

Chemie (Grundlagenfach)

A. Stundendotation

	1. Jahr	2. Jahr	3. Jahr	4. Jahr
Wochenstunden	2	2	2	

B. Allgemeine Bildungsziele

Überblick über das Fach

Der Chemiegrundlagenunterricht vermittelt die grundlegenden Kenntnisse über den Aufbau, die Eigenschaften und die Umwandlung der Stoffe der belebten und unbelebten Natur. Im Zentrum des Chemieunterrichts steht das Experiment als wissenschaftliche Methode des Erkenntnisgewinns. Charakteristisch für die Denkweise der Chemie ist die Verknüpfung der beobachtbaren und anderweitig erfahrbaren Ebene der Stoffe mit der nicht direkt zugänglichen Ebene der Teilchen. Den Lernenden wird einerseits ein Set von Modellvorstellungen zur Verfügung gestellt, mit denen die Eigenschaften der Stoffe erklärt oder das chemische Verhalten der Stoffe bis zu einem gewissen Punkt sogar vorausgesagt werden können. Dieser Einblick in die Wechselbeziehungen zwischen Beobachtung und Modell fördert das Abstraktionsvermögen der Lernenden, es ist aber zugleich auch Anlass, über Möglichkeiten und Grenzen naturwissenschaftlicher Erkenntnisse nachzudenken. Die Lernenden werden auch mit dem Wesen der Formelsprache der Chemie, einem zentralen Instrument zur Beschreibung der Stoffe, vertraut gemacht.

Als MINT¹-Fach ist die Chemie für das Verständnis unserer modernen und technologisierten Welt unabdingbar. Deshalb werden den Lernenden die theoretischen Konzepte, wenn immer möglich, anhand von Beispielen mit Alltagsbezug (z. B. Herkunft der Rohstoffe, chemische Stoffe als Energieträger und -speicher, Kohlendioxidproblematik) vorgestellt. Dadurch wird das Interesse der Lernenden nach dem Wie und Warum stofflicher Erscheinungen und Phänomene sowohl im Alltag und in der Natur als auch in der Technik und in der Industrie geweckt.

Zu vermittelnde Unterrichtsgebiete

Die Unterrichtsgebiete werden in Teil „D. Jahrespläne“ näher ausgeführt.

- ▶ Atombau
- ▶ Stöchiometrie
- ▶ Bindungslehre
- ▶ Organische Chemie
- ▶ Reaktionslehre
- ▶ Redoxreaktionen
- ▶ Säure-Base-Reaktionen

Beitrag des Faches zur Studierfähigkeit und persönlichen Bildung

Die im Grundlagenunterricht angeeigneten Inhalte und Konzepte zusammen mit der Fähigkeit, zu abstrahieren, mit Modellvorstellungen zu arbeiten und chemische Phänomene mit Hilfe der Formelsprache zu beschreiben, bilden die Grundlage für den erfolgreichen Übergang von der Mittelschule an die naturwissenschaftlichen, technischen und medizinischen Studiengänge der Hochschulen und die Motivation, diesen Schritt zu machen. Die im Chemieunterricht gewählten

¹ MINT steht für die Unterrichtsdisciplinen Mathematik, Informatik, Naturwissenschaft und Technik.

Inhalte sollen eine Berufsfeldorientierung auf dem Gebiet der molekularen Wissenschaften und Life Sciences ermöglichen.

Die Chemie soll dabei aber nicht als eine isolierte naturwissenschaftliche Disziplin verstanden werden. Die Lernenden werden dafür sensibilisiert, dass die chemischen Stoffe grundsätzlich die allermeisten Bereiche des Lebens durchdringen und dass die Produkte der chemischen und verwandten Industrien (z. B. chemische und pharmazeutische Industrie, Lebensmittelindustrie) die Lebensqualität der Menschen entscheidend beeinflussen. Die herausragende Bedeutung der Chemie bzw. der chemischen Stoffe für die Gesellschaft, die Wirtschaft und die Umwelt wird immer wieder exemplarisch aufgezeigt (z. B. Erdölproblematik, Energieversorgung).

