



| |
|--|
| Enseignement secondaire général |
| Classes supérieures |
| Division technique générale |
| Section IG (Ingénierie) |
| CHIMI – CHEMIE |
| Programme |
| 3GIG |

| | |
|--|---|
| Langue véhiculaire : | Allemand |
| Nombre de leçons : | 3 (2 leçons de cours et 1 leçon de travaux pratiques) |
| Nombre minimal de devoirs par trimestre: | 2 |
| Dernière mise à jour par la CNES: | 25/05/2020 |

Allgemeine Bemerkungen

- Der Unterricht soll sich an der Erfahrungswelt der Schüler orientieren und wo immer möglich Bezüge zu den Bereichen Technik, Umwelt und privater Lebenswelt aufzeigen.
- Die Umwandlungen der Stoffe und deren Eigenschaften sollen mit Hilfe des Teilchenmodells der Materie auf mikroskopischer Ebene erklärt werden.
- Der Schüler muss alle im Laufe des Schuljahres erworbenen Kenntnisse anwenden können.
- Im Laufe des Schuljahres müssen Berechnungen zu Gehaltsangaben von Lösungen sowie stöchiometrische Berechnungen, auch mit limitierendem Edukt, regelmäßig wiederholt und geprüft werden. Dies kann sowohl im Unterricht als auch im Rahmen des Praktikums erfolgen.
- Das Aufstellen chemischer Formeln und Reaktionsgleichungen sowie das Benennen von chemischen Verbindungen ist ebenfalls während des gesamten Schuljahrs regelmäßig zu wiederholen.
- Gewichtung Hauptkurs / Praktikum: 75% / 25%



Bewertung des Praktikums

Es gibt verschiedene Arten die Benotung der Praktika vorzunehmen. Hier eine Auswahl, wobei es jedoch zu beachten gilt, dass jedem Lehrer freigestellt ist diese oder jene Methode, oder eine Kombination verschiedener Methoden, zu benutzen.

- während des Praktikums beobachtet und benotet der Lehrer verschiedene Verhalten und Vorgehensweisen der Schüler (Ordnung, Aufbau, Teamwork, Organisationsvermögen, Informationsbeschaffung, exaktes Arbeiten ...) und verrechnet diese praktische Note z. B. mit jener des Arbeitsberichtes.
- Integration der Praktika in die Prüfung (Experimentbeschreibung, graphische und rechnerische Auswertungen von Messergebnissen, Diskussion von Resultaten, Verständnisfragen zum Experiment, ...)
- Durchführung einer praktischen Prüfung: im Trimester abgehaltene Praktika werden in gleicher oder leicht veränderter Form durchgeführt.
- Benotung: praktisches Arbeiten, Fertigkeiten der Schüler, Versuchsbeobachtungen, Versuchsergebnisse, Auswertung, Schlussfolgerungen, ...)
- usw.

Klassenaufteilung

Aus Sicherheitsgründen (zu große Schülerzahl, Raumgröße, Materialmangel, ...) und um die handlungsorientierte Arbeitsweise zu gewährleisten, ist es wichtig die Schülerzahl im Praktikum auf maximal 12 zu beschränken. Hierzu wird empfohlen das Praktikum alle 14 Tage während 2 Stunden abwechselnd mit der Physik stattfinden zu lassen, wobei dann die Klasse in zwei Gruppen aufgeteilt wird.

Ziele des chemischen Praktikums

- Erziehung zum selbstständigen manuellen Arbeiten (Planung, Durchführung, Erkennen und Bewältigung von Problemen...)
- Vergleich und Diskussion der erarbeitenden Resultate in der Gruppe
- Aufstellen kurzer aber präziser Berichte
- Erkennen der Arbeitsweisen in Betrieben und Laboratorien



