

Michael Wohlmuth



CHEMIE BEGREIFEN

Denkfiguren
Lernzyklen
Stundenbilder
Kompetenzen

**Begleitheft für
Lehrerinnen
und Lehrer**



Vorbemerkung

Mehr als zehn Jahre intensiver Vorarbeit waren notwendig, bis das Lehrbuch »Chemie begreifen« 2002 erstmals gedruckt werden konnte. In der ersten Hälfte dieses Zeitraums hat niemand an ein Buch gedacht. Lediglich ein unbändiger Wille war vorhanden, den Chemieunterricht neuartig zu gestalten: Jeder Schüler und jede Schülerin soll zu diesem Fach Zugang finden können und nicht nur ein kleiner, elitärer Kreis. An dem Vorhaben beteiligten sich einige Lehrkräfte, und dieses Projekt ist auch noch nicht endgültig abgeschlossen. Deshalb sind Korrekturen und Verbesserungsvorschläge sehr willkommen, um diese bei weiteren Auflagen berücksichtigen zu können. Außerdem werden bei der Benutzung des Lehrbuchs Fragen auftauchen, weil bei einem völlig neuen Unterrichtskonzept nicht jedes Detail in einem Begleitheft ausgearbeitet sein kann. An folgende Adressen können Rückfragen gestellt oder Verbesserungsvorschläge abgegeben werden:

Dr. Michael Wohlmuth
A-6870 Bezau, Bezegg 495, T 05514/2653
E-Mail: michael.wohlmuth@drei.at

Inhaltsübersicht

Das Didaktikkonzept von »Chemie begreifen«	3
Hinweise zu den Demonstrationsexperimenten	6
Organisation der Praktika	9
Antworten zu den Überlegungen	11
Anmerkungen zum Testsystem	20
Evaluationsbogen	28
Anhang:	
Grundzüge einer naturwissenschaftlichen Didaktik	29

Literaturangaben

Detaillierte Informationen zu einigen aktuellen Themen im Lehrbuch sind zu finden in:

Jay Orear, Grundlagen der modernen Physik, Carl Hanser Verlag, Kapitel 13	Elektronenhülle (C3)
Richard Feynman, Vom Wesen physikalischer Gesetze, Piper Verlag	Doppelspaltversuch (B4)
Spektrum der Wissenschaften, Mai 1980 Mai 1984	Cytochrom C (Z4) Aplysia (Z3)
Spektrum der Wissenschaft, Digest, Moderne Chemie	Reaktionsmechanismus zur Entgiftung von Autoabgasen (L4)
Chemie in unserer Zeit, 18. Jahrgang 1984, Nr. 2, Seite 37–45	Autoabgaskatalysator (L4)
D. Voet, J. G. Voet, Biochemie, Verlag Chemie, Seite 127 Seite 154 Seite 226 Seite 545 Seite 638 Seite 858 Seite 1082	Stammbaum des Lebens (Z4) Keratin (Y3) Hämoglobin (Y3) Zellatmung (Q4) Fettsäuresynthese (V2) lac Repressor (Z2) Missbildungen (Z4)
Christian de Duve, Aus Staub geboren, Spektrum Verlag	Evolutionsschritte 1 – 6

Illustrationen: Anton Egle, Koblach

3. Auflage (Druck 0003)
© Österreichischer Bundesverlag Schulbuch GmbH & Co. KG, Wien 2015

www.oebv.at

Alle Rechte vorbehalten.
Jede Art der Vervielfältigung, auch auszugsweise, gesetzlich verboten.

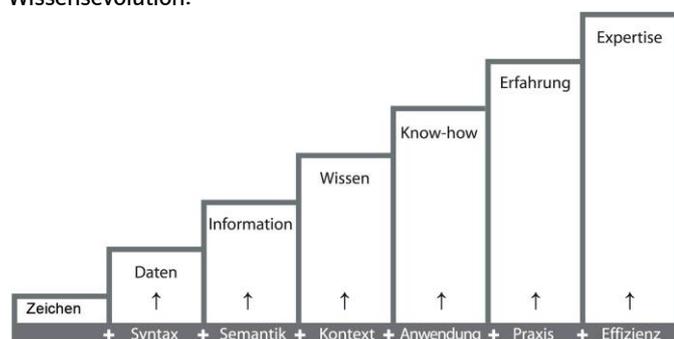
(Lehrermaterialien zu Schulbuch „Chemie begreifen“, Schulbuchnummer 110206, ISBN 978-3-215-13547-7)

ISBN 978-3-209-03921-7

Das Didaktikkonzept von »Chemie begreifen«

Die Grundlagen des Didaktikkonzepts sind als Anhang im Begleitheft genau erläutert.

Die »Wissenstreppe« beschreibt den stufenartigen Aufbau der Wissensentwicklung:



Der Titel »Chemie begreifen« drückt aus, dass dieses Schulbuch über die ersten drei Stufen hinausführt und eine optimale Basis für die später zu erwerbende Expertise bildet. Die Wissensvermittlung ist deshalb nicht das zentrale Anliegen, denn entsprechende Chemieschulbücher stehen in ausreichender Zahl zur Verfügung. »Chemie begreifen« lenkt das Augenmerk auf die Wissenserarbeitung, und zwar vor allem der zentralen Ideen (»big ideas«) der Chemie. Damit wird die Voraussetzung geschaffen, später selbstständig chemisches Wissen erweitern und vertiefen zu können. Um die Wissenserarbeitung zu optimieren, berücksichtigt das Lehrbuch folgende didaktische Grundsätze:

- Überblick kommt vor Einzelinformation.
- Situativer und systematischer Unterricht wechseln sich ab.
- Das Neugierverhalten wird angesprochen.
- Wenige, jedoch besonders klare Fachbegriffe werden verwendet.
- Aktivität und eine positive Grundstimmung werden gefördert.
- Neuer Stoff wird nur in kleinen Schritten vermittelt, Wiederholen und Üben wird ausreichend berücksichtigt.
- Die Anwendung von Basiswissen muss automatisiert sein, damit kompliziertere Denkleistungen bewältigt werden können.
- Unterschiedliche Sinneskanäle und Gedächtnisspeicher werden genutzt.
- Die diagnostischen Fähigkeiten müssen gut entwickelt werden.
- Es wird regelmäßig überprüft, ob die Kompetenzen ausreichen, die nächsten Lernzyklen zu bewältigen.

Die Berücksichtigung dieser didaktischen Grundsätze führt zu folgendem Aufbau des Lehrbuchs:

1. **Stundenbilder** sind mit einer Buchstaben-Zahl-Kombination gekennzeichnet und einem wichtigen Fachbegriff übertitelt. Am Beginn (»Worum geht es?«) wird die Verbindung zum vorangegangenen Stundenbild hergestellt und das Ziel klar festgelegt. Ausgangspunkt (und meistens sehr einfach zu demonstrieren) ist immer »Was lässt sich beobachten?«, um zu diversen »Überlegungen« zu gelangen. Die Antworten zu den Überlegungen sind gesondert in einem eigenen Kapitel (Seite 15) angegeben. *Es lohnt sich, die meiste Unterrichtszeit in die »Überlegungen« zu investieren.* Diese können wahlweise angeleitet im Klassenverband diskutiert oder in kleinen Schülergruppen selbstständig durchgearbeitet werden. Grafiken (»Hier wird es anschaulicher«) dienen dabei als Hilfestellung. Das Arbeitsergebnis eines Stundenbildes ist als »Das Wichtigste« zusammengefasst und eignet sich als abprüfbarer Lernstoff. Wenn genügend Zeit zur Verfügung steht, kann auch noch auf »Für besonders Interessierte« eingegangen werden. Dieser Teil kann – im Gegensatz zu allen anderen Schritten – immer problemlos ausgelassen werden. Nur Praktika und Testaufgaben sind von dieser Strukturierung der Stundenbilder ausgenommen.

Die Seitennummerierung ist farblich so unterlegt, dass ein Zusammenhang mit Sonnenlicht (gelb), Feuer (rot), Wasser (blau) und Pflanzen (grün) entsteht. Diese Farben weisen auf die verschiedenen Abschnitte im Buch hin:

- Der Aufbau der Materie (Licht als Informationsquelle zum Atombau).

- Gesetzmäßigkeiten chemischer Reaktionen (Feuer als Urbild aller chemischen Prozesse).
- Anorganische Reaktionstypen (Wasser als bevorzugtes Lösemittel).
- Organische Chemie und Evolution (Blattgrün an zentraler Stelle).

2. **Lernzyklen** sind mit den Buchstaben A–Z versehen und befassen sich mit zentralen Begriffen der Chemie. Das Bild am Beginn zeigt als Verankerung eine Verbindung von der Lebenswelt des Schülers/der Schülerin zur Thematik des Lernzyklus. Zusätzlich sind die nachfolgenden Stundenbilder in einem Orientierungsrahmen angeordnet.

Jeder Lernzyklus beginnt mit einem Praktikum, um durch situatives Lernen Neugierde und Aktivität zu fördern. Außerdem wird dabei Kooperationsbereitschaft und Teamfähigkeit entwickelt. Auf das Praktikum folgen meist 3 oder 4 Stundenbilder in anleitender Unterrichtsform zur Erarbeitung der Grundbegriffe, die zum Verständnis unbedingt erforderlich sind. Der Lernzyklus schließt meistens mit der Anwendung des erworbenen Wissens zur Lösung von Testaufgaben und der Herstellung von Alltagsbezügen.

Erläuterungen zu den Titelbildern

Jedes Titelbild weist auf besondere Zusammenhänge im Lernzyklus hin:

- Einleitung: Das Bestreben der Menschheit, die Welt mithilfe der **Naturwissenschaft** zu verstehen, hat im antiken Griechenland ihren Anfang genommen und wird heutzutage durch präzise Messtechnik und ausgeklügelte Experimentierkunst weitergeführt. Der Renaissancekünstler Raffael (1483–1520) zeigt, wie Platon und Aristoteles (umgeben von zeitgenössischen Denkern) miteinander diskutieren.
- Bei der Bildung von Raureif scheidet sich ein reiner Stoff in Kristallform ab. Dieser Prozess lässt sich im Labor nachahmen, um **Stoffe** zu reinigen.
 - Gold ist ein bekanntes chemisches Element. Eine Aufnahme mit dem Rastertunnelmikroskop zeigt, dass chemische Elemente aus einer einzigen Sorte von Bausteinen aufgebaut sind. Diese Bausteine der Materie sind die **Atome**.
 - Licht kann durch Regentropfen in verschiedene Farben zerlegt werden. Genauso zerlegt ein Glasprisma das Licht, das von leuchtenden Atomen ausgesendet wird. Auf diese Weise kann der Aufbau der Atome studiert und ihre Einordnung in das **Periodensystem** verständlich gemacht werden.
 - Die Pyramiden von Gise zeigen, dass die regelmäßige Anordnung von Bausteinen automatisch zu Kanten und Flächen führt. Genauso entstehen Kristallformen mit Kanten und Flächen, weil **Gitter** regelmäßig aufgebaut sind.
 - Der Mangel an Spielzeug führt dazu, dass beide Hunde zusammenbleiben. Eine ähnliche Wirkung erzielt ein Mangel an Elektronen: Die Atome sind direkt (durch gerichtete **Bindungen**) miteinander verknüpft.
 - Kandiszucker wird in der Chemie als reiner Stoff bezeichnet. Dieser Stoff besteht aus einer einzigen Sorte von Stoffteilchen. In diesem Fall handelt es sich um **Moleküle**. Die Formel beschreibt, welche Atome sich zusammenschließen.
 - Seifenblasen entstehen, weil sich manche Moleküle (verursacht durch **molekulare Kräfte**) von selbst zu hauchdünnen Schichten zusammenlagern. Den gleichen Effekt nutzt die Natur aus, um Zellmembranen entstehen zu lassen.
 - Das Feuer ist **die chemische Reaktion**, die von Menschen seit grauer Vorzeit beherrscht wird und deshalb eine ungeheure Symbolkraft besitzt. Das Feuer selbst ist der Ausgangspunkt von vielen weiteren chemischen Prozessen.
 - Der ständige Austausch von Wasserportionen zwischen 2 Behältern mithilfe dünner Röhrchen führt zuletzt immer zu einem scheinbaren Stillstand. Ein Zustand, der als **dynamisches Gleichgewicht** bezeichnet wird. Derselbe Zustand zeigt sich, wenn Iod zwischen 2 Flüssigkeiten hin- und herwandern kann.
 - Eine vorgegebene mechanische Gleichgewichtslage kann durch einen äußeren Eingriff verändert werden. Ebenso können chemische Gleichgewichtslagen (zB über Druck oder Temperatur) beeinflusst werden, um Reaktionen zu erzwingen. **Das Prinzip von Le Chätelier** sagt voraus, welche Reaktion einsetzt.

- K) Justus von Liebig (1803–1873) hat mit einem Aquarium demonstriert, dass der Kreislauf des Verbrauchs und des Entstehens von Sauerstoff letzten Endes von Sonnenenergie angetrieben wird. Genauso kann mit Solartechnologie Sauerstoff aus Wasser freigesetzt werden und die Reaktion von Sauerstoff mit Wasserstoff in einem Kreislaufprozess zur Energiegewinnung genutzt werden. **Die Triebkraft von Reaktionen** ist die Grundlage vieler weiterer Kreislaufprozesse.
- L) Durch kleinste Energiebeträge können Lawinen ausgelöst werden. Auch für das Entzünden eines Streichholzes genügt eine kleine Menge an Reibungswärme. Das Verbrennen von Gasen setzt ebenfalls oft erst nach einer Energiezufuhr ein. Will man diese Energiezufuhr einsparen, so kommt **der Katalysator** zum Einsatz.
- M) Die wunderbare Welt von Tropfsteinhöhlen entsteht dadurch, dass sich aus gelösten Ionen fester Kalk bildet. Nach dem gleichen Prinzip entstehen bei allen **Fällungsreaktionen** feste, salzartige Stoffe.
- N) Jede Pflanze ist intensiv grün gefärbt, weil Magnesium-Ionen von Liganden umgeben sind. Genauso können viele andere Metall-Ionen zusammen mit Liganden durch **Komplexbildungsreaktionen** zu kräftigen Farben führen.
- O) Der saure Geschmack ist typisch für die Zitrone. Alle Säuren, ob von der Natur oder im Labor hergestellt, verursachen **Protolysereaktionen** und rufen die gleiche Geschmacksempfindung hervor.
- P) Manche Farbstoffe, zB solche, die im Tee enthalten sind, ändern ihre Farbe durch eine bestimmte Menge von Säuren. Die Säuremenge bzw. **der pH-Wert** können mithilfe solcher Farbveränderungen bestimmt werden.
- Q) Eisen rostet mit der Zeit an der Luft. Dabei finden eine Reduktion und eine Oxidation statt. Auch Kupfer kann an **Redoxreaktionen** teilnehmen, jedoch muss Sauerstoff, zB durch Salpetersäure, ersetzt werden.
- R) Batterien lassen sich auf einfachste Weise gemäß den Gesetzen der **Elektrochemie** nachbauen: Es genügt, einen Elektronen abgebenden und einen Elektronen aufnehmenden Stoff zusammen mit einer elektrisch leitenden Flüssigkeit geschickt anzuordnen.
- S) Ein Satellitenbild offenbart die unglaubliche Schönheit und Vielfalt unseres Planeten. Vom Standpunkt der **Geochemie** aus gesehen ist jedoch die Erde hauptsächlich eine Silicat-Kugel, die aus Mineralien, wie zB Olivin, Asbest, Glimmer oder Quarz, besteht.
- T) Stanley Miller hat in einem berühmten Versuch 1953 die Bedingungen der Urerde simuliert, um zu zeigen, wie leicht sich **organische Moleküle** bilden, die in allen Lebewesen zu finden sind.

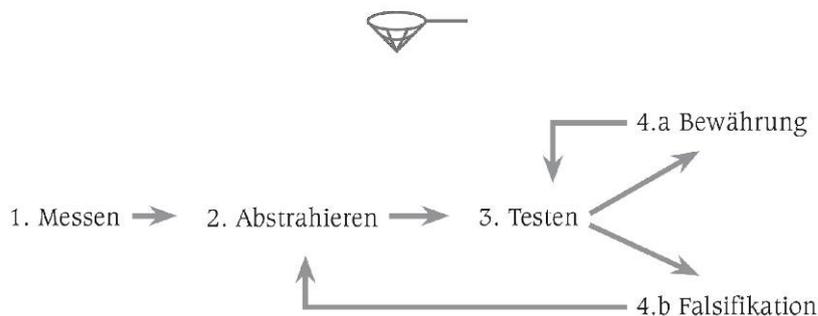
- U) Organische Moleküle sind vielfältig und in einander umwandelbar. Dementsprechend sind Produktionsanlagen für organische Verbindungen aufgebaut und Fließdiagramme strukturiert. Nur durch die **Klassifizierung organischer Moleküle** entsteht Übersichtlichkeit.
- V) Das Sonnenblumenöl lässt sich chemisch sehr genau charakterisieren. **Die Doppelbindung** im C-Gerüst macht bestimmte Moleküle für die Ernährung besonders wertvoll, zB die Z-Octadeca-9,12-diensäure und die Z-Octadec-9-ensäure. Da jedes Molekül eine unterschiedliche Tendenz besitzt, an einer festen Oberfläche haften zu bleiben und sich in Flüssigkeiten oder Gasen auszubreiten, kann jede einzelne Komponente chromatographisch abgetrennt werden.
- W) Jede Frucht besitzt ihren charakteristischen Geruch, der durch eine Kombination unterschiedlicher organischer Moleküle verursacht wird. Die Stoffklasse der Ester, die durch **Übertragungsreaktionen** entstehen, spielt dabei eine überragende Rolle.
- X) Kunststoffe sind aus der modernen Welt nicht mehr wegzudenken. Ihre Grundlage sind **Makromoleküle**, in denen sich eine kleine Baueinheit unzählige Male wiederholt.
- Y) Für das menschliche Leben sind **Proteine**, zB der Blutfarbstoff Hämoglobin, unentbehrlich. Die räumliche Struktur dieses Proteins wird gut sichtbar, wenn man die Augenachsen im richtigen Winkel auf das Stereobild richtet.
- Z) Michelangelo (1475–1564) hat in der Sixtinischen Kapelle das Wunder des Lebens grandios dargestellt. Die moderne **Molekularbiologie** kann die Baupläne des Lebens im Labor herstellen und modifizieren.

3. Die **Denkfiguren** werden im Rahmen einiger Lernzyklen eingeführt. Sie repräsentieren die typische Art des Denkens in der Chemie bzw. ihre zentralen Ideen. Die Denkfiguren werden durch 7 Symbole dargestellt, die immer wieder verwendet werden. Sie sind Bilder, die das Wesen der Chemie erklären. Man kann diese Bilder:

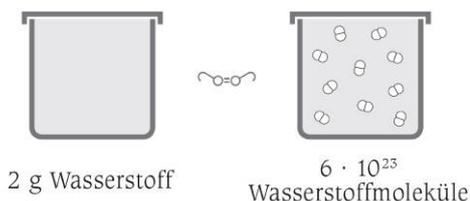
- durch Tätigkeiten erlebbar machen,
- damit Fachbegriffe sprachlich verdeutlichen,
- daraus mathematische Formulierungen ableiten,
- sie zu einem Symbol verdichten.

Denkfiguren erleichtern das Assoziieren und Abstrahieren von zentralen Begriffen der Chemie. Die nachfolgende Tabelle zeigt die 7 Denkfiguren (vereinfacht) und im Überblick:

1. **Falsifikationsprinzip:** Bewährtes (\neq wahres) Vermutungswissen

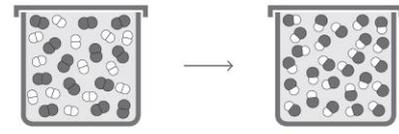
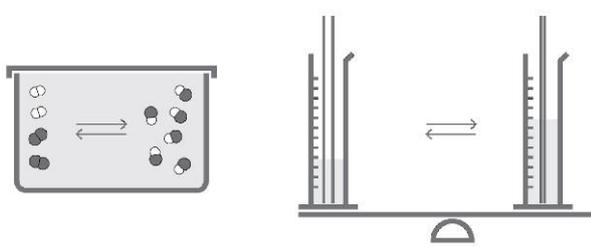
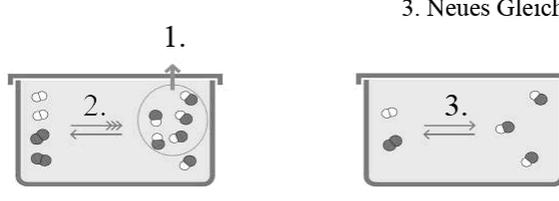
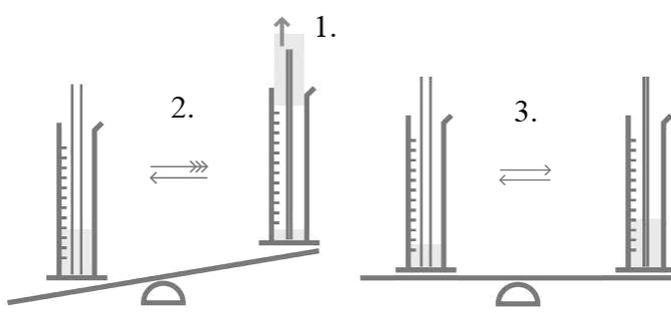
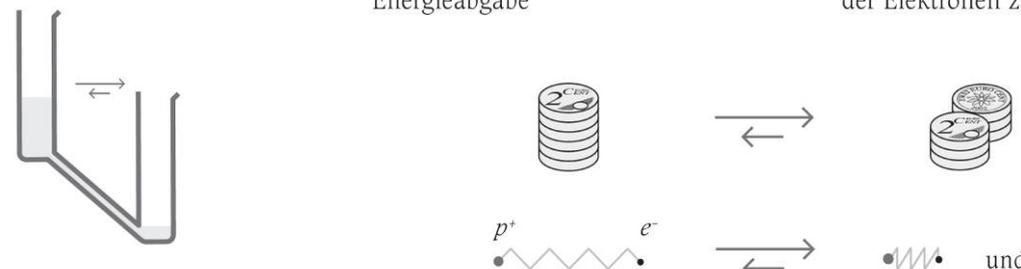
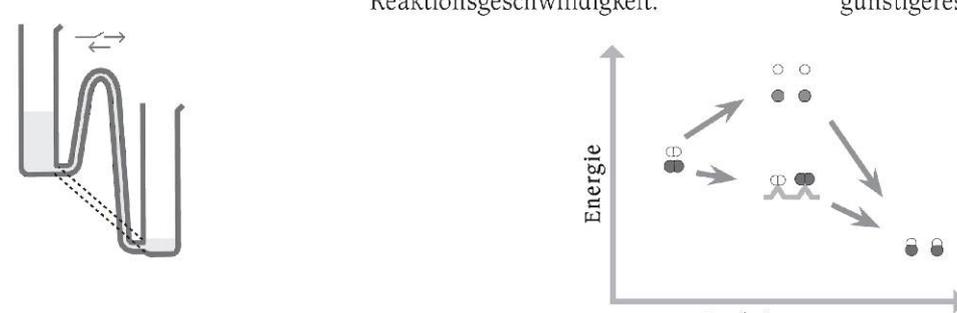


2. **Alltagswelt** ↔ **Nanoworld**



Ersatz der Einheit	Ergebnis
g → kg	1000 Stück
u → g	$6 \cdot 10^{23}$ Stück

Mol = Packung zu $6 \cdot 10^{23}$ (N_A) Stück
 Wägen ersetzt Zählen.

<p>3. Chemische Reaktion</p>  <p>$H_2 + I_2 \longrightarrow 2 HI$</p>	<p>neue Stoffe \rightsquigarrow neue Atomkombination --- neue Formeln</p> <p>Erhaltung der Masse \rightsquigarrow Erhaltung der Atome --- Erhaltung der Atomsymbole</p> <p>Minimalumsatz $\cdot N_A =$ Molumsatz</p>
<p>4. Dynamisches Gleichgewicht</p> 	<p>= Reaktionsende \rightsquigarrow Kompensation von Hin- und Rückreaktion</p> $\frac{c(\text{Produkte})^{\text{st\u00f6ch. Koeffizient}}}{c(\text{Edukte})^{\text{st\u00f6ch. Koeffizient}}} = K$ <p>Das MWG ist im dynamischen Gleichgewicht erf\u00fcllt.</p>
<p>5. Prinzip von Le Ch\u00e2telier</p>  <p>St\u00f6rung $\Rightarrow \frac{c(\text{Produkte})^{\text{st\u00f6ch. Koeff.}}}{c(\text{Edukte})^{\text{st\u00f6ch. Koeff.}}} \neq K$</p>	<p>= 1. St\u00f6rung 2. Beg\u00fcnstigung der Reaktion, die die St\u00f6rung m\u00f6glichst beseitigt. 3. Neues Gleichgewicht</p> 
<p>6. Triebkraft von Reaktionen</p> 	<p>= Streben nach Unordnung (maximaler Entropie) und Energieabgabe \rightsquigarrow Streben nach gro\u00dfer Wahrscheinlichkeit und nach N\u00e4he der Elektronen zum Kern</p> <p>p^+ e^- \rightleftharpoons \bullet ΔH</p>
<p>7. Katalysator</p> 	<p>Katalysator vergr\u00f6\u00dft Reaktionsgeschwindigkeit. \rightsquigarrow Katalysator erm\u00f6glicht g\u00fcnstigeres Zwischenprodukt.</p>

Das **Falsifikationsprinzip** (1) f\u00fchrt in der Chemie zur bew\u00e4hrten Vorstellung der **Nanoworld** (2): Alles Stoffliche besteht aus Atomen, die sich fast immer zu Stoffteilchen zusammenschlie\u00dfen. Die Br\u00fccke in die Nanoworld ist das Mol. Kombinieren sich die Atome neu, so beobachtet man in der Alltagswelt eine **chemische Reaktion** (3). Jede Reaktion kommt durch das **dynamische Gleichgewicht** (4) zum Stillstand. Das MWG beschreibt das dynamische Gleichgewicht. Durch \u00e4u\u00dfere Eingriffe kann das dynamische Gleichgewicht gest\u00f6rt werden. Es erfolgt eine neuerliche Reaktion gem\u00e4\u00df dem **Prinzip von Le Ch\u00e2telier** (5), bis wiederum das MWG erf\u00fcllt ist. Die **Triebkraft von Reaktionen** (6) wird durch Energie und Entropie verursacht, kann aber durch einen ung\u00fcnstigen Reaktionsweg blockiert sein. Ein **Katalysator** (7) \u00f6ffnet einen g\u00fcnstigeren Reaktionsweg.