Der Überblick über grundlegende Kenntnisse der Chemie zusammen mit dem Wissen aus den übrigen (MINT-) Fächern unterstützt die Lernenden darin, ein rationales, naturwissenschaftlich begründetes Weltbild aufzubauen. Dabei werden die Lernenden zu einer kritischen Fragehaltung geführt und nehmen in der Diskussion aktueller Fragen und Probleme (z. B. Ökologie, Ernährungssicherung, nachhaltige Bewirtschaftung der Rohstoffe) kompetent Stellung. Diese all-gemeinbildenden Aspekte des Chemieunterrichts werden auch der persönlichen Bildung gerecht und tragen zur allgemeinen Studierfähigkeit bei.

C. Überfachliche Kompetenzen

Das Grundlagenfach Chemie fördert besonders die folgenden überfachlichen Kompetenzen:

Reflexive Fähigkeiten

- stoffliche Phänomene anhand von vorgezeigten oder selber durchgeführten Experimenten genau beobachten
- Modelle und Theorien kritisch beurteilen (z. B. anhand der Atommodelle)
- sich bewusst werden, in welchen Bereichen des Lebens wir von chemischen oder naturwissenschaftlichen Errungenschaften geprägt werden
- sich bewusst werden, in welchen politischen bzw. gesellschaftlichen Diskussionen chemische oder naturwissenschaftliche Argumente eine Rolle spielen

Sozialkompetenz

- sich der Bedeutung des Zugangs zu Rohstoffen als Voraussetzung für Wohlstand bewusst werden (z. B. anhand der Förderung und Verarbeitung von Erdöl oder Metallen)
- sich des Zusammenhangs zwischen unserem Konsum- bzw. Mobilitätsverhalten und den daraus resultierenden globalen Problemen bewusst werden

Sprachkompetenz

- beschriebene oder beobachtete Prozesse in eine abstrakte Formelsprache übersetzen (und umgekehrt)
- geeignete Artikel aus dem Wissensteil einer Tageszeitung studieren und verstehen

ICT-Kompetenzen

- die Möglichkeiten und Grenzen des Internets als Quelle in den Naturwissenschaften (z. B. Stoffdaten) erkennen
- sich der Bedeutung von Computer-Animationen und -Simulationen bewusst werden (z. B. anhand der Darstellung von Molekülen mit IsisDraw)

D. Jahrespläne

Die einzelnen ► Unterrichtsgebiete sind dargestellt in den beiden Spalten

Teilgebiete

Lernziele

Teilgebiete, die sich für den fächerübergreifenden Unterricht besonders eignen, sind im Folgenden mit einem Stern * bezeichnet.

1. Jahr

► 1. Atombau*Die Lernenden*

<i>1.1 Atommodelle</i>	<ul style="list-style-type: none">- erklären mit eigenen Worten den Begriff „Modell“- leiten vom entsprechenden Experiment (z. B. Streuversuch von Rutherford, Ionisierungsenergie, Flammenfarben) das Atommodell ab- illustrieren mit einer Skizze den Aufbau der Atome in verschiedenen Atommodellen (Dalton, Rutherford, Bohr)
<i>1.2 Elementarteilchen</i>	<ul style="list-style-type: none">- listen die drei Elementarteilchen mit Symbol, Ladung und ungefähre Masse auf- geben für ein Isotop mit gegebenem Nuklidsymbol (z. B. ^{14}C) die Anzahl der jeweiligen Elementarteilchen an
<i>1.3 Periodensystem der Elemente</i>	<ul style="list-style-type: none">- bestimmen mit Hilfe des PSE wichtige Grössen (z. B. Anzahl Protonen, Anzahl Valenzelektronen, Atomradien)- vergleichen den Aufbau der Atome der Alkalimetalle, Halogene und Edelgase mit den Eigenschaften der entsprechenden Elementarstoffe (z. B. Reaktivitäten)
<i>1.4 Glossar</i>	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Alkalimetalle, Atomkern, Atomradius, Atomrumpf, Edelgase, Elementarteilchen (Elektron, Neutron, Proton), Halbwertszeit, Halogene, Hülle, Ionisierungsenergie, Massenzahl, Nuklidsymbol, Ordnungszahl, Radioaktivität, Valenzelektronen (Aussenelektronen), α-, β-, γ-Strahlung und Kernspaltung

