

Staatsexamen **Lehramt Chemie**

Allgemeine Chemie

1. Semester (Modul 13-231-0211)

Umfang: 4 SWS	Experimentalvorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“
2 SWS	Seminar „Allgemeine Chemie“
2,5 SWS	Praktikum „Einführung in die Qualitative und Quantitative Analyse“

Experimentalvorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“:

<i>Mo</i>	<i>11¹⁵ - 12⁴⁵</i>	<i>Exp. HS</i>
<i>Mi</i>	<i>15⁰⁰ - 16³⁰</i>	<i>Exp. HS</i>

- I. Einführung
- II. Atombau, Periodensystem und kovalente Bindung
- III. Chemie der Hauptgruppenelemente

Klausuren:

Schriftliches Testat für das Praktikum „Qualitative Analyse“ im Modul AC-I

Fr, 04.11.2022, 17⁰⁰ Uhr, kl. HS bzw. R 014, Johannisallee 29

(Wiederholungstestat: 02.12.2022, 17⁰⁰ Uhr, Exp. HS, Johannisallee 29)

Klausur zur Vorlesung:

Mo 13.02.2023; 9⁰⁰Uhr; Hörsaal im Carl-Ludwig-Institut, Liebigstr. 27

(Wiederholungsklausur: 13.03.2023, 9⁰⁰ Uhr, Exp. HS bzw. HS 4, Johannisallee 29)

Praktikum „Einführung in die Qualitative und Quantitative Analyse“:

- 10 halbe Praktikumstage
- 10 Übungsblätter zu den Praktikumstagen 1 – 10
- 2 Analysenprotokolle in einem A5-Protokollbuch zur Quantitativen Analyse (Praktikumstage 9 + 10)

Die erfolgreiche Teilnahme am Praktikum ist Voraussetzung für die Zulassung zur Klausur (Modulprüfung). Diese Prüfungsvorleistung ist erbracht, wenn die Abgabe der Lösungen der Übungsaufgaben zu den Praktikumstagen 1 – 10 und die Anwesenheit an mindestens 8 Praktikumstagen im Praktikum nachgewiesen wird, wobei die Teilnahme an den Praktikumstagen zur Quantitativen Analyse (**Praktikumstage 9 + 10**) obligatorisch ist.

Bewertung des Moduls: 10 LP

Klausurnote 100%

Seminar „Allgemeine Chemie“ WS 2022/23

Dienstag 17¹⁵ – 18⁴⁵ Uhr; Gruppe p – r, v (R 014) Dr. Götze
Mittwoch 11¹⁵ – 12⁴⁵ Uhr; Gruppe s – u (R 102) PD Dr. Zeckert

Seminarthema 1	18./19.10.2022 Chemische Grundbegriffe – Konzentrationsangaben – Stöchiometrie
Seminarthema 2	25./26.10.2022 Oxidationszahlen und Aufstellen von Redoxreaktionsgleichungen
Praktikumsseminar	01.11./02.11.2022 Vorbereitung auf die Prüfungsvorleistung zum Praktikum: „Qualitative Analyse“
Seminarthema 3	08./09.11.2022 Reaktionsgleichungen – Chemisches Gleichgewicht: Löslichkeitsprodukt
Seminarthema 4	22./23.11.2022 Chemisches Gleichgewicht: Säure-Base-Reaktionen
Seminarthema 5	29./30.11.2022 Komplexbildungsgleichgewichte, Spannungsreihe und gekoppelte Gleichgewichte
Seminarthema 6	06./07.12.2022 Radioaktivität
Seminarthema 7	13./14.12.2022 Periodensystem der Elemente
Seminarthema 8	20.12.2022/04.01.2023 Valenzstrichformeln
Seminarthema 9	10./11.01.2023 VSEPR-Konzept
Seminarthema 10	17./18.01.2023 Kovalente Bindung – MO-Diagramme
Seminarthema 11	24./25.01.2023 Metalle: Bindung, Struktur, Eigenschaften
Seminarthema 12	31.01./01.02.2023 Ionenverbindungen: Bindung und Struktur in Salzen; Gitterenergie

Praktikum „Einführung in die Qualitative und Quantitative Analyse“

(siehe auch „Versuchsbeschreibungen/Übungsaufgaben“)

Der Schwerpunkt der praktischen Arbeit in diesem Praktikum liegt im Erwerben von chemischen Stoffkenntnissen und -eigenschaften. Voraussetzung hierfür ist die eigenständige, saubere und gewissenhafte Ausführung der Experimente, das aufmerksame Beobachten von durchgeführten Reaktionen und die Beschreibung von charakteristischen Erscheinungen. Diese Protokollierung ist unbedingt mit der Formulierung von Reaktionsgleichungen zu verbinden (Lösen der Übungsaufgaben), um die Experimente zu verstehen und zugleich die Formeln der chemischen Spezies und Verbindungen sowie die korrekte Anwendung und Formulierung von chemischen Gleichungen zu üben. Die im Einführungspraktikum durchgeführten Experimente spielen in der Qualitativen Analyse eine zentrale Rolle und bereiten somit auf das Praktikum "Qualitative Analyse" vor, das im 2. Semester zu absolvieren ist.

