

Anhang

A Liste der analysierten Kerncurricula	1
B Liste der analysierten Propädeutika	4
C Liste der zu erreichenden Kompetenzen der Lernmodule	6
D Lernmaterial des Propädeutikums	10
Lernmodule	10
Material der Präsenztage	10
Präsenztag „Bau der Materie“	10
Präsenztag „Chemische Bindung“	20
Präsenztag „Chemische Reaktion“	32
E Evaluationsmaterialien des Propädeutikums	44
Fachwissenstests	44
Testversion von 2013 – Testheft 1/2	44
Testversion von 2013 – Testheft 2/2	53
Testversion von 2014 – Pretest	67
Testversion von 2014 – Posttest	81
Interviewleitfaden zur Ermittlung der Lernstrategien	97
Feedbackbögen	101
Feedback zum Themenbereich „Bau der Materie“	101
Feedback zum Themenbereich „Chemische Bindung“	104
Feedback zum Themenbereich „Chemische Reaktion“	107
Feedback zur Gesamtkonzeption	110
Retrospektives Feedback	110

A Liste der analysierten Kerncurricula

Zur Beschreibung des zu erwartenden Vorwissens von Erstsemesterstudierenden wurden auf dem Stand vom 09.07.2015 die Kompetenzen des Bereichs Fachwissen der in Tab. 1 gegebenen Kerncurricula und (Rahmen)lehrpläne der Sekundarstufen I und II ermittelt und gebündelt.

Tab. 1: Kerncurricula und (Rahmen)lehrpläne für Chemieunterricht in den Sekundarstufen I und II der Bundesländer Deutschlands.

Bundesland	Links zu den Kerncurricula/(Rahmen)lehrplänen
Baden-Württemberg	http://www.bildung-staerkt-menschen.de/service/downloads/Bildungsstandards/Gym/Gym_Ch_bs.pdf
Bayern	https://www.isb.bayern.de/download/1555/broschuere-der-lehrplan-im-ueberblick.pdf
Berlin	https://www.berlin.de/imperia/md/content/senbildung/unterricht/lehrplaene/sek2_chemie.pdf?start&ts=1429785405&file=sek2_chemie.pdf https://www.berlin.de/imperia/md/content/senbildung/schulorganisation/lehrplaene/sek1_chemie.pdf?start&ts=1429785405&file=sek1_chemie.pdf
Brandenburg	http://bildungsserver.berlin-brandenburg.de/fileadmin/bbb/unterricht/rahmenlehrplaene_und_curriculare_materialien/sekundarstufe_I/2008/Chemie-RLP_Sek.I_2008_Brandenburg.pdf http://bildungsserver.berlin-brandenburg.de/fileadmin/bbb/unterricht/rahmenlehrplaene_und_curriculare_materialien/gymnasiale_oberstufe/curricula/2011/Implementation_GOST_2011_Chemie_Biologie_BB2.pdf
Bremen	http://www.lis.bremen.de/sixcms/media.php/13/06-12-06_nat_gy.pdf http://www.lis.bremen.de/sixcms/media.php/13/CHE_GyQ_2008.21705.pdf
Hamburg	http://www.hamburg.de/contentblob/2373260/data/chemie-gym-seki.pdf http://www.hamburg.de/contentblob/1475194/data/chemie-gyo.pdf
Hessen	https://la.hessen.de/irj/servlet/prt/portal/prtroot/slimp.CMReader/HKM_15/LSA_Internet/med/a33/a3335d0c-f86a-821f-012f-31e2389e4818,22222222-2222-2222-2222-222222222222 https://verwaltung1.hessen.de/irj/HKM_Internet?cid=ac9f301df54d1fbfab83dd3a6449af60
Mecklenburg-Vorpommern	http://www.bildung-mv.de/export/sites/bildungsserver/downloads/unterricht/Rahmenplaene/Rahmenplaene_allgemeinbildende_Schulen/Chemie/rp-chemie-7-10-gym-02.pdf http://www.bildung-mv.de/export/sites/bildungsserver/downloads/unterricht/Rahmenplaene/Rahmenplaene_allgemeinbildende_Schulen/Chemie/kc-chemie-11-12-gym.pdf
Niedersachsen	http://db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_gym_nws_07_nib.pdf http://db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_chemie_go_i_2009.pdf
Nordrhein-Westfalen	http://www.schulentwicklung.nrw.de/lehrplaene/upload/lehrplaene_download/gymnasium_g8/gym8_chemie.pdf http://www.schulentwicklung.nrw.de/lehrplaene/upload/klp_SII/ch/KLP_GOST_Chemie.pdf
Rheinland-Pfalz	http://lehrplaene.bildung-rp.de/lehrplaene-nach-faechern.html?tx_abdownloads_pi1[action]=getviewcatalog&tx_abdownloads_pi1[category_uid]=86&tx_abdownloads_pi1[cid]=5786&cHash=9bf50d80aed02a1e07fc12879331d759
Saarland	http://www.saarland.de/dokumente/thema_bildung/LP_Ch_Gym_8_und_9_nw-Zweig_Juni_2012.pdf http://www.saarland.de/dokumente/thema_bildung/CHmnEinfphFeb2006.pdf
Sachsen	http://www.schule.sachsen.de/lpdb/web/downloads/lp_gy_chemie_2011.pdf?v2
Sachsen-Anhalt	http://www.bildung-lsa.de/pool/RRL_Lehrplaene/chemgyma.pdf
Schleswig-Holstein	http://www.lehrplan.lernnetz.de/index.php?wahl=124 http://www.lehrplan.lernnetz.de/index.php?wahl=119
Thüringen	https://www.schulportal-thueringen.de/web/guest/media/detail?tspi=2285

Außerdem wurden die Kerncurricula und (Rahmen)lehrpläne der Sekundarstufe II für Mathematik berücksichtigt, die in Tab. 2 gegeben sind.

Tab. 2: Kerncurricula und (Rahmen)lehrpläne für Mathematikunterricht in der Sekundarstufe II der Bundesländer Deutschlands.

Bundesland	Links zu den Kerncurricula/(Rahmen)lehrplänen
Baden-Württemberg	http://www.bildung-staerkt-menschen.de/service/downloads/Bildungsstandards/Gym/Gym_M_bs.pdf
Bayern	https://www.isb.bayern.de/download/1555/broschuere-der-lehrplan-im-ueberblick.pdf
Berlin	https://www.berlin.de/imperia/md/content/sen-bildung/unterricht/lehrplaene/sek2_mathematik.pdf?start&ts=1429785405&file=sek2_mathematik.pdf
Brandenburg	http://bildungsserver.berlin-brandenburg.de/fileadmin/bbb/unterricht/rahmenlehrplaene_und_curriculare_materialien/gymnasiale_oberstufe/curricula/2012/Mathe_mit_CAS-VRLP_GOST_2012_Brandenburg.pdf
Bremen	http://www.lis.bremen.de/sixcms/media.php/13/MAT_GyQ_2008.pdf
Hamburg	http://www.hamburg.de/contentblob/1475206/data/mathematik-gyo.pdf
Hessen	https://verwaltung1.hessen.de/irj/HKM_Internet?cid=ac9f301df54d1fbfab83dd3a6449af60
Mecklenburg-Vorpommern	http://www.bildung-mv.de/export/sites/bildungsserver/downloads/unterricht/Rahmenplaene/Rahmenplaene_allgemeinbildende_Schulen/Mathematik/kc-mathematik-11-12-gym.pdf
Niedersachsen	http://db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_mathematik_go_i_2009.pdf
Nordrhein-Westfalen	http://www.schulentwicklung.nrw.de/lehrplaene/upload/klp_SII/m/GOST_Mathematik_Endfassung.pdf
Rheinland-Pfalz	http://lehrplaene.bildung-rp.de/lehrplaene-nach-faechern.html?tx_abdownloads_pi1[action]=getviwecatalog&tx_abdownloads_pi1[category_uid]=101&tx_abdownloads_pi1[cid]=5786&cHash=335bff434ef493ebf83fe3e6ea773b8f
Saarland	http://www.saarland.de/dokumente/thema_bildung/LP_Ma_EP_GOS_2014.pdf
Sachsen	http://www.schule.sachsen.de/lpdb/web/downloads/1530_lp_gy_mathematik_2013.pdf?v2
Sachsen-Anhalt	http://www.bildung-lsa.de/pool/RRL_Lehrplaene/mathegya.pdf
Schleswig-Holstein	http://www.lehrplan.lernnetz.de/index.php?wahl=106
Thüringen	https://www.schulportal-thueringen.de/media/detail?tspi=4470

Tab. 3: Kerncurricula und (Rahmen)lehrpläne für Physikunterricht in den Sekundarstufen I und II der Bundesländer Deutschlands.

Bundesland	Links zu den Kerncurricula/(Rahmen)lehrplänen
Baden-Württemberg	http://www.schule-bw.de/faecher-und-schularten/mathematisch-naturwissenschaftliche-faecher/physik/bildungsplaene-und-organisatorisches/bildungsplan
Bayern	https://www.isb.bayern.de/gymnasium/faecher/naturwissenschaften/physik/lehrplan/
Berlin	https://bildungsserver.berlin-brandenburg.de/fileadmin/bbb/unterricht/rahmenlehrplaene/Rahmenlehrplanprojekt/amtliche_Fassung/Teil_C_Physik_2015_11_16_web.pdf , https://www.berlin.de/sen/.../mdb-sen-bildung-unterricht-lehrplaene-sek2_physik.pdf
Brandenburg	http://bildungsserver.berlin-brandenburg.de/unterricht/rahmenlehrplaene/rahmenlehrplaene-s1/ , http://bildungsserver.berlin-brandenburg.de/unterricht/rahmenlehrplaene/gymnasiale-oberstufe/curricula-gost-bb/
Bremen	https://www.lis.bremen.de/schulqualitaet/curriculumentwicklung/bildungsplaene/sekundarbereich_i-15226 , https://www.lis.bremen.de/schulqualitaet/curriculumentwicklung/bildungsplaene/sekundarbereich_ii_allgemeinbildend-16698
Hamburg	www.hamburg.de/contentblob/2373266/data/physik-gym-seki.pdf , http://www.hamburg.de/bildungsplaene/4539524/start-gyo/
Hessen	https://kultusministerium.hessen.de/schulsystem/bildungsstandards-kerncurricula-und-lehrplaene/kerncurricula/sekundarstufe-i/physik , https://kultusministerium.hessen.de/schulsystem/bildungsstandards-kerncurricula-und-lehrplaene/lehrplaene/gymnasiale-oberstufe
Mecklenburg-Vorpommern	https://www.bildung-mv.de/schueler/schule-und-unterricht/faecher-und-rahmenplaene/rahmenplaene-an-allgemeinbildenden-schulen/physik/
Niedersachsen	db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_gym_nws_07_nib.pdf , db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_physik_go_i_2009.pdf
Nordrhein-Westfalen	https://www.schulentwicklung.nrw.de/lehrplaene/upload/...g8/gym8_physik.pdf , https://www.schulentwicklung.nrw.de/lehrplaene/upload/klp.../KLP_GOST_Physik.pdf
Rheinland-Pfalz	https://lehrplaene.bildung-rp.de/

Saarland	https://www.saarland.de/7046.htm
Sachsen	, https://www.schule.sachsen.de/lpdb/web/downloads/lp_gy_physik_2011.pdf?v2
Sachsen-Anhalt	https://www.leifiphysik.de/sachsen/lehrplaene , https://www.bildung-lsa.de/lehrplaene__rahmenrichtlinien/gymnasium.html
Schleswig-Holstein	http://lehrplan.lernnetz.de/index.php?wahl=143 , http://lehrplan.lernnetz.de/index.php?wahl=102
Thüringen	https://www.schulportal-thueringen.de/web/guest/media/detail?tspi=2280

B Liste der analysierten Propädeutika

Im deutschsprachigen Raum lassen sich u.a. die folgenden Propädeutika für chemiebezogene Studiengänge an Hochschulen ausmachen, welche in Tab. 4 gelistet sind.

Tab. 4: Liste von Propädeutika an deutschsprachigen Hochschulen.

Ort	Name Hochschule	Name der Veranstaltung
Aachen	Universität Aachen	Vorkurs Chemie
Berlin	TU Berlin	Online Mathematik Brückenkurs
Bielefeld	Universität Bielefeld	Vorkurs Chemie
Bingen	Fachhochschule Bingen	Vorkurs Chemie
Bochum	Ruhr-Universität Bochum	Vorkurs zum Studium der Chemie und Biochemie
Bochum	Technische Fachhochschule „Georg Agricola“ Bochum	Chemie-Vorkurs
Bonn	Universität Bonn	Vorkurs Mathematik (Nebenfach)
Bonn	Universität Bonn	Vorkurs Chemie
Bremen	Universität Bremen	Gemeinsamer Vorkurs zum Studium der Chemie
Darmstadt	TU Darmstadt	Repetitorium „Rechnen in der Chemie“
Dortmund	TU Dortmund	Vorkurs der Fakultät für Chemie
Flensburg	Universität Flensburg	Vorkurs Mathematik für Physiker/innen und Chemiker/innen
Frankfurt	Goethe-Universität Frankfurt	Medizin-Propädeutikum
Freiburg	Albert-Ludwigs-Universität Freiburg	Propädeutikum – naturwissenschaftliche Grundlagen
Fulda	Hochschule Fulda (FB Lebensmitteltechnologie)	Vorkurs Mathe/Chemie
Gießen	Universität Gießen	Mathematik Vorkurs
Göttingen	Universität Göttingen	Chemisches Propädeutikum für Agrar- und Forstwissenschaftler / Biologen und Geologen
Hannover	Leibniz-Universität Hannover	Vorkurse für Physik und Chemie
Hamburg	Universität Hamburg	Vorkurs Chemie für Studierende der Zahnmedizin
Illmenau	TU Illmenau	Vorkurse für Erstsemester
Kassel	Universität Kassel	Vorkurs Chemie
Kassel	Universität Kassel	Brückenkurs Mathematik
Karlsruhe	Universität Karlsruhe	Mathevorkurs der Fachschaft für Chemie
Karlsruhe	Karlsruher Institut für Technologie	Naturwissenschaften für Biologie, Chemische Biologie und Lehramt
Kiel	Christian-Albrechts-Universität zu Kiel	Vorkurs Chemie für Bachelorstudiengänge
Koblenz/Landau	Universität Koblenz/Landau	Vorkurs Chemie
Leipzig	HTWK Leipzig	Vorkurse in Mathematik, Physik und Chemie
Mainz	Johannes-Gutenberg-Universität Mainz	Mathe Vorkurs für Physiker, Meteorologen, Chemiker, Biologen und Geowissenschaftler
Mainz	Internationales Studienkolleg Mainz	Projekt E-Kolleg (u.a. Mathe, Physik, Chemie)
Münster	Westfälische Wilhelms-Universität Münster	Mathevorkurs für Chemiker
Oldenburg	Universität Oldenburg	Gemeinsamer Vorkurs zum Studium der Chemie
Paderborn	Universität Paderborn	Virtuelles Eingangstutorium für MINT-Fächer
Schmalkalden	FH Schmalkalden	Vorkurs Chemie
Stuttgart	Universität Stuttgart (MINT-Kolleg)	Vorkurse für Informatik, Physik und Chemie
Wien	TU Wien	Chemie-Propädeutikum
Wiesbaden	Hochschule Rhein-Main	Vorkurs Chemie vor Semesterbeginn

Im englischsprachigen Raum lässt sich die Liste u.a. durch die folgenden Kurse erweitern (s. Tab. 5):

Tab. 5: Liste von Propädeutika an englischsprachigen Hochschulen.

Ort	Name Hochschule	Name der Veranstaltung
Auckland	University of Auckland	Preparatory Chemistry
Bologna	Uniersidata di Bologna	Chemistry and Biochemistry Propaedeutics
Brisbane	The University of Queensland	Introductory Chemistry
Bristol	University of Bristol	Preliminary Year
Cardiff	Cardiff University	Preliminary Year
Cullowhee	Western Carolina University	IntroChem
Cupertino	De Anza College	Chemistry 50
Dublin	Trinity College Dublin	Preliminary Course in Chemistry
Dunedin	University of Otago	IntroChem
Geneseo	State University of New York Geneseo	Chemistry FirstYear Experience
Glasgow	University of Glasgow	Introductory Course in Organic Chemistry
Ithaca	Cornell University	Introductory Chemistry
Long Beach	California State University	Chemistry Preparatory Course
Masaryk	University of Masaryk	Preparatory Course of Physics and Chemistry
Massachusetts	University of Massachusetts Amherst	ChemPrep
Melbourne	University of Melbourne	ChemCAL
Mona	The University of the West Indies	Preliminary Chemistry (A and B)
Monterey Park	East Los Angeles College	Introductory General Chemistry
Newcastle	The University of Newcastle	Introduction to Undergraduate Chemistry
Pittsburgh	Carnegie Mellon University	Introduction to Chemistry (Online-Course)
Platteville	University of Wisconsin Platteville	Introductory Chemistry
Providence	Brown University	Introductory Chemistry
Raleigh	Wake Tech Community College	Prerequisite Chemistry
Randolph	County College of Morris	Elements of Chemistry
Seattle	University of Washington	Introductory Chemistry
State College	Penn State University	Introductory Chemistry
Stockholm	Königlich Technische Hochschule	Introductory Course in Chemistry
Sydney	University of Sydney	Preliminary Chemistry
Tampa	University of South Florida	Preparatory Chemistry Course
Wichita	Wichtita State University	CHEM 101
Windsor	University of Windsor	Introduction to Chemistry

Die hier aufgelisteten Kurse wurden dann als Propädeutika gezählt, wenn angenommen werden kann, dass sie mindestens zwei der folgenden drei Kriterien erfüllen:

- Stattfinden vor dem ersten Semester.
- Inhaltliches Niveau entspricht dem der jeweilig vorausgesetzten Schulbildung.
- Explizit an Studierende mit niedrigem Vorwissen und/oder als Auffrischkurs adressiert.

C Liste der zu erreichenden Kompetenzen der Lernmodule

In diesem Anhang werden alle 136 Lernziele der Lernmodule des Propädeutikums aufgelistet (s. Tab. 6-8)

Tab. 6: Lernziele des Lernmoduls "Bau der Materie: von den Atommodellen zum Periodensystem."

Bau der Materie: Von den Atommodellen zum Periodensystem
Modelle
1 den Sinn und Zweck von Modellen in den Naturwissenschaften beschreiben
2 den Prozess der Modellbildung in den Naturwissenschaften beschreiben
3 die Rolle von Experimenten bei der Modellbildung erklären
4 den Sinn und Zweck von Modellen anhand von Beispielen aus der Chemie erläutern
Teilchenmodell
5 beschreiben, dass alle Materie aus Teilchen aufgebaut ist
6 den Begriff Diffusion definieren
7 anwenden, dass sich Teilchen ständig bewegen
8 anwenden, dass der Druck auf eine Gefäßwand mit der Bewegungsenergie der Teilchen zunimmt
9 Aggregatzustände und Zustandswechsel erklären
10 anwenden, dass die Teilchen verschiedener Stoffe sich in ihrer Größe unterscheiden
11 anwenden, dass zwischen Teilchen keine Materie vorliegt
Atommodell von Dalton
12 anwenden, dass verschiedene Elemente aus Atomen mit verschiedenen Massen und Volumina bestehen
13 den Unterschied zwischen elementaren Stoffen und Verbindungen anwenden
14 den Unterschied zwischen Reinstoffen und Stoffgemischen anwenden
Atommodell von Thomson
15 die Eigenschaft elektrische Ladung beschreiben
16 beschreiben, dass Atome (im Modell von Thomson) positiv geladene Kugeln sind, die negativ geladene Elektronen enthalten
17 zentrale Aussagen des Modells von Thomson anwenden (Austritt von Elektronen aus einer Glühkathode)
Atommodell von Rutherford
18 beschreiben, dass in einem Atom (im Modell von Rutherford) die positive Ladung im Kern zentriert ist und Elektronen in der Atomhülle verteilt sind
19 zentrale Aussagen des Modells von Rutherford anwenden (Streuversuch)
Atommodell von Bohr
20 beschreiben, dass ein Atom (im Modell von Bohr) Kreisbahnen mit einem definierten Energieniveau besitzt, auf denen sich Elektronen bewegen
21 zentrale Aussagen des Modells von Bohr anwenden (Spektrallinien, Flammenfärbung)
Quantenmechanik
22 die Unbestimmtheit von Elektronen und Licht beschreiben
23 das Konzept der Unbestimmtheit anwenden (Interferenzmuster eines Elektronenstrahls)
Orbitalmodell
24 den Zusammenhang von Wellenfunktion und Aufenthaltswahrscheinlich beschreiben
25 den Begriff Orbital definieren
26 den Einfluss der Quantenzahlen auf ein Orbital beschreiben
27 die Verknüpfungsregeln der Quantenzahlen anwenden
28 beschreiben, inwiefern das Orbitalmodell eine Aussage bzgl. der Elektronenkonfiguration von Atomen zulässt
Vom Atommodell zum Periodensystem der Elemente
29 Eigenschaften der Nucleotide Proton, Neutron und Elektron nennen
30 die Anzahl an Protonen, Neutronen und Elektronen eines Atoms bestimmen
31 den Begriff Isotop definieren
32 die Massezahl für Atome und Moleküle mit Hilfe des Periodensystems bestimmen
33 das Pauli-Prinzip, die Hundt'sche Regel und das Energieprinzip beschreiben
34 die Struktur des Periodensystems mit Hilfe des Orbitalmodells beschreiben (Verwendung des Begriffs Ordnungszahl)
35 die Elektronenkonfiguration eines Atoms in einem Termschema bestimmen
36 Elementsymbole für bestimmte Atome nennen
37 Tendenzen der Eigenschaften Atommasse, Atomradius, Ionisierungsenergie, Elektronegativität und Elektronenaffinität im Periodensystem beschreiben

-
- 38 Tendenzen der Eigenschaften Atommasse, Atomradius, Ionisierungsenergie, Elektronegativität und Elektronenaffinität im Periodensystem erklären
 - 39 das Schalenmodell anwenden (Besetzung der Schalen)
 - 40 das Kugelwolkenmodell anwenden (Besetzung der Kugelwolken)
 - 41 Elemente den Gruppen der Alkalimetalle, Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase zuordnen
 - 42 Metalle anhand ihrer Stoffeigenschaften und ihrer Position im Periodensystem definieren
 - 43 Elemente den Metallen und Nichtmetallen zuordnen
-

Tab. 7: Lernziele des Lernmoduls "Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften".

Die chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften
Ionenbindung
1 die Ionenbindung auf Basis des Coloumbgesetzes definieren
2 die Bildung von Ionen mit Hilfe des Schalenmodells erklären
3 die Bildung von Ionen mit Hilfe des Orbitalmodells erklären
4 den Begriff Salz definieren
5 Salze benennen
6 die Verhältnisformel für Salze anwenden
7 den Begriff Gitterenergie definieren
8 Einflussgrößen auf die Gitterenergie eines Salzes beschreiben
9 Unterschiede zwischen Schmelz- bzw. Sublimationspunkten von Salzen erklären
Elektronenpaarbindung
10 die Elektronenpaarbindung auf Basis des Kugelwolkenmodells definieren
11 die Elektronenpaarbindung auf Basis des Orbitalmodells definieren
12 die Begriffe Molekül und Molekülverbindung definieren
13 die Begriffe Salz und Molekülverbindung anwenden
14 den Zusammenhang von Bindungsenergie und Bindungslänge beschreiben
15 den Begriff Molekülion anwenden
16 Salze mit Molekülionen benennen
17 die Lewisschreibweise von Molekülen anwenden
18 Tendenzen der Elektronegativität nach Pauli im Periodensystem beschreiben
19 die Edelgasregel anwenden
20 die Begriffe polar, unpolar und Dipol anwenden
21 das Konzept der Hybridisierung auf Ein-, Zwei- und Dreifachbindungen anwenden
VSEPR
22 zentrale Annahmen des VSEPR-Modells beschreiben
23 das VSEPR-Modell auf schulrelevante Molekülstrukturen anwenden
24 den Zusammenhang von Bindungswinkel und Molekülstruktur anwenden
Metallische Bindung
25 die metallische Bindung auf Basis des Kern-Hülle-Modells definieren
26 die metallische Bindung auf Basis des Orbitalmodells definieren
27 die elektrische und thermische Leitfähigkeit von Metallen erklären
Ionenbindung, Elektronenpaarbindung und metallische Bindung im Vergleich
28 beurteilen, welche Bindungsverhältnisse (ionisch, Elektronenpaarbindung oder metallisch) vorliegen
Wechselwirkungen
29 Wechselwirkungen im Kontrast zu Bindungen definieren
30 das Konzept der Wasserstoffbrückenbindung anwenden
31 das Konzept der Van-der-Waals-Wechselwirkungen anwenden
32 die Siedepunkte von Stoffen erklären
33 die Löslichkeit von polaren und unpolaren Stoffen beschreiben und erklären
34 die Löslichkeit von Salzen in Wasser beschreiben und erklären

Tab. 8: Lernziele des Lernmoduls "Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation".

