

Bachelorstudiengang Chemie

AC-I: Allgemeine und Anorganische Chemie

1. Semester (Modul 13-111-0211-X)

Umfang:	4 SWS	Experimentalvorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“
	2 SWS	Seminare/Übungen
	2 SWS	Praktikum „Einführung in die Qualitative Analyse“
	9 SWS	Praktikum „Qualitative Analyse“

Experimentalvorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“:

<i>Di</i>	<i>17¹⁵ - 18⁴⁵</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:

Prüfungsvorleistung zum Praktikum „Qualitative Analyse“:

Fr. 01.12.2023, 17⁰⁰ Uhr; Exp. HS, Raum 014, Johannisallee 29

Freiwilliger Zusatztermin: Mi, 08.11.2023, 17⁰⁰ Uhr; Exp. HS, Raum 101, Johannisallee 29

(Wiederholungsklausur: Fr. 05.01.2024, 13¹⁵ Uhr; Exp. HS, Raum 101, Johannisallee 29)

Klausur zur Vorlesung (Modulprüfung):

Mo 12.02.2024; 9⁰⁰Uhr; Hörsaal im Carl-Ludwig-Institut, Liebigstr. 27

(Wiederholungsklausur: 11.03.2024, 9⁰⁰ Uhr; Exp. HS, Raum 014, Johannisallee 29)

Praktikum „Einführung in die Qualitative Analyse“:

- 8 halbe Praktikumstage;
- 8 Übungsblätter zu den Praktikumstagen;

Praktikum „Qualitative Analyse“:

Einführungsveranstaltung: Do 09.11.2023 10⁰⁰, Exp. HS, Johannisallee 29

Prüfungsvorleistungen:

- Anwesenheit an mindestens 6 von 8 Praktikumstagen im Praktikum „Einführung in die Qualitative Analyse“
- 8 abgegebene Übungsblätter mit Lösungen der Übungsaufgaben zu diesen Praktikumstagen
- bestandene Prüfungsvorleistung zum Praktikum „Qualitative Analyse“

8 Qualitative Analysen; klassischer Trennungsgang

1 Praktikumsabschlussstest zu Trennungsgängen und Nachweisen vor der Abschlussanalyse (K₈)

Bewertung des Moduls: **13 LP**

Klausurnote (Modulprüfung) 50%

Praktikumsnote „Qualitative Analyse“: 50%

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

Dienstag	9⁰⁰ – 10³⁰ Uhr	Gruppe a - d (kl. HS, + online)	Dr. Fuhrmann
		Gruppe e - h (R 014)	Dr. Blaurock
		Gruppe i - l (R 101)	Dr. Börner
		Gruppe m - o (R 102)	AK Oeckler
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	Ionenverbindungen: Bindung und Struktur in Salzen; Gitterenergie	

Praktika zum Modul „Allgemeine und Anorganische Chemie“

Der Schwerpunkt der praktischen Arbeit im **Praktikum „Einführung in die Qualitative Analyse“** 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 den Praktikumsteil "Qualitative Analyse" vor.

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, ab 17. Auflage, „Umgang mit gefährlichen Stoffen“ bzw. bis 16. Auflage „Giftgefahren und Arbeitsschutz“) ist ein weiteres Ziel dieses Praktikums.

Die Grundlagen der anorganischen Chemie werden im **Praktikum „Qualitative Analyse“** durch die Durchführung klassischer Trennungsgänge logisch vermittelt. Gleichzeitig wird der sichere Umgang mit Chemikalien – eine Grundvoraussetzung für das chemische Arbeiten – erlernt. Da nur eine saubere chemische Arbeitsweise, eine korrekte Durchführung der Versuche und die genaue Beobachtung der Reaktionsweisen zu richtigen Analyseergebnissen führen, lässt dieses Praktikum eine differenzierte Selbsteinschätzung der Leistungen durch die Studentin / den Studenten zu.

Auch wenn moderne Analysengeräte bzw. -methoden, deren Nutzung im Masterstudium Chemie trainiert wird, schneller und genauer die Analytik von Stoffen erlauben, ist dieses traditionelle anorganisch-chemische Praktikum unbestritten im oben genannten Sinne von hohem Wert.

Praktikum „Einführung in die Qualitative Analyse“ (siehe auch „Versuchsbeschreibungen/Übungsaufgaben“)

Arbeitsschutzbelehrung:

**Allgemeines Verhalten im Labor und Umgang mit Giften,
Entsorgung; Termin: 04. bzw. 05.10.2023 im Rahmen der
Einführungsveranstaltung**

Di 10. Oktober 2023

spezielle Arbeitsschutzbelehrung im Saal

09⁰⁰ Gruppe a – c (Saal 09)

09³⁰ Gruppe d – g (Saal 09)

10⁰⁰ Gruppe h – j (Saal 09)

10³⁰ Gruppe k – o (Saal 09)

Praktikum:

Donnerstag 08⁰⁰ – 11³⁰Uhr Gruppe a – l (Saal 09,12,13)

Donnerstag 13⁰⁰ – 16³⁰Uhr Gruppe l – o (Saal 09,12)