► 2. Stöchiometrie I*Die Lernenden*

<i>2.1 Molbegriff</i>	<ul style="list-style-type: none">- demonstrieren anhand eines Beispiels die sehr grosse Zahl identischer Teilchen in einem Mol einer Stoffprobe- verstehen das Mol als geeignete Grösse für Berechnungen mit Stoffmengen
<i>2.2 Reaktionsgleichungen</i>	<ul style="list-style-type: none">- stellen Reaktionsgleichungen mit stöchiometrischen Koeffizienten und mit einer Angabe zu den Zuständen sämtlicher Reaktanden auf

2.3 Stöchiometrische Rechnungen	<ul style="list-style-type: none">- berechnen mit Hilfe des PSE die molare Masse (M) eines Stoffes- Rechnen mit der Grundgleichung der Stöchiometrie ($n=m/M$)- berechnen für eine gegebene chemische Reaktion mittels stöchiometrischen Überlegungen umgesetzte oder umzusetzende Stoffmengen
---------------------------------	---

2.4 Glossar	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Mol, molare Masse, Stöchiometrie, stöchiometrische Koeffizienten
-------------	---

► 3. Bindungslehre I: Elektronenpaarbindung

Die Lernenden

3.1 Kugelwolken-Modell	<ul style="list-style-type: none">- verstehen eine Elektronenwolke (Orbital) als Aufenthaltsort von höchstens zwei Elektronen- illustrieren mit einer Skizze den Aufbau eines beliebigen Hauptgruppen-Atoms im Kugelwolken-Modell- verstehen eine Elektronenpaarbindung als eine Überlappung zweier einfach-besetzter Elektronenwolken
------------------------	--

3.2 Lewis-Formel	<ul style="list-style-type: none">- leiten ausgehend vom Kugelwolken-Modell die Lewis-Schreibweise für Atome ab- skizzieren ausgehend von einer Summenformel Lewis-Formeln für denkbare Moleküle
------------------	---

3.3 Räumliche Struktur	<ul style="list-style-type: none">- ermitteln mit Hilfe des Elektronenpaarabstoßungsprinzips (VSEPR) die räumliche Struktur von Molekülen- illustrieren mit Hilfe der Keil-Strich-Formel die räumliche Struktur von Molekülen
------------------------	--

3.4 Glossar	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Bindungsenthalpie, Elektronenpaar (bindendes, nicht-bindendes (freies)), Elektronenpaarbindung (Doppelbindung, Dreifachbindung), Elektronenwolke (Orbital), Keil-Strich-Formel, Lewis-Formel, Molekül, räumliche Struktur (linear, gewinkelt, trigonal-planar, pyramidal, tetraedisch), Überlappung
-------------	--

► 4. Bindungslehre II: Metallbindung

Die Lernenden

4.1 Aufbau und Eigenschaften	<ul style="list-style-type: none">- verstehen den Aufbau von Metallen als dynamisches Modell zwischen Atomrümpfen und Elektronengas- erklären die Stoffeigenschaften der Metalle (elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit, Verformbarkeit, Schmelz- und Siedetemperatur) mit deren atomarem Aufbau- erläutern, wie die Fremdatome einer Legierung die Eigenschaften der ursprünglichen Metalle beeinflussen
------------------------------	---

4.2 Glossar

- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: elektrische Leitfähigkeit, Elektronengas (delokalisierte Elektronen), Legierung, Schmelz- und Siedetemperatur, Verformbarkeit, Wärmeleitfähigkeit
-

