

1,0 <b>H</b> Wasserstoff 1	200,6 <b>Hg</b> Quecksilber 80	19,0 <b>F</b> Fluor 9	65,4 <b>Zn</b> Zink 30	14,0 <b>N</b> Stickstoff 7	35,5 <b>Cl</b> Chlor 17	6,9 <b>Li</b> Lithium 3	39,9 <b>Ar</b> Argon 18
32,1 <b>S</b> Schwefel 16	23,0 <b>Na</b> Natrium 11	40,1 <b>Ca</b> Calcium 20	16,0 <b>O</b> Sauerstoff 8	107,9 <b>Ag</b> Silber 47	20,2 <b>Ne</b> Neon 10	197,0 <b>Au</b> Gold 79	12,0 <b>C</b> Kohlenstoff 6
63,5 <b>Cu</b> Kupfer 29	131,3 <b>Xe</b> Xenon 54	79,9 <b>Br</b> Brom 35	27,0 <b>Al</b> Aluminium 13	4,0 <b>He</b> Helium 2	24,3 <b>Mg</b> Magnesium 12	55,8 <b>Fe</b> Eisen 26	126,9 <b>I</b> Iod 53
							39,1 <b>K</b> Kalium 19

# Chemie 13

 **Hybrides Schulbuch**  
enthält Mediacodes mit  
digitalen Arbeitsblättern, Videos  
und Lernanwendungen



kostenfreie  
**LESEPROBE**



Gymnasium Bayern

Entdecken Sie die Lehr- und Lernwelt von...

## Chemie Bayern – Sek II

### Chemie 13

Chemie für die Oberstufe in Bayern

Herausgegeben von Ernst Hollweck und Thomas Weingand

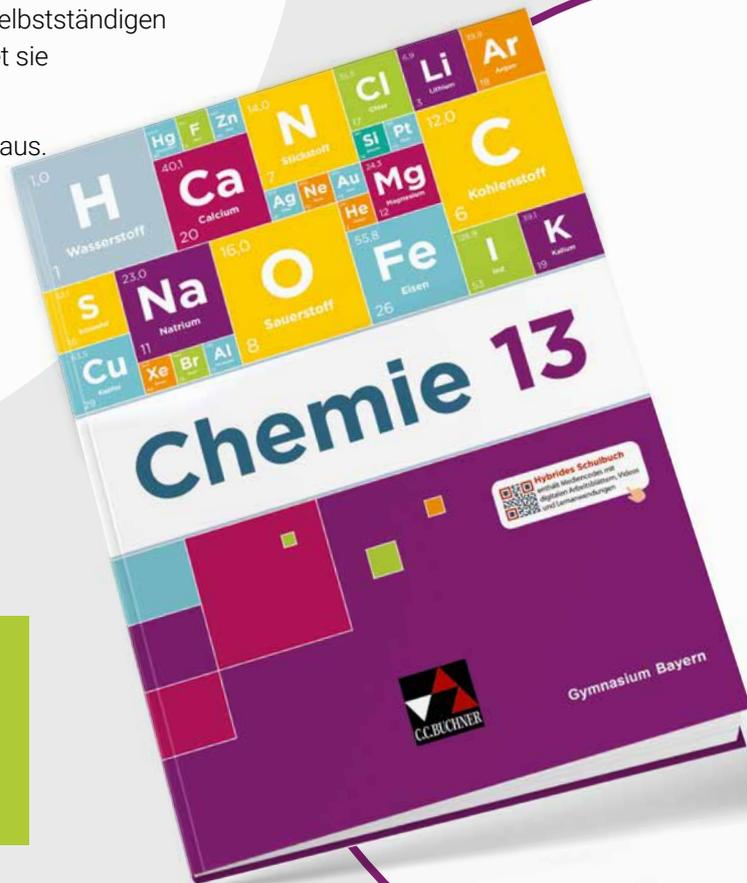
**Chemie 13** bietet Lehrkräften die Möglichkeit, einen experiment- und kompetenzorientierten Unterricht effizient vorzubereiten und optimal zu gestalten. Gleichzeitig unterstützt es die Schülerinnen und Schüler bei der selbstständigen Erarbeitung und Nacharbeit der behandelten Themen und bereitet sie durch spezielle Aufgaben auf das Abitur vor.

**Chemie 13** ermöglicht eine klare Trennung der Anforderungsniveaus. Die Materialien für gA und eA sind voneinander entkoppelt.



Mehr Infos:  
[www.ccbuchner.de/bn/06043](http://www.ccbuchner.de/bn/06043)

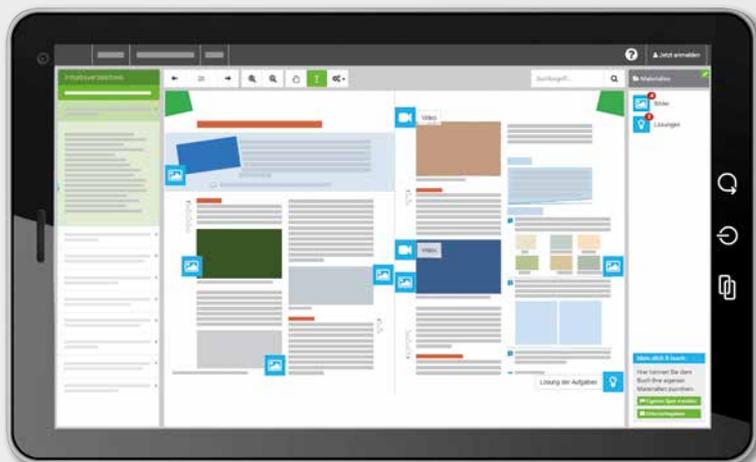
**digitales Zusatzmaterial** auch via QR- oder Mediacodes direkt in der Print-Ausgabe **kostenfrei** verfügbar



### Vollständige Vorabfassung digital abrufbar!

Sie wollen sich ein umfassendes Bild von **Chemie 13** machen? Nutzen Sie hierzu gern das **kostenfreie digitale Livebook**. Dieses beinhaltet die vollständige Vorabfassung des Schulbuchs.

Jetzt blättern!



### Ideal für den digitalen Materialaustausch

Die **digitale Ausgabe des Schülerbands click & study** und das **digitale Lehrmaterial click & teach** bilden zusammen die ideale digitale Lernumgebung: vielfältig im Angebot und einfach in der Bedienung!

Mehr Infos finden Sie auf den Seiten 60 bis 63 und auf [www.click-and-teach.de](http://www.click-and-teach.de) und [www.click-and-study.de](http://www.click-and-study.de).



Demo click & teach  
Band 12

## eA Für das erhöhte Anforderungsniveau

Für das erhöhte Anforderungsniveau (eA) haben wir neue, passgenaue Zusatzinhalte entwickelt, die über einen QR- und Mediacode im Buch integriert sind und digital aufgerufen werden können. Das explizit für das eA-Niveau entwickelte Material deckt alle zusätzlichen im LehrplanPLUS aufgeführten Kompetenzen ab und ermöglicht eine umfassende und vollständige Vorbereitung auf die Abiturprüfung im eA-Niveau.

## Gefährdungsbeurteilungen zu den Versuchen\*

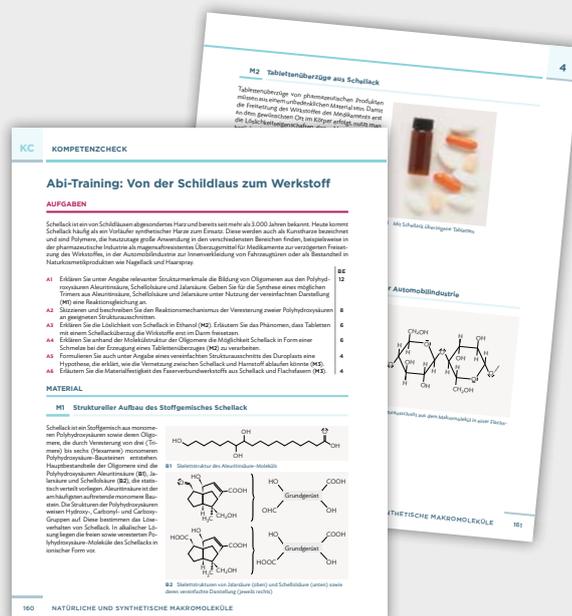
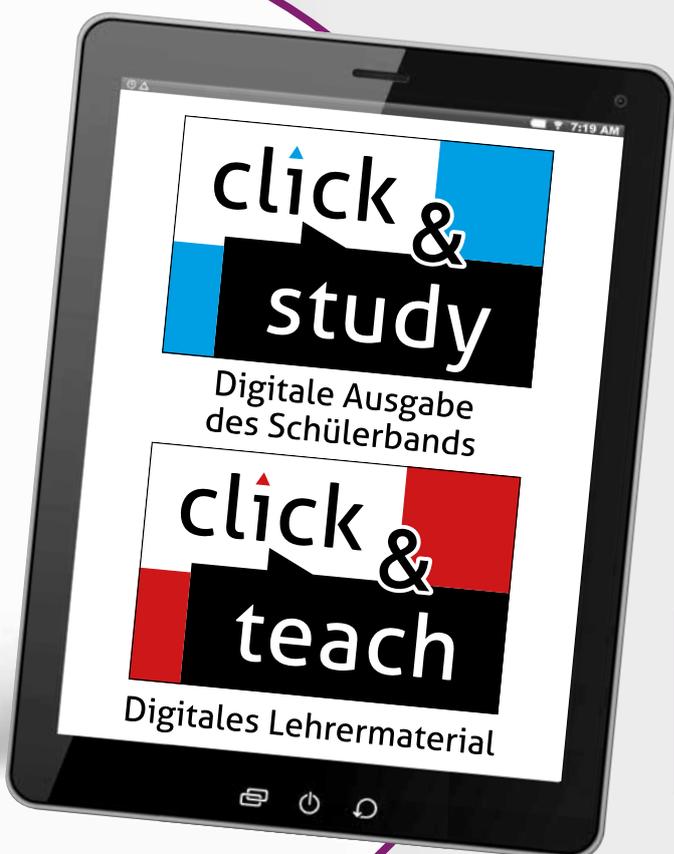
### D-GISS UV.

\* Alle Gefährdungsbeurteilungen zum Lehrwerk **Chemie** wurden vom Universum Verlag mit der Webanwendung **D-GISS Gefahrstoffmanagement in der Schule** erstellt. Weitere Informationen unter: [www.d-giss.de](http://www.d-giss.de)

Profitieren Sie bei Bestellungen von **click & study** im Schulkonto vom **3-fach-Rabatt** oder erwerben Sie bei Einführung der Print-Ausgabe die **Print-Plus-Lizenz** ab 2,10 € pro Titel und Jahr.

## Abi-Training

Am Ende jedes Kapitels befindet sich eine Doppelseite mit **materialbasierten Aufgaben** zur Vorbereitung auf die schriftliche Abiturprüfung. Diese Abituraufgaben umfassen jeweils einen im Kapitel behandelten Themenschwerpunkt, der mithilfe weiterführender Informationen erarbeitet wird. Sie folgen den Empfehlungen des Staatsinstituts für Schulqualität und Bildungsforschung in Bayern und ermöglichen den Schülerinnen und Schülern, sich mit dem **Aufgabenformat**, der **Struktur** und dem **Niveau** der schriftlichen Abiturprüfung vertraut zu machen.



# Chemie 13

Chemie für die Oberstufe in Bayern

**Gymnasium Bayern**

**C.C.BUCHNER**

## Chemie Bayern – Sek II

Herausgegeben von Ernst Hollweck und Thomas Weingand

### Chemie 13

Chemie für die Oberstufe in Bayern

Bearbeitet von Nadine Boele, Dominik Diekemper, Tobias Fröhlich, Simon Haselbauer, Alina Hermann, Ernst Hollweck, Simon Kleefeldt, Bernhard Lieske, Tina Müller, Jean Marc Orth, Lena Pfeifer, Kerstin Reichenberger, Harald Steinhofer, Timo Wachter, Sebastian Weidenthaler, Thomas Weingand, Philipp Weyer und Anna-Lena Wieland unter Verwendung von Beiträgen der Autorinnen und Autoren folgender Werke:

- ISBN 978-3-661-06011-8                      - ISBN 978-3-661-06002-6
- ISBN 978-3-661-06022-4                      - ISBN 978-3-661-06015-6
- ISBN 978-3-661-06041-5                      - ISBN 978-3-661-06042-2

Zu diesem Lehrwerk ist geplant:

Digitales Lehrermaterial **click & teach** Einzellizenz, WEB-Bestell-Nr. 060461

Weitere Lizenzformen (Einzellizenz flex, Kollegiumslizenz) und Materialien 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.

Die enthaltenen Links verweisen auf digitale Inhalte, die der Verlag bei verlagsseitigen Angeboten in eigener Verantwortung zur Verfügung stellt. Links auf Angebote Dritter wurden nach den gleichen Qualitätskriterien wie die verlagsseitigen Angebote ausgewählt und bei Erstellung des Lernmittels sorgfältig geprüft. Für spätere Änderungen der verknüpften Inhalte kann keine Verantwortung übernommen werden.

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 Autorinnen und Autoren keine Haftung für Folgen, die auf beschriebene Versuche zurückzuführen sind. Mitteilungen über eventuelle Fehler und Vorschläge zur Verbesserung werden dankbar angenommen.

Leseprobe

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

© 2025 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. Hinweis zu §§ 60 a, 60 b UrhG: Weder das Werk noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung eingescannt und/oder in ein Netzwerk eingestellt werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen. Fotomechanische, digitale oder andere Wiedergabeverfahren sowie jede öffentliche Vorführung, Sendung oder sonstige gewerbliche Nutzung oder deren Duldung sowie Vervielfältigung (z. B. Kopie, Download oder Streaming), Verleih und Vermietung nur mit ausdrücklicher Genehmigung des Verlags.

Nutzungsvorbehalt: Die Nutzung für Text und Data Mining (§ 44b UrhG) ist vorbehalten. Dies betrifft nicht Text und Data Mining für Zwecke der wissenschaftlichen Forschung (§ 60d UrhG).

Redaktion: Thomas Juli, Verena Huber

Layout und Umschlag: Petra Michel, Amberg

Satz: mgo360 GmbH & Co. KG, Bamberg

Illustrationen: Stefan Dangl, München; Helmut Holtermann, Dannenberg;

Stelzner Illustration & Grafikdesign, Frankfurt; Angelika Kramer, Stuttgart

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

ISBN der genehmigten Auflage 978-3-661-06043-9

## Inhalt

<b>1 Grundlagen für die 13. Jahrgangsstufe</b>	<b>12</b>
Alles im Blick: Grundlagen für die 13. Jahrgangsstufe .....	12
<b>FACHMETHODE:</b> Sicher arbeiten im Chemielabor .....	23
<b>ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:</b>	
Den naturwissenschaftlichen Erkenntnisweg gehen .....	24
<b>KOMMUNIKATIONSKOMPETENZ:</b> Mit einer Gefahrenstoffdatenbank umgehen .....	25
<b>2 Farbigkeit</b>	<b>26</b>
■ Startklar? .....	28
<b>2.1 Emission und Absorption von Licht</b> .....	<b>30</b>
2.1.1 Versuche und Material .....	28
2.1.2 Licht und Farbe .....	30
2.1.3 Farbstoffe und Spektren .....	34
2.1.4 <b>EXKURS:</b> Messen mit einem Fotometer .....	36
2.1.5 <b>EXKURS:</b> Das menschliche Auge und der Farbsinn .....	37
2.1.6 <b>MEDIENKOMPETENZ:</b> Künstliche Intelligenz sinnvoll einsetzen .....	38
<b>2.2 Farbstoffe in Alltagsprodukten</b> .....	<b>40</b>
2.2.1 Versuche und Material .....	40
2.2.2 Natürliche Farbstoffe im Alltag .....	42
<b>eA</b> Gesundheitsgefährdung durch Farbstoffe .....	1
2.2.3 <b>BEWERTUNGSKOMPETENZ:</b>	
Den Einsatz von Lebensmittelfarbstoffen (Azofarbstoffe) bewerten .....	43
2.2.4 <b>eA</b> Wirtschaftliche Bedeutung der Farbstoffe .....	2
<b>2.3 eA Molekülbau und Farbigkeit</b> .....	<b>3</b>
2.3.1 Versuche und Material .....	3
2.3.2 Polyene .....	5
2.3.3 Donator-Akzeptor-Konzept .....	7
2.3.4 <b>FACHMETHODE:</b> Auswertung von Absorptionsspektren .....	9
<b>2.4 eA Ausgewählte Farbstoffklassen und deren Synthese</b> .....	<b>11</b>
2.4.1 Versuche und Material .....	11
2.4.2 Azofarbstoffe .....	13

2.4.3	Triphenylmethanfarbstoffe .....	15
2.4.4	Natürliche Farbstoffe .....	17
2.5	<b>eA</b> <b>Indikatorfarbstoffe</b> .....	19
2.5.1	Versuche und Material .....	19
2.5.2	Säure-Base-Indikatoren .....	21
2.5.3	Redox-Indikatoren .....	23
2.6	<b>eA</b> <b>Wechselwirkungen zwischen Farbstoff- und Faser-molekülen</b> ..	25
2.6.1	Versuche und Material .....	25
2.6.2	Verschiedene Farbstoffarten .....	27
2.6.3	Küpfen-färbung mit Indigo .....	29
■	Alles im Blick .....	44
■	Zum Üben und Weiterdenken .....	46
■	Ziel erreicht? .....	48
■	Abi-Training: Naturfarbstoffe .....	50

### 3 Säure-Base-Gleichgewichte 52

■	Startklar? .....	54
3.1	<b>Säure-Base-Konzept nach BRØNSTED</b> .....	56
3.1.1	Versuche und Material .....	56
3.1.2	Säure-Base-Konzept nach BRØNSTED .....	58
3.2	<b>Autoprotolyse, pH-Wert und pOH-Wert</b> .....	60
3.2.1	Versuche und Material .....	60
3.2.2	Autoprotolyse des Wassers, pH-Wert und pOH-Wert .....	62
3.3	<b>Stärke von Säuren und Basen</b> .....	64
3.3.1	Versuche und Material .....	64
3.3.2	Säure- und Basenstärke .....	66
3.3.3	Berechnung von pH-Werten .....	68
	<b>FACHMETHODE:</b>	
	pH-Wert mit Näherung für starke Säuren und Basen berechnen .....	68
	<b>FACHMETHODE:</b>	
	pH-Wert mit Näherung für schwache Säuren und Basen berechnen .....	69

## Inhalt

3.3.4	Besonderheiten korrespondierender Säure-Base-Paare .....	70
3.3.5	<b>EXKURS:</b> Protolyse von Salzen .....	71
3.4	<b>Säure- und Basenstärke organischer Verbindungen</b> .....	72
3.4.1	Versuche und Material .....	72
3.4.2	Stärke von organischen Säuren und Basen .....	74
3.4.3	<b>eA</b> Säure- und Basenstärke von Phenol und Anilin .....	31
3.5	<b>Säure-Base-Titrationen</b> .....	76
3.5.1	Versuche und Material .....	76
3.5.2	Prinzip der Säure-Base-Titration .....	78
3.5.3	<b>FACHMETHODE:</b> Eine Titrationskurve auswerten .....	80
3.5.4	<b>ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:</b> Messwerte einer Titration digital erfassen .....	82
3.5.5	<b>FACHMETHODE:</b> Einen geeigneten Indikator für eine Titration auswählen .....	83
3.6	<b>Puffersysteme</b> .....	84
3.6.1	Versuche und Material .....	84
3.6.2	Wirkungsweise eines Puffersystems .....	86
	<b>FACHMETHODE:</b> pH-Wert einer Pufferlösung berechnen .....	87
	<b>eA</b> <b>Arbeitsblatt:</b> Anwendungsbeispiele von Puffern .....	33
3.6.3	<b>KOMMUNIKATIONSKOMPETENZ:</b> In Medien recherchieren und Quellen beurteilen .....	88
	■ Alles im Blick .....	90
	■ Zum Üben und Weiterdenken .....	92
	■ Ziel erreicht? .....	94
	■ Abi-Training: Da wird die Milch doch sauer ... ..	96
<b>4 Natürliche und synthetische Makromoleküle</b>		<b>98</b>
	■ Startklar? .....	100
4.1	<b>Von Aminocarbonsäuren zu Proteinen</b> .....	102
4.1.1	Versuche und Material .....	102
4.1.2	Aminocarbonsäuren .....	104
4.1.3	Die Peptidbindung .....	106

4.1.4	<b>FACHMETHODE:</b> Nachweisreaktionen für Peptide	107
	<b>eA</b> <b>Arbeitsblatt:</b> Stereochemie	35
4.1.5	<b>KOMMUNIKATIONSKOMPETENZ:</b>	
	Systematische Benennung von einfachen 2-Aminocarbonsäuren	108
	<b>eA</b> <b>Arbeitsblatt:</b> Elektrophorese	37
4.1.6	<b>ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:</b> Elektrophoresen auswerten	109
4.2	<b>Eigenschaften und Verwendung von Proteinen</b>	110
4.2.1	Versuche und Material	110
4.2.2	Einfach bis komplex – die Proteinstrukturen	112
4.2.3	Denaturierung durch Umwelteinflüsse	114
4.2.3.1	<b>eA</b> Strukturen und Eigenschaften von Proteinen	39
4.2.3.2	<b>eA</b> Klassen von Proteinen	40
4.2.4	Biologische Bedeutung von Proteinen	116
4.2.5	<b>EXKURS:</b> Modelle für Eiweißstrukturen	117
4.3	<b>Enzyme</b>	118
4.3.1	Versuche und Material	118
4.3.2	Eigenschaften und Wirkmechanismus von Enzymen	120
4.4	<b>Molekularer Bau und Eigenschaften von Kunststoffen</b>	122
4.4.1	Versuche und Material	122
4.4.2	Eigenschaften von Kunststoffen	124
4.4.3	Klassifizierung von Kunststoffen	126
4.4.4	<b>eA</b> Einsatzgebiete der Kunststoffklassen	41
4.5	<b>Synthese von Polymeren</b>	128
4.5.1	Versuche und Material	128
4.5.2	Radikalische Polymerisation	130
4.5.3	Polykondensation	132
4.5.4	Multifunktionelle Monomere	134
4.5.5	<b>eA</b> Polyaddition	43
4.5.5.1	<b>eA</b> Versuche und Material	43
4.5.5.2	<b>eA</b> Die Polyaddition als Nukleophil-Elektrophil-Reaktion	45
4.6	<b>Moderne Werkstoffe und Nanotechnologie</b>	136
4.6.1	Versuche und Material	136

## Inhalt

4.6.2	Polymere als moderne Werkstoffe in Alltag und Technik .....	138
4.6.3	Kunststoffe und Silikone in der Nanotechnologie .....	140
4.6.4	<b>eA</b> Nanostrukturen und Oberflächeneigenschaften .....	47
4.6.5	<b>eA</b> Einsatz elektrisch leitfähiger Kunststoffe .....	49
4.6.6	<b>eA</b> Funktionsprinzip von OLEDs .....	51
<b>4.7</b>	<b>Verwertung und Recycling von Kunststoffabfällen</b> .....	142
4.7.1	Versuche und Material .....	142
4.7.2	Recycling und Verwertung von Kunststoffen .....	144
4.7.3	Vermeidung von Kunststoffabfällen .....	146
4.7.4	<b>EXKURS:</b> Mikroplastik .....	147
<b>4.8</b>	<b>Fossile und nachwachsende Rohstoffe für die Kunststoffherstellung</b> .....	148
4.8.1	Versuche und Material .....	148
4.8.2	Fossile und nachwachsende Rohstoffe im Vergleich .....	150
■	Alles im Blick .....	152
■	Zum Üben und Weiterdenken .....	154
■	Ziel erreicht? .....	156
■	Abi-Training: Von der Schildlaus zum Werkstoff .....	158

## 5 Chemie und Nachhaltigkeit 160

■	Startklar? .....	162
<b>5.1</b>	<b>Grundprinzipien der Fotosynthese</b> .....	164
5.1.1	Versuche und Material .....	164
5.1.2	Grundlegendes zur Fotosynthese .....	166
5.1.3	Der zweigeteilte Prozess der Fotosynthese .....	168
<b>5.2</b>	<b>Elektrochemische und fotokatalytische Spaltung von Wasser-Molekülen</b> .....	170
5.2.1	Versuche und Material .....	170
	<b>eA</b> <b>Arbeitsblatt:</b> GRÄTZEL-Zelle .....	53
5.2.2	Elektrochemische und fotokatalytische Spaltung von Wasser-Molekülen .....	172
5.2.3	Ökologische und ökonomische Betrachtung .....	174
5.2.4	<b>eA</b> Flüssige organische Wasserstoffträger (LOHCs) .....	55

<b>5.3</b>	<b>Korrosion und Korrosionsschutz</b>	176
5.3.1	Versuche und Material	176
5.3.2	Die Korrosion	178
5.3.3	Schutz vor Korrosion	180
<b>eA</b>	<b>Arbeitsblatt: GALVANISIEREN und ELOXIEREN</b>	<b>57</b>
<b>5.4</b>	<b>Elektrolyse</b>	<b>59</b>
5.4.1	Versuche und Material	59
5.4.2	Elektrolytische Verfahren	61
<b>5.5</b>	<b>Moderne Technologien zur Energiebereitstellung</b>	<b>63</b>
5.5.1	Versuche und Material	63
5.5.2	Donator-Akzeptor-Prinzip und Energie-Konzept	65
<b>5.6</b>	<b>Arbeitsblatt: Werkstoffkreisläufe von Kunststoffen und Metallen</b>	<b>67</b>
■	Alles im Blick	182
■	Zum Üben und Weiterdenken	184
■	Ziel erreicht?	186
■	Abi-Training: Nachhaltige Energieversorgung	188

## Anhang

190

Lösungen zu „Startklar?“ und „Ziel erreicht?“	190
GHS – Das international gültige System zur Kennzeichnung von Gefahrstoffen	208
Entsorgung von Gefahrstoffabfällen	209
H-Sätze, P-Sätze	210
Chemikalienliste zu den Versuchen	213
Glossar	219
Stichwortverzeichnis	229
Bildnachweis	231
Chemische Berufe	232
Umgang mit Operatoren	

### INFO

Im Buch finden Sie **QR-Codes** und **Mediencodes**, 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 Mediencode auf [www.ccbuchner.de/medien](http://www.ccbuchner.de/medien) eingeben.



