung sei auf einen besonderen Punkt hingewiesen: Löst man 1 mol CaCl_2 in Wasser auf, so entstehen 1 mol $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ und gleichzeitig 2 mol $\text{Cl}^-(\text{aq})$. Dieses Salzgitter enthält die Ionen Ca^{2+} und Cl^- im Verhältnis 1 zu 2. Man kann also als zusätzliche Information zur obigen Aussage festhalten:

$$c(\text{Ca}^{2+}(\text{aq})) = 2 \text{ M}$$

$$c(\text{Cl}^-(\text{aq})) = 4 \text{ M}.$$

Die Ionenkonzentrationen sind immer ganzzahlige Vielfache der Salzkonzentration. Die Faktoren sind aus der Verhältnisformel ersichtbar.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 1 bis 7 der Übungsaufgaben. Falls Sie lieber etwas schwierigere Aufgaben lösen wollen, klicken Sie hier.

5.3 Das Löslichkeitsprodukt

Viele Salze können in relativ grossen Mengen in Wasser gelöst werden. Salze, deren Gitterenergie jedoch hoch ist, lösen sich nur in geringen Mengen. Dies ist bekannt von den schwerlöslichen Erdalkalimetallsalzen CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ oder BaSO_4 . In vielerlei Hinsicht ist es aber wichtig zu wissen, wie wenig wenig ist, d. h. der Begriff "schwerlöslich" soll wörtlich genommen werden und die exakte Löslichkeit bestimmt werden. Es wäre sicher denkbar, die Löslichkeiten der wichtigsten schwerlöslichen Salze in Tabellenform zu erfassen, aus theoretischen Gründen wird aber das Löslichkeitsprodukt verwendet, um die Löslichkeit zu beschreiben. Das Löslichkeitsprodukt eines schwerlöslichen Salzes mit einem **Metallion M** und einem **Nichtmetallion X** ist wie folgt definiert:

$$L_P(\text{M}_m\text{X}_x) = c^m(\text{M}^{x+}) c^x(\text{X}^{m-})$$

Diese Formulierung ist sehr theoretisch; zugegeben. Mit einem einfachen Beispiel kann aber

verdeutlicht werden, wie daraus die Löslichkeit berechnet werden kann.

Ein numerisches Beispiel:

Das Löslichkeitsprodukt von BaSO_4 beträgt 10^{-10} M^2 . Welche Löslichkeit besitzt BaSO_4 ?

Zur Berechnung der Löslichkeit werden **zwei Gleichungen** benötigt:

Gleichung 1	Einsetzen in die Definition	$c(\text{Ba}^{2+}) \times c(\text{SO}_4^{2-}) = 10^{-10} \text{ M}^2$
Gleichung 2	Relative Ionenkonzentrationen bestimmen	$c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-})$

Tabelle 5.2: Berechnung der Löslichkeit

Diese Beziehungen lassen sich mathematisch auflösen, woraus sich ergibt

$c(\text{Ba}^{2+}) = 10^{-5} \text{ M}$ oder $c(\text{BaSO}_4) = 10^{-5} \text{ M}$.

Dies ist die Sättigungskonzentration des Salzes, die **maximal erreichbare Konzentration**. Hieraus lässt sich mittels der Molmasse des Salzes die Löslichkeit berechnen. In diesem Fall beträgt sie **2.3 mg / l**.

Die [nachfolgende Tabelle](#) enthält einige schwerlösliche Salze und die dazugehörigen Löslichkeitsprodukte und Löslichkeiten (Quelle: W. Schneider, Praktikum in allgemeiner Chemie ETH, 1982; Handbook of Chemistry and Physics 63. Ed. 1982).

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 8 und 9 der [Übungsaufgaben](#).

5.4 Komplexionen

Löst man Salze, in denen **Übergangsmetallionen** wie z. B. Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} oder Co^{2+} enthalten sind, stellt man fest, dass die Lösungen **farbig** sind. Die [Farben](#) sind für die entsprechenden Metallionen charakteristisch, sie werden von diesen selbst erzeugt.

Die Ionen der Übergangsmetalle unterscheiden sich von [Alkali](#) -

oder [Erdalkalimetallionen](#) darin, dass ihre [d - Orbitale](#) nicht leer sind. Aus dieser Elektronenkonstellation ergeben sich zwei Konsequenzen:

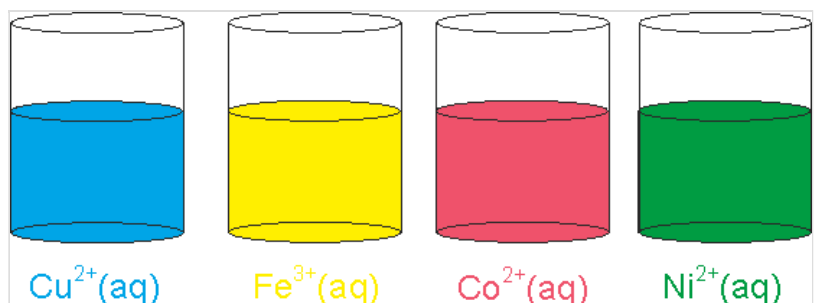


Bild 5.7: Farben von Lösungen von Übergangsmetallen

Die Wassermoleküle, welche mit einem Übergangsmetallion in Wechselwirkung sind (**Hydrathülle**), sind nicht irgendwie, sondern in bestimmter Weise **geometrisch angeordnet**. Dies wird hervorgerufen durch die elektrostatischen Felder der d - Elektronen, welche die Wassermoleküle an ganz bestimmte Orte drängen. Daraus ergibt sich in der Hydrathülle eine definierte Anzahl von Wassermolekülen, die **geometrisch um das Übergangsmetallion** angeordnet sind.

