

Rudi Hutterer

Fit in Anorganik

Das Prüfungstraining für Mediziner, Chemiker und Biologen

2. Auflage

STUDIUM



**VIEWEG+
TEUBNER**

Rudi Hutterer

Fit in Anorganik

Rudi Hutterer

Fit in Anorganik

Das Prüfungstraining für Mediziner, Chemiker und Biologen
2., überarbeitete und erweiterte Auflage

STUDIUM



VIEWEG+
TEUBNER

Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek
Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der
Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet über
<<http://dnb.d-nb.de>> abrufbar.

Dr. rer. nat. Rudi Hutterer

Geboren 1966 in München. Studium der Chemie in München und Würzburg. Diplomarbeit (1993) und Promotion (1996) bei Prof. Dr. F. W. Schneider auf dem Gebiet der zeitaufgelösten Fluoreszenzspektroskopie an Modellmembransystemen. Von 1997 bis 1998 Tätigkeit als Gruppenleiter in der Einsatzstoffentwicklung Diagnostika bei der Boehringer Mannheim GmbH in Tutzing. Seit 1998 als wissenschaftlicher Angestellter und seit 2002 als Akademischer Rat am Institut für Analytische Chemie, Chemo- und Biosensorik an der Universität Regensburg verantwortlich sowohl für die Ausbildung der Medizin- und Zahnmedizinstudenten in anorganischer und organischer Chemie, als auch für Praktika und Übungen für Chemiker in Biochemie sowie Biosensorik & Screening.

1. Auflage 2008
- 2., überarbeitete und erweiterte Auflage 2011

Alle Rechte vorbehalten

© Vieweg+Teubner Verlag | Springer Fachmedien Wiesbaden GmbH 2011

Lektorat: Ulrich Sandten | Kerstin Hoffmann

Vieweg+Teubner Verlag ist eine Marke von Springer Fachmedien.

Springer Fachmedien ist Teil der Fachverlagsgruppe Springer Science+Business Media.

www.viewegteubner.de



Das Werk einschließlich aller seiner Teile ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwertung außerhalb der engen Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist ohne Zustimmung des Verlags unzulässig und strafbar. Das gilt insbesondere für Vervielfältigungen, Übersetzungen, Mikroverfilmungen und die Einspeicherung und Verarbeitung in elektronischen Systemen.

Die Wiedergabe von Gebrauchsnamen, Handelsnamen, Warenbezeichnungen usw. in diesem Werk berechtigt auch ohne besondere Kennzeichnung nicht zu der Annahme, dass solche Namen im Sinne der Warenzeichen- und Markenschutz-Gesetzgebung als frei zu betrachten wären und daher von jedermann benutzt werden dürften.

Umschlaggestaltung: KünkelLopka Medienentwicklung, Heidelberg

Druck und buchbinderische Verarbeitung: MercedesDruck, Berlin

Gedruckt auf säurefreiem und chlorfrei gebleichtem Papier.

Printed in Germany

ISBN 978-3-8348-0652-9

Vorwort

„Was empfehlen Sie mir als Vorbereitung für die Klausur – gibt es ein empfehlenswertes Übungsbuch?“

Mit dieser Frage wurde ich immer wieder konfrontiert, seit ich hier in Regensburg Studenten der Medizin und Zahnmedizin auf dem Weg durch zwei Semester Chemie begleite. Und in der Tat, Aufgaben mit medizinischem Hintergrund, chemischer Denksport also, mit dem Anspruch, Gelerntes nicht nur zu reproduzieren sondern anzuwenden, mit ausführlich diskutierten Lösungen, schienen Mangelware zu sein.

Den Anfang machte eine Aufgabensammlung zur organischen Chemie mit dem Titel „Fit in Organik“, erschienen im Jahr 2006. Die positive Resonanz von Seiten der Studierenden motivierte, auch für die allgemeine und anorganische Chemie sowie die Biochemie ein derartiges Werk zusammenzustellen.

