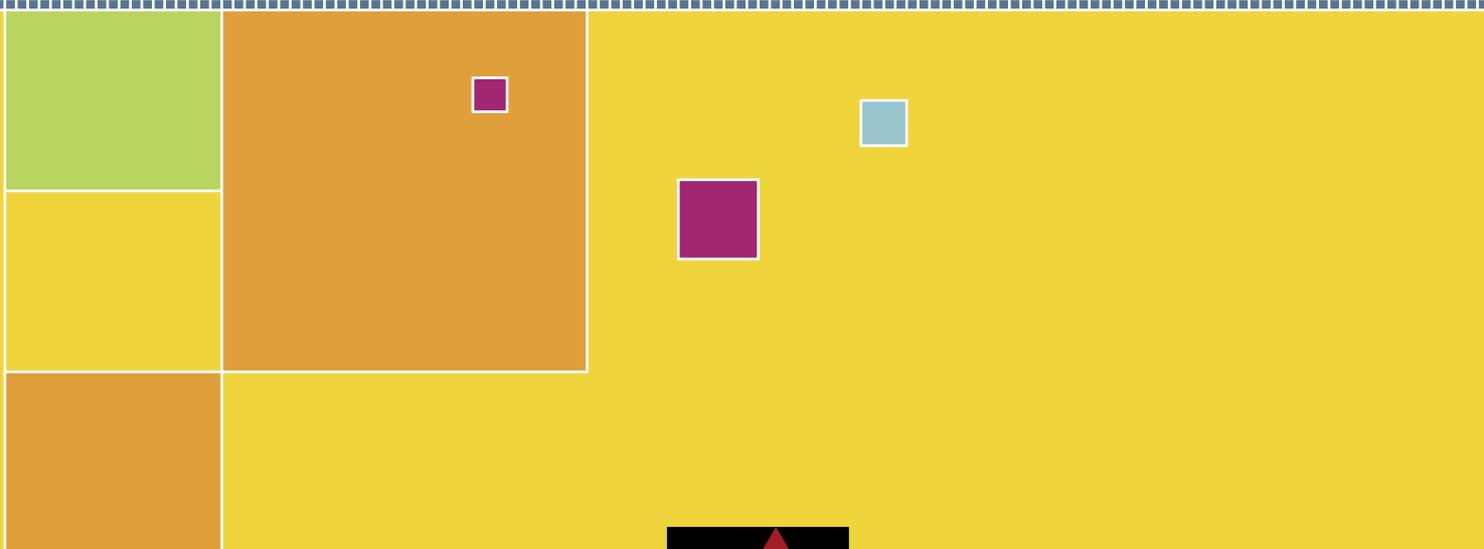


Chemie 10 NTG



Periodensystem der Elemente (atomartbezogen)

Periode	Hauptgruppen		Nebengruppen							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	VIII	
1	1,0 H Wasserstoff 1 2,1									
2	6,9 Li Lithium 3 1,0	9,0 Be Beryllium 4 1,5								
3	23,0 Na Natrium 11 0,9	24,3 Mg Magnesium 12 1,2								
4	39,1 K Kalium 19 0,8	40,1 Ca Calcium 20 1,0	45,0 Sc Scandium 21 1,3	47,9 Ti Titan 22 1,5	50,9 V Vanadium 23 1,6	52,0 Cr Chrom 24 1,6	54,9 Mn Mangan 25 1,5	55,8 Fe Eisen 26 1,8	58,9 Co Cobalt 27 1,8	
5	85,5 Rb Rubidium 37 0,8	87,6 Sr Strontium 38 1,0	88,9 Y Yttrium 39 1,3	91,2 Zr Zirkonium 40 1,4	92,9 Nb Niob 41 1,6	95,9 Mo Molybdän 42 1,8	[98] Tc* Technetium 43 1,9	101,1 Ru Ruthenium 44 2,2	102,9 Rh Rhodium 45 2,2	
6	132,9 Cs Caesium 55 0,7	137,3 Ba Barium 56 0,9		178,5 Hf Hafnium 72 1,3	180,9 Ta Tantal 73 1,5	183,8 W Wolfram 74 1,7	186,2 Re Rhenium 75 1,9	190,2 Os Osmium 76 2,2	192,2 Ir Iridium 77 2,2	
7	[223] Fr* Francium 87 0,7	226,0 Ra* Radium 88 0,9		[261] Rf* Rutherfordium 104	[262] Db* Dubnium 105	[266] Sg* Seaborgium 106	[264] Bh* Bohrium 107	[277] Hs* Hassium 108	[268] Mt* Meitnerium 109	

mittlere Atommasse in u: 23,0

Atomartensymbol: **Na**

Elementname: Natrium

Ordnungszahl: 11

Elektronegativität: 0,9

Lanthanoide 6. Periode

138,9 La Lanthan 57 1,1	140,1 Ce Cer 58 1,1	140,9 Pr Praseodym 59 1,1	144,2 Nd Neodym 60 1,2	[145] Pm* Promethium 61 1,2	150,4 Sm Samarium 62 1,2
---	-------------------------------------	---	--	---	--

227,0 Ac* Actinium 89 1,1	232,0 Th* Thorium 90 1,1	231,0 Pa* Protactinium 91 1,5	238,0 U* Uran 92 1,7	[237] Np* Neptunium 93 1,3	[244] Pu* Plutonium 94 1,3
---	--	---	--------------------------------------	--	--

