STARK

Prüfun

MEHR ERFAHREN

BLF

Thüringen

Chemie 10. Klasse

- ✓ Für die Besondere Leistungsfeststel lung ab 2027
- ✓ Übungsaufgaben im Stil der Prüfung mit Lösungen

Inhaltsverzeichnis

Vorwort
Stichwortverzeichnis

Hinweise und Tipps zur BLF

Allgemeines zur Besonderen Leistungsfeststellung (BLF) I
Die BLF im Fach Chemie I
1 Ablauf I
2 Aufbau II
3 Inhalte und Anforderungen II
4 Tipps zum Umgang mit Prüfungsaufgaben IV
5 Bewertung der BLF im Fach Chemie VIII
6 Zugelassene Hilfsmittel VIII
Hinweise zu verwendeten Bezeichnungen VIII
Hinweise zu den Inhalten dieses Buchs IX

Übungsaufgaben

Thema 1: Atombau – Periodensystem der Elemente 1
Thema 2: Molekülsubstanzen – Metalle 1
Thema 3: Säuren und saure Lösungen – Basen und basische Lösungen – Neutralisation – Salze 1
Thema 4: Systematisierung 2
Thema 5: Kohlenstoff – Kohlenstoffoxide 2
Thema 6: Kohlenwasserstoffe 3
Thema 7: Alkohole – Carbonsäuren 3
Thema 8: Donator-Akzeptor-Prinzip 4
Thema 9: Verlauf chemischer Reaktionen 4
Lösungen 6

Aufgaben im Stil der Besonderen Leistungsfeststellung

Aufgabe 1
Pflichtaufgabe: Verlauf chemischer Reaktionen 33
Wahlaufgabe A1: Organische Verbindungen 35
Wahlaufgabe A2: Donator-Akzeptor-Reaktionen 36
Lösungen 37

Aufgabe 2
Pflichtaufgabe: Calciumsalze 44
Wahlaufgabe A1: Stickstoff und Stickstoffverbindungen 45
Wahlaufgabe A2: Reaktionen organischer Stoffe 46
Lösungen 47

Aufgabe 3
Pflichtaufgabe: Reaktionen von Säuren 53
Wahlaufgabe A1: Essigsäure (Ethansäure) 54
Wahlaufgabe A2: Kohlenstoff und Kohlenstoffverbindungen 55
Lösungen 57

Aufgabe 4
Pflichtaufgabe: Nachweisreaktionen 63
Wahlaufgabe A1: Kohlenwasserstoffe 64
Wahlaufgabe A2: Bau der Stoffe – chemische Bindungen 66
Lösungen 68

Aufgabe 5
Pflichtaufgabe: Atombau und Periodensystem der Elemente 76
Wahlaufgabe A1: Edle und unedle Metalle 77
Wahlaufgabe A2: Ethanol 79
Lösungen 80

Aufgabe 6
Pflichtaufgabe: Carbonate 87
Wahlaufgabe A1: Redoxreaktionen 89
Wahlaufgabe A2: Ammoniak – Merkmale chemischer Reaktionen 90
Lösungen 92

Autor und Autorin
Henry Peterseim und Gisela Schneider

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

dieses Buch bietet Ihnen die optimale Unterstützung für eine systematische und effektive Vorbereitung auf die **Besondere Leistungsfeststellung (BLF)** im Fach **Chemie**.

Zunächst erhalten Sie im Abschnitt „**Hinweise und Tipps zur BLF“** wichtige Informationen zum Ablauf sowie zu Inhalten, Struktur und Umfang der schriftlichen Prüfung.

Anschließend finden Sie eine Zusammenstellung von **Übungsaufgaben**, in denen wesentliche Themen des Lehrplans behandelt werden, die der BLF Chemie zugrunde liegen. Sie dienen vor allem zur Wiederholung und Einübung der wichtigsten für die Prüfung relevanten Inhalte.

Außerdem enthält das Buch zahlreiche **Aufgaben im Stil der Besonderen Leistungsfeststellung**, die sich in Umfang und Schwierigkeitsgrad an echten BLF-Aufgaben orientieren. Damit gelingt Ihnen die realistische Prüfungssimulation.

Die vollständigen **Lösungen** zu allen Aufgaben dienen der Orientierung beim Wiederholen sowie der Kontrolle der eigenen Leistungen.
Zusätzliche **Tipps**, die Ratschläge zur Lösungsstrategie und Zusatzinformationen geben, sorgen für ein noch tieferes Verständnis der Inhalte.

Wir wünschen Ihnen viel Erfolg bei der Besonderen Leistungsfeststellung im Fach Chemie!

Henry Peterseim und **Gisela Schneider**

Stichwortverzeichnis

Addition 22, 39, 50 f., 70, 73, 85
Aktivierungsenergie 29 f.
Alkane 3, 50
Alkanole 3, 50
Alkene 18, 50
Aluminium 6
Ammoniak 25 ff., 49, 68, 97 ff.
Atombau 6, 48, 80 f.
Atombindung 10
Außenelektronen 6

Baeyer-Reagenz 19
Bariumhydroxid-Lösung 18, 58, 68
Bau-Eigenschafts-Zusammenhang 47, 61
Benzin 18 f., 84
Berechnungen
– Masse 8, 43, 52, 60, 71 f., 85 f., 92 ff., 96
– molare Masse 7
– Volumen 19 ff., 40 f., 51, 59, 83, 97 f.
Bromwasser 18, 51, 69 f.

