

Seminare zur Vorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ – WS 2023/24

Dienstag	9⁰⁰ – 10³⁰ Uhr	Gruppe a - d	<i>(kl. HS, + online)</i>	<i>Dr. Fuhrmann</i>
		Gruppe e - h	<i>(R 014)</i>	<i>Dr. Blaurock</i>
		Gruppe i - l	<i>(R 102)</i>	<i>Dr. Börner</i>
		Gruppe m - o	<i>(R 101)</i>	<i>AK Oeckler</i>

Seminarthema 1 17.10.2023
Chemische Grundbegriffe – Konzentrationsangaben – Stöchiometrie

Seminarthema 2 24.10.2023
Oxidationszahlen und Aufstellen von Redoxreaktionsgleichungen

Praktikumsseminar **Montag, 30.10.2023, 11¹⁵- 12⁴⁵, Exp. HS**
Vorbereitung auf die Prüfungsvorleistung zum Praktikum: „Qualitative Analyse“

Seminarthema 3 07.11.2023
Reaktionsgleichungen – Chemisches Gleichgewicht: Löslichkeitsprodukt

Seminarthema 4 14.11.2023
Chemisches Gleichgewicht: Säure-Base-Reaktionen

Seminarthema 5 28.11.2023
Komplexbildungsgleichgewichte, Spannungsreihe und gekoppelte Gleichgewichte

Seminarthema 6 05.12.2023
Radioaktivität

Seminarthema 7 12.12.2023
Periodensystem der Elemente

Seminarthema 8 19.12.2023
Valenzstrichformeln

Seminarthema 9 09.01.2024
VSEPR-Konzept

Seminarthema 10 16.01.2024
Kovalente Bindung – MO-Diagramme

Seminarthema 11 23.01.2024
Metalle: Bindung, Struktur, Eigenschaften

Seminarthema 12 30.01.2024

Chemische Grundbegriffe – Konzentrationsangaben – Stöchiometrie

Chemische Grundbegriffe: Avogadro'sche Konstante N_A
Atommasse, relative Atommasse, relative Molekülmasse
Mol, molare Masse
Molvolumen

Konzentrationsangaben: Molarität
Stoffmengenkonzentration (Molenbruch)
Massenkonzentration

Stöchiometrie: Verdünnen und Mischen von Lösungen
Konzentrationsberechnung
Stöchiometrie einfacher Reaktionen

Aufgaben:

1. Berechnen Sie die Masse von 0,1 mol NaCl.
2. Wieviele Na-Atome enthält 1 cm³ Na-Metall ($\rho = 0,97 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$)?
3. Das Molvolumen eines idealen Gases bei 1013 mbar und 0 °C beträgt 22,4 l. Berechnen Sie die Dichte von Wasserstoffgas (H₂) bei diesen Bedingungen.
4. Verdünnte Salzsäure im Labor ist 2,0molar. Berechnen Sie die Konzentration dieser Säure in Massenprozent, Dichte $\rho = 1,03 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.
5. Wieviel verdünnte Salzsäure erhält man, wenn 1,0 l konzentrierte Salzsäure (32 % Massenanteil HCl, $\rho = 1,16 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) auf eine Konzentration von 2 mol/l verdünnt werden?
6. Berechnen Sie Stoffmengenkonzentration (Molenbruch) und Molarität konzentrierter Schwefelsäure (96 %, $\rho = 1,84 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$).
7. Aus 10 l gasförmigem Ammoniak (0 °C, 1013 mbar) soll eine 10%ige wässrige Lösung hergestellt werden. Wieviel Ammoniaklösung ($\rho = 0,96 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) erhält man?
8. Berechnen Sie die Massenanteile der Elemente C, H und O in Traubenzucker, C₆H₁₂O₆.
9. Eine Probe einer Verbindung, die nur die Elemente C, H und Cl enthält, hat folgende Zusammensetzung: 0,402 g C, 34 mg H und 3,564 g Cl. Ermitteln Sie die Summenformel dieser Substanz.
10. Wieviel l H₂-Gas lassen sich durch Elektrolyse aus 10 cm³ Wasser erzeugen?

