



**TEILDRUCK**  
Genehmigte Auflage  
erscheint im Festeinband.

# CHEMIE

GESAMTBAND 11 - 12



Baden-Württemberg



Für Lehrerinnen  
und Lehrer



## click & teach

### Das digitale Lehrmaterial

Mit dem digitalen Lehrmaterial click & teach erhalten Sie das vollständige digitale C.C.Buchner-Schulbuch inklusive zahlreicher Zusatzmaterialien und hilfreicher Funktionen, mit denen Sie Ihren Unterricht individuell gestalten können.



#### Einfache Orientierung

- ▶ Das interaktive Inhaltsverzeichnis ermöglicht eine einfache Navigation.
- ▶ Spots auf den Buchseiten führen zu passendem Material.
- ▶ Alle Materialien einer Buchseite sind in der Seitennavigation gelistet.



#### Individuell einsetzbar

- ▶ click & teach ist online oder offline via App verwendbar.
- ▶ Mit dem Materialimport können eigene Dateien eingebunden werden.
- ▶ Viele Materialien können lokal gespeichert und gedruckt werden.



#### Zahlreiche Funktionen

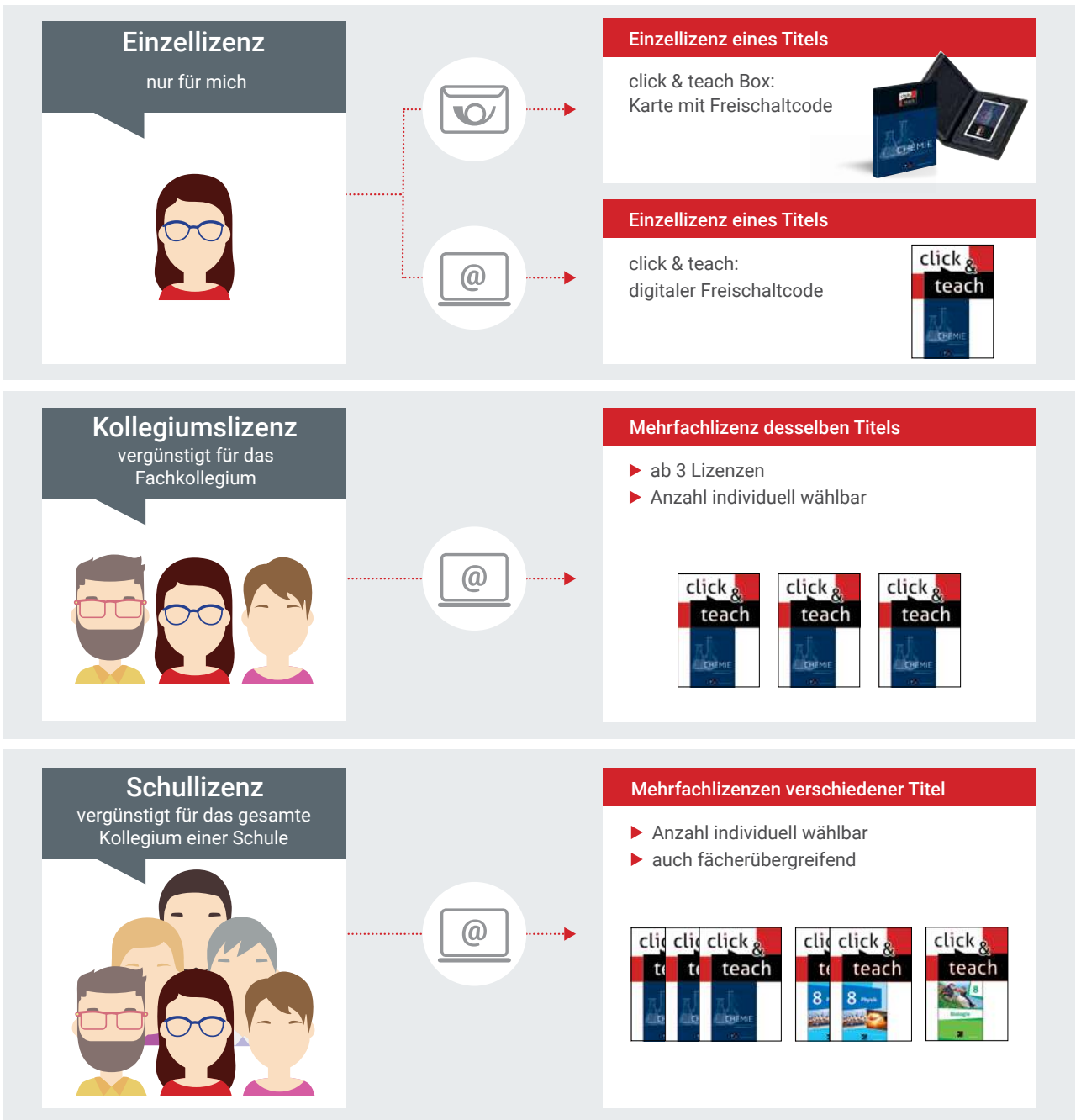
- ▶ Bspw. Markieren, Kopieren, Zoomen, Suchen, Notieren und Freihandstift
- ▶ Der ausdrückbare Unterrichtsplaner hilft bei der Vorbereitung Ihrer Schulstunden.
- ▶ Updates bringen Inhalte und Software von click & teach auf Stand.



#### Verknüpft mit click & study!

- ▶ **NEU:** Durch die neue Verknüpfung von click & teach mit click & study können Sie Materialien individuell für Ihre Schülerinnen und Schüler in deren digitalen Schulbüchern freischalten.

Weitere Informationen und kostenfreie Demoversionen  
finden Sie auf [www.click-and-teach.de](http://www.click-and-teach.de).



Sie haben Fragen oder benötigen ein individuelles Angebot für eine Schullizenz?

**Wir helfen Ihnen gern! Digital-Beratung:**

Mo, Mi, Fr: 10:00 Uhr bis 11:30 Uhr

Di und Do: 14:00 Uhr bis 15:30 Uhr

**Telefon:** +49 951 16098-333

**E-Mail:** click-and-teach@ccbuchner.de

Sie möchten eine Einzel- oder Kollegiumlizenz erwerben?



Besuchen Sie [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) und bestellen Sie ganz einfach im Webshop.



Für Schülerinnen  
und Schüler



## click & study

### Das digitale Schulbuch

Die digitalen Schulbücher click & study enthalten das vollständige digitale C.C.Buchner-Schulbuch inklusiver zahlreicher Zusatzmaterialien und hilfreicher Funktionen, mit denen Ihre Schülerinnen und Schüler digital am Unterricht teilnehmen können.



#### Einfache Bedienung

- ▶ Menüs und Bedienelemente sind selbsterklärend.
- ▶ Der moderne Reader bietet nützliche Funktionen wie Markieren oder das Setzen von Lesezeichen.
- ▶ Das interaktive Inhaltsverzeichnis ermöglicht eine schnelle Navigation.



#### Flexibel im Zugriff

- ▶ Flexibel nutzbar auf verschiedenen Endgeräten (PCs, Macs, Tablets) – online und auch offline via App.
- ▶ Freischaltung unter [www.click-and-study.de](http://www.click-and-study.de) und/oder unter [www.bildunglogin.de](http://www.bildunglogin.de)
- ▶ Die Laufzeit richtet sich nach der Nutzungsdauer des Schulbuchs im Unterricht.



#### Mit Zusatzmaterialien

- ▶ Direkter Zugriff auf Links und Zusatzmaterialien
- ▶ **NEU:** Durch die Verknüpfung mit click & teach können Sie Materialien individuell für Ihre Schülerinnen und Schüler in click & study freischalten.



#### Testen Sie click & study

- ▶ Sie können jede Ausgabe von click & study kostenfrei für 100 Tage testen! Schreiben Sie dazu bitte eine E-Mail mit der betreffenden Bestellnummer an [digitale-schulbuecher@ccbuchner.de](mailto:digitale-schulbuecher@ccbuchner.de).

Weitere Informationen und kostenfreie Demoversionen  
finden Sie auf [www.click-and-study.de](http://www.click-and-study.de).



## Einzellizenz

nur für mich

## Einzellizenz eines Titels

click & study:  
digitaler Freischaltcode

## Schullizenz

für die Schülerinnen  
und Schüler

## Mehrfachlizenzen eines Titels

click & study:  
digitale Freischaltcodes zum Normalpreis

## Mehrfachlizenzen eines Titels bei eingeführtem Klassensatz

▶ entsprechende Anzahl der digitalen Schulbücher vergünstigt für je nur 1,20 €/Jahr

Sie haben Fragen oder benötigen ein individuelles Angebot für eine Schullizenz?

**Wir helfen Ihnen gern! Digital-Beratung:**  
 Mo, Mi, Fr: 10:00 Uhr bis 11:30 Uhr  
 Di und Do: 14:00 Uhr bis 15:30 Uhr  
**Telefon:** +49 951 16098-333  
**E-Mail:** [digitale-schulbuecher@ccbuchner.de](mailto:digitale-schulbuecher@ccbuchner.de)

Sie möchten einen click & study-Titel erwerben?

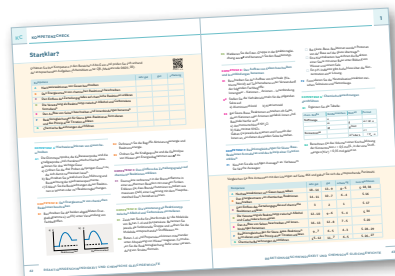
Besuchen Sie [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) und bestellen Sie ganz einfach im Webshop.

## So können Sie mit diesem Buch arbeiten ...

Ihr neues Chemiebuch enthält zehn Kapitel. Jedes Kapitel ist in mehrere Untereinheiten unterteilt und enthält eine Reihe verschiedener Seitentypen. Hier erfahren Sie, wie Sie mit diesen Seitentypen arbeiten können.

### 1. Los geht's

Um festzustellen, ob Sie fit für ein Kapitel sind, können Sie sich auf den Seiten **Startklar?** zunächst selbst einschätzen und anschließend Ihre Einschätzung anhand von Aufgaben überprüfen. Die passenden Arbeitsblätter können Sie unter dem jeweiligen QR-Code bzw. Mediacode abrufen (vgl. Info unten). Die Lösungen finden Sie im Anhang des Buches. Schneiden Sie in einem Bereich nicht so gut ab, bekommen Sie im Auswertungskasten Informationen, an welchen Stellen Sie noch einmal nachlesen sollten.



### 2. Die Untereinheiten

Die Seiten **Versuche und Material** sind der Ausgangspunkt für Ihren Erkenntnisgewinn. Wie alle Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftler führen Sie Versuche durch, um neues Wissen zu erlangen. Kleinschrittige Auswertungsaufgaben helfen Ihnen dabei. Gefahrenpiktogramme sowie Entsorgungshinweise (vgl. S. 494) unterstützen Sie und Ihre Lehrkraft bei der sicheren Durchführung der Experimente.

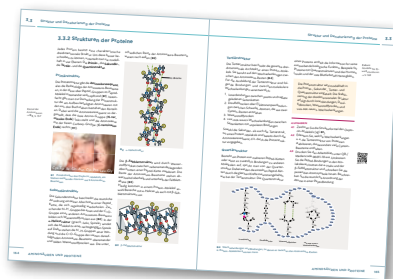
#### Info

Im Buch finden Sie QR-Codes und Mediacodes, die zu Videos, chemischen Programmen, Arbeitsblättern u. ä. führen.

Die QR-Codes können Sie direkt mit Ihrem Smartphone einscannen. Alternativ können Sie den jeweils darunter stehenden Mediacode auf [www.ccbuchner.de/medien](http://www.ccbuchner.de/medien) eingeben.



- V** Schülerversuch
- LV** Lehrerversuch
- M** alternative Arbeitsmaterialien



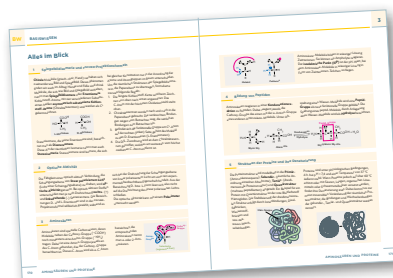
Auf den Seiten **Erarbeitung** können Sie Neues in leicht verständlichen Texten nachlesen. Ausgehend von experimentellen Befunden werden die neuen Inhalte aufgearbeitet und erklärt.

Das Wichtigste finden Sie in gelb hinterlegten Merkkästen am Ende jeder Untereinheit. Die wichtigsten Fachbegriffe der Untereinheit sind auf diesen Seiten jeweils hervorgehoben. Kleine Infokästen bieten Zusatzinformationen zum Text.

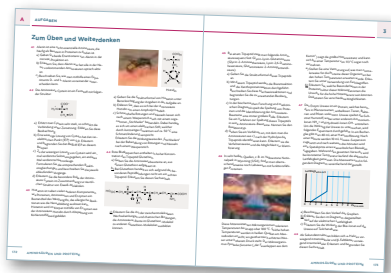
Zudem gibt es auf jeder Doppelseite passende Aufgaben, wobei anspruchsvolle Aufgaben hierbei jeweils unterstrichen sind.

### 3. Am Ende des Kapitels

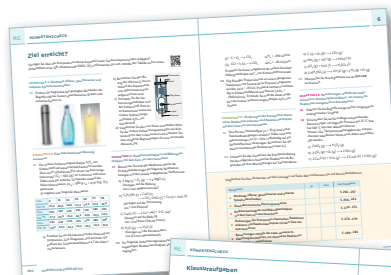
Die wichtigsten Inhalte aus jedem Kapitel werden auf den Seiten **Alles im Blick** kompakt zusammengefasst. Damit können Sie sich gut auf einen Test vorbereiten.



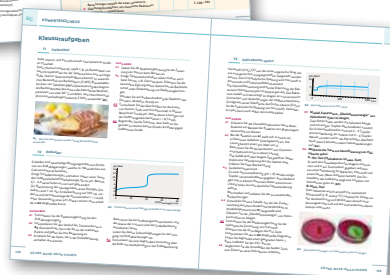
Am Kapitelende warten zudem auf den Seiten **Zum Üben und Weiterdenken** eine große Anzahl bunt gemischter Aufgaben darauf, gelöst zu werden. Auch hier sind anspruchsvolle Aufgaben jeweils unterstrichen.



Mit den Seiten **Ziel erreicht?** können Sie überprüfen, ob Sie die neuen Inhalte des Kapitels verstanden haben. Das entsprechende Arbeitsblatt können Sie unter dem QR-Code bzw. Mediencode herunterladen und Ihre Antworten mit den Lösungen im Anhang abgleichen. Wenn Sie in einem Bereich noch nicht so gut sind, können Sie auf den angegebenen Seiten nochmal nachlesen.



Auf den Seiten **Klausuraufgaben** finden Sie eine Vielzahl materialbasierter Aufgabenblöcke zum jeweiligen Kapitel, welche ideal für die Vorbereitung auf einen anstehenden Test geeignet sind.

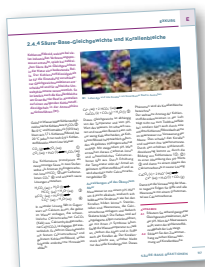


### Sonderseiten



Der Einsatz digitaler Medien spielt in der Chemie eine große Rolle. Auf den **Medienkompetenz**-Seiten lernen Sie, wie man gezielt Informationen im Internet oder einer App sucht, mit chemischen Programmen arbeitet, sich anhand von Videos Wissen aneignet oder Wissen mithilfe von Erklärvideos und digitalen Programmen an andere weitergibt. Fachmethoden der Chemie sind Werkzeuge, deren Handhabung gelernt sein will. Auf den Seiten **Fachmethode** wird Schritt für Schritt erklärt, wofür eine Methode gut ist und wie man sie anwendet.

Keine Wissenschaft kommt heute noch ohne andere Wissenschaften aus. Auf den Seiten **Exkurs** können Sie „über den Tellerrand blicken“. Spannende Themen, z. B. aus Biologie, Physik, Medizin, Umwelt oder Erdkunde, werden wie in einer Zeitschrift vorgestellt.



### Info

Hier und da finden Sie kleine Fachmethoden-Kästen in der entsprechenden Farbe auch auf anderen Seitentypen.

# Übersicht: Laborgeräte



# Chemie

Gesamtband

11-12

Baden-Württemberg



## Chemie Baden-Württemberg – Sek II

Herausgegeben von Claudia Bohrmann-Linde und Ilona Siehr

### Chemie Gesamtband 11 – 12

Bearbeitet von Claudia Bohrmann-Linde, Sandra Eberhardt, Rebekka Englberger, Stefanie Faas, Andrea Frings, Birgit Goerz, Nina Heldt, Katharina Hundt, Selina Jauernik, Christian Karus, Simon Kleefeldt, Jochen Krüger, Miriam Lässle, Nico Meuter, Jean Marc Orth, Klaus Schneiderhan, Alexander Schönborn und Ilona Siehr unter Beratung von Michael Tausch

Zu diesem Lehrwerk werden folgende Zusatzmaterialien geplant:

- Digitales Lehrermaterial **click & teach** Gesamtband 11 – 12 Einzellizenz, WEB 060121
- Digitales Lehrermaterial **click & teach** Gesamtband 11 – 12 Box (Karte mit Freischaltcode), ISBN 978-3-661-06012-5

Weitere Materialien finden Sie unter [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de).

Dieser Titel wird auch als digitale Ausgabe **click & study** unter [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) erscheinen.

Teildruck

1. Auflage, 1. Druck 2021

Dieses Werk folgt der reformierten Rechtschreibung und Zeichensetzung. Ausnahmen bilden Texte, bei denen künstlerische, philologische oder lizenzrechtliche Gründe einer Änderung entgegenstehen.

Die Mediacodes enthalten ausschließlich optionale Unterrichtsmaterialien, die der Verlag in eigener Verantwortung zur Verfügung stellt. An keiner Stelle im Schülerbuch dürfen Eintragungen vorgenommen werden. Haftungshinweis: Die Versuchsvorschriften in diesem Buch wurden sorgfältig, auf praktischen Erfahrungen beruhend, entwickelt. Da Fehler aber nie ganz ausgeschlossen werden können, übernehmen der Verlag und die Autoren keine Haftung für Folgen, die auf beschriebene Experimente zurückzuführen sind. Mitteilungen über eventuelle Fehler und Vorschläge zur Verbesserung werden dankbar angenommen.

© 2021 C. C. Buchner Verlag, Bamberg

Das Werk und seine Teile sind urheberrechtlich geschützt. Jede Nutzung in anderen als den gesetzlich zugelassenen Fällen bedarf der vorherigen schriftlichen Einwilligung des Verlags. Das gilt insbesondere auch für Vervielfältigungen, Übersetzungen und Mikroverfilmungen. Hinweis zu § 52 a UrhG: Weder das Werk noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung eingescannt und in ein Netzwerk eingestellt werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen.

Redaktion: Theresa Brückner, Thomas Juli

Layout und Umschlag: Petra Michel, Amberg

Satz: mgo360 GmbH & Co. KG, Bamberg

Illustrationen: Helmut Holtermann, Dannenberg

Stelzner Illustration & Grafikdesign, Frankfurt

Stefan Dangl, München

Manfred Koch, Oberweißbach

Angelika Kramer, Stuttgart

Druck und Bindung: mgo360 GmbH & Co. KG, Bamberg

[www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de)

ISBN der genehmigten Auflage 978-3-661-06011-8

## Liebe Schülerin, lieber Schüler,

Sie haben das Fach Chemie weiter belegt – herzlichen Glückwunsch zu dieser Wahl! Das Fach Chemie ist Grundlage und Teil zukunftsweisender Forschung und Entwicklung, die die Lebensumstände der bisherigen, jetzigen und kommenden Generationen in entscheidender Weise beeinflussen. Chemische Kenntnisse unterstützen über ein besseres Verständnis unserer Umwelt, unseres Körpers und die Herstellung von Alltagsprodukten hinausgehend auch die Erschließung anderer Naturwissenschaften und der Medizin.

Mit diesem Buch können Sie nun in der Sekundarstufe II Ihr bisher erworbenes Grundlagenwissen der Chemie erweitern und auf neue, zukunftsrelevante Themenfelder anwenden. Sie lernen das Konzept des chemischen Gleichgewichts kennen, dass sich aufgrund seiner Dynamik von anderen Gleichgewichten unterscheidet. Dieses können Sie auf die großen Themenfelder der Säuren und Basen bzw. der Elektrochemie anwenden, wobei Sie korrespondierende Säure-Base-Paare bzw. korrespondierende Redoxpaare betrachten. Sie unterteilen die Naturstoffe in Kohlenhydrate, Fette und Proteine und lernen typische Strukturmerkmale und sich daraus ergebende Eigenschaften kennen. Anhand der Erarbeitung ausgewählter Reaktionsmechanismen verstehen sie den Verlauf chemischer Reaktionen genauer.

Mit dem neu erworbenen Wissen werden Sie Fragen wie z. B. die folgenden beantworten können:

- Was hat die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid mit Korallensterben zu tun?
- Warum hat das Blut im menschlichen Körper so einen stabilen pH-Wert?
- Was sind Energielieferanten für den Körper und was bedeutet der Brennwert?
- Aus welchen Naturstoffen ist der menschliche Körper aufgebaut?
- Nachhaltigkeit und Kunststoffe – ein Widerspruch?
- Wie funktionieren energieeffiziente Leuchtmittel?
- Welche Prozesse laufen in einem Lithium-Ionen-Akku ab?
- Was ist „grüner“ Wasserstoff?

Außerdem schulen Sie Ihre digitalen Kompetenzen und lernen, Molekülstrukturen digital zu zeichnen und daraus Informationen abzulesen sowie digitale Messwerterfassung zu nutzen.

Vielleicht leistet dieses Buch auch einen Beitrag dazu, Sie für das Fach Chemie weiter zu interessieren und für sich eine berufliche Perspektive zu entdecken. Bezogen auf das Fach Chemie gibt es eine Vielzahl von beruflichen Tätigkeitsfeldern, denn die chemische Industrie ist nach der Autoindustrie und dem Maschinenbau die drittgrößte Branche. Auf jeden Fall erhalten Sie die Gelegenheit, die Chemie in Ihrem Alltag weiter zu entdecken.

Bei all Ihren Vorhaben wünschen wir Ihnen viel Erfolg!  
Die Herausgeberinnen

**0 Grundlagen aus Klasse 8 – 10 12**

I.	Stoffe, ihre Eigenschaften und ihr Aufbau	14
II.	Chemische Reaktionen	16
III.	Elemente und Periodensystem	18
IV.	Ionische Verbindungen	20
V.	Molekulare Verbindungen	22
VI.	Übersicht – chemische Bindungstypen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen	24
VII.	Chemisches Rechnen	26
VIII.	Saure und alkalische Lösungen	28
IX.	Kohlenwasserstoffe	30
X.	Alkohole und ihre Oxidationsprodukte – Teil I	32
XI.	Alkohole und ihre Oxidationsprodukte – Teil II	34
XII.	Nachweise organischer Stoffklassen	35
XIII.	Übersicht – Stoffklassen der organischen Chemie	36
XIV.	Nachweise anorganischer Stoffe und Ionen	38
XV.	Ausgewählte Modelle im Überblick	39

**1 Reaktionsgeschwindigkeit und chemische Gleichgewichte 40**

■	Startklar?	42
<b>1.1</b>	<b>Reaktionsgeschwindigkeit</b>	
1.1.1	Versuche und Material	44
1.1.2	Reaktionsgeschwindigkeit und Stoßtheorie	46
1.1.3	Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit	48
<b>1.2</b>	<b>Chemisches Gleichgewicht</b>	
1.2.1	Versuche und Material	50
1.2.2	Hin- und Rückreaktion im Gleichgewicht	52
1.2.3	Einstellung des chemischen Gleichgewichts	54
1.2.4	<b>MEDIENKOMPETENZ:</b> Das chemische Gleichgewicht simulieren	56
1.2.5	Massenwirkungsgesetz	57
1.2.6	<b>FACHMETHODE:</b> Berechnungen mit dem Massenwirkungsgesetz durchführen	58
<b>1.3</b>	<b>Beeinflussung des Gleichgewichts</b>	
1.3.1	Versuche und Material	60
1.3.2	Einfluss der Konzentration	62
1.3.3	Einfluss der Temperatur und des Drucks	64
1.3.4	Das Prinzip von LE CHATELIER	66
1.3.5	<b>EXKURS:</b> Ozon – der Filter für unser Leben	67
<b>1.4</b>	<b>HABER-BOSCH-Verfahren</b>	
1.4.1	Versuche und Material	68
1.4.2	Die technische Ammoniaksynthese	70
1.4.3	Reaktionsbedingungen	72

1.4.4	FRITZ HABER	74
1.4.5	<b>EXKURS:</b> Großtechnische Synthese von Schwefelsäure	76
<b>1.5</b>	<b>Löslichkeitsgleichgewichte</b>	
1.5.1	Versuche und Material	78
1.5.2	Lösen und Fällung von Salzen	80
	<b>FACHMETHODE:</b> Mit der Löslichkeitskonstante rechnen	81
■	Alles im Blick	82
■	Zum Üben und Weiterdenken	84
■	Ziel erreicht?	86
■	Klausuraufgaben	88

## 2 Säure-Base-Reaktionen

90

■	Startklar?	92
<b>2.1</b>	<b>Säure-Base-Reaktionen im Alltag und im Labor</b>	
2.1.1	Versuche und Material	94
2.1.2	Säure-Base-Reaktionen	96
2.1.3	Protolysegleichgewichte	98
<b>2.2</b>	<b>Der pH-Wert</b>	
2.2.1	Versuche und Material	100
2.2.2	Die Autoprotolyse des Wassers und der pH-Wert	102
<b>2.3</b>	<b>Starke und schwache Säuren und Basen</b>	
2.3.1	Versuche und Material	104
2.3.2	Säure- und Basenstärke	106
2.3.3	Säure-Base-Gleichgewichte	108
2.3.4	Berechnung von pH-Werten	110
	<b>FACHMETHODE:</b> Den pH-Wert von Lösungen starker Säuren und Basen berechnen	110
	<b>FACHMETHODE:</b> Den pH-Wert von Lösungen schwacher Säuren berechnen	111
<b>2.4</b>	<b>Puffersysteme</b>	
2.4.1	Versuche und Material	112
2.4.2	Wirkungsweise eines Puffersystems	114
2.4.3	<b>EXKURS:</b> Lebensnotwendige Puffersysteme im Blut	116
2.4.4	<b>EXKURS:</b> Säure-Base-Gleichgewichte und Korallenbleiche	117
<b>2.5</b>	<b>Indikatoren</b>	
2.5.1	Versuche und Material	118
2.5.2	Indikatoren und ihre Auftrennung	120
	<b>FACHMETHODE:</b> Eine Dünnschichtchromatografie durchführen	121

<b>2.6</b>	<b>Titrationen</b>	
2.6.1	Versuche und Material	122
2.6.2	Säure-Base-Titration	124
	<b>FACHMETHODE:</b> Titrationskurven auswerten	125
2.6.3	pH-metrische Titration und Konduktometrie	126
2.6.4	<b>FACHMETHODE:</b> Titrationskurven beschreiben	128
2.6.5	<b>MEDIENKOMPETENZ:</b> Messwerte einer Titration digital erfassen	130
■	Alles im Blick	132
■	Zum Üben und Weiterdenken	134
■	Ziel erreicht?	136
■	Klausuraufgaben	138
<b>3</b>	<b>Aminosäuren und Proteine</b>	<b>140</b>
■	Startklar?	142
<b>3.1</b>	<b>Spiegelbildisomerie und optische Aktivität</b>	
3.1.1	Versuche und Material	144
3.1.2	Spiegelbildisomerie	146
3.1.3	<b>FACHMETHODE:</b> FISCHER-Projektionsformeln zeichnen	148
3.1.4	Optische Aktivität	150
3.1.5	<b>MEDIENKOMPETENZ:</b> Molekülstrukturen digital zeichnen und darstellen	152
<b>3.2</b>	<b>Aminosäuren und Peptidbindung</b>	
3.2.1	Versuche und Material	154
3.2.2	Strukturen der Aminosäuren	156
3.2.3	Nachweis und Eigenschaften der Aminosäuren	158
	<b>FACHMETHODE:</b> Aminosäuren und Proteine nachweisen	158
3.2.4	Von der Aminosäure zum Peptid	160
3.2.5	<b>EXKURS:</b> Biologische Bedeutung der Aminosäuren	161
<b>3.3</b>	<b>Struktur und Denaturierung der Proteine</b>	
3.3.1	Versuche und Material	162
3.3.2	Strukturen der Proteine	164
3.3.3	Denaturierung von Proteinen	166
3.3.4	<b>EXKURS:</b> Modelle für Eiweißstrukturen	168
3.3.5	<b>EXKURS:</b> Biochemie im Friseursalon	169
■	Alles im Blick	170
■	Zum Üben und Weiterdenken	172
■	Ziel erreicht?	174
■	Klausuraufgaben	176



## 4 Kohlenhydrate 178

■ Startklar?	180
<b>4.1 Glucose und Fructose</b>	
4.1.1 Versuche und Material	182
4.1.2 Glucose – ein Kohlenhydrat	184
4.1.3 Glucose in Halbacetalдарstellung	186
4.1.4 Fructose	188
4.1.5 <b>FACHMETHODE:</b> Die FISCHER- in die HAWORTH-Projektion überführen	190
<b>4.2 Saccharose und andere Disaccharide</b>	
4.2.1 Versuche und Material	192
4.2.2 Acetalbildung in Disacchariden	194
4.2.3 Saccharose	196
4.2.4 Lactose	198
4.2.5 <b>EXKURS:</b> Zuckerersatzstoffe	199
<b>4.3 Cyclodextrine, Stärke und Cellulose</b>	
4.3.1 Versuche und Material	200
4.3.2 Oligosaccharide	202
4.3.3 Polysaccharide	204
4.3.4 <b>EXKURS:</b> Nukleinsäuren	206
<b>4.4 Nachwachsende Rohstoffe</b>	
4.4.1 Versuche und Material	208
4.4.2 Folien und Fasern aus Pflanzen	210
■ Alles im Blick	212
■ Zum Üben und Weiterdenken	214
■ Ziel erreicht?	216
■ Klausuraufgaben	218

## 5 Fettsäuren und Fette 220

■ Startklar?	222
<b>5.1 Fette und Fettsäuren</b>	
5.1.1 Versuche und Material	224
5.1.2 Fette und Öle – natürliche Ester	226
5.1.3 Molekülstruktur und Eigenschaften von Triglyceriden	228
5.1.4 <b>FACHMETHODE:</b> Aus der Strukturformel die Skelettformel entwickeln	230
5.1.5 <b>EXKURS:</b> Biodiesel	231
5.1.6 Die elektrophile Addition	232
5.1.7 <b>MEDIENKOMPETENZ:</b> Ein Erklärvideo erstellen	234

<b>5.2 Tenside</b>	
5.2.1 Versuche und Material	236
5.2.2 Seifen und ihre Waschwirkung	238
5.2.3 Moderne waschaktive Substanzen	240
■ Alles im Blick	242
■ Zum Üben und Weiterdenken	244
■ Ziel erreicht?	246
■ Klausuraufgaben	248

## 6 Chemische Energetik 250

■ Startklar?	252
<b>6.1 Energie und Reaktionswärme</b>	
6.1.1 Versuche und Material	254
6.1.2 Systeme und Energieformen	256
6.1.3 Chemische Reaktionen und Reaktionswärme	258
6.1.4 <b>FACHMETHODE:</b> Kalorimetrische Messungen durchführen und auswerten	260
6.1.5 <b>EXKURS:</b> Lichtenergie für nachhaltige Technik	262
<b>6.2 Reaktionsenthalpie und Bildungsenthalpie</b>	
6.2.1 Versuche und Material	264
6.2.2 Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie	266
6.2.3 Verbrennungsenthalpie, Heiz- und Brennwert	268
6.2.4 Standardisierung und Berechnung von Reaktionsenthalpien	270
<b>FACHMETHODE:</b> Standardreaktionsenthalpien berechnen	271
6.2.5 <b>EXKURS:</b> Energieumwandlungen bei Fotosynthese und Atmung	272
6.2.6 <b>EXKURS:</b> Physikalische und physiologische Brennwerte	273
<b>6.3 Entropie und freie Enthalpie</b>	
6.3.1 Versuche und Material	274
6.3.2 Spontaneität und Unordnung	276
6.3.3 Entropie als Maß für Unordnung	278
6.3.4 Spontane Prozesse und freie Reaktionsenthalpie	280
6.3.5 <b>EXKURS:</b> Energetische Betrachtung des chemischen Gleichgewichts	282
6.3.6 <b>MEDIENKOMPETENZ:</b> Chemische Sachverhalte bewerten	284
■ Alles im Blick	286
■ Zum Üben und Weiterdenken	288
■ Ziel erreicht?	290
■ Klausuraufgaben	292

## 7 Aromatische Verbindungen 294

■	Startklar?	296
<b>7.1</b>	<b>Benzol</b>	
7.1.1	Versuche und Material	298
7.1.2	Benzol – ein Alltagsstoff?	300
7.1.3	Strukturaufklärung von Benzol	302
7.1.4	Mesomerie und Aromatizität	304
7.1.5	Das Orbitalmodell	306
<b>7.2</b>	<b>Aromaten in Natur, Alltag und Technik</b>	
7.2.1	Versuche und Material	308
7.2.2	Aromaten in unserem Körper	310
7.2.3	Genussmittel, Drogen und Medikamente	312
7.2.4	Aromaten in der Technik	314
<b>7.3</b>	<b>Farbstoffe aus Aromaten</b>	
7.3.1	Versuche und Material	316
7.3.2	Wie entsteht Farbigkeit?	318
7.3.3	Aromatische Farbstoffe	320
7.3.4	Aromatische Farbstoffe als Indikatoren	322
7.3.5	<b>MEDIENKOMPETENZ:</b> Aromatizität digital unterstützt untersuchen: Molekülgeometrie und Elektronendichteverteilungen darstellen	323
7.3.6	<b>EXKURS:</b> Azofarbstoffe	324
<b>7.4</b>	<b>Reaktionen von Aromaten</b>	
7.4.1	Versuche und Material	326
7.4.2	Die elektrophile Substitution	328
■	Alles im Blick	330
■	Zum Üben und Weiterdenken	332
■	Ziel erreicht?	334
■	Klausuraufgaben	336

## 8 Kunststoffe 338

■	Startklar?	340
<b>8.1</b>	<b>Struktur und Eigenschaften von Kunststoffen</b>	
8.1.1	Versuche und Material	342
8.1.2	Eigenschaften der Kunststoffe	344
8.1.3	<b>EXKURS:</b> Geschichte der Kunststoffe	345
8.1.4	Klassifizierung der Kunststoffe	346
<b>8.2</b>	<b>Die radikalische Polymerisation</b>	
8.2.1	Versuche und Material	348
8.2.2	Wichtige Polymerisate	350

8.2.3	Mechanismus der radikalischen Polymerisation	352
8.2.4	Beeinflussung der Polymerisation	354
8.2.5	Andere Radikale – andere Produkte: die radikalische Substitution	356
<b>8.3</b>	<b>Die Polykondensation</b>	
8.3.1	Versuche und Material	358
8.3.2	Wichtige Polykondensate	360
8.3.3	Synthese von Polyestern	362
8.3.4	Synthese von Polyamiden	364
<b>8.4</b>	<b>Die Polyaddition</b>	
8.4.1	Versuche und Material	366
8.4.2	Die Polyaddition und ihre Produkte	368
<b>8.5</b>	<b>Kunststoffe in Alltag, Industrie und Umwelt</b>	
8.5.1	Versuche und Material	370
8.5.2	Die Verarbeitung von Kunststoffen	372
8.5.3	Spezialkunststoffe	374
8.5.4	Wertstoffkreisläufe und Recycling	376
8.5.5	<b>EXKURS:</b> Mikroplastik	378
8.5.6	<b>EXKURS:</b> Notruf der Meeresbewohner: Wir versinken im Plastikmüll!	379
■	Alles im Blick	380
■	Zum Üben und Weiterdenken	382
■	Ziel erreicht?	384
■	Klausuraufgaben	386

## 9 Elektrochemie 388

■	Startklar?	390
<b>9.1</b>	<b>Oxidation und Reduktion</b>	
9.1.1	Versuche und Material	392
9.1.2	Elektronenübertragungsreaktionen	394
9.1.3	Korrespondierende Redoxpaare bei chemischen Reaktionen	396
9.1.4	<b>FACHMETHODE:</b> Aufstellung einer Reaktionsgleichung für eine Redoxreaktion	397
<b>9.2</b>	<b>DANIELL-Element</b>	
9.2.1	Versuche und Material	398
9.2.2	Stromfluss durch chemische Reaktionen	400
<b>9.3</b>	<b>GALVANISCHE Zellen – Stromfluss durch chemische Reaktionen</b>	
9.3.1	Versuche und Material	402
9.3.2	Redoxpaare im Vergleich	404
9.3.3	Die Spannungsreihe und deren Erweiterung	406
9.3.4	Der Einfluss der Konzentration	408
9.3.5	<b>FACHMETHODE:</b> Die Spannung GALVANISCHER Zellen berechnen	410
9.3.6	<b>EXKURS:</b> Redoxtitration	411

<b>9.4 Korrosion und Korrosionsschutz</b>	
9.4.1 Versuche und Material	412
9.4.2 Die Korrosion	414
9.4.3 Schutz vor Korrosion	416
<b>9.5 Batterien – verpackte Energie</b>	
9.5.1 Versuche und Material	418
9.5.2 Tragbare Energie	420
9.5.3 Die Vielfalt der modernen Batterien	422
<b>9.6 Elektrolysen wässriger Lösungen</b>	
9.6.1 Versuche und Material	424
9.6.2 Die Elektrolyse	426
9.6.3 Die FARADAYSchen Gesetze und ihre Bedeutung	428
9.6.4 Die Chlor-Alkali-Elektrolyse	430
9.6.5 <b>EXKURS:</b> Gewinnung von Aluminium	432
9.6.6 <b>EXKURS:</b> Raffination von Kupfer	433
<b>9.7 Akkumulatoren und Brennstoffzellen</b>	
9.7.1 Versuche und Material	434
9.7.2 Der Akkumulator	436
9.7.3 Die Brennstoffzelle	438
9.7.4 <b>EXKURS:</b> Gegenwart und Zukunft der Batterieforschung	440
9.7.5 <b>EXKURS:</b> Energieversorgung und Energiespeicherung	441
9.7.6 <b>EXKURS:</b> Nanostrukturen	442
■ Alles im Blick	444
■ Zum Üben und Weiterdenken	446
■ Ziel erreicht?	448
■ Klausuraufgaben	450

## Verknüpfende Klausuraufgaben 452

## Anhang 463

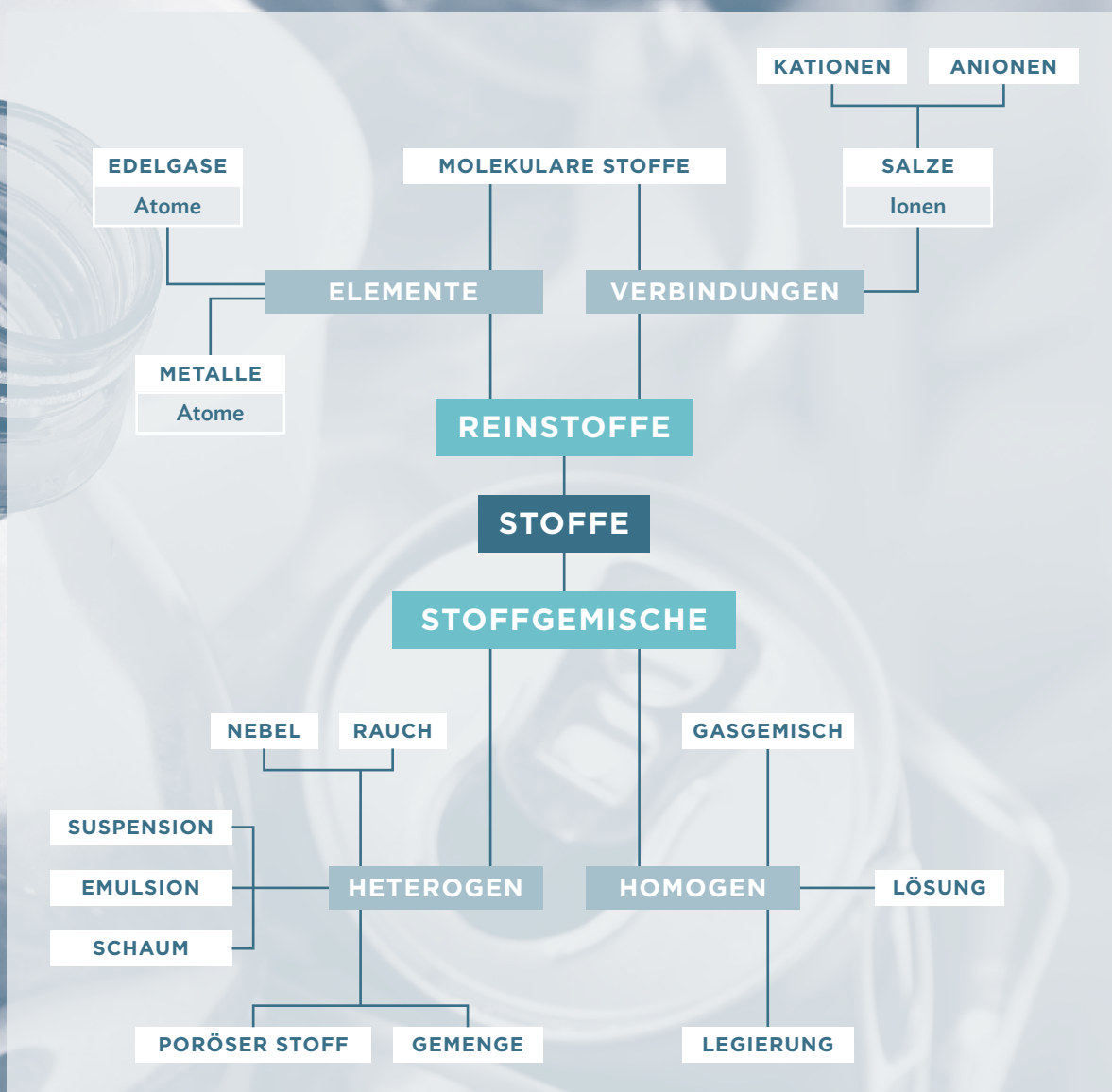
Lösungen zu Startklar? und Ziel erreicht?	464
Internationale Bezeichnung von Gefahrstoffen und Entsorgung von Gefahrstoffabfällen	494
H-Sätze und P-Sätze	496
Chemikalienliste zu den Versuchen	498
Glossar	504
Anhang	512
Stichwortverzeichnis	523



# O

## Grundlagen aus Klasse 8–10



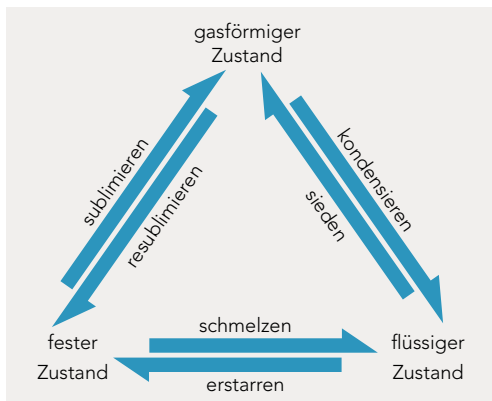


# I Stoffe, ihre Eigenschaften und ihr Aufbau

## Reinstoffe, Gemische und Stoffeigenschaften

**Stoffgemische** sind Mischungen verschiedener Reinstoffe. Kann man die Bestandteile mit dem Mikroskop oder dem Auge noch erkennen, nennt man ein Stoffgemisch **heterogen** (z. B. Gemenge, Suspension, Emulsion, Rauch, Nebel). Sind die einzelnen Bestandteile nicht mehr unterscheidbar, so nennt man es **homogen** (z. B. Lösung, Legierung, Gasgemisch). Ein **Reinstoff** besteht aus einer Teilchensorte und ist durch eine Kombination von **Stoffeigenschaften** (z. B. elektrische Leitfähigkeit, Dichte, Löslichkeit, Schmelz- und Siedetemperatur) identifizierbar.

Aufgrund der unterschiedlichen Stoffeigenschaften lassen sich Stoffgemische mithilfe geeigneter **Trennverfahren** (z. B. Filtrieren, Extrahieren, Destillieren) in die einzelnen Reinstoffe trennen. Stoffe können die **Aggregatzustände fest, flüssig** und **gasförmig** annehmen. **Schmelz- und Siedetemperaturen** nennt man die Temperaturen, bei denen ein Stoff vom festen in den flüssigen bzw. vom flüssigen in den gasförmigen Zustand übergeht (**B1**).



**B1** Aggregatzustände und Übergänge

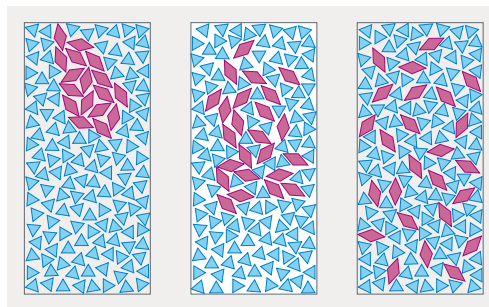
Stoffe können wasserlöslich oder -unlöslich sein. Wasserlösliche Stoffe können mit Wasser **saure**, **alkalische** oder **neutrale** Lösungen bilden.

## Teilchenmodell

Die messbaren oder mit den Sinnen wahrnehmbaren Eigenschaften eines Stoffes versucht man

mithilfe des einfachen **Teilchenmodells** zu erklären. Man nimmt dazu an, dass die Teilchen eines Stoffes sehr klein sind und zwischen den einzelnen Teilchen leerer Raum ist. Die Teilchen verschiedener Stoffe unterscheiden sich in ihrer Größe und Masse. Zwischen den Teilchen wirken Anziehungskräfte, die bei verschiedenen Stoffen unterschiedlich stark sind.

Alle Teilchen sind in ständiger und ungerichteter Bewegung. Diese Eigenbewegung der Teilchen erklärt die selbstständige und gleichmäßige Durchmischung (Diffusion) der Stoffe in Lösungen oder in einem Gasgemisch. In einer Lösung verteilen sich Teilchen des gelösten Stoffes zwischen den Teilchen des Lösemittels (**B2**).

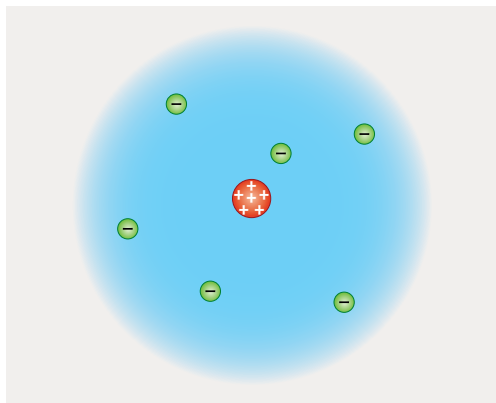


**B2** Diffusion eines Farbstoffs auf Teilchenebene

## Bausteine eines Atoms und Kern-Hülle-Modell

Atome sind aus den **Elementarteilchen** aufgebaut. Im **Kern-Hülle-Modell** nach RUTHERFORD (**B3**) ist der Atomkern sehr klein und enthält positiv geladene Teilchen, die **Protonen**. Diese haben eine Masse von 1 u. Die **Atomhülle** ist überwiegend leerer Raum und enthält negative Ladungsträger, die **Elektronen**. Sie sind beweglich, haben nur eine sehr geringe Masse und können von einem Atom auf ein anderes übertragen werden. Im Atomkern befinden sich neben Protonen auch **Neutronen**. Diese sind nicht geladen und haben eine Masse von 1 u.

Die Masse eines Atoms in u wird durch die Summe der Protonen- und Neutronenzahl bestimmt (**B4**). Sie wird auch **Nukleonenzahl** genannt und steht im **Periodensystem der Elemente (PSE)** links oben am **Elementsymbol**. Die Ladung des



**B3** Das Kern-Hülle-Modell eines Atoms nach RUTHERFORD

Atomkern ist durch die Anzahl der Protonen festgelegt. Sie wird im PSE durch die **Kernladungszahl** (bzw. Ordnungszahl) links unten am Elementsymbol angegeben (**B5**). Im ungeladenen Atom ist die Anzahl der Elektronen gleich der Anzahl der Protonen. Die Atome eines **Elements** haben stets die gleiche Anzahl an Protonen im Kern.

	Proton	Neutron	Elektron
Symbol	p <sup>+</sup>	n	e <sup>-</sup>
Ladung in Elementarladungen	+1	0	-1
Masse	1 u	1 u	0,0005 u

**B4** Elementarteilchen eines Atoms

16,0

Sauerstoff

8

< Atommasse in u  
= Massenzahl  
= Nukleonenzahl  
= Anzahl der Protonen  
+ Anzahl der Neutronen

< Kernladungszahl (Ordnungszahl)  
= Anzahl der Protonen

**B5** Die Ziffern zum Elementsymbol geben Informationen zu den Elementarteilchen der Atome.

### Stoffklassen und ihre Grundbausteine

Reinstoffe können in die Stoffklassen **Metalle**, **Edelgase**, **Salze** und **molekulare Stoffe** eingeteilt werden. Die Reinstoffe einer Stoffklasse weisen

ähnliche Eigenschaften auf. Die verschiedenen Stoffklassen unterscheiden sich in ihrem Aufbau auf Teilchenebene.

**Metalle** bestehen aus regelmäßig in einem **Metallgitter** angeordneten Atomen. Sie zeichnen sich durch elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit, Verformbarkeit und metallischen Glanz aus.

**Edelgase** bestehen aus einzelnen Atomen, die relativ weit voneinander entfernt sind und sich in unregelmäßiger Bewegung zueinander befinden. Sie gehen fast keine chemischen Reaktionen ein.

**Salze** sind harte, spröde Stoffe, die hohe Schmelztemperaturen haben. Ihre Eigenschaften erklären sich durch ihren Aufbau aus positiv geladenen Teilchen (Ionen), den **Kationen**, und negativ geladenen Teilchen, den **Anionen**.

Die **Verhältnisformel** bzw. die **Ionengruppe** gibt das zahlenmäßige Verhältnis von Kationen und Anionen im **Ionengitter** an. Zum Beispiel ist bei Natriumchlorid das Verhältnis der Kationen und Anionen zueinander 1:1, die Ionengruppe heißt Na<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup>. Daraus leitet sich die Verhältnisformel NaCl ab.

**Molekulare Stoffe** haben im Vergleich zu Metallen und Salzen niedrige Siedetemperaturen. Ihre Teilchen sind **Moleküle**, die aus zwei oder mehreren gebundenen Atomen bestehen.

Man kann sie gut mit dem Kugelmodell nach DALTON darstellen. Dieses beschreibt Atome als Kugeln, die sich je nach Atomsorte in Größe und Masse unterscheiden. Die Zusammensetzung von Molekülen wird durch eine **Molekülformel** angegeben (**B6**).

**Kugelmodell nach DALTON**

**chemische Formel**

H<sub>2</sub>O

Elementsymbole für Wasserstoff und Sauerstoff

Der **Index** gibt die Zahl der im Molekül vorhandenen Atome an. Er bezieht sich auf das links davon stehende Elementsymbol.

Zwei Wasserstoff-Atome sind mit einem Sauerstoff-Atom zu einem Wasser-Molekül verbunden.

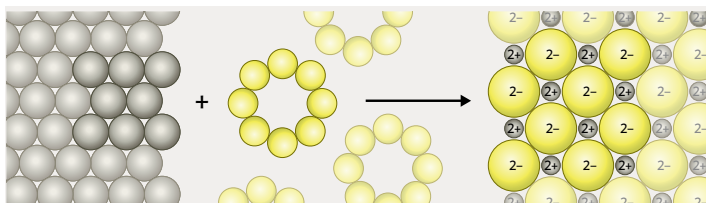
**B6** Darstellung eines Wasser-Moleküls im Kugelmodell nach DALTON und als chemische Formel



## II Chemische Reaktionen

### Stoffumwandlung

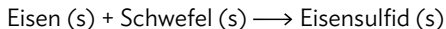
Stoffumwandlungen, bei denen aus Edukten Produkte mit anderen Eigenschaften entstehen, nennt man **chemische Reaktionen**. Die Produkte haben bleibende Eigenschaften, die sich von den Eigenschaften der Edukte unterscheiden (B1).



B1 Eisen und Schwefel reagieren zu Eisensulfid.

Feststoff s (*solid*),  
Flüssigkeit l  
(*liquid*),  
Gas g (*gaseous*),  
in Wasser gelöster  
Stoff aq (*aqueous*)

Eine chemische Reaktion schreibt man verkürzt als **Reaktionsschema**. Die Namen der **Edukte** (Ausgangsstoffe) stehen links, die Namen der **Produkte** (Endstoffe) rechts. Sie sind durch einen Reaktionspfeil verbunden, z. B.:



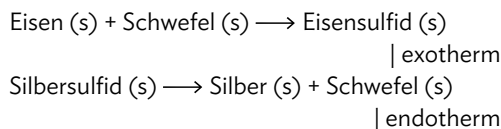
**Elemente** (z. B. Eisen, Schwefel) sind Reinstoffe, die sich nicht weiter zerlegen lassen. Sie bestehen nur aus einer Atomsorte. Aus Elementen kann man eine Vielzahl von Verbindungen herstellen.

**Verbindungen** (z. B. Eisensulfid) sind Reinstoffe, die durch eine chemische Reaktion in andere Reinstoffe zerlegt werden können.

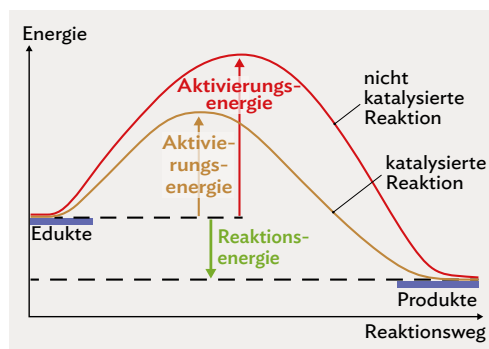
### Energiebeteiligung

Energie wird weder erzeugt noch vernichtet. Energie kann von einer Energieform in andere Energieformen umgewandelt werden. Bei einer chemischen Reaktion findet neben der Stoffumwandlung auch immer ein Energieumsatz statt. Hierbei werden entweder energiereiche Stoffe in energieärmere Stoffe umgewandelt oder umgekehrt. Die dabei abgegebene oder aufgenommene Energie nennt man **Reaktionsenergie**.

Bei **exothermen** Reaktionen wird Energie abgegeben (B2). Bei **endothermen** Reaktionen muss ständig Energie zugeführt werden, um den Ablauf der Reaktion zu ermöglichen.



Die meisten chemischen Reaktionen laufen nicht von selbst ab. Auch bei exothermen Reaktionen muss man einen Energiebetrag, die **Aktivierungsenergie**, aufwenden, um die Reaktion zu starten. In Anwesenheit eines **Katalysators** findet die Stoffumwandlung der Edukte in die Produkte über einen anderen Reaktionsweg statt, bei dem weniger Aktivierungsenergie aufgebracht werden muss. Der Katalysator liegt nach der Reaktion unverändert vor.



B2 Energiediagramm einer exothermen Reaktion mit Aktivierungsenergie

### Grundgesetze bei chemischen Reaktionen

**Gesetz von der Erhaltung der Masse:** Bei chemischen Reaktionen in geschlossenen Systemen ändert sich die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe nicht. Die Massen der Edukte entsprechen den Massen der Produkte.

**Gesetz der konstanten Massenverhältnisse:** Reaktionspartner reagieren immer in einem bestimmten Massenverhältnis miteinander. Da jedes Atom eine typische Masse hat, stehen auch die Massen der Elemente, aus denen eine Verbindung gebildet wird, in einem konstanten Verhältnis.



### Von Verhältnis- und Molekülformel zur Reaktionsgleichung

Aus dem Verhältnis der Massen der Elemente, die eine Verbindung bilden, lässt sich die **Verhältnisformel** ableiten. Sie gibt die Zahlenverhältnisse der Ionen in einer salzartigen Verbindung wieder z. B.:

FeCl<sub>2</sub>: Im Eisen(II)-chlorid sind Eisen(II)-Kationen Fe<sup>2+</sup> und Chlorid-Anionen Cl<sup>-</sup> im Verhältnis 1:2 enthalten.

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: Im Aluminiumoxid sind Aluminium-Kationen Al<sup>3+</sup> und Oxid-Anionen O<sup>2-</sup> im Verhältnis 2:3 enthalten.

Die **Molekülformel** gibt die Zahlenverhältnisse der Atome in einer molekularen Verbindung wieder z. B.:

H<sub>2</sub>O: In einem Wasser-Molekül sind zwei Wasserstoff-Atome und ein Sauerstoff-Atom gebunden.

CO<sub>2</sub>: In einem Kohlenstoffdioxid-Molekül sind ein Kohlenstoff-Atom und zwei Sauerstoff-Atome gebunden.

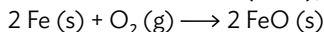
Kennt man die Formeln der Edukte und Produkte einer chemischen Reaktion, so lässt sich diese symbolhaft durch eine **Reaktionsgleichung** darstellen. Die Atombilanz muss auf beiden Seiten ausgeglichen sein. Dies erreicht man durch eine schrittweise Anpassung der **Koeffizienten** z. B.:

1. Al + O<sub>2</sub> → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
2. Al + 3 O<sub>2</sub> → 2 Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
3. 4 Al + 3 O<sub>2</sub> → 2 Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

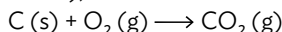
### Oxidation und Reduktion

Verbrennungen sind exotherme chemische Reaktionen mit Sauerstoff, bei denen Wärme und Licht frei werden. Als Produkte entstehen **Oxide**, z. B. Kohlenstoffdioxid oder Eisen(II)-oxid. Allgemeiner nennt man eine chemische Reaktion mit Sauerstoff unter Bildung von Oxiden **Oxidation**. Verbrennungen sind Oxidationen. Für den Verlauf einer Oxidation gilt: Sie verläuft umso heftiger, je größer der Zerteilungsgrad des brennbaren Stoffes und je höher der Anteil des Sauerstoffs im Reaktionsraum ist.

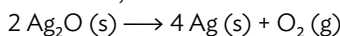
Bei der Reaktion von Metallen mit Sauerstoff entstehen Metalloxide (Salze), z. B.:



Bei der Reaktion von Nichtmetallen mit Sauerstoff entstehen Nichtmetalloxide (molekulare Stoffe), z. B.:

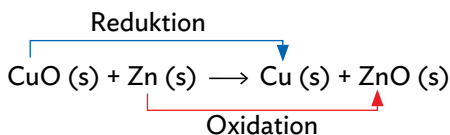


Edle Metalle können durch Erhitzen aus Metalloxiden gewonnen werden. Diese Reaktion, bei der eine Sauerstoffabgabe erfolgt, nennt man **Reduktion**, z. B.:



### Redoxreaktionen

Bei einer **Redoxreaktion** finden gleichzeitig eine Oxidation und eine Reduktion statt z. B.:



Nach einer erweiterten Definition sind Redoxreaktionen **Elektronenübertragungsreaktionen**. Stoffe, die andere Stoffe oxidieren können, heißen **Oxidationsmittel**. Sie werden dabei selbst reduziert. Stoffe, die andere Stoffe reduzieren können, heißen **Reduktionsmittel**. Sie werden dabei selbst oxidiert. Reduktionsmittel setzt man z. B. ein, um ein Metalloxid zum Metall zu reduzieren (**B3**).

← Reduktionsvermögen nimmt zu →						
Magne- sium <b>Mg</b>	Alumi- nium <b>Al</b>	Zink <b>Zn</b>	Eisen <b>Fe</b>	Kupfer <b>Cu</b>	Silber <b>Ag</b>	Gold <b>Au</b>

#### B3 Reihung der Metalle nach Reduktionsvermögen

Je weiter links ein Metall in dieser Reihe steht, desto unedler ist es, desto höher ist seine Affinität zu Sauerstoff und desto größer ist sein Reduktionsvermögen.

Auch die Nichtmetalle Kohlenstoff und Wasserstoff reagieren mit vielen Metalloxiden in einer Redoxreaktion und reduzieren diese zum elementaren Metall.

## III Elemente und Periodensystem

### Periodensystem der Elemente

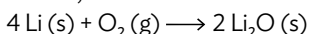
Das **Periodensystem der Elemente (PSE)** umfasst derzeit 118 Elemente. Diese sind nach fortlaufender Ordnungszahl in waagrechten Zeilen, den **Perioden** geordnet. Die Ordnungszahl entspricht dabei der Anzahl der Protonen im Kern. Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften stehen in senkrechten Spalten, den **Hauptgruppen**, untereinander. Daher nennt man die Elemente einer Hauptgruppe auch **Elementfamilie**. Die **Alkalimetalle** (I. Hauptgruppe), die **Erdalkalimetalle** (II. Hauptgruppe), die **Halogene** (VII. Hauptgruppe) und die **Edelgase** (VIII. Hauptgruppe) sind Beispiele für Elementfamilien.

### Wichtige Elementfamilien

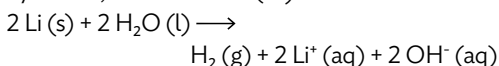
**Wasserstoff:** Wasserstoff (H) steht zwar gemeinsam mit den Alkalimetallen in der I. Hauptgruppe, ist aber ein Nichtmetall und nimmt daher im PSE eine Sonderstellung ein.

Wasserstoff ist bei Raumtemperatur gasförmig und hat von allen Stoffen die niedrigste Dichte. Wasserstoff ist brennbar, unterhält die Verbrennung aber nicht. Er bildet mit Sauerstoff ein hochexplosives Gemisch, das **Knallgas**, welches mit der **Knallgasprobe** nachgewiesen werden kann.

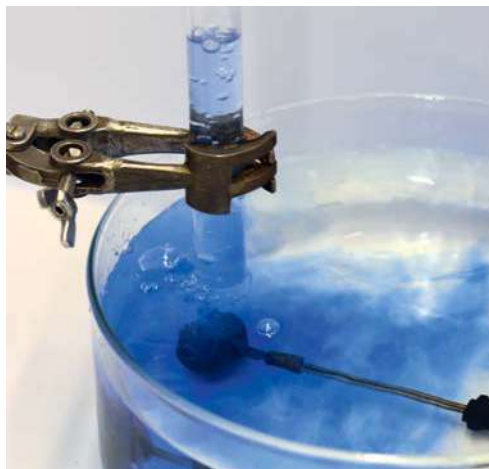
**Alkalimetalle:** Bei den Alkalimetallen handelt es sich um eine Gruppe unedler, weicher Leichtmetalle. Zu diesen zählen die Elemente Lithium (Li), Natrium (Na), Kalium (K), Rubidium (Rb), Caesium (Cs) und Francium (Fr). Die Metalle reagieren sofort mit Luftsauerstoff und bilden eine Oxidschicht, z. B.:



Mit Wasser reagieren Alkalimetalle zu Wasserstoff und der entsprechenden Lösung des Alkalimetallhydroxids, z. B. von LiOH (**B1**):

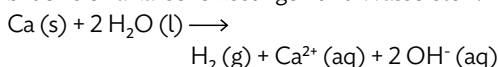


**Erdalkalimetalle:** Zu den Erdalkalimetallen gehören Beryllium (Be), Magnesium (Mg), Calcium (Ca), Strontium (Sr), Barium (Ba) und Radium (Ra). Auch die Erdalkalimetalle sind unedel. Calcium, Strontium und Barium reagieren deutlich mit Wasser zu ihren Hydroxiden, z. B.  $\text{Ca(OH)}_2$ . Dabei



**B1** Reaktion von Lithium und mit Thymolphthalein-Indikator versetztem Wasser

bilden sich alkalische Lösungen und Wasserstoff:

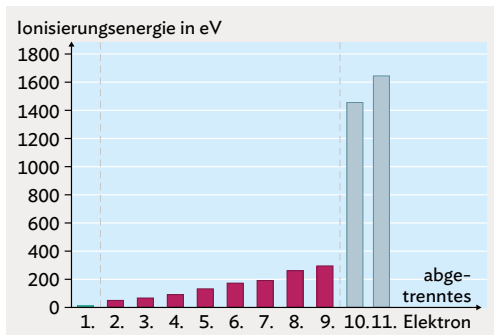


**Edelgase:** Zu den Edelgasen gehören Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe), Radon (Rn) und Oganesson (Og). Diese Elemente sind reaktionsträge und gehen nur unter ganz besonderen Bedingungen chemische Reaktionen mit anderen Elementen ein.

### Ionisierungsenergien, Energiestufen und Schalen

Die **Ionisierung** ist die Bildung eines Ions durch Abspaltung eines Elektrons von einem Atom. Die dazu erforderliche Energie heißt **Ionisierungsenergie**. Die Ionisierungsenergien für die schrittweise Abspaltung von Elektronen aus einem Atom nehmen ungleichmäßig zu. Je nach Atomart kommt es an einer bestimmten Stelle zu einem sprunghaften Anstieg (**B2**).

Auf dieser Grundlage basiert das **Energiestufenmodell**, bei dem sich die Elektronen der Hülle aufgrund ihres Energiegehalts bestimmten Energiestufen zuordnen lassen (**B3**). Die Energiestufen werden ausgehend von der energieärmsten Stufe mit  $n = 1, 2, 3$  usw. bezeichnet. Die Elektronen der höchsten Energiestufe nennt man **Valenz-** oder **Außenelektronen**.



**B2** Ionisierungsenergien für die Elektronen in einem Natrium-Atom

Die Energiestufen können jeweils nur eine bestimmte Anzahl an Elektronen insgesamt aufnehmen. Die maximale Anzahl an Elektronen erhält man rechnerisch aus der Energiestufe  $n$  mit der Formel  $2 \cdot n^2$ .

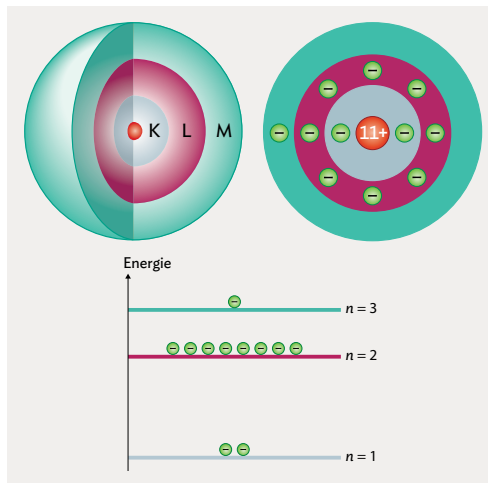
Die Verteilung der Elektronen eines Atoms auf die verschiedenen Energiestufen bezeichnet man als **Elektronenkonfiguration**. Für das Natrium-Atom lautet diese:

**$1^2 2^8 3^1$**  (Energienstufe, Anzahl an Elektronen)

Räumlich kann man sich die Verteilung der Elektronen besser mithilfe des **Schalenmodells** vorstellen. Die Schalen werden von innen nach außen mit K, L, M usw. bezeichnet (**B3**).

Die Verteilung der Elektronen auf die Energiestufen bzw. Schalen erfolgt stets von innen nach außen, ausgehend von der ersten Energiestufe ( $n = 1$ ) bzw. Schale (K-Schale). Je größer die Entfernung eines Elektrons vom Atomkern ist, umso kleiner ist die Energie zur Abspaltung des Elektrons. Die Elektronen in der Außenschale lassen sich am leichtesten abtrennen.

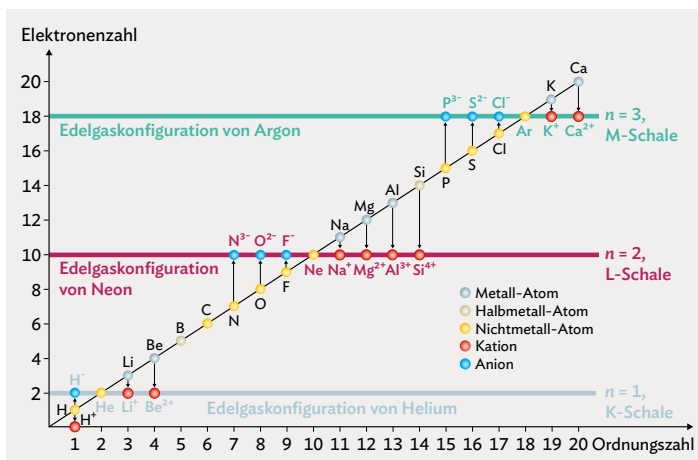
Die Atome der Elemente einer Hauptgruppe haben die gleiche Anzahl an Elektronen in der Außenschale. Die Hauptgruppennummer entspricht der Anzahl der Außenelektronen.



**B3** Schalenmodelle und Energiestufenmodell der Elektronen in einem Natrium-Atom

### Außenelektronen und Edelgasregel

Die **Außenschale** kann in der Regel mit maximal acht Elektronen besetzt werden. Die Außenschalen der Edelgas-Atome (außer Helium) enthalten acht Elektronen. Hierbei handelt es sich um eine besonders stabile Elektronenverteilung, die **Edelgaskonfiguration**. Atome anderer Elemente können diese stabile Elektronenkonfiguration durch Aufnahme oder Abgabe von einem oder mehreren Außenelektronen erreichen. Gemäß der **Edelgasregel** sind sie dann besonders stabil (**B4**).

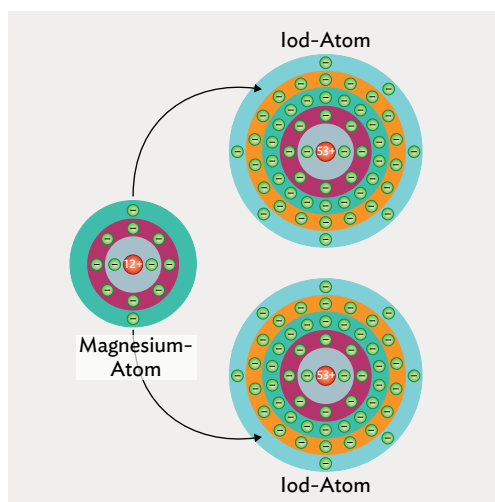


**B4** Bildung von Ionen mit Edelgaskonfiguration

## IV Ionische Verbindungen

### Bildung von Salzen

Salze können durch Reaktion eines Metalls mit einem Nichtmetall hergestellt werden. Die Elemente der VII. Hauptgruppe, die **Halogene**, sind bekannte Salzbildner. Bei der Salzbildung finden **Elektronenübertragungsreaktionen** statt: Metall-Atome geben Elektronen ab, Nichtmetall-Atome nehmen in der Regel Elektronen auf (**B1**). Die so gebildeten Ionen lagern sich zu einem **Ionengitter** zusammen. Die bei der Bildung des Gitters freiwerdende **Gitterenergie** ist umso größer, je kleiner die Ionen sind und je höher die Ionenladungszahl ist.



**B1** Elektronenübertragung von einem Magnesium-Atom auf zwei Iod-Atome

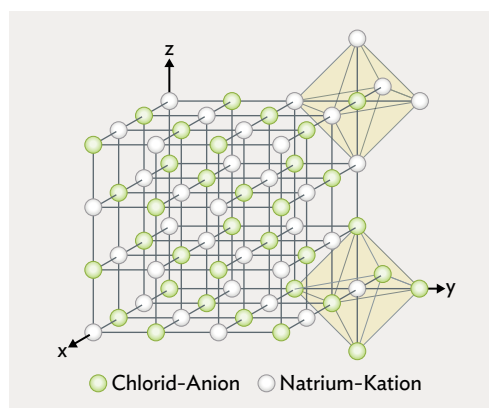
### Ionenbindung und Gitterstrukturen

In einem Ionengitter verursachen elektrostatische Anziehungskräfte zwischen den Anionen und Kationen einen starken Zusammenhalt. Dieser Zusammenhalt wird als **Ionenbindung** bezeichnet. Die Anziehungskräfte zwischen den verschieden geladenen Ionen wirken in alle Raumrichtungen.

Die Struktur eines Ionengitters (**B2**) ist sowohl abhängig vom Anzahlverhältnis der Anionen und Kationen als auch vom Verhältnis der Ionenradien zueinander. Das zahlenmäßige Verhältnis der Ionen ergibt sich aus der Verhältnisformel (**Ionengruppe**).

### Eigenschaften von Salzen

Salze sind in Wasser löslich, wobei ihre **Löslichkeit** begrenzt ist. **Salzlösungen**, aber auch **Salzschmelzen**, enthalten frei bewegliche Ionen und sind daher elektrisch leitfähig. Salze haben im Allgemeinen eine hohe Schmelztemperatur, die mit der Gitterenergie zusammenhängt. Je höher die Gitterenergie, desto mehr thermische Energie muss bis zum Erreichen der Schmelztemperatur des Salzes zugeführt werden. Salzkristalle sind **spröde**, d. h. sie können nicht verformt werden, sondern zerspringen bei Druckeinwirkung.

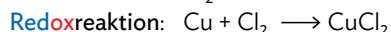
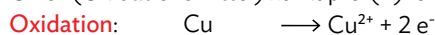


**B2** Gittermodell von Natriumchlorid. Ein Natriumion ist oktaedrisch von sechs Chlorid-Ionen umgeben und umgekehrt.

### Elektronenübergänge

Bei **Redoxreaktionen** finden zwischen den reagierenden Teilchen Elektronenübergänge statt. Das Teilchen, das Elektronen abgibt, ist der **Elektronendonator** und das Teilchen, das Elektronen aufnimmt der **Elektronenakzeptor**. Dabei reduziert der Elektronendonator einen anderen Stoff und ist daher das **Reduktionsmittel**. Der Elektronenakzeptor oxidiert einen anderen Stoff und ist folglich das **Oxidationsmittel**.

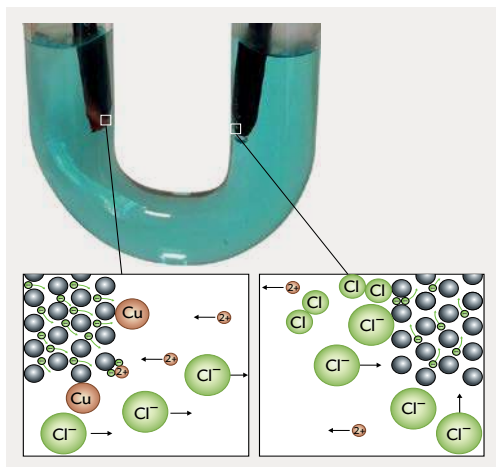
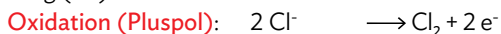
*Beispiel:* Kupfer (Reduktionsmittel) reagiert mit Chlor (Oxidationsmittel) zu Kupfer(II)-chlorid.



### Elektrolyse

Die **Elektrolyse** ist eine Redoxreaktion, bei der die Elektronenübertragung durch Anlegen einer elektrischen Spannung erzwungen wird. Dabei wird eine Verbindung mithilfe von elektrischer Energie zerlegt. Bei der Elektrolyse einer Salzlösung oder Salzschnmelze wandern die Kationen zum Minuspol (**Kathode**) und werden dort reduziert. Die Anionen wandern zum Pluspol (**Anode**) und werden dort oxidiert.

Beispiel: Elektrolyse einer Kupfer(II)-chloridlösung (**B3**).



**B3** Elektrolyse einer Kupfer(II)-chloridlösung

### Redoxreihe der Metalle

In der **Redoxreihe** der Metalle (**B4**) sind die Metalle nach ihrer Tendenz, Elektronen abzugeben, angeordnet. Je unedler ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Atome oxidieren. Je edler ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Kationen reduzieren. Metalle reagieren daher nur mit anderen Metallsalzlösungen, wenn das eingetauchte Metall unedler ist als das Metall, dessen Kationen die Metallsalzlösung enthält. Ein Eisennagel überzieht sich beim Eintauchen in eine Kupfersulfatlösung mit einer Kupferschicht (**B5**), ein Kupfernagel verändert sich aber nicht beim Eintauchen in eine Eisensulfatlösung.

unedel											edel
Li	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Sn	Pb	Cu	Ag	Pt	Au
hohes Bestreben, oxidiert zu werden								guter Elektronendonator			
								guter Elektronenakzeptor			
								hohes Bestreben, reduziert zu werden			
Li <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>

**B4** Redoxreihe der Metalle



**B5** Eisennagel nach dem Eintauchen in eine Kupfer(II)-sulfatlösung

### FM Oxidationszahlen ermitteln

#### VORGEHEN

1. Elemente erhalten immer die Oxidationszahl 0.
2. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einer neutralen Verbindung ergibt immer 0. Es gilt:
  - a) Metalle haben in Verbindungen stets positive Oxidationszahlen.
  - b) Fluor-Atome erhalten in Verbindungen immer die Oxidationszahl -1.
  - c) Wasserstoff-Atome erhalten in Verbindungen die Oxidationszahl +1, wenn dadurch a) nicht verletzt wird.
  - d) Sauerstoff-Atome erhalten in Verbindungen die Oxidationszahl -2, wenn dadurch b) oder c) nicht verletzt werden.
3. Bei einfachen Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladungszahl.
4. Die Summe aller Oxidationszahlen eines Molekül-Ions ist stets gleich der Ionenladungszahl.

## V Molekulare Verbindungen

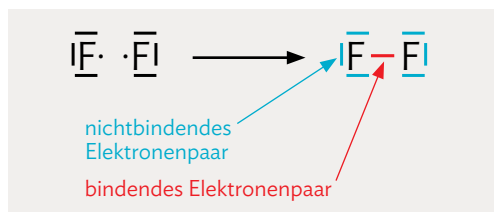
### Die Elektronenpaarbindung

Der Zusammenhalt zwischen zwei Atomen in einem Molekül erfolgt durch eine gemeinsame **Elektronenpaarbindung**. Je nach Anzahl der gemeinsamen, **bindenden Elektronenpaare** liegt eine Einfach-, Doppel- oder Dreifachbindung vor. Nicht an einer Bindung beteiligte Elektronenpaare werden als **nichtbindende** oder **freie Elektronenpaare** bezeichnet.

Durch die gemeinsamen Elektronen der Elektronenpaarbindung und die weiteren nicht an einer Bindung beteiligten Außenelektronen besitzt jedes Atom im Molekül die stabile Edelgaskonfiguration desjenigen Edelgases, das in der gleichen Periode des PSE steht.

### LEWIS-Schreibweise und Strukturformel

In der **LEWIS-Schreibweise** werden der Atomkern und die inneren Schalen als Elementsymbol dargestellt. Die Außenelektronen werden durch Punkte und die Elektronenpaare durch Striche um die Elementsymbole herum gezeichnet (**B1**). Bei Molekülen kommt die **Strukturformel** zum Einsatz: Dabei werden die bindenden Elektronenpaare als Striche zwischen die Elementsymbole und die freien Elektronenpaare als Striche um die Elementsymbole herum angeordnet (**B1**).



**B1** LEWIS-Schreibweise von zwei Fluor-Atomen und einem Fluor-Molekül

Für das Aufstellen von korrekten Strukturformeln muss u. a. die **Edelgasregel** beachtet werden.

### Das Elektronenpaarabstoßungsmodell

Das **Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell)** beschreibt den räumlichen Bau einfacher Moleküle. Ein Atom in einem Molekül ist nach der Edelgasregel von vier Elektronenpaaren umgeben, die aufgrund ihrer negativen Ladung den größtmöglichen Abstand zueinander haben. Von diesem zentralen Atom ausgehend bildet sich oft eine **Tetraederstruktur** mit einem **Tetraederwinkel** von jeweils  $109,5^\circ$ .

Im EPA-Modell haben nichtbindende Elektronenpaare einen größeren Raumbedarf als bindende Elektronenpaare und Mehrfachbindungen werden formal wie Einfachbindungen behandelt. Dadurch ergeben sich neben Tetraedern auch **trigonal planare**, **lineare**, **pyramidale** und **gewinkelte** Molekülstrukturen (**B2**).

Methan	Formaldehyd	Kohlenstoffdioxid
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
tetraedrisch	trigonal planar	linear

Ammoniak	Wasser	Chlorwasserstoff
$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H}-\text{Cl}$
pyramidal	gewinkelt	linear

**B2** Räumlicher Bau von Molekülen ohne (oben) und mit freien Elektronenpaaren am Zentralatom (unten)



### Polare und unpolare Elektronenpaarbindungen

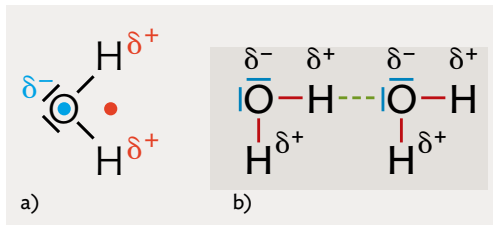
Atome, genauer Atomkerne, verschiedener Elemente ziehen gemeinsame bindende Elektronenpaare unterschiedlich stark an. Die **Elektronegativität (B3)** ist ein Maß für die Stärke eines Atoms in einem Molekül, bindende Elektronenpaare an sich zu ziehen.

H								He
2,1								-
Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0		-
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0		-
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
0,8	1,0	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8		-
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
0,8	1,0	1,7	1,8	1,9	1,9	2,5		-
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
0,7	0,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2		-
Fr	Ra							
0,7	0,9							

B3 Elektronegativitätswerte nach LINUS PAULING

Je größer die **Elektronegativitätsdifferenz** ( $\Delta EN$ ) zwischen zwei miteinander verbundenen Atomen ist, desto mehr sind die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom verschoben: Die Bindung ist **polar**. Bei Atomen des gleichen Elements oder bei Atomen mit ähnlicher Elektronegativität liegt eine **unpolare Elektronenpaarbindung** vor. Man kann wie folgt abschätzen:  
 $\Delta EN \leq 0,4 \rightarrow$  nahezu unpolare Bindung  
 $\Delta EN \geq 0,4 \rightarrow$  polare Bindung

Bei einer polaren Bindung erhalten die Bindungspartner eine **negative** ( $\delta^-$ ) und eine **positive Teilladung** ( $\delta^+$ ).



B4 Das Wasser-Molekül ist ein permanenter Dipol mit räumlich getrennten Ladungsschwerpunkten ● und ● (a). Wasser-Moleküle bilden untereinander Wasserstoffbrücken --- aus (b).

### Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

**VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen** beschreiben die Wechselwirkungen zwischen Dipolen.

**Permanente Dipole** sind Moleküle mit polaren Elektronenpaarbindungen und dauerhaft räumlich getrennten Ladungsschwerpunkten (B4).

**Temporäre Dipole** bilden sich aufgrund kurzfristiger, ungleicher Verteilungen von Elektronen in Molekülen mit unpolaren Elektronenpaarbindungen.

**Wasserstoffbrücken (H-Brücken)** sind zwischenmolekulare Wechselwirkungen zwischen einem stark positiv polarisierten Wasserstoff-Atom und dem nichtbindenden Elektronenpaar eines stark negativ polarisierten Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atoms (B4).

Bindungen	Ionenbindung	600 – 2 000 kJ/mol
	Elektronenpaarbindung	150 – 1 000 kJ/mol
	Metallbindung	100 – 500 kJ/mol
Wechselwirkungen	Wasserstoffbrücken	10 – 100 kJ/mol
	VAN-DER-WAALS (permanente Dipole)	5 – 10 kJ/mol
	VAN-DER-WAALS (temporäre Dipole)	0,1 – 6 kJ/mol

B5 Energie der Wasserstoffbrücke im Vergleich zu anderen Wechselwirkungen und Bindungsarten

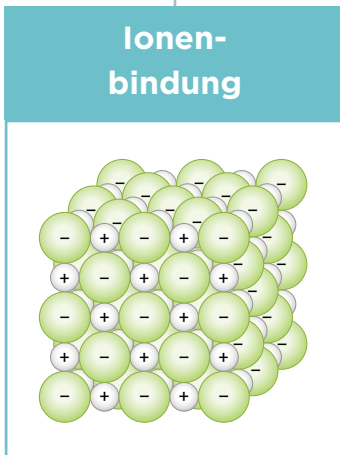
Wasserstoffbrücken bestimmen die besonderen Eigenschaften des Wassers, wie die **Oberflächenspannung**, seine **Dichteanomalie** und seine vergleichsweise hohe Siedetemperatur.

### Wasser als Lösemittel

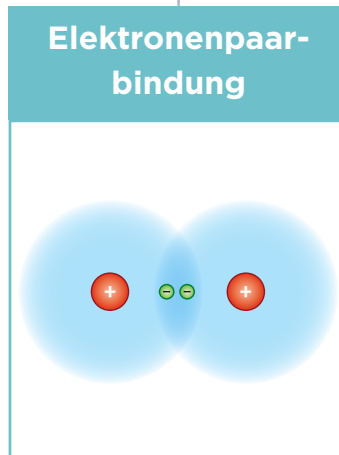
Beim Lösen eines Salzes in Wasser bilden Wasser-Moleküle eine **Hydrathülle** um die Ionen. Zwischen den Teilladungen der Atome in den Wasser-Molekülen und den Ionen des Salzes kommt es zu **Ionen-Dipol-Wechselwirkungen**. Beim Lösevorgang muss Gitterenergie aufgewendet werden und Hydratationsenergie wird frei. Ist der Betrag der Gitterenergie kleiner als der Betrag der Hydratationsenergie, ist der Lösevorgang exotherm und die Lösung erwärmt sich aufgrund der freiwerdenden **Löseenergie**. Ist der Betrag der Gitterenergie größer als der Betrag der Hydratationsenergie, ist der Lösevorgang endotherm und die Lösung kühlt sich ab.

## VI Übersicht - chemische Bindungstypen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

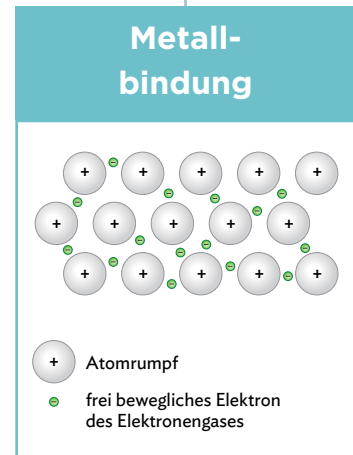
### Chemische Bindungstypen



Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen den Anionen und Kationen eines **Ionengitters** wirken in alle Raumrichtungen. Sie sind der Grund für den starken Zusammenhalt der Ionen im Gitter. Dieser ist umso größer, je kleiner die Ionen sind und je höher die Ladung der Ionen ist.



Die Atome in **Molekülen** werden durch **gemeinsame Elektronenpaare** (Bindungselektronen) zusammengehalten. Die Bindungselektronen können zu einem Atom hin verschoben sein (= **polar**,  $\Delta EN > 0,4$ ) oder sich genau zwischen den beiden Atomen bevorzugt aufhalten (= **unpolar**,  $\Delta EN \leq 0,4$ ).



Im **Metallgitter** besetzen positiv geladene Atomrümpfe feste Gitterplätze. Um sie herum befinden sich die frei beweglichen Elektronen des Elektronengases. Die Metallbindung resultiert aus den Anziehungskräften zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem Elektronengas.

2 000 - 600

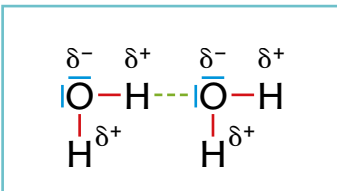
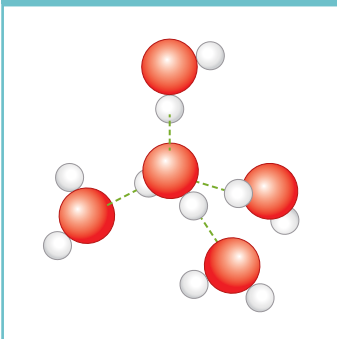
1 000 - 150

500 - 100



## Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

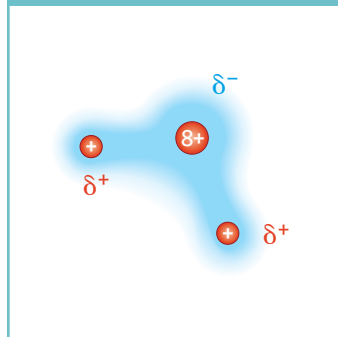
### Wasserstoffbrücke (H-Brücke)



Wechselwirkung zwischen einem stark **positiv polarisierten Wasserstoff-Atom** und dem nichtbindenden Elektronenpaar eines stark **negativ polarisierten Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atoms**

### VAN-DER-WAALS- Wechselwirkungen zwischen

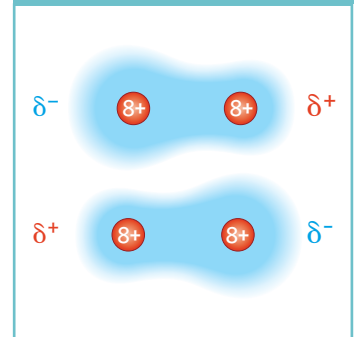
#### permanenten Dipolen



Anziehende Wechselwirkungen zwischen den Molekülen eines Stoffes durch ungleichnamige Partiaalladungen

Damit ein Molekül als **permanenter Dipol** vorliegt, muss das Molekül eine polare Elektronenpaarbindung aufweisen und die Ladungsschwerpunkte dürfen nicht zusammenfallen.

#### temporären Dipolen



Sind in der Atomhülle kurzfristig Elektronen ungleich verteilt, liegen Moleküle als **temporäre Dipole** mit verschiedenen Partiaalladungen vor.

100 - 10

10 - 5

6 - 0,1

Energie der Bindung bzw.  
Wechselwirkung in kJ/mol

## VII Chemisches Rechnen

### Die molare Masse

Die **Stoffmenge**  $n$  beschreibt die Anzahl der Teilchen in einer Stoffportion. Die Stoffmenge  $n$  zählt zu den Stoffgrößen und hat die Einheit **Mol**. **1 mol** eines Stoffes entspricht der riesigen Zahl von  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen.

Bei  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol}$  handelt es sich um die **AVOGADRO-Konstante**.

Bei bekannter Stoffmenge lässt sich auch die **Teilchenzahl**  $N$  bestimmen. Dabei ist unerheblich, ob es sich um Atome, Moleküle oder Ionen-gruppen handelt:

2 mol Wasser enthalten  $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$  Wasser-Moleküle, 3 mol Wasser enthalten  $3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$  Wasser-Moleküle, 1 mol Argon enthält  $1 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$  Argon-Atome usw.

Die **molare Masse**  $M$  (**B1**) eines Stoffes entspricht der Masse einer Stoffportion, die  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen enthält. Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse  $m$  und der Stoffmenge  $n$ :

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{Einheit g/mol}$$

### FM Die molare Masse bestimmen

Bestimmen Sie die molare Masse von Eisen(II)-sulfid.

#### VORGEHEN

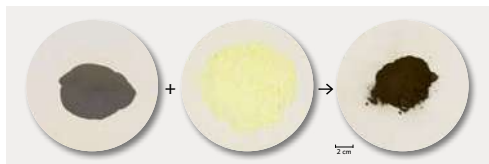
1. Lesen Sie die Atommasse eines Eisen-Atoms und eines Schwefel-Atoms aus dem PSE ab und übertragen Sie den Zahlenwert auf ein Mol Eisen bzw. Schwefel.

$$m(1 \text{ Fe}) = 55,8 \text{ u}, M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$$

$$m(1 \text{ S}) = 32,1 \text{ u}, M(\text{S}) = 32,1 \text{ g/mol}$$

2. Addieren Sie alle an der Verbindung beteiligten Teilchen gemäß der Formel der Verbindung. Kommt in einer Formel eine Teilchensorte mehrfach vor, ist die Masse mehrfach zu berücksichtigen.

$$\begin{aligned} M(\text{FeS}) &= 1 \cdot M(\text{Fe}) + 1 \cdot M(\text{S}) = \\ &= 1 \cdot 55,8 \text{ g/mol} + 1 \cdot 32,1 \text{ g/mol} = \\ &= 87,9 \text{ g/mol} \end{aligned}$$



**B1** 1 mol Eisen und 1 mol Schwefel reagieren zu 1 mol Eisen(II)-sulfid.

Mithilfe der molaren Masse und der Reaktionsgleichung kann man ermitteln, welche Massen an Edukten notwendig sind, um eine bestimmte Masse an Produkt zu gewinnen (**Rechenbeispiel**) oder auch, wie viel Produkt aus einer bestimmten Eduktmenge gewonnen werden kann.

### FM Rechenbeispiel

Ermitteln Sie die Massen der Edukte für die Herstellung von 5 g Eisen(II)-sulfid.

#### VORGEHEN

1. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.  
 $\text{Fe (s)} + \text{S (s)} \longrightarrow \text{FeS (s)}$

2. Ermitteln Sie die Stoffmenge des Produkts mit einer Masse von 5 g.

$$\begin{aligned} n(\text{FeS}) &= \frac{m(\text{FeS})}{M(\text{FeS})} = \frac{5 \text{ g}}{87,9 \text{ g/mol}} \\ &= 0,057 \text{ mol} \end{aligned}$$

3. Ermitteln Sie die benötigten Stoffmengen der Edukte mit Bezug auf die Reaktionsgleichung.

Die Edukte reagieren im Stoffmengenverhältnis 1:1 und es gilt:

$$n(\text{Fe}) = n(\text{S}) = n(\text{FeS}) = 0,057 \text{ mol.}$$

4. Berechnen Sie die Massen der Edukte.

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}) &= M(\text{Fe}) \cdot n(\text{Fe}) = \\ &= 55,8 \text{ g/mol} \cdot 0,057 \text{ mol} = 3,2 \text{ g.} \end{aligned}$$

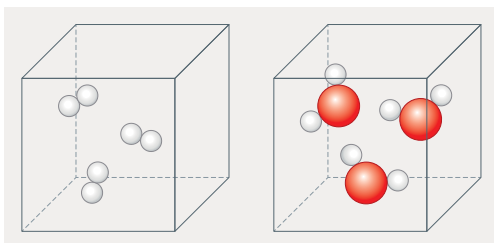
Analog erhält man für  $m(\text{S})$  1,8 g.

Für die Herstellung von 5 g Eisen(II)-sulfid benötigt man 3,2 g Eisen und 1,8 g Schwefel.

### Einfacher geht es mit Gasen – der Satz von AVOGADRO

Gleiche Volumina verschiedener **Gase** enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck gleich viele Teilchen. Die Art der Teilchen (Atome, Moleküle) ist dabei unerheblich. Da gleiche Volumina verschiedener Gase gleich viele Teilchen (**B2**) und damit auch gleiche Stoffmengen enthalten, ist das Volumen von 1 mol eines Stoffes bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich.

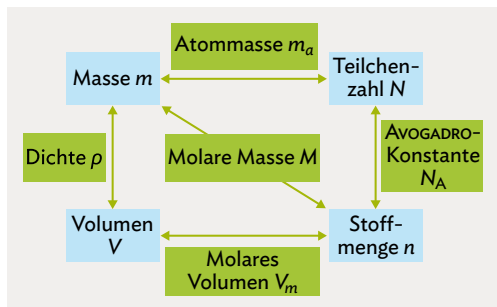
Der Quotient aus Volumen und Stoffmenge ist das **molare Volumen  $V_m$** . Bei 25 °C und 1 bar beträgt das molare Volumen eines Gases 24,5 L/mol, bei 0 °C und 1,013 bar beträgt es 22,4 L/mol.



**B2** Gleiche Volumina von Wasserstoffgas (links) und Wasserdampf (rechts) enthalten gleich viele Teilchen.

### Beziehungen zwischen Größen

Aus der molaren Masse  $M$  kann die Berechnung der Masse  $m$  und schließlich die Berechnung der Stoffmenge  $n$  eines Stoffes abgeleitet werden. Ebenso können die Masse  $m$ , die Stoffmenge  $n$  und das Volumen  $V$  über die geeigneten Größenbeziehungen ineinander überführt werden (**B3**).



**B3** Beim chemischen Rechnen sind diese Beziehungen wichtig.

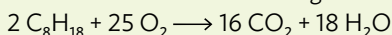
### FM Den Stoffumsatz einer Reaktion berechnen

Der Grenzwert für den Kohlenstoffdioxidausstoß für Pkws soll bei 95 g pro km liegen. Ein Pkw verbraucht auf 100 km fünf Liter Benzin. Es wird angenommen, dass Benzin aus reinem Isooctan ( $C_8H_{18}$ ,  $\rho = 690 \text{ g/L}$ ) besteht.

- Berechnen Sie den Verbrauch an Isooctan in Gramm pro Kilometer.
- Ermitteln Sie, ob der Grenzwert für den  $CO_2$ -Ausstoß überschritten wird.
- Berechnen Sie das Volumen des entstehenden Kohlenstoffdioxidgases.

#### VORGEHEN

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.



- Berechnen Sie die Masse des Stoffes mit bekannter Dichte / Volumen.

$$m(C_8H_{18}) = \rho(C_8H_{18}) \cdot V(C_8H_{18}) = 690 \text{ g/L} \cdot 5 \text{ L} = 3450 \text{ g (pro 100 km)}$$

Dies entspricht 34,5 g/km (**a**).

- Berechnen Sie die Stoffmenge dieses Stoffes mithilfe der (molaren) Masse.

$$n(C_8H_{18}) = \frac{m(C_8H_{18})}{M(C_8H_{18})} = \frac{34,5 \text{ g}}{114 \text{ g/mol}} = 0,30 \text{ mol}$$

- Entnehmen Sie der Reaktionsgleichung die Koeffizienten der beteiligten Stoffe. Bilden Sie das Zahlenverhältnis der Stoffmengen und lösen Sie nach der Stoffmenge des gesuchten Stoffes auf.

$$\frac{n(CO_2)}{n(C_8H_{18})} = \frac{16 \text{ mol}}{2 \text{ mol}}; n(CO_2) = 8 \cdot n(C_8H_{18}) = 8 \cdot 0,30 \text{ mol} = 2,4 \text{ mol}$$

- Berechnen Sie die Masse des gesuchten Stoffes.

$$m(CO_2) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 2,4 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 106 \text{ g}$$

Der Grenzwert wird überschritten (**b**).

- Multiplizieren Sie die Stoffmenge mit dem molaren Volumen.

$$V(CO_2) = V_m \cdot n(CO_2) = 24,5 \text{ L/mol} \cdot 2,4 \text{ mol} = 58,8 \text{ L}$$

Es entstehen 58,8 L Kohlenstoffdioxidgas (**c**).

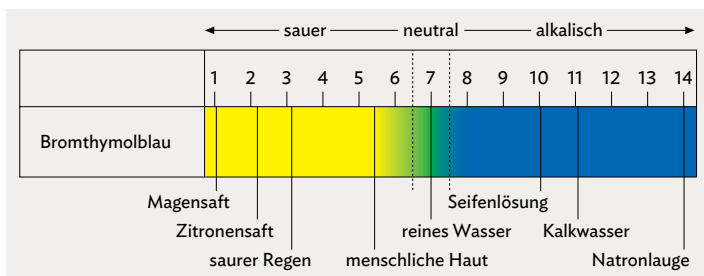
## VIII Saure und alkalische Lösungen

### pH-Wert und Indikatoren

Der **pH-Wert** ist ein Maß dafür, wie sauer oder alkalisch eine Lösung ist oder ob eine neutrale Lösung vorliegt. Die pH-Skala enthält Werte zwischen  $\text{pH} = 0$  und  $\text{pH} = 14$ .

- $\text{pH} < 7$ : saure Lösung
- $\text{pH} = 7$ : neutrale Lösung
- $\text{pH} > 7$ : alkalische Lösung

Mit **Indikatoren** kann man bestimmen, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist (**B1**). Je nach Art des Indikators hat dieser abhängig vom pH-Wert der Lösung eine andere Farbe (**B1**, **B2**).



**B1** Farben von Bromthymolblau je nach pH-Wert

Rotkohlsaft			Thymolphthalein		
sauer	neutral	alkalisch	sauer	neutral	alkalisch
Universalindikator			Bromthymolblau		
sauer	neutral	alkalisch	sauer	neutral	alkalisch

**B2** Farben verschiedener Indikatoren

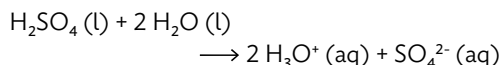
### Saure Lösungen

- färben **Universalindikator** gelb bis rot,
- leiten den elektrischen Strom,
- reagieren mit unedlen Metallen zu Wasserstoff und einem gelösten Salz und
- enthalten **Oxonium-Ionen  $\text{H}_3\text{O}^+$** .

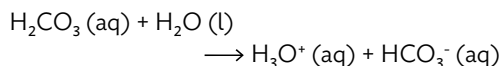
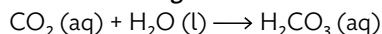
Je saurer eine Lösung ist, desto niedriger ist ihr pH-Wert und umso höher ist die Konzentration der darin enthaltenen  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen und damit die elektrische Leitfähigkeit.

Die saure Lösung des Gases Chlorwasserstoff heißt **Salzsäure**.

Wässrige Lösungen von **Säuren** gehören zu den sauren Lösungen, z. B. die wässrige Lösung der Schwefelsäure:



Saure Lösungen entstehen auch bei der Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser, z. B. die **kohlensäure Lösung**:



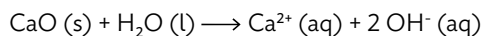
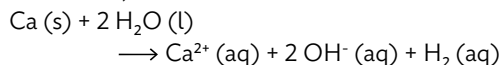
### Alkalische Lösungen

- färben Universalindikator grün bis blau,
- leiten den elektrischen Strom und
- enthalten **Hydroxid-Ionen  $\text{OH}^-$** .

Diese sind entweder in den zu lösenden Stoffen bereits enthalten oder werden in Wasser erst gebildet. Je alkalischer eine Lösung ist, desto höher ist der pH-Wert und umso höher ist die Konzentration der darin enthaltenen  $\text{OH}^-$ -Ionen und damit die elektrische Leitfähigkeit.

Löst man Metallhydroxide in Wasser, so entstehen alkalische Lösungen, die man allgemein als **Laugen** bezeichnet.

Alkalische Lösungen bilden sich auch bei der Reaktion von unedlen Metallen und deren Oxiden mit Wasser, z. B.:



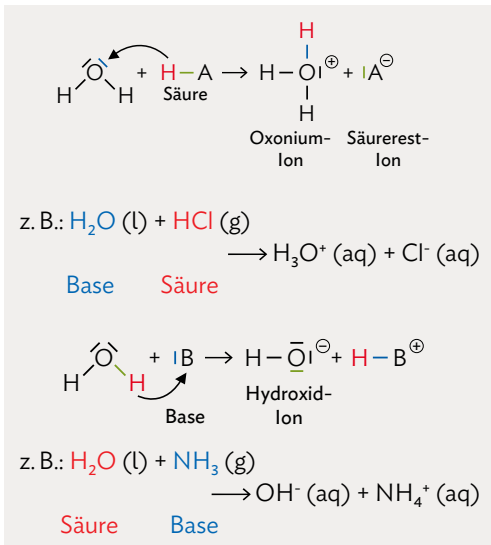
### Der Säure-Base-Begriff nach BRØNSTED

Nach der Definition von BRØNSTED sind **Säuren** Stoffe, deren Teilchen bei einer chemischen Reaktion Protonen abgeben. Man nennt sie **Protonendonatoren**.

Stoffe, deren Teilchen bei einer chemischen Reaktion Protonen aufnehmen, bezeichnet man als **Basen** bzw. **Protonenakzeptoren**.

**Säure-Base-Reaktionen** sind **Protonenübertragungsreaktionen**.

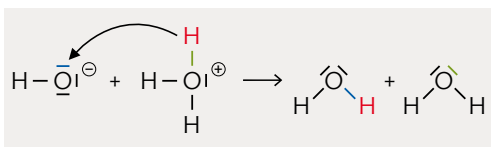
**Ampholyte** sind Stoffe und deren Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base wirken können. Zum Beispiel ist Wasser ein Ampholyt. Wassermoleküle können in Abhängigkeit vom Reaktionspartner Protonen aufnehmen oder abgeben (**B3**).



