



Ref.: 2021-01-D-51-de-3<sup>1</sup>

Orig.: EN

## Lehrplan für Chemie – S6-S7

Genehmigt durch den Gemischten Pädagogischen Ausschuss auf seiner online Sitzung vom 11. Und 12. Februar 2021

Inkraftsetzung am 1. September 2021 für S6

am 1. September 2022 für S7

Erste Abiturprüfung im Juni 2023

| Schuljahr | S6             | S7             | Abiturprüfungen     |
|-----------|----------------|----------------|---------------------|
| 2020/2021 | alter Lehrplan | alter Lehrplan | alter Lehrplan, NMS |
| 2021/2022 | neuer Lehrplan | alter Lehrplan | alter Lehrplan, NMS |
| 2022/2023 | neuer Lehrplan | neuer Lehrplan | neuer Lehrplan, NMS |

<sup>1</sup> Aktualisierung des Bewertungsverzeichnisses der mündlichen Prüfungen (oral record sheet): Der IAS hat am 5. Dezember 2022 im Zuge des Schriftlichen Verfahrens 2022/60 das Dokument "European Schools' Criteria for the Assessment of the Baccalaureate Oral Exams – Applicable as from European Baccalaureate session 2023" (Ref. 2022-09-D-46-en) mit sofortigem Inkrafttreten genehmigt.

## Inhalt

|      |  |    |
|------|--|----|
| 1.   | Allgemeine Zielsetzungen.....  | 3  |
| 2.   | Didaktische Grundsätze.....  | 4  |
| 3.   | Lernziele .....  | 5  |
| 3.1. | Kompetenzen .....  | 5  |
| 4.   | Inhalt.....  | 6  |
| 4.1. | Themen .....   | 6  |
| 4.2. | Inhalt.....  | 8  |
|      | Thema 6.1: Elektronische Struktur des Atoms und Periodensystem ..... | 9  |
|      | Thema 6.2: Chemische Bindung .....                                   | 12 |
|      | Thema 6.3: Aggregatzustände und Zusammenhalt der Materie.....        | 15 |
|      | Thema 6.4: Thermodynamik.....  | 18 |
|      | Thema 6.5: Reaktionskinetik .....                                    | 21 |
|      | Thema 6.6: Allgemeine Konzepte der organischen Chemie.....           | 24 |
|      | Thema 7.1: Gleichgewichte .....                                      | 28 |
|      | Thema 7.2: Säuren und Basen.....                                     | 31 |
|      | Thema 7.3: Elektrochemie.....  | 37 |
|      | Thema 7.4: Organische Chemie.....                                    | 42 |
| 5.   | Beurteilung .....  | 50 |
| 5.1. | Leistungsdeskriptoren – Chemie .....                                 | 51 |
| 6.   | Anhang .....   | 53 |
| 6.1. | Schriftliche Abiturprüfung.....                                      | 53 |
| 6.2. | Mündliche Abiturprüfung.....   | 55 |
| 6.3. | Liste der 11 verpflichtenden Experimente .....                       | 56 |
| 6.4. | Sample Baccalaureate examination paper .....                         | 57 |
| 6.5. | Matrix sample Baccalaureate examination paper .....                  | 69 |
| 6.6. | Sample Baccalaureate marking scheme .....                            | 70 |
| 6.7. | Mündliche Bewertungskriterien.....                                   | 79 |
| 6.8. | Mündliche Bewertungsbogen .....                                      | 80 |

# 1. Allgemeine Zielsetzungen

Die Europäischen Schulen verfolgen die beiden Zielsetzungen, formale Bildung zu vermitteln und die persönliche Entwicklung der Schüler/innen in einem breiten sozialen und kulturellen Kontext zu fördern. Formale Bildung besteht im Erwerb von Kompetenzen in einer Reihe von Bereichen (Kenntnisse, Fertigkeiten und Geisteshaltungen). Persönliche Entwicklung erfolgt in zahlreichen geistigen, ethischen, sozialen und kulturellen Zusammenhängen. Sie beinhaltet Bewusstsein für angemessenes Verhalten, Verständnis für die Lebensumgebung der Schüler/innen und für die Entwicklung der individuellen Identität.

Diese beiden Ziele werden im Rahmen eines verstärkten Sensibilisierungsprozesses für den Reichtum der europäischen Kultur gefördert. Bewusstsein und Erfahren des europäischen Miteinanders sollen die Schüler/innen zu mehr Respekt vor den Traditionen jedes einzelnen Landes und jeder Region in Europa veranlassen. Dabei können sie ihre eigene nationale Identität entwickeln und bewahren.

Die Schüler/innen der Europäischen Schulen sind zukünftige Bürger/innen Europas und der Welt. Sie benötigen eine Reihe von Kompetenzen, um den künftigen Herausforderungen eines sich schnell verändernden Umfeldes gewachsen zu sein. Der Europäische Rat und das EU-Parlament verabschiedeten 2006 ein europäisches Rahmenwerk für die Schlüsselkompetenzen zum lebenslangen Lernen. Darin werden acht genannt, die die persönliche Entfaltung und Entwicklung, die Mitwirkung als aktive Bürgerin oder aktiver Bürger, die soziale Inklusion und die Beschäftigung betreffen.

1. Muttersprachliche Kompetenz;
2. Fremdsprachliche Kompetenz;
3. Mathematische Kompetenz und grundlegende naturwissenschaftlich-technische Kompetenz;
4. Computerkompetenz;
5. Persönliche, soziale und Lernkompetenz;
6. Bürgerkompetenz;
7. Unternehmerische Kompetenz;
8. Kulturbewusstsein und kulturelle Kompetenz.

Die Lehrpläne der Europäischen Schulen sollen zum Erwerb und Ausbau dieser Schlüsselkompetenzen beitragen.

## 2. Didaktische Grundsätze

Die didaktischen Grundsätze der Europäischen Schulen sind in den Unterrichtsstandards der Europäischen Schulen formuliert (Az.: 2012-09-D-11-de-4). Für den eigentlichen Unterricht besagen die Unterrichtsstandards, dass die Lehrkraft:

- didaktische Fertigkeiten und Kreativität einsetzt, um die Schüler/innen zu inspirieren und zu motivieren;
- gut strukturierte Stunden gibt;
- die Unterrichtszeit wirksam nutzt;
- eine Vielzahl von Unterrichts- und Lernmethoden einsetzt, darunter Technologie, angepasst an den Inhalt;
- die Schüler/innen dazu motiviert, aktiv an ihrem eigenen Lernprozess teilzunehmen;
- gute Kenntnisse des Fachs und Curriculums beweist, auch deren nationaler und europäischer Dimensionen.

Die acht Kompetenzen für Chemie sind Kenntnisse, Verständnis, Anwendung, Analyse, experimentelles Arbeiten, Computerkompetenz, Kommunikation und Teamwork.

Zum Vermitteln der Kompetenzen für Chemie entsprechend den Unterrichtsstandards der Europäischen Schulen wird in S6-S7 nachdrücklich ein untersuchungsbasierter Ansatz für das Lehren und Lernen empfohlen. Die in diesem Lehrplan aufgelisteten Lernziele, insbesondere die Kompetenzen zu experimenteller Arbeit, Digital- und Informationskompetenz, Kommunikation und Teamarbeit, können nicht ohne einen hohen Anteil praktischer Arbeit erreicht werden.

### 3. Lernziele

Lernen bedeutet nicht nur, mehr Inhalte zu kennen. Beim schulischen Lernen werden Inhalte verwendet, um den Schüler/innen Kompetenzen zu vermitteln, mit denen sie auf Gesellschaft und Arbeit vorbereitet sein sollen. Lernziele für die Leistung der Schüler/innen ergeben sich daher aus drei Dimensionen: aus dem in Abschnitt 1 beschriebene Rahmenwerk für die Schlüsselkompetenzen für Lebenslanges Lernen, den unter 3.1 beschriebenen akademischen Kompetenzen und den Querschnittskonzepten (Verbindungen im Fach und über Fächer hinweg) aus 3.2. Dem entsprechend wird beabsichtigt, die Schüler/innen auf lebenslanges Lernen vorzubereiten.

#### 3.1. Kompetenzen

|    | <b>Fähigkeit</b>                                | <b>Schlüsselkonzepte</b>   |
|----|---|--|
| 1. | <b>Kenntnisse</b>                               | Der/Die Schüler/in zeigt umfassende Kenntnisse von Fakten.   |
| 2. | <b>Verständnis</b>                              | Der/Die Schüler/in zeigt gründliche Beherrschung und Anwendung von naturwissenschaftlichen Konzepten und Grundsätzen.  |
| 3. | <b>Anwendung</b>                                | Der/Die Schüler/in stellt Verbindungen zwischen verschiedenen Teilen des Lehrplans her, wendet Konzepte auf eine breite Vielfalt unbekannter Situationen an und macht adäquate Vorhersagen.  |
| 4. | <b>Analyse</b>                                  | Der/Die Schüler/in ist zu einer detaillierten und kritischen Analyse und Erklärungen komplexer Daten in der Lage.  |
| 5. | <b>Experimentelles Arbeiten</b>                 | Der/Die Schüler/in kann Hypothesen formulieren und Versuche planen und durchführen, wobei er/sie eine breite Palette von Techniken einsetzt und sich zugleich ethischer Aspekte bewusst ist.<br><i>Vorgeschlagene Verben: evaluieren, messen, untersuchen, entwerfen, testen, beweisen</i> |
| 6. | <b>Computer- und Informationskompetenz</b>      | Der/Die Schüler/in kann konsistent und unabhängig die Zuverlässigkeit von Informationen über naturwissenschaftliche Themen finden und beurteilen – on- und offline – und kann unabhängig geeignete Software für naturwissenschaftliche Aufgaben verwenden.                                 |
| 7. | <b>Kommunikation (mündlich und schriftlich)</b> | Der/Die Schüler/in kann logisch und präzise kommunizieren, wobei der korrekte naturwissenschaftliche Wortschatz verwendet wird, und zeigt ausgezeichnete Präsentationsfertigkeiten.  |
| 8. | <b>Teamwork</b>                                 | Der/Die Schüler/in arbeitet gut in einem Team.   |

## 4. Inhalt

### 4.1. Themen

| <b>Thema S6.1: Bau der Atomhülle und das Periodensystem der Elemente (10 %)<sup>2</sup></b> |   |
|---|---|
| S6.1. Bau der Atomhülle und das Periodensystem der Elemente                                 | Atombau: Historische Perspektive                |
|   | Linienpektrum des Atoms                         |
|   | Einführung in das Quantenmodell                 |
|   | Orbitalmodell und Elektronenkonfiguration       |
| Entwicklung der atomaren Eigenschaften im PSE   |   |
| <b>Thema S6.2: Die chemische Bindung (20 %)</b>   |   |
| S6.2. Die chemische Bindung   | Kovalente Bindung                               |
|   | Elektronegativität und polare kovalente Bindung |
|   | Valenzbindungstheorie                           |
|   | Kovalente koordinative (oder dative) Bindung    |
|   | Ionenbindung                                    |
| Metallische Bindung   |   |
| <b>Thema S6.3: Aggregatzustände und Zusammenhalt der Materie. (10 %)</b>                    |   |
| S6.3.1. Einleitung  | Aggregatzustände                                |
| S6.3.2. Zwischenmolekulare Kräfte   | Zwischenmolekulare Anziehung                    |
|   | Wasserstoffbrückenbindung                       |
|   | Einfluss auf die physikalische Eigenschaften    |
| S6.3.3. Ideale Gase   | Grundlagen                                      |
|   | Allgemeine Gasgleichung                         |
| <b>Thema S6.4: Thermodynamik (20%)</b>  |   |
| S6.4.1. Allgemeine Konzepte.  | Konzepte eines thermodynamischen Systems        |
|   | Energieumwandlung und Energieerhaltung          |
|   | Standardbedingungen                             |
| S6.4.2. Enthalpie H   | Definition der Enthalpie eines Systems (H)      |
| Enthalpieänderung, $\Delta H$   |   |
| S6.4.3. Entropie S  | Definition der Entropie, S                      |
|   | Entropieänderung, $\Delta S$                    |
| S6.4.4. Gibbs Energie (freie Enthalpie), G  | Spontanität einer Reaktion, $\Delta G$          |
| <b>Thema S6.5: Reaktionskinetik (20%)</b>   |   |
| S6.5.1. Zeitliche Entwicklung einer Reaktion  | Reaktionsgeschwindigkeit                        |
|   | Betrachten von Konzentrationsänderungen         |
| S6.5.2. Kollisionstheorie   | Kollisionstheorie und Aktivierungsenergie       |
| S6.5.3 Reaktionsmechanismus   | Reaktionsordnung                                |
| S6.5.4. Einfluss von verschiedenen Faktoren auf Reaktionsgeschwindigkeit                    | Kinetische Faktoren                             |
|   | Katalyse  |
| <b>Thema S6.6. Allgemeine Konzepte der Organischen Chemie (20%)</b>                         |   |
| S6.6.1. Homologe Reihen   | Alkane und Alkene                               |
|   | Nomenklatur                                     |
|   | Physikalische Eigenschaften                     |
|   | Chemische Eigenschaften                         |
| S6.6.2. Isomere   | Strukturisomere (Konstitutionsisomere)          |
|   | Stereoisomere                                   |
| S6.6.3. Aromaten  | Struktur von Benzol                             |

<sup>2</sup> Dies ist der vorgeschlagene Prozentsatz der Unterrichtszeit in der S6

|  |  |
|--|--|
| <b>Thema S7.1: Gleichgewichte (10%<sup>3</sup>)</b>                    |  |
| S7.1 Chemisches Gleichgewicht  | Umkehrbare Reaktionen  |
|  | Gleichgewichtskonstante  |
|  | Richtung der Reaktion  |
|  | Zusammensetzung von Systemen im Gleichgewicht                                  |
| Das Prinzip von Le Chatelier   |  |
| <b>Thema S7.2: Säuren und Basen (20%)</b>                              |  |
| S7.2.1. Säuren und Basen nach der Brønsted-Lowry-Theorie               | Definition einer Säure und einer Base nach Brønsted-Lowry                      |
|  | Konjugierte Säure/Basen-Paare  |
|  | Ampholyten (amphotere Substanzen)  |
|  | Ionische Dissoziation von Wasser (Ionenprodukt des Wassers)                    |
| S7.2.2. pH-Wert  | Definition des pH-Werts und des pOH-Werts                                      |
| S7.2.3. Stärke von Säuren und Basen                                    | Starke Säuren und Basen  |
|  | Säure- und Basenkonstante  |
|  | Stärke der Säuren und Basen  |
| S7.2.4. Pufferlösungen   | Zusammensetzung und chemische Eigenschaften                                    |
| S7.2.5. Säure-Base-Titrationen   | Titration von Säuren und Basen   |
| <b>Thema S7.3: Elektrochemie (30%)</b>                                 |  |
| S7.3.1. Grundlagen der Elektrochemie                                   | Oxidationszahlen   |
|  | Redox-Paare  |
|  | Redoxgleichungen   |
| S7.3.2. Elektrochemische Zellen (I)                                    | Galvanische Zellen   |
|  | Standard-Elektrodenpotential   |
|  | Zellspannung   |
|  | Stärke von Oxidationsmitteln und Reduktionsmitteln                             |
|  | Spontane Redoxreaktionen   |
| S7.3.3. Elektrochemische Zellen (II)                                   | Elektrolyse  |
|  | Stöchiometrie der Elektrolyse  |
| S7.3.4. Redox Titration  | Titration  |
| <b>Thema S7.4: Organische Chemie (40%)</b>                             |  |
| S7.4.1. Grundlegende Konzepte und von organischen Reaktionsmechanismen | Schreibweise mit Elektronenverschiebungspfeilen                                |
|  | Reaktive Zwischenprodukte  |
|  | Elektronische Effekte  |
|  | Sterische Effekte  |
|  | Nucleophile und Elektrophile   |
|  | Mechanismen der nucleophilen Reaktion (S <sub>N</sub> 1 oder S <sub>N</sub> 2) |
| Mechanismus der Eliminierung (E1 oder E2)                              |  |
| S7.4.2. Sauerstoffhaltige organische Verbindungen                      | Alkohole   |
|  | Aldehyde und Ketone  |
|  | Carbonsäuren   |
|  | Ester  |
|  | Polyester  |
|  | Synthese von Aspirin   |
|  | Gesättigte und ungesättigte Fette und Öle                                      |
| Seifen und Reinigungsmittel  |  |
| S7.4.3. Stickstoffhaltige organische Verbindungen                      | Amine  |
|  | Amide  |
|  | Polyester  |
|  | Aminosäuren  |
|  | Polymerisation   |




<sup>3</sup> Dies ist der vorgeschlagene Prozentsatz der Unterrichtszeit in S7

## 4.2. Inhalt

Die Tabelle enthält den Inhalt der S6/7 Chemie Lernpläne.









- Spalte 1: Themen
- Spalte 2: Inhalt
- Spalte 3: verpflichtende Lernziele
- Spalte 4: Schlüsselkontexte, Phänomene und Aktivitäten, dies sind Empfehlungen










### Legende:






- Fachkenntnisse und Verständnis ,
- Anwendung ,
- Analyse und Bewertung 











## Thema 6.1: Elektronische Struktur des Atoms und Periodensystem










| Unter-Thema S6.1   | Inhalt                           | Lernziele (und Einschränkungen)  | Kontext, Aktivitäten, Empfehlungen   |
|--|----------------------------------|--|--|
| 6.1.1<br>Bau der Atomhülle und das Periodensystem der Elemente | Atombau: Historische Perspektive | <p>Die historische Entwicklung der modernen Atomtheorie bis zum Bohrschen Atommodell <b>wiedergeben.</b> </p> <p>Die Verteilung der Masse und der Ladung im <b>Atom beschreiben.</b> </p> <p>Isotope aufgrund der Anzahl an Neutronen <b>unterscheiden.</b> </p>  | <p>Verstehen, dass die Teilchen im Atom nicht direkt beobachtet werden können.</p> <p>Die Schreibweise <math>{}^A_ZX</math> für Isotope benutzen, wobei A die Massenzahl und Z die Ordnungszahl ist.</p>   |
|  | Linienpektrum des Atoms          | <p>Kontinuierliche und Linienspektren <b>erkennen.</b> </p> <p>Ein Experiment <b>durchführen</b>, um zu zeigen, dass jedes Element ein einzigartiges Spektrum hat. </p>  | <p>Zusammenhang zwischen Emissionsspektren und Absorptionsspektren.</p> <p>Experimente zum Linienspektrum mit verschiedenen Spektrallampen und Flammentests durchführen.</p> <p>Absorptionsspektren und Emissionsspektren werden in der Astronomie benutzt, um das Licht der Sterne zu analysieren.</p>  |
|  | Einführung in das Quantenmodell  | <p>Die Beziehung zwischen dem Modell von Bohr und dem Linienspektrum von Atomen <b>beschreiben.</b> </p> <p>Die Quantisierung der Energie des Atoms (Energieniveaus) <b>definieren.</b> </p> <p>Das beobachtete Linienspektrum des Wasserstoffs mit der Berechnung der Energie der emittierten oder absorbierten Strahlung anhand der gegebenen Formel <b>vergleichen:</b> </p> $E_n = -\frac{R_H}{n^2}$ <p>i. e. <math>E_n = -\frac{13.6}{n^2} \text{ eV}</math> oder <math>E_n = -\frac{2.18 \times 10^{-18}}{n^2} \text{ J}</math></p> | <p>Berechnung von Wellenlängen bei Sprung eines Elektrons von einem Energieniveau zu einem anderen.</p> <p>Interaktive Simulation (Phet simulation): <a href="https://phet.colorado.edu/en/search?q=emission+spectra">https://phet.colorado.edu/en/search?q=emission+spectra</a></p> <p>Erklären, dass das Bohr'sche Atommodell für das Wasserstoffatom und andere Ein-Elektronen-Teilchen geeignet ist, aber nicht für Teilchen (Atome oder Ionen) mit mehr als einem Elektron.</p> |










| Unter-Thema<br>S6.1 | Inhalt   | Lernziele (und Einschränkungen)   | Kontext, Aktivitäten, Empfehlungen   |
|---------------------|--|---|--|
|                     |  | <p>Die Plancksche Formel <b>anwenden</b>, um die Beziehung zwischen der Energie und der Wellenlänge darzustellen. (<math>E = h \cdot \nu</math>; <math>\nu = \frac{c}{\lambda}</math>) </p> <p>Die erste und die folgenden Ionisierungsenergien <b>definieren</b> </p> <p>Aus den Ionisierungsenergien auf die Elektronenkonfiguration der Elemente schließen </p>   | <p>Beziehung zwischen Farbe, Wellenlänge, Frequenz und Energie in einem elektromagnetischen Spektrum.</p>  |
|                     | <p>Orbitalmodell und Elektronenkonfiguration</p> | <p><b>Erläutern</b>, dass die Geschwindigkeit (Impuls) und der Ort eines Teilchens nicht genau und gleichzeitig bestimmt werden können. </p> <p>Orbitale als ein Bereich mit einer hohen Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons <b>definieren</b>. </p> <p><b>Formulieren</b>, dass der Aufenthaltsbereich eines Elektrons in einem Atom auf Wahrscheinlichkeit beruht. </p> <p>Die Aufteilung des Hauptenergieniveaus in s, p, d und f Untereinheiten <b>beschreiben</b>, wobei jede Untereinheit eine bestimmte Anzahl an Orbitalen enthält. </p> <p><b>Erkennen</b> und <b>skizzieren</b> von s-, p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub> und p<sub>z</sub>- Orbitalen. </p> <p>Das Aufbauprinzip, das Pauli-Verbot und die Hund'sche Regel <b>anwenden</b>, um die Elektronenkonfiguration für einzelne Atome oder Ionen zu bestimmen.<br/>Einen <b>Zusammenhang</b> zwischen dem Aufbau des PSE und der Elektronenkonfiguration <b>herstellen</b>. S-, p-, d- und f- Blöcke im PSE <b>erkennen</b>. </p> | <p>Heisenbergs Unschärfebeziehung (qualitativ).</p> <p>Die Bedeutung der Quantenzahlen n, l, m, s verstehen</p> <p>Quantenzahlen benutzen ,um die s, p, d, f – Orbitale zu definieren.</p> <p>Experimente, um den Zusammenhang zwischen der Elektronenkonfiguration und der Reaktivität darzustellen (z.B. Halogene...)</p> <p>Die Anomalien in der Elektronenkonfiguration von Cr und Cu feststellen und diskutieren.</p> |

| Unter-Thema<br>S6.1 | Inhalt   | Lernziele (und Einschränkungen)  | Kontext, Aktivitäten, Empfehlungen   |
|---------------------|--|--|--|
|                     |  | <p>Die Ionisierungsenergien eines Elements in Bezug auf die Position dieses Elements im PSE (Elektronenkonfiguration)</p> <p><b>interpretieren.</b> </p>  |  |
|                     | <p>Entwicklung der atomaren Eigenschaften im PSE</p> | <p>Die effektive Kernladung, <math>Z^*</math>, als Differenz zwischen der Ordnungszahl und den Abschirmungselektronen, <math>Z^* = Z - S</math></p> <p><b>beschreiben.</b> </p> <p><b>Erläutern</b>, dass die physikalischen und chemischen Eigenschaften von Elementen auf ihrer Elektronenkonfiguration und der effektiven Kernladung basieren. </p> <p>Die vertikale und horizontale Entwicklung im PSE in Bezug auf den Atomradius, den Ionenradius, der Ionisierungsenergie, der Elektronenaffinität und der Elektronegativität der Elemente</p> <p><b>erklären.</b> </p> <p>Ein Experiment <b>durchführen</b>, das den Zusammenhang zwischen der Elektronenkonfiguration der Elemente und ihrer Reaktivität darstellt. (Halogenid-Ionen in wässriger Lösung).</p>  | <p>Trends in Bezug auf das Verhalten von Metallen<br/>Magnetische Eigenschaften von Übergangsmetallionen</p> <p>Verstehen, dass die Elektronegativität nicht direkt gemessen werden kann. Die Pauling Skala anwenden, um Elektronegativitätsdifferenzen zwischen Elementen zu bestimmen.</p> |