4. Ein Testsystem ist mit den 4 großen Abschnitten des Lehrbuchs (Der Aufbau der Materie, Gesetzmäßigkeiten chemischer Reaktionen, Anorganische Reaktionstypen, Organische Chemie und Evolution) eng verwoben. Das Testsystem diagnostiziert vor allem Fähigkeiten, orientiert sich am Mastery-learning und überprüft Kompetenzen: Das bedeutet, dass der nächste Schritt im Unterricht erst dann gesetzt wird, wenn der allergrößte Teil der Klasse den vorangegangenen Schritt vollkommen erfasst hat. Jeder Schüler und jede Schülerin kann anhand der einzelnen Testaufgaben und des abschließenden Tests selbst beurteilen, ob er oder sie die erforderlichen Fertigkeiten und Kenntnisse erworben hat. Falls Bedarf besteht, lassen sich beliebig viele weitere Übungsbeispiele formulieren, bevor der Noten gebende, eigentliche Test durchgeführt wird. Detaillierte Hinweise dazu finden sich unter den »Anmerkungen zum Testsystem« auf Seite 20. Dieses äußerst effiziente System ist im Chemieunterricht besonders angebracht, weil wenige andere Fächer einen so aufbauenden Charakter besitzen wie die Chemie.

Eine Testaufgabe samt ihrer Lösungsanleitung ist in der Regel am Ende eines Lernzyklus zu finden. Die einzelnen Testaufgaben sind so konzipiert, dass zu ihrer Lösung ein geringes Maß an Gedächtnisleistung und ein Maximum an Verständnis erforderlich sind. Drei (oder manchmal zwei) Testaufgaben zusammen bilden einen Test.

Jeder der vier Abschnitte des Lehrbuchs wird mit einem Test abgeschlossen. Nur in den ersten beiden Abschnitten, die die allgemeine Chemie repräsentieren, sind zwei weitere Tests eingefügt. Dort ist der aufbauende Charakter besonders streng. Bei den letzten beiden Abschnitten decken die Tests einen größeren Bereich ab, weil in der zweiten Hälfte des Buches einzelne Lernzyklen übersprungen werden können.

Die Anwendung des Testsystems führt automatisch zu sechs Unterbrechungen im Unterrichtsfortgang. An diesen Stellen werden unter »Rückschau und Ausblick« größere Zusammenhänge erkennbar.

Das im Lehrbuch integrierte Testsystem ermöglicht exakte Vergleiche zwischen Klassen, zwischen Jahrgängen und eventuell zwischen verschiedenen Schulen oder Lehrkräften. Mit einem Testsystem dieser Art ist es auch kein Problem, bestimmte Leistungsstandards und Kompetenzen festzulegen und zu überprüfen. Das beste Bild über die Nachhaltigkeit des Lernens und Unterrichtens erhält man, wenn zB das Verständnis einzelner Fachbegriffe unvorbereitet, nach Abschluss der Maturaklasse und anonym getestet wird. Die eigentliche Qualität der Unterrichtsarbeit zeigt sich erst in seiner Langzeitwirkung.

Hinweise zu den Demonstrationsexperimenten

Der allergrößte Teil der im Lehrbuch beschriebenen Experimente (»Was lässt sich beobachten?«) kann von der Lehrkraft im Reagenzglas oder in einfachen Apparaturen durchgeführt werden. Neben den Vorteilen der Kosten- und Zeitersparnis wird vor allem ein komplizierter, möglicherweise verwirrender Versuchsaufbau vermieden. Da die Chemie in den meisten Fällen eher als schwieriges Fach erscheint, können Experimente in der Anfangsphase gar nicht einfach genug sein. Nur wenige grundlegende, im Buch beschriebene Experimente aus dem Bereich der Physik und Biochemie sind in der Schule kaum nachvollziehbar. In diesen seltenen Fällen kann eventuell mit kurzen Filmausschnitten, Overheadfolien oder Computersimulationen teilweise Abhilfe geschaffen werden. Die meisten verwendeten Versuchsbeschreibungen sind in der einschlägigen Literatur zu finden. Lediglich die Mengenangaben sind dort häufig größer. Um Experimente perfekt vorführen zu können, ist Übung und Vertrautheit erforderlich. Ist im Lehrbuch die Versuchsdurchführung hinlänglich genau beschrieben, so fehlen bei den nachfolgenden Hinweisen die entsprechenden Angaben.

Seite 13) Landolt-Reaktion

Lösung A: 4,5 g KIO_3 in 1 Liter H_2O .

(Die 10 mL Lösung A sind mit 10 mL H_2O zu verdünnen und die 5 mL Lösung A mit 15 mL H_2O . Auf diese Weise erhält man normierte Startbedingungen und einen direkten Zusammenhang von Menge und Reaktionszeit.)

Lösung B: 0,58 g Na_2SO_3 + 0,5 g Salicylsäure in 1 Liter H_2O + 5 mL Ethanol + 2 g H_2SO_4 konz.

Stärkelösung: ca. 1%ig.

Stärkelösungen sind nicht sehr lange haltbar. Die Lösungen A und B hingegen sind im Kühlschrank über Jahre hinweg haltbar.

Seite 19) Blue-Bottle-Experiment

16,5 g NaOH in 0,5 Liter H_2O , davon 50 mL pro Versuch mit 1–2 Tropfen Methylenblau-Lösung versetzen und dann 1 g Glucose zugeben.

Methylenblau-Lösung: 0,2 g Methylenblau in 100 mL H_2O .

A2) Für die Destillation einer Lösung eignen sich zB eine Lösung aus Wasser und Methanol oder Wein.

Die Chromatographie kann zB mit Filzstiften oder Ostereierfarben durchgeführt werden.

A3) Zur selbstständigen Durchmischung von Gasen eignen sich zB Bromdampf (1 Tropfen Brom im Standzylinder verdampfen lassen) und Luft.

Die selbstständige Durchmischung von Flüssigkeiten lässt sich beobachten, wenn man Wasser mit Kaliumpermanganat-Lösung unterschichtet. Dies gelingt am besten mithilfe einer Pipette samt Giftheber. Während des Abtauchens und Herausziehens wird

ständig Wasser angesaugt, um Spuren der Kaliumpermanganat-Lösung zu vermeiden.

A4) Die Thermolyse kann zB mit $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ (oder Ag_2O) durchgeführt werden. Beide Stoffe lassen sich rezyklieren. Zur Fotolyse eignet sich frisch gefälltes $AgCl$. Jeweils wenige mL 0,1-molare Silbernitrat-Lösung und Natriumchlorid-Lösung werden im Reagenzglas zusammengegeben. Die überstehende Lösung wird möglichst vollständig dekantiert, das Reagenzglas verschlossen und das nasse Silberchlorid an den Glaswänden durch Schüttern fein verteilt. Nach wenigen Minuten Belichten (mit Overhead-Projektor oder direkter Sonnenbestrahlung) kann man Chlorgeruch und schwarzgraue Silberabscheidung beobachten.

B2) Man kann zB Ölsäure zu 1‰ in Pentan lösen und 1 Tropfen der Lösung in eine mit Wasser gefüllte Glaswanne geben. Bedeckt man die Wasseroberfläche hauchdünn (zB mit Maisstärke), so kann die Ausbreitung des Ölflecks bequem über den Overhead-Projektor verfolgt werden.

B3) Elektronenstrahlröhren und Magnete finden sich in der Physiksammlung.

B4) Die verschiedenen Chloride lösen sich in Methanol, das mit entsprechender Flammenfärbung verbrennt.

C2) Das Zerschneiden eines »Maßbandes« mit den Atomsymbolen kann mit Papiermodellen im Unterricht vorgeführt werden.

C3) Am einfachsten sieht man Linienspektren, wenn man mit dem Taschenspektroskop die Deckenbeleuchtung untersucht.

D2) Versuchsdurchführung nach Obendrauf: Eine kleine Menge Natrium wird in einem Glühröhrchen kräftig erhitzt. Chlorgas aus einer Einwegspritze wird mittels Kanüle möglichst direkt auf das geschmolzene Natrium geleitet. Weniger aufwändig und spektakulärer ist die Reaktion von Al mit flüssigem Brom: Wenig Aluminiumgrieß wird unter dem Abzug mit einigen Tropfen Brom versetzt. ($AlBr_3$ ist aber keine rein ionische Verbindung.)

D5) Gewinnung von Blei aus PbO : 2,2 g PbO + 0,15 g C + 0,2 g Na_2CO_3 + 0,2 g K_2CO_3 innig vermischen, einige Minuten im Porzellantiegel zugedeckt glühen und dann schnell ausgießen. Die Elektrolyse gelingt mit einer ca. 0,1-molaren $Pb(NO_3)_2$ -Lösung bei ca. 20 V.

E2) Eine gesättigte NaCl-Lösung wird mit Grafitelektroden elektrolysiert. Der Elektrolyseraum wird mit einem großen Kork oder Gummistopfen (durchbohrt von 2 Elektroden) luftdicht verschlossen.

H6) Etwa 1 g PbO_2 genügt für die Reaktion. Das Reagenzglas wird mit Glaswolle abgedichtet und ist anschließend nicht mehr verwendbar. Günstiger ist der Einsatz eines Nickeltiegels anstelle des bald brüchig werdenden Porzellantiegels. Es ist möglich, für Spanprobe und das Abwägen des Reaktionsprodukts das gleiche Reagenzglas zu verwenden.

I3) Nur wenige Iodkriställchen werden eingesetzt, um eine zu dunkle Färbung zu vermeiden.

I4) Ca. 12,5 mL Ethanol und 12,5 mL Essigsäure bzw. 20 mL Ethylacetat und 5 mL Wasser werden zusammengegeben. Ca. 10 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure werden jeweils als Katalysator zugesetzt. Nach der Reaktion wird der Inhalt möglichst heiß in ein Becherglas mit Leitungswasser und Natriumhydrogencarbonat gegossen. Die Essigsäure ist noch im Rundkolben zu riechen, und der Ester wird als dünne Schicht im Becherglas sichtbar.

I5) In 2 mL ca. 0,1-molare HCl wird jeweils 1 Spatelspitze K_2CrO_4 bzw. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ gegeben. Anschließend werden wenige Tropfen konzentrierte Schwefelsäure bzw. 40%ige NaOH zugesetzt.

J2) Einfacher ist die Durchführung mit dem Schütteltrichter.

J4) In abgeschmolzenen Reagenzgläsern halten sich die nitrosen Gase über Jahrzehnte.

Detaillierte Hinweise finden sich in der Zeitschrift »Chemie und Schule« (2001, Nr. 1, Artikel von V. Obendrauf).

K2) Spektakulärer ist es, eine am Boden angebohrte Metalldose mit Plastikdeckel (zB für Tennisbälle) zu verwenden. Darin lässt man 5 Tropfen Pentan verdampfen, verschließt mit dem Deckel und zündet durch die Bohrung mit dem Bunsenbrenner.

K3) Von beiden Salzen werden etwa 2–3 Esslöffel verwendet.

K4) Siehe Seite 6: Seite 19) Blue-Bottle-Experiment

L2) Siehe Seite 6: Seite 19) Blue-Bottle-Experiment

L3) Die Reaktion wird mit 10%igem Wasserstoffperoxid durchgeführt. Die stabilisierende Phosphorsäure muss anfangs mit einem Tropfen konzentrierter Natronlauge zerstört werden.

L4) Für die Reaktion von Magnesium und Zink wird 0,1-molare Schwefelsäure verwendet.

Die Demonstration der Katalysatorwirkung von Platin erfordert einiges Geschick: Ein Reagenzglas wird wie beim Praktikum H1 mit Wasserstoff gefüllt. Eine kleine Menge Platinasbest wird mit einer Pinzette an einem Stativ mittels Klemme befestigt. Das Platinasbest muss unmittelbar vor dem Auslösen der Knallgasreaktion mit dem Brenner kurz ausgeglüht und vorgewärmt werden. Zuletzt lässt man das Gas direkt unter dem Platinasbest ausströmen.

L5) 10%iges Wasserstoffperoxid wird verwendet. Das System Thiosulfat/Eisen(III) ist sehr empfindlich gegenüber den Anfangskonzentrationen: Man gibt wenige mL 0,1-molarer Eisen(III)-chlorid-Lösung in ein Reagenzglas und dazu 1–2 Kristalle Natriumthiosulfat.

M2) Man gibt mit der Spatel größere Portionen Bariumchlorid zu ca. 2 mL Wasser im Reagenzglas. Dabei wird auch eine Abkühlung gut bemerkbar. Calciumfluorid kann durch Fällung frisch hergestellt werden und nach Zentrifugieren und Dekantieren für die (nicht funktionierende) Lösereaktion verwendet werden.

M3) Um möglichst viele Fällungsreaktionen rasch zeigen zu können, bereitet man 0,1-molare Lösungen von Kupfer(II)-nitrat, Natriumhydroxid, Natriumnitrat, Natriumcarbonat, Natriumsulfat, Natriumiodid, Bariumnitrat und Blei(II)-nitrat vor.

M4) Das verwendete Natriumacetat muss kristallwasserhaltig sein, da sonst infolge der Bildung von Aquakomplexen eine exotherme Reaktion zu beobachten ist. Für die Kristallisation sind die Mengenverhältnisse (20 g Natriumacetat in 10 mL Wasser) genau einzuhalten. Am besten verteilt man die übersättigte Lösung auf mehrere kleine Reagenzgläser, stellt diese in den Kühlschrank und lässt die Schüler/Schülerinnen später die Kristallisation aus nächster Nähe sehen und die Reaktionswärme erfühlen. Analog funktionierende Wärmepads sind im Handel erhältlich. Das Natriumacetat kann durch Verdunsten bequem recycelt werden.

M5) Man löst jeweils eine kleine Spatelspitze Blei(II)-nitrat, Bariumnitrat und Cobalt(II)-nitrat in ca. 10 mL Wasser. Die Fällung gelingt mit wenigen Tropfen konzentrierter Lösungen von Natriumiodid, Natriumsulfat und Natriumhydroxid. Die Niederschläge werden am bequemsten mit der Zentrifuge abgetrennt.

N2) Die erforderlichen Reagenzien sind bereits für das Praktikum N1 zubereitet worden.

N3) 1 kleine Spatelspitze Eisen(III)-nitrat wird in ca. 5 mL Wasser gelöst. Dazu kommen einige Spatelspitzen Natriumchlorid, die durch Schütteln gelöst werden. Anschließend wird der Vorgang mit einer Spatelspitze Natriumfluorid wiederholt.

N4) Man verwendet eine ca. 0,1-molare Kupfer(II)-sulfat-Lösung. Die Fällung erfolgt mit einigen Tropfen 1-molarer Natriumhydroxid-Lösung. Die Lösereaktion wird mit 1–2 mL halbkonzentrierter Ammoniak-Lösung durchgeführt.

N5) Der Versuch wird durchgeführt mit: 0,1-molarer Kupfer(II)-sulfat-Lösung, 0,1-molarer Silbernitrat-Lösung, 1-molarer Natriumchlorid-Lösung und halbkonzentrierter Ammoniak-Lösung.

O2) Zum Einsatz kommen: Methylrot als Indikator, 1 Spatelspitze Natriumsulfat und 1 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure. Die Fällung erfolgt mit wenigen Tropfen 1-molarer Bariumchlorid-Lösung.

O3) Ein geringer Wassergehalt der konzentrierten Schwefelsäure macht die Reaktion unmöglich. (Mäßiges Erwärmen schafft in diesem Fall Abhilfe.) Als Nachweisreagenzien verwendet man Methylrot, 1-molare Natriumchlorid-Lösung und 0,1-molare Silbernitrat-Lösung.

O4) Die verwendete Essigsäure und Salpetersäure sind konzentriert. Der Wassergehalt wird bei der Überschlagsrechnung vernachlässigt. Statt 1 g abzuwägen kann man näherungsweise auch 1 mL abmessen.

O5) Man gibt zu wenigen mL Wasser im Reagenzglas einige Tropfen Methylrot-Lösung. 1 Spatelspitze Aluminiumsulfat bewirkt den Farbumschlag des Indikators, nicht aber die gleiche Portion Natriumsulfat oder Magnesiumsulfat.

P2) Siehe P1.

P3) 1 einziger Tropfen einer 1-molaren starken Säure oder Base verändert den pH-Wert in $\frac{1}{4}$ Liter Wasser deutlich. Die Stoffe, die beim Praktikum P1 untersucht wurden, können auch hier getestet werden.

P4) Die Verschiebung des Indikatorgleichgewichts erfolgt bereits mit 1 Tropfen einer 1-molaren starken Säure oder Base. Die Indikator-Lösungen werden folgendermaßen hergestellt:
0,5 g Methylrot + 40 mL Wasser + 60 mL Ethanol
0,1 g Phenolphthalein + 30 mL Wasser + 70 mL Ethanol
0,1 g Bromthymolblau + 80 mL Wasser + 20 mL Ethanol

P5) Die gut erkennbare Mischfarbe von Methylrot (Umschlagbereich pH 4,2–6,3) ist nicht genau beim Puffer pH-Wert des Systems Essigsäure/Acetat (4,8) zu erkennen. Deshalb nimmt man zur Herstellung des Puffers für 1 g Natriumacetat nur 0,1 g (ca. 5 Tropfen) konzentrierte Essigsäure und 10 mL Wasser. (Ca. 0,5 g konzentrierter Essigsäure entspricht der äquimolaren Menge.) Eine ungepufferte Lösung, die die Mischfarbe von Methylrot aufweist, erhält man aus 10 mL Wasser mit 1 Tropfen 2-molarer Essigsäure. Die Wirkungsweise des Puffersystems kann mit einigen Tropfen 0,5-molarer Natriumhydroxid-Lösung bzw. 0,5-molarer Salzsäure getestet werden.

Problemlos erreicht man die Übereinstimmung des Umschlagpunktes des Indikators mit dem Puffer-pH durch die Verwendung von Kongorot. Das Kongorot steht allerdings im Verdacht, krebserregend zu wirken. Auch die Verwendung des pH-Meters ist möglich.

Q2) Man verwendet eine 0,1-molare Kupfer(II)-sulfat-Lösung. Die Fällung und Komplexierung wird mit halbkonzentrierter Natronlauge durchgeführt.

Q3) Magnesium reagiert rasch mit 1-molarer Salzsäure. Man gibt wenige Kupferspäne mit 2 mL konzentrierter Salpetersäure in ein Reagenzglas, das in den Abzug gestellt wird. Nach Beendigung der Reaktion wird mit Wasser verdünnt.

Q4) Alle Salze (Natriumfluorid, Natriumchlorid, Natriumbromid, Natriumiodid) werden in gleich viel Wasser, ca. 3 mL, gelöst. Die verwendete Kaliumpermanganat-Lösung ist ca. 0,02-molar.

Q5) Alle verwendeten Lösungen (Zinknitrat, Blei(II)-nitrat, Kupfer(II)-nitrat, Kalium- oder Natriumnitrat in der Salzbrücke) sind 1-molar.

R2) Um maximale Leuchtstärke zu erreichen, werden möglichst konzentrierte Lösungen von Magnesiumchlorid und Kupfer(II)-chlorid verwendet. Das Magnesiumband kann zuvor um einen Bleistift gewickelt werden, damit sich seine Oberfläche vergrößert.

R3) Optimale Ergebnisse beim Galvanisieren erzielt man zB mit folgender Lösung:
12,5 g Kupfer(II)-sulfat + 5 g konzentrierte Schwefelsäure + 5 g Ethanol in 100 mL Wasser.

R4) Die verwendete Schwefelsäure ist ca. 2-molar. Es ist günstig, die Bleiplatten immer mit der gleichen Polung aufzuladen.

R5) Die auf Seite 129 abgebildete Brennstoffzelle ist bei der Fa. Heliocentris, Energiesysteme GmbH, Berlin, erhältlich.

S2) Die Natriumsilicat-Lösung wird mit einigen Tropfen konzentrierter Salzsäure versetzt, der Niederschlag eventuell durch Zentrifugieren abgetrennt.
Der chemische Garten war eines der Lieblingsexperimente von J. W. v. Goethe. Als Natriumsilicat-Lösung verwendet man Natronwasserglas, 1 : 1 mit Wasser verdünnt. Zur Reaktion eignen sich bestens Salzbröckchen mit einigen Millimetern Durchmesser von Eisen(III)-chlorid, Magnesiumchlorid, Nickel(II)-chlorid, Cobalt(II)-chlorid, Mangan(II)-chlorid.

S3) Das Wasser in den Gaswaschflaschen wird mit Bromthymolblau-Lösung versetzt. Die saure Wirkung von Kohlendioxid lässt sich beobachten, indem Atemluft durch eine Gaswaschflasche geblasen wird. Das zugesetzte Bromthymolblau muss anfangs seine Mischfarbe aufweisen.

S4) Die restliche Luft erreicht nach wenigen Minuten ihr endgültiges Volumen und ist ausreichend abgekühlt. Die Bildung von Phosphorsäure wird mit Methylrot nachgewiesen.

S5) CuO und Kohlenstoff (zB Activated Charcoal der Fa. Fluka) werden im Verhältnis 2:1 gemischt. Das entstehende CO₂ kann zum Nachweis in Kalkwasser eingeleitet werden.
Man verwendet ca. 1 cm³ sehr feine Stahlwolle (eventuell mit 0,5 M HCl vorgereinigt) und eine 5%ige CuSO₄-Lösung.

T3) Baeyer-Reagenz (Test auf $\text{—C}=\text{C—}$)

Lösung 1: 6 g KMnO₄ + 100 mL H₂O

Lösung 2: 10 g Na₂CO₃ + 100 mL H₂O

Testreagenz: 1 Teil Lösung 1 + 10 Teile Lösung 2

1 Tropfen Testreagenz für 2 mL Probe

T4) 1 Stück Würfelzucker kann mit dem Bunsenbrenner zum Brennen gebracht werden, wenn er zuvor fest in Zigarettenasche hineingedrückt worden ist.

U2) 1 g 2,4-Dinitrophenylhydrazin wird in 25 mL Ethanol + 8 mL reinem H₂O suspendiert. Mit 5 mL konzentrierter H₂SO₄ entsteht eine klare, orangefarbene Testlösung.

Durchführung der Nachweisreaktion: zu 3 mL Testlösung kommen wenige Tropfen Testsubstanz.

U3) Bevor die Reaktionsträgheit des Diethylethers demonstriert werden kann, müssen allfällige Verunreinigungen mit Natrium beseitigt werden.

V3) Gleichgewichtsverschiebung von Phenolphthalein: siehe P4. Das Blue-Bottle-Experiment mit Methylenblau ist auf Seite 6 (Seite 19, Blue-Bottle-Experiment) beschrieben.

V4) ½ Walnuss wird in einer Reibschale gründlich zermahlen und mit 5 mL Heptan in einem Reagenzglas gut ausgeschüttelt. Die überstehende Lösung wird dekantiert und mit Baeyer-Reagenz (siehe T3) getestet.

V5) Eine Rasierklinge oder ein Aluminiumblech in Münzgröße wird zunächst auf ein Stück Löschpapier gelegt. Beides zusammen gibt man vorsichtig auf die Wasseroberfläche. Das Löschpapier wird anschließend so aus dem Wasser gezogen, dass das Metallstück auf der Wasseroberfläche schwimmt. 1 Tropfen Spülmittel wird nachträglich möglichst weit entfernt von dem schwimmenden Objekt zugegeben. Das Experiment kann gut mit dem Overhead-Projektor sichtbar gemacht werden.

W2) Statt in einem großen Reagenzglas wird die Hydrolyse von Kokosfett bequemer in einem Becherglas durchgeführt. Das geschmolzene Kokosfett muss mindestens 5 Minuten mit 10 mL 5-molarer NaOH gekocht werden. Das verdampfende Wasser wird von Zeit zu Zeit ergänzt.

W3) Fehling-Lösung I: 7 g Kupfer(II)-sulfat in 100 mL Wasser
Fehling-Lösung II: 37 g Kaliumnatriumtartrat + 10 g Natriumhydroxid in 100 mL Wasser
Je 2–3 mL der Fehling-Lösung I und II werden in einem Reagenzglas mit wenigen Tropfen Ethanol erhitzt. Ebenso werden 2–3 mL Fehling-Lösung I und 2–3 mL Fehling-Lösung II zusammen mit 1 Spatelspitze Glucose erwärmt.

X2) 0,1 g Watte oder Filterpapier werden in einem Reagenzglas mit 1 mL konzentrierter Schwefelsäure übergossen und solange mit einem Glasstab gerührt, bis ein hellbrauner Sirup entstanden ist. Dieser wird mit 10 mL Wasser verdünnt und am Wasserbad ca. 15 Minuten erwärmt. Davon werden 2 mL entnommen und mit 2 Plätzchen Natriumhydroxid neutralisiert. Anschließend wird die Fehling-Reaktion durchgeführt wie mit der Glucose. Längeres Hydrolysieren führt zu einer kräftigeren Fehling-Reaktion.