**B3** Wasser ist ein Ampholyt.

### Neutralisation

Bei einer **Neutralisation** reagieren gleiche Stoffmengen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen miteinander zu Wasser-Molekülen (**B4**).



**B4** Neutralisation auf Teilchenebene

Salze können durch Neutralisation hergestellt werden.

### Die Stoffmengenkonzentration

Die Stoffmengenkonzentration  $c$  ist der Quotient aus der Stoffmenge  $n$  des gelösten Stoffes und dem Gesamtvolumen  $V$  einer Lösung.

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{Einheit mol/L}$$

### Säure-Base-Titrationen

Um die Konzentration einer sauren bzw. alkalischen Lösung unbekannter Konzentration, der **Probelösung**, zu bestimmen, tropft man so viel alkalische bzw. saure Lösung bekannter Konzentration, die **Maßlösung**, zu, bis sich die Farbe des zugesetzten Indikators ändert. Damit ist der **Äquivalenzpunkt** erreicht und die Neutralisation abgeschlossen.

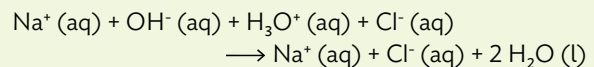
Am Äquivalenzpunkt liegen gleiche Stoffmengen  $n$  an Hydroxid- und Oxonium-Ionen vor.

### FM Eine Säure-Base-Titration auswerten

Z. B.: Für die Titration von 20 mL Natronlauge unbekannter Konzentration wurden 10 mL Salzsäure mit der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/L}$  verbraucht. Berechnen Sie die Konzentration der Natronlauge.

#### VORGEHEN

1. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung dieser Neutralisation.



2. Lesen Sie das Stoffmengenverhältnis der Ionen ab:  
 $n(\text{OH}^-) : n(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 : 1$

Danach ist  $n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$  und  $n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$ .

3. Formulieren Sie die Stoffmengenbeziehung gemäß  $n = c \cdot V$  um.

$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

4. Formulieren Sie die Größengleichung nach der Stoffmengenkonzentration der Lösung unbekannter Konzentration um und berechnen Sie diese.

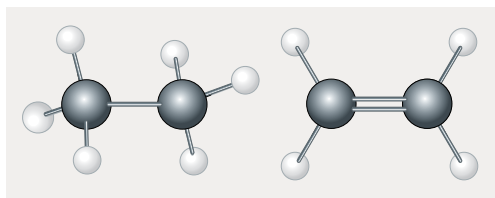
$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,1 \text{ mol/L} \cdot 10 \text{ mL}}{20 \text{ mL}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

## IX Kohlenwasserstoffe

### Zusammensetzung und Struktur

**Organische Stoffe** sind Verbindungen, in denen die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff gebunden sind. Die gesättigten Kohlenwasserstoffe (Alkane) haben die allgemeine Molekülformel  $C_nH_{2n+2}$ . In ihren Molekülen, z. B. dem Ethan-Molekül, sind die Kohlenstoff-Atome in Form eines Tetraeders mit vier Bindungspartnern über Einfachbindungen und mit Bindungswinkeln von jeweils  $109,5^\circ$  verknüpft (**B1**, links).

Die Moleküle ungesättigter Kohlenwasserstoffe verfügen über eine oder mehrere Mehrfachbindungen. Dazu gehört die Stoffklasse der Alkene mit der allgemeinen Molekülformel  $C_nH_{2n}$ . Ihre Moleküle enthalten C=C-Doppelbindungen. Dadurch ergibt sich z. B. beim Ethen-Molekül eine planare Struktur mit Bindungswinkeln von jeweils ca.  $120^\circ$  (**B1**, rechts).



**B1** Kugelstabsmodell des Ethan-Moleküls (links) und des Ethen-Moleküls (rechts)

### Homologe Reihe und Isomere

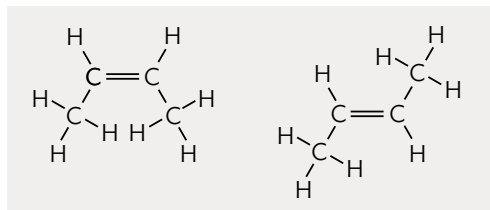
Eine **homologe Reihe** lässt sich über eine allgemeine Molekülformel darstellen. Die Reihe ist nach aufsteigender Zahl an Kohlenstoff-Atomen angeordnet, wobei jedes Molekül eines Vertreters immer eine  $CH_2$ -Gruppe mehr aufweist, als das vorherige.

#### Homologe Reihe der Alkane:

<i>n</i> -Butan	$C_4H_{10}$	$CH_3-(CH_2)_2-CH_3$
<i>n</i> -Pentan	$C_5H_{12}$	$CH_3-(CH_2)_3-CH_3$
<i>n</i> -Hexan	$C_6H_{14}$	$CH_3-(CH_2)_4-CH_3$
<b>Alkan</b>	<b><math>C_nH_{2n+2}</math></b>	<b><math>CH_3-(CH_2)_{n-2}-CH_3</math></b>

Stoffe, die die gleiche Molekülformel (Anzahl an gleichartigen Atomen im Molekül), aber eine unterschiedliche Konstitution (Anordnung der Atome im Molekül) aufweisen, werden als **Isomere** bezeichnet.

Zum Beispiel werden beim Butan die beiden Stoffe *n*-Butan mit unverzweigten Molekülen und Isobutan mit verzweigten Molekülen unterschieden. Auch **cis/trans-** bzw. **(Z)/(E)-Isomere** können eindeutig benannt werden, z. B. als *cis*-But-2-en und *trans*-But-2-en (**B2**).



**B2** Strukturformeln der Isomere von But-2-en: *cis*-But-2-en (links) und *trans*-But-2-en (rechts)

### Eigenschaften

Die Moleküle der Kohlenwasserstoffe enthalten unpolare Bindungen. Wegen der kurzfristigen ungleichen Verteilung von Elektronen bilden sich temporäre Dipole aus. Diese ziehen sich aufgrund von **VAN-DER-WAALS**-Wechselwirkungen an.

Da die Wahrscheinlichkeit für einen temporären Dipol mit zunehmender Elektronenzahl und Oberfläche der Moleküle steigt, nehmen auch die Wechselwirkungen mit der Molekülgröße zu. Aus diesem Grund steigen **Siedetemperatur** und **Viskosität** (Zähflüssigkeit) innerhalb der homologen Reihen der Alkane und Alkene an. Alkane und Alkene lassen sich nicht in Wasser lösen, sind also **hydrophob** (= wassermeidend). Da sie jedoch Fette und fettähnliche Stoffe lösen, werden sie auch als **lipophil** (= fettliebend) bezeichnet.

## FM Nach IUPAC-Regeln Kohlenwasserstoffe benennen

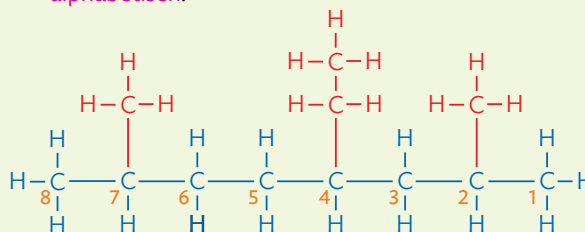
Die IUPAC-Regeln sind international einheitliche Empfehlungen zur Benennung chemischer Verbindungen. Mit ihnen erhält man zum Beispiel für das Isobutan den IUPAC-Namen 2-Methylpropan.

### VORGEHEN

1. Ermitteln Sie den Stammnamen der Verbindung. Bestimmen Sie dazu die längste, nicht verzweigte Kette aus Kohlenstoff-Atomen. Sie erhält die Vorsilbe aus der homologen Reihe und die Endung -an. Unverzweigte Alkane erhalten die Bezeichnung  $n$ -, z. B.  $n$ -Octan.
2. Benennen Sie die Seitenketten (Alkyl-Gruppen) nach der Anzahl der Kohlenstoff-Atome. Die Bezeichnung entspricht der des Alkans mit der gleichen Anzahl an Kohlenstoff-Atomen. Die Endsilbe lautet -yl statt -an, z. B. methyl-, ethyl-, propyl- usw.
3. Nummerieren Sie die Kohlenstoff-Atome der längsten Kette und kennzeichnen Sie damit die Position der Alkyl-Gruppen. Die Positionen

der Seitenketten sollen möglichst kleine Zahlen erhalten. Beginnen Sie die Nummerierung der längsten Kette am entsprechenden Ende. Benennen Sie die Lage der Seitenketten durch die Nummern der Kohlenstoff-Atome, an denen sich die Alkyl-Gruppe befindet.

4. Geben Sie die Anzahl durch die **Zahlwörter** di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, usw. an, wenn eine Alkyl-Gruppe mehrfach vorhanden ist.
5. Ordnen Sie die verschiedenen Alkyl-Gruppen **alphabetisch**.

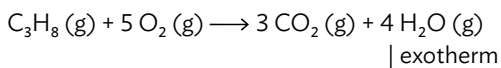


z. B.:

**4-Ethyl-2,7-dimethyloctan**

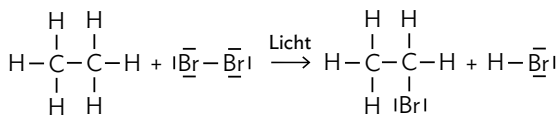
## Reaktionen: Verbrennung, Substitution und Addition

Bei einer **vollständigen Verbrennung** von Kohlenwasserstoffen entstehen ausschließlich die Produkte Kohlenstoffdioxid und Wasser.

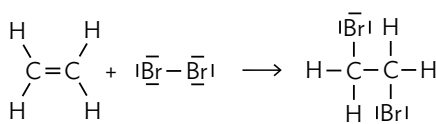


Reicht die Stoffmenge an Sauerstoff für eine vollständige Verbrennung nicht aus, findet eine **unvollständige Verbrennung** statt, bei der zusätzlich Kohlenstoffmonoxid und Kohlenstoff gebildet werden.

Eine chemische Reaktion, bei der Atome oder Atomgruppen durch andere Atome oder Atomgruppen ersetzt werden, nennt man **Substitution**, z. B.:



Eine chemische Reaktion, bei der ein Molekül unter Aufspaltung einer Doppelbindung andere Atome oder Atomgruppen zusätzlich bindet, nennt man **Addition**, z. B.:

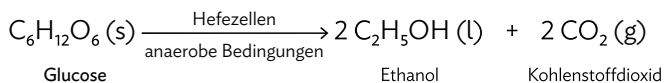




## X Alkohole und ihre Oxidationsprodukte – Teil I

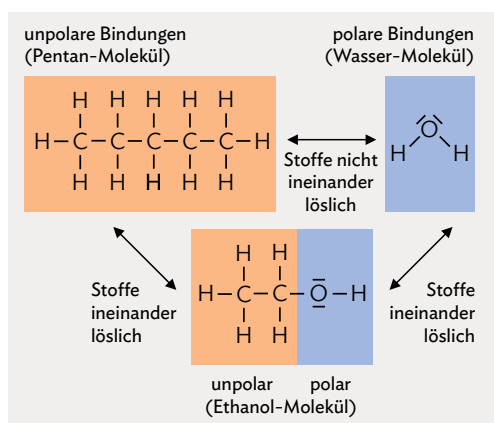
### Ethanol

Trinkalkohol (**Ethanol**,  $C_2H_5OH$ ) muss durch Vergärung aus Glucose hergestellt werden:



Ethanol-Moleküle sind aus einem Ethyl-Rest und einer **Hydroxy-Gruppe** (OH-Gruppe) zusammengesetzt.

Die Hydroxy-Gruppe enthält eine polare Elektronenpaarbindung, während die Bindungen im Ethyl-Rest unpolar sind. Aufgrund dieser Strukturmerkmale ist Ethanol in hydrophilen und in lipophilen Stoffen löslich (**B1**). Zwischen den polaren Hydroxy-Gruppen der Ethanol-Moleküle bilden sich Wasserstoffbrücken. Deshalb hat Ethanol eine vergleichsweise hohe Siedetemperatur (78 °C).



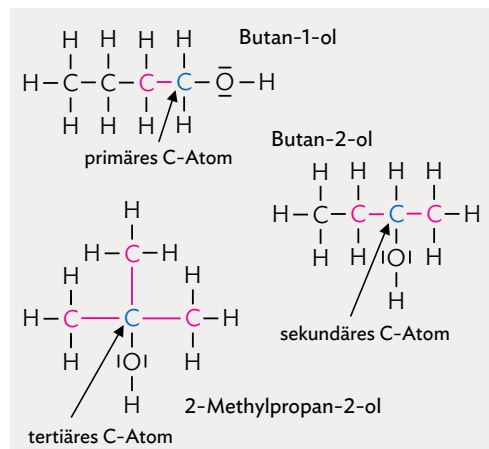
**B1** Struktur-Eigenschaftsbeziehung bei der Löslichkeit von Ethanol

### Alkohole und mehrwertige Alkohole

Die Moleküle der **Alkohole** zeichnen sich durch mindestens eine funktionelle Hydroxy-Gruppe aus. Unter dem Begriff Alkohole subsumiert man die Gruppe der Alkanole. Bei Alkanol-Molekülen ist formal ein Wasserstoff-Atom durch eine Hydroxy-Gruppe ersetzt.

Die Moleküle **einwertiger Alkanole** haben eine Hydroxy-Gruppe und die allgemeine Molekülfor-

mel  $C_nH_{2n+1}OH$ . Hier unterscheidet man **primäre**, **sekundäre** und **tertiäre** Alkanole (**B2**).



**B2** Drei Isomere des Butanols im Überblick

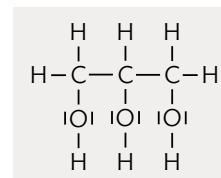
### Homologe Reihe primärer Alkanole:

Methanol	$CH_3OH$	$CH_3-OH$
Ethanol	$C_2H_5OH$	$CH_3-CH_2-OH$
Propan-1-ol (n-Propanol)	$C_3H_7OH$	$CH_3-(CH_2)_2-OH$

etc.

### Eigenschaften der Alkohole

Innerhalb der homologen Reihe der Alkanole nehmen die Siedetemperatur und die Viskosität mit zunehmender Kettenlänge der Alkanol-Moleküle zu. Die polare Hydroxy-Gruppe bewirkt bei kurzkettigen Alkanol-Molekülen durch Bildung von Wasserstoffbrücken mit Wasser-Molekülen die Löslichkeit in Wasser. Mit steigender Anzahl der Kohlenstoff-Atome nimmt die Löslichkeit in Wasser ab.



Die Moleküle **mehrwertiger Alkohole** besitzen mehr als eine Hydroxy-Gruppe (z. B. Glycerin – Propan-1,2,3-triol).

Mit jeder weiteren Hydroxy-Gruppe erhöht sich die Anzahl möglicher Wasserstoffbrücken zu benachbarten Molekülen. Dies führt zu einer besseren Wasserlöslichkeit und einer höheren Siedetemperatur dieser Alkohole.



### Alkanale und Alkanone

**Aldehyde**, die durch Oxidation von Alkanolen entstehen, heißen **Alkanale**. Alkanal-Moleküle bestehen aus einem Alkyl-Rest und einer endständigen **Aldehyd-Gruppe** (-CHO) (B3).

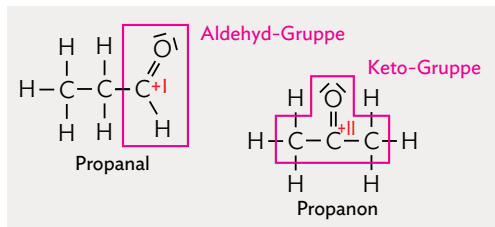
#### Homologe Reihe der Alkanale:

Methanal	HCHO	HCHO
Ethanal	CH <sub>3</sub> CHO	CH <sub>3</sub> -CHO
Propanal	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> CHO	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CHO

etc.

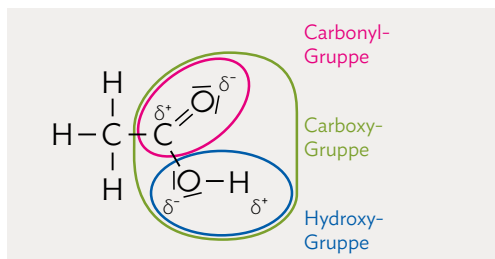
Da Alkanal-Moleküle untereinander keine Wasserstoffbrücken ausbilden, sind die Siedetemperaturen der Alkanale niedriger, als die Siedetemperaturen der entsprechenden Alkanole; sie nehmen jedoch mit steigender Kettenlänge der Moleküle zu.

**Ketone**, die durch Oxidation von sekundären Alkanolen entstehen, bezeichnet man als **Alkanone**. Alkanone enthalten eine nicht endständige **Carbonyl-Gruppe** (>C=O), die an zwei C-Atome gebunden ist (**Keto-Gruppe**) (B3).



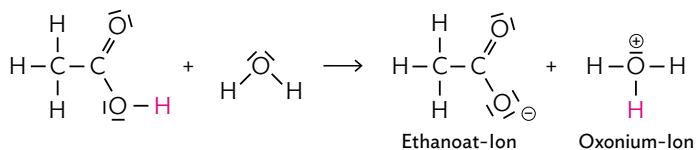
**B3** Strukturformel eines Alkanal-Moleküls (links) und eines Alkanon-Moleküls (rechts)

### Essigsäure



Essig ist eine Lösung von **Essigsäure (Ethansäure)** in Wasser. Eine saure Lösung entsteht erst beim Verdünnen mit Wasser in einer Säure-Base-Reaktion durch Abspaltung des Protons

der Carboxy-Gruppe. Bei der Abspaltung dieses Protons entsteht ein Säurerest-Ion, das nach IUPAC als **Ethanoat-** und trivial als **Acetat-Ion** bezeichnet wird.



### Carbonsäuren

Die Moleküle der **Carbonsäuren** besitzen mindestens eine **Carboxy-Gruppe** (-COOH) als funktionelle Gruppe. Besteht der Molekülrest aus einer Alkyl-Gruppe, liegen Alkansäure-Moleküle mit der allgemeinen Molekülformel C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>COOH vor.

#### Homologe Reihe der Alkansäuren:

Methansäure	HCOOH	HCOOH
Ethansäure	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> -COOH
Propansäure	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> COOH	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -COOH

etc.

Die Löslichkeit der Alkansäuren nimmt mit zunehmender Länge der Alkyl-Gruppe in den Molekülen in hydrophilen Lösemitteln ab und in lipophilen Lösemitteln zu. Bei kurzkettigen Alkansäuren entstehen **Dimere**, die über Wasserstoffbrücken zwischen den Carboxy-Gruppen stabilisiert werden.

Alkansäuren, deren Moleküle lange Alkyl-Reste tragen, sind **Fettsäuren**. Enthalten die Alkyl-Reste eine oder mehrere Doppelbindungen, so sind sie **ungesättigt**.

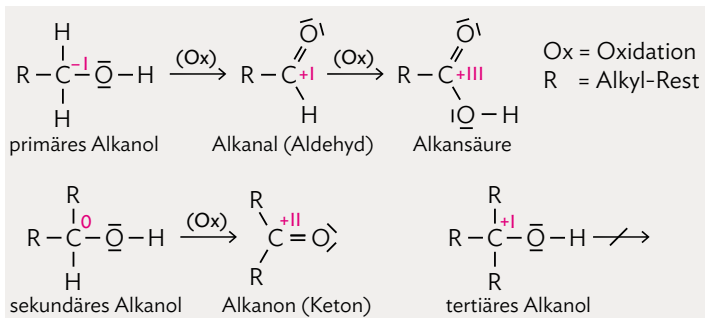
Carbonsäure-Moleküle können weitere Carboxy- oder andere funktionelle Gruppen aufweisen (z. B. Hydroxycarbonsäuren, Dicarbonsäuren). Alkansäuren bestehen aus einer Carboxy-Gruppe und einem Alkyl-Rest. Liegen bei einer organischen Verbindung eine oder mehrere Carboxy-Gruppen vor (z. B. Citronensäure), spricht man auch von Carbonsäuren.

Für die Hydroxy-Gruppe und die Carboxy-Gruppe liest man manchmal „Hydroxyl-Gruppe“ und „Carboxyl-Gruppe“. Sie haben dieselbe Bedeutung, es handelt sich jedoch um veraltete Begriffe.

## XI Alkohole und ihre Oxidationsprodukte – Teil II

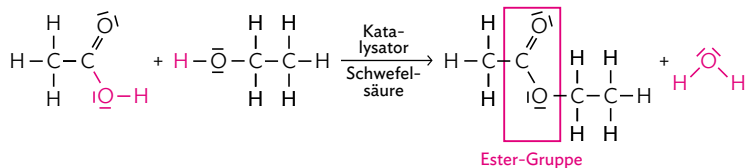
### Vom Alkohol zur Alkansäure

Alkansäuren entstehen bei der Oxidation eines primären Alkohols durch Oxidationsmittel über das entsprechende Alkanal. Sekundäre Alkohole werden zum jeweiligen Alkanon oxidiert, während tertiäre Alkohole nicht oxidiert werden können.



### Ester – Produkte aus Alkoholen und Alkansäuren

**Alkansäurealkylester** entstehen in einer **Kondensationsreaktion** von Alkansäuren und Alkoholen unter **Abspaltung von Wasser** und Bildung der **Ester-Gruppe** als funktionelle Gruppe. Aufgrund der geringen Polarität der Ester-Gruppe bilden Ester-Moleküle nur schwache Wechselwirkungen zwischen den permanenten Dipolen der Ester-Gruppen aus.



Ester haben daher niedrige Siedetemperaturen und lösen sich gut in lipophilen Lösemiteln. Ester mit kurzkettingen Molekülen finden in **Fruchtaromen**, Ester mit langkettingen Molekülen als **Wachse** Verwendung. **Öle** bzw. **Fette** sind Ester aus **Glycerin** und **Fettsäuren**. Bei Fettsäuren handelt es sich um Alkansäuren, deren Moleküle sehr lange Alkyl-Gruppen tragen.

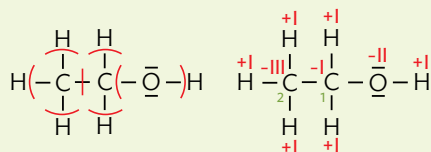
### FM Oxidationszahlen in organischen Verbindungen bestimmen

Die Oxidationszahl eines in einem Molekül gebundenen Atoms zeigt die Ladung, die das Atom hätte, wenn die Bindungselektronen dem elektronegativeren Bindungspartner zugerechnet werden. Die Bestimmung von Oxidationszahlen bei Redoxreaktionen hilft, die Oxidation und die Reduktion nachzuvollziehen. Für organische Verbindungen ermittelt man die Oxidationszahlen der Atome in einem Molekül anhand der Strukturformel.

Bestimmen Sie die Oxidationszahlen aller Atome im Ethanol-Molekül.

#### VORGEHEN

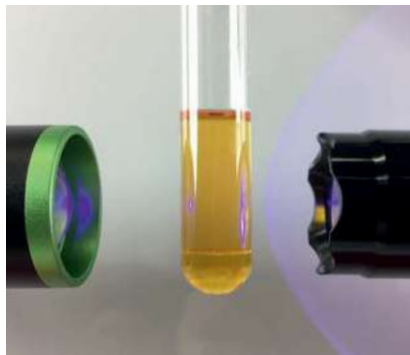
- Zeichnen Sie die Strukturformel.
- Ordnen Sie für alle Bindungen im Molekül die Bindungselektronen jeweils dem Bindungspartner mit dem höheren Elektronegativitätswert zu.
- Sind die Elektronegativitätswerte zwischen zwei Atomen gleich, teilen Sie das Bindungselektronenpaar auf, jedem Atom wird somit ein Elektron zugerechnet.
- Zählen Sie die Elektronen, die ein Atom umgeben. Vergleichen Sie diese Anzahl mit der Anzahl an Außenelektronen im ungeladenen (elementaren) Zustand des Atoms. Die Differenz aus der Zahl der Außenelektronen des Atoms im Element und der Zahl der Außenelektronen im ungeladenen Atom der Verbindung entspricht der Oxidationszahl.



#### B1 Schritte zur Bestimmung der Oxidationszahlen im Molekül

## XII Nachweise organischer Stoffklassen

### Alkane

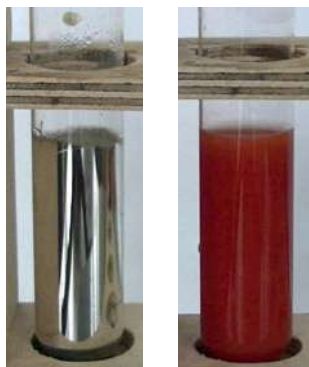


Reaktion mit Halogenen bei intensiver Belichtung:  
**Entfärbung:** Ein Wasserstoff-Atom in einem Alkan-Molekül wird bei **intensiver Belichtung** durch ein **Halogen-Atom** (z. B. Chlor, Brom) substituiert. Neben dem Halogenalkan wird Halogenwasserstoff gebildet, der in Lösung geht.

### Aldehyde

**TOLLENS-Probe:** Aldehyd-Moleküle reduzieren Silber-Ionen zu Silber-Atomen (**Silberspiegel**).

**BENEDICT-Probe:** Aldehyd-Moleküle reduzieren Kupfer(II)-Ionen zu Kupfer(I)-Ionen (**rotbrauner Niederschlag**).



### Mehrfachbindungen

**Entfärbung:** Doppelbindungen (z. B. Alkene) oder Dreifachbindungen (z. B. Alkine) addieren **Halogen-Atome** (z. B. Brom, Iod).



### Primäre, sekundäre und tertiäre Alkanole

primäres Alkanol

sekundäres Alkanol



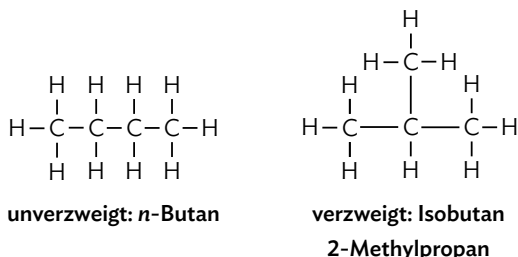
tertiäres Alkanol

**Farbänderung:** Versetzt man **primäre** und **sekundäre** Alkanole mit alkalischer **Kaliumpermanganatlösung**, wird das Kaliumpermanganat reduziert und die Farbe der Lösung ändert sich abhängig vom verwendeten Alkanol. Bei **tertiären** Alkanolen findet keine Reaktion statt.

## XIII Übersicht - Stoffklassen der organischen Chemie

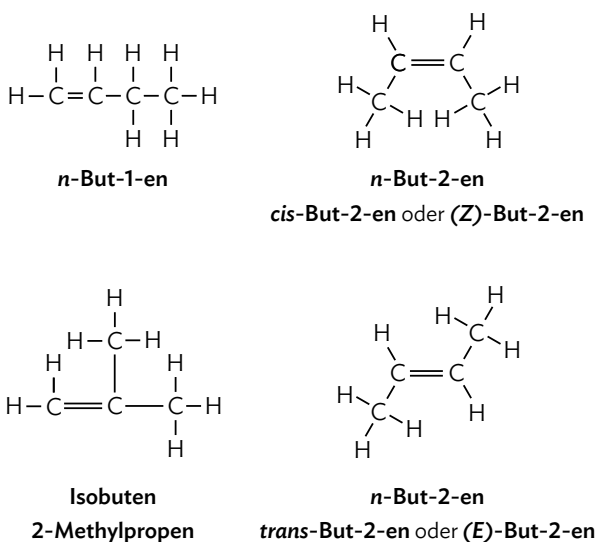
### gesättigte Kohlenwasserstoffe: Alkane

- haben nur C-C-Einfachbindungen
- allgemeine Molekülformel:  $C_nH_{2n+2}$
- z. B.: Isomere des Butans  $C_4H_{10}$



### ungesättigte Kohlenwasserstoffe: Alkene und Alkine

- zusätzlich eine oder mehrere Mehrfachbindungen
- Alkene: C=C-Doppelbindungen
- allgemeine Molekülformel für Alkene:  $C_nH_{2n}$
- z. B.: Isomere des Butens  $C_4H_8$



- Alkine:  $C\equiv C$ -Dreifachbindungen

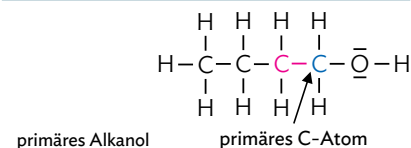
### Alkohole

- funktionelle Gruppe:  
Hydroxy-Gruppe / -OH

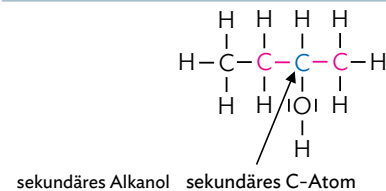
#### einwertige Alkohole

- Alkanole
- haben eine Hydroxy-Gruppe
- allgemeine Molekülformel:  $C_nH_{2n+1}OH$
- z. B.: Isomere des Butanols  $C_4H_9OH$

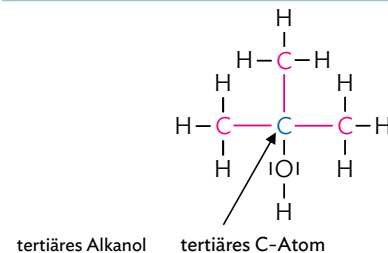
#### Butan-1-ol (*n*-Butanol)



#### Butan-2-ol

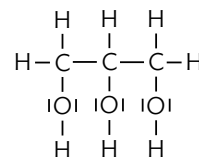


#### 2-Methylpropan-2-ol



#### mehrwertige Alkohole

- mehr als eine Hydroxy-Gruppe
- z. B.: Glycerin (Propan-1,2,3-triol) als dreiwertiger Alkohol

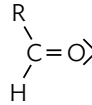


### Aldehyde

- funktionelle Gruppe:

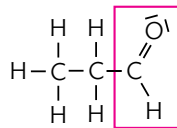
Aldehyd-Gruppe / -CHO

- R = Alkyl-Rest =  $C_nH_{2n+1}$  oder anderer Kohlenwasserstoff-Rest tw. mit weiteren funktionellen Gruppen



#### Alkanale

- haben eine Aldehyd-Gruppe
- allgemeine Molekülformel:  $C_nH_{2n+1}CHO$
- z. B.: Propanal  $C_2H_5CHO$

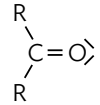


### Ketone

- funktionelle Gruppe:

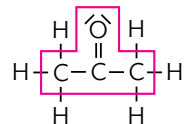
Keto-Gruppe /  $-C(=O)-$

- R = Alkyl-Rest =  $C_nH_{2n+1}$  oder anderer Kohlenwasserstoff-Rest tw. mit weiteren funktionellen Gruppen



#### Alkanone

- haben eine Keto-Gruppe
- RCOR mit R = Alkyl-Rest =  $C_nH_{2n+1}$
- z. B.: Propanon  $CH_3COCH_3$



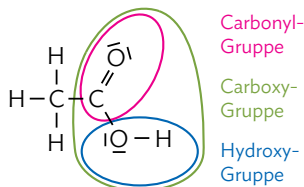
### Carbonsäuren

- funktionelle Gruppe:

Carboxy-Gruppe / -COOH

#### Alkansäuren

- haben eine endständige Carboxy-Gruppe
- allgemeine Molekülformel:  $C_nH_{2n+1}COOH$
- z. B.: Ethansäure  $CH_3COOH$



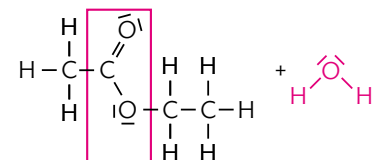
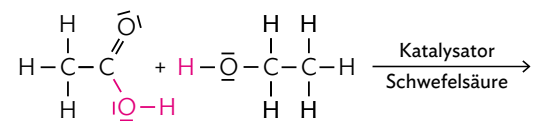
### Ester

- funktionelle Gruppe:

Ester-Gruppe / -COO-

#### Alkansäurealkylester

- aus der Reaktion einer Alkansäure mit einem Alkanol
- RCOOR mit R = Alkyl-Rest =  $C_nH_{2n+1}$
- z. B.: Ethansäureethylester  $CH_3COOC_2H_5$



## XIV Nachweise anorganischer Stoffe und Ionen

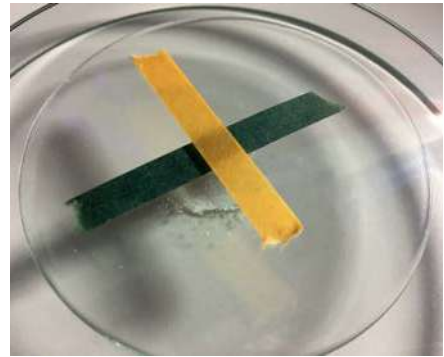
### Kohlenstoffdioxid

**Kalkwasserprobe:** Kalkwasser (Calciumhydroxidlösung) **trübt sich** nach dem Einleiten von Kohlenstoffdioxid.



### Ammonium-Ionen

**Kreuzprobe:** Auf einem Uhrglas reagiert ein Ammonium-Salz mit Natronlauge. Ein befeuchtetes und auf einem zweiten Uhrglas, welches die Reaktion abdeckt, befestigtes Universalindikatorpapier färbt sich blau.



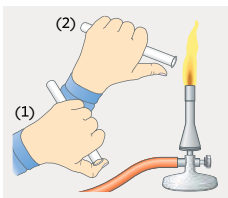
### Sauerstoff

**Glimmspanprobe:** Ein glimmender Holzspan flammt auf.



### Wasserstoff

**Knallgasprobe:** Zu hören ist ein Pfeifen, Knall oder Plopp.



### Wasser

**Blaufärbung:** Watesmo-Papier färbt sich mit Wasser blau.



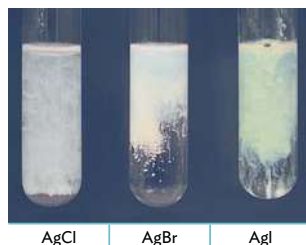
### Oxonium- und Hydroxid-Ionen



**Farbänderung:** Mit Indikatoren in flüssiger Form oder auf pH-Papier kann man feststellen, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist und die entsprechenden Oxonium- oder Hydroxid-Ionen enthalten muss.

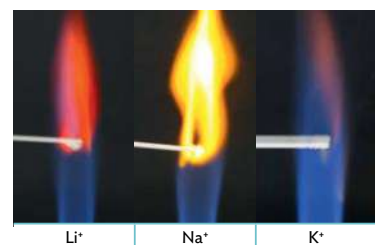
### Halogenid-Ionen

**Niederschlag:** Halogenid-Ionen (Chlorid, Bromid, Iodid) bilden in einer **Silbernitratlösung** unlösliches, weißes bis gelbliches Silberhalogenid.



### Metall-Ionen

**Flammenfärbung:** Bestimmte Metall-Ionen erzeugen atomartspezifische Flammenfärbungen.



## XV Ausgewählte Modelle im Überblick

### Atommodell von DALTON

Um die Beobachtungen bei chemischen Reaktionen zu erklären, reicht das einfache Teilchenmodell nicht aus. Hier hilft das von DALTON entwickelte Atommodell weiter: Die chemischen Elemente sind aus Atomen aufgebaut, die bei chemischen Reaktionen ungeteilt bleiben. Die Atome eines Elementes haben die gleiche Masse und die gleiche Größe. Bei chemischen Reaktionen werden die miteinander verbundenen Atome eines Stoffes getrennt und in einer neuen Kombination wieder zusammengefügt.

Mit dem **Atommodell von DALTON** kann das Gesetz der Erhaltung der Masse erklärt werden. Dieses Modell wird bei allen stöchiometrischen Berechnungen angewendet.

Modell



Bedeutung

4 Formeleinheiten Silberoxid

8 Silber-Atome

2 Sauerstoff-Moleküle

Teilchenanzahlverhältnis

$N(\text{Ag}_2\text{O})$   
2

:

$N(\text{Ag})$   
4

:

$N(\text{O}_2)$   
1

Massenverhältnis

$m(\text{Ag}_2\text{O})$   
 $2(2 \cdot 107 + 16) \text{ u}$

:

$m(\text{Ag})$   
 $4 \cdot 107 \text{ u}$

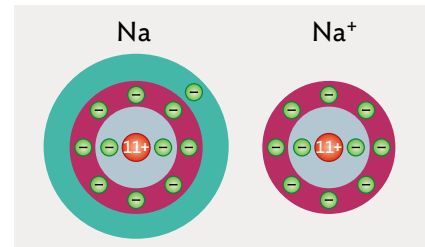
:

$m(\text{O}_2)$   
32 u

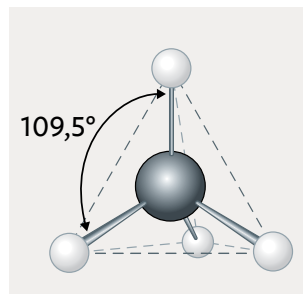
### Kern-Hülle-Modell und Elektronenschalenmodell

Das Atommodell von DALTON macht keine Aussage über den Aufbau eines Atoms. Dies leistet das **Kern-Hülle-Modell**: Atome bestehen aus einem winzigen Atomkern in einer vergleichsweise riesigen Atomhülle (Elektronenhülle). Der Atomkern ist elektrisch positiv geladen und enthält mehr als 99,9 % der Masse des Atoms. Er besteht aus den positiv geladenen Protonen (Masse 1 u) und den ungeladenen Neutronen (Masse 1 u). In der Hülle bewegen sich die nahezu masselosen Elektronen.

Das **Elektronenschalenmodell** beschreibt den Aufbau der Elektronenhülle: Mit diesem Modell ist es möglich, die ähnlichen Eigenschaften der Elementgruppen des Periodensystems zu erklären. Diese beruhen auf der gleichen Anzahl von Elektronen in der äußersten Schale, den Valenzelektronen. Das Elektronenschalenmodell ist beispielsweise geeignet, die Bildung von Ionenverbindungen zu erklären.



### Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell



Das Elektronenschalenmodell reicht nicht aus, um den räumlichen Bau von Molekülen und die aus der Molekülstruktur resultierenden Stoffeigenschaften zu erklären. Dazu nutzt man das **Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell**: Die Valenzelektronen von in Molekülen aneinander gebundener Atome bilden Elektronenpaare, die sich aufgrund ihrer negativen Ladung gegenseitig abstoßen. Die bindenden und nichtbindenden Elektronenpaare ordnen sich so um das zentrale Atom an, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander haben.

In Molekülen wie z. B. dem Methan-Molekül, in dem vier gleiche Atome an das zentrale Atom gebunden sind, ergibt sich eine tetraedrische Anordnung.

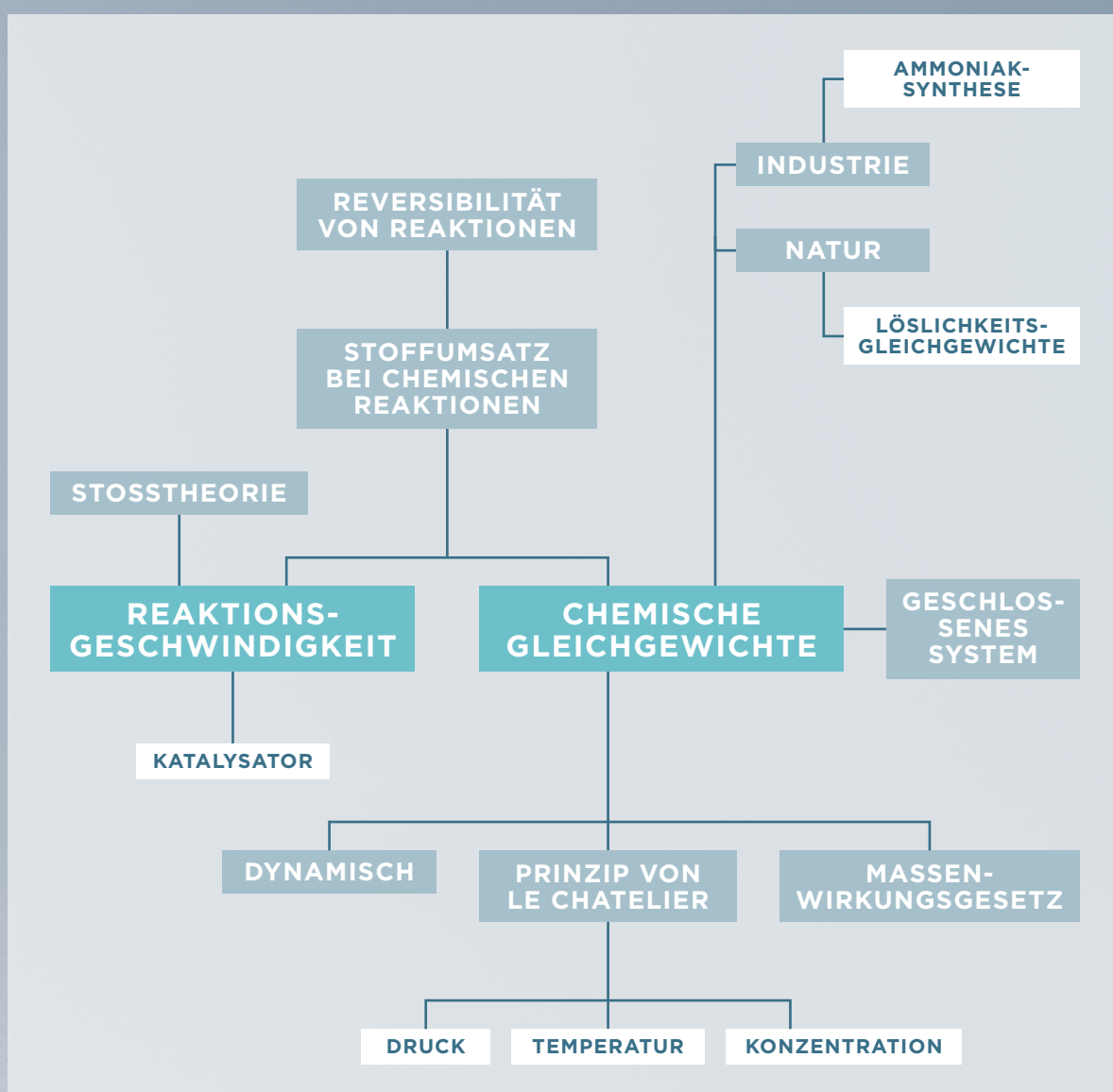


# 1

## Reaktionsgeschwindigkeit und chemische Gleichgewichte







## Startklar?

Schätzen Sie Ihre Kompetenz in den Bereichen A bis G ein und prüfen Sie sich anhand der entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06011-03).



06011-03

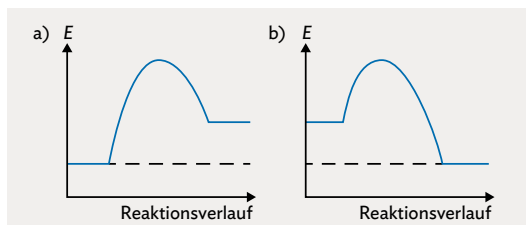
Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig
<b>A</b> Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben			
<b>B</b> Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben			
<b>C</b> Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären			
<b>D</b> Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren			
<b>E</b> Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen			
<b>F</b> Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären			
<b>G</b> Chemische Berechnungen durchführen			

### KOMPETENZ A: Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben

- A1** Die Glimmspanprobe, die Kalkwasserprobe und die Knallgasprobe sind charakteristische Nachweisreaktionen für drei wichtige Gase.
- Ordnen Sie die drei Proben denjenigen Gasen zu, die sich damit nachweisen lassen.
  - Beschreiben Sie jeweils kurz Durchführung und Beobachtung der Nachweisexperimente.
  - Erklären Sie die Beobachtungen dieser Reaktionen in Worten oder mit Reaktionsgleichungen.

### KOMPETENZ B: Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben

- B1** Beschreiben Sie die beiden abgebildeten Energiediagramme a) und b) unter Verwendung von Fachbegriffen.



- B2** Definieren Sie die Begriffe Aktivierungsenergie und Reaktionsenergie.
- B3** Ordnen Sie die Knallgasprobe und die Elektrolyse von Wasser den Energiediagrammen aus **B1** zu.

### KOMPETENZ C: Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären

- C1** Eisenspäne verbrennen in der Brennerflamme in einer exothermen Reaktion mit orangen Funken. Erklären Sie, dass Brandschutztüren trotzdem aus massivem Stahl, einer Legierung mit dem Hauptbestandteil Eisen, bestehen können.

### KOMPETENZ D: Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren

- D1** Zeichnen Sie die Strukturformeln für die Moleküle von Butan-1-ol und Propansäure. Benennen Sie jeweils die funktionelle Gruppe und ordnen Sie die Moleküle entsprechenden Stoffklassen zu.
- D2** Butan-1-ol und Propansäure können miteinander unter Abspaltung von Wasser reagieren. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung dafür unter Verwendung von Strukturformeln.

**D3** Markieren Sie die Ester-Gruppe in der Reaktionsgleichung aus **D2** und benennen Sie den Reaktionstyp.

### KOMPETENZ E: Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen

**E1** Beschreiben Sie den Aufbau von Kochsalz (Natriumchlorid) auf Teilchenebene unter Verwendung der folgenden Fachbegriffe:  
Ionenlattice – Kationen – Anionen – Ionenbindung.

**E2** Stellen Sie die Verhältnisformeln für die folgenden Salze auf:  
a) Aluminiumchlorid    b) Natriumoxid

**E3** Bei Säure-Base-Reaktionen entstehen oft Salze, deren Kationen oder Anionen Molekül-Ionen sind. Beispiele hierfür sind  
a) Ammoniumchlorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
b) Kaliumnitrat  $\text{KNO}_3$   
Geben Sie jeweils die Namen und Formeln der Ionen an, aus denen die beiden Salze bestehen.

### KOMPETENZ F: Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären

**F1** Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an. Verbessern Sie falsche Aussagen.

- Bei Säure-Base-Reaktionen werden Protonen von der Base auf die Säure übertragen.
- Eine Neutralisation bezeichnet die Reaktion einer Säure mit einer Base unter Bildung von Wasser und einem Salz.
- Ein pH-Indikator gibt Aufschluss über die Konzentration einer Lösung.

**F2** Formulieren Sie die Neutralisationsreaktion zwischen Salzsäure und Natronlauge.

### KOMPETENZ G: Chemische Berechnungen durchführen

**G1** Ergänzen Sie die Tabelle:

chem. Größe	Größenzeichen	Einheit	Formel
Stoffmenge	$n$		
	$m$	g	$m = M \cdot n$
	$M$	g/mol	
Konzentration			$c =$
		$\text{m}^3$ oder L	$= V_m \cdot n$

**G2** Berechnen Sie das Volumen einer Kochsalzlösung der Konzentration  $c = 0,5 \text{ mol/L}$ , in der eine Stoffmenge  $n(\text{Na}^+) = 0,35 \text{ mol}$  gelöst ist.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 464 und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig	zum Nachlesen
<b>A</b> Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben	18 – 14	13 – 9	8 – 5	S. 18, 38
<b>B</b> Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben	14 – 11	10 – 7	6 – 4	S. 16
<b>C</b> Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären	3	2	1	S. 17
<b>D</b> Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren	12 – 10	9 – 6	5 – 4	S. 34
<b>E</b> Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen	16 – 13	12 – 8	7 – 5	S. 20
<b>F</b> Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären	9 – 7	6 – 5	4 – 3	S. 28 – 29
<b>G</b> Chemische Berechnungen durchführen	15 – 12	11 – 7	6 – 5	S. 26 – 27



## 1.1 Reaktionsgeschwindigkeit

Sollen lästige Kalkflecken in Bad oder Küche entfernt werden, greift man oftmals auf Essigreiniger zurück. Wie schnell reagiert der Reiniger nach dem Auftragen mit dem Kalk und welche Möglichkeiten gibt es, den Prozess zu beschleunigen?

### 1.1.1 Versuche und Material

#### V Ermitteln der Reaktionsgeschwindigkeit



Kalkflecken werden oftmals mit Essig entfernt. Was passiert dabei genau und wie schnell reagiert der Reiniger nach dem Auftragen mit dem Kalk?

**V1** Legen Sie Kalk in Pulverform in einem Reagenzglas vor und geben Sie 5 mL Essigsäurelösung ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ) hinzu. Leiten Sie das entstehende Gas in Kalkwasser (GHS 5 | 7).

**V2** Geben Sie in einen 250 mL-Erlenmeyerkolben 8 g gekörnten Kalk (Calciumcarbonat) und stellen Sie den Kolben auf eine Waage. Messen Sie in einem Messzylinder 50 mL Essigsäurelösung ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ) ab, stellen Sie diesen ebenfalls auf die Waage und tarieren Sie die Waage auf Null. Geben Sie in einem Guss die Essigsäurelösung zum Kalk und stellen Sie den Messzylinder sofort wieder auf die Waage. Lesen Sie in Zeitabständen von jeweils 30 s die Massenanzeige ab.

#### AUSWERTUNG

- Benennen Sie das Gas aus **V1**.
- Notieren Sie Ihre Messwerte bei **V2** tabellarisch.
- Ergänzen Sie die Tabelle um die Masse  $m$  und die Stoffmenge  $n$  von Kohlenstoffdioxid.
- Tragen Sie die Stoffmenge  $n$  von Kohlenstoffdioxid grafisch gegen die Zeit  $t$  auf. Begründen Sie, dass die Stoffmengenänderung an Kohlenstoffdioxid in einem bestimmten Zeitintervall Aufschluss über die Geschwindigkeit der Reaktion gibt.
- Beschreiben Sie die Änderung der Reaktionsgeschwindigkeit im Verlauf der Reaktion anhand des Graphen aus Aufgabe **d**). Stellen Sie eine Hypothese zur Ursache dieser Änderung auf.

**ENTSORGUNG** A, R, G1

## V Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit



Welchen Einfluss haben Konzentration, Zerteilungsgrad und Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit?

**V3** Stellen Sie je eine Hypothese auf und planen Sie Experimente mit folgenden Materialien:

- Essigsäurelösung ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ), Essigsäurelösung ( $c = 0,5 \text{ mol/L}$ ), Kalkpulver, gekörnter Kalk, Kalkstück
- Messzylinder, Heizplatte, Thermometer, Kolbenprober, Waage, Stativmaterial, Spatel, Reagenzgläser, Bechergläser, Uhr

Führen Sie die Experimente nach Rücksprache mit Ihrer Lehrkraft durch.

### AUSWERTUNG

- a) Überprüfen Sie die eingangs aufgestellten Hypothesen mithilfe der durchgeführten Experimente.
- b) Formulieren Sie ableitend von den Versuchsbeobachtungen bei **V3** jeweils eine je-desto-Beziehung für den Einfluss der Konzentration, des Zerteilungsgrads und der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit.

### ENTSORGUNG A

## V Katalysatoren



Manche Reaktionen laufen unter Standardbedingungen ( $T = 273,15 \text{ K} = 0 \text{ °C}$ ;  $p = 1,013 \text{ bar} = 1 \text{ atm}$ ) nur langsam oder gar nicht ab. Wie können diese Reaktionen beschleunigt werden, ohne die Konzentration, den Zerteilungsgrad oder die Temperatur zu verändern?

**V4** Legen Sie zwei Platin-Aluminium-Pellets (ersatzweise Braunstein) in einem Reagenzglas vor und geben Sie 3 mL Wasserstoffperoxidlösung (30 %, GHS 5 | 7) hinzu. Halten Sie einen glühenden Glimmspan in die Reagenzglasöffnung. Entnehmen Sie die Pellets mit einer Pinzette und geben Sie sie in frische Wasserstoffperoxidlösung. Führen Sie die Glimmspanprobe über 2 mL Wasserstoffperoxidlösung in einem Reagenzglas zum Vergleich ohne Pellets durch.

**V5** Zerreiben Sie Kartoffeln mit einer Reibe, sodass ein feiner Brei entsteht. Mörsern Sie den Brei mit Sand und etwas Wasser und filtrieren Sie den Saft



**B1** Kartoffeln reiben

in ein Becherglas. Füllen Sie ca. 5 mL Wasserstoffperoxidlösung (30 %) in ein Reagenzglas. Geben Sie eine kleine Menge Kartoffelsaft hinzu und halten Sie einen Glimmspan in die Reagenzglasöffnung.

**V6** Wiederholen Sie **V5** mit zunächst auf  $80 \text{ °C}$  bis  $90 \text{ °C}$  erhitztem und anschließend abgekühltem Kartoffelsaft.

### AUSWERTUNG

- a) Beschreiben Sie das Aussehen der Pellets in **V4** vor und nach dem Versuch.
- b) Platin fungiert in **V4** als Katalysator. Erklären Sie die Bedeutung des Begriffs.
- c) Entwickeln Sie anhand der Beobachtungen eine Reaktionsgleichung für die Reaktion in **V4**.  
*Hinweis:* Als Nebenprodukt entsteht Wasser.
- d) Vergleichen Sie **V4** und **V5** hinsichtlich der Reaktionsbedingungen und Versuchsergebnisse.
- e) In Kartoffeln wirken Enzyme als Biokatalysatoren. Stellen Sie anhand Ihrer Beobachtungen zu **V6** eine begründete Hypothese auf, was bei der Verwendung eines Biokatalysators zu beachten ist.
- f) Wasserstoffperoxid ist ein Zellgift, das in Stoffwechselprozessen entstehen kann. Erläutern Sie mithilfe dieses Hintergrundwissens die biologische Bedeutung des Enzyms Katalase in der Kartoffel.

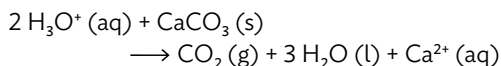
### ENTSORGUNG A, R



## 1.1.2 Reaktionsgeschwindigkeit und Stoßtheorie

### Reaktionsgeschwindigkeit

Im Alltag verwendet man saure Lösungen, die z. B. Essigsäure enthalten, um Kalkreste zu entfernen. Dabei reagiert die saure Lösung mit dem Calciumcarbonat (Kalk) unter Bildung von Kohlenstoffdioxid und Wasser (V1):



Bei der Verwendung solcher Entkalker im Haushalt stellen sich vor allem zwei Fragen: Wie schnell wirkt der Reiniger und wie kann die Reaktion beschleunigt werden? Zur Beantwortung dieser Fragen muss die Reaktionsgeschwindigkeit näher betrachtet werden.

### Reaktionsgeschwindigkeiten messen

Die Reaktionsgeschwindigkeit beschreibt den Stoffumsatz bei einer chemischen Reaktion in Abhängigkeit zur Reaktionszeit. So kann man bei der Reaktion von Essigsäure mit Kalk die Massenänderung des Reaktionsgemischs auf einer Waage untersuchen. Mit fortlaufender Bildung von Kohlenstoffdioxid, das aus dem Reaktionsgefäß entweicht, nimmt die Masse des Reaktionsansatzes ab (V2). Diese Massenänderung entspricht der Masse des gebildeten Kohlenstoffdioxids. Aus den Messwerten lassen sich die gebildeten Stoffmengen an Kohlenstoffdioxid berechnen. Trägt man diese gegen die Zeit auf, lässt sich aus dem Diagramm die Reaktionsgeschwindigkeit als Änderung der Stoffmenge  $\Delta n$  in einem Zeitintervall  $\Delta t$  berechnen (B1).

Diese Änderung der Stoffmenge  $\Delta n$  eines Edukts oder Produkts in einem bestimmten Zeitintervall  $\Delta t$  wird **mittlere Reaktionsgeschwindigkeit**  $\bar{v}_r$  (vgl. Info Momentangeschwindigkeit) genannt.

$$\bar{v}_r = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad [\bar{v}_r] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{s}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

Für Reaktionen in Lösungen bezieht man sich auf die Stoffmengenkonzentration  $c = \frac{n}{V}$  und definiert:

$$\bar{v}_r = \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad [\bar{v}_r] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Dies ist die üblichere Darstellungsweise.

Betrachtet man die Reaktionsgeschwindigkeit als die Konzentrationsabnahme eines Eduktes in einem Zeitintervall, so hat ihr Wert ein negatives Vorzeichen. Bezieht man sich hingegen auf die Zunahme der Konzentration eines Produkts, erhält sie ein positives Vorzeichen.

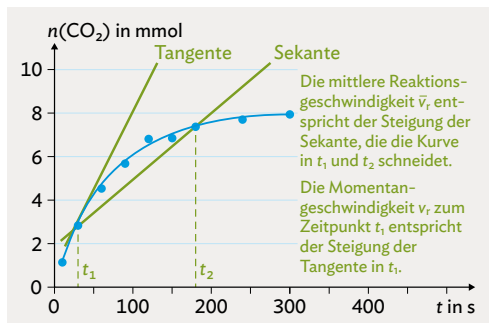
### Momentangeschwindigkeit

Von der mittleren Reaktionsgeschwindigkeit  $\bar{v}_r$ , der Geschwindigkeit der Reaktion in einem Zeitintervall, wird die Momentangeschwindigkeit  $v_r$  abgegrenzt, bei der  $t_1$  mathematisch als Grenzwert definiert wird, d. h. als ein gegen Null gehendes Zeitintervall.

### Änderung der Reaktionsgeschwindigkeit

Wie schnell reagiert Essigsäurelösung nun mit Kalk? Diese Frage ist nicht eindeutig zu beantworten, denn die Kalkentfernung scheint direkt nach der Zugabe des Essigreinigers schneller abzulaufen als nach einigen Minuten. Offenbar verändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit im Verlauf des Experiments. Die Messdaten bestätigen diesen Eindruck.

Aus B1 lässt sich ablesen, dass im Zeitintervall von 0 bis 60 s ca. 4,5 mmol Kohlenstoffdioxid gebildet werden. Nach einiger Zeit wird die in einem vergleichbar großen Zeitintervall gebildete Stoffmenge an Gas kleiner. Im Zeitintervall von



B1 Zeit-Stoffmengen-Diagramm bei der Reaktion von Kalk mit einer sauren Lösung

120 bis 180 s sind es nur ca. 0,6 mmol. Nach ca. 300 s kommt es zu keiner Gasbildung mehr. Zu diesem Zeitpunkt ist die Reaktionsgeschwindigkeit gleich Null. Die Reaktion kommt zum Erliegen. Womit lässt sich diese Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit erklären?

### Stoßtheorie

Die Stoßtheorie besagt, dass Edukt-Teilchen wirksam zusammenstoßen müssen, damit sie miteinander reagieren können. In einer Lösung ist die Anzahl der möglichen Stöße zwischen den Edukt-Teilchen und damit die Reaktionsgeschwindigkeit umso größer, je mehr Teilchen in einem bestimmten Volumen enthalten sind, je höher also die Stoffmengenkonzentration ist. Da bei fortschreitender Reaktion immer mehr Edukt-Teilchen zu Produkt-Teilchen reagieren, ist die Konzentration der reaktionsfähigen Edukt-Teilchen am Anfang am höchsten und nimmt im Laufe der Reaktion ab. Somit kann die Reaktion zu Beginn an vielen Stellen gleichzeitig ablaufen und die Reaktionsgeschwindigkeit ist höher als nach einiger Zeit. Sind nicht mehr ausreichend reaktionsfähige Teilchen vorhanden, kommt die Reaktion gänzlich zum Erliegen.

Die Grafik **B2** zeigt das genaue mathematische Verhältnis von Konzentration und möglichen Stößen: Die Stoßzahl  $z$  ist proportional zum Produkt der Teilchenanzahlen in einem bestimmten Volumen, also proportional zum Produkt der Konzentrationen der beiden Edukte A und B:

$$z \sim c(A) \cdot c(B)$$

Unter der Annahme, dass die Momentangeschwindigkeit  $v_r$  proportional zur Stoßzahl  $z$  ist, gilt für die Reaktionsgeschwindigkeit:

$$v_r = k \cdot c(A) \cdot c(B)$$

In dieser Geschwindigkeitsgleichung stellt  $k$  die **Geschwindigkeitskonstante** dar. Sie hat für jede Reaktion unter bestimmten Bedingungen einen charakteristischen Wert.

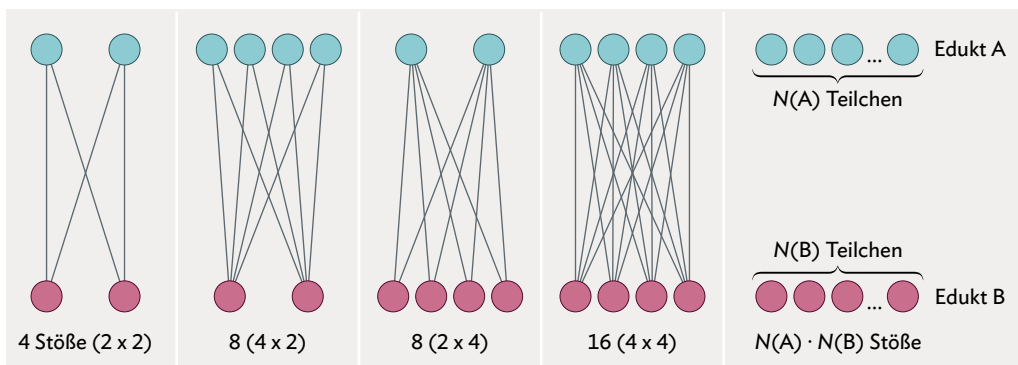
Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit beschreibt die Änderung der Stoffmenge bzw. der Stoffmengenkonzentration eines Reaktanten in einem bestimmten Zeitintervall:

$$\bar{v}_r = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad \text{bzw.} \quad \bar{v}_r = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Sie nimmt im Laufe der Reaktion ab.

### AUFGABEN

- A1** Magnesium wird mit Methansäure (Ameisensäure) versetzt. Es entsteht ein Gas, bei dessen Nachweis die Knallgasprobe positiv ausfällt. Stellen Sie eine Reaktionsgleichung auf. Formulieren Sie eine begründete Vermutung über die zeitabhängige Gasentwicklung und skizzieren Sie diese.
- A2** Bei der Reaktion von 100 mL Salzsäure ( $c = 0,5 \text{ mol/L}$ ) mit Magnesium bilden sich in fünf Minuten 10 mL Wasserstoff. Berechnen Sie die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit in Bezug auf Magnesiumchlorid und Salzsäure.



**B2** Modell zur Abhängigkeit der möglichen Stoßanzahl von der Edukt-Teilchen-Konzentration



## 1.1.3 Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit

### Einfluss der Konzentration

Die Stoßtheorie erklärt auch, wie die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflusst werden kann. Die Gasbildung verläuft bei Zugabe einer höher konzentrierten Essigsäurelösung zu Kalk lebhafter und damit schneller als bei Zugabe einer Lösung niedrigerer Konzentration (V3).

Der Grund dafür ist, dass in der höher konzentrierten sauren Lösung mehr reaktionsfähige Teilchen vorhanden sind, die zusammenstoßen können.

### Einfluss des Zerteilungsgrades

Ebenso erklärt die Stoßtheorie die unterschiedlich heftige Reaktion bei der Zugabe von Essigsäurelösung zu Kalk als Pulver, in gekörnter Form oder als Stück. Je feiner zerteilt der Kalk ist, d. h. je größer der Zerteilungsgrad ist, desto heftiger und schneller verläuft die Reaktion (V3). Der Grund dafür ist, dass bei einem Feststoff nur die Teilchen, die sich an der Oberfläche befinden, reagieren können. Je größer der Zerteilungsgrad, desto größer ist die Oberfläche des Kalks, an der nun gleichzeitig an vielen Stellen die Reaktion stattfinden kann.

### Einfluss der Temperatur

Auch die Temperatur beeinflusst die Reaktionsgeschwindigkeit. Wird die Essigsäurelösung vor der Zugabe zum Kalk erwärmt, ist die Gasbildung lebhafter als bei Zugabe einer Lösung mit Raumtemperatur (V3). Auch dieses Phänomen kann mit der Stoßtheorie erklärt werden.

Damit es zu einer Reaktion zwischen zwei Edukt-Teilchen kommen kann, müssen die Teilchen über eine gewisse Mindestenergie verfügen bzw. mit einer ausreichend hohen Geschwindigkeit zusammenstoßen. Bei höherer Temperatur bewegen sich die Teilchen schneller, es kommt zu mehr Zusammenstößen.

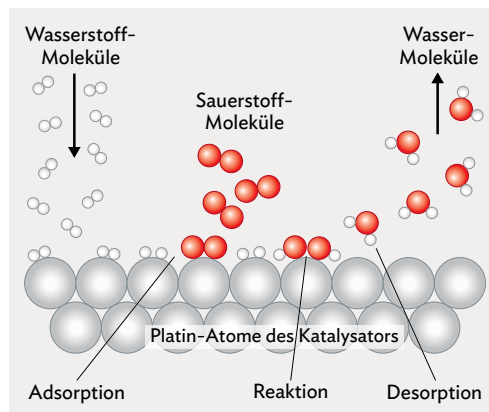
Reicht der Energiegehalt der Teilchen nicht aus, muss von außen Aktivierungsenergie zugeführt werden. Damit erhöht man die Zahl der Teilchen, die die notwendige Mindestenergie enthalten. Bei höheren Temperaturen haben mehr Teilchen die notwendige Mindestenergie.

### Einfluss eines Katalysators

Ein weiterer Faktor, der besonders für technische Synthesen wichtig ist, ist der Einsatz eines **Katalysators**.

Gibt man Platinpellets in Wasserstoffperoxidlösung, bilden sich Gasbläschen (V4). Ohne die Platinpellets ist dies nicht beobachtbar. Die Platinpellets ermöglichen erst das Stattfinden der Reaktion, bei der Sauerstoff und Wasser entstehen.

Der Katalysator nimmt zwar auch an der Reaktion teil, er geht daraus aber unverändert wieder hervor. Lange Zeit waren die Prozesse an Katalysatoroberflächen gar nicht genau bekannt, obwohl Katalysatoren bereits großtechnisch, z. B. bei der Ammoniak-Synthese, eingesetzt wurden. Bei der katalysierten Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff kommt es an der Katalysatoroberfläche zunächst zu ihrer Adsorption. Dabei bilden sich Wechselwirkungen zwischen den Edukt-Teilchen und den Atomen von der Katalysatoroberfläche aus. Das führt zur Lockerung oder gar Spaltung der Bindungen in den Edukt-Molekülen und versetzt sie in einen „aktiven“ reaktionsfähigen Zustand. Es folgt die eigentliche Reaktion, also die Umgruppierung der Atome aus den Edukt-Molekülen zu den Produkt-Molekülen, dann deren Desorption von der Katalysatoroberfläche und schließlich die Diffusion in die Umgebung (B3). Die Funktionsweise eines Katalysators basiert also darauf, dass ein anderer Reaktionsweg mit niedrigerer Aktivierungsenergie eingeschlagen



B3 Teilschritte der Katalyse

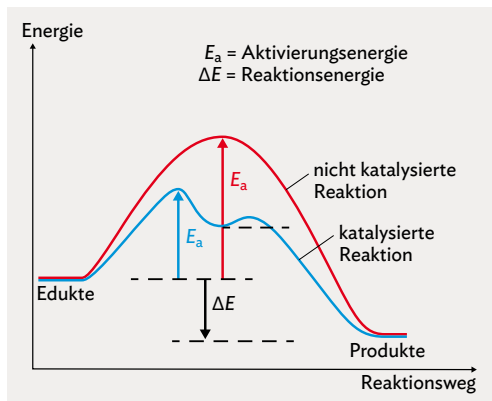
wird (B4). Insgesamt führt der Katalysatoreinsatz dazu, dass die Reaktionsgeschwindigkeit steigt. Neben herkömmlichen Katalysatoren werden bei technischen Synthesen auch **Biokatalysatoren** eingesetzt.

### Biokatalysatoren

Biokatalysatoren bzw. **Enzyme** sind nicht nur bei technischen Synthesen, sondern bei nahezu allen chemischen Reaktionen in lebenden Organismen, z. B. bei der Verdauung oder anderen Stoffwechselprozessen, von Bedeutung. Heute kennt man etwa 2700 verschiedene Enzyme, die im menschlichen Organismus wirken, und es werden ständig neue Enzyme entdeckt.

Genau wie technische Katalysatoren erhöhen Enzyme die Geschwindigkeit der Reaktionen, indem sie andere Reaktionswege mit niedrigeren Aktivierungsenergien ermöglichen. So kann z. B. ein Enzym-Molekül des Enzyms Katalase, das in Kartoffeln vorkommt, in jeder Sekunde 40 Millionen Wasserstoffperoxid-Moleküle in Sauerstoff- und Wasser-Moleküle zerlegen (V5).

Die Aktivität von Enzymen wird durch zahlreiche Faktoren beeinflusst, z. B. durch die Temperatur (V6). Bei zu hohen Temperaturen kann ein Enzym zerstört werden. Die Enzymaktivität kann auch durch die Anwesenheit von Schwermetallionen beeinflusst werden. Hierauf beruht z. B. die giftige Wirkung von Schwermetall-Salzen auf den menschlichen Organismus. Schwermetall-Salze



**B4** Energieprofile einer katalysierten und nicht katalysierten Reaktion

zählen daher zu den sogenannten Katalysatorgiften.

Die spezifische Katalysatorwirkung der Enzyme macht man sich auch außerhalb lebender Organismen zunutze. So enthalten viele Waschmittel eiweiß- und fettsplappende Enzyme.

Die Reaktionsgeschwindigkeit wird durch die Konzentration der Reaktanten, den Zerteilungsgrad, die Temperatur und die Gegenwart eines Katalysators beeinflusst. Die Stoßtheorie erklärt dieses Phänomen. Sie besagt, dass für das Stattfinden einer Reaktion Edukt-Teilchen mit einer Mindestenergie zusammenstoßen müssen.

### AUFGABEN

- A1** Benennen Sie die Bedingungen der Stoßtheorie für das Zustandekommen einer chemischen Reaktion.
- A2** Erklären Sie unter Bezug auf die Stoßtheorie, wie man die Reaktionsgeschwindigkeit einer Verbrennung verändern kann.
- A3** Recherchieren Sie den Begriff RGT-Regel. Stellen Sie einen Bezug zur Bedeutung dieser Regel in Lebewesen her.
- A4** Recherchieren Sie ein Beispiel für die Bedeutung von Katalysatoren in der Technik.
- A5** Die Grüne Chemie, auch „Green Chemistry“ genannt, strebt Umweltverträglichkeit und Nachhaltigkeit an. Eines ihrer Prinzipien lautet: „Katalysatoren sind stöchiometrischen Reagenzien zu bevorzugen.“ Erklären Sie diese Aussage.
- A6** Manche Kontaktlinsenpflegemittel enthalten eine die Augen reizende Wasserstoffperoxidlösung. Bevor sie danach genutzt werden können, müssen sie zur „Neutralisation“ für einige Stunden in ein spezielles platinhaltiges Gefäß. Begründen Sie dieses Vorgehen. Beurteilen Sie, ob der Begriff der Neutralisation für diese Reaktion passt.



## 1.2 Chemisches Gleichgewicht

Vielen Kuchen und Desserts werden bei der Zubereitung Aromastoffe zugesetzt. Bei diesen Aromastoffen handelt es sich oft um Ester, die bei falscher Aufbewahrung ihren Geschmack und Geruch verlieren oder sogar ungenießbar werden können. Was passiert mit Estern, wenn sie nicht verschlossen, kühl und trocken gelagert werden?

### 1.2.1 Versuche und Material

#### V Umkehrbare Reaktionen im offenen und geschlossenen System



Einige Aromastoffe verlieren mit der Zeit ihren charakteristischen Geruch. Diese und andere stark riechende Stoffe zersetzen sich sukzessive wieder in ihre Edukte. Man sollte sie verschlossen aufbewahren. Warum ist dies so?

**V1** Tropfen Sie etwas Thymolphthalein-Indikatorlösung auf ein angefeuchtetes Filterpapier. Entnehmen Sie mit einer 20 mL-Spritze Ammoniakgas (GHS 5 | 6 | 9) aus der Gasphase über konzentrierter Ammoniaklösung (GHS 5 | 7 | 9) und düsen Sie es auf das Filterpapier. Schwenken Sie das Filterpapier.

**V2** Wiederholen Sie **V1**. Legen Sie das Filterpapier in einen Standzylinder und verschließen Sie diesen mit einer Glasplatte.

#### AUSWERTUNG

- Erklären Sie die Färbung und Entfärbung auf dem Filterpapier mithilfe von Reaktionsgleichungen.
- Ordnen Sie den beiden Versuchen die Begriffe offenes und geschlossenes System zu.
- Erklären Sie, welche Stoffe im geschlossenen Standzylinder nebeneinander vorliegen.

#### ENTSORGUNG R

## V Gleichgewichtseinstellung



Die Veresterung ist eine Gleichgewichtsreaktion. Ihre Rückreaktion ist die Esterhydrolyse. Wie viel Carbon säure wird hierbei umgesetzt bzw. gebildet?

**V3** Setzen Sie in je einem 100 mL-Erlenmeyerkolben die folgenden Mischungen an. Vermengen Sie dazu die angegebenen Edukte in einem Messzylinder und füllen Sie sie mit Aceton als Lösemittel auf ein Gesamtvolumen von 50 mL auf.

**A Veresterung:** 0,25 mol (15 g) Essigsäure  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (GHS 2 | 5), 0,25 mol (11,5 g) Ethanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  (GHS 2 | 7) und 0,005 mol (0,48 g) konz. Schwefelsäure (GHS 5)

**B Esterhydrolyse:** 0,25 mol (22 g) Essigsäureethylester  $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$  (GHS 2 | 7), 0,25 mol (4,5 g) Wasser und 0,005 mol konz. Schwefelsäure

**C Blindprobe:** 0,005 mol konz. Schwefelsäure

Verschließen Sie die Ansätze und rühren Sie **A** und **B** drei bis vier Tage mittels Magnetrührer. Entnehmen Sie jedem Versuchsansatz 1 mL und verdünnen Sie diesen mit ca. 50 mL Wasser. Setzen Sie einige Tropfen Thymolphthalein-Indikatorlösung hinzu und titrieren Sie mit Natronlauge ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) bis zum Farbumschlag (Durchführung einer Titration unter QR-/Mediencode 06011-04).



06011-04

### AUSWERTUNG

- Notieren Sie den Verbrauch an Natronlauge tabellarisch und berechnen Sie die Mittelwerte der jeweiligen Titrationsergebnisse.
- Stellen Sie Reaktionsgleichungen für die Veresterung und die Esterhydrolyse auf.
- Berechnen Sie mithilfe des Ergebnisses für die Blindprobe, welches Volumen an Natronlauge bei den anderen beiden Ansätzen jeweils auf die Neutralisation der Essigsäure entfällt. Vergleichen Sie die Volumina.
- Zwischen der Stoffmenge  $n$ , der Konzentration  $c$  und dem Volumen  $V$  besteht die Beziehung  $n = c \cdot V$ . Das Stoffmengenverhältnis für die Neutralisation von Essigsäure mit Natronlauge ist  $n(\text{CH}_3\text{COOH}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$ . Berechnen Sie mithilfe dieser Angaben die Stoffmenge  $n$  von Essigsäure in beiden Ansätzen. Beachten Sie, dass Sie nur 1 mL des Ansatzes titriert haben.
- Berechnen Sie die Stoffmenge an Ethanol, Essigsäureethylester und Wasser für beide Ansätze im Gleichgewicht aus der Ausgangsstoffmenge  $n_0$  und der experimentell ermittelten Stoffmenge an Essigsäure.

### ENTSORGUNG G3

## V Modellversuch zum chemischen Gleichgewicht



Im chemischen Gleichgewicht ändert sich die Konzentration der Edukte und Produkte nicht mehr. Kommt die Reaktion dabei zum Erliegen?

**V4** Füllen Sie einen 100 mL-Messzylinder A mit 70 mL Wasser. Ein zweiter 100 mL-Messzylinder B ist zunächst leer. Stellen Sie nun zwei Glasrohre a und b mit unterschiedlichen Durchmessern in die Zylinder und verschließen Sie die Rohre oben mit Ihren Fingerkuppen. Entleeren Sie die Glasrohre in den jeweils anderen Zylinder. Stellen Sie nun Glasrohr a erneut in Zylinder A und Glasrohr b in Zylinder B. Wiederholen Sie die Überföhrungsprozedur. Notieren Sie nach jeder Überföhrung die Füllstände in den Zylindern. Beenden Sie den Versuch, wenn sich die Füllstände in den Messzylindern nicht mehr ändern.

### AUSWERTUNG

- Dokumentieren Sie die Wasserstände in einer Tabelle und tragen Sie den Wasserstand grafisch gegen die Anzahl der Wiederholungen auf.
- Erklären Sie anhand des Diagramms aus **a)**, dass der Versuch als Modellversuch zum chemischen Gleichgewicht herangezogen werden kann.
- Beantworten Sie die Frage in der Einleitung zu **V4** anhand Ihrer Erkenntnisse zum Modellversuch.
- Formulieren Sie eine Hypothese zum Ausgang des Experiments, wenn man nicht Zylinder A, sondern Zylinder B mit 70 mL Wasser befüllen würde und Zylinder A zunächst leer wäre. Überprüfen Sie Ihre Hypothese experimentell.

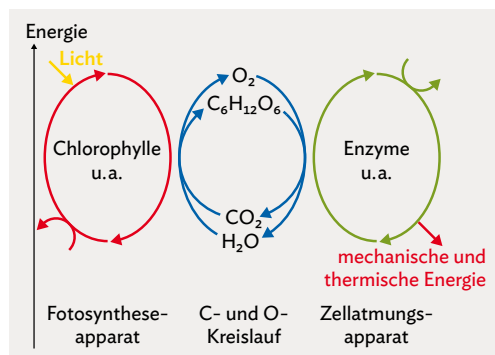
### ENTSORGUNG A

## 1.2.2 Hin- und Rückreaktion im Gleichgewicht

### Umkehrbare Reaktionen

Aromastoffe aus Estern sind aufgrund ihres charakteristischen Geschmacks zur Verfeinerung von Speisen sehr beliebt. Lagert man sie jedoch falsch, können sie ungenießbar werden. Der Grund dafür ist, dass die Ester wieder in die Alkohole und Carbonsäuren gespalten werden, aus denen sie ursprünglich durch Veresterung entstanden sind. Die chemische Reaktion, die bei der Veresterung stattfindet, läuft dabei umgekehrt ab.

Zunutze macht man sich die Umkehrung einer chemischen Reaktion zum Beispiel bei der Verwendung von Akkus. Im Akku läuft eine chemische Reaktion ab, die die Energie freisetzt, um ein Gerät zu betreiben. Beim Laden wird die chemische Reaktion durch Energiezufuhr wieder umgekehrt, sodass der Akku wieder benutzt werden kann.

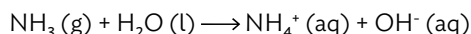


**B1** Durch Zellatmung gewinnt unser Körper Energie: Kohlenhydrate werden mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser oxidiert. Durch Fotosynthese wird diese chemische Reaktion umgekehrt, sodass Kohlenstoffdioxid und Wasser durch Energiezufuhr wieder zu Kohlenhydraten und Sauerstoff reagieren.

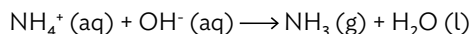
Manchmal ist die Umkehrung einer chemischen Reaktion vielschrittig und kompliziert, wie z. B. bei Fotosynthese und Zellatmung (**B1**). Prinzipiell ist jedoch jede chemische Reaktion umkehrbar (**reversibel**). Ausschlaggebend dafür, ob die **Hin-** oder die **Rückreaktion** abläuft, sind die Reaktionsbedingungen.

### Offene und geschlossene Systeme

Düst man Ammoniakgas auf ein mit Wasser angefeuchtetes und mit Thymolphthalein-Indikatorlösung beträufeltes Filterpapier, färbt sich der Indikator blau und zeigt an, dass eine alkalische Lösung entstanden ist (**V1**). Bei der chemischen Reaktion entstehen neben Ammonium-Ionen Hydroxid-Ionen, die zur Färbung des Indikators führen.



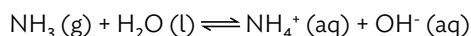
Nach einiger Zeit verschwindet die Farbe des Indikators jedoch wieder (**V1**). Es findet die Rückreaktion statt, bei der aus den Produkten wieder die Edukte Ammoniak und Wasser gebildet werden.



Da es sich um ein **offenes System** handelt, bei dem ein Stoffaustausch mit der Umgebung stattfinden kann, diffundiert das Ammoniakgas mit der Zeit in die Raumluft. Seine Konzentration wird so gering, dass kein Ammoniak mehr für die Hinreaktion zur Verfügung steht.

Wiederholt man den Versuch in einem **geschlossenen System**, das keinen Stoffaustausch mit der Umgebung erlaubt, z. B. in einem verschlossenen Standzylinder, entfärbt sich das Filterpapier nicht wieder (**V2**). Auch in diesem Fall findet die Rückreaktion statt. Da der neu gebildete Ammoniak jedoch nicht aus dem Standzylinder entweichen kann, steht er wieder als Edukt für die Hinreaktion zur Verfügung.

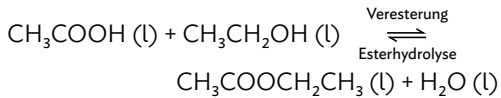
Die Hin- und Rückreaktion laufen hier gleichzeitig nebeneinander ab. Solche Reaktionen nennt man **Gleichgewichtsreaktionen** und kennzeichnet sie mit einem **Gleichgewichtspfeil** in der Reaktionsgleichung.



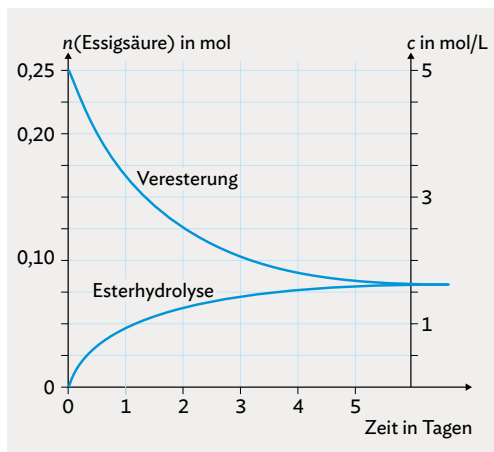
### Chemisches Gleichgewicht

Anhand der Veresterung und ihrer Rückreaktion, der Esterhydrolyse, kann man den Verlauf von Gleichgewichtsreaktionen untersuchen. In jeweils einem geschlossenen System verestert man 0,25 mol Essigsäure mit 0,25 mol Ethanol bzw. hydrolysiert 0,25 mol Essigsäureethylester mit 0,25 mol Wasser (**V3**).





Aus beiden Reaktionsansätzen wird täglich eine Probe entnommen und mit Natronlauge titriert. Bei der Titration wird die im Reaktionsansatz enthaltene Essigsäure neutralisiert. Je mehr Natronlauge zur Neutralisation benötigt wird, desto höher ist die Konzentration der Essigsäure im Ansatz. Bei der Veresterung nimmt der Verbrauch an Natronlauge im Laufe der Zeit ab, wohingegen er bei der Hydrolyse zunimmt. Nach einigen Tagen ist der Verbrauch an Natronlauge bei beiden Ansätzen identisch und verändert sich auch in den darauffolgenden Tagen nicht mehr. Das bedeutet, dass auch die Konzentration der Essigsäure in beiden Ansätzen gleich groß und konstant ist (**B2**).



**B2** Änderung der Stoffmenge bzw. Konzentration von Essigsäure bei der Veresterung und bei der Esterhydrolyse im geschlossenen System.

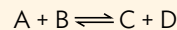
Da in beiden Ansätzen nach Tagen noch Essigsäure enthalten ist, müssen beide Reaktionen **unvollständig** abgelaufen sein. Bei der Veresterung hat nur ein Teil der Essigsäure mit einem Teil des Ethanol zu Essigsäureethylester und Wasser reagiert. Der Rest der Edukte liegt neben den Produkten im Reaktionsgemisch vor. Ebenso hat bei der Esterhydrolyse nur ein Teil des Essigsäureethylesters mit Wasser zu Essigsäure und Ethanol reagiert und liegt neben den Produkten der Reaktion im Reaktionsgemisch vor.

Da die Konzentration der Essigsäure in beiden Ansätzen konstant bleibt, bleiben auch die Konzentrationen von Ethanol, Essigsäureethylester und Wasser konstant.

Diese Beobachtungen gelten auch für andere Gleichgewichtsreaktionen in geschlossenen Systemen. Die Reaktionen verlaufen unvollständig und nach einiger Zeit liegen alle Edukte und Produkte in konstanten Konzentrationen im Reaktionsansatz vor. Diesen Zustand nennt man **chemisches Gleichgewicht**.

Gleichgültig, ob man von der Hin- oder der Rückreaktion ausgeht, stellt sich ein identisches chemisches Gleichgewicht ein.

Gleichgewichtsreaktionen kennzeichnet man in Reaktionsgleichungen durch einen Gleichgewichtspfeil:



Die energetische Angabe hinter einer Reaktionsgleichung bezieht sich immer auf die von links nach rechts abgebildete Hinreaktion.

In geschlossenen Systemen laufen Gleichgewichtsreaktionen nicht vollständig ab, sodass sich bei konstanter Temperatur nach einiger Zeit ein chemisches Gleichgewicht einstellt, in dem die Konzentrationen aller an der Reaktion beteiligten Stoffe konstant bleiben.

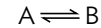
### AUFGABEN

- A1** Beschreiben Sie, unter welchen Bedingungen sich auch in einem offenen System ein chemisches Gleichgewicht einstellen kann.
- A2** Lesen Sie aus dem Diagramm in **B2** die ungefähre Konzentration der Essigsäure im chemischen Gleichgewicht ab und bestimmen Sie damit die Konzentration des Esters im chemischen Gleichgewicht.
- A3** „Chemisches Gleichgewicht“ bedeutet, dass alle Stoffe die gleiche Konzentration haben.“ Beurteilen Sie diese Aussage.

### 1.2.3 Einstellung des chemischen Gleichgewichts

Im chemischen Gleichgewicht ändern sich die Konzentrationen und Stoffmengen aller beteiligten Stoffe nicht mehr. Wie kann man sich diesen Gleichgewichtszustand vorstellen?

ist ein Beispiel für die einfachste Gleichgewichtsreaktion:



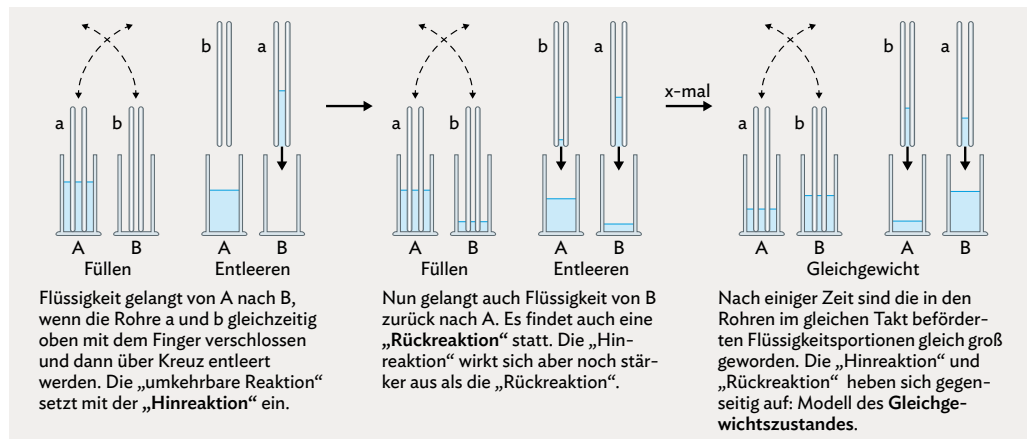
#### Modellversuch

Die Vorgänge während der Gleichgewichtseinstellung veranschaulicht ein Modellversuch (V4, B3). Am Anfang befindet sich nur in Zylinder A Flüssigkeit. Beim Eintauchen der Rohre in die beiden Zylinder füllen sich diese abhängig davon, wie viel Flüssigkeit im Zylinder ist. Im ersten Schritt füllt sich nur Rohr a mit Flüssigkeit, die in Zylinder B überführt wird. Beim nächsten Schritt befindet sich in beiden Zylindern Flüssigkeit, sodass sich beide Rohre füllen. Da in Zylinder A mehr Flüssigkeit ist als in Zylinder B und Rohr a einen größeren Durchmesser hat als Rohr b, wird aus Zylinder A mehr Flüssigkeit in Zylinder B überführt als Flüssigkeit von Zylinder B in Zylinder A überführt wird. Der Flüssigkeitspegel nimmt deshalb in Zylinder A ab und in Zylinder B zu. Nach einiger Zeit hat sich der Flüssigkeitspegel so eingestellt, dass sich die beiden Rohre mit identischen Flüssigkeitsportionen füllen. Die aus dem jeweiligen Zylinder entnommene Flüssigkeitsportion entspricht dann der in den Zylinder überführten Flüssigkeitsportion. Die Flüssigkeitspegel in den Zylindern ändern sich daher nicht mehr, obwohl weiterhin Flüssigkeit zwischen ihnen ausgetauscht wird. Dieser Modellversuch

#### Modell und Estergleichgewicht

Überträgt man die Vorgänge des Modellversuchs aus V4 auf das Estergleichgewicht, entspricht das Überführen der Flüssigkeit von A nach B der Hinreaktion (Veresterung) und das Überführen der Flüssigkeit von B nach A der Rückreaktion (Esterhydrolyse). Die Flüssigkeitspegel in den Zylindern stehen für die Stoffmengen der Edukte (A) bzw. Produkte (B) und die Flüssigkeitsportionen in den Rohren a und b repräsentieren die Stoffmengenänderungen der Edukte (a) bzw. Produkte (b) während der Reaktion.

Die Gleichgewichtsreaktion startet mit der Hinreaktion, indem Carbonsäure und Alkohol miteinander zu Ester und Wasser reagieren. Mit Bildung der Produkte setzt die Rückreaktion ein. Der Ester wird mit Wasser wieder in die Carbonsäure und den Alkohol gespalten. Zu Beginn ist der Stoffumsatz bei der Hinreaktion größer, sodass die Stoffmengen der Edukte ab und die der Produkte zunehmen. Im Laufe der Zeit nimmt der Stoffumsatz der Rückreaktion zu und der Stoffumsatz der Hinreaktion schwächt sich ab. Entsprechend der konstanten Flüssigkeitspegel im Modellversuch bleiben hier die Stoffmengen aller Stoffe irgendwann konstant, obwohl die Hin- und die Rückreaktion weiterhin stattfinden.



B3 Durchführung und Ergebnis des Modellversuchs zum chemischen Gleichgewicht



Da genauso viele Produkte aus Edukten gebildet werden, wie gleichzeitig Produkte in Edukte gespalten werden, entspricht die Stoffmengenänderung der Edukte der der Produkte: Das chemische Gleichgewicht hat sich eingestellt. Weil sich Stoffmengen und Konzentrationen der Stoffe nicht ändern, obwohl die Hin- und die Rückreaktion nicht zum Erliegen kommen, spricht man von einem **dynamischen Gleichgewicht**.

### Vorgänge auf Teilchenebene

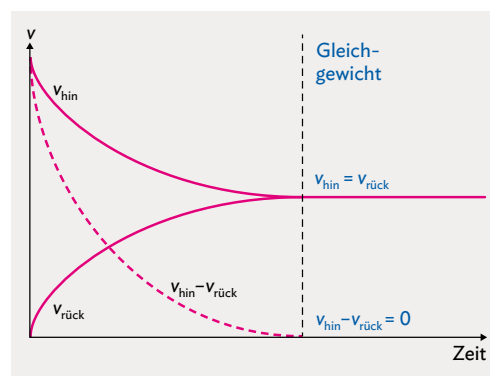
Warum gleichen sich die Stoffmengenänderungen während der Einstellung des chemischen Gleichgewichts an?

Am Beispiel des Estergleichgewichts kann man sich die Vorgänge auf Teilchenebene so vorstellen: Zu Beginn der Veresterung liegen ausschließlich Carbonsäure- und Alkohol-Moleküle vor. Stoßen ein Carbonsäure- und ein Alkohol-Molekül aufeinander, findet eine Reaktion statt, bei der aus ihnen ein Ester- und ein Wasser-Molekül gebildet werden. Mit der Zeit nimmt die Anzahl der Carbonsäure- und der Alkohol-Moleküle und damit auch die Anzahl ihrer Zusammenstöße ab. Es entstehen immer weniger Ester- und Wasser-Moleküle. Gleichzeitig findet bei einem erfolgreichen Zusammenstoß eines Ester-Moleküls mit einem Wasser-Molekül die Rückreaktion statt und ein Carbonsäure- und ein Alkohol-Molekül werden gebildet. Anfänglich kommen solche Zusammenstöße selten vor, da es nur wenige Ester- und Wasser-Moleküle gibt. Mit der Zeit nehmen die Zusammenstöße jedoch zu und aus den Produkt-Teilchen werden immer mehr Carbonsäure- und Alkohol-Moleküle gebildet. Sobald genauso viele Ester- und Wasser-Moleküle aus Carbonsäure- und Alkohol-Molekülen gebildet werden, wie gleichzeitig Ester- und Wasser-Moleküle in Carbonsäure- und Alkohol-Moleküle gespalten werden, hat sich das chemische Gleichgewicht eingestellt.

### Reaktionsgeschwindigkeit im Gleichgewicht

Da im chemischen Gleichgewicht pro Zeitintervall genauso viele Produkte aus Edukten gebildet

werden, wie Produkte in Edukte zerlegt werden, ändern sich die Stoffmengen und damit die Konzentrationen der Edukte und Produkte nicht mehr. Da die Änderung der Stoffmenge in einem Zeitintervall die Reaktionsgeschwindigkeit beschreibt, kann man sagen, dass im chemischen Gleichgewicht die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion der Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion entspricht:  $v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$  (**B4**). Für die Gesamtreaktionsgeschwindigkeit im Gleichgewicht  $v_{\text{GG}}$  gilt:  $v_{\text{GG}} = v_{\text{hin}} - v_{\text{rück}} = 0$  (**B4**).



Stoßtheorie  
→ S. 47

#### B4 Änderung der Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktion und der Reaktionsgeschwindigkeit im Gleichgewicht

Das chemische Gleichgewicht ist ein dynamisches Gleichgewicht, in dem die Hin- und die Rückreaktion weiterhin zeitgleich ablaufen. Die Konzentrationen aller beteiligten Stoffe sind konstant, da zeitgleich identische Stoffmengen an Produkten und Edukten gebildet und zerlegt werden. Im chemischen Gleichgewicht gilt:

$$v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$$

#### AUFGABEN

- A1** Vergleichen Sie das Gleichgewicht auf einer Wippe mit dem chemischen Gleichgewicht.
- A2** Unter Reaktionsgeschwindigkeit  $v_r$  versteht man bei Stoffen in Lösung die Änderung der Konzentration  $\Delta c$  eines Reaktionsteilnehmers in einem Zeitintervall  $\Delta t$ . Begründen Sie, dass im Gleichgewicht  $v_r = 0$  gilt.

## 1.2.4 Das chemische Gleichgewicht simulieren

Um den Einfluss der Ausgangskonzentration  $c_0$  und der Geschwindigkeitskonstanten  $k$  auf die Einstellung des chemischen Gleichgewichts zu untersuchen, kann man dieses mithilfe eines Tabellenkalkulationsprogramms simulieren.

Während der Einstellung des chemischen Gleichgewichts bei der Gleichgewichtsreaktion  $A \rightleftharpoons B$  reagiert Edukt A mit der Geschwindigkeit  $v_{\text{hin}} = \frac{\Delta c(A)}{\Delta t} = k_{\text{hin}} \cdot c(A)$  zu Produkt B. Gleichzeitig reagiert Produkt B mit der Geschwindigkeit  $v_{\text{rück}} = \frac{\Delta c(B)}{\Delta t} = k_{\text{rück}} \cdot c(B)$  zu Edukt A. Mit  $\Delta c(A)$  und  $\Delta c(B)$  kann man  $c(A)$  und  $c(B)$  zu verschiedenen Zeitpunkten berechnen.

Gegeben sind  $c_0(A) = 1 \text{ mol/L}$ ;  $k_{\text{hin}} = 0,005 \text{ 1/s}$ ;

$c_0(B) = 0 \text{ mol/L}$  und  $k_{\text{rück}} = 0,001 \text{ 1/s}$ .

Berechnen Sie das Verhältnis von Produkt zu Edukt im Gleichgewichtszustand, wenn  $c_0(A)$  um das 100-Fache erhöht wird.

### VORGEHEN

- Benennen Sie die Felder A1–C1 mit Zeitintervall [s],  $k_{\text{hin}}$ ,  $k_{\text{rück}}$  und die Felder A4–C4 mit t [min],  $c(A)$  [mol/L],  $c(B)$  [mol/L]. Tragen Sie die bekannten Werte ein und legen Sie das Zeitintervall auf 60 s fest. Legen Sie unter t [min] 50 Zeitpunkte mit fortlaufender Nummerierung, beginnend mit 0, an (B1).

- Nach einer Minute hat sich die Anfangskonzentration von A  $c_0(A)$  bzw. B  $c_0(B)$  um  $\Delta c(A)$  bzw.  $\Delta c(B)$  verändert. Da A bei der Reaktion von A zu B verbraucht und gleichzeitig bei der Reaktion von B zu A gebildet wird, hängt  $\Delta c(A)$  von den Reaktionsgeschwindigkeiten von A und B ab. Stellen Sie die Gleichung zur Berechnung von  $c(A)$  und  $c(B)$  zum Zeitpunkt 1 auf.

$$c_1(A) = c_0(A) + \Delta c(A) \quad \text{bzw.} \quad c_1(B) = c_0(B) + \Delta c(B)$$

$$\text{mit } \frac{\Delta c(A)}{\Delta t} = -k_{\text{hin}} \cdot c(A) + k_{\text{rück}} \cdot c(B)$$

$$\text{bzw. } \frac{\Delta c(B)}{\Delta t} = -k_{\text{rück}} \cdot c(B) + k_{\text{hin}} \cdot c(A)$$

$$c_1(A) = c_0(A) + [-k_{\text{hin}} \cdot c_0(A) + k_{\text{rück}} \cdot c_0(B)] \cdot \Delta t$$

$$c_1(B) = c_0(B) + [-k_{\text{rück}} \cdot c_0(B) + k_{\text{hin}} \cdot c_0(A)] \cdot \Delta t$$

- Übertragen Sie die Gleichungen zur Berechnung in das Tabellenkalkulationsprogramm (B1). (Hinweis: \$ kennzeichnet, dass diese Werte bei der Übernahme der Formeln für spätere Zeitpunkte gleich bleiben.)

$$c_1(A) = c_0(A) + [-k_{\text{hin}} \cdot c_0(A) + k_{\text{rück}} \cdot c_0(B)] \cdot \Delta t$$

$$B6 = B5 + (-B\$2 * B5 + C\$2 * C5) * A\$2$$

$$c_1(B) = c_0(B) + [-k_{\text{rück}} \cdot c_0(B) + k_{\text{hin}} \cdot c_0(A)] \cdot \Delta t$$

$$C6 = C5 + (-C\$2 * C5 + B\$2 * B5) * A\$2$$

Übernehmen Sie die Formeln für die übrigen Zeitpunkte, indem Sie in der Formel B5 bzw. C5 automatisch durch B6 bzw. C6 usw. ersetzen. Klicken Sie dazu die Zelle B5 bzw. C5 an und fahren Sie mit dem Cursor auf die untere rechte Ecke der Zelle. Ziehen Sie das erscheinende + bei gedrückter linker Maustaste nach unten.

	A	B	C	D
1	Zeitintervall [s]	$k_{\text{hin}}$	$k_{\text{rück}}$	
2	60	0,005	0,001	
3				
4	t [min]	$c(A)$ [mol/L]	$c(B)$ [mol/L]	
5	0	1,000	0,000	
6	1	$=B5+(-B\$2*B5+C\$2*C5)*A\$2$		

### B1 Ansicht im Tabellenkalkulationsprogramm

- Lesen Sie ab, wann sich das Gleichgewicht eingestellt hat und berechnen Sie mit den Gleichgewichtskonzentrationen  $c_{\text{GG}}(A)$  und  $c_{\text{GG}}(B)$  das Verhältnis von Produkt und Edukt.  
Das Gleichgewicht hat sich nach 16 Minuten mit  $c_{\text{GG}}(A) = 0,167 \text{ mol/L}$  und  $c_{\text{GG}}(B) = 0,833 \text{ mol/L}$  eingestellt. Das Verhältnis von Produkten zu Edukten ist  $\approx 4,99$ . (Hinweis: Je nach Rundung können die Werte abweichen).
- Erhöhen Sie  $c_0(A)$  auf 100 mol/L und beschreiben Sie, wie sich das Verhältnis von Edukt und Produkt im Gleichgewichtszustand verändert.  
Das Verhältnis zwischen Produkten zu Edukten im Gleichgewichtszustand beträgt unverändert 4,99.

### AUFGABEN

- Stellen Sie den Konzentrationsverlauf des Edukts und Produkts im Tabellenkalkulationsprogramm mit einem Diagramm für  $c_0(A) = 1 \text{ mol/L}$  und einem Diagramm für  $c_0(A) = 100 \text{ mol/L}$  dar. Vergleichen Sie die beiden Diagramme (Informationen zur Diagrammerstellung unter QR-/Mediencode 06011-05).
- Beschreiben Sie die Auswirkungen auf das chemische Gleichgewicht, wenn a)  $k_{\text{hin}}$  halbiert wird, b)  $k_{\text{rück}}$  0,009 1/s ist und c)  $k_{\text{hin}}$  und  $k_{\text{rück}}$  0,005 1/s sind.



06011-05

## 1.2.5 Massenwirkungsgesetz

Bei allen Gleichgewichtsreaktionen stellt sich nach einer gewissen Zeit das chemische Gleichgewicht ein. Untersucht man diese Gleichgewichte näher, zeigt sich, dass man drei Gleichgewichtszustände unterscheiden kann:

1. Die Konzentration der Edukte ist höher als die der Produkte.
2. Die Konzentrationen der Edukte und Produkte sind gleich.
3. Die Konzentration der Produkte ist höher als die der Edukte.

Wie lassen sich die Gleichgewichtszustände quantitativ beschreiben?

Dazu betrachtet man eine allgemeine Modellreaktion:  $A + B \rightleftharpoons C + D$

Ein Kennzeichen des chemischen Gleichgewichts ist es, dass die Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und der Rückreaktion gleich groß sind:  $v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$

Neben der Geschwindigkeitskonstanten  $k$  hängen die Reaktionsgeschwindigkeiten von den Konzentrationen der beteiligten Stoffe ab:

$$v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot c(A) \cdot c(B)$$

$$v_{\text{rück}} = k_{\text{rück}} \cdot c(C) \cdot c(D)$$

Also gilt beim Gleichgewicht:

$$k_{\text{hin}} \cdot c(A) \cdot c(B) = k_{\text{rück}} \cdot c(C) \cdot c(D)$$

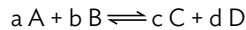
Durch Umformen erhält man:

$$\frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}} = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)}$$

Den Quotienten der Geschwindigkeitskonstanten fasst man als **Gleichgewichtskonstante  $K_c$**  zusammen.

$$K_c = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)}$$

Dieser Zusammenhang zwischen den Konzentrationen der Edukte und denen der Produkte im chemischen Gleichgewicht wird als **Massenwirkungsgesetz (MWG)** bezeichnet. Für eine Reaktionsgleichung mit verschiedenen Stöchiometriefaktoren gilt:



$$K_c = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$$

Mithilfe des Werts von  $K_c$  kann man eine Aussage über die Lage des Gleichgewichts machen:

	Die Konzentration der Edukte ...
$K_c < 1$	... ist größer als die der Produkte.
$K_c = 1$	... ist gleich der der Produkte.
$K_c > 1$	... ist kleiner als die der Produkte.