## Thema 6.2: Chemische Bindung









| Unterthema<br>S6.2                | Inhalt            | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|-----------------------------------|-------------------|--|---|
| 6.2.1<br>Die chemische<br>Bindung | Kovalente Bindung | <p>Das allgemeine Konzept der Bindung als elektrostatische Anziehung zwischen Protonen und Elektronen <b>beschreiben</b>.<br/> </p> <p><b>Beschreiben</b>, dass die kovalente Bindung auf einer Elektronenteilung zwischen den Atomen beruht, die mit Lewisformeln dargestellt wird. </p> <p>Kovalente Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen als das Teilen von zwei, vier und sechs Elektronen <b>benennen</b>. </p> <p><b>Erklären</b>, dass die Bindungslänge mit der Anzahl der geteilten Elektronen abnimmt und die Bindungsenergie mit der Anzahl der geteilten Elektronen zunimmt. </p> <p><b>Unterscheiden</b> zwischen bindenden und nicht-bindenden Elektronenpaaren. </p> <p>Das Lewis-Modell <b>anwenden</b>, um Moleküle und polyatomare Ionen darzustellen. </p> <p><b>Zeichnen</b> von Resonanzstrukturen, wenn mehr als eine Struktur gezeichnet werden kann. </p> <p><b>Berechnen</b> der formalen Ladung von einfachen polyatomaren Molekülen, von denen mehrere Lewisformeln dargestellt werden können. </p> | <p>Ein Diagramm verwenden, das die potentielle Energie in Abhängigkeit von dem Abstand zwischen den Atomkernen in einer kovalenten Bindung zeigt.</p> <p>Darstellen und interpretieren von Mesomeriestrukturen von Molekülen und/oder Ionen.</p> <p>Zeichnen von Lewisformeln für polyatomare Moleküle wie HCN, CO, CN<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (aber nichtbegrenzt auf diese)</p> <p>Zusammenhang zwischen Mesomerie und Stabilität von Strukturen (formale Ladung(en))</p> <p>Die Schreibweise AX<sub>n</sub>E<sub>m</sub> benutzen (Eingeschränkt auf AX<sub>2</sub>; AX<sub>3</sub>; AX<sub>3</sub>E; AX<sub>4</sub>; AX<sub>3</sub>E; AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>.)</p> |

| Unterthema<br>S6.2 | Inhalt  | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|--------------------|---|---|---|
|                    |   | <p><b>Erläutern</b>, dass die wahrscheinlichste Struktur eine Struktur ist, die formale Ladungen minimiert und bei der sich die negativen Ladungen auf dem elektronegativsten Atom befinden. </p> <p>Die VSEPR-Theorie zur Vorhersage der Form von Einzelmolekülen und Ionen (mit und ohne nicht-bindende(s) Elektronenpaare) <b>verwenden</b>. </p> <p>Die Moleküle (H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, HCHO) mit Hilfe molekularer Modelle (e.g. Molymod®) <b>aufbauen</b>. </p>  |   |
|                    | Elektronegativität und polare kovalente Bindung | <p>Die Elektronegativität als ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einem Molekül die Bindungselektronen anzuziehen, <b>definieren</b>. </p> <p>Unpolare und polare kovalente Bindungen <b>definieren</b>. </p> <p><b>Vorhersage</b> der Polarität eines Moleküls unter Berücksichtigung der Bindungspolarität und der Molekülgeometrie. </p>   | <p>Die VSEPR-Theorie zur Vorhersage der Polarität von Molekülen verwenden.</p> <p>Demonstration der Ablenkung eines Wasserstrahls mit einem geladenen Stab im Vergleich zu einer unpolaren Flüssigkeit wie z. B. Hexan</p>  |
|                    | Valenzbindungstheorie                           | <p>Das Molekülorbital als eine gegenseitige Durchdringung von Atomorbitalen <b>beschreiben</b>. </p> <p>Die Molekülorbitale der Sigma (<math>\sigma</math>)- und der Pi (<math>\pi</math>)-Bindung im Hinblick auf die Art der Überlappung <b>erklären</b>. </p> <p>Das Konzept der Hybridisierung (nur sp, sp<sup>2</sup>, sp<sup>3</sup>) <b>erklären</b>, um die Formen einfacher Moleküle zu verstehen. </p> <p><b>Beschreiben</b> der Struktur von Benzol mit Hilfe von zwei Resonanzformen als cyclisch, planar und mit einem</p> | <p>Zeichnen von Molekülorbitaldiagrammen von einfachen zweiatomigen Molekülen ((H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, ...))</p> <p>Zeichnen von Überlappungen der Atomorbitale bei Molekülen wie H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>. zeichnen.</p> |




| Unterthema<br>S6.2 | Inhalt  | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|--------------------|---|--|---|
|                    |   | ununterbrochenen Ring von p Elektronen (delokalisierten Elektronen). <br><br>Die Formen und Bindungswinkel von Molekülen und Ionen, wie (oder ähnlich wie): BF <sub>3</sub> (trigonal planar), CO <sub>2</sub> (linear), CH <sub>4</sub> (tetrahedral), NH <sub>3</sub> (pyramidal), H <sub>2</sub> O (gewinkelt), SF <sub>6</sub> (oktaedrisch), PF <sub>5</sub> (trigonal bipyramidal)) <b>vorhersagen.</b>    |   |
|                    | Kovalente koordinative (oder dative) Bindung. | Koordinative kovalente Bindungen in Strukturen wie H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> oder NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> <b>veranschaulichen</b> und <b>definieren.</b> <br><br>Mit molekularen Modellen <b>aufbauen:</b> H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> und NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>   | Reversible Reaktion von hydratisiertem Kupfer(II)sulfat<br><br>[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>+</sup> , [Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup><br>Fe(SCN) <sup>2+</sup> : falsches Blut<br>Blaupausefotografie nach dem Cyanotypieverfahren<br>Experimente zur Bildung komplexer Ionen |
|                    | Ionenbindung                                  | Ionen als geladene Teilchen, die durch Elektronenübertragung entstehen, <b>definieren.</b> <br><br>Ionenbindung als die elektrostatische Anziehung zwischen geladenen Teilchen <b>illustrieren.</b> <br><br>Die Kristallgitterbildung <b>beschreiben.</b> <br><br>Experimente zum Vergleich von Löslichkeit und/oder Leitfähigkeit von ionischen und kovalenten Verbindungen <b>durchführen.</b>  | Verwendung der Pauling-Skala, um den Bindungstyp vorherzusagen.<br><br>Verknüpfen der Eigenschaften von Salzen, wie Sprödigkeit und Leitfähigkeit in Lösungen bzw. in der Schmelzen mit ihrer Struktur  |
|                    | Metallische Bindung                           | Die Metallbindung als Metallkationen in einem Meer von Elektronen (Elektronengas) <b>definieren.</b>    | Verknüpfen der Eigenschaften von Metallen, wie Verformbarkeit, Wärmeleitfähigkeit und elektrische Leitfähigkeit mit dem Elektronengasmodell.  |

## Thema 6.3: Aggregatzustände und Zusammenhalt der Materie









| Unter-Thema<br>S6.3                | Inhalt                       | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|------------------------------------|------------------------------|---|---|
| 6.3.1<br>Einleitung                | Aggregatzustände             | <p><b>Beschreiben</b> der Eigenschaften von Aggregatzuständen <b>wiedergeben</b> und <b>interpretieren</b> ihrer makroskopischen Eigenschaften auf molekularer Ebene in Bezug auf ihre Teilchenanordnung und – bewegung der Teilchen in Festkörpern; Flüssigkeiten und Gasen (kinetisch-molekulares Modell).  </p> <p><b>Erklären</b>, dass Stoffe aufgrund intermolekularer Wechselwirkungen flüssig, fest oder gasförmig sind. </p> <p><b>Erklären</b>, dass bei Aggregatzustandsänderungen von fest zu flüssig zu gasförmig Energie erforderlich ist, um die zwischenmolekularen Anziehungskräfte zu überwinden. </p> | <p>Eine PhET-Simulation verwenden, um Aggregatzustandsänderung aufgrund mikroskopischer Bewegung zu veranschaulichen:<br/><a href="http://phet.colorado.edu/sims/html/states-of-matter/latest/states-of-matter_en.html">http://phet.colorado.edu/sims/html/states-of-matter/latest/states-of-matter_en.html</a></p> <p>Modifikationen des Kohlenstoffs (Diamant, Graphit, Graphen, C60 Buckminster-Fulleren) und SiO<sub>2</sub> sollten behandelt werden</p> |
| 6.3.2<br>Zwischenmolekulare Kräfte | Zwischenmolekulare Anziehung | <p>Die Teilchenanziehung als elektrostatische Wechselwirkung zwischen entgegengesetzten Ladungen <b>interpretieren</b>. </p> <p>Die verschiedenen Arten von zwischenmolekularen Kräften <b>beschreiben</b>: </p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- spontane Dipol-induzierte Dipol-Wechselwirkung</li> <li>- Dipol-induzierte Dipol-Wechselwirkung</li> <li>- Dipol-Dipol-Wechselwirkung</li> <li>- Ionen-Dipol-Wechselwirkung</li> </ul> <p>Die Größenordnung der verschiedenen zwischenmolekularen Wechselwirkungen <b>abschätzen</b> und mit der kovalenten Bindung <b>vergleichen</b>. </p>  | <p>Verwendung des Coulombschen Gesetzes zur Erklärung der elektrostatischen Wechselwirkung</p> <p>Simulation zum Coulombschen Gesetz<br/><a href="https://phet.colorado.edu/en/simulation/coulombs-law">https://phet.colorado.edu/en/simulation/coulombs-law</a></p>  |











| Unter-Thema<br>S6.3  | Inhalt  | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|----------------------|---|--|---|
|                      | Wasserstoffbrückenbindung                     | <p>Die Wasserstoffbindung als Extremfall der Dipol-Dipol-Wechselwirkung <b>erklären</b>, bei der ein Molekül H-Z ist (Z ist O, N oder F) und das andere Molekül O, N oder F</p> <p>enthält </p> <p>Die Wasserstoffbindung in H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, Alkoholen, Zuckern, Aminen oder Amiden <b>identifizieren</b>. </p> <p>Eine schematische Darstellung der Wasserstoffbindung <b>zeichnen</b>. </p> | <p>Das unerwartete Verhalten der Siedetemperaturen von H<sub>2</sub>O und NH<sub>3</sub> erklären.</p> <p>Experimente zur Veranschaulichung der Oberflächenspannung.<br/>Springbrunnenversuch mit Ammoniak, um die gute Löslichkeit in Wasser zu demonstrieren</p> <p>Rolle der H-Bindungen in der Protein-DNA-Interaktion</p>    |
|                      | Einfluss auf die physikalischen Eigenschaften | <p>Physikalische Eigenschaften in <b>Zusammenhang</b> zu den zwischenmolekularen Wechselwirkungen <b>setzen</b>. </p> <p><b>Anwenden</b> des Prinzips „Gleiches löst sich im Gleichen“. </p>   | <p>Durchführen von Löslichkeitsexperimenten verschiedener Verbindungen in Wasser und Cyclohexan.</p> <p>Experiment: Messen Sie die Siedetemperaturen verschiedener Substanzen.</p> <p>Eiswürfel im Wasser: Volumenänderung und Schwimmen auf der Wasseroberfläche, ein fester Cyclohexanwürfel sinkt in flüssigem Cyclohexan.</p> |
| 6.3.3<br>Ideale Gase | Grundlagen                                    | <p>Ein ideales Gas <b>definieren</b> als ein Gas ohne Wechselwirkungen zwischen den Teilchen und mit solchen kleinen Teilchen, dass ihr Volumen im Vergleich zum durch das Gas ausgefüllte Volumen vernachlässigt werden kann. </p> <p><b>Erklären</b>, dass unter gewöhnlichen Bedingungen, z. B. Standardtemperatur und –druck, die meisten realen Gase wie ideale Gas verhalten.  </p>              | <p>Das Konzept des idealen Gases ist nur dann anwendbar, wenn die Partikelgröße im Verhältnis zum Abstand zwischen den Partikeln vernachlässigbar ist und die Kollisionen elastisch sind.</p>   |












| Unter-Thema<br>S6.3 | Inhalt                  | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---------------------|-------------------------|--|---|
|                     | Allgemeine Gasgleichung | <p>Die allgemeine Gasgleichung kennen und <b>verwenden</b>, um Berechnungen durchzuführen: <math>PV = nRT</math>. </p> <p>Das molare Volumen <b>definieren</b> und bei stöchiometrischen Berechnungen <b>verwenden</b>.  </p> | <p>Experimentelle Gesetze: Boyle's Mariotte (<math>PV = \text{konstant}</math>), Gay-Lussac (<math>P/T = \text{konstant}</math>), Charles (<math>V/T = \text{konstant}</math>), Avogadro (<math>V/n = \text{konstant}</math>) zusammenführen zu den variablen Eigenschaften eines Gases, P, V, T und n.</p> <p>Experiment: Messen des molaren Volumens eines Gases Beziehung zwischen der Dichte und dem molaren Masse eines Gases</p> <p>Stöchiometrische Berechnungen im Zusammenhang mit chemischen Reaktionen, an denen Gase beteiligt sind</p> |







## Thema 6.4: Thermodynamik












| Unter-Thema<br>S6.4          | Inhalt                                   | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|------------------------------|--|---|---|
| 6.4.1<br>Allgemeine Konzepte | Konzepte eines thermodynamischen Systems | System und Umgebung <b>definieren</b>    | Diese Definitionen ermöglichen es zu verfolgen, wie sich Energie und Materie während einer Reaktion ändern.   |
|                              | Energieumwandlung und Energieerhaltung   | Offene, geschlossene und isolierte Systeme <b>definieren.</b> <br><b>Feststellen</b> , dass Energie weder erzeugt noch zerstört, sondern nur übertragen und/oder umgewandelt werden kann. <br><b>Herausstellen</b> , dass die innere Energie erhalten bleibt ( $\Delta U = w + q$ )<br>Wärme ( $q$ ) ist die Energie, die aufgrund der Temperaturdifferenz übertragen wird. Die Arbeit ( $w$ ) beinhaltet einen Energieaustausch infolge einer Bewegung gegen eine Gegenkraft.<br><br>Das Vorzeichen der Energie damit <b>verbinden</b> , ob sie durch das untersuchte System verloren oder gewonnen wird. <br><br>Die spezifische und molare Wärmekapazität <b>definieren</b> und Berechnungen mit diesen Werten <b>durchführen.</b>   | Erster Hauptsatz der Thermodynamik.<br><br>Erkennen, dass $\Delta U$ für ein isoliertes System 0 ist. $\Delta U = 0$ , $\Delta U$ als Zustandsgröße hängt nur vom Anfang – und Endzustand ab.<br><br>Die Energie, die vom System aufgenommen wird, ist positiv (von einem System aufgenommene Wärme oder Arbeit, die am System verrichtet wird).<br>Der Energieverlust eines Systems ist negativ (von einem System abgegebene Wärme oder von ihm geleistete Arbeit)<br><br>Messen von Energieänderungen mit einem Kalorimeter |
|                              | Standardbedingungen                      | Standardbedingungen <b>definieren</b> :<br><ul style="list-style-type: none"> <li>• Druck von <math>1,00 \times 10^5</math> Pa</li> <li>• Konzentration von <math>c = 1 \text{ mol/dm}^3</math> für alle Lösungen</li> <li>• Alle Stoffe in ihrem Standardzustand.</li> </ul> Der Standardzustand eines Stoffes ist die reine Form dieses Stoffes (Bezugstemperatur: 298,15 K)   | Die Temperatur ist nicht für Standardbedingungen definiert, sondern wird normalerweise auf $25^\circ\text{C} = 298,15 \text{ K}$ festgesetzt.<br><br>Diskussion über Stabilität und Häufigkeit verschiedener Modifikationen (Graphit und Diamant)   |








| Unter-Thema<br>S6.4  | Inhalt                                     | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|----------------------|--|---|--|
| 6.4.2<br>Enthalpie H | Definition der Enthalpie eines Systems (H) | Die Enthalpie als ein Maß für die in einem Stoff enthaltene Wärmeenergie <b>definieren</b> ( $H=U+PV$ ).   | Die Enthalpie ist eine Zustandsgröße. Ihre Änderung in einem System entspricht der Wärme, die bei konstantem Druck in das System gebracht wird.  |
|                      | Enthalpieänderung, $\Delta H$              | <p><b>Angeben</b>, dass nur die Enthalpieänderung (<math>\Delta H</math>) eines Systems gemessen werden kann, d. h. die Wärme, die bei konstantem Druck durch eine chemische Reaktion mit der Umgebung ausgetauscht wird. </p> <p><b>Erklären</b>, dass <math>\Delta H</math> nur von dem Anfangs- und Endzustand des Systems abhängt (Zustandsgröße). </p> <p>Energiediagramme <b>zeichnen</b> und <b>bewerten</b>, ob die Ausgangsstoffe oder die Produkte stabiler sind und ob die Reaktion exotherm oder endotherm ist.  </p> <p><b>Ein Kalorimetrie-Experiment durchführen</b>, um die mit einer Reaktion verbundene Enthalpieänderung mit Hilfe Beziehung <math>\Delta H_{rxn} = q = m \times c \times \Delta T</math> zu bestimmen. </p> <p>Die Enthalpieänderungen von Reaktionen aus Temperaturänderungen <b>berechnen</b>. </p> <p>Enthalpieänderungen bei chemischen Reaktionen mit Hilfe des Satzes von Hess <b>berechnen</b>. </p> <p>Die Standard-Reaktionsenthalpie <b>definieren</b>. </p> <p>Die Änderungen der Reaktionsenthalpie unter Verwendung der Standard-Bindungsenthalpie <b>berechnen</b>. </p> | <p>Experimente zur Verbrennung, Bildung, Hydratation (<math>\text{CuSO}_4</math> in Wasser), Neutralisationsreaktionen u. a.. Wärmeverluste an die Umwelt und die Wärmekapazität des Kalorimeters sollten in Experimenten berücksichtigt werden. Die Verwendung eines Bombenkalorimeters ist jedoch nicht erforderlich.</p> <p>Born-Haber-Kreisprozess, Gitterenthalpien</p> <p>Die Standard-Bildungsenthalpie und die Standard-Verbrennungsenthalpie verwenden, um die Standard-Reaktionsenthalpie zu berechnen.</p> <p>Die durchschnittliche Bindungsenthalpie ist die Energie, die benötigt wird, um ein Mol einer Bindung in einem gasförmigen Molekül</p> |

| Unter-Thema<br>S6.4                        | Inhalt                                 | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|--|--|---|---|
|  |  | Enthalpieänderungen bei Reaktionen unter Verwendung der Bindungsenthalpien berechnen.    | aufzubrechen, gemittelt über ähnliche Verbindungen.   |
| 6.4.3<br>Entropie S                        | Definition der Entropie, S             | <p><b>Definieren</b>, dass die Entropie ein Maß für die Unordnung oder Zufälligkeit in einem System ist. </p> <p><b>Erklären</b>, dass die Enthalpie eine Zustandsgröße ist. </p> <p><b>Feststellen</b>, dass die Entropie eines isolierten Systems niemals abnehmen kann. </p>  | <p>Entropie bezieht sich auf die Verteilung der verfügbaren Energie auf die Partikel, die für nützliche Arbeiten nicht mehr zur Verfügung steht. Je mehr Möglichkeiten für die Energieverteilung bestehen, desto höher ist die Entropie.</p> <p>Zweiter Hauptsatz der Thermodynamik<br/>Spontane Prozesse erhöhen die Gesamtentropie des Universums</p> |
|  | Entropieänderungen, DS                 | <p>Das Vorzeichen der Entropievariation durch Vergleich der Unordnung im System vor und nach der Transformation (qualitativer Ansatz) <b>vorhersagen</b>. </p> <p>Die Entropieänderungen von Reaktionen und Prozessen unter Verwendung von Standard-Entropiewerten (quantitativer Ansatz) <b>berechnen</b>. </p>  | <p>Entropieänderungen eines Systems bei Änderung der Temperatur, Entropieänderungen während Phasenänderungen u .a.</p> <p>Ein perfekt geordnetes System hat eine Entropie von Null: „Die Entropie eines perfekten Kristalls bei 0 Kelvin ist 0“. (Dritter. Hauptsatz der Thermodynamik)</p>   |
| 6.4.4<br>Gibbs-Energie (freie Enthalpie) G | Spontanität einer Reaktion, $\Delta G$ | <p>Die Änderung der Gibbs-Energie als <math>\Delta G = \Delta H - T\Delta S</math> <b>definieren</b>. </p> <p>Das Vorzeichen der Änderung der Gibbs'schen Energie <b>berechnen</b>, um die Spontaneität einer Reaktion zu bestimmen. </p> <p><b>Bewerten</b>, dass <math>\Delta G</math> bei konstantem T und P negativ sein muss, damit eine Reaktion spontan abläuft. </p> | <p>Die Temperatur berechnen, ab der eine bestimmte Reaktion spontan abläuft</p> <p>Den Einfluss der Temperaturänderung auf das Gleichgewicht <math>N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2</math> oder auf die Ausfällung von <math>PbI_2</math> oder anderes zeigen.</p>   |