Erneut ist der Titel „Fit in Anorganik“ zugleich Programm: Fitness erfordert fleißiges Training – nicht Reproduzieren von Fakten ist gefragt, sondern aktives Lösen von Problemen. Viel zu viel wird im Medizinstudium nur auswendig gelernt, zuwenig problemorientiertes Denken verlangt und gefördert. Die Chemie ist für die Medizin nur eine Hilfswissenschaft. Umso mehr scheint es geboten, anhand möglichst praxisrelevanter Beispiele – was zugegebenermaßen in der anorganischen Chemie nicht ganz so leicht fällt, wie in der organischen Chemie oder der Biochemie – zu zeigen, warum auch die allgemeine und anorganische Chemie für den angehenden Mediziner oder Zahnmediziner eine wichtige Rolle spielt.

Die nun vorliegende Neuauflage wurde komplett überarbeitet, erweitert und korrigiert. Die Aufgaben orientieren sich an den vom Gegenstandskatalog (GK) vorgegebenen Inhalten und typischem grundlegenden Handwerkszeug: chemische Gleichgewichte, Säure-Base-Chemie und Titration, Redoxchemie, schwer lösliche Salze, Komplexe, Photometrie stellen den überwiegenden Teil der Aufgaben, aber auch andere wichtige Phänomene, wie z.B. VSEPR-Modell, Isotope, Elementaranalyse, Reaktionskinetik, Dialyse oder Osmose wurden berücksichtigt. Einige Aufgaben übersteigen dabei sicherlich das für die Mediziner und Zahnmediziner zugrundezulegende Niveau, bieten aber für Studierende der Chemie und Biologie in den ersten Semestern eine nützliche Spielwiese, denn auch hier gilt:

Übung macht den Meister!

Wie in der ersten Auflage enthält Kapitel 1 Aufgaben vom Multiple Choice-Typus, wie sie im Physikum vorgelegt werden. Der zugehörige Lösungsteil diskutiert jede einzelne Antwortmöglichkeit, so dass der Studierende exakt nachvollziehen kann, warum eine einzelne Antwort richtig oder falsch ist. So werden einzelne Sachverhalte immer wieder wiederholt, prägen sich ins Gedächtnis ein und stehen für die Lösung ähnlicher Aufgaben zur Verfügung.

Kapitel 2 ist ähnlich gestaltet, nur handelt es sich hier um Multiple Choice-Aufgaben, bei denen jeweils mehrere Antworten als richtig bzw. falsch zu identifizieren sind. Durch die nicht bekannte Anzahl richtiger Antworten ist es hier erforderlich, jede Antwortalternative genau zu prüfen.

Gegenüber der ersten Auflage wurden auf mehrfache Anregung hin die frei zu formulierenden Aufgaben nun nach Themengebieten (Kapitel 3–10) sortiert, so dass es leichter fällt, jeweils zu einem Stoffgebiet der Lehrveranstaltung passende Aufgaben zu finden. Gefordert werden hier (stöchiometrische) Berechnungen, Erklärungen, Strukturformeln und v.a. die Formulierung von Reaktionsgleichungen für Säure-Base-, Redox-, Fällungs- und Komplexbildungsreaktionen. Nicht immer war eine eindeutige Zuordnung möglich; insbesondere das 10. Kapitel enthält daher einige themenübergreifende Aufgaben zusammen mit z.T. etwas ausführlicher gehaltenen Hintergrundinformationen zum Gegenstand der Aufgabe.

In den Lösungen wird Wert darauf gelegt, die Antworten so verständlich wie möglich zu gestalten. Neben meist ausführlichen Begründungen spielt der Einsatz von Farbe, insbesondere bei Redoxgleichungen und Strukturformeln zur Kennzeichnung von Ladungen, eine wichtige Rolle bei der Veranschaulichung von Reaktionsabläufen.

Ich hoffe, dass es Ihnen mit diesem Buch besser gelingt, sich auf Prüfungssituationen vorzubereiten, und Sie zugleich etwas Spaß am Problemlösen entwickeln.