Fächerübergreifende Kompetenzen

- Den Taschenrechner verwenden.
- Ein Diagramm erstellen (Achsen beschriften und einteilen).
- SI - Größen und SI - Einheiten kennen und anwenden.
- Berechnungen mit Zehner-Potenzen durchführen.
- Resultate mit der angemessenen Genauigkeit angeben.
- Umwandlungen von Formeln und Einheiten beherrschen.
- Dreisatzregel und Prozentrechnen beherrschen.
- Einen vollständigen und korrekten Bericht verfassen (Einteilung, Präsentation, beschriftete Skizzen der Versuchsdurchführungen, Sprache...) und zum vorgegebenen Zeitpunkt abgeben.
- Zwischen Beobachtung und Schlussfolgerung unterscheiden.
- Theoretische Kenntnisse in der Praxis zur Problemlösung anwenden.
- Recherchen zu einem bestimmten Thema in verschiedenen Medien durchführen.
- Arbeits- und Zeiteinteilung in der Zweiergruppe im Praktikum (soziale Kompetenz).
- Glaubwürdigkeit eines Ergebnisses überprüfen können.



Lernziele

Allgemeine Wiederholung 4GIG (2UE)

- Stoffe in Reinstoffe und homogene bzw. heterogene Stoffgemenge, Elemente und Verbindung, organische und anorganische Verbindungen einteilen.
- Chemische Formeln und Reaktionsgleichungen aufstellen.

Gehaltsangaben und Stöchiometrische Berechnungen (4UE)

- *WH 4GIG*: Die Größen Mol, molare Masse, Stoffmenge, Masse, Teilchenanzahl, Avogadrozahl, molares Volumen, Dichte, Stoffmengenkonzentration und Massenkonzentration kennen und in Berechnungen anwenden.
- Die Beziehung zwischen dem Massenanteil eines gelösten Stoffs ($w(X)$), der Masse des gelösten Stoffs ($m(X)$) und der Masse der Lösung ($m(LS)$) kennen und in Berechnungen anwenden.
- Teilweise *WH 4GIG*: Stöchiometrische Berechnungen (mit und ohne limitierendes Edukt) durchführen.

Chemische Bindungen (Ionenbindung, Elektronenpaarbindung, Metallbindung) (14UE)

- *WH 4GIG*: Die Elektronenkonfiguration laut dem Bohrschen Schalenmodell in der Atomhülle der Atome der ersten 20 Elemente kennen.
- *WH 4GIG*: Die Lewis-Schreibweise der Atome der Hauptgruppenelemente kennen.
- Die Begriffe Ion, Anion und Kation definieren.
- Die Bildung von Ionen anhand des Bohrschen Schalenmodells der Atome erklären.
- Elektronenaufnahme und Elektronenabgabe anhand von Teilgleichungen formulieren.
- Elektronenübergänge anhand von Gesamtgleichungen formulieren.
- Die Edelgasregel definieren.
- Aufgrund der Position eines Hauptgruppenelements im PSE auf die Ladung der gebildeten Ionen dieses Elements schließen.
- Den Begriff „Salz“ definieren.
- Die Ionenbindung als elektrostatische Anziehung zwischen entgegengesetzt geladenen Ionen definieren.



- Die Bildung eines Ionengitters anhand der elektrostatischen Anziehungs- und Abstoßungskräfte erklären.
- Die Verhältnisformel einer Ionenverbindung aufstellen.
- Ausgehend von der Verhältnisformel einer ionischen Verbindung die Ladung des Kations bestimmen.
- Ionenformeln schreiben.
- Die Namen, Formeln, Wertigkeiten und Ladungen folgender mehratomiger Ionen kennen: Ammonium, Cyanid, Nitrit, Nitrat, Hydroxid, Carbonat, Sulfit, Sulfat, Phosphat, Phosphit.
- Die Sprödigkeit von Salzen anhand des Teilchenmodells erklären.
- Die Neigung der Salze zur Bildung von Kristallen erklären.
- Die elektrische Leitfähigkeit von Salzschnmelzen und Salzlösungen erklären.
- Die fehlende Leitfähigkeit von festen Salzen erklären.
- Die sehr hohen Schmelz- und Siedetemperaturen von Salzen erklären.
- Den Einfluss des Abstands der Ionenzentren und den Einfluss der Ionenladung auf die Schmelz- und Siedetemperaturen von Salzen kennen.
- Die Schmelz- und Siedetemperaturen von Salzen untereinander vergleichen.
- Die Lösungsgleichung eines Salzes in Wasser formulieren und dabei die Bezeichnung der jeweiligen Phase mit (s) bzw. (aq) angeben.
- Die Metallbindung anhand des Bohrschen Schalenmodells erklären.
- Den Aufbau von Metallkristallen erklären.
- Den Unterschied des Aufbaus von Salzen und Metallen erklären.
- Die Eigenschaften metallischer Glanz, elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit und Verformbarkeit der Metalle erklären.
- Den Begriff Legierung definieren und einige wichtige Beispiele nennen.
- Die Vorteile von Legierungen gegenüber reinen Metallen benennen.
- Die Elektronenpaarbindung (kovalente Bindung, Atombindung) mit Hilfe des Bohrschen Schalenmodells der Atome erklären.
- Valenzstrichformeln von Molekülen (Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen) mit Hilfe der Lewissymbole der Atome darstellen.
- Ionenbindung, Elektronenpaarbindung und Metallbindung untereinander vergleichen.