## Thema 6.5: Reaktionskinetik

| Unterthema<br>S6.5                                  | Inhalt                                  | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---|---|--|---|
| 6.5.1<br>Zeitliche<br>Entwicklung<br>einer Reaktion | Reaktions-<br>geschwindigkeit           | <p>Den Begriff der Reaktionsgeschwindigkeit <math>v</math> oder <math>r</math> als Änderungsrate der Konzentration in Abhängigkeit von der Zeit <b>erklären</b>. </p> <p>Für die allgemeine chemische Reaktion gilt:<br/> <math display="block">aA + bB + \dots \rightarrow pP + qQ + \dots</math>                     Die Reaktionsgeschwindigkeit ist definiert als:<br/> <math display="block">v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \dots = \frac{1}{p} \frac{d[P]}{dt} = \frac{1}{q} \frac{d[Q]}{dt} = \dots</math>                     Die Reaktionsgeschwindigkeit oder die Änderung der Konzentration der Edukte oder Produkte in einer Reaktion unter Verwendung der oben genannten Beziehung <b>berechnen</b>. </p> <p>Mit Hilfe einer Grafik die Anfangs-, Durchschnitts- und Momentangeschwindigkeit einer Reaktion <b>unterscheiden</b> und deren Werte bestimmen. </p> <p><b>Erklären</b>, dass die Reaktionsgeschwindigkeit mit der Zeit variiert. </p> | <p>Beispiele für langsame Reaktionen (Demonstration des chemischen Sonnenuntergangs mit Natriumthiosulfat und Salzsäure...) und schnelle Reaktionen (Fällungsreaktionen, Blue Bottle-Experiment...)</p> <p>Berechnen von Reaktionsgeschwindigkeiten mit Hilfe von Tangenten eines Graphen (Konzentration, Volumen oder Masse in Abhängigkeit von der Zeit).</p>   |
|   | Betrachten von Konzentrationsänderungen | <p><b>Hervorheben</b>, dass Konzentrationsänderungen nicht direkt gemessen werden können. Stattdessen wird die Konzentration eines Ausgangsstoffes oder Produkts zu verschiedenen Zeiten gemessen, indem Änderungen in Masse, Volumen, Leitfähigkeit, pH-Wert der Lösung, Lichtabsorption u. a. betrachtet werden. </p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>Anwenden</b> der Definition der Absorption, <math>A</math> </li> <li>- <b>Hervorheben</b>, dass <math>A</math> bei bestimmten <math>\lambda</math> eine Funktion der Konzentration der Probe (<math>c</math>), dem Strahlungsweg in der Probe (<math>l</math>), dem molaren Absorptionskoeffizienten der Probe (<math>\epsilon</math>) ist.</li> </ul>   | <p>Beobachten einer Reaktion mittels Manometer, Leitfähigkeitssonde, einer Änderung von Volumen / Masse</p> <p>Praktische UV- und sichtbare Photometrie</p> <p>Simulation des Lambert-Beerschen-Gesetzes:<br/> <a href="https://phet.colorado.edu/en/simulation/beers-law-lab">https://phet.colorado.edu/en/simulation/beers-law-lab</a></p> <p>Photometrische Analyse von <math>\text{KMnO}_4</math>-Lösungen</p> <p>Reaktion zwischen <math>\text{I}_2</math> und Propanon.</p> |











| Unterthema<br>S6.5            | Inhalt                                    | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|-------------------------------|---|--|---|
|                               |   | <p>- <b>Zeichnen</b> und <b>verwenden</b> einer Kalibrierungskurve<br/>(Lambert-Beer-Gesetz: <math>A = \varepsilon \cdot c \cdot l</math>)  </p>   | <p>Die Halbwertszeit der Reaktion kann eingeführt werden.</p>   |
| 6.5.2<br>Kollisionstheorie    | Kollisionstheorie und Aktivierungsenergie | <p>Das Konzept der Aktivierungsenergie <b>erklären</b>. </p> <p>Das Konzept der Aktivierungsenergie und der Kollisionstheorie <b>verwenden</b>, um den Einfluss auf die Reaktionsgeschwindigkeit zu <b>erklären</b>, wenn sich Temperatur, Konzentration, Druck und Oberfläche ändern (nur qualitativer Ansatz, keine Arrhenius-Gleichung).  </p> <p><b>Erklären</b>, warum sich die Reaktionsgeschwindigkeit mit der Zeit ändert. </p>  | <p>Die Maxwell-Boltzmann-Energieverteilungskurve kann verwendet werden, um die Wahrscheinlichkeit erfolgreicher Kollisionen und Faktoren, die diese beeinflussen, einschließlich der Wirkung eines Katalysators, zu erklären.</p> <p>PhET-Simulation zur Veranschaulichung der Auswirkungen von Temperatur und Konzentration:<br/><a href="https://phet.colorado.edu/en/simulation/legacy/reactions-and-rates">https://phet.colorado.edu/en/simulation/legacy/reactions-and-rates</a></p>   |
| 6.5.3<br>Reaktionsmechanismus | Reaktionsordnung                          | <p><b>Erörtern</b>, dass der Mechanismus einer Reaktion die Summe mehrerer elementarer Reaktionen ist. </p> <p>Die Molekularität einer Reaktion (Anzahl der am Übergangszustand beteiligten Reaktantenmoleküle) <b>definieren</b>. </p> <p><b>Erklären</b>, dass die meisten Reaktion bimolekular sind. </p> <p>Den Begriff des geschwindigkeitsbestimmenden Schritts <b>beschreiben</b> als den langsamsten Elementarschritt, der die Reaktionsgeschwindigkeit bestimmt. </p> <p><b>Formulieren</b>, dass für eine allgemeine Reaktion, <math>v = k[A]^m[B]^n</math> (<math>aA + bB \rightarrow \text{Produkte}</math>) die Geschwindigkeitsgleichung gegeben ist durch:</p> <p><math>\text{Reaktionsrate} = k[A]^m[B]^n \dots</math> </p> | <p>Es wird angenommen, dass eine Elementarreaktion oder ein Elementarschritt in einem einzelnen Schritt stattfindet und einen einzelnen Übergangszustand durchläuft.</p> <p>Experimentelle Bestimmung von Reaktionsordnungen.</p> <p>Die Vorstellung des geschwindigkeitsbestimmenden Schritts erklärt, warum es möglich ist, eine Geschwindigkeitsordnung nullter Ordnung für einen bestimmten Reaktanten zu haben.</p> <p>Es ist zu beachten, dass <math>m, n, \dots</math> die einzelnen Reaktionsordnungen <math>n</math> in Bezug auf <math>A, B, \dots</math> sind und <math>(m + n + \dots)</math> die Gesamtreaktionsordnung ist.</p> |














| Unterthema<br>S6.5  | Inhalt                 | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---|------------------------|---|---|
|   |                        | Faktoren, die die Wirksamkeit von Kollisionen (Orientierung und Energie) beeinflussen, <b>bewerten.</b>    |   |
| 6.5.4<br>Einfluss von<br>verschiedenen<br>Faktoren auf die<br>Reaktions-<br>geschwindigkeit | Kinetische<br>Faktoren | <b>Durchführen</b> von Experimenten zur Veranschaulichung der kinetischen Faktoren (Temperatur, Konzentration, Druck und Reaktionsfläche) (qualitativer Ansatz).   | Erforschen und berichten über eine chemischen Reaktion, deren erhöhte oder verringerte Rate von praktischer Bedeutung ist.<br>Praktische Anwendungen: niedrige Temperatur für die Lebensmittelkonservierung, Hochdruckkochen, Hochdruckkochen, Lagerung von Bleichmitteln usw.<br><br>Experiment: Joduhr-Reaktion   |
|   | Katalyse               | <b>Angeben</b> , dass der Katalysator die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht, ohne während der Reaktion verbraucht zu werden. <br><b>Erörtern</b> , dass Katalysatoren die Aktivierungsenergie der Reaktion senken. <br><b>Angeben</b> , dass der Katalysator den Reaktionsmechanismus ändert. <br>Ein Energiediagramm mit und ohne Katalysator <b>zeichnen und erklären.</b>   | Mögliche Versuche:<br><br>- Reaktion von Zn mit Schwefelsäure mit Kupfer als Katalysator<br>- Oxidation von Natriumkalium-Tartrat mit H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> unter Verwendung eines Kobaltsalzes,<br>- Zersetzung von H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> mit KI, Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> oder MnO <sub>2</sub> , Peroxidaseenzymen (in Leber oder Kartoffeln)<br><br>Heterogene und homogene Katalyse<br><br>Beispiel für enzymkatalysierte Reaktionen (Schlüssel-Schloss-Prinzip) |



## Thema 6.6: Allgemeine Konzepte der organischen Chemie

| Unter-Thema<br>S6.6      | Inhalt                      | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|--------------------------|-----------------------------|--|--|
| 6.6.1<br>Homologe Reihen | Alkane und Alkene           | <p><b>Wiederholen</b> der Definition homologer Reihen, der Benennung von Alkanen und Alkenen unter Verwendung von IUPAC-Regeln und Isomerie. </p> <p><b>Verwenden</b> von Strukturformeln, Halbstrukturformeln und Skelettformeln (Gerüstformel), um lineare und verzweigte Moleküle von Alkanen und Alkenen <b>darzustellen</b>. </p>   | <p>Verwendung von Molekülbaukästen</p> <p>Unterscheidung zwischen Summenformeln, Molekülformel und Strukturformel.</p>                       |
|                          | Nomenklatur                 | <p><b>Benennen</b> und <b>identifizieren</b> von typischen funktionellen Gruppen in Molekülen: Hydroxyl, Carbonyl, Aldehyd, Carboxyl, Ester, Amin und Amid.  </p> <p><b>Benennen</b> und <b>zeichnen</b> der Moleküle von C1 bis C10 für jede Verbindungsclass (Alkane, Alkene und Aromaten, Alkohole und Phenole, Aldehyde und Ketone, Carbonsäuren, Ester, primäre Amine, Amide und Aminosäure.  </p> <p><b>Zeichnen</b> von stereochemischen 3D-Darstellungen, um die relativen Positionen von Atomen und Gruppen um das Kohlenstoffatom herum zu zeigen. </p> | <p>Das Weglassen von Wasserstoffatomen (-H) beim Zeichnen der Strukturformeln ist nicht akzeptabel.</p>                                      |
|                          | Physikalische Eigenschaften | <p><b>Diskutieren</b> des Einflusses von Kettenlänge, Kettenstruktur und funktioneller Gruppe auf Siedetemperaturen oder Wasserlöslichkeit.  </p> <p><b>Vorhersagen</b> und <b>diskutieren</b> der Unterschiede in den Siedetemperaturen zwischen: </p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Alkoholen und Alkanen</li> <li>- Alkoholen und Aldehyden/Ketonen</li> <li>- Alkoholen und Carbonsäuren</li> </ul>  | <p>Demonstration der fraktionierten Destillation.</p> <p>Erklären der Entwicklung der Siedetemperaturen innerhalb einer homologen Reihe.</p> |














| Unter-Thema<br>S6.6 | Inhalt                                    | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|---------------------|---|---|--|
|                     | Chemische Eigenschaften                   | <p>Die ausgeglichene Gesamtgleichung für die vollständige Verbrennung eines Kohlenwasserstoffs <b>aufstellen.</b> </p> <p>Die ausgeglichene Gesamtgleichung für die Halogenierung und Hydrierung eines Alkens <b>aufstellen.</b> </p> <p>Die sauren Eigenschaften von Alkoholen, Phenolen und Carbonsäuren <b>erklären und vergleichen.</b>  </p> <p>Die basischen Eigenschaften von Aminen und Amiden <b>erklären.</b>  </p> <p><b>Erörtern</b>, dass die Amide aufgrund der benachbarten Carbonylgruppe, d. h. der Delokalisierung des Stickstoffelektronenpaars in die <math>\pi</math>- Bindung des Carbonyls, viel weniger basisch als Amine sind. </p> <p><b>Erörtern</b>, dass die Stelle eines Amids, die am meisten basisch ist, nicht Stickstoff, sondern Sauerstoff ist, und dass die N-H-Bindungen von Amiden viel saurer als die N-H-Bindungen von Aminen sind. </p> | <p>Radikalische Substitutionen und Additionsreaktionen</p> <p>Experimente mit Säure-Base-Indikatoren</p> |
| 6.6.2<br>Isomere    | Strukturisomere<br>(Konstitutionsisomere) | <p><b>Beschreiben</b> von Strukturisomeren als Verbindungen, in denen die Atome in einer anderen Reihenfolge miteinander verbunden sind. </p> <p><b>Unterscheiden</b> zwischen Ketten-, Positions- und Funktionsisomeren. </p>   |  |






| Unter-Thema<br>S6.6 | Inhalt               | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|---------------------|----------------------|--|--|
|                     | Stereoisomerie       | <p><b>Beschreiben</b> von Stereoisomeren als Verbindungen, bei denen die Atome in derselben Reihenfolge miteinander verbunden sind, die Position der Atome im Raum jedoch unterschiedlich ist. </p> <p><b>Definieren und zeichnen</b> von Z/E-Isomeren für einfache Alkenmoleküle. </p> <p><b>Definieren</b> chiraler Moleküle und identifizieren des/der asymmetrischen C-Atoms/Atome.  </p> <p><b>Zeichnen</b> einer schematischen Darstellung eines Polarimeters. </p> <p><b>Beschreiben</b> der Wirkung eines chiralen Moleküls auf polarisiertes Licht.  </p> <p><b>Durchführen</b> eines Experiments, das die Drehung der Polarisationssebene des Lichts mit einer Glukoselösung zeigt. </p> <p><b>Definieren und zeichnen</b> von Enantiomeren mit einem asymmetrischen Kohlenstoff unter Verwendung stereochemischer Formeln.  </p> | <p>Arbeiten mit Molekülbaukästen</p> <p>Es ist zu beachten, dass Verbindungen mehr als ein chirales Zentrum enthalten können, jedoch Kenntnisse über Mesoverbindungen oder Nomenklatur wie Diastereoisomere nicht erforderlich sind.</p> <p>Es ist zu beachten, dass Enantiomere größtenteils identische physikalische und chemische Eigenschaften haben. Trotzdem kann der Unterschied zwischen zwei Enantiomeren enorme Auswirkungen haben, insbesondere in biologischen Systemen, da viele wichtige biologische Moleküle chiral sind.</p> |
| 6.6.3.<br>Aromaten  | Struktur des Benzols | <p><b>Erklären</b> der Struktur und der Stabilität von Benzol mit dem Konzept der Hybridisierung (gleiche C-C-Bindungslängen, Delokalisierung der <math>\pi</math>-Bindungselektronen, Substitutionsreaktionen werden Additionsreaktionen bevorzugt, nur ein Isomer existiert von 1,2-disubstituierten Benzolen).  </p> <p><b>Zeichnen</b> des Benzolmoleküls (sowohl Kekule als auch Robinson-Darstellungen). </p>   | <p>Beschreiben des Mechanismus der elektrophilen Substitution in Aromaten am Beispiel der Bildung von Nitrobenzol und Brombenzol.</p>  |

| Unter-Thema<br>S6.6 | Inhalt | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge |
|---------------------|--------|--|-----------------------------------|
|                     |        | <p><b>Erkennen</b> und <b>zeichnen</b> einiger Benzolderivate wie Anilin, Phenol und Toluol. </p> <p><b>Anwenden</b> der Beschriftung mit gekrümmten Pfeilen, um die Resonanzstrukturen und den Mechanismus der Substitutionsreaktionen am aromatischen Ring zu veranschaulichen. </p> |                                   |











## Thema 7.1: Gleichgewichte












| Unter-Thema<br>S7.1                  | Inhalt                | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|--------------------------------------|-----------------------|---|---|
| 7.1.1<br>Chemische<br>Gleichgewichte | Umkehrbare Reaktionen | <p><b>Erörtern</b>, dass keine chemische Reaktion nur in eine Richtung abläuft. </p> <p><b>Definieren</b> des Gleichgewichts als ein dynamisches System, in dem sich die Konzentrationen von Edukten und Produkten im Laufe der Zeit nicht ändern. </p> <p><b>Erklären</b>, dass im Gleichgewicht die Geschwindigkeit der Hinreaktion gleich der Geschwindigkeit der Rückreaktion ist. </p> <p><b>Feststellen</b>, dass das Gleichgewicht nur in einem geschlossenen System erreicht wird. </p> <p><b>Verwenden</b> des Gleichgewichtspfeils (<math>\rightleftharpoons</math>), um die Reversibilität einer chemischen Reaktion anzuzeigen. </p> <p><b>Zeigen</b>, dass sich die Konzentrationen nicht mehr ändern und das System das Gleichgewicht erreicht hat, wenn die Hin- und die Rückreaktion mit der gleichen Geschwindigkeit ablaufen. Die Gleichgewichtskonstante K ist eine Zahl, die auf einem bestimmten Verhältnis von Produkt (en) und Edukt (en) bei einer gegebenen T basiert. </p> | <p>Eine Reaktion, die beinahe funktioniert, ist die Reaktion von Wasserstoff- und Sauerstoffgasen zu Wasser bei 25 °C.</p> <p>Experimentelles Einführen des Konzepts des Gleichgewichts mit Reaktionen wie:<br/> <math>2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})</math> and<br/> <math>\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})</math></p> <p>Praktisch zeigen, dass das Gleichgewicht erreicht wird, wenn die Konzentrationen der Edukte und Produkte konstant werden, und verstehen, dass das Gleichgewicht aus beiden Richtungen erreicht werden kann.</p> <p>Modellierung des dynamischen Gleichgewichts mit Münzen (J. Chem. Erziehen. 2006 , 83 , 1 , 48A)<br/> Wiederholen der Definition des geschlossenen Systems aus dem S6-Lehrplan</p> <p>Das Gleichgewichtssymbol muss verwendet werden, wenn Gleichungen für Reaktionen geschrieben werden, bei denen die Umkehrreaktionen signifikant sind.</p> <p>Im Gleichgewicht gilt <math>\text{Rate}_{\text{hin}} = \text{Rate}_{\text{rück}}</math> und <math>\frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}} = K</math> wobei K ein Maß für das Reaktionsausmaß ist. Wenn der Wert von K angegeben ist, muss die Temperatur genannt werden, bei der die Reaktion durchgeführt wird.</p> |

| Unter-Thema<br>S7.1 | Inhalt                  | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---------------------|-------------------------|---|---|
|                     | Gleichgewichtskonstante | <p><b>Erörtern</b>, dass für eine Reaktion des Typs<br/> <math>AaA + bB + \dots \rightleftharpoons rR + sS</math><br/> der Ausdruck der Gleichgewichtskonstante (Massenwirkungsgesetz) ist: <math>K_c = \frac{[R]_{eq}^r [S]_{eq}^s \dots}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b \dots}</math> </p> <p><b>Erörtern</b>, dass der Wert der Gleichgewichtskonstante die Richtung der vorherrschenden Reaktion bestimmt und temperaturabhängig ist. </p> <p><b>Feststellen</b>, dass <math>K_c</math> keine Einheiten hat und dass nur eine Temperaturänderung den Wert von <math>K_c</math> ändert. </p> <p><b>Ableiten</b>, dass die Gleichgewichtskonstante einer Reaktion, die die Summe von zwei oder mehr Reaktionen ist, gleich dem Produkt der einzelnen Gleichgewichtskonstanten ist. </p> <p><b>Angeben</b> des Massenwirkungsgesetzes für Reaktionen mit reinen Feststoffen und Flüssigkeiten (heterogenes Gleichgewicht). </p> | <p>Beachten, dass nur Gleichgewichtskonstanten der Konzentration (<math>K_c</math>) berücksichtigt werden. Beachten, dass eckige Klammern in der Chemie in einer Reihe von Zusammenhängen verwendet werden: z. B. Konzentrationen, Lewis-Strukturen und Komplexe.</p> <p>Da das Gleichgewicht aus beiden Richtungen erreicht werden kann, hängt der Ausdruck der Gleichgewichtskonstante von der Form ab, in der die chemische Reaktion geschrieben ist.</p> <p>Genau genommen sollte <math>K_c</math> als Verhältnis der thermodynamischen Aktivitäten der Produkte im Gleichgewicht zu denen der Edukte definiert werden. Da Aktivitäten keine Einheiten haben, ist <math>K_c</math> auch dimensionslos. Unter den üblicherweise angewendeten Bedingungen kann die Aktivität der Konzentration angenähert werden, daher hat <math>K_c</math> keine Einheiten. Beachten, dass ein System ins Gleichgewicht kommt, wenn es seine minimale freie Gibbs-Energie erreicht. Beziehung zwischen <math>\Delta G</math> und <math>K</math> (nur qualitativer Ansatz).</p> <p>Die wichtigste Überlegung für ein heterogenes Gemisch ist, dass Feststoffe und reine Flüssigkeiten und Lösungsmittel eine Aktivität haben, die einen festen Wert von 1 hat.</p> <p><math>2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq), \quad K=[H_3O^+][OH^-]</math></p> |











| Unter-Thema<br>S7.1 | Inhalt  | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---------------------|---|---|---|
|                     | Richtung der Reaktion                         | <p><b>Erörtern</b> des Reaktionsquotienten einer Reaktion Q als das Verhältnis der Konzentrationen von Produkten zu den Konzentrationen der Edukte zu einem bestimmten Zeitpunkt.</p> <p></p> <p>Für eine allgemeine Reaktion: <math>aA + bB + \dots \rightleftharpoons rR + sS + \dots</math></p> <p>Wird der Reaktionsquotient Q beschrieben als:</p> $Q = \frac{[R]^r [S]^s \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$ <p><b>Ableiten</b>, dass </p> <ul style="list-style-type: none"> <li>wenn <math>Q = K_c</math> die Reaktion im Gleichgewicht ist</li> <li>wenn <math>Q &lt; K_c</math> die Reaktion verläuft zugunsten der Produkte</li> <li>wenn <math>Q &gt; K_c</math> die Reaktion verläuft zugunsten der Edukte</li> </ul> | Q ist der Gleichgewichtsausdruck mit Nichtgleichgewichtskonzentrationen. Die Position des Gleichgewichts ändert sich mit Änderungen der Konzentration, des Drucks und der Temperatur.   |
|                     | Zusammensetzung von Systemen im Gleichgewicht | <p><b>Produzieren</b> einer ICE (Initial=Anfang, Change= Änderung, E= Equilibrium = Gleichgewicht) und <b>berechnen</b> der Konzentration der Produkte/Edukte oder des Werts für K für eine Reaktion im Gleichgewicht. </p>  |   |
|                     | Das Prinzip von Le Chatelier                  | <p><b>Feststellen</b>, dass, wenn ein im Gleichgewicht befindliches System gestört wird, sich das Gleichgewicht in die Richtung verschiebt, die der Störung entgegenwirkt. </p> <p><b>Vorhersagen</b>, welche Auswirkungen die folgenden Änderungen auf eine Reaktion im Gleichgewicht haben: </p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Konzentration von Edukten oder Produkten</li> <li>Temperaturänderungen (sowohl für endotherme als auch für exotherme Reaktionen)</li> <li>Zugabe eines Katalysators (keinen Einfluss auf die Lage des Gleichgewichts).</li> </ul>  | Störung eines Gleichgewichtszustandes durch Änderung der Ionenkonzentration in Lösung<br>Simulation:<br><a href="http://www.chem.uiuc.edu/chem103/equilibrium/iron.htm">http://www.chem.uiuc.edu/chem103/equilibrium/iron.htm</a> |