Die chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikationen
Chemische Reaktion und Physikalischer Vorgang
1 Merkmale chemischer Reaktionen und physikalischer Vorgänge beschreiben
2 die Trennunscharfe der beiden Begriffe (z.B. bei Lösungsprozessen) erläutern
3 chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge als stoffdynamische Prozesse definieren

Stöchiometrie und Chemisches Rechnen

- 4 die Aussagen einer Reaktionsgleichung bzgl. der Mengenverhältnisse der reagierenden Stoffe beschreiben
- 5 das Gesetz der Erhaltung der Masse anwenden
- 6 Unterschiede von offenen und geschlossenen Systeme anwenden
- 7 das Gesetz der konstanten Proportionen anwenden
- 8 das Gesetz der multiplen Proportionen anwenden
- 9 die Größen Stoffmenge, Masse, Molmasse, Volumen, Dichte, Konzentration und Druck beschreiben
- 10 das ideale Gasgesetz beschreiben
- 11 die Größen Stoffmenge, Masse, Molmasse, Volumen, Dichte, Konzentration und Druck aus linearen Gleichungen berechnen
- 12 das Löslichkeitsprodukt beschreiben
- 13 das Löslichkeitsprodukt berechnen
- 14 zentrale Größeneinheiten benennen und ineinander umformen

Energieumsatz Chemischer Reaktionen

- 15 die innere Energie eines Systems beschreiben
- 16 die Enthalpieänderung als ausgetauschte Wärme bei konstantem Druck beschreiben
- 17 die Begriffe exotherm und endotherm anwenden
- 18 die Aktivierungsenergie als Energiedifferenz zwischen Ausgangszustand und Übergangszustand einer Reaktion beschreiben
- 19 den Einfluss eines Katalysators auf die Aktivierungsenergie beschreiben
- 20 die Standard-Reaktionsenthalpie durch das Lösen linearer Gleichungen berechnen
- 21 die Entropie als Maß der Unordnung eines Systems beschreiben
- 22 die Gibbs-Energie berechnen
- 23 die Begriffe exergonisch und endergonisch anwenden

Kinetik und Chemisches Gleichgewicht

- 24 den Begriff Reaktionsgeschwindigkeit als Änderung der Konzentration pro Zeiteinheit definieren
- 25 die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von Temperatur, Druck, Konzentration und Katalysator beschreiben
- 26 das Chemische Gleichgewicht beschreiben
- 27 den Einfluss eines Katalysators auf den Gleichgewichtszustand beschreiben
- 28 das Massenwirkungsgesetz anwenden
- 29 das Prinzip von Le Chatelier anwenden
- 30 den Zusammenhang zwischen Gleichgewichtskonstante und Lage des Gleichgewichts anwenden

Redoxreaktionen

- 31 den klassischen und den erweiterten Redoxbegriff anwenden
- 32 Oxidationszahlen bestimmen
- 33 die Begriffe Oxidationsmittel und Reduktionsmittel anwenden
- 34 korrespondierende Redoxpaare bestimmen
- 35 Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen
- 36 das Standardpotential definieren
- 37 Halbzellreaktionen ein Standardpotential zuordnen
- 38 die Richtung einer Redoxreaktion mit Hilfe von Standardpotentialen beschreiben
- 39 die Begriffe Kathode und Anode definieren
- 40 Aufbau und Funktionsweise einer galvanischen Zelle erläutern
- 41 Aufbau und Funktionsweise einer Elektrolysezelle erläutern
- 42 Unterschiede zwischen galvanischen Zellen und Elektrolysezellen beschreiben
- 43 die vereinfachte Nernst-Gleichung anwenden
- 44 wichtige Redoxreaktionen in der Lebenswelt nennen (z.B. technische Prozesse wie die Chlor-Alkali-Elektrolyse, Photosynthese etc.)

Säure-Base-Reaktionen

- 45 die Säure-Base-Konzepte von Arrhenius und Brønsted-Lowry anwenden
 - 46 die Begriffe Säure, Base und Lauge anwenden
 - 47 korrespondierende Säure-Base-Paare bestimmen
 - 48 Ampholyte bestimmen
 - 49 den pH-Wert einer wässrigen Lösung als negativen dekadischen Logarithmus der H^+ -Konzentration definieren
 - 50 die Autoprotolyse des Wassers als Gleichgewichtsreaktion beschreiben
 - 51 den Zusammenhang zwischen der Autoprotolyse des Wassers und dem pH-Wert erklären
 - 52 K_S und K_B als spezielle Gleichgewichtskonstanten beschreiben
 - 54 den Unterschied zwischen starken und schwachen Säuren/Basen anhand ihres pK_S und pK_B -Wertes und Protolysegrades beschreiben
 - 55 den pH-Wert wässriger Lösungen von Säuren und Basen (stark, schwach) berechnen
 - 56 Puffersysteme erläutern
 - 57 den pH-Wert von Puffersystemen mit der Henderson-Hasselbalch-Gleichung berechnen
-

58 die Zusammensetzung und Funktion von Indikator-Lösungen beschreiben

59 das Prinzip der Titration erläutern

60 Titrationskurven beschreiben

61 wichtige Anwendungen von Säuren und Basen in der Lebenswelt nennen (Kohlensäure in Getränken, Batteriesäure, Rohrreiniger etc.)

Redoxreaktionen und Säure-Base-Reaktionen im Vergleich

62 korrespondierende Säure-Base-Paare und Redox-Paare unterscheiden

D Lernmaterial des Propädeutikums

Im Folgenden wird das erstellte Lernmaterial des Propädeutikums präsentiert.

Lernmodule

Die Lernmodule befinden sich in einer zugangsbeschränkten Stud.IP-Gruppe.

Material der Präsenztage

In diesem Abschnitt wird das Material der Präsenztage „Bau der Materie“, „Chemische Bindung“ und „Chemische Reaktion“ gezeigt.

Präsenztag „Bau der Materie“

Es folgen die Aufgaben zur Erklärphase des Präsenztags „Bau der Materie“ und der Übungszettel am Präsenztag „Bau der Materie“ inklusive der entsprechenden Lösungen.

Erklärphase „Bau der Materie“

A) Stelle in einem Schaubild die Begriffe "Atom", "elementarer Stoff", "Verbindung", "Reinstoff", "Stoffgemisch", „Proton“, „Neutron“ und „Elektron“ dar. Verknüpfe dabei die Begriffe miteinander. Gib dabei auch an, welche Begriffe die makroskopische und welche die submikroskopische Ebene beschreiben. Erläutere dein Schaubild.

B) Beschreibe das Periodensystem der Elemente - Was ist eine Hauptgruppe, Was ist eine Nebengruppe, Was ist eine Periode? Welche Informationen werden im Periodensystem gegeben?

C) Stelle ein Teilchen im Sinne des Teilchenmodells und ein Atom gemäß des Atommodells von Dalton grafisch dar. Erläutere deine Darstellung und erläutere, worin sich Teilchen im Sinne des Teilchenmodells und Atome im Sinne des Atommodells von Dalton unterscheiden.

D) Stelle jeweils ein Atom gemäß der Atommodelle von Thomson, Rutherford und Bohr grafisch dar. Erläutere deine Darstellung und erläutere, worin sich die drei Modelle unterscheiden.

E) Stelle ein Atom des Elements Lithium im Schalenmodell dar und erläutere, was mit Hilfe des Modells deutlich wird. Beschreibe außerdem anhand dieses Beispiels die Unterschiede zwischen Bohr'schen Atommodell und Schalenmodell.

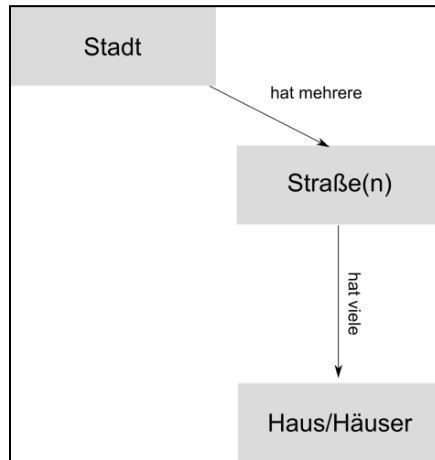
F) Stelle je ein s-, p- und d-Orbital grafisch dar. Erläutere die Bedeutung des Begriffs „Orbital“ anhand deiner Darstellungen und beschreibe, wie sich die Quantenzahlen für die genannten Orbitale unterscheiden, wenn $n = 3$ ist.

G) Stelle ein Atom des Elements Chlor im vereinfachten Kugelwolkenmodell dar. Gib außerdem das Termschema für ein Chlor-Atom im Grundzustand an. Beschreibe die Gemeinsamkeiten und Unterschiede der beiden Modelle.

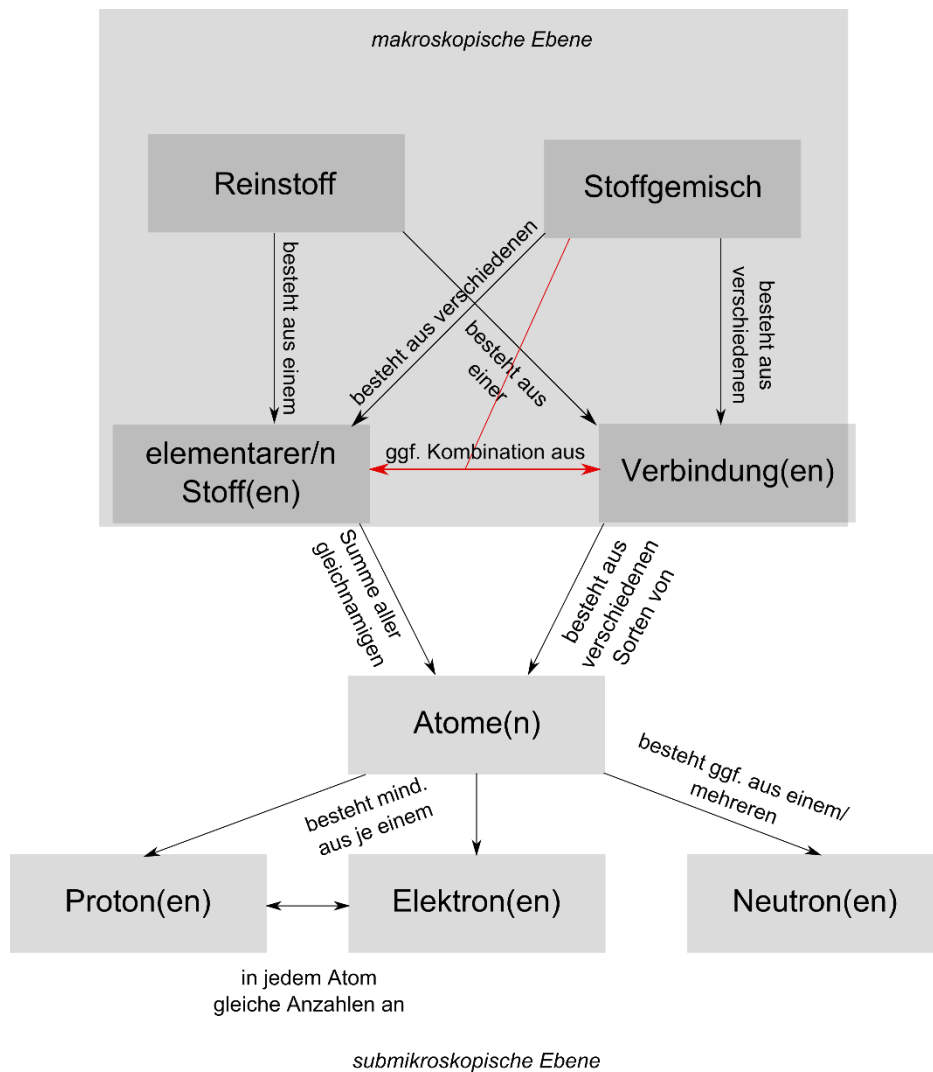
H) Erläutere, was an der folgenden Aussage problematisch ist: „Atome sind real.“

Lösungen zur Erklärphase „Bau der Materie“

Beispielschaubild (für die Studierenden an die Tafel/auf die Folie malen):



A)



B)

Periodensystem: Systematische Ordnung aller bekannten Elemente gemäß ihrer Ordnungszahl (Anzahl der Protonen im Kern, von links nach rechts zunehmend)

Jede Spalte heißt Gruppe, Jede Zeile heißt Periode

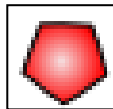
Hauptgruppen (I-VIII): höchstbesetztes Orbital ist ein s- oder ein p-Orbital. Haben innerhalb einer Gruppe eine analoge Elektronenkonfiguration und zeigen dadurch eine vergleichbare Reaktivität.

Nebengruppen: höchstbesetztes Orbital ist ein d-Orbital. Sog. Übergangsmetalle.

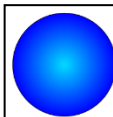
Informationen im Periodensystem: Formelbuchstabe des Elements, Ordnungszahl, Massezahl, (mit diesen beiden Werten auch die Neutronenzahl), Elektronenzahl und Elektronenkonfiguration, ggf. Elektronegativität, Metallcharakter

C)

Teilchen (z. B.):

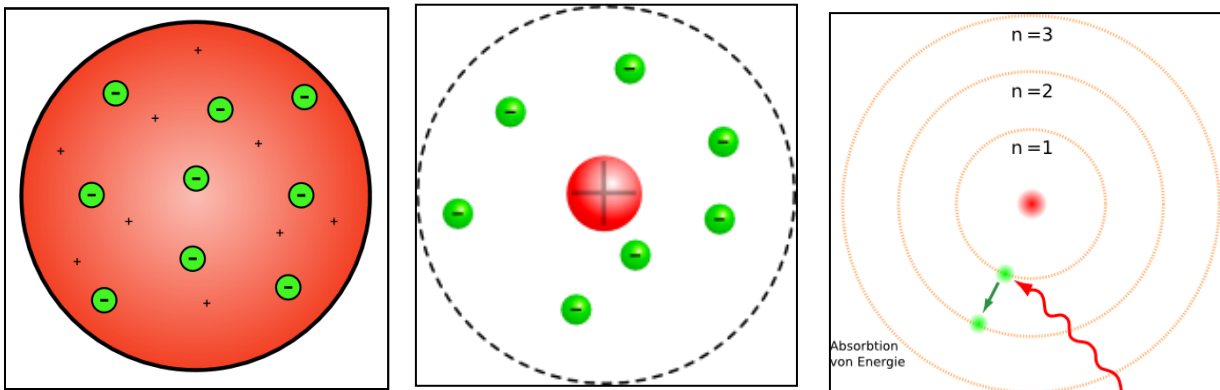


Atom (z.B.):



Unterscheidung: Teilchen können auch mehrere Atome oder auch Ionen oder auch Molekül-Ionen beschreiben; Kugeldarstellung ist nicht zwingend notwendig im Teilchenmodell, Atome haben definierte Masse und Größe – Teilchendarstellung ist willkürlich.

D)

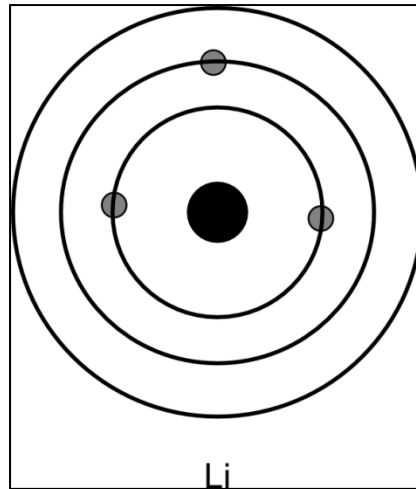


Thomson: positives Gesamtvolumen, Elektronen darin verteilt, Masse nur auf Elektronen

Rutherford: positive Ladung im Atomkern zentriert, Masse quasi nur im Atomkern (und nicht auf den Elektronen)

Bohr: Elektronen bewegen sich auf Kreisbahnen mit diskreten Energieniveaus (und nicht irgendwie um den Atomkern); ist streng genommen nur für das Wasserstoffatom anwendbar.

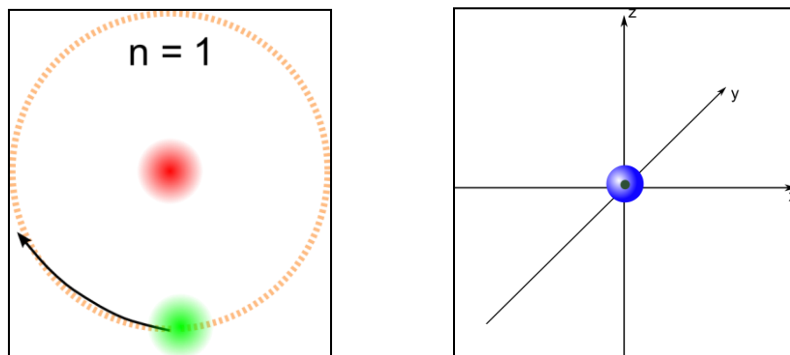
E)



Deutlich wird: nur ein Elektron auf der äußersten Schale, zwei Elektronen auf der innersten.

Bohr gilt exakt nur für das Wasserstoffatom; Schalenmodell kann alle Atome beschreiben (außerdem (Info für Interessierte): die Energieniveaus sind bei Bohr nicht äquidistant; darauf wird im Schalenmodell nicht weiter Rücksicht genommen).

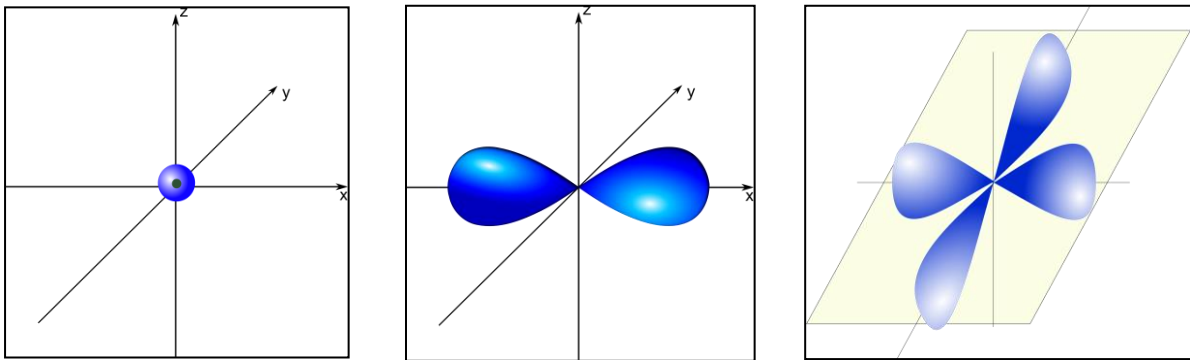
F)



Bohr'sches Atommodell: Elektron befindet sich auf einer konkreten Kreisbahn; kann als Kugel beschrieben werden.

Orbitalmodell: Elektron befindet sich mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit (90%) in einem bestimmten Raum; die Gestalt des Elektrons ist dabei unbestimmt.

G)



Orbital: Aufenthaltsraum um den Atomkern herum für bis zu zwei Elektronen; 90%tige Wahrscheinlichkeit, dass sich ein Elektron in diesem Raum befindet.

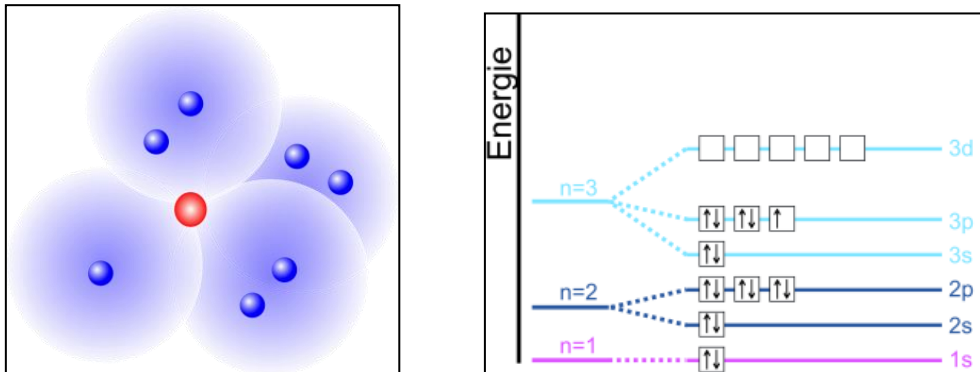
Wenn $n = 3$, dann kann $l = 2$ sein (d-Orbital) oder 1 (p-Orbital) oder 0 (s-Orbital)

Für $l = 2$ kann m -2, -1, 0, 1 und 2 sein, wodurch sich die fünf Raumausprägungen der d-Orbitale ergeben.

Für $l = 1$ kann m -1, 0 und 1 sein, wodurch sich drei Raumausprägungen der p-Orbitale ergeben.

(s hat keinen Einfluss auf die Gestalt oder das Energieniveau der Orbitale)

H)



Beide Modelle stellen die Elektronenkonfiguration vor; das Kugelwolkenmodell jedoch nur für das höchste n und das Termschema für alle n . Im Kugelwolkenmodell wird außerdem nicht zwischen s - und p -Orbitalen (und deren Energieunterschied) differenziert, die 4 Kugelwolken entsprechen also nicht exakt den vier Orbitalen.

I)

Dass Materie aus Atomen aufgebaut ist, ist ein *Denkmodell* des Menschen. Wir können mit diesem Denkmodell sinnlich erfahrbare Phänomene deuten und vorhersagen, aber Atome selbst sind nicht sinnlich erfahrbare. Wenn also mit dem Begriff „Realität“ das Kriterium „sinnliche Erfahrbarkeit“ mitgemeint ist, so sind Atome nicht real.

Übungszettel "Bau der Materie"

- 1) Berechne die Masse der folgenden Moleküle in u : H_2O , HF , H_2CO_3 , C_2H_5OH .
- 2) Gib die Termschemata für Atome der folgenden Elemente an: Na, Cl, Be, B, C.
- 3) Gib die Elektronenkonfiguration der folgenden Elemente in Kurzschreibweise an: Na, F, Ar, Ca, Ni.
- 4) Welches Atom der folgenden Paare hat jeweils den größeren Atomradius?

- a) Al oder P
- b) Na oder Rb
- c) K oder Mg
- d) N oder P

Begründe deine Antwort.

- 5) Welches Atom der folgenden Paare hat die größere Elektronenaffinität?

- a) Si oder P
- b) P oder S
- c) S oder Se
- d) F oder Ne

Begründe deine Antwort (ggf. mit Hilfe entsprechender Termschemata)

- 6) Welches Atom der folgenden Paare hat die größere Ionisierungsenergie?

- a) Be oder B
- b) N oder O
- c) K oder Rb
- d) Na oder Mg

Begründe deine Antwort (ggf. mit Hilfe entsprechender Termschemata).

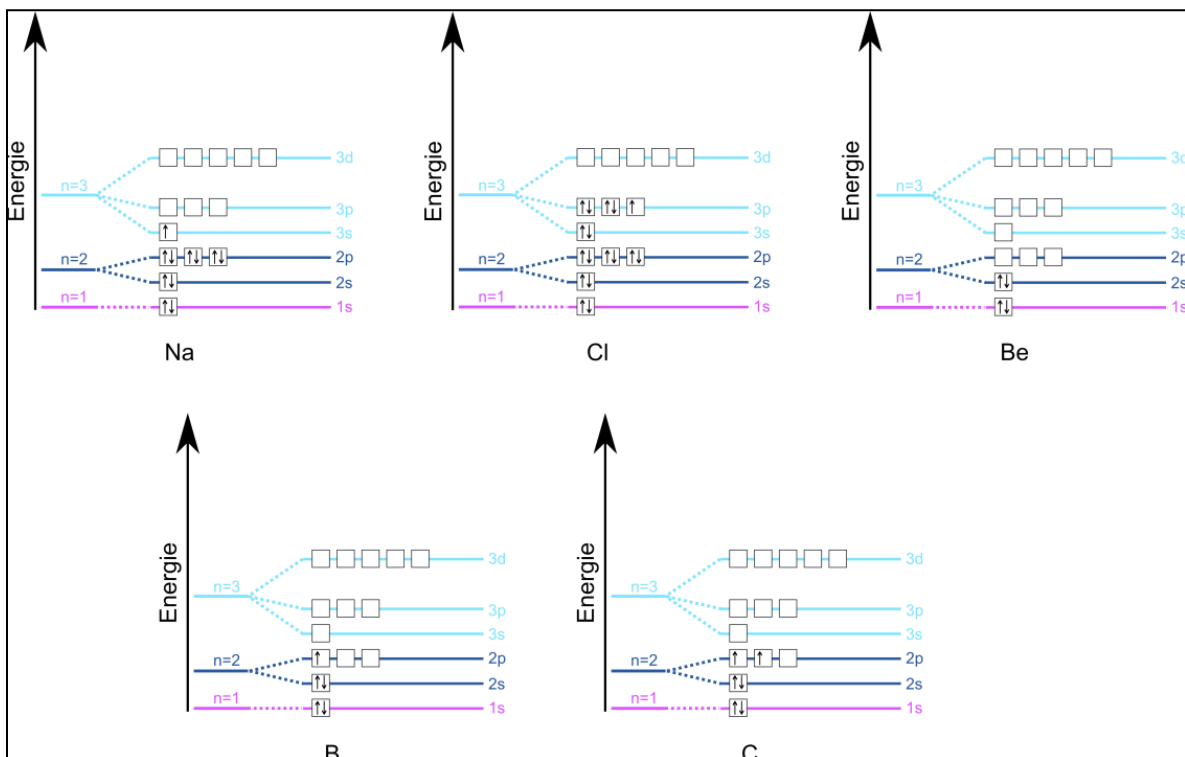
7) Auf der Welt existieren insgesamt 130 Fundorte für Bleimineralien (sog. Bleilagerstätte). Das häufigste Bleimineral ist Galenit und enthält die Elemente Blei (Pb) und Schwefel (S) in einem konstanten Verhältnis. Man kann die Herkunft des Galenits anhand des Minerals bestimmen. Erkläre, warum eine Unterscheidung von Galenit-Mineralien aus verschiedenen Lagerstätten grundsätzlich möglich ist.