Seminarthema 2

Oxidationszahlen und Aufstellen von Redoxreaktionsgleichungen

<u>Redox-Reaktionen:</u>	Oxidation und Reduktion
	Oxidationszahl
	Oxidationsmittel und Reduktionsmittel
	Aufstellen von Redoxgleichungen

Aufgaben:

- Bestimmen Sie in folgenden Verbindungen und Ionen die Oxidationszahlen der beteiligten Elemente: NH_3 , NO_2 , Na_2CO_3 , LiH , ClO_4^- , NO^+ , H_2O_2 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
- Bitte ordnen Sie den N-Atomen in NF_3 bzw. in NCl_3 Oxidationsstufen zu.
- Ermitteln Sie für folgende Reaktionen die Oxidationszahlen der beteiligten Reaktanden und stellen Sie die Reaktionsgleichungen auf:
 - Cu reagiert mit konzentrierter Schwefelsäure zu Cu^{2+} und SO_2 .
 - Zn reagiert mit halbkonzentrierter Salpetersäure zu Zn^{2+} und NO .
 - MnO_4^- reagiert mit konzentrierter Salzsäure zu Mn^{2+} und Cl_2 .
- Geben Sie die vollständigen Reaktionsgleichungen und die Oxidationszahlen für alle Reaktionspartner an:
 - Natrium mit Sulfat-Ionen (nicht im wässrigen Medium)
 - Eisen(II)-sulfat mit Nitrat-Ionen in saurer Lösung
 - Arsen(III)-sulfid mit Polysulfid-Anionen
 - Zink mit konzentrierter Salpetersäure
 - Zink mit verd. Salpetersäure
 - Reaktion von Braunstein mit konzentrierter Salzsäure
 - Reaktion von Chlorwasser mit Iod in saurer Lösung
 - Brom mit Natriumthiosulfat-Lösung
 - Cyanid-Ionen mit Permanganat-Ionen in basischer Lösung

Seminarthema 3

Reaktionsgleichungen – Chemisches Gleichgewicht: Löslichkeitsprodukt

Reaktionsgleichungen: Edukte und Produkte
stöchiometrische Koeffizienten

Chemisches Gleichgewicht: Hin- und Rückreaktion
Prinzip von Le Chatelier
Löslichkeitsprodukt

Aufgaben:

1. Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Bildung von Ammoniak aus Wasserstoff und Stickstoff auf.
2. Bei der Verbrennung von Ethanol, C_2H_5OH , mit Sauerstoff entstehen Kohlendioxid und Wasser. Reaktionsgleichung?
3. Wieviel CO_2 (in mol, in g, in l) entsteht beim Brennen von 1,0 kg Kalk ($CaCO_3$)?
4. 186 g einer wässrigen Lösung von H_2O_2 entwickeln nach vollständiger Zersetzung in H_2O und O_2 2,80 l Sauerstoff (0 °C, 1013 mbar).
Wieviel H_2O_2 (in mol, in g) war enthalten?
5. a) Bei der Reaktion von 4,15 g Wolfram mit Chlor entstehen 8,95 g WCl_6 .
Berechnen Sie die relative Atommasse von Wolfram, wenn die relative Atommasse von Cl 35,453 beträgt.
b) Wieviel l Chlorgas (Cl_2) werden benötigt?
6. Welche Möglichkeiten gibt es, die Lage eines chemischen Gleichgewichtes zu beeinflussen?
7. Die Gleichgewichtskonstante für die Esterbildung aus Essigsäure und Ethanol beträgt bei Raumtemperatur $K=4$. Welche Mengen aller im Gleichgewicht vorhandenen Stoffe liegen vor, wenn 1 mol Essigsäure
a) mit 1 mol Ethanol
b) mit 3 mol Ethanol umgesetzt wird?
8. a) Berechnen Sie die Sättigungskonzentration von $CaCO_3$ in Wasser, wenn das Löslichkeitsprodukt $K_L=1 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2/l^2$ beträgt.
b) Wieviel g $CaCO_3$ lösen sich in 1 l Wasser?
9. Wieviel g $CaCl_2$ kann man in 1 l einer Lösung, die 0,01 mol CO_3^{2-} enthält, lösen, ohne dass ein Niederschlag ausfällt?
10. Berechnen Sie die Ag^+ -Konzentration einer gesättigten $AgCl$ -Lösung ($K_L=1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/l^2$) und einer gesättigten Ag_2CrO_4 -Lösung ($K_L=2 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/l^3$).