Freitag 08⁰⁰ – 11³⁰Uhr Gruppe a – l (Saal 09,12,13)

Freitag 13⁰⁰ – 16³⁰Uhr Gruppe l – o (Saal 09,12)

Seminar zum Praktikum

digital → moodle2.uni-leipzig.de bzw.

zusätzliches Angebot (freiwillig): Do. (R 102) und Fr. (R 101)

11³⁰-12⁵⁰ ab 13.10. Tutorium, max. 25 Studenten

	<i>Thema</i>	<i>Praktikum</i>	<i>Seminar zum Praktikum</i>
	Sicheres Arbeiten im Labor - Umgang mit Giften / Giftbelehrung		Einführungs- veranstaltung
1. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Nichtmetallverbindungen - „Gase“	12.10.2023	digital ab 13.10.2023
2. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Nichtmetallverbindungen - „Lösungen“	13.10.2023	digital ab 14.10.2023
3. Praktikumstag	Geräte und Arbeitstechniken	19.10.2023	digital ab 20.10.2023
4. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Metallverbindungen – HCl/H₂S- Gruppe-I	20.10.2023	digital ab 21.10.2023
5. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Metallverbindungen – HCl/H₂S- Gruppe-II- Gruppenversuche	26.10.2023	digital ab 27.10.2023
6. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Metallionen der (NH₄)₂S-Gruppe – Mn²⁺, Fe^{2+/3+}, Co²⁺, Ni²⁺ - Gruppenversuche	27.10.2023	digital ab 28.10.2023
7. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Metallionen der (NH₄)₂S-Gruppe – Al³⁺, TiO²⁺, Cr³⁺, Zn²⁺	02.11.2023	digital ab 03.11.2023
8. Praktikumstag	Chemie ausgewählter Erdalkali- und Alkalimetallverbindungen –Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺, Mg²⁺, Li⁺, Na⁺, K⁺	03.11.2023	digital ab 04.11.2023

Praktikumsablauf für die Praktikumstage 2 - 8:

- Zugangsgewährung** zum Praktikumsaal 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
- sauberen und vollständigen **Arbeitsplatz** bei einem Assistenten/Mitarbeiter **abgeben**;
spätester Abgabezeitpunkt: **11³⁰ Uhr bzw. 16³⁰ Uhr**
- Abgabe der Übungsaufgaben und des Arbeitsplatzes auf dem Laufschein und der
Liste am Arbeitsplatz bestätigen lassen

Hinweis: Der Praktikumsablauf am 1. Praktikumstag unterscheidet sich von den anderen
Praktikumstagen nur durch vorhergehende Zuweisung des Laborplatzes.

Praktikum „Qualitative Analyse“

(siehe auch Praktikumshinweise)

Einführungsveranstaltung: Donnerstag 09.11.2023 10⁰⁰Uhr, Exp. HS, Johannisallee 29**1. Durchgang: 16.11.2023 – 02.02.2024 Do und Fr 8⁰⁰–17⁰⁰Uhr****2. Durchgang: 07.12.2023 – 02.02.2024 Do und Fr 8⁰⁰–17⁰⁰Uhr
05.02.2024 – 09.02.2024 täglich 8⁰⁰–17⁰⁰Uhr****3. Durchgang: 11.01.2024 – 02.02.2024 Do und Fr 8⁰⁰–17⁰⁰Uhr
05.02.2024 – 20.02.2024 täglich 8⁰⁰–17⁰⁰Uhr****A:** Anionenanalyse**B/C:** HCl- und H₂S-Gruppe**D₁:** Ammoniumsulfidgruppe**D₂:** HCl-, H₂S- und Ammoniumsulfidgruppe**E:** (NH₄)₂CO₃- und lösliche Gruppe**G₁:** Gesamtanalyse**G₂:** 8 h - Gesamtanalyse**Praktikumsabschlussstat****K₈:** Abschlussanalyse (zusammenhängend 8 h)**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)**„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 2023/2024	01.10.2023 – 31.03.2024
Vorlesungsbeginn	09.10.2023
Vorlesungsende	02.02.2024
Immatrikulationsfeier	11.10.2023
Dies academicus (Projekttag)	02.12.2023
Unterbrechung (Weihnachten/Neujahr)	20.12.2023 – 02.01.2024

Feiertage im Wintersemester 2023/2024:

Reformationstag (Sonntag)	31.10.2023
Buß- und Betttag (Mittwoch)	22.11.2023
Tag der offenen Tür	11.01.2024

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'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?

Oxidationszahlen und Aufstellen von Redoxreaktionsgleichungen

<u>Redox-Reaktionen:</u>	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 (nicht im wässrigen Medium)
 - 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 ($pK_s(NH_4^+)=9,25$).

Weitere Seminarthemen finden sie unter:

<https://www.chemie.uni-leipzig.de/institut-fuer-anorganische-chemie/derarbeitskreiskrautscheidbeschaeftigsichmitderforschunganverschiedenenthemende-festkoerperchemieundmaterialwissenschaft/lehre>