## Thema 7.2: Säuren und Basen











| Unter-Thema S7.2  | Inhalt  | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---|---|--|---|
| 7.2.1<br>Säuren und Basen nach Brönsted- Lowry- Theorie | Definition einer Säure und einer Base nach Brönsted- Lowry  | <p><b>Definieren</b> einer Säure als Protonendonator und einer Base als Protonenakzeptor: </p> $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{aq})}$ $\text{B}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{BH}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ <p><b>Identifizieren</b> einer Säure Base Reaktion als eine Reaktion, bei der Protonen von der Säure auf die Base übertragen wird. </p> <p><b>Erkennen</b>, dass eine Säure, die mehrere H<sup>+</sup>-Protonen freisetzen kann, eine polyprotische Säure ist. </p>  | <p>Das Schreiben des Aggregatzustandes kann beim Aufstellen der Reaktionsgleichung für die Gleichgewichtskonstante hilfreich sein, ist aber nicht notwendig.</p> <p>Darstellung eines Protons in wässriger Lösung als H<sup>+</sup>(aq) und H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(aq) sollte bekannt sein.</p> |
|   | Konjugierte Säure-Basen-Paare                               | <p>Säure/Base Paare wie folgt <b>schreiben</b>: </p> $\text{HA}_{(\text{aq})}/\text{A}^-_{(\text{aq})} \text{ oder } \text{BH}^+_{(\text{aq})}/\text{B}_{(\text{aq})}$  | Experimente zu Säuren und Basen   |
|   | Ampholyte (amphotere Substanzen)                            | <p><b>Identifizieren</b> einer amphoteren Substanz und <b>definieren</b>, das sie als Säure oder Base wirken kann. </p> <p><b>Veranschaulichen</b> des amphoteren Verhaltens anhand von zwei Gleichungen, die Wasser enthalten und Hydrogencarbonat oder Hydrogenphosphat.. </p>   |   |
|   | Ionische Dissoziation von Wasser (Ionenprodukt des Wassers) | <p><b>Aufstellen</b> der Dissoziationsgleichung des Wasser: </p> $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ <p><b>Definieren</b> des Ionenprodukts des Wassers K<sub>s</sub> (und pK<sub>s</sub>). </p> <p><b>Angeben</b>, dass das Ionenprodukt des Wassers, wie jedes chemische Gleichgewicht, von der Temperatur abhängt. </p> <p>Eine saure / neutrale / basische Lösung in Bezug auf die H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (aq) - und OH<sup>-</sup> (aq) –Konzentration <b>definieren</b>. </p> |   |









| Unter-Thema<br>S7.2                   | Inhalt   | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|---------------------------------------|--|---|--|
| 7.2.2<br>pH-Wert                      | Definition des pH-Werts und des pOH-Werts            | <p><b>Verwenden</b> der Definition des pH-Wert einer wässrigen Lösung als:</p> $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] , \text{ and } \text{pOH} \text{ as: } \text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-(\text{aq})]$  <p><b>Erklären</b>, dass <math>\text{pH} + \text{pOH} = 14</math> </p>   | Beachten, dass eine logarithmische Skala eine bequeme Möglichkeit ist, Zahlen mit sehr unterschiedlichen Größen auf dieselbe Skala zu bringen. Beachten, dass die pH-Skala keine Ober- oder Untergrenze hat. Obwohl viele Lösungen zwischen 0 und 14 liegen, ist es möglich, Werte unter 0 und über 14 zu haben.   |
| s7.2.3<br>Stärke von Säuren und Basen | Starke Säuren und Basen                              | <p><b>Definieren</b> der Stärke als ein Maß dafür, inwieweit eine Säure <math>\text{H}^+</math> abgeben und inwieweit eine Base ein <math>\text{H}^+</math> aufnehmen kann. Verwenden des einfachen Pfeils für starke Säuren/Basen und des Gleichgewichtspfeils für schwache Säuren und Basen.  </p>  | Messungen des pH-Werts und der Leitfähigkeit von Säuren und / oder Basen bei verschiedenen Konzentrationen und Stärken.  |
|                                       | Säure- und Basenkonstante von schwachen Säuren/Basen | <p>Die Definition der Säure- oder Basen- (Ionisations-) Konstante (<math>K_s</math> und <math>K_b</math>), schwacher Säuren und Basen <b>erörtern.</b> </p> <p>Die mathematische Beziehung zwischen <math>K_s</math>, <math>K_b</math> und <math>K_w</math> <b>verwenden.</b> </p> <p>Die Stärke einer Säure/ Base im Verhältnis zur Stärke ihrer konjugierten Base/Säure <b>diskutieren.</b> </p>   | <p>Bestimmung der Säurekonstanten einer schwachen Säuren, z. B. von Ethansäure.</p> <p>Es ist zu beachten, dass sich <math>K_s</math> und <math>pK_s</math> einer Base auf die konjugierte Säure der Base bezieht.</p>   |
|                                       | Stärke des Säuren und der Basen                      | <p>Säuren (oder Basen) anhand ihres <math>K_s</math>- oder <math>pK_s</math>-Wertes (oder <math>K_b</math> und <math>pK_b</math>) <b>einordnen.</b> </p> <p>Säuren und Basen durch Vergleich ihrer Reaktivität bei gleicher Konzentration nach zunehmender Stärke <b>einordnen.</b>  </p> <p><b>Erklären</b>, dass eine Polysäure bei jeder Dissoziation unterschiedliche <math>K_a</math>-Werte aufweist. Und <b>hervorheben</b>, dass:</p> $K_{s1} \gg K_{s2} \gg K_{s3} \gg \dots$  | <p>Messung des pH-Wertes verschiedener Säuren bei gleicher Konzentration mit einem pH-Meter.</p> <p>Siehe PhET-Simulation „Säure-Base-Lösungen“ unter <a href="https://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions">https://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions</a></p> <p>Da sich aufeinanderfolgende <math>K_a</math>-Werte typischerweise um mehrere Größenordnungen unterscheiden, werden Berechnungen von polyprotischen Säuren normalerweise vereinfacht, indem <math>\text{H}_3\text{O}^+</math> -Ionen, die bei nachfolgenden Dissoziationen gebildet werden, vernachlässigt werden.</p> |
















| Unter-Thema<br>S7.2      | Inhalt                                      | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|--------------------------|---|---|--|
|                          |   | <p>Den pH-Wert von Lösungen starker Säuren und Basen </p> <p><b>berechnen.</b> </p> <p><b>Berechnen</b> des pH-Werts wässriger Lösungen schwacher monoprotischer Säuren und Basen durch Verwenden von <math>K_s</math> (für <math>[H_3O^+ (aq)]</math>) bzw. von <math>K_b</math> (für <math>[OH^- (aq)]</math>). </p> <p><b>Vergleichen</b> von pH und <math>pK_s</math>, um den Stoff herauszufinden, der bei verschiedenen pH-Werten überwiegend vorliegt. </p> <p><b>Bestimmen</b> des Gleichgewichts in einer Säure-Base-Reaktion durch Betrachtung von <math>K_s</math> bzw. <math>pK_s</math>-Werten der an der Reaktion beteiligten Stoffe. </p> <p><b>Berechnen</b> der Gleichgewichtskonstanten einer Säure-Base-Reaktion unter Verwendung von <math>pK_s</math>-Werten (d. h. des <math>pK_s</math>-Werts der Säure und des <math>pK_s</math>-Werts der konjugierten Säure der Base in der Reaktion). </p> | <p>pH-pC-Diagramme für Säure-Base-Gleichgewichte (siehe <a href="https://www.researchgate.net/publication/282868314_pH-pC-diagrams">https://www.researchgate.net/publication/282868314_pH-pC-diagrams</a>)</p> <p>Zum Beispiel:<br/> <math>CCl_3COOH(aq) + CH_3COO^-(aq) \rightleftharpoons CCl_3COO^-(aq) + CH_3COOH(aq)</math></p> <p>Wieder in Erinnerung rufen, dass die Gleichgewichtskonstante für eine Reaktion, die die Summe von zwei oder mehr Reaktionen ist, gleich dem Produkt der einzelnen Gleichgewichtskonstanten ist.</p>  |
| 7.2.4.<br>Pufferlösungen | Zusammensetzung und chemische Eigenschaften | <p><b>Schreiben</b> der ausgeglichenen chemischen Gleichung für die Reaktion von Säuren mit reaktiven Metallen, Metalloxiden, Metallhydroxiden, Hydrogencarbonaten und Carbonaten. </p> <p><b>Definieren</b> einer Pufferlösung als eine Lösung, die bei Zugabe begrenzter Mengen von starker Säure oder Base ihren pH-Wert nur geringfügig ändert. </p> <p><b>Aufstellen</b> die Reaktionsgleichung einer Pufferlösung mit einer Säure oder einer Base. </p> <p><b>Beschreiben</b> von drei Methoden zur Herstellung einer Pufferlösung. </p>  | <p>Salz und Wasser entstehen bei exothermen Neutralisationsreaktionen.</p> <p>Beachten, dass die Kontrolle des pH -Werts in lebenden Organismen wichtig ist, da viele Reaktionen nur in einem engen pH-Wert- Bereich stattfinden, z.B. Blut, Urin, intrazelluläre Flüssigkeit usw.</p> <p>Pufferlösungen verwenden, um ein pH-Meter zu kalibrieren.</p> <p>Methoden zur Herstellung von Puffern<br/>         Saure Puffer:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Schwache Säure und ihr Salz</li> <li>• Schwache Säure und starke Base</li> <li>• Salz der schwachen Säure mit starker Säure</li> </ul> |






| Unter-Thema<br>S7.2               | Inhalt                         | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|-----------------------------------|--------------------------------|--|---|
|                                   |                                | <p><b>Herstellen</b> einer Pufferlösung bei einem bestimmten pH-Wert anhand einer Liste von Säuren / Basen und deren Dissoziationskonstanten vor. </p> <p><b>Berechnen</b> des pH-Werts einer Pufferlösung aus einer monoprotischen Säure und ihrer konjugierten Base (saurer Puffer) oder aus einer monoprotischen Base und ihrer konjugierten Säure (basischer Puffer). </p> <p><b>Berechnen</b> der Konzentration der in einer Pufferlösung vorhandenen Stoffe. </p> <p><b>Erörtern</b>, dass der pH-Wert einer Pufferlösung von zwei Faktoren abhängt: </p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Dem Wert von <math>K_s</math> oder <math>K_b</math> („Grobabstimmung“)</li> <li>2. Dem Verhältnis <math>\frac{[konjugierte\ Base]}{[Säure]}</math> (Feinabstimmung)</li> </ol> <p><b>Angeben</b>, dass eine Pufferlösung nur im pH-Bereich <math>pK_s \pm 1</math> eine gute Pufferwirkung zeigt .</p> | <p>Basische Puffer:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Schwache Basis und ihr Salz</li> <li>• Schwache Base und starke Säure</li> <li>• Salz von schwacher Basis mit starker Basis</li> </ul> <p>Für die Berechnung das Massenwirkungsgesetz (ICE-Tabelle) oder die Henderson-Hasselbalch-Gleichung, <math>pH = pK_s + \log_{10} \frac{[Konjugierte\ Base]}{[Säure]}</math> verwenden.</p> <p>Berücksichtigen, dass die H-H-Gleichung für ein Puffersystem HA (aq) / A<sup>-</sup> (aq) auf zwei Näherungen über die im Gleichgewicht vorhandenen Stoffe basiert:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Alle A<sup>-</sup> (aq) -Ionen stammen aus dem Salz</li> <li>2. Alle HA-Moleküle in der Pufferlösung sind nicht dissoziiert.</li> </ol> |
| 7.2.5<br>Säure-Base<br>Titrations | Titration von Säuren und Basen | <p><b>Angeben</b>, dass bei jeder Titration die bekannte Konzentration einer Lösung verwendet wird, um die unbekannte Konzentration einer anderen Lösung zu bestimmen. </p>   | Begriffe von titrierenden und titrierten Reagenzien.  |









| Unter-Thema<br>S7.2 | Inhalt | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---------------------|--------|--|---|
|                     |        | <p><b>Zeichnen</b> eines typischen Versuchsaufbaus zur Titration. </p> <p><b>Formulieren</b> der Reaktionsgleichung für eine Titration. </p> <p><b>Durchführen</b> mindestens einer Titration aus:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Starke Säure mit starker Base</li> <li>- Schwache Säure mit starker Base</li> <li>- Schwache Base mit starker Säure</li> </ul> <p>unter Verwendung eines pH-Meters und eines Indikators. </p> <p><b>Zeichnen</b> einer Titrationskurve für die oben aufgeführten Titrationen, <math>\text{pH} = f(\text{zugegebenes Volumen})</math>. </p> <p><b>Definieren</b> des Äquivalenzpunktes. </p> <p><b>Bestimmen</b> des</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- pH-Wert am Äquivalenzpunkt</li> <li>- Halbäquivalenzpunkts</li> <li>- pH-Werts zu Beginn der Titration</li> </ul> <p>unter Verwendung von Titrationskurven. </p> <p><b>Skizzieren</b> der Titrationskurven für die oben aufgeführten Titrationen. </p> <p>Den Äquivalenzpunkt <b>definieren</b> und grafisch <b>bestimmen</b>.  </p> <p><b>Berechnen</b> der Konzentration einer Säure oder Base anhand der Titrationskurve. </p> | <p>Auf dem Schema sind anzugeben: Bürette, Magnetrührer, Magnetstab, Erlenmeyerkolben sowie der Titrant (Probelösung) und der Titrator (Maßlösung, auch Titrant oder Titrans).</p> <p>Titration von <math>\text{HCO}_3^-</math> in Mineralwasser, Abflussreiniger, Ethansäure in Essig, Milchsäure...</p> <p>Simulation der Säure-Base-Titration mit Indikator:<br/> <a href="https://chemdemos.uoregon.edu/Topics/Acids-and-Bases">https://chemdemos.uoregon.edu/Topics/Acids-and-Bases</a></p> <p>Verwenden von handgezeichneten Titrationskurven, Verwenden von Computern oder GeoGebra, um eine Titrationskurve zu erstellen.</p> |











| Unter-Thema<br>S7.2 | Inhalt | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|---------------------|--------|---|--|
|                     |        | <p><b>Vorhersagen</b> und <b>Erklären</b> des pH-Wertes am Äquivalenzpunkt (sauer, neutral oder basisch). </p> <p><b>Berechnen</b> des pH-Werts am Äquivalenzpunkt. </p> <p><b>Definieren</b> eines Indikators als schwaches Säure-Base-Paar, das in seiner neutralen (HIn) und ionischen (In<sup>-</sup>) Form unterschiedliche Farben zeigt und daher eine Farbänderung innerhalb eines bestimmten pH-Bereichs aufweist. </p> <p><b>Erörtern</b>, dass ein Indikator verwendet wird, um den Äquivalenzpunkt durch eine Farbänderung zu bestimmen. </p> <p><b>Hervorheben</b> des Unterschieds zwischen Äquivalenzpunkt und Endpunkt. </p> <p><b>Feststellen</b> der Beziehung zwischen der Farbänderung und dem pK<sub>in</sub> des Indikators an.</p> <p><b>Angeben</b> der Beziehung zwischen dem pH-Wert am Äquivalenzpunkt und der Wahl des Indikators an. </p> <p><b>Identifizieren</b> der Pufferzone in der Titrationskurve einer Titration mit schwacher Säure / starker Base und starker Säure / schwacher Base. </p> <p><b>Angeben</b> der Beziehung zwischen dem pH-Wert am Halbäquivalenzpunkt und dem pK<sub>s</sub> der schwachen Säure und dem pK<sub>b</sub> ihrer konjugierten Base oder umgekehrt. </p> | <p>Der Indikator wird so gewählt, dass der pH-Wert am Äquivalenzpunkt im Umschlagbereich des Indikators liegt.</p> |

## Thema 7.3: Elektrochemie









| Unter-Thema<br>S7.3                      | Inhalt           | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|--|------------------|--|---|
| 7.3.1<br>Grundlagen der<br>Elektrochemie | Oxidationszahlen | <p><b>Beschreiben</b>, dass sich die Elektrochemie mit der Umwandlung von elektrischer und chemischer Energie befasst. </p> <p>Oxidation und Reduktion <b>definieren</b>. </p> <p>Eine Redoxreaktion <b>definieren</b>. </p> <p>Die Oxidationszahl <b>definieren</b>. </p> <p>Die Oxidationszahlen für einfache, Moleküle und für mehratomige Ionen <b>bestimmen</b>. </p> <p>Redoxreaktionen anhand der Oxidationszahlen erkennen. </p>   | <p>Thermit-Verfahren, Aluminium oder Zink in Kupfersulfat-Lösung</p> <p>Verdrängungsreaktionen von Metallen (e.g. Zn with Cu<sup>2+</sup>, Mg with Cu<sup>2+</sup>, et al.)</p>   |
|  | Redox-Paare      | <p>Reduktionsmittel und Oxidationsmittel <b>definieren</b>. </p> <p><b>Schreiben</b> des Oxidationsmittels und Reduktionsmittels als Redoxpaar. </p>   |   |
|  | Redoxgleichungen | <p><b>Aufstellen</b> der Gleichungen für die Oxidationsteilreaktion und die Reduktionsteilreaktion sowohl in sauren als auch in basischen Lösungen:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Oxidation: Red <math>\rightleftharpoons</math> Ox + ne<sup>-</sup></li> <li>• Reduction: Ox + ne<sup>-</sup> <math>\rightleftharpoons</math> Red </li> </ul> <p><b>Identifizieren</b> des Reduktions- und Oxidationsprozesses.</p> <p><b>Aufstellen</b> der Gesamtgleichung für eine Redoxreaktion unter sauren oder basischen Bedingungen sowohl nach der Teilreaktionsmethode als auch nach der Oxidationszustandsmethode. </p> <p><b>Identifizieren</b> des Reduktionsmittels und des Oxidationsmittels in der chemischen Gleichung. </p> <p><b>Erkennen</b> und <b>Ausgleichen</b> von Disproportionierungsreaktionen.  </p> | <p>Vermeiden von Gleichheitszeichen für Teilgleichungen stattdessen sollten Gleichgewichtspfeile verwendet werden.</p> <p>Praktisch zur Unterscheidung zwischen Aldehyden und Ketonen durch Oxidation. Kennen der Ergebnisse von Experimenten mit Fehling- und Tollens-Reagenzien.</p> <p>Beispiel: Bleichmittel-Synthese</p> |

| Unter-Thema<br>S7.3                     | Inhalt             | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|---|--------------------|--|--|
| 7.3.2<br>Elektrochemische<br>Zellen (I) | Galvanische Zellen | <p><b>Definieren</b> einer galvanischen Zelle als ein Gerät, das auf einer spontanen chemischen Reaktion basiert, die Strom erzeugen kann.</p>  <p><b>Bauen</b> von einfachen elektrochemischen Zellen und Batterien und <b>messen</b> ihrer Potentialdifferenz. </p> <p><b>Zeichnen</b> eines Diagramms, um eine bestimmte galvanische Zelle darzustellen. <b>Zeigen</b> des Elektronenflusses, angeben der Polarität und des Elektrodentyps (Anode oder Kathode). </p> <p><b>Veranschaulichen</b> der Funktion der Salzbrücke und erklären der Bewegung von Ionen. </p> <p><b>Schreiben</b> und <b>identifizieren</b> der ausgeglichenen chemische Halb- und Gesamtgleichungen für die an den Elektroden ablaufenden Reaktionen.</p>  | <p>Unter Verwendung von Metallen wie Zn, Cu, Al, Pb et al. Messen der Spannung und des Stroms sowohl von einzelnen Zellen als von Batterien aus mehreren Zellen.</p> <p>Computer-Simulation:<br/> <a href="https://pages.uoregon.edu/tgreenbo/voltaicCellEMF.html">https://pages.uoregon.edu/tgreenbo/voltaicCellEMF.html</a></p> <p>Verwenden der Standardzellen-Schreibweise, um die Zelle zu beschreiben.</p> <p>Anwenden des Wissens über galvanische Zellen auf einige gängige Arten von kommerziellen Zellen, z. Kohlenstoff-Zink-Trockenzellen, alkalische Zellen, Zinkchloridzellen, Quecksilberzellen, Silberoxidzellen, Li-Ionen-Zellen, Brennstoffzellen und andere</p> |