Mein Dank gilt allen Studierenden, die durch ihre Fragen und Anregungen mithelfen, die Lehre weiter zu verbessern und mich auf Fehler aufmerksam gemacht haben, sowie dem Vieweg+Teubner Verlag für die Realisierung.

Regensburg, im Januar 2011

Rudi Hutterer

Inhalt

Hinweise zur Benutzung

Teil I **Multiple Choice Aufgaben**

Kapitel 1 Multiple Choice Aufgaben
mit einer richtigen Lösung (1–100).....5

Kapitel 2 Multiple Choice Aufgaben
mit mehreren richtigen Lösungen (101–120).....47

Teil II **Aufgaben mit frei zu formulierenden Antworten**

Kapitel 3 Allgemeine Chemie, Gleichungen, Stöchiometrie.....61

Kapitel 4 Einfache Stoffchemie: Bindungen, Strukturen,
Eigenschaften.....81

Kapitel 5 Energetik und chemisches Gleichgewicht;
Löslichkeits- und Phasengleichgewichte.....95

Kapitel 6 Säuren und Basen, Puffersysteme.....109

Kapitel 7 Redoxprozesse und Elektrochemie.....123

Kapitel 8 Komplexchemie.....139

Kapitel 9 Physikalische Chemie: Gasgesetze, Kinetik,
kolligative Eigenschaften, Photometrie.....151

Kapitel 10 Verschiedene, z.T. themenübergreifende Aufgaben
mit Hintergrund.....173

Teil III	Lösungen der Multiple Choice Aufgaben	
Kapitel 11	Multiple Choice Aufgaben mit einer richtigen Lösung (1–100).....	205
Kapitel 12	Multiple Choice Aufgaben mit mehreren richtigen Lösungen (101–120).....	265
Teil IV	Lösungen der Aufgaben mit frei zu formulierenden Antworten	
Kapitel 13	Allgemeine Chemie, Gleichungen, Stöchiometrie.....	285
Kapitel 14	Einfache Stoffchemie: Bindungen, Strukturen, Eigenschaften.....	309
Kapitel 15	Energetik und chemisches Gleichgewicht; Löslichkeits- und Phasengleichgewichte.....	331
Kapitel 16	Säuren und Basen, Puffersysteme.....	357
Kapitel 17	Redoxprozesse und Elektrochemie.....	381
Kapitel 18	Komplexchemie.....	399
Kapitel 19	Physikalische Chemie: Gasgesetze, Kinetik, kolligative Eigenschaften, Photometrie.....	415
Kapitel 20	Verschiedene, z.T. themenübergreifende Aufgaben mit Hintergrund.....	445
	Sachverzeichnis.....	477
Anhang		

Hinweise zur Benutzung

Folgende Symbole und Farbcodes werden benutzt:

In Redoxgleichungen / Strukturformeln:

Δ Erhitzen (höhere Temperatur)

rot: Elektronen; negative Ladungen; freie Elektronenpaare

blau: Protonen; positive Ladungen

(s) Feststoff; schwer lösliche Verbindung

(aq) Verbindung oder Ionen, die in wässriger Lösung hydratisiert vorliegen

(l) flüssige Verbindung

(g) gasförmige Verbindung

Hinweis: Diese Symbole werden nicht in allen Reaktionen verwendet, sondern nur, wo dies zur Verdeutlichung des Reaktionsablaufs angebracht schien.

In Berechnungen:

[] normierte Konzentrationen, die mathematisch korrekt logarithmiert werden können

Kapitel 1

Multiple Choice Aufgaben

Aufgabe 1

Die Verbindung H_2S ist recht bekannt aufgrund ihres höchst unangenehmen Geruchs nach faulen Eiern, der nicht unbedingt auf die enge chemische Verwandtschaft zu Wasser schließen lässt.

Welche Aussage zu den beiden Substanzen H_2O und H_2S ist falsch?