Y2) 2 mL Hexandisäurechlorid (Adipinsäurechlorid) werden in 50 mL Heptan gelöst. 2 mL Hexan-1,6-diamin werden in 50 mL Wasser gelöst, das mit wenigen Tropfen Phenolphthalein-Lösung angefärbt werden kann. Ein Nylonfaden lässt sich mit einer Pinzette von der Grenzfläche wegziehen und um einen Glasstab aufwickeln.

Y3) Siehe Praktikum Y1.

Y4) 2 mL einer wässrigen Harnstoff-Lösung (10%ig) werden mit einer Spatelspitze Urease und wenigen Tropfen Phenolphthalein-Lösung versetzt. Nach kurzer Zeit wird die Lösung basisch.

Chemikalienliste Kapitel A–L

NaCl, NaBr, NaI
 Na₂SO₄, Na₂SO₃, Na₂S₂O₃
 NaHCO₃, Na₂CO₃, **NaOH**, K₂CO₃
 NaNO₃
 AlCl₃, SrCl₂, BaCl₂, CaCl₂
 KIO₃, **Ba(OH)₂**, **NH₄Cl**
 PbO, PbO₂, Pb(NO₃)₂
 K₂CrO₄, K₂Cr₂O₇, KMnO₄
 CuCl₂, CuSO₄, AgNO₃, CuCl

HCl, H₂SO₄, HNO₃
H₂O₂

Holzkohlepulver, Iod, Brom, Natrium
 Al – Gieß und Staub
 Zn – geraspelt und Staub
 Mg – Gieß und Band

Methanol, Ethanol, Pentan, Heptan
Essigsäure, Ethylacetat, Naphthalen
 Ölsäure, Salicylsäure, Citronensäure
Benzoessäure, Glucose
 Saccharose, Harnstoff

lösliche Stärke, Glaspulver, Methylenblau, Platinasbest,
 Plantindraht
 Kupferblechstreifen – 1 mm dick (vom Spengler)
 Bleiblech – 2 mm dick (vom Installateur), als Elektrolysefläche
 Buchenholzspäne für Glimmspanprobe (aus Abfallholz)
 Sand

Organisation der Praktika

Praktika sollen Teamfähigkeit, Selbstständigkeit und Aktivität fördern. Beschränkt sich die Lehrkraft während des Praktikums darauf, lediglich praktische Anweisungen und Hilfestellungen zu geben, so erhält sie bei der Korrektur der Protokolle ein gutes Bild davon, was Schüler/Schülerinnen gemeinsam und mithilfe des Lehrbuchs zu Stande bringen. Auftretende Wissensmängel und Verständnislücken können dann zielgerichtet in der nachfolgenden Unterrichtseinheit beseitigt werden. Idealerweise besteht eine Arbeitsgruppe aus drei Personen: Der **Laborant/die Laborantin** kümmert sich um Chemikalien, Geräte und Sauberkeit. Der **Experimentator/die Experimentatorin** ist für die exakte Abwicklung der Versuche zuständig. Für die Aufzeichnung der Beobachtungsergebnisse und die schriftliche Zusammenfassung ist der **Protokollführer/die Protokollführerin** verantwortlich. Damit die Praktika ihre volle didaktische Kraft entfalten, muss sich das ganze Team mit den Fragestellungen befassen. Um Schreibarbeit zu vermeiden, können Tabellenrahmen oder Diagramme aus dem Buch kopiert, eventuell vergrößert und den Schülergruppen zur Verfügung gestellt werden. Sinnvoll ist, die Arbeitsleistung der Schülergruppen in die Mitarbeitsbenotung mit einzubeziehen. Allerdings sollte kein Notendruck entstehen, der lähmend wirken könnte, zum Abschreiben animiert oder die Freude an der eigenen Aktivität bremst. Es lohnt sich, die Praktika sorgfältig vorzubereiten und alle speziellen Geräte und Chemikalien in eigenen Boxen zusammenzustellen. Die Praktika werden auf diese Weise für alle Beteiligten zu besonders angenehmen Unterrichtseinheiten und geben immer wieder einen Impuls, sich mit der nachfolgenden systematischen Erarbeitung ernsthaft und tief greifend auseinander zu setzen. Abschließend ist zu bemerken, dass bei den Praktika besonders auf **Sicherheitsfragen** zu achten ist. Dazu zählen vor allem die korrekte Etikettierung von Chemikalien und das Tragen von Schutzbrillen.

Zusätzliche Hinweise für die Durchführung der Praktika:

Praktikum Seite 12)

Flüssigkeit A: Ethanol Flüssigkeit B: 0,1 M NaOH
 Flüssigkeit C: 0,1 M CuSO₄
 Beim Mischen von A und B zeigt sich eine Volumskontraktion von ca. 0,5 mL.

Chemikalienliste Kapitel M–Z

Na₂S, NaF, Natriumacetat-trihydrat
 Al₂O₃, Na₄SiO₄
 FeCl₂, MgCl₂, MnSO₄, FeCl₃
 Ba(NO₃)₂, Co(NO₃)₂, Bi(NO₃)₃, Cu(NO₃)₂, Mg(NO₃)₂
 NH₃, KI, KCl
 weißer Phosphor
 Zinkblech, Stahlwolle

Phenolphthalein, Methylrot, Bromthymolblau, (Kongorot), Eosin
 Ammoniumoxalat

Toluen, Cyclohexen, Propanon
 Propanol, Butanol, Pentanol
 Butansäure, Pentansäure
 Cystein, Dichlorbenzol
 Methylmethacrylat
 2,4-Dinitrophenylhydrazin
 Hexan-1,6-diamin, Hexandisäuredichlorid
 Acetamid, Urease, Dibenzoylperoxid
 Propandisäure

Hervorgehoben sind Stoffe, von denen man besser Liter oder Kilogramm-Mengen besorgt.

A1) Der heterogene Stoff wird hergestellt, indem man 6 g Benzoesäure und 24 g Sand in einer Reibschale so gut wie möglich zerdrückt und vermischt. Diese Menge reicht für 6 Schülergruppen. Die auskristallisierte Benzoesäure kann samt Lösung nach vollständigem Verdunsten des Wassers für weitere Praktika wieder verwendet werden.

B1) Verschiedene Kupferplättchen mit Massen von 0,5–1,5 g sind vorzubereiten. Es ist günstig, möglichst viele Brenner unter dem Abzug zu installieren, damit allen Arbeitsgruppen genügend Zeit für die weiteren Schritte zur Verfügung steht.

C1) Das Testreagenz H₂SO₄ wird aus konzentrierter Schwefelsäure hergestellt, die man 1:5 mit Ethanol verdünnt. Das Testreagenz ist nicht sehr lange haltbar, jedoch ungefährlicher als konzentrierte Schwefelsäure. Das Testreagenz AgNO₃ ist eine 0,01-molare Lösung des Salzes in reinem Wasser.

D1) Proben: CuSO₄, (Pb(NO₃)₂), Harnstoff, Saccharose, NaCl, Citronensäure, Zn(NO₃)₂.

E1) Proben: Harnstoff, NaCl, Saccharose, Glaspulver (SiO₂), Zinkstaub, Naphthalen.

F1) Statt des Geschirr-Reinigers für Spülmaschinen kann auch Na₂SO₄ verwendet werden. Als Elektroden eignen sich zB Bleiplättchen. Bauanleitungen finden sich auch in der Zeitschrift »Chemie und Schule« (1998, Nr. 4, Artikel von V. Obendrauf).

G1) Die Essigsäure kann mit Wasser verdünnt werden. Der Geruch soll noch gut wahrnehmbar sein.

H1) Zur Reaktion wird etwa 1-molare HCl verwendet.

J1) Geeignet sind zB das Kinderspielzeug »Baudose RONDl« der Metro-Handelskette oder Lego-Bausteine.

K1) Magnetrührer können durch Schütteln (wie Barmixer) ersetzt werden. Es müssen unbedingt Vorratsbehälter vorhanden sein, damit alle Lösungen thermostatisiert sind. Für alle Reaktionen genügt thermostatisiertes Leitungswasser.

L1) Die Reaktion wird mit 10%igem Wasserstoffperoxid durchgeführt.

M1) Festes Natriumsulfat, Strontiumchlorid, Eisen(III)-chlorid lassen sich in kleinen Behältern problemlos für das Praktikum vorrätig halten. Natriumhydroxid hingegen ist hygroskopisch. Deshalb wird am besten das Natriumhydroxid nur in kleinsten Portionen für das Praktikum ausgegeben.

N1) Als Lösungen werden 0,1-molare Magnesiumnitrat-Lösung, 0,1-molare Aluminiumnitrat-Lösung und 0,1-molare Silbernitrat-Lösung verwendet. Die Bismut(III)-nitrat-Lösung wird hergestellt, indem man 0,1 Mol/l in 0,1-molarer Salpetersäure zu lösen versucht. Der unlösliche Anteil des Salzes wird abfiltriert. Die 6-molare Kaliumiodid-Lösung muss immer frisch zubereitet werden, damit sie farblos ist. Die verwendete Natriumhydroxid-Lösung ist halbkonzentriert (20%ig).

O1) Alle verwendeten Lösungen sind ca. 1-molar.

P1) Die Konzentration der Salzsäure ist 0,02-molar: 2 mL konzentrierte Salzsäure werden mit Leitungswasser auf 1 l aufgefüllt. Die Konzentration der Natronlauge ist 0,1-molar: 4 g Natriumhydroxid werden in 1 l Leitungswasser aufgelöst. Der Wendepunkt in der Titrationskurve (Neutralisation) erfolgt nach Zugabe von etwa 8 mL Natriumhydroxid-Lösung.

Q1) Die Konzentration der Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung ist 0,5 molar.

R1) Die Tonzylinder müssen nach Gebrauch lange unter Leitungswasser aufbewahrt werden, um vor dem Trocknen die Salze zu lösen, die sonst die Tonzylinder sprengen würden. Damit das Magnesiumband weit genug in die Lösung eintauchen kann, schneidet man Stücke mit einer Länge von ca. 12 cm ab.

S1) Die Ammoniumoxalat-Lösung ist 3%ig, die Kaliumchlorid-Lösung 5%ig. Die Lösungen von Eosin und Methylenblau werden so zubereitet, dass der Farbton deutlich sichtbar, aber nicht zu kräftig ist.

T1) Als Proben können zB verwendet werden: Gelatine, Dichlorbenzen, Cystein, Ammoniumchlorid, Glucose. Das Testreagenz ist 0,1-molare Kupfer(II)-sulfat-Lösung. Das nasse Indikatorpapier wird mit einer Pinzette in den Dampf gehalten.

V1) Testreagenz für Doppelbindungen:

Lösung 1: 6 g KMnO_4 + 100 mL H_2O

Lösung 2: 10 g Na_2CO_3 + 100 mL H_2O

Testreagenz: 1 Teil Lösung 1 + 10 Teile Lösung 2

W1) Besonders interessant riechen die Ester, die im Lehrbuch auf Seite 249 abgebildet sind.

Y1) Als Testreagenz wird eine 0,1-molare Lösung von Kupfer(II)-sulfat verwendet.

Z1) Lösungen zur Autokatalyse:

6 g konzentrierte Schwefelsäure + 3 g Ammoniumoxalat + 100 mL Wasser

0,3 g Kaliumpermanganat + 100 mL Wasser (ca. 0,02-molar)

Die erste Entfärbung von Kaliumpermanganat benötigt ca. 5 Minuten. Die Zeitspanne verkürzt sich mit jedem weiteren Versuch deutlich. Die Raumtemperatur sollte deutlich größer als 20 °C sein, da sonst die Reaktionszeit bis zu 10 Minuten betragen kann. Bei kaltem Chemiesaal kann die Lösung vorgewärmt werden, oder man erhöht die Temperatur durch Zugabe von etwas konzentrierter Schwefelsäure.

Lösungen zur Landolt-Reaktion: siehe Seite 6.

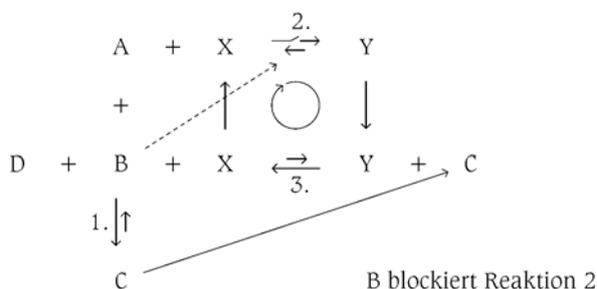
Die Lösung von Quecksilber(II)-chlorid ist 0,1-molar.

Lösungen zur Iod-Uhr:

14,2 g Kaliumiodat + 2,6 mL konzentrierte Schwefelsäure + 600 mL Wasser

5,2 g Propandisäure (Malonsäure) + 1 g Mangan(II)-sulfat + 240 mL Wasser

Vereinfachtes Reaktionsschema einer oszillierenden Reaktion:



Antworten zu den Überlegungen

- Seite 13 a)** Man kann den Versuch zB als verwirrend, erstaunlich, lustig oder interessant empfinden. Folgende Fragen drängen sich auf: Warum setzt die Reaktion so plötzlich ein? Wie entsteht der Zusammenhang zwischen Flüssigkeitsmenge und Reaktionsdauer? **b)** Der Versuch wird – hoffentlich – verständlich erscheinen. **c)** Die Chemie durchdringt das gesamte Wirtschaftsleben und alle Lebensvorgänge. Deshalb gibt es ohne Verständnis der Chemie keine moderne Wohlstandsgesellschaft und keine demokratischen Entscheidungen von mündigen Bürgern (Umweltprobleme, Atomkraft, Gentechnik usw.). Viele Berufsgruppen sind auf chemisches Wissen angewiesen. **d)** Das Verhältnis von Aufwand und Erfolg ist am günstigsten durch Lernen in kleinen Schritten, Klarheit und Automatisierung.
- Seite 15 a)** Aus Eisen bestehen: Dreifuß, Tiegelzange, Spatel; aus Kunststoff: Spritzflasche, Schlauch, Schutzbrille; aus Glas: Becherglas, Pipette, Kolben, Proberöhrchen. **b)** Stoffeigenschaften sind: Leitfähigkeit, Schmelzpunkt, Dichte, Brennbarkeit; Körpereigenschaften: Volumen, Länge, Form, Masse. **c)** Alle Stoffeigenschaften bleiben erhalten (nicht aber die Körpereigenschaften), wenn man vom Körper nur einen Teil betrachtet.
- Seite 17 a)** Pik 6. **b)** abwechselnd hoch nieder. **c)** abwechselnd rot schwarz. **d)** von den Symbolen auf den Spielkarten und den einzelnen Zahlen. **e)** hoch nieder bzw. rot schwarz.
- Seite 19 a)** Temperaturänderung oder bessere Verteilung des Farbstoffes oder der Kontakt mit der Luft. **b)** Erwärmen ohne Schütteln oder Umrühren mit und ohne Luftkontakt. **c)** Nur Hypothese 3 bewährt sich. Siehe Tabelle 1, Seite 18.
- A2 a)** gleichartige. **b)** Wasser besteht aus gleichartigen Bausteinen. **c)** aus verschiedenen Bausteinen. **d)** Die einzelnen (unsichtbaren) Bausteine ballen sich zusammen und durchmischen sich nicht.
- A3 a)** fest ohne, flüssige in offenen, gasförmige in geschlossenen Behältern. **b)** Form und Volumen sind bei festen Stoffen konstant und bei Gasen beliebig. **c)** Ein fester Stoff ist ein Stoff, dessen Form und Volumen konstant ist ... **d)** unterschiedliche Kräfte zwischen den Stoffteilchen. **e)** je größer die Anziehungskräfte, desto eher flüssig bzw. fest. **f)** Erhöhung der Temperatur und Veränderung des Druckes.
a) Die Stoffteilchen bewegen sich schneller. **b)** Die Stoffteilchen bekommen mehr Bewegungsfreiheit. **c)** geschwächt.
- A4 a)** Energie. **b)** Die Stoffteilchen zerbrechen. **c)** wie b. **d)** Stoffteilchen zerbrechen und aus den Bruchstücken entstehen neue Stoffteilchen. **e)** Stoffteilchen bestehen aus unterschiedlichen Bruchstücken (Atomen).
- A5 a)** Zentrifugieren geeignet für s/l, Scheidetrichter für l/l, Destillieren für l, Thermolyse für s oder l, Elektrolyse für l, Fotolyse für alle, Filtrieren für s/l (s/g), Chromatographieren für l (g), Kristallisieren für l. **b)** Thermolyse, Elektrolyse, Fotolyse. **c)** Zentrifugieren, Trennen mit dem Scheidetrichter, Filtrieren. **d)** Lösungen. **e)** Verbindungen lassen sich trennen, Elemente nicht. **f)** für heterogene Stoffe.
- B2 a)** zB Warenmenge – Preis (falls keine Rabatte gewährt werden) oder Wegstrecke – Zeit (falls die Geschwindigkeit konstant ist). **b)** Die Stoffteilchen bestehen aus einer einzigen Atomsorte. **c)** Es sind zu wenig Kupferatome vorhanden. **d)** Weil sich Atome immer in einem konstanten Zahlenverhältnis zu Stoffteilchen zusammenschließen.
a) ca. 10^{-7} cm. **b)** 10^{-10} m. **c)** 10^{-21} g. **d)** 10^{-22} – 10^{-23} g.
- B3 a)** Die Strahlung besteht aus geladenen Teilchen. **b)** negativ geladen.
a) 10^{-7} m : 10^{-10} m = 1000. **b)** Die Elektronen sind viel leichter als die α -Teilchen. **c)** Das Verhältnis beträgt $1 : 10^{-4}$, weil nur jedes 20 000ste Mal ein Rückprall erfolgt. Die Masse des Atoms ist auf kleinsten Raum konzentriert, der Rest des Atoms ist praktisch leer. **d)** Protonen und Neutronen sind im Kern, Elektronen in der Hülle.
- B4 a)** Es existieren keine Flugbahn- und Aufenthaltsorte, sondern nur Aufenthaltsbereiche für Elektronen. **b)** aus der Wärmeenergie der Flamme (das ist in der Nanoworld ungeordnete Bewegungsenergie der Stoffteilchen). **c)** UV-Licht ist energiereicher als blaues, blaues Licht energiereicher als rotes. **d)** In der Nanoworld lassen sich nur ganz bestimmte Energiebeträge (Quanten) umwandeln, in der Alltagswelt beliebig große. **e)** Das Elektron hat Welleneigenschaften.
- B5 a)** gleiche Protonen- bzw. Elektronenanzahl, verschiedene Neutronenanzahl. **b)** links unten: Protonen- bzw. Elektronenanzahl; links oben: Summe der Protonen und Neutronen. **c)** nach der Protonen- bzw. Elektronenanzahl. **d)** Nur Protonen und Neutronen leisten einen nennenswerten Beitrag zur Atommasse. **e)** um die Abstoßung der gleichsinnig geladenen Protonen zu verhindern.
- C2 a)** Der Abstand beträgt im PSE immer 18. **b)** 8. **c)** 8 und 18. **d)** 2er-, 6er- und 10er-Abschnitte. **e)** 35 Mal. **f)** Es gibt unterschiedlich schwere Chloratome.
- C3 a)** Edelgase. **b)** Die Atome sind sehr reaktionsträge. **c)** Die elektrische Anziehung wird mit zunehmender Ladung (Protonenanzahl) größer. **d)** Die Elektronen sind zT weiter vom Atomkern entfernt.
a) In die 1. Schale passt ein 2er-Ensemble; in die 2. ein 2er- und ein 6er-Ensemble; in die 3. ein 2er-, ein 6er- und ein 10er-Ensemble; in die 4. ein 2er-, ein 6er-, ein 10er- und ein 14er-Ensemble. **b)** weitere, jeweils um 4 vergrößerte Ensembles kommen hinein: $2 + 6 + 10 + 14 + 18 = 50$ usw. **c)** durch entsprechende Verbindungslinien.
- C4 a)**
- | | | | | | | | | | | | |
|----|---|---|---|----|----|----|----|---|---|----|----|
| Ca | 2 | 2 | 2 | 2 | | Sr | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 |
| | | | 6 | 6 | | | | | 6 | 6 | 6 |
| | | | | | | | | | | | 10 |
| Ba | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | |
| | | | 6 | 6 | 6 | 6 | | | 6 | 5 | |
| | | | | | 10 | 10 | | | | | |
| Br | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | I | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 |
| | | | 6 | 6 | 5 | | | | 6 | 6 | 5 |
| | | | | | 10 | | | | | 10 | 10 |
| Cr | 2 | 2 | 2 | 2 | | Mn | 2 | 2 | 2 | 2 | |
| | | | 6 | 6 | | | | | 6 | 6 | |
| | | | | 4 | | | | | | 5 | |
| Fe | 2 | 2 | 2 | 2 | | Co | 2 | 2 | 2 | 2 | |
| | | | 6 | 6 | | | | | 6 | 6 | |
| | | | | 6 | | | | | | 7 | |
| Ni | 2 | 2 | 2 | 2 | | Cu | 2 | 2 | 2 | 2 | |
| | | | 6 | 6 | | | | | 6 | 6 | |
| | | | | 8 | | | | | | 9 | |
| Zn | 2 | 2 | 2 | 2 | | U | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 |
| | | | 6 | 6 | | | | | 6 | 6 | 6 |
| | | | | 10 | | | | | | 10 | 10 |
| | | | | | | | | | | | 14 |
| | | | | | | | | | | | 4 |
| Pu | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 |
| | | | 6 | 6 | 6 | 6 | 6 | 6 | | | |
| | | | | | 10 | 10 | 10 | | | | |
| | | | | | | | | | | | 14 |
| | | | | | | | | | | | 6 |
- b)** Gleich viele Außenelektronen führen zu Ähnlichkeiten. **c)** Die Zahl der Außenelektronen und die Zahl der Elektronen in der nächsten Schale stimmen überein. **d)** 2er- und 6er-Ensembles werden ganz außen eingebaut. **e)** 10er- und 14er-Ensembles werden in inneren Schalen eingebaut.
- C5 a)** Bewegung von geladenen Teilchen, zB Elektronen. **b)** Nichtmetallatome halten ihre Elektronen fest. **c)** 2. **d)** von der Größe der Ladung und der Entfernung. **e)** Die Ladung steigt nach rechts, die Entfernung zum Kern nimmt nach oben hin ab.

D2 a) aus Stoffteilchen mit einer Atomsorte. **b)** Die neu gebildeten Stoffteilchen enthalten unterschiedliche Atome. **c)** Nur Verbindungen sind zerlegbar, weil ihre Stoffteilchen mehrere Atomsorten enthalten. **d)** Edelgasatome. **e)**

Ne	2	2	Ar	2	2	2
	6			6	6	
Na	2	2	Cl	2	2	2
	6			6	5	

f) 2er- und 6er-Ensembles sind komplett eingebaut. **g)** durch Abgabe bzw. Aufnahme eines Elektrons.

a) Reinstoffe reagieren immer in einem konstanten Massenverhältnis miteinander, weil sich Atome immer in einem bestimmten Zahlenverhältnis neu kombinieren. **b)** 1 : 1 **c)** Atome können Elektronen aufnehmen oder abgeben. Dadurch entstehen geladene, bewegliche Teilchen.

D3 a) Die Stoffteilchen sind unbeweglich. **b)** Es entsteht eine Lösung mit beweglichen Stoffteilchen. **c)** durch bewegliche Ionen.

d)	Mg	2	2	2	I	2	2	2	2	2
		6				6	6	6	5	
										10 10

e) 2+ und 1-. **f)** Na⁺ und Cl⁻, K⁺ und S²⁻, Ca²⁺ und O²⁻. **g)** Ionenladung = Gruppennummer oder Gruppennummer minus 18.

h) 1 Na⁺ und 1 Cl⁻, 2 K⁺ und 1 S²⁻, 1 Ca²⁺ und 1 O²⁻. **i)** In der Formel werden keine Ladungen angegeben. Siehe Tabelle 2, Seite 18.

D4 a) Ionengitter. **b)** elektrische Anziehung. **c)** 1 Mg²⁺ + 1 O²⁻: MgO; 2 Al³⁺ + 3 O²⁻: Al₂O₃. **d)** Metallelement-Nichtmetallelement-id.

a)	Cu	2	2	2	2
		6	6		
					9

b) Die Anzahl der abgebbaren Elektronen ist nicht fixiert. **c)** Es müssen zu viele Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden. **d)** 2+. **e)** auf die Ladung des Kations. Siehe Tabellen 3 und 4, Seite 18.

D5 a) Kationen wandern zum Minuspol, Anionen zum Pluspol.

b) durch Elektronenüberschuss. **c)** Die Elektronen werden den Kationen aufgedrängt. **d)** Leitfähigkeit und Glanz. **e)** auf bewegliche Elektronen. **f)** Die Elektronen sind im Gitter frei beweglich. **g)** Die Elektronen werden von den Kationen locker festgehalten. **h)** Die Elektronen können sich wie Wellen überlagern. **i)** Jedem Kation werden entsprechend seiner Ladung Elektronen zugeteilt. **j)** Formeleinheit.

E2 a) Elektronen fehlen. **b)** Anionen. **c)** Elektronen gemeinsam verwenden.

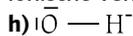
a) durch ihre Größe.

E4 a) Ionengitter. **b)** Die Massenzahl ist oft doppelt so groß wie die Nummer im PSE. **c)** ¹⁶₈O: 4 He-Kerne; ²⁴₁₂Mg: 6 He-Kerne; ²⁸₁₄Si: 7 He-Kerne; ⁴⁰₂₀Ca: 10 He-Kerne. **d)** Siehe Lehrbuch, Seite 70.