2. Jahr

► 1. Bindungslehre III: Ionenbindung

Die Lernenden

1.1 Ionen	<ul style="list-style-type: none">- verstehen die Bildung der einatomigen Ionen als Abgabe oder Aufnahme bzw. Übertragung von Elektronen- kennen die Namen und Formeln der einatomigen Ionen und folgender mehratomiger Ionen: Ammonium, Carbonat, Hydrogencarbonat, Hydroxid, Nitrat, Phosphat, Hydrogenphosphat, Dihydrogenphosphat, Sulfat und Hydrogensulfat
1.2 Eigenschaften und Aufbau der Salze	<ul style="list-style-type: none">- unterscheiden Salze von metallischen und molekularen Stoffen anhand typischer Stoffeigenschaften (Schmelz- und Siedetemperatur, Sprödigkeit, elektrische Leitfähigkeit, Löslichkeit)- interpretieren die typischen Stoffeigenschaften der Salze mit deren Aufbau- ermitteln für ein Salz ausgehend von der Art des Kations und des Anions die korrekte Verhältnisformel
1.3 Nomenklatur	<ul style="list-style-type: none">- konstruieren ausgehend von einer Verhältnisformel des Salzes oder ausgehend von den darin vorkommenden Ionen den Namen nach IUPAC (und umgekehrt)
1.4 Enthalpien*	<ul style="list-style-type: none">- formulieren den Zusammenhang zwischen den tabellierten Gitterenthalpien und dem Schmelzpunkt des Salzes- formulieren den Zusammenhang zwischen den tabellierten Hydratationsenthalpien und der Löseenthalpie des Salzes- schätzen mit Hilfe der tabellierten Gitterenthalpien und Hydratationsenthalpien für ein gegebenes Salz die Löseenthalpie in Wasser ab
1.6 Glossar	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Gitterenthalpie, Hydratationsenthalpie, Ion (Anion, Kation), Ionenbindung, Löseenthalpie, Löslichkeit, Salz, Sprödigkeit, Verhältnisformel

► 2. Bindungslehre IV: Zwischenmolekulare Kräfte

Die Lernenden

2.2 van der Waals-Kraft*	<ul style="list-style-type: none">- beschreiben, wie zwischen Molekülen ohne Dipol-Charakter eine zwischenmolekulare Kraft (van der Waals-Kraft) zu Stande kommt- ordnen gegebene Moleküle nach zunehmender Stärke der dazwischen herrschenden van der Waals-Kraft
--------------------------	---

2.3 Dipol-Dipol-Kraft*	<ul style="list-style-type: none"> - bestimmen für ein gegebenes Molekül, ob es sich um einen Dipol handelt - erklären, warum zwischen Dipol-Molekülen eine zwischenmolekulare Kraft (Dipol-Dipol-Kraft) herrscht - untersuchen, ob zwischen zwei gegebenen Molekülen eine Dipol-Dipol-Kraft herrscht
2.4 Wasserstoffbrücke*	<ul style="list-style-type: none"> - erkennen die Struktur-Merkmale von positiven und negativen Halbbrücken (aktiven und passiven Stellen) - erklären, wie zwischen einem Molekül mit positiver Halbbrücke und einem Molekül mit negativer Halbbrücke eine besonders starke zwischenmolekulare Kraft (Wasserstoffbrücke) zustande kommt - untersuchen, ob zwischen zwei gegebenen Molekülen eine Wasserstoffbrücke gebildet werden kann
2.5 Interpretation von Eigenschaften*	<ul style="list-style-type: none"> - deuten Siedepunkte molekularer Stoffe mit den zwischen den Molekülen herrschenden zwischenmolekularen Kräften - deuten das homogene bzw. heterogene Mischungsverhalten eines Gemisches zweier molekularer Stoffe mit den im System herrschenden zwischenmolekularen Kräften - beschreiben mit Hilfe einer Skizze, welche Kräfte zwischen den Teilchen in einer Salzlösung herrschen
2.6 Glossar	<ul style="list-style-type: none"> - verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: apolar, Bindungsdipol (polare Bindung), Dipol-Dipol-Kraft, Dipol-Molekül, Elektronegativität, hydrophil, hydrophob, Ion-Dipol-Kraft, lipophil, lipophob, Moleküldipol, negative Halbbrücke (passive Stelle), polar, positive Halbbrücke (aktive Stelle), unipolar, van der Waals-Kraft, Wasserstoffbrücke, zwischenmolekulare Kraft

► 3. Organische Chemie I: Kohlenwasserstoffe

Die Lernenden

3.1 Strukturformeln	<ul style="list-style-type: none"> - definieren den Begriff „Heteroatom“ - skizzieren ausgehend von der Lewis-Formel eines beliebigen organischen Moleküls dessen Skelettformel
3.2 Kohlenwasserstoffe*	<ul style="list-style-type: none"> - verstehen den Rohstoff Erdöl als Hauptquelle für Kohlenwasserstoffe und organische Verbindungen - nennen gemeinsame Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe (z. B. Brennbarkeit, Reaktionsträgheit, Hydrophobie) - erläutern die strukturelle Vielfalt der Kohlenwasserstoffe und beschreiben die Strukturen mit den passenden Begriffen
3.3 Halogenierung	<ul style="list-style-type: none"> - geben für einen gesättigten oder ungesättigten Kohlenwasserstoff die Struktur denkbarer Halogenierungsprodukte an - formulieren für die radikalische Substitution einen plausiblen Reaktionsmechanismus mit Startreaktion, Kettenreaktion und Abbruchreaktion