Die d-Elektronen **"schlucken" einen Teil des einfallenden Lichts**. Sie absorbieren einen bestimmten Anteil des weissen Lichts, wodurch sie in einen angeregten Zustand geraten. Die vom Betrachter erkennbare Farbe der Lösung entspricht der **Komplementärfarbe** des absorbierten Lichts.

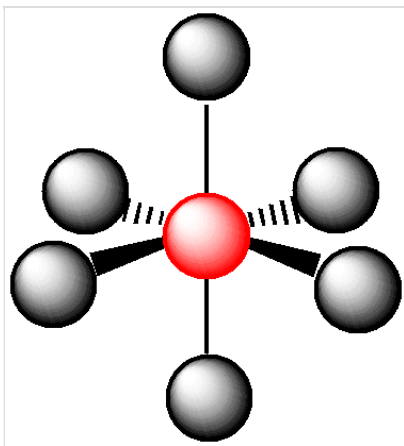


Bild 5.8: Ein Komplex

Ein solches Gebilde mit einem zentralen Teilchen und geometrisch angeordneten Teilchen darum herum nennt man **Komplex** bzw. Komplexion , wenn das Ganze elektrisch geladen ist. Die Teilchen, welche geometrisch angeordnet sind, heissen Liganden .

Aufgrund der unterschiedlichen Anzahl von d-Elektronen sind nicht nur die Farben, sondern auch die Strukturen für die einzelnen Übergangsmetallionen charakteristisch.

Das Eisen(III)ion	Fe^{3+}	ist gelb	Fe^{3+} ist oktaedrisch von 6 Wassermolekülen umgeben. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$
Das Kupfer(II)ion	Cu^{2+}	ist blau	Cu^{2+} ist quadratisch planar von 4 Wassermolekülen umgeben. $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$
Das Nickel(II)ion	Ni^{2+}	ist grün	Ni^{2+} ist quadratisch planar von 4 Wassermolekülen umgeben. $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$
Das Cobalt(II)ion	Co^{2+}	ist rot	Co^{2+} ist oktaedrisch von 6 Wassermolekülen umgeben. $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

Tabelle 5.3: Wasserkomplexe

Wassermoleküle, die als Liganden vorliegen, sind stetig in Bewegung. Sie werden ständig ausgetauscht durch andere Wassermoleküle. Bietet man einem Übergangsmetallion einen anderen Liganden als Wasser an, kann eine Ligandaustauschreaktion stattfinden. Diese Reaktion ist meist begleitet von einer **Änderung der Farbe** der Lösung, da sich die Bindungsverhältnisse am Übergangsmetallion ändern:

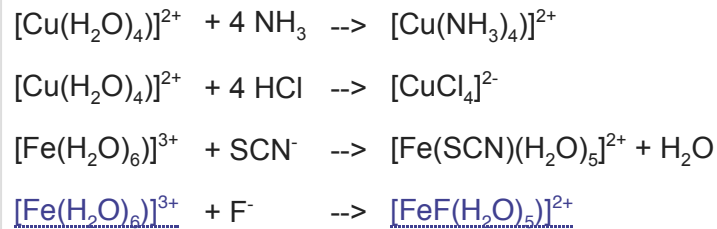


Tabelle 5.4: Wasserkomplexe

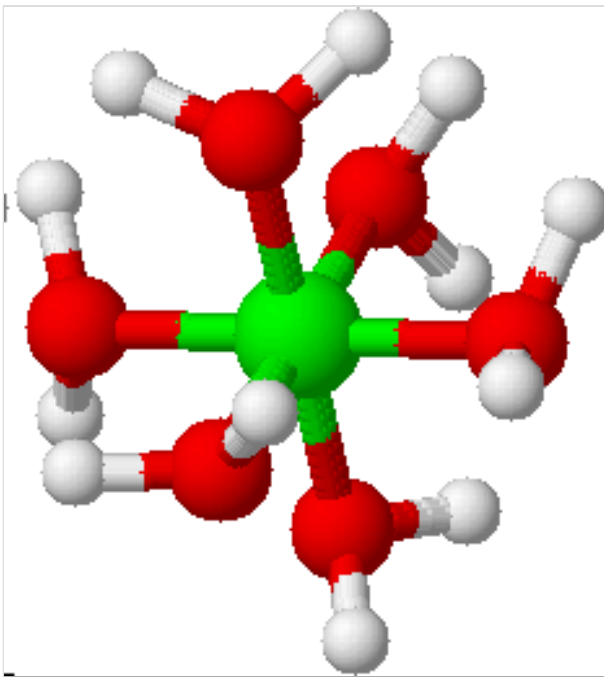


Bild 5.9: Die Struktur von $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

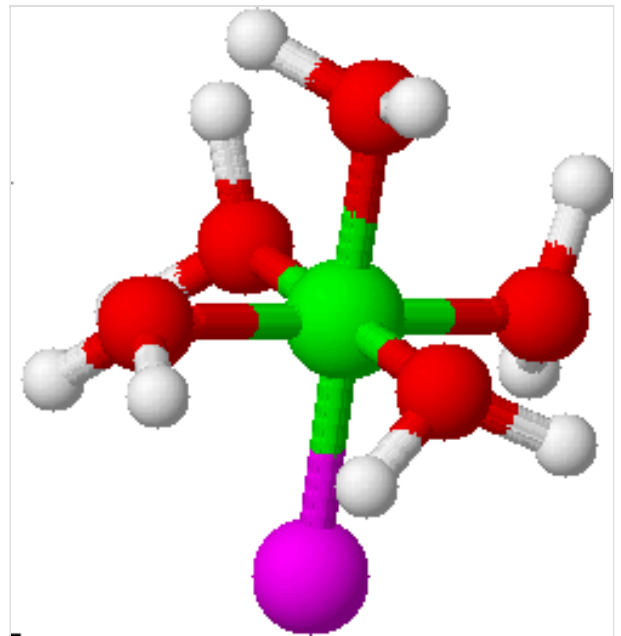
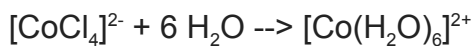