F2 a) 2 Elektronen. **b)** Die Außenschale des H-Atoms kann maximal 2 Elektronen aufnehmen. **c)** H₂: 1 bindendes Elektronenpaar; O₂: 2 bindende und 4 freie Elektronenpaare; H₂O: 2 bindende und 2 freie Elektronenpaare. **d)** H₂O: Soll = 6, Differenz = 2; O₂: Soll = 8, Differenz = 2. **e)** Differenz = Zahl der bindenden Elektronenpaare. Siehe Tabelle 5, Seite 18.

F3 a) C: 4 bindende Elektronenpaare, H: 1 bindendes Elektronenpaar, O: 2 bindende Elektronenpaare. **b)** Außenelektronen + bindende Elektronenpaare = 8. **c)** 3. **d)** Einfügung von di (= 2). **e)** Die Zahlwörter geben die Anzahl der Atome im Molekül an. Siehe Tabelle 6, Seite 19.

F4 a) Moleküle bestehen nur aus Nichtmetallatomen und tragen keine Ladung. Organische Moleküle enthalten immer C-Atome ausgenommen CO₂, CO und H₂CO₃. **b)** durch Elektronenpaarbindung. **c)** In organischen Molekülen sind C-Atome immer mit 4 Elektronenpaarbindungen verknüpft, N-Atome mit 3, O-Atome mit 2 und H-Atome mit 1. **d)** Siehe Seite 76 im Lehrbuch. **e)** NH₂CONH₂ ist eine molekulare Verbindung, NaOH eine ionische Verbindung. **f)** 1 Elektron. **g)** 4 Elektronenpaare.



F5 a) CaCl₂, CrO₃: Ionengitter; NH₃, CH₃OH: Molekül.

b) CaCl₂, CrO₃: Formeleinheit; NH₃, CH₃OH: Valenzstrichformel.

G2 a) Bindungen weichen einander möglichst aus. **b)** durch Dreiteilung des Raumes um ein Atom. **c)** im Tetraeder. **d)** jeweils 4 einzelne Elektronenpaare. **e)** 1 Doppelbindung ist vorhanden. **f)** 1 Doppelbindung führt zu 120°, 2 Doppelbindungen (oder 1 Dreifachbindung) zu 180°, sonst ergeben sich ca. 109,5°. **g)** O₃: 120°, SiF₄: ca. 109,5°, H₂SO₄: ca. 109,5°.

G3 a) Die negativen und positiven Ladungen sind getrennt. **b)** von der Ladung der Schale und ihrer Entfernung vom Kern (bzw. von der Größe der Schale). **c)** rechts oben. **d)** vom O-Atom. **e)** O: δ-, H: δ+.

G4 a) Unpolare Moleküle tragen keinerlei Ladungen. **b)** Die C₂H₅OH-Moleküle ziehen sich aufgrund ihrer Teilladungen gegenseitig stärker an. **c)** Die Teilladungen sind völlig symmetrisch angeordnet. **d)** Sie bewirken keinerlei Drehung im elektrischen Feld.

G5 a) Je nach Art der Moleküle wirken unterschiedliche Kräfte auf sie ein. **b)** Polare Moleküle ziehen sich stärker an. **c)** Die unpolaren Moleküle werden hinausgedrückt.

H2 a) Metallgitter (Mg), Moleküle (HCl, H₂), Ionengitter (MgCl₂).

b) Magnesium: Mg, Hydrogenchlorid: HCl, Wasserstoff: H₂, Magnesiumchlorid: MgCl₂. **c)** Hydrogenchlorid: polares Molekül; Wasserstoff: unpolares Molekül. **d)** Stoffteilchen spalten sich in Atome auf und die Atome kombinieren sich neu. **e)** Die Atome bleiben erhalten. **f)** Ohne stöchiometrischen Koeffizienten kann die Erhaltung der Atome nicht beschrieben werden.

H3 a) eine chemische Trennmethode. **b)** Verbindungen können zB durch Elektrolyse weiter zerlegt werden, Elemente nicht mehr. **c)** aus Molekülen. **d)** Das Wasser-Molekül besteht aus 3 Atomen, Wasserstoff- und Sauerstoff-Molekül jeweils aus 2 Atomen. **e)** Das O-Atom strebt nach einem Elektronenoktett, das H-Atom nach 2 Elektronen. **f)** wie e. **g)** Siehe Lehrbuch, Seite 73. **h)** 2,2 und 1. **i)** das Gesetz der Massenerhaltung. **j)** Das Plus zeigt an, was zusammen reagiert oder entsteht, der Pfeil bedeutet eine Umwandlung. **k)** In der Nanoworld eine Umwandlung von Stoffteilchen, in der Alltagswelt eine Stoffumwandlung. **l)** Das Wasserstoff-Volumen enthält doppelt so viele Moleküle.

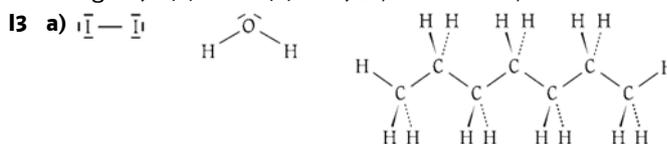
H4 a) Cu: Metallelement aus Metallgittern, S₈: Nichtmetallelement aus Molekülen, die aus 8 Schwefelatomen bestehen, Cu₂S: ionische Verbindung Kupfer(I)-sulfid aus Ionengittern, auf 2 Cu⁺-Ionen kommt jeweils 1 S²⁻-Ion. **b)** Gibt an, wie viele Atome, Moleküle oder Formeleinheiten reagieren. **c)** 16 und 8.

H5 a) Gesamtmasse und ein einzelnes Objekt abwägen. **b)** Masse eines Objekts mal Anzahl der Objekte ergibt die Gesamtmasse. **c)** Stückzahl = Gesamtmasse dividiert durch die Masse eines Objekts. **d)** 1 Mol. **e)** 18 · 1,67 · 10⁻²⁴ g.

a) 28 · 1,67 · 10⁻²⁴ g. **b)** 28 g N₂ enthalten 6 · 10²³ N₂-Moleküle. **c)** Weil sich bei der Berechnung 32 bzw. 44 herauskürzen lässt.

I2 a) 20 mL. **b)** 16 mL. **c)** 20 %. **d)** 10 %. **e)** V(A) · k_{ab}.

a) abtransportierte Wassermenge = rücktransportierte Wassermenge. **b)** V(A) · k_{ab} = V(B) · k_{ru}. **c)** 33,3 mL bzw. 66,6 mL.



b) H₂O: polar, C₇H₁₆: unpolar. **c)** I₂: unpolar. **d)** Die Elektronenhüllen »schlucken« ganz bestimmte Lichtquanten des Tageslichts. **e)** Kaliumiodid; die Ionengitter zerfallen im Wasser.

a) Weil I₂ von einer Flüssigkeit in die andere wandert; später entsteht ein dynamisches Gleichgewicht. **b)** Dem Wassertransport entspricht die Wanderung von I₂-Molekülen.

I4 a) CH₃CH₂OH, CH₃COOH, CH₃COOCH₂CH₃: organische Moleküle, flüchtige oder zersetzliche molekulare Verbindungen. **b)** Der Ester besteht aus unpolaren Molekülen. **c)** Es stellt sich das dynamische Gleichgewicht ein. **d)** Alle Stoffmengen bleiben konstant. **e)** Zerstörung und Aufbau von Stoffteilchen gleichen sich exakt aus.

a) Startposition 1: 64 Möglichkeiten; Startposition 2: 0 Möglichkeiten; Startposition 1': 9 Möglichkeiten; Startposition 1'': 18 Möglichkeiten; Startposition 1''': 54 Möglichkeiten.

- b)** 1" verläuft 2 Mal schneller als 1'; 1'" verläuft 3 Mal schneller als 1". **c)** durch Multiplikation: $K_{ab} \cdot c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot (\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})$.
- 15 a)** Jedes Mal stellt sich das dynamische Gleichgewicht ein. **b)** Reaktion 1: $K \approx 1$, Reaktion 2: $K \gg 1$, Reaktion 3: $K \ll 1$.
- J2 a)** Alle Stoffmengen bleiben konstant. **b)** Zerstörung und Aufbau von Stoffteilchen gleichen sich exakt aus. **c)** von der molaren Konzentration. **d)** Die molare Konzentration sinkt. **e)** Durch die Änderung der molaren Konzentration ist das MWG (die Gleichgewichtsbedingung) nicht mehr erfüllt.
- J3 a)** Ionengitter. **b)** Kupfer(II)-chlorid. **c)** Das Ionengitter zerfällt. **a)** Die Mengen von blauen und grünen Kupfer-Ionen sind unterschiedlich. **b)** Die Mengen von blauen und grünen Kupfer-Ionen sind etwa gleich groß. **c)** Hin- und Rückreaktion kompensieren sich, bzw. die Konzentrationswerte ergeben K . **d)** Siehe nächste Seite im Lehrbuch. **e)** Das MWG kann auf vielfache Weise erfüllt werden.
- J4 a)** Wechselwirkung der Lichtquanten mit der Elektronenhülle. **b)** Das Stoffteilchen bewegt sich langsamer. **c)** Die braun gefärbten Moleküle verschwinden durch eine Reaktion. **d)** ein farbloses Gas. **e)** Siehe nächsten Absatz im Lehrbuch. **f)** wie e. **g)** für die Aufspaltung. **a)** Zerstörung und Aufbau der Stoffteilchen gleichen sich aus. **b)** Distickstofftetraoxid. **c)** die Aufspaltung von N_2O_4 (die Rückreaktion).
- J5 a)** Mehr gefärbte Moleküle befinden sich auf engerem Raum. **b)** auf die Seite von N_2O_4 . **c)** Der Platzbedarf ist für 2 NO_2 -Moleküle größer als für 1 N_2O_4 -Molekül. **d)** NO_2 -Moleküle schließen sich zu N_2O_4 -Molekülen zusammen. **a)** Siehe nächste Seite. **b)** Die Konzentration verdoppelt sich. **c)** Nur eine Konzentration wird quadriert. **d)** Hin- oder Rückreaktion überwiegt, bis ein neues Gleichgewicht erreicht ist.
- J6 a)** Siehe nächsten Absatz. **b)** auf die Seite von $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$. **c)** mit den Cl^- -Ionen.
- K2 a)** Al: Metallgitter, O_2 : Molekül, C_7H_{16} : Molekül, H_2O : Molekül, CO_2 : Molekül, Al_2O_3 : Ionengitter. **b)** $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$, $\text{C}_7\text{H}_{16} + 11 \text{O}_2 \rightarrow 7 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$. **c)** Aluminium, Sauerstoff, Aluminiumoxid; Heptan, Kohlenstoffdioxid, Wasser. **d)** \rightleftharpoons . **e)** in den Bindungen. **f)** CO_2 , H_2O : unsymmetrische Verteilung der bindenden Elektronenpaare. **g)** große Teilladungen. **h)** Im Metallgitter existiert ein »Elektronengas«. **a)** nahe beim Kern: Ionenbindung und Elektronenpaarbindung mit Teilladungen. **b)** Ionenbindung und Elektronenpaarbindung mit Teilladungen sind energiearm. Metallbindung und Elektronenpaarbindung ohne Teilladungen sind energiereich.
- K3 a)** $[\text{H}^-]^-$ $\left[\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \diagdown \quad \diagup \\ & \text{N} \\ & \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} & \text{H} \end{array} \right]^+$
- b)** endotherm. **c)** Die Energie treibt endotherme Reaktionen nicht an. **d)** $\text{Ba}(\text{OH})_2$ und NH_4Cl : Ionengitter, NH_3 und H_2O : kleine Moleküle. **e)** Es entsteht eine Lösung. **a)** Die Bildung kleiner Stapel ist wahrscheinlicher, weil es dafür mehr Möglichkeiten gibt.
- K4 a)** aus Molekülen. **b)** Elektronenpaarbindungen ohne Teilladungen. **c)** durch Gleichgewichtsverschiebung. **a)** als Kreislaufprozess. **b)** CO_2 und H_2O . **c)** durch einen Kreislaufprozess. **d)** durch eine Gleichgewichtsverschiebung (Kopplung von Reaktionen).
- K5 a)** $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. **b)** exotherm. **c)** Die Entropie nimmt ab. **d)** nur von der Energie. **e)** Siehe im Lehrbuch Seite 209.
- L2 a)** Die Reaktion von Glucose mit Sauerstoff wird ausgelöst, die Leukoform wirkt als Katalysator. **b)** Der Katalysator durchläuft einen Kreislaufprozess. **c)** Methylenblau. **a)** Mangan(VI)-oxid besteht aus Ionengittern. **b)** Zwischenprodukt. **c)** Manganatome besitzen 25 Elektronen, Mangan(IV)-Ionen 21 Elektronen und Mangan(VI)-Ionen 19 Elektronen. **d)** Einzelne Stoffe werden zunächst verbraucht, entstehen jedoch durch eine zweite Reaktion wieder. **e)** Beim Blue-Bottle-Experiment wird der Kreislaufprozess immer wieder unterbrochen, weil durch Schütteln Sauerstoff nachgeliefert werden muss.
- L3 a)** Die Reaktion wird von der Energie und der Entropie angetrieben. **b)** die Stoffteilchen bewegen sich schneller. **c)** exotherm. **d)** die Rückreaktion. **e)** Das Zwischenprodukt ist besonders energiereich. **f)** Das Zwischenprodukt kann sich nicht bilden. **a)** Die frei werdende Reaktionsenergie wird zur Bildung des energiereichen Zwischenprodukts verwendet. **b)** durch ein energiearmes Zwischenprodukt.
- L4 a)** $\text{Mg} + \text{HCl}$: instabil, $\text{Cu} + \text{HCl}$: stabil, $\text{Zn} + \text{HCl}$: metastabil. **b)** $\text{Mg} + \text{HCl}$: \rightleftharpoons , $\text{Cu} + \text{HCl}$: \rightleftharpoons , $\text{Zn} + \text{HCl}$: \rightleftharpoons . **c)** stabil: nur nach oben, instabil: nur nach unten, metastabil: zuerst nach oben, dann insgesamt weiter nach unten. **a)** siehe nächste Seite, Kohlenstoffmonoxid, Stickstoffmonoxid, Kohlenstoffdioxid, Stickstoff. **b)** Die Zahl der Moleküle nimmt ab. **c)** Die Bindungsverhältnisse sind ungewöhnlich: freies Elektronenpaar am C-Atom und ungerade Elektronenzahl im NO-Molekül. **d)** 4. **e)** $\text{C} \equiv \text{O}$, $\text{N} = \bar{\text{O}}$ (kein Elektronenoktett beim N-Atom).
- L5 a)** Je größer die Aktivierungsenergie ist, desto kleiner ist die Reaktionsgeschwindigkeit. **b)** für den Weg mit der geringsten Aktivierungsenergie. **c)** Mit dem Katalysator entsteht ein zweiter, besserer Reaktionsweg. **d)** große Moleküle, die meistens C-Atome enthalten.
- M2 a)** Die Ionengitter zerfallen in einzelne Ionen. **b)** Ein dynamisches Gleichgewicht stellt sich ein. **c)** Hin- und Rückreaktion kompensieren sich. **d)** Aufbau und Zerstörung der Ionengitter. **e)** Siehe nächste Seite im Lehrbuch. **a)** von der Entropie. **b)** Die Entropie nimmt zu. **c)** Die Lösereaktion ist endotherm. **d)** Die sich anziehenden Ionen des Gitters werden auseinander bewegt. **e)** Die Ladung muss möglichst groß sein, und die Ionen müssen größenmäßig gut zusammenpassen. **f)** durch ihre Größe.
- M3 a)** Ionengitter. **b)** Ionenbindungen und Elektronenpaarbindungen. **c)** 1+. **d)** 1-. **e)** Sulfat: 2-, Nitrat: 1-, Carbonat: 2-. **f)** Siehe nächste Seite im Lehrbuch. **g)** Ladung = Valenzstriche mal 2 minus Außenelektronen. **h)** Die Oktettregel würde verletzt. Siehe Tabelle 7, Seite 19.
- M4 a)** aus Ionengittern. **b)** Siehe nächste Seite im Lehrbuch. **c)** Die Lösereaktion überwiegt zunächst, bis sich das dynamische Gleichgewicht einstellt. **d)** $K = c(\text{Na}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-) : c(\text{NaCH}_3\text{COO})$. **e)** Die Konzentration eines reinen Feststoffs ist unveränderlich. **f)** Der Quotient des MWG bleibt unverändert. **a)** Gleichgewichtsverschiebung. **b)** auf der Seite des festen Salzes. **c)** Die Konzentration der gelösten Ionen wird kleiner. **d)** Das Volumen von Flüssigkeiten oder Festkörpern (und dadurch die molare Konzentration) ist praktisch druckunabhängig. **e)** mit der Wirkung eines Katalysators.
- M5 a)** Blei(II)-nitrat: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Bariumnitrat: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Cobalt(II)-nitrat: $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, Blei(II)-iodid: PbI_2 , Bariumsulfat: BaSO_4 , Cobalt(II)-hydroxid: $\text{Co}(\text{OH})_2$. **b)** $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$ $K < 1$. **c)** Blei(II)-nitrat, Bariumnitrat, Cobalt(II)-nitrat: $K > 1$; Bariumsulfat, Cobalt(II)-hydroxid: $K < 1$. **d)** die des Festkörpers. **e)** Der Ausdruck ist ein mathematisches Produkt.
- N2 a)** Bismut(III)-nitrat, Kaliumiodid: Ionengitter. **b)** Bi^{3+} und I^- . **c)** BiI_3 . **d)** $\text{Bi}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{I}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{BiI}_3(\text{s})$. **e)** Bei einer Störung des dynamischen Gleichgewichts wird die Reaktion bevorzugt, die der Störung entgegenwirkt. **f)** Eine andere Reaktion findet statt. **g)** Die Stoffteilchen bilden sich erst mit überschüssigen Iodid-Ionen. **h)** Im Wasser lösen sich nur Ionen oder polare Moleküle.
- N3 a)** Eine Reaktion mit Wasser-Molekülen hat stattgefunden. **b)** H_2O -Moleküle, Cl^- - oder F^- -Ionen. **c)** Der H_2O -Komplex ist am wenigsten stabil, der F^- -Komplex ist am stabilsten. **d)** Hexa-aqueisen(III), Hexachloroferrat(III), Hexafluoroferrat(III). **e)** durch die negativen Ladungen oder Teilladungen. **f)** von der Energie, weil die Entropie abnimmt. **g)** Kationen des 10er-Blocks haben meistens kein stabiles Elektronenoktett.
- N4 a)** CuSO_4 , NaOH , NH_3 . **b)** Das Ionengitter enthält Cu^{2+} -Ionen. **c)** $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$ $K_L = c(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})) \cdot c^2(\text{OH}^-(\text{aq}))$. **d)** durch eine Komplexbildungsreaktion. **e)** Prinzip von Le Châtelier. **f)** Kationen (oder Anionen) werden dem Lösegleichgewicht entzogen. **g)** Tetramminkupfer(II). **h)** Siehe nächste Seite im Lehrbuch.

- N5 a)** Kupfer(II)-hydroxid $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$.
b) Tetramminkupfer(II). **c)** Die Kationen sind in einem Komplex eingebaut. **d)** Die Silber(I)-Ionen im Komplex können nicht – wie normalerweise – gefällt werden.
a) Siehe Testaufgabe 11. **b)** Das Ionengitter von AgI ist stabiler.
- O2 a)** Moleküle und Ionengitter. **b)** Natriumsulfat. **c)** Siehe Lehrbuch Seite 173 unten. **d)** eine ionische Verbindung (= ein salzartiger Reinstoff). **e)** eine Fällungsreaktion. **f)** nein, NH_3 zB wirkt als Base. **g)** durch 2 H-Atome und 2 Elektronen. **h)** 2 H^{+} -Ionen werden abgespalten. **i)** Säuren können H^{+} -Ionen abspalten. **j)** Das H-Atom hat ein Elektron mehr. **k)** Die Base nimmt ein H^{+} -Ion (Proton) auf. **l)** Ein freies Elektronenpaar muss vorhanden sein. **m)** ja.
- O3 a)** $\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$. **b)** aus kleinen Molekülen. **c)** ein Cl-Atom. **d)** Säuren können H^{+} -Ionen abgeben. **e)** HCl.
a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}^{-} \rightarrow \text{HSO}_4^{-} + \text{HCl}$, $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^{-} + \text{H}_3\text{O}^{+}$. **b)** Säuren: H_2SO_4 und HCl, Basen: Cl^{-} und H_2O . **c)** Siehe Seite 176 im Lehrbuch. **d)** konjugierte Säure-Base-Paare: $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^{-}$, HCl/Cl^{-} , $\text{H}_3\text{O}^{+}/\text{H}_2\text{O}$.
- O4 a)** Acetat, siehe Lehrbuch Seite 178. **b)** Siehe Lehrbuch Seite 178. **c)** durch gelöste Ionen. **d)** 60 g. **e)** 10^{22} . **f)** ca. 1 g.
a) Nitrat-Ion. **b)** Siehe Lehrbuch Seite 178. **c)** die Reaktion mit der Salpetersäure. **d)** großer Pfeil für die Reaktion der Salpetersäure. **e)** die Salpetersäure.
- O5 a)** Eine OH-Gruppe ist gemeinsam. Was daran gebunden ist, ist unterschiedlich. **b)** Die unterschiedlichen Reste beeinflussen die Bindung des H-Atoms an das O-Atom. **c)** durch Atome mit großer Elektronegativität. **d)** aus Ionengittern. **e)** um einen Komplex. **f)** Weil eine große positive Ladung die Abstoßung von Protonen (H^{+} -Ionen) begünstigt.
a) als konjugiertes Säure-Base-Paar. **b)** $\text{S}^{\alpha} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B}^{\alpha-1} + \text{H}_3\text{O}^{+}$.
c) Weil die Konzentration von Wasser nahezu konstant bleibt.
d) Weil die Bindung länger wird. **e)** Da die Zahl der Stoffteilchen gleich bleibt, bleibt die Entropie annähernd gleich. Die Energie nimmt ab, weil das bindende Elektronenpaar der Säure ganz nahe zum Atomkern gelangt. Das freie Elektronenpaar der Base entfernt sich weniger weit vom Kern weg. **f)** Die stärkere Säure besitzt mehr Triebkraft als die schwächere.
- P2 a)** Cl^{-} und H_3O^{+} . **b)** aus Ionengittern. **c)** mit OH^{-} . **d)** Siehe Lehrbuch Seite 184. **e)** Weil nicht alle H_3O^{+} -Ionen vernichtet werden können. **f)** Weil sich die Rückreaktion auswirkt.
a) auf gelöste Ionen. **b)** 10^{-7} Mol/l. **c)** $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^{-} + \text{H}_3\text{O}^{+}$.
d) 10^{-7} Mol/l. **e)** auf der Seite von H_2O . **f)** Weil die molare Konzentration von H_2O viel größer ist als alle übrigen Konzentrationen. **g)** $K_w = c(\text{H}_3\text{O}^{+}) \cdot c(\text{OH}^{-})$, **h)** 10^{-14} .
- P3 a)** Säuren geben an H_2O ein Proton ab. **b)** Weil durch Säuren H_3O^{+} -Ionen entstehen und der pH-Wert eine negative Hochzahl darstellt. **c)** $\text{S}^{\alpha} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B}^{\alpha-1} + \text{H}_3\text{O}^{+}$, $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^{-} + \text{H}_3\text{O}^{+}$.
d) Säuren verschieben das Autoprotolysegleichgewicht nach links. **e)** OH^{-} . **f)** Basen verschieben das Autoprotolysegleichgewicht nach links. **g)** Weil Basen H_3O^{+} -Ionen vernichten.
- P4 a)** Die Elektronenhüllen nehmen Lichtquanten aus dem sichtbaren Bereich auf. **b)** Der Indikator muss selbst eine Base oder Säure sein. **c)** $\text{IndS}^{\alpha} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IndB}^{\alpha-1} + \text{H}_3\text{O}^{+}$. **d)** Das Indikatorgleichgewicht wird auf die Seite der Indikatorsäure verschoben.
a) Phenolphthalein-Gleichgewicht liegt links, Bromthymol-Gleichgewicht bevorzugt keine Seite, Methylrot-Gleichgewicht liegt rechts. **b)** Methylrot ist die stärkste Säure, Phenolphthalein die schwächste. **c)** K_s von Methylrot > K_s von Bromthymolblau > K_s von Phenolphthalein. **d)** zu 50 %. **e)** $K_s \approx c(\text{H}_3\text{O}^{+})$. **f)** Der Universalindikator besteht aus mehreren Indikatoren, die ihre Farbe bei unterschiedlichen pH-Werten ändern.
- P5 a)** Weil H_3O^{+} entstehen oder verschwinden. **b)** $c(\text{IndS}) \approx c(\text{IndB})$.
c) Säuren oder Basen verschieben das Indikatorgleichgewicht durch Veränderung von $c(\text{H}_3\text{O}^{+})$.
- Q2 a)** CuSO_4 , Zn, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ und $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$. **b)** $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s})$, $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}(\text{aq})$. **c)** durch 2 Elektronen. **d)** ein Cu^{2+} -Ion.
a) $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$. **b)** Reduktionsmittel: Cu, Oxidationsmittel: O_2 . **c)** Oxidation: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$, Reduktion: $4 \text{e}^{-} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{O}^{2-}$.
- Q3 a)** durch die Knallgasreaktion. **b)** durch Aufnahme von Elektronen und Zusammenschluss der H-Atome. **c)** als Reduktion. **d)** von einer Säure. **e)** Reduktionsmittel: Metalle, Oxidationsmittel: H^{+} . **f)** Reduktionsmittel $\text{Na} >$ Reduktionsmittel $\text{Mg} >$ Reduktionsmittel Cu . **g)** $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^{+})$, $c(\text{H}_3\text{O}^{+}) \cdot c(\text{OH}^{-}) = K_w = 10^{-14}$.
a) HNO_3 und NO_2 . **b)** aufgenommen. **c)** 1 Elektron. **d)** das Streben nach minimaler Energie und maximaler Entropie. **e)** Die Entropie nimmt zu (Gasentwicklung).
- Q4 a)** F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 und F^{-} , Cl^{-} , Br^{-} , I^{-} . **b)** Oxidation. **c)** $5 \text{e}^{-} + 8 \text{H}^{+} + \text{MnO}_4^{-} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$. **d)** $16 \text{H}^{+} + 2 \text{MnO}_4^{-} + 10 \text{X}^{-} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{X}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$. **e)** X^{-} : Reduktionsmittel, MnO_4^{-} : Oxidationsmittel. **f)** links. **g)** Gleichgewichtsverschiebung nach rechts. **h)** I^{-} gibt sein Elektron am leichtesten ab, F^{-} am schwersten. **i)** Ist die Hinreaktion begünstigt, so heißt das zugleich, dass die Rückreaktion benachteiligt ist (A ist reicher als B bedeutet zugleich: B ist ärmer als A). **j)** Elektronegativität und Oxidationswirkung beschreiben die anziehende Kraft auf Elektronen: die Elektronegativität für bindende Elektronenpaare, die Oxidationswirkung für aufzunehmende Elektronen.
- Q5 a)** als Reduktionsmittel. **b)** Weil von dort die negativ geladenen Elektronen kommen. **c)** Zink ist das stärkere Reduktionsmittel (das unedlere Metall).
a) Cu^{2+} -Ionen sind das stärkere Oxidationsmittel als Pb^{2+} -Ionen. **b)** Elektronen fließen vom Elektronen abstoßenden Zink zum Elektronen anziehenden Blei bzw. zu den Blei(II)-Ionen. Elektronen fließen vom Elektronen abstoßenden Blei zum Elektronen anziehenden Kupfer bzw. zu den Kupfer(II)-Ionen. **c)** Reduktionsmittel Zink > Reduktionsmittel Blei > Reduktionsmittel Cu.
- R2 a)** aus Ionengittern: MgCl_2 und CuCl_2 . **b)** Unedle Metalle sind starke Reduktionsmittel und ihre Kationen schwache Oxidationsmittel, edle Metalle sind schwache Reduktionsmittel und ihre Kationen starke Oxidationsmittel. **c)** Kupfer ist edler als Magnesium. **d)** Mg wirkt als Reduktionsmittel, Cu^{2+} -Ionen wirken als Oxidationsmittel. **e)** Oxidation: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$, Reduktion: $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$, gesamt: $\text{Mg} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Cu}$. **f)** Die Bewegung der Elektronen erfolgt vom Magnesium zum Kupfer. **g)** Die Poren verhindern eine direkte Redoxreaktion, ermöglichen aber eine langsame Wanderung von Ionen. **h)** aus metallischem Kupfer.
a) Siehe Seite 204 im Lehrbuch. **b)** Reduktionsmittel: Zn, Oxidationsmittel: MnO_2 , Reduktion: $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{3+}$, Oxidation: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$. **c)** vom Zink zum MnO_2 . **d)** Bei einer Störung des Gleichgewichts wird die Reaktion bevorzugt, die der Störung entgegenwirkt. **e)** Die Papierschicht verhindert die direkte Redoxreaktion, ermöglicht aber eine langsame Wanderung von Ionen.
- R3 a)** Jeweils 2 Chloratome schließen sich über ein Elektronenpaar zusammen. **b)** Dort entstehen Chloratome aus Cl^{-} -Ionen. **c)** als Oxidationsmittel. **d)** OH^{-} -Ionen. **e)** durch Abspaltung eines Protons. **f)** Weil H^{+} -Ionen verbraucht werden. **g)** H^{+} ist das stärkere Oxidationsmittel als Na^{+} . **h)** NaOH. **i)** Siehe Seite 206 im Lehrbuch. **j)** Reduktion: $2 \text{H}^{+} \rightarrow \text{H}_2$, Oxidation: $2 \text{Cl}^{-} \rightarrow \text{Cl}_2$.
k) Reduktionsmittel: Cl^{-} , Oxidationsmittel: H^{+} .
a) Pluspol: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$, Minuspol: $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$. **b)** Reinigung von Kupfer und Herstellung von Metallüberzügen.
- R4 a)** Elektronen werden über einen Draht »umgeleitet«, beim galvanischen Element freiwillig, bei der Elektrolyse erzwungenermaßen. **b)** SO_4^{2-} und H_3O^{+} . **c)** PbO_2 und PbSO_4 .
a) Siehe Seite 208 im Lehrbuch. **b)** Reduktionsmittel: Pb, Oxidationsmittel: PbO_2 , Reduktion: $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$, Oxidation: $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+}$. **c)** Weil die Elektronen vom Blei kommen und zum PbO_2 wandern. **d)** Die Triebkraft für diese Redoxreaktion wird vergrößert (Kopplung). **e)** Siehe Seite 208 im Lehrbuch. **f)** aus der Schwefelsäure. **g)** das Redoxpaar, bei dem H^{+} beteiligt ist: $\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$.
- R5 a)** $(360 \cdot 500 \cdot 10^{12}) : (45 \cdot 10^{12}) = 4000$ Mal. **b)** $(500 \cdot 000 \cdot 000 \text{ km}^2) : 4000 = 125 \cdot 000 \text{ km}^2$. **c)** ca. 1/2-mal. **d)** Der freiwillige Elektronenfluss wird über einen Draht umgeleitet. **e)** Reduktionsmittel und Oxidationsmittel werden ständig nachgeliefert. **f)** Weil der direkte Kontakt verhindert wird.
- S2 a)** aus Ionengittern. **b)** SiO_4^{4-} wirkt als Base. **c)** Atomgitter. **d)** H_2O -Moleküle. **e)** Fällungsreaktionen. **f)** Wasser-Moleküle wandern durch die Poren hinein und führen zum Platzen. Durch Fällung entsteht wiederum mehr poröses, festes Material.