Lösungen zum Übungszettel „Bau der Materie“

1)

H ₂ O:	$2 \cdot 1,0079\text{u} + 15,999\text{u} = 18,015\text{u}$
HF:	$1,0079\text{u} + 18,998\text{u} = 20,006\text{u}$
H ₂ CO ₃ :	$2 \cdot 1,0079\text{u} + 12,011\text{u} + 3 \cdot 15,999\text{u} = 62,024\text{u}$
C ₂ H ₅ OH:	$2 \cdot 12,011\text{u} + 6 \cdot 1,0079\text{u} + 15,999\text{u} = 46,068\text{u}$

2)



3)

Na:	[Ne]3s ¹
F:	[He]2s ² 2p ⁵
Ar:	[Ne]3s ² 3p ⁶
Ca:	[Ar]4s ²
Ni:	[Ar]4s ² 3d ⁸

4)

Al hat einen *größeren* Atomradius als P, weil P weiter rechts im Periodensystem steht und daher der Atomkern von P eine höhere Anziehungskraft auf die Elektronen ausübt.

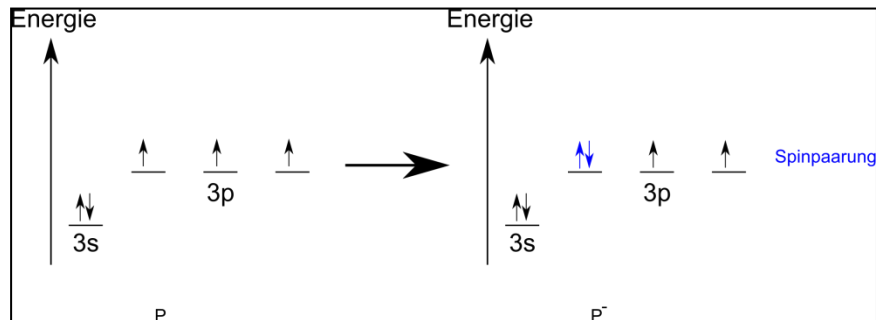
Na hat einen *kleineren* Atomradius als Rb, weil Rb in der gleichen Hauptgruppe weiter unten steht und daher eine höherliegende Schale besetzt ist.

K hat einen *größeren* Atomradius als Mg, weil K im Periodensystem weiter unten steht und daher eine höherliegende Schale besetzt ist. (Dass Kalium weiter links im Periodensystem steht, hat keine entscheidende Bedeutung.)

N hat einen *kleineren* Atomradius als P, weil P in der gleichen Hauptgruppe weiter unten steht und daher eine höherliegende Schale besetzt ist.

5)

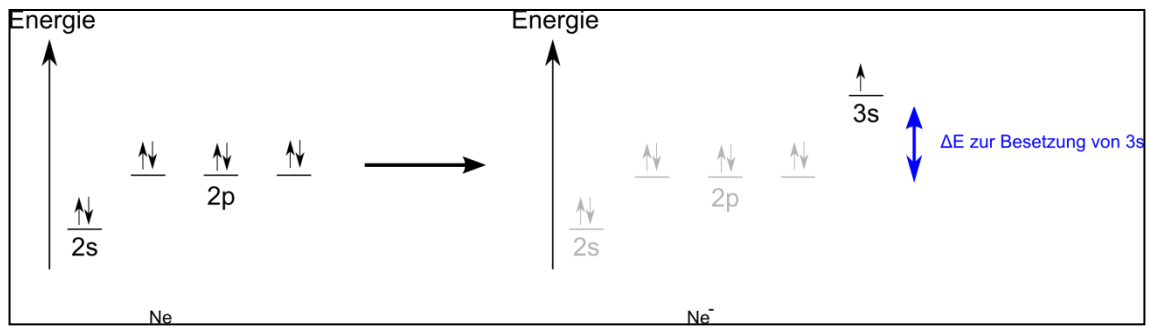
a) Si hat eine *höhere* Elektronenaffinität als P. Diese Ausnahme innerhalb einer Periode ist durch die notwendige Spinpaarung bei der Aufnahme eines weiteren Elektrons bei P zu erklären.



b) P hat eine *niedrigere* Elektronenaffinität als S. Das liegt daran, dass S in der gleichen Periode weiter rechts steht und daher ein zusätzliches Proton im Kern hat, wodurch die Elektronen stärker angezogen werden und mehr Energie bei der Aufnahme eines Elektrons frei wird.

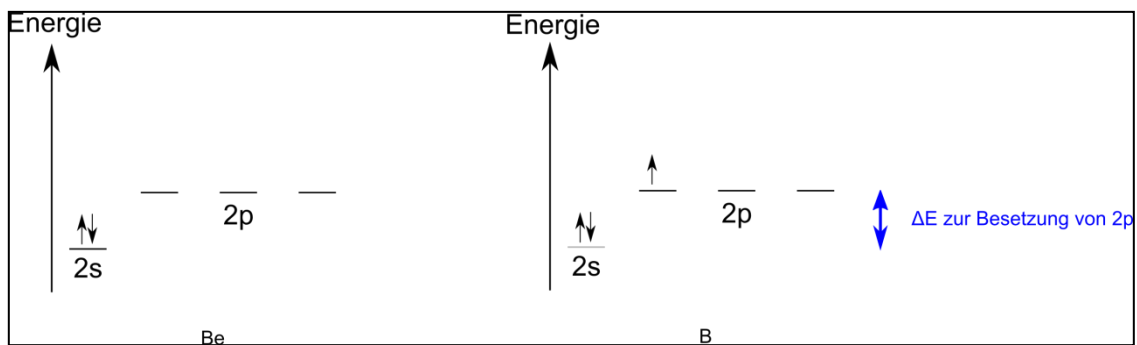
c) S hat eine *höhere* Elektronenaffinität als Se. Das liegt daran, dass Se in der gleichen Hauptgruppe weiter unten steht und die Elektronen auf der äußersten Schale daher weniger stark angezogen werden, wodurch weniger Energie bei der Aufnahme eines Elektrons frei wird.

d) F hat eine *höhere* Elektronenaffinität als Ne. Ne hat als Edelgas eine voll besetzte äußere Schale; wenn ein zusätzliches Elektron aufgenommen wird, muss eine neue Schale besetzt werden, was mit einem hohen Energieaufwand verbunden ist.

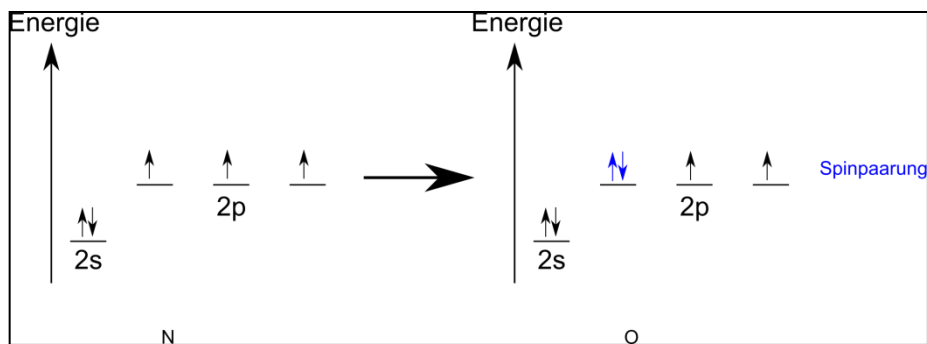


6)

a) Be hat eine *höhere* Ionisierungsenergie als B. B ist leichter zu ionisieren, weil es ein einfach besetztes p-Orbital als energetisch höchstes Orbital hat, was ungünstiger ist als ein voll besetztes s-Orbital.



b) N hat eine *höhere* Ionisierungsenergie als O. Diese Ausnahme innerhalb der Periode ergibt sich dadurch, dass O im Vergleich zu N ein doppelt besetztes p-Orbital aufweist, was energetisch deutlich ungünstiger ist als drei einfach besetzte p-Orbitale (die Spinpaarungsenergie wird zusätzlich frei).



c) K hat eine *höhere* Ionisierungsenergie als Rb, da Rb in der gleichen Hauptgruppe weiter unten steht und daher das Elektron auf der äußersten Schale deutlich weiter vom Kern entfernt ist.

d) Na hat eine *geringere* Ionisierungsenergie als Mg, da Mg in der gleichen Periode weiter rechts steht und daher bei gleichem Abstand zu den Außenelektronen ein Proton mehr im Kern hat, wodurch die Außenelektronen stärker angezogen werden.

7)

Eine Unterscheidung von Galenit-Mineralien ist grundsätzlich anhand der verschiedenen Blei-Isotopen möglich. Das Isotopenverhältnis unterscheidet sich je nach Lagerstätte, wodurch eine Zuordnung und damit eine Unterscheidung der Galenit-Mineralien möglich ist.

Präsenztag „Chemische Bindung“

Analog zum Präsenztag „Bau der Materie“ werden die Aufgaben zur Erklärphase des Präsenztags „Chemische Bindung“ und der Übungszettel am Präsenztag „Chemische Bindung“ inklusive der entsprechenden Lösungen gezeigt.

Erklärphase „Chemische Bindung“

A) „Elektronen verhalten sich zum Atomkern wie Planeten zur Sonne.“ – Diskutiere diese Analogie zwischen dem Bau eines Atoms im Bohr'schen Atommodell und dem Bau unseres Sonnensystems.

B) Stelle in einem Schaubild die Begriffe "Atom", "Molekül", "Ion", „Kation“, „Anion“, „Molekülion“, "elementarer Stoff", „molekularer elementarer Stoff“, „metallischer elementarer Stoff“, „Edelgas“, „Verbindung“, "Molekulare Verbindung", "Salz/Ionenverbindung", und „metallische Verbindung“ dar. Verknüpfe dabei die Begriffe miteinander. Gib ebenfalls an, welche Begriffe die makroskopische und welche die submikroskopische Ebene beschreiben. Bereite dich anschließend darauf vor, dein Schaubild im Plenum zu erläutern.

C) Na^+ und Na^{7-} haben jeweils die Edelgaskonfiguration erreicht. Erkläre, warum sich dennoch bevorzugt Na^+ bildet.

D) Erkläre anhand eines geeigneten Anschauungsmodells, warum Ionen in einem Ionengitter alternierend angeordnet sind.

E) Stelle die Elektronenpaarbindung in Cl_2 in einem geeigneten Anschauungsmodell dar. Erläutere deine Darstellung.

F) „Das bindende Elektronenpaar einer Elektronenpaarbindung hält sich bevorzugt zwischen beiden Atomkernen auf.“ Erläutere diese Aussage – was heißt „bevorzugt“?

G) „In festem Natrium haben alle Natrium-Atome ein Elektron zu viel für die Edelgaskonfiguration“. Erkläre, warum diese Aussage so nicht richtig ist.

H) Erkläre, warum Natrium praktisch keine Na_2 -Moleküle bildet und beschreibe die Bindung zwischen Natriumatomen mit Hilfe eines geeigneten Anschauungsmodells.

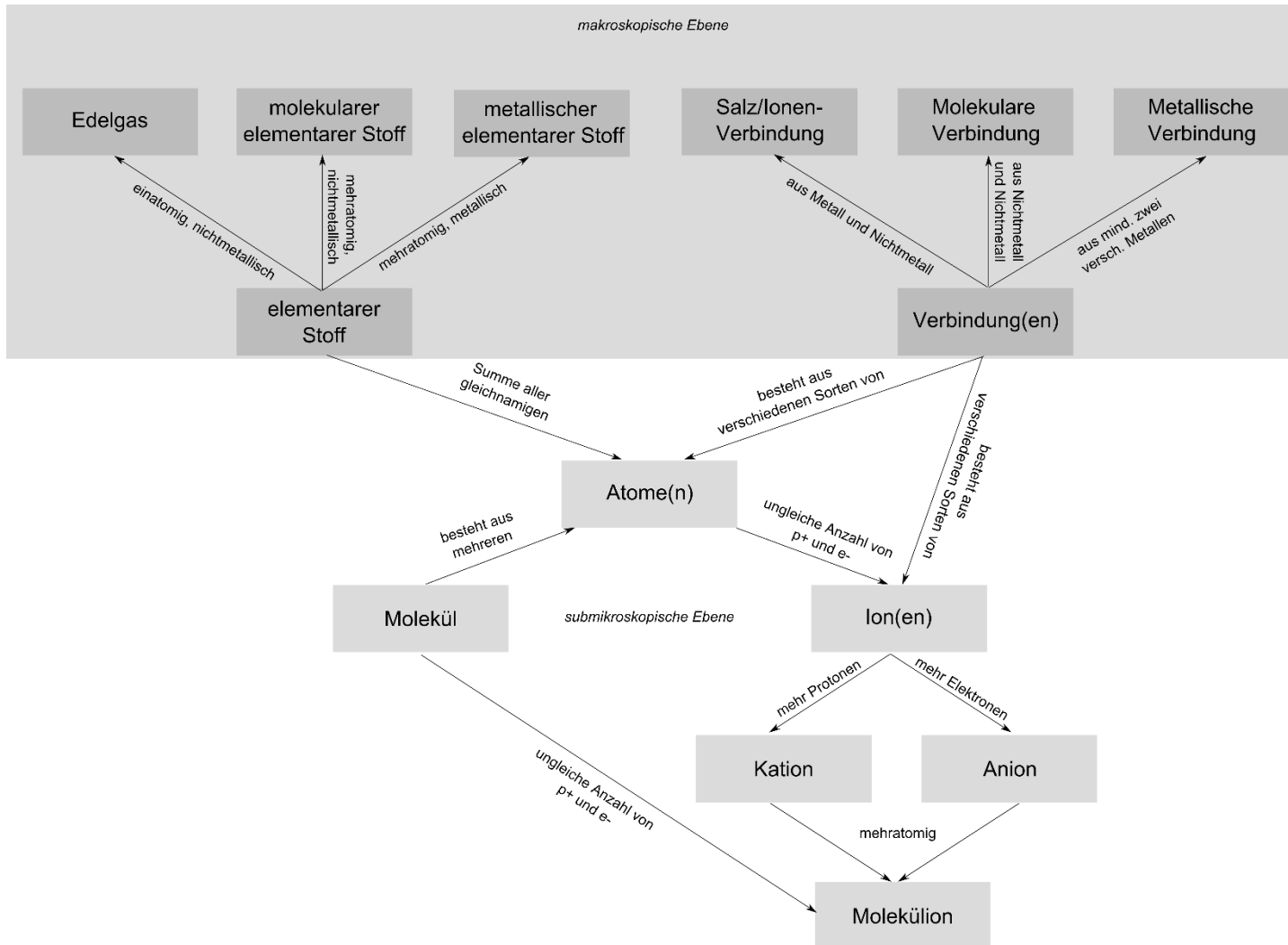
I) Erkläre, warum sich Butanol nicht in Wasser löst, Ethanol jedoch gut in Wasser löslich ist. Verwende dazu die Lewisformeln der Moleküle.

Lösungen zur Erklärphase „Chemische Bindung“

A)

Gemeinsamkeiten	Unterschiede
Elektronen umkreisen den Atomkern, wie die Planeten die Sonne	Planeten umkreisen Sonne mit einer Ellipse und nicht mit einer Kreisbahn
Elektronen und Planeten geben beim Umkreisen weder Energie ab noch nehmen sie Energie auf	Planeten haben im Gegensatz zu Elektronen keine Ladung
Die Sonne hat eine wesentlich größere Masse als die Planeten, diese Massenanalgie gilt auch für den Atomkern, der eine größere Masse als die Elektronen besitzt	Planeten werden nicht aus ihrer Bahn auf eine höher liegende Bahn angehoben, wenn ihnen genügend Licht hinzugefügt wird (z.B. Lichtenergie der Sonne)
	Elektronen werden nicht von anderen Teilchen umkreist, wie Planeten von einem Mond
	Planeten sind unterschiedlich groß; Elektronen jedoch nicht

B)



b

C)

Wenn ein Elektron abgegeben wird, wird mehr Energie frei, als wenn 7 Elektronen aufgenommen werden.

Würde Natrium 7 Elektronen aufnehmen, bestände das Ion aus 11 Protonen und 18 Elektronen und wäre damit extrem instabil.

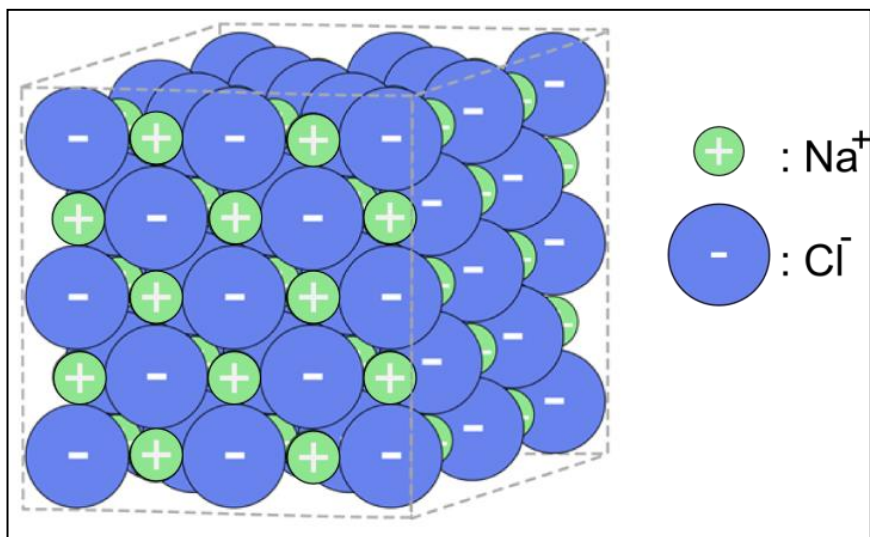
D)

Anionen und Kationen ziehen sich an.

Kationen und Kationen bzw. Anionen und Anionen stoßen sich ab.

Die Kräfte eines Ions wirken in alle Richtungen des Raumes, wodurch die alternierende Anordnung eines Ionengitters entstehen kann.

Beispiel für ein Ionengitter:

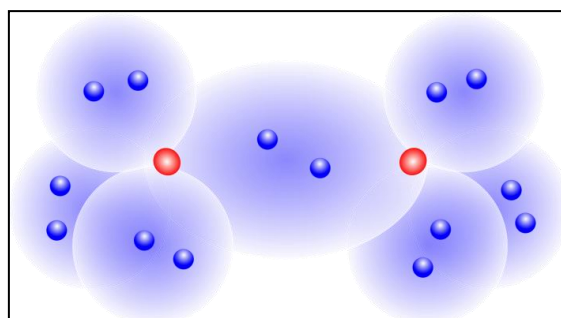


E)

Jedes Cl-Atom besitzt 7 Valenzelektronen und benötigt für die Edelgaskonfiguration dementsprechend nur noch ein weiteres Elektron.

Jedes Cl-Atom besitzt also 3 vollbesetzte Elektronenwolken und eine einfach besetzte Elektronenwolke

Für ein Cl_2 -Molekül überlappen zwei einfach besetzte Elektronenwolken und erreichen damit die Edelgaskonfiguration.



F)

Elektronen halten sich nicht starr zwischen den beiden Atomkernen der verbundenen Atome auf, sondern verteilen sich über beide Atomhüllen.

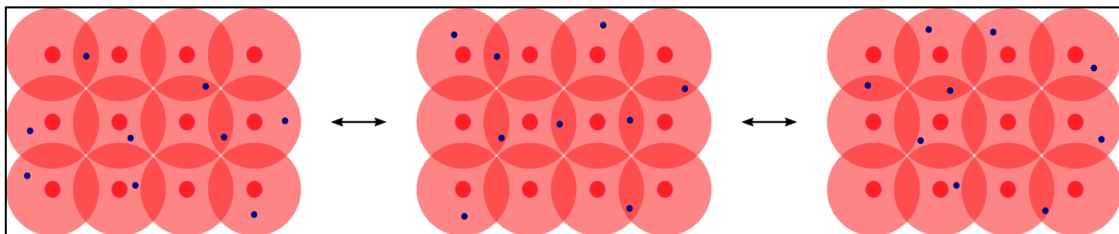
Sie halten sich bevorzugt zwischen den Atomkernen auf, da hier die Anziehungskräfte der beiden Kerne am stärksten sind.

G)

Ein Natrium-Atom besitzt ein Valenzelektron.

Wenn ein weiteres Natrium-Atom hinzukommt, so überlappen die Atomrümpfe und die Valenzelektronen der einzelnen Atome werden über den gesamten Atomverband geteilt.

Überlappen genügend Natrium-Atomrümpfe kann festes Natrium somit die Edelgaskonfiguration erreichen.



H)

Na_2 -Moleküle würden keine Edelgaskonfiguration hervorbringen.

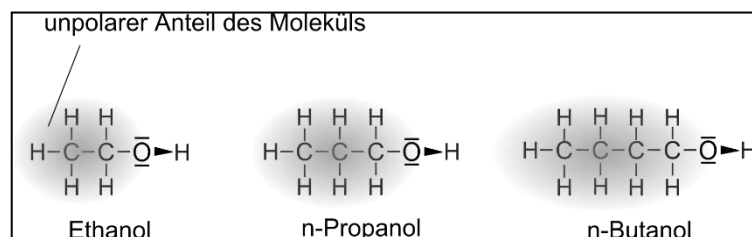
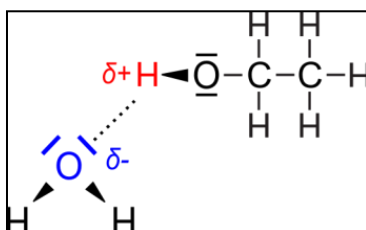
Na-Atome sind deshalb metallisch miteinander verknüpft.

I)

Der Hydroxyl-Rest kann mit Wasser Wasserstoffbrückenbindungen eingehen (links)

Der Alkyl-Rest ist unpolar und geht somit keine Wasserstoffbrückenbindungen ein (rechts).

Je länger die Kohlenstoffkette ist, desto schwächer wird also die Löslichkeit in Wasser.



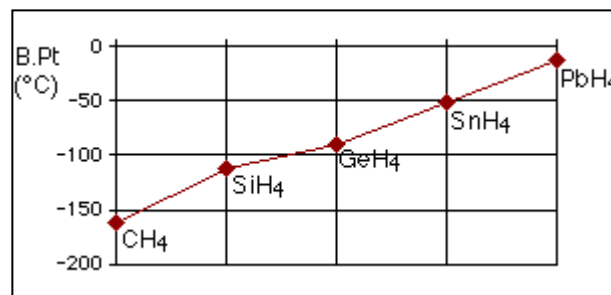
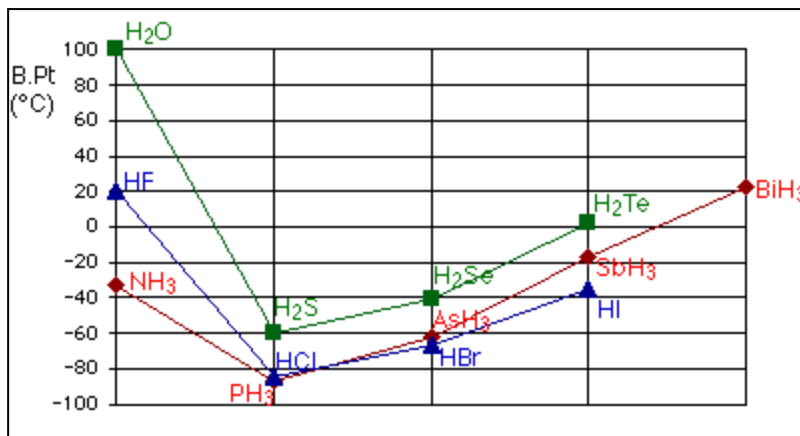
Übungszettel „Chemische Bindung“

- 1) Gib die Lewisformeln inklusive nichtbindender Elektronenpaare für die folgenden Moleküle an: H_2O , NH_3 , CH_4 , NO_3^- , SO_4^{2-} .
- 2) Gib die Molekülgeometrien und die (ggf. relativen) Bindungswinkel für die folgenden Moleküle an: H_2O , NH_3 , CH_4 , NO_3^- , SO_4^{2-} , XeF_4 , PF_5 , SF_4 .
- 3) Gib jeweils die Bindungsverhältnisse sowie den ΔEN -Bereich für die folgenden Moleküle/Einheiten eines Ionengitters an. Unterscheide dabei ggf. unpolare und polare Elektronenpaarbindungen: NaBr , LiH , NH_3 , H_2S , N_2 .
- 4) Beschreibe, welche Bindungsverhältnisse in N_2O_4 und MgSO_4 vorliegen. Unterscheide dabei ggf. unpolare und polare Elektronenpaarbindungen.
- 5) Begründe, in welcher der in 3) und 4) genannten Verbindungen alle Atome bzw. Ionen die Edelgaskonfiguration erreicht haben.
- 6) Erläutere die Bindungsverhältnisse in einem Methan-Molekül im Vergleich zu einem Ethin-Molekül. Zeichne dabei die Lewisformeln und gib jeweils an, welche Art der Bindung (Einfach- vs. Doppel- vs. Dreifachbindung; σ -Bindung vs. π -Bindung) und welcher Hybridisierungszustand der Atome vorliegt.
- 7) Gegeben ist die folgende Tabelle:

Elementarer Stoff	Atommasse der Atome/Moleküle des Elements in u (gerundet und gemittelt)	Schmelztemperatur bzw. Sublimationstemperatur des Stoffs / K (0 K \triangleq -273,15 °C)
Helium (He)	4	4
Kohlenstoff (C)	12	4023,15
Neon (Ne)	20	25
Fluor (F_2)	38	53
Chlor (Cl_2)	71	172

Begründe, warum Kohlenstoff eine Ausnahme in der gegebenen Reihe bildet.