06043-001

# 3 Säure-Base-Gleichgewichte





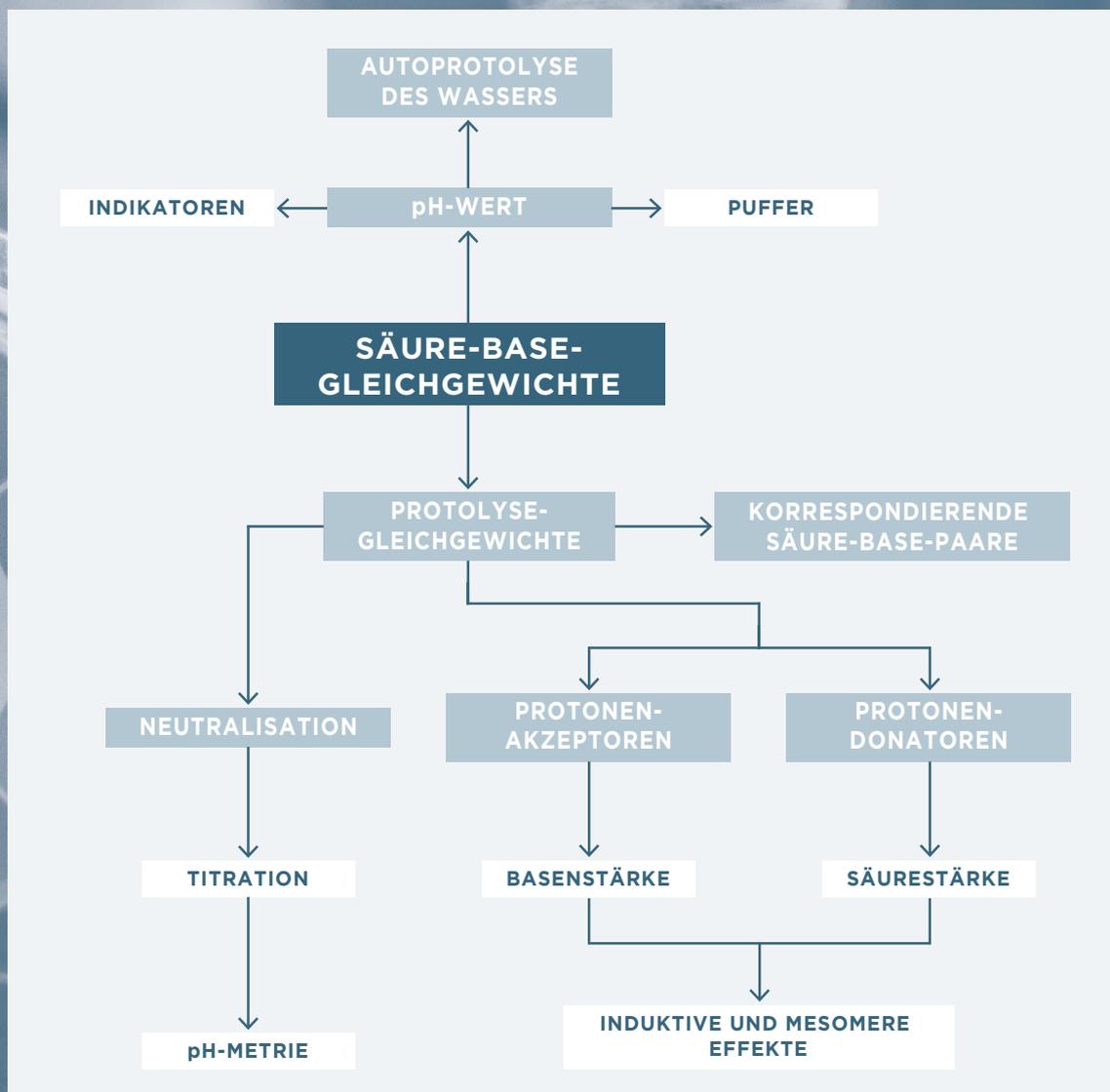
06043-100

**eA** Hier finden Sie das digitale Zusatzmaterial zu den Inhalten für das erhöhte Anforderungsniveau.



06043-013

Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06043-013



## Startklar?

Schätzen Sie Ihre Kompetenz in den Bereichen A bis D ein und prüfen Sie sich anhand der entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt [QR 06043-014](#)).



06043-014

Unter [QR 06043-015](#) finden Sie außerdem eine Lernerwendung zur digitalen Überprüfung der geforderten Kompetenzen.



06043-015

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig
<b>A</b> Saure und basische Lösungen charakterisieren	---	---	---
<b>B</b> Protonenübergänge mit Reaktionsgleichungen darstellen	---	---	---
<b>C</b> Teilchen als Säure oder Base klassifizieren	---	---	---
<b>D</b> Die Säure-Base-Titration beschreiben und Stoffmengenkonzentrationen berechnen	---	---	---

### KOMPETENZ A: Saure und basische Lösungen charakterisieren

- A1** Verbessern Sie, falls nötig, die folgenden Aussagen, sodass diese korrekt sind.
- Eine saure Lösung hat einen pH-Wert von 5.
  - In einer basischen Lösung sind Oxonium-Ionen die charakteristischen Teilchen.
  - Thymolphthalein ist geeignet, um eine pH-Änderung von 5 nach 7 zu überwachen (**B1**).



**B1** Farbeindrücke von Thymolphthalein im sauren, neutralen und basischen Bereich

- Die saure Lösung im menschlichen Magen unterstützt die Vorverdauung von Proteinen.
  - In einem Liter Lösung mit einem pH-Wert von 3 liegen  $10^{-2}$  mol Oxonium-Ionen vor.
- A2** Vereintigt man gleiche Volumina an salzsaurer Lösung und Natriumhydroxidlösung gleicher Konzentration, findet eine exotherme Reaktion statt.
- Erläutern Sie die Vorgänge auf Stoff- und auf Teilchenebene und formulieren Sie eine Reaktionsgleichung.
  - Geben Sie den pH-Wert der entstehenden Lösung an und beschreiben Sie die Farben,

die Bromthymolblau und Universalindikator in dieser Lösung annehmen.

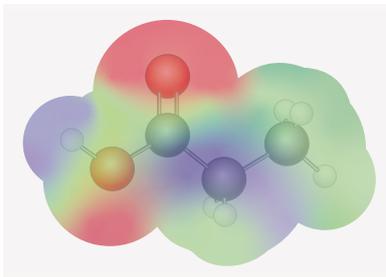
- Dampft man die Lösung ein, bleibt ein weißer Feststoff zurück. Benennen Sie diesen Stoff und geben Sie dessen Verhältnisformel an.
- A3** Ammoniakgas wird in Wasser eingeleitet. Vor, während und nach dem Einleiten wird die elektrische Leitfähigkeit der Lösung gemessen. Skizzieren Sie ein Diagramm, das den Verlauf der elektrischen Leitfähigkeit qualitativ zeigt und erklären Sie den Verlauf.

### KOMPETENZ B: Protonenübergänge mit Reaktionsgleichungen darstellen

- B1** Formulieren Sie für die folgenden Reaktionen jeweils die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise und ordnen Sie die Begriffe „Säure“ und „Base“ zu:
- Wasserstoffchloridgas wird in Wasser geleitet.
  - Ammoniaklösung reagiert mit salpetersaurer Lösung.
  - Essigsäure wird in Wasser gelöst.
  - Natriumhydrogensulfat wird zur Senkung des pH-Wertes in Schwimmbädern eingesetzt.
- B2** Die Moleküle der Milchsäure (2-Hydroxypropansäure) sind in der Lage ein Proton an Wassermoleküle abzugeben. Formulieren Sie die dabei ablaufende Reaktion mit Valenzstrichformeln und begründen Sie, welches Wasserstoff-Atom als Proton abgespalten wird.

**KOMPETENZ C: Teilchen als Säure oder Base klassifizieren**

- C1** Ordnen Sie Butansäure, Butan-1-ol und 2-Chlorbutansäure begründet nach steigender Acidität.
- C2** Das Wasser-Molekül wird als Ampholyt bezeichnet. Erklären Sie diesen Begriff mithilfe geeigneter Reaktionsgleichungen.
- C3** Entscheiden Sie, welche der folgenden Teilchen als Ampholyt reagieren können. Formulieren Sie für die Ampholyte jeweils die beiden korrespondierenden Teilchen:  
 $\text{OH}^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{O}^{2-}$
- C4** Ein Mitschüler definiert Säuren und Basen folgendermaßen: „Säuren sind Flüssigkeiten, in denen Oxonium-Ionen vorliegen, Basen sind Flüssigkeiten, in denen Hydroxid-Ionen vorliegen.“ Beurteilen Sie diese Aussage mithilfe der Definition des Säure-Base-Begriffs nach BRØNSTED.
- C5** Erklären Sie mithilfe der Elektronendichteoberfläche des Propansäure-Moleküls in **B2**, dass das Molekül als Säure fungiert.



**B2** Elektronendichteoberfläche des Propansäure-Moleküls

**KOMPETENZ D: Die Säure-Base-Titration beschreiben und Stoffmengenkonzentrationen berechnen**

- D1** Bringen Sie die nachfolgenden Schritte einer Säure-Base-Titration in die korrekte Reihenfolge:
- Ablese und Notieren des verbrauchten Volumens an Maßlösung
  - Positionieren der Vorlage mit Rührfisch auf einem Magnetrührer
  - Verlangsamen der Zutropfgeschwindigkeit
  - Zugabe des Indikators in die Vorlage
  - Wiederholen der Titration
  - tropfenweise Zugabe der Maßlösung
  - dauerhafter Farbumschlag des Indikators
  - Entnahme eines definierten Volumens an Probelösung
  - Berechnen des Mittelwertes
  - gegebenenfalls Verdünnen mit etwas Wasser
  - Befüllen der Bürette mit Maßlösung kurz vor Beginn der Titration
  - Öffnen des Hahns der Bürette
  - Berechnen der Stoffmengenkonzentration der Probelösung
  - kurzzeitiger Farbumschlag des Indikators
- D2** Bei der Titration von 25 mL einer Calciumhydroxidlösung werden 12,5 mL einer Wasserstoffchloridlösung verbraucht, die durch Einleiten von 5 L Wasserstoffchloridgas in 1 L Wasser entstanden ist.
- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Wasserstoffchloridlösung.
  - Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Probelösung.
  - Berechnen Sie die Anzahl der Calcium-Ionen, die pro Liter in der Probelösung vorliegen.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf den Seiten 196 f. und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig	zum Nachlesen
<b>A</b> Saure und basische Lösungen charakterisieren	18 – 16	15 – 11	10 – 8	S. 16
<b>B</b> Protonenübergänge mit Reaktionsgleichungen darstellen	8 – 7	6 – 5	4 – 3	S. 16-18
<b>C</b> Teilchen als Säure oder Base klassifizieren	18 – 15	14 – 11	10 – 7	S. 16
<b>D</b> Die Säure-Base-Titration beschreiben und Stoffmengenkonzentrationen berechnen	14 – 12	11 – 8	7 – 5	S. 16



## 3.1 Säure-Base-Konzept nach BRØNSTED

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?

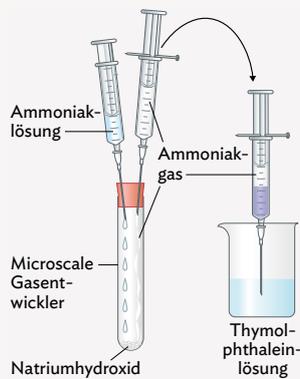
### 3.1.1 Versuche und Material

#### V/M Reaktionen zwischen Säuren und Basen



Saure und basische Lösungen begegnen uns häufig im Alltag, z. B. als Speiseessig oder Waschlauge. Doch was macht eine Säure bzw. Base aus und wie reagieren diese miteinander?

**LV1** Es werden 20-mL-Spritzen vorbereitet, in denen der Stempel bis zur 20-mL-Markierung herausgezogen und anschließend mit einem heißen Nagel direkt oberhalb des Spritzenzylinders durchbohrt wird. Aus einem Microscale-Gasentwickler, der mit 10–15 Natriumhydroxidplättchen bestückt ist und durch Zutropfen konzentrierter Ammoniaklösung aktiviert wird, werden die vorbereiteten Spritzen mit je 20 mL Ammoniakgas



**B1** Versuchsaufbau zu LV1

gefüllt und mit einem Verschlussstopfen verschlossen. Der Gasentwickler wird am Ende mit einem Aktivkohleadsorptionsröhrchen versehen. Entfernen Sie den Verschlussstopfen und tauchen Sie die Spritzenöffnung in mit Thymolphthalein versetztes Wasser in einem kleinen Becherglas (**B1**).

**M2** Der Springbrunnenversuch kann auch mit Wasserstoffchloridgas anstatt Ammoniakgas durchgeführt werden (Versuchsvideo ➔ QR 06043-016).



06043-016

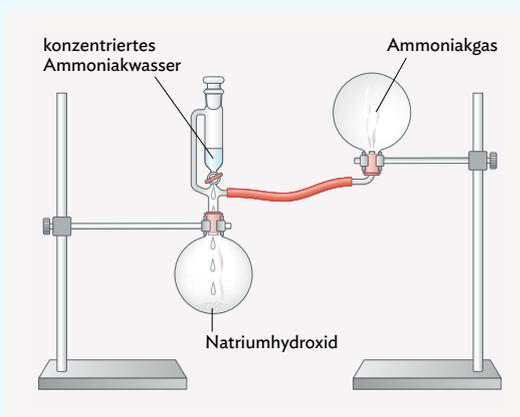
#### AUSWERTUNG

- Beschreiben und vergleichen Sie die Beobachtungen aus **LV1** und **M2**.
- Formulieren Sie jeweils eine Reaktionsgleichung, die die Beobachtungen in **LV1** und **M2** veranschaulicht.
- Recherchieren Sie im Internet die Definition der Begriffe „Säure“ und „Base“ nach BRØNSTED. Ordnen Sie diese anschließend in den Reaktionsgleichungen aus Aufgabe **b)** zu.
- Lisa sagt: „Säuren sind immer flüssig.“ Beurteilen Sie diese Aussage.

**ENTSORGUNG:** A, G1

## M Ammoniak im Labor

Ammoniakgas kann für Laborzwecke in Druckgasflaschen gekauft werden. An Schulen ist die Verwendung von Ammoniakgas aus diesen Gebinden jedoch verboten. Man muss es selbst im Labor erzeugen. Wie funktioniert die Herstellung im Labormaßstab?



B2 Apparatur zur Herstellung von Ammoniakgas im Labor

**M3** In **B2** finden Sie einen Versuchsaufbau, der die Herstellung von Ammoniakgas im Labor zeigt. Dabei wird konzentriertes Ammoniakwasser (wässrige Lösung von Ammoniakgas) mithilfe eines Tropftrichters auf Natriumhydroxid, das sich in einem Rundkolben befindet, getropft. Heftiges Aufschäumen zeigt die Bildung eines Gases an, das in einem anderen Rundkolben aufgefangen wird.

### AUSWERTUNG

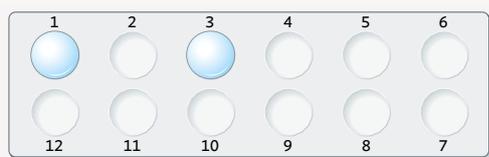
- Recherchieren Sie den Grund für das Verbot von Druckgasflaschen mit Ammoniakgas an Schulen.
- Beschreiben Sie einen Versuch, mit dem man beweisen kann, dass es sich bei dem entstehenden Gas in **M3** um Ammoniakgas handelt.
- Im Ammoniakwasser liegt eine Gleichgewichtsreaktion zwischen Ammoniakgas und Ammonium-Ionen und Hydroxid-Ionen vor. Formulieren Sie die Gleichgewichtsreaktion.
- Stellen Sie eine Hypothese auf, dass ein Zutropfen des Ammoniakwassers auf Natriumhydroxid zu einer Freisetzung von Ammoniakgas führt.

## V Neutralisation



In der chemischen Industrie fallen oft große Mengen an sauren bzw. basischen Lösungen an, die nicht weiterverwendet werden können. Diese zu entsorgen ist aufgrund der Umweltgefährdung häufig sehr kostspielig. Gibt es eine Möglichkeit saure bzw. basische Lösungen „unschädlich“ zu machen und damit eine Entsorgung zu erleichtern?

**V4** Geben Sie auf das erste Feld eines Tropfenobjektträgers (**B3**) einen Tropfen salzsaure Lösung ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) und auf das dritte Feld einen Tropfen Natriumhydroxidlösung ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ). Schieben Sie anschließend ein kleines Stückchen Universalindikatorpapier gleichzeitig in beide Tropfen.



B3 Tropfenobjektträger

**LV5** Anhand von **B4** wird ein Versuch aufgebaut und durchgeführt (Video QR 06043-017).



B4 Versuchsaufbau zu LV5

### AUSWERTUNG

- Beschreiben und erklären Sie die Beobachtungen in **V4**.
- Formulieren Sie zu **V4** eine Reaktionsgleichung, die Ihre Erklärung veranschaulicht.
- Beschreiben Sie die Beobachtung in **LV5**.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für **LV5**.
- Deuten Sie die beobachtete Rauchbildung in **LV5**.

ENTSORGUNG: A, G1

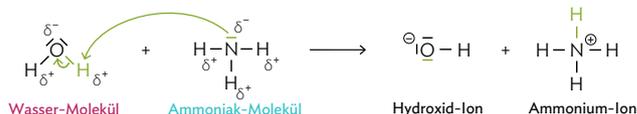
### 3.1 Säure-Base-Konzept nach BRØNSTED

#### 3.1.2 Säure-Base-Konzept nach BRØNSTED

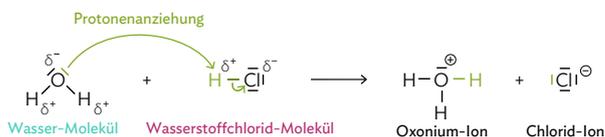
##### Der Säure-Base-Begriff nach BRØNSTED

Der Säure-Base-Begriff war ursprünglich von den Beobachtungen geprägt, dass Säuren unter Abspaltung von Wasserstoff-Kationen und Basen unter Abspaltung von Hydroxid-Anionen in Wasser dissoziieren. Der dänische Chemiker JOHANNES NICOLAUS BRØNSTED (1879–1947, B1) fand jedoch Beispiele für basisch wirkende Stoffe, die keine Hydroxid-Ionen enthalten (V1). Er entwickelte 1923 ein allgemeines Konzept für Säure-Base-Reaktionen (**Protolysereaktionen**): Er definierte Säuren als Teilchen, die Protonen abgeben können (**Protonendonatoren**) und Basen als Teilchen, die Protonen aufnehmen können (**Protonenakzeptoren**).

Eine Lösung von Ammoniakgas in Wasser reagiert basisch. Das Ammoniak-Molekül nimmt mithilfe seines nichtbindenden Elektronenpaares ein Wasserstoff-Kation vom Wasser-Molekül auf (V1). Es entstehen Ammonium-Ionen und die für jede basische Lösung charakteristischen **Hydroxid-Ionen**:



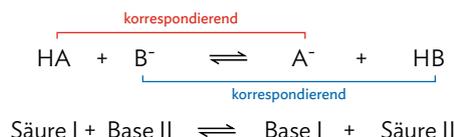
Wasserstoffchlorid-Moleküle reagieren mit Wasser-Molekülen ebenfalls über eine Protonenübertragung, jedoch als Säure (M2). Das positiv polarisierte Wasserstoff-Atom des Wasserstoffchlorid-Moleküls wird als Proton abgespalten und bildet zusammen mit einem Wasser-Molekül das für saure Lösungen charakteristische **Oxonium-Ion**. Zurück bleibt ein Chlorid-Ion:



Wasserstoffchlorid-Moleküle und Chlorid-Ionen bzw. Wasser-Moleküle und Oxonium-Ionen bilden jeweils ein sogenanntes **korrespondierendes Säure-Base-Paar**.

Aus einer Säure bildet sich bei einer Protolyse ihre korrespondierende Base und aus einer Base ihre korrespondierende Säure. An jeder Säure-Base-Reaktion sind stets

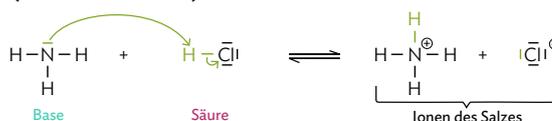
zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt. Allgemein wird dieser Zusammenhang folgendermaßen dargestellt, wobei HA und HB beliebige Säuren bzw. Basen bezeichnen:



##### Reaktionen von Säuren mit Basen

Bei den Springbrunnenversuchen V1 und M2 beobachtet man erst beim Kontakt der Gase Wasserstoffchlorid und Ammoniak mit Wasser eine Reaktion. Ist für Reaktionen von Säuren und Basen immer Wasser notwendig?

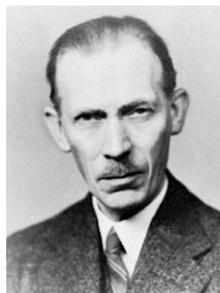
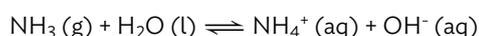
Stellt man ein Schnappdeckelglas mit konzentrierter Ammoniaklösung unter ein umgekehrtes Becherglas, an dessen Boden ein mit konzentrierter salzsaurer Lösung getränktes Filterpapier klebt, bildet sich dazwischen weißer Rauch (LV5). Aus den entsprechenden Lösungen entweichen die farblosen Gase Ammoniak und Wasserstoffchlorid, die im Gasraum miteinander zu festem Ammoniumchlorid reagieren. Die Entstehung dieses Salzes lässt sich durch eine Protonenübertragungsreaktion erklären: Wasserstoffchlorid-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 Wasserstoffchlorid-Molekül der Protonendonator (BRØNSTED-Säure):



##### Protolysegleichgewicht

Druckgasflaschen mit ätzenden Gasen wie z. B. Ammoniakgas sind an Schulen verboten. Für zahlreiche Versuche wird jedoch Ammoniakgas benötigt. Selbst herstellen kann man das Gas, indem man konzentrierte Ammoniaklösung auf festes Natriumhydroxid tropft. Dabei bildet sich das farblose Gas Ammoniak (M3). Wie lässt sich dessen Bildung erklären?

Das **Protolysegleichgewicht** korrespondierender Säuren und Basen wird hierbei ausgenutzt. Da bei Gleichgewichtsreaktionen die Hin- und Rückreaktionen gleichzeitig ablaufen, liegen folgende Teilchen in der Ammoniaklösung vor:



B1 JOHANNES NICOLAUS BRØNSTED

Kommt dieses Gemisch mit festem Natriumhydroxid in Kontakt, löst sich das Natriumhydroxid in der wässrigen Lösung. Die Hydroxid- und Natrium-Ionen liegen aquatisiert im Gemisch vor. Die Stoffmengenkonzentration an Hydroxid-Ionen in Lösung steigt dadurch. Da es sich hierbei um Teilchen auf der Produktseite handelt, wird gemäß dem Prinzip des kleinsten Zwanges (→ 23, Kap. 1) die Rückreaktion begünstigt. Die Edukte werden verstärkt rückgebildet und Ammoniakgas entweicht somit aus dem Gemisch. Diese Beobachtung kann auch mithilfe des Massenwirkungsgesetzes nachvollzogen werden:

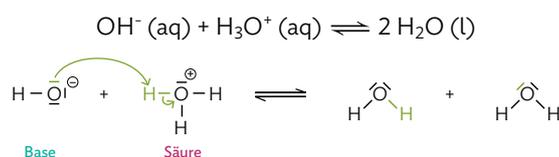
$$\text{MWG: } K_c = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Bei Konzentrationsänderungen ändert sich der Wert der Gleichgewichtskonstante nicht. Wird die Stoffmengenkonzentration der Hydroxid-Ionen im Zähler erhöht, steigen in der Folge auch die Stoffmengenkonzentrationen im Nenner. So bleibt der Wert von  $K_c$  konstant. Die Lage des Gleichgewichts verschiebt sich somit auf die Seite der Edukte: Ammoniakgas und Wasser werden gebildet.

### Die Neutralisation

Es können nicht nur Gase wie Ammoniakgas oder Wasserstoffchloridgas miteinander reagieren, sondern auch deren Lösungen. Wird eine salzsaure Lösung mit einer basischen Natriumhydroxidlösung in Kontakt gebracht und die Mischung mit einem Indikatorpapier überprüft, sieht man, dass eine neutrale Lösung vorliegt (V4). Die für saure bzw. basische Lösungen charakteristischen Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen liegen in der neutralen Lösung nicht mehr vor. Bei dieser **Neutralisation** findet eine Pro-

tonenübertragung von den Oxonium-Ionen der salzsauren Lösung auf die Hydroxid-Ionen in der Natriumhydroxidlösung statt. Dabei entstehen Wasser-Moleküle:



Eine neutrale Lösung entsteht nur, wenn die Stoffmengen der Oxonium- und Hydroxid-Ionen gleich groß sind. In der Lösung liegen auch Chlorid- und Natrium-Ionen vor. Wenn das Wasser verdunstet, werden Natriumchloridkristalle sichtbar. Diese, für eine Neutralisationsreaktion typische Salzbildung, ist auch im Gasraum zwischen einer konzentrierten salzsauren Lösung und konzentrierter Ammoniaklösung als Rauch erkennbar (LV5).

Laut BRØNSTED sind Säuren Teilchen, die Protonen abgeben können (Protonendonatoren), während Basen Teilchen sind, die Protonen aufnehmen können (Protonenakzeptoren). An jeder Protolysereaktion sind zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt. Protolysereaktionen sind Gleichgewichtsreaktionen, die gemäß dem Prinzip des kleinsten Zwangs durch äußere Einflüsse beeinflusst werden können. Saure und basische Lösungen reagieren miteinander in einer Neutralisationsreaktion, bei der aus Oxonium- und Hydroxid-Ionen Wasser-Moleküle entstehen.

### AUFGABEN

- A1** Geben Sie die Voraussetzung für das Vermögen der sauren oder basischen Wirkung eines Teilchens an.
- A2** Einige Antazida zur Neutralisation der Magensäure enthalten Aluminiumhydroxid  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , andere Natriumhydrogencarbonat  $\text{NaHCO}_3$ . Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen, in denen deutlich wird, wie die Basen jeweils aus diesen Verbindungen mit Oxonium-Ionen reagieren. Geben Sie jeweils die korrespondierenden Säure-Base-Paare an.
- A3** Phosphorsäure wird als dreiprotonige Säure bezeichnet. Erläutern Sie diese Bezeichnung anhand geeigneter Protolysegleichungen. Kennzeichnen Sie alle korrespondierenden Säure-Base-Paare und benennen Sie alle auftretenden Teilchen.
- A4** Das Salz Kaliumnitrat  $\text{KNO}_3$  wird unter der Bezeichnung E 252 in Lebensmitteln als Pökelsalz verwendet. Beschreiben Sie eine Möglichkeit, dieses Salz im Labor herzustellen und beurteilen Sie, ob das hergestellte Salz wirklich als Pökelsalz verwendet werden kann.
- A5** Bereits 1887 stellte der schwedische Chemiker SVANTE ARRHENIUS ein Säure-Base-Konzept auf. Recherchieren Sie dessen Grundzüge und erarbeiten Sie Grenzen des Konzepts.
- A6** Vergleichen Sie die Reaktionsgleichungen von Wasserstoffchlorid bzw. Ammoniak mit Wasser und beschreiben Sie jeweils die Funktion der Wasser-Moleküle nach der Definition von BRØNSTED.



## 3.2 Autoprotolyse, pH-Wert und pOH-Wert

Der pH-Wert eines Gartenteiches sollte stets zwischen 7,5 - 8,5 liegen. Er kann mithilfe eines pH-Meters oder Teststreifen überprüft und durch Zugabe von sauren oder basischen Lösungen beeinflusst werden. Wie lässt sich ermitteln, wie viel saure oder basische Lösung hinzugegeben werden muss, damit sich der pH-Wert optimal einpendelt?

### 3.2.1 Versuche und Material

#### V Wasserproben im Vergleich



Wasser in der Natur ist niemals ein Reinstoff, sondern enthält u. a. Salze, Gase und Stäube. Wie beeinflussen die Teilchen, die neben den Wassermolekülen vorliegen, die Eigenschaften von Wasser auf Stoffebene?

**V1** Bestimmen Sie digital mit einer pH-Elektrode oder analog mit Indikatorpapier den pH-Wert und mithilfe eines Leitfähigkeitsmessgeräts (Bauanleitung ► QR 06043-018) die elektrische Leitfähigkeit verschiedener Wasserproben: Mineralwasser, Leitungswasser, Wasserprobe aus einem fließenden bzw. stehenden Gewässer, Regenwasser und destilliertes Wasser.



06043-018

**V2** Bestimmen Sie mithilfe von Schnelltestverfahren (Teststäbchen) in den Wasserproben aus **V1**

den Nitratgehalt und die Wasserhärte (Gesamthärte, Carbonathärte).