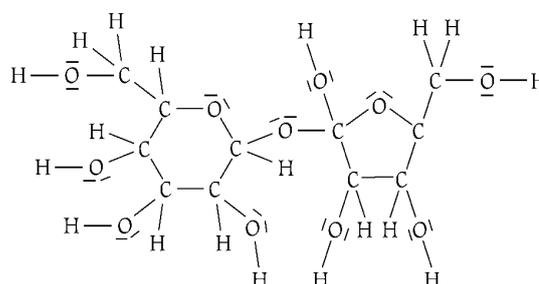
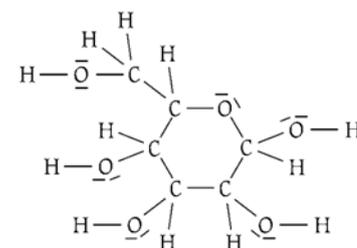
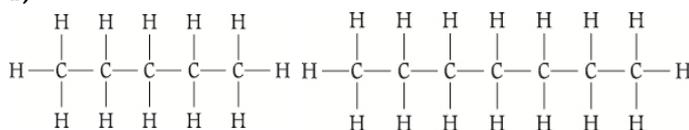
- a)** ca. $109,5^\circ$. **b)** Si steht im PSE an der Grenze zwischen Metall- und Nichtmetallatomen. **c)** Siehe Seite 214 im Lehrbuch. **d)** Die Hohlräume werden größer. **e)** Die Hohlräume sind groß genug für die Wanderung von Wasser-Molekülen und Kationen. **f)** Je größer die Dichte, desto tiefer ist eine Silicat-Form zu finden.
- S3 a)** Diamantartiges SiO_2 besteht aus Atomgittern, flüchtiges CO_2 aus kleinen Molekülen. **b)** Unterschiede bei der Elektronegativität und der Atomgröße. **c)** Weil das Si-Atom größer ist als das C-Atom. **d)** C-Atome und O-Atome passen größenmäßig besser zusammen. **e)** Die molekularen Kräfte sind sehr groß. **f)** Bindungswinkel H_2O : ca. $109,5^\circ$, CO_2 : 180° . **g)** H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CO_3 . **h)** Siehe Seite 216 im Lehrbuch.
- a)** Das H_2O -Molekül ist sehr polar und trägt große Teilladungen. **b)** für Lösereaktionen, Komplexbildungen, Protolysen und Redoxreaktionen.
- S4 a)** 80 % N_2 , 20 % O_2 . **b)** Tetraphosphordekaoxid. **c)** Säuren. **d)** Siehe Seite 212 im Lehrbuch. **e)** fest: Phosphor, Kohlenstoff, Schwefel, Iod; flüssig: Brom; alle übrigen: gasförmig. **f)** Größere Atome können nicht so nahe zusammenrücken, dass sich mehr als 1 gemeinsame Elektronenwolke ausbilden kann. **g)** Siehe Seite 218 im Lehrbuch. **h)** Der Bindungswinkel ist extrem klein, nämlich 60° . **i)** die Dreifachbindung. **j)** energiereich. **k)** Die Atome besitzen verschiedene Größen und Elektronegativitätswerte. **l)** durch Kreislaufprozesse. **m)** Außenelektronen und Zahl der Elektronenpaarbindungen ergänzen sich auf 8 (Folge der Oktettregel). **n)** Die gleichen Atome können sich auf verschiedene Weise zu Molekülen zusammenschließen.
- S5 a)** Die älteste Methode verwendet Kohlenstoff, die jüngste ist die Elektrolyse. **b)** eine Reduktion. **c)** als Reduktionsmittel. **d)** am Minuspol. **e)** $2 \text{CuO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{CO}_2$. **f)** $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$. **g)** vom Reduktionsmittel (C, Fe) zu den Cu^{2+} -Ionen. **h)** SO_2 . **i)** CO.
- T2 a)** aus Molekülen. **b)** Bei allen Lösevorgängen bleibt die violette Farbe des Iods erhalten, bei Reaktionen treten Farbveränderungen ein. **c)** die OH-Gruppe und die $-\text{C}=\text{C}-$ -Gruppierung.
- d)**
- $$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & & \text{H} \\ & | & | & | & | & | & & & | \\ \text{H} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{H} & & \text{H} \\ & | & | & | & | & | & & & | \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & & \text{H} \end{array}$$
- $$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H} - \text{C} - \text{O}^- - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$
- e)**
- $$\begin{array}{c} & \text{H} & \text{H} & & \\ & / & \backslash & & \\ \text{H} & & \text{C} & & \text{H} \\ & \backslash & / & & \\ & \text{H} & & & \text{H} \\ & & \text{C} & & \text{C} & & \text{H} \\ & & / & \backslash & / & \backslash & \\ \text{H} & & \text{C} & & \text{C} & & \text{H} \\ & & \backslash & / & \backslash & / & \\ & & \text{H} & & \text{H} & & \end{array}$$
- f)** $109,5^\circ$ und 120° . **g)** Weil nur das Cyclohexen-Molekül eine flache Stelle besitzt (bei der Doppelbindung). **h)** CH_3OH . **i)** Das O-Atom hat freie Elektronenpaare. **j)** Die Si-Si-Bindung ist länger als die C-C-Bindung.
- T3 a)** nimmt Elektronen auf. **b)** geben Elektronen ab. **c)** das O-Atom. **d)** durch die Doppelbindung. **e)** mit Toluol. **f)** 16. **g)** Weil Doppelbindungen und ein Ringschluss vorliegen.
- h)**
- $$\begin{array}{c} & \text{H} & & \text{H} & & \\ & | & & | & & \\ \text{H} & & \text{C} & & \text{C} & & \text{H} \\ & \backslash & / & \backslash & / & & \\ & \text{C} & & \text{C} & & \text{C} & \\ & / & \backslash & / & \backslash & / & \\ \text{H} & & \text{C} & & \text{C} & & \text{H} \\ & & \backslash & / & \backslash & / & \\ & & \text{H} & & \text{H} & & \end{array}$$
- i)** 14. **j)** 4, 6, 8, 10. **k)** $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.
- T4 a)** Katalysatoren. **b)** Weil die Triebkraft erst nach Zufuhr der Aktivierungsenergie wirksam werden kann. **c)** Die Verbrennungsprodukte sind gasförmig und bestehen aus kleinen Molekülen. **d)** $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} \text{O}_2 \rightarrow n\text{CO}_2 + (n+1) \text{H}_2\text{O}$. **e)** Die Energie sinkt und die Entropie steigt. **f)** metastabil. **g)** Nur Elektronenpaarbindungen zwischen Atomen mit Elektronegativitätsunterschieden $> 0,3$ sind energiearm, weil Teilladungen auftreten. **h)** Zucker-Moleküle enthalten energiearme O-H-

C-O- und O-H-Bindungen, Pentan und Heptan nicht. **i)** Zucker-Moleküle sind wasserlöslich, Pentan und Heptan nicht.

j) Zucker-Moleküle weisen Atome mit großen Teilladungen auf, Pentan- und Heptan-Moleküle nicht.

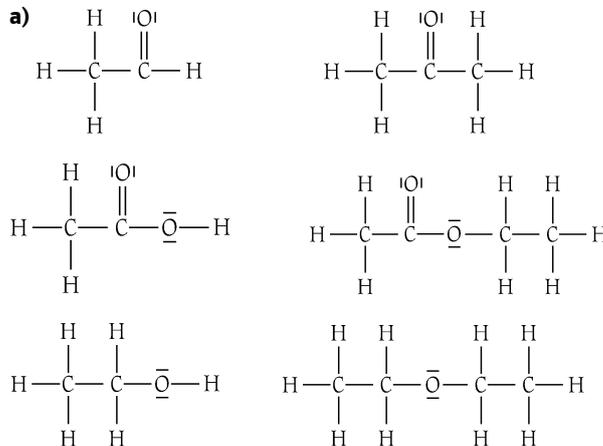
a) Zahl der Außenelektronen + Zahl der Elektronenpaarbindungen = 8.

b)



c) Skelettforneln zeigen nur das Grundgerüst und die reaktiven Stellen. **d)** Bei Skelettforneln werden C-Atome, alle freien Elektronenpaare und alle an C-Atome gebundenen H-Atome nicht angeschrieben. **e)** Endpunkt, Ecke oder Verzweigungsstelle.

U2 a)

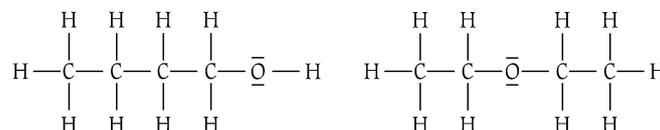


b) geben Protonen ab. **c)** Das bindende Elektronenpaar wird vom H-Atom weggezogen. **d)** ein einzelnes H-Atom, eine $-\text{O}-\text{H}$ oder $-\text{O}-\text{C}$ -Gruppierung.

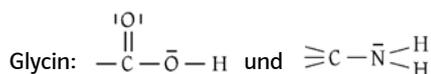
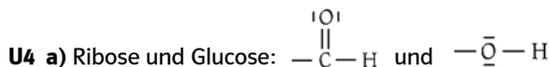
a) Kupfer(I)-oxid. **b)** eine Reduktion. **c)** gibt Elektronen ab und wirkt als Reduktionsmittel.

U3 a) zu den Alkoholen. **b)** -ol. **c)** CH_3OH heißt Methanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ Ethanol.

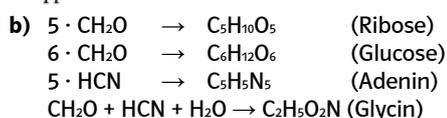
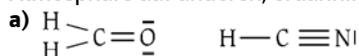
d)



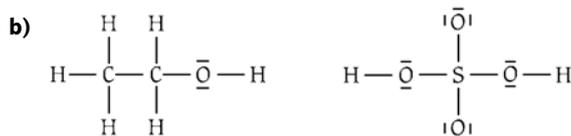
e) Die gleichen Atome sind unterschiedlich verknüpft. **f)** Die Moleküle gehören zu unterschiedlichen Stoffklassen. **g)** An den Namen des Alkans wird die Endung -ol gehängt. Die Zahl 1 gibt an, dass sich die reaktive Stelle am ersten C-Atom befindet.



b) Base: Adenin; Base und Säure: Glycin; Ribose und Glucose: neutral. **c)** Ribose: Aldehyd und Alkohol, abgeleitet von Pentan; Glucose: Aldehyd und Alkohol, abgeleitet von Hexan; Adenin: Amin, abgeleitet von Purin; Glycin: Amin und Carbonsäure, abgeleitet von Ethan. **d)** die Ringsysteme des Purins. **e)** Die Moleküle sind wasserlöslich (polar), weil sie große, unsymmetrisch angeordnete Teilladungen aufweisen. Ihr Grundgerüst enthält energiereiche C-C-Bindungen. Deshalb muss zu ihrer Bildung Energie zugeführt werden. **f)** bei Gewittern und Vulkanausbrüchen in der Nähe von Gewässern. **g)** die Untersuchung der Zusammensetzung der Gase aus Vulkanen und der Atmosphäre auf anderen, erdähnlichen Planeten.



V2 a) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_2SO_4 und Al_2O_3 .



c) aus kleinen Molekülen. **d)** Das Ionengitter kann in Ethanol nicht zerfallen. **e)** Weil Aluminiumoxid als Katalysator wirkt. **f)** eine Protolyse. **g)** Weil nur am Sauerstoffatom freie Elektronenpaare vorhanden sind. **h)** die Additionsreaktion mit Brom (Br_2). **i)** Weil das Reaktionsprodukt als Gas entweicht. **a)** H^+ ist ein Elektrophil. Ein negativer Ladungsüberschuss ist beim O-Atom anzutreffen.

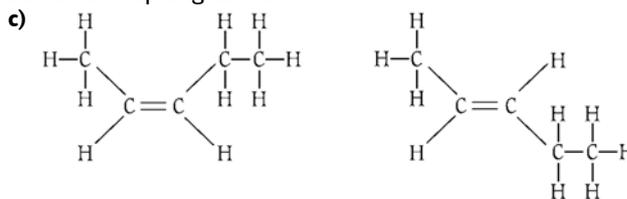
V3 a) Die Elektronenhüllen der Atome nehmen Lichtquanten aus dem sichtbaren Bereich auf. **b)** jeweils eine Protolyse, beim Methylenblau zusätzlich eine Redoxreaktion. **c)** pH-Indikatoren. **d)** Phenolphthalein: CO-Gruppe, OH-Gruppe, COOH-Gruppe, Doppelbindung, Methylgruppe; Methylenblau: N-Atom, S-Atom, Doppelbindung, Methylgruppe. **e)** Phenolphthalein: Keton, Alkohol, Carbonsäure, Ester, Benzenringe; Methylenblau: Amin ua., Benzenringe. **f)** Doppel- und Einfachbindungen sind abwechselnd angeordnet. **g)** Die völlig regelmäßige Anordnung der Doppelbindungen geht verloren.

a) zu den Komplexen. **b)** zusammengehörend. **c)** 11. **d)** Wird ein Elektron leicht abgegeben (starkes Reduktionsmittel), so heißt das zugleich, dass anschließend ein Elektron nur schwer aufgenommen werden kann (schwaches Oxidationsmittel). **e)** Weil das Chlorophyll-Kation zu zwei verschiedenen Redoxpaaren gehört: $\text{Chlorophyll} \rightleftharpoons \text{Chlorophyll}^+$; $\text{Chlorophyll}^+ \rightleftharpoons \text{Chlorophyll}^{\cdot+}$. **f)** Die Reaktion mit dem NADP^+ ist eine Reduktion, die Reaktion mit H_2O ist eine Oxidation.

V4 a) Das Br_2 -Molekül spaltet sich auf, und die beiden Bromatome lagern sich an die Doppelbindung an (Additionsreaktion).

b) Doppelbindungen sorgen für erhöhte Reaktionsfähigkeit, daher sind Fett-Moleküle mit Doppelbindungen leichter verdaulich und weniger haltbar. **c)** Je größer die Anziehungskraft ist, desto höher liegt der Siedepunkt. **d)** ca. $109,5^\circ$ und 120° . **e)** Doppelbindungen stören den regelmäßigen Aufbau des C-Gerüsts. **f)** Die Elektronenwolken verschieben sich - zB durch Zusammenstöße - kurzfristig.

a) Elektronen werden gemeinsam benutzt. Exakter: Die Elektronenwolken überlagern sich zwischen 2 Atomkernen. **b)** 2 an sich drehbare Elektronenwolken bewirken gemeinsam eine starre Verknüpfung der Atome.



V5 a) Im Wasser-Molekül sind die Teilladungen unsymmetrisch angeordnet, im Heptan-Molekül existieren keine Teilladungen. **b)** Polare Moleküle ziehen sich gegenseitig stark an. **c)** Weil der polare Teil von polaren Wasser-Molekülen umgeben ist und der unpolare Teil von unpolaren Luft-Molekülen (N_2 , O_2). **d)** Der unpolare Teil drängt sich zwischen die Wasser-Moleküle.

a) Ester und Amin bzw. Alkohol und Alken. **b)** Viele kegelförmige Objekte können zusammen etwas Kugeliges bilden. Zylinderförmige Objekte hingegen können sich nur flächenartig zusammenlagern. **c)** Cholesterol-Moleküle sind zu flach, und ihr wasserlöslicher Anteil ist im Verhältnis viel zu klein. **d)** beim unpolaren Anteil der Phospholipid-Moleküle. **e)** durch die 4 Ring-systeme. **f)** Doppelbindungen stören den regelmäßigen Aufbau des C-Gerüsts und erschweren die Annäherung an andere Moleküle.

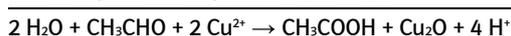
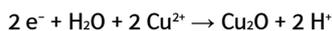
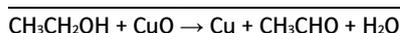
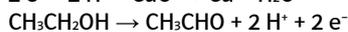
W2 a) aus Ionengittern. **b)** Triglyceride gehören zu den Estern.

c) mit dem C-Atom, an das die O-Atome gebunden sind. **d)** zu einer Protolyse. **e)** eine Fällungsreaktion. **f)** durch die Reaktion der Carbonsäure mit dem Hydroxid-Ion. **g)** Ester: unpolar; Anionen von langkettigen Carbonsäuren: amphiphil; langkettige Carbonsäuren und Alkohole: überwiegend unpolar; Wasser: polar.

a) OH^- : Katalysator; $\text{RCOOR}'\text{OH}^-$ und OR^- sind Zwischenprodukte.

b) Protolyse. **c)** Verdrängung bei der Veresterung: OH-Gruppe; Verdrängung bei der Hydrolyse: OR-Gruppe. **d)** OH^- und OR^- .

W3 a)



b) Ethanol, Kupfer(II)-oxid, Ethanal, Kupfer, Wasser und Wasser, Ethanal, Kupfer(II)-Ionen, Ethansäure, Kupfer(I)-oxid. **c)** Reduktionsmittel: Ethanol, Ethanal; Oxidationsmittel: CuO bzw. Cu^{2+} .

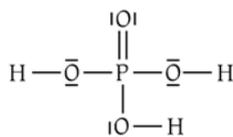
d) Reduktion: $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ und $2 \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}$, Oxidation:



e) um die H^+ -Ionen aus dem Gleichgewicht zu entfernen. **f)** Fällung von $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

a) die Elektronen anziehende Wirkung. **b)** Das Atom mit der größeren Elektronegativität bekommt das ganze Elektronen-paar zugeteilt. **c)** Ladung des Ions = Zahl der Außenelektronen minus Zahl der zugeteilten Elektronen. **d)** Weil bei der Zuteilung der Elektronen keine Ladungen verloren gehen. **e)** Siehe Seite 254 im Lehrbuch. **f)** Die Zahl der abgegebenen oder aufgenommenen Elektronen ergibt sich aus der Änderung der Oxidationszahl. **g)** Die Oxidation ist der Vorgang der Elektronenabgabe, und die Elektronen sind negativ geladen. Durch Abgabe der negativen Ladung bleibt eine positive Ladung zurück. Bei einer Reduktion werden Elektronen aufgenommen, und die hinzukommende negative Ladung bewirkt ein Absinken der Oxidationszahl.