Molekülstruktur und Stoffeigenschaften (12UE)

- Die Regeln des Elektronenpaarabstoßungsmodells (VSEPR) zur Ermittlung der räumlichen Struktur eines Moleküls ausgehend von dessen Valenzstrichformel kennen.
- Die räumliche Struktur eines Moleküls (linear, gewinkelt, trigonal planar, trigonal pyramidal, tetraedisch) ausgehend von dessen Valenzstrichformel ermitteln.
- Den Begriff Elektronegativität definieren.
- Die Tendenz der Elektronegativitätswerte (nach Pauling) der Atome von Elementen innerhalb einer Hauptgruppe (anhand des Atomradius) bzw. innerhalb einer Periode (anhand der effektiven Kernladung = Kernladung minus Anzahl der Elektronen auf den inneren Schalen) erklären.
- Den Begriff polare Bindung definieren und dabei qualitativ zwischen schwach polarer Bindung, polarer Bindung und Ionenbindung in Abhängigkeit von ΔEN unterscheiden.
- Den Begriff Dipol bzw. Dipolmolekül definieren.
- Den polaren Charakter eines Moleküls anhand seiner räumlichen Struktur bestimmen (wahlweise anhand der Schwerpunkte der Teilladungen oder vektoriell anhand der Dipolmomente).
- Die Entstehung der Van-der-Waals Kräfte detailliert erklären und ihr Auftreten zwischen einzelnen Atomen und unpolaren Molekülen erkennen.
- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen Dipolmolekülen erkennen.
- Die Bildung von Wasserstoffbrücken (treten nur bei vorhandener Bindung zwischen H - Atom und F, O, N - Atomen auf) zwischen Dipolmolekülen erkennen.
- Die Stärke der zwischenmolekularen Kräfte untereinander vergleichen.
- Den Einfluss der zwischenmolekularen Kräfte auf die Schmelz- und Siedetemperaturen von Stoffen erklären.
- Den Einfluss der zwischenmolekularen Kräfte auf die Löslichkeit und Mischbarkeit von Stoffen erklären.
- Die Dichteanomalie des Wassers und die damit verbundene biologische Bedeutung (Lebensraum Wasser) mit Hilfe der Wasserstoffbrücken erklären.
- Das Vorkommen von Kristallwasser in bestimmten Salzen erklären und den Anteil an Kristallwasser in einem Ionengitter berechnen.



Organische Chemie (4UE)

- Die Begriffe organischer Stoff, Kohlenwasserstoff und Alkan definieren.
- Die Namen der ersten 10 Vertreter der homologen Reihe der Alkane und Cycloalkane kennen.
- Die allgemeine Summenformel der Alkane und Cycloalkane kennen.
- Die Strukturformel (Lewisformel), die Halbstrukturformel und die Skelettformel eines Alkans bzw. Cycloalkans aufstellen.
- Den Begriff Isomere definieren.
- Isomere ausgehend von der Summenformel eines Alkans bzw. Cycloalkane ermitteln.
- Die Nomenklaturregeln zur Benennung der Alkane und Cycloalkane kennen und anwenden.
- Die wichtigsten physikalischen Eigenschaften der Alkane und Cycloalkane kennen.