Carbonate 11, 13, 18, 24, 57, 59 f., 92 ff.
chemische Reaktion, Merkmale 9, 42
Chlor 74, 80 f.
Chlorwasserstoff 10, 13, 24 f., 40

Daniell-Element 82
Dehydrierung 39
Diamant 16 f.
Dipol 10, 15, 74, 84
Donator-Akzeptor-Prinzip 25 f., 41

elektrische Leitfähigkeit 10, 15 ff., 24, 47, 75, 80
Elektronegativität 10
Elektronen
– ~abgabe 49, 96
– ~akzeptor 26, 41
– ~aufnahme 48, 96
– ~donator 26, 41
– ~gas 14
– ~paarbindung 10, 42, 48 f., 73 f., 97
– ~schalen 6, 48, 80 f.
– ~übergang 12
Eliminierung 22, 39, 50 f., 73
Energieniveau-Schema 6 f.
Energieträger 72
Energieumwandlung 9 f., 42
Erdgas 61, 71 f.
Erdöl 61
Essigsäure 24, 58 ff.
Ester 60
Ethanol 19, 22 f., 69 f., 84 ff.
Ethansäure 23, 38, 41, 50 ff., 57 ff., 92

Galvanische Zelle 29
Gärung
– alkoholische 84

– Essigsäure- 38
Grafit 16
Größengleichung 20 f., 40, 60, 72, 83

Halogene 8, 12
Hauptgruppe 6, 48 f., 80 f.
Herstellung
– Calciumhydroxid (Löschkalk) 10 f., 92 ff.
– Essigsäure 62
– Magnesiumchlorid 11 ff.
– Methanol 62
– Salze 47
– schweflige Säure 11
– Wasserstoff 73, 95
homologe Reihe 50

Indikator(reaktion) 23, 42, 48, 58, 70, 91, 99
Ionenbildung 6 f., 80
Ionenbindung 15, 47, 73 f.
Ionenkristalle 15, 47, 68, 73 f.
Isomere 18, 24 f.

Kalkstein 92 ff.
Katalysator 28 ff., 37
Kesselstein 57, 92
Kettenlänge 71
Klimaerwärmung 61
Kohlenstoff 16 f., 22, 38 ff., 50, 60 ff., 71, 73, 83, 85
Kohlenstoffdioxid 16 ff., 20 ff., 55, 59 ff., 72, 83 f., 92, 94 f.
Kohlenstoffmonoxid 17, 59, 61 f., 83
Kristallgitter 10
Kupfer 14, 74

Leitfähigkeit, elektrische 10, 15 ff., 24, 47, 75, 80

Magnesium 49
Metallbindung 14, 49, 73 f.
Metalle 9 f., 12, 14 f., 24, 49, 57 f., 73 f., 80, 82
Metallgitter 14
Metallhydroxide 9 ff., 24, 94
Minuspol 29, 82
molare Masse 7 f., 16 f., 24
molares Volumen 16, 19

Nachweisreaktionen
– Ammoniak, Ammonium-Ionen 26 f., 68, 99
– Chlorid-Ionen 14, 48, 68
– Doppel-/Mehrfachbindungen 18 f., 69 f.
– Ethanol 69 f.
– Hydroxid-Ionen 48
– Kohlenstoffdioxid 18
– Propansäure 69 f.
– Sulfat-Ionen 14, 48, 58, 68
– Wasserstoff-Ionen 14, 58
Natrium 80 f.
Natriumchlorid 15
Neutralisation 13, 39, 42, 51, 57
Nichtmetalle 9, 48, 80

Octan 18 f., 61
Ordnungszahl 6, 48, 80 f.
Oxidation 26, 28, 38, 41, 57, 69 f., 83 f., 96
Oxidationsmittel 26, 28, 38, 41, 57, 81, 83, 96
Oxidationszahlen 27 f., 38 ff., 49, 57, 80, 96

Periode 6, 9, 48, 80 f.
Pluspol 29, 82
polar 10, 17, 42, 49, 58, 69 f., 73 ff., 81, 84, 97
Protolyse 27, 49, 51, 98
Protonenakzeptor 25, 27, 41
Protonendonator 25, 27, 41
Protonenübergang 12 f., 25, 27, 98
PSE 6 f., 48, 80 f.

Reaktionsgeschwindigkeit 30 f.
Reaktionsverlauf 30, 41
Redoxreaktion 26, 28 f., 38 ff., 49, 51, 96
Redoxreihe 82
Reduktion 26, 28, 41, 57, 83, 96

Reduktionsmittel 28, 38, 41, 57, 83, 96
RGT-Regel 30

Salzbildung 12, 14, 47
Salze 47
Salzsäure 11 ff., 68
Sauerstoff 81
Säure-Base-Reaktion 25, 41, 68
Säuren 57 ff.
Schwefel 6 f.
Sicherheitsregeln 94
Siedetemperatur 71
Stickstoff 48, 81
Stoffmenge 16, 20, 22
Stoffmengenverhältnis 22, 92, 94
Stoffumwandlung 9, 42
Substitution 18, 38 f., 50 f.

