

Chemisches Praktikum für Biologen

Lernziele zum Praktikum
Modul BP03
„Chemie für Biologen“

Fassung Juli 2015



Institut für Anorganische Chemie

Inhaltsverzeichnis

Inhaltsverzeichnis	2
Lernziele Teil B: Chem. Ggw., Energetik und Geschwindigkeit chemischer Reaktionen	4
Lernziele Teil C: Säuren und Basen	5
Lernziele Teil D: Redoxreaktionen	8
Lernziele Teil E: Komplexverbindungen, Komplexreaktionen	10
Lernziele Teil F: Stoffreaktionen	11
Lernziele Teil G, H und I: Alkane, Alkene, Alkine und Aromaten	14
Lernziele Teil J, K und L: Halogenkohlenwasserstoffe, Amine, Alkohole	15
Lernziele Teil M und N: Carbonylfunktion	16
Lernziele Teil O: Kohlenhydrate	17
Lernziele Teil P: α-Aminosäuren, Peptide und Proteine	18
Lernziele Teil Q: Fette	19
Literaturempfehlungen	20
Teil „Allgemeine und Anorganische Chemie“	20
Teil „Organische Chemie“	21

Praktikumsteil
Allgemeine und Anorganische Chemie

Lernziele Teil B: Chemisches Gleichgewicht, Energetik und Geschwindigkeit chemischer Reaktionen

Sie sollten

1. folgende Begriffe kennen, erklären und anwenden können:
 - Chemisches Gleichgewicht
 - Massenwirkungsgesetz
 - Gleichgewichtskonstante
 - Offenes/ geschlossenes System
 - Homogenes/ heterogenes Gleichgewicht.
2. die Abhängigkeit des chemischen Gleichgewichts vom Druck, Temperatur und Konzentration nach dem Prinzip von *LE CHATELIER* qualitativ beschreiben können.
3. einfache Berechnungen
 - zum Massenwirkungsgesetz und zu Gleichgewichtskonstanten,
 - mit dem Löslichkeitsproduktdurchführen können.
4. die folgenden Begriffe definieren können:
 - endotherme/ exotherme Reaktion
 - freiwillig ablaufende/ nicht freiwillig ablaufende Reaktion
 - endergonische/ exergonische Reaktion.

und den Zusammenhang mit den Symbolen

ΔG , ΔH , ΔS , deren Vorzeichen und der freien Reaktionsenthalpie-Beziehung (*GIBBS-HELMHOLTZ*-Gleichung) $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ angeben können.

5. den Lösungsvorgang bei Salzen und den Einfluss von Gitterenergie und Hydratationsenthalpie auf die Löslichkeit von Salzen beschreiben können.

6. die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von

- Temperatur (*RGT*-Regel)
- Druck
- Konzentration
- Zerteilungsgrad

qualitativ beschreiben können und mit der Anzahl der erfolgreichen Teilchenzusammenstöße begründen können.

7. die Zahl der Teilchenzusammenstöße und Zahl der erfolgreichen Teilchenzusammenstöße unterscheiden können.

8. den Begriff Aktivierungsenergie erklären können und deren Einfluss auf den Ablauf chemischer Reaktionen qualitativ beschreiben können.

9. die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur mit Hilfe der *ARRHENIUS*-Gleichung beschreiben können.

10. Die Begriffe

- Katalysator
- homogene/ heterogene Katalyse

definieren und anhand von Beispielen erklären können sowie den Einfluss eines Katalysators auf den Ablauf einer Reaktion kennen und in einem einfachen Energiediagramm darstellen können.

Lernziele Teil C: Säuren und Basen

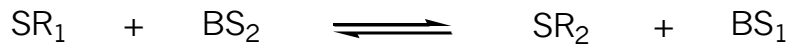
Sie sollten

1. die Begriffe

- Protonendonator/ Protonenakzeptor
- konjugiertes Säure-Base-Paar
- Säure-Base-Halbzelle

verstanden haben und auf *BRÖNSTED*-Säure/Base-Reaktionen anwenden können.

2. die Reaktion von *BRÖNSTED*-Säuren (-Basen) mit *BRÖNSTED*-Basen (-Säuren) als Protonenübertragungsreaktionen verstanden haben und die entsprechenden Reaktionsgleichungen nach



aufstellen können.