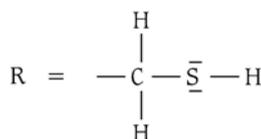
W5 a)



- b)** H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} . **c)** Weil beim Phosphoratom die Außen-
elektronen in der 3. Schale sind, deren Fassungsvermögen 8
übersteigt. **d)** Alkohol, Amin, Ester. **e)** ATP. **f)** Weil die negativen
Ladungen sich gegenseitig abstoßen. **g)** Hydrolyse. **h)** Ein
Wasser-Molekül verdrängt das ADP.
- a)** Kondensationsreaktion, Hydrolyse, sonstige Substitutions-
reaktionen. **b)** Verdrängung der OH-Gruppe durch OR-Gruppe,
Verdrängung von ADP durch H_2O , Verdrängung der OH-Gruppe
durch Phosphatgruppe, Verdrängung der Phosphatgruppe
durch OR'-Gruppe. **c)** Die Phosphatgruppe geht vom ATP zum
 H_2O , vom ATP zur Carbonsäure, von der Carbonsäure zum
Alkohol. **d)** Weil die Bindung der Phosphatgruppe das Molekül
besonders energiereich macht.
- X2 a)** 5 OH-Gruppen (Alkohol) und 1 CHO-Gruppe (Aldehyd, der mit
Fehling-Lösung reagiert). **b)** durch eine Reduktion. **c)** Kupfer(II)-
oxid besteht aus Ionengittern. **d)** durch Kondensationsreaktion.
e) Die Glucose-Moleküle können sich auf verschiedene Weise
untereinander zusammenschließen. Zur Spaltung von Cellulose
und Stärke werden unterschiedliche Enzyme benötigt.
- a)** Eine Additionsreaktion führt zum Ringschluss. **b)** Die Addi-
tionsreaktion kann von 2 verschiedenen Seiten her erfolgen.
c) Das Sauerstoffatom trägt eine negative Teilladung und das
angegriffene C-Atom eine positive Teilladung. **d)** Alle OH-Grup-
pen liegen angenähert in einer Ebene. **e)** Die OH-Gruppen
behindern sich gegenseitig. **f)** Die Elektronenpaarbindung im
Wasserstoff-Molekül (H_2) ist sehr kurz und unpolar;
Kohlenwasserstoff-Moleküle (Benzin) enthalten nur unpolare
C-C- und C-H-Bindungen, Fett-Moleküle wenige polare Elektro-
nenpaarbindungen und das Glucose-Molekül überwiegend
polare Elektronenpaarbindungen.
- X3 a)** die Stickstoffatome mit den freien Elektronenpaaren. (Die
größere EN der O-Atome verhindert, dass deren freie Elek-
tronenpaare eine ausgeprägte basische Wirkung verursachen.)
b) Alle Basen sind Amine, zum Teil auch Amide. Die Ribose ist
ein mehrfacher Alkohol, und die Phosphatgruppe leitet sich von
der Phosphorsäure H_3PO_4 ab. **c)** durch Kondensationsreaktion.
d) Aneinander gebundene Phosphatgruppen sind aufgrund der
Abstoßung der negativen Ladungen sehr energiereich.
- a)** Durch Kopieren eines »Negativs« entsteht wieder die ur-
sprüngliche Form der RNA. Negativ und ursprüngliche Form
entstehen genau abwechselnd. **b)** Durch Paarung einer großen
Base mit einer kleinen können sich die beiden RNA-Stränge
genau parallel anordnen. **c)** Negative Teilladungen suchen
positive und positive Teilladungen negative. Molekülteile ohne
Teilladungen sind wasserunlöslich und suchen eine Umgebung
ohne Teilladungen und ohne Wasser-Moleküle. **d)** Das Adenin
enthält weniger positive und negative Teilladungen als die
übrigen Basen. Geometrisch passt zum Adenin nur das Uracil.
- X4 a)** Die Phosphatgruppen sind wasserlöslich, die Teilladungen
der Basen sind größtenteils gegenseitig orientiert, und die
wasserunlöslichen Anteile der Basen sind im inneren des DNA-
Moleküls übereinander gestapelt. **b)** die Van-der-Waals-Kräfte.
c) Das DNA-Molekül ist wie eine verdrehte Strickleiter aufge-
baut. Dabei müssen die Sprossen – eine kleine und eine große
Base – immer gleich lang sein. **d)** durch die Basenpaarung.
e) durch die Anzahl der Neutronen im Atomkern (7 oder 8).
f) Jeder DNA-Doppelstrang trennt sich bei der Vermehrung auf
und jeder Einzelstrang wird anschließend wieder zum Doppel-
strang ergänzt. **g)** eine Hydrolyse, bei der die OH-Gruppe als
Katalysator wirkt. **h)** Bei der DNA fehlt die OH-Gruppe, die den
Abbau des Makromoleküls katalysiert.

- X5 a)** Für Proteine gibt es 20 unterschiedliche Bausteine (Amino-
säuren), für RNA und DNA nur die 4 Basen. **b)** mRNA: Informa-
tionsübertragung; tRNA: Transport von Aminosäuren zum
Ribosom; rRNA: Bestandteil des Ribosoms. **c)** Weil das Ribosom
als Katalysator für den Proteinaufbau wirkt. **d)** Die Information
wird nur zum richtigen Zeitpunkt abgelesen und übertragen.
e) Die Informationsübertragung soll nach kurzer Zeit beendet
sein. **f)** Die Neutronen sind aufgrund ihrer ungeeigneten An-
zahl nicht in der Lage, die Abstoßung der Protonen im Kern zu
verhindern. **g)** Die Radioaktivität einzelner Atomsorten kann
wie ein Peilsender benützt werden: Man spricht von radioak-
tiver Markierung.
- a)** Mit einer Abfolge von 2 Basen lassen sich nur 16 (4^2) ver-
schiedene Aminosäuren festlegen. In der Natur werden 20
verwendet. **b)** 64 (4^3). **c)** Alle Ribose-Moleküle besitzen eine CH_2 -
Gruppe außen am Ring. Diese Gruppe weist im Rückgrat der
RNA oder DNA immer in eine bestimmte Richtung. **d)** Für die
Informationsübertragung besteht eine »Leserichtung«. Zwei-
deutigkeiten können daher nicht existieren.

- Y2 a)** Alle Aminosäuren enthalten $-\text{NH}_2$ - und $-\text{COOH}$ -Gruppen mit
sehr großen Teilladungen. **b)** Amin und Carbonsäure. **c)** durch
Protolyse. **d)** Ethan (Gly, Ser), Propan (Ala, Cys), Methylbutan
(Val, Thr), Methylpentan (Leu, Ile), 5-Ring mit N-Atom und
Propylrest (Pro), Propylbenzen (Phe, Tyr), Benzen, 5-Ring mit
N-Atom und Propylrest (Trp), Butan und Methan (Met), Pentan
und Methan (Arg), Hexan (Lys), 5-Ring mit 2 N-Atomen und
Propylrest (His), Butan (Asn, Asp), Pentan (Gln, Glu). **e)** sauer:
 $-\text{COOH}$, basisch: $-\text{NH}_2$, die übrigen Seitenketten sind neutral.
f) Alkohole (OH-Gruppe), Amide ($-\text{CONH}_2$ -Gruppierung),
Thioalkohole und Thioether (SH-Gruppe, $-\text{S}$ -Gruppierung).
g) aromatisch: Phe, Tyr, Trp, His. **h)** Siehe Seite 272 im Lehrbuch.
 $\text{R} = -\text{CH}_3$. **i)** Weil Bild und Spiegelbild identisch sind.
- a)** ein Amid. **b)** Kondensationsreaktion. **c)** Das Molekül wird an
dieser Stelle flach und starr.
- Y3 a)** durch Translation und Transkription. **b)** Die Amidbindung
wird durch Hydrolyse zerstört. **c)** Die gegenseitige Orientierung
von Molekülen durch Wasserstoffbrücken ist bei hoher Tempe-
ratur infolge ihrer Bewegung nicht mehr möglich. **d)** Weil viele
wasserunlösliche Teile nach außen zeigen. **e)** Siehe Seite 272 im
Lehrbuch.



- f)** in S^{2-} -Ionen (Substitution von SH^- durch OH^-).
- a)** Die Betrachtungsebene wird immer umfassender. **b)** CO- und
NH-Gruppen. **c)** Polare Seitenketten wenden sich nach außen
(dem Lösemittel Wasser zu), unpolare nach innen in die Umge-
bung von anderen unpolaren Seitenketten. **d)** durch passende
Wasserstoffbrücken und durch Van-der-Waals-Kräfte zwischen
unpolaren Regionen.
- Y4 a)** pH-Indikator. **b)** Die Elektronenhülle nimmt aus dem sichtba-
ren Bereich nur ganz bestimmte Lichtquanten auf. **c)** Siehe
Seite 76 im Lehrbuch. **d)** Amid. **e)** durch Hydrolyse. **f)** die Amid-
bindung. **g)** Enzyme sind biochemische Katalysatoren. Die
Aktivierungsenergie wird erniedrigt, sodass die Reaktionsge-
schwindigkeit steigt. **h)** Das Enzym ist nur bei einem bestimm-
ten Molekül wirksam. **i)** Protein-Moleküle ändern durch Erhit-
zen oder bestimmte Ionen ihre Tertiärstruktur. **j)** Proteine
wirken in der Zelle zB als Antennen, Transportsysteme oder
andere Bauteile für molekulare »Zellmaschinen«.

- Z2** a) Manche Bakterienstämme haben bestimmte Gene verloren. b) Stamm 2 hat kein Schalter-Gen mehr, Stamm 3 hat zusätzlich das Gen zur Herstellung des Verdauungsenzyms verloren. Stamm 4 hat die Fähigkeit erworben, gegen Antibiotika unempfindlich zu sein. a) Stamm 1 hat das Gen zur Produktion des Verdauungsenzyms nicht eingeschaltet, und Stamm 4 ist unfähig, dieses zu produzieren. b) Der Zusatz des Antibiotikums zerstört alle Bakterien von Stamm 1, Stamm 4 überlebt. c) Weil zuerst das Gen für die Produktion des Verdauungsenzyms zusammen mit dem Schalter-Gen übertragen wird. d) Der Zusatz von Galactose bewirkt, dass die Blockade der Produktion des Verdauungsenzyms aufgehoben wird.
- Z3** a) Die mRNA überträgt die Bauanleitung für ein Protein von der DNA zum Ribosom. b) Die mRNA wird im Ribosom gemäß dem genetischen Code in eine Kette aus Aminosäuren (= Protein) übersetzt. c) Protein-Moleküle gibt es in vielfacher Ausfertigung in der Zelle, das zugehörige Gen jedoch nur ein Mal. d) Die DNA vermehrt sich, wenn sich das Lebewesen vermehrt. Die nächste Generation von Bakterien kann bereits innerhalb von 20 Minuten entstehen.

- a) Enzyme sind Biokatalysatoren und beschleunigen Reaktionen in der Zelle. b) Die RNA reproduziert sich aufgrund der Basenpaarung von selbst aus ihren Bausteinen, den Nucleotiden. c) Die radioaktive mRNA kann sich nur dort an die DNA anlagern, wo sie aufgrund der Basenpaarung genau das »Negativ« darstellt. Das ist zugleich der Ort, an dem diese mRNA auch gebildet wird. d) Radioaktive Atome in Stoffteilen wirken als »Peilsender« und dienen der Markierung.
- Z4** a) Komplexe. b) Solche Moleküle bezeichnet man als aromatisch. Sie sind besonders stabil und ab 9 konjugierten Doppelbindungen intensiv gefärbt. c) Redoxreaktionen. d) der Transport von Elektronen. e) Das Protein wird funktionsunfähig, wenn bestimmte Aminosäuren ausgetauscht werden. f) durch den Prozentsatz der übereinstimmenden Aminosäuren. a) Die Zelle wird erst später darauf festgelegt, welche Aufgaben sie zu übernehmen hat. Ist diese Festlegung bereits erfolgt und wird die Zelle verpflanzt, so läuft das eingeschaltete Programm unbeirrt weiter. b) Durch benachbarte Zellen, die aus fremden Tieren verpflanzt wurden, werden Gene eingeschaltet, die normalerweise niemals zum Einsatz kommen. c) Da alle Lebewesen einen gemeinsamen Ursprung besitzen, werden die chemischen Signale auch über Artgrenzen hinweg verstanden.

Tabelle 1 (Seite 19):

	Hypothese 1	Hypothese 2	Hypothese 3
Versuch a	blau	farblos oder hellblau	farblos
Versuch b	farblos oder hellblau	blau	blau
Versuch c	farblos oder hellblau	blau	farblos

Tabelle 2 (D3 i):

Na	Cl	Na ⁺	Cl ⁻	1 Na ⁺ + 1 Cl ⁻	NaCl
K	S	K ⁺	S ²⁻	2 K ⁺ + 1 S ²⁻	K ₂ S
Ca	O	Ca ²⁺	O ²⁻	1 Ca ²⁺ + 1 O ²⁻	CaO
Al	F	Al ³⁺	F ⁻	1 Al ³⁺ + 3 F ⁻	AlF ₃
Sn	O	Sn ⁴⁺	O ²⁻	1 Sn ⁴⁺ + 2 O ²⁻	SnO ₂
Mg	N	Mg ²⁺	N ³⁻	3 Mg ²⁺ + 2 N ³⁻	Mg ₃ N ₂

Tabelle 3 (D4 e):

Kupfer(II)-chlorid	Cu ²⁺	Cl ⁻	1 Cu ²⁺ + 2 Cl ⁻	CuCl ₂
Kupfer(I)-chlorid	Cu ⁺	Cl ⁻	1 Cu ⁺ + 1 Cl ⁻	CuCl
Chrom(VI)-oxid	Cr ⁶⁺	O ²⁻	1 Cr ⁶⁺ + 3 O ²⁻	CrO ₃
Kaliumsulfid	K ⁺	S ²⁻	2 K ⁺ + 1 S ²⁻	K ₂ S
Magnesiumoxid	Mg ²⁺	O ²⁻	1 Mg ²⁺ + 1 O ²⁻	MgO
Aluminiumoxid	Al ³⁺	O ²⁻	2 Al ³⁺ + 3 O ²⁻	Al ₂ O ₃

Tabelle 4 (D4 e):

AgF	Ag ⁺	F ⁻	1 Ag ⁺ + 1 F ⁻	Silber(I)-fluorid
FeO	Fe ²⁺	O ²⁻	1 Fe ²⁺ + 1 O ²⁻	Eisen(II)-oxid
Fe ₂ O ₃	Fe ³⁺	O ²⁻	2 Fe ³⁺ + 3 O ²⁻	Eisen(III)-oxid
BaBr ₂	Ba ²⁺	Br ⁻	1 Ba ²⁺ + 2 Br ⁻	Bariumbromid
MnO ₂	Mn ⁴⁺	O ²⁻	1 Mn ⁴⁺ + 2 O ²⁻	Mangan(IV)-oxid
Ca ₃ N ₂	Ca ²⁺	N ³⁻	3 Ca ²⁺ + 2 N ³⁻	Calciumnitrid

Tabelle 5 (F2 e):

Chlor	8	(7 + 7) : 2 = 7	1	$\text{ \bar{C} } - \text{ \bar{C} }$
Kohlenstoffmonoxid	8	(4 + 6) : 2 = 5	3	$\text{ \bar{C}} \equiv \text{ \bar{O}} $
Kohlenstoffdioxid	12	(4 + 2 · 6) : 2 = 8	4	$\text{ \bar{O}} = \text{C} = \text{ \bar{O}} $
Ozon	12	3 · 6 : 2 = 9	3	$\text{ \bar{O}} = \text{ \bar{O}} - \text{ \bar{O}} $
Schwefelsäure	22	(2 · 1 + 6 + 4 · 6) : 2 = 16	6	$\begin{array}{c} \text{ \bar{O}} \\ \\ \text{H} - \text{ \bar{O}} - \text{S} - \text{ \bar{O}} - \text{H} \\ \\ \text{ \bar{O}} \end{array}$

Tabelle 6 (F3 e):

SO ₂	Schwefeldioxid	$\bar{\text{O}}=\bar{\text{S}}-\bar{\text{O}}$
CH ₃ OH	organisches Molekül	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\bar{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
NCl ₃	Stickstofftrichlorid	$\begin{array}{c} \bar{\text{Cl}} \\ \\ \bar{\text{Cl}}-\text{N}-\bar{\text{Cl}} \end{array}$
C ₅ H ₁₂	organisches Molekül	$\begin{array}{ccccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} \\ & & & & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & -\text{H} \\ & & & & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} \end{array}$
SiF ₄	Siliciumtetrafluorid	$\begin{array}{c} \bar{\text{F}} \\ \\ \bar{\text{F}}-\text{Si}-\bar{\text{F}} \\ \\ \bar{\text{F}} \end{array}$
N ₂ O ₄	Distickstofftetraoxid	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ // \quad // \\ \text{N} \quad - \quad \text{N} \\ \backslash \quad \backslash \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$

Tabelle 7 (M3 h):

Name des Salzes	Formeleinheit	Stabilität des Gitters	Lösegleichgewicht
Bariumsulfat	BaSO ₄	groß	BaSO ₄ (s) \rightleftharpoons Ba ²⁺ (aq) + SO ₄ ²⁻ (aq)
Blei(II)-sulfat	PbSO ₄	groß	PbSO ₄ (s) \rightleftharpoons Pb ²⁺ (aq) + SO ₄ ²⁻ (aq)
Kupfer(II)-sulfat	CuSO ₄	klein	CuSO ₄ (s) \rightleftharpoons Cu ²⁺ (aq) + SO ₄ ²⁻ (aq)
Bariumcarbonat	BaCO ₃	groß	BaCO ₃ (s) \rightleftharpoons Ba ²⁺ (aq) + CO ₃ ²⁻ (aq)
Blei(II)-carbonat	PbCO ₃	groß	PbCO ₃ (s) \rightleftharpoons Pb ²⁺ (aq) + CO ₃ ²⁻ (aq)
Kupfer(II)-carbonat	CuCO ₃	groß	CuCO ₃ (s) \rightleftharpoons Cu ²⁺ (aq) + CO ₃ ²⁻ (aq)
Bariumhydroxid	Ba(OH) ₂	klein	Ba(OH) ₂ (s) \rightleftharpoons Ba ²⁺ (aq) + 2 OH ⁻ (aq)
Blei(II)-hydroxid	Pb(OH) ₂	groß	Pb(OH) ₂ (s) \rightleftharpoons Pb ²⁺ (aq) + 2 OH ⁻ (aq)
Kupfer(II)-hydroxid	Cu(OH) ₂	groß	Cu(OH) ₂ (s) \rightleftharpoons Cu ²⁺ (aq) + 2 OH ⁻ (aq)
Bariumiodid	BaI ₂	klein	BaI ₂ (s) \rightleftharpoons Ba ²⁺ (aq) + 2 I ⁻ (aq)
Blei(II)-iodid	PbI ₂	groß	PbI ₂ (s) \rightleftharpoons Pb ²⁺ (aq) + 2 I ⁻ (aq)
Kupfer(II)-iodid	CuI ₂	*	CuI ₂ (s) \rightleftharpoons Cu ²⁺ (aq) + 2 I ⁻ (aq)

* Cu²⁺(aq) + 2 I⁻(aq) reagieren anschließend teilweise zu Cu⁺ und I₂-Molekülen, die einen braunen Festkörper bilden.

Anmerkungen zum Testsystem

Um das Konzept des Mastery-learnings in den Chemieunterricht zu integrieren, sind 13 Testaufgaben entwickelt worden. Wenn eine Testaufgabe beim Durcharbeiten des Lehrbuchs das erste Mal zu lösen ist, dann muss so lange geübt und erklärt werden, bis alle Fehlerquellen ausgemerzt sind. Besonders effizientes Üben ist in kleineren Schülergruppen möglich. Dabei funktioniert die Wissensvermittlung manchmal sogar zwischen Schülern und Schülerinnen besser, wenn die Lehrkraft nur wenig eingreift. Die Motivation zum Üben und Verstehen wird sofort größer, wenn von Beginn an klar ist, dass die Testaufgaben genau in dieser Form später auch zum Test kommen werden. Die Beispiele zu den Testaufgaben lassen sich beliebig variieren und unbegrenzt vermehren. Einige Angaben zu den einzelnen Aufgaben finden sich anschließend bei den Tests, die als Kopiervorlagen gedacht sind. Die Angaben müssen nachträglich eingetragen werden. Für die Durchführung der Tests sind ca. 25 Minuten erforderlich, sodass genügend Zeit bleibt, sich mit dem Punkt »Ausblick und Rückschau« zu befassen. Jedem Test können bequem Punkte (zB 20) zugeordnet werden. Damit steht ein sehr schnelles und leicht nachvollziehbares Beurteilungsschema zur Verfügung.

Die meisten Schüler/Schülerinnen empfinden es als angenehm, wenn sie die Möglichkeit erhalten, einen Test zur Notenverbesserung wiederholen zu dürfen, auch wenn dies in ihrer Freizeit geschieht. Damit diese Möglichkeit aber nicht zu einer schlampigen Vorbereitung des eigentlichen Tests führt, muss die 1. Testnote auf jeden Fall in die Beurteilung miteinbezogen werden. Die Tests können auf einfache Weise erweitert werden, um das erworbene Wissen noch stärker zu festigen: Sehr wichtige Fachbegriffe finden sich im Glossar auf den letzten Seiten des Lehrbuchs. Sobald einer dieser Fachbegriffe im Unterricht erstmals verwendet wird, soll er im Glossar markiert werden. Bei jedem Test kann die Erklärung von Fachbegriffen als Zusatzfrage gestellt werden.

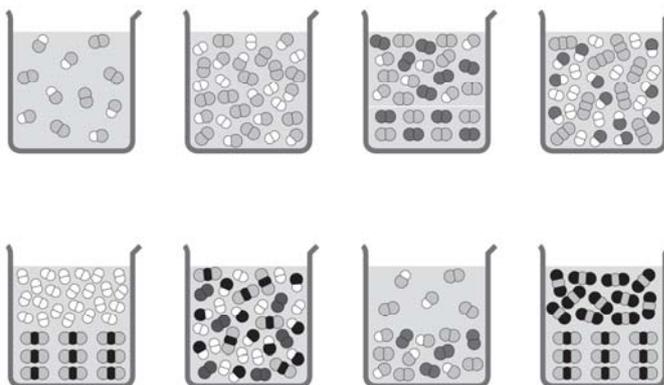
Sehr unterstützend zum Mastery-learning wirkt sich das Lernen in möglichst vielen, kleinen Schritten aus. Am Beginn jeder Unterrichtseinheit können »Das Wichtigste« und die Fragen bei den »Überlegungen« (zumindest teilweise) wiederholend, eventuell benotend durchgearbeitet werden. Damit ist auch die Basis für das neue Stundenbild gelegt.

Das Periodensystem ist bei den Tests als verfügbare Informationsquelle gedacht. Damit die im Buch und bei den Tests verwendeten Atomsymbole rasch gefunden werden können, sind diese im Periodensystem mit blauer Schrift hervorgehoben. Um zu erreichen, dass sich die häufiger verwendeten

Atomsymbole bzw. Elementnamen gut einprägen, lässt man beim Test nur ein PSE verwenden, bei dem die Elementnamen fehlen. Eine entsprechende Kopiervorlage findet sich auf Seite 27. Da die Elementnamen bzw. die Atomsymbole bei fast jedem Test zu den erforderlichen Kenntnissen gehören, ergibt sich automatisch ein häufiges Wiederholen. Die Liste der hervorgehobenen Atomsymbole findet sich im Lehrbuch bei B2 auf Seite 34.

Beispiele und Anmerkungen zu einzelnen Testaufgaben:

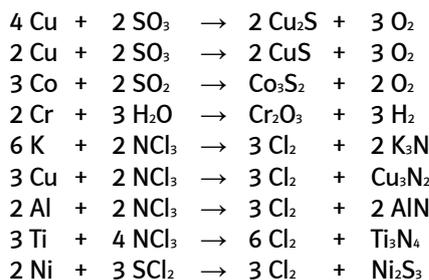
1.



2. Bei dieser Testaufgabe kann die Art der Angabe sehr stark variiert werden. Die Aufgabe wird eine Spur schwieriger, wenn man Nuklide verwendet, deren Massenzahl deutlich von der Atommasse im PSE abweicht.

5. Zur Aufgabenstellung des Zeichnens von Valenzstrichformeln eignen sich zB: Stickstoff- und Phosphorhalogenide, Distickstofftrioxid, Distickstofftetraoxid, Sauerstoffdifluorid, Schwefeldifluorid, Schwefeldioxid, Schwefeltrioxid.

7. Damit die stöchiometrischen Koeffizienten nicht zu einfach sind und die Tabelle zu eintönig wird, kann man zB folgende Reaktionstypen verwenden:



Test 1: Der Aufbau von Stoffen, Stoffteilchen, Atomen und Atomhüllen

Testaufgabe 1: Stoffsysteme (Lösungsanleitung: siehe A5)

Durch Streichen, Ausfüllen und Ankreuzen ist eine zutreffende Beschreibung durchzuführen.

1. Das abgebildete Stoffsystem ist aufgebaut aus:
- a) Element(en)
 b) Verbindung(en)
 c) Reinstoff(en)
 d) Lösung(en)
 e) Es ist: homogen / heterogen



2. Das abgebildete Stoffsystem sieht optisch einheitlich / uneinheitlich aus, es verhält sich beim Sieden, Kristallisieren oder Ausbreiten physikalisch einheitlich / uneinheitlich und sein Aggregatzustand ist:

3. Um den Reinstoff, der aus den Stoffteilchen besteht, aus dem Stoffsystem abzutrennen, muss man folgende Trennmethode(n) anwenden: (nur 1 Kästchen ankreuzen)

nur mechanische, zB oder

nur nichtmechanisch-physikalische, zB oder

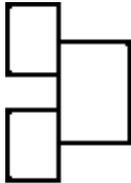
zuerst mechanische, dann nichtmechanisch-physikalische, zB und dann

Der abgetrennte Reinstoff kann chemisch, zB durch oder weiter / nicht mehr zerlegt werden.

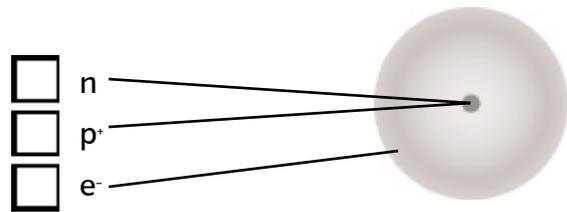
Testaufgabe 2: Atombau (Lösungsanleitung: siehe B5)

1. Die fehlenden Zahlen, Buchstaben und Wörter in allen Kästchen sind zu ergänzen:

Das Atom mit der Massenzahl



Abkürzung für das Atom



Schematische Zeichnung für das Atom

2. Die Tabelle ist mit den Zahlenwerten und den richtigen Einheiten zu vervollständigen:

	Zehnerpotenz des Durchmessers	ungefähre Ladung	Masse in g	Masse in u
Atom				
Kern				
Hülle				

Testaufgabe 3: Elektronenhülle (Lösungsanleitung: siehe C5)

1. Die Verteilung der Elektronen-Ensembles auf die Schalen des Besetzung ist einzutragen:

-Atoms samt der Reihenfolge der



- Wie groß ist die Anzahl der Außenelektronen des oben abgebildeten Atoms?
- Ist das abgebildete Atom ein Metall- oder Nichtmetallatom?
- Wird das letzte Elektron ganz außen, eine oder zwei Schalen weiter innen eingebaut?
- Wie viele Elektronen kann das zuletzt eingebaute Ensemble maximal umfassen?
- Zu welchem Block gehört das Atom bzw. sein Element?