Teilchenveränderung/Umgruppierung von Teilchen 9 f., 13, 42, 97
Treibhauseffekt 61

Umgruppierung von Teilchen/Teilchenveränderung 9 f., 13, 42, 97
unpolar 10, 16, 48 f., 69 f., 73 f., 81, 84, 97

Valenzelektronen 6, 48, 74, 80 f.
Verbrennung 16 f., 19, 20 ff., 60 ff., 72, 81
Verhältnisgleichung 19 f., 23, 51 f., 59, 71, 85 f., 93 f., 96, 98

Wasserstoff 10, 73, 95
Wasserstoffbrücken 74
Wasserstoffperoxid 37

Hinweise und Tipps zur BLF

Allgemeines zur Besonderen Leistungsfeststellung (BLF)

Die dreijährige Thüringer Oberstufe beginnt mit der Einführungsphase in der Klassenstufe 10. Schülerinnen und Schüler erwerben in dieser Einführungsphase der gymnasialen Oberstufe am Gymnasium einen dem **Realschulabschluss** gleichwertigen Abschluss.
Bestandteil der Versetzung ist die **Besondere Leistungsfeststellung (BLF)**. Sie findet in den Fächern Deutsch, Mathematik, erste Fremdsprache sowie nach Wahl der Schülerinnen und Schüler in einem der Fächer Physik, **Chemie** oder Biologie statt. In Deutsch, Mathematik und der gewählten Naturwissenschaft erfolgt die Leistungsfeststellung schriftlich.
Nach Bekanntgabe der Noten der schriftlichen Leistungsfeststellung kann auf Verlangen der Schülerin bzw. des Schülers eine mündliche Leistungsfeststellung durchgeführt werden.

Die BLF im Fach Chemie

1 Ablauf

Die Besondere Leistungsfeststellung findet im zweiten Halbjahr der Klassenstufe 10 statt. Die genauen **Termine** für die Besondere Leistungsfeststellung werden vom zuständigen Thüringer Ministerium festgelegt, im Internet veröffentlicht und auch in der Schule rechtzeitig bekannt gegeben.
Die Dauer der schriftlichen Leistungsfeststellung im Fach Chemie beträgt **120 Minuten**.

2 Aufbau

Da die Aufgaben für die BLF im Fach Chemie nicht zentral, sondern von den Schulen erstellt werden, kann der genaue Aufbau der Leistungsfeststellung variieren. Die den Schülerinnen und Schülern vorgelegte Gesamtaufgabe besteht in der Regel aus einer **Pflichtaufgabe** sowie den **Wahlaufgaben A 1 und A 2**, von denen **eine** zur Bearbeitung ausgewählt werden muss. Bei diesem Aufgabenformat werden für die Pflichtaufgabe und die Wahlaufgabe je **20 Bewertungseinheiten** (BE) vergeben, sodass die Gesamtzahl der Bewertungseinheiten für die Besondere Leistungsfeststellung **40 BE** beträgt.
Eine Aufgabe ist in der Regel in Teilaufgaben gegliedert. Die Aufgaben sind materialgebunden. Auch Experimente können Bestandteil von Aufgaben sein.

3 Inhalte und Anforderungen

Die Auseinandersetzung mit chemischen Fragestellungen erfordert, themenübergreifend zu denken und zu arbeiten. Deshalb können die Aufgaben auch Inhalte aus verschiedenen Lehrplanbereichen verknüpfen.

Die Aufgaben orientieren sich an den Kompetenzen, die in den maßgeblichen Thüringer **Lehrplänen** für Chemie in den Klassenstufen 9 und 10 ausgewiesen sind. Grundlegende naturwissenschaftliche Fachinhalte und Methoden aus den vorangegangenen Klassenstufen, die in den Klassenstufen 9 und 10 systematisiert, vertieft oder angewendet werden, können ebenfalls einbezogen werden.

Die Inhalte sind durch folgende **Themen** beschrieben:

Grundlagen Klassenstufen 7 und 8
Atombau – Periodensystem der Elemente
• Atommodelle, Atombau: Protonen, Neutronen und Elektronen, Energieniveauschema • Zusammenhang zwischen Atombau und Stellung des Elements im PSE, Metalle und Nichtmetalle im PSE, Valenzelektronen, LEWIS-Formeln, Ionen (Anionen, Kationen) und Moleküle, Anwenden der Oktettregel • Stöchiometrische Berechnungen (mithilfe des PSE): Masse, molare Masse und Stoffmenge
Molekülsubstanzen – Metalle
• Sauerstoff, Wasserstoff, Wasser, Molekülformel, Valenzstrichformel, polare und unpolare Elektronenpaarbindung, Differenz der Elektronegativitätswerte ΔEN, Wasserstoffbrücken, Eigenschaften und Nachweise von Sauerstoff, Wasserstoff und Wasser, Katalysator, Löseverhalten • Metalloxide, Nichtmetalloxide, Wort- und Formelgleichungen, Metalle und Legierungen, Metallbindung, Ionensubstanzen, Ionenbildung und Ionenbindung, Gesetz von der Erhaltung der Masse • Oxidation und Reduktion als Sauerstoffübertragung, Hochofenprozess, Roheisen und Stahl, Korrosionsschutz