Dies umfasst auch die folgenden Spezialfälle

- Reaktionen von Säuren mit OH^- bzw. Basen mit H_3O^+ ,
 - Neutralisation,
 - Protolyse von Salzen,
 - Amphoterie.
3. den *MWG*-Ausdruck für Säure-Base-Reaktionen aufstellen und diesen zur Puffergleichung (*HENDERSON-HASSELBALCH*-Gleichung) umformen können.
4. die Definitionen für K_S -, $\text{p}K_S$ -, K_B -, $\text{p}K_B$ -, pH -, pOH -, K_W - und $\text{p}K_W$ -Wert mit eigenen Worten angeben und die Zusammenhänge dieser Größen erklären können.
5. die pH -Werte von Lösungen
- starker Säuren (Basen)
 - schwacher Säuren (Basen)
 - von Ampholyten
- in Wasser mit den entsprechenden Formeln berechnen können.
6. den Nivellierungseffekt des Wassers erklären können.
7. $\text{p}K_S$ -Werte schwacher Säuren
- mit Hilfe von Titrationskurven aus dem pH -Wert nach halber Neutralisation (Halbäquivalenzmethode)
 - aus dem Anfangs- pH -Wert einer Lösung und deren Konzentration

bestimmen können.

8. den Unterschied zwischen Gehalt und Konzentration erklären können.

9. den Begriff protochemisches Potenzial erklären können, seinen Anwendungsbereich kennen und die Konzentrationsabhängigkeit des protochemischen Potentials

- qualitativ mit *LE CHATELIER*
- quantitativ mit der *HENDERSON-HASSELBALCH*-Gleichung erklären können.

10. Richtung und Ausmaß von Säure-Base-Reaktionen unter Standardbedingungen mit Hilfe

- der relativen Stellung von Halbzellen in der protochemischen Spannungsreihe (*Bergab*-Effekt),
- des protochemischen Potentials
- und des Vorzeichens von ΔG voraussagen können.

11. Berechnungen für andere Konzentrationsverhältnisse mit Hilfe konzentrationsabhängiger Potentiale (*HENDERSON-HASSELBALCH*-Gleichung) durchführen können.

12. die Wirkungsweise von Indikatoren mit eigenen Worten erklären können sowie

- verschiedene Indikatoren und ihre jeweiligen Umschlagsbereiche und Farbbänderungen nennen können.
- den Zusammenhang des Umschlagsbereiches eines Indikators mit seinem pK_s -Wert erklären können.

13. die Wirkungsweise von Puffern qualitativ (*LE CHATELIER*) und quantitativ (*HENDERSON-HASSELBALCH*) erklären können.

Lernziele Teil D: Redoxreaktionen

14. verschiedene Puffer und den jeweiligen pH-Bereich ihrer Pufferwirkung nennen können und aus Pufferungskurven den pH-Bereich bester Pufferkapazität für ein Puffer-System ersehen können.
15. Pufferlösungen definierten pH-Wertes herstellen können.
16. die für eine Titration benötigten Geräte wie Bürette, Pipette, Maßkolben, Bechergläser, Messzylinder und *ERLENMEYER*-Kolben kennen und handhaben können.
17. indikatometrische und potenziometrische Titrationsen sauber und exakt durchführen und interpretieren können.
18. die Begriffe Äquivalenzpunkt und Neutralpunkt erklären und Titrationskurven zuordnen können.

Lernziele Teil D: Redoxreaktionen

Sie sollten

1. die Begriffe
 - Oxidation/ Reduktion
 - Oxidationsmittel/ Reduktionsmittel
 - edel/unedel
 - Elektronenpaardonator/ Elektronenpaarakzeptor
 - Oxidationszahl/ Redoxreaktion/ Halbzelle
 - Disproportionierung/ Synproportionierung (Komproportionierung)verstanden haben und auf Beispiele anwenden können.
2. die Begriffe
 - Standardpotenzial E^0 (Normalpotenzial)
 - Potenzialdifferenz (Elektromotorische Kraft = EMK)