Seminarthema 4

Chemisches Gleichgewicht: Säure-Base-Reaktionen

Säure-Base-Reaktionen: *pH*-Wert
Säuren und Basen nach Brönsted
starke und schwache Säuren bzw. Basen
Säurekonstante K_s , pK_s
Puffer
sauer bzw. basisch reagierende Salze

Aufgaben:

1. Berechnen Sie H_3O^+ - und OH^- -Konzentration einer wässrigen Lösung mit $pH=3$.
2. Was sind die konjugierten Säuren bzw. Basen zu HCl , CO_3^{2-} , HSO_4^- , Acetat⁻, NH_4^+ , S^{2-} ?
3. Welche Verbindungen aus Aufgabe 2 sind starke Säuren, welche sind schwache Säuren?
4. Berechnen Sie die *pH*-Werte folgender Lösungen: 0,001 mol/l HCl , 0,05 mol/l $Ba(OH)_2$, 0,1 mol/l $NaOH$, 1 mol/l Essigsäure.
(Essigsäure: $pK_s = 4,8$)
5. Erwarten Sie für eine wässrige Lösung von NH_4Cl , Na_2CO_3 , Na-Acetat, $KHSO_4$, $FeCl_3$, KCN , Na_2SO_4 bzw. $BaCl_2$ saures, neutrales oder basisches Verhalten?
Begründen Sie Ihre Antwort!
6. Wie verändert sich der *pH*-Wert, wenn zu 1 l Wasser 1 ml einer einmolaren Salzsäure gegeben wird? (Die Volumenänderung ist vernachlässigbar.)
7. Wie verändert sich der *pH*-Wert, wenn zu 1 l einer Lösung von 0,2 mol Essigsäure und 0,1 mol $NaOH$ 1 ml einer einmolaren Salzsäure gegeben wird?
(Essigsäure: $pK_s = 4,8$)
8. Berechnen Sie den *pH*-Wert einer 1 M und einer 0,1 M Natriumhydrogencarbonat Lösung!
(Kohlensäure: $pK_{s1} = 6,4$; $pK_{s2} = 10,3$)
9. Berechnen Sie die Ammoniakkonzentration einer 1 M Ammoniumcarbonat-Lösung (pK_s (NH_4^+) = 9,25).

Seminarthema 5

Chemisches Gleichgewicht: Komplexbildungsgleichgewichte, Spannungsreihe und gekoppelte Gleichgewichte

Komplexbildungsreaktionen: Komplex
Zentralatom und Liganden
Koordinationszahl
Komplekstabilitätskonstante

Redox-Gleichgewichte: Spannungsreihe und Normalpotential
Nernst-Gleichung

Aufgaben:

1. Gibt man zu einer Lösung von $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ in Wasser wenig NaI , fällt ein gelber Niederschlag aus, der sich bei weiterer Zugabe von NaI wieder löst. Erklären Sie diese Beobachtung und formulieren Sie die Reaktionsgleichungen.
2. Eine Mischung von AgCl und AgBr wird
 - a) mit verdünntem Ammoniak (2 M) und
 - b) mit einer Ammoniumcarbonatlösung versetzt (0,5 M).Geben Sie jeweils die Konzentration der Halogenidionen in der Lösung an!
 $pK_L(\text{AgCl}) = 9,96$; $pK_L(\text{AgBr}) = 12,4$; $pK_S(\text{NH}_4^+) = 9,25$; $pK_S(\text{HCO}_3^-) = 10,3$; $pK_{\text{Diss}}([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+) = 7,22$
3. Was versteht man unter der „elektrochemischen Spannungsreihe“?
4. Skizzieren Sie ein Daniell-Element. Geben Sie die Reaktionen an, die an den Elektroden ablaufen. Stellen Sie die Nernst-Gleichung für dieses galvanische Element auf.
5. H_2O_2 kann sowohl oxidierend als auch reduzierend wirken. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion
 - a) von H_2O_2 mit Cr^{3+} in basischer Lösung.
 - b) von H_2O_2 mit MnO_4^- in saurer Lösung.
6. Wie beeinflusst der $p\text{H}$ -Wert die Lage des Gleichgewichtes in Aufgabe 5?
7. Lithium hat eine höhere 1. Ionisierungsenergie als Natrium, aber ein niedrigeres Standardelektrodenpotential. Erklären Sie diesen Sachverhalt!