Säuren & saure Lösungen – Basen & basische Lösungen – Neutralisation – Salze

- Formeln und Namen ausgewählter Säuren, deren Säurerest-Ionen (Cl^-, CO_3^{2-}, NO_3^-, SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, PO_4^{3-}), Molekülsubstanzen, Dissoziation (Arrhenius), Dissoziationsgleichungen, Indikatorfärbung, ätzende Wirkung, Reaktion mit Metallen und Carbonaten, Bildung der Säuren aus Nichtmetallen und Nichtmetalloxiden
- Formeln und Namen ausgewählter Metallhydroxide, Ionensubstanzen, Dissoziation (Arrhenius), Dissoziationsgleichungen, Indikatorfärbung, ätzende Wirkung, Bildung der Metallhydroxide aus Metallen und Metalloxiden
- Neutralisation (Arrhenius), Wort- und Ionengleichungen, Farbänderung der Indikatoren
- Namen und Formeln der Salze, Ionengitter, Ionenbindung, Struktur und Eigenschaften, Bildung von Salzen, Lösen von Salzen, Fällungsreaktion als Ionennachweis (Cl^-, SO_4^{2-})

Systematisierung

- Teilchenarten: Atom, Molekül, Ion
- Stoffgruppen: Molekülsubstanzen, Metalle, Ionensubstanzen
- Bindungsarten und Wechselwirkungen: polare und unpolare Elektronenpaarbindung, Metallbindung, Ionenbindung, Wasserstoffbrücke
- Merkmale chemischer Reaktionen: Stoff- und Energieumwandlung, Teilchenänderung und Umbau der chemischen Bindung

Themen Klassenstufe 9

Kohlenstoff, Kohlenstoffoxide

- Modifikationen des Kohlenstoffs, Oxide des Kohlenstoffs, Nachweis von Kohlenstoffdioxid
- Kohlenstoffdioxid in der Atmosphäre, Treibhauseffekt
- Molares Volumen, stöchiometrische Masse- und Volumenberechnungen, quantitative Auswertung von Reaktionsgleichungen

Kohlenwasserstoffe

- Alkane, Alkene und Alkine: Einteilungsprinzipien, Betrachtung einer homologen Reihe, Nomenklatur, Erkennen wesentlicher Strukturen und Reaktionstypen, vollständige und unvollständige Verbrennung, Substitution, Eliminierung, Addition, Bildung von Makromolekülen an exemplarischen Beispielen, Nachweis von C-C-Mehrfachbindungen mit Bromwasser

Themen Klassenstufe 10

Alkohole und Carbonsäuren

- Ethanol: Herstellung durch Addition und alkoholische Gärung, Molekülbau und Eigenschaften
- Ethansäure: Herstellung durch Essigsäuregärung, Molekülbau und Eigenschaften, Salzbildungsreaktionen
- Homologe Reihen der Alkanole und Carbonsäuren, Nomenklatur-Regeln nach IUPAC, Bedeutung und Verwendung einiger Alkohole und Carbonsäuren

Donator-Akzeptor-Prinzip

- Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED
  - BRÖNSTED-Basen als Protonenakzeptoren und BRÖNSTED-Säuren als Protonendonatoren, Abgrenzen vom ARRHENIUS-Konzept (Teilchenebene - Stoffebene)

- Oxonium-Ion als BRÖNSTED-Säure, Hydroxid-Ion als BRÖNSTED-Base, Protonenübergänge
- Ammoniak, Molekülbau und Eigenschaften, Ammoniak als BRÖNSTED-Base,
- Anwenden des Donator-Akzeptor-Prinzips: $H_2O + HCl$; $NH_3 + H_2O$; $HCl + NH_3$
- Wassermolekül als Ampholyt
- Nachweis von Ammonium-Ionen

• Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen
- Oxidationsmittel, Reduktionsmittel, Oxidationszahlen, Teilreaktionen Oxidation und Reduktion, Anwenden des Donator-Akzeptor-Prinzips, Reaktionsgleichungen
- Änderung der Oxidationszahlen, Kennzeichnen der korrespondierenden Redoxpaare,
- Redoxverhalten der Metalle, Redoxreihe
- Galvanische Zelle, Daniell-Element: räumliche Trennung der Teilreaktionen, Elektrolyt-Lösungen, geschlossener Stromkreis, Umwandlung von chemischer Energie in elektrische Energie

Verlauf chemischer Reaktionen

• Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Stoffmengenkonzentration, von der Temperatur, vom Zerteilungsgrad der Ausgangsstoffe, vom Einsatz eines Katalysators

Neben den genannten Fachinhalten werden auch grundlegende **naturwissenschaftliche Arbeitsweisen** vorausgesetzt. Dazu gehören insbesondere das Planen und Auswerten von Experimenten, das sichere Anwenden chemischer Nachweisreaktionen, das Auswerten von Tabellen, Diagrammen und Versuchsergebnissen, das Arbeiten mit Teilchen- und Strukturmodellen, das Formulieren und quantitative Auswerten von Reaktionsgleichungen sowie das fachlich begründete Beurteilen chemischer Sachverhalte.

4 Tipps zum Umgang mit Prüfungsaufgaben

Das Lösen von Aufgaben ist für Sie an sich selbstverständlich nichts Neues. Auch in der BLF werden Ihnen keine völlig neuen Aufgaben begegnen, auf die Sie nicht vorbereitet wurden. Sie können also prinzipiell all die „Strategien“ anwenden, die Sie bisher auch bei Ihren Klassenarbeiten verfolgt haben.