Darüber hinaus soll in diesem Praktikum die richtige Handhabung chemischer Geräte, der sparsame Umgang mit Chemikalien und eine umweltgerechte, umweltschonende chemische Arbeitsweise erlernt werden. Das Erwerben von Kenntnissen über die Gefahrenpotenziale der Chemikalien und chemischen Reaktionen, insbesondere deren Toxizität, Brennbarkeit, ätzende Wirkung u. a., sowie die sachgerechte Entsorgung der Produktgemische und Lösungen (Jander/ Blasius, 17. Auflage, „Umgang mit gefährlichen Stoffen“ bzw. bis 16. Auflage „Giftgefahren und Arbeitsschutz“) ist ein weiteres Ziel dieses Praktikums.

Arbeitsschutzbelehrung:

Allgemeines Verhalten im Labor und Umgang mit Giften, Entsorgung; Termin: 05. bzw. 06.10.2022 im Rahmen der Einführungsveranstaltung

Mi 12. Oktober 2022

11¹⁵

12⁰⁰

spezielle Arbeitsschutzbelehrung im Saal

Gruppe p – s

Gruppe t – v

Praktikum:

Donnerstag

13⁰⁰ – 16³⁰Uhr

Gruppe p – v

Freitag

13⁰⁰ – 16³⁰Uhr

Gruppe p – v

Seminar zum Praktikum

digital → moodle2.uni-leipzig.de bzw.

zusätzliches Angebot (freiwillig): Do. (R 102) und Fr. (TA, R 257)

11³⁰-12⁵⁰ ab 14.10. Tutorium, max. 30 Studenten

	<i>Thema</i>	<i>Praktikum</i>	<i>Seminar zum Praktikum</i>
	Sicheres Arbeiten im Labor - Umgang mit Giften / Giftbelehrung		Einführungsveranstaltung
1. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Nichtmetallverbindungen - „Gase“	13.10.2022	digital ab 14.10.2022
2. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Nichtmetallverbindungen - „Lösungen“	14.10.2022	digital ab 15.10.2022
3. Praktikumstag	Geräte und Arbeitstechniken	20.10.2022	digital ab 21.10.2022
4. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Metallverbindungen – HCl/H₂S-Gruppe-I	21.10.2022	digital ab 22.10.2022

5. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Metallverbindungen – HCl/H₂S-Gruppe-II- Gruppenversuche	27.10.2022	digital ab 28.10.2022
6. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Metallionen der (NH₄)₂S-Gruppe – Mn²⁺, Fe^{2+/3+}, Co²⁺, Ni²⁺ - Gruppenversuche	28.10.2022	digital ab 29.10.2022
7. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Metallionen der (NH₄)₂S-Gruppe – Al³⁺, TiO²⁺, Cr³⁺, Zn²⁺	03.11.2022	digital ab 04.11.2022
8. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Erdalkali- und Alkali- metallverbindungen –Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺, Mg²⁺, Li⁺, Na⁺, K⁺	04.11.2022	digital ab 04.11.2022 (14⁰⁰ Uhr)
9. Praktikumstag	Säure-Base-Titration	13.01.2023	-
10. Praktikumstag	Redox Titration und Komplexometrie	20.01.2023	-

Praktikumsablauf für die Praktikumstage 2 – 10:

- Zugangsgewährung** zum Praktikumssaal nach **Abgabe der Übungsaufgaben**
- Arbeitsplatz übernehmen** – **Name** in die aushängende Liste am Arbeitsplatz eintragen
- Versuche** durchführen, siehe Begleitheft zum Praktikum „**Versuchsbeschreibung/Übungsaufgaben**“
- Ergebnisse/Beobachtungen** notieren bzw. Analysenergebnisse in einem A5-Protokollbuch zusammenfassen (Praktikumstage 9 und 10) und dem Assistenten vorlegen
- sauberen und vollständigen **Arbeitsplatz** bei einem Assistenten/Mitarbeiter **abgeben**; spätester Abgabezeitpunkt: **16³⁰ Uhr**
- Abgabe der Übungsaufgaben und des Arbeitsplatzes auf dem Laufschein und der Liste am Arbeitsplatz bestätigen lassen

Empfehlung für Studienliteratur Anorganische Chemie

Lehr- und Studienbücher:

„Anorganische Chemie“

Erwin Riedel, Christoph Janiak
de Gruyter Verlag, 9. Auflage (2015)
ISBN-13: 978-3110355260