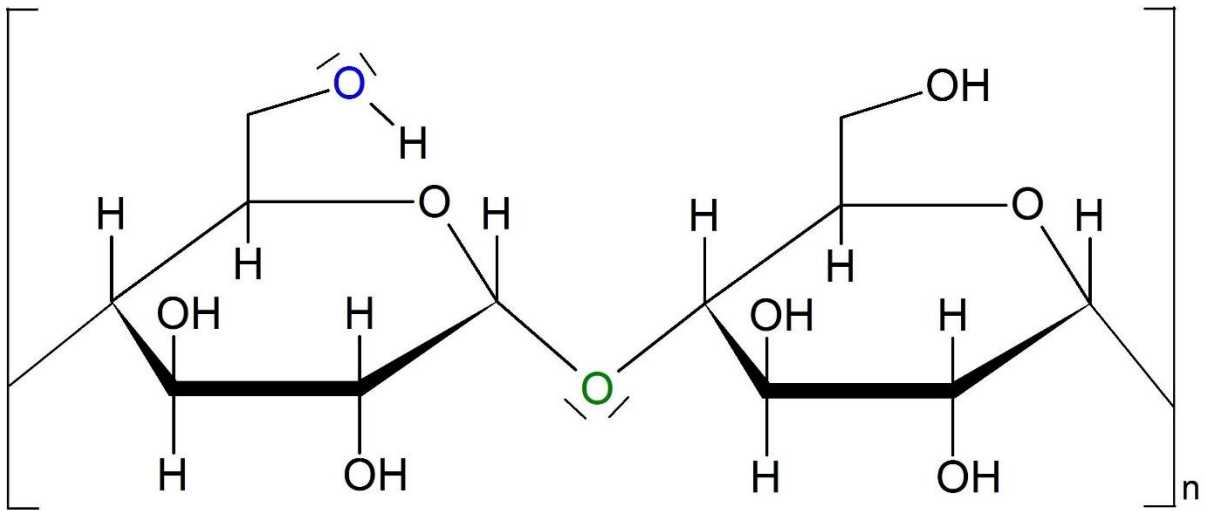
8) Gegeben sind die folgenden Graphen:¹



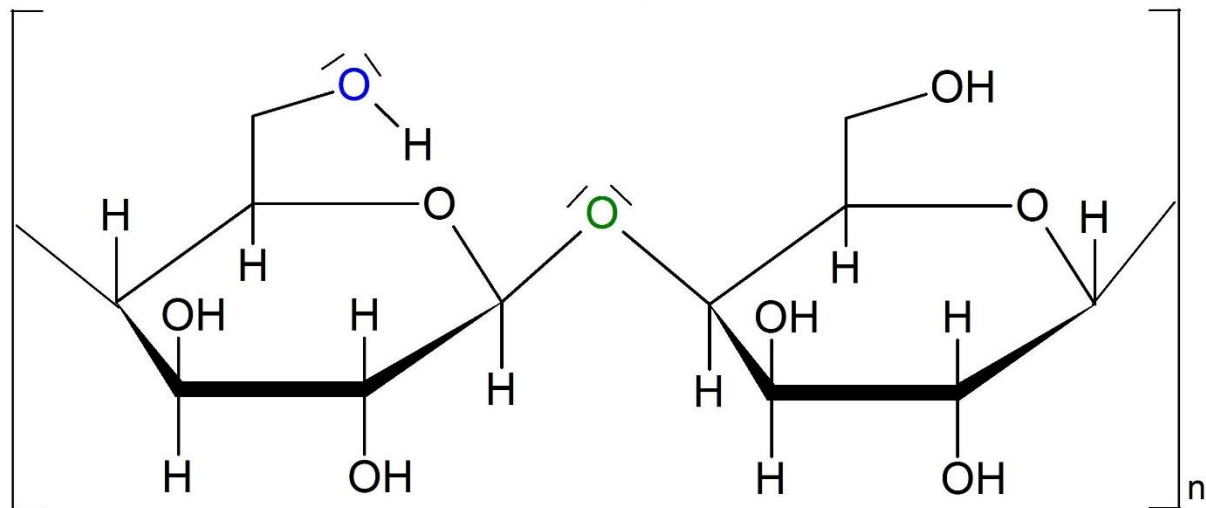
Erkläre die Unterschiede in den Siedepunkten jeweils einer Reihe an Verbindungen im folgenden Diagramm: Warum ergibt sich die entsprechende Reihenfolge?

9) Klebstifte sind dir sicherlich noch aus deinen Kindertagen bekannt. Sie enthalten verschiedene Klebstoffe (u.a. Stärke (Amylose), s. Abb. oben) und Lösemittel dieser Klebstoffe (u.a. Wasser). Papier besteht zu einem Großteil aus Cellulose (s. Abb. unten). Während des Klebevorgangs verdunstet das Lösungsmittel zunehmend. Beschreibe den Klebevorgang nach Auftragen eines Klebstoffs, indem du darauf eingehst, welche Arten von Wechselwirkungen ausgebildet werden, welche bestehen bleiben und welche gelöst werden.

¹ Graphen aus: <http://www.chemguide.co.uk/atoms/bonding/hbond.html>.



Stärke (Amylose)



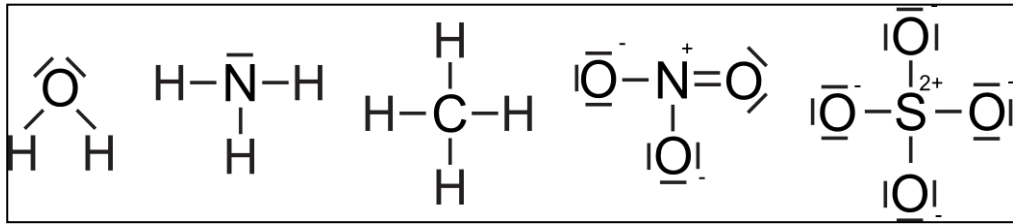
Cellulose

Abb. Molekülstrukturen von Stärke und Cellulose im Vergleich. Nicht eingezeichnete Schnittstellen verschiedener Bindungen stehen für Kohlenstoff-Atome. „n“ bedeutet, dass sich dieses Muster theoretisch unendlich lang fortsetzt. Bei den blau und grün markierten Sauerstoffatomen sind die beiden freien Elektronenpaare eingezeichnet, welche jedes entsprechende Sauerstoffatom aufweist.

10) Im Lernmodul wurde erwähnt, dass Gekkos in der Lage sind, Wände hochzulaufen. Kann ein Gekko auch an einer Glaswand hochlaufen (Glas besteht im Wesentlichen aus Siliciumdioxid (SiO₂))? Begründe deine Antwort

Lösungen zum Übungszettel „Chemische Bindung“

1)



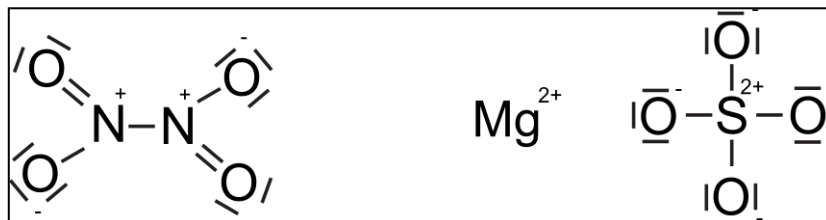
2)

Molekül	Molekülgeometrie	Bindungswinkel
H_2O	gewinkelt	$> 109,5^\circ$
NH_3	trigonal-pyramidal	$> 109,5^\circ$
CH_4	tetraedrisch	$109,5^\circ$
NO_3^-	trigonal-planar	120°
SO_4^{2-}	tetraedrisch	$109,5^\circ$
XeF_4	quadratisch-planar	ca. 90°
PF_5	trigonal-bipyramidal	$120^\circ / 90^\circ$
SF_4	tetraedrisch-verzerrt	$>109,5^\circ$

3)

Verbindung	ΔEN -Bereich	Bindungsverhältnis
NaBr	1,73	ionische Bindung
LiH	1,01	polare Elektronenpaarbindung
NH_3	1,05	polare Elektronenpaarbindung
H_2S	0,42	polare Elektronenpaarbindung
N_2	0	unpolare Elektronenpaarbindung

4)

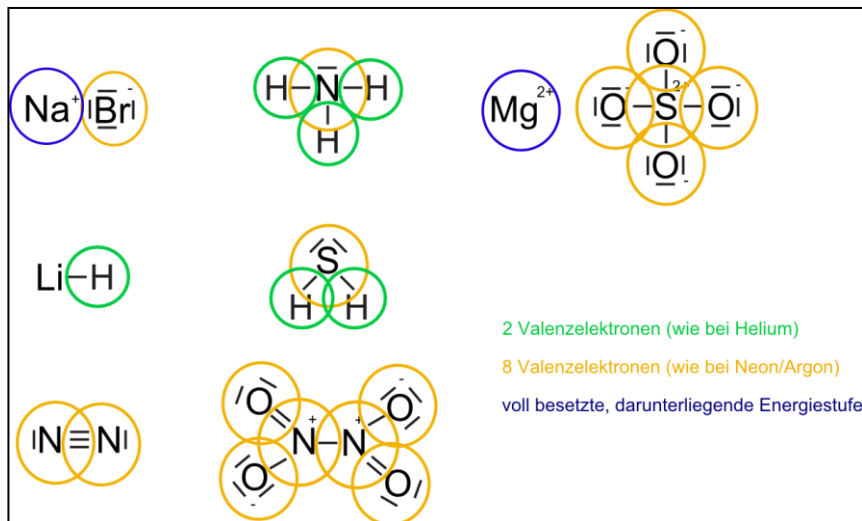


N_2O_4 : ΔEN -Bereich (N – O) = 0,43 \rightarrow polare Elektronenpaarbindung
 ΔEN -Bereich (N – N) = 0 \rightarrow unpolare Elektronenpaarbindung
 MgSO_4 : ΔEN -Bereich (O – S) = 1,06 \rightarrow polare Elektronenpaarbindung
 Mg^{2+} und SO_4^{2-} \rightarrow ionische Bindung

Beim Vergleich von Mg^{2+} und SO_4^{2-} lässt sich ΔEN nicht bilden – dies würde einen gemittelten EN-Wert für das Sulfat-Ion voraussetzen. Da jedoch zwei Ionen vorliegen, handelt es sich selbstverständlich um eine ionische Verbindung.

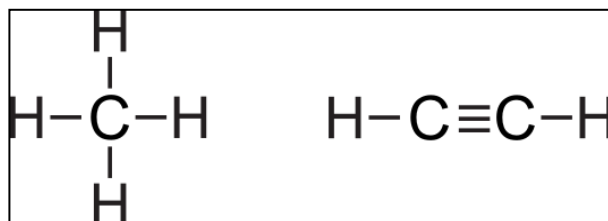
5)

In den meisten gezeigten Verbindungen haben alle Atome bzw. Ionen die Edelgaskonfiguration erreicht. Für H bedeutet dies zwei Außenelektronen (wie bei Helium), für alle anderen Atome acht Außenelektronen (wie bei Ne oder Ar):



Eine Ausnahme bildet das Li-Atom in LiH, welches gemäß ΔEN zwar eine Elektronenpaarbindung mit H-Atomen eingeht, allerdings die Edelgasregel überschreitet. Hier sind Verfahren der Strukturaufklärung nötig (z.B. empirische Methoden wie die Messung der Elektronendichte über Röntgenstrukturanalyse oder sog. ab-initio-Methoden, womit verschiedene quantenmechanische Modellierungen gemeint sind), um die Bindungsverhältnisse zu klären. Beispielsweise liegt auf Basis der sog. Valence Bond Self Consistent Field (VBSCF)-Methode eher eine Elektronenpaarbindung als eine ionische Bindung zwischen Li und H vor (Mo, Y., Zhang, Q. (1995). Bonding Features of LiH: A VBSCF Study. J. Phys. Chem. 99(21), 8535-8540).

6)



CH_4 besteht aus vier Einfachbindungen (σ -Bindungen entlang der Bindungsachse) und das C-Atom ist sp^3 hybridisiert.

C_2H_2 besteht aus zwei Einfachbindungen (σ -Bindungen) zwischen H und C und einer Dreifachbindung (d.h. einer σ - und zwei π -Bindungen (senkrecht zur Bindungsachse)) zwischen C und C. Die C-Atome sind jeweils sp -hybridisiert.

Die H-Atome sind jeweils nicht hybridisiert.

7)

Kohlenstoff-Atome bilden in der Natur meist mehrere Elektronenpaarbindungen untereinander aus.

Das Brechen dieser Bindungen erfordert Energie, was die hohe Sublimationsenergie erklärt.

Wie Iod sublimiert Kohlenstoff unter Normaldruck beim Erhitzen anstatt zu schmelzen

8)

Jede Reihe besteht aus den Wasserstoffverbindungen der Elemente einer Hauptgruppe.

Die Masse der Moleküle dieser Verbindungen nimmt stets von links nach rechts zu (H bleibt immer gleich schwer, aber z.B. ist O leichter als S, S ist leichter als Se usw.)

Der Anstieg der Siedepunkte ab der jeweils zweiten Verbindung einer Reihe ist quasi linear und mit dem Anstieg der Massen der Moleküle in Einklang zu bringen.

Die ungewöhnlich hohen Siedepunkte von H_2O , HF und NH_3 sind mit den starken Wasserstoffbrückenbindungen zu erklären, welche diese Moleküle untereinander ausbilden können.

Zwar können alle Moleküle des oberen Diagramms untereinander Wasserstoffbrückenbindungen ausbilden; jedoch sind diese bei den ersten der jeweiligen Reihe viel stärker, da die Wasserstoffatome dort stärker positiv polarisiert sind (ΔEN -Differenz H-X ist höher).

Bei den Molekülen in unteren Diagramm gibt es keine solche Ausnahme, da zwischen diesen lediglich Van-der-Waals-Kräfte wirken, die erheblich schwächer sind als Wasserstoffbrückenbindungen.

9)

Während des Klebevorgangs werden Wasserstoffbrückenbindungen zwischen positiv polarisierten Wasserstoffatomen in Amylose-Molekülen und freien Elektronenpaaren von Sauerstoffatomen in Cellulose-Molekülen ausgebildet. Dabei kommen lediglich Wasserstoffatome aus O-H-Bindungen in Frage; Wasserstoffatome aus C-H-Bindungen sind nicht positiv polarisiert. Gelöst werden Wasserstoffbrückenbindungen zu Wassermolekülen, welche das Lösungsmittel bilden. Bestehen bleiben Wasserstoffbrückenbindungen zwischen Amylose-Molekülen. Für alle drei Teilvorgänge gilt, dass grundsätzlich zwischen allen Atomen van-der-Waals-Kräfte herrschen können, die jedoch deutlich schwächer sind als die Wasserstoffbrückenbindungen.

10)

Ja, es gibt natürlich auch elektrostatische Wechselwirkungen zwischen induzierten Dipolen und positiv bzw. negativ polarisierten Atomen in SiO_2 -Kristallen.

Präsenztag „Chemische Reaktion“

Schließlich werden auch zum Präsenztag „Chemische Reaktion“ die Aufgaben zur Erklärphase und der Übungszettel einschließlich der entsprechenden Lösungen aufgezeigt.

Erklärphase „Chemische Reaktion“

A) Stelle in einem Schaubild die Begriffe „Säure“, „saure Lösung“, „Base“, „Lauge“, „alkalische Lösung“, „Protonendonator“ und „Protonenakzeptor“ dar. Verknüpfe dabei die Begriffe miteinander. Gib ebenfalls an, welche Begriffe die makroskopische und welche die submikroskopische Ebene beschreiben. Erläutere dein Schaubild.

B) Erläutere das Gesetz zur Erhaltung der Masse anhand der Verbrennung von Kohlenstoff in einem geschlossenen und in einem offenen System. Gib die Reaktionsgleichung an.

C) Erläutere das Prinzip von Le Chatelier anhand der folgenden Reaktion:

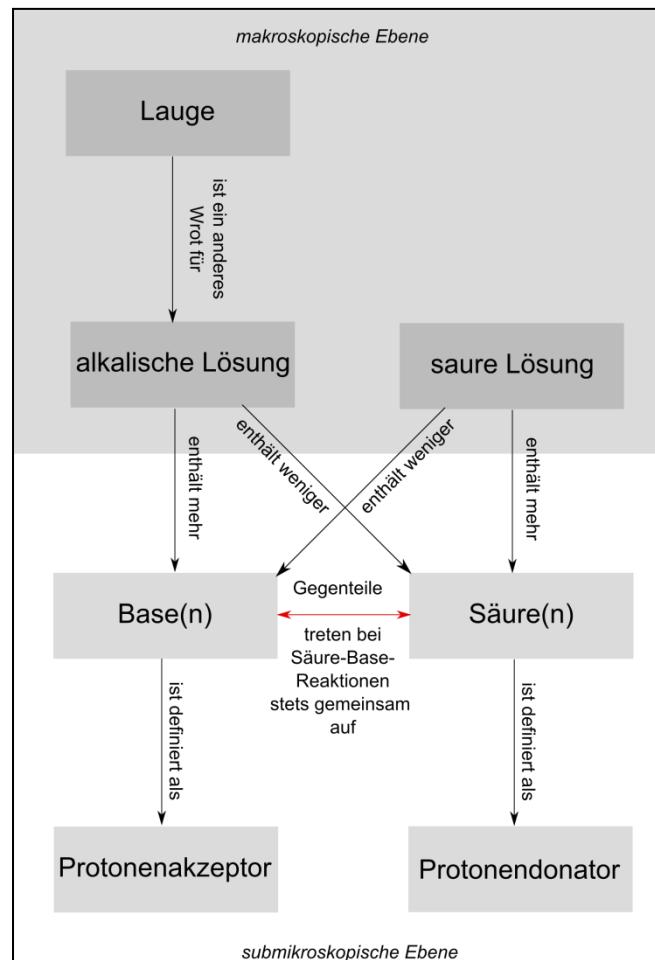


D) Erläutere am Beispiel des Daniell-Elements die Unterschiede zwischen einer galvanischen Zelle und einer Elektrolyse-Zelle.

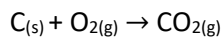
E) Skizziere den Kurvenverlauf der Titration einer starken Säure mit einer starken Base. Erläutere den Kurvenverlauf: Wo liegen Äquivalenz- und Neutralpunkt? Was passiert auf submikroskopischer Ebene zwischen Startpunkt und Äquivalenzpunkt? Was passiert nach dem Äquivalenzpunkt?

Lösung zur Erklärphase „Chemische Reaktion

A)



B)



Gesetz der Massenerhaltung → Masse der Edukte entspricht Masse der Produkte

Offenes System: gasförmiges CO_2 kann entweichen; daher ist das Gesetz der Massenerhaltung dabei experimentell nicht zu belegen.

C)

Prinzip von Le Chatelier → Es stellt sich ein neues Gleichgewicht ein, wenn sich Rahmenbedingungen der Reaktion ändern. Die Gleichgewichtseinstellung erfolgt dabei stets so, dass die Veränderung der Rahmenbedingungen produktiv genutzt oder kompensiert wird.

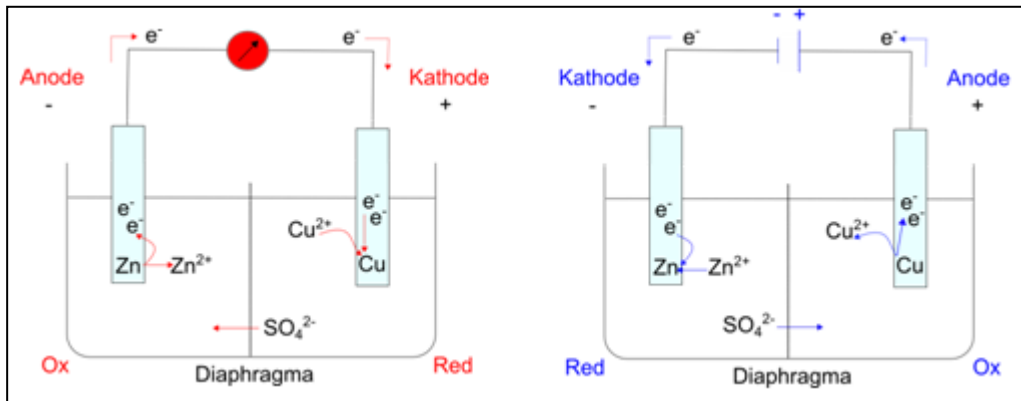
Wenn man die Temperatur erhöht, findet verstärkt die Hinreaktion statt (→ die zusätzliche Wärmeenergie wird genutzt → mehr Produkte)

Erhöht man den Partialdruck von $\text{CO}_{2(g)}$, findet verstärkt die Hinreaktion statt (→ das zusätzliche $\text{CO}_{2(g)}$ wird genutzt → mehr Produkte)

Erhöht man den Partialdruck von $\text{CO}_{(g)}$, findet verstärkt die Rückreaktion statt (\rightarrow das zusätzliche $\text{CO}_{(g)}$ wird genutzt \rightarrow mehr Edukte)

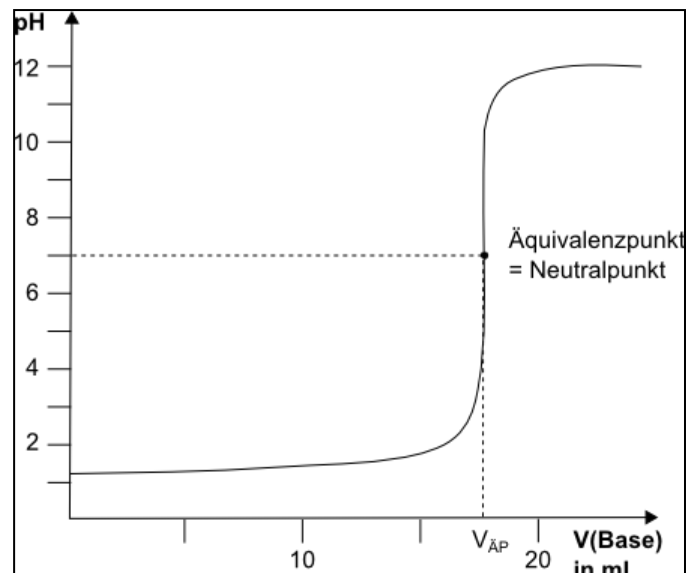
Erhöht man den Druck auf das System, so findet verstärkt die Rückreaktion statt (\rightarrow der zusätzliche Druck wird genutzt \rightarrow mehr Edukte)

D)



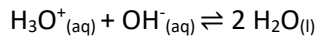
Galvanische Zelle	Elektrolysezelle
Reaktion läuft <i>freiwillig ab</i> (Spannung wird gemessen/genutzt)	Reaktion ist <i>erzwungen</i> (Spannung wird angelegt)
Anodenreaktion: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	Anodenreaktion: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
Kathodenreaktion: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	Kathodenreaktion: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
Anode ist der Minuspol	Anode ist der Pluspol
Kathode ist der Pluspol	Kathode ist der Minuspol

E)



Der Äquivalenzpunkt entspricht dem Neutralpunkt ($\text{pH} = 7$).

Zwischen Start- und Äquivalenzpunkt findet eine Neutralisationsreaktion statt:



Daher steigt der pH-Wert langsam (\rightarrow es liegen immer weniger $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ -Ionen vor).

Am Äquivalenzpunkt wurden alle Protonen der Säure neutralisiert. (Achtung: Es liegen immernoch $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ und $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ -Ionen in der Lösung vor \rightarrow Autoprotolyse des Wassers) Es gilt:

$$n_{\text{Säure}} = n_{\text{Base}}$$

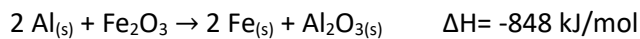
Der Äquivalenzpunkt entspricht dem Neutralpunkt, da starke Säuren und Basen vollständig dissoziieren und somit die Anzahl an $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ - $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ - Ionen auch der Anzahl an Säure- und Base-Molekülen entspricht.

Nach dem Äquivalenzpunkt steigt der pH-Wert durch die Zugabe weiterer $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ - Ionen zunächst an, bleibt aber nach Zugabe weniger mL näherungsweise konstant, da ein Verdünnungseffekt eintritt.

Übungszettel „Chemische Reaktion“

1) Es sollen 100 mL einer 0,5M Eisen(III)nitrat-Lösung ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{aq})$) angesetzt werden. Berechne die Einwaage.