- Lesen Sie alle Aufgabenstellungen sehr aufmerksam durch.
- Lassen Sie sich für die Auswahl der Wahlaufgabe ruhig etwas Zeit. Machen Sie sich Gedanken darüber, welche der beiden Aufgaben Ihnen mehr liegt und bei welcher Sie Ihr Wissen und Ihre Fähigkeiten am besten einsetzen können.
- Beachten Sie die in jeder Aufgabe enthaltenen Operatoren („Signalwörter“, siehe S. V), die Ihnen die erwartete Tätigkeit anzeigen. Sollen Sie beispielsweise nur Begriffe „nennen“ oder sollen Sie auch etwas „erklären“? Passen Sie die Ausführlichkeit Ihrer Lösung diesen Anforderungen an.
- Sehen Sie auch die Materialien aufmerksam durch und markieren Sie für die Bearbeitung wichtige Informationen. Achten Sie dabei darauf, welche Angaben für die jeweilige Aufgabenstellung relevant sind, und verknüpfen Sie diese mit Ihrem chemischen Fachwissen.

Pflichtaufgabe: Verlauf chemischer Reaktionen

1 Beschreiben Sie die Bedeutung des Katalysators bei dem in Material 1 dargestellten Reinigungsset.

2 Erläutern Sie die Wirkungsweise eines Katalysators unter Einbeziehung des Materials 2.

3 Skizzieren Sie den zeitlichen Verlauf der Wasserstoffperoxid-Konzentration beim Zerfall mit und ohne Katalysator in einem Diagramm.

20 BE

Material 1 Wasserstoffperoxid H_2O_2

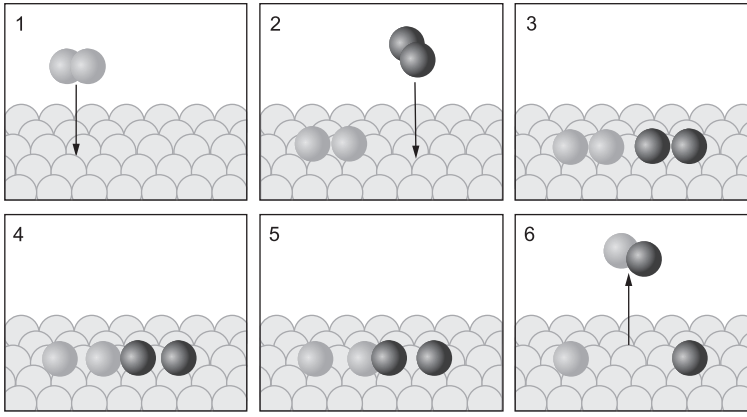
Eine Wasserstoffperoxid-Lösung zerfällt an der Luft langsam zu Wasser und Sauerstoff:

$$2\ H_2O_2 \rightleftharpoons 2\ H_2O + O_2$$

Der „naszierende“ Sauerstoff (gerade entstehender Sauerstoff) führt dazu, dass Wasserstoffperoxid ätzend und desinfizierend wirkt und deshalb als Desinfektionsmittel in der Medizin zum Auswaschen von Wunden, zum Spülen bei Zahnoperationen, zum Reinigen von Kontaktlinsen und in der Kosmetik zum Bleichen von Haaren verwendet werden kann.

Bei der Verwendung zur täglichen Reinigung von Kontaktlinsen erhält man die Reinigungslösung in der Regel in einem Set. Es besteht aus einem Reinigungsbehälter für die Reinigungslösung (Wasserstoffperoxid-Lösung) und einem Deckel mit einer Art Kunststoffstempel. An dessen unterem Ende befindet sich ein platinhaltiger Katalysator.

Material 2 **Vorgänge an einer Katalysatoroberfläche**



Wahlaufgabe A 1: Organische Verbindungen

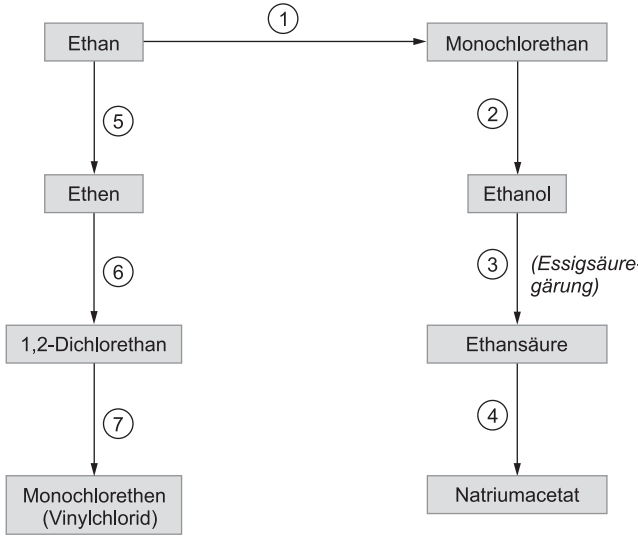
1 Wählen Sie im Material 3 vier der Reaktionen 1 bis 7 aus und notieren Sie die entsprechenden Reaktionsgleichungen mit Strukturformeln. Erklären Sie für die ausgewählten Reaktionen den Reaktionstyp.

2 Untersuchen Sie, ob die ausgewählten organischen Reaktionen aus Aufgabe 1 Redoxreaktionen sind. Begründen Sie jeweils Ihre Entscheidung.

3 Vinylchlorid dient in der Industrie als Ausgangsstoff zur Herstellung von PVC (Polyvinylchlorid). Die Produktion von Vinylchlorid aus 1,2-Dichlorethan ist deshalb ökonomisch von großer Bedeutung. Berechnen Sie, welches Volumen Chlorwasserstoff bei der Herstellung von 1 t Vinylchlorid entsteht.