Seminarthema 6

Radioaktivität

<u>Radioaktivität:</u>	Aufbau der Atomkerne Isotope Kernbindungsenthalpie Radioaktiver Zerfall α -, β -, γ -Strahlung Zerfallsgesetz erster Ordnung Halbwertszeit
------------------------	--

Aufgaben:

1. a) Wie ermittelt man aus der Protonenanzahl und der Neutronenanzahl eines Atoms die Ordnungszahl Z , wie die Nukleonenzahl, wie die Massenzahl?
b) Wie viele Protonen, Neutronen und Elektronen besitzt ein Atom mit der Ordnungszahl 7 und der Nukleonenzahl 14, welches Element ist es?
2. Berechnen Sie die relative Atommasse des Kaliums, wenn die relativen Häufigkeiten der Isotope ^{39}K 93,08%, ^{40}K 0,019% und ^{41}K 6,901% betragen.
3. Was versteht man unter „Massendefekt“?
4. Welcher Prozess läuft im Atomkern ab, wenn β -Strahlung entsteht?
5. ^{232}Th kommt natürlich vor. Es zerfällt durch die Serie folgender Prozesse:
 α , β^- , β^- , α , α , α , α , β^- , β^- , α . Geben Sie die Nuklide der Zerfallsreihe an.
6. Wieso hängt bei Bleimineralien die exakte Atommasse des Elementes Blei vom Fundort ab?
7. Die Zerfallskonstante für Radium beträgt $1,36 \cdot 10^{-11} \text{ s}^{-1}$. Wie viele Radiumkerne und wieviel mg Radium zerfallen pro Sekunde in 100 mg Radium?
8. Wie alt ist ein Gegenstand, wenn seine ^{14}C -Aktivität nur noch 1/10 der ^{14}C -Gleichgewichtsaktivität der Atmosphäre beträgt ($t_{1/2}=5730 \text{ a}$)?
9. ^{59}Fe hat eine Halbwertszeit von 44,6 Tagen. Wie lange dauert es, bis 95% zerfallen sind?

Seminarthema 7

Atomorbitale – Periodensystem der Elemente

Elektronenhülle: Radial- und Winkelteil der Wellenfunktion
Quantenzahlen n, l, m_l, s
Atomorbitale

Periodensystem der Elemente:
Röntgenspektren
Moseleysches Gesetz
Elektronenkonfiguration
Pauli-Prinzip und Hund'sche Regel(n)
Haupt- und Nebengruppen, Lanthanoide, Actinoide
Periodische Eigenschaften
Elektronegativität

Aufgaben:

- Die Quantenzahlen n, l, m_l, s sind zur eindeutigen Beschreibung eines Elektrons in einem Atom erforderlich, wie heißen sie, was beschreiben sie und welche Werte können sie annehmen?
 - Wie groß ist die Hauptquantenzahl n für die Elektronen der M-Schale?
 - Welche Werte haben die vier Quantenzahlen, die das Valenzelektron des Kaliumatoms eindeutig charakterisieren?
- Wie viele Elektronen können jeweils gemeinsam die folgenden Quantenzahlen aufweisen?
a) $n = 4$ b) $n = 3, l = 1$ c) $n = 4, l = 3, m_l = -2$ d) $n = 2, l = 2$
- Was versteht man unter einem Atomorbital? Durch welche Formen lassen sich s-, p- und d-Orbitale vereinfacht darstellen?
- Wie unterscheidet sich die Elektronenkonfiguration eines Nebengruppenelementes von der eines Hauptgruppenelementes?
- Die K_{α} -Linie eines Elements liegt bei einer Wellenlänge von 0,302 nm. Um welches Element handelt es sich?
- Geben Sie die Elektronenkonfiguration folgender Elemente an: Ca, P, Bi, Si, I, Xe.
- Erläutern Sie den Verlauf der Atomradien der 2. Periode und der ersten Hauptgruppe.
- Erläutern Sie allgemein den Verlauf der 1. Ionisierungsenergie der Elemente im Periodensystem.
- Warum lassen sich folgende Elementpaare chemisch schwer trennen?
Zr / Hf, Nb / Ta, Mo / W.