| Unter-Thema<br>S7.3 | Inhalt  | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---------------------|---|--|---|
|                     | Standard-Elektrodenpotential                                | <p>Standardbedingungen <b>definieren</b> (Druck: 100 x kPa, 1 mol/dm<sup>3</sup> für alle Reaktionspartner, Temperatur: 25 °C=298,15 K) </p> <p>Die Standard-Wasserstoffelektrode (SHE) <b>beschreiben</b> und <b>angeben</b>, dass das Standardpotential dieser Halbzelle laut Konvention <math>E^\circ=0,00V</math> beträgt. </p> <p>Das Standard-Redoxpotential <math>E^\circ</math> als Maß für das Elektrodenpotential in Bezug auf die Standard-Wasserstoffelektrode <b>definieren</b>. </p>  | <p>Streng genommen sollten sich Standardbedingungen eher auf die Aktivität der Stoffe als auf die Konzentrationen der Stoffe beziehen.</p> <p>Von den Schülern wird nicht erwartet, dass sie die Standard-Wasserstoffelektrode auswendig lernen, sie müssen jedoch in der Lage sein, ihre Funktionsweise zu verstehen und zu erklären.</p> <p>Die Nernst-Gleichung ist nicht erforderlich.</p> <p>Erklären, wie eine pH-Meter-Sonde funktioniert, und die Notwendigkeit einer Kalibrierung mit Pufferlösungen unterstreichen.</p> <p>Praktisch <math>E^\circ</math> einiger Redoxpaare bestimmen.</p> |
|                     | Zellspannung  | <p>Standard-Elektrodenpotentialtabellen zur Berechnung der Zellspannung <b>verwenden</b>. (<math>E_{Zell}^\circ</math> oder ähnliches): <br/> <math display="block">E_{Zell}^\circ = E_{Kathode}^\circ - E_{Anode}^\circ</math></p> <p>Die Verwendung von inerten Elektroden in Batterien <b>begründen</b>. </p> <p>Die Menge des gebildeten Produkts oder verbrauchten Edukts, die Menge des erzeugten Stroms und die Betriebszeit der Zelle mit Hilfe des Faraday'schen Gesetzes <b>berechnen</b>. </p> $Q = I \cdot t = n(e^-) \cdot F.$ |   |
|                     | Relative Stärke von Oxidationsmitteln und Reduktionsmitteln | <p>Einordnung der Stärke von Oxidations- und Reduktionsmitteln anhand ihrer <math>E^\circ</math> - Werte. </p> <p><b>Angeben</b>, dass das Reduktionsmittel umso stärker ist, je schwächer das Oxidationsmittel ist. </p>  |   |











| Unter-Thema<br>S7.3                   | Inhalt      | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|---------------------------------------|-------------|--|--|
|                                       |             | <p><b>Einordnen</b> der Stärke von Oxidations- und Reduktionsmitteln anhand ihrer Reaktionen. </p>  |  |
| 7.3.3<br>Elektrochemische Zellen (II) | Elektrolyse | <p><b>Angeben</b>, dass für spontane Reaktionen gilt: <math>E_{Zell}^{\circ} &gt; 0</math>. </p> <p>Anhand der <math>E^{\circ}</math>-Werte <b>vorhersagen</b>, ob eine Redoxreaktion spontan ist. </p> <p>Die Elektrolyse als ein Vorgang <b>definieren</b>, das elektrische Energie zum Ablauf nicht spontaner Reaktionen verwendet. </p> <p>Elektrolysen von wässrigen Salzlösungen <b>durchführen</b>. </p> <p>Ein Diagramm zur Darstellung einer bestimmten Elektrolysezelle <b>zeichnen</b>. </p> <p>Die Polarität der Elektroden und den Elektrodentyp (Anode oder Kathode) <b>angeben</b>. </p> <p>Die Bewegung von Ionen und Elektronen in der Elektrolysezelle <b>beschreiben</b> und <b>diskutieren</b>. </p> <p>Die Produkte der Elektrolyse <b>vorhersagen</b>. </p> <p>Ausgeglichene chemische Halb- und Gesamtgleichungen für die an den Elektroden (Anode und Kathode) ablaufenden Reaktionen <b>aufstellen</b>. </p> | <p>z. B. Wasser, Zinkiodid, Kupfersulfat mit verschiedenen Elektrodentypen usw.</p> <p>Industrielle Anwendungen betrachten wie:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Elektrolyse von geschmolzenem und wässrigem NaCl</li> <li>- Gewinnung von Aluminium</li> <li>- Reinigung von Metallen</li> </ul> <p>Das Konzept der Überspannung kann eingeführt werden, ist jedoch nicht erforderlich.</p> |
















| Unter-Thema<br>S7.3        | Inhalt                        | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|----------------------------|-------------------------------|--|---|
|                            | Stöchiometrie der Elektrolyse | <p>Die minimale theoretische Spannung, die zum Betrieb der Zelle erforderlich ist, <b>berechnen.</b> </p> <p>Den Galvanisierungsprozess <b>erklären.</b> </p> <p>Die Menge des gebildeten Produkts oder verbrauchten Edukts, die Menge des verbrauchten Stroms und die Betriebszeit der Zelle mit Hilfe des Faraday'schen Gesetzes <b>berechnen.</b> </p>   | <p>Galvanisieren von Eisen mit Kupfer.</p> <p>Das Wissen über galvanische Zellen und Elektrolysezellen auf einige gängige Arten von Sekundärzellen anwenden.<br/>z.B. Blei-Säure-Batterie, Ni-Cd, Ni-Metallhydrid, Li-Ion und / oder andere.</p>  |
| 7.3.4.<br>Redox -Titration | Titration                     | <p><b>Erörtern</b>, dass eine Redox titration eine Art von Titration ist, die auf einer Redoxreaktion zwischen dem Titriermittel (bekannt) und dem Analyten (unbekannt) basiert. </p> <p>Die ausgeglichene Gleichung für eine Redox titration Reaktion <b>aufstellen.</b> </p> <p>Mindestens eine direkte Titration und eine Rücktitration <b>durchführen.</b> </p> <p>Berechnungen unter Verwendung von Redox titration Daten <b>durchführen</b>, um die Reinheit der Substanz (en) und die Menge / Konzentration der Edukte und / oder Produkte zu bestimmen.<br/></p> <p>Die Farbänderung am Äquivalenzpunkt bei Verwendung von angesäuertem <math>\text{MnO}_4^-</math>-Ionen oder von Iod in Anwesenheit von Stärke <b>angeben.</b> </p> | <p>Titration von: <math>\text{Fe}^{2+}</math> mit <math>\text{MnO}_4^-</math>; <math>\text{I}_2</math> mit <math>\text{S}_2\text{O}_3^{2-}</math> (mit Hilfe von Stärke); Vitamine C, Bleichmittel, Oxalsäure mit <math>\text{MnO}_4^-</math>, von <math>\text{O}_2</math> im Wasser...</p> |












## Thema 7.4: Organische Chemie











| Unter-Thema S7.4  | Inhalt  | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge                     |
|---|---|--|---|
| 7.4.1<br>Grundlegende Konzepte von organischen Reaktionsmechanismen | Schreibweise mit Elektronenverschiebungspfeilen | Gebogene Pfeile <b>verwenden</b> , um die Bewegung von Elektronen in Reaktionsmechanismen darzustellen.   |   |
|   | Reaktive Zwischenstufen                         | Die Stabilität von Zwischenprodukten, die bei der Heterolyse kovalenter Bindungen gebildet werden, anhand der Art der Atome oder der Gruppe von Atomen, die an das Kohlenstoffatom gebunden sind, <b>erklären</b> .    | Nur das Carbokation wird berücksichtigt.              |
|   | Elektronische Effekte                           | <b>Diskutieren</b> , wie die elektronischen Eigenschaften von Atomen oder Atomgruppen dazu beitragen, die Reaktionen organischer Verbindungen vorherzusagen. <br><b>Beschreiben</b> , dass die beiden Faktoren, die die elektronischen Eigenschaften von Atomen oder Gruppen von Atomen beeinflussen, induktive und mesomere Effekte sind. <br>Den induktiven Effekt in Bezug auf elektronegative Unterschiede, die zwischen Atomen oder Atomgruppen bestehen, mit dem sich daraus ergebenden Drücken und Ziehen von Elektronen in den $\sigma$ -Bindungen von Molekülen (z. B. Halogenen, Alkylgruppen, Hydroxylgruppen usw.) <b>erklären</b> .  |   |
|   | Sterische Effekte                               | Den mesomeren Effekt in Bezug auf die $\pi$ Elektronen-Delokalisierung <b>erklären</b> . <br><b>Erörtern</b> , wie die Größe der Substituenten die Stabilität und Reaktivität von Ionen und neutralen Molekülen beeinflusst.    | Eine Hyperkonjugation wird nicht in Betracht gezogen. |










| Unter-Thema<br>S7.4 | Inhalt   | Lernziele und Einschränkungen   | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge |
|---------------------|--|---|-----------------------------------|
|                     | Nukleophile und Elektrophile   | <p><b>Feststellen</b>, dass Nukleophile negativ geladene Ionen oder neutrale Moleküle sind, die ein Elektronenpaar zur Bildung einer kovalenten Bindung abgeben. </p> <p><b>Feststellen</b>, dass Elektrophile positiv geladene Ionen oder neutrale Moleküle sind, die ein Elektronenpaar unter Bildung einer kovalenten Bindung aufnehmen. </p>  |                                   |
|                     | Mechanismen der nukleophilen Substitutionsreaktionen ((S <sub>N</sub> 1 oder S <sub>N</sub> 2) | <p>Die nukleophilen Substitutionsmechanismen (S<sub>N</sub>1 oder S<sub>N</sub>2) mit Hilfe von Elektronenverschiebungspfeilen <b>vorhersagen</b> und <b>darstellen</b>.  </p> <p>Faktoren, die Einfluss darauf haben, ob S<sub>N</sub>1- oder S<sub>N</sub>2-Mechanismen ablaufen, wie sterische Hinderung oder Stabilität des Carbokations, <b>erklären</b>. </p> <p>Die ausgeglichene Gleichung für eine Substitutionsreaktion <b>aufstellen</b>. </p> |                                   |
|                     | Mechanismen von Eliminierungsreaktionen (E1 oder E2)   | <p>Die Mechanismen von E1- und E2-Eliminierungsreaktionen mit Hilfe von Elektronenverschiebungspfeilen (nur bei Alkoholdehydratation) <b>vorhersagen</b> und <b>darstellen</b>.  </p> <p>Die Faktoren, die beeinflussen, ob der E1- oder E2-Mechanismus abläuft, <b>erklären</b>, wie z.B. die sterische Hinderung oder die Stabilität des Carbokations. </p> <p>Die Reaktionsgleichung der Eliminierungsreaktion <b>aufstellen</b>. </p>     |                                   |

| Unter-Thema<br>S7.4                                      | Inhalt   | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|--|----------|--|-------------------------------------|
| 7.4.2<br>Sauerstoffhaltige<br>organische<br>Verbindungen | Alkohole | <p>Primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole <b>definieren</b> und <b>angeben</b>.<br/>  </p> <p>Die Nomenklatur der Alkohole von C1 bis C10 und die physikalischen Eigenschaften <b>wiedergeben</b>. </p> <p><b>Erklären</b>, dass Alkohole Eliminierungs- und Substitutionsreaktionen eingehen. </p> <p>Die ausgeglichene Gleichung <b>aufstellen</b>: </p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Intermolekulare Dehydratisierung (Dehydration), die einen Ether ergibt (130°C - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)</li> <li>- Intramolekulare Dehydratisierung (Dehydration), die ein Alken ergibt (170°C - Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)</li> </ul> | Lucas-Test (Zn <sup>2+</sup> / HCl) |







| Unter-Thema<br>S7.4 | Inhalt              | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|---------------------|---------------------|--|--|
|                     | Aldehyde und Ketone | <p>Physikalische Eigenschaften von Aldehyden und Ketonen <b>wiedergeben.</b> </p> <p><b>Erklären</b>, dass bei der Oxidation von primären Alkoholen zu Aldehyden (bei Begrenzen des Oxidationsmittels). </p> <p><b>Erklären</b>, dass bei der Oxidation von sekundären Alkoholen Ketone entstehen. </p> <p>Die ausgeglichenen Gleichungen für die Oxidation von primären und sekundären Alkoholen <b>schreiben.</b> </p> <p><b>Erklären</b>, dass die Oxidation eines tertiären Alkohols unter normalen Bedingungen nicht stattfindet. </p> <p>Die ausgeglichene Gleichung für die Oxidation von Aldehyden unter alkalischen Bedingungen mit Fehling- und Tollens-Reagenz <b>aufstellen</b>, wenn die Reduktionsteilgleichung angegeben ist. </p> <p>Die Beobachtungen und Ergebnisse von Experimenten mit Fehling- und Tollens-Reagenz <b>angeben.</b> </p> <p>Den Mechanismus für die nukleophile Addition eines Cyanidions an eine Carbonylgruppe mit geschweiften Pfeilen <b>zeichnen.</b> </p> | <p>Vorkenntnisse aus S6.</p> <p>Dehydratisierung von Ethanol in einem Reagenzglas, Hitze, Baumwolle, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> und Charakterisierung mit Br<sub>2</sub>.</p> <p>Vorkenntnisse aus S6.</p> <p>Experiment zur Unterscheidung zwischen Aldehyden und Ketonen durch Oxidation.</p> |

| Unter-Thema<br>S7.4 | Inhalt       | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|---------------------|--------------|--|--|
|                     | Carbonsäuren | <p>Die ausgeglichene Gleichung für die Reaktion von Aldehyden zu Carbonsäuren <b>aufstellen</b>. </p> <p>Die Nomenklatur der Carbonsäuren von C1 bis C10 und die physikalischen Eigenschaften <b>wiedergeben</b>. </p> <p><b>Erklären</b>, dass Carbonsäuren schwache Säuren sind. </p> <p>Den Einfluss induktiver / mesomerer Effekte von Substituenten auf die Stärke von Carbonsäuren diskutieren. </p> <p><b>Erörtern</b>, dass der Schlüsselfaktor bei der Bestimmung des Säuregehalts die Stabilität der konjugierten Base (Carboxylation) ist. </p> <p>Die Stärken von Carbonsäuren anhand ihres <math>K_s</math>- oder <math>pK_s</math>-Werte <b>vergleichen</b>. </p> | Vorkenntnisse aus der S6   |
|                     | Ester        | <p>Die ausgeglichene Gleichung der Esterbildung aus Carbonsäuren und Alkoholen <b>aufstellen</b>. </p> <p>Die Synthese eines Esters <b>durchführen</b>. </p> <p>Den Einfluss der experimentellen Bedingungen auf die Ausbeute des Esters (Prinzip von Le Chatelier) <b>diskutieren</b>. </p>   | <p>Estersynthese unter Verwendung beider Versuchsanordnungen:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Kochen unter Rückfluss und anschließende Trennung (z. B. 3-Methylbutylethanoat)</li> <li>- Direkte Destillation des gebildeten Esters (z. B. Ethylmethanoat)</li> </ul> |
|                     | Polyester    | <p>Die Bildung von Polyestern durch Kondensation von Diolen und Dicarbonsäuren <b>beschreiben</b>. </p> <p>Die Wiederholungseinheiten <b>zeichnen</b>, und die chemische Gleichung für die Bildung eines Polymers mit wenigen Monomeren (Trimer, Tetramer ...) <b>aufstellen</b>. </p>   | Es ist zu beachten, dass Polyester viele Verwendungszwecke haben, abhängig davon, wie sie hergestellt wurden und welche Orientierung die Polymerketten haben. (Flaschen, Fasern, Filme)  |

| Unter-Thema<br>S7.4                                | Inhalt                                    | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge  |
|--|---|--|--|
|  | Synthese von Aspirin                      | Die ausgeglichene Gleichung der ASS (Aspirin)- Synthese <b>aufstellen</b> , wenn die Strukturformel von Acetylsalicylsäure gegeben ist.   | Experiment: Synthese von Aspirin. Die Reinheit von synthetisiertem Aspirin mit handelsüblichem Aspirin vergleichen (d. H. Schmelzpunkt, Titration und spektroskopischer Untersuchungen). |
|  | Gesättigte und ungesättigte Fette und Öle | <b>Angeben</b> , dass Fette und Öle Triester von Propan-1,2,3-triol (Glycerin) und langkettigen Fettsäuren sind. <br><br>Gesättigten und ungesättigten Fettsäuren anhand ihrer Formeln <b>unterscheiden</b> . <br><br>Den Unterschied in den Schmelztemperaturen von Fetten und Ölen in Bezug auf den Sättigungsgrad bzw. Ungesättigtheitsgrad <b>erklären</b> .   | Die gesundheitlichen Auswirkungen von gesättigten und ungesättigten cis- und trans- Fettsäuren besprechen. Nachhaltigkeit und Umweltauswirkungen von Palmöl                              |
|  | Seifen und Reinigungsmittel               | Die ausgeglichene chemische Gleichung für eine Verseifungsreaktion <b>erstellen</b> . <br><br><b>Beschreiben</b> , dass der Tensidcharakter (grenzflächenaktive Natur) von Seifen und Waschmitteln es den Molekülen ermöglicht, in bestimmte Materialien einzudringen und diese zu benetzen. <br><br>Die Reinigungseigenschaften von Seifen anhand ihrer chemischen Struktur, die sowohl hydrophiles als auch hydrophobes Verhalten zeigt, <b>erklären</b> .  | Experiment: Synthese einer Seife.<br><br>Praktische Demonstration der Waschmitteleigenschaften einer Seife unter verschiedenen Bedingungen.  |
| 7.4.3<br>Stickstoffhaltige organische Verbindungen | Amine                                     | <b>Wiedergabe</b> , dass Amine wie Ammoniak aufgrund des am Stickstoff vorhandenen Elektronenpaars basische Verbindungen sind. <br><br>Amine als primäre, sekundäre und tertiäre Amine <b>klassifizieren</b> . <br><br>Die primären Amine bis C6 <b>benennen</b> .    | Von allen von der IUPAC akzeptierten Namen werden systematische Namen bevorzugt, bei denen dem Namen des   |

| Unter-Thema<br>S7.4 | Inhalt      | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge   |
|---------------------|-------------|--|---|
|                     |             | <p><b>Diskutieren</b>, dass die Basizität von Aminen mit zunehmender negativer Ladung des Stickstoffs erhöht wird, wodurch die positive Ladung in der konjugierten Säure (+ I- und / oder + M-Gruppen) stabilisiert werden kann. </p> <p>Den Einfluss von Substituenten auf die Basizität von primären, sekundären und aromatischen Aminen <b>vergleichen</b>. Die induktiven und mesomeren Effekte berücksichtigen, um Unterschiede in <math>K_b</math> (und <math>pK_b</math>) zu erklären. </p>   | <p>Alkans das Suffix: -amin hinzugefügt wird: Methanamin, Ethanamin</p> <p>Vergleichen der Basizität von Ammoniak, primären Aminen, sekundären Aminen und aromatischen Aminen.</p> <p>In tertiären Aminen vorhandene sterische Effekte machen es schwierig, sie in Bezug auf die Basizität einzustufen.</p> |
|                     | Amide       | <p><b>Identifizieren</b>, dass Amide organische Verbindungen sind, die die Gruppe -CO-NH- enthalten.</p> <p><b>Wiedergabe</b>, dass Amide aufgrund der -I und -M-Effekte der benachbarten C=O Gruppe und der Delokalisierung des nicht-bindenden Elektronenpaar des Stickstoffs in die pi-Bindung des Carbonyls viel weniger basisch als Amine sind. </p>   | Kenntnisse aus der S6.  |
|                     | Aminosäuren | <p>Die funktionellen Gruppen in der Struktur einer <math>\alpha</math>-Aminosäure <b>identifizieren</b> und <b>benennen</b>. </p> <p>Die einfachen Aminosäuren bis C6 nach IUPAC-Regeln <b>benennen</b>. </p> <p>Die ausgeglichene Gleichung der Reaktion einer Aminosäure mit Wasser, Säuren oder Basen <b>erstellen</b>, um ihren amphoteren Charakter zu veranschaulichen. </p> <p>Die Bildung von Zwitterionen <b>erklären</b>. </p> <p>Die physikalischen Eigenschaften von Aminosäuren (Löslichkeit in polaren und unpolaren Lösungsmitteln und Schmelztemperatur) <b>erklären</b>. </p> <p>Den isoelektrischen Punkt (IEP) einer Aminosäure als den pH-Wert, bei dem die Aminosäure elektrisch neutral ist, <b>definieren</b>. </p> | Bedeutung der essenziellen Aminosäuren.   |



| Unter-Thema<br>S7.4 | Inhalt         | Lernziele und Einschränkungen  | Konzepte, Aktivitäten, Vorschläge |
|---------------------|----------------|--|-----------------------------------|
|                     |                | <p>Den pH-Wert und den isoelektrischen Punkt <b>vergleichen</b>, um die in Lösung dominante Spezies zu bestimmen. </p> <p>Die Chiralität von Aminosäuren <b>identifizieren</b>. </p> <p>Die Enantiomere einer Aminosäure mithilfe einer stereochemischen 3D-Darstellung <b>zeichnen</b>. </p>   |                                   |
|                     | Polymerisation | <p>Die Gleichung für Polypeptide, die durch Kondensation von Aminosäuren gebildet werden (begrenzt auf drei Aminosäuren), <b>schreiben</b>. </p> <p>Die Wiederholungseinheit in einem Polypeptid <b>identifizieren</b>. </p> <p>Die Peptidbindung in einem Polypeptid <b>identifizieren</b>. </p> |                                   |

## 5. Beurteilung

Für jedes Niveau gibt es Leistungsdeskriptoren, die in der folgenden Tabelle angeführt und nach den Kompetenzen erklärt sind. Sie geben eine Vorstellung vom Niveau, das Schüler/innen erreichen müssen. Sie geben auch eine Vorstellung von der Art der Beurteilungen, die durchgeführt werden können.

Die Kompetenzen sind in einer Tabelle als Reihe von Verben ausgedrückt, die eine Vorstellung davon geben, welche Art von Beurteilung verwendet werden kann, um dieses Ziel zu beurteilen. In der Tabelle mit Lernzielen sind diese Verben verwendet und fett gedruckt, sodass eine direkte Verbindung zwischen den Kompetenzen und den Lernzielen sichtbar ist.

Formative Beurteilung findet in fast jeder Stunde des Schuljahres statt und sollte Folgendes umfassen:

- Laborberichte
- Präsentationen
- Tests zum Fachinhalt
- Tests über praktische Fertigkeiten
- Selbst- und Peer-Beurteilung

Die Beurteilung der Kenntnisse über Inhalte kann mithilfe schriftlicher Fragen erfolgen, die der/die Schüler/in beantworten muss. Das kann zum Teil mit Multiple Choice erfolgen, aber Kompetenzen wie der Aufbau von Erklärungen und Argumentation sowie Schlüsselkompetenzen wie Kommunikations- und mathematische Kompetenz erfordern offene Fragen oder andere Arten der Beurteilung.

Ein Auftrag, bei dem die Schüler/innen ihr Faktenwissen einsetzen müssen, um einen Artikel oder Poster zu einem (breiteren) Thema zu erstellen, kann auch verwendet werden, um die Fähigkeit zu beurteilen, Daten kritisch zu analysieren und Konzepte in unbekanntem Situationen einzusetzen sowie logisch und präzise über das Thema zu kommunizieren.