20 BE

Material 3 **Reaktionen zwischen wichtigen organischen Verbindungen**



Wahlaufgabe A 2: Donator-Akzeptor-Reaktionen

1 Das Donator-Akzeptor-Prinzip gehört zu den grundlegenden Konzepten der Chemie.

1.1 Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für vier der im Material 4 angegebenen Reaktionen a – f.

1.2 Wählen Sie aus den Beispielen eine Redoxreaktion und eine Säure-Base-Reaktion und beschreiben Sie diese Reaktionen mithilfe des Donator-Akzeptor-Prinzips.
Ordnen Sie die entsprechenden Fachbegriffe zu.

2 Bei einem Schülerexperiment soll Salpetersäure mit Natronlauge neutralisiert werden.

2.1 Beschreiben Sie die Durchführung des Experiments.
Formulieren Sie die Reaktionsgleichung und geben Sie die reagierenden Teilchen an.

2.2 Erläutern Sie an diesem Beispiel die Merkmale der chemischen Reaktion.

2.3 Nach der Neutralisation wird die Lösung eingedampft. Berechnen Sie die entstehende Masse an Natriumnitrat, wenn bei der Neutralisation 50 g einer 6-prozentigen Salpetersäure neutralisiert wurden.

20 BE

Material 4 Redoxreaktionen und Säure-Base-Reaktionen

Redoxreaktionen und Säure-Base-Reaktionen können mithilfe des Donator-Akzeptor-Prinzips beschrieben werden. Eine Vielzahl chemischer Reaktionen wird dadurch systematisch erfasst und chemische Details können in größeren Zusammenhängen dargestellt werden.
Die Funktionen der reagierenden Teilchen als Donator bzw. Akzeptor, die Übertragung von Elementarteilchen und die parallel ablaufenden Teilreaktionen sind dabei Kriterien zur Beschreibung solcher Reaktionen.
Das Donator-Akzeptor-Prinzip kann man zum Beispiel auf die folgenden Reaktionen anwenden:

a Reaktion von Ammoniak mit Chlorwasserstoff

b Reaktion von Aluminium mit Chlor

c Bildung von Ammoniak aus Wasserstoff und Stickstoff

d Lösen von Ethansäure (Essigsäure) in Wasser

e Reaktion von verdünnter Salzsäure mit Calciumhydroxid

f Reaktion von verdünnter Schwefelsäure mit Magnesium

Lösungen

Pflichtaufgabe: Verlauf chemischer Reaktionen

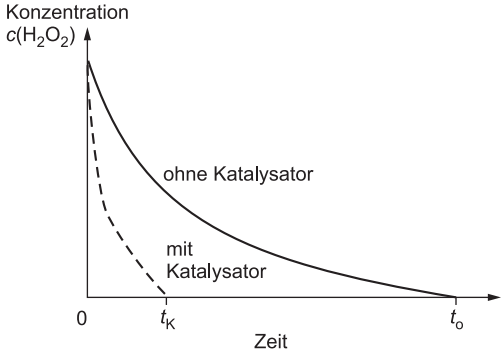
1 Ein **Katalysator** beschleunigt den Zerfall von Wasserstoffperoxid in Wasser und Sauerstoff. Der „naszierende“ Sauerstoff wirkt desinfizierend, ätzend und bleichend. Beim Reinigen von Kontaktlinsen steht die desinfizierende Wirkung im Vordergrund.
Da Wasserstoffperoxid-Lösung auch ätzend auf die Schleimhäute wirkt, muss sichergestellt sein, dass keine Reste der Lösung auf den Kontaktlinsen verbleiben. Der Katalysator beschleunigt den Zersetzungsprozess, sodass in kurzer Zeit eine hohe Konzentration an naszierendem Sauerstoff entsteht und der Zersetzungsprozess gleichzeitig schnell und vollständig abläuft. Die Feuchtigkeit an den Kontaktlinsen ist dann nur noch auf Wasserreste zurückzuführen.

2 Im Material 2 ist eine Gasreaktion am Katalysator dargestellt. Es handelt sich um eine **heterogene Katalyse**.
Ein Molekül des Edukts A (Ausgangsstoff A) lagert sich an der Oberfläche des Katalysators an (Adsorption; Abb. 1). Dadurch wird die Elektronenpaarbindung in diesem Molekül gelockert bzw. aufgespalten (Abb. 2). Anschließend wird auch ein Molekül des Edukts B (Ausgangsstoff B) an der Katalysatoroberfläche adsorbiert und ebenfalls aktiviert (Abb. 3).
Da beide Edukte an der Oberfläche räumlich zusammengeführt und aktiviert sind, können sich zwischen einem Atom von A und einem Atom von B leichter neue Elektronenpaarbindungen bilden (Abb. 4 und 5).
Das entstandene Produkt, das Molekül AB, löst sich anschließend von der Katalysatoroberfläche (Abb. 6) und weitere Moleküle der Edukte A und B können durch den Katalysator bei ihrer Bildung von Molekül AB beeinflusst werden.

oder:

Die Darstellungen 1 und 2 zeigen, wie sich die Teilchen der Edukte vorübergehend an die Oberfläche des Katalysators anlagern. Dabei entstehen Zwischenverbindungen zwischen den Eduktteilchen und dem Katalysator. Diese erleichtern die Bildung neuer Bindungen zwischen Atomen der Teilchen A und B. Die Darstellungen 3 bis 5 veranschaulichen diese Zwischenstufen sowie die Bildung neuer Bindungen. Die Darstellung 6 zeigt, wie sich die entstandenen Produktmoleküle AB von der Oberfläche des Katalysators lösen. Man erkennt, dass der Katalysator danach für weitere Moleküle der Edukte zur Verfügung steht.