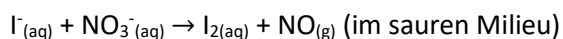
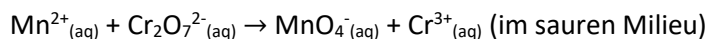
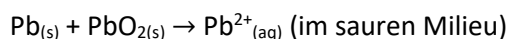
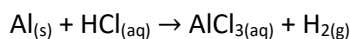
2) Die sog. Thermit-Reaktion ist eine exotherme Reaktion:



Berechne die Reaktionsenthalpie, die bei einem Einsatz von 58 g Aluminium mit überschüssigem Eisenoxid freigesetzt wird.

3) Berechne die Konzentration von konzentrierter Salzsäure (36%tig, $\rho = 1,19 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$). Runde die Stoffmenge auf zwei Nachkommastellen.

4) Gegeben sind zwei unvollständige Reaktionsgleichungen, in denen lediglich die Edukte und die Produkte angegeben sind. Stelle jeweils die Redoxgleichung für die Reaktionen auf (inklusive Oxidationsreaktion, Reduktionsreaktion und Gesamtreaktion).



(N hat eine niedrigere Elektronegativität als O)

5) Berechne das Halbzellenpotential einer Ag^+/Ag -Halbzelle mit einer 0,7M AgNO_3 -Lösung ($E^0 = 0,8\text{V}$). Runde das Ergebnis auf zwei Nachkommastellen.

6) Berechne die EMK einer Ag^+/Ag -Konzentrationszelle mit einem Konzentrationsverhältnis von 10:1.

7) Berechne die pH-Werte der folgenden Lösungen:

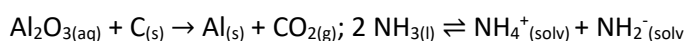
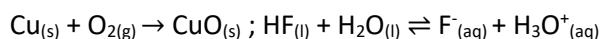
0,75M HI-Lösung ($\text{pK}_S = -10$)

0,3M NH_3 -Lösung ($\text{pK}_B = 4,75$)

0,5M H_2CO_3 -Lösung ($\text{pK}_{S1} = 6,24$; geh der Einfachheit halber davon aus, dass man die zweite Protolysestufe vernachlässigen kann)

Eine Lösung aus 20 mL 0,4M Na_2HPO_4 -Lösung ($\text{pK}_S = 12,36$) und 30 mL 0,2M Na_3PO_4 -Lösung.

8) Vervollständige die folgenden Reaktionsgleichungen (inklusive Aggregatzustände) und begründe jeweils, ob es sich bei den folgenden Reaktionen um eine Redoxreaktion oder um eine Säure-Base-Reaktion handelt.



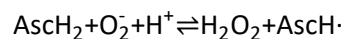
9) Berechne den pH-Wert eines Mojitos (ca. 0,3 L) mit Hilfe der Angaben in der untenstehenden Tabelle. Runde (wenn nötig) auf zwei Nachkommastellen und runde Angaben für molare Massen auf ganze Zahlen. Triff dabei Näherungen und begründe deine Entscheidungen. Erkläre im Anschluss an

deine Berechnung, warum der tatsächliche pH-Wert vermutlich deutlich größer sein wird als der berechnete.

(Hinweis: Vitamin C (AsCH₂) ist tatsächlich nur eine einprotonige Säure)

Inhaltsstoff	Menge	Summenformel	Strukturformel	pK _s -Wert(e)
Wasser	0,3 L	H ₂ O		14
Ethanol	0,024 L	C ₂ H ₆ O		15,9
Vitamin C	ca. 0,004 g	C ₆ H ₈ O ₈		4,25
Zitronensäure (CitH ₃)	ca. 1,6 g	C ₆ H ₈ O ₇		3,13 4,76 6,4
Saccharose	ca. 1,5 g	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁		12,7
Kohlensäure H ₂ CO ₃	ca. 2,4 g	H ₂ CO ₃		3,6 10,3

10) Vitamin C (auch Ascorbinsäure (AsCH₂) genannt, siehe Strukturformel oben) ist als sog. Antioxidans in Lebensmitteln (z.B. Fruchtkonserven, Fruchtsäften, Konfitüren usw.) enthalten. Aufgrund seiner Reaktion mit Oxidationsmitteln (z.B. Sauerstoff, welches unter Umständen auch als Hydroperoxyradikal (O₂⁻) auftreten kann), bei der Semidehydroascorbinsäure (AsCH[•]) entsteht, wird es manchmal auch als „Redoxpuffer“ bezeichnet.



Bewerte die Bezeichnung „Redoxpuffer“ für diesen Fall, indem du sie mit dem Begriff „Säure-Base-Puffer“ vergleichst.

Lösungen zum Übungszettel „Chemische Reaktion“

1)

$$M \approx 241,86 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; 100 \text{ mL} \stackrel{\Delta}{=} 0,1 \text{ L}$$

$$c = \frac{n}{V} \rightarrow n = c \cdot V = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M = 0,05 \text{ mol} \cdot 241,86 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 12,093 \text{ g}$$

2)

Mit 2 mol Al werden $\Delta H = -848 \text{ kJ}$ umgesetzt (siehe Reaktionsgleichung). Für 2,15 mol gilt dann:

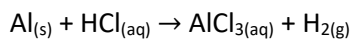
$$\Delta H = \frac{2,15 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} \cdot (-848 \text{ kJ}) = 911,6 \text{ kJ}$$

3)

$$\rho_{\text{Lösung}} = \frac{m_{\text{Lösung}}}{V_{\text{Lösung}}}; V = 1 \text{ L} \rightarrow m_{\text{Lösung}} = \rho_{\text{Lösung}} \cdot V_{\text{Lösung}} = 1,19 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1190 \text{ g}$$

4)

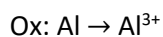
a) *Oxidationszahlen bestimmen*



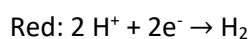
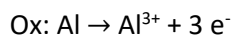
b) *Oxidation und Reduktion bestimmen*

Al wird also oxidiert (von 0 auf +III) und H^+ wird reduziert (von +I auf 0).

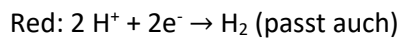
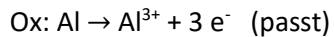
c) *Teilgleichungen aufstellen*



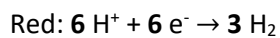
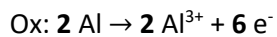
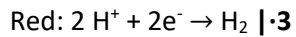
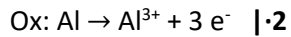
d) *Elektronen ergänzen*



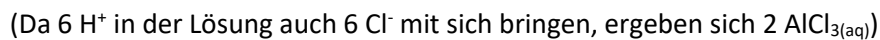
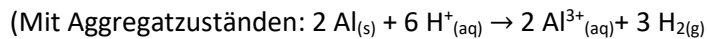
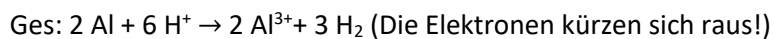
e) Teilchen und Ladungsbilanz prüfen/ausgleichen



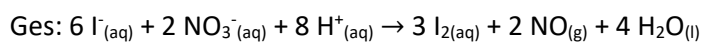
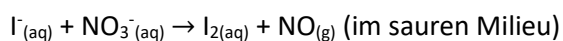
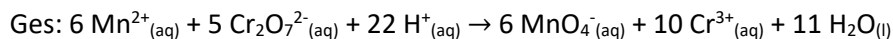
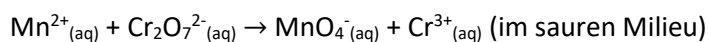
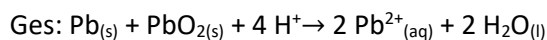
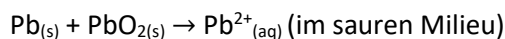
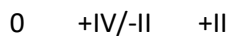
f) In Reduktion und Oxidation die Anzahl der Elektronen ausgleichen:



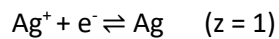
g) Gesamtgleichung aufstellen und kürzen:



Analog folgt für die Reaktionen:



5)



$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \left(\frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right) = 0,8 \text{ V} + 0,059 \cdot \lg (0,7) \text{ V} \approx 0,79 \text{ V}$$

($c_{\text{Red}} = 1$, da Ag als Feststoff an der Elektrode vorliegt)

6)

$$\begin{aligned} \Delta E &= E_{\text{Kat}} - E_{\text{An}} = E^{\ominus} + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \left(\frac{10 c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right) - E^{\ominus} + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \left(\frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right) = \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \left(\frac{10 c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right) + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \left(\frac{c_{\text{Red}}}{c_{\text{Ox}}} \right) \\ &= \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \left(\frac{10 c_{\text{Ox}} \cdot c_{\text{Red}}}{c_{\text{Red}} \cdot c_{\text{Ox}}} \right) = 0,059 \cdot \lg \left(\frac{10}{1} \right) \text{ V} = 0,059 \text{ V} \end{aligned}$$

7)

0,75M HI-Lösung ($\text{pK}_s = -10$)

$$\text{pH} = -\log(c_{\text{HI}}) = -\log(0,75) \approx 0,12$$

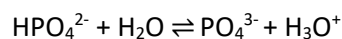
0,3M NH_3 -Lösung ($\text{pK}_B = 4,75$)

$$\text{pH} = 14 - 0,5 \cdot (\text{pK}_B - \log_{10}(c_{\text{NH}_3})) = 14 - 0,5 \cdot (4,75 - \log(0,3)) \approx 11,36$$

0,5M H_2CO_3 -Lösung ($\text{pK}_{s1} = 6,24$; geh der Einfachheit halber davon aus, dass man die zweite Protolysestufe vernachlässigen kann)

$$\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{pK}_s - \log_{10}(c_{\text{H}_2\text{CO}_3})) = 0,5 \cdot (6,24 - \log(0,5)) \approx 3,27$$

Eine Lösung aus 20 mL 0,4M Na_2HPO_4 -Lösung ($\text{pK}_s = 12,36$) und 30 mL 0,2M Na_3PO_4 -Lösung.

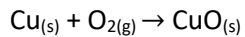


Volumen nach Zusammengabe der Lösungen: $V_{\text{neu}} = V_{\text{HPO}_4^{2-}} + V_{\text{PO}_4^{3-}} = 20 \text{ mL} + 30 \text{ mL} = 50 \text{ mL}$

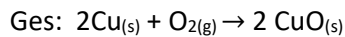
$$\text{pH} = \text{pK}_s - \log_{10} \frac{c_{\text{HPO}_4^{2-}}(\text{neu})}{c_{\text{PO}_4^{3-}}(\text{neu})} = 12,36 - \log_{10} \frac{0,16 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}{0,12 \frac{\text{mol}}{\text{l}}} \approx 12,24$$

8)

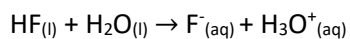
0 0 +II/-II



Es liegt eine Redoxreaktion vor, da sich die Oxidationszahlen ändern. Analog zu Aufgabe 4 lässt sich die Redoxgleichung aufstellen; insgesamt ergibt sich:

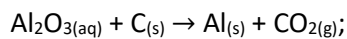


+I/-I +I/-II -I +I/-II

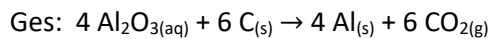


Es liegt keine Änderung der Oxidationszahlen vor. Daher handelt es sich nicht um eine Redoxreaktion. Da ein Proton von HF auf H₂O übertragen wird, handelt es sich um eine Säure-Base-Reaktion.

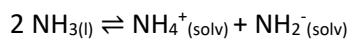
+III/-II 0 0 +IV/-II



Es liegt eine Redoxreaktion vor, da sich die Oxidationszahlen ändern. Insgesamt ergibt sich:



-III/+I -III/+I -III/+I



Es liegt keine Änderung der Oxidationszahlen vor. Daher handelt es sich nicht um eine Redoxreaktion. Da ein Proton von einem NH₃ auf ein anderes NH₃ übertragen wird, handelt es sich um eine Säure-Base-Reaktion.

9)

Zunächst erscheinen folgende Näherungen sinnvoll:

Das Volumen des Ethanol ist hinsichtlich des Gesamtvolumens vernachlässigbar klein.

Ethanol und Saccharose sind derart schwache Säuren (pK_s = 15,9 bzw. 12,7), dass die Protonen aus den entsprechenden Protolysegleichungen vernachlässigt werden können.

Die Protonen aus der Autoprotolyse des Wassers können ebenfalls vernachlässigt werden.

Für Kohlensäure ist lediglich die erste Protolysestufe interessant, da die zweite ebenfalls eine sehr schwache Base ist ($pK_s = 10,9$), während bei der Zitronensäure die ersten beiden Protolysestufen berücksichtigt werden sollten.

Man kann annehmen, dass Zitronensäure als starke Säure vollständig deprotoniert vorliegt, wodurch gilt: $c_{H_3Cit} = c_{H_2Cit^-}$

Es ergeben sich schließlich die folgenden Stoffmengen an Oxoniumionen in der Lösung ($V \approx 0,3 \text{ L}$):

$$\text{AscH}_2: n_{H_3O^+} = n_{\text{AscH}_2} = \frac{m_{\text{AscH}_2}}{M_{\text{AscH}_2}} = \frac{0,004 \text{ g}}{208 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 1,92 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{CitH}_3: n_{H_3O^+} = n_{\text{CitH}_3} = \frac{m_{\text{CitH}_3}}{M_{\text{CitH}_3}} = \frac{1,6 \text{ g}}{192 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 8,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{CitH}_2: n_{H_3O^+} = c_{H_3O^+} \cdot V = \sqrt{K_{s, H_2Cit^-} \cdot c_{H_2Cit^-}} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot V = \sqrt{10^{-4,76} \cdot \frac{1}{400} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \cdot 0,3 \text{ L} \approx 6,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{CO}_3: n_{H_3O^+} = n_{\text{H}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{H}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{H}_2\text{CO}_3}} = \frac{2,4 \text{ g}}{62 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 3,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Summiert man alle diese Stoffmengen für Oxoniumionen und berechnet daraus die Gesamtkonzentration in der Lösung, lässt sich schließlich der pH-Wert des Mojitos angeben:

$$n_{\text{Ges}, H_3O^+} \approx 0,05 \text{ mol}; \quad c_{\text{Ges}, H_3O^+} = \frac{n_{\text{Ges}, H_3O^+}}{V} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}} \approx 0,17 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pH = -\log\left(c_{\text{Ges}, H_3O^+} \cdot \frac{\text{L}}{\text{mol}}\right) = -\log\left(0,17 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{\text{L}}{\text{mol}}\right) \approx 0,76$$

Das sehr niedrige Ergebnis wird allerdings niemals erreicht, da Kohlensäure sehr leicht in Kohlenstoffdioxid und Wasser zerfällt (was man als sprudeln des Cocktails wahrnimmt) und die Protonen aus der Protolyse der Kohlensäure den Hauptteil zum pH-Wert beitragen.

10)

Die Bezeichnung „Redoxpuffer“ erscheint einerseits verständlich, da Zitronensäure offenbar einen Schutz vor Oxidationsmitteln bietet; allerdings zeigt sich im Vergleich mit Säure-Base-Puffersystemen, dass Arscorbinsäure allein keinen Schutz vor einem Reduktionsmittel bietet würde. Legitim wäre die Bezeichnung also etwas, wenn man ein Gemisch aus Ascorbinsäure und Semidehydroascorbinsäure mit jeweils gleichen Stoffmengen vorliegen hätte.

E Evaluationsmaterialien des Propädeutikums

Zur Transparenz der Datenerhebungen werden im Folgenden sämtliche Bögen und Leitfäden zur Ermittlung des Fachwissens, der Lernstrategien sowie des qualitativen Feedbacks der Studierenden gezeigt, die im Rahmen des Dissertationsprojektes eingesetzt wurden.

Fachwissenstests

Wie im Methodikkapitel dieser Arbeit erwähnt (Kap 9), wurden zur Ermittlung des Fachwissens von Studierenden zwei Testversionen erstellt. Beide finden sich im Folgenden.

Testversion von 2013 – Testheft 1/2

Bei diesem Testheft handelt es sich um das erste der beiden Testhefte in der Testversion von 2013 zur Erhebung des Vorwissens der Chemiestudierenden an der Universität Göttingen.

Ermittlung des Vorwissens von Studierenden mit Haupt- oder Nebenfach Chemie an der Universität Göttingen

Lieber Student/Liebe Studentin,

ich habe im Rahmen meiner Promotion diesen Test entwickelt, um zu überprüfen, mit welchen Vorkenntnissen Studierende die Vorlesung von Herrn Stalke besuchen. Die Ergebnisse des Tests werden anonym ausgewertet und der Test fließt nicht in eure Bewertung mit ein! Indem ihr freiwillig an dem Test teilnehmt, helft ihr mir sehr dabei, den Übergang zwischen Schule und Hochschule für zukünftige Studierende zu erleichtern.

Bevor wir mit dem Test beginnen, benötige ich einige Angaben von dir. Vielen Dank im Voraus für deine Mühe!

Matrikelnummer: _____

Geschlecht: männlich weiblich keine Angabe

Alter: _____ (z.B. 20)

erhöhtes Anforderungsniveau/Leistungskurs (eA/LK)

grundlegendes Anforderungsniveau/Grundkurs (gA/GK)

gar keinen Chemieunterricht in der Oberstufe (nur bis Klasse 10)

sonstiges: _____ (z.B. Naturwissenschaftlicher Unterricht)

Abiturnote: _____ (z.B. 1,3)

Abiturjahrgang: _____ (z.B. 2007)

Fachsemester: _____ (z.B. 1)

Chemie 1-Fach-Bachelor Chemie Lehramt (2-Fach-Bachelor)

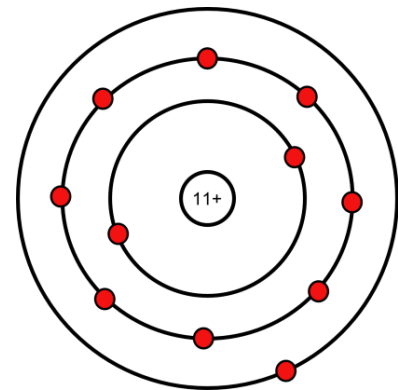
Materialwissenschaften Bachelor Biochemie Bachelor

Physik Bachelor Biologie Bachelor oder Biologische Diversität Bachelor

sonstiger Studiengang: _____

1) Ein Natriumatom (siehe Abbildung) bildet ein einfach positiv geladenes Kation. Wie lässt sich dieses Phänomen mit dem Schalenmodell erklären?

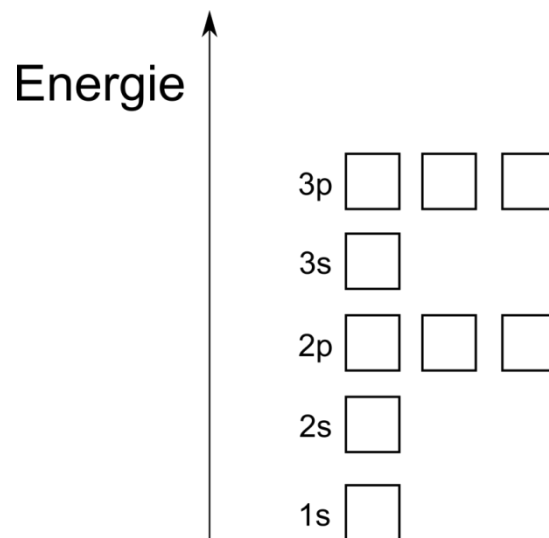
- Es handelt sich hierbei um ein Phänomen, dass mit dem Schalenmodell nicht erklärt werden kann.
- Wenn es ein Elektron abgibt, hat es die Edelgas-konfiguration erreicht, d.h. seine äußerste Schale ist voll besetzt.
- Ein Elektron auf der innersten Schale wird sehr leicht abgegeben, da sich lediglich 11 Protonen im Kern befinden.



2) Welche Aussagen treffen auf den Begriff „Orbital“ zu?

- Ein Orbital ist ein Aufenthaltsbereich für bis zu zwei Elektronen.
- Ein Orbital beschreibt einen exakten Aufenthaltsbereich für ein Elektron.
- Orbitale können verschiedene Formen haben. Sie können z.B. kugel- oder hantelförmig sein.
- Ein Orbital entspricht einer Schale im Schalenmodell.
- Ein Orbital lässt sich anschaulich als eine Elektronenbox beschreiben, in die zwei Elektronen passen.

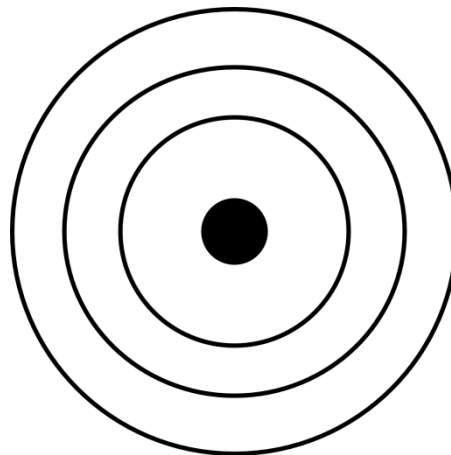
3) Ein Sauerstoff-Atom hat 8 Elektronen. Beschreibe die Elektronenkonfiguration eines Sauerstoff-Atoms im nicht-angeregten Zustand unter Verwendung des angegebenen Termschemas.



4) Ordne den folgenden Reinstoffen die Klassifizierung „elementarer Stoff“ (E) und „Verbindung“ (V) in korrekter Weise zu.

Kohlenstoff	<input type="checkbox"/>	Stickstoffdioxid	<input type="checkbox"/>
destilliertes Wasser	<input type="checkbox"/>	Stickstoff	<input type="checkbox"/>
Aluminium	<input type="checkbox"/>	Kohlenstoffdioxid	<input type="checkbox"/>
Sauerstoff	<input type="checkbox"/>	Kochsalz	<input type="checkbox"/>

5) Gib die Elektronenkonfiguration für ein Magnesiumatom im Schalenmodell an, indem du die Elektronen als Kreise auf die entsprechenden Schalen einzeichnest. Ein Magnesium-Atom hat 12 Elektronen.



6) Welche dieser Aussagen über die Quantenzahlen treffen zu?

- Die Hauptquantenzahl n definiert die Form eines Orbitals.
- Die Hauptquantenzahl n definiert den Abstand eines Orbitals vom Kern sowie dessen grundlegendes Energieniveau.
- Die Nebenquantenzahl l bestimmt den Spin eines Elektrons.
- Die Spinquantenzahl s bestimmt den Spin eines Elektrons.
- Die Magnetquantenzahl m bestimmt die Form eines Orbitals.
- Die Magnetquantenzahl m bestimmt die räumliche Ausrichtung der Form eines Orbitals.

7) Angenommen, die Hauptquantenzahl n hat den Wert 3. Gib alle möglichen Werte für die folgenden Quantenzahlen an:

l:

m:

s:

8) Innerhalb einer Gruppe des Periodensystems nimmt tendenziell von oben nach unten...

- der Radius der Atome der Elemente zu.
- der Radius der Atome der Elemente ab.
- die Masse der Atome der Elemente zu.
- die Masse der Atome der Elemente ab.
- die Ionisierungsenergie der Atome der Elemente zu.
- die Ionisierungsenergie der Atome der Elemente ab.

9) Welche/s dieser Elemente gehört zu den Halogenen?

- Fluor Chlor
- Bor Iod
- Argon

10) Welche der folgenden Elemente sind Metalle?

- Magnesium Wasserstoff
- Argon Lithium
- Kohlenstoff Aluminium
- Chlor

11) Jede Ionenbindung ist charakterisiert durch...

- einen ständigen Austausch von Elektronen zwischen Kationen und Anionen.
- die gemeinsamen Wechselwirkungen eines oder mehrerer Elektronenpaare mit zwei Atomkernen.
- die Wechselwirkung mindestens zweier einfach besetzter Orbitale von zwei verschiedenen Atomen.
- die elektrostatische Wechselwirkung von Kationen und Anionen

12) Ordne zu: Welche dieser elementaren Stoffe oder Verbindungen werden durch Elektronenpaarbindungen (E), welche durch ionische Bindungsverhältnisse (I) zusammengehalten?

CH₄ MgS

H₂ KI

13) Benenne die folgenden Salze.

BaF₂: _____

Na₃N: _____

MgO: _____

KBr: _____

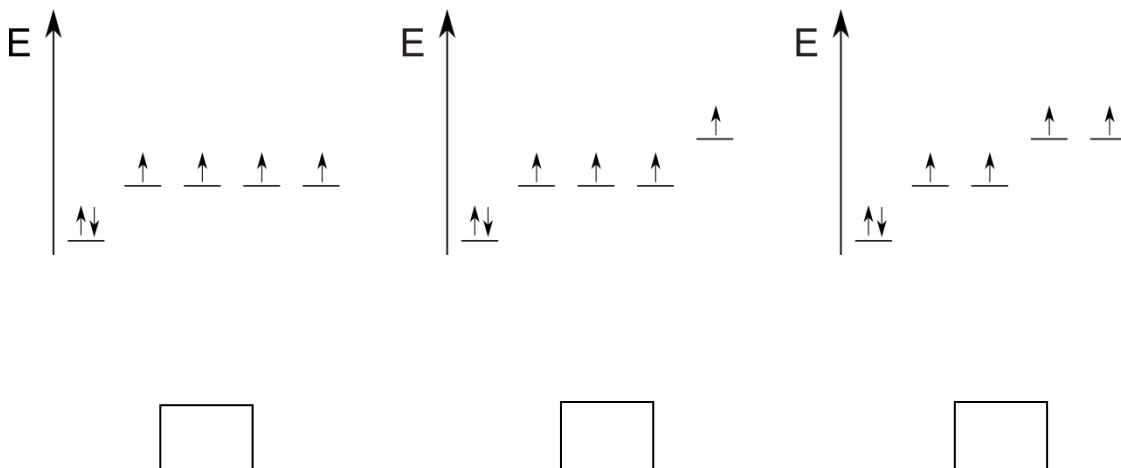
14) Welche der folgenden Aussagen über die sog. „Gitterenergie“ eines Salzes ist korrekt?