Bild 5.10: Die Struktur von $[\text{FeF}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$

Eigenartig ist das Verhalten von Cobaltionen. Werden die Wassermoleküle durch Chloridionen ersetzt, ändert sich die Struktur des Komplexes. Aus einem **oktaedrisch** angeordneten Komplex $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ wird ein **tetraedrischer** Komplex $\underline{[\text{CoCl}_4]^{2-}}$. Diese beiden Komplexe sind deshalb erwähnt, weil sie sich in unseren Alltag eingeschlichen haben: Man kann mancherorts Souvenirs kaufen, die mit Kobaltchlorid (CoCl_2) bemalt sind. Die Farbe ändert sich jeweils bei hoher (rosa) oder tiefer (blau) Luftfeuchtigkeit.



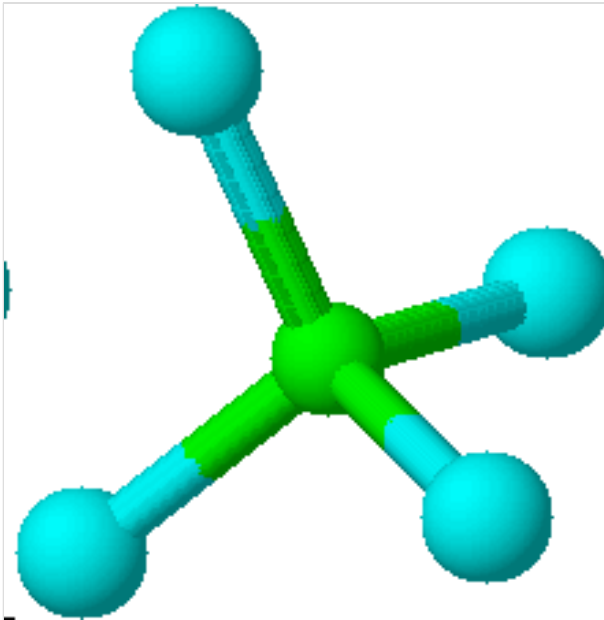


Bild 5.11: Die Struktur von $[\text{CoCl}_4]^{2-}$

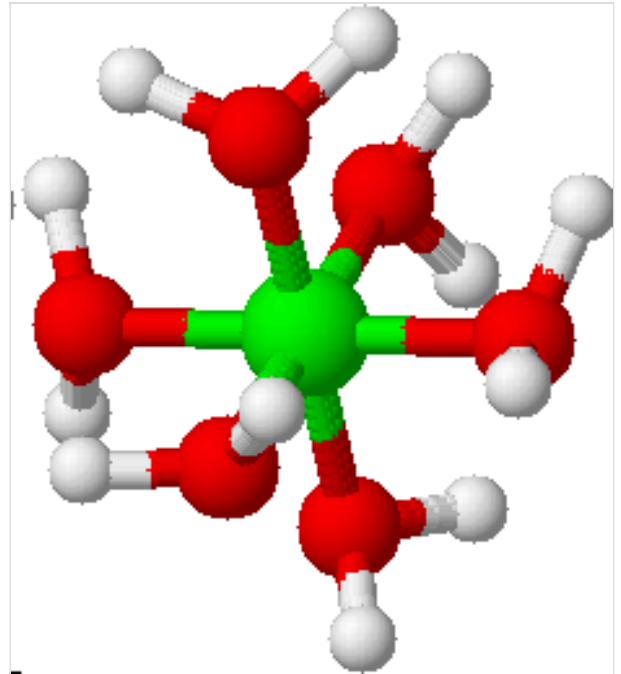


Bild 5.12: Die Struktur von $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

Grundsätzlich kann jeder Ligand einen anderen verdrängen, durch einen anderen ausgetauscht werden, obwohl einige Liganden stärker an das Zentralion gebunden sind als andere. Besonders stabile Komplexe werden gebildet, wenn eine spezielle Art von Liganden vorliegt, **Chelatliganden**:

Chelatliganden sind Moleküle, die mit dem Zentralteilchen nicht nur an einer, sondern gleich an mehreren Stellen eine Wechselwirkung eingehen können. Es sind entsprechend zwei-, drei-, vier- oder sechszählige Liganden.

