

1. Bindungslehre

1.1 Es sollen die Summenformeln von zwei Verbindungen aus den Elementen Calcium, Wasserstoff, Kohlenstoff und Fluor notiert werden. Jedes Element soll mindestens einmal benutzt werden. *Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Winter 07/08.*

- Notieren Sie die beiden Reaktionsgleichungen für die Bildung der Verbindungen ausgehend von den Elementen.
- Wie lassen sich die großen Unterschiede in den Siedepunkte beider Verbindungen erklären?

1.2 Die Produkte aus der Verbrennung von Calcium und Schwefel in Luftatmosphäre werden jeweils in Wasser gelöst. *Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Winter 07/08.*

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Verbrennungen und benennen sie den Reaktionstyp.
- Erklären Sie den Hauptunterschied in den chemischen Eigenschaften der beiden Lösungen. Notieren Sie dazu auch die beiden Reaktionsgleichungen für den Lösevorgang in Wasser.

1.3 Elektronegativität

Definieren Sie den Begriff „Elektronegativität“. Beschreiben und erklären Sie den Verlauf der Elektronegativität innerhalb einer Periode von links nach rechts und innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten. *Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Winter 07/08.*

1.4 Bindungsverhältnisse und Eigenschaften von Salzen (*ähnlich Aufgabe aus Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Sommer 08*)

- Welcher Bindungstyp liegt in Salzen vor? Beschreiben Sie die zwischen den Teilchen wirkenden Kräfte.
- Erklären Sie die Wasserlöslichkeit vieler Salze

1.5 Zwischenmolekulare Kräfte

- „Brom löst sich etwas besser als Chlor im Wasser, die Löslichkeiten beider Stoffe in Wasser ist jedoch gering.“ Erklären Sie alle Aussagen dieses Satzes, der aus einem Chemielehrbuch stammt.
- Zeichnen Sie die Strukturformel des Schwefeldioxid-Moleküls. Erläutern Sie anhand der Strukturformel die zwischenmolekularen Kräfte.

Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Sommer 08.

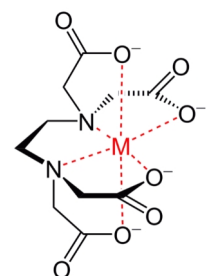
1.6 Vergleich der Siedepunkte (*Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Sommer 2011*).

Chlorid-Ionen können mit Calciumhypochlorit-Tabletten Chlor bilden.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung, wobei Sie davon ausgehen, dass das Wasser durch den CO_2 -Gehalt leicht sauer ist.
- Vergleichen Sie die Aggregatzustände von Chlor und Calciumhypochlorit und erklären Sie die Hintergründe.

1.7 Ethylendiaminteraacetat

- Erläutern Sie die Bindungsverhältnisse in einem typischen EDTA-Metall-Komplex (*siehe Abb. rechts*). (*Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Winter 2018*).
- Komplexometrische Titrations mit EDTA werden in der Regel in gepufferten Lösungen durchgeführt. Begründen Sie diese Maßnahme. (*Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Sommer 2018*).
- EDTA wird häufig waschaktiven Stoffen (Waschmittel, Geschirrspülmittel, Klarspüler etc.) zugesetzt. Welchen Zweck erfüllt es hierbei? (*Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Sommer 2018*).



- d) EDTA-haltige Abfälle stellen eine besondere Gefahr in der Umwelt dar, z.B. im Abwasser. Erläutern Sie, worin diese besteht. (*Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Sommer 2018*).

1.8 Während der Ausbildung haben Sie die Komplexe a) – c) kennen gelernt. Benennen Sie diese mit systematischem Namen bzw. geben Sie die passende Formel an und erklären Sie in welchem Zusammenhang sie genutzt werden bzw. ihre Funktion.

- a) Natriumhexafluoridoaluminat(III)
b) $[\text{Fe}(\text{SCN})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^{3+}$
c) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

1.9 Erklären Sie folgende Begriffe aus dem Bereich Komplexchemie an jeweils einem selbst gewählten Beispiel

- a) Maskierung b) Chelateffekt c) Ligandenaustauschreaktion

1.10 Zeichnen Sie folgende anorganische Strukturformeln (*in Klammern: Jahr in dem eine ähnliche Aufgabe gefragt war*).

a) Peroxodisulfat (*Sommer 2019*)

2. Gehaltsgrößen

2.1 Zu 16,5 g Calciumchloridhexahydrat werden 200 g Wasser gegeben. Berechnen Sie die Massenanteile beider Ionen in der Lösung. Welche Masse Calciumchloridhexahydrat müssen zu 100 g der Lösung noch hinzugegeben werden, damit $w(\text{Ca}^{2+})$ auf 5,00% steigt?