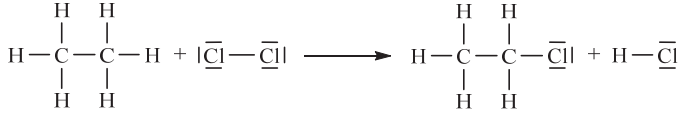
3



Wahlaufgabe A 1: Organische Verbindungen

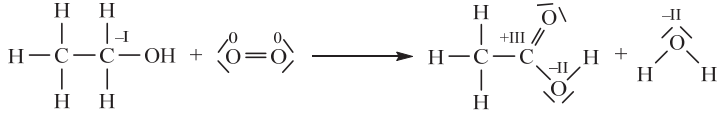
1 Auswahl z. B. folgender Reaktionen:

Reaktion 1:



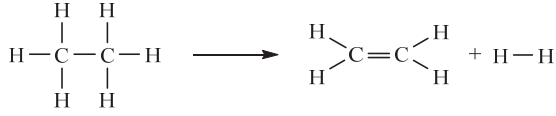
Substitution: Die Substitution ist eine chemische Reaktion, bei der Atome, Atomgruppen oder Moleküle gegen andere ausgetauscht werden. Es entstehen Derivate (Abwandlungen) der organischen Grundverbindung und Nebenprodukte.
Bei der vorliegenden Reaktion wird ein Wasserstoff-Atom des Ethan-Moleküls durch ein Chlor-Atom des Chlor-Moleküls ausgetauscht, wobei Monochlorethan als Derivat entsteht und Chlorwasserstoff als Nebenprodukt.

Reaktion 3:



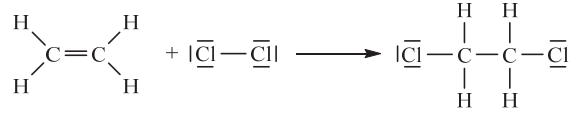
Redoxreaktion (partielle Oxidation, Gärung): Die Essigsäuregärung ist eine Redoxreaktion, bei der Ethanol als Reduktionsmittel zu Ethansäure oxidiert wird. Der Sauerstoff ist das Oxidationsmittel und wird reduziert. Entsprechend ändern sich die Oxidationszahlen: beim zweiten Kohlenstoff-Atom des Ethanols von –I auf +III und bei den Sauerstoff-Atomen von 0 auf –II.

Reaktion 5:



Eliminierung: Die Eliminierung ist eine chemische Reaktion, bei der Atome, Atomgruppen oder Moleküle aus einem Molekül ohne Ersatz austreten.
Vom Ethan-Molekül wird im vorliegenden Fall ein Wasserstoff-Molekül abgespalten, wobei Ethen durch Ausbildung einer Doppelbindung zwischen den beiden Kohlenstoff-Atomen entsteht. Diese Art der Eliminierung ist eine katalytische Dehydrierung. Sie verläuft endotherm.

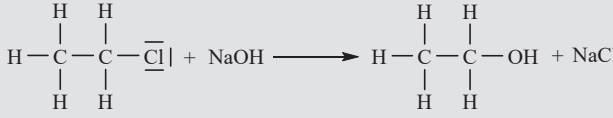
Reaktion 6:



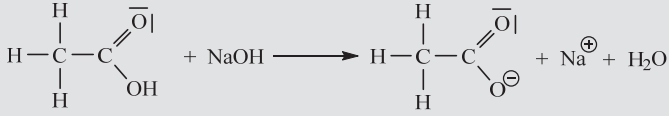
Addition: Die Addition ist eine chemische Reaktion, bei der ungesättigte organische Grundverbindungen unter Aufspaltung der Mehrfachbindung Atome, Atomgruppen oder Moleküle aufnehmen.
Hier wird vom Ethen-Molekül unter Aufspaltung der Doppelbindung ein Molekül Chlor aufgenommen. Dadurch entsteht ein Molekül 1,2-Dichlorethan.

TIPP Reaktionstypen und Reaktionsgleichungen der übrigen Reaktionen:

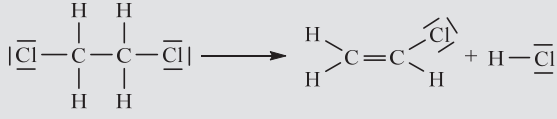
- **Reaktion 2:** Substitution



- **Reaktion 4:** Neutralisation



- **Reaktion 7:** Eliminierung



2 Untersuchen, ob Redoxreaktionen vorliegen:

Reaktion 1: $\overset{-III\,+I}{CH_3}-\overset{-III\,+I}{CH_3} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{-III\,+I}{CH_3}-\overset{-I\,+I}{CH_2}\overset{-I}{Cl} + \overset{+I\,-I}{HCl}$

Es liegt eine Redoxreaktion vor.

- Das zweite Kohlenstoff-Atom des Ethan-Moleküls wird oxidiert: Oxidationszahländerung von – III nach – I
- Die Chlor-Atome des Chlor-Moleküls werden reduziert: Oxidationszahländerung jeweils von 0 nach – I

Bei **Reaktion 3** ist die Redoxreaktion bereits in der Lösung zu Aufgabe 1 erklärt.