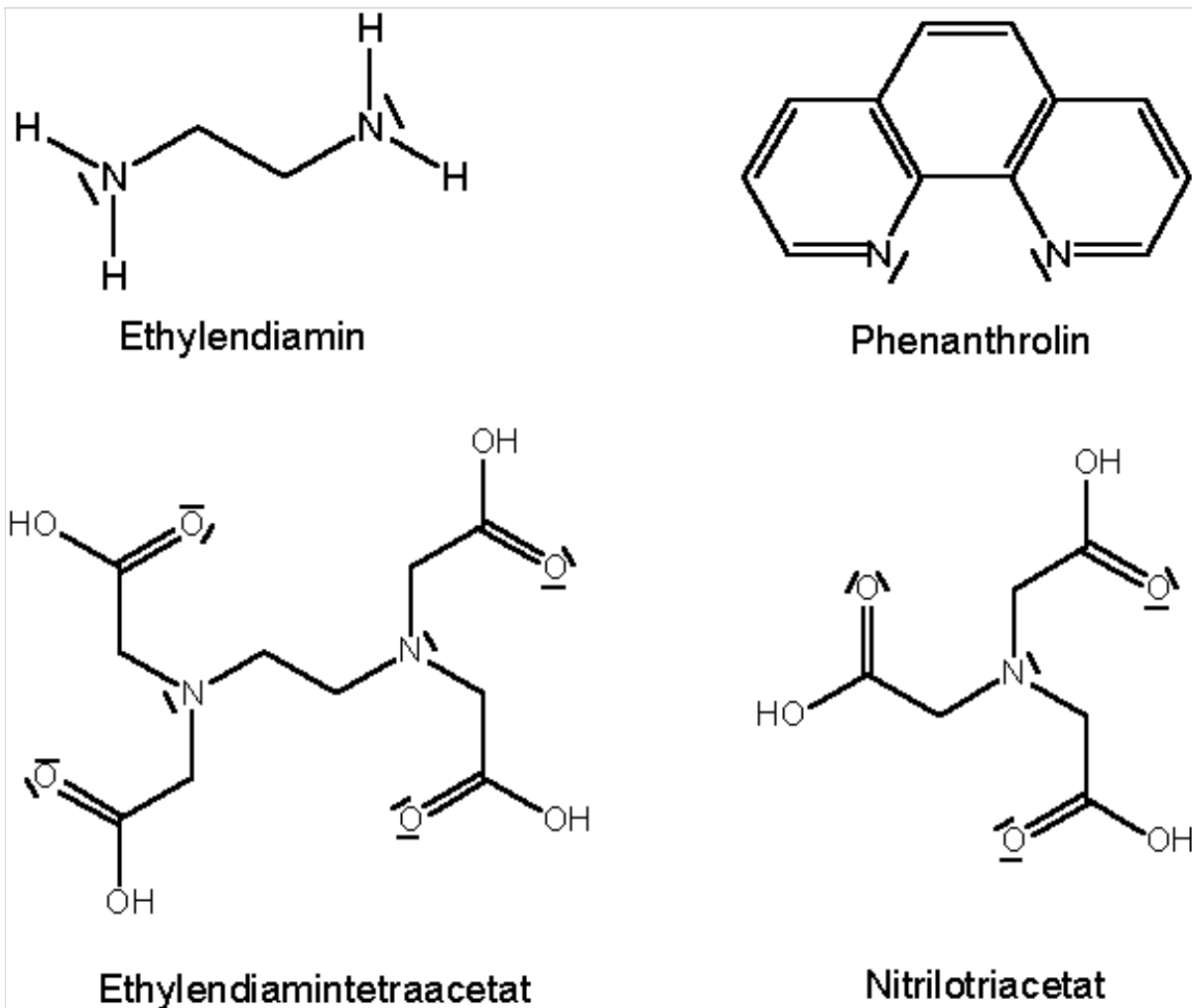



Bild 5.13: Chelatliganden

[Ethylenediamin](#) Bild von Ethylenediamin 

[Phenanthrolin](#) Bild von Phenanthrolin 

[EDTA](#) Bild von EDTA 

[nta](#) Bild von nta 

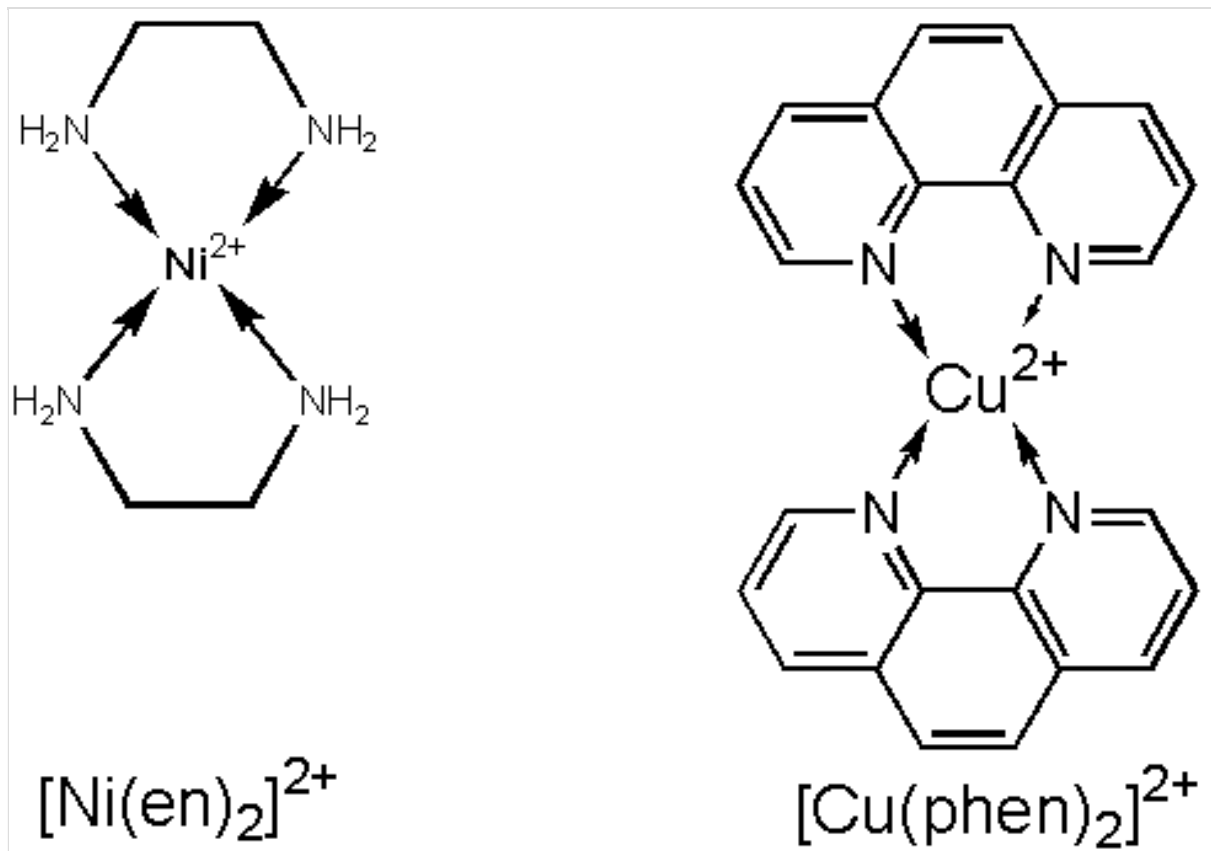


Bild 5.18: Chelatkomplexe

[\[Co\(EDTA\)\]²⁻](#) Bild von [Co(EDTA)]²⁻

[\[Co\(en\)\(nta\)\]⁻](#) Bild von [Co(en)(nta)]⁻

Die Chelatliganden bzw. **Chelatkomplexe** spielen nicht nur für den Chemiker eine wichtige Rolle, sie werden auch von der Natur verwendet:

Man findet "biologische" Chelatliganden z. B. in Chlorophyll, Häm und metallhaltigen Enzymen. Ionen, welche durch eine Zellmembran hindurchtreten müssen, werden von speziellen Chelatliganden, Carrier "eingepackt" um die Membran erst passieren zu können. Der bekannteste Carrier ist wohl Valinomycin, ein Molekül, welches Kaliumionen (beladenes Valinomycin) durch Zellmembranen transportiert.