„Chemie“

*Charles E. Mortimer, Ulrich Müller,
Johannes Beck*
Georg Thieme Verlag, 13. Auflage (2019)
ISBN-13: 978-3134843125

„Allgemeine und Anorganische Chemie“

*Michael Binnewies, Maik Finze, Manfred
Jäckel, Peer Schmidt, Helge Willner,
Geoff Rayner-Canham*
Springer Spektrum Verlag, 3. Auflage
(2016)
ISBN-13: 978-3662450666

Holleman-Wiberg

„Lehrbuch der Anorganischen Chemie“
de Gruyter Verlag, 103. Auflage (2016)
ISBN-13: 978-3110518542 (Band I + II)
ISBN-13: 978-3110269321 (Band I)
ISBN-13: 978-3110495737 (Band II)

„Anorganische Chemie“

Catherine E. Housecroft, Alan G. Sharpe,
Pearson Studium Verlag, 2. Auflage (2006)
ISBN-13: 978-3827371928

Praktikumsbuch:

Jander-Blasius

„Anorganische Chemie I“

Eberhard Schweda
S. Hirzel Verlag, 18. Auflage (2016)
ISBN-13: 978-3777623641
(ab 17. Auflage im Praktikum verwendbar)

bzw.

Jander-Blasius

„Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie“

Joachim Strähle, Eberhard Schweda
S. Hirzel Verlag, 16. Auflage (2006)
ISBN-13: 978-3777613888
(ab 10. Auflage im Praktikum verwendbar)

Wichtige Termine

Wintersemester 2021/2022	01.10.2022 – 31.03.2023
Vorlesungsbeginn	10.10.2022
Vorlesungsende	03.02.2022
Immatrikulationsfeier	12.10.2022
Dies academicus (Projekttag)	02.12.2022
Unterbrechung (Weihnachten/Neujahr)	21.12.2022 – 03.01.2023

Feiertage im Wintersemester 2021/2022:

Reformationstag (Sonntag)	31.10.2022
Buß- und Betttag (Mittwoch)	16.11.2022

Wichtige Anschriften und Telefonnummern

Universität Leipzig
 Fakultät für Chemie und Mineralogie
 Institut für Anorganische Chemie
 Johannisallee 29
 04103 Leipzig
<http://www.uni-leipzig.de/chemie>

Frau Klemm: (Sekretariat)	Zi.: 145	Tel.: 0341/9736160 constanze.klemm@uni-leipzig.de
Prof. Dr. H. Krautscheid (Modulverantwortlicher)	Zi.: 143	Tel.: 0341/9736172 krautscheid@rz.uni-leipzig.de
Herr Dr. S. Blaurock (Praktikumsbeauftragter)	Zi.: 149	Tel.: 0341/9736181 blaurock@uni-leipzig.de
Frau Dr. S. Gruschinski Leitung des Studienbüros	Zi.: 131	Tel.: 0341/9736002 sina.gruschinski@uni-leipzig.de

Chemische Grundbegriffe – Konzentrationsangaben – Stöchiometrie

Chemische Grundbegriffe: Avogadro-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

(25./26.10.2022)

Oxidationszahlen und Aufstellen von Redoxreaktionsgleichungen

Redox-Reaktionen: Oxidation und Reduktion
 Oxidationszahl
 Oxidationsmittel und Reduktionsmittel
 Aufstellen von Redoxgleichungen

Aufgaben:

1. 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 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
2. Bitte ordnen Sie den N-Atomen in NF_3 bzw. in NCl_3 Oxidationsstufen zu.
3. Ermitteln Sie für folgende Reaktionen die Oxidationszahlen der beteiligten Reaktanden und stellen Sie die Reaktionsgleichungen auf:
 - a) Cu reagiert mit konzentrierter Schwefelsäure zu Cu^{2+} und SO_2 .
 - b) Zn reagiert mit halbkonzentrierter Salpetersäure zu Zn^{2+} und NO .
 - c) MnO_4^- reagiert mit konzentrierter Salzsäure zu Mn^{2+} und Cl_2 .
4. Geben Sie die vollständigen Reaktionsgleichungen und die Oxidationszahlen für alle Reaktionspartner an:
 - a) Natrium mit Sulfat-Ionen
 - b) Eisen(II)-sulfat mit Nitrat-Ionen in saurer Lösung
 - c) Arsen(III)-sulfid mit Polysulfid-Anionen
 - d) Zink mit konzentrierter Salpetersäure
 - e) Zink mit verd. Salpetersäure
 - f) Reaktion von Braunstein mit konzentrierter Salzsäure
 - g) Reaktion von Chlorwasser mit Iod in saurer Lösung
 - h) Brom mit Natriumthiosulfat-Lösung
 - i) Cyanid-Ionen mit Permanganat-Ionen in basischer Lösung

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 ($K_L=2 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/l^3$).

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 ($pK_s(NH_4^+)= 9,25$).