Reaktion 5: $\overset{-III\ +I}{CH_3}-\overset{-III\ +I}{CH_3} \longrightarrow \overset{-II\ +I}{CH_2}=\overset{-II\ +I}{CH_2} + \overset{0}{H_2}$

Es liegt eine Redoxreaktion vor.

- Die beiden Kohlenstoff-Atome des Ethan-Moleküls werden oxidiert: Oxidationszahländerung jeweils von –III nach –II
- Die Wasserstoff-Atome werden zu elementarem Wasserstoff reduziert: Oxidationszahländerung von +I nach 0

Reaktion 6: $\overset{-II\ +I}{CH_2}=\overset{-II\ +I}{CH_2} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{-I\ +I}{CH_2Cl}-\overset{-I\ +I}{CH_2Cl}$

Es liegt eine Redoxreaktion vor.

- Die beiden Kohlenstoff-Atome des Ethen-Moleküls werden oxidiert: Oxidationszahländerung jeweils von –II nach –I
- Die Chlor-Atome des Chlor-Moleküls werden reduziert: Oxidationszahländerung jeweils von 0 nach –I

TIPP Bei den **Reaktionen 2 und 4** handelt es sich nicht um Redoxreaktionen. Die Oxidationszahlen ändern sich nicht.
Reaktion 7 ist eine Redoxreaktion. Die Kohlenstoff-Atome werden jeweils oxidiert und reduziert:

$$\overset{+I}{CH_2Cl}-\overset{+I}{CH_2Cl} \longrightarrow \overset{+II}{CH_2}=\overset{0}{CHCl} + HCl$$

3 Berechnung des Volumens von Chlorwasserstoff

$CH_2Cl-CH_2Cl \longrightarrow CH_2=CHCl + HCl$

gesucht: $V(HCl)$

gegeben: $V_m = 22{,}4\ L \cdot mol^{-1}$
$n(HCl) = 1\ mol$
$M(CH_2=CHCl) = 62{,}5\ g \cdot mol^{-1}$
$n(CH_2=CHCl) = 1\ mol$
$m(CH_2=CHCl) = 1\ t$

Größengleichung:

$$\frac{V(HCl)}{n(HCl) \cdot V_m(HCl)} = \frac{m(CH_2=CHCl)}{n(CH_2=CHCl) \cdot M(CH_2=CHCl)}$$

$$V(HCl) = \frac{n(HCl) \cdot V_m(HCl) \cdot m(CH_2=CHCl)}{n(CH_2=CHCl) \cdot M(CH_2=CHCl)}$$

$$V(HCl) = \frac{1\ mol \cdot 22{,}4\ L \cdot 1\ t \cdot mol}{1\ mol \cdot mol \cdot 62{,}5\ g}$$

$$V(HCl) = 358{,}4\ m^3$$

Bei der Herstellung von 1 t Vinylchlorid entsteht ein Volumen von 358,4 m^3 Chlorwasserstoff.

1.1 **TIPP** Es sind drei **Redoxreaktionen** (b, c, f) und drei **Säure-Base-Reaktionen** (a, d, e) gegeben. Bei der Auswahl von vier Reaktionen ist also mindestens ein Beispiel von jedem Reaktionstyp vertreten.

a $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$

b $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

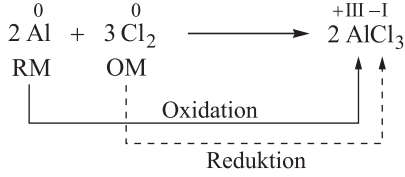
c $N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$

d $CH_3COOH + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$

e $Ca(OH)_2 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$

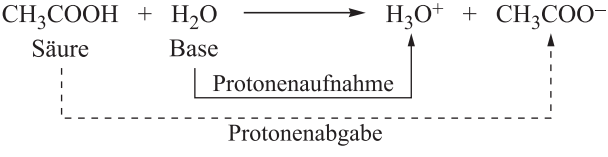
f $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$

1.2 **Redoxreaktion** (Auswahl: **Beispiel b**)



Bei der Redoxreaktion verlaufen die Teilreaktionen **Oxidation** und **Reduktion gleichzeitig**. Aluminium ist das **Reduktionsmittel** (RM), also der **Elektronendonator**. Ein Aluminium-Atom gibt formal drei Elektronen ab. Diese Elektronen werden auf die Chlor-Atome, den **Elektronenakzeptor**, übertragen. Chlor ist demnach das **Oxidationsmittel** (OM). Es entstehen Aluminium-Ionen und Chlorid-Ionen, also Aluminiumchlorid.

Säure-Base-Reaktion (Auswahl: **Beispiel d**)



Die Teilreaktionen **Protonenabgabe** und **Protonenaufnahme** verlaufen bei der Säure-Base-Reaktion **gleichzeitig**. Das Ethansäure-Molekül ist der **Protonendonator**, also die **Säure**. Es gibt ein Proton ab. Das Wasser-Molekül fungiert als **Protonenakzeptor**, es ist damit die **Base** und nimmt das Proton auf.

© STARK Verlag

www.stark-verlag.de
info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH ist urheberrechtlich international geschützt. Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung des Rechteinhabers in irgendeiner Form verwertet werden.

STARK