Aber auch im Alltag werden Chelatliganden verwendet, z. B. wird nta als Wasserenthärter in Waschmitteln als Ersatz für die problembehafteten Phosphate eingesetzt.

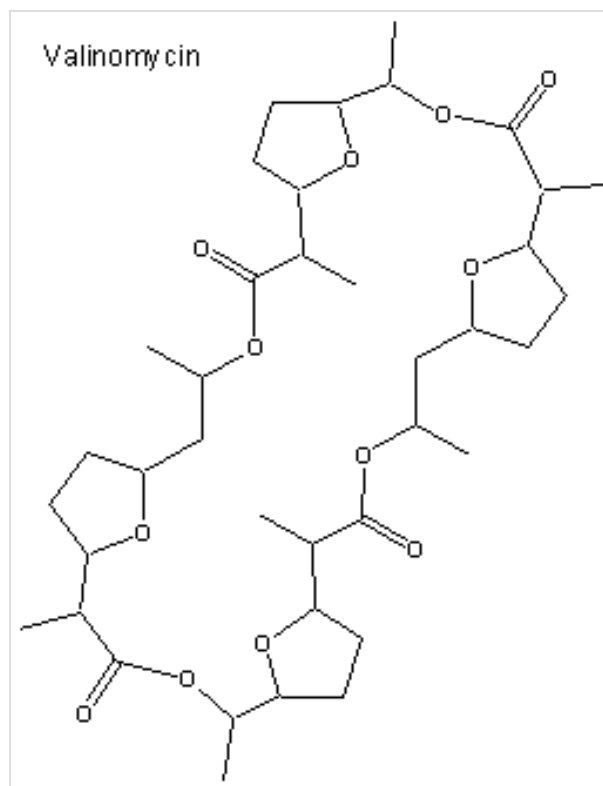


Bild 5.21: Valinomycin

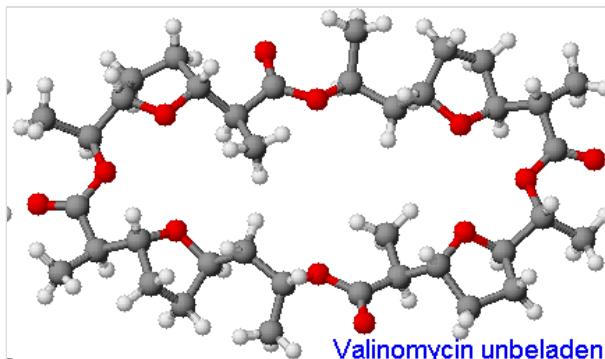


Bild 5.22: Valinomycin

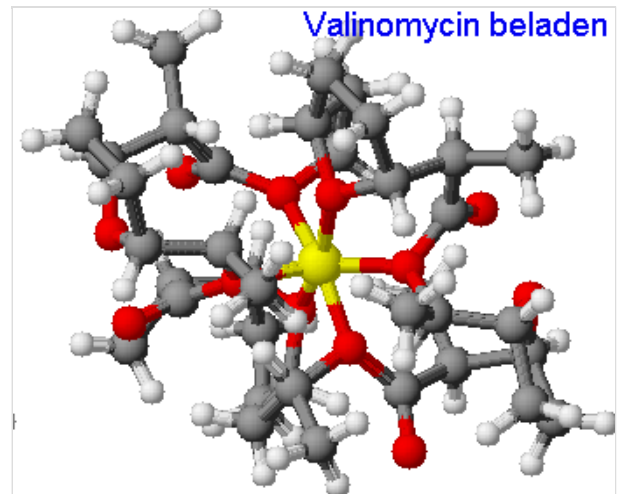


Bild 5.23: Valinomycin

5.5 Eigenschaften von Lösungen

Die wässrigen Lösungen von Salzen besitzen Eigenschaften, welche meist aus dem Alltag bekannt sind. Einige davon sind an dieser Stelle der Vollständigkeit halber aufgelistet:

Salzlösungen weisen höhere Dichten auf als reines Wasser (im toten Meer kann man fast nicht untergehen)

Salzlösungen leiten den elektrischen Strom (in der Badewanne soll man die Haare nicht föhnen)

Salzlösungen weisen einen höheren Siedepunkt auf als reines Wasser.