2.2 500 mL eine Aluminiumsulfatlösung besitzen $c(\text{SO}_4^{2-}) = 750 \text{ mmol/L}$. Wie viel Gramm Aluminiumsulfat müssen zu einer solchen Lösung gegeben werden, um nach anschließendem Auffüllen auf 2,5 L einer Lösung mit $\beta(\text{Al}^{3+}) = 15 \text{ g/L}$ zu erhalten?

2.3 Durch Zugabe von NaCl sollen 80 g einer NaCl-Lösung mit $w(\text{NaCl})=5\%$ auf $w(\text{NaCl}) = 22,5\%$ aufgestockt werden

- a) Welche Masse an chemisch reinem NaCl müsste zugegeben werden?
b) Welche Masse Viehsalz (technisches NaCl, $w(\text{NaCl}) = 91\%$) müsste zugegeben werden?
c) Wie viel Gramm Wasser müsste man durch Abdampfen entfernen, um auch zur gewünschten Lösung zu kommen?

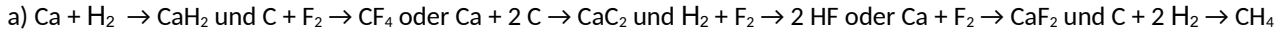
2.4 Für einen Versuch werden 200 mL einer Maßlösung mit $c(2,6\text{-Dichlorphenolindophenol}) = 2,5 \text{ mmol/L}$ benötigt. Die Verbindung wird als 2,6-Dichlorphenolindophenol-Natriumsalz-Dihydrat ($M = 326,107 \text{ g/mol}$, $\text{C}_{12}\text{H}_6\text{NCl}_2\text{O}_2\text{Na} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) eingewogen. Wie wird die Lösung hergestellt. 2,6-Dichlorphenolindophenol: $\text{C}_{12}\text{H}_7\text{NCl}_2\text{O}_2$. ? (*Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Sommer 2011*)

3. Rechnen mit Gasen

3.1. Ermitteln Sie die prozentuale Druckzunahme in einer Chlorgasflasche, wenn die Temperatur von $25 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $50 \text{ }^\circ\text{C}$ steigt? *Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Sommer 2011*

Lösungshinweise

1.1



b) In jedem Fall entsteht aus dem Calcium eine Metall-Nichtmetallverbindung, also ein Salz. Diese zeichnen sich allgemein durch hohe Sdp. aus, im Vergleich zur Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindung, einer molekularen Verbindung.

MERKE: Metall + Nichtmetall → Salz. Diese besitzen hohe Sdp. wegen der hohen elektrostatischen Anziehungen im Ionengitter. Nichtmetall + Nichtmetall → Molekül. Hier wirken „nur“ H-Brücken, vdW-Kräfte oder Dipol-Dipol-Kräfte permanenter Dipole, die allesamt schwächer sind also die elektrostatische Anziehung von Ionen. ⇒ niedrigerer Sdp. als Salze (sofern nicht Atomgitter vorliegen, wie z.B. Diamant)

1.2 hier nur Lösungshinweise

a) Es handelt sich in jedem Fall um Redox-Reaktionen. Es entstehen SO_2 (denken Sie an die Schwefelsäuresynthese nach dem Doppelkontaktverfahren, die über auch über diese Zwischenstufe läuft) und CaO .

b) **MERKE:** Typische Nichtmetalloxide ergeben beim Lösen in Wasser i.d.R. Säuren (hier: H_2SO_3). Typische Metalloxide ergeben hier hingegen Laugen (hier: $\text{Ca}(\text{OH})_2$)

1.3 Elektronegativität

Die Elektronegativität beschreibt die Stärke mit der ein kovalent gebundener Bindungspartner die Atombindungselektronen zu sich zieht. Je höher die Elektronegativität, desto stärker zieht das Atom die Elektronen der Elektronenpaarbindung zu sich.

Wegen der immer weiteren Entfernung von Atomkern werden die Außenelektronen (also die Elektronen der äußersten besetzten Schale, die auch die Bindungen ausbilden), immer schwächer durch den Atomkern angezogen. Die Elektronegativität sinkt also innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten.

Von links nach rechts schrumpft das Atom, also auch die Entfernung von Außenelektronen zum Atomkern. Grund: Steigende Kernladung, ohne dass weitere Schalen hinzukommen. Entsprechend nimmt die EN von links nach rechts zu.