Seminarthema 8

Valenzstrichformeln

<u>Chemische Bindung:</u>	Kovalente Bindung Bindigkeit, Bindungsordnung, Koordinationszahl Valenzstrichformeln Formalladung mesomere Grenzstruktur Edelgasregel, Oktettregel Oktettaufweitung Elektronenkonfiguration der Moleküle
---------------------------	---

Aufgaben:

1. Stellen Sie die Valenzstrichformeln für die folgenden Verbindungen auf:
 H_2O , CO_2 , HCN , NH_4^+ , PCl_3 , CH_4 , CHCl_3 , BF_3 , BF_4^- , SiF_4 , H_3O^+ , NH_2^- , F_2O , NO_3^- , CO_3^{2-} , O_3 , NO_2 , COCl_2 , SO_2 , SO_3 , N_3^- , NO_2^- .
2. a) Wie hängt die Zahl der Bindungen von der Stellung des Elementes im Periodensystem ab?
b) Bei welchen Molekülen und Ionen aus Aufgabe 1 sind mesomere Grenzstrukturen zu berücksichtigen?
c) Welche mesomeren Grenzstrukturen charakterisieren die Elektronenstruktur von NO_2^- , NO_3^- und CO_3^{2-} ? Geben Sie die Bindungsordnung in diesen Ionen an.
3. a) Zeichnen Sie bitte Lewis-Formeln für H_3PO_4 , SF_6 , SiF_6^{2-} , XeF_2 , I_3^- , XeF_4 , ClO_2 .
b) Vergleichen Sie die Valenzstrichformel von Phosphorsäure mit der von Salpetersäure.
4. Warum hat NH_3 mit 1,47 D ein höheres Dipolmoment als NF_3 (0,24 D)?
5. Vergleichen Sie die Valenzstrichformel von CO mit der von N_2 , CN^- und NO^+ .
6. Das N_2O -Molekül weist die Atomanordnung NNO (und nicht NON) auf. Was könnte der Grund dafür sein?

Seminarthema 9

VSEPR-Konzept

Regeln zur Voraussage von Molekülstrukturen

Aufgaben:

1. Welche Gestalt erwarten Sie für folgende Moleküle und Ionen?

H_2O , CO_2 , HCN , NH_4^+ , PCl_3 , PCl_5 , CH_4 , CHCl_3 , SF_6 , BF_3 , BF_4^- , SiF_4 ,
 SiF_6^{2-} , H_3O^+ , PF_4^+ , PF_6^- , NH_2^- , F_2O , NO_3^- , CO_3^{2-} , O_3 , NO_2 , COCl_2 , I_3^- ,
 SO_2 , SO_3 , N_3^- , ClO_2 , XeF_2 , XeF_4 , ICl_4^- , NO_2^- .

2. a) Welche der folgenden Moleküle und Ionen sind linear, welche gewinkelt:

CS_2 , ClO_2 , SnCl_2 in der Gasphase, NOCl , XeF_2 , BrF_2^+ , BrF_2^- ?

b) Schätzen Sie bei den gewinkelten Teilchen den Bindungswinkel ab.

3. Welche der folgenden Moleküle besitzen ein permanentes Dipolmoment?

CH_4 , H_2O , NF_3 , NH_3 , SF_6 , HCN , CO_2 , BF_3 , PCl_3 , PCl_5 , SiF_4 , XeF_2

4. AsF_3 und AsCl_3 weisen Bindungswinkel von $96,2^\circ$ bzw. $98,5^\circ$ auf. Wie können Sie diesen Befund erklären?

5. Die VSEPR-Theorie liefert in den meisten Fällen eine richtige Vorhersage der Molekülstruktur. Wo liegen die Schwächen dieser Theorie?

Seminarthema 10

Kovalente Bindung – MO-Diagramme

<u>Kovalente Bindung:</u>	Atomorbitale, Molekülorbitale Überlappung von Orbitalen σ - und π -Bindungen
<u>Molekülorbitale:</u>	MO-Diagramm für zweiatomige Moleküle bindende, antibindende, nichtbindende MOs Bindungsordnung Symmetrie der σ -, σ^* -, π - und π^* -Orbitale

Aufgaben:

1. Geben Sie Paare von s-, p- und d-Orbitalen an, die miteinander σ - bzw. π -Bindungen ausbilden können.
2. Stellen Sie die MO-Diagramme für H_2 , H_2^+ , HHe , He_2^+ dar und geben Sie die Bindungsordnung der Verbindung an.
3. Überlegen Sie anhand eines MO-Diagrammes, ob Be_2 existieren sollte.
4. N_2 , N_2^+ , O_2 und O_2^+ haben Bindungslängen von 109 pm, 112 pm, 121 pm und 112 pm. Erklären Sie mittels MO-Diagramm den Gang dieser Abstände.
5. Calciumcarbid, CaC_2 , enthält das Ion C_2^{2-} . Zeichnen Sie das MO-Diagramm und bestimmen Sie die Bindungsordnung im C_2^{2-} - Ion.