- Die Gitterenergie ist die Energie, die bei der Bildung eines Ionengitters aus Kationen und Anionen frei wird.
- Es ist vom jeweiligen Salz abhängig, ob die Gitterenergie bei der Bildung eines Salzes aufgewendet werden muss oder frei wird.
- Die Gitterenergie ist die Energie, die beim Lösen eines Ionengitters aufgewendet werden muss.
- Die Gitterenergie ist die Energie, die beim Lösen eines Ionengitters frei wird.

15) Zeichne für die folgenden Moleküle die Lewisformel/Valenzstrichformel einschließlich nichtbindender Elektronenpaare: N_2 , CO_2 , H_2S , CH_4 , SO_4^{2-}

Beispiel: $H - H$ (H_2)

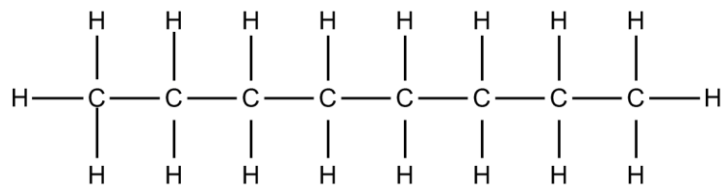
16) Im Folgenden sind drei Hybridisierungszustände eines Kohlenstoffatoms in Termschemata angegeben. Ordne die Begriffe „ sp^2 “, „ sp^3 “ und „ sp “ zu.



17) Eine Calciumchloridlösung enthält...

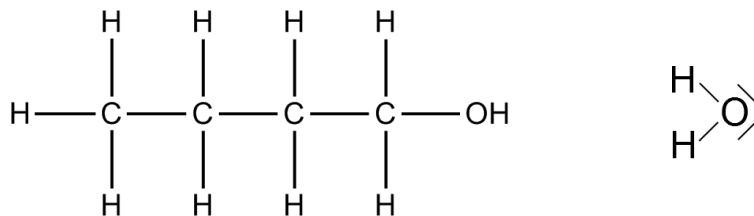
- gelöste Calciumionen und gelöste Chloridionen.
- gelöste Calciumchlorid-Ionen.
- gelöste Calciumchlorid-Moleküle.

18) Welche Wechselwirkungen liegen zwischen Oktan-Molekülen vor?



- Van-der-Waals Kräfte
- Wasserstoffbrückenbindungen
- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

19) Butanol (links) löst sich nur teilweise in Wasser (rechts). Wie lässt sich dieses Phänomen erklären?



- Butanol- und Wassermoleküle haben keine vergleichbare Elektronegativität.
- Butanol- und Wassermoleküle können Wasserstoffbrückenbindungen eingehen. Ein Großteil eines Butanol-Moleküls ist jedoch unpolar.
- Butanol-Moleküle bilden hauptsächlich untereinander Dipol-Dipol-Wechselwirkungen aus, weshalb sich eine Phasentrennung zwischen Wasser und Butanol ergibt.
- Butanol hat in Wasser nur ein kleines Löslichkeitsprodukt.

20) Die Edelgaskonfiguration gilt als erstrebenswerter Zustand für ein beliebiges Atom. Beurteile, in welchen der folgenden Verbindungen die Edelgaskonfiguration für alle beteiligten Atome/Ionen erreicht wurde.

- CH₄
- H₂
- Ne₂
- NaF
- CCl₄

¹ H							² He
³ Li	⁴ Be	⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
¹¹ Na	¹² Mg	¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar

Testversion von 2013 – Testheft 2/2

Bei diesem Testheft handelt es sich um das zweite der beiden Testhefte in der Testversion von 2013 zur Erhebung des Vorwissens der Chemiestudierenden an der Universität Göttingen.

Ermittlung des Vorwissens von Studierenden mit Haupt- oder Nebenfach Chemie an der Universität Göttingen

Lieber Student/Liebe Studentin,

ich habe im Rahmen meiner Promotion diesen Test entwickelt, um zu überprüfen, mit welchen Vorkenntnissen Studierende die Vorlesung von Herrn Stalke besuchen. Die Ergebnisse des Tests werden anonym ausgewertet und der Test fließt nicht in eure Bewertung mit ein! Indem ihr freiwillig an dem Test teilnehmt, helft ihr mir sehr dabei, den Übergang zwischen Schule und Hochschule für zukünftige Studierende zu erleichtern.

Bevor wir mit dem Test beginnen, benötige ich einige Angaben von dir. Vielen Dank im Voraus für deine Mühe!

Matrikelnummer: _____

Geschlecht: männlich weiblich keine Angabe

Alter: _____ (z.B. 20)

erhöhtes Anforderungsniveau/Leistungskurs (eA/LK)

grundlegendes Anforderungsniveau/Grundkurs (gA/GK)

gar keinen Chemieunterricht in der Oberstufe (nur bis Klasse 10)

sonstiges: _____ (z.B. Naturwissenschaftlicher Unterricht)

Abiturnote: _____ (z.B. 1,3)

Abiturjahrgang: _____ (z.B. 2007)

Fachsemester: _____ (z.B. 1)

Chemie 1-Fach-Bachelor Chemie Lehramt (2-Fach-Bachelor)

Materialwissenschaften Bachelor Biochemie Bachelor

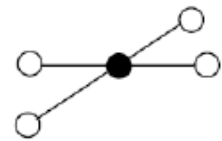
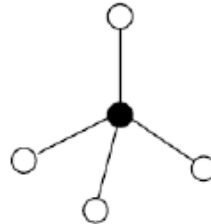
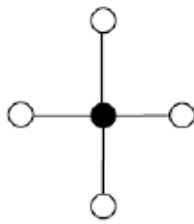
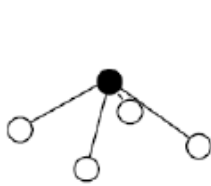
Physik Bachelor Biologie Bachelor oder Biologische Diversität Bachelor

sonstiger Studiengang: _____

1) Wasser (H₂O) ist ein...

- lineares Molekül.
- gewinkeltes Molekül.
- tetraedrisches Molekül.
- oktaedrisches Molekül.

2) Welche dieser Darstellungen für die räumliche Struktur von Methan (CH₄) ist angemessen?



3) Bestimme die Oxidationszahlen der Metall-, Wasserstoff- und Sauerstoffatome in den folgenden Verbindungen:

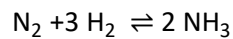
	Metall	O	H
MnO ₄ ⁻	<input type="text"/>	<input type="text"/>	
Fe ₂ O ₃	<input type="text"/>	<input type="text"/>	
H ₂			<input type="text"/>
H ₂ O		<input type="text"/>	<input type="text"/>
H ₂ O ₂		<input type="text"/>	<input type="text"/>

4) Ordne den folgenden Halbzellenreaktionen eines der folgenden Standardpotentiale zu: 0 V, -0,76 V, +0,35 V.

5) Bei der Kathode handelt es sich immer um...

- den Ort der Reduktion.
- den Minuspol.
- den Pluspol.
- den Ort der Oxidation.

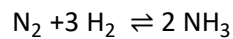
6) Gegeben ist die folgende Reaktion:



Welche dieser Aussagen treffen auf den Gleichgewichtszustand dieser Reaktion zu?

- Im Gleichgewichtszustand entspricht die Summe der Stoffmenge an Edukten der Summe der Stoffmenge an Produkten, d.h. $n(\text{H}_2) + n(\text{N}_2) = n(\text{NH}_3)$.
- Im Gleichgewichtszustand liegen alle an der Reaktion beteiligten Stoffe in der gleichen Stoffmenge vor, d.h. $n(\text{H}_2) = n(\text{N}_2) = n(\text{NH}_3)$.
- Im Gleichgewichtszustand findet weder Hin- noch Rückreaktion statt.
- Für die Gleichgewichtskonstante gilt: $K=1$.

7) Die folgende Reaktion findet in einem geschlossenen Gefäß statt:



Die Hinreaktion ist exotherm. Welche dieser Aussagen über mögliche Einflussgrößen auf die Lage des Gleichgewichtes treffen zu?

- Eine Erhöhung der Temperatur führt zu einer höheren Ausbeute an $\text{NH}_3(\text{g})$.
- Der Einsatz eines Katalysators führt zu einer Verschiebung des Gleichgewichts auf die Produktseite.
- Eine Erhöhung des Drucks führt zu einer höheren Ausbeute an $\text{NH}_3(\text{g})$.
- Eine Erhöhung der Stoffmenge an $\text{N}_2(\text{g})$ führt zu einer höheren Ausbeute an $\text{NH}_3(\text{g})$.
- Eine gemeinsame Erhöhung der Stoffmengen an $\text{N}_2(\text{g})$ und an $\text{H}_2(\text{g})$ führt zu einer höheren Ausbeute an $\text{NH}_3(\text{g})$.

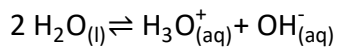
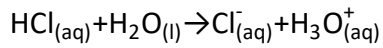
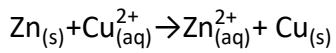
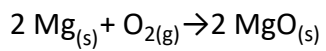
8) Welche der folgenden Aussagen treffen zu?

- Basen sind weniger gefährlich als Säuren, da nur letztere ätzend wirken.
- Wenn man saure Lösungen und Laugen mischt, entsteht immer eine neutrale Lösung ($\text{pH} = 7$).
- Säuren sind häufig rot, Basen eher blau oder grün.
- Salzsäure hat immer einen pH-Wert von 0-1 und Natronlauge hat immer einen pH-Wert von 13-14.
- Natronlauge ist eine Base.

9) Welchen pH-Wert haben die folgenden Lösungen?

	pH
0,1 M Salzsäure (d.h. 0,1 mol/L HCl)	<input type="text"/>
1 M Salzsäure	<input type="text"/>
0,01 M Natronlauge	<input type="text"/>

10) Bei welcher der folgenden Reaktionen handelt es sich um eine Redoxreaktion (R), bei welcher um eine Säure-Base-Reaktion (S) und welche der Reaktionen ist weder das eine noch das andere (X)?



11) Gegeben ist die folgende Reaktion:



Für diese Reaktion gilt:

$$\Delta S^0 = 285 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

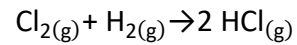
$$\Delta H^0 = 177 \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\Delta G^0 = 91,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Welche der folgenden Aussagen können getroffen werden?

- Die Reaktion ist exotherm.
- Bei der Reaktion nimmt das Maß an Unordnung zu.
- Die Reaktion läuft unter Standardbedingungen freiwillig ab.

12) Wasserstoffgas und Chlorgas werden in einem geschlossenen Behälter zur Reaktion gebracht. Die ablaufende Reaktion wird durch die folgende Gleichung beschrieben:



Wie viel Wasserstoffgas und Chlorgas muss man einsetzen, damit die Reaktion vollständig abläuft?

Es muss...

- die gleiche Masse an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.
- die gleiche Stoffmenge an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.
- das gleiche Atomzahlverhältnis an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.

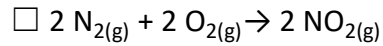
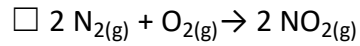
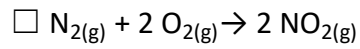
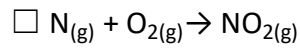
13) Wasser hat eine molare Masse von 18g/mol. Wie viel mol Wasser sind in 18 g Wasser enthalten?

- 1 mol
- 18 mol
- 1/18 mol

14) Es werden 10 g Natriumhydroxid in 2 Liter Wasser gelöst. Natriumhydroxid hat eine Molmasse von 40 g/mol. Wie hoch ist die Konzentration der Lösung?

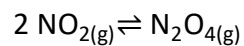
- 0,25 mol/l
- 0,125 mol/l
- 2 mol/l
- 5 mol/l

15) Stickstoff und Sauerstoff reagieren zu Stickstoffdioxid. Die zugehörige Reaktionsgleichung lautet:



16) Festes Natrium reagiert mit Wasser zu gelösten Natrium-Kationen, gelösten Hydroxidionen und gasförmigem Wasserstoff. Gib die zugehörige Reaktionsgleichung inklusive Aggregatzustände an.

17) Gegeben ist die folgende Reaktionsgleichung:



Zu Beginn werden 7 mol $\text{NO}_{2(g)}$ eingesetzt. Im Gleichgewicht liegen 2 mol $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ vor. Bestimme, wie groß die Stoffmenge an $\text{NO}_{2(g)}$ im Gleichgewicht ist.

1 mol

2 mol

5 mol

7 mol

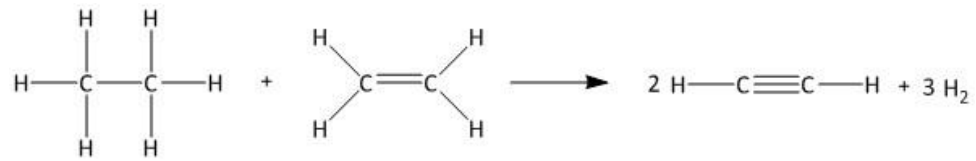
18) Geben Sie die folgenden Größendimensionen in der Form 10^x an.

Beispiel giga – 10^9

mikro milli

nano

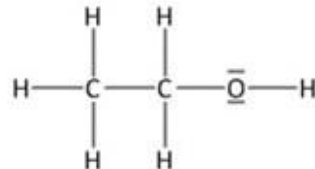
19) In einer chemischen Reaktion von Ethan mit Ethen entstehen als Produkte Ethin und gasförmiger Wasserstoff.



Wahr

Falsch

20) Wie viele Signale weist Ethanol im $^1\text{H-NMR}$ auf?



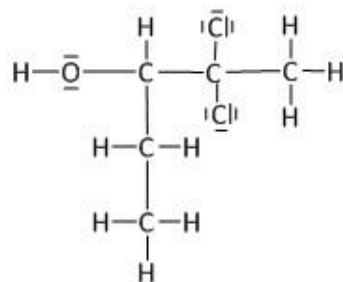
6

3

2

4

21) Welche Bezeichnung für das angegebene Molekül ist korrekt?

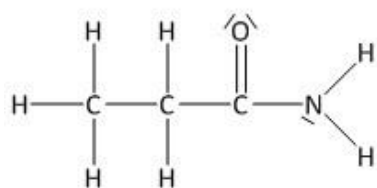
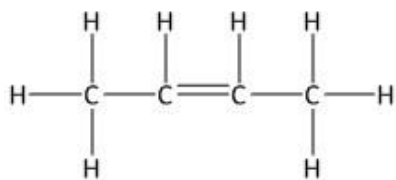
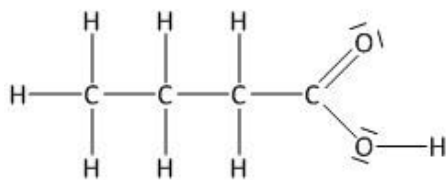
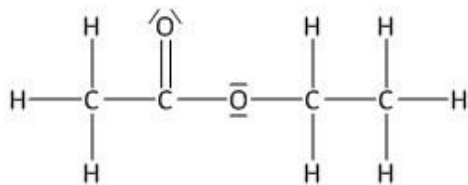
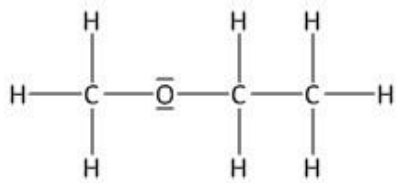


2,2-Dichlorpentan-3-ol

4,4-Dichlorpentan-3-ol

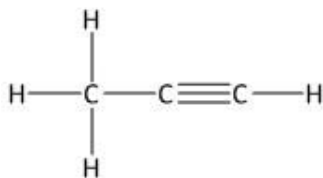
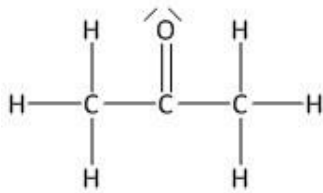
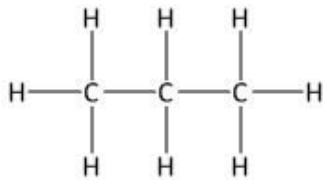
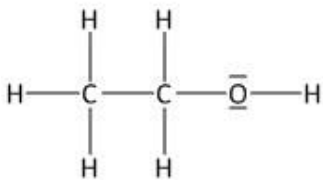
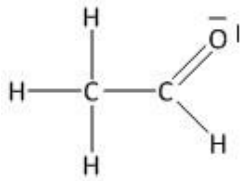
2,2-Dichlor-1-Ethylpropan-1-ol

22) Ordne folgende Verbindung der richtigen Stoffklasse zu:



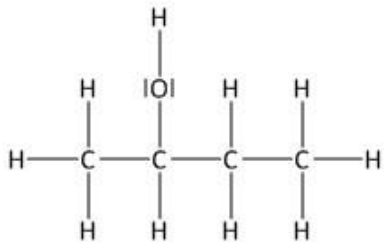
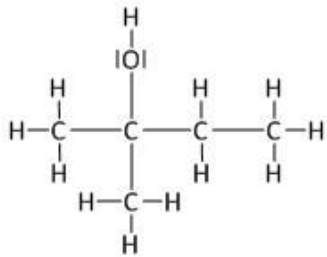
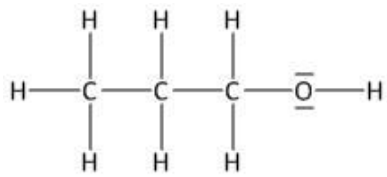
Antwortmöglichkeiten: Carbonsäure, Ester, Alkin, Ether, Aminosäure, Alken, Amid

23) Ordne folgende Verbindungen der richtigen Stoffklasse zu:



Antwortmöglichkeiten: Alkin, Alkohol, Carbonsäure, Alkan, Alkanon (Keton), Alken, Alkanal (Aldehyd)

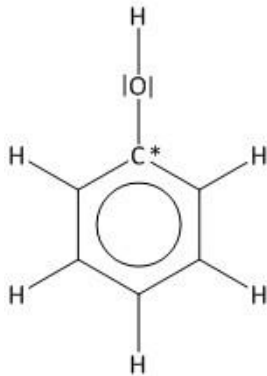
24) Bis zu welcher Stoffklasse lassen sich die folgenden Alkohole oxidieren?

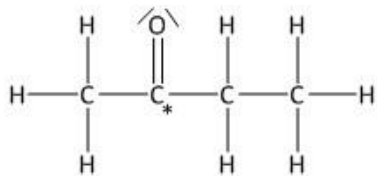


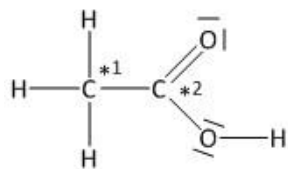
Antwortmöglichkeiten: Keton, Alken, nicht oxidierbar, Carbonsäure

25) Bestimme die Oxidationszahl der mit * gekennzeichneten Kohlenstoffatome.

Oxidationszahlen:







1

2

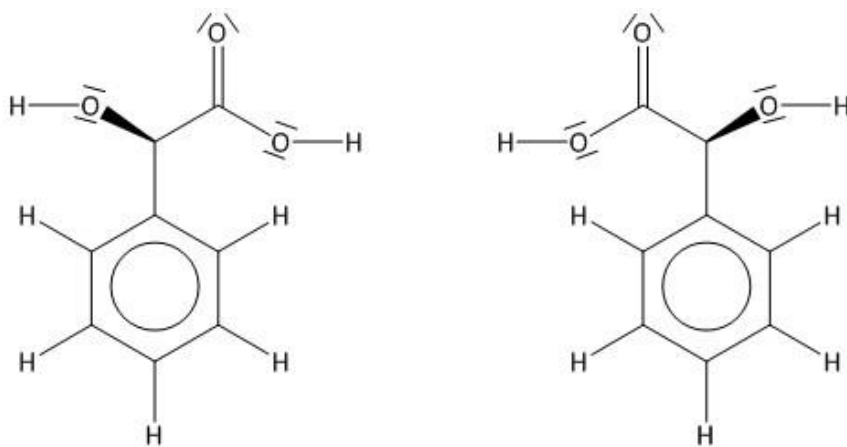
26) Hexen und Bromwasser werden zusammen in ein Reagenzglas gegeben. Was kannst du beobachten? Warum?

- Es findet eine Entfärbung des Bromwassers statt. Brommoleküle reagieren in einer elektrophilen Addition mit der Doppelbindung.
- Die zu beobachtende Entfärbung von Bromwasser ist ein Nachweis für Alkene.
- Es findet keine Reaktion statt, da die Doppelbindung sehr stabil ist.
- Erst nach der Einwirkung von Licht wird eine Entfärbung zu beobachten sein: Es findet eine radikalische Substitution statt.

27) Die Fehling-Probe ist ein Nachweis für

- Alkanone (Ketone)
- Alkanale (Aldehyde)
- reduzierende Zucker
- Fettsäuren

28) Entscheide, um welche Art von Stereoisomerie es sich hierbei handelt:



- Enantiomere
- cis/trans – Isomere
- Konformationsisomere

Testversion von 2014 – Pretest

Bei dem folgenden Testheft handelt es sich um den Pretest zur Evaluation des Propädeutikums.

Ermittlung des Vorwissens von Studierenden im Propädeutikum „Chemroduction“ an der Universität Göttingen

Lieber Student/Liebe Studentin,

ich habe im Rahmen meiner Promotion diesen Test entwickelt, um zu überprüfen, mit welchen Vorkenntnissen Studierende an der Universität Göttingen ankommen. Die Ergebnisse des Tests werden anonym ausgewertet und der Test wird in keiner Weise benotet! Indem du freiwillig an dem Test teilnimmst, hilfst du mir sehr dabei, den Übergang zwischen Schule und Hochschule für zukünftige Studierende zu erleichtern.

Bevor wir mit dem Test beginnen, benötige ich einige Angaben von dir. Vielen Dank im Voraus für deine Mühe!

Um ggf. weitere Tests von dir mit diesem in Verbindung bringen zu können, ohne dass ich deinen Namen kenne, bitte ich dich zunächst darum, einen Identifikationscode zu erstellen.

Dieser besteht aus den ersten drei Buchstaben des Vornamens deiner Mutter (z.B. Susanne: SUS), deinem Geburtstag (z.B. 08.12.1990: 08) und den ersten drei Buchstaben deines Geburtsortes (z.B. Göttingen: GÖT).

_____ (z.B. SUS08GÖT)

8-stelliger Identifikationscode

Geschlecht: männlich weiblich keine Angabe

Alter: _____ (z.B. 20)

erhöhtes Anforderungsniveau/Leistungskurs (eA/LK)

grundlegendes Anforderungsniveau/Grundkurs (gA/GK)

gar keinen Chemieunterricht in der Oberstufe (nur bis Klasse 10)

sonstiges: _____ (z.B. Naturwissenschaftlicher Unterricht)

Abiturnote: _____ (z.B. 1,3)

Abiturjahrgang: _____ (z.B. 2007)

Bundesland, in dem das Abitur erlangt wurde: _____ (z.B. Hessen)

Fachsemester: _____ (z.B. 1)

Chemie 1-Fach-Bachelor Chemie Lehramt (2-Fach-Bachelor)

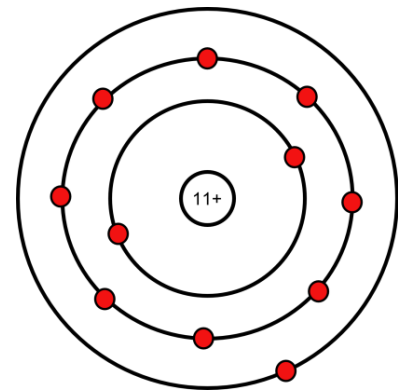
Materialwissenschaften Bachelor Biochemie Bachelor

Physik Bachelor Biologie Bachelor oder Biologische Diversität Bachelor

sonstiger Studiengang: _____

1) Ein Natriumatom (siehe Abbildung) bildet ein einfach positiv geladenes Kation. Wie lässt sich dieses Phänomen mit dem Schalenmodell erklären?