#### AUSWERTUNG

- a)** Erstellen Sie eine Tabelle nach **B1** und tragen Sie Ihre Ergebnisse aus **V1** und **V2** ein. Erklären Sie Ihre Messergebnisse und benennen Sie die Teilchen, die für die Eigenschaft in der jeweiligen Spalte verantwortlich sind.
- b)** Bei einer Leitfähigkeitsmessung von destilliertem Wasser mit einem sehr empfindlichen Messgerät ermittelt man eine geringe Leitfähigkeit. Wird das Wasser eingedampft, bleibt kein fester Rückstand übrig. 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	Nitratgehalt	Gesamthärte	Carbonathärte
?	?	?	?	?	?

**B1** Tabellenkopf zur Auswertung von **V1** und **V2**

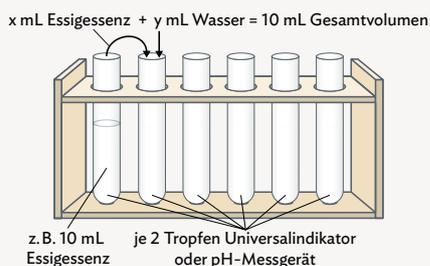
## V Verdünnungsreihe essigsaurer Lösung



Für einen leckeren Salat sollen Sie eine saure Salatsoße herstellen. Leider haben Sie nur Essigessenz im Haus. Diese ist aber zehnmal saurer als Speiseessig und muss deshalb verdünnt werden. Wie geht man dabei vor?

**V3** Bestimmen Sie experimentell den Verdünnungsfaktor, der nötig ist, um den pH-Wert von 10 mL Essigessenz um genau 1 zu erhöhen. Ihnen stehen folgende Materialien zu Verfügung: Messpipetten, Peleusball, Messzylinder, Bechergläser, Universalindikatorpapier bzw. pH-Messgerät.

**V4** Erstellen Sie mit dem in **V3** ermittelten Verdünnungsfaktor eine Verdünnungsreihe in Reagenzgläsern (**B2**). Messen Sie nach jedem



**B2** Allgemeiner Versuchsaufbau einer Verdünnungsreihe

Verdünnungsschritt den pH-Wert und beenden Sie die Reihe, wenn keine pH-Wertänderung mehr zu beobachten ist.

**V5** Wiederholen Sie die Verdünnungsreihe in **V4** mit dem Verdünnungsfaktor aus **V3** und ersetzen Sie die Essigessenz durch 10 ml Natriumhydroxidlösung der Konzentration  $c = 1 \text{ mol/L}$ .

### AUSWERTUNG

- Beschreiben Sie mithilfe der Beobachtungen aus **V3** und **V4** den Zusammenhang zwischen dem Verdünnungsfaktor und der pH-Wertänderung.
- Berechnen Sie die Konzentrationen der Natriumhydroxidlösung in den jeweiligen Reagenzgläsern der Verdünnungsreihe aus **V5** (**12**, Kap. 1).
- Erstellen Sie mit den ermittelten Werten aus **b)** ein Diagramm, in dem die Abhängigkeit des pH-Wertes von der Konzentration der Natriumhydroxidlösung dargestellt ist.
- Begründen Sie, dass durch die Verdünnung von Essigessenz ein pH-Wert von 8 nicht erreicht werden kann.

**ENTSORGUNG:** A, G1

## M pH-Wert im Gartenteich

Teichbesitzer sollten regelmäßig den pH-Wert des Teichwassers kontrollieren. Ist dieser zu hoch oder zu niedrig, stellt das eine Bedrohung für die im Teich lebenden Lebewesen dar. Für einen Gartenteich sollten die Werte stets zwischen 7,5 – 8,5 liegen.

**M6** Ein Teichratgeber im Internet empfiehlt das aus ca. 19 %iger schwefelsaurer Lösung bestehende Mittel „pH-Ab“ in Gartenteiche einzubringen, falls deren pH-Wert zu hoch ist.

### AUSWERTUNG

- Erklären Sie mithilfe von Reaktionsgleichungen, wie der pH-Wert im Gartenteich mit dem Mittel aus **M6** gesenkt werden kann.
- Recherchieren Sie die Entstehung einer „Ammoniakvergiftung“ und „Kohlenstoffdioxidmangel“ im Gartenteich. Erklären Sie, dass „pH-Ab“ hier Abhilfe schaffen kann.
- Das Wasser in einem Gartenteich mit einem Volumen von  $V = 1000 \text{ L}$  hat einen pH-Wert von 6, der auf 7 erhöht werden soll. Allerdings möchte der Besitzer nicht das Mittel „pH-Auf“ nutzen, sondern die Änderung durch Verdünnung des Teichwassers erreichen. Ermitteln Sie das Volumen an Wasser, das ausgetauscht werden muss, um den gewünschten pH-Wert zu erreichen. Nutzen Sie hierfür auch die Ergebnisse aus **V3**. *Hinweis:* Falls **V3** nicht durchgeführt wurde: Der Verdünnungsfaktor beträgt 10.
- Bewerten Sie das Vorgehen des Gartenteichbesitzers im Hinblick auf die Alternative „pH-Auf“. Argumentieren Sie mit den Werten „eigene Wirtschaftlichkeit“ und „Umweltschutz“. Recherchieren Sie die Fakten, die als Grundlage für Ihre Argumente stehen, im Internet.

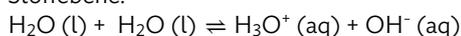
## 3.2 Autoprotolyse, pH-Wert und pOH-Wert

### 3.2.2 Autoprotolyse des Wassers, pH-Wert und pOH-Wert

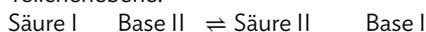
#### Wasser reagiert mit sich selbst

Reines, entionisiertes Wasser ist elektrisch leitfähig (V1). Das ist nur möglich, wenn bewegliche Ladungsträger vorhanden sind. In reinem Wasser sind dies Oxonium- und Hydroxid-Ionen. Diese entstehen dadurch, dass die Wasser-Moleküle untereinander reagieren. Diese Reaktion wird als **Autoprotolyse des Wassers** bezeichnet:

Stoffebene:



Teilchenebene:



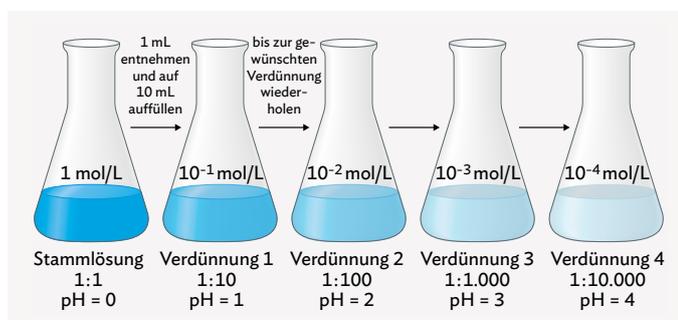
#### Das Massenwirkungsgesetz und das Ionenprodukt des Wassers

Das Wasser-Molekül ist **amphoter**, d. h. es kann sowohl als Säure als auch als Base reagieren. Dieses Gleichgewicht kann mithilfe des Massenwirkungsgesetzes (MWG) (→ 22, Kap. 1) abgebildet werden. Dabei verknüpft das MWG die Konzentrationen der Edukte (hier Wasser-Moleküle) und Produkte (hier Oxonium- und Hydroxid-Ionen) in der Gleichgewichtskonstante  $K_c$ . Die Konzentration der Wasser-Moleküle ist im Vergleich zu den Ionen, die damit im Gleichgewicht stehen, sehr groß, das Gleichgewicht liegt also auf der Seite der Edukte:

$$K_c = \frac{c_{\text{GG}}(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c_{\text{GG}}(\text{OH}^-)}{c_{\text{GG}}^2(\text{H}_2\text{O})} = 3,258 \cdot 10^{-18}; \vartheta = 25 \text{ °C}$$

Aus diesem Grund kann die Gleichgewichtskonzentration der Wasser-Moleküle  $c_{\text{GG}}(\text{H}_2\text{O})$  als konstant angesehen werden. Daraus ergibt sich das **Ionenprodukt des Wassers  $K_W$** :

$$K_W = K_c \cdot c_{\text{GG}}^2(\text{H}_2\text{O}) = c_{\text{GG}}(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c_{\text{GG}}(\text{OH}^-) \\ = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2; \vartheta = 25 \text{ °C}$$



**B1** Verdünnungsreihe einer sauren Lösung jeweils um den Faktor 10. Die Farbtiefe der Lösung symbolisiert die Oxonium-Ionenkonzentration.

Das Ionenprodukt des Wassers beschreibt das Produkt der Konzentrationen von Oxonium- und Hydroxid-Ionen in reinem Wasser. Beide Ionentypen entstehen bei der Autoprotolyse in gleichem Maße, ihre Konzentration ist also gleich. Reines Wasser ist deshalb neutral. Zusammengefasst ist das Ionenprodukt des Wassers eine Anwendung des MWG auf die Autoprotolyse.

#### Der pH-Wert

Der **pH-Wert** wurde zur Charakterisierung saurer, neutraler und basischer Lösungen eingeführt. Dabei wird der Zahlenwert der Oxonium-Ionenkonzentration mithilfe des negativen dekadischen Logarithmus zu einer greifbaren Skala vereinfacht:  $\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$

#### INFO

In den Logarithmus dürfen keine Einheiten eingesetzt werden, weshalb der pH-Wert und der pOH-Wert dimensionslos sind (→ QR 06043-019). Die Verwendung der Klammern {...} in den Formeln soll ausdrücken, dass jeweils nur der Zahlenwert ohne Einheit eingesetzt wird.



Wird eine saure Lösung um den Faktor 10 verdünnt, so erhöht sich der pH-Wert um 1 (V3). Um vom pH-Wert 1 auf 2 zu kommen, reicht es folglich nicht, das Volumen der Lösung zu verdoppeln. Zu einem Teil der Lösung mit pH-Wert 1 müssen neun Teile Wasser hinzugegeben werden (B1, V3–V5).

Eine Lösung mit dem pH-Wert 1 hat eine Oxonium-Ionenkonzentration von  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/L}$ . Dies kann durch Umstellung der Formel für den pH-Wert berechnet werden:  $\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} \Leftrightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}$

Eine Erhöhung des pH-Wertes von 3 auf 4 bedeutet folglich eine Verschiebung des Kommas beim Konzentrationswert der Oxonium-Ionen um eine Stelle nach links:

$$\text{pH-Wert 3: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ mol/L} \\ = 0,001 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH-Wert 4: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-4} \text{ mol/L} \\ = 0,0001 \text{ mol/L}$$

Ab einem pH-Wert von 7 lässt sich durch Verdünnung keine weitere pH-Wert-Erhöhung erhalten, da dieser Wert dem pH-Wert von reinem Wasser entspricht. Die Zugabe weiterer Wassermengen hat keinen Einfluss mehr auf den pH-Wert (V4, M6).

## Autoprotolyse, pH-Wert und pOH-Wert 3.2

## Der pOH-Wert

Aufgrund der Autoprotolyse von Wasser enthalten saure Lösungen auch eine geringe Menge an Hydroxid-Ionen. Ebenso enthalten basische Lösungen neben den Hydroxid-Ionen auch eine geringere Menge an Oxonium-Ionen. Das Verhältnis von Oxonium-Ionen zu Hydroxid-Ionen in einer Lösung lässt sich über das Ionenprodukt des Wassers berechnen, welches nicht nur in reinem Wasser, sondern auch in sauren oder basischen Lösungen bei 25 °C gilt. Liegt beispielsweise eine Lösung mit dem pH-Wert 4 vor, so beträgt die Oxonium-Ionenkonzentration laut der Formel  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4} \text{ mol/L}$ . Wird dieser Wert in die Formel für das Ionenprodukt des Wassers eingesetzt, kann man die Konzentration der Hydroxid-Ionen berechnen. Diese ist im Vergleich zur Oxonium-Ionenkonzentration viel geringer:

$$K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2 = 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot c_{\text{GG}}(\text{OH}^-)$$

$$c_{\text{GG}}(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{10^{-4} \text{ mol/L}} = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

Das Ionenprodukt des Wassers ist also stets  $10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ , die Konzentrationen der jeweiligen Ionen kann aber variieren (B2).

Durch die Existenz von Hydroxid-Ionen sowohl in basischen als auch in sauren Lösungen lässt sich nun analog zum pH-Wert der sogenannte **pOH-Wert** ableiten:

$$\text{pOH} = -\lg \{c(\text{OH}^-)\}$$

Da die Konzentration der Oxonium-Ionen und die der Hydroxid-Ionen über das Ionenprodukt des Wassers zusammenhängen, hängen auch der pH-Wert und der pOH-Wert einer Lösung zusammen:

$$10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2 = c_{\text{GG}}(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c_{\text{GG}}(\text{OH}^-)$$

$$\begin{aligned} & \text{l-log} \\ \Rightarrow & 14 = \text{pH} + \text{pOH} \end{aligned}$$

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$	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	$10^0 = 1$	

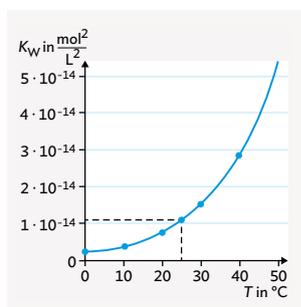
**B2** Zusammenhang zwischen pH-Wert, pOH-Wert, Konzentration der Oxonium-Ionen und Konzentration der Hydroxid-Ionen. Die Konzentrationen der Ionen sind in mol/L angegeben.

Durch die Autoprotolyse des Wassers liegen sowohl in reinem Wasser als auch in verdünnten wässrigen Lösungen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen vor. Das Produkt dieser Ionenkonzentrationen ist das Ionenprodukt des Wassers, welches bei 25 °C immer  $10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$  beträgt.

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Konzentration der Oxonium-Ionen. Der pOH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Konzentration der Hydroxid-Ionen. Sie ergeben zusammen die Zahl 14.

## AUFGABEN

- A1** Berechnen Sie mithilfe von **B3** die Konzentration der Oxonium-Ionen in reinem Wasser bei  $\vartheta = 25 \text{ °C}$  sowie bei 40 °C und beurteilen Sie aus fachlicher Sicht, ob es sich bei 40 °C um eine saure, basische oder neutrale Lösung handelt.



**B3** Temperaturabhängigkeit des Ionenproduktes des Wassers

- A2** Erklären Sie auf mathematischem Weg, dass es auch Lösungen mit pH-Werten über 14 und unter 0 gibt.
- A3** Berechnen Sie den pH-Wert folgender Lösungen:
- $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,015 \text{ mol/L}$
  - $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,0345 \text{ mol/L}$
  - $c(\text{OH}^-) = 0,03 \text{ mol/L}$
  - $c(\text{OH}^-) = 0,5 \text{ mol/L}$
- A4** Um den pH-Wert eines sauren Gartenteichs anzuheben, findet man im Internet den Ratschlag kalkhaltiges Gestein in den Teich zu legen. Erklären Sie auch unter Verwendung von Reaktionsgleichungen, dass dieses Hausmittel funktionieren kann.



## 3.3 Stärke von Säuren und Basen

Wässrige Lösungen von Wasserstofffluorid können bei Kontakt zu schwersten Schädigungen von Haut, Augen und inneren Organen führen und sogar Glas ätzen. Die salzsaure Lösung in unserem Magen führt dort jedoch zu keinem Schaden. Eine Säure scheint also stärker zu sein als die andere. Was aber bedeutet der Begriff Säure- bzw. Basenstärke, wie lassen sich starke und schwache Säuren bzw. Basen unterscheiden und wozu braucht man diese Einteilung?

### 3.3.1 Versuche und Material

#### V Säurestärke



Trotz gleicher Anfangskonzentration unterscheiden sich Wasserstoffchlorid- und Essigsäure-Moleküle in ihrer Säurestärke. Was bedeutet der Begriff Säurestärke und wie lassen sich starke und schwache Säuren im Experiment voneinander unterscheiden?

**V1** Geben Sie je 5 mL salzsaure und essigsäure Lösung mit den Anfangskonzentrationen  $c_0(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$  und  $0,01 \text{ mol/L}$  in je ein Reagenzglas. Bestimmen Sie die pH-Werte und gegebenenfalls die elektrische Leitfähigkeit der vier Ansätze.

#### AUSWERTUNG

a) Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus **V1** in einer Tabelle und berechnen Sie die jeweilige Konzentration der Oxonium-Ionen  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  anhand der gemessenen pH-Werte.

- b) Formulieren Sie die Protolysegleichgewichte der Reaktionen von Wasserstoffchlorid bzw. essigsaurer Lösung mit Wasser.
- c) Leiten Sie die anhand von **a)** und **b)** eine Erklärung für den Begriff Säurestärke ab.
- d) Entscheiden Sie mithilfe eines geeigneten Experiments, ob Schwefelsäure-Moleküle starke oder schwache Säuren sind.

**ENTSORGUNG:** G1

### V Reaktion unedler Metalle mit sauren Lösungen

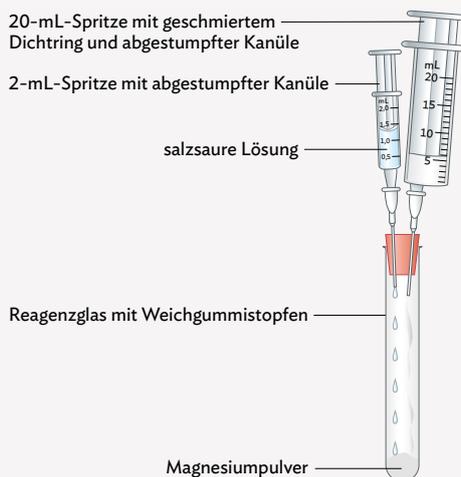


Wasserflecken auf metallischen Oberflächen wie Badarmaturen können mithilfe von Reinigungsmitteln auf Basis von essigsaurer Lösung effektiv entfernt werden. Verwendet man stattdessen salzsaure Lösung, können unedle Metalle jedoch dauerhaft beschädigt werden. Wie lässt sich das unterschiedliche Verhalten gegenüber unedlen Metallen erklären?

**V2** Geben Sie eine kleine Probe Magnesiumpulver in einen Microscale-Gasentwickler (**B1**). Tropfen Sie 2 mL salzsaure Lösung mit der Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$  zu. Überführen Sie das entstehende Gas gegebenenfalls in ein Reagenzglas und identifizieren Sie es mithilfe der Knallgas-, Glimmspan- und Kalkwasserprobe. Wiederholen Sie den Versuch mit essigsaurer Lösung mit der Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$  und der gleichen Menge Magnesiumpulver.

#### AUSWERTUNG

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus **V2** und vergleichen Sie dabei die beiden Reaktionen miteinander.
- Leiten Sie anhand der Identifikation des Gases die beiden Reaktionsgleichungen ab.
- Begründen Sie den unterschiedlichen Verlauf der beiden Reaktionen mit ihrem Wissen aus **V1**.



#### B1 Microscale-Gasentwickler zu V2 und V3

- Erläutern Sie die jeweilige Eignung von salzsaurer und essigsaurer Lösung in Reinigungsmitteln auf metallischen Oberflächen.

**ENTSORGUNG:** G1

### V Entkalker



Wasserkocher und Kaffeemaschinen sollten regelmäßig entkalkt werden. Das erhöht die Lebensdauer der Geräte und verbessert auch die Energieeffizienz, da die Wassererwärmung durch den Kalk (Calciumcarbonat) erschwert wird. Welche sauren Lösungen sind zum Entkalken geeignet?

**V3** Geben Sie 1 g Calciumcarbonat in einen Microscale-Gasentwickler (**B1**). Tropfen Sie 10 mL salzsaure Lösung mit der Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA}) = 1 \text{ mol/L}$  zu. Messen Sie die Zeit, die für die Bildung von 10 mL Gas notwendig ist. Sollten nach 8 Minuten noch keine 10 mL Gas entstanden sein, brechen Sie den Versuch ab und notieren Sie das Volumen. Identifizieren Sie das Gas mithilfe der Knallgas-, Glimmspan- und Kalkwasserprobe. Wiederholen Sie den Versuch mit essigsaurer

Lösung der gleichen Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA}) = 1 \text{ mol/L}$ .

#### AUSWERTUNG

- Stellen Sie vor Beginn des Versuchs in **V3** eine Hypothese über die entstehende Gasmenge auf.
- Geben Sie die Reaktionsgleichungen der beiden Reaktionen an.
- Begründen Sie den unterschiedlichen Verlauf der beiden Reaktionen mit Ihrem Wissen aus **V1**.
- Recherchieren Sie die Säurestärke von Citronensäure-Molekülen. Beurteilen Sie den Einsatz von salzsaurer Lösung, citronensaurer Lösung und essigsaurer Lösung zum Entkalken von Wasserkochern oder Kaffeemaschinen.

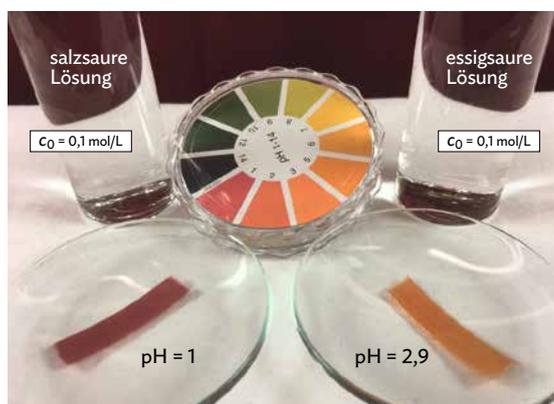
**ENTSORGUNG:** G1

### 3.3 Stärke von Säuren und Basen

#### 3.3.2 Säure- und Basenstärke

##### Anfangskonzentration und pH-Wert

Beim Vergleich der pH-Werte von salzsaurer und essigsaurer Lösung der Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$  fällt auf, dass diese sich trotz gleicher Anfangskonzentration unterscheiden (**B1**, **V1**): Der pH-Wert der salzsaurer Lösung beträgt 1 und der der essigsaurer Lösung 2,9.

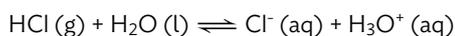


**B1** Unterschiedliche pH-Werte saurer Lösungen der gleichen Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA})$

##### INFO

Die **Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA})$**  beschreibt allgemein die Konzentration eines Stoffes HA vor Beginn einer Säure-Base-Reaktion. Es handelt sich dabei stets um einen Stoff, dessen Teilchen in der Reaktion als Protonendonator, also als Säure, reagieren. Nach Abgabe eines Protons bleibt somit allgemein ein Anion  $\text{A}^-$  zurück. Die Anfangskonzentration an essigsaurer (ethansaurer) Lösung wäre dann konkret  $c_0(\text{CH}_3\text{COOH})$ , das zugehörige Anion ist das Acetat-Ion (Ethanoat-Ion)  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

Über den pH-Wert lässt sich die Oxonium-Ionenkonzentration berechnen ( $\rightarrow$  Kap. 3.2.2). Bei der salzsaurer Lösung entspricht die Oxonium-Ionenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  der Anfangskonzentration  $c_0(\text{HCl})$  (**B2**). Demnach müssen näherungsweise alle Wasserstoffchlorid-Moleküle mit Wasser-Molekülen unter Bildung von Oxonium-Ionen reagiert haben, das Gleichgewicht liegt fast vollständig auf der Produktseite:

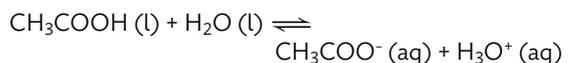


Demgegenüber reagieren nur knapp 1 % der Essigsäure-Moleküle der Lösung mit Wasser-Molekülen, denn die Anfangskonzentration  $c_0(\text{CH}_3\text{COOH})$  ist um den Faktor 100 größer als die Oxonium-Ionenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ .

Größe	salzsaure Lösung	essigsaurer Lösung
$c_0(\text{HA})$	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

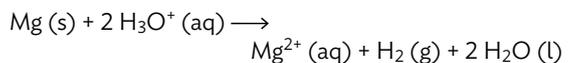
**B2** pH-Werte und Oxonium-Ionenkonzentrationen  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  saurer Lösungen gleicher Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA})$

Das Gleichgewicht liegt fast vollständig auf der Eduktseite:



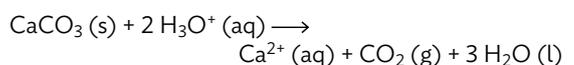
Wasserstoffchlorid-Moleküle sind also gegenüber Wasser-Molekülen bessere Protonendonatoren als Essigsäure-Moleküle und damit **stärkere Säuren**.

Da die Oxonium-Ionenkonzentration in der salzsaurer Lösung höher ist, reagiert diese auch wesentlich schneller als die essigsaurer Lösung mit Magnesium (**V2**). Eine positive Knallgasprobe belegt, dass dabei Wasserstoff entsteht:



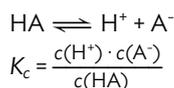
Im Fall der salzsaurer Lösung liegen noch Chlorid-Ionen und bei der essigsaurer Lösung Acetat-Ionen vor, welche aber an der Reaktion nicht beteiligt sind.

Analoges gilt für die Reaktion mit Calciumcarbonat. Wieder reagiert die salzsaurer Lösung schneller und eine positive Kalkwasserprobe belegt die Bildung von Kohlenstoffdioxid (**V3**):

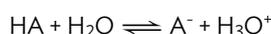


##### Säure- und Basenkonstante

Ein absolutes Maß für die Stärke einer beliebigen Säure HA liefert die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  der zugrundeliegenden Protolysereaktion, die über das Massenwirkungsgesetz berechnet werden kann ( $\rightarrow$  Kap. 1 und 3.2.2):



Eine Protolysereaktion kann aber nur ablaufen, wenn ein Reaktionspartner die Protonen aufnimmt. Die **Säurestärke** lässt sich somit nur relativ bestimmen. Als Bezugssubstanz wird in der Regel Wasser gewählt.



$$K_c = \frac{c(\text{A}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Die Konzentration von Wasser ist in verdünnten Lösungen wesentlich größer als die der anderen Stoffe. Sie ändert sich bei der Einstellung des chemischen Gleichgewichts daher nur so geringfügig, dass sie in guter Näherung als konstant betrachtet werden kann.

**INFO**

Die **Konzentration von Wasser**  $c(\text{H}_2\text{O})$  in einer wässrigen Lösung kann wie folgt berechnet werden. Eine Stoffportion Wasser mit einem Volumen  $V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ L}$  hat eine Masse von  $m(\text{H}_2\text{O}) = 998 \text{ g}$ . Somit kann über die molare Masse  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$  zunächst die Stoffmenge  $n(\text{H}_2\text{O})$  und schließlich die Konzentration  $c(\text{H}_2\text{O})$  berechnet werden:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{998 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \approx 55 \text{ mol}$$

$$c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{55 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \approx 55 \text{ mol/L}$$

Man bezieht die Konzentration des Wassers deshalb in die Gleichgewichtskonstante mit ein und erhält dadurch die **Säurekonstante**  $K_S$ :

$$K_S = K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Säurekonstanten sind über einen sehr großen Wertebereich verteilt, was an zwei Beispielen erkennbar wird:

$$K_S(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,0000174 \text{ mol/L} = 1,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$K_S(\text{HCl}) = 1000000 \text{ mol/L} = 1,00 \cdot 10^6 \text{ mol/L}$$

Für eine intuitivere Vergleichbarkeit werden die Säurekonstanten deshalb meist negativ dekadisch logarithmiert als **pK<sub>S</sub>-Wert** angegeben:

$$\text{pK}_S = -\lg \{K_S\}$$

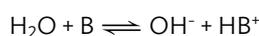
Für die beiden Beispiele erhält man dann:

$$\text{pK}_S(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$$

$$\text{pK}_S(\text{HCl}) = -7$$

Die Lage des Gleichgewichts liegt bei starken Säuren fast vollständig auf der Produktseite. Die Säurekonstante  $K_S$  ist deshalb größer als 1, weshalb der pK<sub>S</sub>-Wert negativ ist. Analog sind die Säurekonstanten **schwacher Säuren** kleiner als 1 und die zugehörigen pK<sub>S</sub>-Werte positiv.