Die Schüler/innen müssen in der Lage sein, eine (experimentelle) Untersuchung durchzuführen. Eine (offene) Untersuchung sollte Teil der Beurteilungen sein. Die Beurteilung von Entwurf und Untersuchung kann mit anderen Fächern kombiniert werden.

Computerkompetenz kann durch Arbeiten mit Kalkulationsblättern, die Sammlung von Informationen aus dem Internet, die Messung von Daten mit Messprogrammen und Hardware, den Entwurf einer Theorie am Computer und den Vergleich der Ergebnisse eines Modells mit den gemessenen Daten beurteilt werden. Kombinieren Sie das mit anderen Beurteilungen, wo diese Kompetenz notwendig ist.

Für alle Beurteilungen ist die Notenskala der Europäischen Schulen zu verwenden, wie beschrieben in den „*Leitlinien für die Verwendung des neuen Notensystems der Europäischen Schulen*“ (Az.: 2017-05-D-29-de-8).

## 5.1. Leistungsdeskriptoren – Chemie

|   | <b>A</b><br>(9,0-10 –<br>Ausgezeichnet)   | <b>B</b><br>(8,0-8,9 – Sehr<br>gut)  | <b>C</b><br>(7,0-7,9 –<br>Gut)   | <b>D</b><br>(6,0-6,9 –<br>Befriedigend)   | <b>E</b><br>(5,0-5,9 –<br>Ausreichend)  | <b>F</b><br>(3,0-4,9 –<br>Mangelhaft/<br>Minderleistung)   | <b>FX</b><br>(0-2,9 –<br>Ungenügend/<br>Minderleistung)  |
|---|---|--|--|---|---|--|--|
| <b>Fachkenntnisse<br/>und Verständnis</b> | Zeigt umfassendes Sachwissen und beherrscht und nutzt naturwissenschaftliche Konzepte und Prinzipien umfassend.   | Zeigt ein sehr breites Sachwissen und beherrscht und nutzt naturwissenschaftliche Konzepte und Prinzipien.                             | Zeigt ein breites Sachwissen und gutes Verständnis für wesentliche naturwissenschaftliche Konzepte und Prinzipien. | Zeigt ein angemessenes Wissen von Fakten und Definitionen sowie angemessenes Verständnis für grundlegende naturwissenschaftliche Konzepte und Prinzipien. | Kann grundlegende Begriffe, Fakten und Definitionen wiedergeben und versteht lediglich grundlegende naturwissenschaftliche Konzepte und Prinzipien. | Kann Sachinformationen in geringem Maße wiedergeben und zeigt ein begrenztes Verständnis für naturwissenschaftliche Konzepte und Prinzipien. | Kann Sachinformationen in sehr geringem Maße wiedergeben und zeigt ein sehr begrenztes Verständnis für naturwissenschaftliche Konzepte und Prinzipien. |
| <b>Anwendung</b>                          | Stellt Verbindungen zwischen verschiedenen Teilen des Lehrplans her, wendet Konzepte auf ein breites Spektrum von unbekanntem Situationen an und macht angemessene Voraussagen. | Stellt Verbindungen zwischen verschiedenen Teilen des Lehrplans her und wendet Konzepte und Prinzipien auf unbekanntem Situationen an. | Ist in der Lage, Kenntnisse auf unbekanntem Situationen anzuwenden.  | Ist in der Lage, Kenntnisse auf ähnliche Situationen anzuwenden.  | Kann grundlegende Kenntnisse auf ähnliche Situationen anwenden.   | /  | /  |
| <b>Bewertung und<br/>Beurteilung</b>      | Ist fähig, komplexe Daten detailliert auszuwerten, zu erklären und zu beurteilen.   | Analysiert, beurteilt und erklärt komplexe Daten richtig und vollständig.  | Fertigt richtige und vollständige Auswertungen sowie Erklärungen von einfachen Daten an.                           | Fertigt grundlegende Auswertungen und Erklärungen von einfachen Daten an.   | Kann bei vorgegebener Struktur einfache Daten auswerten und erklären.   | Kann Daten nur mit deutlicher Anleitung nutzen.  | Ist nicht in der Lage, Daten angemessen zu nutzen.   |

|   |  |  |  |  |   |  |  |
|---|--|--|--|--|---|--|--|
|   |  |  |  |  |   |  |  |
| <b>Experimentelle Arbeit und Einsatz von Technologien</b>             | Plant und führt Untersuchungen aus, unter Nutzung umfassender Methoden, wobei Aspekte der Sicherheit und Ethik beachtet werden. Formuliert Hypothesen. | Plant und führt Experimente mit geeigneten Techniken aus, ist sich der Anforderungen an die Sicherheit bewusst. Beachtet ethische Aspekte. | Folgt einer schriftlichen Anweisungen genau, fertigt Beobachtungsprotokolle an und präsentiert diese mit unterschiedlichen Methoden. | Folgt schriftlichen Anweisungen genau und fertigt Beobachtungsprotokolle an.   | Folgt schriftlichen Anweisungen genau und macht grundlegende Beobachtungen.   | Hat Schwierigkeiten, ohne Betreuung schriftlichen Anweisungen zu folgen.   | Ist nicht in der Lage, schriftlichen Anweisungen genau zu folgen.            |
| <b>Kommunikation (mündlich und schriftlich) unter Einsatz von ICT</b> | Kommuniziert fachlich korrekt unter richtiger Anwendung der Fachsprache. Zeigt eine sehr gute Fähigkeit zur Darstellung.                               | Kommuniziert fachlich korrekt unter richtiger Anwendung der Fachsprache. Zeigt eine sehr gute Fähigkeit zur Darstellung.                   | Kommuniziert meist fachlich korrekt unter richtiger Anwendung der Fachsprache. Zeigt gute Fähigkeit zur Darstellung                  | Die Darstellungen sind überwiegend strukturiert und benutzt grundlegende Fachbegriffe. Zeigt zufriedenstellende Fähigkeiten zur Darstellung. | Benutzt grundlegende Fachbegriffe, aber den Darstellungen fehlt es an Struktur oder Klarheit. Zeigt zufriedenstellende Fähigkeiten zur Darstellung. | Die Darstellungen sind grundsätzlich unzureichend oder unvollständig bei schlechter Nutzung der Fachsprache. Noch akzeptable Mängel bei den Fähigkeiten zur Darstellung. | Besitzt völlig unzureichende Fähigkeiten zur Darstellung und Kommunikation . |
| <b>Engagement und Zusammenarbeit</b>                                  | Zeigt Initiative in der Zusammenarbeit. Hervorragendes Engagement in allen Bereichen der Facharbeit.   | Arbeitet konstruktiv in einem Team. Sehr gutes Engagement in allen Bereichen der Facharbeit.   | Arbeitet gut im Team. Durchweg gutes Engagement in allen Bereichen der Facharbeit.   | Arbeitet zufriedenstellend in einem Team. Regelmäßiges Engagement in Teilen der Facharbeit.  | Beteiligt sich an der Teamarbeit. Erkennbares Engagement in der Facharbeit.   | Benötigt Unterstützung während der Teamarbeit. Wenig Engagement.   | Zeigt keine Zusammenarbeit und kein Engagement.                              |

## 6. Anhang

### 6.1. Schriftliche Abiturprüfung

#### *Inhalt der Prüfung*

Die europäische Abiturprüfung im Fach Chemie ist eine Gesamtbewertung der drei Kompetenzen Wissen und Verstehen, Anwendung sowie Analyse und Bewertung. Die anderen Kompetenzen sollten durch Unterrichtsarbeit bewertet werden, insbesondere bei der Durchführung und Berichterstattung von Experimenten.

Die Prüfung besteht aus vier Fragen. Die Fragen A1 und A2 betreffen die anorganische Chemie. Die Fragen B1 und B2 betreffen die organische Chemie. Jede Frage deckt jede der drei Kompetenzen in etwa gleichem Umfang ab.

Die Prüfungsfragen basieren auf dem Lehrplan der S7-Chemie. Kenntnisse des S6-Lehrplans werden vorausgesetzt. Um die besten Noten zu erreichen, wird von den Schülern erwartet, Kenntnisse aus dem Lehrplan in Situationen anzuwenden, die im Lehrplan nicht ausdrücklich genannt sind.

#### *Fachspezifische Prüfungsmatrix*

| Frage                         | Kompetenz              | Gewichtung in % | Gewichtung in Punkten |
|-------------------------------|------------------------|-----------------|-----------------------|
| Frage A1, anorganische Chemie | Wissen und Verständnis | 25%             | 5-8                   |
|                               | Anwendung              | 50%             | 10-15                 |
|                               | Analyse und Bewertung  | 25%             | 5-8                   |
|                               | Gesamt A1              |                 | 25                    |
| Frage A2, anorganische Chemie | Wissen und Verständnis | 25%             | 5-8                   |
|                               | Anwendung              | 50%             | 10-15                 |
|                               | Analyse und Bewertung  | 25%             | 5-8                   |
|                               | Gesamt A2              |                 | 25                    |
| Frage B1, anorganische Chemie | Wissen und Verständnis | 25%             | 5-8                   |
|                               | Anwendung              | 50%             | 10-15                 |
|                               | Analyse und Bewertung  | 25%             | 5-8                   |
|                               | Gesamt B1              |                 | 25                    |
| Frage B2, organische Chemie   | Wissen und Verständnis | 25%             | 5-8                   |
|                               | Anwendung              | 50%             | 10-15                 |
|                               | Analyse und Bewertung  | 25%             | 5-8                   |
|                               | Gesamt B2              |                 | 25                    |
| Gesamtes Examen               |                        |                 | 100                   |

#### *Kriterien für die schriftlichen Prüfungsfragen*

- Die Frage zur Chemieprüfung sollte in den Lehrplänen enthalten sein.
- Die Frage zur Chemieprüfung sollte einen Kontext haben, eine Geschichte, die die Chemie mit einer realen Lebenssituation verbindet.
- Die Frage zur Chemieprüfung sollte einen breiten Bereich des Lehrplans abdecken.
- Die Frage zur Chemieprüfung sollte gute, klare, reproduzierbare Diagramme enthalten.
- Die Frage zur Chemieprüfung sollte jede der drei Kompetenzen Wissen und Verstehen, Anwendung sowie Analyse und Bewertung mit ungefähr gleichem Anteil abdecken.

- In der Chemieprüfung sollten Fragen in Unterfragen (a, b, c usw.) und Unterunterfragen (i, ii, iii usw.) unterteilt werden.
- Im Bewertungsschema für Chemieprüfungen wird jede Unterfrage (i, ii, iii usw.) einer der drei Kompetenzen **Wissen und Verstehen, Anwendung und Analyse und Bewertung** zugeordnet. Wenn mehr als ein Punkt vergeben wird, können diese auf mehr als eine Kompetenz verteilt werden.
- Das Bewertungsschema für Chemieprüfungen sollte nur ganze Noten enthalten.
- Die Frage zur Chemieprüfung sollte in allen Verkehrssprachen (Englisch, Französisch und Deutsch) erstellt werden, für die die Schule einen Sprachabschnitt hat.

## 6.2. Mündliche Abiturprüfung

### *Struktur und Lay-out*

Die Frage sollte klar und attraktiv in Struktur und Layout sein. Die angegebenen Informationen sollten relevant sein. Die Struktur der Frage sollte für den Schüler hilfreich und nicht verwirrend sein. Eine Anordnung von Unterfragen mit zunehmendem Schwierigkeitsgrad gibt den Schülern Vertrauen und hilft ihnen, erfolgreich zu antworten.

### *Inhalt*

Die Fragen sollten auf chemischem Material wie einem Experiment, Ergebnissen eines Experiments, Daten, Grafiken, chemischen Phänomenen, chemischen Formeln usw. basieren. Vermeiden Sie es, einen langen Text zu schreiben. Eine mündliche Prüfungsfrage sollte nicht mit einer schriftlichen Prüfungsfrage identisch sein! Eine mündliche Prüfung ist eine Diskussion. Die mündliche Prüfungsfrage ist der Ausgangspunkt für die Diskussion.

### *Lehrplan*

Die Frage muss mit den Lernzielen des Lehrplans übereinstimmen. Die Prüfung sollte sowohl anorganische als auch organische Aspekte des Lehrplans für S7-Chemie abdecken. Kenntnisse des S6-Lehrplans können vorausgesetzt werden.

### *Kompetenzen*

Die Frage sollte die drei Kompetenzen „Wissen und Verstehen“, „Anwendung“ und „Analyse und Bewertung“ abdecken, wie in den Leistungsbeschreibungen beschrieben.

### *Grammatik*

Die Fragen sollten nicht mit „Warum“ oder „Wie“ usw. beginnen und nicht mit einem Fragezeichen enden. Es ist besser, klare Anweisungen wie „Benennen“, „Beschreiben“, „Erklären“ oder „Diskutieren“ zu geben. Wenn eine Berechnung erforderlich ist, sollte dies explizit angefordert werden

### *Zeit*

Es muss dem Schüler möglich sein, die Fragen innerhalb der vorgegebenen Zeit (20 Minuten) zu beantworten.

### *Bewertung*

Die mündlichen Prüfungen werden anhand der folgenden vier Leistungsbeschreibungen bewertet.

| <b>Attainment descriptor *</b> | <b>Prozentsatz der Endnote</b> |
|--------------------------------|--------------------------------|
| Wissen & Verständnis           | 25%                            |
| Anwendung                      | 25%                            |
| Analyse & Bewertung            | 25%                            |
| Kommunikation                  | 25%                            |

\*Für eine weitere Beschreibung siehe die Leistungsbeschreibungen in Kapitel 5.1

### 6.3. Liste der 11 verpflichtenden Experimente

| Experiment Nummer | Thema/Referenz | Titel des Experiments  |
|-------------------|----------------|--|
| 1                 | 6.1.1          | Experiment, das zeigt, dass die Elemente ein diskontinuierliches Emissionsspektrum haben. (H <sub>2</sub> , Na, Hg).   |
| 2                 | 6.2            | Vergleich der Löslichkeit und Leitfähigkeit von ionischen und kovalenten Verbindungen.   |
| 3                 | 6.4.2          | Messung der Enthalpieänderung einer Reaktion (mit der Formel $\Delta H_{\text{rxn}} = Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ ).   |
| 4                 | 6.5.4          | Untersuchung der kinetischen Faktoren: Einfluss von Temperatur, Konzentration (Druck) und Reaktionsfläche auf die Geschwindigkeit einer Reaktion (qualitativer Ansatz).  |
| 5                 | 6.6.2          | Experiment mit einer Glukoselösung, die die Drehung der Polarisationssebene von eben polarisiertem Licht zeigt.  |
| 6                 | 7.2.4          | Vorbereitung eines Puffers und Testen dieser Lösung.   |
| 7                 | 7.2.5          | Mindestens eine Titration mit einem pH-Meter und einem Farbindikatoren: <ul style="list-style-type: none"><li>- Starke Säure/starke Base</li><li>- Schwache Säure/starke Base</li><li>- Starke Säure / schwache Base</li></ul> |
| 8                 | 7.3.2          | Messung der Potentialdifferenz, die von einigen Batterien erzeugt wird.  |
| 9                 | 7.3.3          | Elektrolyse-Experiment   |
| 10                | 7.3.4          | Redox-Titrationen: Mindestens eine Rücktitration durchführen.  |
| 11                | 7.4.2          | Synthese eines Esters  |



## 6.4. Sample Baccaureate examination paper

**DATE:** 2 June 2020

**DURATION OF EXAMINATION:**

3 hours (180 minutes)

**PERMITTED EQUIPMENT:**

Calculator: TI-Nspire in 'Press-to-Test' mode

**INSTRUCTIONS:**

- Answer both A questions and both B questions
- Use a different page for each of the four questions
- **All relative atomic mass values are given in the periodic table of the elements provided. These values are the same as the molar mass values in  $\text{g mol}^{-1}$ .**

### Question A1

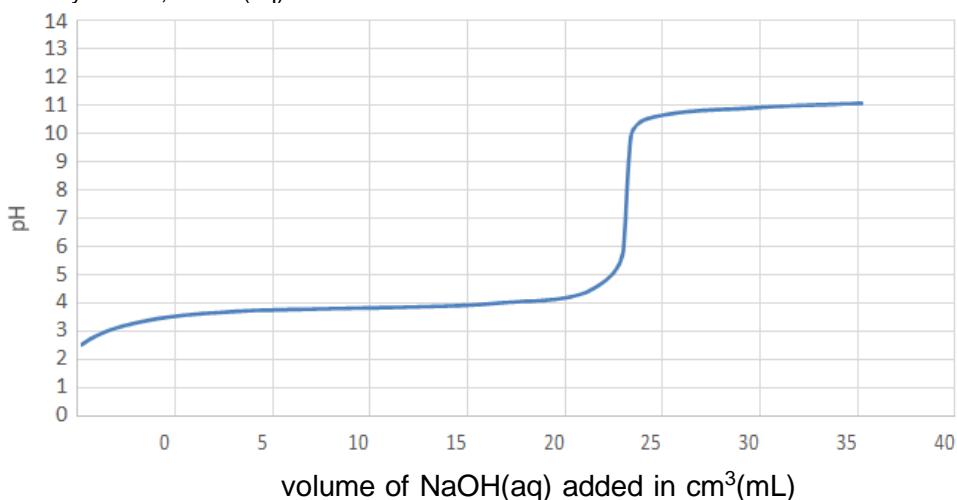
|  | Page 1/3  | Marks |
|--|---|-------|
| <p>a) Lactic acid, C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>, is a monoprotic "Brønsted acid". When exercising, lactic acid can be produced in the muscles.</p> <p>If a concentration of <math>3.00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}</math> (<math>\text{mol L}^{-1}</math>) is reached in one's blood, the muscles can hurt and cramp. It is suggested that drinking a lot of water helps to reduce the high concentration of lactic acid in the body.</p> <p><b>Given:</b> K<sub>a</sub> for lactic acid</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>i. Define the term "Brønsted acid".</li> <li>ii. Give the formula of the conjugate base of the lactic acid molecule.</li> <li>iii. Write the equation for the reaction of lactic acid with water.</li> <li>iv. Write the expression for the acid ionisation constant, K<sub>a</sub>, of a <b>generic</b> acid AH.</li> </ol> <p>After intense training an athlete's blood was analysed. The lactic acid mass concentration was <math>1.85 \times 10^{-1} \text{ g dm}^{-3}</math> (<math>\text{g L}^{-1}</math>).</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>v. Justify by calculation that the athlete drank enough water to avoid cramps caused by lactic acid.</li> </ol> <p>More concentrated aqueous solutions of lactic acid are used in a research project.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>vi. State the mathematical formula used to calculate the [H<sup>+</sup>] of a weak acid.</li> <li>vii. Calculate the pH of a solution of lactic acid with an initial concentration of <math>1.00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}</math> (<math>\text{mol L}^{-1}</math>) at 25°C.</li> </ol> <p><b>Given:</b> K<sub>a</sub>(C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>(aq)) = <math>1.38 \times 10^{-4}</math> at 25°C</p> | <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p><br><p>2 marks</p><br><p>1 mark</p> <p>2 marks</p> |       |

**Question A1**

**Page 2/3**

**Marks**

- b) The molar concentration of lactic acid in a sample of volume  $25.0 \text{ cm}^3$  (mL) was determined using titration with a  $5.00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$  ( $\text{mol L}^{-1}$ ) aqueous solution of sodium hydroxide, NaOH(aq).



- i. Write the equation for this titration reaction. 1 mark
- ii. State two features of the titration curve of a weak acid. 1 mark
- iii. Using the titration curve above, find the pH value at the equivalence point for this titration. 1 mark
- iv. Show by calculation, using the equivalence point, that the initial molar concentration of the lactic acid was approximately  $5.6 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$  ( $\text{mol L}^{-1}$ ). 2 marks
- v. Show by calculation and with reference to the initial pH value of the lactic acid sample from the titration curve, that lactic acid is not a strong acid. 3 marks
- vi. Determine the  $pK_a$  of lactic acid from the titration curve. Justify your answer using the  $K_a$  expression. 2 marks
- vii. Define what is the pH range of colour change of an indicator. 1 mark
- viii. Justify why phenolphthalein is the most suitable indicator for this titration. 2 marks

| Indicator       | pH range of colour |
|-----------------|--------------------|
| Crystal violet  | 0.0 – 1.8          |
| Methyl orange   | 3.1 – 4.4          |
| Phenolphthalein | 8.2 – 10.0         |

### Question A1

Page 3/3

Marks

c) Human blood normally has a pH value of 7.4 at 37 °C. This value is kept constant by a buffer solution which contains, amongst other species, carbonic acid,  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ , and the hydrogen carbonate ion,  $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ .

i. Explain how this buffer system works. Include in your answer two relevant equations.

3 marks

ii. Assuming that carbonic acid is a monoprotic acid, calculate the ratio:  $\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]}$  at pH = 7.4 at 37 °C.