3.4 Isomerie	<ul style="list-style-type: none">- erläutern anhand eines konkreten Beispiels den Begriff der Isomerie- bestimmen ausgehend von einer Summenformel verschiedene Konstitutionsisomere
3.5 Nomenklatur	<ul style="list-style-type: none">- kennen die Namen und die Summenformeln der ersten 10 Vertreter der homologen Reihe der unverzweigten Alkane auswendig- konstruieren ausgehend von der molekularen Struktur eines Kohlenwasserstoffs (beschränkt auf lineare / verzweigte / zyklische und gesättigte / ungesättigte Kohlenwasserstoffe) einen eindeutigen Namen nach IUPAC (und umgekehrt)
3.6 Glossar	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Alkan, Alken, Alkin, Bromierung, elektrophile Addition, gesättigt bzw. ungesättigt, Heteroatom, homologe Reihe, Isomerie, Kohlenwasserstoff, Konstitutionsisomerie, linear, Nomenklatur, Radikal, radikalische Substitution, Reaktionsmechanismus, reaktionsträge, reaktiv, Skelettformel, verzweigt, zyklisch

► 4. Stöchiometrie II

Die Lernenden

4.1 Konzentration	<ul style="list-style-type: none">- definieren den Begriff der Stoffmengenkonzentration (Molarität)- rechnen Massenkonzentrationen und Stoffmengenkonzentration (Molarität) in einander um
4.2 Gase	<ul style="list-style-type: none">- wenden den Satz von Avogadro in stöchiometrischen Rechnungen an- wenden die Ideale Gasgleichung in stöchiometrischen Rechnungen an
4.3 Glossar	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Ideale Gasgleichung, molares Volumen, Stoffmengenkonzentration (Molarität), Satz von Avogadro

3. Jahr

► 1. Reaktionslehre

Die Lernenden

1.1 Reaktionsgeschwindigkeit	<ul style="list-style-type: none"> - erklären mit Hilfe eines Energiediagramms den energetischen Verlauf von chemischen Reaktionen - erläutern die Einflüsse von Temperatur, Konzentration und Zerteilungsgrad und Katalysator auf die Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion
1.2 Reaktionsenthalpie	<ul style="list-style-type: none"> - formulieren den Zusammenhang zwischen den Bindungsenthalpien und der Reaktionsenthalpie - berechnen für eine gegebene Reaktion mit Hilfe der Bindungsenthalpien die Reaktionsenthalpie
1.3 Chemisches Gleichgewicht	<ul style="list-style-type: none"> - erklären, warum sich bei einer chemischen Reaktion im abgeschlossenen (isolierten) System zwangsläufig ein chemisches Gleichgewicht einstellt - wenden auf eine chemische Reaktion das Massenwirkungsgesetz an und berechnen fehlende Grössen - erklären die Einflüsse von Temperatur, Konzentration und Druck auf die Lage des Gleichgewichts einer Gleichgewichtsreaktion (le Châtelier)
1.4 Anwendungen	<ul style="list-style-type: none"> - nennen Beispiele aus Technik und Alltag, bei denen die Reaktionsgeschwindigkeit und die Lage des Gleichgewichts mit Erfolg beeinflusst werden - erklären Möglichkeiten zur (grosstechnischen) Optimierung einer chemischen Reaktion (z. B. Haber-Bosch)
1.5 Glossar	<ul style="list-style-type: none"> - verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Aktivierungsenergie, chemisches Gleichgewicht (dynamisches Gleichgewicht), Energiediagramm, Enthalpie, Gleichgewichtskonstante, Katalysator, le Châtelier, Massenwirkungsgesetz, offenes System, Reaktionsenthalpie, Reaktionsgeschwindigkeit, spontaner Prozess, System (offenes, geschlossenes, isoliertes), Zerteilungsgrad