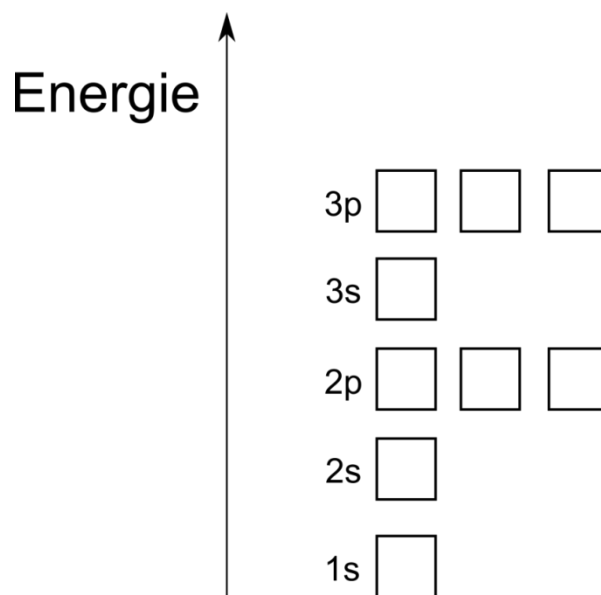
- Es handelt sich hierbei um ein Phänomen, dass mit dem Schalenmodell nicht erklärt werden kann.
- Wenn es ein Elektron abgibt, hat es die Edelgas-konfiguration erreicht, d.h. seine äußerste Schale ist voll besetzt.
- Ein Elektron auf der innersten Schale wird sehr leicht abgegeben, da sich lediglich 11 Protonen im Kern befinden.



2) Welche Aussagen treffen auf den Begriff „Orbital“ zu?

- Ein Orbital ist ein Aufenthaltsbereich für bis zu zwei Elektronen.
- Ein Orbital beschreibt einen exakten Aufenthaltsbereich für ein Elektron.
- Orbitale können verschiedene Formen haben. Sie können z.B. kugel- oder hantelförmig sein.
- Ein Orbital entspricht einer Schale im Schalenmodell.

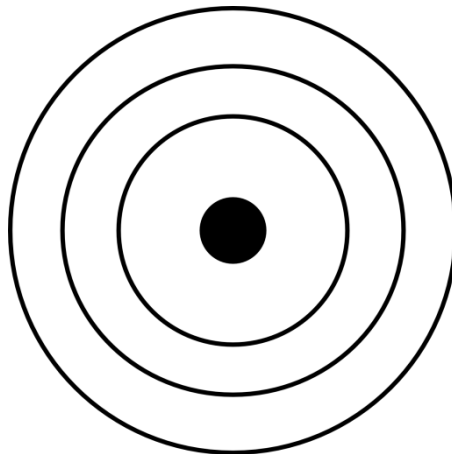
3) Ein Sauerstoff-Atom hat 8 Elektronen. Beschreibe die Elektronenkonfiguration eines Sauerstoff-Atoms im nicht-angeregten Zustand unter Verwendung des angegebenen Termschemas.



4) Ordne den folgenden Reinstoffen die Klassifizierung „elementarer Stoff“ (E) und „Verbindung“ (V) in korrekter Weise zu.

Kohlenstoff	<input type="checkbox"/>	Stickstoffdioxid	<input type="checkbox"/>
destilliertes Wasser	<input type="checkbox"/>	Stickstoff	<input type="checkbox"/>
Aluminium	<input type="checkbox"/>	Kohlenstoffdioxid	<input type="checkbox"/>
Sauerstoff	<input type="checkbox"/>	Natriumchlorid	<input type="checkbox"/>

5) Gib die Elektronenkonfiguration für ein Magnesiumatom im Schalenmodell an, indem du die Elektronen als Kreise auf die entsprechenden Schalen einzeichnest. Ein Magnesium-Atom hat 12 Elektronen.



6) Innerhalb einer Gruppe des Periodensystems nimmt tendenziell von oben nach unten...

- der Radius der Atome der Elemente zu.
- der Radius der Atome der Elemente ab.
- die Masse der Atome der Elemente zu.
- die Masse der Atome der Elemente ab.
- die Ionisierungsenergie der Atome der Elemente zu.
- die Ionisierungsenergie der Atome der Elemente ab.

7) Welche/s dieser Elemente gehört zu den Halogenen?

- Fluor Chlor
 Bor Iod
 Argon

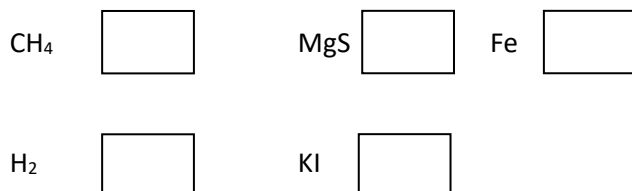
8) Welche der folgenden Elemente sind Metalle?

- Magnesium Wasserstoff (unter Standardbedingungen)
 Argon Lithium
 Kohlenstoff Aluminium
 Chlor

9) Jede Ionenbindung ist charakterisiert durch...

- einen ständigen Austausch von Elektronen zwischen Kationen und Anionen.
 die gemeinsamen Wechselwirkungen eines oder mehrerer Elektronenpaare mit zwei Atomkernen.
 die Wechselwirkung mindestens zweier einfach besetzter Orbitale von zwei verschiedenen Atomen.
 die elektrostatische Wechselwirkung von Kationen und Anionen.

10) Ordne zu: Welche dieser elementaren Stoffe oder Verbindungen werden durch Elektronenpaarbindungen (E), welche durch ionische Bindungsverhältnisse (I) und welche durch metallische Bindungsverhältnisse (M) zusammengehalten?



11) Benenne die folgenden Salze.

BaF₂: _____

Na₃N: _____

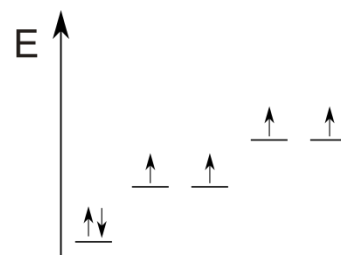
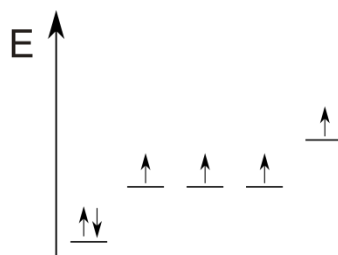
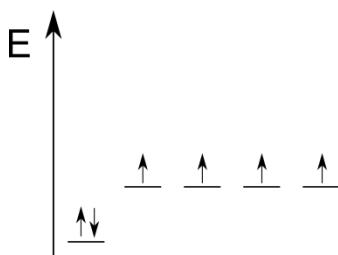
MgO: _____

KBr: _____

12) Zeichne für die folgenden Moleküle die Lewisformel/Valenzstrichformel einschließlich nichtbindender Elektronenpaare: N₂, CO₂, H₂O, CH₄, SO₄²⁻

Beispiel: H – H (H₂)

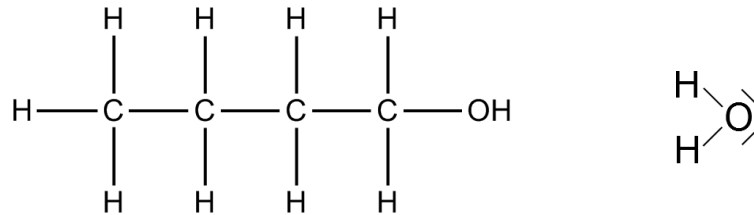
13) Im Folgenden sind drei Hybridisierungszustände eines Kohlenstoffatoms in Termschemata angegeben. Ordne die Begriffe „sp“, „sp²“ und „sp³“ zu.



14) Eine Calciumchlorid-Lösung enthält neben Wasser im Wesentlichen...

- gelöste Calcium-Ionen und gelöste Chlorid-Ionen.
- gelöste Calciumchlorid-Ionen.
- gelöste Calciumchlorid-Moleküle.

15) Butanol (links) löst sich nur teilweise in Wasser (rechts). Wie lässt sich dieses Phänomen erklären?



- Butanol- und Wasser-Moleküle haben keine vergleichbare Elektronegativität.
- Butanol- und Wasser-Moleküle können Wasserstoffbrückenbindungen eingehen. Ein Großteil eines Butanol-Moleküls ist jedoch unpolar.
- Butanol-Moleküle bilden hauptsächlich untereinander Dipol-Dipol-Wechselwirkungen aus, weshalb sich eine Phasentrennung zwischen Wasser und Butanol ergibt.
- Butanol hat in Wasser nur ein kleines Löslichkeitsprodukt.

16) Die Edelgaskonfiguration gilt als erstrebenswerter Zustand für ein beliebiges Atom. Beurteile, in welchen der folgenden Verbindungen die Edelgaskonfiguration für alle beteiligten Atome/Ionen erreicht wurde.

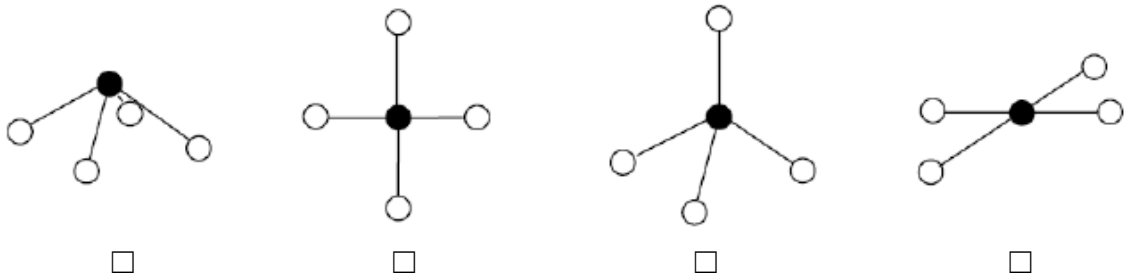
- CH₄
- H₂
- Ne₂
- NaF
- CCl₄

1 H							2 He
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar

17) Wasser (H₂O) ist ein...

- lineares Molekül.
- gewinkeltes Molekül.
- tetraedrisches Molekül.
- oktaedrisches Molekül.

18) Welche dieser Darstellungen für die räumliche Struktur von Methan (CH₄) ist angemessen?



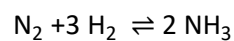
19) Bestimme die Oxidationszahlen der Metall-, Wasserstoff- und Sauerstoffatome in den folgenden Verbindungen:

	Metall	H	O
MnO ₄ ⁻	<input type="text"/>		<input type="text"/>
Fe ₂ O ₃	<input type="text"/>		<input type="text"/>
H ₂		<input type="text"/>	<input type="text"/>
H ₂ O		<input type="text"/>	<input type="text"/>
H ₂ O ₂		<input type="text"/>	<input type="text"/>

20) Bei der Kathode handelt es sich immer um...

- den Ort der Reduktion.
- den Minuspol.
- den Pluspol.
- den Ort der Oxidation.

21) Gegeben ist die folgende Reaktion:



Welche dieser Aussagen treffen auf den Gleichgewichtszustand dieser Reaktion zu?

- Im Gleichgewichtszustand entspricht die Summe der Stoffmenge an Edukten der Summe der Stoffmenge an Produkten, d.h. $n(\text{H}_2) + n(\text{N}_2) = n(\text{NH}_3)$.
- Im Gleichgewichtszustand liegen alle an der Reaktion beteiligten Stoffe in der gleichen Stoffmenge vor, d.h. $n(\text{H}_2) = n(\text{N}_2) = n(\text{NH}_3)$.
- Im Gleichgewichtszustand findet weder Hin- noch Rückreaktion statt.
- Für die Gleichgewichtskonstante gilt: $K=1$.

22) Welche der folgenden Aussagen treffen zu?

- Basen sind weniger gefährlich als Säuren, da nur letztere ätzend wirken.
- Wenn man saure Lösungen und Laugen mischt, entsteht immer eine neutrale Lösung ($\text{pH} = 7$).
- Säuren sind häufig rot, Basen eher blau oder grün.
- Salzsäure hat immer einen pH-Wert von 0-1 und Natronlauge hat immer einen pH-Wert von 13-14.
- Natronlauge ist eine alkalische Lösung.

23) Welchen pH-Wert haben die folgenden Lösungen? Falls du den Wert im Kopf nicht berechnen kannst, gib die zu verwendende Formel an und setze alle relevanten Werte in die Formel ein.

pH

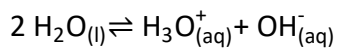
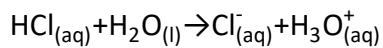
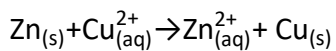
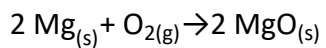
0,1 M Salzsäure (d.h. 0,1 mol/L HCl; $p_{KS} = -10$)

1 M Salzsäure ($p_{KS} = -10$)

0,01 M Natronlauge ($p_{KB} = 0$)

1 M Essigsäure ($p_{KS} = 4,75$)

24) Bei welcher der folgenden Reaktionen handelt es sich um eine Redoxreaktion (R), bei welcher um eine Säure-Base-Reaktion (S) und welche der Reaktionen ist weder das eine noch das andere (X)?



25) Gegeben ist die folgende Reaktion:



Für diese Reaktion gilt:

$$\Delta S^0 = 285 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

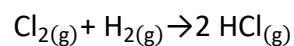
$$\Delta H^0 = 177 \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\Delta G^0 = 91,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Welche der folgenden Aussagen können getroffen werden?

- Die Reaktion ist exotherm.
- Bei der Reaktion nimmt das Maß an Unordnung zu.
- Die Reaktion läuft unter Standardbedingungen freiwillig ab.

26) Wasserstoffgas und Chlorgas werden in einem geschlossenen Behälter zur Reaktion gebracht. Die ablaufende Reaktion wird durch die folgende Gleichung beschrieben:



Wie viel Wasserstoffgas und Chlorgas muss man einsetzen, damit die Reaktion vollständig abläuft?

Es muss...

- die gleiche Masse an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.
- die gleiche Stoffmenge an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.
- das gleiche Atomzahlverhältnis an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.

27) Wasser hat eine molare Masse von 18g/mol. Wie viel mol Wasser sind in 18 g Wasser enthalten?

- 1 mol
- 18 mol
- 1/18 mol

28) Es werden 10 g Natriumhydroxid in 2 Liter Wasser gelöst. Natriumhydroxid hat eine Molmasse von 40 g/mol. Wie hoch ist die Konzentration der Lösung?

- 0,25 mol/l
- 0,125 mol/l
- 2 mol/l
- 5 mol/l

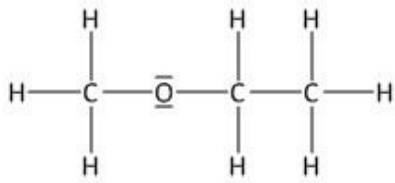
29) Stickstoff und Sauerstoff reagieren zu Stickstoffdioxid. Die zugehörige Reaktionsgleichung lautet:

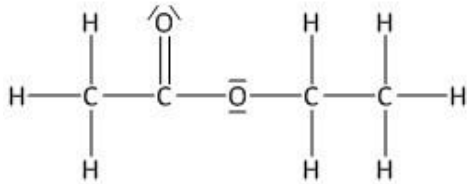
- $\text{N}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{NO}_{2(g)}$
- $\text{N}_{2(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$
- $2 \text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$
- $2 \text{N}_{2(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$

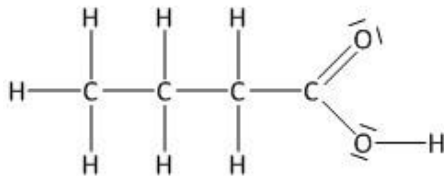
30) Festes Natrium reagiert mit Wasser zu gelösten Natrium-Kationen, gelösten Hydroxidionen und gasförmigem Wasserstoff. Gib die zugehörige Reaktionsgleichung inklusive Aggregatzustände an.

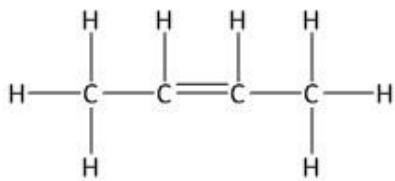
31) Wie viel Liter (L) sind 350 Milliliter (mL)? Antworte mit einer Dezimalzahl (z.B. „0,2“).

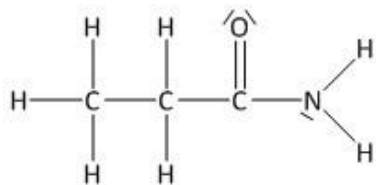
32) Ordne folgende Verbindungen der richtigen Stoffklasse zu. Eine der Antwortmöglichkeiten wird nicht benötigt.





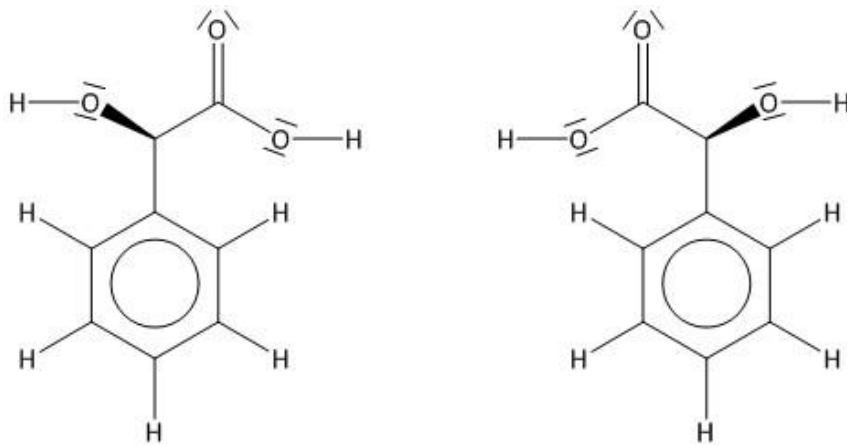






Antwortmöglichkeiten: Carbonsäure, Ester, Amid, Ether, Alken, Alkohol

33) Entscheide, um welche Art von Stereoisomerie es sich hierbei handelt:



- Enantiomere
- cis/trans – Isomere
- Konformationsisomere

Testversion von 2014 – Posttest

Bei dem folgenden Testheft handelt es sich um den Posttest zur Evaluation des Propädeutikums.

Abschlusstest des Propädeutikums „Chemroduction“ an der Universität Göttingen

Lieber Student/Liebe Studentin,

ich habe im Rahmen meiner Promotion diesen Test entwickelt, um zu überprüfen, mit welchen Kenntnissen Studierende den Vorkurs "Chemroduction" abschließen. Die Ergebnisse des Tests werden anonym ausgewertet und der Test wird in keiner Weise benotet! Indem du freiwillig an dem Test teilnimmst, hilfst du mir sehr dabei, den Übergang zwischen Schule und Hochschule für zukünftige Studierende zu erleichtern.

Bevor wir mit dem Test beginnen, benötige ich einige Angaben von dir. Vielen Dank im Voraus für deine Mühe!

Um ggf. weitere Tests von dir mit diesem in Verbindung bringen zu können, ohne dass ich deinen Namen kenne, bitte ich dich zunächst darum, einen Identifikationscode zu erstellen.

Dieser besteht aus den ersten drei Buchstaben des Vornamens deiner Mutter (z.B. Susanne: SUS), deinem Geburtstag (z.B. 08.12.1990: 08) und den ersten drei Buchstaben deines Geburtsortes (z.B. Göttingen: GÖT).

_____ (z.B. SUS08GÖT)

8-stelliger Identifikationscode

Geschlecht: männlich weiblich keine Angabe

Alter: _____ (z.B. 20)

erhöhtes Anforderungsniveau/Leistungskurs (eA/LK)

grundlegendes Anforderungsniveau/Grundkurs (gA/GK)

gar keinen Chemieunterricht in der Oberstufe (nur bis Klasse 10)

sonstiges: _____ (z.B. Naturwissenschaftlicher Unterricht)

Abiturnote: _____ (z.B. 1,3)

Abiturjahrgang: _____ (z.B. 2007)

Bundesland, in dem das Abitur erlangt wurde: _____ (z.B. Hessen)

Fachsemester: _____ (z.B. 1)

Chemie 1-Fach-Bachelor Chemie Lehramt (2-Fach-Bachelor)

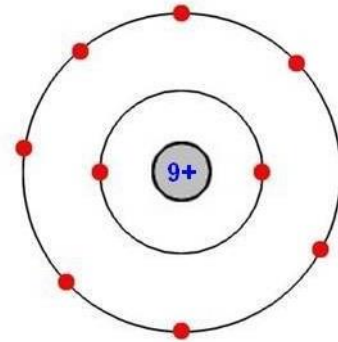
Materialwissenschaften Bachelor Biochemie Bachelor

Physik Bachelor Biologie Bachelor oder Biologische Diversität Bachelor

sonstiger Studiengang: _____

1) Ein Fluoratom (siehe Abbildung) bildet ein einfach negativ geladenes Anion. Wie lässt sich dieses Phänomen mit dem Schalenmodell erklären?

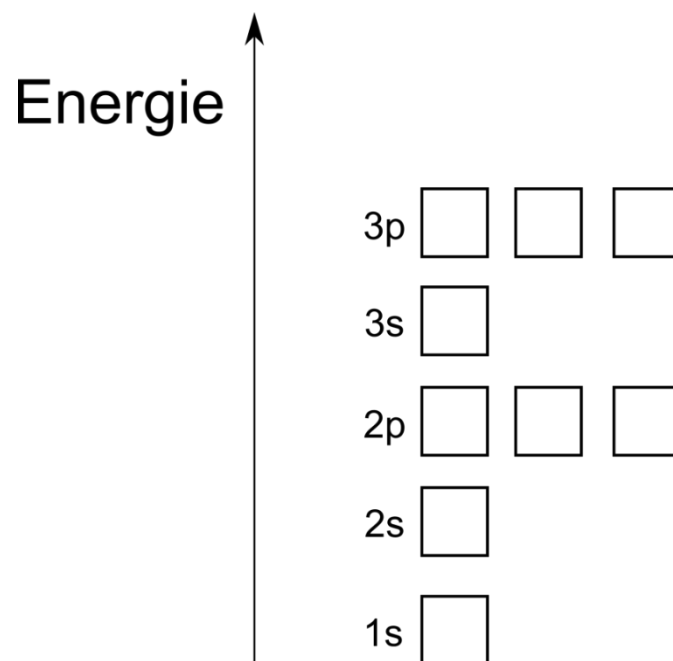
- Es handelt sich hierbei um ein Phänomen, dass mit dem Schalenmodell nicht erklärt werden kann.
- Wenn es ein Elektron aufnimmt, hat es die Edelgas-konfiguration erreicht, d.h. seine äußerste Schale ist voll besetzt.
- Ein Elektron wird sehr leicht aufgenommen, da sich 9 Protonen im Kern befinden.



2) Welche Aussagen treffen auf den Begriff „Orbital“ zu?

- Ein Orbital ist ein Aufenthaltsbereich für bis zu zwei Elektronen.
- Ein Orbital beschreibt einen exakten Aufenthaltsbereich für ein Elektron.
- Orbitale können verschiedene Formen haben. Sie können z.B. kugel- oder hantelförmig sein.
- Ein Orbital entspricht einer Schale im Schalenmodell.

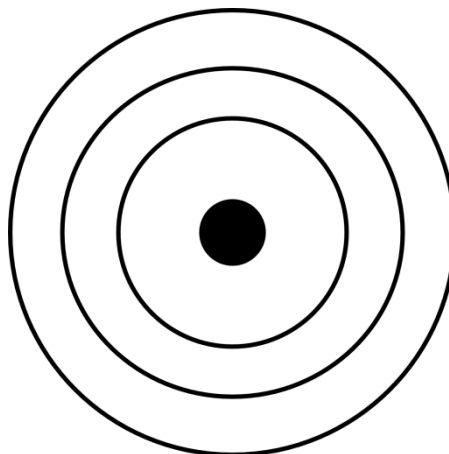
3) Ein Stickstoff-Atom hat 7 Elektronen. Beschreibe die Elektronenkonfiguration eines Stickstoff-Atoms im nicht-angeregten Zustand unter Verwendung des angegebenen Termschemas.



4) Ordne den folgenden Reinstoffen die Klassifizierung „elementarer Stoff“ (E) und „Verbindung“ (V) in korrekter Weise zu.

Kohlenstoff	<input type="checkbox"/>	Stickstoffdioxid	<input type="checkbox"/>
destilliertes Wasser	<input type="checkbox"/>	Stickstoff	<input type="checkbox"/>
Aluminium	<input type="checkbox"/>	Kohlenstoffdioxid	<input type="checkbox"/>
Sauerstoff	<input type="checkbox"/>	Natriumchlorid	<input type="checkbox"/>

5) Gib die Elektronenkonfiguration für ein Chloratom im Schalenmodell an, indem du die Elektronen als Kreise auf die entsprechenden Schalen einzeichnest. Ein Chlor-Atom hat 17 Elektronen.



6) Innerhalb einer Gruppe des Periodensystems nimmt tendenziell von oben nach unten...

- der Radius der Atome der Elemente zu.
- der Radius der Atome der Elemente ab.
- die Masse der Atome der Elemente zu.
- die Masse der Atome der Elemente ab.
- die Ionisierungsenergie der Atome der Elemente zu.
- die Ionisierungsenergie der Atome der Elemente ab.

7) Welche/s dieser Elemente gehört zu den Erdalkalimetallen?

- Fluor Kalium
 Calcium Natrium
 Magnesium

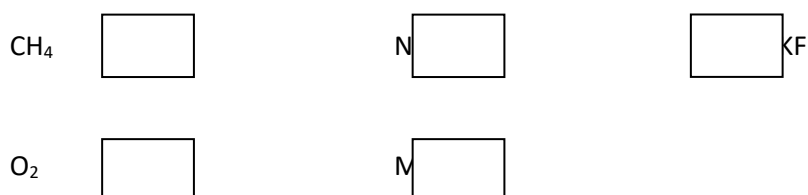
9) Welche der folgenden Elemente sind Nicht-Metalle?