Das MWG wurde bereits Mitte des 19. Jahrhunderts von den Forschern CATO MAXIMILIAN GULDBERG und PETER WAAGE aufgestellt. Sie untersuchten dazu über 300 Gleichgewichte und konnten zeigen, dass  $K_c$  unabhängig von den Anfangskonzentrationen der Stoffe, aber abhängig von der Temperatur ist.

Das MWG beschreibt das konstante Verhältnis der Konzentration von Produkten zu Edukten im chemischen Gleichgewicht.

Die stöchiometrischen Faktoren aus der Reaktionsgleichung gehen als Exponenten der Konzentration in das MWG ein.

### AUFGABEN

- A1** Formulieren Sie das MWG für die folgenden Reaktionen.
- a)  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
  - b)  $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{l}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$
  - c)  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$
- A2** a) Stellen Sie für die Reaktion von Essigsäure mit Ethanol das MWG auf und geben Sie die Einheit für  $K_c$  an.
- b) Erklären Sie, dass die Einheit für  $K_c$  bei einer anderen Reaktion auch L/mol sein kann.
- A3** Für die Herstellung von Essigsäureethylester gilt im Gleichgewicht bei 20 °C:  $K_c = 4$ . Leiten Sie daraus ab, ob im Gleichgewicht der Anteil der Produkte oder der Edukte überwiegt.

## 1.2.6 Berechnungen mit dem Massenwirkungsgesetz durchführen

Die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  wurde für viele Reaktionen mithilfe experimentell gemessener Gleichgewichtskonzentrationen berechnet und tabelliert. Mit ihrer Hilfe kann man z. B. bestimmen, ob sich das Gleichgewicht einer Reaktion bereits eingestellt hat und wie hoch die Konzentrationen der Stoffe im Gleichgewicht sind. Außerdem kann man damit vorhersagen, wie hoch die Ausbeute eines gewünschten Produkts ist.

### Die Gleichgewichtskonstante einer Reaktion berechnen

- In einem Behälter mit dem Volumen  $V = 5 \text{ L}$  hat sich zwischen Stickstoff ( $n_{\text{GG}} = 5,05 \text{ mol}$ ), Wasserstoff ( $n_{\text{GG}} = 8 \text{ mol}$ ) und Ammoniak ( $n_{\text{GG}} = 0,5 \text{ mol}$ ) ein Gleichgewicht eingestellt. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  für die Reaktion.
- Zur Herstellung von Schwefelsäure wird Schwefeldioxid ( $c_0 = 8 \text{ mol/L}$ ) mit Sauerstoff ( $c_0 = 5 \text{ mol/L}$ ) bei  $726 \text{ }^\circ\text{C}$  zu Schwefeltrioxid oxidiert. Im Gleichgewicht beträgt die Konzentration von Schwefeltrioxid  $7,56 \text{ mol/L}$ . Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  für die Reaktion.

#### VORGEHEN: Beispiel a)

- Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung.  

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$$
- Geben Sie den mathematischen Ausdruck für die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  an.  

$$K_c = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2) \cdot c^3(\text{H}_2)}$$
- Entnehmen Sie die Größen, die zur Berechnung notwendig sind, aus der Aufgabenstellung oder, falls nötig, berechnen Sie diese mithilfe der Angaben. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentrationen.

gegeben	gesucht
$V = 5 \text{ L}$	
$n_{\text{GG}}(\text{N}_2) = 5,05 \text{ mol}$	$c_{\text{GG}}(\text{N}_2)$
$n_{\text{GG}}(\text{H}_2) = 8 \text{ mol}$	$c_{\text{GG}}(\text{H}_2)$
$n_{\text{GG}}(\text{NH}_3) = 0,5 \text{ mol}$	$c_{\text{GG}}(\text{NH}_3)$

$$c_{\text{GG}}(\text{N}_2) = \frac{n_{\text{GG}}(\text{N}_2)}{V} = \frac{5,05 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 1,01 \text{ mol/L}$$

$$c_{\text{GG}}(\text{H}_2) = \frac{n_{\text{GG}}(\text{H}_2)}{V} = \frac{8 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 1,6 \text{ mol/L}$$

$$c_{\text{GG}}(\text{NH}_3) = \frac{n_{\text{GG}}(\text{NH}_3)}{V} = \frac{0,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

- Setzen Sie die Größen in das MWG ein und berechnen Sie den Wert für  $K_c$ .

$$K_c = \frac{(0,1 \text{ mol/L})^2}{(1,01 \text{ mol/L}) \cdot (1,6 \text{ mol/L})^3} = 2,41 \cdot 10^{-3} \text{ L}^2/\text{mol}^2$$

#### VORGEHEN: Beispiel b)

- $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$

- $K_c = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$

- | gegeben   | gesucht                      |
|---|------------------------------|
| $c_0(\text{SO}_2) = 8 \text{ mol/L}$              | $c_{\text{GG}}(\text{SO}_2)$ |
| $c_0(\text{O}_2) = 5 \text{ mol/L}$               | $c_{\text{GG}}(\text{O}_2)$  |
| $c_{\text{GG}}(\text{SO}_3) = 7,56 \text{ mol/L}$ |                              |

$c_{\text{GG}}(\text{SO}_2)$  und  $c_{\text{GG}}(\text{O}_2)$  lassen sich mithilfe ihrer Ausgangskonzentrationen  $c_0$  und der Konzentration von Schwefeltrioxid im Gleichgewicht  $c_{\text{GG}}(\text{SO}_3)$  berechnen. Aus den stöchiometrischen Faktoren in der Reaktionsgleichung lässt sich der Zusammenhang zwischen der Konzentration von Schwefeltrioxid mit den Konzentrationen von Schwefeldioxid und Sauerstoff im chemischen Gleichgewicht ableiten. Das Verhältnis von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid ist 1:1. Das Verhältnis von Sauerstoff zu Schwefeltrioxid ist 1:2. Durch Umformen kann man daraus die Konzentration von Schwefeldioxid und Sauerstoff aus der Konzentration von Schwefeltrioxid bestimmen:

$$\frac{c(\text{SO}_2)}{c(\text{SO}_3)} = \frac{1}{1} \Rightarrow c(\text{SO}_2) = c(\text{SO}_3)$$

$$\frac{c(\text{O}_2)}{c(\text{SO}_3)} = \frac{1}{2} \Rightarrow c(\text{O}_2) = \frac{1}{2} c(\text{SO}_3)$$

Bei der Bildung von Schwefeltrioxid verringern sich die Anfangskonzentrationen von Schwefeldioxid um die Konzentration des gebildeten Schwefeltrioxids. Die Anfangskonzentration von Sauerstoff verringert sich um die Hälfte der Konzentration des gebildeten Schwefeltrioxids:

$$c_{\text{GG}}(\text{SO}_2) = c_0(\text{SO}_2) - c_{\text{GG}}(\text{SO}_3)$$

$$c_{\text{GG}}(\text{O}_2) = c_0(\text{O}_2) - \frac{1}{2} c_{\text{GG}}(\text{SO}_3)$$

	$\text{SO}_2$	$\text{O}_2$	$\text{SO}_3$
$c_0$ [mol/L]	8	5	0
$c_{\text{GG}}$ [mol/L]	$(8 - 7,56)$ = 0,44	$(5 - \frac{1}{2} \cdot 7,56)$ = 1,22	7,56

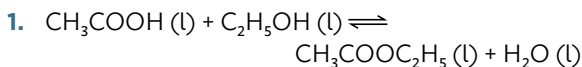
$$4. K_c = \frac{(7,56 \text{ mol/L})^2}{(0,44 \text{ mol/L})^2 \cdot (1,22 \text{ mol/L})} = 241,98 \text{ L/mol}$$

### Die Konzentrationen im chemischen Gleichgewicht und die Ausbeute des Produkts berechnen

In einem Rückflusskühler werden Essigsäure ( $c_0 = 2,5 \text{ mol/L}$ ) und Ethanol ( $c_0 = 3 \text{ mol/L}$ ) zur Reaktion gebracht. Bei  $20^\circ\text{C}$  ist die Gleichgewichtskonstante des Estergleichgewichts für Essigsäureethylester  $K_c = 4$ .

Berechnen Sie die Konzentration von Essigsäureethylester im Gleichgewicht und dessen Ausbeute  $\eta$ .

#### VORGEHEN



$$2. K_c = \frac{c(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot c(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}$$

gegeben	gesucht
$c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2,5 \text{ mol/L}$	$c_{\text{GG}}(\text{CH}_3\text{COOH})$
$c_0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 3 \text{ mol/L}$	$c_{\text{GG}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$
$K_c = 4$	$c_{\text{GG}}(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5)$
	$c_{\text{GG}}(\text{H}_2\text{O})$
	$\eta(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5)$

Das Verhältnis von Essigsäure, Ethanol und Wasser zu Essigsäureethylester ist jeweils 1:1. Da die Konzentration von Essigsäureethylester im Gleichgewicht unbekannt ist, gilt:  $c_{\text{GG}}(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) = x$ .

	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$	$\text{H}_2\text{O}$
$c_0 \text{ [mol/L]}$	2,5	3	0	0
$c_{\text{GG}} \text{ [mol/L]}$	$2,5 - x$	$3 - x$	$x$	$x$

$$4. 4 = \frac{x \cdot x}{(2,5 - x) \cdot (3 - x)} \Rightarrow 4 = \frac{x^2}{x^2 - 5,5x + 7,5}$$

Stellen Sie die Formel nach Multiplikation mit dem Nenner so um, dass eine quadratische Gleichung der Form  $ax^2 + bx + c = 0$  entsteht.

$$4x^2 - 22x + 30 = x^2 \Leftrightarrow 3x^2 - 22x + 30 = 0$$

Lösen Sie die quadratische Gleichung:

$$x_1 = 1,81 \text{ und } x_2 = 5,52.$$

Da die Ausgangskonzentration der Essigsäure nur  $2,5 \text{ mol/L}$  ist, lässt sich damit im Gleichgewicht keine Esterkonzentration von  $5,52 \text{ mol/L}$  erreichen.

Der Wert für  $x_2$  kann daher nicht der Konzentration des Esters entsprechen.

Berechnen Sie mit dem Wert für  $x_1$  die Konzentrationen aller Stoffe im chemischen Gleichgewicht:

	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$	$\text{H}_2\text{O}$
$c_{\text{GG}} \text{ [mol/L]}$	$2,5 - 1,81$ $= 0,69$	$3 - 1,81$ $= 1,19$	1,81	1,81

5. Würde die Reaktion vollständig verlaufen, würde die komplette Essigsäure ( $c_0 = 2,5 \text{ mol/L}$ ) zu Essigsäureethylester umgesetzt werden und die Konzentration des Esters würde  $c = 2,5 \text{ mol/L}$  betragen. Da der Umsatz aufgrund des Gleichgewichts unvollständig ist, lässt sich nur eine Konzentration des Esters von  $c = 1,81 \text{ mol/L}$  erreichen.

Berechnen Sie die Ausbeute  $\eta$  des Esters, indem Sie den Quotienten aus der Konzentration des Esters im Gleichgewicht und der maximal möglichen Konzentration des Esters bei vollständiger Umsetzung bilden:

$$\eta(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) = \frac{1,81 \text{ mol/L}}{2,5 \text{ mol/L}} = 0,72 = 72 \%$$

Die Ausbeute an Ester beträgt 72 %.

#### AUFGABEN

- A1** In einem 2 L-Gefäß werden 4 mol Sauerstoff mit 6 mol Wasserstoff zur Reaktion gebracht. Im Gleichgewichtszustand liegen 4 mol Wasser vor. Überprüfen Sie, ob sich das Gleichgewicht ( $K_c = 5,9 \cdot 10^{67} \text{ L/mol}$ ) bereits vollständig eingestellt hat.
- A2** Zwischen Iod ( $c_0 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ ), Wasserstoff ( $c_0 = 0,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ ) und Iodwasserstoff stellt sich in einem geschlossenen Behälter bei  $458^\circ\text{C}$  ein Gleichgewicht ein ( $K_c = 48,75$ ). Berechnen Sie die Konzentration aller Reaktionsteilnehmer im Gleichgewicht.
- A3** Methanol kann technisch aus Synthesegas hergestellt werden. Das Synthesegasgemisch enthält am Anfang Wasserstoff ( $c_0 = 0,3 \text{ mol/L}$ ) und Kohlenstoffmonoxid. Berechnen Sie, wie hoch die Anfangskonzentration des Kohlenstoffmonoxids sein muss, damit der Wasserstoff nach der Gleichgewichtseinstellung ( $K_c = 0,7 \text{ L}^2/\text{mol}^2$ ) zu 80 % zu Methanol umgesetzt wird. Berechnen Sie außerdem die Ausbeute an Methanol im Gleichgewicht.





### Kohlensäurehaltige Getränke im Sommer nicht im Auto lagern!

Im Sommer kann sich ein Auto durch die Sonne schnell auf über 80 °C aufheizen. Lagert man kohlensäurehaltige Getränke bei diesen Temperaturen länger im Auto, können Flaschen und Dosen explodieren. Zur Sicherheit sollten diese unter dem Sitz oder im Kofferraum aufbewahrt werden.

## 1.3 Beeinflussung des Gleichgewichts

Kohlensäurehaltiges Mineralwasser stellt man her, indem man unter hohem Druck Kohlenstoffdioxid in Mineralwasser einpresst. Bei der Reaktion zwischen Kohlenstoffdioxid und Mineralwasser stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein. Durch welche Bedingungen lässt sich das Gleichgewicht und damit der Kohlensäuregehalt des Mineralwassers beeinflussen?

### 1.3.1 Versuche und Material

#### V Einfluss der Konzentration



Gleichgewichtsreaktionen stellen für Synthesen in der chemischen Industrie eine besondere Herausforderung dar. Da die Edukte nicht vollständig umgesetzt werden, ist die Ausbeute an den gewünschten Produkten geringer als theoretisch möglich. Kann man durch Konzentrationsänderungen die Produktausbeute erhöhen?

**V1** Vermischen Sie 25 mL einer Eisen(III)-chlorid-Hexahydratlösung (GHS 5 | 7) mit dem gleichen Volumen einer Kaliumthiocyanatlösung (GHS 7). Verteilen Sie die Lösung gleichmäßig auf fünf Reagenzgläser und nummerieren Sie diese von 1 bis 5.

**V2** Fügen Sie in Reagenzglas 2 eine kleine Menge festes Eisen(III)-chlorid-Hexahydrat und in Reagenzglas 3 eine kleine Menge festes Kaliumthiocyanat hinzu.

**V3** Fügen Sie in Reagenzglas 4 einige Tropfen Silbernitratlösung ( $w = 2\%$ , GHS 5 | 9) und in Reagenzglas 5 einige Tropfen Natronlauge ( $c = 0,1\text{ mol/L}$ , GHS 5) hinzu.

#### AUSWERTUNG

- Vergleichen Sie die Farbe der Lösung in Reagenzglas 1 mit der Farbe der Lösungen in **V2** und **V3**.
- Eisen(III)-Ionen  $\text{Fe}^{3+}$  und Thiocyanat-Ionen  $\text{SCN}^-$  reagieren nach der folgenden vereinfachten Reaktionsgleichung zu Eisen(III)-thiocyanat-Ionen:  
$$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}(\text{aq})$$
Übernehmen Sie die Reaktionsgleichung und notieren Sie darunter die Farben der Lösungen (**V1**).
- Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus **V2** und beziehen Sie diese auf die Reaktionsgleichung.

- d) Formulieren Sie mithilfe der Versuchsergebnisse aus **V2** eine begründete Aussage darüber, ob die Bildung von Eisen(III)-thiocyanat-Ionen in **V1** vollständig abläuft.
- e) Die in den Reagenzgläsern 4 und 5 gebildeten Niederschläge bestehen aus schwerlöslichem Silberthiocyanat  $\text{AgSCN}$  bzw. schwerlöslichem Eisen(III)-hydroxid  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Entwickeln Sie die Reaktionsgleichungen für die Bildung dieser

Niederschläge. Notieren Sie unter jede Formel die Farbe der Lösungen bzw. Niederschläge.

- f) Vergleichen Sie die Farbänderung von **V2** mit den Beobachtungen in Reagenzglas 4 und 5.
- g) Erklären Sie die Beobachtungen aus **V2** und **V3** als „Antwort des Systems im Gleichgewicht auf die Veränderung der Konzentrationen der Edukte“.

#### ENTSORGUNG G3

### V Einfluss der Temperatur und des Drucks



Leitungswasser wird mithilfe von Kohlenstoffdioxid, das sich im Wasser löst, zum Sprudeln gebracht. Wie kann man ein Mineralwasser mit einem hohen Kohlensäuregehalt herstellen?

- V4** Füllen Sie eine 50 mL-Spritze mit 20 mL Leitungswasser (Raumtemperatur) und befüllen Sie eine weitere Spritze mit 30 mL Kohlenstoffdioxid. Verbinden Sie beide Spritzen mit einem Dreiwegehahn (**B1**) und drücken Sie das Gas vorsichtig in die mit Wasser gefüllte Spritze. Verschließen Sie die befüllte Spritze mit dem Hahn und schrauben Sie die leere Spritze ab.



**B1** Befüllen der Spritze mit Kohlenstoffdioxid

- V5** Stellen Sie insgesamt drei Ansätze nach **V4** her. Lagern Sie eine Spritze bei Raumtemperatur, eine Spritze in einem Wasserbad bei  $50\text{ }^\circ\text{C}$  und die letzte Spritze in Eiswasser. Schütteln Sie die befüllte Spritze vorsichtig und stellen Sie sie auf den Stempel. Lesen Sie das restliche Gasvolumen ab, sobald es sich nicht mehr verändert.

- V6** Stellen Sie einen Ansatz nach **V4** her. Geben Sie dieses Mal zunächst so viele Tropfen Bromthymolblau-Indikatorlösung (GHS 2 | 7) zur besseren Sichtbarmachung in das Wasser, bis sich dieses deutlich verfärbt. Verteilen Sie die Lösung gleichmäßig auf zwei weitere Spritzen und verschließen Sie die Spritzen mit einem Luer-Lock-Verschluss. (Anleitung zum Vorbereiten der Spritze und Informationen

zum Luer-Lock-Verschluss siehe QR-/Mediencode 06011-06). Erzeugen Sie in den Spritzen einen Unterdruck, indem Sie den Stempel kräftig nach oben ziehen. Fixieren Sie den Stempel, indem Sie einen Nagel durch das Loch im Stempel stecken. Entfernen Sie vorsichtig den Nagel aus einer der Spritzen und drücken Sie den Stempel in die Spritze. Schütteln Sie die Spritze dabei leicht und wiederholen Sie das Zusammendrücken bei Bedarf. Die andere Spritze dient als Vergleich.



#### AUSWERTUNG

- a) Vergleichen Sie die Volumina in **V5** und formulieren Sie eine je-desto-Beziehung für die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser mit unterschiedlichen Temperaturen.
- b) Das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser verläuft exotherm. Der umgekehrte Vorgang, bei dem Kohlenstoffdioxid freigesetzt wird, verläuft demzufolge endotherm. Leiten Sie aus Ihren Beobachtungen in **V5** den Einfluss der Temperatur auf das chemische Gleichgewicht ab.
- c) Bromthymolblau-Indikator färbt sich im sauren Milieu gelb, im neutralen grün und im alkalischen blau. Erklären Sie vor diesem Hintergrund die Beobachtung von **V6** auch mithilfe von Reaktionsgleichungen.
- d) Formulieren Sie mithilfe von **V6** eine je-desto-Beziehung für die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei Druckänderung.
- e) Leiten Sie aus Ihren Beobachtungen in **V6** den Einfluss des Drucks auf die Lage des chemischen Gleichgewichts ab.

#### ENTSORGUNG A



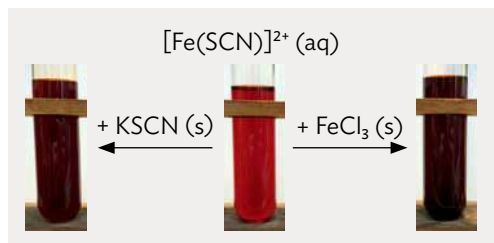
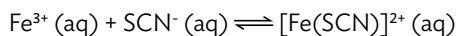
## 1.3.2 Einfluss der Konzentration

### Erhöhung der Eduktkonzentration

Wie lässt sich die Ausbeute eines gewünschten Produkts bei Gleichgewichtsreaktionen durch Veränderung der Konzentrationen der Stoffe beeinflussen?

Gibt man die wässrigen Lösungen von Eisen(III)-chlorid und Kaliumthiocyanat zusammen, färbt sich die Lösung rot (V1). Die Eisen(III)-Ionen  $\text{Fe}^{3+}$  reagieren in einer Gleichgewichtsreaktion mit den Thiocyanat-Ionen  $\text{SCN}^-$  zu Eisen(III)-thiocyanat-Ionen  $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ , die der Lösung die rote Farbe verleihen.

Bei  $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$  handelt es sich um eine sogenannte Komplexverbindung, die nach außen zweifach positiv geladen ist. Man kennzeichnet sie durch eckige Klammern.



#### B1 Erhöhung der Konzentration der Edukte

Erhöht man die Konzentration der Edukte durch Zugabe von Eisen(III)-chlorid oder Kaliumthiocyanat (V2, B1), vertieft sich die Farbe der Lösung, da sich die Konzentration an Eisen(III)-thiocyanat-Ionen ebenfalls erhöht. Zusätzlich zu den gebildeten Eisen(III)-thiocyanat-Ionen müssen noch sowohl Thiocyanat-Ionen als auch Eisen(III)-Ionen in der Lösung vorgelegen haben, die Reaktion ist also nicht vollständig abgelaufen. Diese noch vorhandenen Ionen reagieren nun mit den hinzugegebenen Edukten. In beiden Fällen bilden sich zusätzliche Eisen(III)-thiocyanat-Ionen in der Lösung.

### Wiedereinstellung des Gleichgewichts

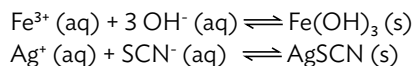
Das chemische Gleichgewicht der Reaktion wird durch die Konzentrationsänderung gestört. Es wird wieder hergestellt, sodass das Verhältnis von Produkten zu Edukten wieder dem ursprünglichen Verhältnis im Gleichgewicht und damit  $K_c$  entspricht.

$$K_c = \frac{c([\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+})}{c(\text{Fe}^{3+}) \cdot c(\text{SCN}^-)}$$

Auf die Erhöhung der Konzentration der Eisen(III)- oder Thiocyanat-Ionen reagiert das System im Gleichgewicht, indem mehr Eisen(III)-thiocyanat-Ionen gebildet werden: Die Hinreaktion zur Bildung von Eisen(III)-thiocyanat-Ionen wird gegenüber der Rückreaktion, bei der diese wieder in Eisen(III)- und Thiocyanat-Ionen zerfallen, begünstigt. Die Konzentration der Eisen(III)-thiocyanat-Ionen steigt und die Konzentration von Eisen(III)-Ionen und Thiocyanat-Ionen fällt. Dadurch verändert sich das Zahlenverhältnis der Konzentrationen von Produkten und Edukten. Die Konzentration der Eisen(III)-thiocyanat-Ionen im Zähler steigt und die Konzentrationen der Eisen(III)- und Thiocyanat-Ionen im Nenner sinken. Das System reagiert solange auf die Veränderungen, bis das ursprüngliche Verhältnis der Konzentrationen von Produkten zu Edukten hergestellt ist und damit den Wert von  $K_c$  erreicht.

### Verringerung der Eduktkonzentration

Gibt man andere Substanzen als die Edukte zum Gemisch, können ganz andere Beobachtungen gemacht werden. Die Zugabe von Silbernitratlösung bzw. Natronlauge zur Eisen(III)-thiocyanatlösung führt zu einer deutlichen Aufhellung. Dies ist darauf zurückzuführen, dass sich die schwerlöslichen Salze Eisen(III)-hydroxid bzw. Silberthiocyanat bilden.



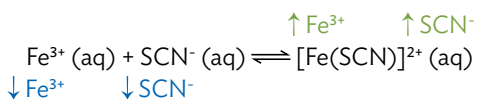
Die in den ausgefallenen Salzen gebundenen Ionen nehmen nicht mehr an der Gleichgewichtsreaktion teil. Die Eisen(III)-thiocyanatlösung hellt sich auf, da sich auch die Konzentration an Eisen(III)-thiocyanat verringert (V3).

### Wiedereinstellung des Gleichgewichts

Durch die Konzentrationsverringerung der Edukte wird das chemische Gleichgewicht gestört und muss wieder vom System eingestellt werden. Um das ursprüngliche Verhältnis von Produkten zu

Edukten wieder zu erreichen, muss die Rückreaktion, bei der die entfernten Stoffe gebildet werden, gegenüber der Hinreaktion begünstigt werden: Es zerfällt mehr Eisen(III)-thiocyanat, als neu gebildet wird. Die Konzentration von Eisen(III)-thiocyanat verringert sich und die Konzentrationen von Eisen(III)- und Thiocyanat-Ionen erhöhen sich, bis ihr Verhältnis wieder dem ursprünglichen Wert von  $K_c$  entspricht.

Die Erhöhung der Konzentration eines Edukts verlagert das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte.



Die Verringerung der Konzentration eines Edukts verlagert das Gleichgewicht auf die Seite der Edukte.

### Einfluss der Produktkonzentration

Anstelle der Eduktkonzentration kann man die Konzentration eines Produkts ebenfalls verändern. Auch hier reagiert das System auf die Konzentrationsänderung:



**B2** Früher wurden Medikamente häufig in Gläsern gelagert.

Wird die Konzentration des Produkts erhöht, wird die Rückreaktion begünstigt, die das Produkt in seine Edukte zerlegt.

Wird die Konzentration des Produkts verringert, wird die Hinreaktion begünstigt, die zur Bildung des Produkts führt. Besonders diese Möglichkeit ist für die Ausbeute bei der Synthese eines Produkts interessant. Entfernt man bei einem großchemischen Prozess konstant das gewünschte Produkt (z. B. durch Destillation) aus dem Reaktionsgemisch, wird dieses stets nachgebildet und damit ein vollständiger Umsatz der Edukte und eine hohe Ausbeute ermöglicht.

Gleichgewichtsreaktionen lassen sich durch Konzentrationsänderung der Edukte und Produkte beeinflussen.

Das System reagiert bei Konzentrationsänderungen immer so, dass die Reaktion begünstigt wird, die den Stoff, dessen Konzentration erhöht wurde, verbraucht bzw. den Stoff, dessen Konzentration verringert wurde, nachbildet.

Der Wert von  $K_c$  bleibt unverändert.

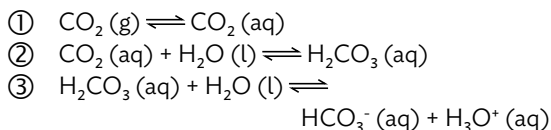
### AUFGABEN

- A1** Erläutern und begründen Sie die Wirkungen der auf dieser Seite dargestellten Konzentrationsänderungen beim Gleichgewicht  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}(\text{aq})$  mithilfe des MWG.
- A2** Bananenaromastoff (Essigsäurepentylester) wird durch Veresterung von Essigsäure mit Pentan-1-ol hergestellt. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. Erklären Sie, wie man eine hohe Ausbeute an Ester erhält.
- A3** Acetylsalicylsäure-Tabletten wurden früher in Gläsern aufbewahrt (**B2**). Bildete sich an feuchter Luft ein Geruch nach Essig, sollten die Tabletten nicht mehr verwendet werden. Begründen Sie diese Empfehlung unter Verwendung einer Reaktionsgleichung. Erklären Sie diese Lagerempfehlung im Hinblick auf die Einstellung des chemischen Gleichgewichts bei der Veresterung.

### 1.3.3 Einfluss der Temperatur und des Drucks

#### Gekoppelte Gleichgewichte

Kohlensäurehaltiges Mineralwasser ist sehr beliebt. Das Trinkwasser wird dazu mit Kohlenstoffdioxid versetzt. Dabei löst sich das Gas in Wasser ① und ein Teil des gelösten Kohlenstoffdioxids reagiert mit dem Wasser zu Kohlensäure ②. Die sehr instabilen Kohlensäure-Moleküle reagieren mit Wasser-Molekülen in einer Säure-Base-Reaktion zu Hydrogencarbonat-Ionen und Oxonium-Ionen ③, die für den sauren Charakter der Lösung verantwortlich sind.

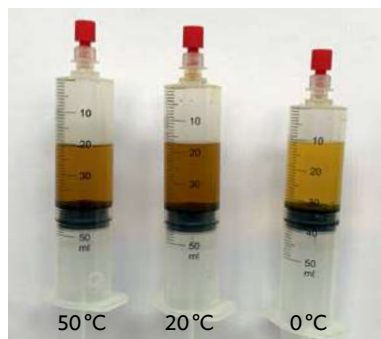


In diesen Gleichgewichten fungiert ein Produkt aus der einen Reaktion als Edukt in der nächsten. Man spricht von **gekoppelten Gleichgewichten**.

#### Einfluss der Temperatur

Stellt man sein kohlensäurehaltiges Mineralwasser zuhause mithilfe eines Wassersprudlers selbst her, wird empfohlen, möglichst kaltes Wasser zu verwenden, wenn man viel Kohlenstoffdioxid im Wasser lösen möchte. Auf der anderen Seite kommt es leicht zum Übersprudeln von kohlensäurehaltigen Getränken, wenn man diese im Sommer unvorsichtig öffnet.

Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser nimmt mit steigender Wassertemperatur ab (V5,



**B3** In 20 mL Wasser (mit Bromthymolblau-Indikator) wurden 30 mL Kohlenstoffdioxid gelöst. Wassertemperatur: 50 °C, 20 °C, 0 °C.

B3), da das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser ① und die darauffolgende Bildung von Kohlensäure ②, Hydrogencarbonat- und Oxonium-Ionen ③ insgesamt exotherm verläuft.

Nimmt die Temperatur zu, passt sich das Gleichgewicht der neuen Temperatur an und die endotherme Bildung von gasförmigem Kohlenstoffdioxid ① wird begünstigt. Umgekehrt nimmt die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei geringerer Wassertemperatur zu: Das System reagiert auf die Abkühlung, indem der exotherme Lösungsvorgang von Kohlenstoffdioxid in Wasser ② und die Bildung von Kohlensäure, Hydrogencarbonat- und Oxonium-Ionen ③ begünstigt wird.

Ist bei einer Gleichgewichtsreaktion die Hinreaktion exotherm, ist die Rückreaktion endotherm und umgekehrt. Somit führt eine Temperaturverringerung zu einer Begünstigung der exothermen Hinreaktion, eine Temperaturerhöhung zu einer Begünstigung der endothermen Rückreaktion.

#### Neueinstellung des Gleichgewichts

Stellt sich ein chemisches Gleichgewicht aufgrund von Temperaturänderung neu ein, beeinflusst dies auch die Gleichgewichtskonstante  $K_c$ . Bei einer exothermen Hinreaktion wird  $K_c$  bei Temperaturabnahme größer und bei Temperaturzunahme kleiner, vorausgesetzt, die Reaktionsgleichung der exothermen Reaktion ist von links nach rechts notiert.

#### Einfluss des Drucks

In einem geschlossenen System stellt sich ein Gleichgewicht zwischen gasförmigem und in Wasser gelöstem Kohlenstoffdioxid ein ① (V4). Vermindert man den Druck in dem System, kann man beobachten, dass sich Gasblasen bilden und sich die Farbe der Lösung ändert. Der Bromthymolblau-Indikator zeigt an, dass sich der pH-Wert erhöht (V6, B4).

Durch die Druckverminderung verschiebt sich das chemische Gleichgewicht zur Seite des gasförmigen Kohlenstoffdioxids. Die Konzentration des im Wasser gelösten Kohlenstoffdioxids nimmt ab und die chemischen Gleichgewichte in



**B4** Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei Normaldruck (links) und bei vermindertem Druck (rechts)

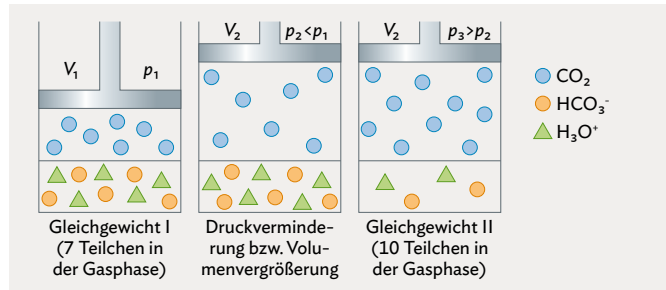
② und ③ begünstigen die Bildung der Edukte. Die Abnahme der Konzentration der Oxonium-Ionen führt zu einer Erhöhung des pH-Werts. Erhöht man den Druck wieder, verschiebt sich das chemische Gleichgewicht in die umgekehrte Richtung. Durch das verringerte Volumen der Gasphase löst sich das gasförmige Kohlenstoffdioxid im Wasser. Die Systeme in den chemischen Gleichgewichten ② und ③ reagieren entsprechend auf die Erhöhung der Konzentration des in Wasser gelösten Kohlenstoffdioxids und werden zur Seite der Produkte verschoben: Die Konzentration der Oxonium-Ionen steigt und der pH-Wert sinkt (V6).

### Wiedereinstellung des Gleichgewichts

Bei Gleichgewichtsreaktionen, an denen Gase beteiligt sind, lässt sich die Lage des chemischen Gleichgewichts durch Druckänderung beeinflussen.

Wird der Druck vermindert, stellt sich das chemische Gleichgewicht erneut ein, indem sich die Anzahl der Moleküle in der Gasphase erhöht. Eine Druckerhöhung hingegen führt dazu, dass sich die Anzahl der Moleküle in der Gasphase vermindert (B5).

Die Druckänderung beeinflusst die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  (genauso wie bei der Konzentrationsänderung) nicht. Durch die Volumenvergrößerung nimmt die Konzentration der gasförmigen Stoffe ab. In Reaktion ① nimmt daher die Konzentration beider Stoffe ab. Es entsteht solange gasförmiges Kohlenstoffdioxid, bis der Quotient im MWG wieder den Wert von  $K_c$  erreicht.



**B5** Modell zum Einfluss des Drucks

Bei Gleichgewichtsreaktionen begünstigt eine Temperaturerhöhung den Ablauf der endothermen und eine Temperaturverminderung den Ablauf der exothermen Reaktion. In diesem Fall stellt sich ein neues chemisches Gleichgewicht mit einem neuen Wert für  $K_c$  ein.  $K_c$  ist eine temperaturabhängige Konstante.

Gleichgewichtsreaktionen, an denen gasförmige Stoffe beteiligt sind, werden durch Druckänderung beeinflusst. Eine Druckerhöhung begünstigt die Reaktion, bei der die Teilchenanzahl in der gasförmigen Phase geringer ist. Umgekehrt verschiebt eine Druckverminderung die Reaktion, bei der die Teilchenanzahl in der Gasphase höher ist.  $K_c$  bleibt unverändert.

### AUFGABEN

- A1** Bei der Herstellung von kohlenstoffhaltigem Mineralwasser wird unter hohem Druck Kohlenstoffdioxid in das Wasser eingeleitet. Öffnet man die Mineralwasserflasche, bilden sich im Wasser kleine Gasblasen. Erklären Sie diese Beobachtung.
- A2** Erläutern Sie die Temperaturabhängigkeit von  $K_c$  anhand der auf dieser Seite beschriebenen Versuchsergebnisse und mithilfe des MWG.

### 1.3.4 Das Prinzip von LE CHATELIER

#### Das „Prinzip vom kleinsten Zwang“

Bereits im Jahr 1884 beschrieb dies der französische Chemiker HENRI LE CHATELIER in dem nach ihm benannten Prinzip von LE CHATELIER bzw. dem Prinzip vom kleinsten Zwang.

„Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches System durch Änderung der äußeren Bedingungen einen Zwang aus, so reagiert das System derart, dass es dem äußeren Zwang ausweicht.“

#### Wirkung äußerer Zwänge

Bei Konzentrationsänderung eines Stoffes reagiert das System so, dass der zugesetzte Stoff verbraucht wird, bis sich das System wieder im Gleichgewicht befindet.

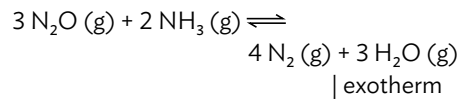
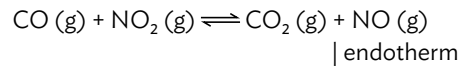
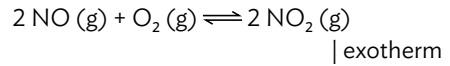
Ändert sich der Druck, weicht das System so aus, dass die Druckänderung teilweise kompensiert wird:

Druckerhöhung führt dazu, dass die Reaktion begünstigt wird, die unter Volumenabnahme erfolgt. Bei Druckverminderung hingegen wird die Reaktion begünstigt, die unter Volumenzunahme erfolgt.

Die Beeinflussung der Temperatur führt dazu, dass bei Temperaturerhöhung die endotherme Reaktion begünstigt wird, um die Energiezufuhr zu kompensieren. Temperaturverminderung hingegen begünstigt die exotherme Reaktion.

#### AUFGABEN

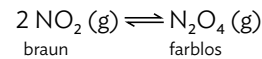
**A1** Gegeben sind folgende Reaktionsgleichungen:



Leiten Sie für diese Reaktionen begründet ab, welche der folgenden Maßnahmen jeweils eine Erhöhung der Produktkonzentration zur Folge hat:

Temperaturerhöhung, Druckverminderung, Temperaturverminderung, Druckerhöhung.

**A2** a) Im geschlossenen System stellt sich zwischen braunem Stickstoffdioxid und farblosem Distickstofftetraoxid ein Gleichgewicht ein:



Komprimiert man das Gasgemisch, hellt sich die Farbe des Gemischs auf. Erklären Sie diese Beobachtung.

b) Erwärmt man das Gemisch, färbt es sich deutlich dunkler.

Erklären Sie mithilfe dieser Beobachtung, ob es sich bei der Bildung von Distickstofftetraoxid um eine endotherme oder eine exotherme Reaktion handelt.

Änderung ...	begünstigt die Reaktion, die ...
Konzentration ↑	... den Stoff mit erhöhter Konzentration verbraucht.
Konzentration ↓	... den Stoff mit verminderter Konzentration entstehen lässt.
Druck ↑	... unter Volumenabnahme erfolgt.
Druck ↓	... unter Volumenzunahme erfolgt.
Temperatur ↑	... endotherm verläuft.
Temperatur ↓	... exotherm verläuft.



## 1.3.5 Ozon – der Filter für unser Leben

„Wir leben am Grunde eines Ozeans aus Luft“ – stellte im Jahr 1640 der italienische Physiker EVANGELISTA TORRICELLI fest. Dieser Ozean ist unsere Atmosphäre. Das gesamte Ozon aus der Atmosphäre, vom Erdboden bis in die obere Stratosphäre, ergäbe in reiner Form bei normalem Luftdruck eine nur 3 mm dünne Schicht. Ungefähr 90 % des Ozons befinden sich in Höhen zwischen 15 und 35 km. In dieser sogenannten Ozonsphäre wird Ozon ständig aus Sauerstoff aufgebaut und wieder zu Sauerstoff abgebaut. Wie kommt es dazu?

Die Erdatmosphäre gleicht einem riesigen Fotoreaktor, der in zwei Kammern gegliedert werden kann: unten in die Troposphäre und oben in die Stratosphäre. Dazwischen liegt die um ca. 50 °C kältere Tropopause, durch die der Stoffaustausch stark gehemmt ist. Die größten Ozonkonzentrationen finden sich in Höhen zwischen 20 und 30 km.

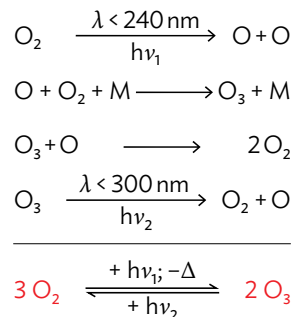
Das Ozon in der Stratosphäre dient als Filter für die sehr energiereiche UV-Strahlung. Dadurch wird die Biosphäre vor einer zu hohen Intensität an schädlicher UV-Strahlung geschützt.

### Bildung und Spaltung von Ozon

In der Stratosphäre werden Sauerstoff-Moleküle durch energiereiches, sehr kurzwelliges Licht (Wellenlänge  $\lambda < 240$  nm) in Sauerstoff-Atome gespalten, die wiederum mit Sauerstoff-Molekülen zu Ozon-Molekülen reagieren (B1 rechts). Diese absorbieren ebenfalls UV-Licht im Wellenlängenbereich von 200 nm bis 300 nm. Zwischen molekularem Sauerstoff  $O_2$  und Ozon  $O_3$  stellt sich ein **photostationäres Gleichgewicht**, d. h. ein durch Lichteinstrahlung



**B1** Links: Aus dem Weltall sieht man die Atmosphäre als dünne Schicht über der Erde; rechts: Reaktionen beim Ozon-Gleichgewicht in der Stratosphäre („M“ ist ein Stoßpartner, ein reaktionsträges Molekül, das Wärmeenergie  $\Delta$  aufnimmt)

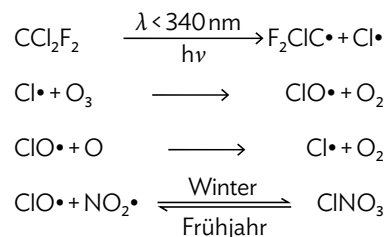


erzeugtes und aufrecht gehaltenes Gleichgewicht, ein. Dabei wird kurzwelliges UV-Licht teils in längerwelliges Licht, teils in Wärme umgewandelt. Der Energiegehalt von Licht kann durch das Produkt der Frequenz des Lichts  $\nu$  und der Konstante  $h$ , dem sog. PLANCK'schen Wirkungsquantum, angegeben werden. Ozon wird durch energiereicheres UV-Licht  $h\nu_1$  gebildet und durch energieärmeres UV-Licht  $h\nu_2$  zerlegt.

### Das Ozonloch

Das Ozon-Gleichgewicht in der Stratosphäre ist für das Leben auf unserem Planeten unentbehrlich. Seit dem Jahr 1984 wird das sogenannte **Ozonloch** beobachtet und dessen Größe intensiv gemessen und untersucht. Im Jahr 1995 erhielten P. J. CRUTZEN, M. J. MOLINA und F. S. ROWLAND den Chemie-Nobelpreis für eine auch heute noch allgemein anerkannte Erklärung zum Abbau des Ozons. Es gilt als gesichert, dass die FCKW, die Fluorchlorkohlenwasserstoffe, zur Ausbildung des Ozonlochs beitragen. Sie gelangen als anthropogene Emissionen in die Atmosphäre. FCKW wie z. B. Dichlordifluormethan  $CCl_2F_2$  sind an

Reaktionszyklen beteiligt, die erst durch das UV-Licht in der Stratosphäre ausgelöst werden und zum Ozon-Abbau führen. Dabei werden Chlor-Radikale  $Cl\cdot$  und Chlormonoxid-Radikale  $ClO\cdot$ , beides sehr reaktive Teilchen mit ungepaarten Elektronen, gebildet. Reaktionszyklen, bei denen Ozon abgebaut wird, bezeichnet man als **Ozon-Senken**.



### AUFGABEN

- A1** Erläutern Sie den Einfluss der Reaktionen aus dem Text auf das fotostationäre Gleichgewicht.
- A2** Begründen Sie, dass das fotostationäre Gleichgewicht aus **B1** nicht auf die troposphärische Bildung von Ozon anzuwenden ist.
- A3** Recherchieren Sie die Bildung von bodennahem Ozon.





## 1.4 HABER-BOSCH-Verfahren

Stickstoff ist eines der wichtigsten Elemente, die Pflanzen für ihr Wachstum benötigen. Als Bestandteil pflanzlicher und tierischer Eiweiße ist Stickstoff auch für uns unentbehrlich. Doch nur sehr wenige Organismen können Stickstoff direkt aus der Luft aufnehmen, wo er in riesigen Mengen vorhanden ist. Die meisten Lebewesen können Stickstoff nur in Form von reaktiveren Verbindungen verwerten. Wie lässt sich der reaktionsträge Luftstickstoff in eine nutzbare Form umwandeln?

### 1.4.1 Versuche und Material

#### M Stickstofffixierung in der Natur

**M1** Stickstoff ist das vierthäufigste Element, das in Lebewesen vorkommt. Gebunden in Protein- und in DNA-Molekülen sind Stickstoff-Atome essenziell für sie. Doch obwohl Stickstoff mit 78 % Luftanteil in nahezu unerschöpflichen Mengen vorhanden ist, können ihn in dieser elementaren Form nur wenige Organismen nutzen: Zu stabil ist die Dreifachbindung im Stickstoff-Molekül, zu energieaufwändig die Spaltung und Überführung in Verbindungen.

Manche Mikroorganismen ohne Zellkern sind spezialisiert auf diese Stickstofffixierung. Diese leben entweder frei (z. B. Cyanobakterien) oder in Symbiose mit anderen Pflanzen (**B1**), denen sie Stickstoffverbindungen liefern (z. B. Knöllchenbakterien bei Hülsenfrüchtlern). Sie reduzieren die Stickstoff-Moleküle aus der Luft mithilfe eines Biokatalysators, dem Enzymkomplex Nitrogenase, zu Ammoniak-Molekülen. Als Nebenprodukt der Reaktion ent-

steht Wasserstoff. Die notwendige Energie für den Aufbruch der Dreifachbindung im Stickstoff-Molekül liefert der Energieträger ATP.

Der entstandene Ammoniak wird im Anschluss zur Bildung von Aminosäuren verwendet.

Jedes Jahr werden etwa 200 bis 300 Millionen Tonnen Stickstoff auf diese Weise biotisch fixiert – das ist deutlich mehr, als die chemische Industrie technisch herstellt.

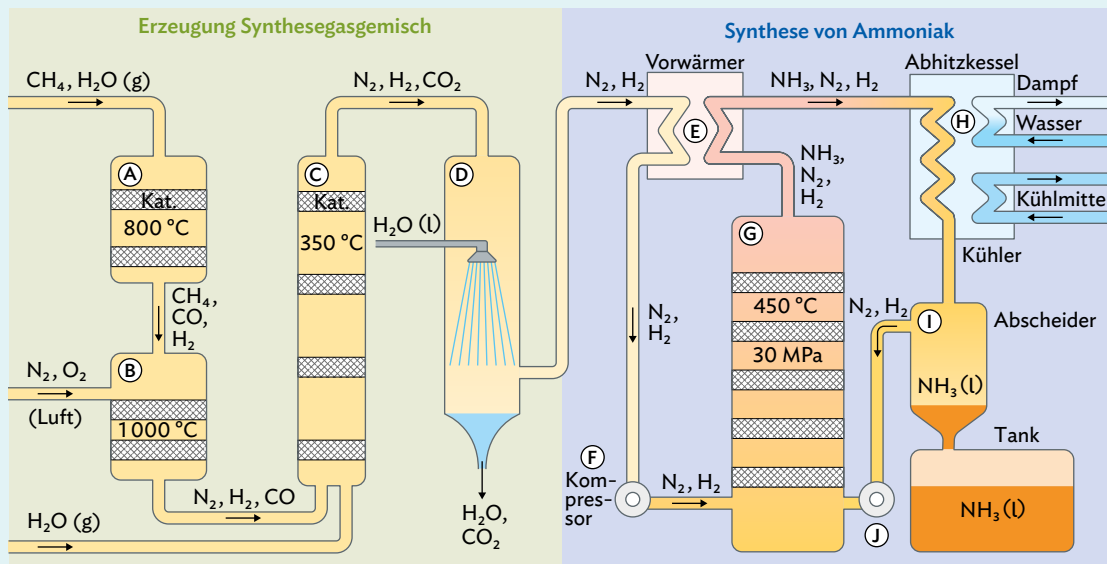


**B1** Die Erle in Symbiose mit stickstofffixierenden Bakterien

**AUSWERTUNG**

- a) Erklären Sie, dass die Stickstofffixierung einen Engpass beim Pflanzenwachstum darstellen kann, obwohl Stickstoff in großen Mengen in der Luft verfügbar ist.
- b) Besonders in der ökologischen Landwirtschaft spielt der Anbau von Hülsenfrüchtlern wie Klee oder Lupinen zur Bodenverbesserung eine wichtige Rolle, da viele Mineraldünger dort verboten sind. Erklären Sie diesen Sachverhalt.
- c) Recherchieren Sie Vor- und Nachteile der Gründüngung gegenüber dem Einsatz mineralischer Stickstoffdünger.

**M Technische Stickstofffixierung nach dem HABER-BOSCH-Verfahren**



**B2** Schema der technischen Stickstofffixierung mit dem HABER-BOSCH-Verfahren

**M2** Die Abbildung **B2** zeigt schematisch den Ablauf der verschiedenen Schritte zur technischen Stickstofffixierung nach dem HABER-BOSCH-Verfahren.

**AUSWERTUNG**

- a) Notieren Sie für alle Edukte und Produkte des Prozesses jeweils Stoffname, Molekülformel und Strukturformel inkl. aller freien Elektronenpaare.
  - b) In den Kesseln **A** – **B** findet die Herstellung des Synthesegasgemisches durch sogenannte Dampfreformierung statt. Stellen Sie mithilfe der Abbildung die Reaktionsgleichungen für die Vorgänge auf, die in den Kesseln **A**, **B** und **C** ablaufen.
  - c) Beschreiben Sie die Vorgänge, die bei **D**, **E** und **F** stattfinden.
  - d) Stellen Sie die Reaktionsgleichung für den zentralen Vorgang im Reaktor **G** auf.
  - e) Beschreiben Sie die Vorgänge, die im Abhitzkessel **H** sowie im Abscheider **I** ablaufen.
  - f) Begründen Sie die Funktion von Abhitzkessel und Abscheider mit Bezug auf das im Reaktor bestehende Gleichgewicht.
  - g) Vergleichen Sie die biotische (**M1**) und die technische Stickstofffixierung.
- M3** Einen möglichen Laboraufbau für die Ammoniaksynthese aus den Elementen finden Sie unter QR-/Mediencode 06011-07.



06011-07

## 1.4.2 Die technische Ammoniaksynthese

### Bedeutung

Alle Lebewesen brauchen für ihr Wachstum Stickstoff: Seine Atome stellen einen zentralen Bestandteil pflanzlicher, tierischer und menschlicher Proteine dar. Im Ackerbau wird Mist und Kompost auf die Felder ausgebracht, um den Pflanzen ausreichend Stickstoffverbindungen zur Verfügung zu stellen. Abgesehen vom Luftstickstoff, der nur von wenigen Organismen genutzt werden kann (M1), existieren auf der Erde nur vereinzelt stickstoffhaltige Mineralien.

Proteine  
→ Kap. 3.3

### Historischer Kontext

In Chile gibt es Lagerstätten von Natriumnitrat. Diese wurden im 19. Jahrhundert in großem Maßstab abgebaut und als Chilesalpeter nach Europa exportiert, um als Mineraldünger das Pflanzenwachstum zu verbessern. Der profitable Abbau führte um 1880 sogar zum Salpeterkrieg mehrerer Länder um diese Lagerstätten.

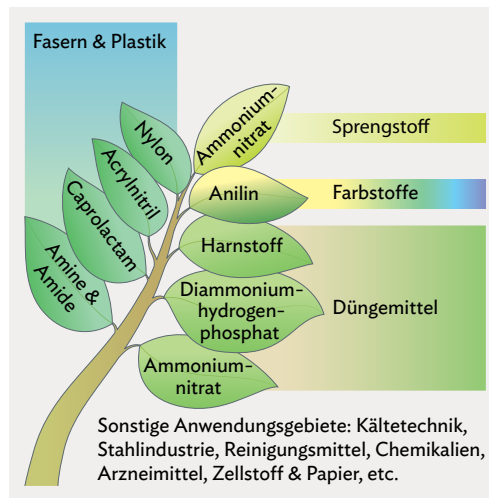
Verbesserte Lebensbedingungen während der Industriellen Revolution hatten eine enorme Zunahme der Bevölkerung zur Folge, die von der Landwirtschaft ernährt werden musste. Der britische Chemiker WILLIAM CROOKES warnte deshalb 1898 vor einer weltweiten Hungersnot durch fehlenden Stickstoffdünger und veranlasste, verstärkt nach Möglichkeiten zu forschen, den Stickstoff aus der Luft in für Pflanzen nutzbare Stickstoffverbindungen umzuwandeln. „Brot aus Luft!“ avancierte zum Schlagwort der Zeit.

Nach jahrelangen Forschungen gelang es Anfang des 20. Jahrhunderts Wissenschaftlern und Ingenieuren um FRITZ HABER und CARL BOSCH, einen Prozessablauf zu entwickeln, mit dem Luftstickstoff großtechnisch in Form von **Ammoniak** gebunden werden kann.

### Herstellung heute

Heute stellt Ammoniak eine wichtige Grundchemikalie dar: Über 200 Millionen Tonnen werden jährlich weltweit produziert. 80 % davon werden zu Düngemitteln umgewandelt, der Rest wird zur Herstellung zahlreicher anderer Produkte

verwendet, ohne die unser tägliches Leben nicht denkbar wäre (B1).



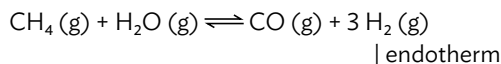
### B1 Verwendung von Ammoniak

Im **HABER-BOSCH-Verfahren** (B2 auf S. 69) wird Ammoniak aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff synthetisiert. Während Stickstoff in der Luft bereits elementar vorliegt, muss Wasserstoff in einem vorgeschalteten Prozess erst erzeugt werden.

### Erzeugung des Synthesegasgemischs

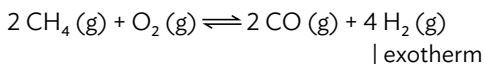
Wasserstoff lässt sich durch Reduktion von Wasser herstellen. Großtechnisch wird diese Reduktion mit einer Oxidation kohlenstoffhaltiger Energieträger kombiniert – früher hauptsächlich Kohle, heute fast ausschließlich Erdgas. Da die resultierende Redoxreaktion bei hohen Temperaturen abläuft, liegt das Wasser dabei als Wasserdampf vor. Man spricht deshalb auch von **Dampfreformierung** (engl. *steam reforming*).

Im **Primärreformer** (A) wird Wasserdampf mit entschwefeltem Erdgas (v. a. Methan) in einer stark endothermen Reaktion zu Wasserstoff und Kohlenstoffmonoxid bei etwa 800 °C an einem Katalysator umgesetzt:



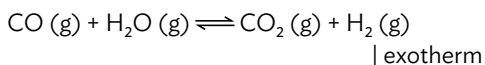
Ammoniak  
farbloses,  
stechend  
riechendes Gas  
mit der Molekül-  
formel NH<sub>3</sub>

Im Primärreformer setzt sich das Methan nur unvollständig um. Erhöht wird die Ausbeute von Wasserstoff im **Sekundärreformer** ② durch die Zufuhr von Luft bei ca. 1000 °C. Der Luftsauerstoff oxidiert verbleibendes Methan in einer exothermen Reaktion zu Kohlenstoffmonooxid. Dabei wird weiterer Wasserstoff freigesetzt:



Durch die Luftzufuhr kommt an dieser Stelle auch der für die Synthese benötigte Stickstoff zu dem Gasgemisch. Er reagiert jedoch aufgrund der stabilen Dreifachbindung seiner Moleküle unter diesen Reaktionsbedingungen noch nicht. Durch Steuerung der zugeführten Luftmenge lässt sich bereits hier das richtige Volumenverhältnis von Stickstoff zu Wasserstoff auf 1 : 3 einstellen.

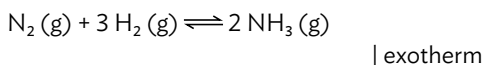
Neben Stickstoff und Wasserstoff liegt im Gasgemisch nun auch Kohlenstoffmonooxid vor, das als Katalysatorgift wirkt. Um es zu entfernen, wird das Gasgemisch als nächstes in der **Konvertierungsanlage** ③ mit weiterem Wasserdampf versetzt. Damit reagiert das Kohlenstoffmonooxid an einem Katalysator in einer exothermen Reaktion zu weiterem Wasserstoff und Kohlenstoffdioxid:



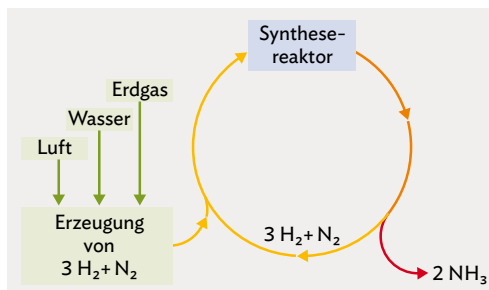
Das Kohlenstoffdioxid lässt sich durch **Gaswäsche** ④ entfernen.

### Synthese von Ammoniak

Das so vorliegende Gasgemisch aus Stickstoff und Wasserstoff wird nun durch einen Wärmetauscher geleitet und dort vorgewärmt. Anschließend wird es in einem Kompressor verdichtet und in den **Reaktor** ⑤ geleitet. Bei einer Temperatur von ca. 400 – 500 °C und einem Druck von ca. 15 – 30 MPa entsteht hier an einem Katalysator in einer exothermen Reaktion Ammoniak als Stickstoffverbindung:



Anschließend wird das Gasgemisch aus Ammoniak, Wasserstoff und Stickstoff abgekühlt, sodass Ammoniak kondensiert und im **Abscheider** ① als Flüssigkeit abgetrennt werden kann. Stickstoff und Wasserstoff werden wieder komprimiert und erneut im Kreislauf dem Reaktor zugeführt (**B2**).



### B2 Überblick über das HABER-BOSCH-Verfahren

Das HABER-BOSCH-Verfahren ermöglicht die großtechnische Umwandlung von Luftstickstoff in eine reaktive Stickstoffverbindung:

Aus Methan, Luft und Wasserdampf wird über mehrere Gleichgewichtsreaktionen Ammoniak erzeugt.

Abbildung zum HABER-BOSCH-Verfahren und Reaktionsgleichungen mit Standardreaktionsenthalpien unter QR-/Medien-code 06011-08



06011-08

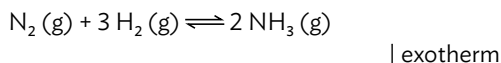
### AUFGABEN

- A1** Nennen Sie wichtige Chemikalien, die aus Ammoniak hergestellt werden, sowie deren Bedeutung in unserem Alltag (**B1**).
- A2** Analysieren Sie für die vier aufgeführten Gleichgewichtsreaktionen im HABER-BOSCH-Verfahren jeweils, welche Möglichkeiten bestehen, um das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte zu verschieben.
- A3** Erklären Sie, warum das Volumenverhältnis von Stickstoff zu Wasserstoff auf 1 : 3 eingestellt wird.
- A4** Das Auswaschen von Kohlenstoffdioxidgas ④ wird z. B. mit Kaliumcarbonatlösung durchgeführt. Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung dafür.
- A5** Begründen Sie die Abhängigkeit des Ammoniakpreises vom Preis fossiler Brennstoffe.

### 1.4.3 Reaktionsbedingungen

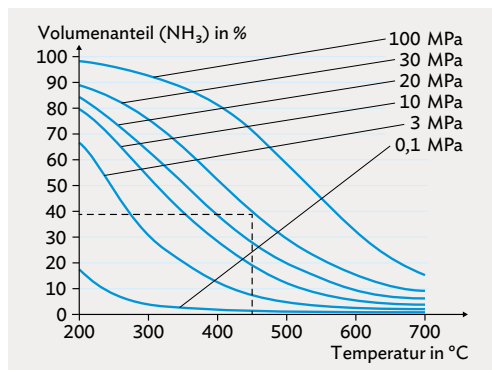
#### Reaktionsbedingungen der Synthese

Der Hauptteil des HABER-BOSCH-Verfahrens, die eigentliche Synthese von Ammoniak aus den Elementen im Reaktor  $\text{C}$ , lässt sich wie bereits dargestellt mit folgender Reaktionsgleichung beschreiben:



Dabei handelt es sich um eine exotherme Reaktion, bei der sich das Gasvolumen verringert. Nach dem Prinzip von LE CHATELIER begünstigen eine niedrige Temperatur und ein hoher Druck die Bildung von Ammoniak im Reaktor, indem die Gleichgewichtslage auf die Produktseite verschoben wird. Warum wird die Reaktion trotzdem bei 450 °C durchgeführt?

Bei Raumtemperatur lässt sich im Reaktor keine Bildung von Ammoniak beobachten: Der Stickstoff ist so reaktionsträge, dass der Gleichgewichtszustand der Reaktion nicht erreicht wird. Die Aktivierungsenergie für die Reaktion ist zu hoch. Erst mithilfe eines Katalysators lässt sich die Reaktion so weit beschleunigen, dass sich das Gleichgewicht einstellt. Da dieser Katalysator aber erst ab 450 °C ausreichend wirksam ist, wählt man trotz ungünstiger Gleichgewichtslage diese Temperatur im Reaktor – als Kompromiss zwischen ausreichend hoher Reaktionsgeschwindigkeit und brauchbarer Gleichgewichtslage.



**B3** Ammoniak-Ausbeute in Abhängigkeit von Druck und Temperatur

Wie im Diagramm **B3** ersichtlich wird, ist die Ausbeute an Ammoniak unter den in der Industrie gewählten Bedingungen eher gering. Eine deutliche Verbesserung der Gleichgewichtslage ließe sich durch eine weitere Erhöhung des Drucks erreichen. Dies ist allerdings eingeschränkt durch die Umsetzbarkeit – die erforderliche Hochdrucktechnik stellt die Industrie vor große Herausforderungen.

#### Großtechnische Umsetzung

In HABERS Laboraufbau fand die Synthese von Ammoniak bei 17,5 MPa und 550 °C an einem Osmiumkatalysator statt. Dabei wurde eine Ausbeute von 8 % Ammoniak erzielt. Da HABER inzwischen mit der BASF (Badische Anilin- und Sodafabrik) in Ludwigshafen zusammenarbeitete, beschäftigte sich der dort angestellte CARL BOSCH von 1909 bis 1913 mit der großtechnischen Umsetzung dieses Laboraufbaus.

Insbesondere der hohe benötigte Druck bei gleichzeitig hoher Temperatur stellte BOSCH dabei vor Probleme: Üblicherweise wurden in der Industrie Stahlreaktoren verwendet. Der im Stahl enthaltene Kohlenstoff reagierte allerdings unter dem erforderlichen hohen Druck mit dem Wasserstoff zu Methan, wodurch die Stahlreaktoren spröde wurden und Risse bekamen. BOSCH ließ die Reaktoren daher von innen mit reinem, weichem Eisen beschichten, welches den äußeren, stabilen Stahlmantel vor dem Wasserstoff schützte. Außerdem versah er den Mantel mit kleinen Entgasungslöchern.

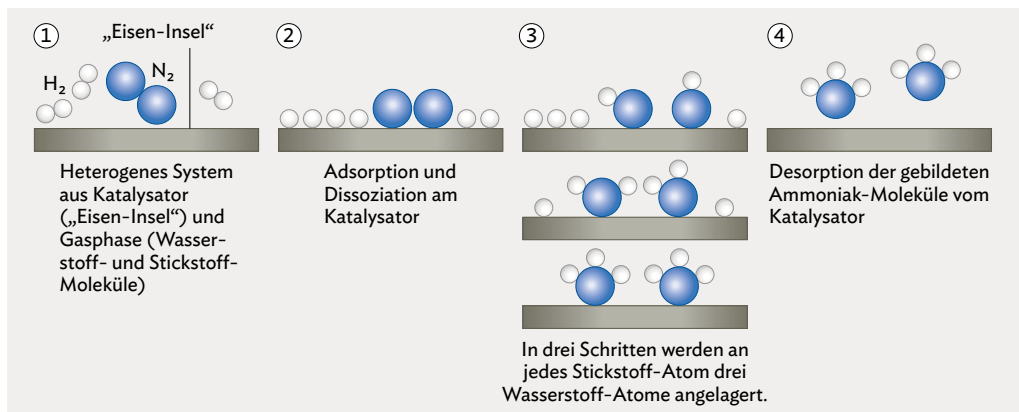
Für die Entwicklung chemischer Hochdruckverfahren wurde CARL BOSCH 1931 der Nobelpreis für Chemie verliehen.

#### Funktionsweise des Katalysators

Des Weiteren beschäftigten sich CARL BOSCH und sein Assistent ALWIN MITTASCH mit der Suche nach einem für die Industrie geeigneten Katalysator. Im Labor hatte HABER hierfür gute Ergebnisse mit Osmium erzielt, das jedoch selten und deshalb teuer war. In unzähligen Experimenten testete MITTASCH verschiedene Katalysatoren

Prinzip von  
LE CHATELIER  
→ S. 66





#### B4 Modell der heterogenen Katalyse bei der Ammoniaksynthese

auf ihre Wirksamkeit bei der Ammoniaksynthese und fand schließlich ein überzeugendes Katalysatorsystem aus Eisen(II)-Eisen(III)-oxid mit Zusätzen von Aluminiumoxid, Kaliumoxid, Calciumoxid und Siliciumdioxid.

Noch heute ist der damals entwickelte Katalysator fast unverändert im Einsatz der zahlreichen Ammoniak-Produktionsanlagen weltweit. Wie genau diese Katalyse funktioniert, wurde erst Jahrzehnte später herausgefunden: GERHARD ERTL erhielt 2007 den Nobelpreis für Chemie für die vollständige Aufklärung der zugrundeliegenden Mechanismen (B4).

Da Stickstoff sehr reaktionsträge ist, erfordert seine Reaktion mit Wasserstoff einen Katalysator. Dieser funktioniert erst ab Temperaturen von ca. 450 °C. Die hohe Temperatur wirkt sich allerdings ungünstig auf die Ammoniak-Ausbeute im Gleichgewicht aus. Teilweise kompensieren lässt sich dieser Faktor durch einen hohen Druck im Reaktor. Die herausfordernde Entwicklung der dafür notwendigen Hochdrucktechnologie gelang BOSCH.

#### Umweltproblematik

Weltweit werden jedes Jahr über 150 Millionen Tonnen Ammoniak durch das HABER-BOSCH-Verfahren hergestellt. Etwa 80 % davon wird zu Düngemitteln weiterverarbeitet. Der hohe Energieaufwand, die Entstehung von Kohlenstoffdioxid in der Dampfreformierung sowie die Emission von Ammoniak und Stickstoffoxiden in die Atmosphäre beschleunigen über den Treibhauseffekt den Klimawandel.

Die Allzeitverfügbarkeit günstiger Dünger beförderte die Entstehung der industriellen Agrarproduktion. Dies führt heute vielerorts zur Überdüngung der Böden und Gewässer, was eine Verringerung der Artenvielfalt und eine Belastung von Grund- und Trinkwasser durch hohe Nitratwerte bewirkt.

#### AUFGABEN

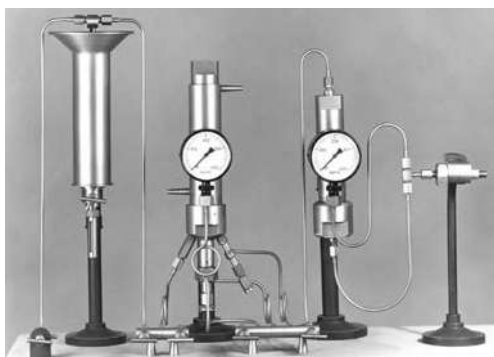
- Erläutern Sie die Wahl der Reaktionsbedingungen im Reaktor © mit Bezug auf die Abbildung B3.
- Beschreiben Sie Probleme und Lösungen bei der Übertragung der Ammoniaksynthese vom Laborexperiment in den großindustriellen Maßstab.
- Beschreiben Sie die Funktionsweise des Katalysators bei der Ammoniaksynthese (B4).
- Ermitteln Sie mithilfe von B3 die Ausbeute an Ammoniak, wenn man einen Katalysator finden würde, der die Reaktion bei 600 °C und einem Druck von 20 MPa ermöglicht.
- Recherchieren Sie zur Eutrophierung von Gewässern und stellen Sie einen Bezug zur Grundchemikalie Ammoniak her.



### 1.4.4 FRITZ HABER

#### Umstrittenes Genie

Die Entdeckung eines großindustrietauglichen Verfahrens für die technische Stickstofffixierung läutete ein neues Zeitalter in der Landwirtschaft ein. Durch die Ammoniaksynthese konnten **Düngemittel** in großem Maßstab hergestellt und die drohende Gefahr einer Hungersnot rasch gebannt werden. Im Jahr 1913 nahm die BASF die erste Anlage nach dem HABER-BOSCH-Verfahren in Betrieb.



**B5** Nachbau der Apparatur, in der HABER bei 550 °C und 17,5 MPa in Gegenwart eines Osmium-Katalysators 80 g Ammoniak pro Stunde synthetisierte. Eine vergleichbare Apparatur steht heute im Deutschen Museum in München.

Für seine Forschungen zur Ammoniaksynthese wurde FRITZ HABER der **Nobelpreis für Chemie** für das Jahr 1918 verliehen.

Diese Entscheidung des Nobel-Komitees wurde bereits damals von großen internationalen Protesten begleitet. Auch heute noch wird HABER als Person und der Umgang mit ihm und seinem Lebenswerk immer wieder heftig diskutiert: Meh-



**B6** Die „Karlsruher Lösung“ nach Diskussionen über eine Umbenennung der FRITZ-HABER-Straße

rere Städte setzen sich mit Forderungen nach der Umbenennung von FRITZ-HABER-Straßen auseinander, und auch der heutige Name des 1911 von HABER gegründeten KAISER-WILHELM-Instituts für Physikalische Chemie und Elektrochemie in Berlin, seit 1953 das FRITZ-HABER-Institut, wird regelmäßig stark kritisiert und eine Namensänderung gefordert. Was ist der Grund dafür?

#### HABERS Rolle im Ersten Weltkrieg

Als 1914 der Erste Weltkrieg in Europa ausbrach, meldete HABER sich sofort freiwillig und stellte seine Forschungen in der Folgezeit ganz in den Dienst des deutschen Kriegsministeriums.

Für die Kriegsführung entwickelte er zunächst ein neues Produktionsverfahren für Ammoniumnitrat, welches für die Herstellung von **Sprengstoff** wichtig war: Durch Oxidation von Ammoniak konnte Salpetersäure hergestellt werden, welche sich mit weiterem Ammoniak zu Ammoniumnitrat neutralisieren ließ.

In der Folgezeit konzentrierte sich HABER in seinen Forschungen auf ein noch viel brisanteres Feld: die Entwicklung von **Giftgasen** als erste chemische Massenvernichtungswaffen. Er propagierte zunächst die Verwendung von Chlorgas und überwachte persönlich den ersten Einsatz 1915, der den Beginn des Gaskriegs markierte. Da Chlor eine höhere Dichte als Luft aufweist, sank es in die französischen Schützengräben und führte dort zu tausenden Verletzten und Toten. Im weiteren Verlauf wurden unter HABERS Regie auch Senfgas und Phosgen als Giftgase eingesetzt. Insgesamt starben durch diesen Gaskrieg zwischen 1915 und 1918 ungefähr 90 000 Soldaten, etwa 1,2 Millionen Menschen wurden dadurch verletzt.

FRITZ HABER selbst zeigte keinerlei moralische Bedenken. Er war der Meinung, dass ein Wissenschaftler „im Frieden der Menschheit, im Krieg dem Vaterland“ gehöre. Seine Beförderung zum Hauptmann nach den erfolgreichen Giftgaseinsätzen nahm er voller Begeisterung an. In dem von ihm geleiteten KAISER-WILHELM-Institut beschäftigten sich 1918 fast 1 450 Mitarbeiter mit der Entwicklung von Gaskampfstoffen und Gasschutzmasken.

„Ich war einer der mächtigsten Männer in Deutschland“, schrieb HABER später. „Ich war mehr als ein großer Heerführer, mehr als ein Industriekapitän.“

Allerdings war der Einsatz von Giftgas schon damals durch die auch vom Deutschen Reich unterzeichnete Haager Landkriegsordnung

untersagt. Wegen des Verstoßes dagegen wurde HABER nach dem Ende des Ersten Weltkrieges zeitweise von den Alliierten als Kriegsverbrecher gesucht.

Auch heute wird in manchen Kriegen Giftgas eingesetzt, obwohl dies gegen das internationale Verbot von Entwicklung und Einsatz chemischer Waffen durch die Chemiewaffenkonvention von 1997 verstößt, die von fast allen Staaten der Welt unterzeichnet wurde.

#### CLARA IMMERWAHR

Ähnlich rücksichtslos wie in seiner militaristischen Forschung zeigte HABER sich auch in seinem Privatleben. Als Doktorand lernte er CLARA IMMERWAHR, geboren 1870 in Schlesien, kennen. Gegen alle Widerstände der damaligen Zeit erlangte diese über Umwege mit Sondergenehmigungen das Abitur und die Erlaubnis, Vorlesungen an der Universität Breslau zu besuchen. Dort erhielt sie im Jahr 1900 als erste Frau an der Universität Breslau und zweite Frau deutschlandweit den Dokortitel der Chemie – ein Meilenstein für das Studium von Frauen in Deutschland. Im folgenden Jahr nahm IMMERWAHR den Heiratsantrag von FRITZ HABER an und wurde in dieser Ehe zu ihrem Leidwesen rasch aus der Wissenschaft und in die typische Frauenrolle der damaligen Zeit gedrängt.

Im Ersten Weltkrieg setzte sie sich zunehmend laut gegen HABERS Giftgasforschung ein. Kurz nach dem ersten großen Giftgaseinsatz unter HA-



**B7** FRITZ HABER (links), Gaskrieg 1917 (Mitte) und CLARA IMMERWAHR (rechts)

BERS Regie erschoss sie sich während des Fests zu seiner Beförderung im Garten mit seiner Dienstwaffe. Noch am selben Tag reiste HABER an die Ostfront.

Nach dem Ersten Weltkrieg forschte HABER an der Entwicklung von Pestiziden. Eines davon, Zyklon B, wurde im Zweiten Weltkrieg in den Gaskammern deutscher Konzentrationslager im Holocaust eingesetzt. HABER erlebte dies allerdings nicht mehr: Er starb 1934, nachdem er Deutschland wegen seiner jüdischen Wurzeln ein Jahr zuvor verlassen hatte.

FRITZ HABER wurde für sein Verfahren zur Ammoniaksynthese der Nobelpreis für das Jahr 1918 verliehen.

Auf Grundlage dieser Forschungen wurde eine drohende Hungerkatastrophe gebannt.

Im Ersten Weltkrieg war er federführend bei der Entwicklung von Giftgas als Massenvernichtungswaffe.

#### AUFGABEN

- A1** Diskutieren Sie die Vergabe des Nobelpreises an FRITZ HABER im Hinblick auf sein Lebenswerk.
- A2** Beurteilen Sie die „Karlsruher Lösung“ zur FRITZ-HABER-Straße (**B6**).

## 1.4.5 Großtechnische Synthese von Schwefelsäure

Neben Ammoniak gibt es einen zweiten wichtigen Grundstoff, der überwiegend zur Herstellung mineralischer Düngemittel verwendet wird: Schwefelsäure.

In der Natur entsteht Schwefelsäure nur selten unter extremen Bedingungen wie im Geothermalgebiet Dallol (B1) oder in der Atmosphäre als Bestandteil des sauren Regens – die Bildung scheint nicht trivial zu sein.

Mit einer Weltjahresproduktion von etwa 150 Millionen Tonnen ist Schwefelsäure jedoch eine der weltweit meistproduzierten anorganischen Chemikalien. Wie wird Schwefelsäure industriell hergestellt?

Als Edukte für die Synthese von Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  wird neben Luft und Wasser nur Schwefel benötigt. Dieser wird überwiegend aus Schwefelwasserstoff gewonnen, der in großen Mengen als Abfallprodukt bei der Entschwefelung fossiler Rohstoffe wie Erdgas und Erdöl anfällt. Außerdem wird Schwefel in manchen Ländern auch in Schwefellagerstätten abgebaut.

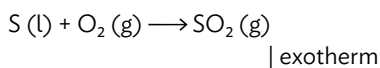
Die großtechnische Synthese erfolgt heute fast überall im sogenannten **Doppelkontaktverfahren (B2)**.

### Überblick

Generell lässt sich die Synthese in drei Schritte unterteilen:

#### ① Verbrennung von Schwefel:

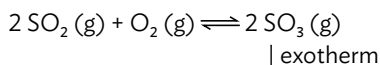
Im Verbrennungskessel wird flüssiger, auf ca.  $150\text{ }^\circ\text{C}$  erhitzter Schwefel fein zerstäubt mit Luft umgesetzt. Dabei reagiert der Luftsauerstoff mit dem Schwefel zu Schwefeldioxid:



**B1** Natürlich entstandener Schwefelsäuretümpel im Geothermalgebiet Dallol in Äthiopien

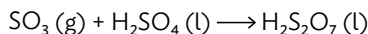
#### ② Oxidation von Schwefeldioxid:

Das heiße Schwefeldioxid-Luft-Gemisch wird durch einen Abhitze-kessel geleitet und gelangt so auf ca.  $450\text{ }^\circ\text{C}$  gekühlt in den Kontaktkessel. Dort findet die katalytische Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid statt:



#### ③ Reaktion mit Schwefelsäure:

Das gebildete Schwefeltrioxid reagiert nur langsam und in geringem Ausmaß direkt mit Wasser zu Schwefelsäure. Deshalb leitet man das Gas aus dem Kontaktkessel zunächst in konzentrierte Schwefelsäure ein, die in den Absorbern vorliegt. In Schwefelsäure löst sich das Schwefeltrioxid vollständig und bildet dabei Dischwefelsäure:

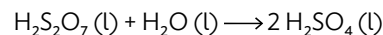


Es entsteht ein Gemisch aus Dischwefelsäure, Schwefelsäure und gelöstem Schwefeltrioxid, das auch

als „rauchende Schwefelsäure“ bezeichnet wird. Das enthaltene Schwefeltrioxid entweicht leicht aus der Lösung und bildet dann mit der Luftfeuchtigkeit einen Nebel aus Schwefelsäuretröpfchen.

#### ④ Reaktion mit Wasser:

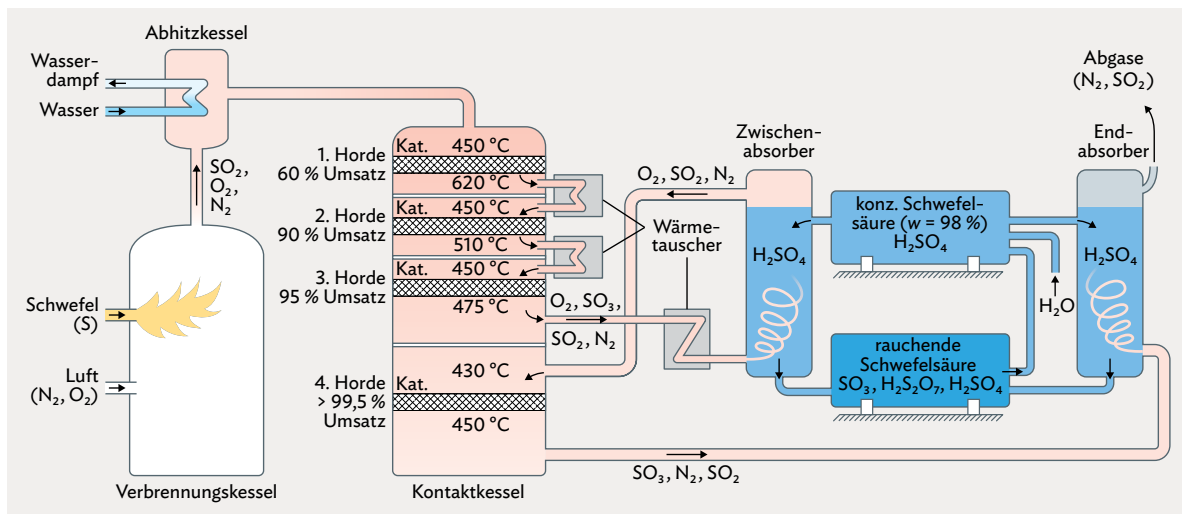
Durch Zufluss von Wasser zur rauchenden Schwefelsäure hydrolysiert diese in einem zweiten Schritt zu konzentrierter Schwefelsäure ( $w = 98\%$ ):



Sowohl rauchende als auch konzentrierte Schwefelsäure sind gefragte Chemikalien im Handel.

### $\text{SO}_2/\text{SO}_3$ -Gleichgewicht im Kontaktkessel

Der entscheidende Schritt bei der Synthese der Schwefelsäure ist die Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid im Kontaktkessel. Ähnlich wie bei der Ammoniaksynthese im HABER-BOSCH-Verfahren handelt es sich auch hier um eine exotherme Reaktion, deren Pro-



B2 Schematischer Aufbau einer Anlage zur Schwefelsäuresynthese nach dem Doppelkontaktverfahren

duktanteil im Gleichgewicht mit steigender Temperatur sinkt. Nach dem Prinzip von LE CHATELIER wäre deshalb für eine hohe Ausbeute an Schwefeltrioxid eine möglichst geringe Temperatur günstig. Dabei sinkt allerdings auch die Reaktionsgeschwindigkeit so stark, dass die Reaktion fast zum Erliegen kommt. Durch den Einsatz eines Katalysators aus Vanadium(V)-oxid  $V_2O_5$  lässt sich die Reaktionsgeschwindigkeit ausreichend beschleunigen. Der Katalysator ist allerdings nur zwischen ca. 420 °C und 620 °C wirksam. Die freigesetzte Reaktionswärme muss deshalb zwischendurch mehrfach mittels Wärmetauschern abgeführt werden. Der Kontaktkessel ist deshalb als **Hordenkontaktofen** aufgebaut. Der Katalysator liegt auf insgesamt vier Horden (Rosten), die das Gasgemisch aus Luft, Schwefeldioxid und zunehmend mehr Schwefeltrioxid durchströmt. Nach jeder Horde werden die Produktgase durch einen Wärmetauscher geleitet und so wieder auf eine günstige Temperatur abgekühlt. Die Ausbeute an

Schwefeltrioxid steigt entsprechend bei jedem Schritt. Nachdem die Gase drei Horden durchdrungen haben, werden sie durch konzentrierte Schwefelsäure im Zwischenabsorber geleitet. Dabei wird dem Gasgemisch das bereits entstandene Schwefeltrioxid entzogen; es reagiert zu Dischwefelsäure. Nach dem Prinzip von LE CHATELIER wird seine Neubildung an der vierten Horde durch Entzug des Produkts gefördert. Weitere Maßnahmen zur Beeinflussung des Gleichgewichts im Kontaktkessel sind ein deutlicher Überschuss an Luft sowie in manchen Anlagen ein erhöhter Druck.

Durch den Einbau des Zwischenabsorbers (Doppelkontakt) wurde der Anteil des nicht umgesetzten Schwefeldioxids im Vergleich zu früheren Anlagen deutlich verringert. Das ist besonders wichtig, da das verbliebene Schwefeldioxidgas als Abgas in die Luft geleitet wird und dort zur Bildung von saurem Regen beiträgt.

## AUFGABEN

- A1 Recherchieren Sie Einsatzfelder für Schwefelsäure für die Herstellung von Produkten in und außerhalb der Landwirtschaft.
- A2 Fassen Sie alle Aspekte zusammen, die im Kontaktkessel einen möglichst hohen Anteil an Schwefeltrioxid im Gleichgewicht bewirken. Begründen Sie die Effekte der eingesetzten Reaktionsbedingungen.
- A3 Erläutern Sie den Aufbau des Kontaktkessels sowie die Vorteile des Doppelkontaktverfahrens in Bezug auf die Umwelt.
- A4 Vergleichen Sie die Reaktionsbedingungen zur Beeinflussung des Gleichgewichts bei der Ammoniaksynthese nach dem HABER-BOSCH-Verfahren (Kap. 1.4.2) mit denen der Schwefelsäuresynthese.





## 1.5 Löslichkeitsgleichgewichte

In unterirdischen Höhlen und tiefen Gesteinsspalten findet man manchmal Kristallhöhlen oder Kristallklüfte: Dort haben sich Minerale in Form von wunderschönen Kristallen gebildet. Viele dieser Minerale wie Topas und Smaragd bestehen aus Salzen. Wie entstehen ihre Kristalle?

### 1.5.1 Versuche und Material

#### V Herstellung gesättigter Salzlösungen



Wenn in Spalten oder Höhlen Grundwasser eindringt, löst dieses oft über lange Zeit Mineralsalze aus dem umgebenden Gestein. So bilden sich dort Salzlösungen. Wovon hängt ihre Konzentration ab?

**V1** Geben Sie 100 mL Wasser in ein Becherglas und rühren Sie so viel Kaliumnitrat (GHS 3) ein, bis die Lösung gesättigt ist, d. h. bis das Salz einen Bodensatz bildet. Erwärmen Sie das Gemisch anschließend.

**V2** Füllen Sie 100 mL Wasser in ein Becherglas und erwärmen Sie es auf ca. 40 °C. Geben Sie dann in kleinen Portionen Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  (GHS 5 | 7 | 9) dazu, bis sich das Salz auch nach längerem Umrühren nicht mehr vollständig löst. Notieren Sie die ungefähre Masse des gelösten Salzes. Wiederholen Sie **V2** mit Kaliumalaun  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ .

Lassen Sie die beiden Lösungen mit Bodensatz mindestens einen Tag stehen.

#### AUSWERTUNG

- Beschreiben Sie die Beobachtungen bei **V1**. Formulieren Sie eine Gleichung für den Lösevorgang von Kaliumnitrat in Wasser und erarbeiten Sie eine Aussage zur Temperaturabhängigkeit mithilfe von geeigneten Formeln und Symbolen.
- Vergleichen Sie die Massen der Salze in **V2**, die zur Herstellung der gesättigten Lösungen nötig sind. Berechnen Sie die Konzentrationen der darin enthaltenen Ionen.
- Fassen Sie die Bedingungen zusammen, unter denen sich bei **V1** und **V2** gesättigte Lösungen bilden. Vergleichen Sie diese mit Bedingungen in der Natur.

**ENTSORGUNG V1:** A; **V2:** Aufbewahren für **V3**

### V/M Züchten von Kristallen



Gesättigte Salzlösungen sind die Voraussetzung für das Entstehen und Wachsen von Kristallen. Welche Reaktionsbedingungen sind dafür günstig?

**V3** Filtrieren Sie die beiden gesättigten Salzlösungen aus **V2** in saubere Bechergläser und stellen Sie sie für einige Tage an einen ruhigen Ort mit gleichbleibender Temperatur.

**M4** Ein Experiment zur Züchtung größerer Kristalle finden Sie als Video unter QR-/Mediencode 06011-09.



#### AUSWERTUNG

- Beschreiben Sie die Produkte von **V3** in den beiden Bechergläsern. Diskutieren Sie Ursachen für die unterschiedlichen Formen der Kristalle.
- Erklären Sie das Wachstum von Kristallen mit Bezug auf die Gleichgewichtsstörungen, die Sie in Kapitel 1.3 kennengelernt haben.

#### ENTSORGUNG G2

### V Effekte beim Mischen von Lösungen mit gleichen Ionen



Oft liegen viele verschiedene Gesteine und Minerale nebeneinander vor und lösen sich in eindringendem Wasser. Es entstehen Lösungen, die mehrere Ionensorten enthalten. Wieso kommt es auch dabei manchmal zur Ausfällung von Mineralen?

**LV5** In drei Reagenzgläser (RG) wird jeweils bis zur Hälfte heiß gesättigte Kaliumperchloratlösung  $\text{KClO}_4$  (aq) (GHS 3 | 7) vorgelegt. Anschließend werden je 5 mL folgender Lösungen zugegeben:

In RG 1 werden 5 mL gesättigte Kaliumchloridlösung hinzugefügt. Zu RG 2 werden 5 mL gesättigte Natriumchloridlösung gegeben.

In RG 3 werden 5 mL Perchlorsäure  $\text{HClO}_4$  ( $w = 60\%$ , GHS 3 | 5 | 7 | 8) hinzugegeben.

#### AUSWERTUNG

- Beschreiben Sie die Beobachtungen in den drei Reagenzgläsern.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für den Lösevorgang von Kaliumperchlorat in Wasser.
- Erklären Sie die unterschiedlichen Beobachtungen in den drei Reagenzgläsern mit Bezug auf das Prinzip von LE CHATELIER.

#### ENTSORGUNG G2

### M Behandlung von Bariumvergiftungen

Das Mineral Baryt ist die häufigste Quelle für das Element Barium. Aus ihm werden zahlreiche Bariumverbindungen gewonnen, die zum Beispiel in der Medizin als Kontrastmittel eingesetzt werden.

**M6** Bei versehentlicher oder beabsichtigter Aufnahme von Bariumnitrat oder Bariumchlorid kommt es zu Muskelkrämpfen und Herzstörungen, die bis zum Tod führen können. Ursächlich hierfür sind die Barium-Ionen. Als schnell wirksames Gegenmittel wird Natriumsulfatlösung eingesetzt, die zum Trinken verabreicht und in schweren Fällen zusätzlich intravenös in die Blutbahn eingeleitet wird.

#### AUSWERTUNG

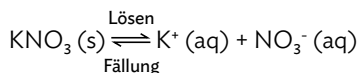
- Stellen Sie eine Hypothese zur Wirkung von Natriumsulfatlösung bei der Behandlung einer Bariumvergiftung auf. Beziehen Sie sich dabei auch auf die Löslichkeitsprodukte von Bariumsalzen (**B2** auf S. 81): Je kleiner das Löslichkeitsprodukt ist, desto schlechter löst sich das Salz in Wasser.
- Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für die Wirkung der Natriumsulfatlösung bei einer Bariumvergiftung. Treffen Sie eine Aussage zur Gleichgewichtslage dieser Reaktion.



## 1.5.2 Lösen und Fällung von Salzen

### Vorgänge in einer Salzlösung

Beim Lösen von Salzen müssen Ionenbindungen zwischen den Ionen der Salzkristalle überwunden werden. Dabei lösen sich die einzelnen Ionen aus dem Ionengitter des Salzes. Die Wasser-Moleküle bilden sofort Hydrathüllen um die Ionen, was den Löseprozess energetisch begünstigt. Auch die Rückreaktion, die Fällung von Salzen aus einer Salzlösung, ist möglich: Hydratisierte Ionen lagern sich unter Freisetzung der Wasser-Moleküle der Hydrathüllen wieder zu einem Ionengitter zusammen. Welche der beiden Reaktionen überwiegt, ist abhängig von den Reaktionsbedingungen. In einer **gesättigten** Kaliumnitratlösung mit einem Bodensatz aus ungelöstem Salz (**V1**) besteht an der Phasengrenze ein Gleichgewicht zwischen Lösungs- und Fällungsreaktion (**B1**):



Da es sich bei dem Bodensatz um einen Feststoff handelt, bei der darüber befindlichen Salzlösung hingegen um eine Flüssigkeit, ist dieses **Löslichkeitsgleichgewicht** ein Beispiel für ein **heterogenes Gleichgewicht**.

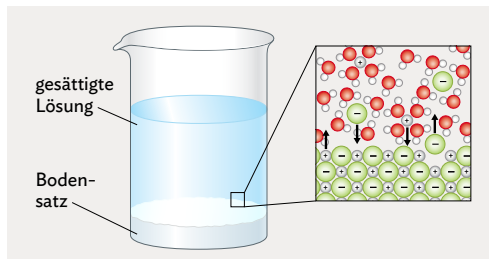
### Löslichkeitsprodukt

Formuliert man für die oben genannte Reaktion das Massenwirkungsgesetz (MWG), so ergibt sich:

$$K_c = \frac{c(\text{K}^+) \cdot c(\text{NO}_3^-)}{c(\text{KNO}_3)}$$

Für die Konzentrationen der gelösten Ionen ist es allerdings irrelevant, wie viel Bodensatz sich im Reaktionsgefäß befindet. Seine Konzentration lässt sich deshalb als konstant ansehen. Multipliziert man diese konstante Konzentration des Bodensatzes mit der Gleichgewichtskonstante  $K_c$ , so erhält man eine neue Konstante  $K_L$ :

$$K_L(\text{KNO}_3) = K_c \cdot c(\text{KNO}_3) = c(\text{K}^+) \cdot c(\text{NO}_3^-)$$



**B1** Vorgänge in einer gesättigten Salzlösung

Diese neue Konstante wird als **Löslichkeitsprodukt  $K_L$**  bezeichnet. Allgemein formuliert ergibt sich für die Lösung eines Salzes  $A_xB_y$ :

$$K_L(A_xB_y) = c^x(A^{a+}) \cdot c^y(B^{b-})$$

Das Löslichkeitsprodukt  $K_L$  ist ein Maß für die Löslichkeit eines Salzes bei einer gegebenen Temperatur: Je größer  $K_L$  ist, desto mehr Ionen befinden sich in der gesättigten Lösung, und desto besser löst sich das Salz in Wasser. Die Löslichkeitsprodukte von Salzen unter Standardbedingungen sind in Formelsammlungen tabellarisch angegeben (**B2**).

### Störungen des Gleichgewichts

In einer gesättigten Lösung mit Bodensatz besteht ein dynamisches Gleichgewicht: Die Konzentration der Ionen in der Lösung bleibt dadurch konstant.

Änderungen der Konzentrationen oder der Temperatur bewirken auch hier eine Neueinstellung des Gleichgewichts nach dem Prinzip von LE CHATELIER. Je nachdem, ob dafür Hin- oder Rückreaktion kurzzeitig verstärkt ablaufen, kommt es dabei zum Lösen des Bodensatzes oder zur Fällung von Salz aus der Lösung.

Die Ionenkonzentration verändert sich beispielsweise durch das Hinzufügen von Lösungen, die eine Ionenart der ursprünglichen gesättigten Lösung enthält (**LV5**). Auch das Verdunsten von Wasser führt zu höheren Ionenkonzentrationen in der Lösung (**V3, M4**). In beiden Fällen kommt es zur Fällung von Salz aus der Lösung.

**Gesättigte Lösung:** Lösung, in der die maximal mögliche Menge eines Stoffes gelöst ist

Der dargestellte Prozess wird auch als **Dissoziation** bezeichnet.

Der Einfluss der Temperatur auf das Löslichkeitsgleichgewicht hängt davon ab, ob der Lösevorgang des entsprechenden Salzes exotherm oder endotherm ist. Wie bei anderen reversiblen Reaktionen begünstigt eine Temperaturerhöhung das Abflauen der endothermen Reaktion und umgekehrt (V1).

### Entstehung von Salzkristallen

Wie kommt es in der Natur oder im Experiment (V3, M4) zur Entstehung von formschönen, großen **Kristallen** statt eines gewöhnlichen, feinkörnigen Bodensatzes?

Zugrunde liegt in beiden Fällen eine Störung des ehemals im Gleichgewicht befindlichen Systems einer gesättigten Lösung

- entweder durch Konzentrationsänderungen, meist durch Verdunstung von Wasser aus der Lösung
- oder durch eine Temperaturänderung.

Kristalle bilden sich, wenn sich die einzelnen Ionen eines Salzes ganz geordnet zu einem einzigen, großen Ionengitter zusammenlagern. Dadurch entsteht ein großer, regelmäßiger Salzkristall, dessen äußere Form die innere geometrische Anordnung der Ionen im Gitter wiedergibt. Prinzipiell ist es energetisch etwas günstiger, wenn sich Ionen an einem bereits bestehenden Salzgitter anlagern. Damit dieser kleine energetische Unterschied auch zum Tragen kommt, müssen die Reaktionsbedingungen ein langsames Fällen des Salzes ermöglichen: Schnelle Temperaturänderungen oder rasches Verdunsten des Wassers sind dabei kontraproduktiv.

Salz	Löslichkeitsprodukt $K_L$ bei 20 °C
BaSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	$4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^3/\text{L}^3$
CaSO <sub>4</sub>	$2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
CaCO <sub>3</sub>	$4,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
PbCl <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{L}^3$
PbI <sub>2</sub>	$1,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3/\text{L}^3$
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^2/\text{L}^2$

**B2** Löslichkeitsprodukte einiger Salze in Wasser

### FM Mit der Löslichkeitskonstante rechnen

Berechnen Sie die Konzentration  $c$  der Ionen einer gesättigten Calciumsulfatlösung.

#### VORGEHEN

1. Formulieren Sie die Gleichung für die Lösungsreaktion.  

$$\text{CaSO}_4 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$$
2. Bestimmen Sie das Löslichkeitsprodukt für diese Reaktion.  

$$K_L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$$
3. Bestimmen Sie anhand der Reaktionsgleichung das Konzentrationsverhältnis der beteiligten Ionen:  

$$c(\text{Ca}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-})$$
4. Stellen Sie die Gleichung für das Löslichkeitsprodukt nach der gesuchten Größe um:  $c(\text{Ca}^{2+}) = \sqrt{K_L}$
5. Setzen Sie den tabellarisierten Wert für  $K_L$  ein.  

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \sqrt{2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2} \approx 0,005 \text{ mol/L}$$

In einer gesättigten Salzlösung herrscht ein Gleichgewicht zwischen dem Lösevorgang und der Fällung von Salz aus der Lösung. Die Lage dieses Gleichgewichts lässt sich durch das Löslichkeitsprodukt  $K_L$  beschreiben, welches ein Maß für die Löslichkeit eines Salzes bei einer gegebenen Temperatur darstellt.

**Sättigungskonzentration:** Ionenkonzentration in einer gesättigten Salzlösung

#### AUFGABEN

- A1** Zu einer gesättigten Bleiiodidlösung mit Bodensatz gibt man weiteres festes Bleiiodid, das radioaktive Iod-Isotope enthält. Erklären Sie, dass nach einiger Zeit auch in der Lösung radioaktive Ionen auftreten.
- A2** Ordnen Sie die Salze von **B2** nach steigender Löslichkeit in Wasser. Vergleichen Sie die Löslichkeiten der beiden Bariumsalze (**M6**) und begründen Sie, dass das Trinken einer Bariumsulfatsuspension vor dem Röntgen unbedenklich ist.
- A3** Berechnen Sie jeweils die Sättigungskonzentrationen von Bariumnitrat und von Bleichlorid.

# Alles im Blick

## 1 Reaktionsgeschwindigkeit

Unter **Reaktionsgeschwindigkeit** versteht man den Stoffumsatz einer chemischen Reaktion in Abhängigkeit zur Reaktionszeit.

Da die Reaktionsgeschwindigkeit sich während der Reaktion verändert, unterscheidet man zwischen der **mittleren Reaktionsgeschwindigkeit**  $\bar{v}_r$  und der **Momentangeschwindigkeit**  $v_r$ . Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit beschreibt die Änderung der Stoffmenge  $\Delta n$  oder (bei Lösungen) der Konzentration  $\Delta c$  eines Stoffes in einem bestimmten Zeitintervall  $\Delta t$ .

$$\bar{v}_r = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad [\bar{v}_r] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{s}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1} \quad \text{bzw.}$$

$$\bar{v}_r = \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad [\bar{v}_r] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Für die Momentangeschwindigkeit wird  $\Delta t$  als ein gegen Null strebendes Zeitintervall definiert. Da die Konzentration der Reaktanten im Verlauf der Reaktion abnimmt, wird auch die Reaktionsgeschwindigkeit geringer. Es gilt:

$$v_r = k \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{B}) \quad (k: \text{Geschwindigkeitskonstante})$$

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist hoch, wenn ...

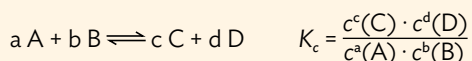
- ... die **Konzentration** der Reaktanten hoch ist.
- ... der **Zerteilungsgrad** der Reaktanten hoch ist.
- ... die **Temperatur** hoch ist.
- ... ein **Katalysator** zum Einsatz kommt.

Die Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit kann auf Teilchenebene mit der **Stoßtheorie** erklärt werden. Sie besagt, dass für die Umwandlung von Edukt-Teilchen in Produkt-Teilchen die Edukt-Teilchen mit einer ausreichend hohen Geschwindigkeit zusammenstoßen müssen. Die dafür nötige Mindestenergie entspricht der Aktivierungsenergie der Reaktion.

## 2 Chemisches Gleichgewicht

Chemische Reaktionen sind **reversibel**. Bei **Gleichgewichtsreaktionen** laufen Hin- und Rückreaktion gleichzeitig ab, wodurch Edukte und Produkte nur **unvollständig umgesetzt** werden. Gleichgewichtsreaktionen kennzeichnet man mit einem **Gleichgewichtspfeil** ( $\rightleftharpoons$ ). Im geschlossenen System stellt sich bei konstanter Temperatur ein Gleichgewichtszustand, das **chemische Gleichgewicht**, ein.

Die Lage des chemischen Gleichgewichts wird mithilfe des **Massenwirkungsgesetzes (MWG)** durch den Wert der **Gleichgewichtskonstante**  $K_c$  beschrieben:



$K_c$  besitzt bei gegebener Temperatur für jede Reaktion einen charakteristischen Wert. Es gilt:

	Die Konzentration der Edukte ...
$K_c < 1$	... ist größer als die der Produkte.
$K_c = 1$	... ist gleich der der Produkte.
$K_c > 1$	... ist kleiner als die der Produkte.

**Kennzeichen** des chemischen Gleichgewichts:

- im Gleichgewichtszustand **konstante Konzentrationen** der Edukte und Produkte
- zeitgleiche Bildung und Zerlegung identischer Stoffmengen an Produkten und Edukten (**dynamisches Gleichgewicht**)
- gleich große Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und der Rückreaktion ( $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$ )

### 3 Das Prinzip von LE CHATELIER

Stört man ein System im chemischen Gleichgewicht durch Änderung der äußeren Bedingungen (Konzentration, Druck, Temperatur), weicht das chemische Gleichgewicht diesem äußeren Zwang aus. Dazu findet die Reaktion verstärkt statt, die der Änderung entgegenwirkt. Nach LE CHATELIER bezeichnet man dies als **Prinzip vom kleinsten Zwang**.

Nach Konzentrations- oder Druckänderungen stellt sich der ursprüngliche Gleichgewichtszustand wieder ein und der **Wert für  $K_c$  verändert sich nicht**.

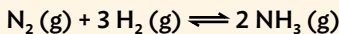
Nach Temperaturänderungen stellt sich ein neuer Gleichgewichtszustand ein und  **$K_c$  nimmt den für die neue Temperatur charakteristischen Wert an**.

Die Verwendung eines **Katalysators** beeinflusst das chemische Gleichgewicht nicht, führt aber dazu, dass sich der **Gleichgewichtszustand schneller einstellt**.

Änderung ...	begünstigt die Reaktion, die ...
Konzentration ↑	... den Stoff mit erhöhter Konzentration verbraucht.
Konzentration ↓	... den Stoff mit verminderter Konzentration entstehen lässt.
Druck ↑	... unter Volumenabnahme erfolgt.
Druck ↓	... unter Volumenzunahme erfolgt.
Temperatur ↑	... endotherm verläuft.
Temperatur ↓	... exotherm verläuft.

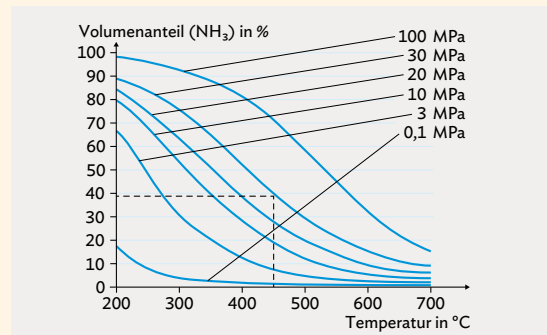
### 4 Die technische Ammoniaksynthese

Großtechnisch wird Ammoniak nach dem **HABER-BOSCH-Verfahren** unter Verwendung eines **Katalysators** bei **400 – 500 °C** und **ca. 15 – 30 MPa** aus Luftstickstoff und Wasserstoff hergestellt:



Bei der **exothermen** Hinreaktion handelt es sich um eine Reaktion unter **Volumenabnahme**. Um eine maximale Ausbeute zu erreichen, wären eine niedrige Temperatur und ein hoher Druck nötig. Da der Katalysator jedoch erst ab 450 °C ausreichend wirksam ist, wählt man trotz ungünstiger Gleichgewichtslage diese Temperatur im Reaktor – als Kompromiss

zwischen ausreichend hoher Reaktionsgeschwindigkeit und brauchbarer Gleichgewichtslage.