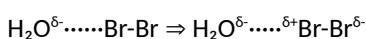
1.4 Bindungsverhältnisse und Löslichkeit von Salzen

a) Ionenbindung. Zwischen den Ionen wirken hauptsächlich elektrostatische Kräfte. Sie wirken in alle Raumrichtungen, so dass sich die Ionen von allen Seiten jeweils mit Gegenionen umgeben.

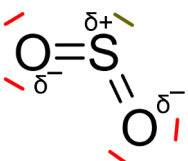
b) Beim Lösevorgang gehen die Ionen einzeln in Lösung und umgeben sich in der Art und Weise mit Hydrathüllen, dass es zur elektrostatischen Anziehung zwischen dem Ion und den positiv oder negativ polarisierten Atomen im Wassermolekül kommt. Um die Kationen lagern sich die Wassermoleküle so, dass die negativ polarisierten O-Atome anliegen, bei Anionen liegen die positiv polarisierten H-Atome an. In jedem Fall gibt es starke bindende Kräfte elektrostatischer Natur zwischen den Wassermolekülen und den Ionen, so dass sich viele Salze in Wasser leicht lösen.

1.5 Zwischenmolekulare Kräfte

a) Beide Stoffe sind unpolar und lösen sich deshalb im polaren Wasser eher schlecht: Statt sich einzeln mit Wassermolekülen zu umgeben, resultiert ein energieärmerer Zustand, wenn die Halogenmoleküle unter sich bleiben. So können zwischen ihnen van-der-Waals-Kräfte entstehen, während die Wassermoleküle untereinander H-Brücken und Dipol-Dipol-Kräfte eingehen. Insgesamt ist das System so energieärmer. Brom löst sich etwas besser im Wasser weil es als größerer Molekül leichter polarisierbar ist. So können etwas besser Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen Wasser und Brommolekülen entstehen: Die permanenten Dipolmoleküle H_2O induzieren in den unpolaren Br_2 -Molekülen eine Ladungsdichteverchiebung, so dass elektrostatische bindende Kräfte resultieren:



d)



Die O-Atome sind als elektronegativerer Bindungspartner negativ polarisiert, d.h. sie tragen eine negative Partialladung δ^- . Die S-Atome sind positiv polarisiert (δ^+). Es handelt sich um permanente Dipolmoleküle. Zwischen ihnen wirken also anziehende Dipol-

Dipol-Kräfte, d.h. die S-Atome und die O-Atome der Nachbarmoleküle ziehen sich gegenseitig an (bindende Kräfte zwischen den Molekülen)

1.6

a) Komproportionierung (Synproportionierung): Oxidationsstufen: $\text{Cl}(-\text{I}) + \text{Cl}(+\text{I}) \rightarrow \text{Cl}(0)$

die Redoxreaktion sollten sie alleine hinbekommen.

b) Calciumhypochlorit ist ein Salz mit entsprechend hohem Smp/Sdp von vielen hundert °C wegen der starken elektrostatischen Anziehung der Ionen untereinander. Chlor hingegen liegt in Form unpolarer kleiner Moleküle vor und ist ein Gas. Hier wirken nur van-der-Waals-Kräfte.

1.7 Bindungsverhältnisse im EDTA-Komplex

a) Es handelt sich um ein Chelatkomplex, denn ein Ligand bindet mit mehreren Atomen an das Zentralteilchen. Solche Chelatkomplexe sind besonders stark, d.h. die Komplexbindung sehr stabil. Das Zentralteilchen wird durch das EDTA käfigartig umschlossen und von allen Seiten koordiniert. Die Bindungselektronen für die Komplexbindung stammen vollständig von den koordinierenden Atomen N und O (dative Bindung). Diese müssen deshalb über ein freies Elektronenpaar verfügen.

b) Die Komplexbildung ist mit einer pH-Wert-Änderung verbunden, weil die Carboxylgruppen des EDTA zur Bindungsbildung deprotoniert werden müssen. Zum Abfangen dieser Protonen wird der Puffer durchgeführt. In saurer Lösung ist die Komplexbildung erschwert.

c) Hier sollen die EDTA-Ionen die Härtebildner des Wassers (Ca^{2+} und Mg^{2+}) komplexieren und maskieren, d.h. verhindern, dass diese ihre charakteristische chemische Reaktion zeigen: Beide Ionen bilden schwerlösliche Niederschläge (CaCO_3 und MgCO_3) und binden waschaktive Stoffe, die dann für den Waschprozess nicht mehr zur Verfügung stehen. Bei Seifen (= **Natriumsalze von Fettsäuren – also von langkettigen Carbonsäuren**) bilden sich z.B. schwerlösliche Kalkseifen. EDTA verhindert dies.

d) EDTA können z.B. giftige Schwermetallionen im Boden mobilisieren. Ohne EDTA sind diese Schwermetallionen in Form von Silicaten im Erdreich gebunden und relativ harmlos. Durch EDTA werden sie jedoch gelöst und gelangen als EDTA-Komplexe in das Grundwasser.