- Magnesium Wasserstoff (unter Standardbedingungen)
 Argon Lithium
 Kohlenstoff Aluminium
 Chlor

10) Jede Elektronenpaarbindung ist charakterisiert durch...

- einen ständigen Austausch von Elektronen zwischen Kationen und Anionen.
 die gemeinsamen Wechselwirkungen eines oder mehrerer Elektronenpaare mit zwei Atomkernen.
 die Wechselwirkung mindestens zweier einfach besetzter Orbitale von zwei verschiedenen Atomen.
 die elektrostatische Wechselwirkung von Kationen und Anionen.

11) Ordne zu: Welche dieser elementaren Stoffe oder Verbindungen werden durch Elektronenpaarbindungen (E), welche durch ionische Bindungsverhältnisse (I) und welche durch metallische Bindungsverhältnisse (M) zusammengehalten?



12) Benenne die folgenden Salze.

BaF₂: _____

Li₃N: _____

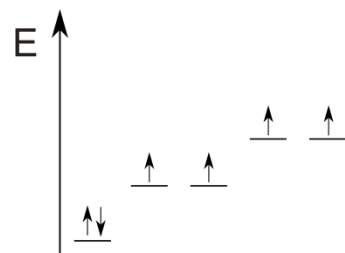
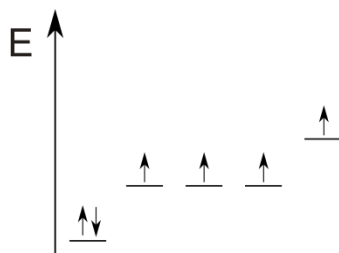
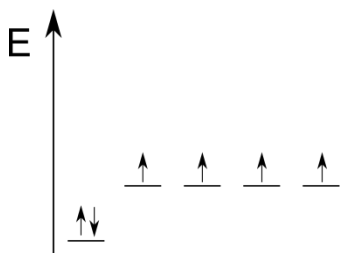
CaO: _____

KI: _____

13) Zeichne für die folgenden Moleküle die Lewisformel/Valenzstrichformel einschließlich nichtbindender Elektronenpaare: Cl₂, O₂, CO₂, H₂S, CH₄, SO₄²⁻

Beispiel: H₂ H—H

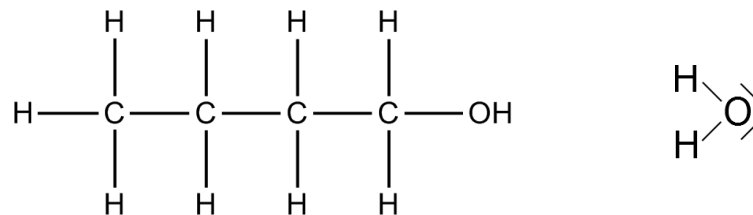
14) Im Folgenden sind drei Hybridisierungszustände eines Kohlenstoffatoms in Termschemata angegeben. Ordne die Begriffe „sp“, „sp²“ und „sp³“ zu.



15) Eine Magnesiumchlorid-Lösung enthält neben Wasser im Wesentlichen...

- gelöste Magnesium-Ionen und gelöste Chlorid-Ionen.
- gelöste Magnesiumchlorid-Ionen.
- gelöste Magnesiumchlorid-Moleküle.

16) Butanol (links) löst sich nur teilweise in Wasser (rechts). Wie lässt sich dieses Phänomen erklären?



- Butanol- und Wasser-Moleküle haben keine vergleichbare Elektronegativität.
- Butanol- und Wasser-Moleküle können Wasserstoffbrückenbindungen eingehen. Ein Großteil eines Butanol-Moleküls ist jedoch unpolar.
- Butanol-Moleküle bilden hauptsächlich untereinander Dipol-Dipol-Wechselwirkungen aus, weshalb sich eine Phasentrennung zwischen Wasser und Butanol ergibt.
- Butanol hat in Wasser nur ein kleines Löslichkeitsprodukt.

17) Die Edelgaskonfiguration gilt als erstrebenswerter Zustand für ein beliebiges Atom. Beurteile, in welchen der folgenden Verbindungen die Edelgaskonfiguration für alle beteiligten Atome/Ionen erreicht wurde.

- CH₄
- H₂
- Na₂
- Na₃N
- CCl₄

1 H							2 He
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar

18) Schwefelwasserstoff (H₂S) ist ein...

- lineares Molekül.
- gewinkelttes Molekül.
- tetraedrisches Molekül.
- trigonal pyramidales Molekül.

19) Sulfat (SO₄²⁻) ist ein...

- lineares Molekül-Ion
- gewinkelttes Molekül-Ion.
- tetraedrisches Molekül-Ion
- trigonal pyramidales Molekül-Ion.

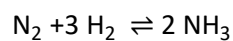
20) Bestimme die Oxidationszahlen der Metall-, Wasserstoff- und Sauerstoffatome in den folgenden Verbindungen:

	Metall	H	O
MnO ₄ ⁻	<input type="text"/>		<input type="text"/>
Fe ₂ O ₃	<input type="text"/>		<input type="text"/>
H ₂		<input type="text"/>	
H ₂ O		<input type="text"/>	<input type="text"/>
H ₂ O ₂		<input type="text"/>	<input type="text"/>

21) Bei der Anode handelt es sich immer um...

- den Ort der Reduktion.
- den Minuspol.
- den Pluspol.
- den Ort der Oxidation.

22) Gegeben ist die folgende Reaktion:



Welche dieser Aussagen treffen auf den Gleichgewichtszustand dieser Reaktion zu?

- Im Gleichgewichtszustand entspricht die Summe der Stoffmenge an Edukten der Summe der Stoffmenge an Produkten, d.h. $n(\text{H}_2) + n(\text{N}_2) = n(\text{NH}_3)$.
- Im Gleichgewichtszustand liegen alle an der Reaktion beteiligten Stoffe in der gleichen Stoffmenge vor, d.h. $n(\text{H}_2) = n(\text{N}_2) = n(\text{NH}_3)$.
- Im Gleichgewichtszustand findet weder Hin- noch Rückreaktion statt.
- Für die Gleichgewichtskonstante gilt: $K=1$.

23) Welche der folgenden Aussagen treffen zu?

- Laugen sind weniger gefährlich als Säuren, da nur letztere ätzend wirken.
- Wenn man saure Lösungen und Laugen mischt, entsteht immer eine neutrale Lösung ($\text{pH} = 7$).
- Säuren sind häufig rot, Laugen eher blau oder grün.
- Salzsäure hat immer einen pH-Wert von 0-1 und Natronlauge hat immer einen pH-Wert von 13-14.
- Natronlauge ist eine alkalische Lösung.

24) Welchen pH-Wert haben die folgenden Lösungen? Falls du den Wert im Kopf nicht berechnen kannst, gib die zu verwendende Formel an und setze alle relevanten Werte in die Formel ein.

pH

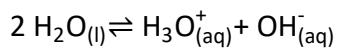
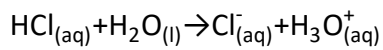
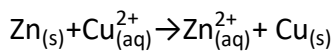
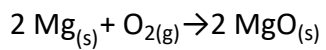
0,1 M Salzsäure (d.h. 0,1 mol/L HCl; $p_{KS} = -10$)

1 M Salzsäure ($p_{KS} = -10$)

0,01 M Natronlauge ($p_{KB} = 0$)

1 M Essigsäure ($p_{KS} = 4,75$)

25) Bei welcher der folgenden Reaktionen handelt es sich um eine Redoxreaktion (R), bei welcher um eine Säure-Base-Reaktion (S) und welche der Reaktionen ist weder das eine noch das andere (X)?



26) Gegeben ist die folgende Reaktion:



Für diese Reaktion gilt:

$$\Delta S^0 = 285 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

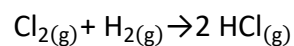
$$\Delta H^0 = 177 \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\Delta G^0 = 91,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Welche der folgenden Aussagen können getroffen werden?

- Die Reaktion ist exotherm.
- Bei der Reaktion nimmt das Maß an Unordnung zu.
- Die Reaktion läuft unter Standardbedingungen freiwillig ab.

27) Wasserstoffgas und Chlorgas werden in einem geschlossenen Behälter zur Reaktion gebracht. Die ablaufende Reaktion wird durch die folgende Gleichung beschrieben:



Wie viel Wasserstoffgas und Chlorgas muss man einsetzen, damit die Reaktion vollständig abläuft?

Es muss...

- die gleiche Masse an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.
- die gleiche Stoffmenge an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.
- das gleiche Atomzahlverhältnis an Wasserstoff- und Chlorgas eingesetzt werden.

28) Methan hat eine molare Masse von 16 g/mol. Wie viel mol Methan sind in 16 g Methan enthalten?

- 1 mol
- 16 mol
- 1/16 mol

29) Es werden 20 g Natriumhydroxid in 2 L Wasser gelöst. Natriumhydroxid hat eine Molmasse von 40 g/mol. Wie hoch ist die Konzentration der Lösung?

- 0,25 mol/L
- 0,125 mol/L
- 1 mol/L
- 0,5 mol/L

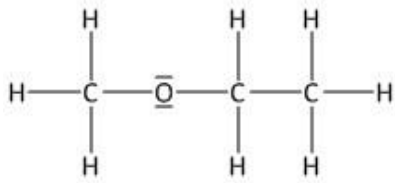
30) Stickstoff und Sauerstoff reagieren zu Stickstoffdioxid. Die zugehörige Reaktionsgleichung lautet:

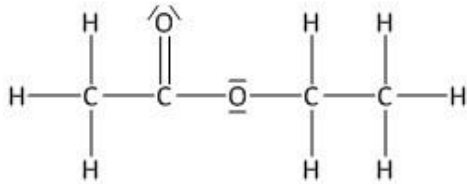
- $\text{N}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{NO}_{2(g)}$
- $\text{N}_{2(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$
- $2 \text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$
- $2 \text{N}_{2(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$

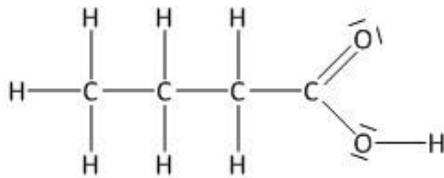
31) Festes Natrium reagiert mit Wasser zu gelösten Natrium-Kationen, gelösten Hydroxidionen und gasförmigem Wasserstoff. Gib die zugehörige Reaktionsgleichung inklusive Aggregatzustände an.

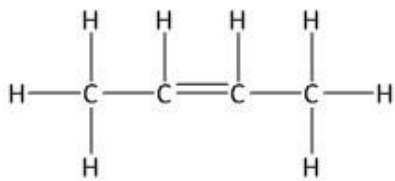
32) Wie viel Kilo-Joule (kJ) sind 350 Joule (J)? Antworte mit einer Dezimalzahl (z.B. „0,2“).

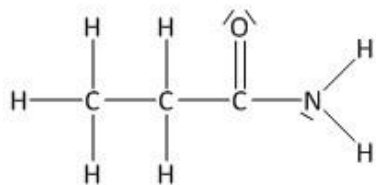
33) Ordne folgende Verbindungen der richtigen Stoffklasse zu. Eine der Antwortmöglichkeiten wird nicht benötigt.





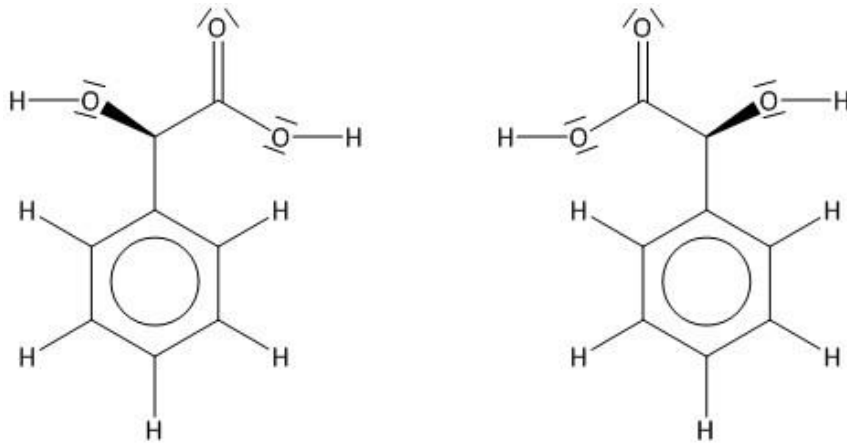






Antwortmöglichkeiten: Carbonsäure, Ester, Amid, Ether, Alken, Aminosäure

34) Entscheide, um welche Art von Stereoisomerie es sich hierbei handelt:

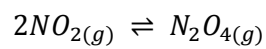


- Enantiomere
- cis/trans – Isomere
- Konformationsisomere

35) Beschreibe und skizziere den Lösungsvorgang von Kochsalz (NaCl) in Wasser (Stichpunkte zur Beschreibung genügen).

36) Beschreibe in Stichpunkten, wie du dir den Lösungsvorgang von Kochsalz in Wasser beigebracht hast. Was hat dir im Rahmen des Propädeutikums beim Lernen geholfen; was fandest du weniger hilfreich?

37) Gegeben ist die folgende Reaktionsgleichung:



Beschreibe in Stichpunkten, wie sich die Lage des Gleichgewichts bei Änderung der folgenden Parameter verändert: Temperatur, Druck, Konzentration der Edukte, Konzentration der Produkte, Einsatz eines Katalysators.

Beschreibe in Stichpunkten, wie du dir die Einflüsse auf ein chemisches Gleichgewicht beigebracht hast. Was hat dir im Rahmen des Propädeutikums beim Lernen geholfen; was fandest du weniger hilfreich?

Danke für deine Teilnahme 😊 Abschließend bitte ich dich noch ein letztes Mal (versprochen!) um ein Feedback bzgl. der gesamten Veranstaltung. Wie würdest du „Chemtroduction“ insgesamt bewerten (in Stichpunkten)? Was war gelungen; was würdest du anders machen; was würdest du dir zusätzlich wünschen?

Interviewleitfaden zur Ermittlung der Lernstrategien

Im Folgenden ist der Interviewleitfaden zur Ermittlung der Lernstrategien gegeben, welcher mit den Tutoren des Propädeutikums im Vorfeld erarbeitet wurde.

Interviewleitfaden zur Ermittlung der Lernstrategien

Begrüßung:

Der Proband wird begrüßt und es wird kurzer Smalltalk gehalten um das Eis zu brechen (schon gut eingelebt in Göttingen? Wohnung gefunden? etc.)

Erläuterung der Methode „Lautes Denken“:

Wichtig: es gibt keine Konsequenzen, es ist mehr oder weniger anonym (es wird kein Name notiert, aber: Code auf Blatt notieren lassen!! → ggf. Zusammenhang zum Eingangstest herstellen)

Es sollen zwei Aufgaben bearbeitet werden und dabei soll alles was man denkt oder wie man sich fühlt ausgesprochen werden

z.B. „...jetzt überlege ich gerade wie...“ „...ach wie war das noch gleich, das wusste ich doch...“

als Übung sollen die Zahlen 257 und 731 schriftlich addiert werden

der Interviewer gibt nach der Übung Feedback und bekräftigt den Probanden, seine Gedanken zu äußern. Es können auch Redewendungen genannt werden, die häufiger verwendet werden können („äh“, „öhm“ usw.)

Datenerhebung:

Die Aufgaben werden nach einander nach folgendem Muster bearbeitet

Wichtig: Es kommt nicht auf die korrekte Lösung der Aufgabe an!

Während der Aufgabe wird das Gespräch aufgenommen!!! (Handy-Mikrofon) Probanden fragen, ob er/sie damit einverstanden ist.

Anweisung: Bitte löse diese Aufgabe, indem du laut denkst. Es ist nicht schlimm, wenn du nicht weißt, wie du die Aufgabe lösen sollst; beschreibe in jedem Fall deine Gedanken zu der Aufgabe, soweit es dir möglich ist. (Stift für den Probanden mitnehmen!)

Nach Bearbeitung der Aufgabe werden folgende Fragen gestellt:

Wie hast du dir das Lösen von Kochsalz (Aufgabe 1)/das chemische Gleichgewicht (Aufgabe 2) beigebracht?

Was hat dir dabei im Rahmen des Propädeutikums geholfen, was fandest du weniger hilfreich?

Wiederholung mit Aufgabe 2

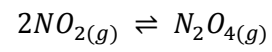
Erst am Ende des Gesprächs klären, ob die Aufgaben richtig oder falsch gelöst wurden!

Aufgabe 1:

Beschreibe und skizziere den Lösungsvorgang von Kochsalz (NaCl) in Wasser auf der submikroskopischen Ebene.

Aufgabe 2:

Gegeben ist die folgende Reaktionsgleichung:



Beschreibe, wie sich die Lage des Gleichgewichts bei Änderung der folgenden Parameter verändert:
Temperatur, Druck, Konzentration der Edukte, Konzentration der Produkte, Einsatz eines Katalysators.

Feedbackbögen

In diesem Abschnitt werden die Feedbackbögen für das qualitative Feedback der Studierenden gezeigt.

Feedback zum Themenbereich „Bau der Materie“

Dieser Feedbackbogen wurde am Ende des Präsenztags „Bau der Materie“ ausgeteilt.

Feedbackbogen für das Lernmodul und den Präsenztage zum Thema „Bau der Materie“

Lieber Teilnehmer/Liebe Teilnehmerin von „Chemtroduction“,

wie bereits erwähnt handelt es sich bei „Chemtroduction“ um ein Pilotprojekt. Damit wir unser Angebot optimieren können, wäre es sehr hilfreich, wenn du uns ein Feedback bzgl. des Lernmoduls und des Präsenztages zum Thema „Bau der Materie“ gibst. Selbstverständlich wird dein Feedback **anonym** behandelt. Es reicht, wenn du **in Stichpunkten** antwortest. Vielen Dank im Voraus 😊

Zunächst bitten wir dich um ein Feedback zum **Lernmodul**:

Was hast du im Rahmen des Lernmoduls **nicht verstanden**? Welche Fragen sind bei der Arbeit mit dem Lernmodul offen geblieben?

Was hättest du dir im Lernmodul an **zusätzlichem Material** gewünscht? (z.B. eine Abbildung zum Sachverhalt XY, mehr interaktive Fragen zu XY, mehr erklärende Animationen/Videos zum Bereich XY etc.)? Was würdest du überarbeiten/verbessern?

Was fandest du an dem Lernmodul **gelingen**? Was sollten wir beibehalten?

SEITE BITTE WENDEN!

Nun noch ein Feedback zum **Präsenztag**:

Was hast du am Präsenztag **nicht verstanden**? Welche Fragen sind offen geblieben?

Was hättest du dir am Präsenztag an **zusätzlichen Aktivitäten/Material** gewünscht? (z.B. mehr Aufgaben zum Thema XY, mehr offene Aufgaben, eigenes Experimentieren etc.)? Was würdest du überarbeiten/verbessern?

Was fandest du am Präsenztag **gelingen**? Was sollten wir beibehalten?

Feedback zum Themenbereich „Chemische Bindung“

Dieser Feedbackbogen wurde am Ende des Präsenztags „Chemische Bindung“ ausgeteilt.

Feedbackbogen für das Lernmodul und den Präsenztag zum Thema „Chemische Bindung“

Lieber Teilnehmer/Liebe Teilnehmerin von „Chemtroduction“,

wie bereits erwähnt handelt es sich bei „Chemtroduction“ um ein Pilotprojekt. Damit wir unser Angebot optimieren können, wäre es sehr hilfreich, wenn du uns ein Feedback bzgl. des Lernmoduls und des Präsenztages zum Thema „Chemische Bindung“ gibst. Selbstverständlich wird dein Feedback **anonym** behandelt. Es reicht, wenn du **in Stichpunkten** antwortest. Vielen Dank im Voraus ☺

Zunächst bitten wir dich um ein Feedback zum **Lernmodul**:

Was hast du im Rahmen des Lernmoduls **nicht verstanden**? Welche Fragen sind bei der Arbeit mit dem Lernmodul offen geblieben?

Was hättest du dir im Lernmodul an **zusätzlichem Material** gewünscht? (z.B. eine Abbildung zum Sachverhalt XY, mehr interaktive Fragen zu XY, mehr erklärende Animationen/Videos zum Bereich XY etc.)? Was würdest du überarbeiten/verbessern?

Was fandest du an dem Lernmodul **gelingen**? Was sollten wir beibehalten?

SEITE BITTE WENDEN!

Nun noch ein Feedback zum **Präsenztag**:

Was hast du am Präsenztag **nicht verstanden**? Welche Fragen sind offen geblieben?

Was hättest du dir am Präsenztag an **zusätzlichen Aktivitäten/Material** gewünscht? (z.B. mehr Aufgaben zum Thema XY, mehr offene Aufgaben, eigenes Experimentieren etc.)? Was würdest du überarbeiten/verbessern?

Was fandest du am Präsenztag **gelingen**? Was sollten wir beibehalten?

Feedback zum Themenbereich „Chemische Reaktion“

Dieser Feedbackbogen wurde am Ende des Präsenztags „Chemische Reaktion“ ausgeteilt.

Feedbackbogen für das Lernmodul und den Präsenztage zum Thema „Chemische Reaktion“

Lieber Teilnehmer/Liebe Teilnehmerin von „Chemtroduction“,

wie bereits erwähnt handelt es sich bei „Chemtroduction“ um ein Pilotprojekt. Damit wir unser Angebot optimieren können, wäre es sehr hilfreich, wenn du uns ein Feedback bzgl. des Lernmoduls und des Präsenztages zum Thema „Chemische Bindung“ gibst. Selbstverständlich wird dein Feedback **anonym** behandelt. Es reicht, wenn du **in Stichpunkten** antwortest. Vielen Dank im Voraus 😊

Zunächst bitten wir dich um ein Feedback zum **Lernmodul**:

Was hast du im Rahmen des Lernmoduls **nicht verstanden**? Welche Fragen sind bei der Arbeit mit dem Lernmodul offen geblieben?

Was hättest du dir im Lernmodul an **zusätzlichem Material** gewünscht? (z.B. eine Abbildung zum Sachverhalt XY, mehr interaktive Fragen zu XY, mehr erklärende Animationen/Videos zum Bereich XY etc.)? Was würdest du überarbeiten/verbessern?

Was fandest du an dem Lernmodul **gelingen**? Was sollten wir beibehalten?

SEITE BITTE WENDEN!

Nun noch ein Feedback zum **Präsenztag**:

Was hast du am Präsenztag **nicht verstanden**? Welche Fragen sind offen geblieben?

Was hättest du dir am Präsenztag an **zusätzlichen Aktivitäten/Material** gewünscht? (z.B. mehr Aufgaben zum Thema XY, mehr offene Aufgaben, eigenes Experimentieren etc.)? Was würdest du überarbeiten/verbessern?

Was fandest du am Präsenztag **gelingen**? Was sollten wir beibehalten?

Feedback zur Gesamtkonzeption

Das Feedback zur Gesamtkonzeption ist im Rahmen des Posttests erfolgt (s. „Testversion von 2014 - Posttest“).

Retrospektives Feedback

Der folgende Feedbackbogen wurde zum Ende des Wintersemesters 14; 15 im Rahmen der Tutorien der Veranstaltung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ in einer der letzten Sitzungen vor der Abschlussklausur ausgeteilt

Ermittlung eines Effektes des Propädeutikums „Chemtroduction“ auf die Abschlussklausur zur Vorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ an der Universität Göttingen

Lieber Student/Liebe Studentin,

ich habe im Rahmen meiner Promotion ein Propädeutikum für Chemiestudierende entwickelt. Gerne würde ich anhand der Ergebnisse der Klausur zur Anorganischen Chemie im ersten Semester erheben, ob die Teilnahme an meinem Propädeutikum einen Effekt auf das Klausurergebnis zeigt. Ich bitte euch daher darum, den folgenden Bogen auszufüllen. **Selbstverständlich werden die Daten vertraulich behandelt und die Angaben sind völlig freiwillig.**

Matrikelnummer: _____

Geschlecht: männlich weiblich keine Angabe; Alter: _____

Ich habe in der Schule in der Oberstufe folgenden Chemiekurs besucht:

erhöhtes Anforderungsniveau/Leistungskurs (eA/LK) grundlegendes Anforderungsniveau/Grundkurs (gA/GK)

gar keinen Chemieunterricht in der Oberstufe (nur bis Klasse 10) sonstiges: _____

Abiturnote: _____ (z.B. 1,3); Abiturjahrgang: _____ (z.B. 2007); Bundesland: _____ (z.B. Hessen)

Studienfach: _____ (z.B. Chemie B.A.); Fachsemester: _____ (z.B. 1.)

Ich habe 2014 an „Chemtroduction“ teilgenommen: ja nein anderes Propädeutikum: _____

Wenn ja: _____ (z.B. SUS08GÖT)

8-stelliger Identifikationscode

Der Code besteht aus den ersten drei Buchstaben des Vornamens deiner Mutter (z.B. Susanne: SUS), deinem Geburtstag (z.B. 08.12.1990: 08) und den ersten drei Buchstaben deines Geburtsortes (z.B. Göttingen: GÖT).

Wenn ja: Ich war an 1 2 3 allen Präsenztagen anwesend.

Wenn ja: Was hat dir „Chemtroduction“ rückblickend gebracht? Was hättest du dir zusätzlich gewünscht? (Stichpunkte)

Vielen Dank für deine Hilfe ☺