2 marks

**Given:**  $\text{p}K_a(\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})) = 6.1$  at 37 °C

**Question A2**

|  | Page 1/2  | Marks |
|--|---|-------|
| <p>a) An electrochemical cell was constructed using the couples:</p> <div style="margin-left: 40px;"> <math>I_2(aq) / I^-(aq) \quad E^\circ = + 0.54 V</math><br/> <math>Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq) \quad E^\circ = + 0.77 V</math> </div> <p style="margin-left: 20px;">i. Write the oxidation half equation.</p> <p style="margin-left: 20px;">ii. Write the reduction half equation.</p> <p style="margin-left: 20px;">iii. Write the overall balanced equation when the cell is operating.</p> <p style="margin-left: 20px;">iv. Calculate the emf that the cell would generate under standard conditions.</p> <p style="margin-left: 20px;">v. Draw a clearly labeled diagram of the electrochemical cell. Indicate on your diagram the polarity of the electrodes, the direction of electron flow and of ion flow.</p> <p style="margin-left: 20px;">vi. List what are 'standard conditions' as described in part (iv) above.</p>   | <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>4 marks</p> <p>2 marks</p> |       |
| <p>b) Sodium nitrite, <math>NaNO_2</math>, and sodium nitrate, <math>NaNO_3</math>, are used to preserve meat.</p> <p>In order to determine the quantity of sodium nitrite in a preservative, 5.00 g of the preservative were dissolved in water and the resulting solution reacted with a <math>3.00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}</math> solution of acidified potassium dichromate, <math>K_2Cr_2O_7</math>.</p> <p>During the reaction, the <math>Cr_2O_7^{2-}(aq)</math> ions are converted into <math>Cr^{3+}(aq)</math> ions while the <math>NO_2^-(aq)</math> ions are converted into <math>NO_3^-(aq)</math> ions.</p> <p>10.8 <math>cm^3</math> of the <math>K_2Cr_2O_7</math> solution are required to react with all the sodium nitrite present in the sample.</p> <p style="margin-left: 20px;">i. Write the half-equations for the reduction and oxidation processes.</p> <p style="margin-left: 20px;">ii. Write the overall balanced equation for the reaction.</p> <p style="margin-left: 20px;">iii. Show that the amount, in moles, of nitrite ions present in the initial solution equals ...</p> | <p>2 marks</p> <p>2 marks</p> <p>3 marks</p>  |       |

**Question A2**

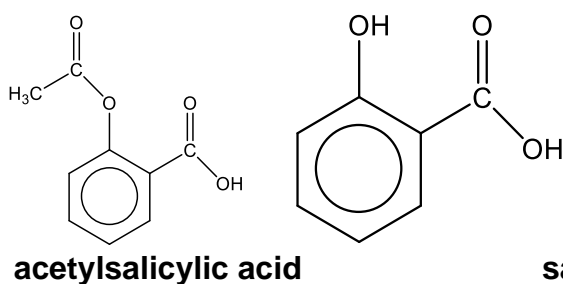
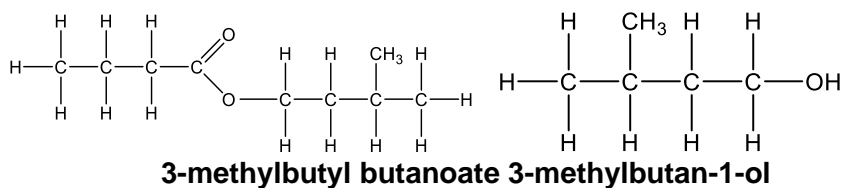
|  | Page 2/2                     | Marks                        |                      |                              |                      |                              |                       |                              |  |  |
|--|------------------------------|------------------------------|----------------------|------------------------------|----------------------|------------------------------|-----------------------|------------------------------|--|--|
| <p>c) Given the following standard electrode potentials at 25°C:</p> <table style="margin-left: 20px; border: none;"> <tr> <td style="padding-right: 20px;"><math>K^+(aq) / K(s)</math></td> <td><math>E^\circ = - 2.92 \text{ V}</math></td> </tr> <tr> <td><math>H_2O(aq) / H_2(g),</math></td> <td><math>E^\circ = - 0.41 \text{ V}</math></td> </tr> <tr> <td><math>O_2(g), / H_2O(aq)</math></td> <td><math>E^\circ = + 0.81 \text{ V}</math></td> </tr> <tr> <td><math>Br_2(aq) / Br^-(aq)</math></td> <td><math>E^\circ = + 1.07 \text{ V}</math></td> </tr> </table> | $K^+(aq) / K(s)$             | $E^\circ = - 2.92 \text{ V}$ | $H_2O(aq) / H_2(g),$ | $E^\circ = - 0.41 \text{ V}$ | $O_2(g), / H_2O(aq)$ | $E^\circ = + 0.81 \text{ V}$ | $Br_2(aq) / Br^-(aq)$ | $E^\circ = + 1.07 \text{ V}$ |  |  |
| $K^+(aq) / K(s)$   | $E^\circ = - 2.92 \text{ V}$ |                              |                      |                              |                      |                              |                       |                              |  |  |
| $H_2O(aq) / H_2(g),$   | $E^\circ = - 0.41 \text{ V}$ |                              |                      |                              |                      |                              |                       |                              |  |  |
| $O_2(g), / H_2O(aq)$   | $E^\circ = + 0.81 \text{ V}$ |                              |                      |                              |                      |                              |                       |                              |  |  |
| $Br_2(aq) / Br^-(aq)$  | $E^\circ = + 1.07 \text{ V}$ |                              |                      |                              |                      |                              |                       |                              |  |  |
| <p>i. Write the chemical equations for the reactions occurring at the positive and negative electrode during the electrolysis of molten potassium bromide.</p>   |                              | 2 marks                      |                      |                              |                      |                              |                       |                              |  |  |
| <p>ii. In an experiment, a current of 3.00 A was passed through molten potassium bromide for 30 minutes. Calculate the mass of product formed at the positive electrode.<br/><b>Given:</b> Faraday constant, <math>F = 9.65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}</math></p>  |                              | 3 marks                      |                      |                              |                      |                              |                       |                              |  |  |
| <p>iii. State what species you would expect to be formed at each electrode during the electrolysis of an aqueous solution of potassium bromide. Justify your answer by referring to the electrode potentials given.</p>  |                              | 3 marks                      |                      |                              |                      |                              |                       |                              |  |  |

### Question B1

Page 1/2

Marks

Eucalyptus oil and aspirin are often used to treat the symptoms of the common cold. Eucalyptus oil has anti-bacterial properties and contains a number of esters, one of which is 3-methylbutyl butanoate. This ester is formed from 3-methylbutan-1-ol and butanoic acid. Aspirin has anti-inflammatory properties and contains the active ingredient acetylsalicylic acid which can be formed from salicylic acid. The structural formulas of 3-methylbutyl butanoate, 3-methylbutan-1-ol, acetyl salicylic acid and salicylic acid are given below:



a) A student mixes 3-methylbutyl butanoate with water in the laboratory and observes the formation of two layers.

i. Explain the observation.

1 mark

ii. Write the equation for the formation of 3-methylbutyl butanoate using structural formulas.

2 marks

iii. State and explain the effect of replacing concentrated sulfuric acid with dilute sulfuric acid in the reaction.

2 marks

iv. Describe the role of the sulfuric acid in the esterification reaction.

1 mark

v. Identify the compound which provides the oxygen labeled X on structure 1.

1 mark

vi. Explain one piece of experimental evidence for this mechanism.

2 marks

b) 3-methylbutan-1-ol is a primary alcohol.

i. Draw and name the structural formula of a secondary alcohol and tertiary alcohol which are isomers of this primary alcohol.

4 marks

ii. Identify the type of reaction which can be used to distinguish between the secondary and tertiary isomers in **b) i**. Justify your response.

2 marks

**Question B1**

**Page 2/2**

**Marks**

iii. Give the balanced equation for the reaction in **b) ii**.

2 marks

In the eucalyptus plant 3-methylbutan-1-ol can be converted to 3-methylbutanoic acid.

iv. Give the structural formula of 3-methylbutanoic acid.

1 mark

The  $pK_a$  value of butanoic acid is 4.82 and that of 3-methylbutanoic acid is 5.01.

v. Explain the difference in these  $pK_a$  values and why this difference is relatively small.

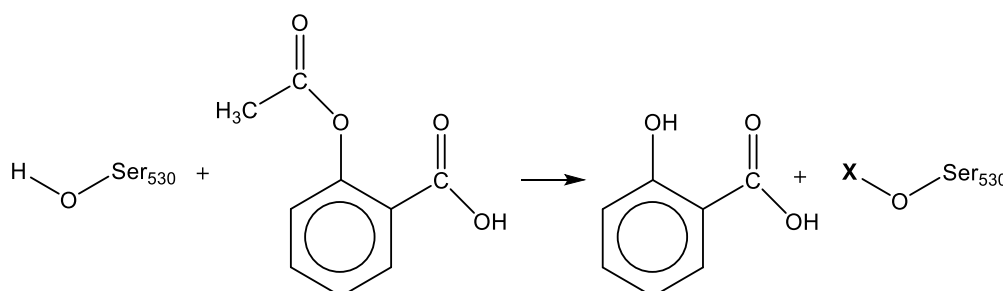
2 marks

Salicylic acid has a  $pK_a$  value of 2.97.

vi. With reference to the structure of salicylic acid, explain, why the  $pK_a$  is much lower than that of butanoic acid and 3-methylbutanoic acid.

2 marks

c) Aspirin helps to prevent inflammation by reacting with the amino acid serine, HO-Ser<sub>530</sub>, which is part of a particular protein, as shown below (the number 530 refers to the position of serine in the protein):



i. Give the structural formula of the reaction product using Ser<sub>530</sub>.

O—

1 mark

In the laboratory salicylic acid can be formed from the hydrolysis of acetylsalicylic acid.

ii. Write the equation for the reaction using structural formulas.

2 marks

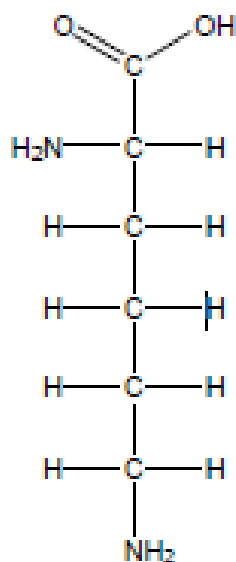


Question B2

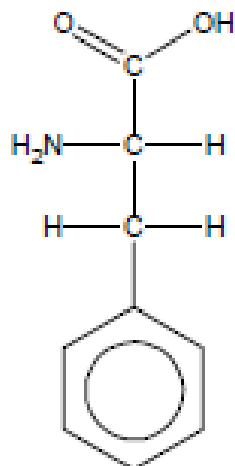
Page 1/4

Marks

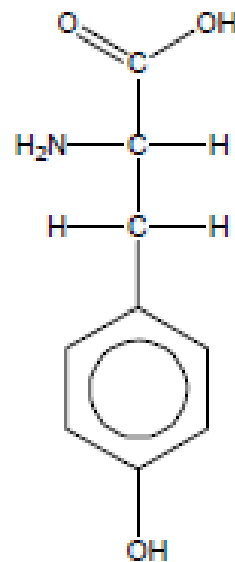
- a) Lysine and phenylalanine are essential amino acids for humans. Glutamic acid and serine can be formed by human cell metabolism. Tyrosine can be enzymatically formed from phenylalanine. Glycine can be formed from serine. The structural formulas of the six amino acids are given below:



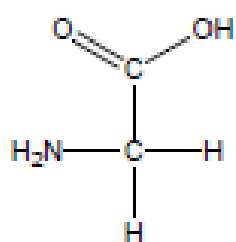
lysine



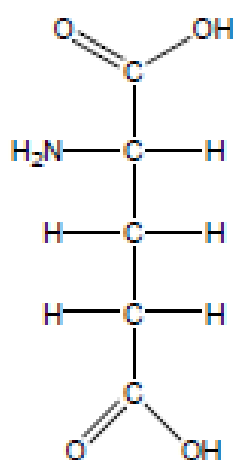
phenylalanine



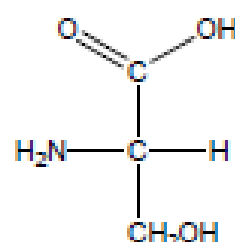
tyrosine



glycine



glutamic acid



serine

- i. Explain, which of the two amino acids lysine or phenylalanine you would expect to be the most water-soluble. 2 marks
- ii. Copy the structural formula of tyrosine and circle all hydrogen atoms which could react with water in an acid-base-reaction. 2 marks
- iii. Define the term isoelectric point of an amino acid. 1 mark

**Question B2**

**Page 2/4**

**Marks**

- iv. Give the structural formula of the predominant species of glycine at the isoelectric point.

1 mark

The isoelectric point for serine is 5.68 at 25 °C.

- v. Give the structural formula of the predominant species of serine in an aqueous solution with a pH = 3.0.

1 mark

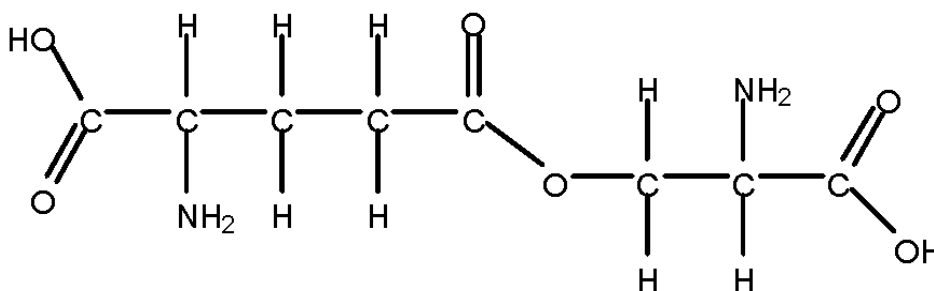
Consider the following table:

| Compound   | Molar mass in g mol <sup>-1</sup> | Melting point in °C |
|------------|-----------------------------------|---------------------|
| Serine     | 105                               | 246                 |
| Hexan-1-ol | 102                               | -45                 |

- vi. Explain the significant difference in the melting points of the two given compounds.

2 marks

**Compound M** can be formed when two of the amino acids given in question a) react with one another. The structural formula is:



- vii. Name the functional group linking the two amino acids.
- viii. Identify the two amino acids which reacted to form compound M.

1 mark

2 marks

Glycine and phenylalanine can react with one another to form two different dipeptides.

- ix. Give the structural formulas of both dipeptides.

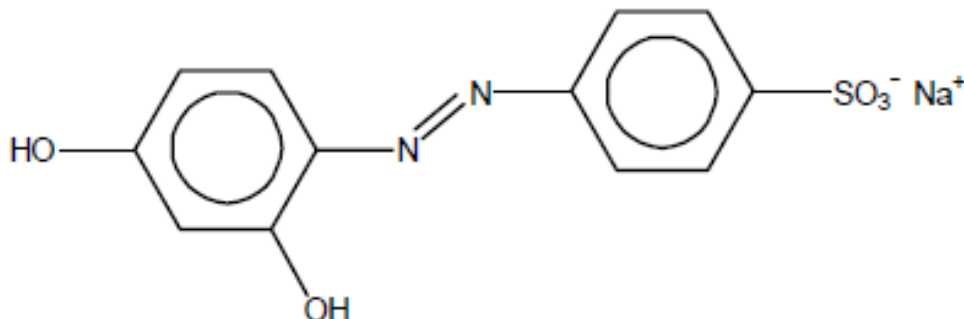
2 marks

Question B2

Page 3/4

Marks

- b) During the last decades, several substances used as food dyes have been banned in Europe. The structural formula of one formerly used as a yellow dye is shown below:

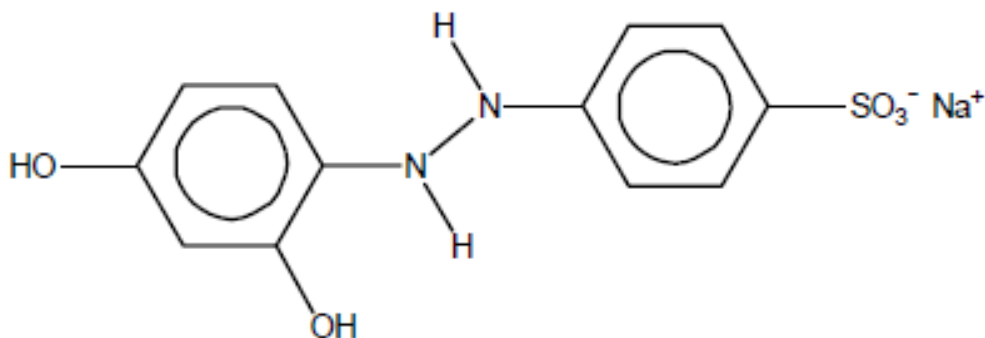


- i. Name the functional group linking the two aromatic rings.
- ii. Explain why this compound is coloured.

1 mark

2 marks

The dye above is hydrogenated under appropriate conditions. The structural formula of the product obtained is shown below:

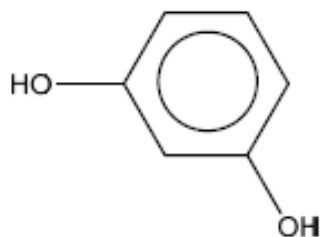


- iii. Give the common name of a long chain composed of amino acids.
- iv. Explain, whether the compound obtained can be used as a dye or not.

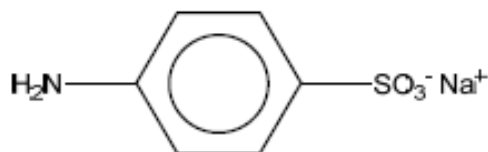
1 mark

1 mark

The yellow dye is produced from two aromatic Compounds A and B:



**Compound A**



**Compound B**

- v. Calculate the minimum mass of **Compound A** required to produce  $1.00 \times 10^2$  g of the dye.

3 marks

**Given:** Molar masses in  $\text{g mol}^{-1}$ : Compound A: 110, Compound B: 195

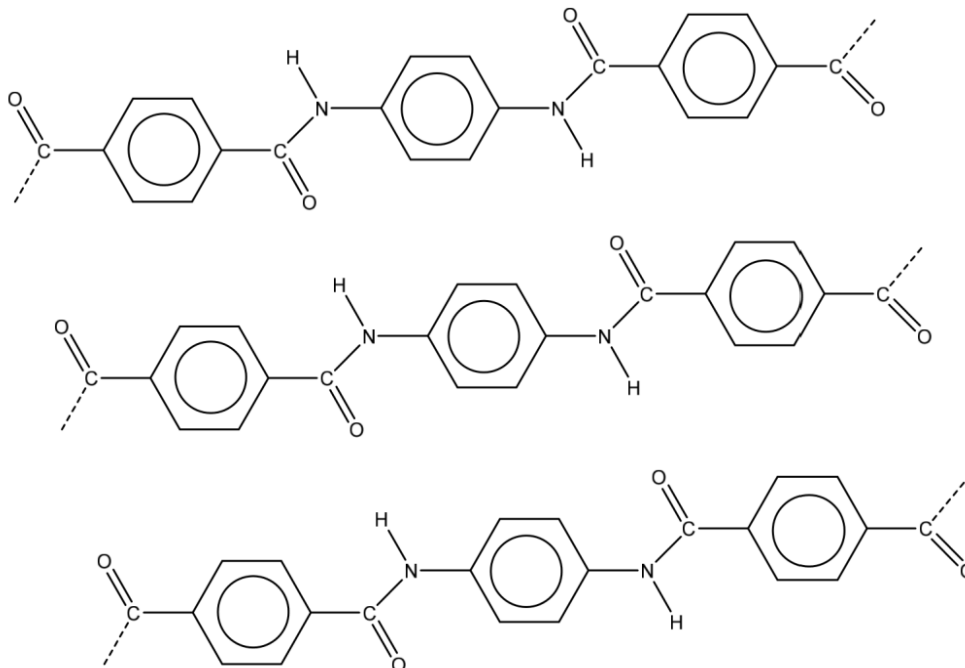
Question B2

Page 4/4

Marks

- c) Kevlar, Poly(p-phenylene terephthalamide) is a very strong material used, for example, in puncture resistant tyres and bullet proof clothing. It is produced in a polycondensation reaction. The secondary product is hydrogen chloride, HCl.

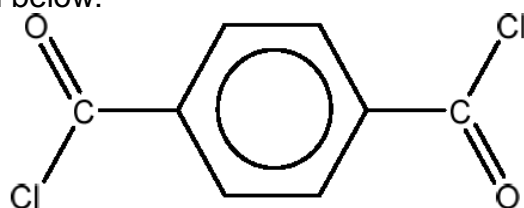
**Kevlar** structure:



- i. By referring to the structure given above, explain the strength of **Kevlar** fibres.

2 marks

The structural formula of one of the two monomers used to produce **Kevlar** is shown below:



- ii. Name the bond found between the two monomers in **Kevlar**.

1 mark

## 6.5. Matrix sample Baccalaureate examination paper

| Frage                               | Kompetenz              | Gewichtung<br>in % | Gewichtung<br>in Punkten |
|-------------------------------------|------------------------|--------------------|--------------------------|
| Frage A1,<br>anorganische<br>Chemie | Wissen und Verständnis | 28%                | 7                        |
|                                     | Anwendung              | 52%                | 13                       |
|                                     | Analyse und Bewertung  | 20%                | 5                        |
|                                     | Gesamt A1              |                    | 25                       |
| Frage A2,<br>anorganische<br>Chemie | Wissen und Verständnis | 24%                | 6                        |
|                                     | Anwendung              | 52%                | 13                       |
|                                     | Analyse und Bewertung  | 24%                | 6                        |
|                                     | Gesamt A2              |                    | 25                       |
| Frage B1,<br>anorganische<br>Chemie | Wissen und Verständnis | 24%                | 6                        |
|                                     | Anwendung              | 48%                | 12                       |
|                                     | Analyse und Bewertung  | 28%                | 7                        |
|                                     | Gesamt B1              |                    | 25                       |
| Frage B1,<br>anorganische<br>Chemie | Wissen und Verständnis | 24%                | 6                        |
|                                     | Anwendung              | 52%                | 13                       |
|                                     | Analyse und Bewertung  | 24%                | 6                        |
|                                     | Gesamt B2              |                    | 25                       |
| Gesamtes Examen                     |                        |                    | 100                      |

## 6.6. Sample Baccaulaureate marking scheme

**DATE:** 2 June 2020




# **ANSWERS AND MARK SCHEME**




The following are the suggested answers together with the mark scheme for the correction of the papers. The answers are not necessarily 'model' answers. Where a candidate has given a correct alternative answer or used a different correct method to arrive at an answer full credit should be given.

The use of state symbols (i.e. (aq), (s), (l) and (g)) in the answers is optional. Accept either  $\text{H}^+$  or  $\text{H}_3\text{O}^+$  for a proton in water.




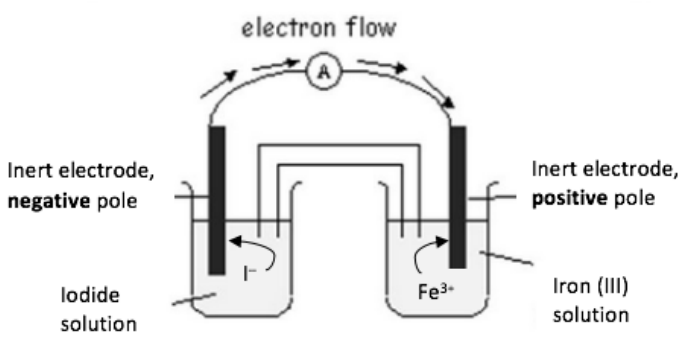
Numerical answers have been given to three significant figures.




A suggested breakdown showing the minimum needed for each marking point has been given.