Die Siedepunkterhöhung wird mit der Formel

$$\Delta T_s = E_s \times n$$

beschrieben. Dabei ist

E_s eine Lösungsmittelkonstante,

n die molale Gesamtionenkonzentration.

Die exakte Bestimmung des Siedepunkts einer Lösung kann Aufschluss über die Molmasse eines unbekannten, darin gelösten Stoffes ergeben (**Ebullioskopie**).

Salzlösungen weisen einen tieferen Schmelzpunkt auf als reines Wasser.

Dieser Umstand wird im Winter ausgenutzt. Man streut Salz auf vereiste Strassen, um eine Salzlösung zu erzeugen, die dann abfließen kann.

Es existiert eine analoge Formel zur Beschreibung der Schmelzpunktniedrigung (**Kryoskopie**):

$$\Delta T_G = E_G \times n$$

Die nachfolgende Tabelle enthält einige ausgesuchte Werte, die im Umgang mit der Ebullioskopie und der Kryoskopie unerlässlich sind. (Quelle: H. P. Latscha, H. A. Klein, Anorganische Chemie, Springer 1984)

Lösungsmittel	Ebullioskopische Konstante E_s	Kryoskopische Konstante E_G
Wasser	0.515	1.85
Methanol	0.84	-
Ethanol	1.20	-
Benzol	2.57	5.1
Eisessig (konz. Essigsäure)	3.07	3.9

Tabelle 5.7: Kryoskopische und Ebullioskopische Konstanten

5.6 Übungsaufgaben

1.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 10 g NaCl in 1 Liter Wasser?

2.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 40 g CuSO₄ in 200 ml Wasser?

3.



Wieviel Silbernitrat (AgNO_3) muss in 400 ml Wasser gelöst sein, damit eine 0.1 M Lösung entsteht?

4.



Wieviel Kalziumhydroxid (Ca(OH)_2) muss in 600 ml Wasser gelöst sein, damit eine 0.04 M Lösung entsteht?

5.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 2 g Magnesiumbromid (MgBr_2) in 500 ml Methanol?

6.



Welche Ionenkonzentrationen ($c(\text{Na}^+)$, $c(\text{Cl}^-)$) weist eine 0.5 M NaCl-Lösung auf?

7.



Welche Ionenkonzentrationen ($c(\text{Ca}^{2+})$, $c(\text{Br}^-)$) weist eine 0.5 M CaBr_2 -Lösung auf?

8.



Das Löslichkeitsprodukt von Bleiiodid (PbI_2) beträgt 10^{-9} M^3 . Welches Volumen Wasser ist notwendig, um darin 1 g PbI_2 lösen zu können?

9.



Wieviel Gramm Zinkhydroxid (Zn(OH)_2) kann in 1 m^3 Wasser gelöst werden? ($L_p(\text{Zn(OH)}_2) = 4.5 \times 10^{-17} \text{ M}^3$)

5.7 Lernkontrolle

1. Salze lösen sich in Wasser,

- a) ☐ weil Wasser kleine Bindungsenergien hat
- b) ☐ weil Salze aus Gittern bestehen
- c) ☐ weil Wassermoleküle Dipole sind

2. Beim Lösen eines Salzes

- a) ☐ wird das Salzgitter zerstört
- b) ☐ wird das Eisgitter zerstört
- c) ☐ werden kovalente Bindungen gebrochen

3. Emulsionen sind

- a) ☐ Emulgatoren
- b) ☐ Lösungen aus Öl und Wasser
- c) ☐ heterogene Gemische

4. Die Löslichkeit eines Salzes

- a) ☐ beschreibt die maximale Menge des Salzes, die gelöst werden kann
- b) ☐ beschreibt die Geschwindigkeit, mit welcher sich ein Salz auflöst

c) ☐ ist unabhängig von der Temperatur

5. Die Konzentration hat die Einheit

- a) ☐ Gramm pro mol
- b) ☐ mol pro Liter
- c) ☐ mol pro Gramm

6. Schwerlösliche Salze

- a) ☐ haben grosse Ionen
- b) ☐ haben hohe Gitterenergien
- c) ☐ haben niedrige Gitterenergien

7. Das Löslichkeitsprodukt

- a) ☐ beschreibt die Löslichkeit von Salzen
- b) ☐ ist das Produkt der Stoffmengen der einzelnen Ionen
- c) ☐ beschreibt die Löslichkeit von schwerlöslichen Salzen

8. Die Konzentration eines Salzes ist doppelt so hoch

- a) ☐ wenn dieselbe Menge Salz im doppelten Volumen Wasser
- b) ☐ wenn dieselbe Menge Salz im halben Volumen Wasser
- c) ☐ wenn die doppelte Menge Salz im doppelten Volumen Wasser gelöst wird

9. Die Lösungen von Übergangsmetallionen sind farbig,

- a) ☐ weil Elektronen in d - Orbitalen einen Teil des Lichts absorbieren
- b) ☐ weil Licht ausgesendet wird
- c) ☐ weil die Wassermoleküle Licht aussenden

10. Die aquatisierten Ionen von Übergangsmetallen

- a) ☐ weisen eine Struktur auf
- b) ☐ weisen keine Struktur auf
- c) ☐ sind instabil