1.8 Verschiedene Komplexe

a) Natriumhexafluoroaluminat(III) – Kryolith. Zuschlag bei der Schmelzflusselektrolyse von Al, damit die Schmelze bei niedrigerer Temperatur schmilzt.

b) Triaqua-trithiocyanato-Eisen(III): Der klassische Eisennachweis als blutrote Lösung. Auch die Eisen-Thiocyanato-Komplexe mit anderen $\text{H}_2\text{O}:\text{SCN}^-$ -Verhältnis sind rot gefärbt (z.B. $\text{Fe}(\text{SCN})_2(\text{H}_2\text{O})_4$). Allgemein schreibt man deshalb auch vereinfachend auch $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ an. Welcher Komplex überwiegend vorliegt, hängt maßgeblich von der SCN^- -Konzentration ab.

c) Diamminsilber(I)-Komplex: Fast alle Metalle geben schwerlösliche Hydroxidniederschläge. Braucht man ein Metallion in alkalischer Lösung, so muss man es in Form von Komplexen in Lösung halten. Gibt man zu einer Ag^+ -Lösung wenig OH^- -Ionen (z.B. wenig NH_3 -Lösung), so fällt AgOH (bzw. Ag_2O als Folgeprodukt: $\text{AgOH} + \text{AgOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$). Gibt man große NH_3 -Mengen hinzu, so löst sich der Niederschlag wieder auf. Alkalische Lösungen mit Ag^+ werden z.B. genutzt bei der **Silberspiegelprobe (Tollens-Probe)**, einem klassischen Aldehydnachweis.

1.9 Maskierung, Chelateffekt und Ligandenaustauschreaktion

a) Maskierung: Umgibt man ein Teilchen (meist: Metallion) mit geeigneten Liganden, so bleiben charakteristische Reaktionen aus. Das Metallion wurde maskiert. Beispiele

- *siehe auch 1.8. c):* Ag^+ wird mit NH_3 maskiert, und fällt dann nicht mehr als Ag_2O oder AgOH aus.
- *siehe auch 1.8. b):* Auch Co^{2+} lässt sich mit SCN^- -Ionen als gefärbter blauer Komplex nachweisen. Ist gleichzeitig Fe^{3+} zugegen, kann man die Farbe jedoch nicht sehen, weil sie von den intensiv roten Eisen-Thiocyanato-Komplexen überdeckt wird. Gibt man jedoch Fluorid-Ionen zur Lösung, so maskieren diese die Eisen-Ionen, in Form von $[\text{FeF}_6]^{3-}$, weil sie einen stärkeren Komplex mit Fe^{3+} bilden als SCN^- . Bei SCN^- -Zugabe bildet sich also

keine rote Farbe und man kann die blaue Farbe des Co-SCN-Komplexes sehen. Der Co-F-Komplex bildet sich nicht, da es nicht stabiler ist als der Co-SCN-Komplex.

b) **Chelateffekt:** Liganden, die mehrere Bindungen zum Zentralteilchen ausbilden sind stabiler als einzähnige Liganden. So kann z.B. EDTA einzähnige Liganden (H_2O , Cl^- , NH_3 etc.) von Metallionen verdrängen und sich statt dessen anlagern.

c) Austausch von Liganden durch andere, weil dies einen stärkeren Komplex bilden (siehe auch b) – Chelateffekt).

Weitere Beispiele:

- *siehe a)* Verdrängung von SCN^- durch F^- beim Fe^{3+} .
- *Qualitativer Nachweis von Al:* Die Al^{3+} -haltige Probelösung wird alkalisch gemacht, um Aluminium als Aluminiumhydroxid $\text{Al}(\text{OH})_3$ zu fällen. Der Niederschlag wird abfiltriert und mit einigen Tropfen Phenolphthalein versetzt, dann gewaschen, bis keine Rotfärbung durch Phenolphthalein mehr vorhanden ist. Anschließend festes Natriumfluorid (NaF) auf den Niederschlag streuen: Es bildet sich eine Rotfärbung durch Phenolphthalein, verursacht von freigesetzten Hydroxidionen bei der Bildung von Kryolith $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$.

1.10 anorganische Strukturformeln

a) Zwei Sulfat-Ionen die über eine Peroxogruppe verknüpft sind.

Abschnitt 2 + 3

Lösungen fehlen noch vollständig.