### 5 Löslichkeitsgleichgewichte

Beim Lösen von Salzen stellt sich in gesättigten Lösungen ein **Löslichkeitsgleichgewicht** zwischen dem Feststoff am Boden und der Salzlösung darüber ein.

Das Löslichkeitsgleichgewicht wird durch das **Löslichkeitsprodukt  $K_L$**  beschrieben:

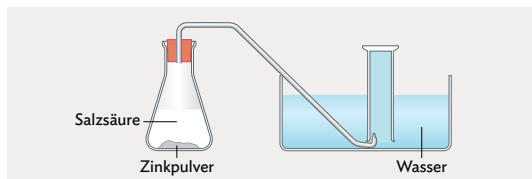
$$K_L(\text{A}_x\text{B}_y) = c^x(\text{A}^{a+}) \cdot c^y(\text{B}^{b-})$$

Ein großer Wert für  $K_L$  drückt aus, dass das Salz gut löslich ist.

Löslichkeitsgleichgewichte reagieren nach dem Prinzip von LE CHATELIER auf **Konzentrations- und Temperaturveränderungen**. Ein Beispiel dafür ist die **Entstehung von Salzkristallen**.

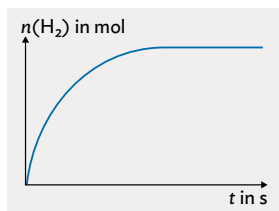
## Zum Üben und Weiterdenken

- A1** Mit der folgenden Apparatur wird im Laborversuch die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion von Zink mit Salzsäure untersucht.



- Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die gezeigte Reaktion auf.
- Erklären Sie, wie mithilfe der Apparatur die Reaktionsgeschwindigkeit ermittelt werden kann.
- Schlagen Sie eine Möglichkeit vor, wie die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion erhöht werden kann.
- Erklären Sie, dass man die Apparatur nicht nutzen kann, um die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion von Kalk mit Essigsäure zu ermitteln.

- A2** Die Stoffmenge an Wasserstoff, die während der Reaktion von Zink mit verdünnter Schwefelsäure entsteht, verändert sich während der Reaktion.

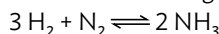


- Beschreiben Sie die Veränderung der entstehenden Stoffmenge an Wasserstoff im Verlauf der Reaktion.
- Leiten Sie aus dem Kurvenverlauf die Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit während des Versuchs ab.
- In einem zweiten Ansatz wird die Reaktion durch Kupfer-Ionen katalysiert. Erklären Sie, wie sich die Reaktionsgeschwindigkeit dadurch verändert.

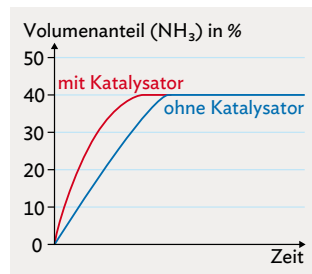
- A3** Entscheiden Sie begründet, ob folgende Aussagen zum chemischen Gleichgewicht zutreffen oder nicht:
- Ein chemisches Gleichgewicht kann sich nur im geschlossenen System einstellen.
  - Im chemischen Gleichgewicht verändern sich die Konzentrationen der Edukte und der Produkte nicht.
  - Die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion beträgt im Gleichgewichtszustand null.

- Wenn gasförmige Stoffe an der Gleichgewichtsreaktion beteiligt sind, kann sie durch Druckänderung beeinflusst werden.
- Erhöht man die Konzentration der Edukte einer Gleichgewichtsreaktion, erhöht sich auch  $K_c$ .

- A4** Bei der Synthese von Ammoniak stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein:



- Beschreiben Sie den Kurvenverlauf im Hinblick auf die Steigung, die Reaktionsgeschwindigkeit und den Gleichgewichtszustand.



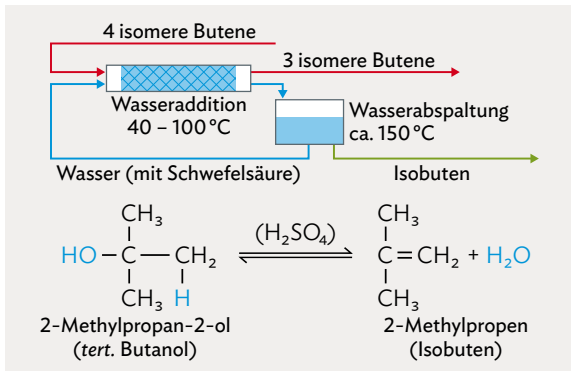
- Leiten Sie aus dem Diagramm ab, ob die Gleichgewichtskonstante kleiner oder größer Eins ist.
- Beschreiben Sie den Einfluss des Katalysators auf die Einstellung des Gleichgewichtszustands.

- A5** In einem geschlossenen Kolben (1 L) werden 0,4 mol Methansäuremethylester mit 0,4 mol Wasser hydrolysiert und die Konzentration der entstehenden Methansäure bestimmt. Nach 15 Minuten bleibt die Konzentration der Methansäure konstant bei 0,15 mol/L. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante  $K_c$ .

- A6** Gießt man kohlensäurehaltiges Mineralwasser zu Fruchtsaft, kommt es aufgrund der in den Säften enthaltenen Fruchtsäuren zur Schaumbildung.
- Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die gekoppelten Gleichgewichtsreaktionen der Kohlensäure in (Mineral)wasser auf.
  - Erklären Sie die Beobachtung beim Mischen von Fruchtsaft mit Mineralwasser mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER.

- A7** Alkene werden großtechnisch durch Cracken von Alkanen langkettiger Moleküle, die in Erdöl enthalten sind, hergestellt. Aus der Fraktion, die die vier isomeren Butene  $\text{C}_4\text{H}_8$  enthält, wird 2-Methylpropen (Isobuten) mithilfe des Prozesses, wie in der Abbildung dargestellt, abgetrennt. Man nutzt dabei die Tatsache, dass von den Isomeren

nur Isobuten bei den angegebenen Temperaturen reagiert.



- Geben Sie die Strukturformeln und Namen der isomeren Butene an.
- Beschreiben Sie die Vorgänge beim Trennverfahren. Gehen Sie dabei auch auf den Kreislauf eines Teils der eingesetzten Stoffe ein.
- Leiten Sie aus den Angaben in der Abbildung den Einfluss der Temperatur auf das Gleichgewicht zwischen *tert*-Butanol und Isobuten ab und erläutern Sie seine Bedeutung für die Verwirklichung des Verfahrens.
- Erklären Sie die Funktionsweise eines Katalysators am Beispiel des *tert*-Butanol/Isobuten-Gleichgewichts.

**A8** Planen Sie einen Versuch, mit dem Sie die Temperaturabhängigkeit des Eisen(III)-thiocyanat-Gleichgewichts (s. S. 62) untersuchen können. Erklären Sie, wie sie damit herausfinden können, welche der Reaktionen im chemischen Gleichgewicht exotherm ist.

**A9** Erläutern Sie, wie beim HABER-BOSCH-Verfahren eine möglichst hohe Ausbeute an Ammoniak erreicht wird.

**A10** Bewerten Sie FRITZ HABERS Leistungen als Wissenschaftler.

**A11** Stellen Sie den Zusammenhang der folgenden Begriffe zum chemischen Gleichgewicht in einer Concept-Map dar:  
Chemisches Gleichgewicht, dynamisches Gleichgewicht, umkehrbare Reaktion, Hinreaktion, Rückreaktion, Gleichgewichtspfeil, Gleichgewichtskonstante,  $K_c > 1$ ,  $K_c < 1$ , Massenwirkungsgesetz,

Prinzip von LE CHATELIER, Konzentration, Druck, Temperatur, Katalysator, exotherm, endotherm, HABER-BOSCH-Verfahren.

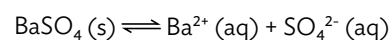
**A12** Kalkwasser (Calciumhydroxidlösung) trübt sich beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid durch das entstehende Calciumcarbonat. Leitet man weiter Kohlenstoffdioxid ein, verschwindet die Trübung, da in Folge lösliches Calciumhydrogencarbonat entsteht.

- Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die beiden Reaktionen auf.
- Leiten Sie aus den Beobachtungen eine qualitative Aussage über das Löslichkeitsprodukt der beiden Salze ab.
- Wenden Sie die Erkenntnisse aus dem Versuch auf die Beobachtung an, dass die Muschelschalen in den Meeren aufgrund des zunehmenden Kohlenstoffdioxid-Ausstoßes und der damit verbundenen Versauerung der Weltmeere immer dünner werden.

**A13** Zur Untersuchung von schwerlöslichen Salzen wurden vier Salzlösungen einem Kreuzungsexperiment unterzogen. In der nachfolgenden Tabelle ist mit „x“ gekennzeichnet, ob ein Niederschlag entstanden ist:

	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (aq)	NaCl (aq)	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (aq)	AgNO <sub>3</sub> (aq)
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (aq)	-	x	x	
NaCl (aq)	x	-		x
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (aq)	x		-	
AgNO <sub>3</sub> (aq)		x		-

- Stellen Sie die Formeln der Salze auf, die Niederschläge gebildet haben, z. B. NaCl (s).
- Schlagen Sie ein Experiment vor, mit dem man herausfinden kann, ob es sich bei der Bildung der Niederschläge um Gleichgewichtsreaktionen handelt.
- In einem Becherglas befindet sich eine gesättigte Lösung von Bariumsulfat mit Bodensatz. Folgendes Gleichgewicht liegt vor:



Geben Sie an, welche Auswirkungen eine Zugabe der Lösungen von Blei(II)-nitrat, Natriumchlorid bzw. Natriumsulfat auf dieses Gleichgewicht hat und begründen Sie jeweils.



## Ziel erreicht?

Verfügen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06011-10) und bewerten Sie sich mithilfe der Tabelle rechts unten.



06011-10

### KOMPETENZ A: Die Reaktionsgeschwindigkeit zur Beschreibung und Steuerung von Reaktionen verwenden

- A1** In einem Experiment werden Zinkspäne in Salzsäure der Konzentration  $c = 0,5 \text{ mol/L}$  gegeben. Es entstehen Wasserstoffgas und eine Salzlösung.
- Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung.
  - Definieren Sie den Fachbegriff Reaktionsgeschwindigkeit. Beschreiben Sie zwei experimentelle Möglichkeiten, mit denen Sie die Reaktionsgeschwindigkeit dieser Reaktion ermitteln können.
  - Nennen Sie mögliche Faktoren, mit denen Sie die Reaktion beschleunigen können. Begründen Sie mithilfe der Stoßtheorie den Ablauf chemischer Reaktionen.

### KOMPETENZ B: Einstellung und Zustand eines chemischen Gleichgewichts erläutern

- B1** Beurteilen Sie, ob folgende Aussagen richtig sind und korrigieren Sie falsche Aussagen.
- Bei jeder chemischen Reaktion stellt sich nach einer gewissen Zeit ein Gleichgewicht ein.
  - Wenn sich in einem System ein chemisches Gleichgewicht eingestellt hat, liegen Edukte und Produkte in gleicher Konzentration vor.
  - Im Gleichgewicht ändern sich die Konzentrationen von Edukten und Produkten nicht mehr.
  - Sobald sich in einem System ein chemisches Gleichgewicht eingestellt hat, kommen Hin- und Rückreaktion zum Erliegen und die Konzentrationen aller Stoffe bleiben konstant.
- B2** Die Abbildung zeigt eine Waage in einem statischen Gleichgewichtszustand. Erläutern Sie die Unterschiede zum chemischen Gleichgewicht.



### KOMPETENZ C: Mithilfe des Massenwirkungsgesetzes (MWG) die Lage homogener Gleichgewichte beschreiben und Berechnungen dazu durchführen

- C1** Definieren Sie den Begriff Massenwirkungsgesetz. Beschreiben Sie, welche Aussagen über eine Reaktion mit dem MWG ermöglicht werden.
- C2** Bei der Veresterung von Essigsäure mit Ethanol bei einer Temperatur von  $20 \text{ °C}$  ergibt sich aus dem MWG die Gleichgewichtskonstante  $K_c = 4$ .
- Stellen Sie die Reaktionsgleichung und das MWG für diese Reaktion auf.
  - Beurteilen Sie die Lage dieses Gleichgewichts.
- C3** Übertragen Sie die folgende Tabelle in Ihr Heft und füllen Sie die leeren Felder aus. Ergänzen Sie die fehlenden Einheiten bei  $K_c$ .

Reaktion	MWG	$K_c$	Gleichgewichtslage
$2 \text{ A} + \text{ B} \rightleftharpoons 2 \text{ C}$		$K_c = 0,5 \dots$	
	$K_c = \frac{c^2(\text{E}) \cdot c(\text{N})}{c(\text{K})}$	$K_c = 2,7 \dots$	
$2 \text{ X} + \text{ Y} \rightleftharpoons 2 \text{ Z}$			auf Seiten der Produkte

- C4** In einem 1 Liter-Kolben werden  $8,1 \text{ mol}$  Wasserstoffgas zusammen mit  $2,94 \text{ mol}$  Iod auf  $448 \text{ °C}$  erhitzt. Nach Einstellung des Gleichgewichts liegen  $5,64 \text{ mol}$  Iodwasserstoff im Kolben vor.
- Berechnen Sie die Stoffmengen an Wasserstoff und Iod im Gleichgewicht.
  - Bestimmen Sie die Gleichgewichtskonstante.
- C5** Das Löslichkeitsprodukt von Calciumfluorid beträgt  $K_L = 4 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{L}^3$ .
- Erklären Sie den Unterschied zwischen  $K_c$  und  $K_L$  und erläutern Sie, wann sich die Verwendung von  $K_c$  statt  $K_L$  anbietet.
  - Berechnen Sie die Konzentration  $c$  der Ionen in einer gesättigten Calciumfluoridlösung.
  - Beurteilen Sie, ob sich Calciumcarbonat ( $K_L = 4 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ ) besser oder schlechter als Calciumfluorid in Wasser löst.

**KOMPETENZ D: Die Beeinflussung der Lage chemischer Gleichgewichte mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER erklären**

- D1** Das Prinzip von LE CHATELIER wird auch als „Prinzip vom kleinsten Zwang“ bezeichnet. Erläutern Sie dies und benennen Sie mögliche „Zwänge“.
- D2** Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an.
- Wird der Druck auf ein System erhöht, läuft die Hinreaktion verstärkt ab.
  - Wird die Konzentration eines Reaktionsprodukts erhöht, fördert das die Rückreaktion, die Produkte verbraucht und mehr Edukte erzeugt.
  - Ändert man Konzentration, Druck oder Temperatur eines im Gleichgewicht befindlichen Systems, weicht das System stets so aus, dass sich der ursprüngliche Wert von  $K_c$  einstellt.
- D3** Beim ersten Öffnen einer Sprudelwasserflasche zischt es und es steigen kleine Gasbläschen auf. Erklären Sie dies mit dem Prinzip von LE CHATELIER.

**KOMPETENZ E: Die Wahl der Reaktionsbedingungen bei der Ammoniaksynthese unter dem Aspekt der Erhöhung der Ammoniakausbeute begründen**

- E1** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die exotherm ablaufende Ammoniaksynthese aus

Wasserstoff und Stickstoff. Analysieren Sie daran günstige Reaktionsbedingungen bezogen auf das Prinzip vom kleinsten Zwang.

- E2** Tatsächlich findet die Ammoniaksynthese im Reaktor bei ca. 450 °C statt. Erklären Sie diese Temperaturwahl.

**KOMPETENZ F: Die Leistungen von HABER und BOSCH darstellen und die gesellschaftliche Bedeutung der Ammoniaksynthese erläutern**

- F1** Für sein Verfahren zur Ammoniaksynthese wurde FRITZ HABER mit dem Nobelpreis für Chemie geehrt. Fassen Sie seine Leistung in ein bis zwei Sätzen zusammen.
- F2** Nennen Sie die beiden zentralen Herausforderungen bei der Übertragung des Laboraufbaus in einen großtechnischen, industriellen Prozess.
- F3** Formulieren Sie je eine Aussage zur gesellschaftlichen Bedeutung der Ammoniaksynthese bezogen auf:
- a) die Nahrungsmittelproduktion und Strukturwandel in der Landwirtschaft
  - b) die Auswirkungen auf die Umwelt
  - c) die Sprengstoffproduktion

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 464 und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

Kompetenz	ja	nein	zum Nachlesen
<b>A</b> Die Reaktionsgeschwindigkeit zur Beschreibung und Steuerung von Reaktionen verwenden			S. 46 – 49
<b>B</b> Einstellung und Zustand eines chemischen Gleichgewichts erläutern			S. 52 – 55
<b>C</b> Mithilfe des Massenwirkungsgesetzes (MWG) die Lage homogener Gleichgewichte beschreiben und Berechnungen dazu durchführen			S. 57 – 59
<b>D</b> Die Beeinflussung der Lage chemischer Gleichgewichte mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER erklären			S. 62 – 66
<b>E</b> Die Wahl der Reaktionsbedingungen bei der Ammoniaksynthese unter dem Aspekt der Erhöhung der Ammoniakausbeute begründen			S. 72 – 73
<b>F</b> Die Leistungen von HABER und BOSCH darstellen und die gesellschaftliche Bedeutung der Ammoniaksynthese erläutern			S. 70 – 71, 74 – 75

# Klausuraufgaben

## T1 Reinigung von Kontaktlinsen

Bei der Reinigung von Kontaktlinsen wird Wasserstoffperoxid  $H_2O_2$  verwendet, welches in Wasser und Sauerstoff zerfällt. Der Sauerstoff oxidiert organische Ablagerungen, sodass sich diese von der Linsenoberfläche ablösen. Außerdem ist Wasserstoffperoxid für alle Mikroorganismen stark toxisch, wodurch die Kontaktlinsen gleichzeitig desinfiziert werden. Nach der Reinigung durch Oxidation muss jedoch Wasserstoffperoxid vollständig verbraucht sein, da dieser Stoff auch für menschliche Zellen gefährlich sein kann. Daher wird die Konzentration des Wasserstoffperoxids in der Gebrauchslösung so eingestellt, dass es nach einer bestimmten Zeit verbraucht ist. Zur Entwicklung einer Gebrauchsanweisung wurde die Geschwindigkeit des Zerfalls von Wasserstoffperoxid gemessen. Es wurden 100 mL einer Wasserstoffperoxidlösung der Stoffmengenkonzentration von  $c = 0,1 \text{ mol/L}$  mit einem Katalysator zur Reaktion gebracht (**B1**).

t in s	0	20	40	60	80	100
V(O <sub>2</sub> ) in mL	0	44,6	89,0	99,0		111,7
n(O <sub>2</sub> ) in mol	0		0,00364	0,00400	0,00431	0,00457
n(H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ) in mol	0,01	0,00635	0,00272		0,00137	0,00085
c(H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ) in mol/L						

**B1** Messergebnisse beim Zerfall von Wasserstoffperoxid (Standardbedingungen)

### AUFGABEN

**A1** Skizzieren Sie eine geeignete Versuchsanordnung zur Ermittlung des in **B1** angegebenen Volumens an

Sauerstoff und beschreiben Sie die Durchführung des Versuchs.

- A2** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für den Zerfall von Wasserstoffperoxid. Berechnen Sie aus den Angaben in **B1** die fehlenden Stoffmengen von Sauerstoff und Wasserstoffperoxid. Ermitteln Sie zusätzlich die Stoffmengenkonzentrationen von Wasserstoffperoxid.
- A3** Stellen Sie Ihre erhaltenen Ergebnisse aus **B1** in geeigneter Weise in einem Diagramm dar. Interpretieren Sie das Diagramm.
- A4** Skizzieren Sie in das Diagramm aus **A3** den zu erwartenden Reaktionsverlauf für eine um 10 K höhere Reaktionstemperatur. Begründen Sie Ihre Entscheidung.

## T2 Das BOUDOUARD-Gleichgewicht

Bei der Gewinnung von Eisen aus Eisenoxiden im Hochofenprozess wird im unteren Teil des Hochofens der Koks zunächst zu Kohlenstoffdioxid verbrannt. Das entstandene Kohlenstoffdioxid reagiert aufgrund sehr hoher Temperaturen in einer endothermen Gleichgewichtsreaktion (BOUDOUARD-Gleichgewicht) mit dem in Koks gebundenen Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonooxid, das als Reduktionsmittel fungiert.

des Volumenverhältnisses von Kohlenstoffmonooxid und Kohlenstoffdioxid zeigt. Interpretieren Sie das Diagramm unter Einbeziehung des Prinzips von LE CHATELIER.

### AUFGABEN

- A1** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenstoffmonooxid. Berechnen Sie die Masse von Kohlenstoffdioxid, die bei der Reduktion von einer Tonne Eisen(III)-oxid entsteht.
- A2** Zeichnen Sie ein Diagramm anhand der Messwerte aus **B2**, das die Temperaturabhängigkeit

- A3** Formulieren Sie für diese Reaktion das Massenwirkungsgesetz und erläutern Sie daran die Veränderung der Gleichgewichtskonstante mit steigender Temperatur.
- A4** Vergleichen Sie das BOUDOUARD-Gleichgewicht mit dem Ammoniak-Gleichgewicht hinsichtlich günstiger Reaktionsbedingungen.

Temperatur in °C	450	500	600	700	800	900	950
Volumenanteil in %	2	5	23	58	90	97	99

**B2** Ausbeute an Kohlenstoffmonooxid in Abhängigkeit von der Temperatur

### T3 Salpetersäure

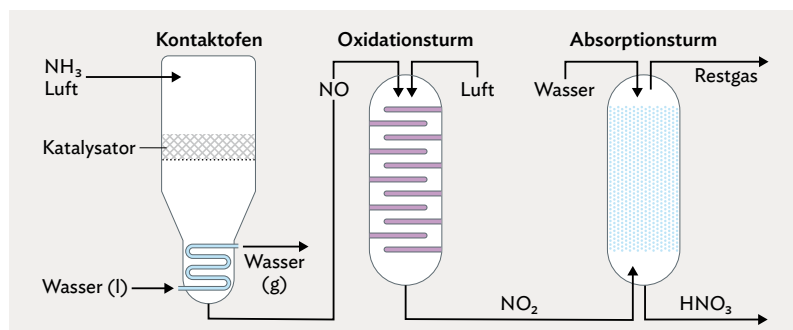
Salpetersäure ist eine der wichtigsten Industriechemikalien für die Produktion von Düngemitteln und einer Vielzahl stickstoffhaltiger Chemikalien. Sie wird durch moderne Versionen des dreistufigen OSTWALD-Verfahrens hergestellt. In einer modernen Anlage können täglich bis zu 1200 Tonnen Salpetersäure ( $w_{\max} \approx 68\%$ ) hergestellt werden.

Bei diesem Verfahren wird zunächst Ammoniak am Platinkatalysator in Gegenwart von Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid umgesetzt (Reaktion 1,  $\Delta_r H = -908 \text{ kJ/mol}$ ). Zur Vermeidung von Nebenreaktionen darf das Gasgemisch nur kurzzeitig im Kontaktofen verweilen. Das Stickstoffmonoxid reagiert im Oxidationsturm mit Sauerstoff in einer Gleichgewichtsreaktion zu Stickstoffdioxid (Reaktion 2,  $\Delta_r H = -114 \text{ kJ/mol}$ ). Im letzten Schritt wird durch Einleiten von Stickstoffdioxid in Wasser unter Sauerstoffzufuhr Salpetersäure gebildet (Reaktion 3).

Das restliche Gas enthält am Ende des Absorptionsturms noch ca. 0,02 – 0,05 % Stickstoffoxide (abgekürzt  $\text{NO}_x$ ). Diese sind umweltschädlich und werden daher bei der Abgasreinigung in „DeNOx-Anlagen“ entfernt. Dabei reagieren die Stickstoffoxide an einem Katalysator bei einer Temperatur von etwa 400 °C mit zugesetztem Ammoniak zu Stickstoff und Wasser.

#### AUFGABEN

- A1** Skizzieren Sie ein Fließdiagramm zur technischen Herstellung von Salpetersäure. Geben Sie ein bei diesem Verfahren angewandtes technisches Prinzip an.
- A2** Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die drei Schritte zur Herstellung von Salpetersäure. Berechnen Sie das Volumen von Ammoniak unter Normbedingungen, dass zur Herstellung von 1200 Tonnen Salpetersäure ( $w_{\max} \approx 68\%$ ) benötigt wird.
- A3** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion bei der Abgasreinigung. Bewerten Sie diesen Prozess im Hinblick auf ökologische und ökonomische Aspekte.
- A4** Erläutern Sie an diesem Verfahren die Wirkungsweise eines Katalysators unter Zuhilfenahme einer Skizze für den Energie-Reaktions-Verlauf. Begründen Sie den Einfluss eines Katalysators auf die Lage eines chemischen Gleichgewichts.
- A5** Nennen und erläutern Sie zwei Merkmale des chemischen Gleichgewichtes anhand der Reaktion 2. Leiten Sie nach dem Prinzip von LE CHATELIER die für diese Reaktion theoretisch günstigsten Reaktionsbedingungen ab. Stellen Sie diese den praktischen Bedingungen in **B3** gegenüber und begründen Sie mögliche Unterschiede.
- A6** Nehmen Sie an, dass im Oxidationsturm ein technischer Defekt auftritt. Begründen Sie die Auswirkungen folgender Veränderungen auf die Stickstoffdioxid-Ausbeute:
1. der Druck steigt an,
  2. die Temperatur steigt an,
  3. die Zufuhr von Sauerstoff in den Oxidationsturm geht zurück.
- A7** Bei Temperaturen von 2300 °C reagieren die in der Luft enthaltenen Gase Stickstoff (ca. 80 %) und Sauerstoff (ca. 20 %) in einem geschlossenen System unter Bildung von Stickstoffmonoxid. Die Gleichgewichtskonstante dieser Reaktion beträgt  $K_c = 6,8 \cdot 10^{-2}$ . Berechnen Sie die Ausbeute an Stickstoffmonoxid.

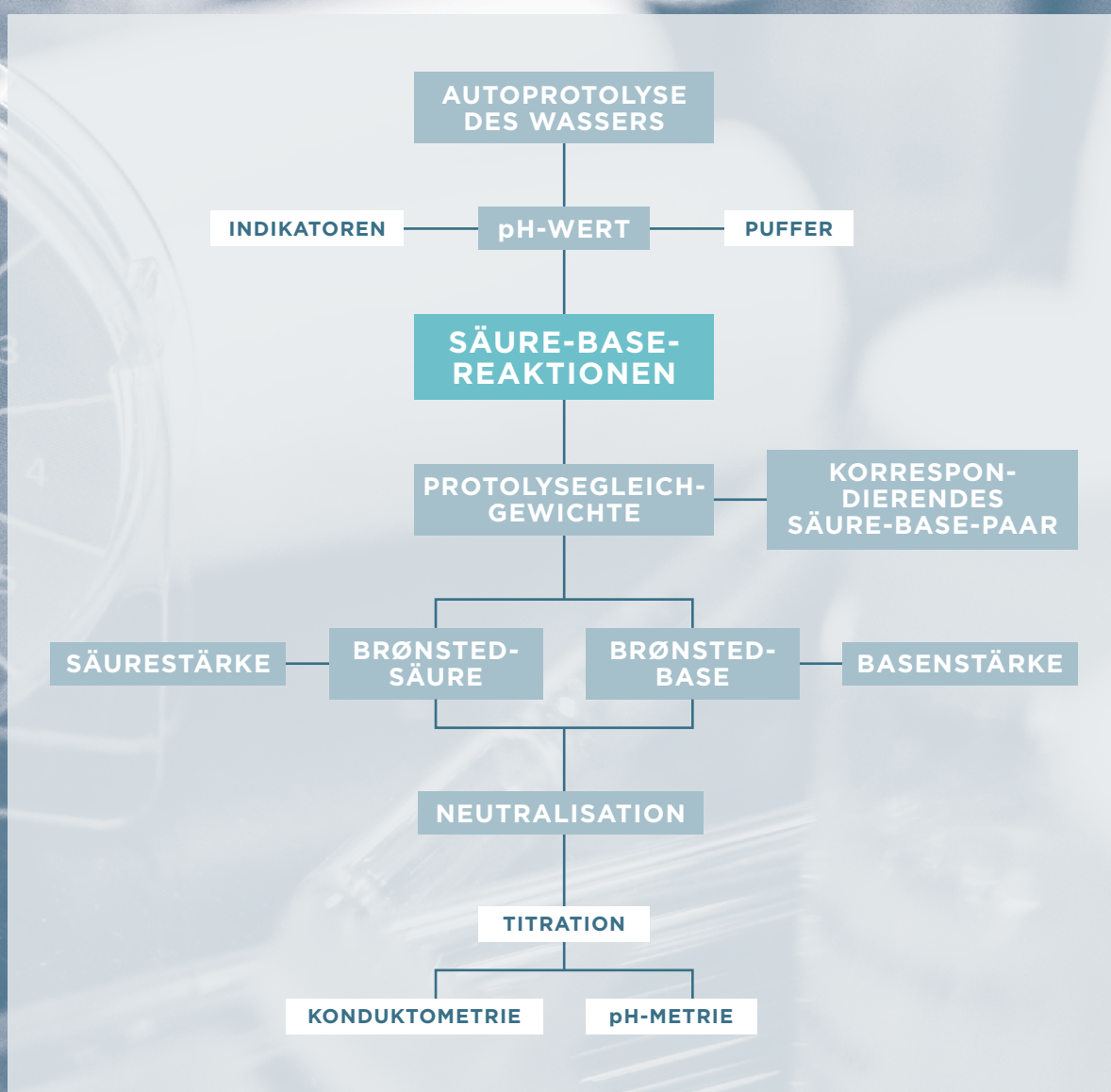


**B3** Anlage zur Gewinnung von Salpetersäure



# 2 Säure-Base-Reaktionen







# Startklar?

Schätzen Sie Ihre Kompetenz in den Bereichen A bis E ein und prüfen Sie sich anhand der entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter MedieneCode 06011-12).



06011-12

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig
<b>A</b> Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen beschreiben und erklären			
<b>B</b> Säuren und Basen klassifizieren			
<b>C</b> Das chemische Gleichgewicht und das Massenwirkungsgesetz auf Reaktionen anwenden			
<b>D</b> Mit Exponenten und Logarithmen rechnen			
<b>E</b> Stoffmengen und Konzentrationen ermitteln			

## KOMPETENZ A: Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen beschreiben und erklären

**A1** Übernehmen Sie die Tabelle zu sauren und alkalischen Lösungen und vollständigen Sie sie.

Merkmale	saure Lösungen	alkalische Lösungen
pH-Wert		
Farbe des Indikators: <ul style="list-style-type: none"> <li>■ Thymolphthalein</li> <li>■ Bromthymolblau</li> <li>■ Universalindikator</li> </ul>		
enthalten ...-Ionen	Formel:	Formel:
elektrische Leitfähigkeit		
Reaktion mit unedlen Metallen		

**A2** Erklären Sie die elektrische Leitfähigkeit saurer und alkalischer Lösungen.

**A3** Saure Lösungen reagieren mit unedlen Metallen unter Bildung von Wasserstoff.

- a) Vervollständigen Sie die Reaktionsgleichung:  

$$\text{Mg (s)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} \longrightarrow \dots$$
- b) Beschreiben Sie, wie Sie das entstehende Wasserstoffgas nachweisen können.

**A4** Vereinigt man gleiche Volumina an Salzsäure und Natronlauge gleicher Konzentration, findet eine exotherme Reaktion statt.

- a) Erläutern Sie die Vorgänge auf Stoff- und auf Teilchenebene und formulieren Sie eine Reaktionsgleichung.
- b) Geben Sie den pH-Wert der entstehenden Lösung an und beschreiben Sie die Farben, die die in **A1** genannten Indikatoren in dieser Lösung annehmen.
- c) Dampft man die Lösung ein, bleibt ein weißer Feststoff zurück. Benennen Sie diesen Stoff und geben Sie dessen Verhältnisformel an.

## KOMPETENZ B: Säuren und Basen klassifizieren

**B1** Säuren und Basen bilden in wässrigen Lösungen unterschiedliche Ionen.

- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion der Säure Chlorwasserstoff mit Wasser zu Salzsäure.
- b) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion der Base Ammoniak mit Wasser zu Ammoniaklösung.
- c) Säuren werden als Protonendonatoren und Basen als Protonenakzeptoren bezeichnet. Erklären Sie diesen Zusammenhang anhand der Reaktionsgleichungen aus a) und b).

**B2** Benennen Sie die folgenden Säurerest-Ionen:  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ .

### KOMPETENZ C: Das chemische Gleichgewicht und das Massenwirkungsgesetz auf Reaktionen anwenden

- C1** Ermitteln Sie die fehlenden Konzentrationen und leiten Sie daraus die Lage des chemischen Gleichgewichts ab.

	A +	B $\rightleftharpoons$	C +	D
$c_0$ [mol/L]	1	0,9		
$c_{GG}$ [mol/L]				0,1

- C2** Zwischen Kohlenstoffdioxid und Wasser stellt sich in einem geschlossenen System ein Gleichgewicht ein:  $\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

- Stellen Sie das MWG für diese Reaktion auf.
- Erklären Sie, welche Aussage Sie aus einem kleinen bzw. großen Wert für  $K_c$  über die Lage des Gleichgewichts einer Reaktion ableiten können.
- Das Gleichgewicht wird durch die Zugabe von Natronlauge beeinflusst. Beschreiben Sie die Auswirkung auf die Konzentrationen der Edukte und Produkte.

### KOMPETENZ D: Mit Exponenten und Logarithmen rechnen

- D1** Geben Sie folgende Dezimalzahlen als Zehnerpotenzen an: 0,01; 0,000000000001; 1; 10000.

- D2** Vereinfachen Sie die Ausdrücke in der Tabelle ohne Zuhilfenahme des Taschenrechners, indem Sie die Potenz- und Logarithmusgesetze anwenden.

a)	$10^{-9} \cdot 10^{-10} =$	$4 \cdot 10^{-5} \cdot 0,25 \cdot 10^{-5} =$
b)	$\lg 10^{-5} =$	$-\lg 10^{-5} \cdot (-\lg 10^{-3}) =$
c)	$(10^{12})^{1/2} =$	$\sqrt{10^{12}} =$
d)	$\lg(10x) =$	$\lg 10^{5x} =$

### KOMPETENZ E: Stoffmengen und Konzentrationen ermitteln

- E1** Die Stoffmengenkonzentration  $c$  [mol/L] lässt sich aus der Stoffmenge  $n$  [mol] und dem Volumen  $V$  [L] wie folgt berechnen:  $c = \frac{n}{V}$
- Ermitteln Sie die Stoffmenge an Natrium-Ionen in 1 mL Natriumchloridlösung der Konzentration  $c = 0,1$  mol/L.
  - 1 mL der Natriumchloridlösung aus a) wird mit 9 mL Wasser verdünnt. Ermitteln Sie die Konzentration an Natrium-Ionen in dieser Lösung.
  - 1 mL der Lösung aus b) wird erneut mit 9 mL Wasser verdünnt. Ermitteln Sie um welchen Faktor die Lösung im Vergleich mit der Lösung aus a) und der Lösung aus b) verdünnt wurde.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 464 und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig	zum Nachlesen
<b>A</b> Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen beschreiben und erklären	35 – 28	27 – 17	16 – 10	S. 28 – 29
<b>B</b> Säuren und Basen klassifizieren	15 – 12	11 – 7	6 – 5	S. 28 – 29
<b>C</b> Das chemische Gleichgewicht und das Massenwirkungsgesetz auf Reaktionen anwenden	12 – 10	9 – 6	5 – 4	S. 52 – 55, 57 – 59
<b>D</b> Mit Exponenten und Logarithmen rechnen	12 – 10	9 – 6	5 – 4	
<b>E</b> Stoffmengen und Konzentrationen ermitteln	5 – 4	3 – 2	1	S. 26 – 27, 29



## 2.1 Säure-Base-Reaktionen im Alltag und im Labor

Säuren und Basen kommen in vielen Alltagsprodukten und in der Umwelt vor. Saure Zitrusfrüchte, Milchprodukte und Essig kennt jeder, ebenso Seifen, Laugen und Laugengebäck. Was versteht man unter einer Säure und was unter einer Base?

### 2.1.1 Versuche und Material

#### V Eigenschaften von Säuren und Basen



Im Alltag begegnen uns viele Produkte, die Säuren oder Basen enthalten. In Zitronen ist z. B. Citronensäure, in Speisenaatron Natriumhydrogencarbonat enthalten. Welche Eigenschaften haben diese Stoffe und ihre Lösungen?

**V1** Geben Sie in eine Petrischale eine Spatelspitze Citronensäure (GHS 7) und in eine weitere Petrischale eine Spatelspitze Natriumhydrogencarbonat. Halten Sie ein Stück Universalindikatorpapier an die Feststoffe. Lösen Sie die beiden Feststoffe jeweils in destilliertem Wasser. Halten Sie anschließend Universalindikatorpapier in die Lösungen.

**V2** Prüfen Sie die elektrische Leitfähigkeit der beiden Lösungen.

#### AUSWERTUNG

- Halten Sie Ihre Beobachtungen in einer Tabelle fest.
- Beschreiben Sie die Rolle des Wassers in Bezug auf die Beobachtungen am Universalindikatorpapier in **V1**.
- Schließen Sie aus Ihrer Beobachtung in **V2** auf die in der jeweiligen Lösung enthaltene Teilchensorten.

#### ENTSORGUNG R

## V Reaktionen zwischen Säuren und Basen

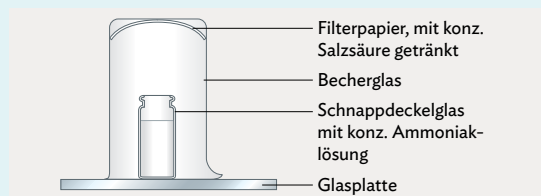


Die Säuren und Basen, die in vielen Alltagsprodukten enthalten sind, können auch miteinander reagieren. Was passiert, wenn man Säuren und Basen zusammen gibt?

**V3** Füllen Sie in einen Gefrierbeutel jeweils ein halbes Päckchen Speisematron und Citronensäure (GHS 7). Mischen Sie den Inhalt gut durch und beobachten Sie die Veränderungen. Geben Sie dann einige Milliliter Wasser hinzu und verschließen Sie den Gefrierbeutel sofort. Beobachten Sie erneut genau.

**LV4** Der Versuch wird nach **B1** aufgebaut und durchgeführt.

**LV5** Es werden 2 mL konzentrierte Ammoniaklösung (GHS 5 | 7 | 9) in ein Becherglas gegeben und



**B1** Versuchsaufbau zu LV4

mithilfe einer Pipette tropfenweise konzentrierte Salzsäure (GHS 5 | 7) hinzugefügt. Die Eintropfstelle wird beobachtet.

**V6** Wiederholen Sie **LV5** mit verdünnten Lösungen und geben Sie einige Tropfen Bromthymolblaulösung (GHS 2 | 7) in die Ammoniaklösung. Tropfen Sie solange Säure hinzu, bis ein deutlicher Farbumschlag sichtbar ist.

### AUSWERTUNG

- Beschreiben und vergleichen Sie Ihre Beobachtung vor und nach dem Hinzufügen des Wassers in **V3**.
- Das in **V3** gebildete Gas trübt Kalkwasser. Benennen Sie dieses Gas.
- Vergleichen Sie Ihre Beobachtungen in **LV4** und **LV5**.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für **LV4** und **LV5**.
- Lisa sagt: „Säuren sind immer flüssig.“ Nehmen Sie begründet Stellung zu dieser Aussage.
- Deuten Sie die beobachteten farblichen Veränderungen in **V6**.

### ENTSORGUNG G1

## V Reaktionen der Salze von Säuren und Basen



Säuren und Basen können Salze bilden. Können Salze sauer oder basisch sein?

**V7** Stellen Sie in sechs Reagenzgläsern (RG) folgende Lösungen her, indem Sie die angegebenen Stoffe in ca. 15 mL Wasser lösen:

**RG 1:** einige Tropfen konzentrierte Essigsäure (GHS 2 | 5)

**RG 2:** einige Tropfen konzentrierte Ammoniaklösung (GHS 5 | 6 | 9)

**RG 3:** eine Spatelspitze Natriumacetat

**RG 4:** eine Spatelspitze Ammoniumchlorid (GHS 7)

**RG 5:** eine Spatelspitze Kaliumcarbonat (GHS 7)

**RG 6:** eine Spatelspitze Natriumhydrogensulfat (GHS 5)

Geben Sie in jedes Reagenzglas einige Tropfen Bromthymolblaulösung (GHS 2 | 7).

### AUSWERTUNG

- Halten Sie Ihre Beobachtungen in einer Tabelle fest.
- Teilen Sie die untersuchten Lösungen in Klassen ein, je nachdem, ob sie sauer, neutral oder alkalisch reagieren.
- Beschreiben Sie, ob die in **b)** durchgeführte Unterteilung Ihren Erwartungen entspricht.

### ENTSORGUNG R, G4

## 2.1.2 Säure-Base-Reaktionen

### Säuren und Basen

Säure und Base werden in der Chemie als Begriffspaar verwendet. Ist dies analog zu dem Begriffspaar Addition und Subtraktion in der Mathematik? Was ist eine Säure und was eine Base? Was unterscheidet sie von sauren und alkalischen Lösungen?

Viele Säuren, wie Essigsäure, Milchsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure, sind im reinen Zustand

flüssig. Es gibt aber auch feste Säuren, wie Citronensäure und Ascorbinsäure (Vitamin C) (B1), und gasförmige Säuren, beispielsweise Chlorwasserstoff. Auch Basen gibt es in verschiedenen Aggregatzuständen. Was passiert, wenn man Säuren und Basen in Wasser löst?



B1 Säuren in verschiedenen Aggregatzuständen

### Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen

Hält man ein Stück Universalindikatorpapier an die Feststoffe Citronensäure und Natriumhydrogencarbonat, kann keine Färbung des Universalindikatorpapiers festgestellt werden. Löst man die beiden Stoffe jedoch in Wasser und gibt davon je einen Tropfen auf Universalindikatorpapier, so färbt sich dieses orange bzw. blau (V1). Bei Citronensäurelösung handelt es sich um eine saure, bei Natriumhydrogencarbonatlösung um eine alkalische Lösung. Die wässrigen Lösungen von Citronensäure und Natriumhydrogencarbonat sind elektrisch leitfähig (V2).

Feste Citronensäure und festes Natriumhydrogencarbonat zeigen keine typischen Eigenschaften wie saure und alkalische Lösungen. Dazu müssen sie erst in Wasser gelöst werden. Dabei gehen Citronensäure und Natriumhydrogencarbonat mit Wasser eine Reaktion ein. Da die Lösungen elektrisch leitfähig sind, müssen bei dieser Reaktion Ionen entstehen. Um welche Ionen handelt es sich?

### Protonenübertragungsreaktionen

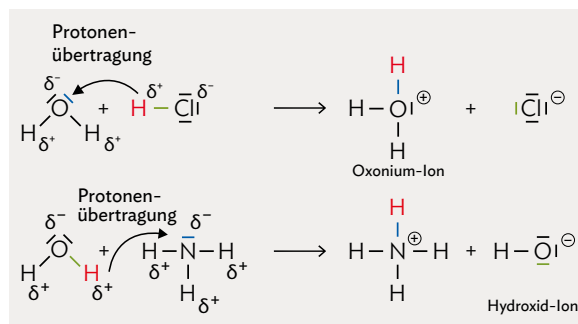
Durch die unterschiedliche Färbung der Universalindikatorpapiere kann man darauf schließen, dass die Citronensäure und das Natriumhydrogencarbonat auch unterschiedlich mit Wasser reagieren.

Im Falle der Citronensäure werden **Protonen  $H^+$**  von Citronensäure-Molekülen auf Wasser-Moleküle übertragen. Es bilden sich **Oxonium-Ionen  $H_3O^+$** . Diese sind für die Orangefärbung des Universalindikatorpapiers verantwortlich.

Reagiert Natriumhydrogencarbonat  $NaHCO_3$  mit Wasser, wird jeweils ein Proton vom Wasser-Molekül auf je ein Hydrogencarbonat-Ion  $HCO_3^-$  übertragen. Die dabei gebildeten **Hydroxid-Ionen  $OH^-$**  sind für die Blaufärbung des Universalindikatorpapiers verantwortlich.

In beiden Fällen handelt es sich um eine **Protonenübertragungsreaktion**. Solche Protonenübertragungen werden **Protolysen** genannt.

Protolysen finden auch beim Lösen von Chlorwasserstoff  $HCl$  und beim Lösen von Ammoniak  $NH_3$  in Wasser statt.



Wie man erkennen kann, ist ein Wasser-Molekül dazu in der Lage, sowohl Protonen aufzunehmen als auch abzugeben. Solche Stoffe nennt man **Ampholyte** bzw. amphotere Stoffe.

### Der Säure-Base-Begriff nach BRØNSTED

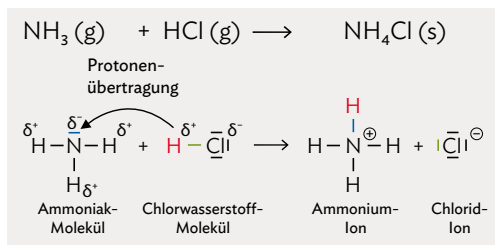
Protonenübertragungsreaktionen definierte der dänische Chemiker JOHANNES NICOLAUS BRØNSTED 1923 als **Säure-Base-Reaktionen**. **Säuren** sind nach dieser Auffassung Stoffe, deren Teilchen bei einer chemischen Reaktion Protonen

abgeben. Man spricht von **Protonendonatoren**. Stoffe, deren Teilchen bei einer chemischen Reaktion Protonen aufnehmen, bezeichnet man nach BRØNSTED als **Basen** bzw. **Protonenakzeptoren**.

### Reaktionen von Säuren mit Basen

Mischt man die Feststoffe Citronensäure und Speisenaatron, so beobachtet man erst nach Zugabe von Wasser eine Reaktion (V3). Ist für Reaktionen von Säuren mit Basen immer Wasser nötig?

Stellt man ein Schnappdeckelglas mit konzentrierter Ammoniaklösung unter ein umgekehrtes Becherglas, an dessen Boden ein mit konzentrierter Salzsäure getränktes Filterpapier klebt, bildet sich dazwischen ein weißer Rauch (LV4). Aus den entsprechenden Lösungen entweichen die farblosen Gase Chlorwasserstoff und Ammoniak, die im Gasraum miteinander zu festem Ammoniumchlorid reagieren. Die Entstehung dieses Salzes lässt sich nur durch eine Protonenübertragungsreaktion erklären. Chlorwasserstoff-Moleküle geben jeweils ein Proton ab, Ammoniak-Moleküle nehmen jeweils ein Proton auf.



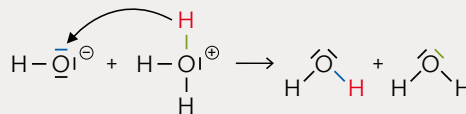
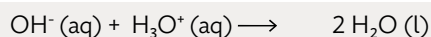
Das Ammoniak-Molekül ist in diesem Fall der Protonenakzeptor (BRØNSTED-Base) und das Chlorwasserstoff-Molekül der Protonendonator (BRØNSTED-Säure).

### Reaktionen von sauren mit alkalischen Lösungen

Es können jedoch nicht nur die Gase der Ammoniaklösung und der Salzsäure miteinander reagieren, sondern auch die Lösungen selbst. Tropft man konzentrierte Salzsäure in konzentrierte Ammoniaklösung, trübt sich die Lösung an der Eintropfstelle (LV5). Es bildet sich Am-

moniumchlorid, das sich aufgrund seiner guten Löslichkeit in Wasser schnell wieder löst.

Nach tropfenweiser Zugabe von verdünnter Salzsäure in eine mit Bromthymolblau versetzte verdünnte Ammoniaklösung kann man beobachten, dass die durch den Indikator blau gefärbte Lösung immer heller wird, bis sie schließlich eine grüne Farbe annimmt (V6). Dies zeigt eine neutrale Lösung an. Die für saure bzw. alkalische Lösungen charakteristischen Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen liegen in der neutralen Lösung nicht mehr vor. Bei dieser **Neutralisation** findet eine Protonenübertragung von den Oxonium-Ionen der Salzsäure auf die Hydroxid-Ionen in der Ammoniaklösung statt. Dabei entstehen Wasser-Moleküle. Außerdem liegen Ammonium- und Chlorid-Ionen in der Lösung vor.



Eine neutrale Lösung entsteht nur, wenn die Stoffmengen der Oxonium- und Hydroxid-Ionen, die miteinander reagieren, gleich groß sind. Neutralisationsreaktionen sind Salzbildungsreaktionen.

BRØNSTED-Säuren sind Protonendonatoren, BRØNSTED-Basen sind Protonenakzeptoren. Protolysen sind Protonenübertragungsreaktionen.

### AUFGABEN

- A1** Wenn man die Lösungen aus LV5 und V6 eindampft, erhält man einen weißen Feststoff. Erklären Sie diesen Sachverhalt.
- A2** Versetzt man Kalilauge  $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$  tropfenweise mit einer Säure, bildet sich nach einiger Zeit eine Kaliumchloridlösung. Erläutern Sie, mit welcher Säure diese Reaktion stattfindet.



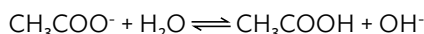
## 2.1.3 Protolysegleichgewichte

### Gleichgewichte bei Säure-Base-Reaktionen

Saure Getränke und Speisen werden mitunter in der Küche durch Speisenaatron „abgestumpft“. Ebenso werden in Fischzuchten, Gartenteichen und Aquarien Hydrogencarbonate oder Carbonate als Wasserchemikalien eingesetzt, um zu vermeiden, dass die Gewässer sauer werden. Mit den genannten Salzen lassen sich also Säuren neutralisieren.

Bei der Reaktion von Salzsäure mit Natronlauge entsteht eine Natriumchloridlösung, die neutral ist. Löst man Natriumchlorid in Wasser, so hat die Lösung einen pH-Wert von 7. Es ist erstaunlich, dass beim Lösen anderer Salze Lösungen mit pH-Werten über oder unter  $\text{pH} = 7$  entstehen. Natriumacetat, das Salz der Essigsäure, und gelöstes Kaliumcarbonat, das Salz der Kohlensäure, bilden alkalische Lösungen (Blaufärbung von Bromthymolblau). Die in Wasser gelösten Salze Ammoniumchlorid und Natriumhydrogensulfat bilden dagegen saure Lösungen (Gelbfärbung von Bromthymolblau, V7).

Im Gegensatz zum Lösen von Natriumchlorid finden hier Protolysereaktionen statt. Acetat-Ionen reagieren mit Wasser-Molekülen unter Aufnahme je eines Protons zu Essigsäure-Molekülen und Hydroxid-Ionen.

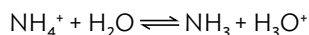


In diesem Fall ist das Acetat-Ion die BRØNSTED-Base und das Wasser-Molekül die BRØNSTED-Säure. Die Reaktion ist eine Gleichgewichtsreaktion, es liegt ein Protolysegleichgewicht vor. Die Indikatorfärbung zeigt, dass die Bildung der Hydroxid-Ionen begünstigt wird.

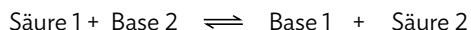
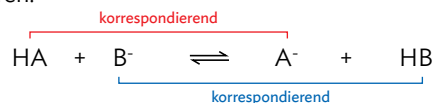
Das beteiligte Teilchenpaar  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  unterscheidet sich nur in einem Proton. Ein solches Paar von Teilchen nennt man **korrespondierendes Säure-Base-Paar**. Aus einer Säure bildet sich bei einer Protolyse ihre **korrespondierende Base** und aus einer Base ihre **korrespondierende Säure**.

Ammonium-Ionen reagieren mit Wasser-Molekülen unter Abgabe je eines Protons zu Ammoniak-Molekülen und Oxonium-Ionen. Das beteiligte Teilchenpaar  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  ist ebenfalls

ein korrespondierendes Säure-Base-Paar.



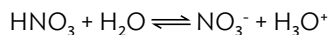
An jeder Säure-Base-Reaktion sind stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt. HA und HB stehen für beliebige BRØNSTED-Säuren.



### Einprotonige und mehrprotonige Säuren

**Salpetersäure  $\text{HNO}_3$**  ist ein wichtiger industrieller Grundstoff für die Herstellung von Düngemitteln, Kunststoffen und Sprengstoffen.

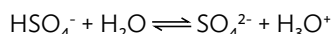
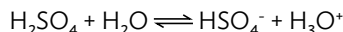
Salpetersäure ist eine **einprotonige Säure**, d. h. das Salpetersäure-Molekül gibt ein Proton ab und es entsteht ein **Nitrat-Ion  $\text{NO}_3^-$** .



Das Salz Kaliumnitrat  $\text{KNO}_3$  ist z. B. ein wichtiges Düngemittel.

**Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$**  ist einer der wichtigsten Ausgangsstoffe der chemischen Industrie. Sie wird hauptsächlich für die Synthese von Düngemitteln, zur Herstellung von Tensiden und zur Aufbereitung von Erzen verwendet.

Schwefelsäure ist eine **zweiprotonige Säure**, was bedeutet, dass das Schwefelsäure-Molekül in zwei aufeinanderfolgenden Protolysestufen je ein Proton abgeben kann.



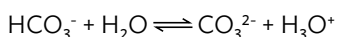
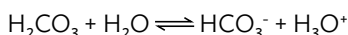
Die gebildeten Basen werden als **Hydrogensulfat-Ion  $\text{HSO}_4^-$**  und **Sulfat-Ion  $\text{SO}_4^{2-}$**  bezeichnet. Die Salze der Schwefelsäure werden nach ihren korrespondierenden Basen benannt, z. B. Calciumsulfat  $\text{CaSO}_4$  (Gips) oder Natriumhydrogensulfat  $\text{NaHSO}_4$ .

**Kohlensäure  $\text{H}_2\text{CO}_3$**  ist als Reinstoff instabil und zerfällt unter Alltagsgegebenheiten zu Kohlenstoffdioxid und Wasser (vgl. S. 117).



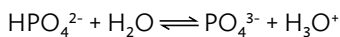
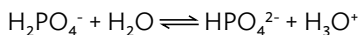
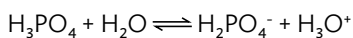
**B2** Säuren werden auch für Erfrischungsgetränke verwendet.

Kohlensäure ist eine zweiprotonige Säure, d. h. die Moleküle der Kohlensäure können bis zu zwei Protonen abgeben. Als Anionen entstehen bei der Protolyse **Hydrogencarbonat-Ionen**  $\text{HCO}_3^-$  bzw. **Carbonat-Ionen**  $\text{CO}_3^{2-}$ .



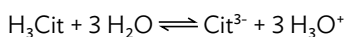
Natriumhydrogencarbonat  $\text{NaHCO}_3$  und Natriumcarbonat  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (Soda) nutzt man beim Backen als Backtriebmittel, da sie Kohlenstoffdioxid freisetzen.

**Phosphorsäure**  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ist eine **dreiprotonige Säure**. Ihre Salze werden als Düngemittel verwendet oder spielen als Bestandteil von Zahnschmelz eine Rolle. Bei der schrittweisen Protolyse mit Wasser entstehen nacheinander die Säurerest-Ionen **Dihydrogenphosphat**  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , **Hydrogenphosphat**  $\text{HPO}_4^{2-}$  und **Phosphat**  $\text{PO}_4^{3-}$ .



Zahnschmelz besteht aus Hydroxylapatit  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$ , einem Calciumphosphat-Ionengitter, in das Hydroxid-Ionen eingelagert sind. Calciumdihydrogenphosphat  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  ist ein wesentlicher Bestandteil von Phosphatdüngern.

**Citronensäure** (vereinfachend  $\text{H}_3\text{Cit}$  benannt) ist auch eine dreiprotonige Säure. Jedes Citronensäure-Molekül kann drei Protonen abspalten. Neben den Oxonium-Ionen entstehen als Säurerest-Ionen letztlich die Citrat-Ionen.



Name des Säurerest-Ions	Formel
Chlorid-Ion	$\text{Cl}^-$
Nitrat-Ion	$\text{NO}_3^-$
Carbonat-Ion	$\text{CO}_3^{2-}$
Hydrogencarbonat-Ion	$\text{HCO}_3^-$
Sulfit-Ion	$\text{SO}_3^{2-}$
Hydrogensulfit-Ion	$\text{HSO}_3^-$
Sulfat-Ion	$\text{SO}_4^{2-}$
Hydrogensulfat-Ion	$\text{HSO}_4^-$
Phosphat-Ion	$\text{PO}_4^{3-}$
Hydrogenphosphat-Ion	$\text{HPO}_4^{2-}$
Dihydrogenphosphat-Ion	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
Acetat-Ion	$\text{CH}_3\text{COO}^-$

### B3 Namen und Formeln einiger Säurerest-Ionen

An jeder Säure-Base-Reaktion sind stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt.

In wässriger Lösung liegen Protolysegleichgewichte vor.

### AUFGABEN

- A1** Benennen Sie in den folgenden Protolysegleichgewichten die korrespondierenden Säure-Base-Paare.
- $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
  - $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- A2** Begründen Sie, dass man das Hydrogensulfat-Ion als Ampholyt bezeichnen kann.
- A3** Einige Antazida zur Neutralisation der Magensäure enthalten Aluminiumhydroxid  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , andere Natriumhydrogencarbonat  $\text{NaHCO}_3$ . Formulieren Sie Reaktionsgleichungen, in denen deutlich wird, wie jeweils die Basen aus diesen Verbindungen mit Oxonium-Ionen reagieren. Geben Sie jeweils die korrespondierenden Säure-Base-Paare an.
- A4** Recherchieren Sie die Wirkungsweise von Phosphorsäure bei der Rostentfernung.



## 2.2 Der pH-Wert

Nach einer Mahlzeit sinkt der pH-Wert des Speichels in den sauren Bereich. Durch das Kauen von Zahnpflegekaugummi soll der saure pH-Wert angeblich neutralisiert werden. Wie kann man den pH-Wert einer Lösung, wie den pH-Wert des Speichels vor und nach dem Kauen des Zahnpflegekaugummi, berechnen?

### 2.2.1 Versuche und Material

#### V pH-Wert und Leitfähigkeit von Wasserproben



Das in der Natur verbreitete Wasser ist niemals ein Reinstoff, sondern enthält u. a. Salze, Gase, organische Verbindungen, Bakterien und Stäube. Enthält reines Wasser, d. h. vollentsalztes oder destilliertes Wasser, nur Wasser-Moleküle?

**V1** Bestimmen Sie mit einer pH-Elektrode (oder mit Spezialindikatorpapier) den pH-Wert und mit einem Leitfähigkeitsmessgerät die elektrische Leitfähigkeit verschiedener Wasserproben: Mineralwasser, Leitungswasser, Wasserprobe aus einem fließenden bzw. stehenden Gewässer, Regenwasser, destilliertes Wasser und vollentsalztes Wasser.

**V2** Bestimmen Sie mithilfe von Schnelltestverfahren (Wasseruntersuchungskoffer/Teststäbchen) in den Wasserproben aus V1 den Nitratgehalt und die Wasserhärte (Gesamthärte, Carbonathärte).

#### AUSWERTUNG

- a)** Tragen Sie Ihre Messdaten in eine Tabelle ein, die Sie nach den Angaben aus **B1** anlegen. Erklären Sie Ihre Messergebnisse in **V1** und **V2** und benennen Sie die Teilchen, die für die Eigenschaft in der jeweiligen Spalte verantwortlich sind.
- b)** Misst man die Leitfähigkeit von vollentsalztem Wasser mit einem sehr empfindlichen Messgerät, so ermittelt man eine geringe Leitfähigkeit. Dampft man das Wasser ein, erhält man keinen festen Rückstand. Leiten Sie eine Hypothese zur Ursache dieser Befunde mithilfe von Fachbegriffen ab.
- c)** Stellen Sie eine entsprechende Reaktionsgleichung zu Ihrer Hypothese aus **b)** auf.

#### ENTSORGUNG A

Probe	pH-Wert	Leitfähigkeit	Gesamthärte	Carbonathärte	Nitratgehalt

**B1** Tabellenkopf zur Auswertung von V1 und V2

**V Verdünnungsreihe von Salzsäure**



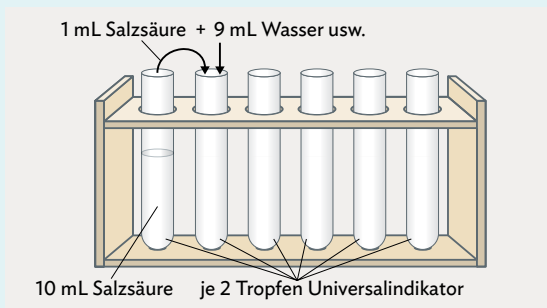
Saure Lösungen weisen einen pH-Wert kleiner 7 auf. Wovon genau hängt der pH-Wert einer sauren Lösung ab?

**V3** Befüllen Sie das erste von sechs Reagenzglasern mit 10 mL Salzsäure mit pH = 2 (GHS 5 | 7). Geben Sie nun in alle sechs Reagenzgläser 2 Tropfen Universalindikatorlösung (GHS 2 | 7) und schütteln Sie vorsichtig mit einem aufgesetzten Stopfen das erste Reagenzglas. Legen Sie 9 mL Wasser in den übrigen fünf Reagenzgläsern vor. Entnehmen Sie nun mit einer Pipette genau 1 mL Salzsäure aus dem ersten Reagenzglas und geben Sie die Salzsäure in das zweite Reagenzglas. Schütteln Sie vorsichtig. Entnehmen Sie anschließend mit einer Pipette genau 1 mL der Verdünnung aus dem zweiten Reagenzglas und geben Sie diese Lösung in das dritte Reagenzglas. Schütteln Sie vorsichtig. Fahren Sie damit fort, bis das letzte Reagenzglas mit 10 mL Flüssigkeit gefüllt ist (**B2**).

**AUSWERTUNG**

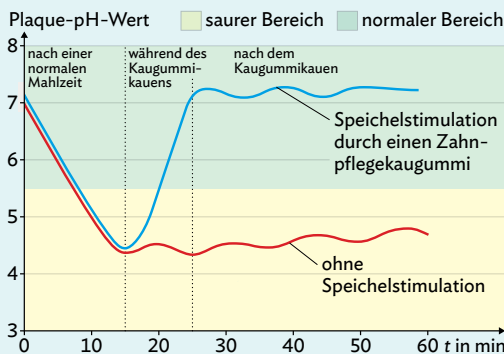
- a) Notieren Sie zu jedem Reagenzglas 1 - 6 die beobachtete Indikatorfarbe und den mithilfe der Farbskala des Herstellers ermittelten pH-Wert.
- b) Beschreiben Sie den Zusammenhang zwischen der Verdünnung und der Änderung des pH-Wertes.
- c) Erklären Sie, auf welches Volumen man 10 mL Salzsäure mit pH = 3 verdünnen muss, um daraus Salzsäure mit pH = 6 herzustellen.

**ENTSORGUNG G1**



**B2** Versuchsaufbau zu V3

**M Kauen statt Putzen?**



**B3** Änderung des pH-Werts durch Kaugummikauen

**M4** Nach einer Mahlzeit liegt der pH-Wert des Speichels bei ca. pH = 4. Durch das Kaugummikauen von Zahnpflegekaugummis wird die Speichelproduk-

tion um das 10-Fache angeregt. Kaugummiersteller werben damit, dass der pH-Wert daher nach 25-minütigem Kauen auf ca. pH = 7 steigt. Was passiert bei einer Verzehnfachung des Speichelvolumens?

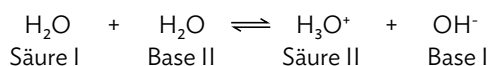
**AUSWERTUNG**

- a) Bewerten Sie das Werbemittel **B3** aus fachsprachlicher Sicht und nennen Sie alternative Begriffe für fachsprachlich kritische Formulierungen.
- b) Beantworten Sie die oben gestellte Einstiegsfrage. Nehmen Sie hierbei Bezug zu den Ergebnissen aus **V3**.
- c) Beurteilen Sie die Aussage des Kaugummierstellers, dass der pH-Wert des Speichels durch Verzehnfachung des Speichelvolumens von pH = 4 auf pH = 7 steigt.

## 2.2.2 Die Autoprotolyse des Wassers und der pH-Wert

### Wasser reagiert mit sich selbst

Je mehr Salze im Wasser gelöst sind, umso höher ist die Leitfähigkeit einer Wasserprobe (V2). Es muss also Ionen enthalten. Genaue Messungen an reinstem Wasser zeigen, dass auch dieses eine geringe elektrische Leitfähigkeit besitzt (V1), obwohl beim Eindampfen kein Rückstand zu sehen ist. Bei den im Wasser enthaltenen Ionen handelt es sich um Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen. Sie bilden sich bei der **Autoprotolyse** des Wassers:



Anhand dieses Gleichgewichts wird erneut deutlich, dass ein Wasser-Molekül ein **amphoterer Teilchen** ist, also sowohl als Protonendonator als auch als Protonenakzeptor wirken kann.

### Das Ionenprodukt des Wassers

Das Autoprotolysegleichgewicht des Wassers liegt sehr stark auf der linken Seite, die Rückreaktion ist also gegenüber der Hinreaktion bevorzugt. Der Wert der **Gleichgewichtskonstanten**  $K_c$  konnte aus Leitfähigkeitsmessungen bestimmt werden:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})} = 3,258 \cdot 10^{-18}, \vartheta = 25 \text{ °C}$$

Die Konzentration von Wasser bei 25 °C ist  $c(\text{H}_2\text{O}) = 55,398 \text{ mol/L}$ . Die Konzentration ergibt sich aus der Masse von 1 L Wasser  $m(\text{H}_2\text{O}) = 998 \text{ g}$  und der molaren Masse  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$ . Die Abnahme der Stoffmenge  $n(\text{H}_2\text{O})$  durch die Hinreaktion des Autoprotolysegleichgewichts ist so gering, dass sie sich selbst auf die dritte Stelle hinter dem Komma bei  $c(\text{H}_2\text{O})$  nicht auswirkt. Man bezieht daher die Konzentration des Wassers in die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  mit ein und erhält eine neue, **temperaturabhängige Konstante**  $K_w$ :

$$K_c \cdot c^2(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w$$

Durch Einsetzen der Zahlenwerte für  $K_c$  und  $c(\text{H}_2\text{O})$  ergibt sich:

$$K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2, \vartheta = 25 \text{ °C}$$

Da die Konstante  $K_w$  das Produkt der Konzentrationen der im Wasser enthaltenen Ionen angibt, spricht man vom **Ionenprodukt des Wassers**.

### Der pH-Wert

Um die Oxonium-Ionenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  einer Lösung durch eine kleine positive Zahl angeben zu können, hat man den **pH-Wert** eingeführt. Das ist der negative dekadische Logarithmus des Zahlenwertes der Konzentration der Oxonium-Ionen  $\text{H}_3\text{O}^+$  einer Lösung:

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Misst man den pH-Wert von den in V3 schrittweise verdünnten Salzsäurelösungen, so stellt man fest, dass dieser mit jedem Verdünnungsvorgang weiter ansteigt. Um die Salzsäure mit dem anfänglichen pH-Wert von 2 auf pH = 3 zu erhöhen, muss die Lösung um das 10-Fache verdünnt werden. Es würde also nicht ausreichen, das Volumen der Lösung zu verdoppeln. Der durch die Verdünnung der Salzsäure ansteigende pH-Wert steht im Zusammenhang mit der Oxonium-Ionenkonzentrationen der verdünnten Lösungen.

Ermittelt man die Konzentration der Oxonium-Ionen in der verdünnten Salzsäure mit pH = 3 durch Titration, so stellt man fest, dass diese  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,001 \text{ mol/L}$  bzw.  $10^{-3} \text{ mol/L}$  beträgt. Einer verdünnten Salzsäure mit pH = 4 kann durch die 10-fache Verdünnung also  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,0001 \text{ mol/L}$  bzw.  $10^{-4} \text{ mol/L}$  zugeordnet werden. Die 10-fache Verdünnung der Salzsäure bringt also nicht nur den Anstieg des pH-Wertes um eine Stufe mit sich, sondern auch die 10-fache Verringerung der Konzentration der Oxonium-Ionen. Je größer der pH-Wert einer Lösung, desto niedriger ist die Stoffmengenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  der darin enthaltenen Oxonium-Ionen  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

### Der pOH-Wert

Die obige Definition des pH-Wertes hängt von der Konzentration der Oxonium-Ionen  $\text{H}_3\text{O}^+$  ab,

pH  
frz. *puissance de*  
*hydrogène* oder lat.  
*pondus hydrogenii*,  
Hochzahl des  
Wasserstoffs

die in allen sauren Lösungen vorliegen. In alkalischen Lösungen befinden sich jedoch Hydroxid-Ionen OH<sup>-</sup>. Wie kann man den pH-Wert von alkalischen Lösungen berechnen?

Zur Erklärung muss man sich das Ionenprodukt des Wassers anschauen. Dieses gilt nicht nur für reines Wasser, sondern auch für verdünnte wässrige Lösungen bei  $\vartheta = 25\text{ }^\circ\text{C}$ . Mit dem Ionenprodukt ist jeder Oxonium-Ionenkonzentration eine Hydroxid-Ionenkonzentration zugeordnet und umgekehrt. Setzt man in die Gleichung für  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  die Konzentration  $c = 10^{-3}\text{ mol/L}$  ein, so erhält man für  $c(\text{OH}^-)$  die Konzentration  $c = 10^{-11}\text{ mol/L}$  (B1). In einer sauren Lösung mit  $\text{pH} = 3$  liegt durch die Autoprotolyse des Wassers auch eine geringe Konzentration an Hydroxid-Ionen vor. Selbiges gilt für alkalische Lösungen: Eine alkalische Lösung mit  $\text{pH} = 11$  enthält mit  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-11}\text{ mol/L}$  eine sehr geringe Konzentration an Oxonium-Ionen, jedoch im Vergleich mit  $c(\text{OH}^-) = 10^{-3}\text{ mol/L}$  eine hohe Konzentration an Hydroxid-Ionen. Der **pOH-Wert** bezieht sich daher auf die Konzentration der Hydroxid-Ionen OH<sup>-</sup> und ist analog zum pH-Wert definiert:

$$\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-)$$

Setzt man die Definition für den pH- und pOH-Wert in das Ionenprodukt des Wassers ein, so erhält man folgenden Zusammenhang:

$$-\left[\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) + \lg c(\text{OH}^-)\right] = -\lg 10^{-14}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Man kann also aus dem pH-Wert den pOH-Wert berechnen und umgekehrt.

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$	pH		pOH	$c(\text{OH}^-)$
$10^0 = 1$	0		14	$10^{-14}$
$10^{-1}$	1		13	$10^{-13}$
$10^{-2}$	2		12	$10^{-12}$
$10^{-3}$	3		11	$10^{-11}$
$10^{-4}$	4		10	$10^{-10}$
$10^{-5}$	5		9	$10^{-9}$
$10^{-6}$	6		8	$10^{-8}$
$10^{-7}$	7		7	$10^{-7}$
$10^{-8}$	8		6	$10^{-6}$
$10^{-9}$	9		5	$10^{-5}$
$10^{-10}$	10		4	$10^{-4}$
$10^{-11}$	11		3	$10^{-3}$
$10^{-12}$	12		2	$10^{-2}$
$10^{-13}$	13		1	$10^{-1}$
$10^{-14}$	14	0	$10^0 = 1$	

**B1** Zusammenhang zwischen Oxonium-Ionenkonzentration, pH-Wert, Hydroxid-Ionenkonzentration und pOH-Wert. Die Konzentrationen der Ionen sind in mol/L angegeben.

Durch die Autoprotolyse des Wassers liegen in reinem Wasser und in verdünnten wässrigen Lösungen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen vor. Das Produkt der Konzentration dieser Ionen nennt man das Ionenprodukt des Wassers. Bei  $\vartheta = 25\text{ }^\circ\text{C}$  ist:

$$K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14}\text{ mol}^2/\text{L}^2.$$

Der pH-Wert ist der mit -1 multiplizierte dekadische Logarithmus des Zahlenwertes der Oxonium-Ionenkonzentration.

Umformungen beim Rechnen mit dem dekadischen Logarithmus unter QR-/Mediencode 06011-13



**AUFGABEN**

- A1** Berechnen Sie mithilfe des Ionenprodukts  $K_w$  die Konzentration der Oxonium-Ionen  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  in reinem Wasser bei  $\vartheta = 25\text{ }^\circ\text{C}$ .
- A2** Die pH-Werte wässriger Lösungen sind bei  $25\text{ }^\circ\text{C}$ :  
a) 1    b) 5    c) 9    d) 11    e) 12,5  
Berechnen Sie jeweils  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  und  $c(\text{OH}^-)$ .
- A3** Bewerten Sie Angaben in **B2** mit dem Wissen, dass die menschliche Haut leicht sauer ist.



**B2** Label auf einem Duschgel





## 2.3 Starke und schwache Säuren und Basen

Gemessen am Schmerz beim Berühren einer Brennnessel oder beim Biss einer Ameise würde man die Ameisensäure als starke Säure bezeichnen. Tatsächlich ist sie aber nur eine mittelstarke Säure, während die sehr starke Säure Chlorwasserstoff gelöst in Wasser als Salzsäure in unserem Magensaft enthalten ist. Die schwache Blausäure (Wasserstoffcyanid) ist ein starkes Gift. Diese Beispiele zeigen, dass die Stärke einer Säure nichts mit ihrer Giftigkeit oder Gefährlichkeit zu tun hat. Wann spricht man von einer starken und wann von einer schwachen Säure?

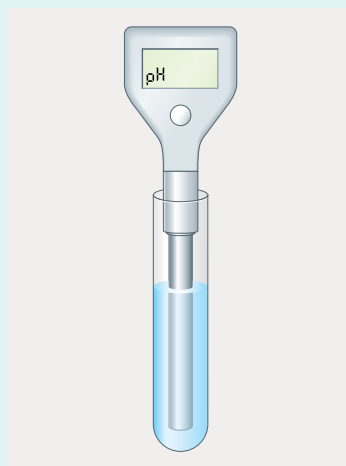
### 2.3.1 Versuche und Material

#### V pH-Werte saurer Lösungen gleicher Ausgangskonzentration



Salzsäure und Essigsäure unterscheiden sich in ihrer Säurestärke. Wie kann man herausfinden, welches die starke und welches die schwache Säure ist?

**V1** Geben Sie in ein Reagenzglas jeweils 5 mL Salzsäure (GHS 5) und Essigsäurelösung mit den Anfangskonzentrationen  $c_0(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$  und  $0,01 \text{ mol/L}$ . Messen Sie die pH-Werte dieser vier Lösungen mit einem pH-Meter (**B1**).



**B1** Versuchsaufbau zu V1: Bestimmung des pH-Werts mit einem pH-Checker

**AUSWERTUNG**

- a) Übertragen Sie die Tabelle **B2** in Ihr Heft und notieren Sie die gemessenen pH-Werte.
- b) Berechnen Sie aus den gemessenen pH-Werten die Oxonium-Ionenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  und tragen Sie diese in die entsprechende Spalte der Tabelle ein.

Säure	$c_0(\text{HA})$	pH	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$
Salzsäure	0,1 mol/L		
Salzsäure	0,01 mol/L		
Essigsäurelösung	0,1 mol/L		
Essigsäurelösung	0,01 mol/L		

**B2** Tabelle zu V1

- c) Formulieren Sie das Protolysegleichgewicht bei der Reaktion von Chlorwasserstoff HCl mit Wasser.
- d) Formulieren Sie das Protolysegleichgewicht bei der Reaktion von Essigsäure  $\text{CH}_3\text{COOH}$  mit Wasser.
- e) Stellen Sie eine begründete Hypothese auf, die erklärt, worauf die Unterschiede in den pH-Werten bei gleicher Ausgangskonzentration  $c_0$  beruhen könnten.

**ENTSORGUNG G1**

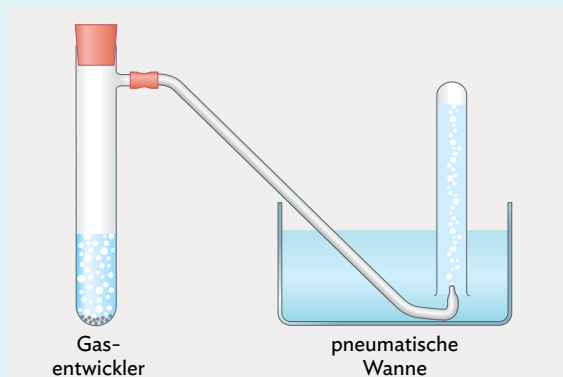
**V Reaktion saurer Lösungen gleicher Ausgangskonzentration mit unedlen Metallen**



Starke und schwache Säuren unterscheiden sich auch in ihrer Reaktion mit unedlen Metallen. Wie kann man dies experimentell herausfinden? Worauf beruht diese unterschiedliche Reaktionsfähigkeit?

**V2** Füllen Sie in ein Reagenzglas je 5 mL Salzsäure (GHS 5) und Essigsäurelösung mit der Ausgangskonzentration  $c_0(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$ . Testen Sie die Reaktionen der Lösungen mit jeweils zwei Spatelspitzen Magnesiumgries (GHS 2).

**V3** Wiederholen Sie die Reaktionen aus **V2** mit den gleichen Mengen Magnesium in einem Reagenzglas mit seitlichem Schlauchansatz. Fangen Sie jeweils das entstehende Gas in einem kleinen Reagenzglas pneumatisch auf und führen Sie die Knallgasprobe durch (**B3**).



**B3** Versuchsaufbau zu V3

**AUSWERTUNG**

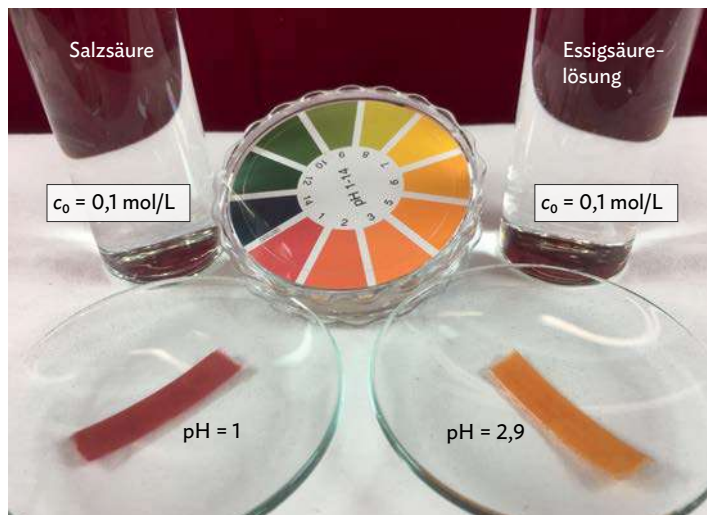
- a) Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus **V2** und vergleichen Sie die Reaktionen miteinander.
- b) Benennen Sie das entstandene Gas und begründen Sie.
- c) Vergleichen Sie die Beobachtungen in **V3** und formulieren Sie zu den Reaktionen die Reaktionsgleichungen.

- d) Stellen Sie eine begründete Hypothese auf, die erklärt, worauf die unterschiedliche Heftigkeit der Reaktionen von verdünnter Essigsäure und Salzsäure mit Magnesium zurückzuführen sein könnte.

**ENTSORGUNG G1**

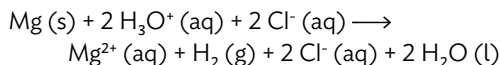
## 2.3.2 Säure- und Basenstärke

## pH-Werte saurer Lösungen



**B1** Gleiche Ausgangskonzentrationen der Säuren, aber unterschiedliche pH-Werte der Lösungen

Misst man die pH-Werte von Salzsäure und Essigsäurelösung gleicher Konzentration, z. B.  $c_0(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$ , so stellt man fest, dass diese nicht gleich sind. Bei der Salzsäure beträgt der pH-Wert 1,0, bei der Essigsäurelösung dagegen etwa 2,9 (**V1**, **B1**). Erwartungsgemäß reagiert die Salzsäure wesentlich schneller und heftiger mit Magnesium als die Essigsäurelösung (**V2**). Dabei reagiert Magnesium mit Salzsäure unter Bildung von Wasserstoff, welcher sich mit der Knallgasprobe nachweisen lässt (**V3**):



Definition des pH-Werts  
→ S. 102

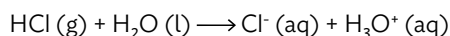
Aus den gemessenen pH-Werten lassen sich die Konzentrationen der Oxonium-Ionen  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  berechnen (**B2**).

Säure	Salzsäure	Essigsäure
$c_0(\text{HA})$	0,1 mol/L	0,1 mol/L
pH	1	2,9
$c(\text{H}_3\text{O}^+)$	0,1 mol/L	0,001 mol/L

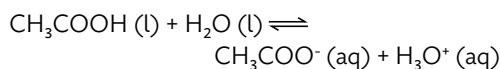
**B2** pH-Wert und Oxonium-Ionenkonzentration saurer Lösungen

## Säure-Base-Gleichgewichte

Vergleicht man bei der Salzsäure die Werte für die **Anfangskonzentration**  $c_0(\text{HA})$  und die Oxonium-Ionenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ , so stellt man fest, dass diese genau identisch sind. Das heißt, dass alle Chlorwasserstoff-Moleküle HCl ihr Proton abgegeben haben und das Säure-Base-Gleichgewicht fast vollständig auf der Seite der Oxonium-Ionen liegt. Daher kann man die Reaktionsgleichung vereinfacht mit dem „normalen“ Reaktionspfeil schreiben:



Im Unterschied dazu haben nur etwa ein Prozent der Essigsäure-Moleküle  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ein Proton abgegeben, sodass das Säure-Base-Gleichgewicht der Reaktion von Essigsäure mit Wasser weitgehend auf der Eduktseite liegt. Die Reaktionsgleichung schreibt man mit dem Gleichgewichtspfeil:



Die höhere Oxonium-Ionenkonzentration in Salzsäure verglichen mit der Essigsäurelösung ist verantwortlich für die heftigere Reaktion mit Magnesium (**V2**).

Chlorwasserstoff-Moleküle sind bessere Protonendonatoren als Essigsäure-Moleküle. Damit ist Chlorwasserstoff eine **stärkere** Säure als Essigsäure.

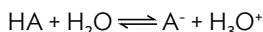
Je vollständiger die Protonenübertragung bei einer Protolyse erfolgt, desto mehr liegt das Säure-Base-Gleichgewicht auf der Seite der Produkte und umso stärker ist die betrachtete Säure bzw. Base (vgl. Info Stärke versus Wirkung).

## Stärke versus Wirkung

Die Stärke von Säuren ist nicht gleichzusetzen mit ihrer aggressiven Wirkung. So ist Ameisensäure nur eine mittelstarke Säure, kann aber schlimme Verätzungen verursachen, ebenso wie die schwache Flusssäure HF, die als eine der reaktivsten Säuren gilt und sogar Glas angreifen kann.

## Säure- und Basenkonstanten

Die Protolysereaktion einer beliebigen **Säure HA** mit Wasser lässt sich mit dem Massenwirkungsgesetz folgendermaßen beschreiben:

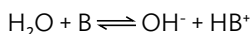


$$\text{MWG: } K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

In verdünnten Lösungen ist die Konzentration von Wasser-Molekülen  $c(\text{H}_2\text{O})$  sehr viel größer als die der anderen am Säure-Base-Gleichgewicht beteiligten Teilchen. Der Wert  $c(\text{H}_2\text{O})$  verändert sich bei der Einstellung des Gleichgewichts nur so gering, dass die Konzentration des Wassers als konstant angesehen werden kann. Daher bezieht man sie in die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  mit ein und erhält die **Säurekonstante  $K_S$** :

$$K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = K_S, \text{ also } K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Für die Protolysereaktion einer **Base B** erhält man in der gleichen Weise die **Basenkonstante  $K_B$** :



$$\text{MWG: } K_c = \frac{c(\text{HB}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

$$K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = K_B, \text{ also } K_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB}^+)}{c(\text{B})}$$

Anstelle des  $K_S$ - oder  $K_B$ -Werts wird häufig der  $\text{p}K_S$ - bzw.  $\text{p}K_B$ -Wert angegeben, der wiederum dem negativen dekadischen Logarithmus des jeweiligen  $K_S$ - bzw.  $K_B$ -Werts entspricht:

$$\text{p}K_S = -\lg K_S \quad K_S = 10^{-\text{p}K_S} \text{ mol/L}$$

$$\text{p}K_B = -\lg K_B \quad K_B = 10^{-\text{p}K_B} \text{ mol/L}$$

$\text{p}K_S$ - und  $\text{p}K_B$ -Werte ermöglichen eine Einteilung von Säuren und Basen nach ihrer Stärke. So ist die Ameisensäure eine stärkere Säure als die Essigsäure, aber eine schwächere Säure als die Salzsäure (**B3**).

Säure	Säurestärke $\text{p}K_S$		Basenstärke $\text{p}K_B$	korrespondierende Base
HCl	-6,00	Säurestärke nimmt zu >	20,00	$\text{Cl}^-$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	-3,00		17,00	$\text{HSO}_4^-$
$\text{H}_3\text{O}^+$	-1,74		15,74	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{HNO}_3$	-1,32		15,32	$\text{NO}_3^-$
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	1,46		12,54	$\text{HC}_2\text{O}_4^-$
$\text{HSO}_4^-$	1,92		12,08	$\text{SO}_4^{2-}$
$\text{H}_2\text{SO}_3$	1,96		12,04	$\text{HSO}_3^-$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	1,96		12,04	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
HCOOH	3,77		10,23	$\text{HCOO}^-$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	4,76		9,24	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	6,52	7,48	$\text{HCO}_3^-$	
$\text{H}_2\text{S}$	6,90	7,10	$\text{HS}^-$	
$\text{HSO}_3^-$	7,04	6,96	$\text{SO}_3^{2-}$	
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	7,12	6,88	$\text{HPO}_4^{2-}$	
$\text{NH}_4^+$	9,24	4,76	$\text{NH}_3$	
HCN	9,40	4,60	$\text{CN}^-$	
$\text{HCO}_3^-$	10,40	3,60	$\text{CO}_3^{2-}$	
$\text{HPO}_4^{2-}$	12,32	1,68	$\text{PO}_4^{3-}$	
$\text{HS}^-$	13,00	1,00	$\text{S}^{2-}$	
$\text{H}_2\text{O}$	15,74	-1,74	$\text{OH}^-$	
$\text{OH}^-$	24,00	-10,00	$\text{O}^{2-}$	

### B3 Stärke von Säuren und ihren korrespondierenden Basen

Die Säurekonstante  $K_S$  und die Basenkonstante  $K_B$  sind ein Maß für die Säure- bzw. Basenstärke.

Der  $\text{p}K_S$ -Wert einer Säure bzw. der  $\text{p}K_B$ -Wert einer Base ist der negative dekadische Logarithmus des jeweiligen  $K_S$ - bzw.  $K_B$ -Werts.

Je kleiner der  $\text{p}K_S$ - bzw.  $\text{p}K_B$ -Wert ist, desto stärker ist die Säure bzw. Base.

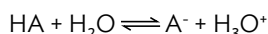
### AUFGABEN

- A1** Propansäure mit  $c_0(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$  hat den pH-Wert 2,94. Berechnen Sie den  $K_S$ - und den  $\text{p}K_S$ -Wert.
- A2** Begründen Sie unter Berücksichtigung von **B1**, dass es bei genauen Messungen hilfreich ist, zusätzlich zu pH-Papier mit elektronischer Messwerterfassung zu arbeiten.

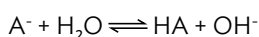
### 2.3.3 Säure-Base-Gleichgewichte

#### Zusammenhang von $K_S$ und $K_B$ bei korrespondierenden Säure-Base-Paaren

Die Reaktion einer Säure HA und ihrer korrespondierenden Base  $A^-$  mit Wasser können als Gleichgewichtsreaktionen betrachtet werden:



$$K_S = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)}$$



$$K_B = \frac{c(OH^-) \cdot c(HA)}{c(A^-)}$$

Der  $K_S$ -Wert einer Säure HA und und der  $K_B$ -Wert ihrer korrespondierenden Base  $A^-$  hängen voneinander ab. Dieser Zusammenhang zeigt sich, wenn man die Gleichgewichtskonstanten durch Multiplikation zusammenfasst:

$$K_S \cdot K_B = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)} \cdot \frac{c(OH^-) \cdot c(HA)}{c(A^-)}$$

Daraus ergibt sich durch Kürzen das **Ionenprodukt des Wassers  $K_W$** :

$$K_S \cdot K_B = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = K_W$$

Bei 25 °C gilt:

$$K_S \cdot K_B = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2.$$

Daher gilt folgender quantitativer Zusammenhang:

$$pK_S + pK_B = pK_W = 14.$$

Folglich kann man bei korrespondierenden Säure-Base-Paaren bei bekanntem  $pK_S$ -Wert den  $pK_B$ -Wert der korrespondierenden Base berechnen, und umgekehrt (**B3**, S. 107).

Aus der Gleichung lässt sich ebenfalls ableiten: Je stärker eine Säure, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base. Je stärker die Base, desto schwächer ist ihre korrespondierende Säure.

#### Einteilung von Säuren und Basen

Salzsäure reagiert bei gleicher Konzentration heftiger mit Magnesium als die Essigsäure (**V2**). Chlorwasserstoff ist mit  $pK_S = -6$  die stärkere Säure als die Essigsäure mit  $pK_S = 4,76$ . Chlorwasserstoff zählt zu den **starken**, Essigsäure zu den **schwachen Säuren**.

Die Säure- und Basenkonstante  $K_S$  und  $K_B$  bzw. der  $pK_S$ - und  $pK_B$ -Wert einer Säure bzw. Base sind konzentrationsunabhängige Größen, die die Stärke der Säure bzw. Base eindeutig durch einen Zahlenwert charakterisieren. Damit ist es möglich die Säuren und Basen nach ihrer Stärke zu ordnen (**B3**, S. 107) und die pH-Werte von Lösungen zu berechnen.

Säuren kann man wie im Falle des Chlorwasserstoffs und der Essigsäure nach ihrem jeweiligen  $pK_S$ -Wert in starke und schwache Säuren einteilen. Eine entsprechende Einteilung nach ihrem  $pK_B$ -Wert liegt bei den Basen vor.

- Starke Säuren bzw. Basen haben einen  $pK_S$  bzw.  $pK_B \leq 1,5$ .
- Schwache Säuren und Basen haben einen  $pK_S$  bzw.  $pK_B \geq 4,75$ .

Dazwischen befinden sich die mittelstarken Säuren und Basen (**B4**).

Stärke der Säure bzw. Base	$pK_S$ - bzw. $pK_B$ -Wert
stark	$pK_S$ bzw. $pK_B \leq 1,5$
mittelstark	$1,5 < pK_S$ bzw. $pK_B < 4,75$
schwach	$pK_S$ bzw. $pK_B \geq 4,75$

#### B4 Einteilung von Säuren und Basen

Starke Säuren und Basen reagieren nahezu vollständig mit Wasser. Daher haben alle wässrigen Lösungen starker Säuren bzw. starker Basen bei gleicher Konzentration den gleichen pH-Wert.

### Protolyse von Salzen

Ob die Lösung eines Salzes sauer, neutral oder alkalisch ist, hängt von den  $pK_S$ - und  $pK_B$ -Werten der Ionen ab.

#### Neutrale Salzlösungen

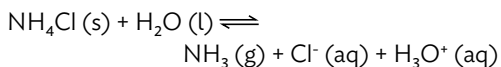
Sind die Kationen und Anionen eines Salzes sehr schwache Säuren oder Basen, findet keine merkliche Säure-Base-Reaktion zwischen den Ionen und den Wasser-Molekülen statt. Die entstehende Lösung ist neutral.

Beispiele: NaCl,  $K_2SO_4$ .

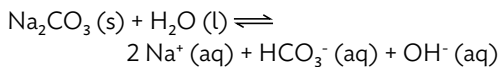
#### Saure und alkalische Salzlösungen

Hat ein Ion einen deutlich kleineren  $pK_S$ - bzw.  $pK_B$ -Wert als das andere Ion eines Salzes, reagiert es als Säure bzw. Base mit Wasser. Die entstehende Lösung ist sauer bzw. alkalisch.

So entsteht bei der Protolyse von Ammoniumchlorid  $NH_4Cl$  mit Wasser eine saure Lösung, da der  $pK_S$ -Wert von  $NH_4^+$  mit 9,24 deutlich kleiner ist als der  $pK_B$ -Wert von  $Cl^-$  mit 20.



Bei der Protolyse von Natriumcarbonat  $Na_2CO_3$  mit Wasser entsteht eine alkalische Lösung, da  $pK_B(CO_3^{2-}) = 3,60$  klein ist und  $Na^+$ -Ionen keine Protolyse mit Wasser-Molekülen eingehen.



Bei einigen Salzen sind die Anionen Ampholyte (z. B.  $HSO_4^-$ ,  $HPO_4^{2-}$ ). Bei amphoteren Anionen

ist für die Bildung einer sauren, neutralen oder alkalischen Lösung entscheidend, ob die Säure- oder Basenstärke überwiegt. Dies gilt nur, wenn die Kationen keine Protolyse mit Wasser-Molekülen eingehen. Ist bei dem Anion  $pK_S < pK_B$ , so reagiert das Anion als Säure und es entsteht eine saure Lösung. Wenn umgekehrt für das Anion  $pK_S > pK_B$  gilt, reagiert es als Base und es entsteht eine alkalische Lösung (B5).

Beispiele:  $NaHSO_4$ ,  $K_2HPO_4$ .

Anion	$pK_S$		$pK_B$	Lösung
$HSO_4^-$	1,92	<	12,08	sauer
$HPO_4^{2-}$	12,32	>	1,68	alkalisch

#### B5 Bildung saurer und alkalischer Salzlösungen bei amphoteren Anionen

Für korrespondierende Säure-Base-Paare  $HA/A^-$  ist das Produkt aus  $K_S(HA)$  und  $K_B(A^-)$  gleich dem Ionenprodukt des Wassers  $K_W$ .

Bei 25 °C gilt:  $pK_S + pK_B = pK_W = 14$ .

Je stärker einer Säure HA, umso schwächer ist ihre korrespondierende Base  $A^-$ .

Starke Säuren und Basen protolysieren nahezu vollständig und haben einen  $pK_S$ - bzw.  $pK_B$ -Wert  $< 1,5$ .

Bei Salzen entscheidet der  $pK_S$ - bzw.  $pK_B$ -Wert der Anionen und Kationen, ob bei der Reaktion mit Wasser eine saure, alkalische oder neutrale Lösung vorliegt.

### AUFGABEN

- A1** Bei einer Säurelösung wird ein pH-Wert von 3 gemessen. Erläutern Sie, dass es anhand dieses Messwerts nicht möglich ist zu entscheiden, ob eine starke oder schwache Säure vorliegt.
- A2** Entscheiden Sie begründet, ob eine wässrige Lösung von Natriumacetat  $NaCH_3COO$  sauer, neutral oder alkalisch ist.
- A3** Das Salz Natriumhydrogensulfat  $NaHSO_4$  wird in Wasser gelöst. Im Gleichgewicht

beträgt der pH-Wert der Lösung 2 und die Konzentration  $c(HSO_4^-) = 0,008$  mol/L.

- a) Stellen Sie das Massenwirkungsgesetz für die Definition von  $K_S(HSO_4^-)$  auf.
- b) Berechnen Sie  $K_S(HSO_4^-)$  und  $K_B$  der korrespondierenden Base.
- A4** Erläutern Sie, ob bei den folgenden Ampholyten die Säure- oder Basenstärke überwiegt: a)  $HCO_3^-$ ; b)  $H_2PO_4^-$ ; c)  $HPO_4^{2-}$ .



## 2.3.4 Berechnung von pH-Werten

### pH-Wert von Lösungen starker Säuren und Basen

Starke Säuren und Basen haben sehr kleine oder negative  $pK_S$ - bzw.  $pK_B$ -Werte. Die Moleküle oder Ionen starker Säuren und Basen liegen in wässriger Lösung nahezu vollständig protolysiert vor. Daher kann die Oxonium-Ionenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  mit der Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA})$  der Säure gleichgesetzt werden. Der pH-Wert der Lösung lässt sich einfach aus der Ausgangskonzentration  $c_0$  berechnen:  $\text{pH} = -\lg c_0(\text{HA})$ . Entsprechendes gilt für starke Basen: Die Hydroxid-Ionenkonzentration  $c(\text{OH}^-)$  ist annähernd gleich groß wie die Ausgangskonzentration der Base. Damit ist  $\text{pOH} = -\lg c_0(\text{B})$  und  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ .

- Für **starke Säuren**  $pK_S \leq 1,5$  gilt:  
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA})$
- Für **starke Basen**  $pK_B \leq 1,5$  gilt:  
 $c(\text{OH}^-) = c_0(\text{B})$

### FM Den pH-Wert von Lösungen starker Säuren und Basen berechnen

Berechnen Sie den pH-Wert von Salzsäure der Konzentration  $c_0(\text{HA}) = 0,25 \text{ mol/L}$ .

#### VORGEHEN

1. Formulieren Sie die Gleichung für die Protolyse.  
 $\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
2. Klassifizieren Sie die Säure bzw. Base. Chlorwasserstoff ist mit  $pK_S = -6$  eine starke Säure. Damit gilt:  
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA}) = 0,25 \text{ mol/L}$
3. Wenden Sie die Definition des pH-Werts an.  
 $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\lg 0,25 = 0,6$

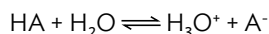
Entsprechend kann der pOH-Wert der Lösung starker Basen aus der Ausgangskonzentration  $c_0(\text{B})$  berechnet werden:  
 $\text{pOH} = -\lg c_0(\text{B}); \text{pH} = 14 - \text{pOH}$

### pH-Wert von Lösungen schwacher Säuren und Basen

Die Moleküle oder Ionen schwacher Säuren und Basen protolysieren nicht vollständig, sondern in nur sehr geringen Anteilen. Es stellt sich in wässriger Lösung ein Protolysegleichgewicht ein, welches weitgehend auf der Eduktseite liegt. Die Gleichgewichtskonzentration  $c(\text{HA})$  bzw.  $c(\text{B})$  ist viel größer als der protolysierte Anteil  $c(\text{A}^-)$  bzw.  $c(\text{HB}^+)$ . Daher ist die Gleichgewichtskonzentration von HA bzw. B nahezu gleich der Ausgangskonzentration.

- Für **schwache Säuren**  $pK_S \geq 4,75$  gilt:  
 $c(\text{HA}) \approx c_0(\text{HA})$
- Für **schwache Basen**  $pK_B \geq 4,75$  gilt:  
 $c(\text{B}) \approx c_0(\text{B})$

Für das Protolysegleichgewicht einer schwachen Säure gilt:



Setzt man in die aus dem MWG abgeleitete Gleichung die Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA})$  anstelle von  $c(\text{HA})$  ein, kann der pH-Wert durch mathematische Umformung ermittelt werden. Für die Säurekonstante gilt:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Aus der Autoprotolyse des Wassers ergibt sich:  
 $c(\text{A}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Einsetzen von  $c_0(\text{HA})$  anstelle von  $c(\text{HA})$  und Berücksichtigung der obigen Gleichung ergibt:

$$K_S = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{HA})}$$

$$K_S \cdot c_0(\text{HA}) = c^2(\text{H}_3\text{O}^+)$$

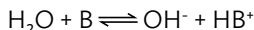
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{HA})}$$

$$2 \text{pH} = pK_S - \lg c_0(\text{HA})$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_S - \lg c_0(\text{HA}))$$

Die Oxonium-Ionenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  wird hierbei vernachlässigt.

Der pH-Wert schwacher Basen kann auf ähnliche Weise berechnet werden. Für das Protolysegleichgewicht einer schwachen Base gilt:



Für die Basenkonstante gilt:

$$K_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB}^+)}{c(\text{B})}$$

Aus der Autoprotolyse des Wassers ergibt sich:

$$c(\text{HB}^+) = c(\text{OH}^-)$$

Einsetzen von  $c_0(\text{B})$  anstelle von  $c(\text{B})$ :

$$K_B = \frac{c^2(\text{OH}^-)}{c_0(\text{B})}$$

$$K_B \cdot c_0(\text{B}) = c^2(\text{OH}^-)$$

$$c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{B})}$$

$$2 \text{pOH} = \text{p}K_B - \lg c_0(\text{B})$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg c_0(\text{B}))$$

Der pH-Wert lässt sich dann über die Beziehung  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$  ermitteln:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg c_0(\text{B}))$$

Die Hydroxid-Ionenkonzentration  $c(\text{OH}^-)$  wird hierbei vernachlässigt.

Starke Säuren und Basen protolysieren vollständig. Der pH-Wert der Lösung lässt sich daher einfach aus der Ausgangskonzentration  $c_0$  berechnen:

$$\text{pH} = -\lg c_0(\text{HA})$$

$$\text{pOH} = -\lg c_0(\text{B}); \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Schwache Säuren und Basen protolysieren in wässriger Lösung nur wenig. Für die entsprechenden Lösungen gilt daher:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_S - \lg c_0(\text{HA}))$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg c_0(\text{B}))$$

Säure	$\text{p}K_S$ -Wert
HCOOH (Ameisensäure)	3,77
CH <sub>3</sub> COOH (Essigsäure)	4,76
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH (Propansäure)	4,88
ClCH <sub>2</sub> COOH (Monochloressigsäure)	2,81

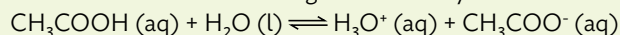
**B6**  $\text{p}K_S$ -Werte einiger organischer Säuren

### FM Den pH-Wert von Lösungen schwacher Säuren berechnen

Berechnen Sie den pH-Wert einer Essigsäurelösung der Konzentration  $c_0 = 0,25 \text{ mol/L}$ .

#### VORGEHEN

1. Formulieren Sie die Gleichung für die Protolyse.



2. Klassifizieren Sie die Säure.

Essigsäure ist mit  $\text{p}K_S = 4,76$  eine schwache Säure.

Damit gilt:

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = c_0(\text{CH}_3\text{COOH})$$

3. Berechnen Sie  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  mithilfe von  $K_S$ .

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} = 10^{-\text{p}K_S}$$

Da  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$  und

$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = c_0(\text{CH}_3\text{COOH})$  ist, folgt:

$$K_S = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{CH}_3\text{COOH})} \text{ und schließlich}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

4. Wenden Sie die Definition des pH-Werts an.

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{1}{2} (\text{p}K_S - \lg c_0(\text{CH}_3\text{COOH})) = \frac{1}{2} (4,76 - \lg 0,25) \approx 2,68$$

#### AUFGABEN

- A1** Berechnen Sie die pH-Werte folgender Lösungen: Salzsäure mit  $c_0 = 0,01 \text{ mol/L}$  und Essigsäurelösung mit  $c_0 = 0,5 \text{ mol/L}$ . Erläutern Sie Ihre unterschiedliche Vorgehensweise bei der Berechnung der pH-Werte.
- A2** Berechnen Sie mithilfe von **B6** den pH-Wert einer Propansäurelösung mit  $c_0 = 0,25 \text{ mol/L}$ .
- A3** Berechnen Sie jeweils die Anfangskonzentration  $c_0$  der Säure in den folgenden Lösungen: Salzsäure mit  $\text{pH} = 0,5$  und Essigsäurelösung mit  $\text{pH} = 4,76$ .
- A4** Berechnen Sie die pH-Werte folgender Lösungen: Natronlauge mit  $c_0 = 1 \text{ mol/L}$  und Ammoniaklösung mit  $c_0 = 0,2 \text{ mol/L}$ .