Entsprechend lassen sich die **Basenkonstante**  $K_B$  und der **pK<sub>B</sub>-Wert** einer beliebigen Base B herleiten:



$$K_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB}^+)}{c(\text{B})}$$

$$\text{pK}_B = -\lg \{K_B\}$$

Da für Berechnungen in der Regel die Säure- oder Basenkonstante  $K_S$  oder  $K_B$  benötigt wird, jedoch meistens der pK<sub>S</sub>- oder pK<sub>B</sub>-Wert angegeben ist, ist ein Verständnis der Umrechnung nötig:

$$\text{pK}_S = -\lg \{K_S\} \Leftrightarrow K_S = 10^{-\text{pK}_S} \text{ mol/L}$$

$$\text{pK}_B = -\lg \{K_B\} \Leftrightarrow K_B = 10^{-\text{pK}_B} \text{ mol/L}$$

Ein quantitatives Maß für die Säurestärke ist die Säurekonstante  $K_S$  bzw. der pK<sub>S</sub>-Wert (negativer dekadischer Logarithmus von  $K_S$ ). Je größer der  $K_S$ -Wert bzw. je kleiner der pK<sub>S</sub>-Wert ist, desto stärker ist die Säure.

Gleiches gilt für die Basenstärke. Je größer der  $K_B$ -Wert bzw. je kleiner der pK<sub>B</sub>-Wert ist, desto stärker ist die Base.

**AUFGABEN**

- A1** Leiten Sie die allgemeine mathematische Beschreibung der Basenkonstante  $K_B$  ausgehend vom Massenwirkungsgesetz her. Formulieren Sie hierfür das chemische Gleichgewicht für die Reaktion einer Base B mit Wasser.
- A2** Natriumhydroxidlösung reagiert heftiger mit Magnesium als Ammoniaklösung der gleichen Anfangskonzentration. Erklären Sie das unterschiedliche Reaktionsverhalten.
- A3** Eine Wasserstofffluoridlösung mit der Anfangskonzentration  $c_0(\text{HF}) = 0,1 \text{ mol/L}$  hat einen

pH-Wert von 2,11. Berechnen Sie den pK<sub>S</sub>-Wert von Wasserstofffluorid mithilfe des Massenwirkungsgesetzes (gestufte Hilfen ➔ QR 06043-020).



06043-020

- A4** Obwohl Wasserstoffchlorid-Moleküle stärkere Säuren als Wasserstofffluorid-Moleküle sind, führt die Wasserstoffchloridlösung (salzsaure Lösung) in unserem Magen zu keinem Schaden, wohingegen Wasserstofffluoridlösung (flusssaure Lösung) bei Hautkontakt zu schwersten Verätzungen führt und sogar Glas ätzen kann. Recherchieren Sie die Ursachen hierfür.

### 3.3 Stärke von Säuren und Basen

#### 3.3.3 Berechnung von pH-Werten

##### Einteilung in starke und schwache Säuren und Basen

Sind der  $pK_S$ -Wert und die Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA})$  bekannt, so ist eine Berechnung des pH-Wertes ausgehend vom Massenwirkungsgesetz möglich. Allerdings ist diese Berechnung häufig aufwendig und komplex. Über **Näherungsformeln** erhält man in der Regel auf einem deutlich einfacheren Weg ein hinreichend genaues Ergebnis.

Die Übergänge bezüglich der Säure- und Basenstärke sind fließend. Eine scharfe Grenze zur Einteilung in **starke** und **schwache Säuren** und **Basen** ist somit nur bedingt sinnvoll. Für die Berechnung von pH-Werten liefern die beiden folgenden Näherungen jedoch hinreichend genaue Ergebnisse, wenn folgende Fallunterscheidung getroffen wird (**B3**).

Fall	geeignete Näherung
$pK_S$ bzw. $pK_B \leq 1,5$	starke Säure bzw. Base
$pK_S$ bzw. $pK_B \geq 1,5$	schwache Säure bzw. Base

##### B3 Fallunterscheidung bei der Berechnung des pH-Wertes

###### INFO

In der Fachliteratur finden sich sogar **fünf Bereiche der Säure- bzw. Basenstärke**: sehr stark, stark, mittelstark, schwach und sehr schwach. Für die Berechnung von pH-Werten spielen weiterhin der Verdünnungsgrad der Lösung und gegebenenfalls die Autoprotolyse des Wassers eine Rolle. Es gibt also noch weitere Näherungen, die in individuellen Fällen jeweils genauere Ergebnisse liefern. Hier findet lediglich eine Unterscheidung in schwache und starke Säuren und Basen statt, da die beiden gezeigten Näherungen für Berechnungen grundsätzlich ausreichen.

##### Näherung für starke Säuren und Basen

Bei starken Säuren ist die Lage des Gleichgewichts fast vollständig auf Produktseite, deshalb kann die Oxonium-Ionenkonzentration näherungsweise mit der Anfangskonzentration gleichgesetzt werden. Somit gilt als Näherungsformel für starke Säuren:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA}) \Rightarrow \text{pH} = -\lg \{c_0(\text{HA})\}$$

Analog lautet die Näherungsformel für starke Basen:

$$c(\text{OH}^-) = c_0(\text{B}) \Rightarrow \text{pOH} = -\lg \{c_0(\text{B})\}$$

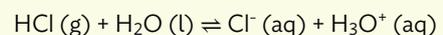
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \lg \{c_0(\text{B})\}$$

##### FM pH-Wert mit Näherung für starke Säuren und Basen berechnen

Berechnen Sie den pH-Wert einer salzsauren Lösung mit der Anfangskonzentration  $c_0(\text{HCl}) = 0,4 \text{ mol/L}$  und  $pK_S(\text{HCl}) = -7$ .

##### VORGEHEN

1. Formulieren Sie das Protolysegleichgewicht.



2. Wenden Sie eine passende Näherung an.

$$pK_S(\text{HCl}) = -7 \leq 1,5$$

Wasserstoffchlorid-Moleküle sind eher starke Säuren. Somit ist die Näherung für starke Säuren für die Berechnung des pH-Wertes gut geeignet. Es gilt:

$$c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

3. Berechnen Sie den pH-Wert.

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA}) = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} = -\lg \{c_0(\text{HA})\} = -\lg 0,4$$

$$\text{pH} \approx 0,4$$

##### Näherung für schwache Säuren und Basen

Bei schwachen Säuren (**B4**) ist die Lage des Gleichgewichts fast vollständig auf der Eduktseite. Deshalb kann die Gleichgewichtskonzentration näherungsweise mit ihrer Anfangskonzentration gleichgesetzt werden. Weiterhin entstehen Oxonium-Ionen und die korrespondierenden Base-Moleküle stets in gleichen Mengen. Somit ergibt sich als Näherungsformel für schwache Säuren:

$$c(\text{HA}) = c_0(\text{HA}); c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{A}^-)$$

$$K_S = \frac{c(\text{A}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{HA})}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_S \cdot c_0(\text{HA})$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{(K_S \cdot c_0(\text{HA}))} = (K_S \cdot c_0(\text{HA}))^{\frac{1}{2}}$$

$$\text{pH} = -\lg \{K_S \cdot c_0(\text{HA})\}^{\frac{1}{2}} = -\frac{1}{2} \cdot \lg \{K_S \cdot c_0(\text{HA})\}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (-\lg \{K_S\} - \lg \{c_0(\text{HA})\})$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg \{c_0(\text{HA})\})$$

Analog erhält man als Näherungsformel für schwache Basen:

$$c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{B})}$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \lg \{c_0(\text{B})\})$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \lg \{c_0(\text{B})\})$$

Säure	pK <sub>S</sub> -Wert
Ameisensäure HCOOH	3,75
Ammonium-Ion NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	9,25
Essigsäure CH <sub>3</sub> COOH	4,75
Kohlensäure H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	6,35
Schwefelsäure H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-3
Wasserstoffchlorid HCl	-7

#### B4 pK<sub>S</sub>-Werte verschiedener Säuren

Bei starken Säuren und Basen ist die Lage des Gleichgewichts fast vollständig auf Produktseite. Bei einem pK<sub>S</sub> ≤ 1,5 bzw. pK<sub>B</sub> ≤ 1,5 lässt sich der pH-Wert in guter Näherung aus der Anfangskonzentration berechnen:

$$\text{pH} = -\lg \{c_0(\text{HA})\}$$

$$\text{pH} = 14 - \lg \{c_0(\text{B})\}$$

Da die Lage des Gleichgewichts bei schwachen Säuren und Basen fast vollständig auf der Eduktseite liegt, lässt sich der pH-Wert in guter Näherung wie folgt berechnen:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg \{c_0(\text{HA})\})$$

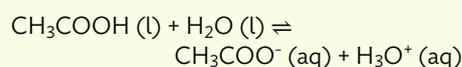
$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \lg \{c_0(\text{B})\})$$

#### FM pH-Wert mit Näherung für schwache Säuren und Basen berechnen

Berechnen Sie den pH-Wert einer essigsauren Lösung mit der Anfangskonzentration  $c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,3 \text{ mol/L}$  und  $\text{p}K_S(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$ .

##### VORGEHEN

1. Formulieren Sie das Protolysegleichgewicht.



2. Wenden Sie eine passende Näherung an.

$$\text{p}K_S(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75 \geq 1,5$$

Essigsäure-Moleküle sind eher schwache Säuren. Somit ist die Näherung für schwache Säuren für die Berechnung des pH-Wertes gut geeignet. Es gilt:

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = c_0(\text{CH}_3\text{COOH})$$

$$c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

3. Berechnen Sie den pH-Wert.

$$K_S = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_S \cdot c_0(\text{CH}_3\text{COOH})$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = (K_S \cdot c_0(\text{CH}_3\text{COOH}))^{\frac{1}{2}}$$

$$\text{pH} = -\lg \{K_S \cdot c_0(\text{CH}_3\text{COOH})\}^{\frac{1}{2}}$$

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \cdot \lg \{K_S \cdot c_0(\text{CH}_3\text{COOH})\}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (-\lg \{K_S\} - \lg \{c_0(\text{CH}_3\text{COOH})\})$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg \{c_0(\text{CH}_3\text{COOH})\})$$

$$= \frac{1}{2} \cdot (4,75 - \lg 0,3)$$

$$\text{pH} \approx 2,64$$

#### AUFGABEN

- A1 Leiten Sie die Näherungsformel für die Berechnung des pH-Wertes bei schwachen Basen aus dem Massenwirkungsgesetz her.
- A2 Berechnen Sie die pH-Werte der folgenden Lösungen mithilfe von B3:
  - a) salzsaure Lösung mit  $c_0(\text{HCl}) = 0,04 \text{ mol/L}$  und  $\text{p}K_S(\text{HCl}) = -7$
  - b) Ammoniaklösung mit  $c_0(\text{NH}_3) = 0,8 \text{ mol/L}$  und  $\text{p}K_B(\text{NH}_3) = 4,75$
- A3 Berechnen Sie die jeweilige Anfangskonzentration  $c_0$  für die folgenden Lösungen mithilfe von B4:
  - a) Natriumhydroxidlösung mit pH 12,5
  - b) Ameisensäure Lösung mit pH 3,7

### 3.3 Stärke von Säuren und Basen

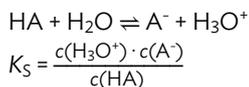
#### 3.3.4 Besonderheiten korrespondierender Säure-Base-Paare

##### Zusammenhang von $K_S$ und $K_B$

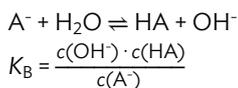
Reagiert eine beliebige Säure HA mit einem Wasser-Molekül, so entsteht dabei stets eine korrespondierende Base  $A^-$ . Gemeinsam bilden HA und  $A^-$  ein korrespondierendes Säure-Base-Paar (**B5**).

Bei bekanntem Säureexponenten  $pK_S$  einer Säure lässt sich einfach der Basenexponent  $pK_B$  der korrespondierenden Base berechnen und umgekehrt. Der Zusammenhang wird im Folgenden erarbeitet.

Für die Säurekonstante  $K_S$  der Säure HA gilt:



Für die Reaktion der korrespondierenden Base  $A^-$  mit einem Wasser-Molekül ergibt sich deren Basenkonstante  $K_B$ :



Multipliziert man  $K_S$  mit  $K_B$  eines korrespondierenden Säure-Basen-Paares, ergibt sich also stets das Ionenprodukt des Wasser  $K_W$  (→ Kap. 3.2.2):

$$K_S \cdot K_B = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)} \cdot \frac{c(OH^-) \cdot c(HA)}{c(A^-)}$$

$$K_S \cdot K_B = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Nach Bildung des negativen dekadischen Logarithmus gilt für korrespondierende Säure-Base-Paare:

$$pK_S + pK_B = pH + pOH = pK_W = 14$$

##### Faustregel für die Säure- und Basenstärke

An dem Zusammenhang zwischen  $K_S$  und  $K_B$  korrespondierender Säure-Base-Paare wird auch die folgende Faustregel deutlich: Je stärker eine Säure ist, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base und umgekehrt (**B5**).

Wasserstoffchlorid-Moleküle sind z. B. sehr starke Säuren, die korrespondierenden Chlorid-Ionen sind somit nur sehr schwache Basen.

Säure	Säurestärke $pK_S$		Basenstärke $pK_B$	korrespondierende (konjugierte) Base
HCl	-7,00	Säurestärke nimmt zu ^	21,00	$Cl^-$
$H_2SO_4$	-3,00		17,00	$HSO_4^-$
$HNO_3$	-1,37		15,37	$NO_3^-$
$H_3O^+$	0		14,00	$H_2O$
$H_2C_2O_4$	1,25		12,75	$HC_2O_4^-$
$H_2SO_3$	1,85		12,15	$HSO_3^-$
$HSO_4^-$	1,99		12,01	$SO_4^{2-}$
$H_3PO_4$	2,16		11,84	$H_2PO_4^-$
HCOOH	3,75		10,25	$HCOO^-$
$CH_3COOH$	4,75		9,25	$CH_3COO^-$
$H_2CO_3$	6,35		7,65	$HCO_3^-$
$H_2S$	7,05		6,95	$HS^-$
$HSO_3^-$	7,20		6,80	$SO_3^{2-}$
$H_2PO_4^-$	7,21		6,79	$HPO_4^{2-}$
HCN	9,21	4,79	$CN^-$	
$NH_4^+$	9,25	4,75	$NH_3$	
$HCO_3^-$	10,33	3,67	$CO_3^{2-}$	
$HPO_4^{2-}$	12,32	1,68	$PO_4^{3-}$	
$H_2O$	14,00	0	$OH^-$	
$HS^-$	19,00	-5,00	$S^{2-}$	
$OH^-$	24,00	-10,00	$O^{2-}$	

**B5** Säure- und Basenstärke ausgewählter korrespondierender Säure-Base-Paare

Für korrespondierende Säure-Base-Paare  $HA/A^-$  ist das Produkt aus Säurekonstante  $K_S(HA)$  und Basenkonstante  $K_B(A^-)$  gleich dem Ionenprodukt des Wassers  $K_W$ . Bei 25 °C gilt:

$$K_S \cdot K_B = K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$pK_S + pK_B = 14$$

Je stärker eine Säure HA ist, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base  $A^-$  und umgekehrt.

##### AUFGABEN

**A1** Leiten Sie die  $pK_S$ - bzw.  $pK_B$ -Werte der jeweiligen korrespondierenden Basen bzw. Säuren ab und ordnen Sie alle Teilchen nach zunehmender Säurestärke bzw. Basenstärke:  $pK_S(C_2H_5OH) = 15,9$ ;  $pK_S(NH_3) = 23$ ;  $pK_S(HNO_2) = 3,25$ ;  $pK_B(ClO_3^-) = 16,7$ ;  $pK_B(C_2H_5^-) = -36$ .

**A2** In einem Chemieforum behauptet eine Person: „Essigsäure ist eine schwache Säure. Deshalb ist das Acetat-Ion stark basisch.“ Beurteilen Sie diese Aussage.

### 3.3.5 Protolyse von Salzen

Bei Sodbrennen kann die Einnahme von Salzttabletten Linderung bringen, indem die saure Lösung im Magen teilweise neutralisiert wird. Solche Salzttabletten bestehen z. B. aus Natriumhydrogencarbonat und können vor der Einnahme auch in Wasser gelöst werden (B1). Beim Lösen des Salzes entsteht dann eine basische Lösung. Wovon hängt der pH-Wert von Salzlösungen ab und wie lässt er sich bereits vor dem Lösen der Salze abschätzen?

Beim Lösen eines Salzes entstehen Anionen und Kationen. Häufig erfolgt neben der Bildung von Hydrathüllen keine merkliche Reaktion der Ionen mit den Wasser-Molekülen. Die Lösungen sind dann neutral. In vielen Fällen entsteht jedoch eine saure oder basische Lösung. Der pH-Wert von Salzlösungen hängt maßgeblich von den Säurekonstanten  $K_S$  bzw. Basenkonstanten  $K_B$  ab. Um den pH-Wert zu berechnen oder zumindest abschätzen zu können, werden deshalb die Säureexponenten  $pK_S$  bzw. Basenexponenten  $pK_B$  genutzt.

Sind die Kationen und Anionen eines Salzes **sehr schwache Säuren** oder **Basen**, sind die  $pK_S$ - bzw.  $pK_B$ -Werte also sehr hoch, liegt das jeweilige Säure-Base-Gleichgewicht fast vollständig auf Eduktseite. Es findet keine merkliche Säure-Base-Reaktion zwischen den Ionen und den Wasser-Molekülen statt. Die Veränderung der Oxonium-Ionenkonzentration ist näherungsweise vernachlässigbar. Die entstehenden Salzlösungen sind neutral. Ein konkretes Beispiel ist Natriumchloridlösung:

$$pK_S(\text{Na}^+) = 14,56; pK_B(\text{Cl}^-) = 21$$

Ist nur ein Ionen-Typ des Salzes, entweder Kationen oder Anionen,

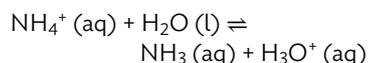


**B1** Salztabelle gegen Sodbrennen

eine sehr schwache Säure bzw. Base, so ist der andere Ionen-Typ für die Berechnung des pH-Wertes entscheidend. Zwischen diesen Ionen und Wasser kommt es zumindest in solch einem Ausmaß zur Säure-Base-Reaktion, bei der die Oxonium-Ionenkonzentration messbar verändert wird. Ein konkretes Beispiel ist Ammoniumchloridlösung:

$$pK_S(\text{NH}_4^+) = 9,25 \\ pK_B(\text{Cl}^-) = 21$$

Für die Abschätzung bzw. Berechnung des pH-Wertes kann die Reaktion von Chlorid-Ionen mit Wasser-Molekülen erneut vernachlässigt werden, da sie sehr schwache Säuren sind. Ammonium-Ionen sind zwar eher schwache Säuren ( $pK_S(\text{NH}_4^+) \geq 1,5$ ), aber reagieren merklich mit Wasser-Molekülen:



Somit lässt sich bereits abschätzen, dass eine Lösung von Ammoniumchlorid sauer ist.

Bei bekannter Anfangskonzentration  $c_0(\text{NH}_4\text{Cl})$  kann auch der pH-Wert berechnet werden. Die Näherung für schwache Säuren ist hierfür gut geeignet:

$$\text{z. B. } c_0(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1 \text{ mol/L} \\ \text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (pK_S - \lg \{c_0(\text{NH}_4^+)\}) \\ \text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (9,25 - \lg 0,1) \approx 5,12$$

Gehen Anionen und Kationen eine

merkliche Säure-Base-Reaktion ein oder sind Ampholyte an der Salzbildung beteiligt, so wird die Berechnung des pH-Wertes schnell komplex, da mehrere Gleichgewichte gleichzeitig berücksichtigt werden müssen. Eine Abschätzung ist jedoch gut möglich, indem die Säure- und Basenexponenten verglichen werden (B2).

Vergleich	Charakter der Lösung
$pK_S < pK_B$	sauer
$pK_B > pK_S$	basisch

**B2** Vergleich des Säure- und Basenexponenten

Eine Lösung von Ammoniumcyanid ist beispielsweise basisch, da der Basenexponent in diesem Fall kleiner als der Säureexponent ist:

$$pK_B(\text{CN}^-) = 4,79 < pK_S(\text{NH}_4^+) = 9,25$$

Eine Lösung von Natriumhydrogensulfat ist sauer. Hier ist der Effekt der Natrium-Ionen auf den pH-Wert vernachlässigbar, da sie sehr schwache Säuren sind ( $pK_S(\text{Na}^+) = 14,56$ ). Der Säureexponent des Ampholyten Hydrogensulfat-Ion ist kleiner als der Basenexponent, er reagiert also eher als Säure:

$$pK_S(\text{HSO}_4^-) = 1,99 < pK_B(\text{HSO}_4^-) = 17$$

#### AUFGABEN

- A1** Begründen Sie jeweils den sauren, neutralen oder basischen Charakter der Lösung folgender Salze: Ammoniumacetat, Natriumphosphat, Natriumnitrat, Natriumhydrogenphosphat.
- A2** Berechnen Sie den pH-Wert einer Natriumacetatlösung mit  $c_0(\text{NaCH}_3\text{COO}) = 0,25 \text{ mol/L}$ .



## 3.4 Säure- und Basenstärke organischer Verbindungen

Die häufigsten und bekanntesten organischen Säuren sind die Carbonsäuren, wie z. B. die Ameisensäure (Methansäure). Amine, wie das in Binkelkräutern vorkommende Aminomethan, sind die häufigsten organischen Basen. Diese Säure- und Base-Moleküle können protolysieren. Doch ihre Fähigkeit Protonen abzugeben oder aufzunehmen wird dabei vom Molekülbau beeinflusst. Wie lässt sich das erklären?

### 3.4.1 Versuche und Material

#### V Reaktion von Carbonsäuren mit unedlen Metallen

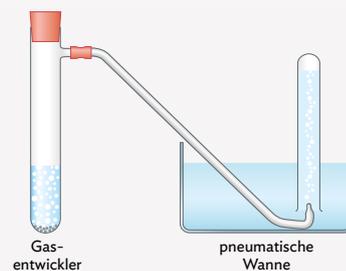


Starke und schwache Säuren unterscheiden sich in ihrer Reaktion mit unedlen Metallen. Wie kann man dies experimentell herausfinden? Worauf beruht diese unterschiedliche Reaktionsfähigkeit?

**V1** Füllen Sie je 5 mL methan-, ethan- und propansäure Lösung jeweils der Konzentration  $c(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$  in ein Reagenzglas mit seitlichem Schlauchansatz. Geben Sie je zwei Spatelspitzen Magnesiumpulver hinzu und fangen Sie das Gas pneumatisch auf (**B1**) (Video [➔ QR 06043-021](#)).



06043-021



**B1** Versuchsaufbau zu V1

**c)** Stellen Sie eine begründete Hypothese auf, die erklärt, worauf die unterschiedliche Heftigkeit der Reaktionen der drei verschiedenen Carbonsäuren mit Magnesium zurückzuführen sein könnte.

**ENTSORGUNG:** G3

### V Carbonsäuren im Vergleich



Es gibt eine Vielzahl an verschiedenen Carbonsäuren. Reagieren unterschiedliche Carbonsäuren unterschiedlich sauer?

**V2** Planen Sie einen Versuch, mit dem Sie das saure Reaktionsverhalten der Stoffe Methansäure, Ethansäure und Propansäure vergleichen können. *Hinweis:* Alle Säuren werden mit der Konzentration  $c(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol/L}$  verwendet.

#### AUSWERTUNG

- Formulieren Sie die drei Protolysegleichgewichte aus **V2** mit Wasser.
- Ordnen Sie mithilfe der Beobachtungen aus **V2** die drei Carbonsäuren nach zunehmender Säurestärke.
- Recherchieren Sie die Säurestärke der drei Carbonsäuren. Begründen Sie die Beobachtungen aus **V2**.

ENTSORGUNG: G3

### V Organische Säuren im Vergleich



Unterschiedliche Carbonsäuren reagieren unterschiedlich sauer. Trifft dies auch auf andere organische Säuren zu? Wie lässt sich ihr Reaktionsverhalten auf Teilchenebene erklären?

**V3** Verwenden Sie für die nachfolgenden Versuche jeweils eine zweigeteilte Petrischale und 5 mL der zur Verfügung gestellten Stoffe. Tropfen Sie anschließend je zwei Tropfen Universalindikatorlösung zu.

- Ethansäure und Ethanol ( $c = 1 \text{ mol/L}$ )
- Ethansäure und Chlorethansäure ( $c = 1 \text{ mol/L}$ )
- Propansäure und Milchsäure ( $c = 1 \text{ mol/L}$ )

*Hinweis:* Das Ethanol muss unvergällt sein.

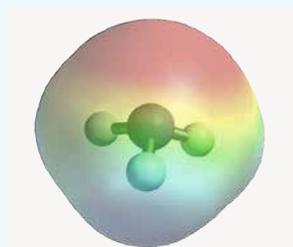
#### AUSWERTUNG

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus den drei Versuchsansätzen von **V3** und vergleichen Sie die Reaktionen miteinander.
- Zeichnen Sie die Valenzstrichformel eines Ethansäure- bzw. eines Ethanol-Moleküls und stellen Sie eine begründete Vermutung für die Unterschiede im Reaktionsverhalten mit Wasser auf.
- Zeichnen Sie die Valenzstrichformel eines Ethansäure- und eines Chlorethansäure-Moleküls. Notieren Sie die Elektronegativitäten der Atome und stellen Sie eine Hypothese hinsichtlich des sauren Verhaltens auf.
- Recherchieren Sie die Valenzstrichformel von Milchsäure und vergleichen Sie diese mit Propansäure.

ENTSORGUNG: G3

### M Basenstärke der Alkylamine

**M4** Amine sind organische Verbindungen und Derivate des Ammoniaks. Formal sind bei den Aminen eines oder mehrere Wasserstoff-Atome des Ammoniaks durch organische Reste, z. B. Alkyl-Reste, ersetzt.



**B2** Elektronendichteverteilung des Ammoniak-Moleküls

#### AUSWERTUNG

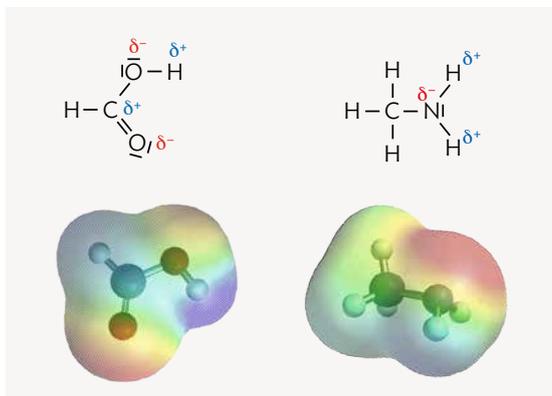
- Ammoniak-Moleküle sind Basen. Leiten Sie aus der Elektronendichteverteilung in **B2** eine Begründung dafür ab.
- Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln für Aminomethan, Diaminomethan und Triaminomethan.
- Recherchieren Sie die  $pK_B$ -Werte für Ammoniak und die in **b)** genannten Amine. Stellen Sie einen Zusammenhang zwischen Basenstärke und der Molekülstruktur her.

### 3.4 Säure- und Basenstärke organischer Verbindungen

#### 3.4.2 Stärke von organischen Säuren und Basen

##### Säure- und Base-Moleküle im Vergleich

Organische Stoffe können mit Wasser saure bzw. basische Lösungen bilden. Organische Säuren enthalten immer eine funktionelle Gruppe mit einem polar gebundenen Wasserstoff-Atom (**B1**) wie z. B. eine Carboxy-Gruppe. Organische Basen enthalten immer eine funktionelle Gruppe mit einem nicht-bindenden Elektronenpaar (**B1**) wie z. B. eine Amino-Gruppe.