Test 2: Stoffteilchen

Testaufgabe 4: Informationen, die in einer Formel enthalten sind, zB: (Lösungsanleitung: siehe E3)

1. Durch welche Bindung halten die Atome zusammen?
2. Wie ist die Wirkungsweise dieser Bindung?
3. Aus welchen Stoffteilchen besteht der Reinstoff?
4. Was bedeuten die Atomsymbole und die Zahlen in der Formel?
5. Welchen Aggregatzustand hat dieser Reinstoff?
6. Welche Stoffeigenschaft ist für diesen Reinstoff typisch?
7. Welche Art von Reinstoff wird mit der Formel beschrieben?

Testaufgabe 5: Darstellung und Benennung von Stoffteilchen (Lösungsanleitung: siehe F5)

In der Tabelle sind fehlende Formeln, Namen und Formeleinheiten oder Valenzstrichformeln zu ergänzen.

Formel	Name	Formeleinheit oder Valenzstrichformel

Testaufgabe 6: Die Kräfte zwischen Molekülen (Lösungsanleitung: siehe G5)

Die Tabelle ist zu vervollständigen.

1. Die Bindungswinkel sind einzutragen.	2. Die Moleküle sind räumlich zu zeichnen. 3. Alle Teilladungen sind einzutragen.	4. Es ist anzugeben, ob das Molekül polar oder unpolar ist.

5. Die beiden abgebildeten Molekülsorten werden vermischt: Dabei ziehen sich die Moleküle alle schwach / alle stark / teils stark, teils schwach an, und es entsteht eine / keine Lösung. (Nicht Zutreffendes streichen!)

Test 3: Reaktionsgleichungen

Testaufgabe 7: Informationen, die in einer Reaktionsgleichung enthalten sind (Lösungsanleitung: siehe H6)

- Die in der Reaktionsgleichung fehlenden stöchiometrischen Koeffizienten sind zu ergänzen.
- Die Tabelle für Edukte und Produkte ist zu vervollständigen:

Formel	Art des Reinstoffs	Name	Stoffteilchen	kleinste reagierende Menge

3. Minimalumsatz:

4. Molumsatz:

5. Molumsatz in Gramm:

6. Das Gesetz der Massenerhaltung ist für den Molumsatz in Gramm zu zeigen:

7. Das Gesetz der konstanten Proportion ist für die angegebene Reaktion zu formulieren:

8. Wie groß sind die Massen der übrigen Reaktionsteilnehmer, wenn die Masse von _____ beträgt?

9. Wie viele Moleküle bzw. Formeleinheiten sind in der bei Frage 8 angegebenen Masse enthalten?

Testaufgabe 8: Gleichgewichtslage und Gleichgewichtsverschiebungen (Lösungsanleitung: siehe J6)

1. Für die angegebene Reaktionsgleichung ist die Gleichgewichtskonstante zu formulieren:

2. Die Triebkraft der Reaktion ist . Die entsprechenden Pfeilgrößen sind zu zeichnen!

3. Am Ende der Reaktion gilt daher: $c(\text{Edukte})$ < / \approx / > $c(\text{Produkte})$

4. K ist deshalb für diese Reaktion: > 1 / \approx 1 / < 1

5. In der Reaktionsgleichung sind die Aggregatzustände und »leerer Raum« zu ergänzen.

6. Zugeben von begünstigt Hinreaktion / Rückreaktion / keine Reaktion.

Entfernen von begünstigt Hinreaktion / Rückreaktion / keine Reaktion.

7. Temperatur- begünstigt Hinreaktion / Rückreaktion / keine Reaktion.

8. Druck- begünstigt Hinreaktion / Rückreaktion / keine Reaktion.

(Nicht Zutreffendes streichen!)

Test 4: Voraussetzungen für Reaktionen

Testaufgabe 9: Energie und Entropie (Lösungsanleitung: siehe K5)

1. Die Tabelle ist für die Reaktion

zu vervollständigen.

Formel	Stoffteilchen	kleinste reagierende Menge	Name	Art des Reinstoffs

Formel	Bindungsart	Entfernung der bindenden Elektronen vom Kern	Energieinhalt des Stoffteilchens	Ordnungsgrad des Stoffteilchens	Entropie des Stoffteilchens

2. Die Reaktion ist **exotherm / endotherm / energetisch nicht abschätzbar**.

In der Reaktionsgleichung ist ΔH einzutragen, falls dies möglich ist.

Die Wirkungsweise der Energie aller Stoffteilchen ist für die Triebkraft **fördernd / hindernd / nicht abschätzbar**.

3. Die Zahl der Moleküle **nimmt zu / nimmt ab / bleibt insgesamt gleich**.

Gitter **verschwinden / entstehen / bleiben erhalten**.

Die Wirkungsweise der Entropie aller Stoffteilchen für die Triebkraft ist **fördernd / hindernd / nicht abschätzbar**.

(Nicht Zutreffendes streichen!)

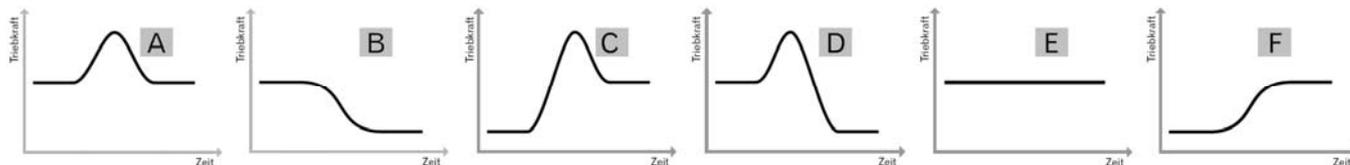
Testaufgabe 10: Einsatz des Katalysators (Lösungsanleitung: siehe L5)

1. Die Tabelle enthält Informationen über die angegebene Reaktion. Sie ist durch Ankreuzen zu vervollständigen.

Bei der Reaktion ändert sich die Energie:	Bei der Reaktion ändert sich die Entropie:	Triebkraft	Aktivierungsenergie	Stoffumwandlung
Sie nimmt sehr zu. <input type="radio"/>	Sie nimmt sehr zu. <input type="radio"/>	groß <input type="radio"/>	groß <input type="radio"/>	vollständig <input type="radio"/>
Sie nimmt sehr ab. <input type="radio"/>	Sie nimmt sehr ab. <input type="radio"/>	mäßig <input type="radio"/>	vernachlässigbar <input type="radio"/>	teilweise <input type="radio"/>
Sie ändert sich wenig. <input type="radio"/>	Sie ändert sich wenig. <input type="radio"/>	gering <input type="radio"/>		praktisch keine <input type="radio"/>

2. K ist zu formulieren und die Größenordnung der Gleichgewichtskonstanten anzugeben:

3. Der beschriebenen Situation ist die passende Zeichnung zuzuordnen, indem der Buchstabe markiert wird:



4. Die Edukte sind **instabil / metastabil / stabil**.

5. Im Laufe der Reaktion bildet sich **ein / kein** energiereiches Zwischenprodukt.

6. Die richtigen Reaktionspfeile sind auszuwählen und in der Reaktionsgleichung einzutragen.



7. Es ist anzugeben, welche Maßnahme(n) für das »Starten« dieser Reaktion notwendig ist (sind):

das Prinzip von Le Châtelier anwenden / einen Katalysator zugeben / beides anwenden / keine Zusatzmaßnahmen.

(Nicht Zutreffendes streichen!)

Test 5: Anorganische Reaktionen

(Lösungsanleitungen: siehe M5, N5, P5 und R5)

Testaufgabe 11: Beispiel 1

1. Die Reaktionsgleichung ist zu vervollständigen.
2. Die Hinreaktion ist eine -Reaktion.
3. Der Minimalumsatz lautet:
4. Welche Größe drückt die Triebkraft von aus?
Der entsprechende Zahlenwert ist für . Wie ist diese Größe definiert?
5. Welche Eigenschaft wird durch den Zahlenwert ausgedrückt?
6. Diese Eigenschaft wirkt sich / / auf die Hinreaktion aus.
7. Welche Beobachtung ist aufgrund der Hinreaktion zu erwarten?
8. Der Aufbau der an der Reaktion beteiligten mehratomigen Stoffteilchen ist zu zeichnen. Wenn möglich, sind Schema, Mechanismus oder Teilgleichungen der Reaktion anzugeben.

(Nicht Zutreffendes streichen!)

Testaufgabe 11: Beispiel 2

1. Die Reaktionsgleichung ist zu vervollständigen.
2. Die Hinreaktion ist eine -Reaktion.
3. Der Minimalumsatz lautet:
4. Welche Größe drückt die Triebkraft von aus?
Der entsprechende Zahlenwert ist für . Wie ist diese Größe definiert?
5. Welche Eigenschaft wird durch den Zahlenwert ausgedrückt?
6. Diese Eigenschaft wirkt sich / / auf die Hinreaktion aus.
7. Welche Beobachtung ist aufgrund der Hinreaktion zu erwarten?
8. Der Aufbau der an der Reaktion beteiligten mehratomigen Stoffteilchen ist zu zeichnen. Wenn möglich, sind Schema, Mechanismus oder Teilgleichungen der Reaktion anzugeben.

(Nicht Zutreffendes streichen!)

Testaufgabe 11: Beispiel 3

1. Die Reaktionsgleichung ist zu vervollständigen.
2. Die Hinreaktion ist eine -Reaktion.
3. Der Minimalumsatz lautet:
4. Welche Größe drückt die Triebkraft von aus?
Der entsprechende Zahlenwert ist für . Wie ist diese Größe definiert?
5. Welche Eigenschaft wird durch den Zahlenwert ausgedrückt?
6. Diese Eigenschaft wirkt sich / / auf die Hinreaktion aus.
7. Welche Beobachtung ist aufgrund der Hinreaktion zu erwarten?
8. Der Aufbau der an der Reaktion beteiligten mehratomigen Stoffteilchen ist zu zeichnen. Wenn möglich, sind Schema, Mechanismus oder Teilgleichungen der Reaktion anzugeben.

(Nicht Zutreffendes streichen!)

Test 6: Organische Moleküle und Reaktionen

Testaufgabe 12: Charakterisierung organischer Moleküle (Lösungsanleitung: siehe U4)

Beispiel 1

Beispiel 2

1. Die Valenzstrichformel ist zu zeichnen.
2. Die für das organische Molekül zutreffenden Stoffklassen sind anzugeben.
3. Aromatische Molekülteile sind in der Skelettformel durch einen eingezeichneten Kreis kenntlich zu machen.
4. Flache Molekülteile sind mit Rechtecken einzurahmen.
5. Grundgerüste sind aufgebaut aus Alkanen und/oder Ringsystemen (zB aromatische Ringe oder Cycloalkane). Jeder dieser Teile ist samt seinen Seitenketten als Skelettformel zu zeichnen und zu benennen.

Testaufgabe 13: Organische Reaktionen (Lösungsanleitung: siehe W4)

Beispiel 1

Beispiel 2

1. Welche Änderung bei der Zugehörigkeit zu Stoffklassen kann festgestellt werden?
2. Welches Reaktionsschema trifft für diese Änderung zu?
3. Welches Molekül wird vom organischen Molekül bei seiner Veränderung eingebaut bzw. abgegeben?
4. Wie groß sind die Oxidationszahlen bei den C-Atomen, deren Bindungsverhältnisse sich ändern?
5. Findet am C-Gerüst eine Oxidation, Reduktion oder keine derartige Reaktion statt?

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

1,0 1 H																	4,0 2 He
6,9 3 Li	9,0 4 Be											12,0 6 C	14,0 7 N	16,0 8 O	19,0 9 F	20,2 10 Ne	
23,0 11 Na	24,3 12 Mg											28,1 14 Si	31,0 15 P	32,1 16 S	35,5 17 Cl	39,9 18 Ar	
39,1 19 K	40,1 20 Ca	45,0 21 Sc	47,9 22 Ti	50,9 23 V	52,0 24 Cr	54,9 25 Mn	55,8 26 Fe	58,9 27 Co	58,7 28 Ni	63,5 29 Cu	65,4 30 Zn	69,7 31 Ga	74,9 33 As	79,0 34 Se	79,9 35 Br	83,8 36 Kr	
85,5 37 Rb	87,6 38 Sr	88,9 39 Y	91,2 40 Zr	92,9 41 Nb	95,9 42 Mo	(98) 43 Tc	101,1 44 Ru	102,9 45 Rh	106,4 46 Pd	107,9 47 Ag	112,4 48 Cd	114,8 49 In	121,8 51 Sb	127,6 52 Te	126,9 53 I	131,3 54 Xe	
132,9 55 Cs	137,3 56 Ba	57 — 71	178,5 72 Hf	180,9 73 Ta	183,9 74 W	186,2 75 Re	190,2 76 Os	192,2 77 Ir	195,1 78 Pt	197,0 79 Au	200,6 80 Hg	204,4 81 Tl	209,0 83 Bi	(209) 84 Po	(210) 85 At	(222) 86 Rn	
(223) 87 Fr	226,1 88 Ra	89 — 103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	
Atommasse	Atom- sym- bol	PSE-Nr.															EN
138,9 57 La	140,9 58 Ce	140,1 59 Pr	144,2 60 Nd	(145) 61 Pm	150,4 62 Sm	152,0 63 Eu	157,3 64 Gd	158,9 65 Tb	162,5 66 Dy	164,9 67 Ho	167,3 68 Er	168,9 69 Tm	173,0 70 Yb	175,0 71 Lu	(257) 102 No	(257) 103 Lr	
(227) 89 Ac	232,0 90 Th	(231) 91 Pa	238,0 92 U	(237) 93 Np	(244) 94 Pu	(243) 95 Am	(247) 96 Cm	(247) 97 Bk	(251) 98 Cf	(254) 99 Es	(257) 100 Fm	(257) 101 Md	(255) 102 No	(257) 103 Lr			

Beurteilung der Lehrkraft

Name der Lehrkraft:	1 = sehr gut	= voll zutreffend
Fach:	2 = gut	= eher zutreffend
Klasse:	3 = befriedigend	= zu 50% zutreffend
Datum:	4 = genügend	= eher nicht zutreffend
	5 = nicht genügend	= absolut nicht zutreffend

		1	2	3	4	5
UNTERRICHTSGESTALTUNG						
Die Lehrkraft	gestaltet den Unterricht interessant					
	geht mit angemessenem Tempo im Unterricht vor					
	schafft gute und ausreichende Übungsgelegenheiten					
	verlangt einen angemessenen Schwierigkeitsgrad					
	verwendet bei der Unterrichtsgestaltung einen »roten Faden«					
WISSENSVERMITTLUNG						
Die Lehrkraft	begründet ihre Ziele vernünftig					
	verwendet anschauliche Erklärungen und Beispiele					
	vermittelt Sachverhalte und Fakten klar					
	geht auf Fragen ein					
	ist von ihrem Fach begeistert und kann das teilweise weitergeben					
PERSÖNLICHKEIT						
Die Lehrkraft	hat sympathisches Auftreten					
	ist gut vorbereitet und fachlich kompetent					
	hat Sinn für Humor					
	respektiert Schüler und Schülerinnen als Persönlichkeit					
	bemerkt Unstimmigkeiten und sucht nach Lösungen					
FÜHRUNGSQUALITÄTEN						
Die Lehrkraft	wird von der Klasse respektiert					
	erzeugt keinen unnötigen Notendruck					
	wirkt sicher und entspannt					
	spricht klar, verständlich und fehlerfrei					
	sorgt dafür, dass kein störender Lärmpegel entsteht					
PRÜFUNGMETHODEN						
Die Lehrkraft	prüft sachlich und nicht launenhaft					
	bevor- oder benachteiligt niemanden im Unterricht					
	benotet nach einem nachvollziehbaren Schema					
	vermeidet übertriebene Härte bei Prüfungen					
	weiß, was die Klasse kann und was nochmals zu erklären ist					
UNABHÄNGIG VON DER LEHRKRAFT – DIE BEURTEILUNG DES FACHS:						
	Das Fach gehört zu einer soliden Allgemeinbildung.					
	Das Fachwissen kann man später vielleicht brauchen.					
	Experten dieses Faches sind wichtig für unsere Gesellschaft.					
	Das Fach ist in der Öffentlichkeit angesehen.					
	Das Fach zählt zu meinen Lieblingsfächern.					

Nimm bitte zu folgenden Punkten auf der Rückseite Stellung:

1. Was gefällt mir am Unterricht? Welches Verhalten soll die Lehrkraft beibehalten?
2. Was stört mich am Unterricht? Welches Verhalten soll die Lehrkraft ändern?
3. Persönlicher Kommentar

Grundzüge einer naturwissenschaftlichen Didaktik

I Einleitung

a) Was ist »guter« Unterricht?

Allen, die für das Unterrichtsgeschehen Verantwortung tragen, stellt sich eine sehr grundlegende Frage: Was ist guter Unterricht? Es liegt auf der Hand, dass in einer pluralistischen Gesellschaft darüber eine endlose Debatte geführt werden kann. Um bei der Suche nach einer vernünftigen Antwort einen Schritt weiterzukommen, müssen zuerst die Ziele des Unterrichts klar definiert sein: Das sind – wie nachfolgend ausgeführt und begründet wird – ganz bestimmte Lerninhalte und Kompetenzen. Außerdem sollen bei der Wissenserarbeitung eine positive Grundstimmung und eine Atmosphäre der Akzeptanz entstehen. Die maßgebenden Indikatoren für das Erreichen dieser Ziele sind Nachhaltigkeit und Zufriedenheit. Will man ein möglichst realistisches Bild erhalten, wie sich der Unterricht auswirkt, so sind ein anonymes, unvorbereitetes und keinerlei Druck erzeugendes Feedback- und Testsystem unerlässlich.

b) Von der Evaluation zur Evolution des Unterrichts

Wer mit den Befragungsergebnissen nicht zufrieden ist, wird vielleicht Änderungen am Unterrichtskonzept vornehmen. Werden Feedback- und anonyme Testverfahren beim nächsten Jahrgang wiederholt, so führt dies zu einer Rückkopplungsschleife wie bei der natürlichen Evolution: Durch ständiges Variieren und Selektieren kristallisiert sich mit der Zeit eine optimale Unterrichtsgestaltung heraus. Diese lässt sich anhand einzelner »Regeln« beschreiben. Die so gewonnenen Regeln können keinen Anspruch auf Allgemeingültigkeit erheben, weil sie auf eine bestimmte Lehrerpersönlichkeit hin optimiert worden sind. Dennoch kann es lohnend sein, sich damit auseinander zu setzen: Werden nämlich bestimmte Unterrichtsprinzipien bewusst verändert und die Auswirkung messend beobachtet, so nähert man sich der naturwissenschaftlichen Methodik. Auf diese Weise lässt sich ein handfester, brauchbarer Kern aus dem unübersehbaren Angebot an didaktischen Möglichkeiten finden. Hingegen können Unterrichtskonzepte, die von Modeströmungen oder wirtschaftlichen Interessen geleitet sind, sich jedoch nicht bewähren, aussortiert werden.

Wie lassen sich die nach dem Vorbild der Evolution entstandenen, bewährten Regeln ordnen? Übersicht entsteht durch die Frage, *was, wie, wozu* im Chemieunterricht gelernt werden soll?

II Was soll im Chemieunterricht gelernt werden?

a) Wertmaßstäbe

Die Frage, wie unterrichtet werden soll, kann (theoretisch) einer rationalen, wissenschaftlichen Diskussion unterzogen werden: Verschiedene Methoden können hinsichtlich ihrer Effizienz messend verglichen werden. Was aber unterrichtet wird, ist eine Frage der Wertung und insofern eine Folge subjektiver Entscheidungen. Unterrichten bedeutet daher auch, eine Auswahl zu treffen, und die modernen Rahmenlehrpläne lassen dazu viele Möglichkeiten offen.

b) Rahmenbedingungen

Bevor man die Lerninhalte festlegt, muss man sich über einige Rahmenbedingungen des Chemieunterrichts im Klaren sein:

1. Kein Fach hat so großes Wissen angehäuft wie die Chemie und ist zugleich mit einer so geringen Unterrichtszeit ausgestattet [1].
2. Nur wenige Fächer sind so streng aufbauend wie die Chemie.
3. Studien [1, 2] zeigen, dass das Fach Chemie in der Beliebtheitskala am untersten Ende rangiert.

c) Chancen

Diese vorgegebenen Rahmenbedingungen können als Einengung oder als Chance gesehen werden:

1. Den Zeitfaktor hat Winston Churchill einmal sinngemäß folgendermaßen charakterisiert: Bei unbegrenzter Redezeit im Parlament benötigt er keine Vorbereitung. Ist seine Redezeit auf etwa eine Viertelstunde begrenzt, so sind reifliche Überlegungen erforderlich. Wenn er nur wenige Minuten im Parlament sprechen

darf, so muss an jedem Satz sehr lange gefeilt werden. Knappheit kann zur Steigerung der Qualität und Effizienz führen.

2. Der aufbauende Charakter der Chemie macht es fast unmöglich, dem Unterricht zu folgen, wenn einmal der Anschluss verpasst wurde. Hier zeigt sich ein Wesenszug der Chemie: Ihr Wissen ist von vornherein sehr strukturiert und vernetzt. Vernetztheit braucht dem Chemieunterricht nicht aufgepfropft zu werden, sondern sie zu berücksichtigen ist die *Conditio sine qua non* (die Bedingung, ohne die nichts geht). Deshalb muss im Unterricht ständig diagnostiziert werden, ob alle wichtigen Zusammenhänge und Basisbegriffe verstanden und behalten worden sind.
3. Die geringe Akzeptanz des Chemieunterrichts und auch das schlechte Image der Chemie machen es leichter, neuartige Methoden und Lerninhalte auszuprobieren. Der Innovationsdruck im Fach Chemie ist deshalb größer als dort, wo alles glatt läuft.

d) Das inhaltliche Ziel

Wie eingangs erwähnt, kann nur ein winziger Ausschnitt der Chemie im Unterricht präsentiert werden. Für diesen kann es keine letzte Begründung geben, sondern nur ein Plädoyer. Man muss sich entscheiden, ob Information oder Bildung das Ziel ist. Informationen sind heutzutage leicht zugänglich. Aber Bildung entsteht erst durch die Fähigkeit zu strukturieren und Informationen in ein Weltbild richtig einzuordnen. Bildung wirkt gleichsam als Filter für das Meer von Informationen, das auf den modernen Menschen einstürzt. Je stärker die Informationsflut anschwillt und je schneller aktuelles Wissen erneuert wird, desto wichtiger ist eine gediegene Bildung, die einer Persönlichkeit Konstanz verleiht. Außerdem schafft erst Bildung – wie Hegel bemerkte – die Fähigkeit, den Standpunkt eines anderen Menschen zu verstehen. Unsere moderne Gesellschaft ist von Kommunikationsproblemen geprägt. Die Sprachlosigkeit zB gegenüber den Erkenntnissen der modernen Naturwissenschaften nimmt ständig zu. Deshalb verhalten sich viele Menschen gegenüber Chemie und Physik ängstlich oder ablehnend. Zugleich will aber kaum jemand auf die Annehmlichkeiten verzichten, die wir den Erkenntnissen der Chemie und Physik verdanken. Diese Kluft überwinden zu helfen ist die vornehmlichste Aufgabe des Chemieunterrichts. Information kann ruhig Sache der Medien sein. Nachhaltige Bildung – zB die Vermittlung der Chemie als Kulturgut – ist Angelegenheit der Schule.

Bildung entsteht nur durch die Beziehung zu Personen. Sie verbindet die Menschen einer gemeinsamen Kultur und muss sorgfältig vermittelt werden. Im Unterricht muss man die Oberflächlichkeit durchbrechen [3] und den Dingen auf den Grund gehen – man darf sich nicht verzetteln. Es geht um die Erarbeitung der zentralen Ideen. Diese »big ideas« der Chemie befassen sich mit folgenden Fragen:

- Wie kommt naturwissenschaftliche Erkenntnis zu Stande?
- Wie lässt sich eine gedankliche Brücke in den Mikrokosmos bauen?
- Was ist das Wesen von Stoffumwandlungen?
- Wodurch kommen Reaktionen zum Stillstand?
- Wie kann eine zum Stillstand gekommene Reaktion wieder in Gang gesetzt werden?
- Wodurch werden Reaktionen und Kreislaufprozesse angetrieben?
- Wie kann man Reaktionen steuern?

Diese sieben zentralen Ideen bilden einen roten Faden, der sich durch den Unterricht zieht, und fügen sich zu einem Gesamtbild der Chemie zusammen. Damit wird der Gefahr entgegengewirkt, dass im Unterricht nur ein Sammelsurium von rasch vergessenen Fakten vermittelt wird. Genau darüber macht sich Mephisto in Goethes Faust gegenüber dem Schüler lustig: » ... Dann hat er die Teile in seiner Hand,/Fehlt leider! nur das geistige Band.«

Faktenwissen ist weniger wichtig und sollte nur dazu dienen, diese zentralen Ideen zu festigen und in immer neuem Licht erscheinen zu lassen. Bei der Auswahl der im Unterricht gebotenen Informationen und Experimente kann man sich von folgenden Linien leiten lassen:

- besondere Klarheit und Überschaubarkeit,

- Wiederholung und Bestätigung von bekannten Gesetzmäßigkeiten in einem neuen Zusammenhang,
- Anknüpfung an Bekanntes aus der Lebenswelt der Schüler und Schülerinnen,
- gesellschaftliche und ökonomische Relevanz,
- Staunen über die Verflechtung von Naturwissenschaft und Geschichte, über die Natürlichkeit der Chemie, über unseren Platz im Universum und über die Evolution des Weltalls und des Lebens.