- Standardbedingungen
 - Anode/ Kathode
 - Bezugselektrode
 - Galvanische Zelle
 - Standard-Wasserstoffelektrode
 - Spannungsreihe
- kennen.
3. die *NERNST*-Gleichung verstanden haben und zur Berechnung konzentrationsabhängiger elektrochemischer Potenziale anwenden können.
 4. die Bestimmung der E^0 -Werte und die Aufstellung der elektrochemischen Spannungsreihe mit eigenen Worten erklären können.
 5. die in galvanischen Zellen ablaufenden Vorgänge, d.h. das Zustandekommen der Potentialdifferenz beschreiben können.
 6. Redoxgleichungen nach der Halbzellenmethode aufstellen können.
 7. die bei Redoxreaktionen ablaufenden Vorgänge beschreiben können, d.h. Redoxreaktionen als Elektronendonator/-akzeptor-Reaktionen verstanden haben.
 8. Richtung und Ausmaß von Redoxreaktionen unter Standardbedingungen mit Hilfe
 - der relativen Stellung von Halbzellen in der elektrochemischen Spannungsreihe (Bergab-Effekt)
 - der EMK (Vorzeichen)
 - des Vorzeichens von ΔG
 - von $\log K$voraussagen können.
 9. die Elektrolyse als Umkehrung einer freiwillig ablaufenden Redoxreaktion verstanden haben.

10. den Begriff Zersetzungsspannung erklären können und diese für zu elektrolytische Verbindungen berechnen können.
11. Beispiele von angewandten Elektrolyseverfahren beschreiben können (Chlor-Alkali-Elektrolyse).
12. mit Hilfe von EMK-Messungen Löslichkeitsprodukte bestimmen können.
 - die bei der Korrosion von Eisen ablaufenden Vorgänge beschreiben und deuten können und die Begriffe Lokalelement und Korrosionsschutz (Kathodischer Schutz, Opferanode) erläutern können.
13. Beispiele angewandter galvanischer Zellen kennen (Blei-Akkumulator, Brennstoffzelle, alkalische Braunsteinzelle).
14. die Reaktionsenthalpie einer „Eintopf“-Redoxreaktion mit Hilfe eines Kalorimeters bestimmen können.

Lernziele Teil E: Komplexverbindungen, Komplexreaktionen

Sie sollten

1. die Grundbegriffe zum Aufbau von Komplexen wie
 - Zentralteilchen (*LEWIS*-Säure)
 - Liganden (*LEWIS*-Base)
 - Zähigkeit
 - Koordinationszahl
 - Koordinationspolyedererklären und anwenden können.

2. Komplexreaktionen als Ligandensubstitutionsreaktionen beschreiben können.
3. die Nomenklatur von Komplexen beherrschen.
4. die Isomerie bei Komplexen einschließlich der Begriffe
 - Stereoisomerie (*cis/trans*-Isomerie, optische Isomerie)
 - Bindungsisomerie
5. Konstitutionsisomerie (Hydratisomerie) erklären können.
6. die Stabilität von Komplexen einschließlich der Begriffe
 - Einzel-, Bruttostabilitätskonstanten (K_n -Werte, b_n -Werte, $\log b_n$ -Werte)
 - Begriffe: stabil, inert, instabil, labil
 - *HSAB*-Konzept (Konzept der harten und weichen Säuren und Basen)
 - Chelate, Chelateffekteerklären und anwenden können.

Lernziele Teil F: Stoffreaktionen

Sie sollten generell

- einen Überblick über die Hauptgruppen des Periodensystems (*PSE*) erlangen.
- die wichtigsten Methoden zur Darstellung der im Praktikum und der Vorlesung behandelten Elemente sowie deren Vorkommen, Modifikationen, Strukturen (*LEWIS*-Formeln), Bindungsverhältnisse, wichtigste Oxidationsstufen und Reaktivitäten kennen.

Schwerpunkte sollten auf folgenden Punkten liegen:

Wasserstoff: Darstellungsmethoden, Reaktivität, Knallgas.

Halogene: Vorkommen, Strukturformeln, Darstellungsmethoden (z.B. Chlor-Alkali-Elektrolyse), Ionische Struktur (Salze), *LEWIS*-Formeln und Reaktivität der Sauerstoffsäuren und deren Anionen.