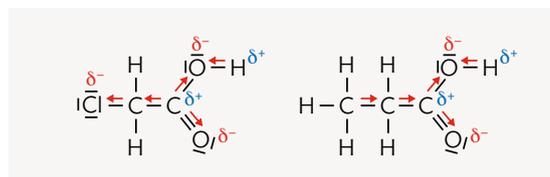
**B1** Valenzstrichformel und Elektronendichteverteilung des Methansäure-Moleküls (links) und des Aminomethan-Moleküls (rechts)

Die Fähigkeit einer Säure(-gruppe), z. B. der Carboxy-Gruppe eines Methansäure-Moleküls, ein Proton abzugeben wird als **Säurestärke** (auch **Acidität**) bezeichnet. Analog dazu nennt man die Fähigkeit einer Base(-gruppe), z. B. einer Amino-Gruppe eines Aminomethan-Moleküls, ein Proton aufzunehmen **Basenstärke** (auch **Basizität**). Die Säure- und Basenstärke eines Moleküls wird durch den restlichen Molekülteil beeinflusst.

##### Induktive Effekte

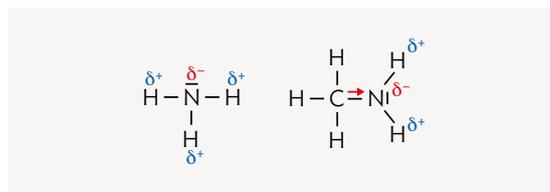
Vergleicht man einige Vertreter der homologen Reihe der Carbonsäuren, fällt auf, dass die Säurestärke der Carbonsäure-Moleküle mit der Länge der Alkyl-Gruppe abnimmt (**V1**, **V2**). Dies ist auf sogenannte **induktive Effekte (I-Effekte)** zurückzuführen. Unterschiedliche Elektronegativitäten von Atomen innerhalb eines Moleküls führen zu Elektronenverschiebungen bei den Elektronenpaarbindungen. Diese können sich über eine Bindung, manchmal sogar über mehrere Bindungen hinweg auf andere Atome bzw. Atomgruppen auswirken. Die ladungsverändernden Effekte nennt man induktive Effekte. Dabei werden zwei Arten unterschieden: Einen **-I-Effekt** haben „elektronenziehende“ Atome oder Atomgruppen (**B2**), die positiv geladen sind oder

eine hohe Elektronegativität besitzen, z. B. Halogen-Atome, Hydroxy-Gruppen und Carbonyl-Gruppen (**V3**). Bei den Chlorethansäure-Molekülen sorgen die Chlor-Atome mit ihrem -I-Effekt dafür, dass die Elektronendichte in Richtung der Kohlenstoff-Halogen-Bindung verschoben wird und somit die O-H-Bindung der Carboxy-Gruppe stärker polar ist. Dadurch kann das Wasserstoff-Atom der OH-Gruppe leichter abgegeben werden. Je elektronegativer ein Substituent ist, desto stärker ist dieser Effekt und desto größer ist die Säurestärke des Moleküls bzw. Ions.



**B2** Intramolekulare Elektronenverschiebungen (→): -I-Effekt im Chlorethansäure-Molekül (links) und der +I-Effekt im Propansäure-Molekül (rechts)

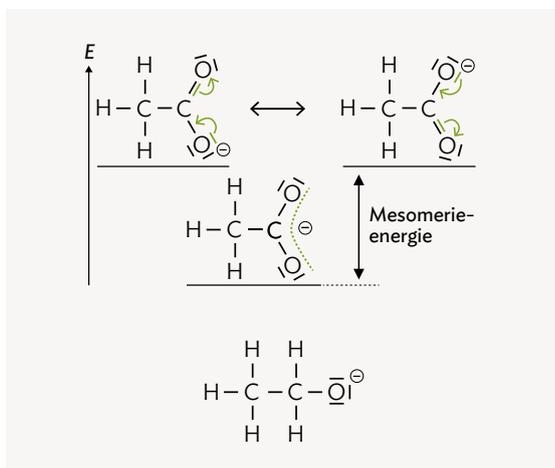
Der **+I-Effekt** kommt durch „elektronenschiebende“ Atome oder Atomgruppen zustande (**B2**), die negativ geladen sind oder eine niedrigere Elektronegativität aufweisen als Wasserstoff-Atome, z. B. Alkyl- (**V2**, **V3**) und Alkenyl-Gruppen. Bei den Carbonsäure-Molekülen sorgen die Alkyl-Gruppen mit ihrem +I-Effekt dafür, dass die Elektronendichte in Richtung der O-H-Bindung der Carboxy-Gruppe verschoben wird und diese somit weniger polar ist. Dadurch wird die Abgabe des Wasserstoff-Atoms der OH-Gruppe erschwert. Je länger die Alkyl-Gruppe ist, desto stärker ist dieser Effekt und desto geringer ist die Säurestärke des Moleküls bzw. Ions. Induktive Effekte haben auch einen Einfluss auf die Basenstärke (**M4**). Mit zunehmender Anzahl der Alkyl-Reste steigt der +I-Effekt und somit auch die Basenstärke des Moleküls bzw. Ions, da die Elektronendichte am Stickstoff-Atom erhöht wird (**B3**). Dadurch kann das freie Elektronenpaar leichter zur Bindung eines Protons genutzt werden.



**B3** Intramolekulare Elektronenverschiebungen (→): Das Ammoniak-Molekül (links) und der +I-Effekt im Aminomethan-Molekül (rechts)

### Mesomere Effekte

Bei vielen organischen Verbindungen treten zusätzlich zu den induktiven Effekten auch noch **mesomere Effekte** auf. Allerdings nur dann, wenn sich für deren Moleküle bzw. Ionen mehrere Valenzstrichformeln angeben lassen, wobei die tatsächliche Elektronenverteilung im Molekül bzw. Ion nicht durch eine dieser Grenzstrukturen allein wiedergegeben werden kann (→ 5, Kap. 1). Die **Mesomerie** führt zu einer Energieabsenkung der tatsächlichen Elektronenverteilung im Molekül bzw. Ion im Vergleich zu den theoretischen Grenzstrukturen mit lokaler Elektronendichte an bestimmten Atomen.



**B4** Mesomeriestabilisiertes Ethanoat-Ion (oben) und das Ethanoat-Ion (unten)

Die Mesomerie ist neben der Bindungspolarität ein weiterer und wesentlicher Grund für die hohe Säurestärke der Carbonsäure-Moleküle. Diese wird deutlich, wenn die Stoffe der einzelnen Ansätze in **V3** genauer analysiert werden (**B4**).

Anhand von **B4** kann verdeutlicht werden, dass die negative Ladung eines Ethanoat-Ions über die gesamte funktionelle Gruppe verteilt (**delokalisiert**) ist, nicht jedoch im Ethanoat-Ion.

Je mehr Grenzstrukturformeln für die tatsächliche Elektronenverteilung in einem Molekül oder Ion formuliert werden können, desto stabiler ist dieses.

Als induktive Effekte bezeichnet man die Fähigkeit bestimmter Atome oder Atomgruppen, die Elektronendichte in einer Elektronenpaarbindung zu verändern. Die Elektronegativität der Atome hat Auswirkungen auf die chemischen Eigenschaften der Verbindungen:

- -I-Effekte, z. B. durch Halogen-Atome, Hydroxy- oder Amino-Gruppen, führen zu einer Zunahme der Säurestärke bzw. Abnahme der Basenstärke
- +I-Effekte, z. B. durch Alkyl-Reste, führen zu einer Abnahme der Säurestärke bzw. einer Zunahme der Basenstärke

Durch mesomere Effekte wird die Elektronenverteilung in einem konjugierten System beeinflusst. Die Mesomeriestabilisierung hat ebenfalls einen Einfluss auf die Säure- bzw. Basenstärke.

### AUFGABEN

- A1** Die ungefähren  $pK_S$ -Werte organischer Verbindungsklassen ermöglichen eine Vorhersage hinsichtlich von Protolysereaktionen.
- a) Erläutern Sie die Bedeutung des  $pK_S$ -Wertes.
  - b) Ordnen Sie den organischen Verbindungsklassen Alkohole, Amine und Carbonsäuren die ungefähren  $pK_S$ -Werte von 5, 15 und 40 begründet zu.
- A2** Die Moleküle von Ethanol ( $pK_S = 15,9$ ) können sich sowohl als Säure als auch als Base verhalten. Benennen Sie dieses Phänomen mit einem Fachbegriff und erklären Sie es durch die Verwendung geeigneter Reaktionsgleichungen.
- A3** Leiten Sie ausgehend von **A2** ab, ob Methanol einen größeren oder kleineren  $pK_S$ -Wert als Ethanol besitzt.
- A4** Recherchieren und erklären Sie die unterschiedliche Säurestärke von
- a) Chlorethansäure und Bromethansäure bzw.
  - b) Ethansäure und Methansulfonsäure.
- A5** Amine verhalten sich häufig als Basen.
- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Protolysereaktion von Aminomethan ( $pK_S = 40$ ) mit Wasser.
  - b) Leiten Sie begründet ab, ob das protonierte Aminomethan bzw. Ammoniak einen größeren oder kleineren  $pK_S$ -Wert als Aminomethan besitzen.



## 3.5 Säure-Base-Titrationen

Die Säure-Base-Titration ist ein Messverfahren der quantitativen Analyse. Die dabei erhaltenen Titrationskurven ermöglichen z. B. die exakte Konzentrationsbestimmung saurer und basischer Lösungen. Doch wie wird eine Titration experimentell durchgeführt? Und wie werden die Titrationskurven erstellt oder gar interpretiert?

### 3.5.1 Versuche und Material

#### V Konzentrationsbestimmung von Säuren



Während einer Titration verändert sich der pH-Wert der Vorlage durch die Zugabe der Maßlösung. Wie lässt sich mithilfe der Änderung des pH-Wertes der Äquivalenzpunkt bestimmen?

**V1** Titrieren Sie 100 mL salzsaure Lösung ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) und einige Tropfen Bromthymolblaulösung mit Natriumhydroxidlösung ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ). Verwenden Sie bei der Titration zusätzlich einen pH-Messsensor. Ermitteln Sie damit einen pH-Wert der Vorlage vor Beginn der Titration und dann jeweils nach Zugabe von 1 mL Natriumhydroxidlösung, solange bis Sie 18 mL Natriumhydroxidlösung verbraucht haben. Notieren Sie die entsprechenden pH-Werte sowie denjenigen pH-Wert, an dem sich die Farbe des Indikators ändert (Video  QR 06043-022).

**V2** Wiederholen Sie **V1** mit essigsaurer Lösung ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) anstelle von salzsaurer Lösung und unter Verwendung von Thymolphthaleinlösung als Indikator.

#### AUSWERTUNG

- Stellen Sie die Messwerte aus **V1** und **V2** grafisch dar (Volumen der Maßlösung gegen den pH-Wert) und zeichnen Sie eine Ausgleichskurve.
- Ermitteln Sie den zu erwartenden Verbrauch an Natriumhydroxidlösung bis zum Äquivalenzpunkt in **V1** und **V2** rechnerisch mithilfe der Angaben im Durchführungstext.
- Beschreiben Sie die Änderung der pH-Werte in den Titrationskurven aus **a**) im Bereich des Äquivalenzpunktes.
- Vergleichen Sie die pH-Werte am Umschlagspunkt der in **V1** und **V2** verwendeten Indikatoren.

**ENTSORGUNG:** A, G1, G3

### V Vergleich verschiedener Indikatoren



Zu chemischen Untersuchungen werden in der Analytik hauptsächlich synthetisch hergestellte Farbstoffe als Säure-Base-Indikatoren eingesetzt. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Farbe eines Indikators und dem pH-Wert einer Lösung?

**V3** Geben Sie von den fünf wässrigen Lösungen aus **B1** jeweils einen Tropfen in eine Vertiefung einer Tüpfel- oder Zellkulturplatte. Tropfen Sie nun jeweils einen Tropfen der Universalindikatorlösung zu. Wiederholen Sie den Versuch für jeden der zur Verfügung gestellten Säure-Base-Indikatoren (Video [► QR 06043-023](#)).  
*Hinweis:* Die Konzentration der wässrigen Lösungen beträgt jeweils 1 mol/L.



#### AUSWERTUNG

- Übertragen Sie die Tabelle **B1** in Ihre Unterlagen.
- Bestimmen Sie für die fünf wässrigen Lösungen jeweils die Farbe der Universalindikatorlösung sowie den pH-Wert und den Charakter der Lösung.
- Bestimmen Sie nun die Farben der weiteren zur Verfügung gestellten Säure-Base-Indikatoren.
- Beurteilen Sie die verschiedenen Säure-Base-Indikatoren hinsichtlich ihrer Eignung für die Anzeige des pH-Wertes einer Lösung.

**ENTSORGUNG:** G1

	salzsaure Lösung	essigsaure Lösung	destilliertes Wasser	Ammoniaklösung	Natriumhydroxidlösung
Universalindikatorlösung	?	?	?	?	?
pH-Wert	?	?	?	?	?
Charakter der Lösung	?	?	?	?	?
...	?	?	?	?	?

**B1** Tabellarisches Ergebnis von **V3**

### V Konzentrationsbestimmung einer starken Base



Laugengebäck wird vor dem Backen in Natriumhydroxidlösung getaucht und erhält dadurch den charakteristischen Geschmack und die braune Farbe. In welcher Konzentration kommt die Lauge in den Handel?

**V4** Planen Sie eine Säure-Base-Titration zur Konzentrationsbestimmung der Brezellauge (Video [► QR 06043-024](#)).



#### AUSWERTUNG

- Erstellen Sie eine beschriftete Versuchsskizze für **V4** und führen Sie die Titration nach vorheriger Rücksprache mit Ihrer Lehrkraft durch.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung der Neutralisation aus **V4** und **B2**.
- Ermitteln Sie experimentell den Verbrauch der Maßlösung und berechnen Sie daraus die Stoffmengenkonzentration der verwendeten Brezellauge.



**B2** Für Laugengebäck zum Selberbacken werden die Teigrohlinge in eine Brezellauge eingetaucht. Dazu werden drei Esslöffel Natron (Natriumhydrogencarbonat) in 1,5 Liter Wasser aufgekocht. Natron löst sich in Wasser unter Freisetzung von Kohlenstoffdioxid schwach basisch.

**ENTSORGUNG:** G1

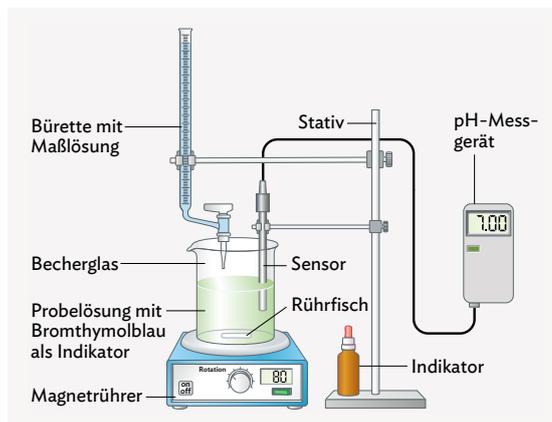
### 3.5 Säure-Base-Titrationen

#### 3.5.2 Prinzip der Säure-Base-Titration

##### Praktische Durchführung

In der Analytik kann durch eine **Säure-Base-Titration (B1)** u. a. die Stoffmengenkonzentration einer sauren bzw. basischen Lösung bestimmt werden. Dazu wird die wässrige Lösung einer Säure bzw. Base in der **Vorlage**, mit einer **Maßlösung**, entweder einer starken Base bzw. Säure bekannter Stoffmengenkonzentration, durch tropfenweises Hinzufügen aus einer Bürette **neutralisiert**.

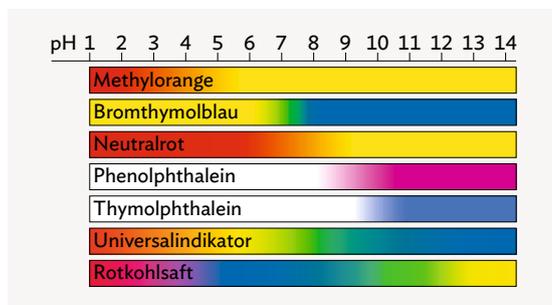
Sobald die Stoffmengen der Oxonium-Ionen und der Hydroxid-Ionen gleich groß sind, ist der **Äquivalenzpunkt (ÄP)** erreicht und die Titration ist beendet.



**B1** Aufbau einer Säure-Base-Titration

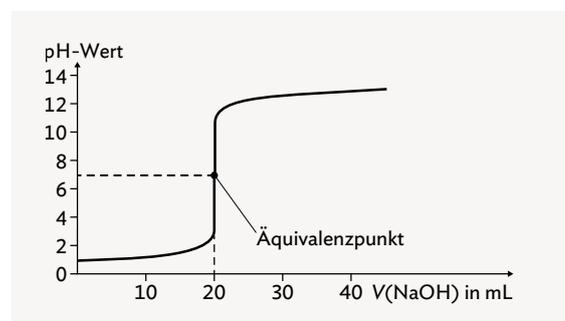
##### Ermittlung des Äquivalenzpunktes

Das Erreichen des Äquivalenzpunktes wird durch einen Farbumschlag eines **Säure-Base-Indikators** sichtbar. Die Lage des Äquivalenzpunktes muss im **Umschlagsbereich** des Indikators liegen. Sie wirkt sich also darauf aus, welchen Indikator man für die jeweilige Titration verwenden kann (**B2**,  $\rightarrow$  FM 3.5.5).



**B2** Einige Beispiele für Säure-Base-Indikatoren: Farben in Abhängigkeit vom pH-Wert

Der Äquivalenzpunkt kann auch grafisch bestimmt werden. Bei der Titration, z. B. einer salzsauren Lösung, misst man in kontinuierlichen Abständen die Änderung des pH-Wertes in der Vorlage. Aus den Messwerten wird nun entweder durch das digitale Messwerterfassungssystem ( $\rightarrow$  EK 3.5.4) eine **Titrationkurve** erstellt. Alternativ dazu werden die gemessenen pH-Werte der Vorlage auf der y-Achse gegen das Volumen der verbrauchten Maßlösung, z. B. Natriumhydroxidlösung, auf der x-Achse in einem Diagramm aufgetragen (**B3**).

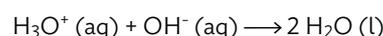


**B3** Titrationkurve der Titration von salzsaurem Lösung mit Natriumhydroxidlösung

Zu Beginn der Titration liegen in der wässrigen Lösung der Vorlage fast ausschließlich Oxonium-Ionen des zu titrierenden Stoffes vor. **Starke Säuren** liegen dabei nahezu vollständig dissoziiert vor ( $\rightarrow$  Kap. 3.3.3), der pH-Wert in der Vorlage ist dementsprechend niedrig. Im Übergangsbereich ändert sich der pH-Wert sprunghaft und die Titrationkurve zeigt hier die größte Steigung. In der Mitte des pH-Sprungs zeigt die Kurve einen Wendepunkt. Dieser markiert den Äquivalenzpunkt der Titration ( $\rightarrow$  FM 3.5.3).

##### Bestimmung unbekannter Konzentrationen

Um die Konzentration einer sauren Lösung HA zu bestimmen, wird eine Base B bekannter Stoffmengenkonzentration als Maßlösung verwendet (**B1**). Bei der Neutralisationsreaktion reagieren die Oxonium-Ionen der sauren Lösung in der Vorlage mit den zugetropften Hydroxid-Ionen der basischen Lösung praktisch vollständig zu Wasser-Molekülen:



Am Äquivalenzpunkt neutralisiert dabei ein Mol Oxonium-Ionen genau ein Mol an Hydroxid-Ionen:

$$\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n(\text{OH}^-)} = \frac{1}{1} \Leftrightarrow n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

Zur rechnerischen Auswertung wird die bereits bekannte Beziehung zwischen der Stoffmenge  $n$ , der Stoffmengenkonzentration  $c$  und dem Volumen  $V$  genutzt:

$$c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = c \cdot V$$

Eingesetzt in das Stoffmengenverhältnis am Äquivalenzpunkt ergibt sich also:

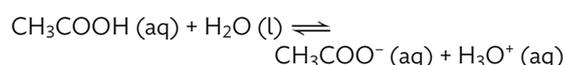
$$c(\text{HA}) \cdot V(\text{HA}) = c(\text{B}) \cdot V(\text{B})$$

Vor der Durchführung einer Titration sind zwei der Größen in der Gleichung bekannt: die Stoffmengenkonzentration der Maßlösung  $c(\text{B}) = c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$  und das Volumen der Lösung in der Vorlage  $V(\text{HA}) = V(\text{HCl}) = 35 \text{ mL}$ . Während der Titration wird das bis zum Erreichen des Äquivalenzpunktes nötige Volumen der Maßlösung experimentell bestimmt:  $V(\text{B}) = V(\text{NaOH}) = 20 \text{ mL}$ . Nun kann durch Umformen der Gleichung und einsetzen der bekannten Werte die gesuchte Stoffmengenkonzentration errechnet werden:

$$c(\text{HA}) = c(\text{HCl}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})} = \frac{0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L}}{0,035 \text{ L}} \approx 0,057 \text{ mol/L}$$

### pK<sub>S</sub>-Wertbestimmung durch Halbtitration

Bei der **Halbtitration** handelt es sich um ein analytisches Verfahren, um den pK<sub>S</sub>-Wert einer schwachen Säure zu bestimmen. Betrachtet werden Säuren wie z. B. die Ethansäure, welche in wässriger Lösung nur teilweise dissoziiert vorliegen:

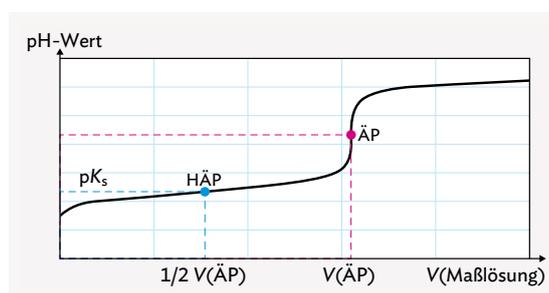


Die saure Lösung bekannter Konzentration wird mit basischer Maßlösung ebenfalls bekannter Konzentration bis zum Äquivalenzpunkt titriert (**B4**,  $V(\text{ÄP})$ ). Bei der Hälfte dieses Volumens findet sich der erste Wendepunkt der Kurve, an dem die Steigung am geringsten ist.

Hier liegt der **Halbäquivalenzpunkt (HÄP,  $\rightarrow$  FM 3.5.3)**, bei welchem gilt:

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \text{ bzw. } \text{pH} = \text{pK}_S$$

Der zugehörige pH-Wert entspricht also dem pK<sub>S</sub>-Wert der schwachen Säure. Analog dazu kann auch der pK<sub>S</sub>-Wert einer schwachen Base durch eine Halbtitration ermittelt werden.



**B4** Halbtitration zur pK<sub>S</sub>-Wertbestimmung

Bei einer Titration wird der Äquivalenzpunkt einer Säure-Base-Reaktion bestimmt, um zwei Informationen zu gewinnen:

- Da am Äquivalenzpunkt die Stoffmengen der Oxonium- und Hydroxid-Ionen gleich groß sind, lässt sich daraus die Stoffmengenkonzentration einer sauren oder basischen Lösung berechnen.
- Da am Halbäquivalenzpunkt  $\text{pH} = \text{pK}_S$  gilt, kann so der pK<sub>S</sub>-Wert einer schwachen Säure ermittelt werden.

### AUFGABEN

**A1** Die Zahlenwerte der Tabelle in **B5** wurden bei einer Säure-Base-Titration erhalten. Erstellen Sie eine Titrationskurve und geben Sie begründet an, welche Art von Lösung als Maßlösung eingesetzt wurde.

V(Maßlösung) in mL	0	1	5	10	15	20	25	30	35	40	45
pH-Wert	2,5	2,9	3,8	4,5	10,5	10,7	11,2	12	12,5	12,8	13

**B5** Werte einer Säure-Base-Titration

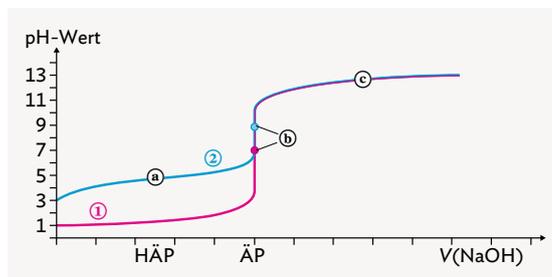
**A2** 40 mL Kaliumhydroxidlösung sollen mit salzsaurer Lösung ( $c = 0,5 \text{ mol/L}$ ) titriert werden.

- Planen Sie diese Säure-Base-Titration. Nennen Sie einen für diese Titration geeigneten Indikator und begründen Sie Ihre Wahl.
- Nach einem Verbrauch von 15 mL salzsaurer Lösung schlägt der Indikator um. Berechnen Sie die Konzentration der Kaliumhydroxidlösung.

### 3.5.3 Eine Titrationskurve auswerten

Der Operator „auswerten“ fordert dazu auf, Daten, Einzelergebnisse oder andere Elemente in einen Zusammenhang zu stellen, gegebenenfalls zu einer Gesamtaussage zusammenzuführen und Schlussfolgerungen zu ziehen. Die Form und der Verlauf einer Titrationskurve sind bei der Titration einer sauren Lösung mit der Lösung einer Base abhängig von der Stärke der verwendeten Säure und Base.

Beispiel: Eine salzsaure (①) bzw. essigsäure Lösung (②) wird jeweils mit einer Lösung der starken Base Natriumhydroxid titriert (B1).



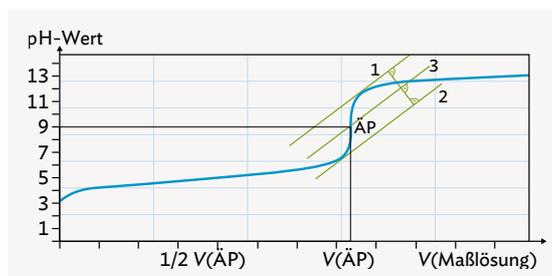
**B1** Titrationskurven der Titration von salzsaure (rosa) und essigsäure Lösung (blau) mit Natriumhydroxidlösung (je  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ )

Ermitteln Sie die charakteristischen Punkte der Titrationskurven. Beschreiben und interpretieren Sie deren Verlauf.

#### VORGEHEN

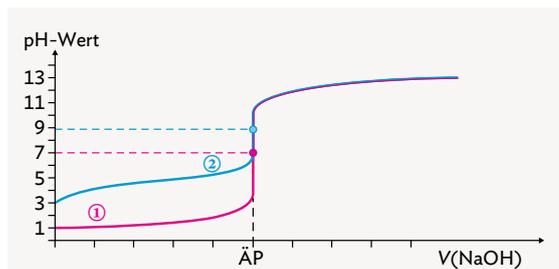
##### 1. Ermittlung des Äquivalenzpunktes (ÄP) der Titration mithilfe der Tangentenmethode (B2):

Zeichnen Sie im Bereich der größten Krümmung vor und nach dem Bereich der maximalen Steigung zwei parallele Tangenten an den Graphen (1 und 2). Verbinden Sie diese durch eine auf beiden Tangenten senkrecht liegende Strecke (3). Der Schnittpunkt der Mittelsenkrechten dieser Strecke (3) mit dem Graphen entspricht dem gesuchten Äquivalenzpunkt.



**B2** Tangentenmethode

Der Äquivalenzpunkt von essigsäure Lösung liegt im basischen Bereich bei  $\text{pH} = 9$ , der Äquivalenzpunkt von der salzsauren Lösung liegt bei  $\text{pH} = 7$  im Neutralen (B3).