- Der Schmelzpunkt von H_2O ist höher als von H_2S .
- Die molare Masse von H_2S ist größer als von H_2O .
- Der Siedepunkt von H_2S ist höher als von H_2O .
- Die Acidität von H_2S ist größer als von H_2O .
- Die Toxizität von H_2S ist größer als von H_2O .
- Die Fähigkeit zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken ist bei H_2O größer als bei H_2S .

Aufgabe 2

Welche Aussage zur Verbindung Kaliumhydrogensulfat ist falsch?

- Die Verbindung ist leicht löslich.
- Eine wässrige Lösung der Verbindung reagiert deutlich sauer.
- Für das Hydrogensulfat-Ion können mehrere mesomere Grenzstrukturen formuliert werden.
- Die Verbindung kann weiter zu Kaliumsulfat oxidiert werden.
- Bei Zugabe von Bariumhydroxid bildet sich schwer lösliches Bariumsulfat.
- Die Verbindung bildet ein Ionengitter aus.

Aufgabe 3

Welche Aussage zu Komplexverbindungen trifft zu?

- Gibt man einen Komplex in wässrige Lösung, so dissoziiert er in seine Bestandteile.
- Die Koordinationszahl des Zentralions gibt die Anzahl der Liganden an.

- () Alkalimetalle bilden zahlreiche Komplexe mit Liganden wie Cl^- , NH_3 oder CN^- aus.
- () Komplexe sind stets geladen.
- () Komplexe der Zusammensetzung $[\text{MeL}_3]^{x+}$ (Me = Metallion; L = Ligand) existieren nicht, da Metallionen stets tetraedrische oder oktaedrische Komplexe bevorzugen.
- () Durch die Bildung von Komplexverbindungen kann die Ausfällung eines Metallions als schwer lösliches Salz in manchen Fällen verhindert werden.

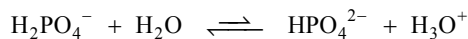
Aufgabe 4

Welche Aussage zur Verbindung Na_2SO_3 ist falsch?

- () Es handelt sich um das Salz Natriumsulfit.
- () Das Anion dieses Salzes kann als Reduktionsmittel wirksam sein.
- () Das Kation dieses Salzes ist ein Alkalimetall-Kation.
- () Die Lösung dieses Salzes in Wasser reagiert schwach basisch, weil das Anion dieses Salzes das Anion einer schwachen Säure ist.
- () Für die Konzentration der Ionen in einer wässrigen Lösung dieses Salzes gilt (ohne Berücksichtigung eventueller Dissoziationsreaktionen) die Beziehung:
 $c(\text{Na}^+) = 2 c(\text{SO}_3^{2-})$.
- () Bei der Zugabe einer starken Säure zu dem festen Salz entsteht Schwefeltrioxid.

Aufgabe 5

Welche Aussage zu folgendem Gleichgewicht bzw. den beteiligten Substanzen ist falsch?



- () Es handelt sich um ein Säure-Base-Gleichgewicht.
- () H_2O und H_3O^+ sind ein korrespondierendes Säure-Base-Paar.
- () Das Molekül HPO_4^{2-} fungiert als Brönstedt-Base.
- () Das Molekül H_2PO_4^- kann man als Anionsäure bezeichnen.
- () Bei Zusatz von wässriger NaOH-Lösung erhöht sich die Konzentration an Dihydrogenphosphat.
- () Bei Zusatz einer starken Säure erniedrigt sich die Konzentration an Monohydrogenphosphat.

Aufgabe 6

Welchen Wert hat die elektromotorische Kraft des Daniell-Elements bei 25 °C, wenn $[Zn^{2+}] / [Cu^{2+}] = 100$? Das Standardreduktionspotenzial beträgt 1,11 V.

- 1,05 V 1,17 V 0,99 V
 1,11 V 111 V 60 V

Aufgabe 7

Wenn man die Zusammensetzung des Menschen aus den Elementen betrachtet, so beträgt der Massenanteil des Eisens ca. 0,01 %.

Wieviel Eisen ist in einem Menschen, dessen Masse 70 kg beträgt, enthalten?