11. Ein Stoff, der eine Wechselwirkung mit einem Übergangsmetallion in Lösung eingeht, heisst

- a) ☐ Komplex
- b) ☐ Zentralteilchen
- c) ☐ Ligand

12. Chelatliganden sind

- a) ☐ mehrzählige Liganden
- b) ☐ kohlenstoffhaltige Liganden
- c) ☐ instabil

13. Chelatliganden werden

- a) ☐ ausschliesslich in der chemischen Industrie verwendet
- b) ☐ werden auch von biologischen Systemen verwendet
- c) ☐ werden kaum verwendet

14. Chelatliganden können

- a) ☐ als Wasserenthärter dienen
- b) ☐ nur farbige Komplexe bilden
- c) ☐ nur zwei Stellen eines Übergangsmetallions besetzen

15. Salzlösungen

- a) ☐ weisen einen höheren Siedepunkt auf als reines Wasser
- b) ☐ weisen einen tieferen Siedepunkt auf als reines Wasser
- c) ☐ haben keinen Siedepunkt

16. Die Dichte einer Salzlösung

- a) ☐ ist höher als die Dichte von Wasser
- b) ☐ ist tiefer als die Dichte von Wasser
- c) ☐ ist gleich der Dichte von Wasser

17. Eine gesättigte Lösung

- a) ☐ enthält die maximal mögliche Menge gelösten Salzes
- b) ☐ hat immer einen Bodenkörper
- c) ☐ hat nie einen Bodenkörper

18. Streut man Salz auf Eis

- a) ☐ löst sich die Gitterstruktur des Eises auf
- b) ☐ erwärmt sich das Eis
- c) ☐ entsteht ein homogener Festkörper

19. Beim Auflösen eines Salzes

- a) ☐ steigt die Temperatur immer an
- b) ☐ sinkt die Temperatur immer ab
- c) ☐ muss die Gitterenergie des Salzes aufgebracht werden

20. In heissem Wasser

- a) ☐ lösen sich alle Salze besser
- b) ☐ lösen sich alle Salze schneller
- c) ☐ können Salze nicht gelöst werden

[korrigieren](#)

5.8 Literatur

W. Geier

Skript zur Vorlesung Anorganische Chemie, ETH, 1987

1987

W. Schneider

Einführung in die Koordinationschemie

Springer, 1968

P. W. Atkins, J. A. Beran
General Chemistry 2nd Edition
Scientific American Library, 1992

P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992

H. P. Latscha, H. P. Klein
Anorganische Chemie, Basiswissen
Springer, 1984

Div. Autoren
Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996

5.9 Web-Links

Der Lösungsprozess

[Info](#) 

Die Löslichkeit

[Info](#) 

[Info](#) 

Die Konzentration

[Info](#) 

Das Löslichkeitsprodukt

[Info](#) 

[Info](#) 

Porphyrine

5.10 Tabelle Löslichkeitsprodukte

Formel des Salzes	Masse in g/mol	Löslichkeitsprodukt in M^n	Konzentration des Metallions in M	Löslichkeit in mg/l
Ag_2CO_3	275.75	8.2×10^{-12}	2.54×10^{-4}	35.0
Ag_2S	247.80	6.0×10^{-50}	4.9×10^{-17}	6.1×10^{-12}
Ag_3PO_4	418.57	1.8×10^{-18}	4.8×10^{-5}	6.73
$AgBr$	187.77	5.0×10^{-13}	7.1×10^{-7}	0.13
$AgCl$	143.22	1.0×10^{-10}	1.0×10^{-5}	1.43
AgI	234.77	1.0×10^{-16}	1.0×10^{-8}	2.35×10^{-3}
$AgOH$	124.88	2.0×10^{-8}	1.4×10^{-4}	17.7
$Al(OH)_3$	78.00	3.2×10^{-34}	1.9×10^{-9}	1.4×10^{-4}
$Ba_3(PO_4)_2$	601.93	6.0×10^{-39}	2.7×10^{-8}	5.35×10^{-3}
$BaCO_3$	197.34	5.0×10^{-9}	7.1×10^{-5}	14.0
BaF_2	175.30	2.4×10^{-5}	1.8×10^{-2}	3'185
$BaSO_4$	233.39	1.0×10^{-10}	1.0×10^{-5}	2.33
Bi_2S_3	514.14	1.6×10^{-72}	3.43×10^{-15}	8.8×10^{-10}
$Ca(OH)_2$	74.09	1.3×10^{-6}	6.91×10^{-3}	509.4
$Ca_3(PO_4)_2$	310.18	1.3×10^{-32}	4.9×10^{-7}	5.1×10^{-2}
$CaCO_3$	100.09	4.8×10^{-9}	6.9×10^{-5}	6.9
CaF_2	78.08	3.4×10^{-11}	2.0×10^{-4}	15.90
$CaSO_4$	136.14	2.0×10^{-5}	4.5×10^{-3}	608.8
$CdCO_3$	172.42	5.0×10^{-12}	2.2×10^{-6}	3.9×10^{-1}
CdS	144.47	1.0×10^{-28}	1.0×10^{-14}	1.4×10^{-9}
$Co(OH)_2$	92.95	2.5×10^{-16}	4.0×10^{-6}	0.37
$Cr(OH)_2$	86.01	6.7×10^{-31}	5.5×10^{-11}	4.7×10^{-6}
$Cu(OH)_2$	97.56	1.6×10^{-19}	3.4×10^{-7}	3.3×10^{-2}
$CuCO_3$	123.55	2.5×10^{-10}	1.6×10^{-5}	1.95
CuS	95.61	1.0×10^{-40}	1.0×10^{-20}	9.6×10^{-16}
$Fe(OH)_2$	89.86	1.0×10^{-15}	6.3×10^{-6}	0.57