- Chalkogene: Sauerstoff: Modifikationen (O_2 , O_3), *LEWIS*-Formeln, Darstellung (*LINDE*-Verfahren, fraktionierende Destillation), Reaktivität, Wasserstoffverbindungen
- Schwefel: Modifikationen (thermische Umwandlungsprozesse), Darstellung (*CLAUS*-Prozess, *FRASCH*-Verfahren), Reaktivität und *LEWIS*-Formeln der Sauerstoff- und Wasserstoffverbindungen einschließlich ihrer Anionen, Schwefelsäure-Darstellung (Kontaktverfahren).
5. Hauptgruppe: Stickstoff: Darstellung, Reaktivität und *LEWIS*-Formeln der wichtigen Sauerstoff- und Wasserstoffverbindungen einschließlich ihrer Anionen, *HABER-BOSCH*-Verfahren, *OSTWALD*-Verfahren.
- Phosphor: Vorkommen, Darstellung, Reaktivität und *LEWIS*-Formeln der Phosphorsäure und ihre Anionen.
4. Hauptgruppe: Kohlenstoff: Modifikationen (Bindungsverhältnisse in Graphit, Diamant, Fulleren und deren charakteristische Eigenschaften), Sauerstoffverbindungen, Carbonate, permanente und temporäre Wasserhärte.
- Blei: Vorkommen, Darstellung, Bleiakкумуляtor
- Alkalimetalle: Ionische Bindung in Salzen, Einsatz als Reduktionsmittel.

Praktikumsteil

Organische Chemie

Lernziele Teil G, H und I: Alkane, Alkene, Alkine und Aromaten

Allgemein:

- IUPAC-Nomenklatur einfacher Alkane, Alkene, Alkine und Aromaten
- Hybridisierung
- Beschreibung und graphische Darstellung von Hybridorbitalen (sp^3, sp^2, sp)

Alkane:

- Konstitution, Molekülgeometrie, Bindungsbeschreibung
- Tendenzen in den physikalische und chemische Eigenschaften
- Mechanismus der radikalischen Substitution (Photohalogenierung, S_R), Beispiele
- Relative Stabilität von Alkyl-Radikalen

Alkene:

- Molekülgeometrie, Bindungsbeschreibung
- Konfigurationsisomerie, Vergleich mit Alkanen
- Tendenzen in den physikalische und chemische Eigenschaften
- Mechanismus der elektrophilen (= ionischen) Addition (A_E), Beispiele
- Mechanismus der radikalischen Addition (A_R), Beispiele
- Markownikow-/ Anti-Markownikow-Regel bzw. -Produkt
- Eliminierung (ohne Mechanismus!): Hoffmann- und Sayzeff-Produkt

Alkine:

- Molekülgeometrie, Bindungsbeschreibung
- Darstellung am Beispiel des Carbid-Prozesses
- Mechanismus der elektrophilen Addition, Beispiele

Aromaten:

- Aromatizitätskriterien
- Mechanismus der elektrophilen aromatischen Substitution am Ring z. B. Nitrierung Halogenierung, *Friedel-Crafts*-Acylierung und -Alkylierung, Sulfonierung
- *KKK*-Regel (Kälte, Katalysator, Kern; elektrophile aromatische Substitution) sowie *SSS*-Regel (Sonne, Siedehitze, Seitenkette; radikalische Substitution an der Seitenkette, vergleiche dazu Photohalogenierung S_R !)
- Mechanismus der elektrophilen aromatischen Zweitsubstitution am Ring, Beispiele
- Induktive und mesomere Substituenteneffekte

Lernziele Teil J, K und L: Halogenkohlenwasserstoffe, Amine, Alkohole

Halogenkohlenwasserstoffe:

- Eigenschaften, Darstellung, Bindungseigenschaften
- Mechanismus der nucleophilen Substitution (S_N1 , S_N2), Beispiele
- Energiediagramm S_N1 - bzw. S_N2 -Mechanismus
- Relative Stabilität von Carbeniumionen

Amine:

- Besondere Eigenschaften: Siedepunkt., Basizität: Unterschiede Alkylamine/ aromatische Amine
- Darstellung: Alkylierung von Ammoniak, *Gabriel*-Synthese
- Beispiele für elektrophile Substitutionsreaktionen am Anilin
- Diazotierung, Verkochung