## 2.4 Puffersysteme

Blut ist eine Flüssigkeit mit einem durchschnittlichen pH-Wert von 7,4. Unser Wohlbefinden hängt davon ab, dass der pH-Wert des Blutes nur in einem engen Bereich von  $\text{pH} = 7,4 \pm 0,5$  schwankt. Lebensmittel beeinflussen den Säure-Base-Haushalt des Blutes. Ihre Wirkung ist jedoch nicht abhängig von deren pH-Wert, sondern von dem, was nach der Verdauung übrig bleibt und ins Blut resorbiert wird. Z. B. schmecken Zitronen zwar sauer, aber ihre Mineralstoffe, die letztlich in unser Blut gelangen, wirken basisch. Der Genuss von zu viel Fleisch kann zu einer Übersäuerung, einer sogenannten Acidose des Blutes führen und damit wichtige Enzymreaktionen stören. Warum kann unser Körper in der Regel mit solchen pH-Wert-Schwankungen umgehen?

### 2.4.1 Versuche und Material

#### V Wirkungsweise von Puffersystemen



Blut enthält sogenannte Puffersysteme, die es trotz äußerer Einflüsse schaffen, Belastungsspitzen zu vermeiden und den pH-Wert in einem engen Bereich annähernd konstant zu halten. Aus welchen Bausteinen setzt sich ein solches Puffersystem zusammen und wie wirkt es dem Zusatz von Säuren und Basen entgegen?

*Hinweis:* Eine arbeitsteilige Durchführung ist hier sinnvoll.

**v1** Stellen Sie jeweils 50 mL der folgenden drei Pufferlösungen her, indem Sie jeweils 25 mL der angegebenen Lösungen in ein Becherglas füllen und mit einem Glasstab durch Rühren vermischen.

#### **Acetat-Puffer:**

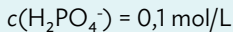
Essigsäurelösung  $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/L}$

Natriumacetatlösung  $c(\text{Ac}^-) = 0,1 \text{ mol/L}$

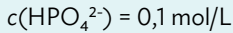
*Hinweis:* HAc ist eine gebräuchliche Abkürzung für  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Ac}^-$  eine gebräuchliche Abkürzung für  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

**Phosphat-Puffer:**

Natriumdihydrogenphosphatlösung

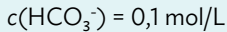


Natriumhydrogenphosphatlösung

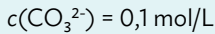


**Carbonat-Puffer:**

Natriumhydrogencarbonatlösung



Natriumcarbonatlösung



Füllen Sie ein weiteres Becherglas mit 50 mL destilliertem Wasser. Dieses dient Ihnen zum Vergleich.

Bestimmen Sie mit einem pH-Meter die pH-Werte von destilliertem Wasser und den drei Pufferlösungen.

**V2** Teilen Sie die Pufferlösungen sowie das destillierte Wasser aus **V1** jeweils zur Hälfte auf zwei Bechergläser auf.

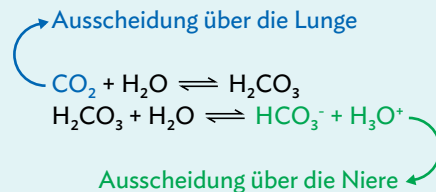
Geben Sie in das Becherglas mit destilliertem Wasser und in das Becherglas mit der Pufferlösung je 0,5 mL Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5). Rühren Sie mit einem Glasstab um und bestimmen Sie jeweils den pH-Wert. Führen Sie den gleichen Vorgang noch je dreimal durch.

Geben Sie in das Becherglas mit destilliertem Wasser und in das Becherglas mit der Pufferlösung je 0,5 mL Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5). Rühren Sie mit einem Glasstab um und bestimmen Sie jeweils den pH-Wert. Führen Sie den gleichen Vorgang noch je dreimal durch.

**AUSWERTUNG**

a) Übertragen Sie die Tabelle **B1** in Ihr Heft und notieren Sie die unter **V1** und **V2** gemessenen pH-Werte vor und nach Zugabe von Salzsäure bzw. Natronlauge. Vergleichen Sie die Änderungen der gemessenen pH-Werte.

- b) Stellen Sie eine begründete Hypothese auf, die die Unterschiede in den Änderungen der pH-Werte bei destilliertem Wasser im Vergleich zu den Pufferlösungen erklärt.
- c) In jeder der drei Pufferlösungen ist ein korrespondierendes Säure-Base-Paar enthalten. Geben Sie dieses für das jeweilige Puffersystem an und formulieren Sie die Säure-Base-Reaktion, bei der die Säure in wässriger Lösung in ihre korrespondierende Base übergeht.
- d) Formulieren Sie aufgrund Ihrer gemachten Beobachtungen eine Definition für den Begriff „Puffersystem“.
- e) Im Blut sorgen verschiedene Puffersysteme dafür, dass der pH-Wert annähernd konstant bleibt. Das Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystem ( $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ ) spielt dabei die wichtigste Rolle. Bei diesem Puffersystem laufen u. a. die folgenden Reaktionen im Blut ab.



Kommt es durch saure Stoffwechselprodukte zu einer Erniedrigung des pH-Werts im Blut, fangen Hydrogencarbonat-Ionen die Oxonium-Ionen ab, wobei Kohlensäure-Moleküle entstehen, die wiederum in Kohlenstoffdioxid- und Wasser-Moleküle zerfallen. Das entstandene Kohlenstoffdioxid kann dann über die Lunge abgeatmet werden.

Erläutern Sie anhand der Reaktionsgleichungen die Vorgänge, die ablaufen, wenn durch basische Stoffwechselprodukte eine Erhöhung des pH-Wertes eintritt.

**ENTSORGUNG G1**

pH-Wert	zu Beginn	nach Zusatz von Salzsäure				nach Zusatz von Natronlauge			
		0,5 mL	1 mL	1,5 mL	2 mL	0,5 mL	1 mL	1,5 mL	2 mL
destilliertes Wasser									
Acetat-Puffer									
Phosphat-Puffer									
Carbonat-Puffer									

**B1** Tabelle zu **V1** und **V2**

## 2.4.2 Wirkungsweise eines Puffersystems

Der pH-Wert des Blutes (**B1**) schwankt nur sehr wenig um den Bereich von pH 7,4, obwohl über den Stoffwechsel ständig Säuren oder Basen in den Blutkreislauf gelangen. Dagegen kann man bei Zugabe von Salzsäure bzw. Natronlauge zu destilliertem Wasser eine deutliche pH-Änderung beobachten (**V1, V2**). Eine wässrige Lösung, die gleiche Stoffmengen von Essigsäure und Natriumacetat enthält, hat einen pH-Wert von 4,75. Gibt man zu diesem **Essigsäure-Acetat-Puffer (HAc/Ac<sup>-</sup>)** Salzsäure oder Natronlauge in nicht allzu großer Stoffmengenkonzentration, ändert sich der pH-Wert des Puffers nur geringfügig.

Der pH-Wert einer **Hydrogencarbonat-Carbonat-Pufferlösung (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>/CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>)** liegt im alkalischen Bereich (pH = 10 – 11), der

pH-Wert einer **Dihydrogenphosphat-Hydrogenphosphat-Pufferlösung (H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>/HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>)** im neutralen Bereich (pH = 7 – 8). Auch diese beiden Pufferlösungen sind „pH-unempfindlich“ gegenüber Salzsäure und Natronlauge (**V1, V2**).

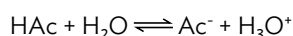
Lösungen, die bei Zugabe von Säuren oder Basen ihren pH-Wert nur geringfügig ändern, nennt man **Säure-Base-Puffer (Pufferlösungen, Puffersysteme)**.

Körperflüssigkeit	pH-Wert
Blut	7,4
Milch	6,6 – 6,9
Galle	7,8
Magensaft	0,9 – 2,0
Harn	6,0
Lebersekret	8,0
Darmflüssigkeit	7,7
Rückenmarksflüssigkeit	7,4
Speichel	7,2
Tränen	7,2

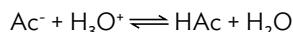
**B1** pH-Werte verschiedener Körperflüssigkeiten

### Wirkungsweise eines Puffersystems

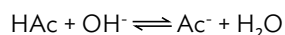
Pufferlösungen bestehen aus einer schwachen Säure HA und ihrer korrespondierenden Base A<sup>-</sup>. Pufferlösungen wie der Essigsäure-Acetat-Puffer (HAc/Ac<sup>-</sup>-Puffer) können sowohl Oxonium-Ionen als auch Hydroxid-Ionen abfangen. Die Reaktionsgleichung der Protolysereaktion ist:



Bei Zugabe von Oxonium-Ionen fangen die Acetat-Ionen die Oxonium-Ionen ab, indem sie mit diesen zu Essigsäure- und Wasser-Molekülen reagieren. Dabei bleibt der pH-Wert annähernd konstant:

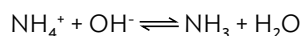
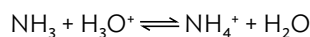


Bei Zugabe von Hydroxid-Ionen fangen die Essigsäure-Moleküle die Hydroxid-Ionen ab, indem sie mit diesen zu Acetat-Ionen und Wasser-Molekülen reagieren. Auch hier ändert sich der pH-Wert kaum:

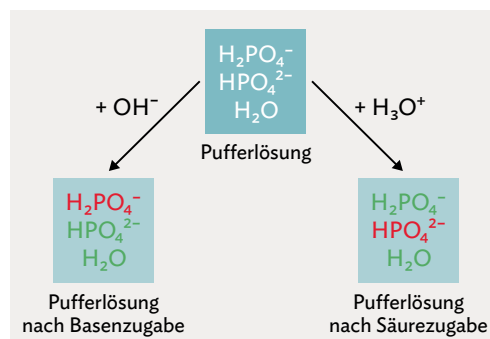


Die schwache Säure gibt Protonen zur Neutralisation der Hydroxid-Ionen ab und reagiert als Protonendonator, während ihre korrespondierende Base als Protonenakzeptor fungiert.

Puffersysteme können auch aus einer schwachen Base und ihrer korrespondierenden Säure bestehen. Ein Beispiel hierfür ist der Ammoniak-Ammonium-Puffer (NH<sub>3</sub>/NH<sub>4</sub><sup>+</sup>-Puffer). Bei diesem Puffersystem fangen Ammoniak-Moleküle Oxonium-Ionen ab, indem sie mit diesen zu Ammonium-Ionen und Wasser-Molekülen reagieren. Ammonium-Ionen reagieren als Protonendonatoren und fangen Hydroxid-Ionen ab:



In einer Lösung mit Phosphat-Puffer fangen Dihydrogenphosphat-Ionen Oxonium-Ionen ab und bilden vermehrt Dihydrogenphosphat-Ionen. Anders herum fangen Dihydrogenphosphat-Ionen Hydroxid-Ionen ab und bilden vermehrt Hydrogenphosphat-Ionen (**B2**).



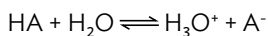
**B2** Bei Base- oder Säurezugabe zu einer Pufferlösung (hier: Phosphat-Puffer) bleiben die Säure- und Base-Teilchen in der Lösung die gleichen, es ändern sich aber ihre Konzentrationen (**Abnahme, Zunahme**).



### pH-Wert einer Pufferlösung

Ein Puffersystem kann nicht beliebig viele Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen abfangen. Beim allmählichen Verbrauch der betreffenden Pufferkomponenten verschwindet die Fähigkeit des Systems Oxonium- oder Hydroxid-Ionen abzupuffern, d. h. die **Pufferkapazität** ist erschöpft. Der pH-Wert einer Pufferlösung lässt sich mit der **HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung** berechnen.

Zu einem Puffersystem, das die schwache Säure HA und ihre korrespondierende Base A<sup>-</sup> enthält, lauten die Protolysegleichung der Säure und das MWG:



$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Die Umformung nach  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  ergibt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_S \cdot \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}$$

Diese Gleichung wird logarithmiert:

$$-\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\lg K_S - \lg \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}$$

$$\text{oder } \text{pH} = \text{p}K_S - \lg \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}$$

$$\text{bzw. } \text{pH} = \text{p}K_S + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Danach ist der pH-Wert einer Pufferlösung, bei dem  $c(\text{A}^-)/c(\text{HA}) = 1:1$  ist, gleich dem  $\text{p}K_S$ -Wert der Säure. Wird die Konzentration der Säure gegenüber der Konzentration der Base auf das 10-fache erhöht, so sinkt der pH-Wert um nur eine Einheit und umgekehrt. Ein Essigsäure-Acetat-Puffer mit  $c(\text{Ac}^-)/c(\text{HAc}) = 1:1$  hat einen pH-Wert von 4,76. Dieser sinkt beispielsweise bei  $c(\text{Ac}^-)/c(\text{HAc}) = 1:10$  auf 3,76. Den Bereich zwischen  $\text{p}K_S + 1$  bzw.  $\text{p}K_S - 1$  bezeichnet man als **Pufferbereich**.

Säure-Base-Puffer kommen in vielen natürlichen und technischen Systemen vor, in denen die zulässigen pH-Schwankungen begrenzt sind. Ohne Puffersysteme würden ökologische Systeme zusammenbrechen, Organismen sterben und viele technische Anlagen nicht funktionieren (**B1**, **B3**).



**B3** Biogasgewinnung (bis zu 70 % Methan) aus dem Klärschlamm kommunaler Kläranlagen. Methanbakterien produzieren aus Biomasse Methan. Dabei muss der pH-Wert im Behälter konstant zwischen  $\text{pH} = 5,8$  und  $\text{pH} = 6,5$  gehalten werden.

Puffersysteme sind Lösungen schwacher Säuren (Basen) und ihrer korrespondierenden Base (Säure). Sie ändern innerhalb des Pufferbereichs ihren pH-Wert trotz Zugabe von Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen nur wenig.

### AUFGABEN

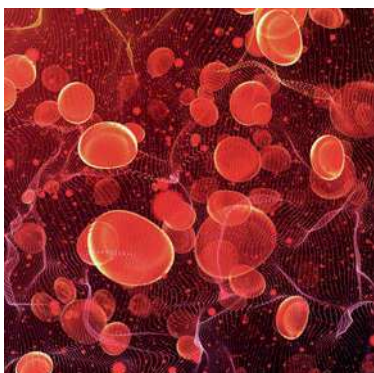
- A1** Stellen Sie für das Puffersystem Dihydrogenphosphat-Hydrogenphosphat ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ ) jeweils eine Reaktionsgleichung für die Zugabe von Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen auf.
- A2** Formulieren Sie analog zu **B2** ein Schema für das Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystem ( $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ ), dem Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen zugesetzt werden.
- A3** Im Blut wird Kohlenstoffdioxid in gelöster Form transportiert. Es liegen Kohlensäure-Moleküle und Hydrogencarbonat-Ionen vor.
- Geben Sie die zugehörigen Gleichgewichtsreaktionen an und berechnen Sie das Verhältnis  $c(\text{H}_2\text{CO}_3)/c(\text{HCO}_3^-)$ , wenn der pH-Wert des Blutes den Wert 7,36 einnimmt.
  - Erläutern Sie mithilfe von Reaktionsgleichungen, dass das Ausatmen von Kohlenstoffdioxid den pH-Wert im Blut ansteigen lässt.
- A4** Eine Essigsäure-Acetat-Pufferlösung hat einen pH-Wert von 5. Berechnen Sie das Verhältnis  $c(\text{Ac}^-)/c(\text{HAc})$ .

Exkurs  
Lebensnotwendige Puffersysteme im Blut  
→ S. 116



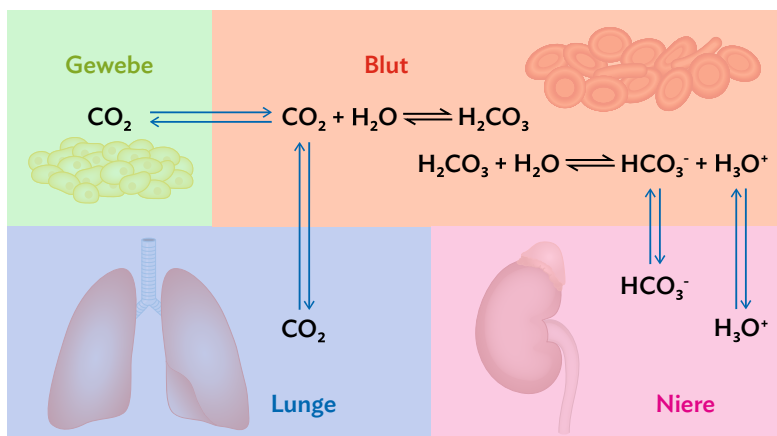
## 2.4.3 Lebensnotwendige Puffersysteme im Blut

Der pH-Wert des menschlichen Blutes muss in einem engen Bereich zwischen 7,35 und 7,45 annähernd konstant gehalten werden, da nur so gewährleistet werden kann, dass Stoffwechselprozesse optimal ablaufen. Bereits geringe pH-Wert-Schwankungen können lebensbedrohlich werden, da die Aktivität wichtiger Enzyme durch Veränderungen in ihrer Molekülstruktur verringert wird. Fällt der pH-Wert unter den Wert von 7,35, kann eine Acidose zu irreparablen Zellschäden führen. Steigt der pH-Wert über 7,45, tritt eine Alkalose ein.

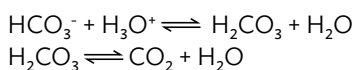


B1 Puffersystem Blut

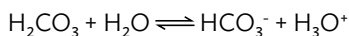
Im Blut (B1) sorgen verschiedene Puffersysteme dafür, dass der pH-Wert annähernd konstant bleibt. Das **Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystem** spielt dabei die wichtigste Rolle. Kommt es durch saure Stoffwechselprodukte zu einer Erniedrigung des pH-Werts im Blut, fangen Hydrogencarbonat-Ionen die Oxonium-Ionen ab, wobei Kohlensäure-Moleküle entstehen, die wiederum in Kohlenstoffdioxid- und Wasser-Moleküle zerfallen. Das entstandene Kohlenstoffdioxid kann dann über die Lunge abgeatmet werden (B2).



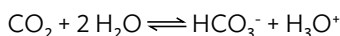
B2 Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystem



Umgekehrt können bei einer Erhöhung des pH-Werts Kohlensäure-Moleküle als Protonendonatoren reagieren und so den pH-Wert annähernd konstant halten (B2).

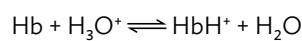


Allerdings hat das Blut auch die Aufgabe, das Kohlenstoffdioxid, welches in den Zellen des Gewebes produziert wird, aufzunehmen und zur Lunge zu transportieren, wo es letztlich wieder ausgeschieden wird. Die ins Blut aufgenommenen Kohlenstoffdioxid-Moleküle werden katalytisch in Oxonium-Ionen und Hydrogencarbonat-Ionen umgewandelt:



Die so erzeugten Oxonium-Ionen werden hauptsächlich durch das **Hämoglobin-Puffersystem** (Hb/Hb<sup>+</sup>-Puffer) abgefangen. Nach dem Prinzip von LE CHATELIER führt diese Beeinflussung der Gleichgewichtsreaktion zu einer erhöhten Aufnahme von Kohlenstoffdioxid aus den Körperzellen ins Blut.

Die Wirkungsweise des Hämoglobin-Puffersystems kann vereinfacht mit folgender Gleichung beschrieben werden:



Neben dem Hämoglobin-Puffersystem und dem Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffer sorgen weitere Puffersysteme wie z. B. der Hydrogenphosphat-Puffer für einen konstanten pH-Wert des Blutes.

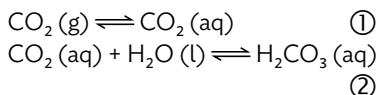
### AUFGABEN

- A1** Erläutern Sie mithilfe von B2, welche Vorgänge bei einer Acidose ablaufen, um den pH-Wert annähernd konstant zu halten.
- A2** Erläutern Sie mithilfe von B2, welche Vorgänge bei einer Alkalose ablaufen, um den pH-Wert annähernd konstant zu halten.
- A3** Erklären Sie nach dem Prinzip von LE CHATELIER, wie die Aufnahme von Kohlenstoffdioxid aus den Gewebezellen ins Blut durch das Hämoglobin-Puffersystem begünstigt wird.

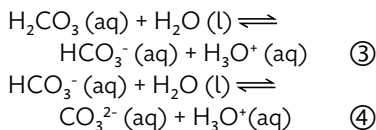
## 2.4.4 Säure-Base-Gleichgewichte und Korallenbleiche

Kohlenstoffdioxid, welches bei vielen industriellen Verbrennungsprozessen entsteht, spielt bei zahlreichen Säure-Base-Gleichgewichten in der Natur eine bedeutende Rolle. Der Kohlenstoffdioxidgehalt ist für die Einstellung verschiedener Gleichgewichtsreaktionen entscheidend und für zahlreiche Umweltphänomene verantwortlich. So ist letztlich auch die Korallenbleiche am Great Barrier Reef in Australien auf einen steigenden Kohlenstoffdioxidgehalt in der Atmosphäre zurückzuführen (B1).

Gelöst in Wasser bildet Kohlenstoffdioxid zunächst Kohlensäure  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (2). Bei 0 °C und Normaldruck (1,013 bar) lösen sich 1,7 L Kohlenstoffdioxid, bei 20 °C jedoch nur noch 0,9 L Kohlenstoffdioxid in einem Liter Wasser:



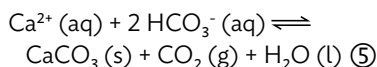
Die Kohlensäure protolysiert als zweiprotonige Säure in zwei Stufen, wobei als Anionen Hydrogencarbonat-Ionen  $\text{HCO}_3^-$  (3) oder Carbonat-Ionen  $\text{CO}_3^{2-}$  (4) und schwach saure Lösungen entstehen:



In neutraler Lösung fällt in Gegenwart von Calcium-Ionen, die gelöst im Wasser vorliegen, das schwerlösliche Calciumcarbonat  $\text{CaCO}_3$  (Kalk) aus. Calciumhydrogencarbonat  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  ist dagegen gut wasserlöslich. Es steht im Gleichgewicht mit festem Calciumcarbonat und gelöstem Kohlenstoffdioxid, wobei folgende endotherme Hinreaktion abläuft:



B1 Lebendige und tote Korallen am Great Barrier Reef in Australien



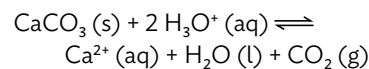
Dieses Gleichgewicht ist abhängig von der Temperatur und vom pH-Wert des Wassers. Im schwach sauren und neutralen Bereich kann sich nur wenig Kalk abscheiden, da Kohlenstoffdioxid hauptsächlich gebunden als gelöstes Hydrogencarbonat vorliegt. Mit steigendem pH-Wert entstehen daraus Carbonat-Ionen und schwerlösliches Calciumcarbonat fällt aus. Durch Erhöhung der Temperatur sinkt der Anteil an gelöstem Kohlenstoffdioxid und es wird ebenfalls mehr Calciumcarbonat gebildet (5).

### Auswirkungen auf das Ökosystem Meer

Meerwasser ist mit einem pH-Wert um 8 leicht alkalisch, wodurch sich kalkbasierte Strukturen wie bei den Korallen bilden können. Steinkorallen sind Meerestiere, die Calciumcarbonat einlagern und dadurch Skelette bilden. Die Farben sind auf eingelagerte Algen zurückzuführen, die mit ihnen in Symbiose leben. Steigt die Wassertemperatur zu stark an, sterben die Algen und in Folge auch die Korallen ab. Der Korallenstock bleicht aus, sichtbar bleibt nur das helle Korallengerüst. Dieses

Phänomen wird als Korallenbleiche bezeichnet.

Der weltweite Anstieg der Kohlenstoffdioxidemissionen in der Luft trägt nicht nur zum Treibhauseffekt bei, sondern führt auch durch eine erhöhte Kohlenstoffdioxidaufnahme im Meerwasser zur Versauerung der Meere. Dies schadet den Korallen und reduziert ihre Wachstumsrate. Durch den erhöhten Kohlenstoffdioxideintrag kommt es durch die Bildung von Kohlensäure (1, 2) zu einer Absenkung des pH-Werts (3) und damit zu einem Abbau des Calciumcarbonats in saurer Lösung:



Damit hat die Versauerung der Meere negative Folgen für Riffe und alle Meerestiere mit einem Schutzmantel aus Calciumcarbonat.

### AUFGABEN

- A1 Erläutern Sie anhand geeigneter Gleichgewichtsreaktionen, dass der pH-Wert des Meerwassers sinkt, wenn der Kohlenstoffdioxidgehalt der Luft steigt.
- A2 Erklären Sie den Zusammenhang zwischen Klimaerwärmung und Korallenbleiche.



## 2.5 Indikatoren

Viele Blüten und Früchte sind rot, violett oder blau gefärbt. Je nach Umgebung können sie ihre Farbe wechseln. Dafür ist der in ihnen enthaltene Farbstoff Cyanidin verantwortlich, dessen Farbigkeit vom pH-Wert der Umgebung abhängig ist. Neben natürlichen Farbstoffen können auch synthetisch hergestellte Farbstoffe je nach Umgebung ihre Farbe wechseln. Wie kommt es dazu?

### 2.5.1 Versuche und Material

#### V Naturstoffe als Indikatoren



Im Verlauf der Blüte ändert sich die Farbe von rosa Rosenblüten allmählich. Je nach Zubereitung kocht man Rotkohl oder Blaukraut. Wie werden die Farben durch den pH-Wert beeinflusst?

**V1** Zerreiben Sie ca. 20 g rote oder rosa Rosenblätter mit Sand und ca. 20 mL dest. Wasser. Filtrieren Sie die Suspension nach einigen Minuten und verteilen Sie das Filtrat auf zwei Reagenzgläser.

Fügen Sie einem der Reagenzgläser 2 mL Natronlauge ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) und dem zweiten Reagenzglas 2 mL Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) hinzu.

Vereinigen Sie anschließend die beiden Lösungen.

**V2** Stellen Sie aus geschnittenen Rotkohlblättern einen Rotkohlsaft her, indem Sie wie in **V1** vorgehen. Geben Sie jeweils 1 mL des hergestellten Rotkohlsafts zu den folgenden Stoffen: a) Citronensäure, b) Natron bzw. Soda, c) Backpulver, d) Entkalker, e) Seifenlösung, f) Natronlauge ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ), und g) Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ). Notieren Sie jeweils die Farben des Rotkohlsafts.

#### AUSWERTUNG

- Beschreiben Sie den Zusammenhang zwischen dem Farbstoff der Rosenblätter und dem pH-Wert in **V1**.
- Ordnen Sie den untersuchten Proben aus **V2** die Begriffe sauer oder alkalisch zu.
- Erklären Sie die Bezeichnung Rotkohl bzw. Blaukraut.

#### ENTSORGUNG A

## V Vergleich verschiedener Indikatoren



Bromthymolblau, Thymolphthalein, Universalindikator, Methylrot, ... – die Liste verfügbarer Indikatoren lässt sich noch weiter fortsetzen. Können sie für alle Zwecke gleichermaßen gut eingesetzt werden?

**V3** Der Versuch eignet sich als arbeitsteiliger Gruppenversuch.

Befüllen Sie arbeitsteilig je 14 Reagenzgläser mit ca. 4 mL Lösung der pH-Werte 1 – 14. Fügen Sie den Lösungen jeweils einige Tropfen einer der folgenden Indikatorlösungen hinzu: Rosenblätterlösung, Rotkohlsaft, Himbeersaft, Bromthymolblaulösung (GHS 2 | 7), Methylrotlösung (GHS 2 | 7), Thymolphthaleinlösung (GHS 2 | 7) und Universalindikatorlösung (GHS 2 | 7).

Gleichen Sie beim Einsatz des Universalindikators mit der Farbskala auf der Verpackung den pH-Wert ab.

### AUSWERTUNG

- Halten Sie ihre Beobachtungen aus **V3** tabellarisch fest.
- Ermitteln Sie aus den Ergebnissen aus **V3** für jede Farbänderung, über wie viele pH-Einheiten sie sich erstreckt.
- Beurteilen Sie die verschiedenen Indikatoren hinsichtlich ihrer Tauglichkeit für die Anzeige des pH-Werts einer Lösung.
- Begründen Sie, welcher verwendete Indikator sich am besten eignet, eine Lösung mit pH = 6 von einer Lösung mit pH = 8 zu unterscheiden.

### ENTSORGUNG A

## V Dünnschichtchromatografie eines Universalindikators



Universalindikatoren sind Gemische aus mehreren Indikatoren. Welche Indikatoren sind dies?

**V4** Führen Sie eine Dünnschichtchromatografie (DC) eines Universalindikators mit den Lösungen der Vergleichssubstanzen Bromthymolblau (GHS 2 | 7), Methylrot (GHS 2 | 7), Thymolblau (GHS 2 | 7) und Thymolphthalein (GHS 2 | 7) jeweils mit einem sauren und einem alkalischen Laufmittel durch (vgl. **FM** Eine Dünnschichtchromatografie durchführen, S. 121). Stellen Sie als saures Laufmittel eine Lösung aus 10 mL Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) und 1 mL Ethanol (GHS 2 | 7) her. Verwenden Sie für das alkalische Laufmittel Natronlauge ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) statt Salzsäure. Als stationäre Phase dient jeweils eine mit Cellulose beschichtete DC-Platte (**B1**).

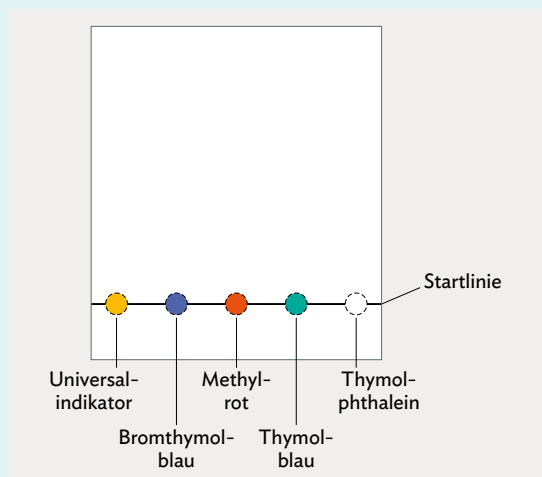
### AUSWERTUNG

- Fotografieren oder zeichnen Sie die DC-Platte ab, nachdem sie aus der DC-Kammer entnommen wurde.
- Notieren Sie die Laufstrecken, d. h. die Entfernungen der Vergleichssubstanzen und die Entfer-

nungen der Bestandteile des Indikatorgemisches von der Startlinie.

- Ermitteln Sie durch Vergleich der Laufstrecken die Bestandteile des Universalindikators.

### ENTSORGUNG R, G3



**B1** Vorbereitung der DC-Platte





## Prinzip der Dünnschichtchromatografie (DC)

Diese Trennmethode beruht darauf, dass sich die einzelnen Komponenten eines Gemischs aufgrund der Polarität ihrer Moleküle unterschiedlich gut in einem Lösemittel lösen und an einer Oberfläche adsorbieren. Das Lösemittel, **mobile Phase** bzw. **Laufmittel**, durchfließt dabei einen auf einem Trägermaterial fein verteilten Feststoff, die **stationäre Phase**. Das Stoffgemisch ist auf der stationären Phase aufgetragen, auf der die mobile Phase aufgrund der Kapillarkraft von unten nach oben strömt.

Wenn die mobile Phase auf das Stoffgemisch trifft, verteilen sich die Komponenten entsprechend der Polarität ihrer Moleküle unterschiedlich stark in den beiden Phasen.

Von den Komponenten, die besser an der stationären Phase adsorbieren als sie sich in der mobilen Phase lösen, wird nur ein geringer Anteil mit der weiter strömenden mobilen Phase auf der stationären Phase vorangetrieben. Mit der weiter nach oben strömenden mobilen Phase kommen die Komponenten immer wieder mit der stationären Phase in Kontakt, sie bewegen sich nur langsam mit der mobilen Phase nach oben.

Von den Komponenten, die schlechter adsorbieren und sich besser in der mobilen Phase lösen, bleibt nur ein geringer Anteil auf der stationären Phase zurück und der größte Anteil strömt weiter mit der mobilen Phase nach oben.

Unter gleichen Bedingungen ist das Verhältnis zwischen der Laufstrecke einer Komponente und der Laufstrecke der mobilen Phase konstant. Diese Größe nennt man den **Retentionsfaktor** bzw.  **$R_f$ -Wert**.

Säure-Base-Indikatoren sind schwache Säuren oder Basen, deren korrespondierende Säure-Base-Paare Lösungen unterschiedlich färben.

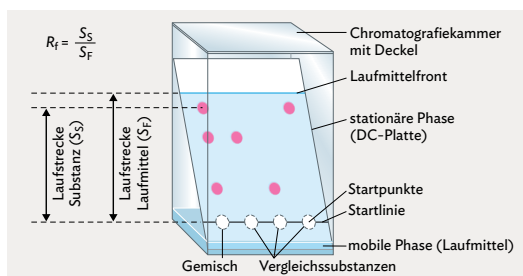
Ein Indikatorgemisch kann mittels Dünnschichtchromatografie in seine Komponenten aufgetrennt werden.

## FM Eine Dünnschichtchromatografie durchführen

Ermitteln Sie mittels DC die Indikatoren, die für einen Universalindikator gemischt wurden.

### VORGEHEN

1. Befüllen Sie die **Chromatografiekammer** ca. 1 cm hoch mit Laufmittel und verschließen Sie sie.
2. Zeichnen Sie auf der **DC-Platte** ca. 1,5 cm von einer kurzen Kante entfernt vorsichtig mit Bleistift die **Startlinie**. Tragen Sie das Gemisch und die **Vergleichssubstanzen** nebeneinander mit je einer Kapillare als Punkte ( $\varnothing$  2 mm, Abstand 1,5 cm) auf diese Linie auf. Notieren Sie deren Reihenfolge.
3. Stellen Sie die DC-Platte in die Chromatografiekammer, wobei das Gemisch und die Vergleichssubstanzen nicht in das Laufmittel eintauchen dürfen. Verschließen Sie die Kammer.
4. Entnehmen Sie die DC-Platte, sobald die **Laufmittelfront** 1,5 cm unterhalb der oberen Kante angekommen ist. Markieren Sie mit einem Bleistift die Höhe der Laufmittelfront.
5. Vergleichen Sie die **Laufstrecken** der Vergleichssubstanzen mit den Laufstrecken der Gemischkomponenten auf der DC-Platte (**Chromatogramm**), um die Komponenten des Gemischs zu identifizieren.
6. Bestimmen Sie ggf. zusätzlich die  **$R_f$ -Werte** der Substanzen des Chromatogramms. Dividieren Sie dazu die Laufstrecke der Substanz durch die Laufstrecke der mobilen Phase.



### B3 Dünnschichtchromatografie (DC)

#### AUFGABE

- A1** Beschreiben Sie welche Umschlagsbereiche sich ergeben, wenn Thymolblau und Bromthymolblau gemischt werden.





## 2.6 Titrations

Indikatorfarbstoffe verfärben sich in Abhängigkeit des pH-Werts der Umgebung. Lassen sie sich zur Konzentrationsbestimmung saurer und alkalischer Lösungen einsetzen? Welche Alternativen gibt es, wenn Farbstoffe nicht zur Konzentrationsbestimmung eingesetzt werden können?

### 2.6.1 Versuche und Material

#### V Konzentrationsbestimmung durch Titration



Mit der in Zitronen- und Limettensaft enthaltenen Citronensäure kann man Speisen und Getränke säuern. Wie lässt sich mit einem pH-abhängigen Farbstoff ermitteln, in welchem der beiden Säfte die Konzentration der Citronensäure höher ist?

**v1** Informieren Sie sich auf S. 124 über die Titration. Planen Sie zur Konzentrationsbestimmung der Citronensäure  $C_6H_8O_7$  ( $H_3Cit$ ) in jeweils 25 mL frisch gepresstem und gefiltertem Zitronen- und Limettensaft eine Titration mit Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) und Thymolphthaleinlösung (GHS 2 | 7) als Indikator. Fertigen Sie eine Skizze Ihres Versuchs an und führen Sie den Versuch nach Absprache mit Ihrer Lehrkraft durch.

#### AUSWERTUNG

- Stellen Sie eine vereinfachte Reaktionsgleichung (mit der Formel  $H_3Cit$ ) für die Neutralisationsreaktion auf.
- Bestimmen Sie mithilfe der Informationen auf S. 125 die Konzentration der Citronensäure in Zitronen- und Limettensaft.
- Vergleichen Sie die Massen an Citronensäure in jeweils 100 mL Saft.

**ENTSORGUNG** A, G1

**V pH-metrische Titration**



Während einer Titration verändert sich der pH-Wert der Vorlage durch die Zugabe der Maßlösung. Wie lässt sich mithilfe der Änderung des pH-Werts der Äquivalenzpunkt bestimmen (vgl. S. 124)?

**V2** Titrieren Sie 100 mL Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) und einige Tropfen Bromthymolblaulösung (GHS 2 | 7) mit Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5). Verwenden Sie bei der Titration zusätzlich eine pH-Elektrode. Ermitteln Sie damit den pH-Wert der Vorlage vor Beginn der Titration und dann jeweils nach Zugabe von 1 mL Natronlauge, solange, bis Sie 18 mL Natronlauge verbraucht haben. Notieren Sie die entsprechenden pH-Werte sowie denjenigen pH-Wert, an dem sich die Farbe des Indikators ändert.

**V3** Wiederholen Sie **V2** mit Essigsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) statt Salzsäure und unter Verwendung von Thymolphthaleinlösung (GHS 2 | 7) als Indikator.

**AUSWERTUNG**

- a) Stellen Sie die Messwerte aus **V2** und **V3** grafisch dar (x-Achse:  $V(\text{Natronlauge})$ , y-Achse: pH-Wert) und zeichnen Sie eine Ausgleichskurve.
- b) Ermitteln Sie den zu erwartenden Verbrauch an Natronlauge bis zum Äquivalenzpunkt in **V2** und **V3** rechnerisch mithilfe der Angaben im Durchführungstext.
- c) Beschreiben Sie die Änderung der pH-Werte in den Titrationskurven aus **a**) im Bereich des Äquivalenzpunktes.
- d) Vergleichen Sie die pH-Werte am Umschlagspunkt der in **V2** und **V3** verwendeten Indikatoren.

**ENTSORGUNG** A, G1, G3

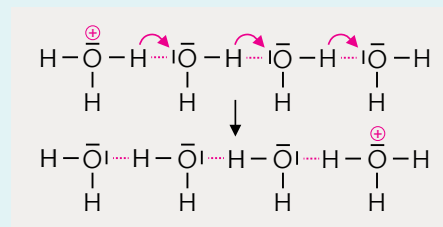
**M Leitfähigkeit von Ionen**

**M4** Die elektrische Leitfähigkeit wässriger Lösungen ist auf das Vorliegen von Ionen zurückzuführen. Kann man diese für analytische Verfahren, z. B. für Titrations nutzen?

In sauren bzw. alkalischen Lösungen sind Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen und weitere Ionen enthalten. Von allen Ionen haben Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen die höchsten Leitfähigkeiten. Für einen Vergleich sind molare Leitfähigkeiten verschiedener Ionen in der Tabelle dargestellt (**B1**). Die Leitfähigkeit von Oxonium- und Hydroxid-Ionen ist in wässrigen Lösungen besonders hoch, weil die Ionen nicht durch die Lösung wandern, sondern die Ladung sehr viel schneller durch aufeinanderfolgende Protonenübertragung zwischen Wasser-Molekülen transportiert wird (**B2**).

Kation $\lambda$ , in ( $S \cdot m^2$ )/mol	Anion $\lambda$ , in ( $S \cdot m^2$ )/mol
$H_3O^+$ 35,0 · 10 <sup>-3</sup>	$OH^-$ 19,9 · 10 <sup>-3</sup>
$Li^+$ 3,87 · 10 <sup>-3</sup>	$F^-$ 5,54 · 10 <sup>-3</sup>
$Na^+$ 5,01 · 10 <sup>-3</sup>	$Cl^-$ 7,64 · 10 <sup>-3</sup>
$K^+$ 7,35 · 10 <sup>-3</sup>	$CH_3COO^-$ 4,09 · 10 <sup>-3</sup>

**B1** Molare Leitfähigkeiten einiger Ionen bei 25 °C



**B2** Ladungstransport durch Oxonium-Ionen im elektrischen Feld

**AUSWERTUNG**

- a) Bei der Titration von Salzsäure unbekannter Konzentration mit Natronlauge wird die elektrische Leitfähigkeit der Lösung gemessen. Sie ist zunächst sehr hoch und nimmt bei der Zugabe von Natronlauge zunächst ab. Erläutern Sie diesen Sachverhalt.
- b) Wenn bei der Titration alle Oxonium-Ionen reagiert haben, liegen bei weiterer Zugabe von Natronlauge zunehmend mehr Hydroxid-Ionen vor. Die Leitfähigkeit der Lösung steigt wieder, allerdings weniger stark als die Abnahme der Leitfähigkeit vor Erreichen des Neutralpunkts. Begründen Sie dies mit **B1**.

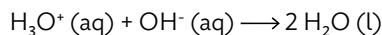
## 2.6.2 Säure-Base-Titration

Orangensaft hat einen charakteristisch säuerlichen Geschmack, der durch die darin enthaltene Citronensäure entsteht. Dass Zitronensaft mehr Citronensäure enthält als Orangensaft, lässt sich schon beim Probieren feststellen. Um quantitativ zu bestimmen, wie viel Citronensäure genau in Zitronensaft enthalten ist, bestimmt man ihre Stoffmengenkonzentration im Zitronensaft mithilfe einer Titration (V1).

### Konzentrationsbestimmung durch Titration

Bei einer Titration bestimmt man die Stoffmengenkonzentration einer Säure bzw. Base in wässriger Lösung, indem man sie mit einer starken Base bzw. Säure bekannter Stoffmengenkonzentration neutralisiert. Sobald die Stoffmengen der Oxonium-Ionen und der Hydroxid-Ionen gleich groß sind, ist der **Äquivalenzpunkt** erreicht und die Titration beendet.

Bei einer Neutralisationsreaktion reagieren die Oxonium-Ionen einer sauren Lösung mit den Hydroxid-Ionen einer alkalischen Lösung praktisch vollständig zu Wasser-Molekülen:



Ein Mol Oxonium-Ionen neutralisiert dabei genau ein Mol Hydroxid-Ionen. Ihre Stoffmengen  $n$  sind somit identisch:

$$\textcircled{1} \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n(\text{OH}^-)} = \frac{1}{1} \\ \Leftrightarrow n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

Kennt man eine der beiden Stoffmengen, lässt sich daraus die jeweils andere Stoffmenge berechnen. Da bei Titrationslösungen eingesetzt werden, kann man die Beziehung zwischen der Stoffmenge  $n$ , der Stoffmengenkonzentration  $c$  und dem Volumen  $V$  zur Auswertung der Titration nutzen:

$$\textcircled{2} c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = c \cdot V$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot V(\text{saure Lösung})$$

bzw.

$$n(\text{OH}^-) = c(\text{OH}^-) \cdot V(\text{alkalische Lösung})$$

Durch Einsetzen in Gleichung  $\textcircled{1}$  erhält man:

$$\textcircled{3} c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot V(\text{saure Lösung}) \\ = c(\text{OH}^-) \cdot V(\text{alkalische Lösung})$$

Bei einer Titration sind zwei der Größen in Gleichung  $\textcircled{3}$  bekannt: Die Stoffmengenkonzentration der **Maßlösung** und das Volumen der Lösung mit unbekannter Stoffmengenkonzentration, der **Vorlage (B1)**. Das Volumen der Maßlösung, das bis zum Erreichen des Äquivalenzpunktes nötig ist, wird experimentell bestimmt. Dazu wird die Maßlösung mithilfe einer Bürette solange zur Vorlage hinzugefügt, bis der Äquivalenzpunkt erreicht ist (**B1**). Anschließend kann man dann die gesuchte Stoffmengenkonzentration errechnen.

### Erkennen des Äquivalenzpunkts

Fügt man der Vorlage vor Beginn der Titration einige Tropfen einer geeigneten Indikatorlösung hinzu, erkennt man das Erreichen des Äquivalenzpunktes am **Farbumschlag des Indikators**. Außerdem lässt sich der Äquivalenzpunkt durch die **Änderung des pH-Werts** und der **elektrischen Leitfähigkeit** erkennen.

An der Bürette liest man das benötigte Volumen der Maßlösung ab. Somit sind drei der vier Größen in Gleichung  $\textcircled{3}$  bekannt und die gesuchte Stoffmengenkonzentration kann durch Einsetzen in die Gleichung und Umstellen berechnet werden.

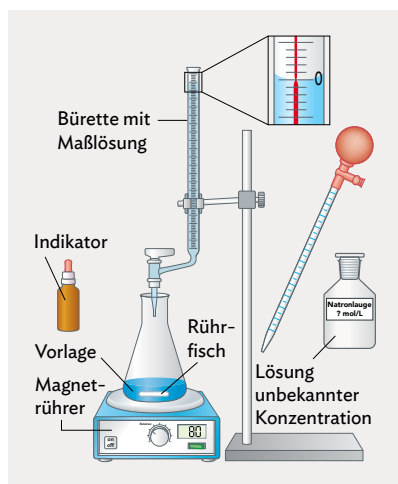
### Wahl des Indikators

Die Lage des Äquivalenzpunktes wirkt sich darauf aus, welchen Indikator man für eine Titration verwenden kann. Ein genaues Ergebnis erreicht man nur, wenn der **Äquivalenzpunkt im Umschlagsbereich** des Indikators liegt.

Wahl des Indikators  
→ S. 120

pH-metrische Titration  
→ S. 126

Leitfähigkeits-titration  
→ S. 127



B1 Aufbau einer Säure-Base-Titration

### FM Titrationsen auswerten

Bei einer Titration von 35 mL Salzsäure werden bis zum Farbumschlag des Indikators 20 mL Maßlösung (Natronlauge,  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) verbraucht. Berechnen Sie die Konzentration der Salzsäure.

#### VORGEHEN

1. Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für die Neutralisationsreaktion.  

$$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

2. Bestimmen Sie darin das Stoffmengenverhältnis von Säure zu Base.

$$\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n(\text{OH}^-)} = \frac{1}{1} \Leftrightarrow n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

3. Geben Sie die Stoffmengen der Säure und der Base mithilfe von Konzentration und Volumen ihrer Lösungen an.  

$$c(\text{Salzsäure}) \cdot V(\text{Salzsäure}) = c(\text{Natronlauge}) \cdot V(\text{Natronlauge})$$

4. Formen Sie die Gleichung nach der gesuchten Größe um.

$$c(\text{Salzsäure}) = \frac{c(\text{Natronlauge}) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{Salzsäure})}$$

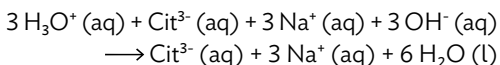
5. Berechnen Sie die gesuchte Größe, indem Sie die bekannten Werte in die Gleichung einsetzen.

$$c(\text{Salzsäure}) = \frac{0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L}}{0,035 \text{ L}} \approx 0,57 \text{ mol/L}$$

### Auswertung für mehrprotonige Säuren

Bei mehrprotonigen Säuren wird bei der Reaktion mit Wasser pro Mol Säure mehr als ein Mol Oxonium-Ionen gebildet.

Die in Zitronensaft enthaltene Citronensäure  $\text{H}_3\text{Cit}$  ist eine dreiprotonige Säure. Zur Neutralisation mit Natronlauge werden daher pro Mol Citronensäure drei Mol Natronlauge benötigt.



Das Stoffmengenverhältnis von Säure zu Base ist daher 1:3.

$$\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n(\text{OH}^-)} = \frac{1}{3} \Leftrightarrow n(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{1}{3} \cdot n(\text{OH}^-)$$

Das **Stoffmengenverhältnis** muss bei der Berechnung der Stoffmengenkonzentration der Citronensäure im Zitronensaft berücksichtigt werden:

$$c(\text{Citronensäure}) \cdot V(\text{Saft}) =$$

$$\frac{1}{3} \cdot c(\text{Natronlauge}) \cdot V(\text{Natronlauge}) \Leftrightarrow$$

$$c(\text{Citronensäure}) = \frac{1}{3} \cdot \frac{c(\text{Natronlauge}) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{Saft})}$$

Die Masse an Citronensäure in einem bestimmten Volumen Citronensäurelösung bekannter Konzentration lässt sich mithilfe der Stoffmenge und der molaren Masse der Citronensäure über die Beziehung  $m = n \cdot M$  bestimmen.

Bei einer Titration bestimmt man den Äquivalenzpunkt, an dem die Stoffmengen der Oxonium- und Hydroxid-Ionen gleich groß sind. Daraus ermittelt man die Stoffmengenkonzentration einer sauren oder alkalischen Lösung.

### AUFGABEN

**A1** 40 mL Ammoniaklösung werden mit Salzsäure ( $c = 0,5 \text{ mol/L}$ ) titriert. Nach einem Verbrauch von 15 mL Salzsäure schlägt der Indikator um. Berechnen Sie die Konzentration der Ammoniaklösung und die Masse des darin gelösten Ammoniaks.

**A2** Zur Bestimmung der Stoffmengenkonzentration von Äpfelsäure (2-Hydroxybutandisäure) in Quittensaft werden 25 mL Saft auf ein Volumen von 100 mL mit Wasser verdünnt und titriert. Bis zum Farbumschlag des Indikators werden 45 mL Maßlösung (Natronlauge,  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) verbraucht.

- Ermitteln Sie die Stoffmengenkonzentration  $c$  der Äpfelsäure im Quittensaft.
- Ermitteln Sie die Masse an Äpfelsäure, die in 100 mL Quittensaft enthalten ist.

## 2.6.3 pH-metrische Titration und Konduktometrie

### pH-metrische Titration

Die Konzentration der Essigsäure (Ethansäure) in einem Balsamico-Essig lässt sich wegen der Eigenfarbe der Lösung nicht durch Titration mit einem Indikator bestimmen. Alternativ lässt sich der Äquivalenzpunkt durch Beobachtung der Änderung des pH-Werts bestimmen. Bei einer solchen **pH-metrischen Titration** misst man in kontinuierlichen Abständen den pH-Wert der Vorlage. Zur Auswertung erstellt man eine **Titrationskurve**, indem man die gemessenen pH-Werte gegen das Volumen der verbrauchten Maßlösung in einem Diagramm aufträgt (B2).

### Titrationskurven

Titriert man eine saure mit einer alkalischen Lösung, steigt der pH-Wert der Vorlage. Im Übergangsbereich von der sauren zur alkalischen Lösung erfolgt dies sprunghaft. Die Titrationskurve zeigt dort die größte Steigung und hat in der Mitte des pH-Sprungs einen **Wendepunkt**. Das ist der **Äquivalenzpunkt (ÄP)** der Titration (B2). Den Verbrauch an Maßlösung bis zum Äquivalenzpunkt liest man auf der x-Achse ab.

hinzu, steigt er zunächst nur unwesentlich, da sich eine sehr große Menge Oxonium-Ionen in der Lösung befindet. Der Wendepunkt auf der Kurve entspricht dem Äquivalenzpunkt, der bei  $\text{pH} = 7$  liegt. Nach dem pH-Sprung ändert sich der pH-Wert kaum, da nun Natronlauge, eine starke Base, im Überschuss vorliegt.

Titriert man Essigsäure, eine schwache Säure, die zunächst nur in geringem Maße protolysiert vorliegt, liegt der anfängliche pH-Wert deutlich höher als bei Salzsäure. Zu Beginn der Titration führt die Zugabe von Hydroxid-Ionen dazu, dass aufgrund des Prinzips von LE CHATELIER zunehmend mehr Essigsäure-Moleküle protolysieren. Vor dem pH-Sprung liegt ein Acetat-Puffer  $\text{H}_3\text{CCOOH} / \text{H}_3\text{CCOO}^-$  vor (vgl. S. 112). Am ersten Wendepunkt der Kurve, wo die Steigung am geringsten ist, liegt der **Halbäquivalenzpunkt (HÄP)**, bei welchem gilt:

$$c(\text{H}_3\text{CCOOH}) = c(\text{H}_3\text{CCOO}^-)$$

Der entsprechende pH-Wert entspricht dem  $\text{pK}_s$ -Wert der Säure.

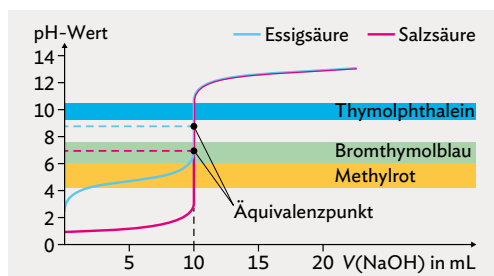
Der Verbrauch an alkalischer Lösung bis zum Äquivalenzpunkt ist bei der starken und der schwachen Säure gleich. Der pH-Wert am Äquivalenzpunkt ist bei der Essigsäure in den alkalischen Bereich verschoben. Am Äquivalenzpunkt, dem Punkt auf der Kurve, an welchem die Steigung maximal ist, liegt eine Natriumacetatlösung vor, deren pH-Wert im alkalischen Bereich liegt. Dies erklärt sich durch die Protolyse der Acetat-Ionen, einer BRØNSTED-Base.

Nach Erreichen der Äquivalenzpunkte verlaufen die Titrationskurven identisch (B2).

### Mehrprotonige Säuren

Bei der Protolyse mehrprotoniger Säuren liegen mehrere Protolysegleichgewichte vor. Daher treten bei der Titration entsprechend der Anzahl der abspaltbaren Protonen der Säure-Moleküle **mehrere Äquivalenzpunkte** auf. Titriert man die Lösung von Ethandisäure (Oxalsäure), zeigt die Titrationskurve aufgrund der zweistufigen Protolyse zwei pH-Sprünge (B3).

Titrationskurven beschreiben  
→ FM S. 128



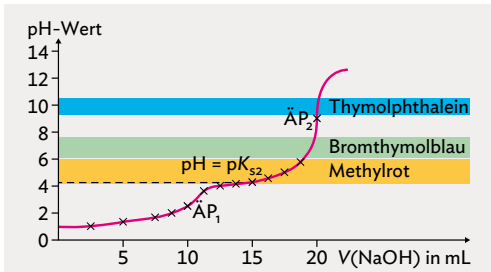
B2 Titrationskurven mit Natronlauge

### Starke und Schwache Säuren

Titriert man starke Säuren wie Salzsäure und schwache Säuren wie Essigsäure gleicher Konzentration und gleichen Volumens mit einer starken Base wie Natronlauge (V2, V3), unterscheiden sich die Titrationskurven erheblich.

Bei der Titration von Salzsäure, einer starken Säure, ist der pH-Wert zu Beginn wegen der vollständigen Protolyse deutlich niedriger als bei einer schwachen Säure. Gibt man Natronlauge



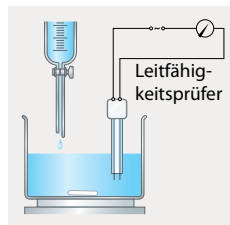


**B3** Titrationskurven von Oxalsäure mit Natronlauge

Die  $pK_S$ -Werte der Oxalsäure betragen 1,46 und 4,29. Entsprechend dieser  $pK_S$ -Werte der Säuremoleküle der 1. und 2. Protolysestufe – Oxalsäure und Hydrogenoxalat-Ion – verläuft die Titrationskurve bis zum ersten Äquivalenzpunkt wie die einer starken, danach wie die einer schwachen Säure (**B3**).

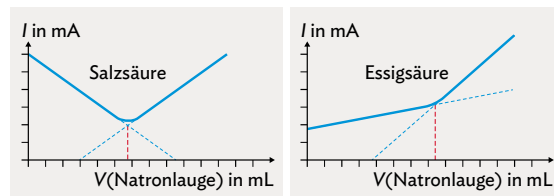
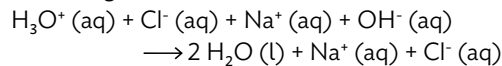
**Leitfähigkeitstitation (Konduktometrie)**

Da sich während der Titration die Leitfähigkeit (**M4**) der Vorlage ändert, kann man auch durch deren Messung den Äquivalenzpunkt bestimmen. Bei der **Konduktometrie** misst man mithilfe eines Leitfähigkeitsprüfers die elektrische Leitfähigkeit (**B4**) oder alternativ die dazu proportionale Stromstärke  $I$  (**B5**).



**B4** Versuchsanordnung einer Leitfähigkeitstitation

am Äquivalenzpunkt ab. Die Oxonium-Ionen der Salzsäure reagieren mit den Hydroxid-Ionen der Natronlauge zu Wasser-Molekülen und werden durch die weniger leitfähigen Natrium-Ionen aus der Natronlauge ersetzt. Die Konzentrationsverminderung durch Erhöhung des Volumens vernachlässigt man.



**B5** Konduktometrische Titrationskurve von Salzsäure und Essigsäurelösung

Der Anstieg der Leitfähigkeit bei der Titration von Essigsäurelösung mit Natronlauge ist auf die Natrium- und Acetat-Ionen zurückzuführen, die während der Titration gebildet werden und die nicht protolysierten, ungeladenen Essigsäuremoleküle ersetzen. Bei beiden Titrations führen die überschüssigen Natrium- und Hydroxid-Ionen nach dem Erreichen des Äquivalenzpunkts zu einer stärkeren Zunahme der Leitfähigkeit.

Am Äquivalenzpunkt zeigen Säure-Base-Titrations einen pH-Sprung und eine deutliche Änderung der Leitfähigkeit. Beide Merkmale nutzt man zur Bestimmung des Äquivalenzpunkts.

**Titrationen und Äquivalenzpunkt**

Den Zusammenhang aus dem Volumen der hinzugefügten Maßlösung und der Leitfähigkeit (bzw. Stromstärke  $I$ ) stellt man in einer **Titration** dar (**B5**). Durch Verlängerung der beiden linearen Kurvenbereiche erhält man einen **Schnittpunkt**, an dem man den Verbrauch der Maßlösung bis zum Äquivalenzpunkt auf der x-Achse abliest.

Bei der Titration von Salzsäure mit Natronlauge nimmt die Leitfähigkeit bis zu ihrem Minimum

**AUFGABEN**

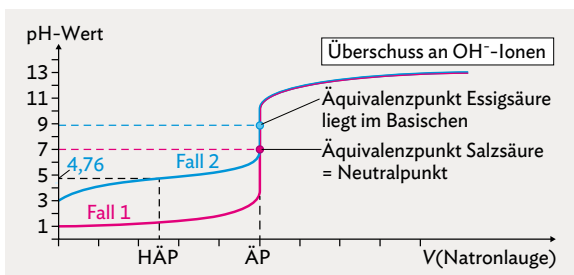
**A1** Berechnen Sie den pH-Wert von 100 mL Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) nach der Zugabe von 9 mL, 9,9 mL, 9,99 mL, 10 mL und 10,01 mL Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ) und beziehen Sie Ihre Ergebnisse auf **B2**.

**A2** Erläutern Sie, wie sich die Leitfähigkeit verändert, wenn das bei der Titration entstehende Salz schwerlöslich ist und aus der Lösung ausfällt.



## 2.6.4 Titrationskurven beschreiben

Die Form und der Verlauf einer Titrationskurve sind bei der Titration der Lösung einer einprotonigen Säure mit der Lösung einer starken Base wie Natronlauge abhängig von der Stärke der entsprechenden Säure (B1).



**B1** Titrationskurven der pH-metrischen Titration von Salzsäure und Essigsäurelösung mit Natronlauge (je  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ )

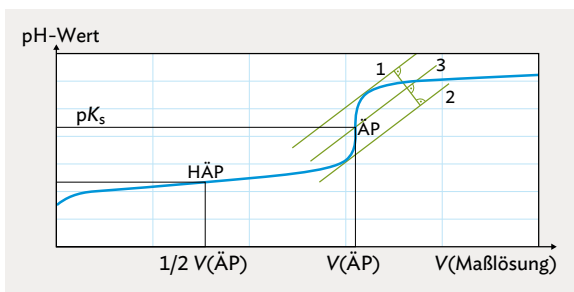
Ermitteln Sie die charakteristischen Punkte der Titrationskurven von Salzsäure und Essigsäurelösung und beschreiben sowie interpretieren Sie deren Verlauf.

### VORGEHEN

#### 1. Der Äquivalenzpunkt (ÄP)

Am Äquivalenzpunkt sind die Stoffmengen der Säure HA in der Vorlage und der mit der Maßlösung zugegebenen Base B äquivalent. Es gilt:

$$n(\text{HA}) = n(\text{B})$$



**B2** Tangenten-Methode

Ermitteln Sie den Äquivalenzpunkt der Titration mithilfe der Tangenten-Methode aus der Titrationskurve (B2). Gehen Sie dabei wie folgt vor:

- Am Äquivalenzpunkt besitzt der Graph die maximale Steigung. Zeichnen Sie im Bereich der größten Krümmung vor und nach dem Bereich der maximalen Steigung zwei parallele Tangenten an den Graphen.
- Verbinden Sie diese durch eine auf beiden Tan-

genten senkrecht liegende Strecke.

Der Schnittpunkt der Mittelsenkrechten dieser Strecke mit dem Graphen entspricht dem gesuchten Äquivalenzpunkt.

*Beispiel:* Der Äquivalenzpunkt von Essigsäure liegt im alkalischen Bereich, der Äquivalenzpunkt von Salzsäure liegt bei  $\text{pH} = 7$ .

#### 2. Der Halbäquivalenzpunkt (HÄP)

Bei der pH-metrischen Titration schwacher Säuren ist zusätzlich der Halbäquivalenzpunkt von Bedeutung. Am Halbäquivalenzpunkt ist die Hälfte der Stoffmenge der zu analysierenden Säure HA neutralisiert. In der Vorlage liegen nun gleiche Stoffmengen an Säure und ihrer korrespondierenden Base  $\text{A}^-$  vor:

$$n(\text{HA}) = n(\text{A}^-)$$

In der HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung (vgl. S. 115)

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

nimmt der Quotient somit den Wert 1 an und die Gleichung vereinfacht sich zu:  $\text{pH} = \text{pK}_s$ . Der pH-Wert des Halbäquivalenzpunktes entspricht dem  $\text{pK}_s$ -Wert der zu analysierenden schwachen Säure.

Ermitteln Sie den Halbäquivalenzpunkt der Titration aus der Titrationskurve wie folgt:

- Bestimmen Sie die Koordinaten des Punktes an der Stelle, die dem halben Volumen des Äquivalenzpunktes entspricht (B1, B2).

*Beispiel:* Für die Essigsäure hat der Halbäquivalenzpunkt den pH-Wert 4,76 (B1).

#### 3. Verlauf bei starken Säuren (B3)

Starke Säuren liegen in wässriger Lösung vollständig protolysiert vor. Die Anfangskonzentration  $c_0$  der Säure HA ist gleich der Oxonium-Ionenkonzentration in der Lösung. Für die Berechnung des pH-Wertes zu Beginn der Titration gilt (vgl. S. 110):

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\lg c_0(\text{HA})$$

*Beispiel:* Der pH-Wert der Salzsäure beträgt zu Beginn  $\text{pH} = 1$  (B1).

Der pH-Wert ändert sich im Verlauf der Titration zunächst nur gering. Kurz vor dem Äquivalenzpunkt steigt er sprunghaft an. Am Äquivalenzpunkt liegt eine Lösung des aus der Neutralisation hervorgehenden Salzes vor.

*Beispiel:* Bei der Titration von Salzsäure mit Natron-

lauge liegt am Äquivalenzpunkt eine Natriumchloridlösung vor. Dieses Salz ist ein Neutralsalz, dessen Lösungen den pH-Wert 7 annehmen. Der Äquivalenzpunkt entspricht daher dem Neutralpunkt (B1).

Bei Zugabe von Maßlösung über den Äquivalenzpunkt hinaus wird der pH-Wert in der Probenlösung durch die Konzentration der zugegebenen Base B bestimmt. Aufgrund der Stärke der Base gilt (vgl. S. 111):

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg c(\text{B})$$

Beispiel: Der pH-Wert nähert sich bei der Titration der Salzsäure gegen Natronlauge asymptotisch dem pH-Wert 13 an (B1).

#### 4. Verlauf bei schwachen Säuren (B4)

Schwache Säuren liegen in wässriger Lösung kaum protolysiert vor. Sie bilden ein chemisches Gleichgewicht aus, das mithilfe der Säurekonstante  $K_S$  beschrieben werden kann (vgl. S. 107).

Mit der Annahme, dass die Konzentration der schwachen Säure im Gleichgewicht der Anfangskonzentration  $c_0$  entspricht, ergibt sich für den pH-Wert einer Lösung einer schwachen Säure zu Beginn der Titration (vgl. S. 111):

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg c_0(\text{HA}))$$

Beispiel: Der pH-Wert der Essigsäurelösung beträgt zu Beginn  $\text{pH} = 2,88$  (B1).

Nach einem kurzen Anstieg ändert sich der pH-Wert auch hier um den Halbäquivalenzpunkt nur gering (Pufferbereich, vgl. S. 115). Kurz vor dem Äquivalenzpunkt steigt er wieder sprunghaft an. Am Äquivalenzpunkt liegt eine Lösung des aus der Neutralisation hervorgehenden Salzes vor. Der pH-Wert einer schwach basischen Lösung (vgl. S. 111) wird berechnet durch

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \lg c_0(\text{A}^-))$$

Beispiel: Bei der Titration von Essigsäurelösung mit Natronlauge liegt am Äquivalenzpunkt eine Natriumacetatlösung vor, die schwach basisch reagiert. Es ergibt sich ein pH-Wert von  $\text{pH} = 8,72$  (B1).

Bei Zugabe von Maßlösung über den Äquivalenzpunkt hinaus wird der pH-Wert erneut nur durch die Konzentration der zugegebenen Base in der Probenlösung bestimmt (vgl. Titration einer starken Säure).

Zugabe Maßlösung „starke Base“	pH-Wert der Vorlage „starke Säure“
vor der Zugabe	$\text{pH} = -\lg c_0(\text{HA})$
HÄP	-
ÄP	7
über den ÄP hinaus	strebt asymptotisch gegen $\text{pH} = 14 + \lg c(\text{B})$
Wendepunkte	ein Wendepunkt: am Äquivalenzpunkt
Pufferbereich	-

#### B3 Verlauf der Titrationskurven starker Säuren

Zugabe Maßlösung „starke Base“	pH-Wert der Vorlage „schwache Säure“
vor der Zugabe	$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg c_0(\text{HA}))$
HÄP	$\text{pH} = \text{p}K_S$
ÄP	$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \lg c_0(\text{A}^-))$
über den ÄP hinaus	strebt asymptotisch gegen $\text{pH} = 14 + \lg c(\text{B})$
Wendepunkte	zwei Wendepunkte: am Halbäquivalenzpunkt und am Äquivalenzpunkt
Pufferbereich	um den Halbäquivalenzpunkt: $\text{pH} \approx \text{p}K_S \pm 1$

#### B4 Verlauf der Titrationskurven schwacher Säuren

### AUFGABEN

- A1** Bestätigen Sie durch Rechnung die in den Beispielen angegebenen pH-Werte.
- A2** Skizzieren Sie den Verlauf der Titrationskurven einer Titration von 20 mL einer Propansäurelösung ( $c = 0,5 \text{ mol/L}$ ),  $\text{p}K_S = 4,87$ , mit Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ). Bestimmen Sie dazu die pH-Werte der charakteristischen Punkte rechnerisch.
- A3** 100 mL einer Ammoniaklösung werden mit Salpetersäure der Konzentration  $c(\text{HNO}_3) = 0,01 \text{ mol/L}$  titriert, wobei nach Zugabe von 8,5 mL Säure der Äquivalenzpunkt erreicht ist. Geben Sie den Namen der Lösung an, die am Äquivalenzpunkt vorliegt und nennen Sie einen für diese Titration geeigneten Indikator. Begründen Sie Ihre Wahl.
- A4** Stellen Sie eine Hypothese auf, die den Verlauf der Titrationskurve einer pH-metrischen Titration einer schwachen Base mit einer starken Säure erklärt.

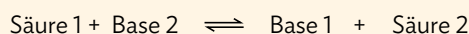
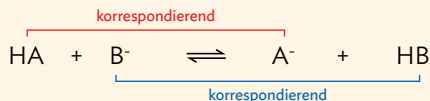
# Alles im Blick

## 1 BRØNSTED Säure-Base-Theorie

Nach BRØNSTED sind Säuren **Protonendonatoren**, d. h. Teilchen, die Protonen abgeben. Basen sind **Protonenakzeptoren**, d. h. Teilchen, die Protonen aufnehmen. Säure-Base-Reaktionen sind **Protonenübertragungsreaktionen**, welche auch als **Protolysen** bezeichnet werden.

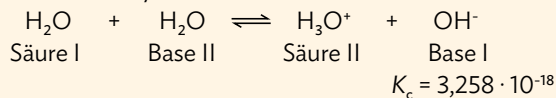
Teilchen, die sowohl als Protonendonator als auch als Protonenakzeptor reagieren können, nennt man **amphotere Teilchen**.

**Korrespondierende Säure-Base-Paare** sind Teilchenpaare, die sich nur um ein Proton unterscheiden. Bei Protolysen stehen immer zwei korrespondierende Säure-Base-Paare im Gleichgewicht.



## 2 pH-Wert

Wasser-Moleküle sind amphoter und bilden durch **Autoprotolyse** in sehr geringer Konzentration Oxonium- und Hydroxid-Ionen:



Da das Gleichgewicht fast vollständig auf der Seite der Edukte liegt, betrachtet man die Konzentration des Wassers als konstant und leitet über das MWG das **Ionenprodukt des Wassers** ( $K_w$ ) ab:

$$K_c \cdot c^2(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w$$

$$K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Für die Konzentration der Oxonium- und Hydroxid-Ionen in Wasser gilt damit:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Der **pH-Wert** einer Lösung entspricht dem negativen dekadischen Logarithmus des Zahlenwertes der Konzentration der Oxonium-Ionen:

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Der pOH-Wert wird analog aus der Konzentration der Hydroxid-Ionen bestimmt:

$$\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-)$$

Außerdem gilt: **pH + pOH = 14**.

## 3 Säure- und Basenstärke

Die **Säure-** und die **Basenstärke** lassen auf die Lage eines Protolysegleichgewichts schließen. Starke Säuren und Basen protolysieren in wässriger Lösung fast vollständig, schwache Säuren und Basen hingegen kaum. Quantitativ gibt man die Säure- bzw. Basenstärke mit der **Säure-** bzw. **Basenkonstante** ( $K_s$  bzw.  $K_b$ ) an. Diese beschreiben das Konzentrationsverhältnis zwischen protolysierten Produkt-Teilchen und unprotolysierten Edukt-Teilchen einer Säure bzw. Base:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \quad \text{bzw.} \quad K_b = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}$$

Analog zum pH-Wert verwendet man **pK<sub>s</sub>-** bzw. **pK<sub>b</sub>-Werte**, mit denen Säuren und Basen klassifiziert werden:

Stärke der Säure bzw. Base	pK <sub>s</sub> - bzw. pK <sub>b</sub> -Wert
stark	pK <sub>s</sub> bzw. pK <sub>b</sub> ≤ 1,5
mittelstark	1,5 < pK <sub>s</sub> bzw. pK <sub>b</sub> < 4,75
schwach	pK <sub>s</sub> bzw. pK <sub>b</sub> ≥ 4,75

Für korrespondierende Säure-Base-Paare gilt:

$$\text{pK}_s + \text{pK}_b = 14$$

#### 4 Berechnung von pH-Werten

Da starke Säuren und Basen **vollständig protolysieren**, gilt für diese:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA}) \text{ bzw. } c(\text{OH}^-) = c_0(\text{B})$$

und der pH- bzw. pOH-Wert kann aus der Anfangskonzentration  $c_0$  berechnet werden.

starke Säure	starke Base
$\text{pH} = -\lg c_0(\text{HA})$	$\text{pH} = 14 - (-\lg c_0(\text{B}))$

Schwache Säuren und Basen **protolysieren nicht vollständig**, für diese gilt:

$$c(\text{HA}) \approx c_0(\text{HA}) \text{ bzw. } c(\text{B}) \approx c_0(\text{B})$$

und der pH- bzw. pOH-Wert wird **näherungsweise** berechnet.

schwache Säure	schwache Base
$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_s - \lg c_0(\text{HA}))$	$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_b - \lg c_0(\text{B}))$

#### 5 Puffer und Indikatoren

**Puffersysteme (Säure-Base-Puffer)** sind wässrige Lösungen korrespondierender Säure-Base-Paare schwacher Säuren bzw. Basen. Innerhalb der Pufferkapazität (Pufferbereich) ändert sich ihr pH-Wert bei Zugabe von Hydroxid- und Oxonium-Ionen kaum. Den **pH-Wert eines Puffersystems** bestimmt man mit der **HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung**:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

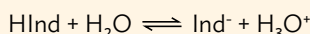
Der **Pufferbereich** eines Puffersystems liegt bei:

$$\text{pH} = \text{p}K_s \pm 1.$$

Als **Indikatoren** verwendet man korrespondierende Säure-Base-Paare schwacher Säuren bzw. Basen, die bei der Protolyse ihre Farbe verändern.

Zwischen der **Indikator-Säure** und der korrespondierenden **Indikator-Base** stellt sich ein Protolysegleichgewicht ein, das durch Zugabe von Oxonium- oder Hydroxid-Ionen beeinflusst wird.

Je nach Lage des Gleichgewichts verändert sich die Farbe der Lösung.



Farbe A Farbe B

Der **Umschlagsbereich** eines Indikators liegt bei:

$$\text{pH} = \text{p}K_s (\text{HInd}) \pm 1.$$

#### 6 Titrationsen

Eine Titration ist ein analytisches Verfahren zur Ermittlung der Konzentrationen saurer bzw. alkalischer Lösungen. Bei einer Titration findet die **Neutralisation** der Lösung in der **Vorlage** mit der **Maßlösung** in der Bürette statt. Am **Äquivalenzpunkt** sind die Stoffmengen  $n(\text{H}_3\text{O}^+)$  und  $n(\text{OH}^-)$  gleich. Aus dem Volumen und der Konzentration der verbrauchten Maßlösung sowie dem Volumen der Lösung in der Vorlage, lässt sich die **unbekannte Konzentration berechnen**.

Der Äquivalenzpunkt lässt sich durch den **Farbumschlag** eines geeigneten Indikators oder durch die **deutliche Veränderung der Leitfähigkeit** der Vorlage bestimmen.

In wässrigen Lösungen starker Säuren bzw. Basen liegt der Äquivalenzpunkt bei  $\text{pH} = 7$ . In wässrigen Lösungen schwacher Säuren bzw. Basen ist er in den alkalischen bzw. sauren Bereich verschoben.

## Zum Üben und Weiterdenken

- A1** Ein Mitschüler definiert Säuren und Basen folgendermaßen: „Säuren sind Flüssigkeiten, in denen Oxonium-Ionen vorliegen, Basen sind Flüssigkeiten, in denen Hydroxid-Ionen vorliegen.“ Bewerten Sie diese Aussage mithilfe der Definition des Säure-Base-Begriffs nach BRØNSTED.
- A2** Löst man jeweils Methansäure (Ameisensäure), Natriumphosphat  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  und Kaliumhydroxid KOH in Wasser, ändert sich der pH-Wert der Lösung, was durch Zugabe einiger Tropfen Bromthymolblaulösung sichtbar gemacht werden kann.
- Erläutern Sie unter Verwendung von Reaktionsgleichungen, welche Färbung des Indikators Sie in den Lösungen erwarten würden.
  - Kennzeichnen Sie wo es möglich ist jeweils die Säure-Base-Paare in den Reaktionsgleichungen aus a).
- A3** Erklären Sie den Begriff „Ampholyt“ anhand der Neutralisationsreaktion zwischen Oxonium- und Hydroxid-Ionen.
- A4**
- Stellen Sie die Moleküle der folgenden Säuren und ihrer korrespondierenden Basen in der LEWIS-Schreibweise dar: Bromwasserstoff, Kohlensäure, Schwefelwasserstoff und Essigsäure.
  - Klassifizieren Sie die Säuren aus a) in ein- und mehrprotonige Säuren.
  - Formulieren Sie für die mehrprotonigen Säuren die Reaktionsgleichungen für die einzelnen Protolysestufen.
  - Kennzeichnen Sie alle Ampholyte in c).
  - Erklären Sie, wie sich die Zugabe einer sauren bzw. einer alkalischen Lösung auf die Protolysen in c) auswirkt.
- A5** Korrigieren Sie, falls nötig, die Aussagen zum pH- bzw. pOH-Wert:
- In alkalischen Lösungen liegen neben Hydroxid-Ionen auch Oxonium-Ionen vor.
  - Bei  $\text{pH} = 5$  gilt  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,00001 \text{ mol/L}$ .
  - Der pOH-Wert entspricht dem negativen Zehnerlogarithmus des Zahlenwertes der Konzentration der Hydroxid-Ionen.
  - Lösungen sind neutral, wenn in ihnen nur Wasser-Moleküle vorliegen.
  - Die Einheit des pH-Werts und des pOH-Werts ist mol/L.
- A6** In 10 mL Wasser (Lösung 1) bzw. 100 mL Wasser (Lösung 2) werden jeweils 0,741 g Calciumhydroxid  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  gelöst.
- Berechnen Sie die Konzentration der Hydroxid-Ionen in beiden Lösungen.
  - Erklären Sie, ob sich der pOH-Wert in Lösung 1 ändert, wenn man 90 mL Lösung daraus entnimmt.
- A7** Die Tabelle zeigt die Temperaturabhängigkeit des Ionenprodukts des Wassers.
- | $\vartheta$ in °C | $K_w$ in $\text{mol}^2/\text{L}^2$ |
|-------------------|------------------------------------|
| 10                | $0,36 \cdot 10^{-14}$              |
| 18                | $0,74 \cdot 10^{-14}$              |
| 20                | $0,86 \cdot 10^{-14}$              |
| 25                | $1,00 \cdot 10^{-14}$              |
| 30                | $1,89 \cdot 10^{-14}$              |
| 50                | $5,60 \cdot 10^{-14}$              |
- Leiten Sie aus den Werten für  $K_w$  ab, ob die Ionenbildung bei der Autoprotolyse des Wassers endotherm oder exotherm verläuft.
  - Diskutieren Sie, ob sich eine Temperaturerhöhung bzw. -verringerung auf den pH-Wert auswirkt.
- A8** Planen Sie einen Versuch, wie Sie mithilfe einer 5 mL-Vollpipette und eines 100 mL-Messzylinders aus Salzsäure mit der Konzentration von  $c = 1 \text{ mol/L}$  50 mL Salzsäure mit einem pH-Wert von 4 herstellen können.
- A9** Erklären Sie mit dem MWG, dass starke Säuren hohe  $K_S$ -Werte und schwache Säuren niedrige  $K_S$ -Werte besitzen.
- A10** Ordnen Sie gleich konzentrierte, verdünnte wässrige Lösungen von Butansäure ( $\text{p}K_S = 4,82$ ), Salpetersäure, Schwefelsäure und Monochloressigsäure nach aufsteigendem pH-Wert. Begründen Sie Ihre Anordnung.
- A11** Gibt man Kalk jeweils zu Salzsäure ( $\text{pH} = 3$ ), Schwefelsäure ( $\text{pH} = 3$ ) und Essigsäure ( $\text{pH} = 3$ ), beobachtet man bei Salzsäure und Schwefelsäure eine gleich starke Gasentwicklung, die jedoch schwächer ist als die Gasentwicklung bei Essigsäure.
- Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Kalk (Calciumcarbonat  $\text{CaCO}_3$ ) in saurer Lösung auf.
  - Erklären Sie die unterschiedliche Gasentwicklung mit der Säurestärke.

**A12** Arbeitet man im Labor mit Cyaniden, muss unbedingt darauf geachtet werden, dass die Salze keinesfalls mit starken Säuren in Kontakt kommen, da es sonst zu lebensgefährlichen Unfällen kommen kann. Beschreiben Sie die Gefahr, die von Cyaniden ausgeht.

**A13** Ammoniumcarbonat  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  wird in Lebensmitteln als Backtriebmittel und Säureregulator eingesetzt. Bis Anfang des 20. Jahrhunderts setzte man dieses Salz auch als Riechsalz zur Behandlung von Ohnmacht und Schwindel ein.

- Beim Backen zersetzt sich Ammoniumcarbonat u. a. zu Ammoniak, das dem Gebäck einen charakteristischen Geschmack, ähnlich dem von Laugengebäck, verleiht. Begründen Sie, worauf dies zurückzuführen ist.
- Säureregulatoren verwendet man in Lebensmitteln, um zu verhindern, dass sich deren pH-Wert verändert. Leiten Sie aus dem Aufbau von Ammoniumcarbonat dessen Einsatz als Säureregulator ab.
- Die Verwendung als Riechsalz beruht darauf, dass geringe Mengen Ammoniak aus dem Salz entweichen. Erläutern Sie den Vorgang anhand der Säurestärke von Ammonium-Ionen und Hydrogencarbonat-Ionen.
- In einigen Sportbereichen wird Ammoniumcarbonat noch heute verwendet. Recherchieren und beurteilen Sie den dortigen Einsatz des Salzes.

**A14** Berechnen Sie die pH-Werte der folgenden Lösungen.

- 0,32 g Sorbinsäure  $\text{C}_5\text{H}_7\text{COOH}$  mit einem  $\text{p}K_5$ -Wert von 4,76 werden in 250 mL Wasser gelöst.
- 1,56 g Natriumoxid  $\text{Na}_2\text{O}$  werden in 750 mL Wasser gelöst.

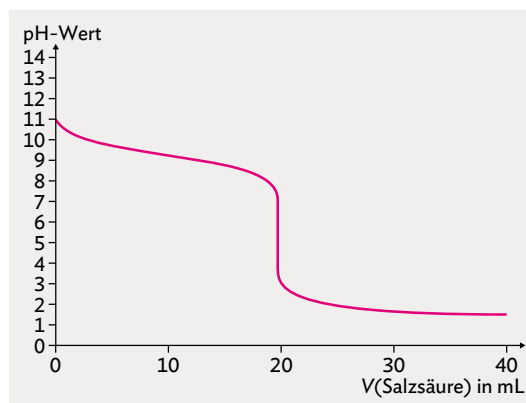
**A15** Ermitteln Sie die Masse an Natriumhydrogencarbonat  $\text{NaHCO}_3$ , die in 100 mL Wasser gelöst werden muss, um eine Lösung mit  $\text{pH} = 10$  herzustellen.

**A16** Der saure Geschmack von Rhabarber beruht auf seinem Gehalt an Oxalsäure  $\text{HOOC-COOH}$  mit den  $\text{p}K_5$ -Werten von 1,46 und 4,29.

- Auf der Basis von Oxalsäure kann eine Pufferlösung hergestellt werden. Erläutern Sie die Vorgänge, die beim Abpuffern einer zugesetzten alkalischen Lösung ablaufen.

b) Begründen Sie, in welcher Konzentration die Pufferbase vorliegen muss, wenn die Konzentration der Puffersäure  $c = 0,7 \text{ mol/L}$  beträgt.

**A17** Die Titrationskurve zeigt den pH-Verlauf bei der Titration von 50 mL Ammoniaklösung unbekannter Konzentration mit Salzsäure der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ .



- Ermitteln Sie den Äquivalenzpunkt und die Konzentration der titrierten Ammoniaklösung.
- Nennen Sie einen für diese Titration geeigneten Indikator. Begründen Sie Ihre Wahl.
- Nennen Sie die Teilchen, die bei  $V(\text{Salzsäure}) = 0 \text{ mL}$ ,  $10 \text{ mL}$ ,  $20 \text{ mL}$  und  $30 \text{ mL}$  vorliegen und ordnen Sie diese für jedes Volumen nach absteigender Konzentration.
- Vergleichen Sie die Titrationskurve mit der Kurve, die Sie für die Titration von Natronlauge identischer Konzentration erwarten würden.

**A18** Natriumbenzoat  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$  wird als Konservierungsstoff z. B. für Ketchup oder Mayonnaise verwendet. Im Magen ( $\text{pH} = 1,4$ ) stellt sich ein Gleichgewicht zwischen Benzoessäure  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  und Benzoat-Ionen  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$  ein. Berechnen Sie das Verhältnis von  $c(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH})$  zu  $c(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-)$  im Magen nach dem Verzehr von Pommes frites mit Ketchup. Der  $\text{p}K_5$ -Wert von Benzoessäure beträgt 4,2.



## Ziel erreicht?

Verfügen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06011-14) und bewerten Sie sich mithilfe der Tabelle rechts unten.



06011-14

### KOMPETENZ A: Säure-Base-Reaktionen als Protolysen mit korrespondierenden Säure-Base-Paaren beschreiben

- A1** Entscheiden Sie begründet, ob es sich bei den folgenden Reaktionen um Säure-Base-Reaktionen handelt. Beschriften Sie korrespondierende Säure-Base-Paare.
- $\text{I}^- + \text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{HI} + \text{NH}_3$
  - $3 \text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2$
  - $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{Li}^+ + 2 \text{OH}^-$
  - $\text{HCO}_3^- + \text{HS}^- \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}$
- A2** Kennzeichnen Sie alle amphoteren Teilchen in **A1**.

### KOMPETENZ B: Die Säure- und Basenstärke zur Beschreibung von Säure-Base-Gleichgewichten anwenden und Reaktionsverhalten damit begründen

- B1** Erläutern Sie anhand der  $\text{p}K_{\text{S}}$ -Werte, ob bei einer Konzentration von  $c = 1 \text{ mol/L}$  der pH-Wert von Salpetersäure oder Blausäure  $\text{HCN}$  niedriger ist.
- B2** Löst man  $0,1 \text{ mol}$  Methansäure (Ameisensäure) in  $1 \text{ L}$  Wasser, beträgt die Konzentration der Methanoat-Ionen (Formiat-Ionen) im Gleichgewicht  $c = 0,004 \text{ mol/L}$ .
- Stellen Sie eine Reaktionsgleichung für die Protolysereaktion auf.
  - Erklären Sie anhand der Konzentrationen der Methanoat-Ionen im Gleichgewicht, dass Methansäure keine starke Säure ist.
  - Ermitteln Sie durch Berechnung des  $\text{p}K_{\text{S}}$ -Werts, ob es sich bei Methansäure um eine mittelstarke oder eine schwache Säure handelt.
- B3**
- Ermitteln Sie mithilfe von  $\text{p}K_{\text{S}}$ -Werten die  $\text{p}K_{\text{B}}$ -Werte für  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{HS}^-$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HC}_2\text{O}_4^-$  und  $\text{O}^{2-}$ .
  - Leiten Sie aus  $\text{p}K_{\text{S}}$ - und  $\text{p}K_{\text{B}}$ -Werten ab, ob die wässrigen Lösungen der folgenden Salze sauer, neutral oder alkalisch sind: Natriumchlorid, Natriumacetat und Ammoniumchlorid.

### KOMPETENZ C: Den pH-Wert mithilfe der Autoprotolyse bestimmen und für Lösungen starker und schwacher Säuren und Basen berechnen

- C1** a) Vervollständigen Sie die Tabelle.

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ [mol/L]	pH	$c(\text{OH}^-)$ [mol/L]	pOH
	2		
$5 \cdot 10^{-9}$			
			10

- b) Geben Sie den Faktor an, um den sich die Konzentration der Oxonium-Ionen verändert, wenn der pH-Wert von 2 auf 4 steigt.
- c) Das Ionenprodukt des Wassers  $K_{\text{W}}$  ist temperaturabhängig. Bei  $50 \text{ }^\circ\text{C}$  beträgt sein Wert etwa  $5,6 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ . Berechnen Sie den pH-Wert von Wasser bei dieser Temperatur.
- C2** Berechnen Sie die pH-Werte folgender Lösungen der angegebenen Konzentrationen:
- Salpetersäure  $c = 0,05 \text{ mol/L}$
  - Natronlauge  $c = 1 \text{ mol/L}$
  - Schwefelsäure  $c = 0,02 \text{ mol/L}$
  - Ammoniumchloridlösung  $c = 0,01 \text{ mol/L}$
- C3** Der pH-Wert einer Essigsäurelösung ist 3,1. Ermitteln Sie die Anfangskonzentration  $c_0$  der Essigsäure in der Lösung.

### KOMPETENZ D: Die Wirkungsweise von Puffersystemen erklären

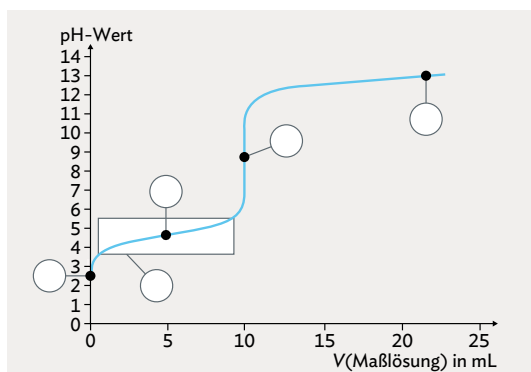
- D1** Erläutern Sie, wie sich die Konzentrationen der Teilchen in einem Puffersystem bei Zugabe einer sauren bzw. alkalischen Lösung verändern.
- D2** Eine  $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ -Pufferlösung soll einen pH-Wert von 7,1 aufweisen. Berechnen Sie, in welchem Konzentrationsverhältnis die beiden Ionensorten hierzu in der Pufferlösung vorliegen müssen.

D3 Ergänzen Sie die folgende Tabelle:

Puffersystem	Name	Pufferbereich
HAc/Ac <sup>-</sup>		
/CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		
		6,12 – 8,12
	Ammoniak-Ammonium-Puffer	

### KOMPETENZ E: Titrationskurven erklären und damit Konzentrationen ermitteln

E1 Vervollständigen Sie die Sätze zum Verlauf der Titrationskurve einer schwachen Säure. Ordnen Sie die Beschreibungen a) – f) den entsprechenden Bereichen der abgebildeten Titrationskurve zu.



- a) Am zweiten Wendepunkt der Titrationskurve befindet sich der .... Es gilt:  $n(\dots) = n(\text{Maßlösung})$ .
- b) Der ... -äquivalenzpunkt, an dem die Hälfte der Stoffmenge der schwachen Säure neutralisiert ist, ist erreicht, wenn der pH-Wert dem ... der Säure entspricht. Die Stoffmengen der Säure und ihrer ... sind an diesem Punkt ....
- c) Der pH-Wert am Anfang der Titration entspricht  $-\lg c(\text{HA})$ , da die Säure ... protolysiert vorliegt.
- d) Der ... -bereich liegt bei  $\text{pH} = \text{p}K_s \pm 1$ . Dort ändert sich der pH-Wert ....
- e) Der Äquivalenzpunkt befindet sich nicht bei  $\text{pH} = 7$ , da die korrespondierende Base mit Wasser ... reagiert.
- f) Am Ende der Titration beträgt der pH-Wert der Lösung ....

E2 Berechnen Sie die Konzentration der Säure in E1. Es wurde 50 mL Säure gegen Natronlauge mit einer Konzentration von  $c = 0,1 \text{ mol/L}$  titriert.

E3 50 mL Kalilauge KOH (aq) werden mit Salzsäure der Konzentration  $c = 0,2 \text{ mol/L}$  titriert. Die Farbe des Indikators schlägt nach dem Verbrauch von  $V(\text{Salzsäure}) = 25 \text{ mL}$  um. Berechnen Sie die Konzentration der titrierten Kalilauge sowie die Masse des in der Kalilauge enthaltenen Kaliumhydroxids.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 464 und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

Kompetenz	ja	nein	zum Nachlesen
A Säure-Base-Reaktionen als Protolysen mit korrespondierenden Säure-Base-Paaren beschreiben			S. 96 – 99
B Die Säure- und Basenstärke zur Beschreibung von Säure-Base-Gleichgewichten anwenden und Reaktionsverhalten damit begründen			S. 106 – 109
C Den pH-Wert mithilfe der Autoprotolyse bestimmen und für Lösungen starker und schwacher Säuren und Basen berechnen			S. 102, 110 – 111
D Die Wirkungsweise von Puffersystemen erklären			S. 114 – 115
E Titrationskurven erklären und damit Konzentrationen ermitteln			S. 124 – 129

# Klausuraufgaben

## T1 Treibmittel

Soda, Natron und Hirschhornsalz sind bekannte Stoffe im Haushalt.

Soda (Natriumcarbonat) spielt z. B. als Bestandteil von Geschirrspülmitteln für die Spülmaschine eine wichtige Rolle. Natron (Natriumhydrogencarbonat) ist wesentlicher Bestandteil von Backpulvern (E 405), Brausetabletten bzw. von Tabletten gegen Übersäuerung des Magens. Als Backtreibmittel, das seine volle Aktivität bei Backtemperaturen von über 60 °C entfaltet, wird Hirschhornsalz (Ammoniumhydrogencarbonat, E 503) verwendet (**B1**).



**B1** Beim Kuchenbacken werden häufig Backtreibmittel verwendet.

### AUFGABEN

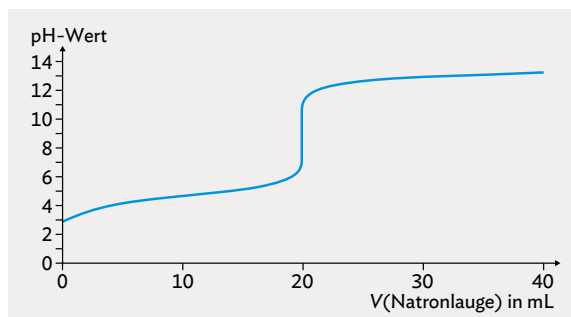
- A1** Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Zersetzung von Natron beim Backen an.
- A2** Einige Treibmittel enthalten neben Natron auch feste Säuren, z. B. Citronensäure. Erläutern Sie die besondere Eignung dieses Gemisches als Backtreibmittel unter Einbeziehung von Reaktionsgleichungen. Wenden Sie auf die Beschreibung der Reaktion das Donator-Akzeptor-Prinzip an.
- A3** Formulieren Sie die Gleichungen für das Lösen von Natron, Soda und Hirschhornsalz in Wasser. Berechnen Sie die pH-Werte dieser Lösungen mit der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ .
- A4** Begründen Sie die Tatsache, dass Soda im Gegensatz zu Natron keinen Einsatz als Mittel gegen Sodbrennen findet.

## T2 Entkalker

Entkalker sind säurehaltige Reinigungsmittel zum Entfernen von Kalkablagerungen, welche im Wesentlichen aus Calciumcarbonat bestehen.

Einige Entkalkerlösungen enthalten neben einer Säure den Indikatorfarbstoff Methylorange, der im pH-Bereich 3,1 – 4,4 seine Farbe von rot nach gelb ändert.

Zur Bestimmung des Säuregehaltes eines flüssigen Entkalkers wird 1 mL der Entkalkerlösung auf 100 mL verdünnt und mit Natronlauge der Konzentration  $c = 1 \text{ mol/L}$  unter Verwendung eines pH-Meters titriert. Man erhält die in **B2** dargestellte Kurve.



**B2** Titrationskurve eines flüssigen Entkalkers mit Natronlauge

### AUFGABEN

- A1** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für den Entkalkungsvorgang.
- A2** Interpretieren Sie den Verlauf der Titrationskurve in **B2**. Kennzeichnen Sie in der Kurve die markanten Punkte und geben Sie ihre Bedeutung an.
- A3** Ermitteln Sie die Säure, die in der Entkalkerlösung enthalten sein könnte.

Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration und die Masse der in einem Liter der Entkalkerlösung enthaltenen Säure.

Leiten Sie daraus Schlussfolgerungen für den Umgang mit Entkalkerlösungen ab.

- A4** Formulieren Sie eine begründete Vermutung über die Rolle von Methylorange in der Entkalkerlösung.

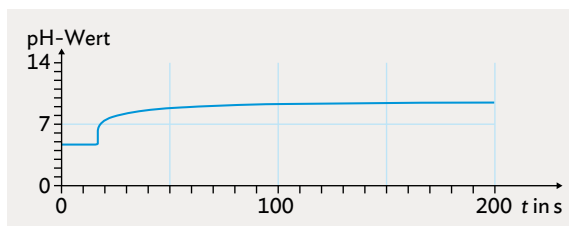
### T3 *Helicobacter pylori*

Harnstoff ( $\text{NH}_2)_2\text{CO}$  war der erste organische Stoff, der aus anorganischen Ausgangsstoffen hergestellt werden konnte. Durch hydrolytische Spaltung wird Harnstoff in Ammoniak und Kohlenstoffdioxid zersetzt.

Die Harnstoffzersetzung wird bei der Erkennung des Bakteriums *Helicobacter pylori* im Körper genutzt. Das Bakterium siedelt sich bevorzugt im Magen an und verursacht Schmerzen und Veränderungen der Magenschleimhaut. Es trägt auf seiner Oberfläche das Enzym Urease (Enzym für die hydrolytische Spaltung von Harnstoff). *Helicobacter pylori* kann auch selbst Ammoniak bilden.

#### AUFGABEN

- A1** Erläutern Sie die Charakteristika einer Säure-Base-Reaktion am Beispiel der Reaktion von gasförmigem Ammoniak mit Wasser.
- A2** Bei der Reaktion aus **A1** stellt sich in einem verschlossenen Gefäß ein Gleichgewicht ein. Die Lösung besitzt einen pH-Wert von 11. Berechnen Sie die Konzentration von Oxonium- und Hydroxid-Ionen in dieser Lösung. Das Gefäß wird über längere Zeit geöffnet. Dabei findet eine Veränderung des pH-Wertes statt. Erklären Sie diese Beobachtung.
- A3** Gedankenexperiment:  
Zu einer Ammoniaklösung ( $\text{pH} = 9$ ) werden einige Tropfen Universalindikator gegeben. Anschließend gibt man in kleinen Portionen festes Ammoniumchlorid hinzu, bis eine deutliche Farbveränderung auftritt. Beschreiben und erklären Sie die zu erwartenden Beobachtungen.
- A4** Entwickeln Sie eine Tabelle, aus der der Zusammenhang zwischen Modell und Wirklichkeit im Modellexperiment aus **M1** dargestellt wird. Erläutern Sie die „Überlebensstrategie“ von *Helicobacter pylori* im Magen.
- A5** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die hydrolytische Zersetzung von Harnstoff. Erläutern Sie die Grundlagen des HU-Tests. Interpretieren Sie das in **B3** dargestellte Diagramm. Leiten Sie begründet einen geeigneten Säure-/Base-Indikator für den HU-Test ab.
- A6** Vergleichen Sie die Grundlagen der beiden Tests zum Erkennen einer *Helicobacter*-Infektion.



**B3** Messergebnisse eines HU-Tests

#### **M1** Modell-Experiment: „Überlebensstrategie“ von *Helicobacter pylori* im Magen:

Zwei Petrischalen werden mit Salzsäure befüllt und mit einigen Tropfen Mischindikator versetzt. Ein Schaumstoffstreifen wird mit 3 – 4 Tropfen Ammoniaklösung, ein anderer mit 3 – 4 Tropfen Wasser versetzt und in die Petrischalen überführt. Nach etwa 5 Minuten treten Farbveränderungen auf (**B4**).

#### **M2** Medizinische Tests zur Identifizierung von *Helicobacter pylori*:

##### **A: HU-Test (Helicobacter-Urease-Test)**

Es wird eine Gewebeprobe des Magens entnommen und in ein Testmedium gegeben, welches aus einer Nährlösung für Bakterien, Harnstoff und einem Säure-/Base-Indikator besteht. Die Farbreaktion des Indikators zeigt eine Infektion mit *Helicobacter pylori* an (**B3**).

##### **B: Atem-Test**

Dem Patienten wird Harnstoff mit markiertem Kohlenstoff (z. B. Isotop  $^{13}\text{C}$ ) verabreicht. Direkt vor der Verabreichung und 30 Minuten danach wird die ausgeatmete Luft auf das Vorhandensein dieses Isotops untersucht.

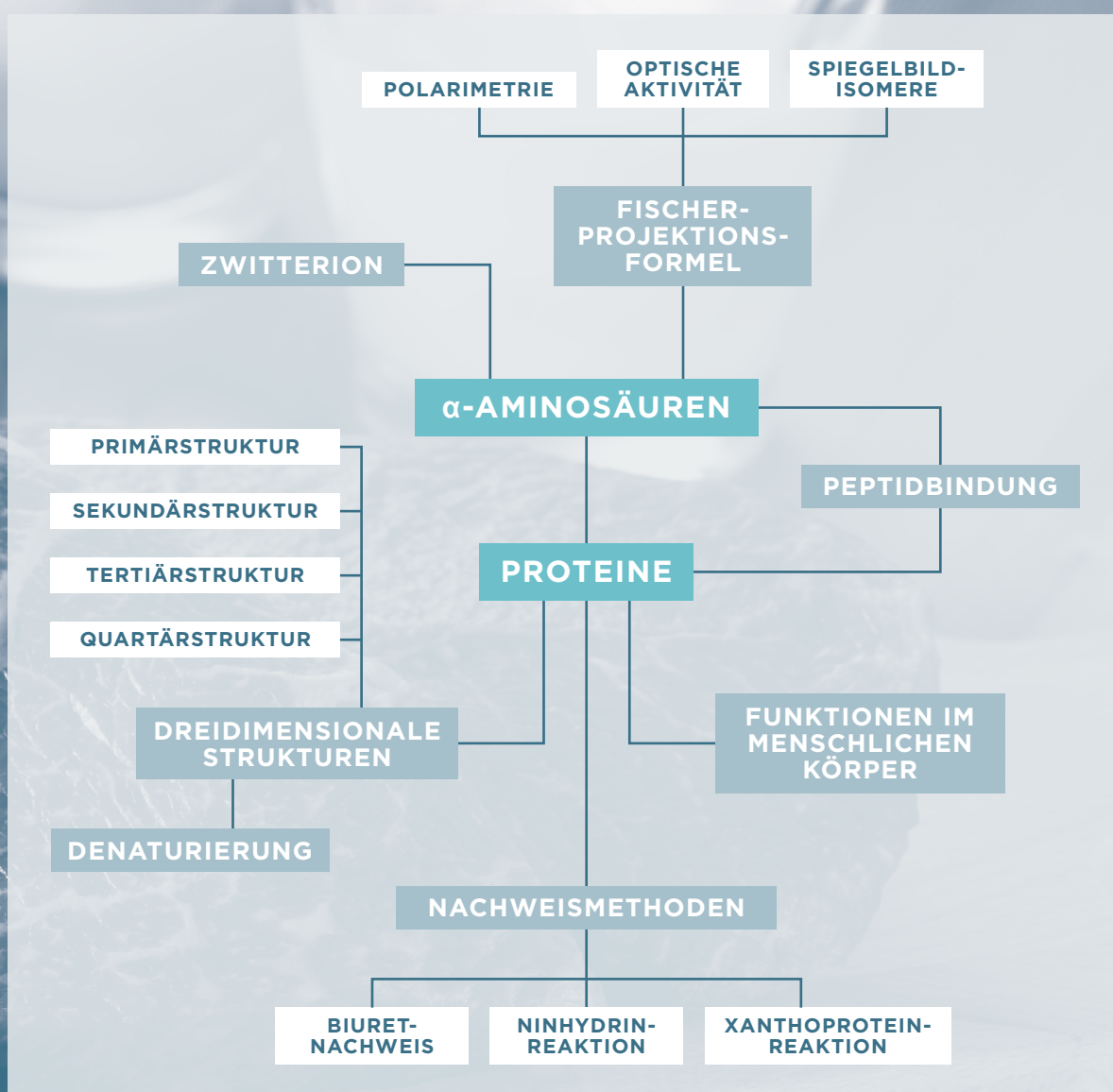


**B4** „Überlebensstrategie“ von *Helicobacter pylori* im Magen

# 3 Aminosäuren und Proteine









# Startklar?

Schätzen Sie Ihre Kompetenz in den Bereichen A bis E ein und prüfen Sie sich anhand der entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06011-16).