Der alte Spruch vom »Mut zur Lücke« hat immer noch seine volle Berechtigung. Der Didaktiker Wagenschein hat diesen Gedanken positiv formuliert und weiter ausgebaut [4]: Durch exemplarisches Lernen entstehen »Inseln des Wissens«. Werden diese sorgfältig ausgewählt, so können sie die Basis für eine tragfähige Konstruktion des Wissensgebäudes bilden.

III Wie soll im Chemieunterricht gelernt werden?

a) Biologische Grundlagen des Lernens

a1) Neurologie

Grob gesprochen bildet die Großhirnrinde die evolutionäre Spitze über dem Stammhirn und dem limbischen System. Damit ein Lernvorgang von der Großhirnrinde optimal verarbeitet werden kann, müssen daher auch alle tiefer liegenden Schichten in einem aufnahmebereiten Zustand sein [5]. Flucht- oder Kampfsituationen und negative Gefühle wirken sich sehr ungünstig aus. Carl Friedrich von Weizsäcker weist darauf hin, dass sich das Wort Verstand von »stehen bleiben« ableitet [6]: An Tieren lässt sich ein unmittelbares Reiz-Reaktions-Verhalten beobachten. Beim Menschen kann dieser Mechanismus durch ein ruhiges Innehalten unterbrochen werden. In diesem Augenblick kann eine Situation verstanden werden. Die Voraussetzung für das Öffnen der »Schleusen« zum menschlichen Denkgang ist, dass die tiefer liegenden Hirnzentren weder Alarm noch gefühlsmäßige Ablehnung signalisieren [7].

a2) Verhaltensforschung

Das angeborene, vor allem bei jüngeren Säugetieren wirksame Neugierverhalten müsste – zumindest theoretisch – auch Lernvorgänge in der Schule unterstützen. Beim Neugierverhalten sind alle Voraussetzungen erfüllt, damit ein Verhaltensforscher von einem Trieb sprechen kann:

- Appetenzverhalten: Jedes höhere Lebewesen durchstreift seine Umwelt mit Aufmerksamkeit.
- Schlüsselreiz: Ein ungewöhnliches Objekt, unbekanntes Gelände oder sonst irgendein Signal kann als Schlüsselreiz wirken.
- Triebhandlung: Die Triebhandlung wird durch den Schlüsselreiz ausgelöst. Falls keine zu großen Angstgefühle auftreten, kommt es zur spielerischen Untersuchung des Unbekannten.
- Belohnung durch Gefühlserleben: Die Belohnung stellt sich als Folge der Triebhandlung ein. Es entsteht ein Gefühl der Sicherheit oder Freude, eine Fähigkeit erworben zu haben.

Die Verhaltensforschung lehrt (jeder kann das an sich selbst überprüfen), dass Übersättigung immer stärkere Schlüsselreize erfordert. Die Reizüberflutung der Jugend durch Medien und Werbung nimmt ständig zu. Deshalb müssen auch im Unterricht gezielte Anreize zum Lernen geboten werden. Damit ist aber kein Übertrumpfen durch noch »bessere« Videoclips oder Werbeplakate gemeint, sondern ein Hinführen zum Abenteuer des eigenständigen Entdeckens.

a3) Gedächtnisformen

Sinnesreize werden über mehrere Kanäle aufgenommen und auf unterschiedlichste Weise verarbeitet und abgespeichert. Hans Markowitsch konnte zeigen, dass mindestens vier Gedächtnisformen existieren [8]:

- das episodische Gedächtnis, das einzelne Ereignisse und bestimmte Fakten räumlich und zeitlich einordnet,
- das semantische Gedächtnis für Wissenssysteme,
- das prozedurale Gedächtnis für Handlungsabläufe und Fertigkeiten,
- das Priming für erleichtertes Erinnern von ähnlichen Situationen und Reizmustern.

Aus den Erkenntnissen über die biologischen Grundlagen des Lernens lässt sich ableiten: Es ist wichtig,

- positive Emotionen zu erzeugen,
- das Neugierverhalten über Schlüsselreize auszulösen,

- möglichst viele Sinneskanäle anzusprechen und
- alle Gedächtnisspeicher zu nutzen.

b) Lernpsychologie

Neuronale Abläufe im menschlichen Gehirn spiegeln sich als psychologische Zusammenhänge wider. Damit im Einklang stehen wiederum Studien über die Effizienz des Unterrichts. Aus einer Vielzahl von Erkenntnissen (nachzulesen zB bei Schachl, Weinert, Piaget, Guttmann ua.) lassen sich einige, leicht im Unterricht zu überprüfende Regeln ableiten:

- Je mehr positive Emotionen an einem Lernprozess beteiligt sind, desto weniger Wiederholungen sind für ein langfristiges Behalten notwendig.
- Der Wechsel von situativen und systematischen Unterrichtsformen ist effizienter als die Beibehaltung einer Unterrichtsform. Situativer Unterricht fördert Neugier, Aktivität und Interesse, gleitet aber leicht ins Chaos ab. Systematischer Unterricht schafft Klarheit, führt aber auf Dauer zu Langeweile und Sterilität.
- Aus vielen Lerninhalten entsteht niemals von selbst ein Gesamtbild eines Wissensgebäudes. Deshalb muss Überblick oder ein roter Faden stets vor den Einzelinformationen angeboten werden.
- Ruhe und Konzentration sind die Voraussetzung für das Lernen, das vor allem ein Akt des Erkennens und Vernetzens ist. Als optimal erweist sich daher im Unterricht eine ständige Abfolge von Aha- und Déjà-vu-Erlebnissen.
- Höhere Einsichten entstehen nur, wenn die zu Grunde liegenden Erkenntnisse automatisiert worden sind. Fest verankerte Basisinformationen und -fertigkeiten müssen daher gut vernetzt, ständig wiederholt und geübt werden. Der Unterricht erfordert deshalb Kleinschrittigkeit und hohe Redundanz (dh. eine häufige Wiederkehr von Bekanntem).
- Der Lernerfolg hängt im hohen Maß von diagnostischen Fähigkeiten ab: Deshalb sind ständige Überprüfungen notwendig, ob die Lerninhalte verstanden wurden – allerdings ohne Notendruck, der Angst erzeugt und das Lernen blockiert. Fehler sollten als Helfer erkannt werden. (Beide Wörter bestehen aus den gleichen Buchstaben!) Für das Verständnis ist es nutzlos, nach einem beurteilenden Test zu wissen, was man alles nicht kann. Die Schwachstellen müssen vor dem Test erkannt und bearbeitet werden!

Wie können alle diese Erkenntnisse in den Chemieunterricht einfließen?

c) Unterrichtsgestaltung

c1) Stundenbilder

Stundenbilder haben die Aufgabe, die Feinstruktur des Unterrichts herauszuarbeiten. Am Beginn muss das Ziel jeder Unterrichtsstunde genau festgelegt werden: einen einzigen chemischen Fachbegriff (oder ein Begriffspaar) zu klären und zu vernetzen. Ansatzpunkt dabei ist immer das Experiment. Es fördert den affektiven Zugang zur Thematik und die Kommunikationsbereitschaft. Ein Experiment muss immer sorgfältig ausgewählt sein: Ein großer Anteil an wiederholender Verwendung von bekannten Begriffen und Fakten sorgt einerseits für Kleinschrittigkeit im Unterrichtsforgang und andererseits für Festigung und Automatisierung. Außerdem ist auf die Motivationsfalle zu achten [10]. Sie tut sich auf, wenn ein effektvolles Experiment wenig Beziehung zum Unterrichtsziel herstellt. Um von Beobachtungen zu prägnanten, griffigen Formulierungen zu gelangen, sind die richtigen Fragen, Überlegungen und Bilder erforderlich. Die Lehrkraft (oder auch eine Schülergruppe selbst) leistet dabei eine Arbeit, die mit der Hebammenkunst des Sokrates vergleichbar ist. Der griechische Philosoph hat durch die Art, wie er Fragen stellte, seinen Gesprächspartnern beim Erkenntnisvorgang auf die Sprünge geholfen. Jedes Stundenbild führt zu einer Zusammenfassung des »Wichtigsten«. Damit kann ein abprüfbarer Kernstoff genau festgelegt werden.

c2) Lernzyklen

Die Idee der Lernzyklen geht auf Piaget zurück und wurde in jüngster Vergangenheit von verschiedenen Seiten weiterentwickelt [11]. Der entscheidende Punkt ist, dass die Unzulänglichkeit der eigenen Vorstellungen bemerkbar wird. So wird das Bedürfnis nach Erklärungen gefördert. Besonders geeignet sind sorgfältig ausgewählte Experimente, die in kleinen Schülergruppen ausgeführt werden. Praktika können ab und zu verwirrend wirken, fördern aber auf

jeden Fall Vertrautheit mit dem Problem, Emotionen und Aktivitäten. Der nächste Schritt im Lernzyklus ist der Wechsel zu systematischem Unterricht, um Klarheit zu schaffen. Abschließend wird das erworbene Wissen durch Anwendungs- und Übungsbeispiele gefestigt. Die drei Phasen eines Lernzyklus können mit den englischen Begriffen »exploration«, »explanation« und »application« beschrieben werden. Alle Denkfiguren (Näheres bei c3) und Basisbegriffe der Chemie können durch geschickt arrangierte Lernzyklen vermittelt werden. Der Unterricht wird auf diese Weise klar gegliedert.

c3) Denkfiguren

Denkfiguren beschreiben die zentralen Ideen der Chemie: Falsifikationsprinzip, Nanoworld, Reaktion, Gleichgewicht, Prinzip von Le Châtelier, Triebkraft, Katalysator. Denkfiguren dienen dazu, einen Überblick für die Chemie zu schaffen [9]. Dabei werden möglichst viele Sinneskanäle und Gedächtnisspeicher ausgenutzt und verschiedene Lernformen in ihrer entwicklungsgeschichtlichen Reihenfolge angewendet:

1. Das Kennenlernen der Denkfigur erfolgt *affektiv-motorisch* (zB bei Schülerübungen).
2. Der nächste Schritt ist die *visuelle* Darstellung der Denkfigur (zB durch Bilder oder Modelle).
3. Mithilfe des Bildes wird die zentrale Idee durch klare, prägnante Begriffe *verbal* gefasst (zB durch griffige und einprägsame Formulierungen).
4. Der höchste Abstraktionsgrad der Denkfigur ist mit ihrer *formalen* Beschreibung erreicht (zB durch mathematische Formulierungen).
5. Zuletzt wird die zentrale Idee zu einem Symbol verdichtet. Wird dieses Symbol bei Erklärungen von Experimenten häufig verwendet, so können durch *assoziativ-symbolische* Verknüpfung alle Aspekte der Denkfigur leichter vergegenwärtigt werden (zB durch den Reaktionspfeil).

c4) Mastery-learning

Nach ein oder zwei Lernzyklen können Testaufgaben eingefügt werden. Entscheidend dabei ist, dass nicht so sehr Faktenwissen abgefragt wird, sondern Aufgabenstellungen zu lösen sind. Erst wenn ca. 90 % der Schüler und Schülerinnen die geforderten Fähigkeiten und Einsichten erworben haben, ist es sinnvoll, Neues zu unterrichten [12]. Wird dieser Grundsatz beachtet, so wird der Unterricht sehr ertragreich. Mithilfe der Testaufgaben können die Lernenden oder die Lehrkraft jederzeit diagnostizieren, ob das angestrebte Niveau erreicht worden ist. Auch bei dieser Gelegenheit wird das Grundwissen der Chemie weitgehend wiederholt und die Verwendung der Basisbegriffe automatisiert.

IV Wozu soll Chemie gelernt werden?

a) Betroffenheit

Die brennendste Frage für jemanden, der unterrichtet, lautet: Wie lässt sich Interesse wecken? Schüler und Schülerinnen hingegen stellen sich im Zusammenhang mit dem Unterricht – bewusst oder unbewusst – die Frage: Was hat das mit mir zu tun? Jede Lehrkraft kann zeigen, dass im täglichen Leben ständig Produkte der Chemie Verwendung finden (Medikamente, Farbstoffe, Putzmittel, Kosmetika, Kunststoffe usw.) und chemische Prozesse ablaufen (Atmung, Verdauung, Verbrennungsvorgänge, das Entladen von Batterien usw.). Darüber hinausgehend ist es für junge Menschen eine erstaunliche Erkenntnis, wenn sie erfassen, dass *alle* Lebensvorgänge eine chemische Grundlage aufweisen und die *gesamte* zugängliche Materie (also auch der Mensch selbst) einheitlich aufgebaut ist und bestimmten chemischen Gesetzmäßigkeiten gehorcht.

Das Wissen der Chemie führt dazu, besser verstehen zu können, welche Wirkungen Stoffe ausüben. Die Menschheit kann daher ihre Verantwortung für den Planeten Erde nur übernehmen, wenn sie die chemischen Zusammenhänge weitgehend erfasst. Letztendlich führt die Beschäftigung mit der Chemie auch zu den grundlegendsten Fragen, wie sie bereits Kant gestellt hat: Was kann ich wissen, was soll ich tun und was darf ich hoffen? Moderner ausgedrückt: zu den Fragen der Metakognition, der Politik und der Religion.

b) Begeisterung

Elias Canetti charakterisiert in seinem Roman »Die Blendung« einen Gymnasialprofessor als unproduktiven Popularisator. Modernere Definitionen sehen die Lehrperson als einen Arrangeur von Lernsituationen. Auf eine wichtige Aufgabe von Lehrern und Lehrerinnen weist Michael Funke – ein Vertreter der Existenzanalyse – hin: Im Unterricht soll die Berührung mit Wissen stattfinden. Dies ist nur möglich, wenn menschliche Beziehungen geknüpft worden sind. Motivation läuft über Beziehung und ist – wie die Hirnforschung zeigt – an Botenstoffe (Dopamin, Opiode und Oxytocin) gekoppelt. Die reine Vermittlung von Informationen dagegen bleibt immer steril. Das bisher Gesagte kann in einem einfachen Bild, das Comenius vor mehr als 300 Jahren entworfen hat, zusammengefasst werden: Im Unterricht sollen nicht Fässer (mit Wissen) gefüllt, sondern Feuer entfacht werden. Fehlt der Lehrkraft Begeisterung, so wird unbewusst signalisiert, dass etwas nur von geringer Wichtigkeit ist. Begeisterung erzeugt bei den Lernenden Resonanz, was durch die Wirkung der Spiegelneuronen verständlich ist. Lehrer oder Lehrerin zu sein bedeutet vor allem eines: zeigen, was man liebt. Diese Aufforderung mag schwärmerisch klingen. Sie ist jedoch hilfreich, wenn man gegen betäubende Konsummentalität, ungenügende Konzentrationsfähigkeit und mangelnde Arbeitshaltung ankämpfen will.

c) Motivation

c1) Ursprung

Ein Schüler bzw. eine Schülerin kann von einer Thematik betroffen sein oder eine Lehrkraft kann Begeisterung erzeugen. Die grundsätzlichere Frage, die dahinter steht, lautet: Woher kommt Motivation? Es ist klar, dass eine solche Frage in Gebiete führt, wo eine rationale Argumentation immer schwieriger wird. Vielleicht sind deshalb in der pädagogisch-didaktischen Literatur zur Frage Motivation – diesem wohl wichtigsten Punkt des Unterrichts – so wenige befriedigende Antworten zu finden.

Autoren unterscheiden häufig zwischen extrinsischer und intrinsischer Motivation. Damit weist man lediglich der Ursache des Handelns einen Entstehungsort zu. Kann man unterscheiden, aus welchen Gründen jemand den Weg zum Gasthof einschlägt? Die Verhaltensforschung sagt, dass es sowohl eines äußeren Anreizes als auch eines biologisch angelegten Triebes bedarf. Manche Didaktiker gehen einen Schritt weiter: Franz Weinert (München) weist darauf hin, dass motivierte Schüler und Schülerinnen nicht die Voraussetzung für guten Unterricht seien, sondern eine Folge von gutem Unterricht. Paul Black (London) behauptet: Es gibt überhaupt nur intrinsische Motivation, die automatisch entsteht, wenn etwas wirklich verstanden wird. Deshalb ist seiner Meinung nach das Hauptaugenmerk auf leicht durchführbare und häufig anzuwendende Diagnoseverfahren zu richten. Beispielsweise genügt es, ein Problem samt verschiedenen, zT unsinnigen Lösungswegen vorzustellen und über die einzelnen Wege bei den Studierenden abstimmen zu lassen.

Möglicherweise sind das Neugierdeverhalten und die Funktionslust, die man erlebt, wenn man etwas wirklich kann und versteht, die entscheidenden Antriebsfaktoren im Unterricht. In einer gründlichen Studie über den naturwissenschaftlichen Unterricht findet sich ein interessanter Hinweis [13]. Ein Abschnitt befasst sich mit der Frage, worauf sich das Interesse am Chemie- und Physikunterricht zurückführen lässt. Dort können Untersuchungsergebnisse nachgelesen werden, die belegen, dass »... den mit Abstand stärksten Zusammenhang mit dem Fachinteresse ein Faktor zeigt, der mit Physik bzw. Chemie unmittelbar gar nichts zu tun hat: das Selbstvertrauen in die eigene Leistungsfähigkeit.« Erstaunlicherweise werden daraus keinerlei Konsequenzen abgeleitet.

c2) Mythos

Reinhard Sprenger – Psychologe und Unternehmensberater – vollzieht in seinem Buch »Mythos Motivation« den wohl radikalsten Schritt [14]. Seine Beobachtungen belegen, dass Menschen an ihrem Arbeitsplatz (wenn sie gut verdienen) durch Gehaltserhöhungen oder andere Vergünstigungen nicht motiviert werden können. Seine provokante These lautet, dass jeder Mensch von vornherein gerne arbeitet und gar nicht motiviert werden kann. Alle diesbezüglichen Anstrengungen sind nutzlos. Entscheidend ist, die Arbeitsbedingungen so zu gestalten, dass sie nicht demotivierend wirken. Reinhard Sprenger ist in der Lage, diese Rahmenbedingungen genau anzugeben:

- Jede Arbeit soll einen körperlichen und geistigen Anteil aufweisen.
- Das Neugierdeverhalten soll zufrieden gestellt werden.
- Das Verhältnis von Aufwand und Ergebnis muss günstig liegen.
- Interaktivitäten müssen möglich sein.
- Man muss in der Arbeit einen Sinn erkennen können.

Wenn man Chemie mithilfe von Lernzyklen samt Praktika unterrichtet, so berücksichtigt man die Wünsche

- nach körperlicher Tätigkeit,
- nach dem Kennenlernen von Neuem und
- schafft Möglichkeiten zur Interaktivität.

Besonders günstig wird das Verhältnis von Aufwand und Ergebnis durch die Methodik des Mastery-learnings, durch Kleinschrittigkeit im Unterrichtsfortgang und durch einen hohen Anteil von Wiederholungen beeinflusst. Was mit dem Wort Sinn gemeint sein könnte, soll in den abschließenden Bemerkungen näher ausgeführt werden.

V Schlussbemerkungen

a) Was macht den Chemieunterricht sinnvoll?

In dem Wort »Sinn« kann man einige Aspekte entdecken, die mit erfolgreichem Unterricht in Zusammenhang stehen. Die indogermanische Wurzel dieses Wortes ist zB im lateinischen »sensus«, im englischen »sense« und im althochdeutschen »sinnan« (= auf ein Ziel zugehen) zu finden. Im heutigen Sprachgebrauch kann man zumindest drei Bedeutungen voneinander abgrenzen.

1. Sinn bedeutet etwas, was *außerhalb* des Betrachters liegt: ZB wird der Sinn einer Sache oder Handlung erkennbar. Dafür könnte auch das Wort Struktur stehen, die zur Decodierung und Interpretation auffordert. (Viktor Frankl – Begründer der Logotherapie – hat Sinn ebenfalls letztlich als Struktur gedeutet.)
2. Mit Sinn wird auch ein Kanal (zB für Photonen oder Moleküle) von *außen* zur *Innenwelt* des Betrachters bezeichnet. Es ist wichtig, im Unterricht möglichst alle Sinne anzusprechen.
3. Drittens bedeutet Sinn auch etwas, was im Menschen *drinnen* liegt und ein Gefühl vermittelt, was bedeutsam und wichtig ist. Sinn ist in diesem Fall ungefähr mit Absicht oder Ziel gleichzusetzen. Dieser Sinn (!) des Wortes Sinn zeigt sich in der Redewendung »etwas im Sinn haben«.

Diesen drei Bedeutungen des Wortes Sinn können mühelos die drei Fragen, die anfangs gestellt wurden, zugeordnet werden:

1. Was soll im Chemieunterricht gelernt werden? Etwas Sinn-volles, dh. durch und durch Strukturiertes!
2. Wie soll im Chemieunterricht gelernt werden? Natürlich sinn-voll, dh. unter Einbeziehung von Sehen, Hören, Riechen und vor allem Fühlen!
3. Wozu soll im Chemieunterricht gelernt werden? Weil es sinn-voll ist, sich mit gut wahrnehmbaren, interessant erscheinenden Strukturen zu beschäftigen!

Chemie begreifen,
Lehrermaterialien
ISBN978-3-209-03921-7
Wien, 3. Auflage
Alle Drucke der 3. Auflage können im Unterricht nebeneinander verwendet werden.

www.oebv.at



9 783209 039217

b) Postskriptum

Etwas – abseits aller Überlegungen zum Chemieunterricht – bleibt noch unbeantwortet im Raum stehen: Warum passt auf die drei eingangs gestellten Fragen immer die gleiche Antwort? Woher kommt es, dass etwas automatisch sinnvoll (interessant) erscheint, wenn es sinnvoll (strukturiert) ist und sinn-voll (über alle Kanäle) angeboten wird?

Wenn man nach Antworten sucht, so muss man den Bereich des Chemieunterrichts weit verlassen. Auf den ersten Blick könnte man meinen, es handelt sich um Wortklauberei oder ein geistreiches Wortspiel. Soll man wirklich annehmen, dass hier ein merkwürdiger Zufall Regie geführt hat, um das Wesentliche des Unterrichts in einem einzigen Wort aufscheinen zu lassen? Tatsächlich sind alle *Bedeutungen* des Wortes Sinn für den Unterricht – dh. das Tradieren von Kultur – von großer *Bedeutung*! Je mehr man im naturwissenschaftlich-kausalen Denken geschult ist, desto schwerer fällt es, an solche blinde Zufälle zu glauben. Sprachwissenschaftler untersuchen heutzutage die Evolution einzelner Wörter [15]. Dabei lässt sich – wenn man längere Zeiträume betrachtet – eine ständig tiefer gehende Differenzierung und Auffächerung von Begriffen beobachten. Wer sich eingehend mit Wörtern befasst, ihre ursprüngliche Bedeutung analysiert und fühlt, was alles in ihnen mitschwingt, kann neue Zusammenhänge entdecken: zB gehören Lernen und Sinn in jeder Hinsicht zusammen. Wörter enthalten oft in ihrer Tiefe einen kulturellen Erfahrungsschatz, den zu heben sich lohnt.

Es wäre wenig zufrieden stellend, bei der Analyse des Chemieunterrichts stehen zu bleiben und nur allgemein gehaltene Verbesserungsvorschläge zu machen. Jahrelange Arbeiten und Studien haben zu einem neuartigen Schulbuch geführt, das alle hier beschriebenen Erkenntnisse berücksichtigt, damit Schüler und Schülerinnen auf »sinn-volle« Weise *Chemie begreifen* können.

Literaturangaben

- [1] M. Anton, München, Vortrag am VCÖ-Kongress in Villach, Frühjahr 1997
- [2] Präsentation von Ergebnissen der Meinungsforschung über die Chemie vom Fachverband der Chemischen Industrie Österreichs, VCÖ-Kongress in Wien, 1987
- [3] R. Dubs, St. Gallen, Kleine Unterrichtslehre für den Lernbereich Wirtschaft, Recht, Staat und Gesellschaft, Seite 34, Verlag Sauerländer, 1985
- [4] M. Wagenschein, Hamburg, Das exemplarische Lernen als ein Weg zur Erneuerung der Hohen Schule, 1954
- [5] H. Schachl, Linz, Die Grundlagen gehirngerechten Lernens, Seite 47 ff., Veritas-Verlag, 1996
- [6] C. F. von Weizsäcker, München, Wahrnehmung der Neuzeit, Deutscher Taschenbuch-Verlag, 1983
- [7] H. Schachl, Linz, Die Grundlagen gehirngerechten Lernens, Seite 73 ff., Veritas-Verlag, 1996
- [8] H. Markowitsch, Göttingen, Spektrum der Wissenschaften, September 1996
- [9] M. Wohlmuth, Feldkirch, Erziehung und Unterricht, Österreichische Pädagogische Zeitschrift, Nr. 10, 1997
- Chemie und Schule, Fach- und Publikationsorgan des Verbandes der Chemielehrer Österreichs, 3/1997–3/1999
- [10] M. Anton, München, Chemie und Schule, Fach- und Publikationsorgan des Verbandes der Chemielehrer Österreichs, 2/1998 und 3/1998
- [11] A. E. Lawson, Cincinnati, A theory of instruction: Using the learning cycle to teach science concepts and thinking skills, NARST Monograph Number One, University of Cincinnati, 1989
- [12] P. Häußler ua., Kiel, Perspektiven für die Unterrichtspraxis, Seite 157, Institut für die Pädagogik der Naturwissenschaften an der Universität Kiel, 1998
- [13] P. Häußler ua., Kiel, Perspektiven für die Unterrichtspraxis, Seite 127, Institut für die Pädagogik der Naturwissenschaften an der Universität Kiel, 1998
- [14] R. Sprenger, Frankfurt, Mythos Motivation, Campus Verlag, 1991
- [15] J. Greenberg, Stanford, Der Sprachstammbaum der Ureinwohner Amerikas, Spektrum der Wissenschaften, Juli 1994