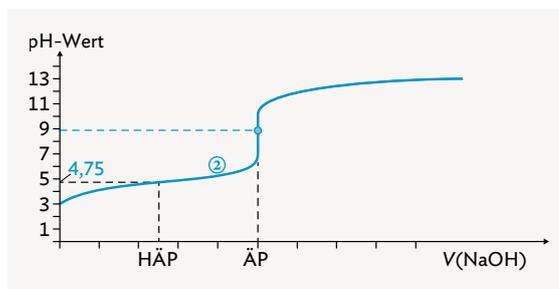


**B3** Äquivalenzpunkte der Titration von salzsaure und essigsäure Lösung mit Natriumhydroxidlösung (je  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ )

##### 2. Ermittlung des Halbäquivalenzpunktes (HÄP) der Titration:

Bei der Titration schwacher Säuren ist zusätzlich der Halbäquivalenzpunkt von Bedeutung (→ Kap. 3.5.2). Bestimmen Sie die Koordinaten des Punktes an der Stelle, die dem halben Volumen des Äquivalenzpunktes entspricht.

Für die essigsäure Lösung liegt der Halbäquivalenzpunkt bei einem  $\text{pH}$ -Wert von 4,75 (B4).



**B4** Äquivalenzpunkte der Titration von essigsäure Lösung mit Natriumhydroxidlösung (je  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ )

##### 3. Beschreibung der Titrationskurven (B1):

Titrationskurven lassen sich typischerweise in drei Abschnitte einteilen. Der Verlauf der Titrationskurve von starken Säuren oder Basen ähnelt einem „S“. Titrationskurven mit schwachen Säuren oder Basen weisen dagegen einen 2. Wendepunkt auf (②).

a. Beginnen Sie mit dem Abschnitt ①: Vor der Zugabe der Maßlösung bestimmt die Probenlösung den Start-pH-Wert der Titration. Durch Zugabe der Maßlösung ändert sich der pH-Wert kontinuierlich.

Bei schwachen Säuren oder Basen ändert sich sogar das Krümmungsverhalten des Graphen.

- b. Beschreiben Sie nun den Abschnitt ①: Man sieht einen sprunghaften Anstieg des pH-Wertes. Bei Zugabe von Maßlösung über den Äquivalenzpunkt hinaus nähert er sich asymptotisch dem End-pH-Wert an.
- c. Schließen Sie die Beschreibung mit Abschnitt ②: Am Endpunkt wird der pH-Wert in der Probenlösung durch die Konzentration der zugegebenen Maßlösung bestimmt.

**Beispiel ①:**

Bei der Titration von salzsaurer Lösung mit Natriumhydroxidlösung liegt ein Start-pH-Wert von 1 vor. Im Verlauf der Titration ändert sich der pH-Wert zunächst nur gering, steigt aber stetig. Kurz vor dem Äquivalenzpunkt steigt er sprunghaft und nähert sich bei weiterer Zugabe von Natriumhydroxidlösung asymptotisch einem pH-Wert von 13 an.

#### 4. Interpretation der Titrationskurven (B1):

Die drei Abschnitte einer Titrationskurve lassen sich auf der Teilchenebene erklären.

- a. Startpunkt ③: Es liegen nur die Ionen der Probenlösung vor. Je mehr Ionen durch die Maßlösung dazu kommen, desto mehr Ionen aus der Probenlösung werden neutralisiert und der pH-Wert ändert sich kontinuierlich. Bei schwachen Säuren oder Basen ändert sich anschließend bei weiterer Zugabe der Maßlösung der pH-Wert kaum, da die bei der Neutralisationsreaktion entstehenden Ionen am Halbäquivalenzpunkt als Puffer wirken.
- b. Äquivalenzpunkt ④: Kurz vor dem Wendepunkt sind nur noch wenig Ionen aus der Probe in der Lösung. Daher sieht man einen sprunghaften Anstieg des pH-Wertes. Bei Zugabe von Maßlösung über den Äquivalenzpunkt hinaus nimmt die Konzentration ihrer Ionen zu.

- c. Endpunkt ⑤: Es liegen nur noch die Ionen der Maßlösung vor.

**Beispiel ②:**

Am Startpunkt der Titration liegen in der salzsaurer Lösung ausschließlich Oxonium-Ionen vor, da eine starke Säure vollständig dissoziiert. Während der Zugabe der Base sieht man erst kaum eine Änderung des pH-Wertes. Je mehr Hydroxid-Ionen dazu kommen, desto mehr Oxonium-Ionen werden neutralisiert. Kurz vor dem Wendepunkt sind nur noch wenig Oxonium-Ionen in der Lösung. Daher sieht man einen sprunghaften Anstieg des pH-Wertes. Der Wendepunkt des Graphen ist der Äquivalenzpunkt. Hier ist die Stoffmenge der Säure gleich der Stoffmenge der Base. Der pH-Wert ist 7, da nur Wasser und ein neutrales Salz in der Lösung vorliegen. Nach dem Äquivalenzpunkt sind nur noch Hydroxid-Ionen in der Lösung vorhanden. Zuerst wenige, dann immer mehr. Der pH-Wert steigt also bis zum Endpunkt stark an.

Die Verläufe von Titrationskurven starker und schwacher Säuren können tabellarisch zusammengefasst werden (B5). Ein Arbeitsblatt dazu finden Sie unter [QR 06043-025](#).

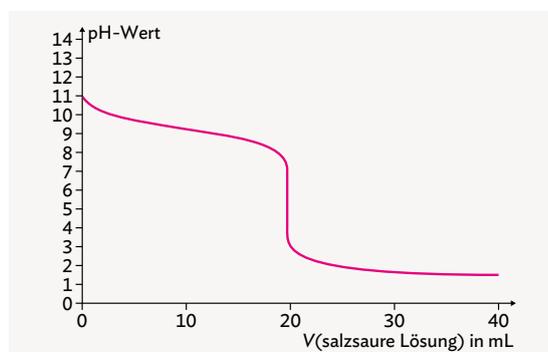


Zugabe der Maßlösung „starke Base“	pH-Wert in der Vorlage „starke Säure“	pH-Wert in der Vorlage „schwache Säure“
Startpunkt	$\text{pH} = -\lg \{c_0(\text{HA})\}$	$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg \{c_0(\text{HA})\})$
HÄP	-	$\text{pH} = \text{p}K_S$
ÄP	7	$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg \{c_0(\text{A}^-)\})$
Endpunkt	strebt asymptotisch gegen $\text{pH} = 14 + \lg \{c(\text{B})\}$	strebt asymptotisch gegen $\text{pH} = 14 + \lg \{c(\text{B})\}$
Wendepunkt(e)	ein Wendepunkt: ÄP	zwei Wendepunkte: HÄP und ÄP

**B5** Verlauf von Titrationskurven starker und schwacher Säuren

#### AUFGABEN

- A1** Interpretieren Sie den Kurvenverlauf einer Titrationskurve von essigsaurer Lösung mit Natriumhydroxidlösung (jeweils  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) (②) mithilfe des gegebenen Beispiels (①).  
*Hinweis:* Formulierungshilfen finden Sie unter [QR 06043-026](#).
- A2** Die Titrationskurve in B6 zeigt die Titration von 50 mL einer basischen Lösung ( $c$  unbekannt) mit einer salzsaurer Lösung ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ). Interpretieren Sie den Kurvenverlauf. Ermitteln Sie den Halbäquivalenzpunkt und leiten Sie begründet die schwache Base ab, die hier titriert wurde.



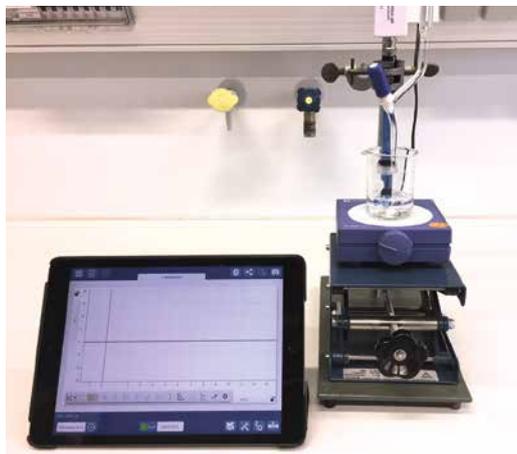
**B6** Titrationskurve einer basischen Lösung mit einer salzsaurer Lösung

### 3.5.4 Messwerte einer Titration digital erfassen

Bei der Durchführung einer Säure-Base-Titration müssen teilweise sehr viele Messwerte erfasst werden, etwa die pH-Werte in Relation zum zugegebenen Volumen der Maßlösung. Saure und basische Lösungen sind besonders gut elektrisch leitfähig, ihre Neutralisationsreaktionen verlaufen exotherm. Alternativ zur pH-Wert-erfassung ist deshalb auch eine Konzentrationsbestimmung mittels Leitfähigkeits- oder Temperaturerfassung möglich. Die digitale Messwerterfassung ermöglicht eine schnellere und präzisere Aufnahme dieser Werte als dies von Hand möglich ist.

#### VORGEHEN

1. Informieren Sie sich über die durchzuführende Titration und die Funktionsweise Ihres Messwerterfassungssystems: Es gibt Messwerterfassungssysteme, bei denen ein Sensor über Bluetooth mit der Messwerterfassungssoftware auf einem Smartphone oder Tablet verbunden wird (**B1**), andere werden z. B. über USB an einen Computer angeschlossen, auf dem die notwendige Software ausgeführt wird. *Beispiel:* Erfassen Sie mit einem geeigneten Messwerterfassungssystem die pH-Werte einer Säure-Base-Titration in digitaler Weise.



**B1** Ein Messsensor ist über Bluetooth mit der Messwerterfassungssoftware verbunden.

2. Wählen Sie einen geeigneten Messsensor (**B2**) und verbinden Sie diesen mit der dazugehörigen Software. *Beispiel:* Bei einer pH-Titration wird ein pH-Messsensor benötigt.
3. (Optional): Verfügt Ihr System über einen Tropfenzähler, so verbinden Sie diesen ebenfalls mit der Software.

4. Stellen Sie in der Messwerterfassungssoftware die Parameter ein, die Sie messen wollen.

*Beispiel:* pH-Wert als Parameter auswählen.

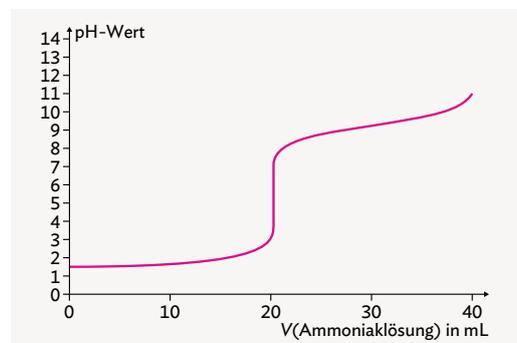
5. Führen Sie vor der Titration einen Probedurchlauf durch. Dazu können Sie den pH-Wert von entsprechenden Pufferlösungen messen. Dies stellt sicher, dass die digitale Messwerterfassung auch tatsächlich Messwerte erfasst, die für Sie relevant sind.
6. Führen Sie die Titration mithilfe der Messwerterfassung durch. Beachten Sie, dass Sie – sofern kein Tropfenzähler vorhanden ist – die Zutropfgeschwindigkeit nicht mehr ändern.
7. Werten Sie Ihre Ergebnisse mithilfe der Messwerterfassungssoftware aus.



**B2** Mögliche Messsensoren für pH-Wert, Leitfähigkeit und Temperatur

#### AUFGABEN

- A1 Nennen die Sie Vor- und Nachteile der digitalen Messwerterfassung einer Titration.
- A2 Beurteilen Sie die Einsatzmöglichkeiten einer digitalen Messwerterfassung und nennen Sie mögliche Fehlerquellen während der Durchführung.
- A3 Werten Sie die Ergebnisse der Messwerterfassungssoftware in **B3** aus (→ **FM 3.5.3**).



**B3** Titrationskurve von salzsaurer Lösung mit Ammoniaklösung

### 3.5.5 Einen geeigneten Indikator für eine Titration auswählen

Farbstoffe, die durch Farbänderung im sogenannten Umschlagsbereich den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer Lösung anzeigen, nennt man Säure-Base-Indikatoren (→ Kap. 3.5).

Für eine Säure-Base-Titration ist ein Indikator immer dann geeignet, wenn der pH-Wert des Äquivalenzpunktes (ÄP) innerhalb dessen Umschlagbereiches liegt. Bereits vor der Versuchsdurchführung ist deshalb die konkrete Wahl eines geeigneten Indikators von entscheidender Bedeutung.

#### VORGEHEN

1. Recherchieren Sie die Säure- und Basenstärke der verwendeten Stoffe (**B1**).

*Beispiel:* Salzsäure Lösung einer unbekanntem Konzentration wird mit Natriumhydroxidlösung als Maßlösung titriert. Salzsäure hat ein  $pK_S$ -Wert von -7 und Natriumhydroxid einen  $pK_B$ -Wert von 0.

Säure	Säurenstärke $pK_S$	Basenstärke $pK_B$	korrespondierende Base
HCl	-7,00	21,00	Cl <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-3,00	17,00	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	0	14,00	H <sub>2</sub> O
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,85	12,15	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	2,16	11,84	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HCOOH	3,75	10,25	HCOO <sup>-</sup>
CH <sub>3</sub> COOH	4,75	9,25	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	6,35	7,65	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> S	7,05	6,95	HS <sup>-</sup>
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	7,20	6,80	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	7,21	6,79	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	9,25	4,75	NH <sub>3</sub>
HCN	9,21	4,79	CN <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> O	14,00	0	OH <sup>-</sup>
OH <sup>-</sup>	24,00	-10,00	O <sup>2-</sup>

**B1**  $pK_S$ - und  $pK_B$ -Werte ausgewählter Säuren und Basen

2. Leiten Sie daraus ab, ob es sich bei den eingesetzten Stoffen um starke Säuren und Basen bzw. schwache Säuren und Basen handelt (→ Kap. 3.3.3, **B3**).

*Beispiel:* Salzsäure Lösung ist eine starke Säure, Natriumhydroxid eine starke Base.

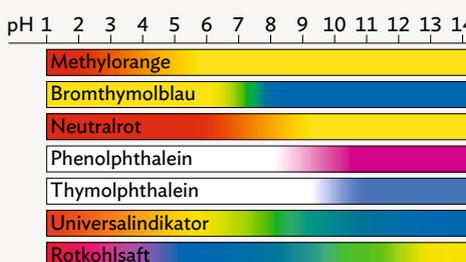
3. Beurteilen Sie, um welchen der drei in der Praxis verwendeten Fälle es sich handelt und in welchem Bereich somit der Äquivalenzpunkt liegen wird:

1. Fall: starke Säure/starke Base  
→ ÄP im neutralen Bereich
2. Fall: starke Säure/schwache Base  
→ ÄP im sauren Bereich
3. Fall: schwache Säure/starke Base  
→ ÄP im basischen Bereich

*Beispiel:* Es liegt der 1. Fall vor und der ÄP liegt im neutralen Bereich.

*Hinweis:* Bei einer denkbaren 4. Möglichkeit (schwache Säure/schwache Base) zeigt die Titrationskurve keine steile Änderung für die pH-Werte. Diese Titrationen finden keine praktische Anwendung.

4. Wählen Sie nun begründet aus **B2** einen geeigneten Indikator für die Titration aus.

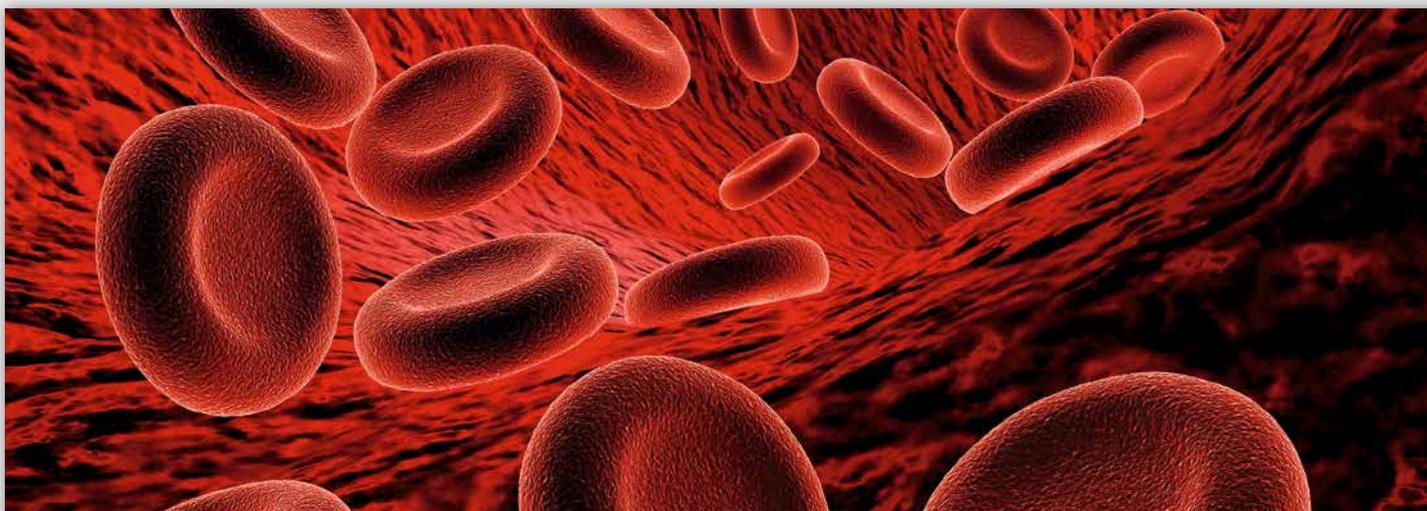


**B2** Farben einiger Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Wert

*Beispiel:* Da der Umschlagsbereich des Indikators in der Nähe des Äquivalenzpunktes liegen muss, kommt nur Bromthymolblau als Indikator in Frage.

#### AUFGABEN

- A1** Beschreiben Sie die für den Beispielsversuch zu beobachtende Farbänderung des verwendeten Indikators.
- A2** Geben Sie begründet einen geeigneten Indikator für die Titration von essigsaurer Lösung mit Kaliumhydroxidlösung an.
- A3** Ein Laborant plant für die Titration von Ammoniaklösung mit salzsaurer Lösung den Einsatz von Bromthymolblau als Indikator. Beurteilen Sie die Eignung dieses Indikators für die Titration.
- A4** Planen Sie eine Säure-Base-Titration, um die unbekanntem Konzentration einer Ammoniaklösung zu ermitteln.



## 3.6 Puffersysteme

Es ist lebenswichtig, dass der pH-Wert des menschlichen Blutes im Bereich von  $7,4 \pm 0,05$  bleibt. Zu starke Schwankungen stören wichtige Enzymreaktionen und können Herzrhythmusstörungen oder Bewusstlosigkeit hervorrufen. Der Säure-Base-Haushalt des Blutes wird maßgeblich durch die Ernährung beeinflusst: Zitronen schmecken sauer, aber ihre Mineralstoffe wirken basisch im Blut. Beim Kaffeetrinken werden sauer wirkende Mineralstoffe resorbiert. Wie kompensiert der menschliche Körper diesen Einfluss?

### 3.6.1 Versuche und Material

#### V Modellexperiment - pH-Wert des Blutes



Während der Verdauung werden ständig Mineralstoffe resorbiert, die sauer oder basisch wirken. Der pH-Wert des Blutes muss aber in einem sehr schmalen pH-Bereich bleiben. Warum können wir trotzdem bedenkenlos essen?

**LV1** Die Modells substanz für das Blutplasma umfasst drei Komponenten: destilliertes Wasser, Proteinlösung aus 2 g Eiklarpulver in 150 mL destilliertem Wasser und Elektrolytlösung aus 2,67 g  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  und 1,17 g  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  in 150 mL destilliertem Wasser. Von jeder Lösung werden jeweils 2 mL in drei Wells einer Zellkulturplatte gefüllt. Anschließend werden zwei Tropfen Bromthymolblaulösung hinzugegeben. Zu je einer der Lösungen wird salzsaure Lösung und zu je einer weiteren Natriumhydroxidlösung getropft (je  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ). Die übrigen drei Lösungen dienen je als Farbvergleich.

#### AUSWERTUNG

- Recherchieren Sie die Bestandteile von Blutplasma. Ordnen Sie die drei Lösungen der Modells substanz aus LV1 ihren realen Komponenten zu.
- Diskutieren Sie Vor- und Nachteile der Verwendung einer Modells substanz.
- Vergleichen Sie die Wirkung einer sauren bzw. basischen Lösung auf die Komponenten der Modells substanz aus LV1.
- Interpretieren Sie die Ergebnisse des Modellexperiments in LV1 im Kontext: Erklären Sie die besondere Fähigkeit des Blutes bei der Aufnahme von Mineralstoffen.

**ENTSORGUNG:** A, G1

## V Puffersysteme



Blutplasma ist ein Puffersystem, in dem verschiedene Ionen gelöst sind. Pufferlösungen sind also besondere Salzlösungen. Aus welchen Bestandteilen besteht ein Puffersystem auf Teilchenebene? Welche Bestandteile des Blutplasmas sind für die Pufferwirkung verantwortlich?

**V2** *Hinweis:* Eine arbeitsteilige Durchführung ist sinnvoll.

Stellen Sie jeweils 100 mL der folgenden Lösungen a) bis c) her. Die Lösungen a) bis c) sollen jeweils eine Konzentration von  $c = 0,1 \text{ mol/L}$  haben.

- 1 a) essigsäure Lösung HAc
- 1 b) Natriumacetatlösung  $\text{Ac}^-$
- 1 c) Natriumchloridlösung NaCl
- 1 d) destilliertes Wasser
  
- 2 a) Natriumdihydrogenphosphatlösung  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- 2 b) Natriumhydrogenphosphatlösung  $\text{HPO}_4^{2-}$
- 2 c) Natriumchloridlösung NaCl
- 2 d) destilliertes Wasser
  
- 3 a) Natriumhydrogencarbonatlösung  $\text{HCO}_3^-$
- 3 b) Natriumcarbonatlösung  $\text{CO}_3^{2-}$
- 3 c) Natriumchloridlösung NaCl
- 3 d) destilliertes Wasser

Bestimmen Sie die pH-Werte der Lösungen mit einem pH-Meter (Vorgehen  $\rightarrow$  QR 06043-027).



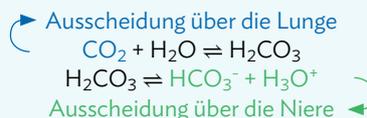
**V3** Ermitteln Sie die Bestandteile eines Puffersystems experimentell. Nutzen Sie jeweils 25 mL der Lösungen a) bis c) und 25 mL destilliertes Wasser als Referenz. Prüfen Sie experimentell, ob ein Puffersystem vorliegt:

Geben Sie in 0,5 mL-Schritten zu jeder potenziellen Pufferlösung salzsaure Lösung bzw. Natriumhydroxidlösung (je  $c = 1 \text{ mol/L}$ ) zu. Bestimmen Sie jeweils den pH-Wert.

*Hinweis:* Kombinieren Sie die Lösungen a) bis d) geschickt, wenn keine der Lösungen ein Puffersystem ergibt.

### AUSWERTUNG

- a) Übertragen Sie die Tabelle **B1** in Ihre Unterlagen und notieren Sie die unter **V2** und **V3** gemessenen pH-Werte vor und nach Zugabe von salzsaure Lösung bzw. Natriumhydroxidlösung. Vergleichen Sie die Änderungen der gemessenen pH-Werte.
- b) Geben Sie den Charakter der Lösungen a) bis c) an. Ordnen Sie die gelösten Teilchen in das Säure-Base-Konzept nach BRØNSTED ( $\rightarrow$  Kap. 3.1) ein.
- c) Vergleichen Sie die Pufferlösungen der drei Gruppen. Leiten Sie anhand ihrer Gemeinsamkeiten die Bestandteile eines Puffersystems auf Teilchenebene her.
- d) Geben Sie begründet an, welches der drei Puffersysteme im Blutplasma vorliegt.
- e) Im Blut sorgt unter anderem das Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystem für einen konstanten pH-Wert. Dabei spielen die folgenden Protolysegleichgewichte eine wichtige Rolle:



Erläutern Sie die Veränderung des pH-Wertes, die bei einer Hyperventilation auftritt. Dabei wird zunehmend Kohlenstoffdioxid abgeatmet.

- f) Erläutern Sie die Erhöhung des pH-Wertes durch basische Stoffwechselprodukte anhand von Reaktionsgleichungen.

**ENTSORGUNG:** G1

pH-Wert	zu Beginn	nach Zusatz von salzsaure Lösung				nach Zusatz von Natriumhydroxidlösung			
		0,5 mL	1 mL	1,5 mL	2 mL	0,5 mL	1 mL	1,5 mL	2 mL
Lösung a	?	?	?	?	?	?	?	?	?
Lösung b	?	?	?	?	?	?	?	?	?
Lösung c	?	?	?	?	?	?	?	?	?
destilliertes Wasser	?	?	?	?	?	?	?	?	?

**B1** Tabelle zu **V2** und **V3**

### 3.6 Puffersysteme

#### 3.6.2 Wirkungsweise eines Puffersystems

##### Puffersysteme auf Stoffebene

Blut hat einen durchschnittlichen pH-Wert von 7,4. Bereits kleinste Abweichungen von diesem Wert haben klinisch relevante Konsequenzen: Sinkt der pH-Wert unter 7,35 wird eine Übersäuerung oder Azidose diagnostiziert, bei pH-Werten über 7,45 liegt eine Alkalose vor. Beide Krankheitsbilder sind lebensbedrohlich.

Um eine drastische pH-Wertänderung in diesem sensiblen System zu verhindern, enthält das Blutplasma ein sogenanntes **Puffersystem (Säure-Base-Puffer)**. Puffersysteme sind Lösungen, deren pH-Wert sich bei einer Aufnahme oder Abgabe von sauren oder basischen Lösungen zunächst nur geringfügig verändert (**LV1**).

##### Puffersysteme auf Teilchenebene

Im Blut spielen verschiedene Puffersysteme eine Rolle. Neben dem **Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystem** sorgt der **Hydrogenphosphat-Puffer** für einen konstanten pH-Wert. Alle Pufferlösungen sind Salzlösungen. Sie enthalten eine **schwache Säure HA** und ihre **korrespondierende Base A<sup>-</sup>** (**B1**).

Je nach Wahl der korrespondierenden Säure-Base-Paare hat die Pufferlösung einen sauren, basischen oder neutralen Charakter (**V2**). Liegen die korrespondierenden Säure-Base-Paare mit gleicher Stoffmenge vor, ist der Puffer **äquimolar**.



06043-028

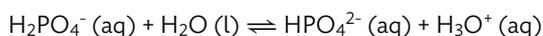
Puffersystem	Puffer-säure	Puffer-base	pH-Wert
Essigsäure-Acetat-Puffer	HAc	Ac <sup>-</sup>	4,75
Hydrogencarbonat-Puffer	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	10,33
Hydrogenphosphat-Puffer	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	7,21
Ammonium-Puffer	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	9,25

**B1** Korrespondierende Säure-Base-Paare in Puffersystemen  
 ➔ QR 06043-028

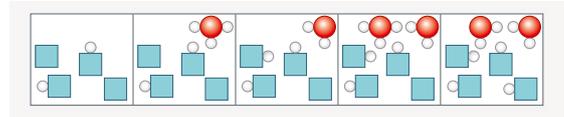
##### Mechanismus eines Puffersystems

Alle Pufferlösungen tolerieren die Zugabe von Oxonium- oder Hydroxid-Ionen zunächst ohne eine drastische Änderung ihres eigenen pH-Wertes. In wässriger Lösung herrscht ein Protolysegleichgewicht (➔ Kap. 3.1) zwischen der **Puffersäure** und der **Pufferbase**.