Lernziele Teil M und N: Carbonylfunktion

- Reaktivitätsunterschiede aromatischer und nichtarom. Diazoniumionen
- Mechanismus der Azokupplung, Azoverbindungen, Beispiele

Alkohole / Ether:

- Eigenschaften: Siedepunkte, Acidität
- Darstellung: Alkoholische Gärung, Addition von Wasser an die Mehrfachbindung, Hydrolyse von Halogenkohlenwasserstoffen
- Reaktivität: Nukleophile Substitutionsreaktionen (z.B. *Williamson*-Ether-Synthese)

Phenole:

- Acidität: Unterschiede aliphatische Alkohole/Phenole
- Beispiele für elektrophile Substitutionsreaktionen am Phenol

Lernziele Teil M und N: Carbonylfunktion

Carbonylgruppe:

- Struktur, Reaktivität (Mesomerie), Keto-Enol-Tautomerie, α -CH Acidität

Aldehyde und Ketone:

- Darstellung, Redoxchemie
- Stellung in der Reaktivitätsreihe der Carbonylverbindungen, Begründung
- Mechanismen typischer Umsetzungen der Aldehyd- bzw. Ketofunktion mit
- Sauerstoff-Nucleophilen: Addition von Wasser (Hydrate) oder Alkoholen (Halbacetale, Acetale)
- Schwefel-Nucleophilen: Addition von Hydrogensulfit (Bisulfitaddukt)
- Stickstoff-Nucleophilen: Addition von Ammoniak bzw. primären Aminen (Imine, *Schiffsche Basen*), Hydrazinderivaten (Hydrazin- oder Osazonbildung) oder Semicarbaziden (Semicarbazonbildung)
- Kohlenstoff-Nucleophilen: Addition von Enolat-Ionen (Aldole)

Carbonsäuren und Carbonsäurederivate:

- Stellung in der Reaktivitätsreihe der Carbonylverbindungen, Begründung
- Carbonsäuren: Darstellung, Eigenschaften, Acidität (Substituenteneinflüsse), Typische Reaktionen: Decarbonylierung, Decarboxylierung, Veresterung, Anhydridbildung
- Carbonsäureester: Darstellung, Typische Reaktionen: Verseifung (sauer und basisch katalysiert), *Claisen*-Ester-Kondensation
- Säurehalogenide: Darstellung, Bedeutung der ausgeprägten Reaktivität,
- Typische Reaktionen mit Sauerstoff- und Stickstoff-Nucleophilen, *Friedel-Crafts*-Acylierung von Aromaten
- Säureanhydride: Darstellung, Typische Reaktionen mit Sauerstoff- und Stickstoff-Nucleophilen
- Säureamide: Darstellung, Amidbildung (*N*-Acylierung), Polyamidbildung, Harnstoff und Biuret-Reaktion

Lernziele Teil O: Kohlenhydrate

Monosaccharide:

- Definition, Klassifizierung, Photosynthese, Funktion in der Pflanzen und Tierwelt
- Aufbau von Aldosen und Ketosen an den Beispielen Glucose und Fructose
- Mechanismus der Halbacetalbildung; Mutarotation
- Typische Reaktionen: Osazonbildung, Acylierung, Oxidation mit *Tollens-Reagenz* bzw. *Fehlingscher Lösung*, Bildung von Glycosiden
- Zuckeralkohole: Beispiele, Reaktivität
- Süßstoffe und Zuckeraustauschstoffe: Beispiele

Di-, Oligo- und Polysaccharide:

- Vorkommen, Funktion in der Pflanzen und Tierwelt

Lernziele Teil P: -Aminosäuren, Peptide und Proteine

- Disaccharide: Beispiele Maltose, Lactose und Saccharose; Art der glycosidischen Verknüpfung; Reduzierende und nichtreduzierende Eigenschaften; Hydrolyse
- Polysaccharide: Beispiel Stärke und Cellulose; Nachweis; Abbau

Stereochemie:

- Konstitutions-, Konfigurations- und Konformationsisomerie, Tautomerie
- Definitionen: Chiralität, Stereoisomere, Enantiomere, Diastereomere, Epimere, Anomere, Racemate
- Fischer-Projektionsformeln: Definition, Anwendung auf Monosacchariden
- CIP-Nomenklatur (*R/S*): Definition, Anwendung

Lernziele Teil P: α -Aminosäuren, Peptide und Proteine

Aminosäuren:

- Physiologische Bedeutung
- Struktur der Proteinamino­säuren anhand der Beispiele Glycin, Alanin
- Fischer-Projektionsformeln: Anwendung auf Aminosäuren, CIP-Nomenklatur (*R/S*)
- Darstellung: *Strecker*- und *Gabriel*-Synthese einschließlich Mechanismus
- Säure-Base-Charakter: Dissoziationsgleichgewicht, Titrationskurve, Elektrophorese
- Chromatographische Trennung, Nachweis mit Ninhydrin
- Typische Reaktionen: Schwermetallsalzfällung, Decarboxylierung, Komplexierung, Veresterung, *N*-Acylierung

Peptide und Proteine:

- Geometrie der Peptidbindung
- Synthese der Peptidbindung
- Schutzgruppentechnik, Typische Schutzgruppen
- Prinzipien der Sequenzbestimmung

- Proteinstrukturen: Primär-, Sekundär-, Tertiär- und Quartärstruktur
- Nachweis der Peptidbindung, Xanthoprotein-Reaktion
- Disulfid-Brücken am Beispiel der Oxidation und Reduktion von Cystein
- Wirkungsweise der Enzyme in Abhängigkeit von Reaktionsparametern wie pH-Wert und Temperatur
- Merrifield-Synthese

Lernziele Teil Q: Fette

Fette

- Aufbau und Funktion im Organismus
- Reaktionsmechanismus der Verseifung
- Kennzahlen der Fettanalytik: Verseifungszahl, Iodzahl, Säurezahl, Esterzahl

Fettsäuren

- Beispiele wichtiger Fettsäuren
- Physikalische Eigenschaften von gesättigten und ungesättigten Fettsäuren
- Reaktionsmechanismus der Fetthärtung, Autoxidation
- Darstellung von Wachsen und deren Aufbau

Seifen

- Zusammensetzung und Darstellung
- Tensidwirkung, Wechselwirkung von Lipiden und Wasser, Detergentien
- Schaumbildung

Literaturempfehlungen

Teil „Allgemeine und Anorganische Chemie“

1. RIEDEL, Erwin

Allgemeine und Anorganische Chemie

De Gruyter, Berlin, New York

Chemisches Gleichgewicht	Kap. 3.5.1 - 3.5.3 Kap. 3.7.3
Energetik chemischer Reaktionen	Kap. 3.4; 3.5.4; 3.7.1
Reaktionskinetik	Kap. 3.6
Säuren und Basen	Kap. 3.7.4 - 3.7.10
Redoxreaktionen	Kap. 3.8
Komplexverbindungen, Komplexreaktionen	Kap. 5.7.1 - 5.7.4
(zu ergänzen: <i>LEWIS</i> -Säuren und -Basen; <i>HSAB</i> -Konzept; Bruttostabilitätskonstanten)	
Stoff-Reaktionen	
- Wasserstoff, Halogene	Kap. 4.1 - 4.3
- <i>VSEPR</i> -Modell	Kap. 2.2.12
- Die Elemente der 6. Hauptgruppe	Kap. 4.5
- Die Elemente der 5. Hauptgruppe	Kap. 4.6
- Die Elemente der 4. Hauptgruppe	Kap. 4.7

Zur weiteren Lektüre wird das folgende Lehrbuch empfohlen:

2. MORTIMER, Charles und MÜLLER, Ulrich

Chemie - Das Basiswissen der Chemie

Georg Thieme Verlag Stuttgart

Teil „Organische Chemie“

1. HART, Harold

Organische Chemie - Ein kurzes Lehrbuch

VCH Verlagsgesellschaft, Weinheim

Zur weiteren Lektüre wird das folgende Lehrbuch empfohlen:

2. MORTIMER, Charles und MÜLLER, Ulrich

Chemie - Das Basiswissen der Chemie

Georg Thieme Verlag Stuttgart