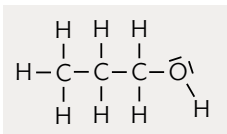
06011-16

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig
<b>A</b> IUPAC-Nomenklaturregeln anwenden und Moleküle Stoffklassen zuordnen			
<b>B</b> Säure-Base-Theorie nach BRØNSTED anwenden			
<b>C</b> Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und Bindungsarten benennen			
<b>D</b> Struktur-Eigenschafts-Beziehungen erläutern			
<b>E</b> Kondensation am Beispiel erläutern			

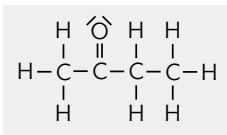
## KOMPETENZ A: IUPAC-Nomenklaturregeln anwenden und Moleküle Stoffklassen zuordnen

**A1** Benennen Sie folgende Moleküle nach der IUPAC-Nomenklatur und ordnen Sie diese einer zugehörigen organischen Stoffgruppe (z. B. Alkane) zu.

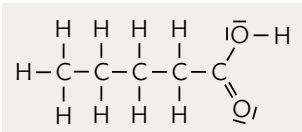
a)



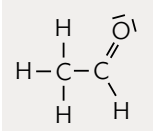
b)



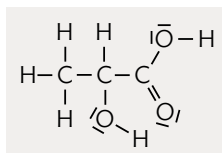
c)



d)



e)



**A2** Entwickeln Sie die Strukturformeln folgender Verbindungen und kennzeichnen Sie jeweils die funktionelle Gruppe.

- |               |                            |
|---------------|----------------------------|
| a) Butan-2-ol | d) Ethan-1,2-diol          |
| b) Propanal   | e) Methansäure             |
| c) Propanon   | f) 2,3-Dihydroxybutansäure |

## KOMPETENZ B: Säure-Base-Theorie nach BRØNSTED anwenden

- B1** Wenden Sie die Definition einer Säure und Base nach BRØNSTED an je einem Beispiel an.
- B2** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung der Protolyse von Essigsäure mit Wasser und kennzeichnen Sie die BRØNSTED-Säure und die BRØNSTED-Base.
- B3** Milchsäure (2-Hydroxypropansäure) wird mit Natronlauge versetzt. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für diese Reaktion in Strukturformelschreibweise.

- B4** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Ammoniak mit Chlorwasserstoff und kennzeichnen Sie korrespondierende Säure-Base-Paare.

#### KOMPETENZ C: Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und Bindungsarten benennen

- C1** Geben Sie die Art der zwischenmolekularen Wechselwirkungen an, die zwischen folgenden Molekülen wirken:
- Wasser-Moleküle
  - Ammoniak-Moleküle
  - Methan-Moleküle
  - Propan-1,2,3-triol-Moleküle
  - Essigsäure-Moleküle
- C2** Geben Sie die Art der chemischen Bindung zwischen den Teilchen in folgenden Stoffen an:
- Natriumchlorid
  - Magnesium
  - Wasserstoff
  - Chlorwasserstoff
  - Aluminiumoxid
  - Ethanol
  - Eisen

#### KOMPETENZ D: Struktur-Eigenschafts-Beziehungen erläutern

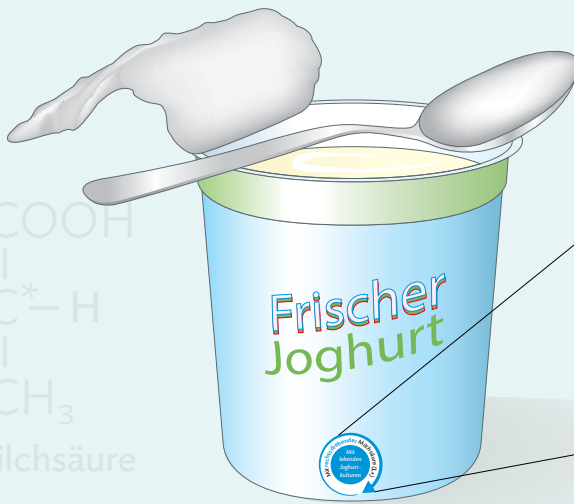
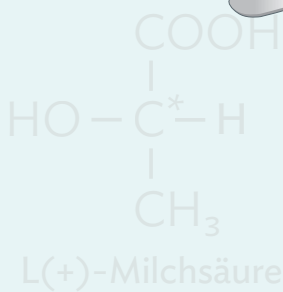
- D1** Ordnen Sie die Stoffe *n*-Butan, Isobutan und Propan begründet nach steigender Siedetemperatur.
- D2** Alkane sind häufig in Mitteln zur Fleckentfernung von Fettflecken enthalten. Begründen Sie diese Verwendung.
- D3** Erläutern Sie die Ursache dafür, dass *n*-Heptan bei Raumtemperatur flüssig und *n*-Dodecan zähflüssig ist.
- D4** In der biochemischen Forschung und medizinischen Diagnostik spielt die Methode der Dünnschichtchromatografie eine immer größere Rolle. Erläutern Sie dieses Stofftrennverfahren anhand einer Skizze.

#### KOMPETENZ E: Kondensation am Beispiel erläutern

- E1** Essigsäureethylester entsteht durch eine Kondensationsreaktion.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für diese Reaktion.
  - Erklären Sie an diesem Beispiel den Reaktionstyp Kondensation.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 464 und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig	zum Nachlesen
<b>A</b> IUPAC-Nomenklaturregeln anwenden und Moleküle Stoffklassen zuordnen	17 – 14	13 – 8	7 – 5	S. 31, 36 – 37
<b>B</b> Säure-Base-Theorie nach BRØNSTED anwenden	14 – 11	10 – 7	6 – 4	S. 96 – 97
<b>C</b> Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und Bindungsarten benennen	12 – 10	9 – 6	5 – 4	S. 22 – 25
<b>D</b> Struktur-Eigenschafts-Beziehungen erläutern	20 – 16	15 – 10	9 – 6	S. 30 – 33, 121
<b>E</b> Kondensation am Beispiel erläutern	5 – 4	3 – 2	1	S. 34, 52 – 53



## 3.1 Spiegelbildisomerie und optische Aktivität

In Joghurt ist häufig als Inhaltsstoff rechtsdrehende Milchsäure angegeben, die von lebenden Joghurtkulturen erzeugt wird. Was bedeutet rechtsdrehend? Gibt es auch eine linksdrehende Milchsäure? Was dreht sich eigentlich bei rechts oder linksdrehender Milchsäure? Ist eine ungesünder als die andere?

### 3.1.1 Versuche und Material

#### M Bild oder Spiegelbild? – Das ist hier die Frage.

In Sauer Milchprodukten wie z. B. Buttermilch oder Joghurt ist Milchsäure enthalten. Doch Milchsäure ist nicht gleich Milchsäure. Es gibt die sogenannte D-Milchsäure und L-Milchsäure. Worin unterscheiden sich die Moleküle dieser beiden Formen?

**M1** Bauen Sie mit dem Molekülbaukasten ein Modell des Milchsäure-Moleküls (2-Hydroxypropansäure-Molekül). Versuchen Sie ein zweites Modell des Milchsäure-Moleküls zu bauen, welches sich vom ersten unterscheidet. Die Konstitution (Reihenfolge der Verknüpfung der Atome im Molekül) der Moleküle muss dabei erhalten bleiben.

**M2** Bauen Sie mit dem Molekülbaukasten ein Modell des Glycerinaldehyd-Moleküls (2,3-Dihydroxypropanal-Molekül).

#### AUSWERTUNG

- Vergleichen Sie Ihre Milchsäure-Moleküle aus **M1**.
- Informieren Sie sich auf S. 148 über die FISCHER-Projektion. Zeichnen Sie beide Milchsäure-Moleküle aus **M1** in dieser Darstellung.
- Zeichnen Sie das Molekül des Glycerinaldehyds aus **M2** in der FISCHER-Projektion.
- Bestimmen Sie, ob es sich bei **M2** um das Molekül des D- oder L-Glycerinaldehyds handelt (vgl. S. 146)

**V Rechtsdrehend oder linksdrehend?**



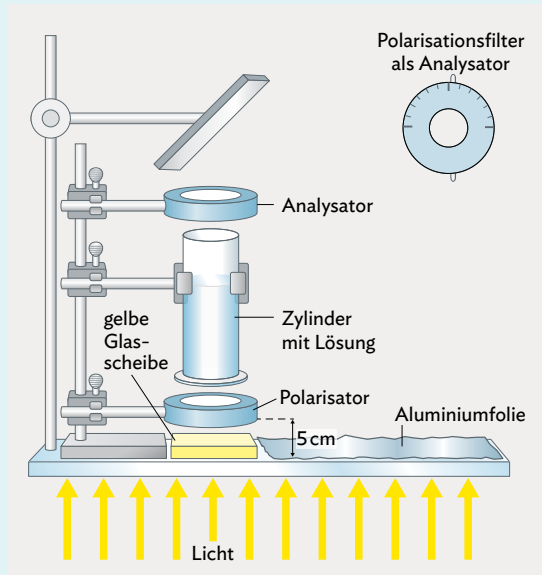
Bei der Milchsäure, aber auch bei den Kohlenhydraten, wie der Glucose und der Fructose, unterscheidet man die rechtsdrehenden von den linksdrehenden Formen. Was bedeutet dies und was wird hier eigentlich gedreht?

**V3** Stellen Sie durch Lösen von 50 g  $\alpha$ -D-Glucose in 200 mL destilliertem Wasser 200 mL D-Glucoselösung her und füllen Sie damit einen Zylinder 20 cm hoch. Platzieren Sie das Polarimeter auf einem eingeschalteten Tageslichtprojektor oder einer anderen Lichtquelle und stellen Sie den Analysator (vgl. **B1**) so ein, dass bei der Anzeige 0 Grad kein Lichtfleck auf der Projektionsfläche zu sehen ist und vollständige Dunkelheit herrscht. Bringen Sie den Zylinder mit der  $\alpha$ -D-Glucoselösung in den Strahlengang des Polarimeters und beobachten Sie die Projektionswand. Drehen Sie den Analysator so, dass der Lichtfleck wieder ganz verschwindet (**B1** auf S. 150). Lesen Sie den Drehwinkel der  $\alpha$ -D-Glucoselösung ab.

**V4** Stellen Sie durch Lösen von 50 g D-Fructose in 200 mL destilliertem Wasser 200 mL D-Fructoselösung her und füllen Sie damit einen Zylinder 20 cm hoch. Verfahren Sie wie in **V3** beschrieben und bringen Sie die Lösung in den Strahlengang (**B1** auf S. 150). Lesen Sie den Drehwinkel der D-Fructoselösung ab.

**AUSWERTUNG**

- a) Vergleichen Sie ihr Ergebnis aus **V3** mit den in der Tabelle **B2** (S. 151) angegebenen Drehwinkeln. Stellen Sie eine Vermutung auf, die erklärt, worauf Unterschiede in den Drehwinkeln zurückzuführen sein könnten.
- b) Vergleichen Sie ihr Ergebnis aus **V4** mit dem Drehwinkel der  $\alpha$ -D-Glucoselösung aus **V3**.
- c) Rechtsdrehende Substanzen drehen die Schwingungsebene des in der Apparatur erzeugten polarisierten Lichts (S. 150) im Uhrzeigersinn, d. h. vom Betrachter aus gesehen nach rechts und werden mit (+) gekennzeichnet. Linksdrehende Substanzen, die die Schwingungsebene (S. 150) des polarisierten Lichts gegen den Uhrzeigersinn und damit vom Betrachter aus nach links drehen, kennzeichnet man mit (-).



**B1** Polarimetrie mit Tageslichtprojektor und gelbem Licht ( $\lambda = 600 \text{ nm}$ ). Bei der Bezeichnung optisch aktiver Substanzen gibt man die Richtung, in die sie die Ebene des polarisierten Lichts drehen, mit (+) bzw. (-) an. Eine Drehung im Uhrzeigersinn bei Blick in Richtung zur Lichtquelle bezeichnet man mit (+), „rechtsdrehend“.

- Erläutern Sie mithilfe Ihrer Ergebnisse aus **V3** und **V4**, ob man aus der Zugehörigkeit zur D- oder L-Form einer Substanz ableiten kann, ob diese rechtsdrehend oder linksdrehend ist.
- d) Planen Sie eine Versuchsreihe mit dem Polarimeter aus **B1**, mit der man rechtsdrehende von linksdrehender Milchsäure unterscheiden kann.
- e) Erläutern Sie den Strukturunterschied zwischen rechts- und linksdrehender Milchsäure.

**ENTSORGUNG A**

## 3.1.2 Spiegelbildisomerie

## Enantiomere

1848 beobachtete der französische Chemiker und Mikrobiologe LOUIS PASTEUR, dass einige chemische Verbindungen in zwei verschiedenen Formen vorkommen: so auch die Milchsäure (2-Hydroxypropansäure).

Baut man verschiedene Modelle eines Milchsäure-Moleküls (**M1**, **B1**) und vergleicht diese miteinander, so stellt man fest, dass sich nicht alle Modelle zur Deckung bringen lassen und deshalb nicht identisch sein können. Es existieren zwei Milchsäure-Moleküle, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten (**B1**). Man bezeichnet sie als **chirale** Moleküle (griech. *cheir*, Hand). Dieses Phänomen finden wir auch im Alltag (**B2**): Hände und Füße sind **chiral**. Von chiralen Molekülen existieren zwei **Spiegelbildisomere** oder **Enantiomere** (griech. *enantios*, entgegengesetzt). Diese Art der räumlichen Isomerie bezeichnet man auch als **Stereoisomerie**.

Chiralität liegt dann vor, wenn in einem Molekül an ein Kohlenstoff-Atom vier unterschiedliche Reste, sogenannte Substituenten, gebunden sind. Ein solches Kohlenstoff-Atom bezeichnet

man als **asymmetrisch substituiertes Kohlenstoff-Atom** oder **Chiralitätszentrum**. Es wird als  $C^*$  gekennzeichnet. Im Beispiel des Milchsäure-Moleküls trägt das asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atom ein Wasserstoff-Atom, eine Methyl-Gruppe, eine Hydroxy-Gruppe und eine Carboxy-Gruppe (**B1**). Auch bei Glycerinaldehyd handelt es sich um eine chirale Verbindung mit einem Chiralitätszentrum. Mit dem Molekülbaukasten können zwei Enantiomere gebaut werden (**M2**, **B3**), die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten.

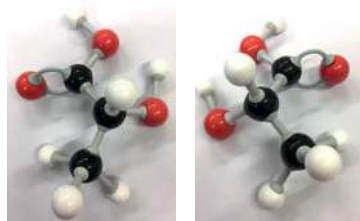
## Diastereomere

Moleküle, die vier asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atome tragen, z. B. Glucose-Moleküle (**B3**), besitzen  $2^4 = 16$  Chiralitätszentren und damit 16 Stereoisomere, wobei sich je zwei Moleküle zueinander wie Bild und Spiegelbild verhalten. Die Stereoisomere, die sich nicht wie Bild und Spiegelbild verhalten, nennt man **Diastereomere**. Sie treten immer dann auf, wenn Moleküle mehrere Chiralitätszentren haben. Bei Molekülen mit  $z$  Chiralitätszentren gibt es maximal  $2^z$  Stereoisomere.

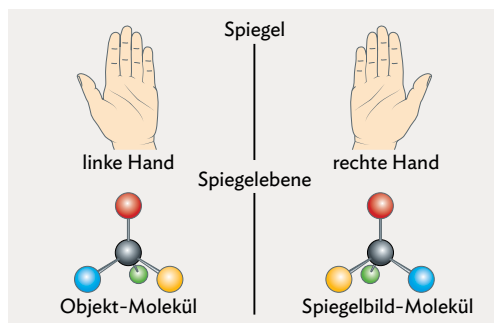
Im Gegensatz zu Stereoisomeren unterscheidet sich bei der **Strukturisomerie** die Reihenfolge der Atome im Molekül.

Zur Unterscheidung von Enantiomeren wird dem Molekülnamen ein D bzw. L vorangestellt.

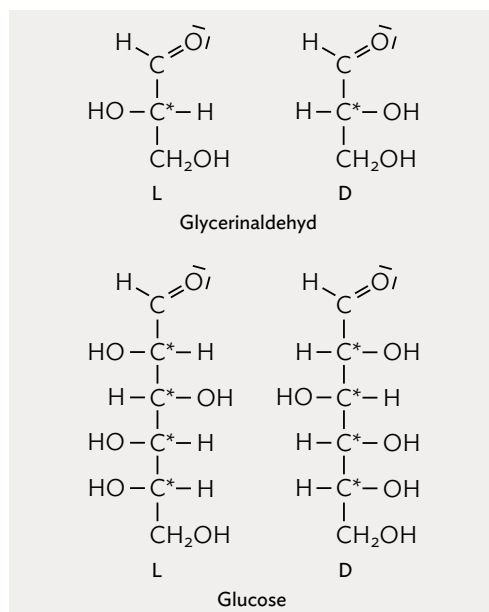
→ FM S. 148



**B1** Zwei Milchsäure-Moleküle, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten



**B2** Die linke und die rechte Hand sind chirale Objekte.

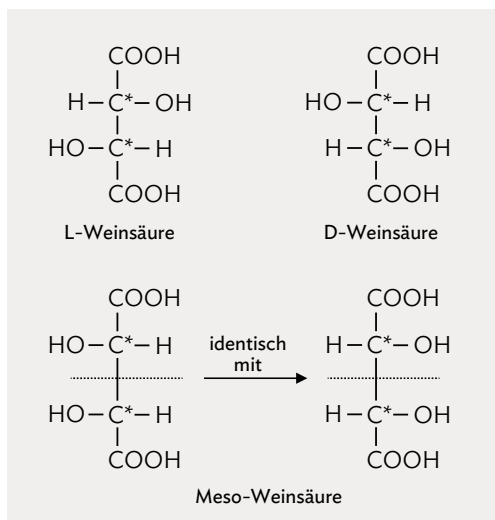


**B3** Stereoisomere von Glycerinaldehyd- und Glucose-Molekülen

### Meso-Formen

Das Molekül der Weinsäure (2,3-Dihydroxybutandisäure) besitzt zwei asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atome (B4). Demnach müssten  $2^2 = 4$  Stereoisomere existieren. Baut man jedoch die zugehörigen Molekülmodelle, stellt man fest, dass zwei davon identisch sind, da sie in Überdeckung gebracht werden können.

Diese Moleküle sind symmetrisch gebaut und trotz zweier asymmetrisch substituierter Kohlenstoff-Atome nicht chiral. Man bezeichnet diese Form der Weinsäure auch als **Meso-Weinsäure**. Die Moleküle der D-Weinsäure und der L-Weinsäure sind dagegen nicht symmetrisch gebaut und damit chiral. Es handelt sich um Enantiomere.

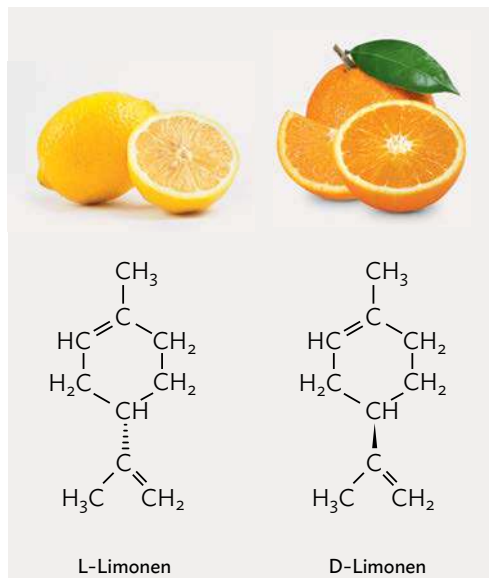


B4 Isomere Weinsäure-Moleküle

### Wechselwirkungen mit anderen chiralen Molekülen

Enantiomere unterscheiden sich in ihren Wechselwirkungen mit anderen chiralen Molekülen. Dies kann Unterschiede in ihrem Verhalten in biochemischen Reaktionen hervorrufen. Spiegelbildisomere können im Körper auch unterschiedliche toxikologische oder pharmakologische Wirkungen haben und sogar sensorisch unterschiedliche Sinneswahrnehmungen auslösen. So ist der Duftstoff in Zitronen das L-Enantiomer

des Limonens und riecht nach Zitronen, sein Spiegelbild, das D-Limonen, duftet jedoch nach Orangen (B5).



B5 Enantiomere von Limonen-Molekülen: L-Limonen (Zitronenduft) und D-Limonen (Orangenduft)

Moleküle, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten, nennt man Spiegelbildisomere oder Enantiomere.

Kohlenstoff-Atome mit vier verschiedenen Substituenten heißen asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atome (Chiralitätszentren) und werden als  $\text{C}^*$  gekennzeichnet.

Stereoisomere, die keine Enantiomere sind, bezeichnet man als Diastereomere.

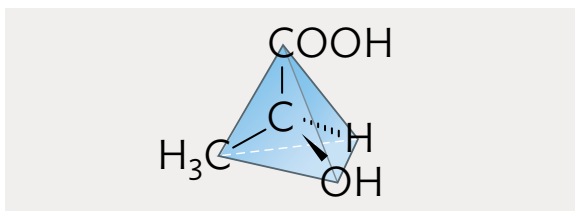
### AUFGABEN

- A1** Begründen Sie, dass es von Milchsäure zwei Enantiomere, die D- und die L-Milchsäure, gibt.
- A2** Recherchieren Sie nach zwei Beispielen von Stoffen, deren Enantiomere unterschiedliche physiologische Wirkungen haben.



### 3.1.3 FISCHER-Projektionsformeln zeichnen

Betrachtet man den räumlichen Bau eines Milchsäure-Moleküls, erkennt man, dass dieses nicht in einer Ebene liegt, sondern dass das asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atom tetraedrisch von vier verschiedenen Substituenten umgeben ist (**B1**). Zur räumlichen Darstellung von Molekülen verwendet man die **Keilstrich-Schreibweise**. Dabei symbolisieren fett gedruckte Keile dem Beobachter zugewandte Elektronenpaarbindungen, gestrichelte Keile symbolisieren Elektronenpaarbindungen, die hinter die Papierebene zeigen. Durch Striche dargestellte Elektronenpaarbindungen liegen in der zweidimensionalen Papierebene (**B1**).



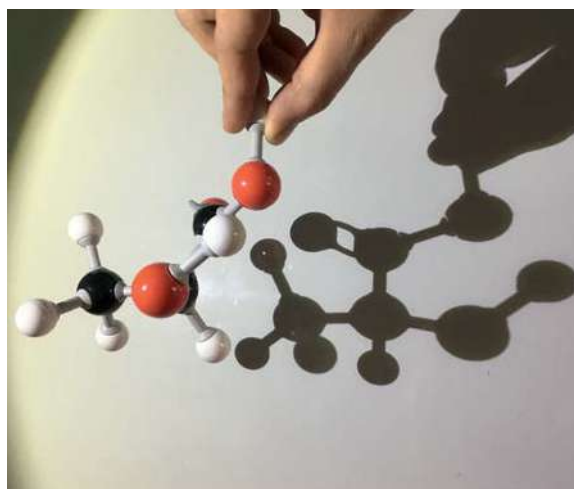
**B1** Milchsäure-Molekül in der Keilstrich-Schreibweise mit räumlicher Orientierung der Substituenten und Verdeutlichung der tetraedrischen Struktur

Eine solche dreidimensionale räumliche Darstellung von Molekülen in die zweidimensionale Papierebene zu übertragen, stellt eine zeichnerische Herausforderung dar. Um die räumlichen Strukturen der Spiegelbildisomere in die Papierebene zu übertragen, benutzte FISCHER (vgl. Info EMIL FISCHER) das Schattenbild bzw. die Projektionsformeln der Moleküle (**B2**) und formulierte die rechts stehenden Regeln.

#### EMIL FISCHER



Der deutsche Nobelpreisträger EMIL FISCHER (1852 – 1919) entwickelte eine Vorgehensweise für die zweidimensionale Darstellung chiraler Moleküle, mit der sich Bild und Spiegelbild voneinander unterscheiden lassen. Die Darstellungsform wird ihm zu Ehren heute noch als **FISCHER-Projektion** bezeichnet.

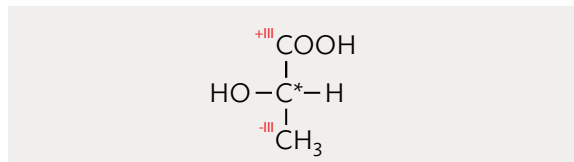


**B2** Schattenbild des Milchsäure-Moleküls

Zeichnen Sie die FISCHER-Projektion des Milchsäure-Moleküls aus **B1**.

#### VORGEHEN

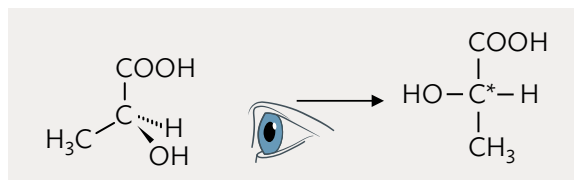
1. Zeichnen Sie dabei das Molekül so, dass die längste Kohlenstoff-Kette senkrecht angeordnet ist (**B3**).



**B3** Senkrechte Anordnung der längsten Kohlenstoff-Kette des Milchsäure-Moleküls

Das Kohlenstoff-Atom mit der höchsten Oxidationszahl befindet sich oben in der Kette.

2. Bringen Sie alle asymmetrisch substituierten Kohlenstoff-Atome nach und nach in die Papierebene (**B4**).



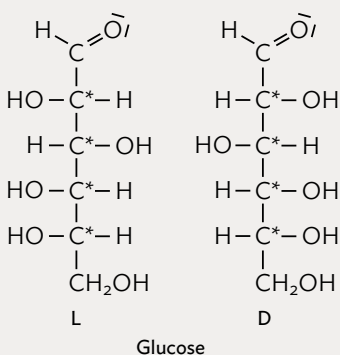
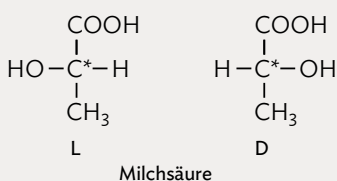
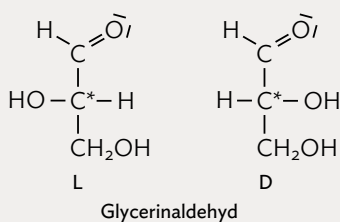
**B4** Übertragung der asymmetrischen Kohlenstoff-Atome in die Papierebene

Betrachten Sie dabei ein asymmetrisch substituiertes Kohlenstoff-Atom so, dass die beiden senkrechten Bindungen vom Betrachter weg und die beiden seitlichen Bindungen zum Betrachter hin zeigen.

3. Befindet sich die funktionelle Gruppe am asymmetrisch substituierten Kohlenstoff-Atom auf der rechten Seite, gehört das Molekül zu den D-Enantiomeren (lat. *dexter*, rechts). Steht die funktionelle Gruppe links, zählt man das Molekül zu den L-Enantiomeren (lat. *laevus*, links).

Bei der Milchsäure aus B1 handelt es sich um die L-Milchsäure.

4. Besitzt ein Molekül mehrere asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atome, treffen Sie die D/L-Zuordnung an dem asymmetrisch substituierten Kohlenstoff-Atom, welches am weitesten vom höchst oxidierten Kohlenstoff-Atom entfernt ist.



B5 FISCHER-Projektionsformeln der Enantiomere von Glycerinaldehyd-, Milchsäure- und Glucose-Molekülen

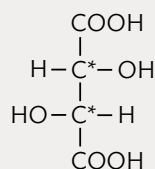
Bei der Benennung von Kohlenhydraten und Aminosäuren haben die FISCHER-Projektionsformeln eine große Bedeutung. Die D/L-Enantiomere unterscheiden sich dabei nur durch die Stellung der funktionellen Gruppe am Kohlenstoff-Atom, das sich am weitesten entfernt vom höchst oxidierten Kohlenstoff-Atom befindet (B5).

Die Bezeichnungen D- und L-Enantiomer sind in der FISCHER-Projektionsformel willkürlich gewählt, während es sich bei der Drehrichtung der Schwingungsebene von linear polarisiertem Licht um eine rein experimentell beobachtbare Eigenschaft handelt.

Aus der Bezeichnung D- bzw. L-Form lässt sich also nicht auf die Drehrichtung des linear polarisierten Lichts schließen (vgl. S. 150).

#### AUFGABEN

- A1 Bauen Sie ein Molekülmodell des Alanin-Moleküls (2-Aminopropansäure). Zeichnen Sie beide Spiegelbildisomere in der FISCHER-Projektionsformel und benenne Sie diese.  
Hinweis: Die Formel für die Amino-Gruppe lautet  $-\text{NH}_2$ .
- A2 Zeichnen Sie die Enantiomere von 2,3-Dihydroxybutanal in der FISCHER-Projektionsformel. Kennzeichnen Sie alle asymmetrisch substituierten Kohlenstoff-Atome und benennen Sie die Moleküle.
- A3 Bei der FISCHER-Projektionsformel von 3-Chlor-2-hydroxybutansäure stehen beide Substituenten auf der rechten Seite. Geben Sie an, um welches Isomer es sich hierbei handelt.
- A4 Bestimmen Sie die Anzahl an Stereoisomeren bei 2,3,4-Trihydroxybutanal. Zeichnen Sie die FISCHER-Projektionsformeln der möglichen Enantiomerenpaare.
- A5 Benennen Sie folgendes Molekül und zeichnen Sie das entsprechende Spiegelbildisomer in der FISCHER-Projektionsformel:



### 3.1.4 Optische Aktivität

#### Wechselwirkungen mit Licht

Enantiomere wie die L- und die D-Milchsäure haben aufgrund ihrer gleichen strukturellen Verknüpfung nahezu identische chemische und physikalische Eigenschaften. Sie verhalten sich jedoch gegenüber **linear polarisiertem Licht** (vgl. Info Linear polarisiertes Licht) unterschiedlich (**V3**, **V4**). Chirale Moleküle sind **optisch aktiv**, d. h., dass sie die Schwingungsebene von linear polarisiertem Licht drehen. Daher spricht man auch von **optischen Isomeren**.

#### Linear polarisiertes Licht

Licht verhält sich einerseits wie ein Strahl aus winzigen Teilchen (Photonen, Lichtquanten), andererseits wie eine Folge von elektromagnetischen Wellen, d. h. Schwingungen eines elektrischen und magnetischen Feldes. Bei unpolarisiertem Licht erfolgen die Schwingungen in allen Ebenen. Durch den Polarisationsfilter gelangt jedoch nur noch Licht einer Schwingungsebene.

So dreht die L(+)-Milchsäure die Schwingungsebene von linear polarisiertem Licht nach rechts, während die D(-)-Milchsäure die Schwingungsebene von linear polarisiertem Licht um den gleichen Betrag nach links dreht.

Für Menschen ist die rechtsdrehende L(+)-Milchsäure ein natürliches Zwischenprodukt des Stoffwechsels. Sie wird mittels eines spezifischen Enzyms abgebaut. Die linksdrehende D(-)-Milchsäure wird im Organismus langsamer abgebaut, zu Gesundheitsschä-

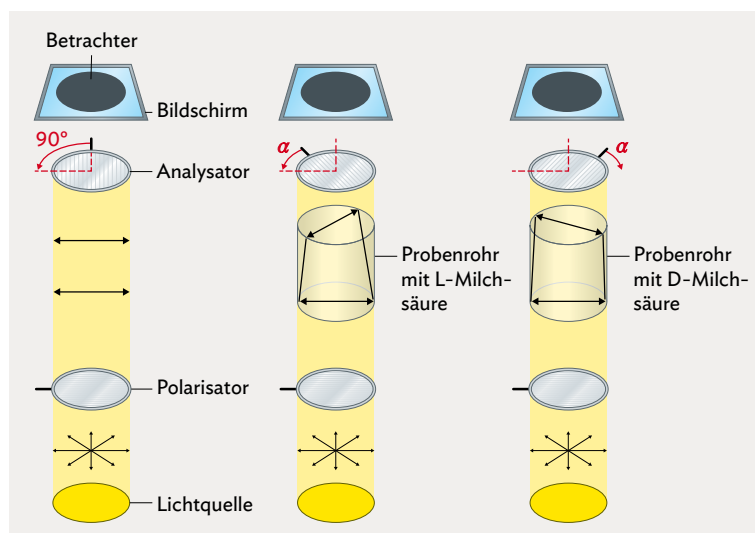
den kommt es jedoch nicht. Lediglich Säuglinge sollten im ersten Lebensjahr keine linksdrehende Milchsäure aufnehmen, da ihr Stoffwechsel noch nicht voll ausgereift ist.

Ein 1:1-Gemisch aus Enantiomeren, wie der L(+)-Milchsäure und der D(-)-Milchsäure bezeichnet man als **Racemat**. Da sich die Drehrichtungen der beiden Enantiomere gegenseitig aufheben, sind Racemate optisch inaktiv. Auch die meso-Weinsäure (**B4** auf S. 147) ist optisch inaktiv, da ihre Moleküle trotz vorhandener asymmetrisch substituierter Kohlenstoff-Atome nicht chiral sind.

Asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atome führen also nicht zwingend zur optischen Aktivität. Auch das Racemat der D- und L-Weinsäure ist optisch inaktiv, während die Enantiomere, die D-Weinsäure und L-Weinsäure, optisch aktiv sind (**B4** auf S. 147, **B2**).

#### Polarimetrie

Die optische Aktivität kann mit einem **Polarimeter** untersucht werden (**B1**). Darin wird Licht durch einen **Polarisator** gelenkt, der nur eine Schwingungsebene des Lichtes durchlässt, es entsteht linear polarisiertes Licht. Steht ein zweiter Polarisator, der **Analysator**, im  $90^\circ$ -Winkel



**B1** Funktionsweise eines Polarimeters

zum Polarisator, wird kein Licht durchgelassen (Dunkelheit).

Bringt man nun wie in **B1** eine optisch aktive Substanz im Probenröhrchen, z. B. eine Lösung von Milchsäure, zwischen Polarisator und Analysator, so tritt eine Aufhellung ein. Dreht man den Analysator, bis wieder vollständige Dunkelheit herrscht, kann man ablesen, um welchen Winkel das polarisierte Licht durch die optisch aktive Lösung gedreht wurde. Der so bestimmte **Drehwinkel  $\alpha$**  gibt den Wert an, um den eine optisch aktive Substanz die Schwingungsebene von linear polarisiertem Licht dreht.

Die Angabe des Drehwinkels erfolgt in Grad und bezieht sich auf eine bestimmte Temperatur, Konzentration der Probelösung, die Schichtdicke der Probe und eine definierte Wellenlänge des Lichts. Der Drehwinkel erhält je nach Drehrichtung ein positives oder ein negatives Vorzeichen (**B2**).

Der spezifische Drehwinkel  $\alpha_{\text{sp}}$  ist eine charakteristische Größe für optisch aktive Verbindungen (**B2**). Es gilt der folgende Zusammenhang:

$$\alpha_{\text{sp}} = \frac{\alpha}{\beta \cdot l} \quad \left[ \frac{\circ \cdot \text{cm}^3}{\text{g} \cdot \text{dm}} = \circ \cdot \text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{dm}^{-1} \right]$$

Dabei ist  $\alpha$  der gemessene Drehwinkel in  $^\circ$ ,  $\beta$  die Massenkonzentration der Lösung in  $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$  und  $l$  die Schichtdicke der Lösung in dm.

Verbindung	Spezifischer Drehwinkel in $^\circ \cdot \text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{dm}^{-1}$
D(+)-Glucose	+ 52
$\alpha$ -D(+)-Glucose	+ 112
$\beta$ -D(+)-Glucose	+ 19
D(-)-Fructose	- 92
Saccharose	+ 66
L(+)-Alanin	+ 1,6
D(-)-Alanin	- 1,6
L(+)-Weinsäure	+ 12,7
D(-)-Weinsäure	- 12,7

**B2** Spezifischer Drehwinkel einiger wässriger Lösungen von Stoffen bei Verwendung von Gelblicht ( $\lambda = 600 \text{ nm}$ )

Die Fähigkeit einer optisch aktiven Verbindung, die Schwingungsebene von linear polarisiertem Licht zu drehen, wird optische Aktivität genannt.

Bei optisch aktiven Stoffen unterscheidet man je nach Drehrichtung rechts- und linksdrehende Stereoisomere.

Von den Bezeichnungen der Spiegelbildisomere mit „D“ und „L“ lässt sich nicht auf die Drehrichtung des linear polarisierten Lichts schließen. Die Bezeichnung D- bzw. L-Form bezieht sich also nur auf die Anordnung der Substituenten in der FISCHER-Projektionsformel.

#### AUFGABEN

- A1** Auf Joghurtbechern wird oftmals mit rechtsdrehender Milchsäure geworben. Beurteilen Sie diese Aussage kritisch.
- A2** Diskutieren Sie den Zusammenhang zwischen der Benennung der L- und D-Milchsäure und der Bezeichnung rechtsdrehende und linksdrehende Milchsäure.
- A3** Ein 1:1-Gemisch aus L(+)-Alanin und D(-)-Alanin wird in ein Probenröhrchen gefüllt und in den Strahlengang eines Polarimeters gebracht. Erläutern Sie mithilfe von **B2**, welchen Drehwinkel Sie erwarten.
- A4** In der Lebensmittelchemie wird die Polarimetrie zur Konzentrationsbestimmung von Zuckerlösungen verwendet. Erläutern Sie diese Tatsache.
- A5** Für eine  $\alpha$ -D-Glucoselösung unbekannter Konzentration wird im Polarimeter (Probenrohrlänge = 1 dm) der Drehwinkel bestimmt. Der gemessene Drehwinkel beträgt  $+101^\circ$ . Berechnen Sie die Massenkonzentration der eingesetzten Glucoselösung.

## 3.1.5 Molekülstrukturen digital zeichnen und darstellen







Die Vielfalt an organischen Verbindungen ist groß. Immer wieder stößt man bei der Benennung von Strukturformeln auf Probleme. Gerade bei komplexen Formeln fällt es schwer, sich den räumlichen Bau des dargestellten Moleküls vorzustellen. Computerprogramme können hier weiterhelfen. Sie dienen neben Recherchezwecken auch der

Veranschaulichung von Molekülen, z. B. in 3D-Modellen. Die wichtigsten Grundfunktionen der verschiedenen Programme sind im Wesentlichen identisch. Wie erstellt man die chemische Struktur eines Milchsäure-Moleküls (2-Hydroxypropansäure-Molekül)?

### Molekülstrukturen mithilfe eines Computerprogramms zeichnen

#### VORGEHEN

1. Zeichnen Sie zunächst eine Elektronenpaarbindung. Das Formelprogramm geht in der Regel automatisch davon aus, dass zwei Kohlenstoff-Atome miteinander verknüpft werden sollen. Wählen Sie ansonsten das gewünschte Atom-Symbol aus. Erweitern Sie das Molekül im Anschluss um weitere Elektronenpaarbindungen.
2. Verwenden Sie die Funktion „clean structure“, wenn beim Zeichnen Wasserstoff-Atome im Molekül nicht automatisch ergänzt werden. Neben der Korrektur der räumlichen Darstellung werden auch fehlende Wasserstoff-Atome ergänzt. Komplexere Moleküle werden dabei in der Keilstrichschreibweise dargestellt. Fett gedruckte Keile bedeuten, dass die Atome oder Atomgruppen aus der Papierebene herausragen, wohingegen gestrichelte Keile Atome oder Atomgruppen beschreiben, die sich hinter der Papierebene befinden.
3. Wählen Sie im Menü unter „Tools“ die Funktion zur Benennung des gezeichneten Moleküls aus. Diese verbirgt sich z. B. hinter der Bezeichnung „generate name for structure“. Alternativ erstellen manche Programme ein ausführliches Datenblatt über das gezeichnete Molekül.
4. Lassen Sie sich das gezeichnete und benannte Molekül auch als 3D-Animation anzeigen, um das Molekül zu drehen und von verschiedenen Seiten zu betrachten.

Symbolbeispiele	Bezeichnung	Beschreibung
	Elektronenpaarbindung	Mit diesem Tool erstellen Sie eine Elektronenpaarbindung. Durch Doppelklick erhalten Sie eine Doppelbindung.  $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{C}=\text{O}-\text{O}-\text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
 	„clean structure“	Ordnen Sie die Atome eines Moleküls räumlich korrekt an und ergänzen Sie ggf. fehlende Wasserstoff-Atome.  $\begin{array}{cc} \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{C}=\text{O}-\text{O}-\text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array} & \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{C}=\text{O}-\text{O}-\text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array} \\ \text{D-Milchsäure} & \text{L-Milchsäure} \end{array}$
 	schwarzer Keil  gestrichelter Keil	Atome bzw. Atomgruppen am breiten schwarzen Keilende ragen aus der Papierebene heraus. Atome bzw. Atomgruppen am gestrichelten breiten Keilende zeigen hinter die Papierebene.
Tools ▾	Struktur benennen	Wählen Sie im Menü der Computerprogramme unter der Bezeichnung „Tools“ eine Funktion aus und lassen Sie sich mithilfe derer den Namen eines gezeichneten Moleküls anzeigen.  <b>Systematic name</b> 2-hydroxypropanoic acid
	3D-Anzeige	Dieses Tool ermöglicht das Betrachten einer Strukturformel als 3D-Animation, z. B. im Kugelstabmodell (B2).

#### B1 Schritte zur chemischen Struktur

Programme rund um chemische Strukturformeln gibt es viele. Sie sind für Desktop-PCs, Tablets und teilweise auch auf dem Smartphone verfügbar. Einfache Varianten lassen sich ohne Installation direkt im Internet-Browser abrufen. Unter QR-/Medien-code 06011-17 finden Sie passende Vorschläge.



### Informationen aus Moleküldarstellungen herauslesen

Häufig wird zur dreidimensionalen Darstellung von organischen Molekülen das Kugelstabmodell verwendet. Die als verschiedenfarbige Kugeln dargestellten Atome sind über Stäbe, die die Elektronenpaarbindungen symbolisieren, miteinander verbunden (**B2**). Bindungswinkel lassen sich in diesem übersichtlichen Modell besonders gut erkennen. Da aber die unterschiedlichen Atomgrößen häufig kaum berücksichtigt sind, lassen sich keine genauen Aussagen über die äußere räumliche Gestalt treffen. Hierfür muss eine andere Moleküldarstellung gewählt werden. Im Kalottenmodell werden die Atome raumfüllend, gemäß ihrer relativen Größe und Bindungslängen zueinander dargestellt (**B2**).

#### VORGEHEN

Moleküle lassen sich in den meisten Programmen dreidimensional in verschiedenen Modelltypen darstellen.

Wählen Sie dabei im Menü zwischen den Modellen „Wireframe“ (Drahtgittermodell), „Stick“ (Stabmodell), „Ball and Stick“ (Kugelstabmodell) und „Spacefill“ bzw. „VAN DER WAALS Spheres“ (Kalottenmodell). Verwenden Sie eine der letzten beiden Optionen, um einen Eindruck von der äußeren räumlichen Gestalt des gezeichneten Moleküls zu erhalten.



**B2** Kugelstabmodell (oben) und Kalottenmodell (unten) des Glycerinaldehyd-Moleküls (2,3-Dihydroxypropanal-Molekül)

#### AUFGABEN

- A1** Vom Glycerinaldehyd-Molekül (2,3-Dihydroxypropanal-Molekül) existieren zwei Spiegelbildisomere. Zeichnen Sie mithilfe eines Strukturformelprogramms beide Enantiomere und benennen Sie diese. Nutzen Sie dabei das Strukturformelprogramm wie folgt als Hilfestellung: Übertragen Sie die Halbstrukturformeln in das Programm und führen Sie die „clean structure“-Funktion aus. Kontrollieren Sie anschließend Ihre Benennung mithilfe des Programms.
- A2** Zeichnen Sie mithilfe eines Strukturformelprogramms die Molekülstrukturen beider Spiegelbildisomere des Milchsäure-Moleküls (2-Hydroxypropanensäure-Molekül). Lassen Sie sich die beiden Molekülstrukturen der Enantiomere mit dem Kugelstab-Modell darstellen und vergleichen Sie diese im Hinblick auf ihren räumlichen Bau.
- A3** Glycin und Alanin sind beides Aminosäuren. Suchen Sie in der Datenbank des Strukturformelprogramms nach den Molekülstrukturen beider Aminosäuren.
- Untersuchen Sie die Moleküle von Alanin und Glycin auf ihre Chiralität und begründen Sie Ihre Ergebnisse.
  - Suchen Sie mögliche Enantiomere in der Datenbank des Strukturformelprogramms und lassen Sie sich diese in der Keilstrichschreibweise und im Kugelstab-Modell darstellen. Erläutern Sie strukturelle Unterschiede der Moleküle. Benennen Sie alle Molekülstrukturen und kontrollieren Sie anschließend Ihre Benennung mithilfe des Programms.





## 3.2 Aminosäuren und Peptidbindung

Aminosäuren sind die Bausteine der Proteine. Proteine sind wichtige Baustoffe im Körper, so bestehen beispielsweise Muskeln, Haare und Nägel aus Proteinen. Eine aminosäurehaltige Ernährung spielt deshalb eine wichtige Rolle. Auch Sportler ergänzen ihre Ernährung häufig durch protein- oder aminosäurehaltige Präparate. Wie kann man herausfinden, welche Lebensmittel Proteine enthalten?

### 3.2.1 Versuche und Material

#### V Nachweis von Aminosäuren und Proteinen



In vielen Nahrungsmitteln wie Hülsenfrüchten, Fleisch, Fisch, Milchprodukten und Ei sind Proteine und deren Grundbausteine, die Aminosäuren, enthalten. Wie kann man diese in Lebensmitteln experimentell nachweisen?

*Hinweis:* Die Versuche **V1**, **V2** und **LV3** werden mit wässrigen Lösungen von Eiklar, Gelatine (oder Gummibärchen) und einigen Aminosäuren, beispielsweise Glycin und Tyrosin durchgeführt. Um die Stoffe leichter zu lösen, kann sehr vorsichtig erwärmt werden.

**V1 Ninhydrinreaktion:** Geben Sie in Reagenzgläser zu je 3 mL Lösung der oben genannten Stoffe je eine Spatelspitze Ninhydrin (GHS 7). Verschließen Sie die Reagenzgläser mit einem Stopfen und schütteln Sie kräftig. Entfernen Sie dann die Stopfen und erhitzen Sie die Lösungen im Wasserbad auf ca. 80 °C.

**V2 Biuretkation:** Geben Sie zu je 3 mL Lösung der oben genannten Stoffe je 1 mL Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5). Fügen Sie anschließend je 10 Tropfen Kupfer(II)-sulfatlösung ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ , GHS 7 | 9) hinzu.

**LV3 Xanthoproteinreaktion (Abzug):** 3 mL Lösung der oben genannten Stoffe werden zu je 4 mL konz. Salpetersäure (GHS 3 | 5 | 6) gegeben und vorsichtig erhitzt.

#### AUSWERTUNG

Notieren Sie Ihre Beobachtungen zu **V1**, **V2** und **LV3** tabellarisch.

**ENTSORGUNG** G1, G2

V Dünnschichtchromatografischer Nachweis von Aminosäuren

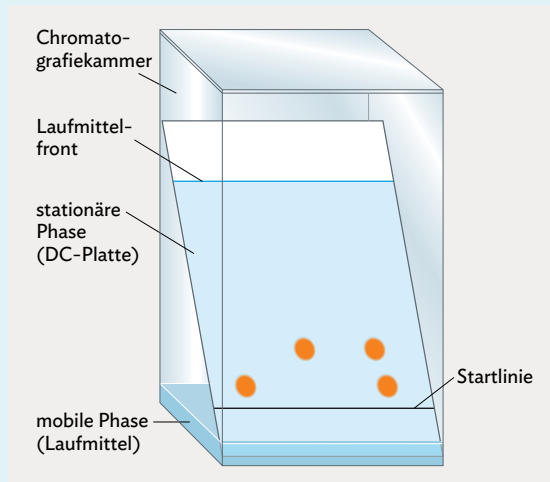


Sportler trinken bei ihrem Training häufig Protein-Shakes. Diese enthalten Peptide, die aus bis zu 100 Aminosäure-Bausteinen bestehen, oder Aminosäuren. Mit welcher Methode kann man herausfinden, welche Aminosäuren in einem Protein-Shake enthalten bzw. in einem Peptid miteinander verknüpft sind?

**V4** Geben Sie in zwei Erlenmeyerkolben je 0,3 g Glutathion (Peptid aus den drei Aminosäuren Glutaminsäure Glu – Cystein Cys – Glycin Gly) und Parmesankäse. Fügen Sie 8 mL Wasser und 20 mL konz. Salzsäure (GHS 5 | 7) hinzu. Schütteln Sie gut durch und stellen Sie die Proben über Nacht mit gesichertem Schliffstopfen bei 100 °C in den Trockenschrank.

Bringen Sie die Produkte der auf diese Weise durchgeführten Hydrolyse mit Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) auf pH = 5. Führen Sie dann eine dünn-schichtchromatografische Trennung (DC) auf Kieselgel durch (**B1**, **B2**, siehe **FM** Eine Dünnschichtchromatografie durchführen, S. 121).

Benutzen Sie als Vergleichsproben Lösungen einiger Aminosäuren, beispielsweise Glycin Gly, Alanin Ala, Glutaminsäure Glu, Cystein Cys oder Methionin Met. Verwenden Sie als Laufmittel für die DC ein Gemisch aus Butan-1-ol (GHS 2 | 5 | 7), Eisessig (GHS 2 | 5) und Wasser in den Volumenanteilen 4 : 1 : 1.



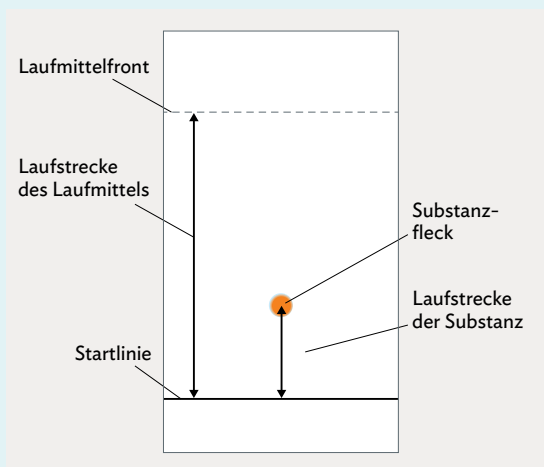
**B1** Schematische Darstellung einer Dünnschichtchromatografie

Besprühen Sie das getrocknete Chromatogramm zur Sichtbarmachung der Flecken im Abzug mit Ninhydrin-Sprühreagenz (GHS 7) und entwickeln Sie es bei 110 °C für 5 – 10 Minuten im Trockenschrank oder auf einer Heizplatte.

**AUSWERTUNG**

- Zeichnen Sie Ihr Dünnschichtchromatogramm ab und beschriften Sie es.
- Ermitteln Sie die  $R_f$ -Werte der in **V4** mittels DC aufgetrennten Substanzen.  
*Hinweis:* Unter dem  $R_f$ -Wert (= Retentionsfaktor) versteht man den Quotienten aus der Laufstrecke der Substanz zur Laufstrecke des Laufmittels (**B2**). Er ist unter identischen Versuchsbedingungen charakteristisch für eine Substanz.
- Interpretieren Sie die DC-Ergebnisse durch Vergleich der in **b)** bestimmten  $R_f$ -Werte. Leiten Sie aus dem jeweiligen Versuchsergebnis ab, welche Aminosäuren in den Hydrolyseprodukten von Glutathion und Parmesankäse enthalten sind.
- Erläutern Sie, in welcher Probe Glutaminsäure am besten erkennbar ist.

**ENTSORGUNG** G1, G3



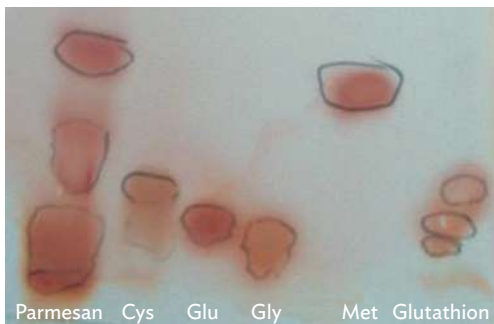
**B2** Dünnschichtchromatogramm

## 3.2.2 Strukturen der Aminosäuren

### Aminosäuren – Bausteine der Proteine

**Proteine** sind wichtige Baustoffe in unserem Körper. So bestehen Muskeln, Haare und Fingernägel aus Proteinen. Sie sind auch als Hormone und Enzyme an vielen biochemischen Reaktionen im Organismus beteiligt. Eiweiße sollten etwa 12 % unserer Nahrung ausmachen. Zu den eiweißreichen Lebensmitteln gehören Milch, Käse, Ei, Fleisch, Fisch und Hülsenfrüchte.

Bei der Verdauung werden Proteine unter Mitwirkung von Enzymen durch Hydrolyse, also Spaltung durch Reaktion mit Wasser, in ihre Bausteine, die **Aminosäuren**, aufgetrennt. Die freien Aminosäuren in den Reaktionsprodukten der Hydrolyse können mit der Methode der Dünnschichtchromatografie getrennt und identifiziert werden, indem man verschiedene Aminosäuren als Vergleichssubstanzen mitlaufen lässt (**V4**, **B1**).

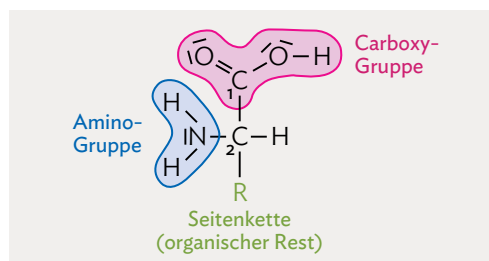


**B1** Ausschnitt aus dem Dünnschichtchromatogramm zu **V4**

### Bau von Aminosäuren

Aminosäuren sind, wie der nach IUPAC eigentlich richtige Name „Aminocarbonsäuren“ schon andeutet, spezielle Carbonsäuren, deren Moleküle neben der Carboxy-Gruppe (-COOH) noch mindestens eine Amino-Gruppe (-NH<sub>2</sub>) tragen. Dabei ist eine Amino-Gruppe jeweils an das Kohlenstoff-Atom gebunden, das der Carboxy-Gruppe benachbart ist (**B2**). Dieses C-Atom wird als  $\alpha$ -C-Atom bezeichnet, die entsprechenden Aminosäuren nennt man  **$\alpha$ -Aminosäuren** oder 2-Aminosäuren. Theoretisch sind tausende verschiedener Aminosäuren synthetisierbar, wel-

che unterschiedliche Reste aufweisen. Die in der Natur am häufigsten vorkommenden Aminosäuren sind die  $\alpha$ -Aminosäuren. Die Proteine im menschlichen Körper bestehen aus Makromolekülen, in denen die einzelnen Bausteine aus „nur“ 20 verschiedenen Aminosäuren bestehen. Die einzelnen Aminosäuren unterscheiden sich lediglich in ihren Seitenketten (Resten R). Je nach Rest werden unpolare, polare, saure und basische Aminosäuren unterschieden (**B3**).



**B2** Allgemeine Struktur von Aminosäuren in der FISCHER-Projektionsformel

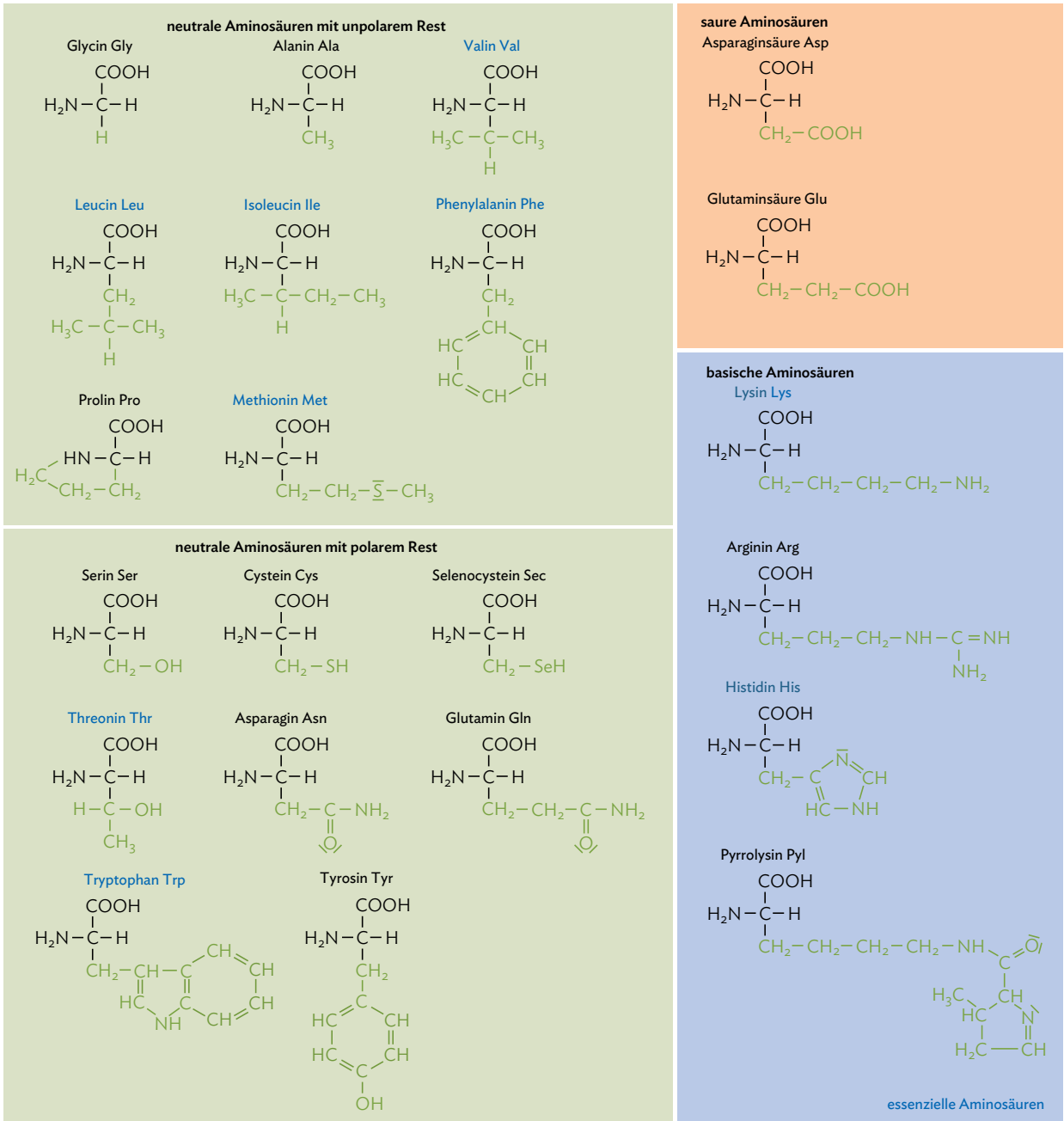
Viele natürliche Aminosäuren wurden schon vor der Einführung der IUPAC-Nomenklatur entdeckt. Deshalb tragen sie alle Trivialnamen (**B3**). Z. B. wurde die **Asparaginsäure** (systematischer Name: 2-Aminobutan-1,4-disäure) im Spargel (*Asparagus officinalis*) entdeckt und nach ihm benannt.

**Essenzielle Aminosäuren** können vom Körper nicht selbst hergestellt werden, sondern müssen mit der Nahrung aufgenommen werden. Neun Aminosäuren sind für den Menschen essenziell (in **B3** blau gekennzeichnet).

Aminosäure-Moleküle besitzen mindestens je eine Carboxy-Gruppe und eine Amino-Gruppe.

22 in der Natur vorkommende  $\alpha$ -Aminosäuren unterscheiden sich in ihren Resten.

Aminosäuren, die der Körper nicht selbst herstellen kann, nennt man essenziell.



essentielle Aminosäuren

**B3** Die 22 natürlich vorkommenden Aminosäuren in Proteinen

**AUFGABEN**

- A1** Erklären Sie den Begriff  $\alpha$ -Aminosäure.
- A2** Erläutern Sie, dass Lysin und Arginin zu den basischen Aminosäuren gehören.

- A3** Auf dem Dünnschichtchromatogramm in B1 zeigen die Aminosäuren unterschiedliche Laufstrecken und somit unterschiedliche  $R_f$ -Werte. Erläutern Sie, worauf die  $R_f$ -Werte bei verschiedenen Aminosäuren zurückzuführen sind.

**$R_f$  (Retentionsfaktor):** Quotient aus der Laufstrecke der Aminosäure und der Laufstrecke des Laufmittels  
 → S. 155

## 3.2.3 Nachweis und Eigenschaften der Aminosäuren

**FM Aminosäuren und Proteine nachweisen**

Aminosäuren und Proteine können mit der **Ninhydrinreaktion**, der **Biuretreaktion** und der **Xanthoproteinreaktion** nachgewiesen werden. Auch Lebensmittelproben wie Eier und Milch kann man so untersuchen. Wie führt man die Nachweise durch?

**VORGEHEN****1. Ninhydrinreaktion**

Versetzen Sie 3 mL der zu untersuchenden Lösung mit einer Spatelspitze Ninhydrin und erhitzen Sie im Wasserbad auf ca. 80 °C.

*Hinweis: Mit der Rot-/Violett färbung werden Aminosäuren und Proteine nachgewiesen.*

**2. Biuretreaktion**

Versetzen Sie 3 mL der zu untersuchenden Lösung mit 1 mL Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ) und 10 Tropfen Kupfer(II)-sulfatlösung ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ).

*Hinweis: Der Farbumschlag von hellblau nach violett ist ein positiver Nachweis auf Aminosäuren oder Proteine (B4, links).*

**3. Xanthoproteinreaktion**

3 mL der zu untersuchenden Lösung werden mit 4 mL konz. Salpetersäure versetzt.

*Hinweis: Mit der Gelbfärbung (B4, rechts) werden Aminosäuren und Proteine mit aromatischen Bausteinen nachgewiesen.*



**B4** Biuretreaktion (links – negativ: hellblau und rechts – positiv: Violett färbung); positive Xanthoproteinreaktion (rechts)

Bei allen Lösungen wird in **V1** bei der **Ninhydrinreaktion** eine Violett färbung sichtbar.

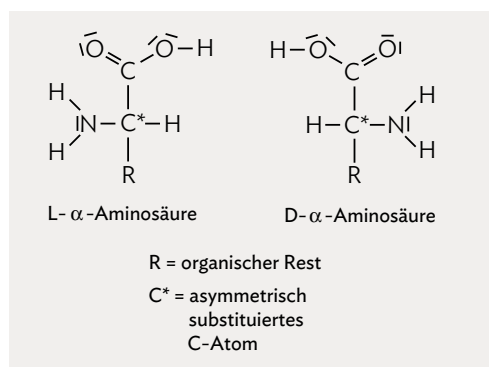
In **V2** ist bei Durchführung der **Biuretreaktion** bei allen Lösungen ein Farbumschlag von Hellblau nach Violett zu beobachten.

In **LV3** zeigen Aminosäuren wie Tyrosin und Proteine wie Gelatine oder Eiklar eine Gelbfärbung und damit eine positive **Xanthoproteinreaktion**, da aromatische Bausteine in ihren Molekülen enthalten sind. Die Farben sind darauf zurückzuführen, dass Aminosäuren und Peptide mit den Testreagenzien farbige Stoffe bilden.

Damit ist nachgewiesen, dass alle Lösungen Proteine oder Aminosäuren enthalten (vgl. **FM**).

**Aminosäuren in der FISCHER-Projektion**

Die einfachste Aminosäure ist Glycin mit einem Wasserstoff-Atom als Rest im Molekül. In allen anderen Aminosäuren sind die  $\alpha$ -C-Atome asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atome mit vier verschiedenen Resten. Damit existieren von allen Aminosäuren mit Ausnahme von Glycin jeweils die D- und die L-Form als Spiegelbildisomere bzw. Enantiomere (**B5**). In der Natur kommen jedoch fast ausschließlich L- $\alpha$ -Aminosäuren vor. Um die Spiegelbildisomere voneinander zu unterscheiden, dient das von EMIL FISCHER entwickelte System (vgl. **FM**, S. 148), wobei sich die Zuordnung zur D- bzw. L-Form nach der Stellung der Amino-Gruppe am asymmetrisch substituierten C-Atom im Molekül richtet.



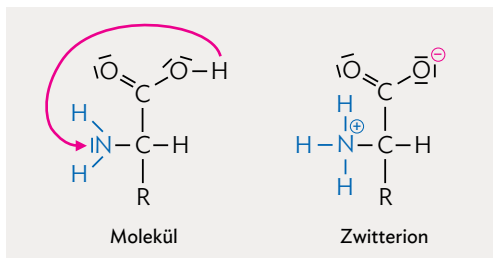
**B5** FISCHER-Projektionsformeln stereoisomerer  $\alpha$ -Aminosäuren

aromatisch  
→ S. 305



### Zwitterionenstruktur

Glycin ist wie Kochsalz ein weißer, kristalliner Feststoff, der sich bei Erhitzen ab ca. 260 °C zersetzt, ohne dabei zu schmelzen. Die salzartigen Eigenschaften aller Aminosäuren ergeben sich daraus, dass sie nicht als Moleküle, sondern als Ionen in einem Kristallgitter vorliegen. Die saure Carboxy-Gruppe gibt als Protonendonator ein Proton ab, welches die basische Amino-Gruppe als Protonenakzeptor aufnimmt. Es kommt zur Bildung von sogenannten **Zwitterionen** mit je einer positiven und einer negativen Ladung (**B6**).



**B6** Bildung der Zwitterionenstruktur

### Isoelektrischer Punkt

In wässrigen Lösungen reagieren die funktionellen Gruppen der Zwitterionen ebenfalls nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip. Es stellt sich ein Säure-Base-Gleichgewicht mit einem bestimmten pH-Wert ein (vgl. Info Zwitterionen). Wässrige Lösungen von Glycin sind annähernd neutral. Der pH-Wert, bei dem die höchste Konzentration von Aminosäure-Teilchen in wässriger Lösung als Zwitterion vorliegt, wird als **isoelektrischer Punkt (IEP)** bezeichnet. Der isoelektrische Punkt ist für alle Aminosäuren unterschiedlich und hängt von der jeweiligen Seitenkette in

den Molekülen ab. Enthält die Seitenkette keine Gruppen, die Protonen aufnehmen oder abgeben können, dann liegt der IEP im neutralen Bereich (z. B. Glycin). Bei Zugabe von Hydroxid-Ionen zur wässrigen Lösung reagieren die Aminosäure-Zwitterionen als Protonendonatoren (Säuren) und bilden Carboxylat-Anionen. Bei Zugabe von Oxonium-Ionen reagieren sie als Protonenakzeptoren (Basen) und werden zu Ammonium-Kationen. Damit sind Aminosäuren Ampholyte und können als Puffer wirken (**B7**).

Puffer  
→ S. 114

### Zwitterionen

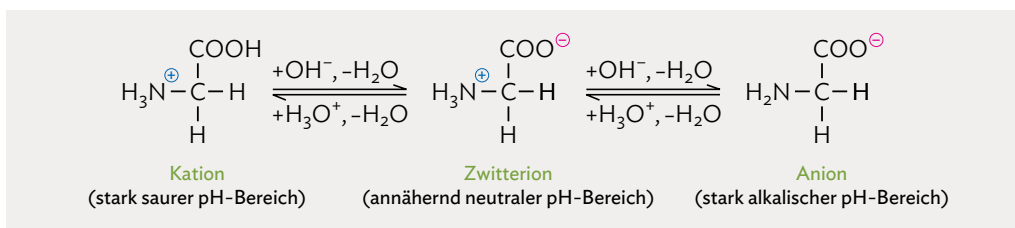
In unserem Körper (pH = 6,8 – 7,5) liegen Aminosäuren meist als Zwitterionen vor.

Zwitterionen sind elektrisch neutral, weil sich im Zwitterion die positive und die negative Ladung aufheben. Sie können dann in einem elektrischen Feld weder zum Minus- noch zum Pluspol wandern.

Aminosäure-Moleküle erzeugen Zwitterionen durch intramolekulare Protolyse. Sie können als Ampholyte reagieren. Der isoelektrische Punkt (IEP) ist der pH-Wert, bei dem eine Aminosäure in Form von Zwitterionen vorliegt.

### AUFGABEN

- A1** Geben Sie die Enantiomere von Alanin in der FISCHER-Projektion an.  
**A2** Zeichnen Sie **B7** analog für Leucin.



**B7** Ladung des Ions von Glycin in Abhängigkeit des pH-Werts



## 3.2.4 Von der Aminosäure zum Peptid

## Kondensation – Bildung von Peptiden

Bei der Proteinsynthese werden Aminosäuren durch **Kondensationsreaktionen** miteinander verknüpft (**B8**). Auf molekularer Ebene reagiert dabei jeweils die Carboxy-Gruppe des einen Aminosäure-Moleküls mit der  $\alpha$ -Amino-Gruppe eines anderen Aminosäure-Moleküls, wobei unter Abspaltung eines Wasser-Moleküls eine **Peptid-Gruppe** als neue funktionelle Gruppe gebildet wird. Aus zwei Aminosäuren entsteht ein **Dipeptid**, welches an beiden Enden des Moleküls noch eine Amino- und eine Carboxy-Gruppe besitzt. Daran können weitere Kondensationen zum **Tripeptid** aus drei Aminosäuren, **Tetrapeptid** aus vier Aminosäuren usw. stattfinden. Nach der Anzahl der Aminosäure-Bausteine im Molekül unterteilt man die Peptide in **Di-, Oligo-, Polypeptide** und Proteine (**B9**).

Zur systematischen Benennung der Peptide werden der Name der Aminosäure mit der freien Amino-Gruppe + yl sowie die Namen aller weiteren Aminosäuren in der entsprechenden Reihenfolge aneinander gehängt z. B. Glycylalanin.

## Hydrolyse – Spaltung von Peptiden

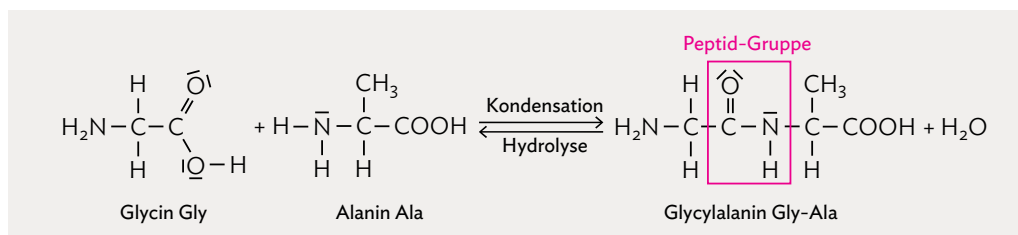
Die Spaltung eines Peptid-Moleküls wird als **Hydrolyse** bezeichnet und läuft z. B. bei der Verdauung im Körper ab. Dabei entstehen unter Anlagerung von Wasser-Molekülen wieder die Aminosäure-Moleküle (**B8**).

Peptid	Beispiel
<b>Dipeptid</b> aus 2 Aminosäure- Resten	Der Süßstoff Aspartam ist aus Asparagin (Asp) und Phenylalanin (Phe) aufgebaut.
<b>Oligopeptid</b> aus 2 – 10 Aminosäure- Resten, je nach Anzahl unter- scheidet man Di-, Tri-, Tetrapeptid usw.	Das beim Geburtsvorgang Wehen auslösende Hormon Oxytocin ist ein Nonapeptid.
<b>Polypeptid</b> aus 11 – 100 Aminosäure- Resten	Das den Blutzucker regulierende Hormon Insulin ist ein Polypeptid.
<b>Protein</b> aus mehr als 100 Aminosäure- Resten	Enzyme (Biokatalysatoren) bestehen aus Proteinen.

## B9 Bezeichnung von Peptiden

Aminosäure-Moleküle reagieren in einer Kondensationsreaktion zu Peptid-Molekülen. Darin sind die Aminosäure-Reste durch Peptid-Gruppen miteinander verbunden.

Durch Hydrolyse werden Peptid-Moleküle wieder in Aminosäure-Moleküle gespalten.



## B8 Bildung und Hydrolyse von Peptiden

## AUFGABEN

**A1** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Hydrolyse des Süßstoffes Aspartam in Asp (mit freier Amino-Gruppe) und Phe (mit freier Carboxy-Gruppe).

**A2** Formulieren Sie die möglichen Reaktionsgleichungen für die Synthese des Tripeptids aus je einem Molekül der Aminosäuren Valin Val, Glycin Gly und Isoleucin Ile.

Die Peptid-Gruppe ist gleichzeitig eine Amid-Gruppe.

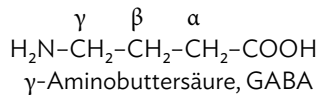
Peptid (griech. *peptos*, verdaut)

## 3.2.5 Biologische Bedeutung der Aminosäuren

Neben den Aminosäuren, die im Körper in Proteinen gebunden sind, spielen noch etwa 250 weitere Aminosäuren im Stoffwechsel des Menschen eine wichtige Rolle.

### Glutaminsäure

Im Gehirn ist die  $\gamma$ -Aminobuttersäure, GABA (4-Aminobutansäure), als Botenstoff von Bedeutung. Sie wird durch Abspaltung von Kohlenstoffdioxid aus Glutaminsäure gebildet und ist ein wichtiger Botenstoff im Zentralen Nervensystem.



### Glutamate

Der Japaner KIKUNAE IKEDA fand 1908 heraus, dass es außer süß, sauer, bitter und salzig noch eine fünfte Geschmacksrichtung gibt. Er gab diesem Geschmack den Namen *umami* (jap. fleischig, herzhaft). Der *Umami*-Geschmack wird hauptsächlich durch das Natriumsalz der Glutaminsäure, dem **Natriumglutamat**, hervorgerufen. Viele Fertiggerichte enthalten Natriumglutamat (**B1**, **B2**) als Geschmacksverstärker E 621, obwohl es im Verdacht steht, Allergien auszulösen. Auch der als Geschmacksverstärker zugesetzte Hefeextrakt enthält hauptsächlich Glutamat. Die Verwendung von Natriumglutamat in Lebensmitteln ist nicht unumstritten, da es durch seine appetitanregende Wirkung zu Übergewicht führen soll.

### Lysin

Die essenzielle Aminosäure spielt vor allem beim Muskelaufbau eine wichtige Rolle (**B3**). Bodybuilder nehmen häufig protein- und aminosäurehaltige Präparate zu sich, damit ihre Muskeln schneller wachsen.

Lebensmittel	freies Glutamat mg/100 g	gebundenes Glutamat mg/100 g
Parmesankäse	1 200	9 800
Hühnerfleisch	45	3 300
Rindfleisch	35	2 800
Schweinefleisch	25	2 300
Lammfleisch	20	2 700
Eier	25	1 600
Makrelen	35	2 400
Lachs	20	2 200
Mais	130	1 800
Tomaten	140	240
Bohnen	200	5 600
Kartoffeln	100	270
Möhren	35	200



**B2** Kartoffelchips und Fertiggerichte – lecker auch dank Natriumglutamat

### B1 Natriumglutamat in Lebensmitteln

Diese Präparate enthalten oft auch die Aminosäure Lysin. Eine eiweißreiche Ernährung ist sicher sinnvoller, um den Bedarf an essenziellen Aminosäuren wie Lysin zu decken.



### B3 Lysinhaltige Präparate zum Muskelaufbau

Lysin trägt zur Bildung von Enzymen, Hormonen und Antikörpern bei. Diese Aminosäure unterstützt zudem das Knochenwachstum, die Zellteilung und Wundheilung. Außerdem wird ihr eine antivirale Wirkung zugeschrieben, weshalb sie auch gegen Herpes empfohlen wird.

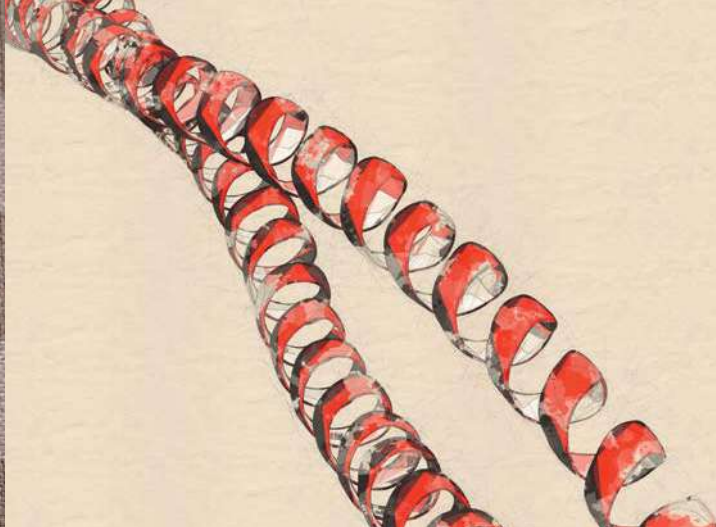
### Phenylalanin

Diese Aminosäure ist in der Ernährung wichtig. Auf vielen Lebensmitteln steht der Vermerk: „Enthält eine

Phenylalaninquelle“. Dieser Hinweis ist für Menschen von Bedeutung, die an der Krankheit Phenylketonurie leiden, da sie diese Aminosäure nicht enzymatisch abbauen können. Unbehandelt kann Phenylketonurie zu schweren geistigen Schäden führen. Wird die Krankheit jedoch frühzeitig erkannt, kann eine lebenslange, eiweißarme Ernährung die Folgen verhindern.

### AUFGABEN

- A1** Vergleichen Sie mithilfe von **B1** das Verhältnis freies/gebundenes Glutamat bei Fleisch und bei Gemüse.
- A2** Beschreiben Sie, wodurch sich ein Alanin-Molekül von einem Phenylalanin-Molekül unterscheidet. Vergleichen Sie hierzu **B3** auf S. 157.
- A3** Recherchieren Sie, woher die Krankheit Phenylketonurie ihren Namen hat.
- A4** Begründen Sie, ob es sinnvoll ist, Lysin über Nahrungsergänzungsmittel zuzuführen.



## 3.3 Struktur und Denaturierung der Proteine

Proteine weisen komplexe räumliche Strukturen auf. Diese sind notwendig, um ihre Funktionen im Organismus zu erfüllen. Bestimmte Faktoren können jedoch zu einer Veränderung der dreidimensionalen Proteinstruktur führen. Häufig geht dabei die biologische Aktivität eines Proteins verloren. Welche Faktoren können diese Veränderung herbeiführen und was geschieht dabei auf molekularer Ebene?

### 3.3.1 Versuche und Material

#### M Die Aminosäuresequenz

**M1** Die Reihenfolge der Aminosäure-Reste in einem Protein-Molekül wird als Aminosäuresequenz bezeichnet. Sie bestimmt maßgeblich die Struktur des fertigen Proteins.  
Die Aminosäuresequenz kann man verkürzt darstellen, indem die Kürzel der in einem Peptid auftretenden Aminosäuren in der richtigen Reihenfolge notiert werden. Der links stehende Aminosäure-Rest trägt dabei eine freie Amino-Gruppe, der rechts stehende Aminosäure-Rest eine freie Carboxy-Gruppe. Z. B.

ist Asp – Phe die Aminosäuresequenz des Süßstoffes Aspartam.

#### AUSWERTUNG

- Bauen Sie mit dem Molekülbaukasten alle möglichen Modelle für ein Tripeptid aus den drei Aminosäuren Glycin (Gly), Alanin (Ala) und Cystein (Cys).
- Formulieren Sie entsprechend die Aminosäuresequenzen für Ihre Molekülmodelle aus Aufgabe a).

#### V/M Tee mit Milch und Zitrone – Ist das eine gute Idee?



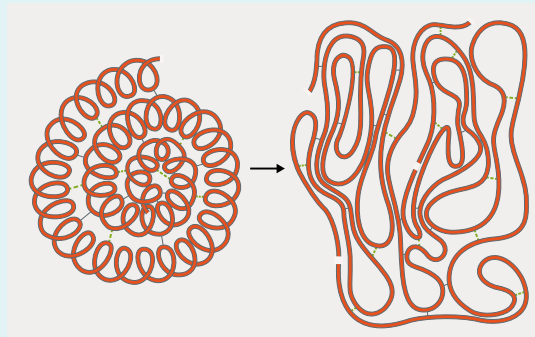
Tee mit Milch oder Tee mit Zitrone – jedes Mal erhält man ein wohlschmeckendes Getränk. Ein Mischen aller drei Komponenten ist nicht empfehlenswert – warum?

**V2** Füllen Sie ein Becherglas etwa zur Hälfte mit Tee und geben Sie drei kräftige Spritzer Zitronensaft zu. Gießen Sie dann etwas Milch zu, bis eine Veränderung zu beobachten ist.

**M3** Beim Erhitzen von Eiern wird die räumliche Struktur der darin enthaltenen Protein-Moleküle verändert. **B1** zeigt schematisch die Veränderungen, die bei Zerstörung einer Proteinstruktur, z. B. der Proteine in der Milch, auf molekularer Ebene stattfinden.

#### AUSWERTUNG

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus **V2** und stellen Sie eine begründete Hypothese auf, welcher Stoff die Veränderung des Proteins in der Milch herbeiführt.
- Geben Sie an, wie die Versuchsdurchführung in **V2** geändert werden muss, damit Ihre Hypothese aus **a)** belegt wird.
- Interpretieren Sie die Darstellung aus **B1**. Stellen Sie mithilfe von **B1** eine Vermutung darüber auf, wie die Veränderung der Proteinstruktur in **V2** auf Teilchenebene ablaufen könnte (S. 166).
- Vergleichen Sie das im Einstiegstext geschilderte Problem mit **V2** bezüglich der Beobachtungen,



**B1** Veränderung der Proteinstruktur durch äußere Einflüsse

- der Ursachen und der möglichen Vorgänge auf Teilchenebene.
- Notieren Sie weitere Beispiele aus Ihrem Alltag, bei denen ebenfalls Proteinstrukturen durch äußere Einflüsse zerstört werden.

#### ENTSORGUNG A

### V Wirkung von Säuren, Basen, Alkohol, Hitze und Schwermetallen



Viele Stoffe aus dem Alltag können schädliche Einflüsse auf körpereigene Eiweiße und damit auch auf unseren Organismus haben. Um welche Stoffe handelt es sich dabei?

Am Beispiel von Eiklarlösung soll stellvertretend für ein Protein die Wirkung dieser Stoffe untersucht werden.

**V4** Stellen Sie eine Eiklarlösung her, indem Sie das Eiklar eines Hühnereis mit 200 mL Wasser verrühren und eine Spatelspitze Kochsalz zugeben. Geben Sie mit einer Pipette in je fünf Reagenzgläser (RG) 5 mL der Eiklarlösung und führen Sie folgende Versuche durch:

**RG 1:** Pipettieren Sie 3 mL Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5 | 7) zu.

**RG 2:** Pipettieren Sie 3 mL Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) zu.

**RG 3:** Pipettieren Sie 10 mL Ethanol ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 2 | 7) zu.

**RG 4:** Pipettieren Sie 5 mL Kupfer(II)-sulfatlösung ( $w = 2 \%$ , GHS 7 | 9) zu.

**RG 5:** Erhitzen Sie das Reagenzglas in der rauschenden Flamme des Brenners.

#### AUSWERTUNG

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus **V4** tabellarisch.
- Vergleichen Sie Ihre Beobachtungen in RG 1 – 5.
- Schließen Sie mithilfe von **M3** auf mögliche Ursachen der Beobachtungen in RG 1 – 5 auf molekularer Ebene.

**ENTSORGUNG** RG 1 + 2: G1  
 RG 3: G3  
 RG 4: G2  
 RG 5: A



### 3.3.2 Strukturen der Proteine

Jedes Protein besitzt eine charakteristische dreidimensionale Struktur. Um diese besser beschreiben zu können, unterteilt man sie modellhaft in vier Ebenen: Die **Primär-**, die **Sekundär-**, die **Tertiär-** und die **Quartärstruktur**.

#### Primärstruktur

Die Primärstruktur gibt die **Aminosäuresequenz**, also die Reihenfolge der Aminosäure-Bausteine an, in der diese über Peptid-Gruppen im Peptid-Molekül miteinander verknüpft sind (**B1**). Vereinfacht gibt man zur Darstellung der Primärstruktur die am Aufbau beteiligten Aminosäuren mit den aus drei Buchstaben bestehenden Kürzeln an. Dabei wird die Aminosäuresequenz so dargestellt, dass die freie Amino-Gruppe (**N-terminales Ende**) links steht und die Aminosäure mit der freien Carboxy-Gruppe (**C-terminales Ende**) rechts (**M1**).

Kürzel der Aminosäuren  
→ B3, S. 157

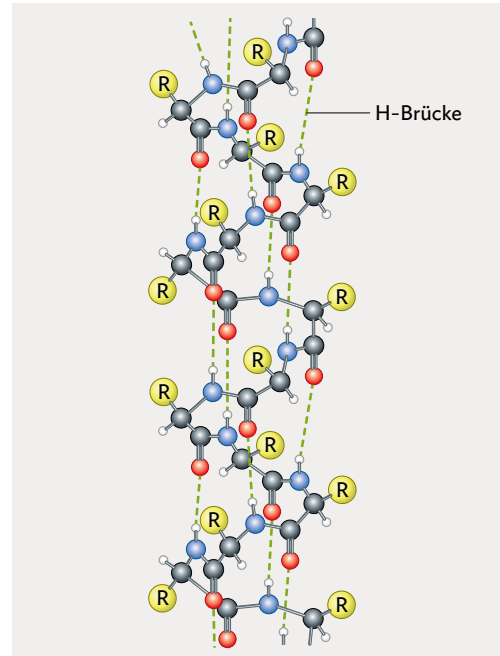


**B1** Primärstruktur des Oxytocin-Moleküls, ein Wehen auslösendes Hormon aus 9 Aminosäure-Bausteinen

#### Sekundärstruktur

Die Sekundärstruktur beschreibt die räumliche Anordnung einzelner Abschnitte einer Peptid-Kette, die sich regelmäßig wiederholen. Zwischen der N-H-Gruppe des einen und der C=O-Gruppe eines anderen Aminosäure-Bausteins bilden sich Wasserstoffbrücken aus (**B2**). In der  **$\alpha$ -Helixstruktur** (griech. *helix*, Spirale) windet sich das Molekül zu einer rechtsgängigen Spirale auf. Dabei stehen die N-H-Gruppen einer Windung und die C=O-Gruppe des vierten darauf folgenden Aminosäure-Bausteins übereinander und bilden Wasserstoffbrücken aus. Die unter-

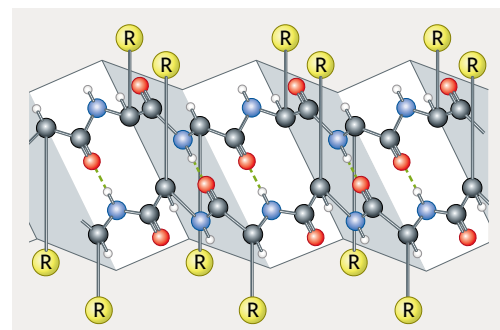
schiedlichen Reste der Aminosäure-Bausteine weisen nach außen (**B2**).



**B2**  $\alpha$ -Helixstruktur

Die  **$\beta$ -Faltblattstruktur** wird durch Wasserstoffbrücken zwischen nebeneinanderliegenden Abschnitten einer Peptid-Kette stabilisiert. Die Reste der Aminosäure-Bausteine stehen abwechselnd oberhalb und unterhalb der Faltblattebene (**B3**).

Häufig kommen in einem Protein-Molekül sowohl Bereiche mit  $\alpha$ -Helices als auch mit  $\beta$ -Faltblattstrukturen vor.



**B3**  $\beta$ -Faltblattstruktur

### Tertiärstruktur

Die Tertiärstruktur beschreibt die gesamte dreidimensionale Architektur eines Protein-Moleküls. Sie beruht auf den Wechselwirkungen zwischen den Aminosäure-Resten (**B4**).

Für die Ausbildung der Tertiärstruktur sind folgende Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen verantwortlich:

1. Ionenbindungen zwischen positiv und negativ geladenen Seitenketten
2. Disulfidbrücken über Elektronenpaarbindungen zwischen Schwefel-Atomen, die aus zwei Cystein-Resten entstehen
3. Wasserstoffbrücken
4. VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen zwischen Seitenketten mit unpolaren Bindungen

Sowohl die Sekundär- als auch die Tertiärstruktur eines Protein-Moleküls sind bereits durch die Aminosäuresequenz, d. h. durch die Primärstruktur vorgegeben.

### Quartärstruktur

Besteht ein Protein aus mehreren Peptid-Ketten oder weist es zusätzlich Bindungen zu anderen Molekülen auf, spricht man von der Quartärstruktur. Dabei werden die einzelnen Peptid-Ketten durch die gleichen Kräfte zusammengehalten wie bei der Tertiärstruktur. Die Quartärstruktur

eines Proteins enthält die Information für seine auszuübende biologische Funktion. Beispiele für Proteine mit Quartärstrukturen sind das Hormon Insulin und der rote Blutfarbstoff Hämoglobin.

Die Proteinstruktur wird modellhaft in die Primär-, Sekundär-, Tertiär- und Quartärstruktur eingeteilt. Die Stabilisierung der dreidimensionalen Struktur erfolgt durch Ionenbindungen, Disulfidbrücken, Wasserstoffbrücken und VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen.

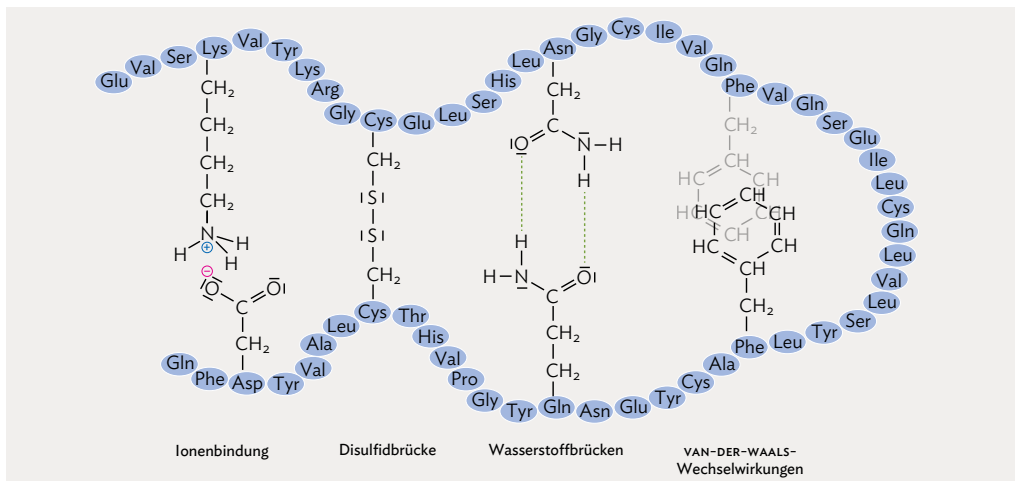
### AUFGABEN

- A1** Zeichnen Sie die Strukturformel des Oxytocin-Moleküls (vgl. **B1**).
- A2** Erläutern Sie, welche Wechselwirkungen u. a. die Tertiärstruktur von Proteinen stabilisieren, die besonders viele Cystein-Bausteine enthalten.
- A3** Drucken Sie das Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06011-18 aus. Umkreisen Sie die Peptid-Bindungen in den Molekülausschnitten der  $\alpha$ -Helix und der  $\beta$ -Faltblattstruktur und schreiben Sie die passenden Atomsymbole hinein. Beschreiben Sie die räumliche Anordnung der Atome in einer Peptidbindung.

Exkurs  
Modelle für Eiweißstrukturen  
→ S. 168



06011-18



**B4** Wechselwirkungen und Bindungen, zu denen es zwischen den Aminosäure-Resten in Protein-Molekülen kommen kann.



### 3.3.3 Denaturierung von Proteinen

#### Denaturierung

Proteine sind unter physiologischen Bedingungen, d. h. bei pH = 7,4 und einer Temperatur von 37 °C äußerst stabil. Ihre Strukturen sind jedoch gegenüber einigen Umgebungseinflüssen empfindlich. Wenn Proteine auf über 60 °C erhitzt oder mit Säuren, Laugen, organischen Lösemitteln oder Schwermetallsalzen versetzt werden, findet ihre **Denaturierung** statt (B5).



**B5** Denaturierung von Eiklar im Experiment (links) und beim Kochen eines Eis (rechts)

Dabei wird die räumliche Struktur eines Proteins verändert (B6) und häufig geht damit auch seine biologische Funktion verloren. Meist ist der Vorgang der Denaturierung irreversibel, d. h. er ist nicht wieder rückgängig zu machen. Auf molekularer Ebene werden bei der Denaturierung die zwischenmolekularen Wechselwirkungen und Bindungen, die die Sekundär-, Tertiär- und Quartärstruktur stabilisieren, zerstört. Anschließend werden ganz regellos neue Bindungen ge-

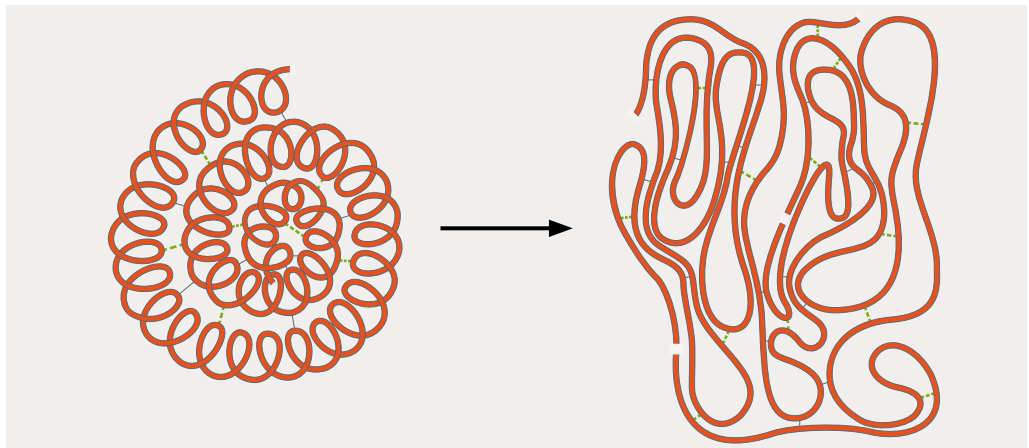
knüpft und Wechselwirkungen zwischen den Seitenketten eingegangen. Auf diese Weise entsteht ein weit verzweigtes Molekülnetz des denaturierten Proteins, das wasserunlöslich ist und ausfällt (B6).

#### Hitze

Durch Hitze werden Ionenbindungen, Disulfidbrücken, Wasserstoffbrücken und VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen aufgebrochen und es bilden sich neue Bindungen und Wechselwirkungen zwischen den Molekülen. Dadurch verändert sich die räumliche Struktur des Proteins. Durch diese Vorgänge kommt es z. B. zu den sichtbaren Veränderungen beim Kochen eines Eis (B5, M3). Beim Braten von Fleisch (B7) entsteht aus dem Kollagen des Bindegewebes durch Denaturierung Gelatine, die das Fleisch zart macht.



**B7** Denaturierung durch Hitze beim Braten von Fleisch



**B6** Schematische Darstellung der Veränderung der Protein-Molekülstruktur bei der Denaturierung

### pH-Wert-Änderungen

Bei der Denaturierung können auch chemische Prozesse ablaufen, beispielsweise die Bildung von Ester-, Peptid- oder Etherbrücken zwischen Aminosäure-Resten. Diese Reaktionen werden von Säuren und Laugen katalysiert. Dadurch wird die Ausbildung von Wasserstoffbrücken aufgehoben (**V2**, **V4**). Während der Verdauung werden die in Nahrungsmitteln enthaltenen Proteine durch die Magensäure denaturiert und so die Eiweißverdauung eingeleitet. Ebenso führen Laugen zu Veränderungen in den Ladungsverhältnissen der Aminosäure-Reste und damit zur Denaturierung.

### Ethanol

Ethanol-Moleküle führen durch ihre polaren Hydroxy-Gruppen zur Zerstörung der Wasserstoffbrücken und damit zur Veränderung der Sekundär- und Tertiärstruktur (**V4**). Auf diesen Vorgängen beruht auch die konservierende und desinfizierende Wirkung von Ethanol. Die Proteine der Mikroorganismen werden dadurch verändert und verlieren ihre biologische Funktion.

### Schwermetallsalze

Schwermetall-Ionen bilden mit den Anionen der Aminosäure-Reste Ionenbindungen aus und führen so zur Zerstörung der Tertiärstruktur und damit zur Denaturierung (**V4**). Beispielsweise sind Quecksilber- und Bleisalze hochgiftig, da sie die aus Proteinen bestehenden Enzyme des Organismus denaturieren. Damit werden lebenswichtige Stoffwechselprozesse gestört. Man spricht auch von der irreversiblen Hemmung eines Enzyms.

### Proteinnachweis und Denaturierung

Die Denaturierung kann man auch beim Nachweis von Eiweißen durch die Xanthoproteinreaktion beobachten (**LV3**, S. 154). Durch die Reaktion mit Salpetersäure flocken die Proteine aus und färben sich bei Anwesenheit aromatischer Bausteine gelb. Bei der Biuretreaktion (**V2**, S. 154)

reagieren Proteine mit dem Schwermetallsalz Kupfer(II)-sulfat, wobei die  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen mit den Stickstoff-Atomen der Peptid-Gruppe in Wechselwirkung treten. Dabei wird die Sekundärstruktur zerstört. In alkalischer Lösung beobachtet man eine Violettfärbung, die als Nachweis von Proteinen dient.

FM Aminosäuren und Proteine nachweisen  
→ S. 158

### Denaturierung im Alltag

Denaturierungsprozesse spielen auch bei der technologischen Herstellung von Lebensmitteln eine wichtige Rolle. So werden z. B. bei der Käseherstellung die Caseine der Milch durch Säure oder Enzyme ausgeflockt. Ebenso führt die von Milchsäurebakterien gebildete Milchsäure durch Ausflockung zum Sauerwerden von Milch.

Beim Haarstyling werden gezielt Denaturierungsprozesse genutzt. So werden beim Dauerwellverfahren Disulfidbrücken durch die Wirkung eines Reduktionsmittels gespalten und später neu geknüpft. Aufgrund dessen behält die Dauerwelle länger ihre Form.

Exkurs Biochemie im Friseursalon  
→ S. 169

Bei Denaturierungsvorgängen kommt es zur meist irreversiblen Veränderung der räumlichen Proteinstruktur. Dabei werden die Bindungen und Wechselwirkungen der Sekundär-, Tertiär- und Quartärstruktur verändert.

### AUFGABEN

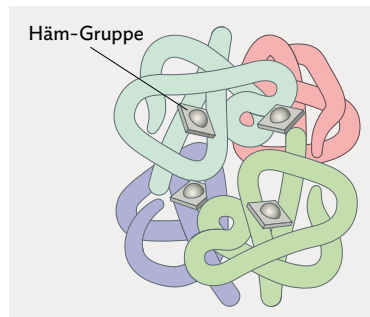
- A1** Erläutern Sie auf molekularer Ebene die Vorgänge, die beim Sauerwerden von Milch ablaufen.
- A2** Erläutern Sie, welche molekularen Vorgänge an den Aminosäure-Resten eines Protein-Moleküls bei Zugabe einer Lauge zur Denaturierung führen.
- A3** Begründen Sie die Wichtigkeit einer sicheren Entsorgung schwermetallhaltiger Batterien und Akkus im Alltag.
- A4** Erklären Sie die Vorgänge, die bei lebensbedrohlich hohem Fieber im Körper ablaufen, auf molekularer Ebene.

aromatisch  
→ S. 305

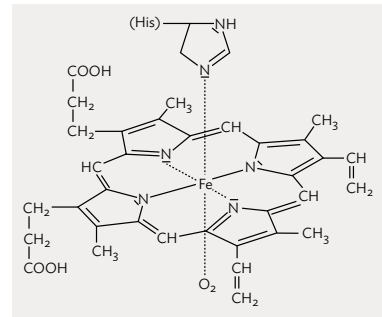
### 3.3.4 Modelle für Eiweißstrukturen

Proteine erfüllen in unserem Körper lebenswichtige Aufgaben. Um biologisch aktiv zu sein, muss nicht nur jede einzelne Polypeptid-Einheit in einem Protein die richtige Tertiärstruktur haben, die Einheiten müssen auch genau in der richtigen räumlichen Ausrichtung zueinander und zu den übrigen Bestandteilen des Systems zusammengefügt sein. Diese Quartärstruktur enthält nun die Information für seine auszuübende biologische Funktion. Die Quartärstruktur des Hämoglobins (B1) ist ein Beispiel dafür, dass auch kleinste biologische Funktionseinheiten aus mehreren chemischen Komponenten bestehen.

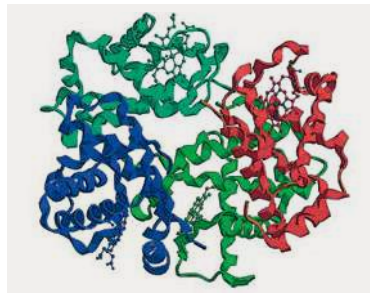
**Hämoglobin** ist ein Transportprotein, das aufgrund seiner kugelförmigen Gestalt zu den **globulären Proteinen** gehört. Seine Quartärstruktur besteht aus vier Peptid-Ketten, an die je eine Häm-Gruppe gebunden ist (B2). Im Zentrum der Häm-Gruppe befindet sich ein Eisen(II)-Ion, welches Sauerstoff reversibel binden kann und mit dem freien Elektronenpaar der Stickstoff-Atome des Ring-systems eine **koordinative Bindung** eingeht (B2). Dabei werden beide Elektronen von einem Bindungs-



B1 Quartärstruktur des Hämoglobins



B2 Häm-Gruppe



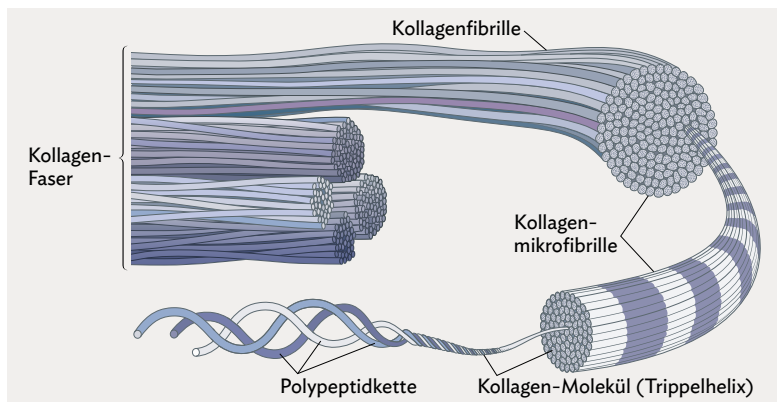
B3 Modell des Proteinteils von Hämoglobin

partner geliefert, während der andere eine „Elektronenlücke“ aufweist.

**Modelle mit Bänderstrukturen (Ribbons)** sind häufig verwendete Modelldarstellungen für die räumliche Struktur von Proteinen. Sie stellen die Peptid-Kette ohne die Seitenketten dar.  $\alpha$ -Helices werden

dabei als schraubenförmig gewundene Bänder,  $\beta$ -Faltblattstrukturen als Pfeile und ungeordnete Bereiche als röhrenförmige Elemente dargestellt (B3).

Das Strukturprotein unserer Haare ist das  **$\alpha$ -Keratin** (vgl. Exkurs S. 169). Es gehört ebenso wie die **Kollagene** in der Haut und in den Knochen zur Gruppe der **fibrillären Proteine**, welche aus langgestreckten Molekülen aufgebaut sind. Sie besitzen durch zahlreiche Wasserstoffbrücken zwischen den benachbarten Polypeptid-Ketten eine hohe Festigkeit, während sie im Bereich der  $\alpha$ -Helixstrukturen dehnbar und elastisch sind. So besteht das Kollagen-Molekül aus einer verdrehten Tripelhelix. Mehrere dieser nebeneinander liegenden Tripelhelices bilden wiederum eine Kollagenmikrofibrille und bewirken so die hohe Zugfestigkeit (B4).