Im Blut sind die Dihydrogenphosphat-Ionen und die Hydrogenphosphat-Ionen (Hydrogenphosphat-Puffer) im chemischen Gleichgewicht:



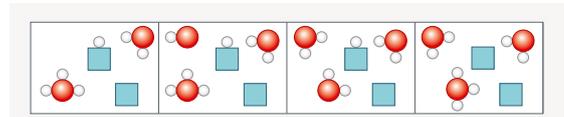
Bei Zugabe einer sauren Lösung wird die Konzentration der Oxonium-Ionen erhöht. Das Puffersystem kompensiert diese Veränderung nach dem Prinzip von LE CHATELIER (➔ 23, Kap. 1), indem die Rückreaktion des Gleichgewichts vermehrt abläuft: Die Oxonium-Ionen übertragen ein Proton auf die Pufferbase HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Dabei bilden sich Wasser-Moleküle und die Puffersäure H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>. Ein neues Gleichgewicht, das vermehrt die Edukte bildet, stellt sich ein (**B2**).



**B2** Auswirkung der Zugabe von Oxonium-Ionen zu einem Puffersystem. Die Wasser-Moleküle und Oxonium-Ionen des Protolysegleichgewichts sind nicht abgebildet.

Da die Oxonium-Ionen als Protonendonatoren reagieren, ändert sich die Stoffmenge und damit die Konzentration der Oxonium-Ionen zunächst kaum: Die Base des Puffersystems fängt die Oxonium-Ionen ab, die neu in das Puffersystem gelangen. Sie werden direkt verbraucht und der pH-Wert der Pufferlösung ändert sich nicht (**B2**).

Wird eine basische Lösung zum Puffersystem gegeben, reagieren die Hydroxid-Ionen mit den Oxonium-Ionen des Dihydrogenphosphat-Hydrogenphosphat-Gleichgewichts. Die Stoffmengenkonzentration der Oxonium-Ionen sinkt, weshalb die Hinreaktion des Protolysegleichgewichts vermehrt abläuft. Dabei wird die Puffersäure H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> verbraucht und Oxonium-Ionen nachgebildet. Der pH-Wert der Pufferlösung bleibt annähernd konstant (**B3**).



**B3** Auswirkung der Zugabe von Hydroxid-Ionen zu einem Puffersystem

Gelangen bei der Verdauung Oxonium-Ionen in das Blut, werden diese von den Hydrogenphosphat-Ionen als Pufferbase abgefangen und bilden vermehrt Dihydrogenphosphat-Ionen. Entstehen bei der Resorption Hydroxid-Ionen entziehen sie dem Puffergleichgewicht Oxonium-Ionen. Die Puffersäure H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> kompensiert das, indem sie vermehrt Protonen auf Wasser-Moleküle überträgt. Dabei werden ihre korrespondierende Base HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> und Oxonium-Ionen gebildet.

### Wirkungsbereich eines Puffersystems

Ein Puffersystem kann keine unbegrenzte Menge an Oxonium- oder Hydroxid-Ionen abfangen, da die Teilchen der Puffersäure oder der Pufferbase verbraucht werden. Je mehr Oxonium-Ionen zugeführt werden, desto weniger Teilchen der Pufferbase bleiben im System. Somit können immer weniger Oxonium-Ionen abgepuffert werden. Umgekehrt gilt: Je mehr Hydroxid-Ionen zum Puffersystem gegeben werden, desto mehr Moleküle der Puffersäure werden verbraucht. Die Fähigkeit des Puffersystems, weitere Hydroxid-Ionen abzufangen nimmt ab.

Dies wird als **Pufferkapazität** bezeichnet. Sie gibt an, welche Stoffmenge an Oxonium- oder Hydroxid-Ionen abgepuffert werden kann. Ist die Pufferkapazität überschritten, ändert sich der pH-Wert der Pufferlösung drastisch. Der Bereich  $\text{pH} = \text{p}K_S \pm 1$  ist der **Pufferbereich**. Dort wirkt das Puffersystem. Außerhalb dieses Bereichs ist die Pufferkapazität erschöpft.

Der pH-Wert einer Pufferlösung lässt sich mit der **HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung** berechnen (mathematische Herleitung  $\rightarrow$  QR 06043-029):

$$\text{pH} = \text{p}K_S + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Für äquimolare Puffer gilt  $\text{pH} = \text{p}K_S$ .



06043-029

Puffersysteme sind Lösungen schwacher Säuren und ihrer korrespondierenden Basen, deren pH-Wert sich trotz Zugabe von sauren oder basischen Lösungen innerhalb des Pufferbereichs  $\text{pH} = \text{p}K_S \pm 1$  kaum ändert. Der pH-Wert eines Puffersystems berechnet sich mit der HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung:

$$\text{pH} = \text{p}K_S + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

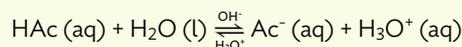
Bei äquimolaren Puffern gilt:  $\text{pH} = \text{p}K_S$ .

### FM pH-Wert einer Pufferlösung berechnen

Essigsäure HAc ist eine schwache Säure mit  $\text{p}K_S = 4,75$  (B1). Ein Liter einer äquimolaren Pufferlösung des Essigsäure-Acetat-Puffers enthält je 1 mol der Pufferkomponenten. Berechnen Sie den pH-Wert der Pufferlösung nach Zugabe von 0,05 mol einer starken Säure.

#### VORGEHEN

1. Stellen Sie die Reaktionsgleichung des Protolysegleichgewichts im Puffersystem auf.



2. Anstatt der Stoffmengenkonzentration  $c$  kann die Stoffmenge  $n$  verwendet werden. Geben Sie die Stoffmengen an Puffersäure und Pufferbase an.

$$n(\text{HAc}) = 1 \text{ mol} = n(\text{Ac}^-)$$

3. Bei Zugabe von 0,05 mol einer starken Säure werden 0,05 mol der Pufferbase **verbraucht**. Geben Sie die neue Stoffmenge  $n_2(\text{Ac}^-)$  an.

$$\begin{aligned} 4. \quad n_2(\text{Ac}^-) &= n(\text{Ac}^-) - n(\text{H}_3\text{O}^+) \\ &= 1 \text{ mol} - 0,05 \text{ mol} = 0,95 \text{ mol} \end{aligned}$$

5. Dabei **entstehen 0,05 mol** der Puffersäure neu. Geben Sie die neue Stoffmenge  $n_2(\text{HAc})$  an.

$$\begin{aligned} n_2(\text{HAc}) &= n(\text{HAc}) + n(\text{H}_3\text{O}^+) \\ &= 1 \text{ mol} + 0,05 \text{ mol} = 1,05 \text{ mol} \end{aligned}$$

6. Berechnen Sie den pH-Wert der Pufferlösung, indem Sie die Stoffmengen in die HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung einsetzen.

$$\text{pH} = 4,75 + \lg \frac{0,95}{1,05} \approx 4,72$$

### AUFGABEN

- A1 Stellen Sie für das Essigsäure-Acetat-Puffersystem eine Protolysegleichung auf. Erklären Sie die Auswirkung der Zugabe von Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen auf das Puffersystem.
- A2 Der pH-Wert des Auges liegt in einem Bereich von 7,1 bis 7,5. Um die Augen nicht zu reizen, enthält Kontaktlinseflüssigkeit ein Puffersystem. Geben Sie ein mögliches Puffersystem für Kontaktlinseflüssigkeiten an und begründen Sie Ihre Auswahl.
- A3 Zu einem Liter einer äquimolaren Essigsäure-Acetat-Pufferlösung der Konzentration 0,1 mol/L werden 0,05 mol einer starken Base gegeben. Berechnen Sie den pH-Wert der Pufferlösung.

### 3.6.3 In Medien recherchieren und Quellen beurteilen

Die **Recherche** wissenschaftlicher Informationen und die Beurteilung von **Quellen** zählen zu den wichtigsten naturwissenschaftlichen Kompetenzen, die ihren Einzug in Allgemeinbildung gefunden haben. Auch Personen, die nicht in naturwissenschaftlichen Feldern tätig sind, müssen in der Lage sein, belastbare Quellen von Falschinformationen zu unterscheiden, um sich nicht manipulieren zu lassen. Leider ist die gezielte Verbreitung von Fake News ein immer größeres gesellschaftliches Problem. Mögliche Strategien sollen in zwei verschiedene Bereiche untergliedert werden. Zum einen die Recherche und Kategorisierung verschiedener Quellen. Hier lässt sich mit dem richtigen Vorgehen schon viel Zeit sparen, weil die gefundenen Informationen meist recht belastbar sind und viele Fakten enthalten. Dies ist jedoch nicht garantiert, sodass in einem zweiten Abschnitt die Beurteilung gefundener Quellen genauer beleuchtet werden soll.

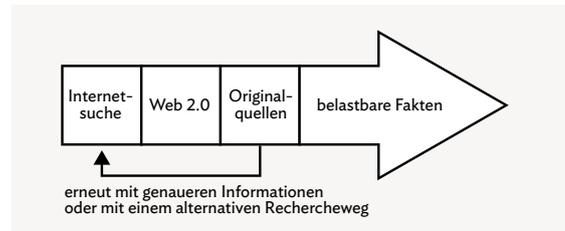
#### Quellentypen und Recherche

##### VORGEHEN

1. Auch eine gute Recherche kann mit einer Eingabe in eine Suchmaschine im Internet starten.
2. Oftmals sind Artikel aus dem Web 2.0 die ersten Treffer und bieten zudem relativ viel Inhalt (**B1**).
3. Wirklich sinnvoll sind solche Web 2.0 Artikel aber nur, wenn sie selbst Quellenangaben aufweisen. Hier kann die Suche nach belastbaren Informationen beginnen.
4. Die im Web 2.0 als Quellen verlinkten Originale sind meist mit mehr Informationen und weniger Wertung versehen, weil diese von Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftlern direkt geschrieben wurden und nicht für eine Mitmachenzyklopädie aufbereitet werden mussten. Hier finden sich weitere Informationen, die entweder zurück zu Schritt 1. führen und eine genauere Suche ermöglichen oder eine andere Suchstrategie sinnvoller machen (**B2**).

geeignete Quellen	ungeeignete Quellen
Enzyklopädien	Web 2.0 (Mitmachenzyklopädien wie Wikipedia, ...)
Lexika	private Homepages
Schulbücher	Forenbeiträge
Fachbücher	Unterrichtsmitschriften
Interviews	Hausarbeiten von Schülerinnen und Schülern oder Studierenden
(populär)wissenschaftliche Artikel	Werbung (Ausnahme: für Analysezwecke)

**B1** Verschiedene Quellentypen



**B2** Häufigster Rechercheweg

#### Alternative Recherchewege

##### VORGEHEN

1. Eine herkömmliche Suchmaschine auf Englisch zu verwenden liefert fast immer eine breitere Auswahl an Artikeln, weil das englischsprachige Internet wesentlich größer ist und alle Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftler neben ihrer Muttersprache auch auf Englisch publizieren.
2. Wissenschaftliche Suchmaschinen, wie beispielsweise BASE (*Bielefeld Academic Search Engine*) oder Google Scholar, liefern bedarfsgerecht zugeschnittene Ergebnisse.
3. In Google Books sind eine große Menge an Fachliteratur kostenlos online verfügbar.

In Zusammenhang mit der letztgenannten Strategie ist an dieser Stelle wichtig den gerne falsch verstandenen Begriff einer „Internetquelle“ oder „Onlinequelle“ genauer zu beleuchten. Das ISB (Institut für Schulqualität und Bildungsforschung) definiert eine „Internetquelle“ als eine Quelle, die nur im Internet zu finden ist und nicht in gedruckter Form erhältlich wäre. Bücher, die über Google Books abgerufen wurden, sind dementsprechend keine „Internetquellen“ auch wenn die Lernenden diese ausschließlich im Internet eingesehen und nicht in gedruckter Form vorliegen haben, da die entsprechenden Bücher theoretisch in gedruckter Form erhältlich wären.

Reine Webdokumente sind meist mit Vorsicht zu genießen und sollten keine zentrale Rolle in einer belastbaren Recherche spielen.

#### Beurteilung von Quellen

##### VORGEHEN

1. **Unmittelbarkeit:** Das wichtigste und stärkste Kriterium für die Belastbarkeit einer Quelle ist deren Unmittelbarkeit. In diesem Sinne enthalten Interviews, Originalartikel von Forschenden und ähnliche Quellen besonders wertvolle Informationen, die zwar immer noch weiter geprüft werden

sollten, aber sicher nicht von dritten Parteien verfälscht oder manipuliert worden sind. Die Unmittelbarkeit ist als Spektrum zu verstehen. Auch wenn es während der Recherche nicht möglich sein sollte die Originalquelle einzusehen, ist es trotzdem wichtig sich so nahe wie möglich an das Original heranzubewegen.

2. **Aktualität:** Je älter eine Quelle ist, desto höher die Wahrscheinlichkeit, dass veraltete Informationen enthalten sind und neue Studien nicht berücksichtigt wurden. Obwohl es auch Quellen gibt, die weit in der Vergangenheit liegen und viele belastbare Fakten enthalten, ist es sicherer moderne Quellen vorzuziehen, falls diese zur Verfügung stehen.
3. **Herausgebende Stelle:** Die Institution, welche die Quelle veröffentlicht hat, hat manchmal einen Einfluss auf deren Inhalt. Im Fall von Universitäten ist das nur sehr selten der Fall, bei Unternehmen muss jedoch kritisch hinterfragt werden. Oftmals ist hier zusätzliche Recherche über die Hintergründe einer herausgebenden Stelle angezeigt.
4. **Qualifikation des Verfassers:** Neben der Unmittelbarkeit ist die Qualifikation des Verfassers wahrscheinlich das ausschlaggebendste Kriterium über die Qualität einer Quelle. Leider gibt es gerade in der Anonymität des Internets eine Vielzahl an Personen, die sich selbst als Expertinnen oder Experten verstehen, obwohl das nicht der Fall ist. Aber auch scheinbare Fachbücher können von einer nicht fachkundigen Person geschrieben worden sein. Hier ist eine genaue Analyse des Lebenslaufs der verfassenden Person und weiterer Publikationen unverzichtbar.
5. **Motivation des Verfassers:** Auch ein fachkundiger Verfasser kann eine Agenda verfolgen und mit einer Publikation mehr Ziele haben, als nur zu informieren. Dieser Punkt verschwimmt manchmal mit der herausgebenden Stelle, sollte aber getrennt

analysiert werden. Dies erfordert eine Beschäftigung mit anderen Publikationen der gleichen Person sowie dessen Arbeitgebers bzw. Geldgebers.

Oftmals ist es im Rahmen einer Analyse unverzichtbar sich mit den in der Quelle gegebenen Fakten genauer zu beschäftigen. Am schwierigsten, aber auch belastbarsten, gelingt dies durch eigenes Fachwissen. Ist man sich als Leser sicher genug, kann man die Plausibilität beurteilen ohne weitere Informationen zu benötigen. Sollte das nicht der Fall sein, macht es oftmals Sinn andere Quellen zum gleichen Thema zu suchen und eine Art kleine **Metastudie** durchzuführen, um sich einen Überblick über die Verteilung des wissenschaftlichen Konsenses zu dem Thema zu verschaffen. Ein klassisches Beispiel hierfür ist der menschengemachte Klimawandel. Leugner führen gerne vereinzelt Studien an, die eine menschliche Ursache des momentan stattfindenden Klimawandels als nicht gesichert darstellen. Eine Meta-studie zeigt aber, dass 97 % aller Publikationen zu diesem Thema die Menschheit klar als Ursache anerkennen. Um den Überblick über die verschiedenen recherchierten und beurteilten Quellen zu behalten bietet sich die Strategie eines **Quellenordners** an. Hierzu gibt es zwei verschiedene Vorgehensweisen (**B3**).

gedruckt	digital
Ein Paperback-Ordner sorgt für die notwendige Langlebigkeit.	DVD oder USB-Stick sind die praktischsten Varianten. Eventuell auch eine Lösung über eine Cloud.
Einmarker erleichtern das Nachschlagen.	Exakte Dateinamen sind unverzichtbar, um einen Überblick zu behalten.
Es kommt auf die Sortierreihenfolge an.	Eine durchdachte Ordnerstruktur auf dem Datenträger spart sehr viel Zeit.
Der Ordner enthält alle zu einem Thema recherchierten Quellen.	

**B3** Verschiedene Vorgehensweisen für einen Quellenordner

**AUFGABEN**

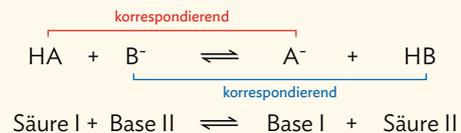
- A1 Im Jahr 2015 hat die Wissenschaftlerin ANGELA BELCHER eine Publikation zu biologisch abbaubaren Batterien, die von modifizierten Viren gebaut werden, veröffentlicht. Vollziehen Sie anhand dieses Themas die vier Schritte zur Recherche und die drei Strategien für alternative Recherchewege nach. Achten Sie auf die verschiedene Tiefe und Belastbarkeit der gefundenen Quellen, bis schließlich ein Interview mit BELCHER sowie die Originalpublikation gefunden werden kann.
- A2 Wählen Sie einen chemischen Themenbereich, zu dem Sie immer schon mehr Informationen wollten.

- a) Recherchieren Sie konkrete Informationen. Dies kann ein allgemeiner Überblick oder ein spezieller Bereich innerhalb des Themengebiets sein. Legen Sie einen Quellenordner an.
- b) Wählen Sie zwei Quellen aus, von denen eine belastbare Fakten enthält und die andere nicht. Stellen Sie Ihre Analyse und die Beurteilung der Quellen dem restlichen Kurs vor.
- c) Schreiben Sie einen kurzen populärwissenschaftlichen Artikel zu Ihrem gewählten Themenbereich mit einer hohen Dichte an Zitaten aus seriösen Quellen.

## Alles im Blick

### 1 Säure-Base-Konzept nach BRØNSTED

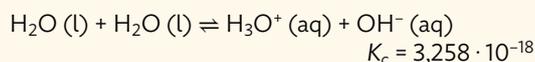
Laut BRØNSTED sind Säuren **Protonendonatoren**, d. h. Teilchen, die Protonen abgeben können. Reagieren Säure-Moleküle mit Wasser-Molekülen, entstehen **Oxonium-Ionen**, die charakteristisch für saure Lösungen sind. Basen sind **Protonenakzeptoren**, d. h. Teilchen, die Protonen aufnehmen können. Reagieren Basen-Moleküle mit Wasser-Molekülen, entstehen **Hydroxid-Ionen**, die charakteristisch für basische Lösungen sind. Säure-Base-Reaktionen sind **Protonenübertragungsreaktionen (Protolysereaktionen)**. An jeder Protolysereaktion sind zwei **korrespondierende Säure-Base-Paare** beteiligt. Protolysereaktionen sind Gleichgewichtsreaktionen.



Saure und basische Lösungen reagieren miteinander in einer **Neutralisationsreaktion**, bei der aus Oxonium- und Hydroxid-Ionen Wasser-Moleküle entstehen. Teilchen, die sowohl als Protonendonator als auch als Protonenakzeptor reagieren können, nennt man **Ampholyte** oder **amphotere** Teilchen.

### 2 Autoprotolyse des Wassers, pH-Wert und pOH-Wert

Wasser-Moleküle sind amphotere Teilchen und bilden durch **Autoprotolyse** Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen in sehr geringer Konzentration:



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:

$$K_W = K_c \cdot c_{\text{GG}}^2(\text{H}_2\text{O}) = c_{\text{GG}}(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c_{\text{GG}}(\text{OH}^-)$$

$$= 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2; \vartheta = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

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 ist der negative dekadische Logarithmus der Konzentration der Oxonium-Ionen. Der **pOH-Wert** ist der negative dekadische Logarithmus der Konzentration der Hydroxid-Ionen. Sie ergeben zusammen die Zahl 14:

$$\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}, \text{pOH} = -\lg \{c(\text{OH}^-)\}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

### 3 Säure- und Basenstärke

Die **Säure-** und die **Basenstärke** lassen auf die Lage eines Protolysegleichgewichts schließen. Sehr starke Säuren und Basen protolysieren in wässriger Lösung fast vollständig, schwache hingegen kaum. Ein quantitatives Maß für die Säure- bzw. Basenstärke ist die **Säurekonstante  $K_S$**  bzw. **Basenkonstante  $K_B$** . Diese beschreiben das Konzentrationsverhältnis zwischen protolysierten Produkt-Teilchen und unprotolysierten Edukt-Teilchen einer Säure bzw. Base:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \quad K_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB}^+)}{c(\text{B})}$$

Analog zum pH-Wert verwendet man die  **$\text{p}K_S$** - bzw.  **$\text{p}K_B$** -Werte zur Klassifizierung von Säuren und Basen:

$$\text{p}K_S \text{ bzw. } \text{p}K_B \leq 1,5 \quad \text{starke Säure bzw. Base}$$

$$\text{p}K_S \text{ bzw. } \text{p}K_B \geq 1,5 \quad \text{schwache Säure bzw. Base}$$

Für korrespondierende Säure-Base-Paare gilt:

$$\text{p}K_S + \text{p}K_B = 14$$

Je stärker eine Säure HA ist, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base  $\text{A}^-$  und umgekehrt.

#### 4 Berechnung von pH-Werten

Bei starken Säuren und Basen ist die Lage des Gleichgewichts fast vollständig auf Produktseite, deshalb kann die Oxonium-Ionenkonzentration näherungsweise mit der Anfangskonzentration gleichgesetzt werden. Somit gilt als Näherungsformel für starke Säuren:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA}) \Rightarrow \text{pH} = -\lg \{c_0(\text{HA})\}$$

Analog lautet die Näherungsformel für starke Basen:  $c(\text{OH}^-) = c_0(\text{B}) \Rightarrow \text{pOH} = -\lg \{c_0(\text{B})\}$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \lg \{c_0(\text{B})\}$$

Da die Lage des Gleichgewichts bei schwachen Säuren und Basen fast vollständig auf der Eduktseite liegt, lässt sich der pH-Wert in guter Näherung wie folgt berechnen:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg \{c_0(\text{HA})\})$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \lg \{c_0(\text{B})\})$$

#### 5 Induktive und mesomere Effekte

Als **induktive Effekte** bezeichnet man die Fähigkeit bestimmter Atome oder Atomgruppen, die Elektronendichte in einer Elektronenpaarbindung zu verändern. Die Elektronegativität der Atome hat Auswirkungen auf die chemischen Eigenschaften der Verbindungen:

- **-I-Effekt**, z. B. durch Halogen-Atome, Hydroxy- oder Amino-Gruppen, führt zu einer Zunahme der Säurestärke bzw. Abnahme der Basenstärke
- **+I-Effekt**, z. B. durch Alkyl-Reste, führt zu einer

Abnahme der Säurestärke bzw. einer Zunahme der Basenstärke

Durch **mesomere Effekte** wird die Elektronenverteilung in einem konjugierten System beeinflusst. Die **Mesomeriestabilisierung** hat ebenfalls einen Einfluss auf die Säure- bzw. Basenstärke. Induktive und mesomere Effekte können auch genutzt werden, um die Säure- bzw. Basenstärke organischer Verbindungen abzuschätzen.

#### 6 Säure-Base-Titrationen

Eine **Säure-Base-Titration** ist ein analytisches Verfahren zur Ermittlung der Konzentrationen saurer bzw. basischer Lösungen. Bei einer Säure-Base-Titration findet eine **Neutralisationsreaktion** der wässrigen Lösung einer Säure bzw. Base in der **Vorlage** mit einer **Maßlösung**, entweder einer starken Base bzw. Säure bekannter Stoffmengenkonzentration, statt. Dabei wird der **Äquivalenzpunkt** einer Säure-Base-Reaktion bestimmt, um zwei Informationen zu gewinnen:

- Da am Äquivalenzpunkt die Stoffmengen der Oxonium- und Hydroxid-Ionen gleich groß sind, lässt sich daraus die Stoffmengenkonzentration einer sauren/basischen Lösung berechnen.
- Da am **Halbäquivalenzpunkt**  $\text{pH} = \text{p}K_S$  gilt, kann so der  $\text{p}K_S$ -Wert einer schwachen Säure ermittelt werden.

Der Äquivalenzpunkt lässt sich durch den Farbumschlag eines geeigneten **Indikators** bestimmen.

#### 7 Puffersysteme

**Puffersysteme** sind Lösungen schwacher Säuren und ihren korrespondierenden Basen, deren pH-Wert sich trotz Zugabe von sauren oder basischen Lösungen innerhalb des **Pufferbereichs**  $\text{pH} = \text{p}K_S \pm 1$  kaum ändert. Der pH-Wert eines

Puffersystems berechnet sich mit der **HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung**:

$$\text{pH} = \text{p}K_S + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Bei **äquimolaren** Puffern gilt:  $\text{pH} = \text{p}K_S$ .

## Zum Üben und Weiterdenken

- A1** Säure-Base-Reaktionen sind Protonenübertragungsreaktionen und werden deshalb auch als Protolysereaktionen bezeichnet.
- Definieren Sie die Begriffe Säure- und Basenstärke.
  - Ordnen Sie die folgenden Verbindungen begründet nach zunehmender Basizität:  
 $\text{C}_3\text{H}_7\text{-OH}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{-COOH}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{-O}^-$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{-COO}^-$ ,  
 $\text{C}_3\text{H}_7\text{-NH}_2$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{-NH}_3^+$
- 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** Korrigieren Sie, falls nötig, die Aussagen zum pH- bzw. pOH-Wert:
- In basischen 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-Wertes und des pOH-Wertes ist mol/L.
- A4** Natriumhydrogencarbonat  $\text{NaHCO}_3$ , auch bekannt als Natron, wird im Alltag vielseitig verwendet, z. B. als Backtriebmittel, in Brausetabletten oder als milder Reiniger. **B1** zeigt ausgewählte Basenkonstanten.
- Formulieren Sie das chemische Gleichgewicht für die Reaktion von Hydrogencarbonat-Ionen  $\text{HCO}_3^-$  mit Wasser-Molekülen. Benennen Sie die entstehenden Teilchen.

Teilchen	Basenkonstante $K_B$ in mol/L
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$	79
$\text{NH}_3$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
$\text{HCO}_3^-$	$3,3 \cdot 10^{-8}$
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$5,6 \cdot 10^{-10}$
$\text{Cl}^-$	$1,0 \cdot 10^{-20}$

**B1** Ausgewählte Teilchen und deren Basenkonstante

- Berechnen Sie  $\text{p}K_B(\text{HCO}_3^-)$  und erläutern Sie den Zusammenhang zwischen der Basenstärke und dem  $\text{p}K_B$ -Wert.
  - Leiten Sie mithilfe der Tabelle in **B1** die Vorteile des Basenexponenten  $\text{p}K_B$  gegenüber der Basenkonstanten  $K_B$  bei der Angabe der Basenstärke ab.
  - Die Basenstärke der Hydrogencarbonat-Ionen ermöglicht in der Küche die Kombination von Natriumhydrogencarbonat mit Essig ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Erläutern Sie dies mithilfe des chemischen Gleichgewichts. Recherchieren Sie gegebenenfalls die chemischen Hintergründe.
- A5** 100 mL salzsaure Lösung mit einem pH-Wert von 1 sollen zur Entsorgung über das Abwasser auf pH 7 gebracht werden. Bestimmen Sie das Volumen an Wasser, das notwendig wäre, um dies mittels Verdünnung zu erreichen. Beurteilen Sie dieses Vorgehen aus ökologischer Sicht.
- A6** 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.
- A7** Blausäure HCN wird in der Industrie zur Herstellung von Kunststoffen und Pflanzenschutzmitteln eingesetzt. Aufgrund ihrer Giftigkeit muss sie mit Vorsicht gehandhabt werden.
- Formulieren Sie das chemische Gleichgewicht für die Reaktion von Blausäure in Wasser.
  - Leiten Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion ab.
  - Beurteilen Sie die Säurestärke von Blausäure-Molekülen anhand der Säurekonstante  $K_S(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$  und diskutieren Sie die Konsequenzen für die Reaktivität von Blausäure.
- A8** 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 Benzoesäure  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  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  $\text{p}K_S$ -Wert von Benzoesäure beträgt 4,2.