Säuren und Basen (12UE)

- Die allgemeinen Eigenschaften von Säuren und Basen (Laugen) kennen.
- Die Begriffe Säure und Base nach Arrhenius definieren.
- Die chemischen Formeln der folgenden Säuren kennen: Salzsäure, Schwefelsäure, Schweflige Säure, Salpetersäure, Salpetrige Säure, Kohlensäure, Phosphorsäure, Phosphorige Säure Essigsäure, Ameisensäure, Cyanwasserstoffsäure.
- Die chemischen Formeln der folgenden Laugen kennen: Natronlauge, Kalilauge, Kalkwasser, Ammoniakwasser.
- Die Begriffe Säure und Base nach Brønsted definieren.
- Die pH-Skala (ohne mathematischen Hintergrund) erklären und anwenden.
- Die Farben der Indikatoren Bromthymolblau und Phenolphthalein im leicht sauren, neutralen und leicht alkalischen Bereich kennen.
- Die Herstellung von Salzsäure und Ammoniakwasser ausgehend von Chlorwasserstoff bzw. Ammoniak interpretieren und erklären (Springbrunnenversuch).
- Protolysegleichungen von (mehrprotonigen) Säuren und Basen formulieren.
- Den Begriff Ampholyt definieren und Teilchen als solche erkennen.
- Die Namen und Formeln der folgenden ampholyten Teilchen kennen: Hydrogenphosphation, Dihydrogenphosphation, Hydrogensulfation, Hydrogencarbonation, Hydrogensulfidion.



- Die Reaktionsgleichungen und Ionengleichungen der Reaktionen von Säuren mit unedlen Metallen, Metalloxiden, Salzen und Basen (Neutralisation) formulieren.
- Neutralisationsreaktionen in Säure-Base-Titrations anwenden.

Redoxreaktionen (12UE)

- *WH 4GIG*: Die folgenden Begriffe laut dem klassischen Konzept (Sauerstoffaustausch) der Redoxreaktionen definieren: Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel.
- Die folgenden Begriffe laut dem erweiterten Konzept (Elektronenaustausch) der Redoxreaktionen definieren: Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel.
- Die Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahlen von Atomen in Molekülen und Ionen anwenden.
- Die Oxidationszahl von Atomen in organischen Molekülen ermitteln.
- Komplexe Redoxgleichungen (Teilgleichungen und Gesamtgleichungen) in saurem und alkalischen Milieu formulieren.

Liste fakultativ zu behandelnder Themen (4GIG + 3GIG):

- Treibhauseffekt und Erderwärmung
- Ozonschicht
- Gewinnung und Aufbereitung von fossilen Brennstoffen
- Erneuerbare Energien
- Trinkwasseraufbereitung und Abwasserreinigung
- Kohlenstoffkreislauf
- Stickstoffkreislauf
- Saurer Regen
- Radioaktivität
- Alkali- und Erdalkalimetalle
- Halogene
- Wasserstoff
- Brandbekämpfung



| Praktikum 3GIG | DS |
|---|----|
| Sicherheitsbestimmungen ^{1*} | 1 |
| Elektrolyse einer Salzlösung* | 1 |
| Nachweisreaktionen (Anionen, Kationen, molekular gebaute Stoffe) * | 3 |
| Löslichkeit von Stoffen in polaren und unpolaren Lösungsmitteln* | 1 |
| Kristallwasser | 1 |
| Alkane und Isomere (Molekülbaukasten)* | 1 |
| Herstellung von Maßlösungen und Verdünnungsreihe – Massenkonzentration und Massenanteil einer Lösung* | 2 |
| Typische Reaktionen von Säuren und Basen* | 2 |
| Säure-Base-Titration* | 2 |
| Redoxreaktionen | 1 |
| Redoxtitration | 1 |

Alle fakultativen Praktika können durch andere Einheiten ersetzt werden.

¹ Die mit * bezeichneten Praktika sind obligatorisch und alle anderen fakultativ.