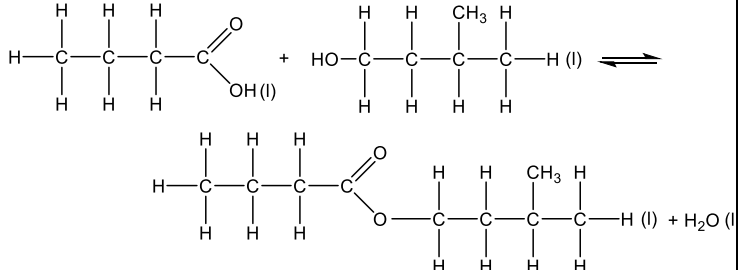
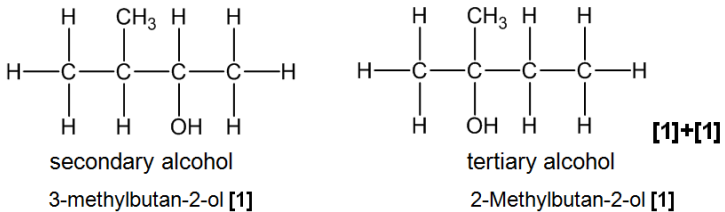
| Question A1 |  |         | COMPETENCES   |   |   |
|-------------|--|---------|---|---|---|
| Page 1/2    |  | Marks   |  |  |  |
| a)          | i. Proton donor [1]  | 1 mark  | 1   |   |   |
|             | ii. $C_3H_5O_3^- (aq)$ [1]   | 1 mark  |   | 1   |   |
|             | iii. $C_3H_6O_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_3H_5O_3^- (aq) + H_3O^+(aq)$ [1]  | 1 mark  |   | 1   |   |
|             | iv. $K_a(HX(aq)) = [X^- (aq)] \times [H_3O^+(aq)] / [HX(aq)]$ [1]  | 1 mark  | 1   |   |   |
|             | v. $M(C_3H_6O_3) = 90.1 \text{ g mol}^{-1}$ [1]<br>$[C_3H_6O_3(aq)] = 1.85 \times 10^{-1} / 90.1 = 2.05 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$ [1]<br>$( [C_3H_6O_3(aq)] < 3.00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$ so the athlete drank enough water. )<br>() not required   | 2 marks |   |   | 2   |
|             | vi. $[H_3O^+(aq)] = (C_a K_a)^{1/2}$   | 1 mark  | 1   |   |   |
|             | vii. $( [C_3H_5O_3^- (aq)] = [H_3O^+(aq)]$<br>weak acid: $[C_3H_6O_3(aq)] = 1.00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$ )<br>$[H_3O^+(aq)]^2 = K_a(C_3H_6O_3(aq)) \times [C_3H_6O_3(aq)]$<br>$[H_3O^+(aq)] = (1.38 \times 10^{-4} \times 1.00 \times 10^{-1})^{1/2}$ [1]<br>$= 3.71 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$<br>$pH = 2.43$ [1]<br>() not required | 2 marks |   | 2   |   |
| b)          | i. $C_3H_6O_3(aq) + OH^- (aq) \rightarrow C_3H_5O_3^- (aq) + H_2O(l)$ [1]  | 1 mark  |   | 1   |   |
|             | ii. presence of a buffer zone and pH at equivalence higher than 7  | 1 mark  | 1   |   |   |
|             | iii. $pH = 8.0$ [1] (accept pH between 7.5 and 8.5)  | 1 mark  |   | 1   |   |
|             | iv. $n(OH^- (aq)) = ( [OH^- (aq)] \times V(OH^- (aq)) )$<br>$= 5.00 \times 10^{-2} \times 28 \times 10^{-3}$<br>$= 1.4 \times 10^{-3} \text{ mol} = n(C_3H_6O_3(aq))$ [1]<br>$[C_3H_6O_3(aq)] = ( n(C_3H_6O_3(aq)) / (C_3H_6O_3(aq)) )$<br>$= 1.4 \times 10^{-3} / 25 \times 10^{-3}$ [1]<br>$= 5.6 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$ (given)<br>() not required             | 2 marks |   | 2   |   |
|             | v. If $C_3H_6O_3(aq)$ was a strong acid then the initial pH would be $pH = -\log(5.6 \times 10^{-2}) = 1.3$ [1], but according to the graph, the initial value is $pH = 2.6 > 1.3$ [1]   | 2 marks |   |   | 2   |




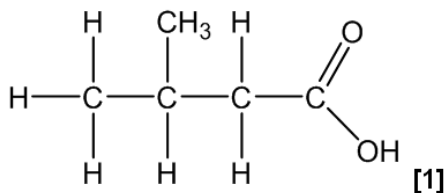
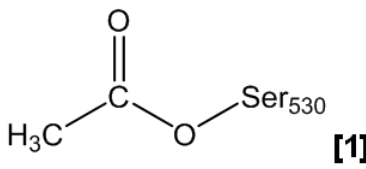
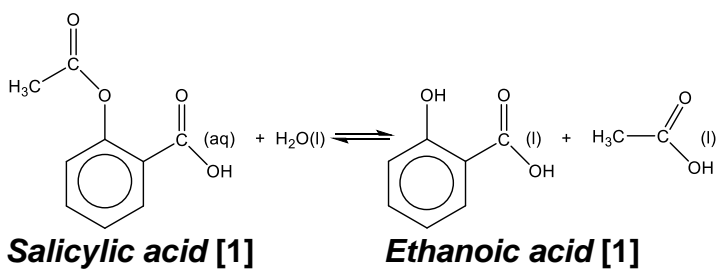
| Question A1 |  |         | COMPETENCES   |   |   |
|-------------|--|---------|---|---|---|
|             | Page 2/2   | Marks   |  |  |  |
| vi.         | $K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})) = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq})] \times [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})]}$ <p>(answer to question a) v.)<br/> (so <math>\text{pH} = \text{p}K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})) + \log\left(\frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq})]}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})]}\right)</math>)<br/> At the half equivalence point of the titration curve the <math>\text{pH} = 3.9 \pm 0.2</math> and <math>[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})] = [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq})]</math> <b>[1]</b><br/> so <math>\text{pH} = \text{p}K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq}))</math> (or <math>K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})) = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]</math>) <b>[1]</b><br/> () not required</p> | 2 marks |   | 1   | 1   |
| vii.        | Accurate definition  | 1 mark  | 1   |   |   |
| viii.       | The pH range of colour change of phenolphthalein is on the steepest part of the titration curve <b>[1]</b> (or, <b>accept also:</b> ... includes the pH at equivalence), so phenolphthalein is the most suitable indicator. <b>[1]</b>   | 2 marks | 1   | 1   |   |
| c)          |  |         |   |   |   |
| i.          | If the concentration of $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ increases, the following reaction will take place:<br>$\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ If the concentration of $\text{OH}^-(\text{aq})$ increases, the following reaction will take place:<br>$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ <b>Equations [1] + [1], explanation [1]</b>  | 2 marks | 1   | 1   |   |
| ii.         | $\text{pH} = \text{p}K_a(\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})) + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]}\right)$ <b>[1]</b><br>so $\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_a(\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}))}$<br>$= 10^{7.4 - 6.1} = 20$ <b>[1]</b>   | 2 marks |   | 2   |   |




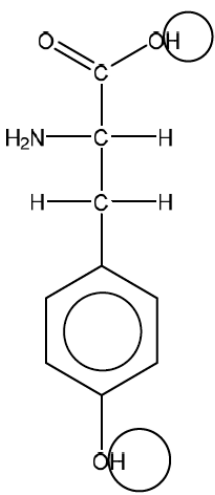
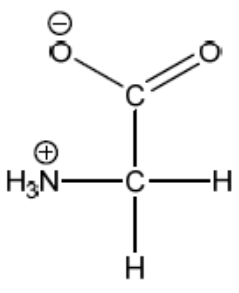
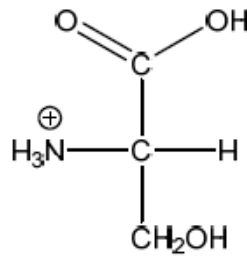


| Question A2 |   |         | COMPETENCES   |   |   |
|-------------|---|---------|---|---|---|
|             | Page 1/2  | Marks   |  |  |  |
| a)          | i. $2\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^-$<br>ii. $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$<br>iii. $2\text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$<br>iv. E.m.f. = $+0.77 - 0.54 = +0.23\text{V}$<br>v. <div style="text-align: center;">  </div> <p>[Assign 1 mark Knowledge and Comprehension for the blank diagram, 1 mark Application for polarity of electrodes, 1 mark Application for direction of electrons, 1 mark Application for ion flow]</p> | 1 mark  | 1   |   |   |
|             |   | 1 mark  | 1   |   |   |
|             |   | 1 mark  |   | 1   |   |
|             |   | 1 mark  |   | 1   |   |
|             |   | 4 marks | 1   | 3   |   |
|             | vi. Concentration solutions of $1 \text{ mol dm}^{-3}$ [1] , pressure of 1 atm (not required here), $25 \text{ }^\circ\text{C}$ . [1]   | 2 marks | 2   |   |   |
| b)          | i. <b>Oxidation:</b> $\text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ [1]<br><b>Reduction:</b> $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ [1]  | 2 marks |   | 2   |   |
|             | ii. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 3\text{NO}_2^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ [2]   | 2 marks |   | 2   |   |
|             | iii. Mol $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ : $0.0108 \text{ dm}^{-3} \times 3.00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3} = 3.24 \times 10^{-3} \text{ mol}$ [1]<br>Mol $\text{NO}_2^-$ : $3.24 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 3 = 9.72 \times 10^{-3} \text{ mol}$ [1 mark<br>Analysis/Evaluation, 1 mark Application]   | 3 marks |   | 2   | 1   |

| Question A2   |  |         | COMPETENCES   |   |   |
|---|--|---------|---|---|---|
| Page 2/2  |  | Marks   |  |  |  |
| c)  | i. $K^+(l) + e^- \rightarrow K(l)$ [1 mark AE]   | 1 mark  |   |   | 1   |
|   | $2Br^-(l) \rightarrow Br_2(l) + 2e^-$ [1]  | 1 mark  |   |   | 1   |
|   | ii. At the positive electrode, formation of Bromine.<br><br>$n_e = \frac{I \times t}{F} \quad [1]$ $n_e = \frac{3.00A \times 1800s}{9.65 \times 10^4 mol^{-1}} = 5.56 \times 10^{-2} mol e^- \quad [1]$ <p>Mass of Br<sub>2</sub>: <math>5.56 \times 10^{-2} \times \frac{1}{2} \times 159.8 = 4.47 g</math> [1]</p> | 3 marks | 1   | 2   |   |
| iii. You would expect the formation of O <sub>2</sub> (g) at the anode, and the formation of H <sub>2</sub> (g) at the cathode. [1]<br><br><p>The couple H<sub>2</sub>O/H<sub>2</sub> has a less negative E<sub>red</sub> than the K<sup>+</sup>/K couple therefore it would be preferred. [1]</p> <p>The oxidation of water to O<sub>2</sub>(g) would be preferred over the oxidation of bromide ion as the couple Br<sub>2</sub>/Br<sup>-</sup> has a more positive E<sub>red</sub> than the O<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O couple. [1]</p> | 3 marks  |         |   | 3   |   |

| Question B1 |   |         | COMPETENCES   |   |   |
|-------------|---|---------|---|---|---|
| Page 1/2    |   | Marks   |  |  |  |
| a)          | <p>i. Due to the hydrophobic hydrocarbon chains, 3-methylbutylbutanoate is not miscible to water (<b>or</b> the ester is non-polar whereas water is polar) <b>[1]</b></p> <p>ii. </p> <p><b>Formula of butanoic acid [1]; Stoichiometry (water) [1]</b></p> <p>iii. If concentrated H<sub>2</sub>SO<sub>4(aq)</sub> is replaced with diluted H<sub>2</sub>SO<sub>4(aq)</sub> the equilibrium is shifted towards the reactants <b>[1]</b>. This is explained by the Le Chatelier principle, related to the addition of H<sub>2</sub>O (product). <b>[1]</b></p> <p>iv. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> catalyzes the reaction. <b>[1]</b></p> <p>v. 3-methylbutan-1-ol <b>[1]</b></p> <p>vi. By radiolabelling 3-methylbutanol with the <sup>18</sup>O radioisotope. <b>[1]</b>. If after the reaction with butanoic acid the <sup>18</sup>O radioisotope is detectable as the bridging oxygen in the ester 3-methylbutylbutanoate, this proves that the linking oxygen atom comes from the alcohol. If it is detectable in the water molecule after the reaction then the linking oxygen atom is derived from the butanoic acid. <b>[1]</b><br/><b>Or comparable reasoning with <sup>18</sup>O in the HO- group [1] of the butanoic acid.</b></p> | 1 mark  |   |   | 1   |
|             |   | 2 marks |   | 2   |   |
|             |   | 2 marks |   | 1   | 1   |
|             |   | 1 mark  | 1   |   |   |
|             |   | 1 mark  | 1   |   |   |
|             |   | 2 marks | 1   |   | 1   |
| b)          | <p>i. </p> <p>secondary alcohol<br/>3-methylbutan-2-ol <b>[1]</b></p> <p>tertiary alcohol<br/>2-Methylbutan-2-ol <b>[1]</b></p> <p><b>[1]+[1]</b></p> <p>ii. Oxidation <b>[1]</b> which is possible with the secondary alcohol but not the tertiary alcohol <b>[1]</b></p> <p>iii. Use of KMnO<sub>4(aq)</sub> (<b>or</b> K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) <b>[1]</b> Correct balanced reaction <b>[1]</b></p>   | 4 marks |   | 4   |   |
|             |   | 2 marks | 2   |   |   |
|             |   | 2 marks | 1   | 1   |   |

| Question B1 |  |         | COMPETENCES   |   |   |
|-------------|--|---------|---|---|---|
|             | Page 2/2   | Marks   |  |  |  |
| iv.         |  <p style="text-align: right;">[1]</p>  | 1 mark  |   | 1   |   |
| v.          | <p>The positive inductive effect of the methyl group in 3-methylbutanoic acid increases the electron density on the carboxyl group thus increasing the attraction of the proton. [1] Therefore 3-methylbutanoic acid is a weaker acid compared to butanoic acid.</p> <p>However, the difference is relatively small because the methyl group is not close to the carboxyl group. [1]</p> | 2 marks |   |   | 2   |
| vi.         | <p>The delocalization of the pi electrons of the phenyl group (mesomeric effect) [1] decreases the electron density on the carboxyl group thus decreasing the attraction of the proton. [1]</p>  | 2 marks |   |   | 2   |
| c) i.       |  <p style="text-align: right;">[1]</p>  | 1 mark  |   | 1   |   |
| ii.         |  <p style="text-align: center;"><b>Salicylic acid [1]</b>                      <b>Ethanoic acid [1]</b></p>  | 2 marks |   | 2   |   |

| Question B2 |  |   | COMPETENCES   |   |   |
|-------------|--|---|---|---|---|
|             | Page 1/2   | Marks   |  |  |  |
| a)          | <p>i. Lysine is the most water soluble as it does not contain a hydrophobic benzene ring [1] and it also contains an extra polar amino group [1].</p> <p>ii.</p>  <p>[1] + [1]</p> <p>iii. The isoelectric point is the pH of an aqueous solution at which the amino acid has a neutral charge [1]</p> <p>iv.</p>  <p>[1]</p> <p>v.</p>  <p>[1]</p> <p>vi. Serine: Strong ionic bonds (<b>between the zwitterions</b>) [1].<br/>Hexan-1-ol: Weaker hydrogen bonds (<b>and Van der Waal's forces</b>) [1].<br/>( ) <i>not required</i></p> <p>vii. Ester linkage [1]</p> <p>viii. Glutamic acid [1] and Serine [1]</p> | <p>2 marks</p> <p>2 marks</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>2 marks</p> <p>1 mark</p> <p>2 marks</p> | <p></p> <p>2</p> <p>1</p> <p>1</p> <p></p> <p>1</p> <p>2</p>                        | <p>2</p> <p></p> <p></p> <p></p> <p></p> <p></p> <p>2</p>                           |   |



## 6.7. Mündliche Bewertungskriterien

| Note  | Bewertungskriterien für die mündlichen Abiturprüfungen - CHEMIE   |
|---|---|
| <b>A</b> (9.0-10 -<br>Ausgezeichnet)                      | Ausgezeichnete Ausführlichkeit und Genauigkeit des wissenschaftlichen Inhalts und hervorragende Fähigkeit, die wesentlichen Gedanken herauszuarbeiten.<br>Ausgezeichnetes Verständnis der Fragen und ausgezeichnetes Verständnis der zusätzlichen Fragen und deren Beantwortung.<br>Ausgezeichnete Fähigkeit, die behandelten Inhalte in einen allgemeineren wissenschaftlichen Kontext zu integrieren.<br>Ausgezeichnete Strukturierung der Antworten, Niveau und Qualität der verwendeten wissenschaftlichen Sprache. |
| <b>B</b> (8.0-8.9 –<br>Sehr gut)                          | Sehr gute Ausführlichkeit und Genauigkeit des wissenschaftlichen Inhalts und hervorragende Fähigkeit, die wesentlichen Gedanken herauszuarbeiten<br>Sehr gutes Verständnis der Fragen und hervorragendes Verständnis und Beantwortung der Zusatzfragen.<br>Sehr gute Fähigkeit, die behandelten Inhalte in einen allgemeineren wissenschaftlichen Kontext zu integrieren.<br>Sehr gute Strukturierung der Antworten, Niveau und Qualität der verwendeten wissenschaftlichen Sprache.                                    |
| <b>C</b> (7.0-7.9 – Gut)                                  | Guter Detaillierungsgrad und Genauigkeit des wissenschaftlichen Inhalts und gute Fähigkeit, die wesentlichen Ideen herauszuarbeiten.<br>Gutes Verständnis der Fragen und gutes Verständnis und Beantwortung der Zusatzfragen.<br>Gute Fähigkeit, die behandelten Inhalte in einen allgemeineren wissenschaftlichen Kontext zu integrieren.<br>Gute Strukturierung der Antworten, Niveau und Qualität der verwendeten wissenschaftlichen Sprache.  |
| <b>D</b> (6.0-6.9 –<br>Befriedigend)                      | Befriedigende Ausführlichkeit und Genauigkeit des wissenschaftlichen Inhalts und befriedigende Fähigkeit, die wesentlichen Gedanken herauszuarbeiten.<br>Befriedigendes Verständnis der Fragen und befriedigendes Verständnis und Antwort auf zusätzliche Fragen.<br>Befriedigende Fähigkeit, die behandelten Inhalte in einen allgemeineren wissenschaftlichen Kontext zu integrieren.<br>Befriedigende Strukturierung der Antworten, Niveau und Qualität der verwendeten wissenschaftlichen Sprache.                  |
| <b>E</b> (5.0-<br>5.9 –<br>Ausreichend)                   | Ausreichende Detailliertheit und Genauigkeit des wissenschaftlichen Inhalts und ausreichende Fähigkeit, die wesentlichen Gedanken zu erfassen.<br>ausreichendes Verständnis der Fragen und ausreichendes Verständnis und Antworten auf die Zusatzfragen.<br>Ausreichende Fähigkeit, die behandelten Inhalte in einen allgemeineren wissenschaftlichen Kontext zu integrieren.<br>Ausreichende Strukturierung der Antworten, Niveau und Qualität der verwendeten wissenschaftlichen Sprache.                             |
| <b>F</b> (3.0-<br>4.9 –<br>Mangelhaft/<br>Minderleistung) | Mangelnde Ausführlichkeit und Präzision des wissenschaftlichen Inhalts und mangelnde Fähigkeit, die wesentlichen Gedanken zu erfassen.<br>Mangelhaftes Verständnis der Fragen und mangelhaftes Verständnis und Antworten auf die Zusatzfragen.<br>Mangelhafte Fähigkeit, die vorgegebenen Inhalte in einen allgemeineren wissenschaftlichen Kontext zu integrieren.<br>Mangelhafte Strukturierung der Antworten, Niveau und Qualität der verwendeten wissenschaftlichen Sprache.  |
| <b>FX</b> (0-2.9 –<br>Ungenügend/<br>Minderleistung)      | Ungenügende Präzision und Genauigkeit des wissenschaftlichen Inhalts und ungenügende Fähigkeit, wesentliche Ideen zu erkennen.<br>Ungenügendes Verständnis der Fragen und ungenügendes Verständnis und Beantwortung der Zusatzfragen.<br>Ungenügende Strukturierung der Antworten, Qualität der Sprache und Verwendung der wissenschaftlichen Sprache.<br>Ungenügende Einbindung des Inhalts in einen allgemeineren wissenschaftlichen Kontext.   |

## 6.8. Mündliche Bewertungsbogen

### CHEMIE

#### Oral Assessment record sheet – Fiche d'évaluation orale – Mündliche Bewertungsbogen

École européenne de .....

Student/Élève/Schüler: ..... Class/Classe/Klasse: ..... Examiner/Examineur/Examinator: .....

| A. ÉVALUATION DU CONTENU<br>(80% de la note)   | A. BEWERTUNG DES INHALTES<br>(80% der Note)  | A. ASSESSMENT OF CONTENT<br>(80% of the final mark)   | Marks – Punkte – Points   |
|--|--|---|---|
| 1. Compréhension des questions.<br>2. Capacité à dégager les notions essentielles.<br>3. Structuration des réponses.<br>4. Précision et exactitude du rendu<br><br>5. Capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général. | 1. Verständnis der Fragen.<br>2. Fähigkeit, die wichtigen Punkte herauszustellen.<br>3. Strukturierung der Antworten.<br>4. Korrektheit und Genauigkeit der fachlichen Präsentation.<br>5. Fähigkeit, erörterte Themenbereiche in einen größeren wissenschaftlichen Zusammenhang zu stellen. | 1. Understanding of the questions.<br>2. Ability to extract the essential ideas.<br>3. Structuring of the answers given.<br>4. Detail and precision of the scientific content.<br>5. Appreciation of the importance of the material in an overall scientific framework. | <b>/8</b>   |
| B. ÉVALUATION EN MATIÈRE DE PRÉSENTATION<br>(20% de la note)   | B. BEWERTUNG DER PRÄSENTATION<br>(20% der Note)  | B. ASSESSMENT OF PRESENTATION<br>(20% of the mark)  | Marks – Points – Punkte   |
| 1. Qualité de la terminologie scientifique utilisée<br>2. Compréhension et réaction à des questions intermédiaires   | 1. Qualität der gebrauchten Fachsprache<br>2. Verständnis von und Reaktion auf Zwischenfragen  | 1. Appropriate use of scientific terminology<br>2. Understanding of and response to additional questions  |   |
| 3. Précision du langage  | 3. Sprachniveau  | 3. Use of language  | <b>/2</b>   |
|  |  |   | <b>Final mark:</b><br><b>Note finale:</b><br><b>Gesamtnote:</b><br><b>/10</b> |

Date/Date/Datum: ..... Nome et Signature / Name and Signature / Name und Unterschrift: .....