► 2. Redoxreaktionen

Die Lernenden

2.1 Oxidation und Reduktion*	<ul style="list-style-type: none"> - verstehen das Konzept der Oxidation und der Reduktion als Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen - bestimmen bei Elektronenübertragungsreaktionen die Oxidation, die Reduktion, die Redoxreaktion und die komplette Reaktionsgleichung
------------------------------	--

2.2 Oxidationszahlen	<ul style="list-style-type: none">- bestimmen die Oxidationszahlen bei Ionen und Molekülen- bestimmen mit Hilfe der Oxidationszahlen, ob es sich bei einer gegebenen Reaktion um eine Redoxreaktion handelt
2.3 Elektrochemie*	<ul style="list-style-type: none">- ordnen gegebene Metalle vom edelsten zum unedelsten in richtiger Reihenfolge- beschreiben mit Hilfe von Reaktionen in Halbzellen und Redoxreaktionen, welche Vorgänge bei Elektrolysen und galvanischen Zellen ablaufen- konstruieren eine galvanische Zelle aufgrund des Redoxpotentials der Reaktanden
2.4 Glossar	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Elektrolyse, Elektronenübertragung, galvanische Zellen, Oxidationsmittel, Oxidationszahlen, Redoxpotential, Reduktionsmittel

► 3. Organische Chemie II: Funktionelle Gruppen

Die Lernenden

3.1 Alkohole*	<ul style="list-style-type: none">- konstruieren ausgehend von der molekularen Struktur der Alkohole den eindeutigen Namen nach IUPAC- erklären die Eigenschaften der Alkohole (z. B. Siedepunkt, Löslichkeit) anhand der molekularen Struktur- beschreiben die Wirkung von Alkohol (Ethanol) auf den Körper
3.2 Oxidationsprodukte der Alkohole	<ul style="list-style-type: none">- vergleichen die Oxidierbarkeit von primären, sekundären und tertiären Alkoholen- konstruieren ausgehend von der molekularen Struktur der Oxidationsprodukte der Alkohole einen eindeutigen Namen nach IUPAC
3.3 Carbonsäureester*	<ul style="list-style-type: none">- leiten ausgehend von den Carbonsäuren und von Alkoholen die Carbonsäureester ab- konstruieren ausgehend von der molekularen Struktur der Carbonsäureester einen eindeutigen Namen nach IUPAC- nennen zwei Anwendungen von Carbonsäureestern aus dem Alltag
3.4 Glossar	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Aldehyd, Alkohol (primär, sekundär, tertiär), Carbonsäure, Carbonsäureester, Keton

► 4. Säure-Basen-Reaktionen

Die Lernenden

4.1 Säuren und Basen*	<ul style="list-style-type: none">- formulieren die Definition von Säuren, Basen, sauren und basischen Lösungen nach Brønsted-Lowry- erkennen Ampholyte anhand der Struktur
-----------------------	--

4.2 Protolysegleichgewicht von Wasser	<ul style="list-style-type: none">- stellen Wasser als Ampholyten dar und- schlussfolgern daraus das Autoprotolysegleichgewicht von Wasser
4.3 pH-Wert*	<ul style="list-style-type: none">- leiten aus dem Ionenprodukt von Wasser die pH-Skala ab- berechnen bei gegebener Säuren- bzw. Basen-Konzentration den pH-Wert von wässrigen Lösungen
4.4 Stärke von Säuren und Basen	<ul style="list-style-type: none">- stellen Reaktionsgleichungen für Säure- Basen-Reaktionen auf und schätzen mit Hilfe der Säure- Basen-Reihe die Lage des Gleichgewichtes ab- leiten aus der Gleichgewichtskonstante die Säure- bzw. Basenstärke ab- schätzen den Protolysierungsgrad einer Säure bzw. Base ab
4.5 Glossar	<ul style="list-style-type: none">- verwenden folgende Begriffe im korrekten Zusammenhang: Ampholyt, Base, Basenstärke, basische (alkalische) Lösung, pH-Wert (neutral, sauer, basisch), pH-Skala, Protolyse, Protolysierungsgrad, Protonenübertragung, Säure, Säure-Basen-Reaktion, Säure/Basen-Reihe, saure Lösung, Säurestärke