Fe(OH) ₃	106.87	1.0 x 10 ⁻³⁸	1.4 x 10 ⁻¹⁰	1.5 x 10 ⁻⁵
FeCO ₃	115.86	2.1 x 10 ⁻¹¹	4.6 x 10 ⁻⁶	0.53
FeS	87.91	1.1 x 10 ⁻²¹	3.2 x 10 ⁻¹¹	2.8 x 10 ⁻⁶
Hg(OH) ₂	234.60	3.0 x 10 ⁻²⁶	2.0 x 10 ⁻⁹	4.6 x 10 ⁻⁴
HgS	232.65	1.0 x 10 ⁻⁵⁴	1.0 x 10 ⁻²⁷	2.3 x 10 ⁻²²
Mg(OH) ₂	58.32	1.0 x 10 ⁻¹¹	1.4 x 10 ⁻⁴	7.9
MgCO ₃	84.32	1.0 x 10 ⁻¹⁵	3.2 x 10 ⁻⁸	2.7 x 10 ⁻³
MgF ₂	62.30	8.0 x 10 ⁻⁸	2.7 x 10 ⁻³	169.1
Mn(OH) ₂	88.95	2.0 x 10 ⁻¹³	3.7 x 10 ⁻⁵	3.28
MnCO ₃	114.95	8.8 x 10 ⁻¹¹	9.4 x 10 ⁻⁶	1.08
MnS	87.00	7.0 x 10 ⁻⁶	2.6 x 10 ⁻³	230
Ni(OH) ₂	92.71	1.0 x 10 ⁻¹⁴	1.4 x 10 ⁻⁵	1.26
NiCO ₃	118.71	1.4 x 10 ⁻⁷	3.74 x 10 ⁻⁴	44.4
NiS	90.76	1.0 x 10 ⁻²¹	3.2 x 10 ⁻¹¹	2.9 x 10 ⁻⁶
Pb(OH) ₂	241.21	4.2 x 10 ⁻¹⁵	1.0 x 10 ⁻⁵	2.45
Pb ₃ (PO ₄) ₂	811.54	1.0 x 10 ⁻⁵⁴	1.9 x 10 ⁻¹¹	5.04 x 10 ⁻⁶
PbBr ₂	367.01	4.6 x 10 ⁻⁶	1.0 x 10 ⁻²	3'845
PbCO ₃	267.21	1.5 x 10 ⁻¹⁵	3.9 x 10 ⁻⁸	1.03 x 10 ⁻²
PbF ₂	245.20	4.0 x 10 ⁻⁸	2.2 x 10 ⁻³	528.3
PbI ₂	461.01	1.0 x 10 ⁻⁹	6.3 x 10 ⁻⁴	290.4
PbS	239.26	1.0 x 10 ⁻²⁸	1.0 x 10 ⁻¹⁴	2.4 x 10 ⁻⁹
PbSO ₄	303.26	1.0 x 10 ⁻⁸	1.0 x 10 ⁻⁴	30.33
Sn(OH) ₂	152.70	3.0 x 10 ⁻²⁷	9.1 x 10 ⁻¹⁰	1.4 x 10 ⁻⁴
SnS	150.75	1.0 x 10 ⁻²⁶	1.0 x 10 ⁻¹³	1.5 x 10 ⁻⁸
Sr ₃ (PO ₄) ₂	452.80	1.0 x 10 ⁻³¹	7.4 x 10 ⁻⁷	0.11
SnS	147.63	7.0 x 10 ⁻⁷	8.36 x 10 ⁻⁴	123.5
SrF ₂	125.62	7.9 x 10 ⁻¹⁰	5.8 x 10 ⁻⁴	73.2
SrSO ₄	183.68	7.6 x 10 ⁻⁷	8.7 x 10 ⁻⁴	160
Zn(OH) ₂	99.39	4.5 x 10 ⁻¹⁷	2.2 x 10 ⁻⁶	2.2 x 10 ⁻¹
ZnCO ₃	125.39	2.0 x 10 ⁻¹⁰	1.4 x 10 ⁻⁵	1.77
ZnS	97.44	1.0 x 10 ⁻²³	3.2 x 10 ⁻¹²	3.1 x 10 ⁻⁷

Tabelle 5.8: Tabelle schwerlöslicher Salze

5.11 Zusatzaufgaben

1.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 40 g NaCl in 400 ml Wasser?

2.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 65 g CuSO₄ in 350 ml Wasser?

3.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 88 g CaCl₂ in 275 ml Wasser?

4.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 125 g Na₂CO₃ in 425 ml Wasser?

5.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 35 g KBr in 180 ml Wasser?

6.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 78 g Li₂O in 775 ml Wasser?

7.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 100 g BaBr₂ in 520 ml Wasser?

8.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 2 g SrCl₂ in 330 ml Wasser?

9.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 41 g Na₂S in 650 ml Wasser?

10.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 225 g Pb(NO₃)₂ in 820 ml Wasser?

11. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



12 g NaCl, $c = 0.2 \text{ M}$?

12. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



50 g CuSO₄, $c = 0.15 \text{ M}$

13. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



25 g CaBr₂, $c = 1.5 \text{ M}$

14. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



45 g K₂O, $c = 0.01 \text{ M}$

15. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



15 g Li_2S , $c = 0.25 \text{ M}$

16. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



25 g AgNO_3 , $c = 0.4 \text{ M}$

17. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



53g FeCl_3 , $c = 0.25 \text{ M}$

18. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



65 g CoBr_2 , $c = 1.5 \text{ M}$

19. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



1 g LiCl , $c = 0.6 \text{ M}$

20. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



13 g SrO , $c = 0.45 \text{ M}$