- 7 kg 0,7 kg 0,07 kg
 7 g 0,7 g 0,07 g

Aufgabe 8

Welche Aussage zur Verbindung Bariumsulfat ist falsch?

- In einer gesättigten Bariumsulfat-Lösung ist die Konzentration an Barium-Ionen genauso groß wie die Konzentration der Sulfat-Ionen.
 In einer gesättigten Bariumsulfat-Lösung ist die Konzentration der Barium-Ionen unabhängig von der Menge des vorhandenen Bodenkörpers.
 Festes Bariumsulfat lässt sich durch Zusatz geringer Mengen einer starken Säure in Lösung bringen.
 Da Calciumsulfat eine höhere Löslichkeitsprodukt-Konstante besitzt als Bariumsulfat, ist die Sulfat-Konzentration in einer gesättigten Calciumsulfat-Lösung höher als in einer gesättigten Bariumsulfat-Lösung.
 Man kann erwarten, dass sich Bariumsulfat in Ethanol schlechter löst als in Wasser.
 Bariumsulfat lässt sich mit üblichen Oxidationsmitteln nicht oxidieren.

Aufgabe 9

Der pH-Wert von Magensaft liegt bei ca. 2; derjenige des Inhalts des Zwölffingerdarms dagegen bei etwa 8.

a) Um welchen Faktor unterscheidet sich die Protonenkonzentration im Zwölffingerdarm von der im Magensaft?

- 10 6 $\lg(8-2)$
 10^2 10^{-10} 10^{-6}

b) Welche Stoffmenge Protonen muss beim Übergang vom 100 mL Magensaft in den Zwölffingerdarm neutralisiert werden?

- 0 mmol 6 mmol 1 mmol
 10^{-8} mol 10^{-6} mol 10^{-2} mol

Aufgabe 10

Berechnen Sie das Redoxpotenzial für das Redoxpaar ($\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$) bei einer Temperatur von 25 °C für die Bedingungen: $c(\text{MnO}_4^-) = 0,1 \text{ mol/L}$; $c(\text{Mn}^{2+}) = 10^{-6} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 0$

Das Standardreduktionspotenzial beträgt 1,52 V.

- 1,46 V 1,52 V 1,58 V
 1,64 V 1,82 V 1,40 V

Aufgabe 11

Die folgenden zwei Lösungen starker Säuren werden gemischt:

0,5 L HCl-Lösung, $c(\text{HCl}) = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ mit

1,0 L HNO_3 -Lösung, $c(\text{HNO}_3) = 10^{-3} \text{ mol/L}$

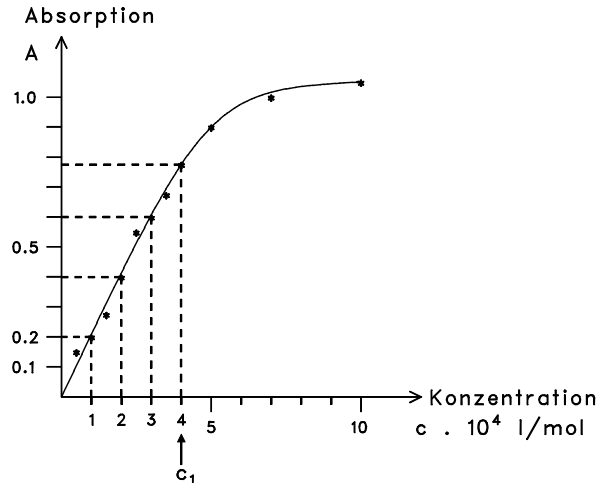
Welchen pH-Wert hat das Gemisch ungefähr?

- 1 1,7 2
 2,8 3 3,3

Aufgabe 12

Für die Lösung einer Substanz S erhält man die im Diagramm dargestellte Abhängigkeit der Absorption von der Konzentration bei der Schichtdicke $d = 1$ cm.

Welche der folgenden Aussagen ist falsch?