Seminarthema 11

Metalle: Bindung – Struktur – Eigenschaften

Bindung in Metallen: Elektronengas
Bändermodell
Metall – Halbleiter – Isolator

Strukturen der Metalle: Dichteste Kugelpackungen
kubisch innenzentrierte Kugelpackung
Lücken in dichtesten Kugelpackungen
Gleitebenen und Verformbarkeit
Gittertheorie, Elementarzelle, Bravais-Gitter

Aufgaben:

1. Was sind die charakteristischen Eigenschaften eines Metalls?
2. Was versteht man unter "Elektronengas"?
3. Die Elemente Li, Na und K kristallisieren in einem kubisch innenzentrierten Gitter mit der Gitterkonstanten $a=351$ pm, 430 pm bzw. 533 pm. Berechnen Sie die Atomradien dieser Elemente.
4. Stellen Sie für die kubischen Bravais-Gitter (kubisch primitiv, kubisch innenzentriert, kubisch flächenzentriert) fest, wie viele Gitterpunkte zur Elementarzelle gehören.
5. Berechnen Sie aus folgenden Angaben, wie viele Atome sich in der kubischen Elementarzelle von Ni bzw. Mo befinden. Auf welchen Strukturtyp können Sie schließen?
a) Ni: Dichte $\rho = 8,908$ g·cm⁻³; Gitterkonstante $a = 353$ pm
b) Mo: $\rho = 10,28$ g·cm⁻³; $a = 315$ pm
6. Skizzieren Sie die Elementarzellen von ccp-, hcp-, bcc-Strukturen. Wo befinden sich Lücken? Größe und Anzahl der Lücken?
7. Palladium kristallisiert kubisch flächenzentriert mit $a = 389$ pm. Welche Kantenlänge hat ein würfelförmiges Stück Palladium, das 1,0 mol Pd-Atome enthält?
8. Ein Metall bildet ein Oxid der Formel M_2O_3 , das zu 68,4 Massen-% Metallionen enthält. Um welches Metall handelt es sich?

Seminarthema 12

Ionenverbindungen: Bindung und Struktur in Salzen— Gitterenergie

Struktur von Salzen: CsCl-, NaCl-, NiAs-, ZnS-Struktur
CaF₂-, Rutil-, Cristobalit-Struktur
Radienverhältnis
Koordinationszahlen

Ionische Bindung: Gitterenergie
Madelung-Konstante
Haber-Born-Kreisprozess

Aufgaben:

- Was versteht man unter "Gitterenergie"?
 - Wie kann man nach dem elektrostatischen Modell die Gitterenergie eines Salzes berechnen?
- Wie unterscheiden sich qualitativ die Gitterenergien von NaCl, CsI und MgO (jeweils NaCl-Strukturtyp)? Begründung?
 - Für welche dieser Substanzen erwarten Sie den höchsten Schmelzpunkt?
- Bei welcher Verbindung ist bei der Kristallisation aus Wasser eher zu erwarten, dass sich Hydrate bilden: Natriumchlorid oder Magnesiumchlorid? Begründung?
- Wozu dient die Betrachtung der Grenzzadienverhältnisse? Bitte leiten Sie das Grenzzadienverhältnis für die NaCl-Struktur ab.
- Rutil kristallisiert tetragonal mit $a=b=458$ pm und $c=295$ pm. Die Elementarzelle enthält zwei Formeleinheiten. Berechnen Sie aus diesen Angaben die Dichte von Rutil.
- Blei(II)-sulfid kristallisiert im NaCl-Strukturtyp. Der kürzeste Abstand zwischen Blei- und Sulfidionen beträgt 297 pm. Wie groß ist die Gitterkonstante a ?
- Die Elementarzelle eines Oxides enthält Ti-Atome auf den Eckpunkten, ein Ca-Atom im Zentrum der Elementarzelle und O-Atome auf allen Kantenmitten. Geben Sie die Zusammensetzung des Oxides an.