B4 Kollagen: ein fibrilläres Protein

#### AUFGABEN

- A1** Diskutieren Sie anhand des Hämoglobins (B1 und B3) die Vor- und Nachteile der Darstellung eines Proteins im Modell.
- A2** Erklären Sie die hohe Zugfestigkeit eines Kollagen-Moleküls und erläutern Sie die bei Zugbelastung ablaufenden Prozesse auf molekularer Ebene.

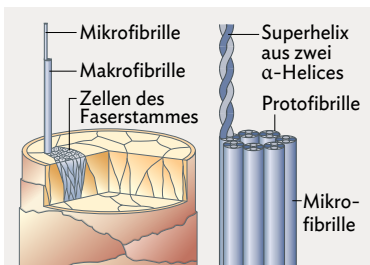
### 3.3.5 Biochemie im Friseursalon

Eine Föhnfrisur ist ruiniert, wenn man mit ihr durch den Regen läuft. Dagegen hält eine Dauerwelle mehrere Monate, auch bei täglichem Waschen und Föhnen der Haare. Diese Vorgänge, die beim Umformen von Haaren ablaufen, lassen sich durch die Veränderung der Proteinstruktur erklären.

#### Aufbau eines Kopfhaares

Das Strukturprotein unserer Haare ist das  $\alpha$ -Keratin. Es gehört zur Gruppe der **fibrillären Proteine**, welche aus langgestreckten Molekülen aufgebaut sind. Aufgrund der starken zwischenmolekularen Wechselwirkungen zwischen den faserartigen Proteinsträngen sind die fibrillären Proteine nicht wasserlöslich.

Die Sekundärstruktur des Keratins besteht aus einer  $\alpha$ -Helixstruktur, wobei zwei dieser Helices eine als **Superhelix** bezeichnete Doppelhelix bilden. Zwei Superhelices umwickeln sich wiederum zu einer **Protofibrille**. Acht dieser Protofibrillen bilden sogenannte **Mikrofibrillen**, die Bestandteile der **Makrofibrillen** des Haares sind (B1).



B1 Aufbau eines Kopfhaares

#### Föhnfrisuren

Haare sind sehr belastbar und besonders in feuchtem Zustand sehr dehnbar (B2). Dies macht man sich bei Föhnfrisuren zunutze. Bei Zugbelastung wandelt sich die

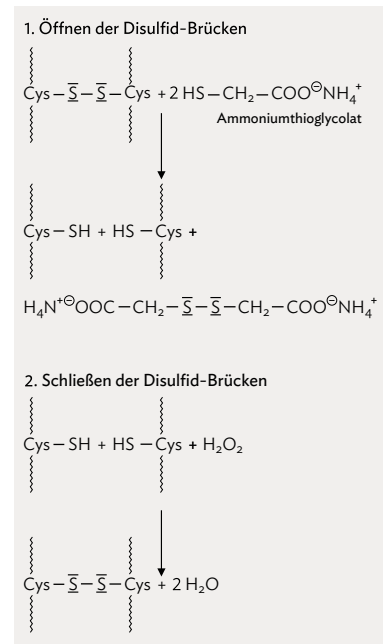
Anzahl	90 000 – 150 000
Haardichte	ca. 200/cm <sup>2</sup>
Durchmesser	0,04 – 0,1 mm
monatliches Wachstum	1 cm
gesamte tägliche Produktion	30 m
Belastbarkeit bis zu	100 g/Haar
Dehnbarkeit bis zu	50 %
täglich ausfallende Haare	50 – 100

#### B2 Eigenschaften der Haare

$\alpha$ -Helix des Keratin-Moleküls in eine  $\beta$ -Faltblattstruktur um. Diese Umwandlung kann nur im feuchten Zustand erfolgen, da durch Anlagerung von Wasser-Molekülen Ionenbindungen und Wasserstoffbrücken gelöst werden. Trocknet das Haar wieder, werden neue Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen zwischen den Aminosäure-Resten der Keratin-Moleküle ausgebildet. Diese Veränderungen bleiben auch nach der Zugbelastung bestehen, werden aber durch erneutes Einwirken von Feuchtigkeit wieder rückgängig gemacht. Daher sind Föhnfrisuren nicht wetterbeständig.

#### Die Chemie der Dauerwelle

Möchte man sich in einem Friseursalon eine Dauerwelle machen lassen, dann wird dieser zum Chemielabor. Durch Verwendung von Reduktionsmitteln wie Ammoniumthioglycolat werden die Disulfidbrücken zwischen den Cystein-Bausteinen aufgebrochen (B3). Nach der Reduktion werden die Haare durch Lockenwickler in die gewünschte Form gebracht. Dann werden sie mit einem Oxidationsmittel wie Was-



#### B3 Chemie der Dauerwelle

serstoffperoxid behandelt. In der veränderten Position werden im Keratin-Molekül wiederum neue Disulfidbrücken ausgebildet (B3). Nach dem Auswaschen der verwendeten Chemikalien sind die neuen Disulfidbrücken stabil und die Frisur hält, bis die Locken herausgewachsen sind.

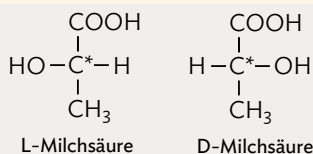
#### AUFGABEN

- A1** Erklären Sie die gute Elastizität eines Haares und erläutern Sie die bei Zugbelastung ablaufenden Prozesse auf molekularer Ebene.
- A2** Erläutern Sie, dass eine Föhnfrisur im Unterschied zur Dauerwelle nicht wetterbeständig ist.
- A3** Die Prozesse, die beim Dauerwellverfahren ablaufen, können auch als reversible Denaturierung bezeichnet werden. Erläutern Sie diese Bezeichnung auf molekularer Ebene.

# Alles im Blick

## 1 Spiegelbildisomerie und FISCHER-Projektionsformeln

**Chirale** Moleküle (griech. *cheir*, Hand) verhalten sich zueinander wie Bild und Spiegelbild. Dieses Phänomen finden wir auch im Alltag: Hände und Füße sind chiral. Moleküle, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten, nennt man **Spiegelbildisomere** oder **Enantiomere**. Kohlenstoff-Atome mit vier verschiedenen Substituenten heißen **asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atome** (Chiralitätszentren) und werden als C\* gekennzeichnet.



Stereoisomere, die keine Enantiomere sind, bezeichnet man als **Diastereomere**. Diese Art der räumlichen Isomerie nennt man auch **Stereoisomerie**. Stereoisomere sind Isomere, die sich

bei gleicher Konstitution nur in der Anordnung der Atome und Atomgruppen im Raum unterscheiden. Um die räumlichen Strukturen der Spiegelbildisomere in die Papierebene zu übertragen, formulierte FISCHER folgende Regeln:

1. Die längste Kohlenstoff-Kette wird beim Zeichnen von oben nach unten angeordnet. Das C-Atom mit der höchsten Oxidationszahl steht oben.
2. Chiralitätszentren werden nach und nach in die Papierebene gebracht. Die senkrechten Bindungen zeigen vom Betrachter weg, die seitlichen Bindungen zum Betrachter hin.
3. Befindet sich die funktionelle Gruppe am C\*-Atom auf der rechten (linken) Seite, gehört das Molekül zu den D-Enantiomeren (L-Enantiomeren).
4. Die D/L-Zuordnung wird an dem Chiralitätszentrum getroffen, welches am weitesten vom höchst oxidierten C-Atom entfernt ist.

## 2 Optische Aktivität

Die Fähigkeit einer optisch aktiven Verbindung, die Schwingungsebene von **linear polarisiertem Licht** (Licht einer Schwingungsebene) zu drehen, wird **optische Aktivität** genannt. Bei optisch aktiven Stoffen unterscheidet man je nach Drehrichtung **rechts-** (+) und **linksdrehende** (-) Stereoisomere. Die Bezeichnungen D- und L-Enantiomer sind in der FISCHER-Projektionsformel willkürlich gewählt, während es

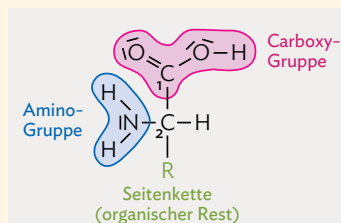
sich bei der Drehrichtung der Schwingungsebene von linear polarisiertem Licht um eine rein experimentell beobachtbare Eigenschaft handelt. Aus der Bezeichnung D- bzw. L-Form lässt sich also nicht auf die Drehrichtung des linear polarisierten Lichts schließen.

Die optische Aktivität kann mit einem **Polarimeter** untersucht werden.

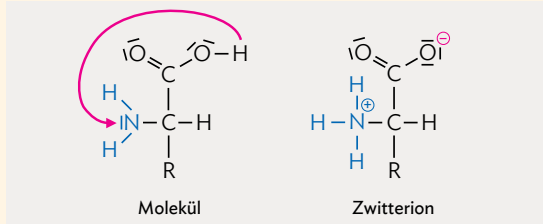
## 3 Aminosäuren

Aminosäuren sind spezielle Carbonsäuren, deren Moleküle neben der Carboxy-Gruppe (-COOH) noch mindestens eine Amino-Gruppe (-NH<sub>2</sub>) tragen. Dabei ist eine Amino-Gruppe jeweils an das C-Atom gebunden, das der Carboxy-Gruppe benachbart ist. Dieses C-Atom wird als α-C-Atom

bezeichnet, die entsprechenden Aminosäuren nennt man α- oder 2-Aminosäuren.





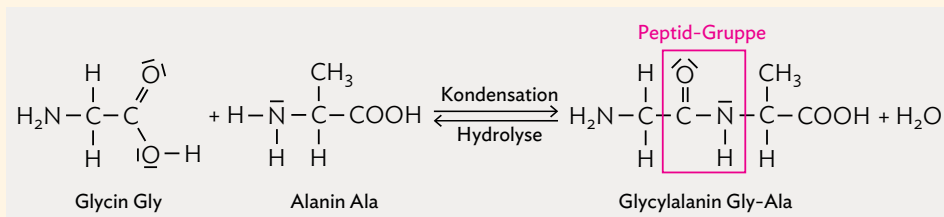


Aminosäure-Moleküle bilden in wässriger Lösung Zwitterionen. Sie können als Ampholyte reagieren. Der **isoelektrische Punkt (IEP)** ist der pH-Wert, bei dem Aminosäure-Moleküle in wässriger Lösung in Form von Zwitterionen-Teilchen vorliegen.

#### 4 Bildung von Peptiden

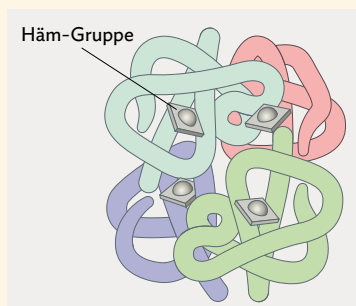
Aminosäuren reagieren in einer **Kondensationsreaktion** zu Peptiden. Dabei reagiert jeweils die Carboxy-Gruppe des einen mit der  $\alpha$ -Amino-Gruppe eines anderen Aminosäure-Moleküls. Unter Ab-

spaltung eines Wasser-Moleküls wird eine **Peptid-Gruppe** als neue funktionelle Gruppe gebildet. Die Spaltung eines Peptid-Moleküls durch Anlagerung eines Wasser-Moleküls wird als **Hydrolyse** bezeichnet.

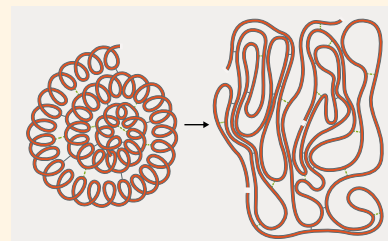


#### 5 Strukturen der Proteine und ihre Denaturierung

Die Proteinstruktur wird modellhaft in die **Primär-** (Aminosäuresequenz), **Sekundär-** (räumliche Anordnung einzelner Abschnitte), **Tertiär-** (dreidimensionale Proteinstruktur) und **Quartärstruktur** (mehrere Peptidketten) eingeteilt. Ein Beispiel für ein Protein mit Quartärstruktur ist der rote Blutfarbstoff Hämoglobin. Die Stabilisierung der dreidimensionalen Struktur erfolgt durch Ionenbindungen, Disulfidbrücken, Wasserstoffbrücken und **VAN-DEER-WAALS-**Wechselwirkungen.



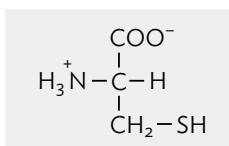
Proteine sind unter physiologischen Bedingungen, d. h. bei pH = 7,4 und einer Temperatur von 37 °C äußerst stabil. Wenn Proteine jedoch auf über 60 °C erhitzt oder mit Säuren, Laugen, organischen Lösemitteln oder Schwermetallsalzen versetzt werden, findet ihre Denaturierung statt. Dabei kommt es zur meist irreversiblen Veränderung der räumlichen Proteinstruktur, die Bindungen und Wechselwirkungen der Sekundär-, Tertiär- und Quartärstruktur werden zerstört.



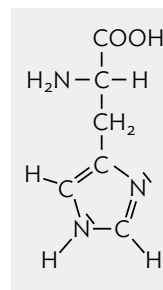


## Zum Üben und Weiterdenken

- A1** Alanin ist eine nicht essenzielle Aminosäure, die häufig als Baustein in Proteinen zu finden ist.
- Geben Sie beide Enantiomere von Alanin in der FISCHER-Projektion an.
  - Erläutern Sie, dass Alanin wie fast alle in der Natur vorkommenden Aminosäuren optisch aktiv ist.
  - Beschreiben Sie, wie man mithilfe eines Experiments D- und L-Alanin voneinander unterscheiden kann.
- A2** Die Aminosäure Cystein ist ein Feststoff mit folgender Struktur:

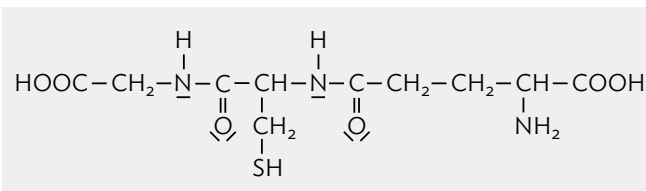


- Erhitzt man Cystein sehr stark, so schmilzt die Verbindung unter Zersetzung. Erklären Sie diese Beobachtung.
  - Eine wässrige Lösung von Cystein hat den isoelektrischen Punkt (IEP) von 5,0. Erläutern und begründen Sie den Begriff IEP an diesem Beispiel.
  - Zu der wässrigen Lösung von Cystein wird einmal verdünnte Salzsäure gegeben, ein anderes Mal verdünnte Natronlauge. Formulieren Sie die entsprechenden Reaktionsgleichungen und beschreiben Sie die jeweils ablaufenden Vorgänge.
  - Erläutern Sie die besondere Rolle der Aminosäure Cystein im Zusammenhang zur räumlichen Struktur von Eiweiß-Molekülen.
- A3** Histamin ist neben vielen anderen Komponenten wie Proteinen, Aminosäuren und Enzymen ein Bestandteil des Wespengifts, das allergische Reaktionen wie die Nesselbildung auslösen kann. Histamin wird im Körper mithilfe von Enzymen aus der Aminosäure Histidin durch Abspaltung von Kohlenstoffdioxid gebildet.



Histidin

- Geben Sie die Strukturformel von Histamin unter Berücksichtigung der Angaben in der Aufgabe an.
  - Erklären Sie, dass es sich bei der Aminosäure Histidin um einen Ampholyt handelt.
  - Schmerzhafte Rötungen und Nesseln lassen sich nach einem Wespenstich auch mit einem sogenannten „Stichheiler“ behandeln. Dabei handelt es sich um einen elektrischen Stift, welcher durch kurzzeitiges Erwärmen auf ca. 50 °C eine Schmerzlinderung verspricht. Erläutern Sie die Wirkungsweise des „Stichheilers“ bei der Behandlung von Rötungen und Nesseln nach einem Wespenstich.
- A4** Rote Blutkörperchen enthalten in hoher Konzentration das Tripeptid Glutathion.
- Geben Sie die Aminosäurebausteine an, aus denen Glutathion aufgebaut ist.
  - Bei Glutathion handelt es sich aufgrund der besonderen Peptidbindungen nicht um ein echtes Tripeptid. Erläutern Sie diesen Sachverhalt.



- Erläutern Sie die Art der zwischenmolekularen Wechselwirkungen und chemischen Bindungen, die Aminosäure-Reste im Glutathion-Molekül zu anderen Glutathion-Molekülen ausbilden können.

- A5** Bei einem Tripeptid stellt man folgende Aminosäuresequenz fest: Glycin-Lysin-Glutaminsäure (Glycin: 2-Aminoethansäure, Lysin: 2,6-Diaminohexansäure, Glutaminsäure: 2-Aminopentandisäure).
- Geben Sie die Strukturformel dieses Tripeptids an.
  - Mit diesem Tripeptid werden die Biuretreaktion und die Xanthoproteinreaktion durchgeführt. Beschreiben Sie diese Nachweisreaktionen und begründen Sie die zu erwartenden Beobachtungen.
  - In der biochemischen Forschung und medizinischen Diagnostik spielt die Spaltung von Proteinen und die Identifizierung der Aminosäure-Bausteine eine immer größere Rolle. Erläutern Sie ein Verfahren zur Spaltung dieses Tripeptids in seine Aminosäure-Bausteine. Nennen Sie den Reaktionstyp.
  - Geben Sie ein Verfahren an, mit dem man die Aminosäuren aus c) nach der Hydrolyse des Tripeptids identifizieren kann. Erläutern Sie die Verfahrensweise und die Möglichkeit zur Identifizierung.

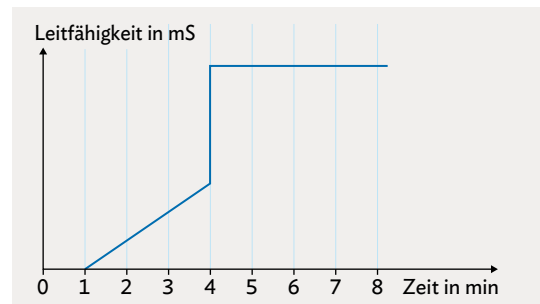
- A6** In sehr heißen Quellen, z. B. im Yellowstone Nationalpark in Wyoming (USA), findet man überraschenderweise noch Lebewesen mit funktionsfähigen Proteinen.



Diese hitzeresistenten Mikroorganismen tolerieren Temperaturen bis knapp über 100 °C. Solche hohen Temperaturen werden in heißen Quellen am Meeresboden erreicht, wo geothermisch erhitztes Wasser unter höherem Druck steht. Der Mikroorganismus *Pyrobolus fumarius* („der Feuerlappen aus dem

Kamin“) zeigt die größte Hitzeresistenz und kann sich bei einer Temperatur von 113 °C sogar noch vermehren.

- Stellen Sie eine Vermutung auf, was man normalerweise für die Proteine dieser Organismen bei den hohen Temperaturen erwarten würde. Erläutern Sie unter Verwendung von Fachbegriffen.
  - Erläutern Sie, welche Besonderheiten in der Proteinstruktur dieser Mikroorganismen die Ursache für die hohe Hitzetoleranz sein könnten. Diskutieren Sie verschiedene Möglichkeiten.
- A7** Das Enzym Urease ist ein Protein, welches besonders in Pflanzensamen, wirbellosen Tieren, Bakterien und Pilzen vorkommt. Urease spaltet das Substrat Harnstoff, wobei unter anderem Ammonium-Ionen  $\text{NH}_4^+$  und Hydroxid-Ionen  $\text{OH}^-$  entstehen. Um die Wirkung der Urease zu untersuchen, wird folgendes Experiment durchgeführt: In ein Becherglas gibt man 40 mL einer Harnstofflösung. Nach einer Minute werden 10 mL Urease-Suspension zugesetzt und nach weiteren drei Minuten wird eine Spatelspitze eines wasserlöslichen Bleisalzes zugegeben. Während des gesamten Versuchs wird bei konstanter Temperatur laufend die elektrische Leitfähigkeit gemessen. Die Messwerte sind in folgendem Diagramm vereinfachend dargestellt.



- Beschreiben Sie den Verlauf des Graphen.
  - Erläutern Sie den im Diagramm dargestellten Verlauf der elektrischen Leitfähigkeit.
  - Erläutern Sie die Wirkung der Blei-Ionen auf die Urease auf Teilchenebene.
- A8** Als Sekundärstrukturen bilden sich  $\alpha$ -Helices vorwiegend intramolekular und  $\beta$ -Faltblätter vorwiegend intermolekular. Erläutern und begründen Sie diesen Sachverhalt.

## Ziel erreicht?

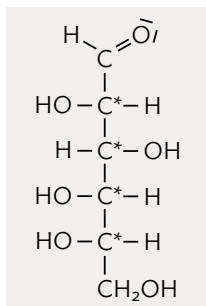
Verfügen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06011-19) und bewerten Sie sich mithilfe der Tabelle rechts unten.



06011-19

### KOMPETENZ A: FISCHER-Projektionsformeln aufstellen

- A1** Geben Sie die D- und L-Form für 2,3-Dihydroxypropanal (Glycerinaldehyd) in der FISCHER-Projektionsformel an.  
Kennzeichnen Sie asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atome.
- A2** Zeichnen Sie Propan-1,2,3-triol (Glycerin) in der FISCHER-Projektion und begründen Sie, ob eine D- bzw. L-Form möglich ist.
- A3** Folgende Formel zeigt ein Enantiomer des Glucose-Moleküls in der FISCHER-Projektion.
- Erläutern Sie, ob es sich bei der dargestellten FISCHER-Projektionsformel um das D- oder L-Enantiomer handelt.
  - Geben Sie das entsprechende Spiegelbildisomer zur dargestellten Form des Glucose-Moleküls an.



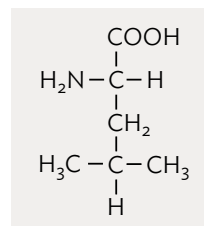
### KOMPETENZ B: Spiegelbildisomerie und optische Aktivität erklären

- B1** Weinsäure ist der Trivialname für 2,3-Dihydroxybutandisäure.
- Geben Sie die Strukturformeln von D- und L-Weinsäure und meso-Weinsäure in der FISCHER-Projektion an.
  - Erläutern Sie, dass D- und L-Weinsäure optisch aktiv sind, meso-Weinsäure jedoch nicht.
  - Erläutern Sie eine Eigenschaft, in der sich D- und L-Weinsäure voneinander unterscheiden.
  - Beschreiben Sie ein Experiment, mit dem man nachweisen kann, dass D- bzw. L-Weinsäure optisch aktiv sind.
- B2** Erläutern Sie, ob es sich bei Propan-1,2,3-triol (Glycerin) um eine chirale Substanz handelt.

- B3** Erklären Sie, dass ein äquimolares Gemisch von D- und L-2,3-Dihydroxypropanal (Glycerinaldehyd) optisch inaktiv ist.

### KOMPETENZ C: Struktur und Eigenschaften der Aminosäuren erläutern

- C1** Erklären Sie den Begriff L- $\alpha$ -Aminosäure an folgendem Beispiel:



- C2** Beschreiben Sie, was man unter einer essenziellen Aminosäure versteht.
- C3** Begründen Sie die Einteilung der 22 natürlich vorkommenden Aminosäuren in Aminosäuren mit unpolaren und polaren Resten in den Molekülen sowie in saure und basische Aminosäuren.
- C4** Geben Sie die Aminosäure Glycin in der FISCHER-Projektionsformel an.  
Erläutern Sie daran, dass Glycin eine optisch inaktive Aminosäure ist.
- C5** Begründen Sie, dass Aminosäure-Moleküle als Ampholyte fungieren können.
- C6** Aminosäuren zeigen am isoelektrischen Punkt (IEP) keine Wanderung im elektrischen Feld. Erläutern Sie diese Beobachtung.

### KOMPETENZ D: Nachweismethoden für Aminosäuren und Proteine beschreiben

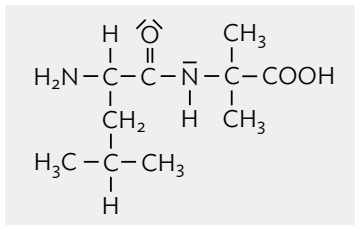
- D1** Beschreiben Sie ein Experiment, mit dem man nachweisen kann, dass in Milchprodukten Proteine enthalten sind.
- D2** Mit folgenden Lebensmitteln wird die Biuretreaktion durchgeführt:

Gelatine, Fisch, Joghurt und Orangensaft. Beschreiben Sie die zu erwartenden Beobachtungen und erklären Sie diese.

- D3** Glutathion ist ein Tripeptid aus den drei verschiedenen Aminosäuren Glutaminsäure, Cystein und Glycin. Glutathion ist in fast allen Zellen des Menschen in hoher Konzentration enthalten. Es gehört zu den wichtigsten als Antioxidans wirkenden Stoffen im menschlichen Körper. Erläutern Sie ein Experiment, mit dem man diese drei Aminosäuren aus dem Tripeptid zurückgewinnen und eindeutig identifizieren kann.

#### KOMPETENZ E: Struktur und Denaturierung von Proteinen erläutern

- E1** Die Strukturformel zeigt ein Dipeptid.



- a) Geben Sie die Aminosäurebausteine des Dipeptids an und benennen Sie es.  
 b) Formulieren Sie die Bildungsreaktion des gezeigten Dipeptids.  
 c) Benennen Sie den Reaktionstyp der Bildungsreaktion.  
 d) Mit denselben Aminosäurebausteinen kann man auch ein anderes Dipeptid erhalten. Geben Sie seine Strukturformel an und benennen Sie dieses.

- E2** Erläutern Sie die Ursachen, die zur Ausbildung der Tertiärstruktur eines Proteins führen können.  
**E3** Erläutern Sie die Vorgänge, die beim Braten eines Spiegeleis auf Teilchenebene ablaufen.  
**E4** Magensäure spielt bei der Eiweißverdauung und bei der Abtötung von Krankheitserregern eine wichtige Rolle. Erläutern Sie diese Funktionen der Magensäure.  
**E5** Blut gerinnt im Gegensatz zu Eiklar auch bei Raumtemperatur und ohne Zusatz von weiteren Stoffen. Erklären Sie diesen Sachverhalt.  
**E6** Nennen Sie Aminosäure-Reste, zwischen denen bei der Denaturierung eines Proteins die folgenden Strukturelemente gebildet werden können:  
 a) Esterbrücken  
 b) Peptidbrücken

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 464 und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

Kompetenz	ja	nein	zum Nachlesen
<b>A</b> FISCHER-Projektionsformeln aufstellen			S. 148 – 149
<b>B</b> Spiegelbildisomerie und optische Aktivität erklären			S. 146 – 147, 150 – 151
<b>C</b> Struktur und Eigenschaften der Aminosäuren erläutern			S. 156 – 159
<b>D</b> Nachweismethoden für Aminosäuren und Proteine beschreiben			S. 154, 158
<b>E</b> Struktur und Denaturierung von Proteinen erläutern			S. 160, 164 – 167

# Klausuraufgaben

## T1 Eiklar



**B1** Beim Backen von schaumig geschlagenem Eiklar entstehen Baisers.

Eiklar besteht zu 90 % aus Wasser und zu 10 % aus kugelförmig verknäulten Proteinen, überwiegend Ovalbumin, dessen Molekül die Reste der Aminosäuren in der Sequenz -Ser-Ile-Ile-Asn- enthält.

Wenn man Eiklar schaumig schlägt, entsteht zähflüssig-fester Schaum. Werden beim Schlagen ein wenig Zitronensaft und Zucker zugesetzt, wird der Schaum fester. Lässt man den gezuckerten Schaum länger als 15 Minuten an der Luft stehen, zerfließt er. Beim Backen innerhalb von ca. 90 Minuten bei ca. 120 °C erhält man Baisers (**B1**).

### AUFGABEN

**A1** Nennen Sie die Gemeinsamkeiten im Aufbau aller biogenen Aminosäuren.

Ordnen Sie begründet die angegebenen Aminosäuren den neutralen, sauren oder basischen Aminosäuren zu.

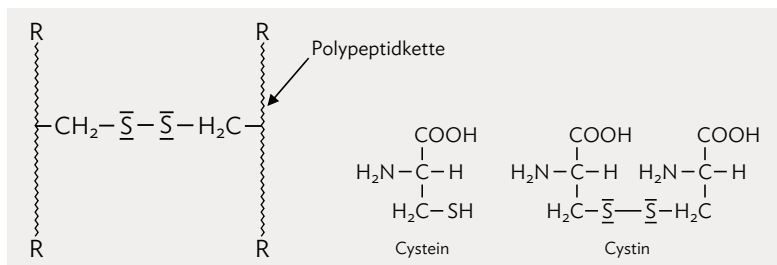
Geben Sie die Strukturformel eines möglichen Isomers von Serin an.

**A2** Im Gegensatz zu Monocarbonsäuren vergleichbarer Molekülmasse sind Aminosäuren nicht flüchtige, kristalline Stoffe mit hoher Schmelztemperatur. Begründen Sie diese Unterschiede.

**A3** Beschreiben Sie den Aufbau eines Proteins. Zeichnen Sie den Strukturformelausschnitt des Ovalbumin-Moleküls mit allen bindenden und nichtbindenden Elektronenpaaren. Kennzeichnen Sie die hydrophoben bzw. hydrophilen Seitenketten und erklären Sie die gute Wasserlöslichkeit des Ovalbumins.

**A4** Erklären Sie die Veränderungen des Ovalbumins beim Schlagen und Backen. Begründen Sie die Wirkung des Zusatzes von Zitronensaft und das Zerfließen des gezuckerten Eiweißschaumes an der Luft.

## T2 Das Faserprotein Keratin



**B2** Disulfidbrücken im Protein und Strukturformeln des Cystein- und Cystin-Moleküls

Das menschliche Haar besteht zu 90 % aus  $\alpha$ -Keratin, einem wasserunlöslichen Protein. Keratin enthält die Aminosäure Cystein, in der eine -SH-Gruppe gebunden ist. Diese ermöglicht die Bildung von stabilen Disulfidbrücken zwischen Polypeptidketten (**B2**).

Um Locken oder Wellen in den Haaren zu erzeugen, müssen zunächst bestehende Bindungen im Keratin zerstört und neue ausgebildet werden. Während Föhnfrisuren nur bis zur nächsten Haarwäsche halten, sind Dauerwellen bleibend. Eine neue Form der Dauerwelle ist die Cystein-Dauerwelle. Sie erfolgt in zwei Schritten.

Schritt 1: Das Haar wird zunächst mit einer Cysteinlösung behandelt. In der ausgespülten Cysteinlösung kann Cystin nachgewiesen werden (**B2**). Schritt 2: Nachdem die Haare in die gewünschte Form gebracht worden sind, behandelt man sie mit einer Wasserstoffperoxidlösung. Diese fixiert die Dauerwelle.

**AUFGABEN**

- A1** Beschreiben Sie die Struktur der Aminosäure Cystein und leiten Sie aus der Struktur begründet zwei Eigenschaften für diese Verbindung ab (**B2**).
- A2** Berechnen Sie den Massenanteil der im Keratin gebundenen Cysteinbausteine. Gehen Sie davon aus, dass Keratin einen Massenanteil an Schwefel von 5 % aufweist.

- A3** Formulieren Sie eine begründete Vermutung zu den chemischen Prozessen der Cystein-Dauerwelle. Erläutern Sie die Rolle von Wasserstoffperoxid auch unter Verwendung einer Reaktionsgleichung.
- A4** Beurteilen Sie die Aussage des Herstellers, wonach der Einsatz von Cystein als Entwickler das Haar minimal belastet.

**T3 L-Lysin**

L-Lysin (2,6-Diaminohexansäure) ist eine für den Menschen und andere Säugetiere essenzielle Aminosäure und gehört gemeinsam mit L-Arginin und L-Histidin zu der Gruppe der basischen Aminosäuren.

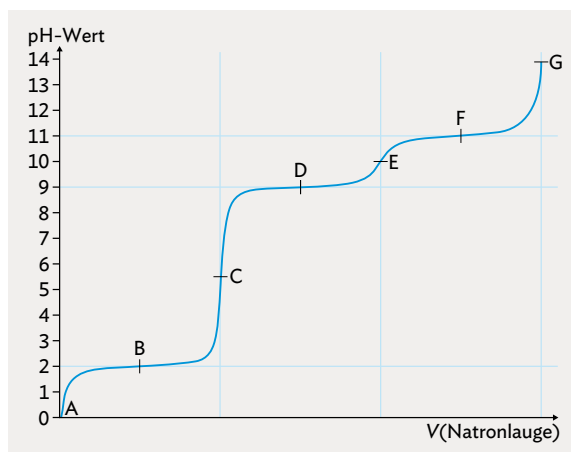
Lysin wird u. a. zur Wirkbeschleunigung bei schmerzhemmenden Medikamenten verwendet, insbesondere in Verbindung mit Ibuprofen.

Zur Bestimmung der  $pK_S$ - bzw.  $pK_B$ -Werte von Aminosäuren kann das Verfahren der Titration verwendet werden. Dafür werden 10 mL einer Aminosäurelösung mit Salzsäure versetzt, sodass eine vollständige Protonierung der Aminosäure-Moleküle erreicht wird. Anschließend wird mit Natronlauge titriert und der pH-Wert mit einem pH-Messgerät gemessen. Aus der Titrationskurve können die entsprechenden Werte für die beteiligten Teilchen entnommen werden.

**AUFGABEN**

- A1** Beschreiben Sie am Beispiel von Lysin den Aufbau von Aminosäuren unter Angabe der Strukturformel in FISCHER-Projektion. Begründen Sie die Zuordnung von Lysin zu der Gruppe der basischen Aminosäuren.
- A2** Essigsäurelösung besitzt einen niedrigeren pH-Wert als eine Lysinlösung gleicher Stoffmengenkonzentration. Begründen Sie diesen Sachverhalt.
- A3** Beide Lösungen aus **A2** werden einmal mit verdünnter Salzsäure und einmal mit verdünnter Natriumhydroxidlösung versetzt. Formulieren Sie für die drei ablaufenden chemischen Reaktionen die Reaktionsgleichungen. Erklären Sie anhand einer der Gleichungen, dass es sich um eine Säure-Base-Reaktion nach BRØNSTED handelt.

- A4** In **B3** ist eine Titrationskurve für die Titration von Lysin mit Natronlauge dargestellt. Kennzeichnen Sie in der Kurve die  $pK_S$ -Werte und die Äquivalenzpunkte. Geben Sie für die an den Punkten A – G vorliegenden Teilchen die Strukturformeln und ihre Stoffmengenverhältnisse an.
- A5** Leiten Sie begründet aus der Kurve den IEP für Lysin ab. Beurteilen Sie, ob Lysin Bedeutung für die Pufferung des Blutes ( $pH \approx 7,4$ ) haben kann.
- A6** 1,22 g Lysin werden in 25 mL Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ) gelöst. Ermitteln Sie rechnerisch, ob dadurch eine vollständige Protonierung möglich wäre.



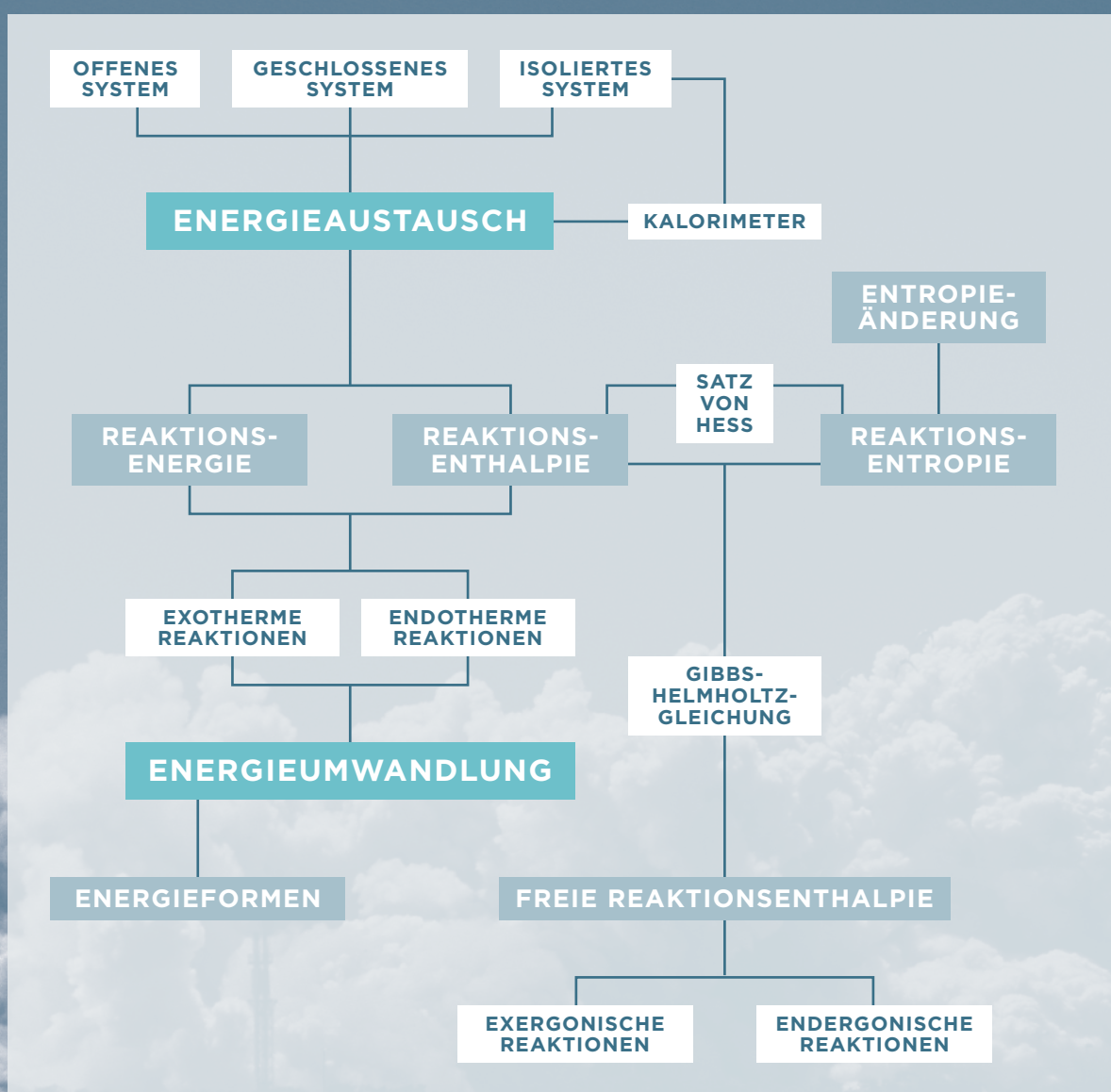
**B3** Titrationskurve für die Titration von Lysin mit Natronlauge



# 6

## Chemische Energetik





## Startklar?

Schätzen Sie Ihre Kompetenz in den Bereichen A bis D ein und prüfen Sie sich anhand der entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06011-30).

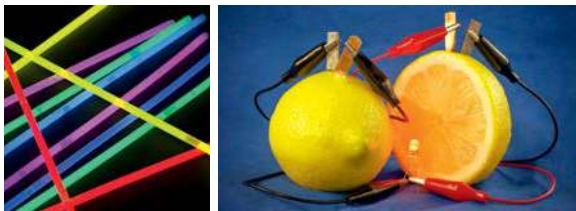


06011-30

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig
<b>A</b> Energetische Erscheinungen bei chemischen Reaktionen erklären			
<b>B</b> Die Begriffe exotherm und endotherm erklären und entsprechenden Phänomenen zuordnen			
<b>C</b> Energetische Zustände der Edukte und Produkte exothermer und endothermer Reaktionen vergleichen			
<b>D</b> Die Zufuhr von Energie als Voraussetzung zum Start chemischer Reaktionen erklären			

### KOMPETENZ A: Energetische Erscheinungen bei chemischen Reaktionen erklären

- A1** Geben Sie die Erscheinungsformen von Energie an, die im Verlauf folgender Vorgänge auftreten:
- Eine Kerze brennt.
  - Ein Knicklicht leuchtet (**B1**).
  - Im Verlauf der Elektrolyse einer wässrigen Zinkiodidlösung scheiden sich an den Elektroden metallisches Zink bzw. Iod ab.
  - Zinkpulver reagiert in einem Reagenzglas mit verdünnter Salzsäure. Über das Reagenzglas wird ein Luftballon gestülpt, der sich während des Reaktionsverlaufs aufbläht.
  - Eine an eine Zitronenbatterie angeschlossene Diode leuchtet (**B1**).



**B1** Leuchtende Knicklichter (links) und Zitronenbatterie im Stromkreis mit einer Leuchtdiode (rechts)

### KOMPETENZ B: Die Begriffe exotherm und endotherm erklären und entsprechenden Phänomenen zuordnen

- B1** Beschreiben Sie die Beobachtungen, die für eine exotherme bzw. eine endotherme Reaktion in der Regel charakteristisch sind.
- B2** Ordnen Sie den Vorgängen in **A1** die Begriffe exotherm bzw. endotherm zu. Begründen Sie Ihre Auswahl.
- B3** Ein stöchiometrisches Gemisch aus Wasserstoff- und Sauerstoffgas (Knallgas) reagiert nach kurzer Zündung in einem Reagenzglas unter Bildung von Wasser. Dabei kann an der Reagenzglaswand eine Temperaturerhöhung festgestellt werden.
- Geben Sie die bei dieser chemischen Reaktion auftretenden Erscheinungsformen von Energie an.
  - Begründen Sie, ob es sich um eine exotherme oder eine endotherme chemische Reaktion handelt.
  - Beschreiben Sie davon ausgehend ein mögliches Vorgehen zur Umkehrung dieses Prozesses.

**KOMPETENZ C: Energetische Zustände der Edukte und Produkte exothermer und endothermer Reaktionen vergleichen**

- C1** Zeichnen Sie für folgende Vorgänge jeweils ein vollständig beschriftetes Energiediagramm.
- Bei Zugabe einiger Tropfen Wasser zu wasserfreiem Kupfer(II)-sulfat bildet sich umgehend tiefblaues Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat. Im Reaktionsgemisch kann eine Temperaturerhöhung gemessen werden.
  - Bei starkem Erhitzen von festem Quecksilberoxid in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas entstehen Quecksilber und Sauerstoffgas, solange die Wärmezufuhr anhält.
  - Ein Stück metallisches Magnesiumband wird in der Brennerflamme entzündet. Nach dem Herausnehmen aus der Brennerflamme hält die Verbrennung an.
- C2** Begründen Sie, welchen der folgenden Aussagen Sie zustimmen bzw. nicht zustimmen.

Auf der x-Achse eines Energiediagramms muss die Zeit stehen.

Die x-Achse eines Energiediagramms beschreibt den Weg von den Ausgangsstoffen zu den Reaktionsprodukten einer Reaktion.

Die x-Achse eines Energiediagramms bezieht sich auf ein einzelnes Teilchen.

**KOMPETENZ D: Die Zufuhr von Energie als Voraussetzung zum Start chemischer Reaktionen erklären**

- D1** Erläutern Sie die Bedeutung der im Folgenden beschriebenen experimentellen Schritte auf Teilchenebene und vergleichen Sie die Art der Aktivierung der Reaktionen.
- Ein Streichholz wird entzündet, indem man damit an einer rauen Oberfläche entlangstreicht.
  - Ein Gemisch aus Wasserstoff- und Chlorgas reagiert explosionsartig, nachdem einige Sekunden lang Tageslicht einstrahlte.
  - Trockenes Iodstickstoffpulver  $\text{NI}_3$  zersetzt sich explosiv, nachdem mit einem Stab darauf geschlagen wurde.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf der Seite 464 und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig	zum Nachlesen
<b>A</b> Energetische Erscheinungen bei chemischen Reaktionen erklären	12 – 10	9 – 6	5 – 4	
<b>B</b> Die Begriffe exotherm und endotherm erklären und entsprechenden Phänomenen zuordnen	13 – 10	9 – 6	5 – 4	S. 16
<b>C</b> Energetische Zustände der Edukte und Produkte exothermer und endothermer Reaktionen vergleichen	15 – 12	11 – 7	6 – 5	S. 16
<b>D</b> Die Zufuhr von Energie als Voraussetzung zum Start chemischer Reaktionen erklären	6 – 5	4 – 3	2	





## 6.1 Energie und Reaktionswärme

Im Verlauf chemischer Reaktionen treten neben neuen Stoffen auch verschiedene Erscheinungsformen von Energie auf. Dies nutzt man in Alltag und Technik. Eine Verbrennungsreaktion setzt z. B. Energie in Form von Wärme frei. In Batterien wird der Hauptteil der in den enthaltenen Stoffen gespeicherten Energie hingegen in elektrische Energie umgewandelt. Explosive Kraftstoffgemische wiederum können bei ihrer Umsetzung mechanische Arbeit verrichten.

### 6.1.1 Versuche und Material

#### V Energieumwandlungen bei chemischen Reaktionen



Im Verlauf chemischer Reaktionen werden verschiedene Erscheinungsformen von Energie ineinander umgewandelt. Welche Energieumwandlungen kann man beobachten?

**V1** Geben Sie in eine Porzellanschale 2 g wasserfreies Calciumoxid  $\text{CaO}$  (GHS 5 | 7) und fixieren Sie ein Thermometer so, dass es in das Pulver eintaucht. Versetzen Sie das Calciumoxid anschließend vorsichtig tropfenweise mit Wasser.

**V2** Bauen Sie eine Lithium-Kupfer-Batterie (GHS 2 | 5) und erproben Sie diese. Formulieren Sie Hypothesen, durch welche Maßnahmen sich die Leistung dieser Batterie steigern lassen könnte und untersuchen Sie diese nach Absprache mit Ihrer Lehrkraft. (Anleitung zum Bau der Batterie unter QR-/Mediencode 06011-31).



06011-31

**V3** Stellen Sie eine wässrige Lösung aus 2 g rotem Blutlaugensalz und 2,5 g Ammoniumeisen(III)-citrat in 50 mL Wasser her. Tauchen Sie ein Stück weißen Karton in die Lösung, lassen Sie diesen abtropfen und bedecken Sie ihn mit einem Stück Aluminiumfolie, in das Sie vorher ein Muster geschnitten haben. Belichten Sie dann für ca. 5 min auf dem Tageslichtprojektor oder in der Sonne, und tauchen Sie den Karton abschließend in eine Petrischale mit verdünnter Salzsäure (GHS 5).

**V4** Aktivieren Sie ein Knicklicht in einem abgedunkelten Raum.

**AUSWERTUNG**

- a) Beschreiben Sie die Beobachtungen, durch die in den Versuchen **V1** bis **V4** deutlich wird, dass bei chemischen Reaktionen neben Stoff- auch Energieumwandlungen auftreten.
- b) Nennen Sie die Erscheinungsformen von Energie, die bei **V1** bis **V4** auftreten.
- c) Das in **V1** gebildete Reaktionsprodukt ist ein schwerlösliches Salz, das in wässriger Lösung einen Farbumschlag des Universalindikators nach Blau verursacht. Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die in **V1** ablaufende chemische Reaktion auf. Formulieren Sie einen Vorschlag, wie aus dem Reaktionsprodukt erneut Calciumoxid hergestellt werden kann.
- d) Bei **V2** werden Lithium-Atome oxidiert und Kupfer(II)-Ionen reduziert. Erläutern Sie unter Verwendung von Reaktionsgleichungen das Zustandekommen eines Stromflusses.
- e) Erläutern Sie anhand Ihrer Beobachtungen in **V3**, dass für die dort ablaufende chemische Reaktion Energie in Form von Licht notwendig ist.
- f) Vergleichen Sie die Beteiligung von Licht an den ablaufenden Reaktionen in **V3** und **V4**.

**ENTSORGUNG** G1, R, A

**V Bestimmung einer Reaktionswärme**


Die bei einer chemischen Reaktion auftretende Reaktionswärme kann mithilfe eines Kalorimeters experimentell ermittelt werden. Dazu muss im Folgenden zunächst die Wärmekapazität  $C_K$  des Kalorimeters bestimmt werden.

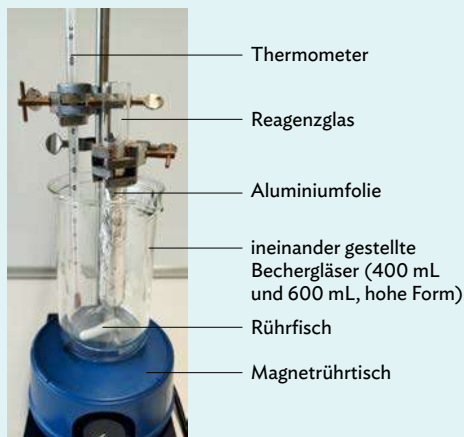
**V5** Bauen Sie die Messapparatur wie in **B1** auf und geben Sie 40 g Wasser (Raumtemperatur) hinein. Ermitteln Sie die exakte Temperatur des Wassers, sobald diese konstant ist. Fügen Sie anschließend 40 g warmes Wasser hinzu, dessen Temperatur (zwischen 50 – 60 °C) Sie vorher exakt bestimmt haben. Verühren Sie das Gemisch und bestimmen Sie dessen konstante Mischungstemperatur.

**V6** Füllen Sie in das Reagenzglas des Kalorimeters 4 g eines Eisen-Schwefel-Gemisches aus 1,6 g Schwefel (GHS 7) und 2,8 g Eisenpulver (GHS 2). Füllen Sie das Kalorimeter anschließend mit einer genau abgewogenen Wasserportion und messen Sie deren konstante Anfangstemperatur. Zünden Sie das Eisen-Schwefel-Gemisch mithilfe eines glühenden Drahts und messen Sie unter Rühren fortlaufend in regelmäßigen Zeitabständen die Temperatur des Kalorimeterwassers.

**AUSWERTUNG**

- a) Erläutern Sie die Bedeutung der Aluminiumfolie sowie der beiden ineinander gestellten Bechergläser in der verwendeten Messanordnung (**B1**).
- b) Ermitteln Sie aus den Messergebnissen von **V5** die Wärmekapazität  $C_K$  des Kalorimeters (vgl. **FM** S. 260).

- c) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion aus **V6**.
- d) Stellen Sie Ihre Messergebnisse aus **V6** grafisch dar und ermitteln Sie daraus die Temperaturdifferenz  $\Delta \vartheta$  im Verlauf der Reaktion (vgl. **FM** S. 260).
- e) Berechnen Sie die Reaktionswärme  $Q$ , sowie die molare Reaktionswärme  $Q_{r,m}$  der Reaktion zwischen Eisen und Schwefel (vgl. **FM** S. 260).
- f) Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen Ihrer Messanordnung und begründen Sie Maßnahmen, die zu deren Minimierung beitragen können.


**B1** Kalorimeter-Apparatur

*Hinweis:* Die Temperatur kann in °C ( $\vartheta$ ) und in K ( $T$ ) angegeben werden.

**ENTSORGUNG** R, G2

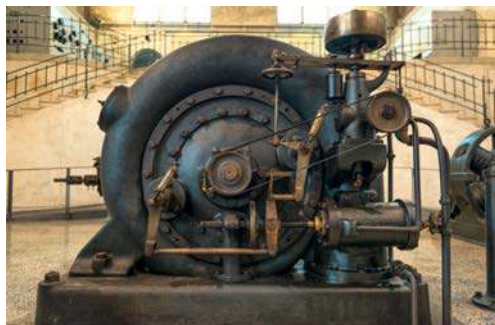


## 6.1.2 Systeme und Energieformen

### Relevanz von Energieumwandlungen

Mischt man in einem Eimer Zementpulver mit Wasser und berührt den Eimer von außen, so stellt man fest, dass sich dieser und das darin befindliche Gemisch erwärmt haben. Die Ursache dafür ist eine chemische Reaktion zwischen dem „gebrannten Kalk“  $\text{CaO}$  im Zement und dem zugegebenen Wasser, in welcher auch Wärme freigesetzt wird. Diese Temperaturerhöhung kann man auch im Labormaßstab beobachten (V1). Ein Teil dieser Energie wird nicht nur auf das Gefäß übertragen, sondern auch an die Umgebung abgegeben.

Der beschriebene Versuchsaufbau ermöglicht nicht, den Energieumsatz dieser Reaktion quantitativ vollständig zu erfassen. Technisch kann gerade dies jedoch von großer Bedeutung sein, denn die bei der Umsetzung von gebranntem Kalk mit Wasser freigesetzte Energie wird in experimentellen Reaktoren z. B. auf flüssiges Wasser übertragen. Der bei anderen Prozessen gezielt gebildete Wasserdampf kann zum Antrieb von Wasserdampfturbinen genutzt werden, mit denen Strom erzeugt wird (B1).



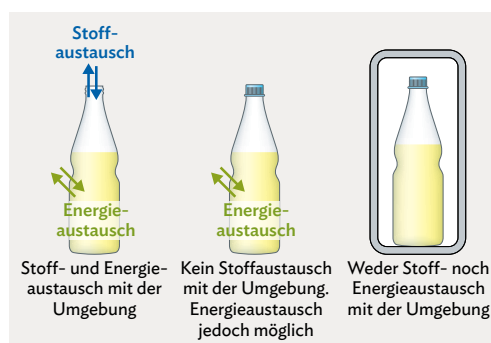
**B1** Darstellung einer historischen Wasserdampfturbine

### Systeme und ihre Umgebung

Zur Beurteilung der Energieeffizienz und damit der Wirtschaftlichkeit solcher chemisch-technischer Verfahren ist eine exakte messtechnische Erfassung der dabei auftretenden Energiebeiträge von entscheidender Bedeutung. Dies ist jedoch nur möglich, wenn man den dabei relevanten chemischen Vorgang, hier die Reaktion von Calciumoxid mit Wasser, möglichst isoliert

betrachtet. Dazu lässt man diese in einem durch enge Grenzen festgelegten Raum ablaufen, der als **System** bezeichnet wird. Alle Komponenten außerhalb der definierten Systemgrenzen nennt man **Umgebung**.

Beim oben beschriebenen Anmischen von Zement ist ein Austausch von Energie mit der Umgebung des Systems (also mit der Eimerwand und der Umgebungsluft) möglich. Darüber hinaus kann ein Teil des zugegebenen Wassers durch die bei der Reaktion freiwerdende Energie verdunsten und entweichen. Es findet also auch ein Stoffaustausch mit der Umgebung statt. Solche Systeme bezeichnet man als **offen** (B2, a). Unterbindet man diesen Stoffaustausch, sodass nur Energie mit der Umgebung ausgetauscht werden kann, dann ist das System **geschlossen** (B2, b). Solche Systeme sind für die exakte quantitative Erfassung von Energieumsätzen chemischer Reaktionen besonders interessant. Gestaltet man den Versuchsaufbau schließlich so, dass auch kein Energieaustausch mit der Umgebung möglich ist, dann ist das System vollständig **isoliert** (B2, c). Allerdings wäre dann auch eine messtechnische Erfassung der auftretenden Energiebeiträge und damit eine Quantifizierung des Energieumsatzes einer chemischen Reaktion unmöglich.



**B2** Beispiele für ein offenes (a), geschlossenes (b) und isoliertes System (c)

### Innere Energie eines Systems

Jedes chemische System verfügt über einen bestimmten Betrag an Energie, der als **innere Energie  $U$  [kJ]** bezeichnet wird. Sie befähigt das System, z. B. Arbeit an seiner Umgebung zu ver-

richten. Ihr Gesamtbetrag setzt sich u. a. aus den folgenden Teilbeträgen zusammen:

- aus den Energiebeträgen, die in den Bewegungen der Stoffteilchen enthalten sind,
- aus den Energiebeträgen, die in den chemischen Bindungen bzw. Wechselwirkungen enthalten sind.

Die innere Energie  $U$  ist eine wegunabhängige Zustandsgröße, denn sie beschreibt den energetischen Zustand eines Systems zu einem bestimmten Zeitpunkt, unabhängig davon, auf welchem Weg das System in diesen Zustand gelangt ist. Ihr Betrag kann nicht direkt gemessen und deshalb nicht als Absolutwert angegeben werden. Anders verhält es sich mit dem Betrag, um den sich die innere Energie eines Systems (z. B. im Verlauf eines physikalischen Prozesses oder einer chemischen Reaktion) verändert. Im Falle der Reaktion von Calciumoxid mit Wasser (B3) kann z. B. über die gemessene Temperaturänderung in der Umgebung des Systems im Verlauf der Reaktion errechnet werden, um welchen Energiebetrag sich die innere Energie dieses Systems im Reaktionsverlauf verändert.



**B3** Chemische Reaktion zwischen Zement und Wasser. Es wird Wärme freigesetzt.

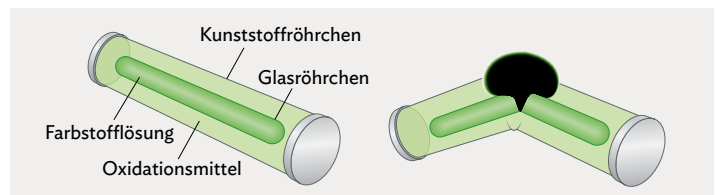
### Formen der Energieübertragung: Arbeit und Wärme

Wird im Verlauf einer chemischen Reaktion wie der von Calciumoxid mit Wasser (V1) oder der in der Lithium-Kupfer-Zelle (V2) Energie vom System an die Umgebung abgegeben, so nimmt die innere Energie  $U$  des jeweiligen Systems ab. Mikroskopisch gesehen wird in V1 Energie auf die Teilchen in der Umgebung des Systems übertra-

gen, sodass sich diese zufällig und ungeordnet bewegen. Diese Form der Energieübertragung bezeichnet man als **Wärme**.

In V2 führt die Abgabe von Energie in der Umgebung hingegen zu einer gerichteten Bewegung von Teilchen, hier von Elektronen, die sich in einem metallischen Leiter bewegen, was wiederum als Stromfluss messbar ist. Wird durch Stromfluss ein Motor angetrieben, nennt man diese Form der Energieübertragung **Arbeit**.

Wärme und Arbeit sind verschiedene Erscheinungsformen der allgemeinen Größe Energie. Vereinfachend wird im Folgenden der Begriff Energieform verwendet.



**B4** Modellhafte Darstellung der Funktionsweise eines Knicklichts

Die innere Energie  $U$  eines Systems ist nicht absolut bestimmbar. Die Energiebeträge, die ein System in Form von Wärme bzw. Arbeit mit der Umgebung austauscht, lassen aber Rückschlüsse auf die Änderung seiner inneren Energie zu.

### AUFGABEN

- A1** a) Diskutieren Sie für die Versuche V2 und V3, welche Komponenten zum jeweiligen System und welche zu dessen jeweiliger Umgebung gehören.  
b) Beurteilen Sie, um welche Art von System es sich in diesen Fällen handelt.  
c) Erklären Sie, wie der jeweilige Versuchsaufbau abgewandelt werden muss, sodass das betrachtete System geschlossen ist.
- A2** Beschreiben Sie die Funktionsweise eines Knicklichts und benennen Sie die dabei beteiligten Energieformen (B4).

## 6.1.3 Chemische Reaktionen und Reaktionswärme

### „Thermische Energie“ versus Wärme

Umgangssprachlich unterscheidet man verschiedene **Energieformen** wie z. B. chemische Energie, thermische Energie, Licht oder elektrische Energie. Diese Hilfsbegriffe sollen deutlich machen, wie die Übertragung von Energie zwischen System und Umgebung erkennbar wird. Bei der Herstellung von Blaupausen (V3) wird Licht in chemische Energie umgewandelt. Schließt man z. B. die Pole einer Batterie an einen Stromkreis an, dann laufen in ihrem Inneren chemische Reaktionen ab, bei denen Energie freigesetzt wird. Diese führt in der Umgebung des Systems, im metallischen Leiter, zu einem messbaren Stromfluss (V2). Man kann also sagen, dass im Verlauf dieses Vorgangs die in den Inhaltsstoffen der Batterie gespeicherte chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt wird. Tatsächlich führt die Übertragung von Energie an die Umgebung jedoch zu einer gerichteten Bewegung von Elektronen im Leiter, es wird also Energie in Form von **Arbeit** übertragen. Zudem wird in der Umgebung der Batterie mit der Zeit auch eine Temperaturerhöhung messbar, was bedeutet, dass ein Teil der freigesetzten Energie in Form von thermischer Energie frei wird. Tatsächlich führt dieser übertragene Energieanteil zu einer ungerichteten Teilchenbewegung in der Umgebung, es handelt sich dabei also um die Übertragung von Energie in Form von **Wärme**.

### Exotherme und endotherme Reaktionen

Der bei einem physikalischen Vorgang (z. B. einer Aggregatzustandsänderung) bzw. einer chemischen Reaktion auftretende Betrag an Wärme wird als **Reaktionswärme  $Q_r$ , [kJ]** bezeichnet. Er ist bei zahlreichen technischen Prozessen von besonderer Bedeutung (etwa bei der Verbrennung von Holz, Kohle, Heizöl o. Ä.) und macht nicht selten den Hauptanteil des Energieumsatzes eines physikalischen oder chemischen Prozesses aus. Überträgt ein System im Verlauf eines solchen Prozesses einen Teil seiner inneren Energie (z. B. in Form von Wärme) auf die Umgebung, so bezeichnet man diesen Vorgang als **exotherm**.

Die Differenz aus den Beträgen der inneren Energie nach der Reaktion und vor der Reaktion ist dann negativ:

$$Q_r = U_{\text{nach}} - U_{\text{vor}} < 0$$

Für den Fall, dass das System im Prozessverlauf jedoch Energie (z. B. in Form von Wärme) aufnimmt und seine innere Energie zunimmt, gilt hingegen:

$$Q_r = U_{\text{nach}} - U_{\text{vor}} > 0$$

Der Vorgang wird dann als **endotherm** bezeichnet.

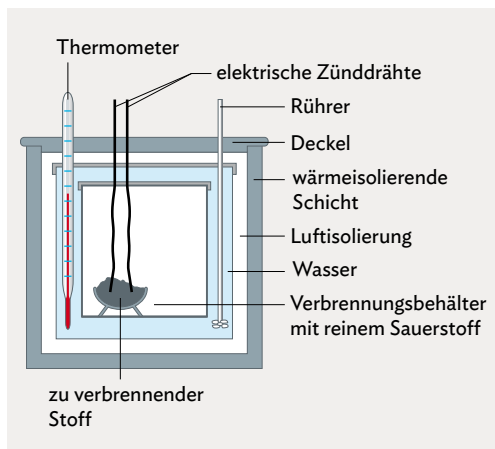
### Bestimmung der Reaktionswärme

Der Betrag der Reaktionswärme  $Q_r$  eines physikalischen Vorgangs oder einer chemischen Reaktion kann meist experimentell bestimmt werden. Dazu kann z. B. die Temperaturänderung in der Umgebung eines Systems, in dem der betreffende Vorgang abläuft, erfasst werden. Um den Betrag der Reaktionswärme dabei möglichst exakt bestimmen zu können, müssen folgende Bedingungen erfüllt sein:

1. Das gewählte System muss geschlossen sein, sodass es lediglich Energie mit seiner Umgebung austauschen kann. Bei einem zusätzlichen Stoffaustausch könnte (z. B. über die Abgabe von Reaktionsgasen) auch ein Teil der an die Umgebung abgegebenen Energie ohne messtechnische Erfassung aus dem System entweichen.
2. Es muss sichergestellt sein, dass der im Verlauf einer Reaktion in Form von Wärme übertragene Betrag an Energie vollständig mit der Umgebung ausgetauscht wird, sodass aus einer Temperaturveränderung der Umgebung direkt auf den Betrag an ausgetauschter Wärme geschlossen werden kann.

Dafür muss die Umgebung künstlich auf einen sehr kleinen Bereich eingegrenzt werden, der die gesamte Reaktionswärme aufnimmt bzw. an das System abgibt. Eine solche Umgebung nennt man **Kalorimeter**. Es besteht meist aus einem wärmeisolierten Gefäß, in dem sich ein

Rührer und eine Kalorimeterflüssigkeit mit hoher Wärmekapazität (i. d. R. Wasser) befinden (B5). Im Inneren des Kalorimeters wird ein Reaktionsgefäß platziert, in welchem der untersuchte Vorgang kontrolliert abläuft, während die Temperaturänderung der Kalorimeterflüssigkeit kontinuierlich verfolgt wird.



B5 Schematische Darstellung eines Kalorimeters

### Die Wärmekapazität und die spezifische Wärmekapazität

Vernachlässigt man den Betrag an Wärme, der im Reaktionsgefäß des Kalorimeters verbleibt, kann angenommen werden, dass die von der Kalorimeterflüssigkeit aufgenommene Wärme  $Q$  zur gemessenen Temperaturdifferenz  $\Delta T$  [K] proportional ist. Der Betrag dieser Wärme entspricht dem negativen Betrag der Reaktionswärme  $Q_r$ , die im Verlauf des Prozesses abgegeben oder aufgenommen wird:

$$Q = C \cdot \Delta T = -Q_r$$

Die Proportionalitätskonstante dieser Gleichung ist die Wärmekapazität  $C$  der gesamten Messanordnung. Sie setzt sich als Summe aus der Wärmekapazität  $C_K$  des Kalorimeters und der Wärmekapazität  $C_W$  [J/K] des Kalorimeterwassers zusammen. Letztere lässt sich aus der spezifischen Wärmekapazität  $c_W$  [J/(g · K)] und der Masse  $m_W$  des Kalorimeterwassers berechnen:

$$C_W = c_W \cdot m_W$$

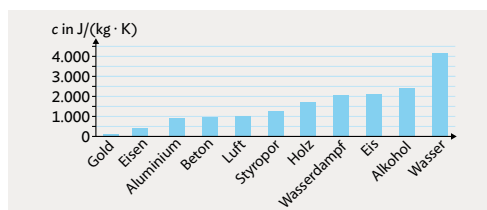
Die spezifische Wärmekapazität  $c$  ist von Stoff zu Stoff unterschiedlich, für z. B. Wasser beträgt sie in etwa  $c = 4\,200 \text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$  (B6).

Die Reaktionswärme  $Q_r$  des untersuchten Vorgangs errechnet sich wie folgt:

$$Q_r = -(C_K + C_W) \cdot \Delta T = -(C_K + c_W \cdot m_W) \cdot \Delta T$$

Sie kann auch als molare Reaktionswärme  $Q_{r,m}$  [kJ/mol] bezogen auf den Stoffumsatz eines am Prozess beteiligten Stoffes angegeben werden:

$$Q_{r,m} = \frac{Q_r}{n}$$



B6 Die spezifische Wärmekapazität von verschiedenen Stoffen

Ein Kalorimeter ist die künstlich begrenzte Umgebung eines physikalischen oder chemischen Prozesses. Die dabei auftretende Reaktionswärme  $Q_r$  ist proportional zur Temperaturdifferenz  $\Delta T$ , die dabei im Kalorimeter gemessen werden kann.

### AUFGABEN

- A1** Nennen Sie je zwei Beispiele für exo- bzw. endotherme Prozesse in Ihrem Alltag.
- A2** Begründen Sie das Vorwärmen von Tellern in Gaststätten, bevor die Speise auf den Teller gegeben und das Gericht serviert wird.
- A3** In einem Kalorimeter ( $C_K = 120 \text{ J/K}$ ) mit 500 g Trichlormethan als Kalorimeterflüssigkeit werden 0,35 mol eines Stoffes in einer kontrollierten Reaktion umgesetzt. Dabei wird eine Temperaturänderung von 21,6 °C auf 25,3 °C beobachtet. Berechnen Sie die Reaktionswärme sowie die molare Reaktionswärme dieser chemischen Reaktion.

**Wärmekapazität C:** Betrag an Wärme, den man einer Stoffportion zuführen muss, um deren Temperatur um 1 K zu erhöhen:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} \left[ \frac{\text{J}}{\text{K}} \right]$$

**spezifische Wärmekapazität c:** Betrag an Wärme, den man einem Stoff pro Gramm bzw. Kilogramm dieses Stoffes zuführen muss, um seine Temperatur um 1 K zu erhöhen:

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T} \left[ \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \right]$$

## 6.1.4 Kalorimetrische Messungen durchführen und auswerten

Mithilfe eines Kalorimeters lassen sich Prozesswärmern physikalischer Vorgänge bzw. Reaktionswärmern chemischer Reaktionen experimentell bestimmen. Dazu lässt man den jeweiligen Vorgang innerhalb des Kalorimeters kontrolliert ablaufen und misst dabei die Temperaturänderung  $\Delta\vartheta$  der Kalorimeterflüssigkeit. Außerdem müssen die spezifische Wärmekapazität  $c_w$  der Kalorimeterflüssigkeit sowie die Wärmekapazität  $C_K$  des Kalorimeters bekannt sein.

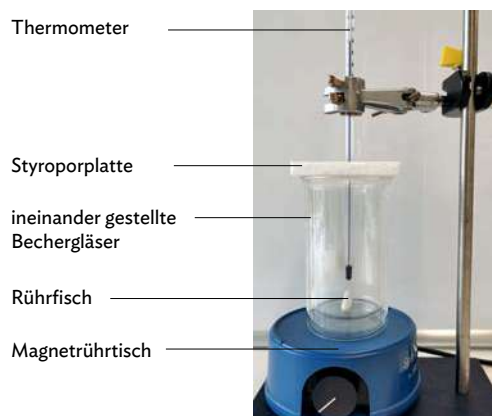
### a) Die Wärmekapazität des Kalorimeters ermitteln

Mischt man z. B. 40 g Wasser mit einer Temperatur von 80 °C in einem Gefäß mit 40 g Wasser einer Temperatur von 20 °C, so erwartet man eine Gemischttemperatur von 50 °C. Experimentell stellt man jedoch fest, dass die tatsächlich gemessene Temperatur etwas niedriger ist, denn das hinzugegebene Wasser mit höherer Temperatur gibt nicht nur Wärme an die Wasserportion mit niedrigerer Temperatur, sondern auch das Gefäß ab, in dem sich das Gemisch befindet. Das Absinken der Gemischttemperatur unter den erwarteten Temperatur-Mittelwert kann man nun zur Ermittlung der Wärmekapazität  $C_K$  des Kalorimeters nutzen.

Ermitteln Sie die Wärmekapazität  $C_K$  des folgenden Kalorimeters.

#### VORGEHEN

1. Bauen Sie die Kalorimeter-Apparatur in **B1** auf.
2. Geben Sie 40 g Wasser (Raumtemperatur) in die Messapparatur und ermitteln Sie dessen exakte Temperatur, sobald diese konstant ist.



**B1** Kalorimeter mit ebenem Boden

3. Fügen Sie anschließend 40 g warmes Wasser hinzu, dessen Temperatur (zwischen 50 – 60 °C) Sie vorher exakt bestimmt haben.
4. Verrühren Sie das Gemisch und bestimmen Sie die konstante Gemischttemperatur.
5. Berechnen Sie mithilfe Ihrer Messwerte gemäß **B2** die Wärmekapazität  $C_K$  ihrer Kalorimeter-Apparatur.

Die Portion kalten Wassers besitzt die Masse  $m_1$  und die Temperatur  $\vartheta_1$ . Die Portion warmen Wassers besitzt die Masse  $m_2$  und die Temperatur  $\vartheta_2$ . Die gemessene Mischtemperatur beider Wasserportionen ist  $\vartheta_{\text{misch}}$ .

$Q_2$	$Q_1$
Das warme Wasser gibt beim Mischen die Wärme $Q_2$ an seine Umgebung ab. $Q_2$ ist folglich negativ: $Q_2 = -C \cdot \Delta\vartheta$	Das kalte Wasser nimmt die Wärme $Q_1$ auf. $Q_1$ ist folglich positiv: $Q_1 = +C \cdot \Delta\vartheta$
Mit $\Delta\vartheta = \vartheta_2 - \vartheta_{\text{misch}}$ und $C_w = c_w \cdot m_w$ folgt: $Q_2 = (c_w \cdot m_w) \cdot (\vartheta_{\text{misch}} - \vartheta_2)$	Mit $\Delta\vartheta = \vartheta_{\text{misch}} - \vartheta_1$ und $C = C_K + c_w \cdot m_w$ folgt: $Q_1 = (C_K + c_w \cdot m_w) \cdot (\vartheta_{\text{misch}} - \vartheta_1)$
Gemäß des Energieerhaltungssatzes gilt: $Q_{\text{gesamt}} = Q_1 + Q_2 = 0$	
Folglich ergibt sich aus der Addition der Terme für die Wärme $Q_1$ und $Q_2$ und der anschließenden Umformung nach $C_K$ :	
$C_K = c_w \cdot \left( m_2 \cdot \frac{\vartheta_2 - \vartheta_{\text{misch}}}{\vartheta_{\text{misch}} - \vartheta_2} - m_1 \right)$	

#### **B2** Herleitung zur Berechnung der Wärmekapazität $C_K$

Beispiel: Für  $c_w = 4,19 \text{ J}/(\text{g} \cdot \text{K})$ ,  $m_1 = m_2 = 40 \text{ g}$ ,  $\vartheta_1 = 20 \text{ °C}$ ,  $\vartheta_2 = 80 \text{ °C}$  und  $\vartheta_{\text{misch}} = 45,3 \text{ °C}$  erhält man:

$$C_K = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot \left( 40 \text{ g} \cdot \frac{80 \text{ °C} - 45,3 \text{ °C}}{45,3 \text{ °C} - 20 \text{ °C}} - 40 \text{ g} \right) \approx 62,3 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

### b) Die Reaktionswärme einer Redoxreaktion ermitteln

Ermitteln Sie die Reaktionswärme  $Q_r$  und die molare Reaktionswärme  $Q_{r,m}$  bei der Reaktion von Kupfer mit Silbernitratlösung.

#### VORGEHEN

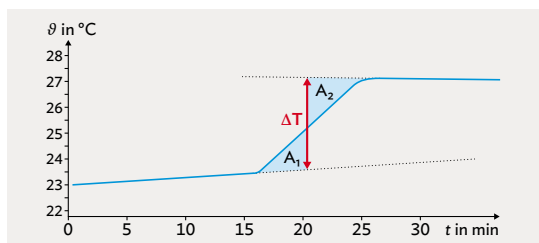
1. Entleeren Sie zunächst die Kalorimeter-Apparatur.
2. Geben Sie 100 mL Silbernitratlösung ( $c = 0,2 \text{ mol/L}$ ,





GHS 5 | 9) in das Kalorimeter und messen Sie dessen konstante Anfangstemperatur.

- Fügen Sie 2 g Kupferpulver (GHS 2 | 9) hinzu und verfolgen Sie unter ständigem Rühren in Abständen von 30 Sekunden den Temperaturverlauf (auch über die erreichte Maximaltemperatur hinaus).
- Stellen Sie Ihre Messergebnisse grafisch dar (B3).



### B3 Grafische Auswertung einer kalorimetrischen Messung

- Verlängern Sie die Abschnitte des Graphen unmittelbar vor bzw. nach dem starken Temperaturanstieg (hellblaue Geraden).
- Ermitteln Sie die beobachtete Temperaturdifferenz  $\Delta\vartheta$ . Diese entspricht der senkrechten Strecke (rot). Es handelt sich um die Verbindungsstrecke zwischen den beiden extrapolierten Geraden, sodass die Flächen  $A_1$  und  $A_2$  ungefähr gleich groß sind.
- Die Kalorimeterflüssigkeit, welche die bei der Reaktion freiwerdende Wärme aufnimmt, entspricht in diesem Fall dem flüssigen Anteil des Reaktionsgemisches. Für sie gelten folgende Annahmen:
  - Es handelt sich um eine verdünnte Lösung, deren Dichte in etwa der von reinem Wasser ( $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$ ) entspricht. Ihre Masse  $m_w$  beträgt 100 g.
  - Ihre spezifische Wärmekapazität  $c_w$  entspricht etwa der von reinem Wasser ( $c_w = 4,19 \text{ J/(g} \cdot \text{K)}$ ).

Berechnen Sie mithilfe dieser Annahmen sowie der ermittelten Temperaturdifferenz  $\Delta\vartheta$  gemäß folgender Gleichung die bei der Reaktion auftretende Reaktionswärme  $Q_r$ .

$$Q_r = -(C_K + C_w) \cdot \Delta\vartheta = -(C_K + c_w \cdot m_w) \cdot \Delta\vartheta$$

Beispiel: Für  $\Delta\vartheta = 6,0 \text{ }^\circ\text{C}$  (6,0 K) erhält man:

$$\begin{aligned} Q_r &= -(62,3 \frac{\text{J}}{\text{K}} + 4,19 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 100 \text{ g}) \cdot 6,0 \text{ K} \\ &= -2\,887,8 \text{ J} = -2,9 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Berechnen Sie außerdem die molare Reaktionswärme  $Q_{r,m}$  der Reaktion (bezogen auf den Umsatz an Silber-Ionen).

$$Q_{r,m} = \frac{Q_r}{n}$$

Hierzu muss zunächst die Stoffmenge  $n$  an Silber(I)-Ionen berechnet werden, die in 100 mL (also 0,1 L) Silbernitratlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,2 \text{ mol/L}$  enthalten ist. Es gilt:

$$c(\text{Ag}^+) = \frac{n(\text{Ag}^+)}{V(\text{Lösung})}$$

Daraus ergibt sich durch Umformung:

$$\begin{aligned} n(\text{Ag}^+) &= c(\text{Ag}^+) \cdot V(\text{Lösung}) = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} \\ &= 0,02 \text{ mol} \end{aligned}$$

Damit ergibt sich für  $Q_{r,m}$ :

$$Q_{r,m} = \frac{-2,9 \text{ kJ}}{0,02 \text{ mol}} = -145 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

### c) Die Reaktionswärme einer Säure-Base-Reaktion ermitteln

Ermitteln Sie die Reaktionswärme  $Q_r$  und die molare Reaktionswärme  $Q_{r,m}$  bei der folgenden Neutralisation.



#### VORGEHEN

- Entleeren und spülen Sie die Kalorimeter-Apparatur.
- Geben Sie 100 mL Natronlauge ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) in das Kalorimetergefäß und bestimmen Sie dessen konstante Anfangstemperatur.
- Geben Sie rasch 100 mL Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , GHS 5) hinzu und messen Sie unter Rühren die konstante Mischungstemperatur.
- Bestimmen Sie die Temperaturdifferenz  $\Delta\vartheta$ .
- Fahren Sie mit den Schritten 7 und 8 wie in b) fort.

#### AUFGABEN

- Ermitteln Sie die Wärmekapazität  $C_K$  Ihres Kalorimeters.
- Führen Sie anschließend c) durch und berechnen Sie anhand Ihrer Messwerte die Reaktionswärme  $Q_r$  sowie die molare Reaktionswärme  $Q_{r,m}$  der Neutralisation.
- Erläutern Sie die Unterschiede im Vorgehen zur Ermittlung der Temperaturdifferenz  $\Delta\vartheta$  bei b) und c).



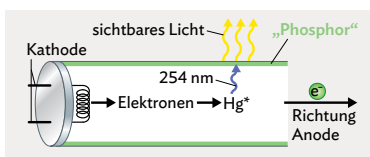
## 6.1.5 Lichtenergie für nachhaltige Technik

Glühlampen hielten sich über 150 Jahre nach ihrer Erfindung als bevorzugte Lichtquelle, bevor sie allmählich aufgrund möglicher Energieeinsparung durch effizientere Leuchtmittel wie anorganische oder organische Leuchtdioden (LEDs) ersetzt wurden. LEDs strahlen Licht aus, ohne dass sie sich annähernd so stark erhitzen wie Glühlampen (B1), an denen man sich sogar verbrennen konnte. Die Einführung energieeffizienter Lösungen in Alltag und Technik kann einen wichtigen Beitrag zu einer nachhaltigeren Energiewirtschaft leisten.

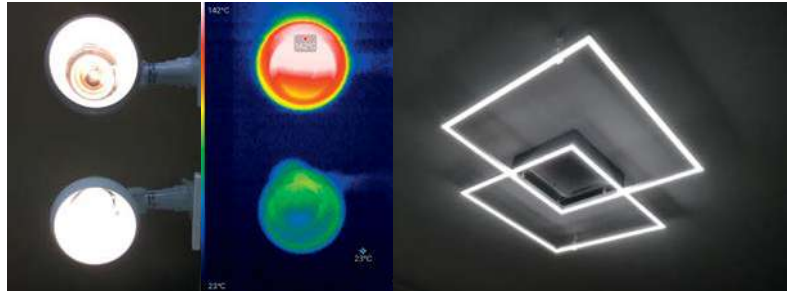
In Glühlampen auf der Basis von Wolframdraht als Glühdraht wurde bis zu 95 % der elektrischen Energie nicht, wie eigentlich gewünscht, in Licht, sondern in Wärme umgewandelt. Dies hatte zur Folge, dass solche Glühlampen mittlerweile in der EU verboten wurden.

### Energiesparlampen

Durch den Einsatz von Energiesparlampen und Leuchtstoffröhren kann eine Einsparung an elektrischer Energie von bis zu 80 % erfolgen. In ihnen sind Argon und eine sehr geringe Menge Quecksilber enthalten, das beim Einschalten der Lampe zunächst verdampft und dann als Energieträger fungiert. In einer Leuchtstoffröhre werden Queck-



**B2** Schematische Darstellung der Energieumwandlungen in einer Leuchtstoffröhre



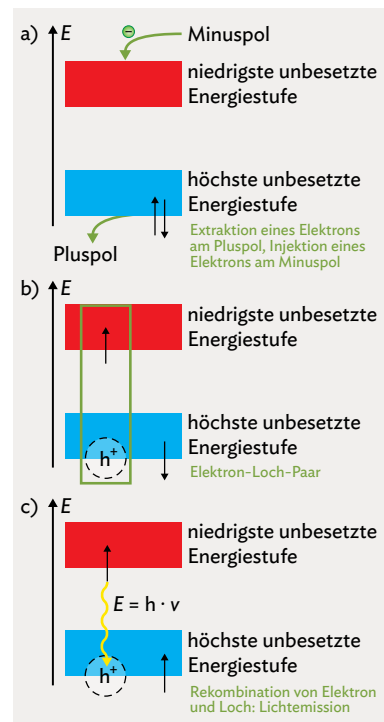
**B1** Glühlampen mit LEDs sind besonders energieeffizient, langlebig und erlauben gestalterische Möglichkeiten.

silber-Atome durch Elektronen angeregt. Sie übertragen Lichtquanten aus dem UV-Bereich mit einer Wellenlänge von  $\lambda = 254 \text{ nm}$  an die Leuchtstoffschicht (sog. „Phosphor“), mit der die Röhre ausgekleidet ist. Diese strahlt dann sichtbares Licht aus (B2).

### Leuchtdioden: LEDs

Die Funktionsweise anorganischer und organischer LEDs (Light Emitting Diodes), deren Effizienz die der Energiesparlampen bei weitem übertrifft, unterscheidet sich hiervon. Gemein mit Leuchtstoffröhren ist den LEDs, dass jeweils sog. „kaltes“ Licht emittiert wird. In beiden Fällen erfolgt die Lichtemission aus einem elektronisch angeregten Zustand (B3b). Bei den LEDs bestehen die lichtemittierenden Schichten aus anorganischen bzw. organischen Halbleitern. Darin wird der angeregte Zustand direkt durch Injektion und Abzug von Elektronen in das Material mithilfe einer Gleichspannungsquelle (Anlegen einer geringen Spannung zwischen 6 V – 20 V) erzeugt (B3a). Man nennt diese Art der Lichtemission **Elektrolumineszenz**. Hierbei wird elektrische Energie in Lichtenergie umgewandelt. Je nach eingesetztem Halbleitermaterial ist es bei LEDs möglich, gezielt

Lichtquellen mit genau definierter Lichtfarbe herzustellen.



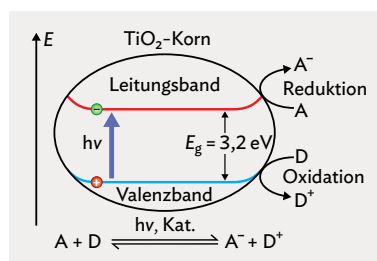
**B3** Elektrolumineszenz: Emission von Licht nach Anlegen einer Spannung

### Licht treibt chemische Prozesse an

In Leuchtmitteln kommt es zur Emission von Licht. In umgekehrter Weise kann Lichtenergie chemische Reaktionen in Gang setzen. Dabei werden zunächst Lichtquanten, d. h.

kleinste „Energiepakete“, absorbiert. Darauf folgt die Umwandlung ihrer Energie in elektronische Anregungsenergie in Molekülen oder anderen Teilchen des reagierenden Systems. In der Natur absorbieren z. B. Chlorophyll-Moleküle bei der Fotosynthese Lichtquanten aus dem blauen und roten Bereich des elektromagnetischen Spektrums (B5). Für die Technik interessant sind lichtabsorbierende **Fotokatalysatoren**, beispielsweise die Anatas-Modifikation von Titandioxid  $\text{TiO}_2$ .

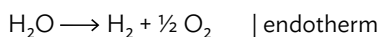
Titandioxid gehört zur Gruppe der anorganischen Halbleiter. Titandioxid-Partikel, die oft in Form von Nanopartikeln verwendet werden, absorbieren Lichtquanten aus dem violetten und ultravioletten Spektralbereich mit Wellenlängen von unter  $\lambda < 388 \text{ nm}$  (B5). Das liegt darin begründet, dass der Abstand zwischen den Energiestufen, die hier mit Valenz- bzw. Leitungsband bezeichnet werden, im Titandioxid mit einer sog. **Bandlücke**  $E_g$  (engl.: *energy gap*) von über  $E_g > 3,2 \text{ eV}$  relativ groß ist (B4). Nach der Absorption von Lichtquanten liegen die Titandioxid-Partikel in einem elektronisch angeregten Zustand vor. Dann kann Titandioxid durch die in B4 angedeuteten Elektronenübertragungen eine Redoxreaktion katalysieren, die selbsttätig (ohne Energiezufuhr) gar nicht möglich wäre.



**B4** Funktionsweise von Titandioxid als Fotokatalysator für Redoxreaktionen

### „Grüner“ Wasserstoff durch Licht

Die Spaltung von Wasser mit Licht wird mit der Option beforscht, Wasserstoff, den umweltfreundlichsten unter allen Energieträgern, mithilfe von Sonnenlicht zu gewinnen.



Wenngleich die fotokatalytische Wasserspaltung schon lange erforscht wird, basiert aktuell noch immer der Großteil an produziertem Wasserstoff auf Erdgas, einem fossilen Brennstoff. Mit weiterer Forschung und durch politische Impulse kann die Gewinnung von „grünem“ Wasserstoff vorangetrieben werden.

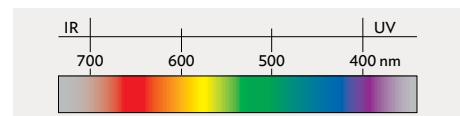
### Nachhaltige Chemie

Das Prinzip der Nachhaltigkeit im Bereich der Chemie bedeutet einen ressourcenschonenden Einsatz von Stoffen und die Entwicklung von Prozessen, die es dauerhaft ermöglichen, unsere heutigen Bedürfnisse zu befriedigen, ohne dabei die Bedürfnisse zukünftiger Generationen zu beeinträchtigen. Einen wesentlichen Beitrag leisten dabei die Effizienzsteigerung von Prozessen und Geräten sowie die Verringerung oder die Vermeidung von deren Nutzung. In jedem Fall sollte immer auch betrachtet werden, wie Produkte hergestellt und wie sie umweltschonend entsorgt werden können. Dem entspricht auch das *from cradle to cradle*-Prinzip, nach welchem Materialien und Rohstoffe endlos zirkulieren können sollten. Dies erfordert ganzheitliches und zukunftsorientiertes Denken bei der Produktentwicklung und ein bewusstes sowie verantwortungsvolles Verbraucherverhalten.

### AUFGABEN

- A1** Begründen Sie, dass Leuchtstoffröhren nicht in den Hausmüll gehören.
- A2** Recherchieren Sie Vorteile und Nachteile des Einsatzes anorganischer und organischer Leuchtdioden.
- A3** Vergleichen Sie die Energieumwandlung in LEDs mit der in Solarzellen.
- A4** Stellen Sie mithilfe von B5 einen Zusammenhang zwischen der Farbe von Licht, der Wellenlänge und dem Energiegehalt der enthaltenen Lichtquanten her.

Farbe	Wellenlängenbereich $\Delta\lambda$ in nm	Energiebereich von Lichtquanten in kJ/mol
violett	440 bis 400	271 bis 298
blau	480 bis 440	248 bis 271
grünblau	490 bis 480	243 bis 248
blaugrün	500 bis 490	238 bis 243
grün	560 bis 500	213 bis 238
gelb	595 bis 580	200 bis 206
rot	700 bis 605	170 bis 197



**B5** Zusammenhang Lichtfarbe – Wellenlänge – Energie

- A5** In Brennstoffzellen reagiert der Energieträger Wasserstoff mit Sauerstoff in einer exothermen Reaktion unter Bildung von Wasser als Abgas. Bewerten Sie den Slogan eines Herstellers von Brennstoffzellenbetriebenen Autos: „Besonders umweltfreundlich – dank zero emission!“



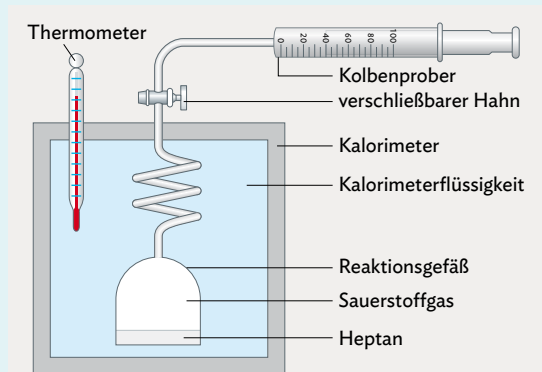
## 6.2 Reaktionsenthalpie und Bildungsenthalpie

Die Höhe der Energiebeträge, die bei physikalischen Vorgängen (z. B. dem Schmelzen oder Lösen von Stoffen) oder bei chemischen Reaktionen (z. B. Verbrennungsreaktionen) umgesetzt werden, hängt nicht nur von den Stoffumsätzen dieser Vorgänge ab, sondern auch von den Bedingungen, unter denen sie stattfinden. Um diesem Umstand Rechnung zu tragen, wurde eine weitere Zustandsgröße, die Enthalpie eingeführt.

### 6.2.1 Versuche und Material

#### M Reaktionswärme bei konstantem Druck bzw. Volumen

**B1** zeigt einen Modellversuch, in dem die bei der Verbrennung von 1 mol flüssigem Heptan auftretende Reaktionswärme  $Q_r$  unter verschiedenen Bedingungen kalorimetrisch bestimmt werden kann.



**B1** Modellversuch zur Bestimmung der Reaktionswärme bei konstantem Druck bzw. konstantem Volumen

Dabei wird die Temperatur der Kalorimeterflüssigkeit in regelmäßigen Zeitabständen gemessen.

**M1** Der Hahn der Apparatur bleibt im Verlauf der Verbrennung der Heptan-Portion geschlossen.

**M2** Während die Heptan-Portion verbrannt wird, ist der Hahn dauerhaft geöffnet.

Aus den Messergebnissen von **M1** wird eine Reaktionswärme von  $Q_r = -233,1 \text{ kJ}$  ermittelt.

#### AUSWERTUNG

- Beschreiben Sie die jeweiligen zu erwartenden Versuchsbeobachtungen in den Teilerperimenten **M1** und **M2**.
- Formulieren Sie eine Hypothese bezüglich des Betrags der Reaktionswärme  $Q_r$ , die im Verlauf des Teilerperiments **M2** im Vergleich zu **M1** ermittelt werden kann.

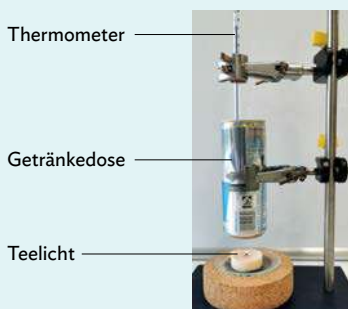
## V Bestimmung von Reaktionswärmern



Reaktionswärmern können mithilfe eines Kalorimeters experimentell ermittelt werden.

**V3** Bauen Sie ein Verbrennungskalorimeter wie in **B2** auf und bestimmen Sie dessen Wärmekapazität  $C_K$ .

**V4** Befüllen Sie die Getränkedose dieses Kalorimeters mit einer exakt abgewogenen Menge Wasser und bestimmen Sie dessen konstante Anfangstemperatur. Entzünden Sie anschließend ein Teelicht bekannter Masse und stellen Sie dieses so unter die



**B2** Verbrennungskalorimeter für **V3** und **V4**

Dose, dass der Abstand zwischen Flammenspitze und Dosenboden ca. 1 cm beträgt. Messen Sie nun über einen Zeitraum von 5 Minuten in regelmäßigen Abständen die Temperatur des Kalorimeterwassers. Löschen Sie nach 3 Minuten die Flamme. Bestimmen Sie nach Abschluss der Messungen durch Wägung des Teelichts die Masse des verbrannten Paraffins.

### AUSWERTUNG

- Stellen Sie Ihre Temperatur-Messwerte aus **V4** grafisch dar. Ermitteln Sie daraus die Temperaturdifferenz  $\Delta\vartheta$ .
- Berechnen Sie davon ausgehend die Reaktionswärme  $Q$ , der Verbrennung von 1 g Paraffin.
- Begründen Sie, dass für die Verbrennung von Paraffin keine molare Reaktionswärme  $Q_{r,m}$  berechnet werden kann.
- Beurteilen Sie die Messgenauigkeit der Kalorimeter-Apparatur in **B2**.

**ENTSORGUNG** A, R

## M Energiegehalt von Lebensmitteln

Auf Lebensmittelverpackungen finden sich Angaben zum Energiegehalt von Lebensmitteln und Speisen. Diese werden in verschiedenen Einheiten angegeben und sollen den Verbraucher bei der Auswahl des ge-

wünschten Lebensmittels unterstützen. Wie werden diese Angaben ermittelt?

**M5** Die Abbildung **B3** zeigt in Tabellenform die Angaben zu Nährwertinformationen eines Lebensmittels auf der Rückseite einer herkömmlichen Lebensmittelverpackung.

Nährwertinformationen	pro 100 g	pro Portion (40 g)	% RM
Brennwert	2268 kJ/ 543 kcal	907 kJ/ 217 kcal	11 %
Fett	30,8 g	12,3 g	18 %
- davon gesättigte Fettsäuren	18,2 g	7,3 g	37 %
Kohlenhydrate	59,2 g	23,7 g	9 %
- davon Zucker	50,1 g	20,0 g	22 %
Ballaststoffe	0,4 g	0,2 g	-
Eiweiß	6,9 g	2,8 g	6 %
Salz	0,23 g	0,10 g	2 %

**B3** Nährwertinformationen werden tabellarisch auf der Verpackung eines Lebensmittels dargestellt. RM entspricht der Referenzmenge für einen durchschnittlichen Erwachsenen (8400 kJ/2000 kcal).

### AUSWERTUNG

- Ermitteln Sie den Umrechnungsfaktor zwischen der klassischen SI-Einheit (kJ) sowie der historischen Maßeinheit (kcal) der Energie anhand der in **B3** dargestellten Werte.
- Formulieren Sie eine Vermutung, wie die auf der Verpackung dargestellten Brennwerte ermittelt werden.
- Planen Sie einen Versuch, um den Energiegehalt dieses Lebensmittels experimentell zu ermitteln. Formulieren Sie eine exakte Versuchsdurchführung.

## 6.2.2 Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie

Die exotherm verlaufende Verbrennung fossiler Rohstoffe (z. B. Erdgas, Heizöl oder Benzin) spielt im Alltag eine große Rolle (**B1**). Die dabei freigesetzte Wärme kann z. B. zum Heizen oder zur Erzeugung von elektrischem Strom genutzt werden. In Verbrennungsmotoren verrichten die dabei entstehenden Gase durch Volumenvergrößerung Arbeit.



**B1** Bei einem Gasherd kommt zur Zubereitung von Speisen Erdgas zum Einsatz.

### Reaktionswärme vs. Reaktionsenergie

Das Modellexperiment in **M1** und **M2** veranschaulicht am Beispiel der Verbrennung von Heptan (einem Hauptbestandteil von Benzin), dass der Betrag der Reaktionswärme einer Reaktion entscheidend davon abhängt, unter welchen Bedingungen diese Reaktion abläuft.

In **M1** (**B1**, S. 264) bleibt das Volumen  $V$  des Reaktionsgemisches bei geschlossener Apparatur konstant. Durch die Bildung von Kohlenstoffdioxidgas und gasförmigem Wasser erhöht sich im Verlauf der Verbrennung der Druck  $p$  im Reaktionsgefäß. Die unter diesen Bedingungen bestimmte Reaktionswärme wird als  $Q_{r,v}$  bezeichnet. Sie beträgt  $-233,1$  kJ.

Geht man davon aus, dass in beiden Teilexperimenten **M1** und **M2** jeweils identische Stoffmengen an Edukten (Heptan, Sauerstoffgas) eingesetzt werden und die Verbrennung jeweils vollständig verläuft, dann ändert sich die innere Energie  $U$  des Reaktionsgemisches in beiden Fällen um den gleichen Betrag. Dieser Betrag  $\Delta_r U$  [kJ] wird als **Reaktionsenergie** bezeichnet. Es gilt:

$$\Delta_r U = U_{\text{nach}} - U_{\text{vor}}$$

Bei Reaktionen, die wie in **M1** ohne Volumenänderung verlaufen, kommt die Änderung der inneren Energie des Systems lediglich durch die Abgabe oder Aufnahme von Wärme zustande. In diesem Fall kann man über die Ermittlung des Betrags an auftretender Reaktionswärme  $Q_{r,v}$  folglich direkt auf den Betrag der Änderung der inneren Energie  $U$  des Systems schließen. Es gilt:

$$Q_{r,v} = \Delta_r U$$

### Reaktionswärme und Volumenarbeit als wegabhängige Größen

Bleibt der Hahn der Apparatur in **M2** (**B1**, S. 264) hingegen geöffnet, dann können sich die gebildeten Reaktionsgase ausdehnen und der Kolben der Apparatur wird nach außen gedrückt. Folglich vergrößert sich das Volumen  $V$  des Reaktionsgemisches im Verlauf der Reaktion, während der Druck  $p$  im Reaktionsgefäß konstant bleibt. Die unter diesen Bedingungen bestimmte Reaktionswärme wird als  $Q_{r,p}$  bezeichnet.

Die bei der Verbrennung freiwerdende Reaktionsenergie  $\Delta_r U$  wird in diesem Fall allerdings nicht nur in Form von Wärme, sondern z. T. auch in Form von Arbeit freigesetzt, da die gebildeten Reaktionsgase den Kolben der Apparatur nach außen drücken, also eine gerichtete Bewegung von Teilchen in der Umgebung des Systems verursachen. Der Betrag der dabei auftretenden Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  ist folglich kleiner als in **M1**. Er beträgt  $-224,0$  kJ.

Die Reaktionsenergie  $\Delta_r U$  ergibt sich in diesem Fall aus der Summe der Energiebeträge der auftretenden Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  und der auftretenden Arbeit:

$$\Delta_r U = Q_{r,p} + W$$

Arbeit, welche wie im Teilexperiment **M2** durch eine Volumenveränderung verrichtet wird, nennt man **Volumenarbeit**  $W_{\text{vol}}$  [kJ] (vgl. Info Berechnung der Volumenarbeit).

Mit  $W_{\text{vol}} = -p \cdot \Delta V$  gilt dann:

$$\Delta_r U = Q_{r,p} + W_{\text{vol}} = Q_{r,p} - p \cdot \Delta V$$



### Berechnung der Volumenarbeit

$$W_{\text{Vol}} = -p \cdot \Delta V$$

Dabei kann die Volumenveränderung der an der Reaktion beteiligten Feststoffe bzw. Flüssigkeiten vernachlässigt werden. (Das negative Vorzeichen des Terms sagt aus, dass die Arbeit gegen eine äußere Gegenkraft verrichtet werden muss).

Letztendlich zeigen die Ergebnisse der Teilerperimente **M1** und **M2**, dass Wärme  $Q$  und Arbeit  $W$ , im Gegensatz zur inneren Energie  $U$ , **wegabhängige Prozessgrößen** sind. Ihr Betrag hängt davon ab, auf welchem Weg ein System von einem Zustand in einen anderen gelangt.

### Reaktionswärme vs. Reaktionsenthalpie

Elektrochemische Reaktionen verlaufen ohne Druck- bzw. Volumenänderung, da in der Regel keine gasförmigen Stoffe daran beteiligt sind. Aber auch industrielle Prozesse (z. B. Verbrennungsreaktionen zur Energiebereitstellung) laufen in der Regel ohne Druckerhöhung ab, wenn sich die gebildeten Reaktionsgase ausdehnen können. Meist ist jedoch nicht die dabei auftretende Volumenarbeit, sondern der Betrag der auftretenden Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  interessant. Dieser berechnet sich wie folgt:

$$Q_{r,p} = \Delta_r U - W_{\text{Vol}} = \Delta_r U + p \cdot \Delta V$$

Mit  $\Delta_r U = U_{\text{nach}} - U_{\text{vor}}$  und  $\Delta V = V_{\text{nach}} - V_{\text{vor}}$  ergibt sich daraus:

$$Q_{r,p} = (U_{\text{nach}} + p \cdot V_{\text{nach}}) - (U_{\text{vor}} + p \cdot V_{\text{vor}})$$

Da die Größen  $U$ ,  $p$  und  $V$  **wegunabhängige Zustandsgrößen** sind, kann auch der kombinierte Term  $(U + p \cdot V)$  als Zustandsgröße aufgefasst werden. Diese Größe erhält die Bezeichnung **Enthalpie** und das **Größensymbol  $H$  [kJ]**. Für sie kann, ebenso wie für die innere Energie  $U$ , kein Absolutwert angegeben werden.

Für die unter konstantem Druck auftretende Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  gilt folglich:

$$Q_{r,p} = H_{\text{nach}} - H_{\text{vor}} = \Delta_r H$$

Der Betrag  $\Delta_r H$  [kJ] wird als **Reaktionsenthalpie** bezeichnet. Die Beträge der wegabhängigen Prozessgrößen  $Q_{r,v}$  und  $Q_{r,p}$  können folglich jeweils als Differenz aus den Beträgen einer wegabhängigen Zustandsgröße berechnet werden:

$$Q_{r,v} = U_{\text{nach}} - U_{\text{vor}} = \Delta_r U \text{ bzw.}$$

$$Q_{r,p} = H_{\text{nach}} - H_{\text{vor}} = \Delta_r H$$

Bei konstantem Volumen entspricht die Reaktionswärme  $Q_{r,v}$  der Reaktionsenergie  $\Delta_r U$ . Bei konstantem Druck entspricht die Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  der Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H$ , also der Differenz aus Reaktionsenergie und auftretender Arbeit.

### AUFGABE

- A1** In einem Experiment werden 2 mol Methan vollständig verbrannt. Es wird eine Reaktionswärme von  $Q_{r,p} = -1775$  kJ bestimmt.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
  - Berechnen Sie die im Verlauf der Reaktion auftretende Volumenveränderung  $\Delta V$  unter der Annahme, dass die Verbrennung bei einer Temperatur von  $\vartheta = 25$  °C stattfindet und dabei nur gasförmige Reaktionsteilnehmer berücksichtigt werden müssen. *Hinweis:*  $p = 1,013$  bar, molares Volumen von Gasen bei  $\vartheta = 25$  °C:  $V_m = 24,5$  L/mol.
  - Ermitteln Sie die Volumenarbeit  $W_{\text{Vol}}$ , die aus der auftretenden Volumenveränderung resultiert, und erläutern Sie die Bedeutung des Vorzeichens ihres Betrags.
  - Berechnen Sie davon ausgehend die Reaktionswärme  $Q_{r,v}$ , die auftreten würde, wenn diese Verbrennungsreaktion ohne Volumenveränderung ablaufen würde.