- Aus der Steigung der Kurve im linearen Bereich kann man den molaren Absorptionskoeffizienten ε bestimmen.
- Bei $c > c_1$ wird der Gültigkeitsbereich des Lambert-Beer'schen Gesetzes verlassen.
- Bei Werten von $c > c_1$ ist ε kleiner als bei Werten von $c < c_1$.
- Für $0 < c < c_1$ gilt: $\varepsilon = \frac{c \cdot d}{A}$
- Für den molaren Absorptionskoeffizient ε der Substanz, der im linearen Bereich der Kurve bestimmt wird, ergibt sich: $\varepsilon = 0,2 \times 10^4 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$
- Bei $A = 0,1$ beträgt die Transmission der Lösung $T = 10 \%$.

Aufgabe 13

Die schwache organische Säure HA hat einen pK_S -Wert von 5.

In der Körperzellflüssigkeit herrscht ein pH-Wert von 8. Welchen Wert hat das Konzentrationsverhältnis von undissoziierter Säure und dem Anion der Säure $c(\text{HA}) / c(\text{A}^-)$?

- 5/8 8/5 3
- 3 10^{-3} 10^3

Aufgabe 14

Das Standardreduktionspotenzial des Redoxpaares $2 \text{H}_2\text{O} / \text{O}_2, 4 \text{H}^+$ beträgt $E^0 = 1,22 \text{ V}$.

Welchen Wert nimmt das Redoxpotenzial ungefähr an, wenn der pH-Wert auf 7 erhöht wird, im Übrigen aber die Standardbedingungen erhalten bleiben?

- () Das Redoxpotenzial ändert sich nicht, weil es eine Konstante ist.
 () 1,9 V () 1,6 V
 () 0,5 V () 0,8 V () 1,16 V

Aufgabe 15

Gegeben sind die Redoxpotenziale für folgende Redoxpaare:



Welche der folgenden Redoxreaktionen läuft unter Normalbedingungen nicht spontan ab?

- () $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
 () $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
 () $\text{Cu} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$
 () $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$
 () $\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$
 () $\text{H}_2 + 2 \text{Ag}^+ \longrightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{Ag}$

Aufgabe 16

Das Ammonium-Ion NH_4^+ und Ammoniak bilden ein Puffersystem: $\text{p}K_S(\text{NH}_4^+) = 9,2$

a) In welchem pH-Bereich zeigt das Puffersystem seine beste Wirksamkeit sowohl gegenüber Protonen als auch gegenüber Hydroxid-Ionen?

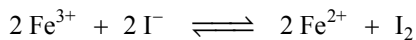
- () 7,2 – 8,2 () 7,7 – 8,7 () 8,2 – 9,2
 () 8,7 – 9,7 () 9,2 – 9,7 () 9,7 – 10,7

b) Welcher pH-Wert muss vorliegen, damit ungefähr gilt: $c(\text{NH}_4^+) = 100 c(\text{NH}_3)$?

- 6,2 7,2 7,7 8,2 8,7 9,2

Aufgabe 17

Bei folgender Reaktion hat sich ein Gleichgewicht eingestellt:

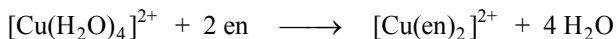


Welche der folgenden Aussagen ist falsch?

- Es handelt sich um eine Redoxreaktion, bei der Iodid als Reduktionsmittel wirkt.
- Es handelt sich um eine Redoxreaktion, bei der Fe^{3+} als Oxidationsmittel wirkt.
- Wenn man durch wiederholte Extraktion z.B. mit Tetrachlormethan (CCl_4) das Iod aus dem Gleichgewicht entfernt, kann alles Fe^{3+} zu Fe^{2+} reduziert werden.
- Bei Erhöhung der Iodid-Konzentration würde die Fe^{3+} -Gleichgewichtskonzentration sinken.
- Durch Zugabe eines Liganden, der mit Fe^{2+} -Kationen einen stabilen Komplex bildet, nicht aber mit Fe^{3+} Kationen, würde die Fe^{3+} -Gleichgewichtskonzentration sinken.
- Durch Zusatz eines geeigneten Katalysators kann die Reaktion erneut in Gang gesetzt werden und dann fast vollständig von links nach rechts ablaufen.