**A9** 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.

**A10** 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 dessen dortigen Einsatz.

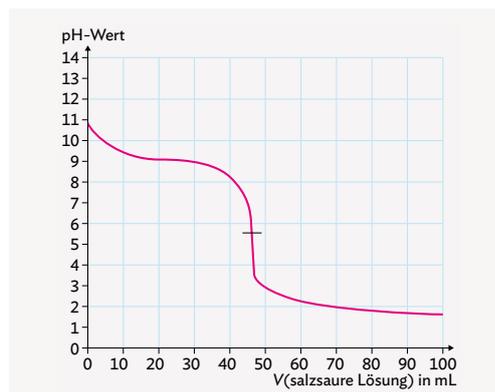
**A11** Ethansäure ( $\text{p}K_S = 4,75$ ) und ihre monohalogenierten Derivate unterscheiden sich in der Acidität.

- Ordnen Sie begründet Bromethansäure, Chlorethansäure, Fluorethansäure und Iodethansäure nach zunehmender Acidität.
- Planen Sie ein experimentelles Vorgehen zur Überprüfung Ihrer Reihung aus a).
- Recherchieren Sie die Gefahrensymbole der von Ihnen in b) vorgeschlagenen Chemikalien und beurteilen Sie, ob das Experiment in der Schule durchgeführt werden kann.

**A12** Ermitteln Sie die Masse an Natriumhydrogencarbonat  $\text{NaHCO}_3$ , die in 100 mL Wasser gelöst wird, um eine Lösung mit  $\text{pH} = 10$  herzustellen.

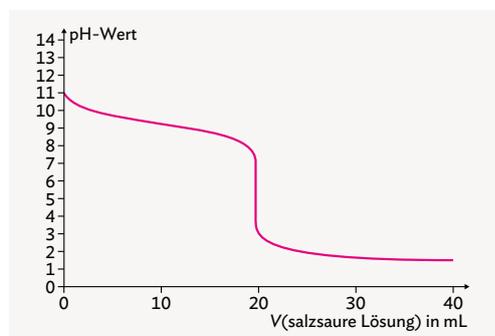
**A13** Ordnen Sie gleich konzentrierte, verdünnte wässrige Lösungen von Butansäure ( $\text{p}K_S = 4,82$ ), Salpetersäure, Schwefelsäure und Monochlorsigsäure nach aufsteigendem pH-Wert. Begründen Sie Ihre Anordnung.

**A14** Natriumhydroxidlösung wird mit salzsaurer Lösung titriert. Begründen Sie, ob die Titrationskurve in **B2** zur beschriebenen Titration gehört. Korrigieren Sie gegebenenfalls vorliegende Fehler in der Titrationskurve.



**B2** Titrationskurve zu **A14**

**A15** Die Titrationskurve in **B3** zeigt den pH-Verlauf bei der Titration von 50 mL Ammoniaklösung unbekannter Konzentration mit einer salzsaurer Lösung der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ .



**B3** Titrationskurve der Titration einer Ammoniaklösung mit einer salzsaurer Lösung

- 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  $V(\text{salzsäure Lösung}) = 0 \text{ mL}$ ,  $10 \text{ mL}$ ,  $20 \text{ mL}$  und  $30 \text{ mL}$  vorliegen und ordnen Sie diese für jedes Volumen nach absteigender Konzentration.
- Vergleichen Sie die Titrationskurve in **B3** mit der Kurve, die Sie für die Titration von Natriumhydroxidlösung identischer Konzentration erwarten würden.

## Ziel erreicht?

Verfügen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben auf dem Arbeitsblatt [QR 06043-030](#) und bewerten Sie sich mithilfe der Tabelle rechts unten.



06043-030

Unter [QR 06043-031](#) finden Sie außerdem eine Lernanwendung zur digitalen Überprüfung der geforderten Kompetenzen.



06043-031

### KOMPETENZ A: Die Stärke von Säuren und Basen vergleichen

- A1** Der pH-Wert einer essigsauren Lösung und einer salzsauren Lösung wird bestimmt. Trotz gleicher Anfangskonzentrationen werden unterschiedliche pH-Werte gemessen. Weiterhin reagieren die beiden Lösungen unterschiedlich schnell bzw. heftig mit dem Metall Magnesium.
- Erklären Sie die unterschiedlichen pH-Werte der beiden Lösungen unter Verwendung von Reaktionsgleichungen und dem chemischen Gleichgewicht.
  - Begründen Sie die unterschiedliche Reaktionsgeschwindigkeit mit Magnesium.
- A2** In der Industrie werden verschiedene Säuren und Basen eingesetzt. Einige finden Anwendung in der Arzneimittelherstellung, in der Umwelttechnik oder in spezialisierten chemischen Prozessen. Die Tabelle **B1** liefert einen Überblick.

Name und Formel	Beispiele für Einsatzgebiete
Salpetersäure $\text{HNO}_3$	Düngemittelproduktion, Metallverarbeitung
Trifluoressigsäure	?
Pyridin	?
Methylamin	?
Dimethylethanolamin	?
Ammoniumhydroxid	?

### **B1** Säuren und Basen und ihre industriellen Einsatzgebiete

- Übernehmen Sie **B1** in Ihre Unterlagen und vervollständigen Sie die Tabelle. Recherchieren Sie hierfür die jeweiligen Formeln der Säuren und Basen sowie die möglichen Einsatzgebiete.
- Ordnen Sie die Stoffe nach ihrer Säure- bzw. Basenstärke an. Recherchieren Sie hierfür geeignete Werte.

### KOMPETENZ B: Das Ionenprodukt des Wassers erklären

- B1** Leiten Sie das Ionenprodukt des Wassers mathematisch her.
- B2** Die elektrische Leitfähigkeit von Wasser wird bei einer Temperatur von 25 °C und 90 °C gemessen. Die Kontroll-LED leuchtet lediglich bei einer dieser Temperaturen stärker auf. Erklären Sie diesen Sachverhalt über das Ionenprodukt des Wassers und ordnen Sie die Versuchsbeobachtung der entsprechenden Temperatur begründet zu.
- B3** Nehmen Sie begründet Stellung zu folgender Aussage: „Eine Natriumhydroxidlösung mit dem pH-Wert 11 ist dreimal so basisch wie eine Natriumhydroxidlösung mit dem pH-Wert 8.“

### KOMPETENZ C: pH-Wert-Berechnungen durchführen

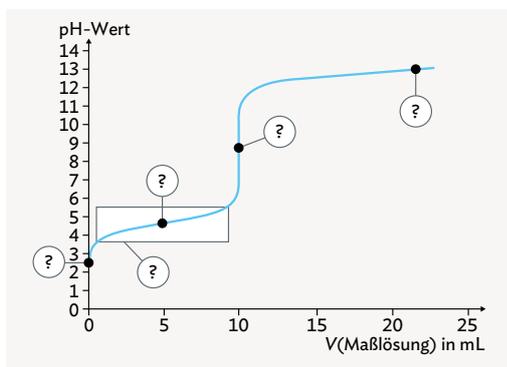
- C1** Berechnen Sie die pH-Werte folgender Lösungen mit den angegebenen Konzentrationen:
- salpetersaure Lösung  $c = 0,05 \text{ mol/L}$
  - Natriumhydroxidlösung  $c = 1 \text{ mol/L}$
  - schwefelsaure Lösung  $c = 0,02 \text{ mol/L}$
  - Ammoniumchloridlösung  $c = 0,01 \text{ mol/L}$
- C2** Der pH-Wert einer essigsauren Lösung ist 3,1. Ermitteln Sie die Anfangskonzentration  $c_0$  der Essigsäure in der Lösung.

### KOMPETENZ D: Die Säure- und Basenstärke organischer Verbindungen erklären

- D1** Die Moleküle von Ethansäure ( $pK_S = 4,75$ ), Hydroxyethansäure ( $pK_S = 3,83$ ) und Pentansäure ( $pK_S = 4,84$ ) bilden mit Wasser saure Lösungen.
- Formulieren Sie für die genannten Säuren eine Reaktionsgleichung zur Abgabe eines Protons.
  - Ordnen Sie die Säuren begründet nach steigender Acidität.
  - Erklären Sie Ihre Reihung anhand des Molekülbaus der organischen Verbindungen.
- D2** Die wässrige Lösung von 3-Aminopropen reagiert basisch. Erklären Sie dieses Reaktionsverhalten anhand des Molekülbaus.

### KOMPETENZ E: Säure-Base-Titrationen planen und Titrationskurven interpretieren

- E1** Planen Sie die experimentelle Ermittlung einer Essigsäurekonzentration im Haushaltsessig.
- E2** Vervollständigen Sie die Sätze zum Verlauf der Titrationskurve einer schwachen Säure (**B2**). Ordnen Sie die Beschreibungen a) – f) den entsprechenden Bereichen der abgebildeten Titrationskurve zu.



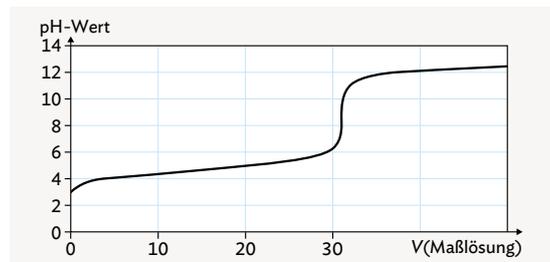
**B2** Titrationskurve einer schwachen Säure

- 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 wird mit der Formel  $\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg \{c_0(\text{HA})\})$  berechnet, 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 ...

### KOMPETENZ F: Den $\text{p}K_S$ - bzw. $\text{p}K_B$ -Wert durch Halbtitration bestimmen

- F1** Erläutern Sie das Prinzip der  $\text{p}K_S$ -Wert-Bestimmung.
- F2** Ermitteln Sie aus **B3** grafisch den  $\text{p}K_S$ -Wert.



**B3** Titrationskurve für F2

### KOMPETENZ G: Die Wirkung von Säure-Base-Puffern erklären

- G1** Erläutern Sie die Wirkungsweise eines Puffersystems auf Teilchenebene.
- G2** 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.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf den Seiten 197 ff. und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

Kompetenz	ja	nein	zum Nachlesen
<b>A</b> Die Stärke von Säuren und Basen vergleichen	---	---	S. 64 – 70
<b>B</b> Das Ionenprodukt des Wassers erklären	---	---	S. 60 – 63
<b>C</b> pH-Wert-Berechnungen durchführen	---	---	S. 68 – 69
<b>D</b> Die Säure- und Basenstärke organischer Verbindungen erklären	---	---	S. 72 – 75
<b>E</b> Säure-Base-Titrationen planen und Titrationskurven interpretieren	---	---	S. 76 – 83
<b>F</b> Den $\text{p}K_S$ - bzw. $\text{p}K_B$ -Wert durch Halbtitration bestimmen	---	---	S. 79
<b>G</b> Die Wirkung von Säure-Base-Puffern erklären	---	---	S. 84 – 87

## Abi-Training: Da wird die Milch doch sauer ...

### AUFGABEN

Milch ist allgemein eine Flüssigkeit, die in den Milchdrüsen von Säugetieren gebildet wird. Der Mensch nutzt Milch als Nahrungsmittel, bevorzugt als Getränk oder Ausgangsstoff für weitere Milcherzeugnisse wie z. B. Käse, Butter oder Joghurt. Milch sowie alle Milchprodukte sind schnell verderblich. So verliert Milch, die lange steht, an Frische. Letztendlich ist die Milch sauer und verdorben. Mithilfe eines maßanalytischen Verfahrens kann der Frischegrad von Milch einfach bestimmt werden.

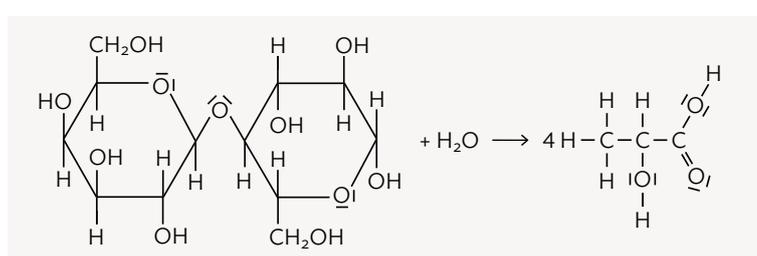
- |           |   |                       |
|-----------|---|-----------------------|
| <b>A1</b> | Erläutern Sie anhand der Säure-Base-Theorie nach BRØNSTED die Reaktion der Milchsäure mit Wasser ( <b>M1</b> ). Erklären Sie den Unterschied zwischen starken und schwachen Säuren unter Einbeziehung des chemischen Gleichgewichts.  | <b>BE</b><br><b>6</b> |
| <b>A2</b> | Ermitteln Sie die SOXHLET-HENKEL-Zahl (SHZ) ( <b>M2</b> ) der beiden untersuchten Milchproben ausgehend von den Titrationsergebnissen der Proben gegen Natriumhydroxidlösung ( <b>M3</b> ) und werten Sie die Ergebnisse aus.   | <b>6</b>              |
| <b>A3</b> | Berechnen Sie unter Angabe einer Reaktionsgleichung für die bei der Titration ( <b>M2, M3</b> ) ablaufende Neutralisation die Stoffmengenkonzentration der Milchsäure in der untersuchten Milchprobe 1 unter der vereinfachenden Annahme, dass Milchsäure als einzige Säure vorliegt. | <b>8</b>              |
| <b>A4</b> | Prüfen Sie die Aussage zur Milchsäurekonzentration in Milch, die beim Erhitzen gerinnt, unter der Annahme, dass Milchsäure eine schwache Säure ist und ausschließlich Milchsäure den pH-Wert der Milch bestimmt ( <b>M1, M2</b> ).  | <b>8</b>              |
| <b>A5</b> | Erklären Sie die Lage des Äquivalenzpunktes bei der Titration der wässrigen Milchsäurelösung gegen Natriumhydroxidlösung ( <b>M4</b> ) bei einem pH-Wert von etwa 8,5.  | <b>6</b>              |
| <b>A6</b> | Geben Sie ein Verfahren zur Bestimmung des $pK_S$ -Wertes mithilfe einer Titrationskurve ( <b>M4</b> ) an und begründen Sie. Nennen Sie die Grenzen dieses Verfahrens.  | <b>6</b>              |

### MATERIAL

#### M1 Milch wird durch Milchsäurebakterien sauer

Ein Liter Milch enthält etwa 48 g Laktose (Milchzucker), die mit der Zeit durch die in Milch enthaltenen Milchsäurebakterien zu Milchsäure ( $pK_S = 3,86$ ) umgesetzt wird (**B1**).

Mit fortschreitendem Alter verliert Milch den Grad an Frische. Die Milch wird zunehmend sauer. Milch, die beim Erhitzen gerinnt, hat einen pH-Wert von etwa 5,7 und enthält Milchsäure in einer Konzentration von  $c(\text{Milchsäure}) = 2,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ . Im Wesentlichen wird der pH-Wert der Milch durch die enthaltene Milchsäure bestimmt. Das Stoffgemisch Milch enthält darüber hinaus auch kleine Anteile an Verbindungen mit basisch wirkenden funktionellen Gruppen.



**B1** Durch Milchsäurebakterien verursachte Reaktion des Milchzuckers zu Milchsäure (stark vereinfacht)

## M2 Die SOXHLET-HENKEL-Zahl

Die Chemiker SOXHLET und HENKEL entwickelten 1884 eine einfache Methode zur Ermittlung der sauren Bestandteile in der Milch, die noch heute Anwendung findet. Durch die Bestimmung des Säuregrads, auch SOXHLET-HENKEL-Zahl (SHZ) genannt, kann der Grad der Frische der Milch überprüft werden (B2).

Die SOXHLET-HENKEL-Zahl ist ein Wert, der in einem maßanalytischen Verfahren bestimmt wird. Er entspricht einem Volumen an Natriumhydroxidlösung  $V(\text{NaOH})$  in Millilitern, mit  $c(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ mol/L}$ , das notwendig ist, um 100 mL einer Milchprobe unter Zusatz des Säure-Base-Indikators Phenolphthalein bis zum Erreichen eines Standardfarbtöns zu titrieren.

Milch unterschiedlichen Grads an Frische	SHZ	pH-Wert
frische Milch	6,0 – 7,4	6,6 – 6,8
sauer werdende Milch	8,0 – 9,0	6,3
Milch, die beim Erhitzen gerinnt	10,0 – 12,0	5,7
geronnene Milch	25,0 – 30,0	5,3 – 5,5

B2 SHZ und pH-Wert von Milch unterschiedlicher Beschaffenheit

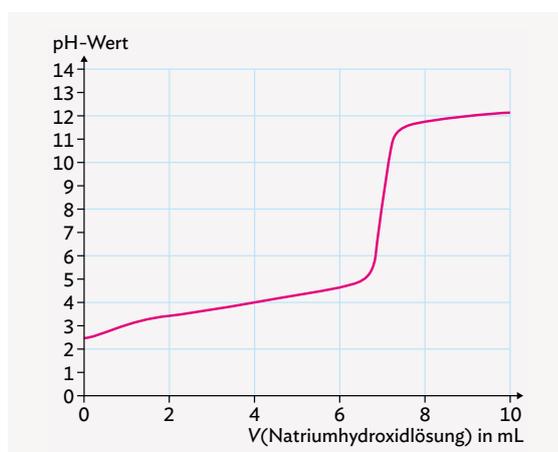
## M3 Versuchsergebnisse bei der Bestimmung der SOXHLET-HENKEL-Zahl

	Verbrauch: $V(\text{NaOH})$ in mL	
	Milchprobe 1	Milchprobe 2
Titration 1	8,3	28,9
Titration 2	8,2	28,5
Titration 3	8,4	28,7

Es wurden zwei Milchproben zur Bestimmung der SOXHLET-HENKEL-Zahl untersucht. Die Versuchsergebnisse sind in B3 dargestellt.

B3 Verbrauch an Maßlösung (Natriumhydroxidlösung) bei der Untersuchung zweier Milchproben

## M4 Titrationskurve für die Titration einer Milchsäurelösung gegen Natriumhydroxidlösung



B4 Titrationskurve für die Titration einer Milchsäurelösung gegen Natriumhydroxidlösung

Eine Milchsäurelösung wurde gegen Natriumhydroxidlösung titriert. Die erhaltene Titrationskurve ist in B4 abgebildet.



## Bildnachweis

Targosz – S. 77; Claudia Bohrmann-Linde, Wuppertal – S. 54, 66, 82; Getty Images Plus / iStockphoto, ArisSu – S. 52/53, 60; - / iStockphoto, BlackMagic – S. 56; - / iStockphoto, lenta – S. 71; - / iStockphoto, Mohammed Haneefa Nizamudeen – S. 84; - / iStockphoto, Schad1953 – S. 72; Mauritius Images / Alamy Stock Photo, Peter J. Hatcher – S. 64; - / Alamy Stock Photo, Historic Images – S. 58; Shutterstock / © 2023 chemical industry – S. 64; Harald Steinhofer, Walpertskirchen – S. 82.



# click & study

Digitale Ausgabe des Schülerbands



## Digitaler Unterricht mit C.C.Buchner

Mit der digitalen Ausgabe des Schülerbands click & study und dem digitalen Lehrermaterial click & teach wird die Unterrichtsgestaltung und Vorbereitung einfacher als je zuvor.

### Einfach in der Navigation:

Im Mittelpunkt steht immer die digitale Ausgabe des Schülerbands, um die sich alle Zusatzmaterialien und Funktionen gruppieren. So finden sich alle Inhalte dort, wo sie benötigt werden.

### Einfach in der Bedienung:

click & study und click & teach bieten eine Fülle an nützlichen Funktionen. Die Gestaltung und die Bedienelemente sind dennoch nicht überladen und bleiben selbsterklärend.

### Einfach im Zugriff:

Mit einem Internetbrowser können Sie mit jedem Endgerät auf click & study und click & teach zugreifen. Alternativ nutzen Sie die kostenfreie Tablet-App – so können Sie auch offline arbeiten. click & study kann zudem via [www.bildungslogin.de](http://www.bildungslogin.de) verwendet werden.

### Einfach für alle:

click & study und click & teach können miteinander verknüpft werden. So funktioniert der Unterricht bei Bedarf komplett digital – ideal für Tablet-Klassen und den digitalen Materialaustausch zwischen Lehrenden und Lernenden.

Weitere Informationen, kostenfreie Demoverversionen und Erklärvideos  
auf [www.click-and-study.de](http://www.click-and-study.de) und [www.click-and-teach.de](http://www.click-and-teach.de)

# click & teach

Digitales Lehrermaterial



## Das und vieles mehr bieten click & study und click & teach:



### Digitale Arbeitsseiten

Durch das Einfügen digitaler Arbeitsseiten besteht die Möglichkeit, auf einer zusätzlichen leeren Seite eigene Texte, Bilder, Links und Freihandzeichnungen zu hinterlegen.



### Umfangreiches Lehrermaterial (nur in click & teach)

click & teach bietet umfangreiches digitales Zusatzmaterial wie zum Beispiel Lösungen, didaktische Hinweise, weitere digitale Lernanwendungen, Animationen, Arbeitsblätter, Kopiervorlagen, Tafelbilder und vieles mehr.



### Lerngruppenfunktionen

Als Lehrkraft haben Sie in click & teach die Möglichkeit, Materialien in click & study freizuschalten. Im Aufgabenpool und im Forum können Lernende Aufgaben digital empfangen, wieder abgeben und sich austauschen.



### Lizenzmodelle für jeden Bedarf

Egal ob nur für Sie, das Kollegium oder die ganze Schule – wir haben für jeden Bedarf ein passendes Angebot. Bestellen können Sie ausschließlich auf [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de).

## Lizenzmodelle click & teach

für Lehrkräfte

	Kollegiums- lizenz	Einzellizenz flex	Einzellizenz
<b>Inhalt</b>	Digitale Ausgabe + Lehrermaterial	Digitale Ausgabe + Lehrermaterial	Digitale Ausgabe + Lehrermaterial
<b>Preis</b>	ab 130,- €	ab 37,- €	ab 24,50 €
<b>Laufzeit</b>	solange das gedruckte Lehrwerk erhältlich ist	solange das gedruckte Lehrwerk erhältlich ist	solange das gedruckte Lehrwerk erhältlich ist
<b>Lizenzanzahl</b>	beliebige Anzahl für das komplette Fachkollegium inkl. Referendare	1	1
<b>Weitergabe</b>	übertragbar	übertragbar	nicht übertragbar
<b>Zugang</b>	direkte Freischaltung im Schulkonto	direkte Freischaltung im Schulkonto	digitaler Freischaltcode per E-Mail
<b>Verfügbarkeit</b>	im verknüpften Schulkonto	im verknüpften Schulkonto	im persönlichen Konto

Stand: 01.01.2025

### Einfache Verwaltung im Schulkonto

Für Lehrmittelverantwortliche, IT-Kräfte und Lehrkräfte bieten wir das C.C.Buchner-Schulkonto an. Damit können die digitalen Lehr- und Lernmittel click & teach und click & study an einem zentralen Ort erworben, verwaltet und dem Kollegium oder der Schülerschaft zur Verfügung gestellt werden.

#### ▶ Lizenzen erwerben

Einfach Kollegiumslizenzen sowie Einzellizenzen flex per Rechnung bestellen.



#### ▶ Lizenzen verwalten und übertragen

Zuordnung und Übertragung der Lizenzen zu Mitgliedern des Kollegiums einsehen und verwalten.

#### ▶ Zugriffsrechte verwalten

Den verknüpften Lehrkräften die Rechte (kaufen, verwalten, bearbeiten) individuell vergeben.

#### ▶ Lizenzen erwerben

Schulkonto- oder PrintPlus-Lizenzen per Rechnung in wenigen Schritten bestellen.



#### ▶ Schulstrukturen anlegen und verwalten

Nach Anlage der Schulstruktur Daten der Schülerschaft manuell pflegen oder importieren.

#### ▶ Lizenzen zuweisen

click & study je nach Bedarf einer ganzen Jahrgangsstufe, einer Klasse oder auch Einzelpersonen zuordnen.

## Lizenzmodelle click & study

für Schülerinnen und Schüler

Bestellen Sie click & study  
im Schulkonto und profitieren  
Sie vom 3-fach-Rabatt!

click & study	Testlizenz	Einzellizenz	Schulkonto PrintPlus Lizenz	Schulkonto Lizenz
<b>Inhalt</b>	Digitale Ausgabe + Zusatzmaterial	Digitale Ausgabe + Zusatzmaterial	Digitale Ausgabe + Zusatzmaterial	Digitale Ausgabe + Zusatzmaterial
<b>Preis</b>	kostenfrei nur für Lehrkräfte	Standardpreis ab 6,90 €	ab 2,10 € bei Einführung des Schulbuchs	Standardpreis abzgl. Schulkonto-, Laufzeit- und Mengenrabatt
<b>Laufzeit</b>	100 Tage	12 + 1 Monat ab Freischaltung	12 + 1 Monat ab Freischaltung	wählbar 1–6 Jahre (+ 1 Monat) ab Freischaltung
<b>Lizenzanzahl</b>	1 – 30	1	1 pro eingeführtem Schulbuch	beliebige Anzahl für die Schülerschaft
<b>Weitergabe</b>	nicht übertragbar	nicht übertragbar	nicht übertragbar	übertragbar
<b>Zugang</b>	digitaler Freischaltcode per E-Mail	digitaler Freischaltcode per E-Mail	direkte Freischaltung im Schulkonto	direkte Freischaltung im Schulkonto
<b>Verfügbarkeit</b>	im persönlichen Konto	im persönlichen Konto	im verknüpften Schulkonto	im verknüpften Schulkonto

Stand: 01.01.2025

### Sie haben Fragen? Wir helfen Ihnen gern!

Unsere Schulberatung und unsere Digitalberatung stehen Ihnen mit Rat und Tat zur Seite.

**E-Mail:** [click-and-teach@ccbuchner.de](mailto:click-and-teach@ccbuchner.de) | [click-and-study@ccbuchner.de](mailto:click-and-study@ccbuchner.de)

**Telefon:** +49 951 16098333

**Weitere Informationen, Schritt-für-Schritt-Anleitungen und Erklärvideos:**

- ▶ [www.click-and-study.de](http://www.click-and-study.de)
- ▶ [www.click-and-teach.de](http://www.click-and-teach.de)
- ▶ [www.ccbuchner.de/schulkonto](http://www.ccbuchner.de/schulkonto)



Sie wünschen persönliche Beratung?  
Unsere Schulberatung für Bayern ist für Sie da  
– vor Ort, telefonisch und online:



**Dr. Katrin Brogl**

0178 6012379

k.brogl@ccbuchner.de



**Annette Goldscheider**

0171 6012371

goldscheider@ccbuchner.de



**Kilian Jacob**

0171 6012375

jacob@ccbuchner.de

Sie benötigen weitere Exemplare  
dieser Leseprobe\* für Ihre Fachkonferenz?

1

Geben Sie auf [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) die Bestellnummer **L06043** in die Suchleiste ein.



2

Legen Sie die kostenfreie Leseprobe (1 Exemplar pro Person) und ggf. weitere Produkte in Ihren **Warenkorb**.



3

Folgen Sie den weiteren Anweisungen, um den Bestellvorgang abzuschließen.

\*Nur solange der Vorrat reicht.

Oder  
direkt über:



L06043