**Enthalpie**  
griech. *en:* in und *thalpein:* erwärmen  
**Größensymbol  $H$**   
engl. *heat content:* Wärmehalt



### 6.2.3 Verbrennungsenthalpie, Heiz- und Brennwert

#### Messtechnische Bestimmung von Verbrennungsenthalpien

Die Verbrennung fossiler oder regenerativer Brennstoffe spielt für die Energieversorgung eine große Rolle. Die dabei auftretende Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  wird häufig als **Verbrennungsenthalpie**  $\Delta_c H$  angegeben. Da Verbrennungen meist exotherm verlaufen, besitzt  $\Delta_c H$  in der Regel ein negatives Vorzeichen.

In **V4** wurde die bei der Verbrennung einer Parafinkerze auftretende Reaktionswärme mithilfe einer Low-Cost-Apparatur (**B2**, S. 265) näherungsweise bestimmt. Exakte Messungen sind damit allerdings nicht möglich, weil ein Teil der Reaktionsgase aufgrund der offenen Bauweise der Apparatur entweicht, ohne dass die Reaktionswärme vollständig an das Kalorimeterwasser in der Getränkedose abgegeben wird.

Eine etwas exaktere Bestimmung bietet die Verwendung eines **Verbrennungskalorimeters**, in dem die Probe im Luftstrom verbrannt wird. Die gebildeten Reaktionsgase werden durch eine Kühlspirale nach außen geleitet und geben dabei Wärme an die Kalorimeterflüssigkeit ab. Da die Verbrennung unter konstantem Druck verläuft, kann man mithilfe der ermittelten Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  direkt auf die Verbrennungsenthalpie  $\Delta_c H$  des Brennstoffes schließen.

Dass die Reaktionsgase tatsächlich den vollständigen Betrag an Reaktionswärme an das Kalorimeter abgeben, lässt sich lediglich durch Verwendung eines **Bombenkalorimeters** sicherstellen. Darin wird die Brennstoffprobe unter Sauerstoffüberschuss in einem verschlossenen Druckgefäß verbrannt, welches vollständig von einer Kalorimeterflüssigkeit umgeben ist. Da die Verbrennungsreaktion dabei ohne Volumenänderung verläuft, während der Druck im Gefäß durch die Bildung von Reaktionsgasen steigt, entspricht die ermittelte Reaktionswärme  $Q_{r,v}$  in diesem Fall der **Verbrennungsenergie**  $\Delta_c U$ . Aus diesem Wert kann die Verbrennungsenthalpie  $\Delta_c H$  rechnerisch ermittelt werden.

#### Molare und spezifische Verbrennungsenthalpien

Der Betrag der Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion hängt von ihrem Stoffumsatz ab. Um die Reaktionsenthalpie verschiedener chemischer Reaktionen miteinander vergleichen zu können, bezieht man diese auf den molaren Stoffumsatz der Reaktion und erhält dadurch die **molare Reaktionsenthalpie**  $\Delta_r H_m$  [kJ/mol]:

$$\Delta_r H_m = \frac{\Delta_r H}{n} = \frac{Q_{r,p}}{n}$$

Im Falle von Verbrennungsreaktionen bezieht sich die **molare Verbrennungsenthalpie**  $\Delta_c H_m$  auf die Stoffmenge des verbrannten Reinstoffes. Bei vielen Brennstoffen, z. B. bei Heizöl oder Erdgas, aber auch bei Paraffin (**V4**), handelt es sich jedoch um Stoffgemische. Die bei deren Verbrennung auftretende Reaktionsenthalpie kann folglich nicht auf einen einheitlichen Stoffumsatz bezogen werden. Man gibt in einem solchen Fall stattdessen die **spezifische Verbrennungsenthalpie**  $\Delta_c H_{\text{spez}}$  [kJ/kg oder kJ/m<sup>3</sup>] an. Diese bezieht sich auf die Masse (bei festen oder flüssigen Brennstoffgemischen) bzw. auf das Volumen (bei gasförmigen Brennstoffgemischen) an verbranntem Brennstoffgemisch.

#### Heizwert und Brennwert von Stoffen

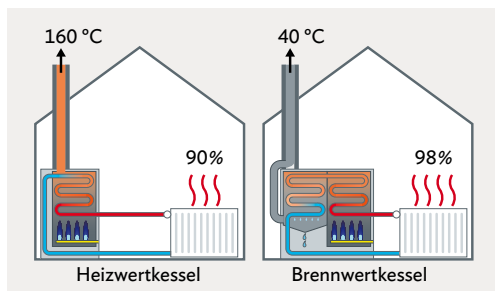
Viele der heute verwendeten Brennstoffe, z. B. Holz, Benzin oder Erdgas, sind organische Stoffe (**B2**), bei deren vollständiger Verbrennung zum Großteil Kohlenstoffdioxid und Wasser entstehen.

Stoff	Heizwert in kJ/g	Brennwert in kJ/g	Dichte in g/cm <sup>3</sup>
Holz	15	19	0,50
Ethanol	27	30	0,80
Heizöl	40	42	0,85
Benzin	44	47	0,80
Diesel	42	45	0,85
Erdgas (Methan)	50	55	0,81
Wasserstoff	120	143	0,08

**B2** Heizwerte, Brennwerte und Dichten verschiedener Brennstoffe

Index „c“  
engl. combustion:  
Verbrennung

Es hat sich bewährt, für solche Stoffe lediglich den **Betrag der molaren bzw. spezifischen Verbrennungsenthalpie** (also einen positiven Wert) anzugeben. Die Höhe dieses Betrags hängt allerdings davon ab, ob das bei der Verbrennung gebildete Wasser zum Zeitpunkt der Messung der Verbrennungsenthalpie (also bei Verbrennungstemperatur) gasförmig vorliegt oder (nach Abkühlung auf  $\vartheta = 25\text{ °C}$ ) bereits kondensiert ist. Im ersten Fall bezeichnet man den Betrag der molaren bzw. spezifischen Verbrennungsenthalpie als **Heizwert  $H_i$  [kJ/kg oder kJ/m<sup>3</sup>]**. Im zweiten Fall wird durch die Kondensation des gebildeten Wassers zusätzlich ein bestimmter Betrag an Kondensationswärme frei, sodass der Betrag der molaren bzw. spezifischen Verbrennungsenthalpie, den man unter diesen Bedingungen als **Brennwert  $H_s$  [kJ/kg oder kJ/m<sup>3</sup>]** bezeichnet, höher ist als der Heizwert. Moderne Brennwertheizungen in Wohnhäusern nutzen diese zusätzlich freiwerdende Kondensationswärme zum Heizen (**B3**).



**B3** Gegenüberstellung von Heizwert und Brennwert

### Kohlenhydrate und Fette als biologische Energieträger

Auch der Abbau von Kohlenhydraten und Fetten in den Zellen eines Organismus führt zu den Produkten Kohlenstoffdioxid und Wasser. Umgangssprachlich nennt man dies ebenfalls eine „Verbrennung“, weil diese Nährstoffe in den Mitochondrien der Zellen unter Energiefreisetzung mit Sauerstoff umgesetzt werden. Tierische Organismen erhalten diese Nährstoffe durch Verdauung der aufgenommenen Nahrung. Deshalb hat es sich bewährt, auch für Lebensmittel Brennwerte anzugeben, die den durchschnittli-

chen, für einen Organismus nutzbaren Energiegehalt eines Nahrungsmittels in Abhängigkeit von dessen Gehalt an energieliefernden Nährstoffen angeben (**M5**).

Der **physikalische Brennwert** eines Nahrungsmittels kann mithilfe eines Bombenkalorimeters bestimmt werden, in welchem das Nahrungsmittel bis zur Asche verbrannt wird. Allerdings muss berücksichtigt werden, dass ein Organismus nicht alle in einem Nahrungsmittel enthaltenen energieliefernden Nährstoffe vollständig aufnehmen und verwerten kann, sondern einen Teil ungenutzt wieder ausscheidet.

Der **physiologische Brennwert** eines Nahrungsmittels ergibt sich aus dessen physikalischem Brennwert folglich abzüglich dieses nicht nutzbaren Energiebetrags.

Der Heizwert ist ein Maß für die Reaktionswärme, die bei der Verbrennung eines Stoffes auftritt. Der Brennwert eines Stoffes ist um den Betrag der Kondensationswärme höher, die bei der Kondensation des dabei gebildeten Wassers frei wird.

Index „i“  
engl. inferior:  
niedriger

Index „s“  
engl. superior:  
überlegen

### AUFGABEN

- A1** Begründen Sie, dass die Angabe der Dichte in **B2** relevant ist.
- A2** Bei der vollständigen Verbrennung von 10 g Glucose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) in einem Bombenkalorimeter wird eine Verbrennungsenergie von  $\Delta_c U = -155,0\text{ kJ}$  ermittelt. Das dabei entstehende Wasser ist flüssig.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung dieser Verbrennung.
  - Begründen Sie, dass der ermittelte Energiebetrag näherungsweise der Verbrennungsenthalpie entspricht.
  - Ermitteln Sie aus den experimentellen Daten den spezifischen physikalischen Brennwert von Glucose. Beurteilen Sie, inwiefern der physiologische Brennwert von Glucose von diesem Wert abweichen wird.

## 6.2.4 Standardisierung und Berechnung von Reaktionsenthalpien

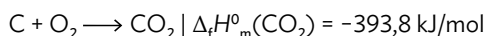
### Molare Standardreaktionsenthalpien

Der Betrag der Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion hängt nicht nur von deren Stoffumsatz ab, sondern auch von der Temperatur, bei der die Reaktion abläuft. Um eine Vergleichbarkeit molarer Reaktionsenthalpien zu gewährleisten, erfasst man die molare Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H_m$  einer chemischen Reaktion in der Regel bei festgelegten Standardbedingungen, d. h. bei einem Luftdruck von 1,013 bar und einer Temperatur von  $\vartheta = 25^\circ\text{C}$ . Man erhält dadurch die **molare Standardreaktionsenthalpie  $\Delta_r H_m^0$  [kJ/mol]**.

Der Betrag der Reaktionsenthalpie ändert sich in Abhängigkeit von der Reaktionstemperatur nur sehr geringfügig, insofern sich dabei die Aggregatzustände der beteiligten Stoffe nicht ändern. In diesem Fall kann man die molare Standardreaktionsenthalpie eines Prozesses betrachten, auch wenn dieser nicht bei Standardtemperatur abläuft. Andernfalls ist es notwendig, die Enthalpieänderungen der auftretenden Aggregatzustandsänderungen mit zu berücksichtigen. Es hat sich bewährt, die molaren Standardprozessenthalpien verschiedener prinzipiell ähnlicher Prozesse zu tabellieren.

### Molare Standardbildungsenthalpie

Die **molare Standardbildungsenthalpie  $\Delta_f H_m^0$  [kJ/mol]** eines Stoffes bezieht sich auf die Bildung von 1 mol einer Verbindung aus elementaren Stoffen unter Standardbedingungen. Die entsprechende chemische Reaktion wird als **Bildungsreaktion** bezeichnet:



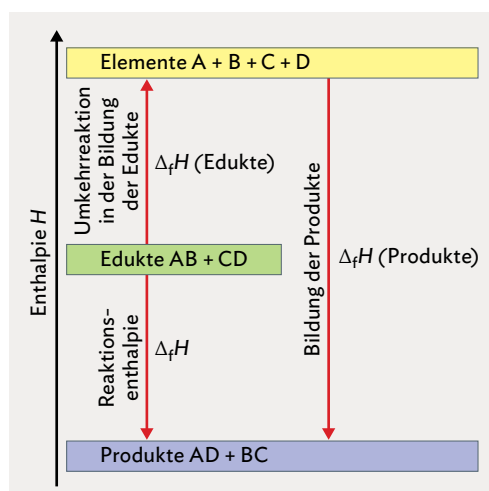
Für elementare Stoffe kann eine solche Bildungsreaktion nicht formuliert werden. Sie werden stattdessen als Bezugszustand mit einer absoluten Standardenthalpie von  $H^0 = 0$  definiert. Ihre Bildungsenthalpie  $\Delta_f H_m^0$  beträgt folglich ebenfalls 0.

### Der Satz von HESS

Kann eine chemische Reaktion experimentell z. B. nicht als isolierter Vorgang durchgeführt werden, dann ist auch ihre Reaktionsenthalpie kalorimetrisch nicht zugänglich. In solchen Fällen ist es möglich, die Reaktionsenthalpie mathematisch zu ermitteln. Da die Enthalpie  $H$  eines Systems eine wegunabhängige Zustandsgröße ist, hängt auch der Betrag ihrer Änderung  $\Delta H$  im Verlauf eines physikalischen oder chemischen Prozesses im betrachteten System nicht vom Prozessweg ab. Zerlegt man also z. B. die betrachtete chemische Reaktion in gedachte Teilschritte, deren Reaktionsenthalpien bekannt sind, dann ergibt sich die Reaktionsenthalpie der Gesamtreaktion als Summe aus den Reaktionsenthalpien dieser Teilschritte. Diese Erkenntnis geht auf den Chemiker GERMAIN HENRI HESS (1840) zurück und wurde als **Satz von HESS** bekannt (**B4**).

Allgemein lässt sich die Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion als Differenz aus den Bildungsenthalpien der an der Reaktion beteiligten Produkte und Edukte unter Standardbedingungen ermitteln (**FM**). Es gilt:

$$\Delta_r H^0 = \sum(n_{\text{Produkte}} \cdot \Delta_f H^0_{\text{Produkte}}) - \sum(n_{\text{Edukte}} \cdot \Delta_f H^0_{\text{Edukte}})$$



**B4** Berechnung von Reaktionsenthalpien aus Bildungsenthalpien. Die molare Standardbildungsenthalpie aller Elemente ist gleich null.

In der chemischen Energetik nutzt man in der Regel folgende Standardbedingungen zur Tabellierung thermodynamischer Daten:

$$\vartheta = 25^\circ\text{C} \text{ bzw. } T = 298,15 \text{ K}$$

$$p = 1,013 \text{ bar bzw. } 101\,300 \text{ Pa } [N/m^2]$$

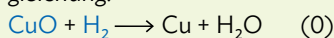
Index „f“  
engl. *formation*:  
Bildung

### FM Standardreaktionsenthalpien berechnen

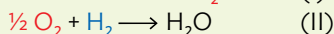
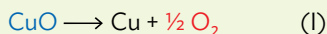
Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie der Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff unter Standardbedingungen.

#### VORGEHEN

1. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.



2. Zerlegen Sie die Reaktion formal in Teilschritte.



3. Ermitteln Sie die Reaktionsenthalpien der Teilreaktionen.

Für die beiden Teilreaktionen I und II sind die Reaktionsenthalpien experimentell zugänglich.

Die Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H^\circ_{(\text{II})}$  entspricht der Bildungsenthalpie von 1 mol Wasser:

$$\Delta_r H^\circ_{(\text{II})} = 1 \text{ mol} \cdot \Delta_f H^\circ_m(\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ kJ}$$

Die Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H^\circ_{(\text{I})}$  entspricht der negativen Bildungsenthalpie für 1 mol Kupfer(II)-oxid, da dieser Teilschritt der Umkehrreaktion der Bildungsreaktion von Kupfer(II)-oxid aus den Elementen entspricht:

$$\Delta_r H^\circ_{(\text{I})} = -1 \text{ mol} \cdot \Delta_f H^\circ_m(\text{CuO}) = 156 \text{ kJ}$$

4. Berechnen Sie aus den Reaktionsenthalpien der Teilreaktionen die Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H^\circ_{(0)}$  der Gesamtreaktion (0).

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ_{(0)} &= \Delta_r H^\circ_{(\text{I})} + \Delta_r H^\circ_{(\text{II})} \\ &= 156 \text{ kJ} + (-286 \text{ kJ}) \\ &= -130 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Da die Bildungsenthalpien der an der Reaktion (0) beteiligten elementaren Stoffe Kupfer und Wasserstoff 0 betragen, tauchen sie in dieser Gleichung nicht auf (vgl. S. 270).

Um die Enthalpieänderungen prinzipiell ähnlicher Prozesse untereinander vergleichen zu können, tabelliert man diese als molare Größen, bezogen auf einen festgelegten Stoffumsatz und für festgelegte Standardbedingungen.

Die Reaktionsenthalpie einer Reaktion ist gleich der Summe der Reaktionsenthalpien einer Folge von Reaktionen, in welche die betreffende Reaktion formal zerlegt werden kann (Satz von HESS).

#### AUFGABEN

- A1** Begründen Sie anhand der Verbrennungsenthalpien von Methan und Ethan, dass es irreführend wäre, die Reaktionsenthalpien in den entsprechenden Reaktionsgleichungen  $\Delta_r H^\circ$  in der Einheit kJ/mol anzugeben.
- A2** Wenden Sie das allgemeine Schema aus **B4** auf die Reaktion in der links abgebildeten Fachmethode an.
- A3** Berechnen Sie mit dem Satz von HESS die molare Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H^\circ_m$  der Reaktion einer Kupfer(II)-sulfatlösung mit einer Konzentration von  $c = 0,1 \text{ mol/L}$  mit Zinkpulver.
- A4** Butan kann bei Reaktion mit Sauerstoff entweder vollständig verbrannt ( $\Delta_r H^\circ_m = -2880 \text{ kJ/mol}$ ) oder aber katalytisch zu Butan-1-on und Wasser umgesetzt werden ( $\Delta_r H^\circ_m = -2880 \text{ kJ/mol}$ ). Berechnen Sie mithilfe dieser Angaben die molare Verbrennungsenthalpie  $\Delta_r H^\circ_m$  von Butan-1-on (vgl. **FM**).
- A5** Bei der Verbrennung von Hydrazin  $\text{N}_2\text{H}_4$  entsteht Distickstoffmonoxid  $\text{N}_2\text{O}$ , welches unter dem Trivialnamen Lachgas besser bekannt ist und in der Medizin häufig zu Narkosezwecken eingesetzt wird, und Wasser. Berechnen Sie molare Bildungsenthalpie  $\Delta_f H^\circ_m$  von Hydrazin, wenn bei der Verbrennung von 240 g dieses Stoffes eine Reaktionswärme von 846 kJ freigesetzt wird ( $\Delta_r H^\circ(\text{N}_2\text{O}) = 82 \text{ kJ/mol}$ ).

Enthalpiewerte unter QR-/Medien-code 06011-32



06011-32



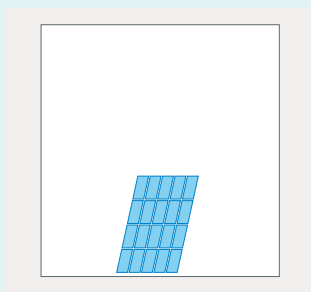
## 6.3 Entropie und freie Enthalpie

Weshalb kühlt sich eine heiße Schokolade „wie von selbst“ ab oder verbrennt ein Stück Holz „von alleine“? Was treibt diese Prozesse an und warum laufen sie spontan in diese und nicht in die umgekehrte Richtung ab? Die chemische Energetik liefert auch darauf Antworten und ermöglicht Vorhersagen darüber, unter welchen Bedingungen physikalische bzw. chemische Vorgänge spontan ablaufen.

### 6.3.1 Versuche und Material

#### M Ordnung in Systemen und Wahrscheinlichkeit von Zuständen

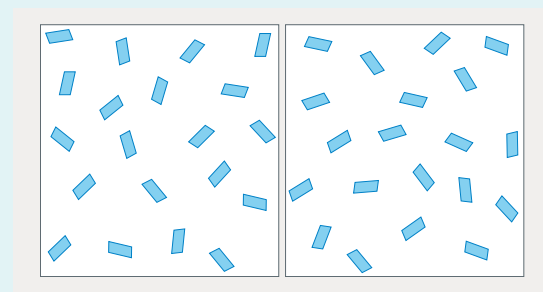
Im Folgenden wird eine aus 20 Teilchen bestehende Stoffportion eines flüchtigen Stoffes betrachtet. Dieser Reinstoff besitze eine Schmelztemperatur von  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  und eine Siedetemperatur von  $85\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Die Abbildungen **B1** und **B2** zeigen die Anordnung der Teilchen dieses Stoffes zu verschiedenen Zeitpunkten.



**B1** Teilchenanordnung zum Zeitpunkt  $t_0$

**M1** Der flüchtige Stoff wird von Raumtemperatur zum Zeitpunkt  $t_0$  (**B1**) auf  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$  zum Zeitpunkt  $t_1$  erwärmt.

**M2** Anschließend wird der Stoff von  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$  auf  $95\text{ }^{\circ}\text{C}$  erwärmt und diese Temperatur konstant gehalten. **B2** zeigt die Teilchenanordnung zu zwei verschiedenen Zeitpunkten  $t_2$  und  $t_3$ .



**B2** Teilchenanordnungen zu den Zeitpunkten  $t_2$  (links) und  $t_3$  (rechts)



**AUSWERTUNG**

- a) Erläutern Sie die Unterschiede, die zwischen den Zeitpunkten  $t_0$  und  $t_1$  auf Teilchenebene beobachtet werden können.
- b) Vergleichen Sie die Teilchenbilder zu den Zeitpunkten  $t_0$ ,  $t_2$  und  $t_3$ .
- c) Formulieren Sie eine Hypothese, die erklärt, welche der beiden Teilchenanordnungen bei  $t_2$  bzw.  $t_3$  unter den in **M2** gegebenen Bedingungen mit höherer Wahrscheinlichkeit im Stoff beobachtet werden kann.

**V Triebkräfte spontaner Prozesse**

Ob physikalische Vorgänge bzw. chemische Reaktionen spontan ablaufen oder nicht, hängt von verschiedenen Voraussetzungen ab. Diese Voraussetzungen sollen im Zuge der folgenden Experimente untersucht werden.

**V3** Platzieren Sie eine mit Wasser gefüllte Petrischale möglichst erschütterungsfrei auf einem Tisch und geben Sie mithilfe einer Pinzette ein Körnchen Kaliumpermanganat (GHS 3 | 5 | 7 | 8 | 9) in die Mitte der Schale. Beobachten Sie den Inhalt der Schale im Verlauf der Unterrichtsstunde.

**V4** Lösen Sie jeweils einen gehäuften Spatellöffel der Salze Natriumhydroxid (GHS 5) bzw. Ammoniumnitrat (GHS 3 | 7) in jeweils 100 mL Wasser. Verfolgen Sie den Temperaturverlauf der jeweiligen Lösevorgänge.

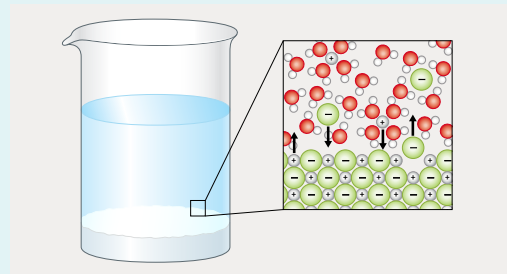
**V5** Tränken Sie einen in einer Porzellanschale platzierten Wattebausch unter dem Abzug vollständig mit Pentan (GHS 2 | 7 | 8 | 9) und messen Sie die Temperatur der getränkten Watte.

**LV6** In einem Becherglas wird jeweils ein Spatellöffel Bariumhydroxid-Octahydrat  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$  (GHS 5 | 7) und Ammoniumthiocyanat (**Abzug!** GHS 5 | 7) vermischt. Der Temperaturverlauf des Reaktionsgemischs wird verfolgt. Anschließend wird der Gasraum des Becherglases mit einem feuchten Universalindikatorpapier geprüft.

**AUSWERTUNG**

- a) Erklären Sie die Versuchsbeobachtungen aus **V3** und nennen Sie aus Ihrer Sicht wesentliche Kennzeichen eines spontan ablaufenden Vorgangs.
- b) Erklären Sie die in **V4** beobachtete Temperaturänderung während des Lösevorgangs der

beiden Salze auf Teilchenebene. Verwenden Sie dazu **B3** sowie folgende Fachbegriffe: Ionenbindung, Gitterenergie, Hydrathülle, Hydratation, Hydratationsenergie.

**B3** Lösevorgang eines Salzes auf Teilchenebene

- c) Beschreiben Sie Ihre Versuchsbeobachtungen aus **V5** und erklären Sie diese auf der Teilchenebene.
- d) Beschreiben Sie Ihre Versuchsbeobachtungen aus **LV6**.
- e) Ein Reaktionsprodukt der chemischen Reaktion in **LV6** ist Bariumthiocyanat  $\text{Ba}(\text{SCN})_2$  (GHS 7). Formulieren Sie eine entsprechende Reaktionsgleichung zur Bildung dieses Reaktionsprodukts.
- f) Beurteilen Sie ausgehend von Aufgabe **a)**, ob es sich bei den in **V4**, **V5** und **LV6** beobachteten Vorgängen um spontane Vorgänge handelt.
- g) Formulieren Sie eine Hypothese, die erklärt, welche Triebkräfte die Richtung eines spontanen Vorgangs bestimmen können.

**ENTSORGUNG** G2, G1, A, G3

## 6.3.2 Spontaneität und Unordnung

Im Alltag lassen sich zahlreiche Vorgänge beobachten, die mit Ausnahme einer eventuellen energetischen Aktivierung selbsttätig, d. h. **ohne weitere aktive äußere Einwirkung** ablaufen. So lösen sich Zucker oder Salze in Wasser (**V3** und **V4**), heiße Getränke kühlen sich in einer kälteren Umgebung ab, und ein Streichholz verbrennt nach dem Reiben an einer Zündfläche ohne weiteres Zutun (**B1**).

### Spontane und nicht spontane Vorgänge

Derartige Vorgänge bezeichnet man als **spontane Vorgänge**. Sie sind prinzipiell umkehrbar. Dennoch kann z. B. nicht beobachtet werden, dass Zucker oder Salze ohne äußere Einwirkung aus einer wässrigen Lösung auskristallisieren, oder dass sich ein heißes Getränk in einer kühleren Umgebung wieder erwärmt. Folglich laufen Vorgänge stets nur **in eine Richtung** spontan ab. Wodurch wird bestimmt, in welche Richtung ein Vorgang spontan abläuft?



**B1** Eine Brausetablette reagiert mit Wasser spontan. Ein Streichholz verbrennt ohne weiteres Zutun. Beispiele für spontane Vorgänge.

### Energieminimum als Triebkraft spontaner Vorgänge

Viele der oben genannten spontanen Vorgänge verlaufen exotherm, also unter Abgabe von Energie. Besonders deutlich wird dies beim Lösen von Natriumhydroxid in Wasser (**V4**), was unter Wärmeabgabe erfolgt, oder bei der Verbrennung eines Streichholzes, die unter Abgabe von Wärme und Licht verläuft (**B1**). Beobachtungen wie diese legen die Schlussfolgerung nahe, dass die Triebkraft eines spontanen Vorgangs das Erreichen eines energiearmen Zustands (eines **Energieminimums**) sein kann.

Allerdings existieren auch zahlreiche Beispiele für endotherme Vorgänge, die spontan ablaufen. So löst sich z. B. Ammoniumnitrat spontan in Wasser (**V4**) und organische Stoffe wie Pentan verdunsten spontan (**V5**). Beide Vorgänge verlaufen unter Aufnahme von Energie in Form von Wärme aus der Umgebung, und damit nicht unter Erreichen eines Energieminimums. Was treibt diese spontanen Vorgänge also an?

### Maximale „Unordnung“ als Triebkraft spontaner Vorgänge

Betrachtet man die spontan ablaufenden Vorgänge aus den Versuchen **V3**, **V4** und **V5** auf der Teilchenebene, so lässt sich unabhängig vom energetischen Verlauf des jeweiligen Prozesses eine wesentliche Gemeinsamkeit feststellen: Beim Lösen eines Salzes in Wasser oder beim Verdunsten eines Stoffes gehen die jeweiligen Teilchen (also z. B. die Ionen eines Salzes oder die Moleküle eines flüchtigen Stoffes) von einer vergleichsweise „kompakten“ und regelmäßigen Anordnung (z. B. in einem Ionengitter, oder im Falle des Pentans in einem „Pentan-Molekül-Cluster“) in einen Zustand über, in dem sie sich freier bewegen können und dabei unregelmäßiger angeordnet sind. Oft spricht man von einer Zunahme der „Unordnung“ auf der Teilchenebene. Spontane Vorgänge können also scheinbar ebenso vom Erreichen eines **möglichst hohen Grads an Unordnung** angetrieben werden.

### Ordnung vs. Ästhetik

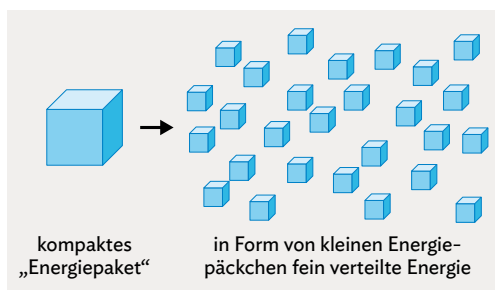
Dass diese Ordnung bzw. Unordnung auf Teilchenebene nur bedingt mit unserer alltäglichen, ästhetischen Auffassung von Ordnung bzw. Unordnung zu tun hat, zeigen die Modellexperimente **M1** und **M2**.

Tatsächlich sind die Teilchen des dort betrachteten Stoffes im festen Aggregatzustand zum Zeitpunkt  $t_0$  (**B1**, S. 274) sehr regelmäßig angeordnet und daher nach unserem Empfinden „ordentlicher“ als zu den Zeitpunkten  $t_2$  bzw.  $t_3$  (**B2**, S. 274), an denen der Stoff im gasförmigen Zustand vorliegt. Vergleicht man die Teilchen-darstellungen im Gas, so erscheint die Anord-

nung zum Zeitpunkt  $t_3$  „ordentlicher“ zu sein als zum Zeitpunkt  $t_2$ . Dennoch sind beide Zustände gleich wahrscheinlich, da die Gas-Teilchen bei gleichen äußeren Bedingungen (also konstantem Druck und konstanter Temperatur) zu beiden Zeitpunkten die gleiche mittlere Energie besitzen und stetig in Bewegung sind. Dass sie zum Zeitpunkt  $t_3$  regelmäßiger angeordnet zu sein scheinen, ist aufgrund ihrer stetigen, freien und unregelmäßigen Bewegung zufällig und hängt zudem vom Blickwinkel des Betrachters ab.

### Unordnung auf Teilchenebene

Das Verdunsten von Pentan (V5) erfordert Energie. Diese wird in Form von Wärme als „kompaktes Energiepaket“ von der Umgebung auf das zunächst flüssige Pentan übertragen und in viele „kleine Energiepäckchen“ aufgeteilt, die von den einzelnen Molekülen des Pentans aufgenommen werden (B2).



**B2** Modellhafte Darstellung der Entstehung von Unordnung

Diese Energieaufnahme führt zur teilweisen Überwindung der anziehenden Wechselwirkungen zwischen den Pentan-Molekülen, welche sich dadurch freier und unregelmäßiger bewegen. In der Folge kommt es zu einer Aggregatzustandsänderung des Stoffes.

Durch die Aufteilung des kompakten Energiebetrags auf viele kleine Energiepäckchen entsteht im betrachteten System eine gewisse **Unordnung**. Die Richtung dieses spontanen Vorgangs wird dadurch bestimmt, dass sich die fein verteilten Energiepäckchen nicht „von selbst“ wieder vollständig zu dem ursprünglichen Energiepaket

vereinigen lassen. Der beschriebene Aufteilungsvorgang führt also gewissermaßen zu einem stabileren, von selbst nicht vollständig umkehrbaren Zustand, nämlich dem einer **größeren Unordnung**.

Wird einem Feststoff Energie in Form von Wärme zugeführt, nehmen dessen Teilchen ebenfalls kleine Energiepäckchen davon auf. Auch hier wird eine größere Unordnung erzeugt. Da diese Energiepäckchen in **M1** nicht ausreichen, um die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen so weit zu überwinden, dass eine Aggregatzustandsänderung erfolgt, bleibt die „ordentliche“, gitterartige Anordnung der Teilchen erhalten. Sie schwingen jedoch heftiger um ihre Gitterplätze.

Die Richtung spontaner Vorgänge wird durch das Erreichen eines Zustands minimaler Energie bzw. maximaler Unordnung bestimmt.

### AUFGABEN

- A1** Begründen Sie ausgehend von Ihren Beobachtungen sowie der entsprechenden Reaktionsgleichung, dass in **LV6** die Unordnung zunimmt.
- A2** Erläutern Sie ausgehend von **A1**, dass das Erreichen einer maximalen Unordnung die übergeordnete Triebkraft spontaner Vorgänge ist.
- A3** Formulieren Sie eine Vermutung, die erklärt, inwiefern man bei dem in **B2** dargestellten Vorgang von einer „Entwertung“ von Energie sprechen kann.
- A4** Erläutern Sie unter Berücksichtigung von Fachbegriffen den in **B3** dargestellten Vorgang.



**B3** Farbstoffe aus einem Teebeutel lösen sich in Wasser

### 6.3.3 Entropie als Maß für Unordnung

#### Unordnung und Teilchenbewegung

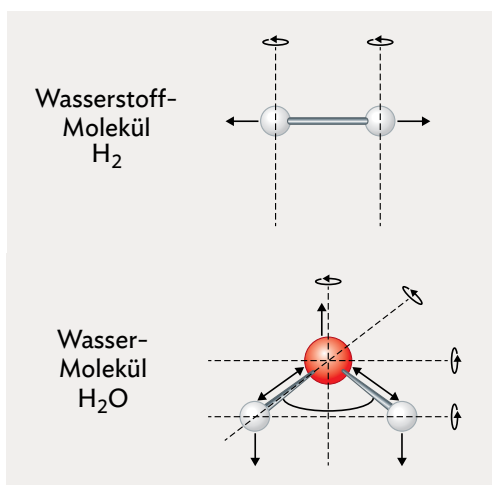
Je größer die Anzahl an Energiepäckchen ist, in welche die in einem System vorhandene Energie aufgeteilt werden kann, desto größer ist auch die Unordnung der Teilchen. Daraus kann zunächst geschlussfolgert werden, dass der Grad an Unordnung in einem System proportional zur Anzahl der darin vorhandenen Teilchen ist.

Die Teilchen in einem System wandeln die ihnen zur Verfügung stehende Energie in verschiedene Arten von Bewegungen um, z. B. in

- die Bewegung der Teilchen in verschiedene Richtungen des Raums,
- Drehbewegungen der Teilchen um sich selbst,
- Schwingungsbewegungen der Teilchen bzw. der Atome innerhalb der Teilchen gegeneinander.

Wie viele Bewegungsmöglichkeiten den Teilchen eines Stoffes zugänglich sind, hängt wiederum vom Aggregatzustand des Stoffes und vom geometrischen Bau und der Art der Teilchen ab.

Größere Moleküle haben mehr Dreh- und Schwingungsmöglichkeiten als kleine Moleküle (B4). Je mehr Bewegungsmöglichkeiten die Teilchen in einem System haben, desto mehr Energiezustände können sie folglich annehmen, und desto größer ist prinzipiell auch die Unordnung im betrachteten System.



**B4** Maximale Bewegungsmöglichkeiten von Wasserstoff- bzw. Wasser-Molekülen im Vergleich

#### Entropie als absolute Zustandsgröße

Sowohl die Teilchenanzahl als auch die Bewegungsmöglichkeiten der Teilchen innerhalb eines Stoffes lassen sich auf der Grundlage ihres geometrischen Baus absolut bestimmen. Es ist folglich möglich, den Grad an Unordnung in einem System unter festgelegten äußeren Bedingungen mithilfe einer **absoluten Zustandsgröße** anzugeben. Diese Größe ist die **Entropie  $S$  [J/K]**.

#### Entropie am absoluten Nullpunkt

Bei der Angabe der absoluten Entropie einer Teilchenportion geht man davon aus, dass diese Teilchen, insofern sie untereinander alle identisch sind (also einem Reinstoff angehören), bei einer absoluten Temperatur von 0 K ein absolut regelmäßiges Teilchengitter bilden, in dem aufgrund der fehlenden Bewegungsenergie keinerlei Teilchenbewegung stattfindet. Diesem Zustand ordnet man eine absolute Entropie von 0 J/K zu.

#### Molare Standardentropien

Die Unordnung in einem System hängt nicht nur von der Teilchenanzahl (und damit der Stoffmenge), sondern auch vom im System insgesamt verfügbaren Betrag an Bewegungsenergie (und damit der Temperatur) ab. Aus diesem Grund tabelliert man zur besseren Vergleichbarkeit die **molare Standardentropie  $S_m^0$**  als auf Standardbedingungen bezogene Größe:

$$S_m^0 = \frac{S^0}{n} \left[ \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right]$$

#### Reaktionsentropie

Im Verlauf der Löse- bzw. Verdunstungsvorgänge in **V3** bis **V5** nehmen die Bewegungsmöglichkeiten der Teilchen (also der Ionen bzw. der Moleküle), die am jeweiligen Vorgang beteiligt sind, zu. Folglich erhöht sich auch der Grad an Unordnung im jeweiligen System. Man sagt, es wird Entropie „erzeugt“, weil die Entropie des Endzustands größer als die des Ausgangszustands ist. Entropieänderungen können auch bei chemischen Reaktionen auftreten. So lösen sich in **LV6** die Ionen der

Entropie  
griech. en: in und  
trope: Umkehr,  
Wende

beteiligten Salze im Wasser, das im Verlauf der Reaktion gebildet wird. Sie werden folglich frei beweglich. Zudem entsteht Ammoniakgas, in dem sich Ammoniak-Moleküle frei und unregelmäßig bewegen können. Es wird also zusätzlich Entropie erzeugt. Die auftretende Entropieänderung bezeichnet man als **Reaktionsentropie**  $\Delta_r S$ :

$$\Delta_r S = S_{\text{nach}} - S_{\text{vor}} > 0 \quad \left[ \frac{\text{J}}{\text{K}} \right]$$

Würde man die Prozesse in **V3** bis **LV6** umkehren, so würde im Verlauf dieser Vorgänge Entropie „vernichtet“ werden, weil der Grad an Unordnung (etwa beim Auskristallisieren eines gelösten Salzes aus einer Lösung oder dem Kondensieren eines gasförmigen Stoffes) nach dem Prozess geringer als vorher ist. Es würde dann gelten:

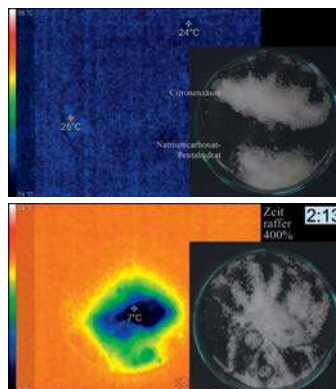
$$\Delta_r S = S_{\text{nach}} - S_{\text{vor}} < 0$$

Erfolgt innerhalb des betrachteten Systems im Zuge der Wärmeübertragung eine chemische Reaktion, dann kann die Reaktionsentropie  $\Delta_r S$  näherungsweise mit dem Satz von HESS aus den molaren Standardentropien der an der Reaktion beteiligten Stoffe berechnet werden:

$$\Delta_r S^0 = \sum(n_{\text{Produkte}} \cdot S_{\text{m(Produkte)}}^0) - \sum(n_{\text{Edukte}} \cdot S_{\text{m(Edukte)}}^0)$$

### Entropieänderung bei spontanen Vorgängen

Bei endothermen, spontanen Vorgängen wie in **V4** bis **LV6** wird jeweils Wärme aus der Umgebung auf das betrachtete System übertragen. In



**B5** Wärmebildaufnahmen der Reaktion von Citronensäure mit Natriumcarbonat-Pentahydrat

der Folge erhöht sich die Entropie im jeweiligen System, während die Entropie der Umgebung durch den Entzug von Energie abnimmt. Spontan können die jeweiligen Vorgänge deshalb ablaufen, weil dabei trotz des endothermen energetischen Verlaufs so viel Entropie erzeugt wird, dass die Gesamtentropie von System und Umgebung zunimmt. Für spontane Vorgänge gilt folglich:

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}} > 0$$

Die Entropie  $S$  ist ein absolutes Maß für die Unordnung der Teilchen in einem System. Bei spontanen Vorgängen nimmt die Gesamtentropie eines Systems und seiner Umgebung zu.

**Satz von HESS**  
→ S. 270

### AUFGABEN

- A1** Erläutern Sie die Unterschiede zwischen den molaren Standardentropien folgender Stoffe:
- flüssiges bzw. gasförmiges Wasser
  - Wasserstoff- bzw. Ammoniakgas
  - Wasserstoff- bzw. Stickstoffgas
- A2** Bei der vollständigen Verdunstung von 10 g Heptan bei 25 °C tritt eine Enthalpieänderung von  $\Delta H = +3,6$  kJ auf. Berechnen Sie die Reaktionsentropie  $\Delta_r S$ .
- A3** Berechnen Sie die Standardreaktionsentropie  $\Delta_r S^0$  der Reaktion in **LV6**. Deuten Sie das Vorzeichen.
- A4** Ammoniakgas kann großtechnisch aus den Elementen hergestellt werden.
- Schätzen Sie ausgehend von der Reaktionsgleichung das Vorzeichen der Reaktionsentropie  $\Delta_r S$  ab.
  - Überprüfen Sie Ihre Abschätzung rechnerisch.
- A5** Die Abbildung **B5** zeigt das Versuchsergebnis der endotherm verlaufenden Reaktion der kristallinen Feststoffe Citronensäure und Natriumcarbonat-Pentahydrat. Stellen Sie eine Vermutung auf, warum die Reaktion selbsttätig abläuft.

Entropiewerte unter QR-/Medien-code 06011-33



06011-33

### 6.3.4 Spontane Prozesse und freie Reaktionsenthalpie

Die Gewinnung von Roheisen aus Eisenerz im Zuge des Hochofenprozesses (B6) ist ein industriell sehr bedeutsames, aber energetisch höchst aufwändiges Verfahren. Es ist nur dann energetisch effizient, wenn die dabei relevanten chemischen Reaktionen (etwa die Erzeugung des Reduktionsmittels Kohlenstoffmonooxid oder die Reduktion von Eisenoxid unter Bildung von elementarem Eisen) optimal aufeinander abgestimmt sind. Eine wesentliche Voraussetzung dafür kann der spontane Verlauf dieser Reaktionen unter den extremen Bedingungen sein, die im Hochofen herrschen. Da diese Bedingungen bei der Planung solcher Verfahren nur schwer zu simulieren sind, kann man sich mathematischer Abschätzungsverfahren bedienen. Diese ermöglichen auch ohne praktische Durchführung eine Aussage darüber, ob die relevanten Prozesse unter den gegebenen Reaktionsbedingungen spontan ablaufen.

die gesamte Entropieänderung im Verlauf einer chemischen Reaktion aus den Entropieänderungen von System und Umgebung ergibt:

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{Umgebung}} + \Delta S_{\text{System}}$$

Die Ursache der Entropieänderung  $\Delta S_{\text{Umgebung}}$ , die im Verlauf einer Reaktion stattfindet, ist die Reaktionswärme  $Q_{r,p}$ . Diese wird entweder vom System abgegeben und von der Umgebung aufgenommen oder umgekehrt. In jedem Fall lässt sich die auf die Umgebung übertragene Wärme als negativer Betrag der vom System abgegebenen Wärme ausdrücken:

$$Q_{r,p,\text{Umgebung}} = -Q_{r,p,\text{System}} = -\Delta_r H$$

Mit  $\Delta S = \frac{Q}{T}$  ergibt sich daraus:

$$\Delta S_{\text{Umgebung}} = -\frac{\Delta_r H}{T}$$

Die Entropieänderung  $\Delta S_{\text{System}}$  des reagierenden Systems kann z. B. mit dem Satz von HESS berechnet werden. Damit ergibt sich für die Entropieänderung insgesamt:

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{gesamt}} &= \Delta S_{\text{Umgebung}} + \Delta S_{\text{System}} \\ &= -\frac{\Delta_r H}{T} + \Delta_r S \end{aligned}$$

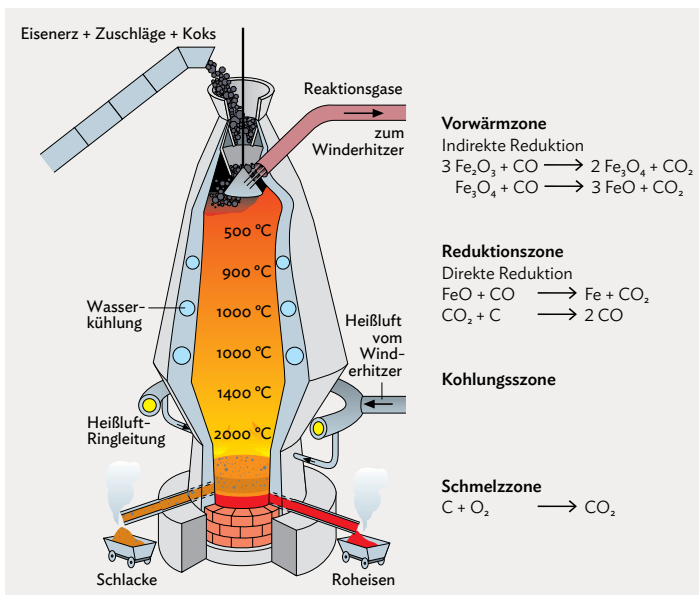
Eine Multiplikation dieses Terms mit  $(-T)$  ergibt schließlich:

$$-T \cdot \Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta_r H - T \cdot \Delta_r S$$

Die Terme  $(-T \cdot \Delta S_{\text{gesamt}})$  sowie  $(T \cdot \Delta_r S)$  sind, mathematisch betrachtet, die Beträge von Reaktionswärmern bzw. Enthalpieänderungen. Der Term  $(-T \cdot \Delta S_{\text{gesamt}})$  wird dabei als **freie Reaktionsenthalpie  $\Delta_r G$**  bezeichnet.

Analog zur Enthalpieänderung  $\Delta H$  entspricht sie der Differenz einer Zustandsgröße, die der Chemiker JOSIAH GIBBS (1839 – 1903) als **freie Enthalpie  $G$**  definierte. Sie setzt sich gemäß der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung aus den Zustandsgrößen Enthalpie  $H$ , Temperatur  $T$  und Entropie  $S$  zusammen:

$$G = H - T \cdot S$$



B6 Schematische Darstellung der Vorgänge in einem Hochofen

#### GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung

Eine Möglichkeit zur mathematischen Abschätzung der Spontaneität von Prozessen liefert die sogenannte **GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung**. Bei deren Herleitung geht man davon aus, dass sich



### Berechnung freier Reaktionsenthalpien

Mithilfe der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung ist es möglich, die freie Reaktionsenthalpie eines Vorgangs aus der Reaktionsenthalpie sowie der Reaktionsentropie dieses Vorgangs zu berechnen. Verwendet man dazu tabellierte molare Enthalpie- bzw. Entropiewerte, die sich auf Standardbedingungen ( $p = 1013 \text{ hPa}$ ,  $T = 298,15 \text{ K}$ ) beziehen, erhält man die freie Standardreaktionsenthalpie. Es gilt dann:

$$\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T \cdot \Delta_r S^0$$

Es hat sich bewährt, neben den molaren Standardbildungsenthalpien  $\Delta_f H_m^0$  von Stoffen auch deren molare **freie Standardbildungsenthalpien**  $\Delta_f G_m^0$  zu tabellieren. Die freie Standardreaktionsenthalpie kann folglich auch aus diesen Werten über den Satz von HESS ermittelt werden.

Näherungsweise kann man die jeweils auf Standardbedingungen bezogenen tabellierten Enthalpie- bzw. Entropiewerte auch zur Berechnung der freien Reaktionsenthalpie bei anderen Temperaturen als der Standardtemperatur einsetzen.

### Exergonische vs. endergonische Vorgänge

Errechnet man für einen Vorgang eine negative freie Reaktionsenthalpie, so handelt es sich um einen **exergonischen** Vorgang, der spontan abläuft. Vorgänge, deren freie Reaktionsenthalpie positiv ist, sind hingegen **endergonisch** und laufen nicht spontan ab.

Aus der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung geht hervor, dass es von der jeweils vorherrschenden Temperatur abhängt, ob ein Vorgang exergonisch oder endergonisch ist. Z. B. ist die Bildung von elementarem Eisen aus Eisen(II)-oxid durch Reaktion mit Kohlenstoffmonooxid (**B6**) bei  $25^\circ\text{C}$  eine exergonische Reaktion, verläuft bei ca.  $1000^\circ\text{C}$  im Hochofen aber nicht spontan.

### Freie Reaktionsenthalpie in metastabilen Systemen

Die Knallgasreaktion, bei der Wasserstoffgas mit Sauerstoffgas explosionsartig unter Bildung von Wasser reagiert, besitzt bei Raumtemperatur eine freie Reaktionsenthalpie von  $\Delta_r G^0 = -474 \text{ kJ/mol}$  und verläuft damit exergonisch. Man würde folglich erwarten, dass sich ein entsprechendes Gasgemisch spontan entzündet, was jedoch nicht beobachtet werden kann. Die Ursache dafür liegt in der relativ hohen Aktivierungsenergie, die für diese Reaktion erforderlich ist. Wasserstoff- und Sauerstoffgas befinden sich als Knallgasgemisch in einem **metastabilen** Zustand. Solche Systeme nennt man kinetisch gehemmt und sie reagieren nur in Anwesenheit eines Katalysators oder wenn sie aktiviert werden, z. B. durch einen Zündfunken.

Ein Vorgang läuft bei gegebener Temperatur  $T$  spontan ab, wenn dabei die freie Reaktionsenthalpie  $\Delta_r G$  des Systems abnimmt, die Änderung der freien Enthalpie  $\Delta G$  also negativ ist. Solche Prozesse sind exergonisch.

### AUFGABEN

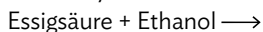
- A1** 2 mol Methangas werden bei Raumtemperatur vollständig verbrannt.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
  - Berechnen Sie die Standardreaktionsenthalpie  $\Delta_r H^0$ , die Standardreaktionsentropie  $\Delta_r S^0$  sowie die freie Standardreaktionsenthalpie  $\Delta_r G^0$ .
- A2** Zeigen Sie durch Berechnungen, dass die Bildung von Eisen aus Eisen(II)-oxid durch Reaktion mit Kohlenstoffmonooxid bei  $25^\circ\text{C}$  exergonisch, bei  $1000^\circ\text{C}$  hingegen endergonisch ist.
- A3** Ermitteln Sie die Grenztemperatur, bis zu welcher die Reaktion von Eisen(II)-oxid mit Kohlenstoffmonooxid exergonisch ist.
- A4** Betrachten Sie **B5** auf Seite 279 und erläutern Sie die Beobachtungen unter Verwendung der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung.

## 6.3.5 Energetische Betrachtung des chemischen Gleichgewichts

Viele chemische Reaktionen verlaufen zwar spontan, aber unvollständig, da in ihrem Verlauf ein dynamischer Gleichgewichtszustand erreicht wird. In diesem Zustand läuft neben der exergonischen Reaktion auch die endergonische Rückreaktion in messbarem Umfang ab. Wie kann eine Reaktion, die energetisch eigentlich erzwungen werden muss, in solchen Fällen selbsttätig ablaufen?

### Bildung von Essigsäureethylester

Zur Klärung dieser Frage wird beispielhaft der energetische Verlauf der Veresterung (abgekürzt mit V) von Essigsäure mit Ethanol zu Essigsäureethylester betrachtet:

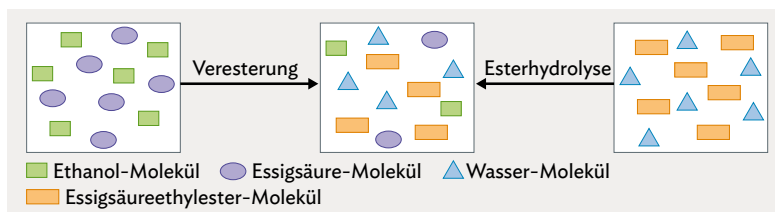


Die Berechnung der freien Reaktionsenthalpie  $\Delta_r G^0$  der Reaktion gemäß dem Satz von HESS (vgl. S. 270) zeigt, dass diese Reaktion unter Standardbedingungen exergonisch verläuft:

$$\begin{aligned} \Delta_r G^0_V &= [(-337,07) + (-237,2) \\ &- (-174,77) - (-392,5)] \text{ kJ/mol} = \\ &- 7 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Zu Beginn der Reaktion liegen im Reaktionsgemisch ausschließlich Essigsäure- und Ethanol-Moleküle im stöchiometrischen Verhältnis vor. Diese reagieren unter den entsprechenden Bedingungen spontan unter Bildung von Essigsäureethylester- und Wasser-Molekülen miteinander. Dabei nimmt die freie Enthalpie  $G$  des Gemisches kontinuierlich ab (B2, oben). Die Rückreaktion der exergonischen Veresterung ist die Esterhydrolyse (abgekürzt mit H). Sie verläuft folglich insgesamt endergonisch. Es gilt:

$$\Delta_r G^0_H = -\Delta_r G^0_V = +7 \text{ kJ/mol}$$



**B1** Modellhafte Betrachtung der Bildung bzw. Hydrolyse von Essigsäureethylester auf Teilchenebene

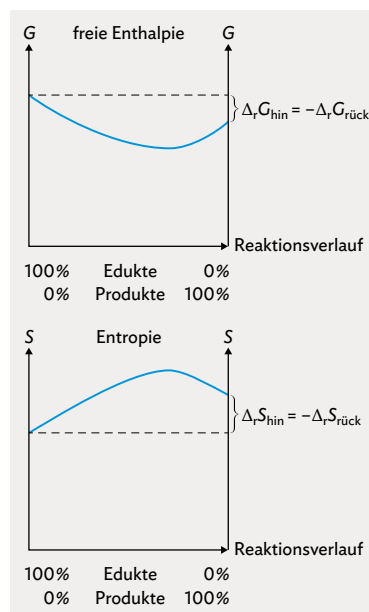
Die Esterhydrolyse kann also eigentlich nur unter energetischem Zwang ablaufen. Dennoch reagieren mit fortschreitendem Stoffumsatz der Veresterung einige der entstandenen Essigsäureethylester-Moleküle mit Wasser-Molekülen wieder zu Edukten. Ein vollständiger Stoffumsatz aller eingesetzten Edukte wird daher nicht erreicht.

Die Ursache für diesen scheinbaren Widerspruch ist, dass durch eine teilweise Rückreaktion der Produkt-Moleküle hier ein Zustand erreicht wird, dessen Entropie  $S$  größer ist als die Entropie des Ausgangszustands bzw. des Zustands bei vollständigem Stoffumsatz der Edukte.

In einem Gemisch, in dem Edukt- und Produkt-Teilchen in ähnlichen Anteilen nebeneinander vorliegen, kann die Unordnung folglich größer sein als bei vollständigem Umsatz aller Edukt-Teilchen (B1).

Trägt man für das Beispiel der Reaktion von Essigsäure mit Ethanol die freie Enthalpie  $G$  bzw. die Entropie  $S$  des Reaktionsgemisches in Abhängigkeit vom Stoffumsatz qualitativ auf, so zeigen die entsprechenden Graphen lokale Extrema (B2). Diese kennzeichnen den dynamischen Gleichgewichtszustand (vgl. S. 55).

B2 zeigt außerdem, dass die insgesamt endergonisch verlaufende Rückreaktion, die Esterhydrolyse, bis zur Einstel-



**B2** Änderung der freien Enthalpie  $G$  (oben) sowie der Entropie  $S$  (unten) im Verlauf einer exergonischen Reaktion, die unter Entropiezunahme verläuft

lung des chemischen Gleichgewichts ebenfalls exergonisch verläuft (Abnahme der freien Enthalpie).

### Verbrennung von Kohlenstoff

Betrachtet man die Verbrennung von Kohlenstoff an Luft, so handelt es sich auch hierbei um eine exergonische Reaktion, die bei Raumtemperatur und unter Zufuhr der entsprechenden Aktivierungsenergie spontan abläuft:

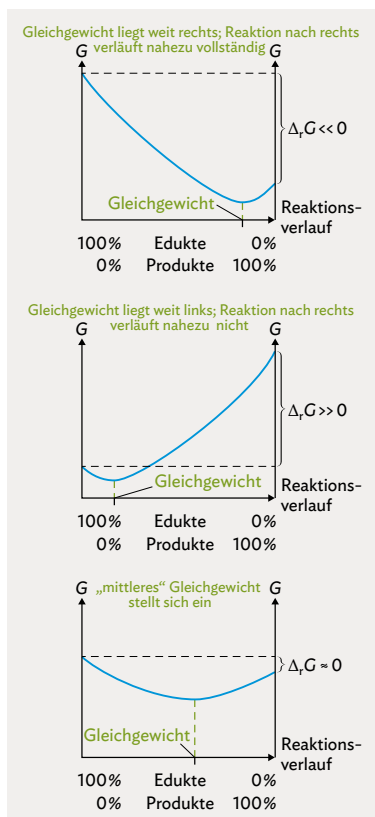
Kohlenstoff + Sauerstoff  $\longrightarrow$   
Kohlenstoffdioxid

$$\Delta_r G^0_{\text{hin}} = -394 \text{ kJ/mol} - (0 \text{ kJ/mol} + 0 \text{ kJ/mol}) = -394 \text{ kJ/mol}$$

Auch diese Reaktion ist prinzipiell umkehrbar. Die Rückreaktion ist unter Standardbedingungen endergonisch. Es gilt:

$$\Delta_r G^0_{\text{rück}} = -\Delta_r G^0_{\text{hin}} = +394 \text{ kJ/mol}$$

Führt man diese Reaktion unter Einsatz stöchiometrischer Mengen an Kohlenstoff bzw. Sauerstoffgas durch, können nach Ablauf der Reaktion im Reaktionsgemisch keine messbaren Mengen an Edukten mehr nachgewiesen werden. Die Reaktion verläuft vollständig.



### B3 Qualitative Abschätzung der Gleichgewichtslage

$\Delta_r G^0$ in kJ/mol	Gleichgewichtslage	$K_c$
$-30 < \Delta_r G^0 < 0$	Das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Produkte.	$> 1$
$0 < \Delta_r G^0 < +30$	Das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Edukte.	$> 1$
0	Im Gemisch liegen zu 50% Edukte bzw. Produkte vor.	$= 1$

### B4 Beurteilung der Gleichgewichtslage

Weshalb kommt es im Falle der Veresterung von Essigsäure zu einer Gleichgewichtseinstellung, während die Verbrennung von Kohlenstoff vollständig abläuft?

Die Antwort auf diese Frage liegt im Betrag der freien Reaktionsenthalpie  $\Delta_r G^0$  der jeweiligen Hin- bzw. Rückreaktion. Je stärker exergonisch eine chemische Reaktion ist, desto näher liegt der Zustand minimaler freier Enthalpie bzw. maximaler Entropie am Endzustand der Reaktion, also bei einem Stoffumsatz von nahezu 100 % (B3, oben). Für stark endergonische Reaktionen ist es entsprechend umgekehrt (B3, Mitte).

Liegen die freien Enthalpien des Ausgangs- bzw. Endzustands hingegen nahe beieinander, ist der Betrag der freien Reaktionsenthalpie  $\Delta_r G^0$  der Hin- bzw. der Rückreaktion sehr gering. Dann laufen Hin- und Rückreaktion mit einem messbaren Stoffumsatz ab und es kommt zur Einstellung eines dynamischen Gleichgewichtes bei einem mittleren Stoffumsatz beider Reaktionen (B3, unten).

### Abschätzung der Gleichgewichtslage

Ausgehend von der freien Reaktionsenthalpie  $\Delta_r G^0$  einer chemischen Reaktion kann also abgeschätzt werden, ob eine Reaktion vollständig verläuft oder ob es sich um eine Gleichgewichtsreaktion handelt. Für praktische Anwendungen hat sich folgende Fallunterscheidung bewährt:

#### ① $\Delta_r G^0 \leq -30 \text{ kJ/mol}$

Die Reaktion ist exergonisch. Sie verläuft spontan und nahezu vollständig (Stoffumsatz fast 100%). Die Rückreaktion läuft kaum ab.

#### ② $\Delta_r G^0 \leq +30 \text{ kJ/mol}$

Die Reaktion ist endergonisch. Sie läuft nahezu gar nicht ab (Stoffumsatz fast 0%).

#### ③ $-30 \text{ kJ/mol} < \Delta_r G^0 < +30 \text{ kJ/mol}$

Die Reaktion ist eine Gleichgewichtsreaktion. Im Reaktionsgemisch befinden sich messbare Mengen an Edukten und Produkten.

Zudem ermöglicht die Berechnung von  $\Delta_r G^0$  die Beurteilung der Gleichgewichtslage (B4).

Der Zahlenwert der Gleichgewichtskonstante  $K_c$  hängt dabei näherungsweise über folgenden mathematischen Zusammenhang mit der freien Reaktionsenthalpie  $\Delta_r G^0$  einer chemischen Reaktion zusammen:

$$\Delta_r G^0 = -5,7 \text{ kJ/mol} \cdot \lg K_c$$

### AUFGABE

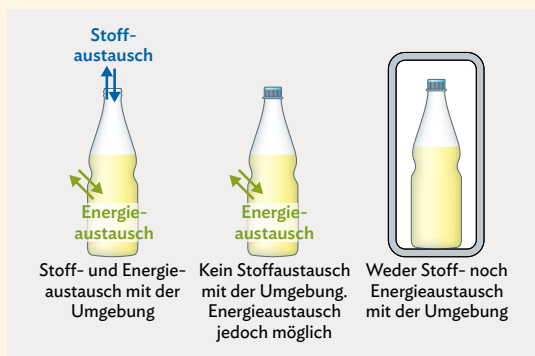
- A1 Beurteilen Sie, ob bei den folgenden Reaktionen bei 298 K bzw. 1500 K der Anteil der Edukte oder der Produkte im Gemisch überwiegt:
- $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$
  - $\text{C} + \text{CO}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}$
  - $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$

# Alles im Blick

## 1 Energie und Reaktionswärme

Die Untersuchung von Energieumwandlungen im Verlauf physikalischer bzw. chemischer Prozesse ist nur innerhalb eines durch enge Grenzen definierten Raums, dem sogenannten **System** möglich. Alle Komponenten außerhalb der definierten Systemgrenzen gehören zu dessen **Umgebung**.

Es werden **offene, geschlossene** und **isolierte** Systeme unterschieden. Dies hängt davon ab, ob ein **Stoff-** bzw. **Energieaustausch** zwischen System und Umgebung möglich ist.



Energie kann im Verlauf von chemischen Reaktionen in Form von **Wärme** oder **Arbeit** zwischen System und Umgebung ausgetauscht werden. Im ersten Fall spricht man von **Reaktionswärme  $Q_r$** . Durch diesen Energieaustausch ändert sich die **innere Energie  $U$**  des Systems. Die Änderung  $\Delta U$  der inneren Energie bezeichnet man als **Reaktionsenergie**.

Wird im Verlauf einer chemischen Reaktion Wärme an die Umgebung abgegeben, so ist die Reaktion im System **exotherm**:

$$Q_r = U_{\text{nach}} - U_{\text{vor}} < 0$$

Wird dabei hingegen Wärme vom reagierenden System aufgenommen, so ist die Reaktion **endotherm**:

$$Q_r = U_{\text{nach}} - U_{\text{vor}} > 0$$

Der Betrag von Reaktionswärmern kann mithilfe einer künstlich stark eingegrenzten Umgebung, einem sogenannten **Kalorimeter**, experimentell bestimmt werden. Das Kalorimeter tauscht dabei die gesamte Reaktionswärme mit dem untersuchten System aus. Dieser Austausch führt im Kalorimeter zu einer **Temperaturänderung  $\Delta T$** , die proportional zum Betrag der vom Kalorimeter aufgenommenen Wärme  $Q$  ist. Der Betrag dieser Wärme entspricht dem negativen Betrag der Reaktionswärme  $Q_r$ :

$$Q = C \cdot \Delta T = -Q_r$$

Die Proportionalitätskonstante  $C$  ist die Wärmekapazität der gesamten Versuchsanordnung. Sie setzt sich als Summe aus der Wärmekapazität  $C_w$  der Kalorimeterflüssigkeit und der Wärmekapazität  $C_K$  des Kalorimeters zusammen.

Bezieht man den Betrag der Reaktionswärme auf den Stoffumsatz der Reaktion, so erhält man die **molare Reaktionswärme  $Q_{r,m}$** :

$$Q_{r,m} = \frac{Q_r}{n}$$

## 2 Reaktionsenthalpie und Bildungsenthalpie

Bei chemischen Reaktionen, die ohne Volumenänderung ablaufen, entspricht der Betrag der Reaktionswärme  $Q_{r,v}$  der Reaktionsenergie  $\Delta_r U$ .

Bei chemischen Reaktionen, in deren Verlauf es zu Volumenveränderungen kommt, tritt ein Teil der Reaktionsenergie  $\Delta_r U$  nicht in Form von Wärme, sondern von **Volumenarbeit  $W_{\text{vol}}$**  in Erscheinung. Die Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  errechnet sich dann aus der

Differenz der Reaktionsenergie und dem Betrag an auftretender Volumenarbeit:

$$Q_{r,p} = \Delta_r U - W_{\text{vol}} = \Delta_r U + p \cdot \Delta V$$

Die Reaktionswärme  $Q_{r,p}$  wird als **Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H$**  bezeichnet. Reaktionsenthalpien verschiedener Prozesse sind nur dann miteinander vergleichbar, wenn sie auf den Stoffumsatz der Reaktion und eine

festgelegte Temperatur (meist 25 °C bzw. 298,15 K) bezogen werden:

$$\Delta_r H_m^0 = \frac{\Delta_r H}{n} = \frac{Q_{r,p}}{n}$$

Für die Bildung von Verbindungen aus elementaren Stoffen werden **molare Standardbildungsenthalpien**  $\Delta_f H_m^0$  tabelliert.

Ist die Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion experimentell nicht zugänglich, kann sie mithilfe des **Satzes von HESS** näherungsweise aus den molaren Standardbildungsenthalpien der an der Reaktion beteiligten Edukte und Produkte berechnet werden:

$$\Delta_r H^0 = \sum(n_{\text{Produkte}} \cdot \Delta_f H_{\text{Produkte}}^0) - \sum(n_{\text{Edukte}} \cdot \Delta_f H_{\text{Edukte}}^0)$$

Für Brennstoffe wird die bei der Verbrennung auftre-

tende **Verbrennungsenthalpie**  $\Delta_c H$  meist als positiver Betragswert angegeben. Dieser Wert wird auch als **Heizwert**  $H_i$  bezeichnet und gilt für den Fall, dass bei der Verbrennung gebildetes Wasser gasförmig vorliegt. Kondensiert dieses Wasser, so wird zusätzlich Kondensationswärme frei, wodurch der Betrag der Verbrennungsenthalpie steigt. Dieser höhere Betrag wird dann als **Brennwert**  $H_s$  bezeichnet.

Heiz- bzw. Brennwerte von Brennstoffen beziehen sich meist auf die Verbrennungstemperatur und können nur dann als molare Größen angegeben werden, wenn es sich bei den Brennstoffen um Reinstoffe handelt. Für Brennstoffgemische gibt man hingegen **spezifische Heiz-** bzw. **Brennwerte** an. Deren Beträge beziehen sich auf die Masse bzw. das Volumen an verbranntem Brennstoffgemisch.

### 3 Entropie und freie Reaktionsenthalpie

Vorgänge laufen stets nur in die Richtung **spontan**, d. h. ohne weitere aktive äußere Einwirkung ab, in der auf Teilchenebene ein maximaler Grad an **Unordnung** erreicht wird. Unordnung entsteht immer dann, wenn die vorhandene Energie in kleinere Energiepäckchen aufgeteilt wird.

Die **Entropie**  $S$  ist ein absolutes Maß für die Unordnung in einem System. Sie beträgt für einen Reinstoff am absoluten Nullpunkt ( $T = 0 \text{ K}$ )  $S = 0$ .

Der Wert der Entropie eines Stoffes ist sowohl temperatur- als auch stoffmengenabhängig, weshalb die Entropien verschiedener Reinstoffe als **molare Standardentropien**  $S_m^0$  tabelliert werden:

$$S_m^0 = \frac{S^0}{n}$$

Die Entropieänderung kann im Verlauf eines Prozesses näherungsweise über den Satz von HESS aus den molaren Standardentropien der beteiligten Edukte und Produkte berechnet werden:

$$\Delta_r S^0 = \sum(n_{\text{Produkte}} \cdot S_{m(\text{Produkte})}^0) - \sum(n_{\text{Edukte}} \cdot S_{m(\text{Edukte})}^0)$$

Spontane Vorgänge zeichnen sich dadurch aus, dass die Gesamtentropie von System und Umgebung zunimmt:

$$S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}} > 0$$

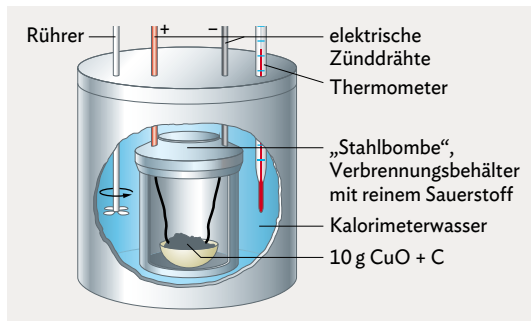
Die **freie Reaktionsenthalpie**  $\Delta_r G$  ist ein Maß dafür, ob eine Reaktion bei gegebener Temperatur  $T$  spontan abläuft. Sie kann mithilfe der **GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung** näherungsweise unter Berücksichtigung der Standardreaktionsenthalpie und der Standardreaktionsentropie der betrachteten Reaktion berechnet werden:

$$\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T \cdot \Delta_r S^0$$

Alternativ ist auch hier eine Berechnung aus den freien Standardbildungsenthalpien der am Vorgang beteiligten Edukte und Produkte mit dem Satz von HESS möglich.

## Zum Üben und Weiterdenken

- A1** In einer Kalorimeterbombe werden 10 g Kupfer(II)-oxid  $\text{CuO}$  mit Kohlenstoff zur Reaktion gebracht. Die dabei freiwerdende Reaktionswärme beträgt  $Q_r = -10,5 \text{ kJ}$ .



- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
  - Begründen Sie, dass der Betrag der Reaktionswärme unter diesen Bedingungen näherungsweise dem Betrag der Reaktionsenergie  $\Delta_r U$  der Reaktion entspricht.
  - Berechnen Sie das Volumen des gasförmigen Reaktionsprodukts bei vollständiger Umsetzung der Menge an Kupferoxid.  
*Hinweis:* molares Volumen von Gasen:  $V_m = 24,5 \text{ L/mol}$ .
  - Berechnen Sie die Volumenarbeit  $W_{\text{vol}}$ , die auftreten würde, wenn diese Reaktion außerhalb der Kalorimeterbombe unter Standardbedingungen ablaufen würde. Deuten Sie deren Vorzeichen.  
*Hinweis:*  $p = 1,013 \text{ bar} = 101\,300 \text{ N/m}^2$ .
  - Ermitteln Sie mithilfe Ihres Ergebnisses aus d) die Standardreaktionsenthalpie  $\Delta_r H^\circ$  dieser Reaktion. Überprüfen Sie die Richtigkeit Ihres Ergebnisses anschließend durch eine entsprechende Berechnung mit dem Satz von HESS.
- A2** In Heizkraftwerken werden die verschiedensten Stoffe verbrannt, unter anderem auch Kunststoffabfälle. Aus einer Kunststofffabrik werden Restbestände des Feststoffs Phenol  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  angeliefert.
- Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie für die Verbrennung von 1 mol Phenol, wobei das dabei gebildete Wasser als Wasserdampf das Kraftwerk verlässt.
  - Ermitteln Sie den Heizwert von Phenol in  $\text{MJ/kg}$ .
  - Schätzen Sie die Entropieänderung bei der Verbrennung ab und begründen Sie Ihre Antwort.

- A3** In einem Röhrenofen wird Magnesiumcarbonat so stark erhitzt, dass Kohlenstoffdioxid entsteht, der bei konstantem Druck ( $p = 1013 \text{ hPa}$ ) entweichen kann. Berechnen Sie die Grenztemperatur, bei der die Zersetzung in Kohlenstoffdioxid  $\text{CO}_2$  und Magnesiumoxid  $\text{MgO}$  beginnt. Benennen Sie den Fehler, der bei dieser Berechnung in Kauf genommen wird.

- A4** Schätzen Sie für folgende Reaktionen die Reaktionsentropie grob ab (nimmt zu, nimmt ab oder bleibt etwa gleich), begründen Sie die Aussage kurz und berechnen Sie für zwei oder drei geeignete Beispiele  $\Delta_r S$  dann mithilfe der Tabellenwerte.
- Magnesium verbrennt.
  - Methan verbrennt, wobei flüssiges Wasser entsteht.
  - Kohlenmonooxid verbrennt.
  - Ein Kochsalz-Kristall wird in Wasser gelöst.
  - Wasser verdunstet in einem offenen Gefäß.
  - Ein Kochsalz-Kristall wird in Benzin gegeben.
  - Ein Liter Meerwasser wird mit einem Liter destillierten Wasser vermischt.
  - Bromdampf und Luft vermischen sich.

- A5** Der Brennwert von Erdgas (Hauptbestandteil: Methan) soll experimentell bestimmt werden. Dafür steht lediglich ein Verbrennungskalorimeter zur Verfügung. Darin werden 50 g Erdgas im Sauerstoffstrom vollständig verbrannt. Das dabei entstehende Wasser entweicht gasförmig. Aus der gemessenen Temperaturänderung des Kalorimeterwassers wird anschließend die bei der Verbrennung freigesetzte Wärmemenge errechnet. Sie beträgt  $Q = -2\,390,5 \text{ kJ}$ .

- Berechnen Sie ausgehend von diesen Daten näherungsweise den spezifischen Heizwert sowie den spezifischen Brennwert von Erdgas in der Einheit  $\text{kJ/kg}$ .  
*Hinweis:* molare Kondensationswärme von Wasser:  $-44 \text{ kJ/mol}$ .
- Vergleichen Sie die von Ihnen errechneten Werte mit Literaturwerten und erläutern Sie mögliche Gründe für eventuelle Abweichungen.



**A6** Berechnen Sie die Standardreaktionsenthalpien für folgende chemische Reaktionen:

- 2 g Kupfer(II)-oxid reagieren mit Kohlenstoff vollständig zu Kupfer und einem gasförmigen Produkt, mit dem die Kalkwasserprobe positiv verläuft.
- 5 g Ammoniakgas werden mit Sauerstoffgas zu Stickstoffgas und einem weiteren Produkt umgesetzt, welches ebenfalls gasförmig ist.
- Die in b) beschriebene Reaktion wird unter Reaktionsbedingungen durchgeführt, bei denen das in b) genannte weitere Reaktionsprodukt flüssig ist.

**A7** Auch für die Bildung von Elektronenpaarbindungen zwischen Atomen gleicher oder verschiedener Elemente können molare Enthalpiewerte, sogenannte molare Standardbindungsenthalpien, angegeben werden. Da bei der Bildung von Elektronenpaarbindungen Energie freigesetzt wird, haben diese Enthalpiewerte stets ein negatives Vorzeichen. Im Folgenden soll die Verbrennungsreaktion von Ethingas betrachtet werden, das beim sogenannten Acetylen-Schweißen zum Einsatz kommt.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung von Ethin mithilfe von Strukturformeln mit allen bindenden und nicht bindenden Elektronenpaaren.
- Ermitteln Sie durch eine Bilanzierung der entsprechenden Enthalpiewerte (vgl. QR-/Mediencode 06011-34) näherungsweise die molare Standardreaktionsenthalpie für die Verbrennung von Ethin.
- Berechnen Sie die molare Standardreaktionsenthalpie dieser Reaktion anschließend mit dem Satz von HESS. Vergleichen Sie dieses Ergebnis mit dem Ergebnis aus b) und geben Sie mögliche Gründe für eventuelle Abweichungen an.



06011-34

**A8** Die Raumluft in einem leeren Klassenraum soll im Winter durch einen Heizkörper von 12 °C auf eine Temperatur von 23 °C erwärmt werden. Die Außentemperatur beträgt konstant -4 °C.

- Erläutern Sie die Entropieänderung, die im Verlauf der Erwärmung im Klassenraum auftritt, wenn angenommen wird, dass der Raum bei Übertragung einer entsprechenden Wärme-

menge vom Heizkörper auf die Raumluft perfekt isoliert ist.

- Begründen Sie, dass die tatsächlich auftretende Entropieänderung im Raum von der zu erwartenden Entropieänderung abweicht.
- Begründen Sie, dass die Übertragung einer identischen Wärmemenge auf die Luft im Klassenraum bei einer höheren Ausgangstemperatur der Raumluft zu einer geringeren Entropieänderung führt.

**A9** Auch Holzgas versuchte man früher für den Antrieb von Autos zu nutzen (S. 268). Im Holzgasgenerator wurde Holz zu Holzkohle verschwelt, die anschließend hauptsächlich zu Kohlenstoffmonooxid vergast wurde. Nennen Sie Gründe, aus welchen Benzin der bevorzugte Kraftstoff für den Antrieb von Autos wurde.



**A10** Wasserstoff und Chlor bilden in einem stöchiometrischen Stoffmengenverhältnis von 1:1 das sogenannte Chlorknallgas. Eine Reaktion der beiden Gemisch-Komponenten erfolgt erst, nachdem das Gemisch einem Lichtblitz oder erhöhter Temperatur ausgesetzt wurde. Als Reaktionsprodukt entsteht Chlorwasserstoffgas.

- Formulieren Sie die entsprechende Reaktionsgleichung.
- Ermitteln Sie rechnerisch, dass es sich dabei um eine exotherme Reaktion handelt, die auch unter Berücksichtigung der Entropie begünstigt ist.
- Erklären Sie an diesem Beispiel den Begriff des metastabilen Zustands.

## Ziel erreicht?

Verfügen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06011-35) und bewerten Sie sich mithilfe der Tabelle rechts unten.



06011-35

### KOMPETENZ A: Merkmale offener, geschlossener und isolierter Systeme beschreiben

- A1** Ordnen Sie begründet den gezeigten Beispielen die Begriffe offenes System, geschlossenes System und isoliertes System zu.



### KOMPETENZ B: Eine kalorimetrische Messung auswerten

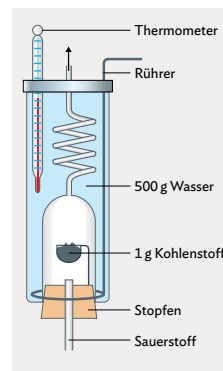
- B1** Die molare Verbrennungsenthalpie  $\Delta_c H_m$  von Kohlenstoff soll experimentell bestimmt werden. Dazu wird 1 g Kohlenstoff in einem Verbrennungskalorimeter ( $C_K = 100 \text{ J/K}$ ) im Luftstrom verbrannt. Dabei wird der zeitliche Temperaturverlauf des Kalorimeterwassers ( $m_W = 500 \text{ g}$ ,  $c_W = 4,19 \text{ J/(g} \cdot \text{K)}$ ) gemessen.

Es ergeben sich folgende Messwerte:

t in s	0	15	30	45	60	75	90
$\vartheta$ in °C	21,0	20,8	20,9	21,3	21,5	23,0	25,0
t in s	105	120	135	150	165	180	195
$\vartheta$ in °C	27,5	29,5	31,0	32,5	34,0	34,5	34,5
t in s	210	225	240	255	270	285	300
$\vartheta$ in °C	34,5	34,0	34,2	34,2	34,5	34,3	34,0

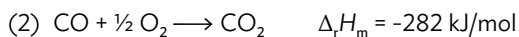
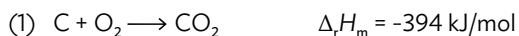
- a) Erstellen Sie für die kalorimetrische Messung ein Temperatur-Zeit-Diagramm und ermitteln Sie grafisch die Temperaturdifferenz  $\Delta T$  des Kalorimeterwassers.

- b) Berechnen Sie den Betrag der Wärme  $Q$ , die im Verlauf des Experiments vom Kalorimeterwasser aufgenommen wird.
- c) Ermitteln Sie die Verbrennungsenthalpie  $\Delta_c H$  der Kohlenstoff-Portion im Kalorimeter sowie die molare Verbrennungsenthalpie  $\Delta_c H_m$  von Kohlenstoff.
- d) Vergleichen Sie den von Ihnen ermittelten Wert für die molare Verbrennungsenthalpie von Kohlenstoff mit dem Literaturwert und erläutern Sie zwei mögliche Begründungen für eine eventuelle Abweichung.



### KOMPETENZ C: Reaktionsenthalpien und Bildungsenthalpien mit dem Satz von HESS berechnen

- C1** Berechnen Sie mithilfe tabellierter Werte die Enthalpieänderungen für folgende Reaktionen, bezogen auf den jeweils angegebenen Stoffumsatz:
- a)  $2 \text{ Mg (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{ MgO (s)}$   
(bezogen auf die Bildung von 2 mol Magnesiumoxid)
- b)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)} + \text{CuO (s)} \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CHO (l)} + \text{Cu (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$   
(bezogen auf die Umsetzung von 1 mol Ethanol)
- c)  $\text{CaCl}_2 \text{ (s)} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ Cl}^- \text{ (aq)}$   
(bezogen auf die Bildung von 1 mol freier Chlorid-Ionen)
- d)  $\text{H}_2\text{O (g)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$   
(bezogen auf die Kondensation von 0,5 mol Wasserdampf)
- C2** Für folgende Verbrennungsreaktionen sind die zugehörigen Reaktionsenthalpien experimentell zugänglich:

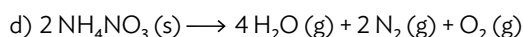
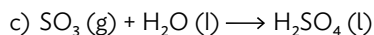
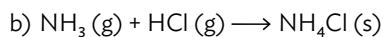
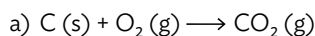


Ermitteln Sie davon ausgehend die molare Standardbildungsenthalpie  $\Delta_f H_m^0$  von Kohlenstoffmonooxid.

- C3** 10 g flüssiges Propan können an einem geeigneten Katalysator mit Sauerstoff zu Propanal umgesetzt werden ( $\Delta_r H = -85 \text{ kJ}$ ). Propanal verbrennt vollständig zu Kohlenstoffdioxid und Wasser ( $\Delta_r H_m = -1848 \text{ kJ/mol}$ ). Ermitteln Sie mithilfe dieser Angaben die molare Verbrennungsenthalpie  $\Delta_c H_m$  von Propan.

#### KOMPETENZ D: Änderungen der Entropie bei chemischen Reaktionen erläutern und Reaktionsentropien mit dem Satz von HESS berechnen

- D1** Eine Portion Stickstoffgas ( $m = 10 \text{ g}$ ) wird unter Standardbedingungen erwärmt. Dabei wird eine Wärmemenge von  $Q = 20 \text{ kJ}$  vollständig auf die Stickstoffportion übertragen. Berechnen Sie die daraus resultierende Reaktionsentropie  $\Delta_r S$ .
- D2** Schätzen Sie das Vorzeichen der Entropieänderung bei den folgenden chemischen Reaktionen ab. Begründen Sie Ihre Abschätzungen auf Teilchenebene.



- D3** Überprüfen Sie Ihre Ergebnisse aus Aufgabe D2 rechnerisch.

#### KOMPETENZ E: Berechnungen mithilfe der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung durchführen, um chemische Reaktionen energetisch zu klassifizieren

- E1** Erklären Sie die Begriffe exergonischer Vorgang bzw. endergonischer Vorgang.
- E2** Entscheiden Sie auf Grundlage entsprechender Berechnungen, ob folgende Prozesse bei  $25 \text{ °C}$  bzw. bei  $100 \text{ °C}$  spontan ablaufen können.  
*Hinweis:* Die Temperaturabhängigkeit der entsprechenden tabellierten Werte kann dabei vernachlässigt werden.
- $$\text{a) } 2 \text{NO}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$$
- $$\text{b) } 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$$
- $$\text{c) } 2 \text{Cu}_2\text{S} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Cu}_2\text{O} (\text{s}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$$

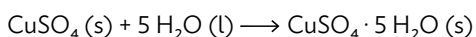
Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 464 und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

Kompetenz	ja	nein	zum Nachlesen
<b>A</b> Merkmale offener, geschlossener und isolierter Systeme beschreiben			S. 256 – 257
<b>B</b> Eine kalorimetrische Messung auswerten			S. 258 – 261
<b>C</b> Reaktionsenthalpien und Bildungsenthalpien mit dem Satz von HESS berechnen			S. 270 – 271
<b>D</b> Änderungen der Entropie bei chemischen Reaktionen erläutern und Reaktionsentropien mit dem Satz von HESS berechnen			S. 278 – 279
<b>E</b> Berechnungen mithilfe der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung durchführen, um chemische Reaktionen energetisch zu klassifizieren			S. 280 – 281

# Klausuraufgaben

## T1 Kalorimetrie

In einem Schülerversuch soll die Reaktionsenthalpie folgender Reaktion (Reaktion 1) bestimmt werden:



Dazu werden zwei Experimente durchgeführt.

**V1** In ein Kalorimeter werden 30 mL Wasser gefüllt und 1,75 g wasserfreies Kupfer(II)-sulfat hinzugegeben. Die Temperatur steigt von 20,1 °C auf 25,9 °C.

**V2** In ein Kalorimeter werden 29 mL Wasser gefüllt und 2,74 g Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat hinzugegeben. Die Temperatur sinkt von 20,1 °C auf 19,5 °C.

### AUFGABEN

- A1** Beschreiben Sie die Durchführung des Experiments. Werten Sie die Messergebnisse aus.
- A2** Begründen Sie anhand einer Berechnung, dass 29 mL das korrekte Wasservolumen für das zweite Experiment war.
- A3** Berechnen Sie die molare Lösungsenthalpie für die Lösevorgänge aus **V1** und **V2**.
- A4** Ermitteln Sie rechnerisch die Lösungsenthalpien mit dem Satz von HESS (**B1**). Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit den erhaltenen Werten aus **A3**.
- A5** Berechnen Sie die molare Reaktionsenthalpie der Reaktion 1.
- A6** Zeichnen Sie ein Enthalpie-Diagramm, das die Enthalpieänderungen der Experimente **V1** und **V2** mit der Enthalpieänderung der Reaktion 1 verknüpft.

Formel	CuSO <sub>4</sub> (s)	CuSO <sub>4</sub> · 5 H <sub>2</sub> O (s)	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)	Cu <sup>2+</sup> (aq)	H <sub>2</sub> O (l)
Δ <sub>f</sub> H [kJ/mol]	-771	-2280	-909	+65	-286

**B1** Ausgewählte molare Standardbildungsenthalpien

## T2 Raketentreibstoffe

In der Technik werden Stoffumwandlungsprozesse sowohl zur Herstellung von Stoffen als auch zur Umwandlung von Energie, z. B. zum Antrieb von Motoren, genutzt. Der Treibstoff der Mondlandefähre, die im Juli 1969 die ersten Menschen auf den Mond brachte, wird als Aerozin 50 bezeichnet und bestand aus einem Gemisch aus Hydrazin N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (Δ<sub>f</sub>H = -246 kJ/mol) und 1,1-Dimethylhydrazin H<sub>2</sub>N-N(CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

Bei der Verbrennung beider Stoffe entstehen Stickstoff und Wasserdampf. Als Oxidationsmittel dient flüssiges Distickstofftetraoxid N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (Δ<sub>f</sub>H = 9 kJ/mol).

Das Falcon (dt. Falke) ist ein Transportsystem für Satelliten und Astronauten, das von der US-amerikanischen Firma SpaceX entwickelt wurde. Als Treibstoff wird ein Gemisch aus Kerosin (im wesentlichen Undecan) und flüssigem Sauerstoff eingesetzt.

### AUFGABEN

- A1** Bei der Wärme- und Energieerzeugung in der Industrie erweist sich die Verwendung von Bildungs- und Verbrennungsenthalpien von Brennstoffen für Berechnungen als unpraktisch.
- a) Nehmen Sie zu dieser Aussage begründet Stellung.
- b) Beschreiben Sie eine Möglichkeit, die Effektivität von verschiedenen Brennstoffen zu vergleichen.
- A2** Prüfen Sie durch entsprechende Berechnungen, ob Undecan oder Hydrazin der bessere Brennstoff ist.
- A3** a) Berechnen Sie die Masse von Undecan und Sauerstoff in 21 000 kg Treibstoff. Gehen Sie dabei von einem stöchiometrischen Verhältnis aus.
- b) Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie bei der Verbrennung von 21 000 kg dieses Treibstoffs.

### T3 Kartoffelchips



#### B2 Kartoffelchips

Kartoffelchips sind beliebte Snacks, die aus frittierten Kartoffelscheiben hergestellt werden.

Die in Kartoffeln enthaltene Stärke besteht aus Amylose und Amylopektin. Bei der Verdauung findet ein hydrolytischer Abbau von Stärke statt, wobei Glucose entsteht, über das Blut in die einzelnen Zellen transportiert und durch biologische Oxidation abgebaut wird.

Die Oxidation von Nährstoffen in der Zelle liefert dem Organismus die Energie, die er zur Aufrechterhaltung der Lebensprozesse benötigt. Die Energiemenge, die bei Oxidation von einem Gramm des Nährstoffs zu Kohlenstoffdioxid, Wasser und ggf. Harnstoff ( $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ) in der Zelle freigesetzt wird, bezeichnet man als *physiologischen Brennwert*.

Die pro Gramm Nährstoff bei der vollständigen Oxidation zu Kohlenstoffdioxid, Wasser und Stickstoff freigesetzte Energie wird als *physikalischer Brennwert* eines Nährstoffs bezeichnet.

Für Jugendliche im Alter zwischen 15 und 19 Jahren mit leichten körperlichen Aktivitäten wird eine durchschnittliche tägliche Energiezufuhr von ca. 10 894 kJ empfohlen. Diese sollte sich laut Empfehlung der Deut-

#### Durchschnittlicher Gehalt an Inhaltsstoffen je 100 g

Fette	34,0 g
Kohlenhydrate	50,5 g
Ballaststoffe	4,0 g
Eiweiß	3,5 g
Salz	2,5 g
Sonstige	5,5 g

#### B3 Angaben auf einer Tüte Kartoffelchips

schen Gesellschaft für Ernährung aus 55 % Kohlenhydrate, 30 % Fett und 15 % Eiweiß zusammensetzen.

#### AUFGABEN

- A1** Beschreiben Sie den molekularen Aufbau von drei in Kartoffelchips enthaltenen Nährstoffen, die in **B3** aufgeführt sind.
- A2** Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für den Abbau vom Kohlenhydrat Amylose (Stärke) unter Verwendung von Strukturformeln. Aus 50,5 g Stärke werden bei dieser Reaktion ca. 56 g Glucose gebildet. Begründen Sie die Zunahme der Masse.
- A3** Berechnen Sie die molare Standardreaktionsenthalpie und die molare Standardreaktionsenergie für die vollständige Verbrennung des Kohlenhydrats Glucose, dem Fett Tripalmin und der Aminosäure Alanin (**B4**).
- A4** Weisen Sie am Beispiel der Verbrennung von Glucose den spontanen Verlauf dieser Reaktion bei 37 °C nach.
- A5** a) Berechnen Sie den physikalischen Brennwert für Glucose, Tripalmin und Alanin (**B4**).  
b) Für Glucose und Tripalmin stimmen jeweils ihr physiologischer und physikalischer Brennwert überein. Bei Alanin ist der physiologische Brennwert deutlich geringer als der physikalische. Erklären Sie diesen Unterschied.
- A6** Ein Jugendlicher, der schon 8 000 kJ zu sich genommen hat, möchte noch ein Tüte Kartoffelchips (100 g) essen. Prüfen Sie durch entsprechende Berechnung, ob er dabei seine täglich empfohlene Energiezufuhr überschreiten würde.
- A7** Überprüfen Sie rechnerisch, ob Kartoffelchips der von der Deutschen Gesellschaft empfohlenen Nährstoffrelation entsprechen.

Nährstoff	Formel	$\Delta_r H$ [kJ/mol]
Glucose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	-1274
Tripalmin	$\text{C}_{51}\text{H}_{98}\text{O}_6$	-2468
Alanin	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$	-561

#### B4 Bildungsenthalpien ausgewählter Nährstoffe

AdobeStock / Africa Studio – S. 68; - / Anchalee – S. 122; - / Jan Felber – S. 122; - / franzdell – S. 266; - / grafik-plusfoto – S. 254; - / Vladimir Kolesnikov – S. 276; - / Henri Koskinen – S. 68; - / Kseniia\_designer – S. 290; - / Mny-Jhee – S. 256; - / Peter – S. 115; - / Pixel-Shot – S. 277; BASF Corporate History, Ludwigshafen-Rhein – S. 74; Claudia Bohrmann-Linde, Wuppertal – S. 28, 35 (2), 38, 96, 99, 106, 146 (2), 148; Piet Claasen, Bremen – S. 166; dpa Picture-Alliance / akg-images – S. 75; Sandra Eberhardt, Tübingen – S. 35; Stefanie Faas, Straubenhardt – S. 21 (2); Getty Images Plus / iStockphoto, andhal – S. 44; - / iStockphoto, andreygonchar – S. 257; - / iStockphoto, antoniokhr – Cover; - / iStockphoto, Arijuhani – S. 166; - / iStockphoto / ArisSu – S. 90; - / iStockphoto, ArtmannWitte – S. 264; - / iStockphoto, Kateryna Bibro – S. 166; - / iStockphoto, BlackMagic – S. 94; - / iStockphoto, BWFolsom – S. 161; - / iStockphoto, cookelma – S. 276; - / iStockphoto, designprojects – S. 78; - / iStockphoto, dr3amer – S. 161; - / iStockphoto, DuncanL – S. 252; - / iStockphoto, forplayday – S. 67; - / iStockphoto, fotokostic – S. 68; - / iStockphoto, GeorgeDolgikh – S. 274; - / iStockphoto, goinyk – S. 117; - / iStockphoto, hanieriani – S. 50; - / iStockphoto, hansenn – S. 104; - / iStockphoto, jonathanfilskov-photography – S. 164; - / iStockphoto, karandaev – S. 290; - / iStockphoto, kuppa\_rock – S. 140/141; - / iStockphoto, lantapix – S. 45; - / iStockphoto, LoveTheWind – S. 112; - / iStockphoto, mpessariss – S. 138; - / iStockphoto, Maksym Narodenko – S. 147; - / iStockphoto, Nataba – S. 104, 172; - / iStockphoto, Petmal – S. 254; - / iStockphoto, PhonlamaiPhoto – S. 112; - / iStockphoto, Pineapple Studio – S. 293; - / iStockphoto, Placebo365 – S. 117; - / iStockphoto, poselenov – S. 274; - / iStockphoto, rawintanpin – S. 60; - / iStockphoto, rclassenlayouts – S. 86; - / iStockphoto, RyanKing999 – S. 154; - / iStockphoto, SerJoe – S. 162; - / iStockphoto, tfoxfoto – S. 264; - / iStockphoto, Thinkhubstudio – S. 116; - / iStockphoto, UltimaSperanza – S. 103; - / iStockphoto, urfinguss – S. 290; - / iStockphoto, wjarekv – S. 176; - / iStockphoto, XIN WANG – S. 173; - / iStockphoto, yulka3ice – S. 154; - / iStockphoto, Yuliya Zhuravelva – S. 63; Birgit Goerz-Lorenz, Wiesloch – S. 61, 62, 64, 65, 120; Nina Heldt – S. 139; Alina Hermann, Eichstätt – S. 38; iStockphoto / CatLane – S. 44; - / EasyBuy4u – S. 40; - / mariusFM77 – S. 147; Hans-Jürgen Jäger, Kaiserslautern – S. 18, 26 (3), 35 (2); Michaela Kampner, Bochum – S. 156; Simon Kleefeldt, Lindenberg im Allgäu – S. 262 (2); Thomas Kohn, Tettngang – S. 35 (2), 38; Simone Kröger, Münster – S. 38; Patrick Krollmann, Köln – S. 35, 38; Jochen Krüger, Bad Waldsee – S. 38; Mauritius Images / Alamy Stock Photo, Pictorial Press Ltd – S. 75; - / Prisma, Gerth – S. 76; - / SuperStock, Scott Andrews – S. 250/251; MEL Science Ltd – S. 252; Alexander Schönborn – S. 255, 260, 265; Science Photo Library / Andrew Lambert Photography – S. 158; Shutterstock / Milliarden Fotos – S. 100; - / OllyLo – S. 118; - / Raimundo79 – S. 168; - / StudioMolekuul – S. 162; Ilona Siehr, Potsdam – S. 262; www.ka-news.de – S. 74; www.wikimedia.org – S. 75, 148; Yle Archives – S. 289





# Periodensystem der Elemente (PSE)

Periode Schale	Hauptgruppen								
	I	II							
1 K	1,0 <b>H</b> Wasserstoff 1 2,1		mittlere Atommasse in u		23,0				
2 L	6,9 <b>Li</b> Lithium 3 1,0	9,0 <b>Be</b> Beryllium 4 1,5	Ordnungszahl		11		0,9		Elementsymbol Elementname Elektronegativität
3 M	23,0 <b>Na</b> Natrium 11 0,9	24,3 <b>Mg</b> Magnesium 12 1,2	Nebengruppen						
			III	IV	V	VI	VII	VIII	
4 N	39,1 <b>K</b> Kalium 19 0,8	40,1 <b>Ca</b> Calcium 20 1,0	45,0 <b>Sc</b> Scandium 21 1,3	47,9 <b>Ti</b> Titan 22 1,5	50,9 <b>V</b> Vanadium 23 1,6	52,0 <b>Cr</b> Chrom 24 1,6	54,9 <b>Mn</b> Mangan 25 1,5	55,8 <b>Fe</b> Eisen 26 1,8	58,9 <b>Co</b> Cobalt 27 1,8
5 O	85,5 <b>Rb</b> Rubidium 37 0,8	87,6 <b>Sr</b> Strontium 38 1,0	88,9 <b>Y</b> Yttrium 39 1,3	91,2 <b>Zr</b> Zirkonium 40 1,4	92,9 <b>Nb</b> Niob 41 1,6	95,9 <b>Mo</b> Molybdän 42 1,8	[98] <b>Tc*</b> Technetium 43 1,9	101,1 <b>Ru</b> Ruthenium 44 2,2	102,9 <b>Rh</b> Rhodium 45 2,2
6 P	132,9 <b>Cs</b> Caesium 55 0,7	137,3 <b>Ba</b> Barium 56 0,9		178,5 <b>Hf</b> Hafnium 72 1,3	180,9 <b>Ta</b> Tantal 73 1,5	183,8 <b>W</b> Wolfram 74 1,7	186,2 <b>Re</b> Rhenium 75 1,9	190,2 <b>Os</b> Osmium 76 2,2	192,2 <b>Ir</b> Iridium 77 2,2
7 Q	[223] <b>Fr*</b> Francium 87 0,7	226,0 <b>Ra*</b> Radium 88 0,9		[261] <b>Rf*</b> Rutherfordium 104	[262] <b>Db*</b> Dubnium 105	[266] <b>Sg*</b> Seaborgium 106	[264] <b>Bh*</b> Bohrium 107	[277] <b>Hs*</b> Hassium 108	[268] <b>Mt*</b> Meitnerium 109

## Lanthanoide 6. Periode

138,9 <b>La</b> Lanthan 57 1,1	140,1 <b>Ce</b> Cer 58 1,1	140,9 <b>Pr</b> Praseodym 59 1,1	144,2 <b>Nd</b> Neodym 60 1,2	[145] <b>Pm*</b> Promethium 61 1,2	150,4 <b>Sm</b> Samarium 62 1,2
---	-------------------------------------	---	--	---	--

227,0 <b>Ac*</b> Actinium 89 1,1	232,0 <b>Th*</b> Thorium 90 1,1	231,0 <b>Pa*</b> Protactinium 91 1,5	238,0 <b>U*</b> Uran 92 1,7	[237] <b>Np*</b> Neptunium 93 1,3	[244] <b>Pu*</b> Plutonium 94 1,3
---	--	---	--------------------------------------	--	--

## Actinoide 7. Periode

\* radioaktives Element

[Atommasse eines wichtigen Isotops]

			Hauptgruppen					
			III	IV	V	VI	VII	VIII
								4,0 <b>He</b> Helium 2
			10,8 <b>B</b> Bor 5 2,0	12,0 <b>C</b> Kohlenstoff 6 2,5	14,0 <b>N</b> Stickstoff 7 3,0	16,0 <b>O</b> Sauerstoff 8 3,5	19,0 <b>F</b> Fluor 9 4,0	20,2 <b>Ne</b> Neon 10
			27,0 <b>Al</b> Aluminium 13 1,5	28,1 <b>Si</b> Silicium 14 1,8	31,0 <b>P</b> Phosphor 15 2,1	32,1 <b>S</b> Schwefel 16 2,5	35,5 <b>Cl</b> Chlor 17 3,0	39,9 <b>Ar</b> Argon 18
58,7 <b>Ni</b> Nickel 28 1,8	63,5 <b>Cu</b> Kupfer 29 1,9	65,4 <b>Zn</b> Zink 30 1,6	69,7 <b>Ga</b> Gallium 31 1,6	72,6 <b>Ge</b> Germanium 32 1,8	74,9 <b>As</b> Arsen 33 2,0	79,0 <b>Se</b> Selen 34 2,4	79,9 <b>Br</b> Brom 35 2,8	83,8 <b>Kr</b> Krypton 36
106,4 <b>Pd</b> Palladium 46 2,2	107,9 <b>Ag</b> Silber 47 1,9	112,4 <b>Cd</b> Cadmium 48 1,7	114,8 <b>In</b> Indium 49 1,7	118,7 <b>Sn</b> Zinn 50 1,8	121,8 <b>Sb</b> Antimon 51 1,9	127,6 <b>Te</b> Tellur 52 1,9	126,9 <b>I</b> Iod 53 2,5	131,3 <b>Xe</b> Xenon 54
195,1 <b>Pt</b> Platin 78 2,2	197,0 <b>Au</b> Gold 79 2,4	200,6 <b>Hg</b> Quecksilber 80 1,9	204,4 <b>Tl</b> Thallium 81 1,8	207,2 <b>Pb</b> Blei 82 1,8	209,0 <b>Bi</b> Bismut 83 1,9	[209] <b>Po*</b> Polonium 84 2,0	[210] <b>At*</b> Astat 85 2,2	[222] <b>Rn*</b> Radon 86
[271] <b>Ds*</b> Darmstadtium 110	[272] <b>Rg*</b> Roentgenium 111	[277] <b>Cn*</b> Copernicium 112	[284] <b>Nh*</b> Nihonium 113	[289] <b>Fl*</b> Flerovium 114	[288] <b>Mc*</b> Moscovium 115	[293] <b>Lv*</b> Livermorium 116	[293] <b>Ts*</b> Tenness 117	[294] <b>Og*</b> Oganesson 118

152,0 <b>Eu</b> Europium 63 1,2	157,3 <b>Gd</b> Gadolinium 64 1,1	158,9 <b>Tb</b> Terbium 65 1,2	162,5 <b>Dy</b> Dysprosium 66 1,2	165,0 <b>Ho</b> Holmium 67 1,2	167,3 <b>Er</b> Erbium 68 1,2	168,9 <b>Tm</b> Thulium 69 1,2	173,0 <b>Yb</b> Ytterbium 70 1,2	175,0 <b>Lu</b> Lutetium 71 1,2
[243] <b>Am*</b> Americium 95 1,3	[247] <b>Cm*</b> Curium 96 1,3	[247] <b>Bk*</b> Berkelium 97 1,3	[251] <b>Cf*</b> Californium 98 1,3	[252] <b>Es*</b> Einsteinium 99 1,3	[257] <b>Fm*</b> Fermium 100 1,3	[258] <b>Md*</b> Mendelevium 101 1,3	[259] <b>No*</b> Nobelium 102 1,3	[262] <b>Lr*</b> Lawrencium 103 1,3



T06011