Aufgabe 18

Welche Aussage zu folgender Reaktion ist falsch?

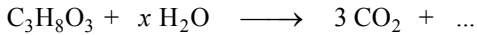


Die Abkürzung „en“ steht für den Liganden 1,2-Diaminoethan ($\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$).

- Es handelt sich um eine Ligandenaustauschreaktion.
- Es entsteht ein Chelatkomplex.
- Das Zentralion ändert seinen Oxidationszustand nicht.
- Der Ligand bildet mit dem Zentralion eine Sechsringstruktur.
- Der neu entstehende Komplex hat ebenso wie der Ausgangskomplex die Koordinationszahl 4.
- Der Ligand „en“ ist zweizählig.

Aufgabe 19

Gegeben ist die unvollständige Teilgleichung für die Oxidation von Glycerol (Summenformel $C_3H_8O_3$) zu Kohlendioxid:

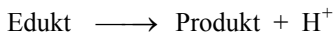


Wie groß ist die Anzahl der ausgetauschten Elektronen?

- 14 12 10 8 6 4

Aufgabe 20

In einer Lösung mit dem Volumen 100 mL und mit pH-Wert 7 wird durch Zugabe eines Katalysators folgende vollständig ablaufende chemische Reaktion gestartet:



Nach Ablauf der Reaktion ist der pH-Wert auf 5 gefallen.

Welche Stoffmenge an Edukt hat am Anfang der Reaktion ungefähr vorgelegen?

- 10^{-12} mmol 10^{-7} mmol 10^{-5} mmol
 10^{-3} mmol 10^{-2} mmol 1 mmol

Aufgabe 21

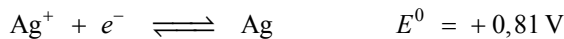
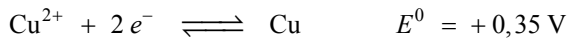
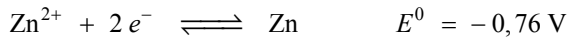
Der Mensch muss mit seiner Nahrung mineralische Substanzen aufnehmen.

Von welchem der folgenden Elemente muss im Mittel die größte Masse in Form der jeweiligen Kationen bzw. Anionen aufgenommen werden?

- Calcium Eisen Iod
 Kupfer Fluor Barium

Aufgabe 22

Welche Aussage zu den angegebenen Redoxsystemen trifft unter Normalbedingungen nicht zu?

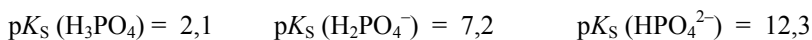


- Die angegebenen Standardreduktionspotenziale können unter Standardbedingungen durch Messung gegen eine Normalwasserstoffelektrode bestimmt werden.
- Mit Cu^{2+} -Kationen lässt sich elementares Zink oxidieren.
- Die Reaktion $\text{Cu} + 2 \text{Ag}^{+} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$ läuft spontan ab.
- Wenn man elementares Silber in eine Lösung mit Zn^{2+} -Kationen bringt, fließen Elektronen vom Silber zum Zn^{2+} .
- Von den angegebenen Oxidationsmitteln Zn^{2+} , Cu^{2+} und Ag^{+} ist das Ag^{+} -Ion das stärkste Oxidationsmittel.
- Von den angegebenen Reduktionsmitteln Zn, Cu und Ag ist das Zink das stärkste Reduktionsmittel.

Aufgabe 23

10 mL einer wässrigen Lösung von K_2HPO_4 der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ werden mit 5 mL Salzsäure der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ versetzt.

Welcher pH-Wert stellt sich ein, wenn für die $\text{p}K_{\text{S}}$ -Werte gilt:



- 2,1 4,75 7,2
- 9,75 12,3 1,0