Actinoide 7. Periode

* radioaktives Element

[Atommasse eines wichtigen Isotops]

schwarz umrandete Kästchen:
Halbmetall-Atome

			Hauptgruppen					
			III	IV	V	VI	VII	VIII
								4,0 He Helium 2
			10,8 B Bor 5 2,0	12,0 C Kohlenstoff 6 2,5	14,0 N Stickstoff 7 3,0	16,0 O Sauerstoff 8 3,5	19,0 F Fluor 9 4,0	20,2 Ne Neon 10
			27,0 Al Aluminium 13 1,5	28,1 Si Silicium 14 1,8	31,0 P Phosphor 15 2,1	32,1 S Schwefel 16 2,5	35,5 Cl Chlor 17 3,0	39,9 Ar Argon 18
58,7 Ni Nickel 28 1,8	63,5 Cu Kupfer 29 1,9	65,4 Zn Zink 30 1,6	69,7 Ga Gallium 31 1,6	72,6 Ge Germanium 32 1,8	74,9 As Arsen 33 2,0	79,0 Se Selen 34 2,4	79,9 Br Brom 35 2,8	83,8 Kr Krypton 36
106,4 Pd Palladium 46 2,2	107,9 Ag Silber 47 1,9	112,4 Cd Cadmium 48 1,7	114,8 In Indium 49 1,7	118,7 Sn Zinn 50 1,8	121,8 Sb Antimon 51 1,9	127,6 Te Tellur 52 1,9	126,9 I Iod 53 2,5	131,3 Xe Xenon 54
195,1 Pt Platin 78 2,2	197,0 Au Gold 79 2,4	200,6 Hg Quecksilber 80 1,9	204,4 Tl Thallium 81 1,8	207,2 Pb Blei 82 1,8	209,0 Bi Bismut 83 1,9	[209] Po* Polonium 84 2,0	[210] At* Astat 85 2,2	[222] Rn* Radon 86
[271] Ds* Darmstadtium 110	[272] Rg* Roentgenium 111	[277] Cn* Copernicium 112	[284] Nh* Nihonium 113	[289] Fl* Flerovium 114	[288] Mc* Moscovium 115	[293] Lv* Livermorium 116	[293] Ts* Tenness 117	[294] Og* Oganesson 118

152,0 Eu Europium 63 1,2	157,3 Gd Gadolinium 64 1,1	158,9 Tb Terbium 65 1,2	162,5 Dy Dysprosium 66 1,2	165,0 Ho Holmium 67 1,2	167,3 Er Erbium 68 1,2	168,9 Tm Thulium 69 1,2	173,0 Yb Ytterbium 70 1,2	175,0 Lu Lutetium 71 1,2
[243] Am* Americium 95 1,3	[247] Cm* Curium 96 1,3	[247] Bk* Berkelium 97 1,3	[251] Cf* Californium 98 1,3	[252] Es* Einsteinium 99 1,3	[257] Fm* Fermium 100 1,3	[258] Md* Mendelevium 101 1,3	[259] No* Nobelium 102 1,3	[262] Lr* Lawrencium 103 1,3

ÜBERSICHT: LABORGERÄTE



Chemie 10_{NTG}

Gymnasium Bayern

C.C.Buchner

Chemie – Bayern

Chemie für Gymnasien

Herausgegeben von Ernst Hollweck und Thomas Weingand

Chemie 10 NTG

Chemie für die 10. Jahrgangsstufe an naturwissenschaftlich-technologischen Gymnasien

Bearbeitet von Volker Bast, Nadine Boele, Tobias Fröhlich, Simon Haselbauer, Alina Hermann, Ernst Hollweck, Fabian Kellermeier, Johannes Schmidkonz, Harald Steinhofer, Thomas Weingand, Fiona Wild und Martin Wild unter Beratung von Marco Korn

Zu diesem Lehrwerk sind erhältlich:

- Digitales Lehrermaterial **click & teach** Einzellizenz, Bestell-Nr. 050461
 - Digitales Lehrermaterial **click & teach** Box (Karte mit Freischaltcode), ISBN 978-3-661-05053-9
- Weitere Materialien finden Sie unter www.ccbuchner.de.

Dieser Titel wird auch als digitale Ausgabe **click & study** unter 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 Schulbuch 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 Experimente zurückzuführen sind. Mitteilungen über eventuelle Fehler und Vorschläge zur Verbesserung werden dankbar angenommen.

1. Auflage, 1. Druck 2022

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

© 2022 C.C. Buchner Verlag, Bamberg

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

Redaktion: Britta Michl, Carolin Ratzka, Ronny Reimann

Layout und Umschlag: Petra Michel, Amberg

Satz: mgo360 GmbH & Co. KG, Bamberg

Illustrationen: Stefan Dangl, München; Helmut Holtermann, Dannenberg; Stelzner Illustration & Grafikdesign, Frankfurt; Manfred Koch, Oberweißbach; Angelika Kramer, Stuttgart

Druck und Bindung: Mohn Media Mohndruck GmbH, Gütersloh

www.ccbuchner.de

ISBN 978-3-661-05043-0

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

dieses Buch begleitet dich im dritten Lernjahr auf der Reise in die Wissenschaft Chemie. Du bringst schon viele Kompetenzen und viel Wissen aus den vorherigen Lernjahren mit, worauf du nun aufbauen kannst.

Ausgehend von deinem Alltag werden Phänomene aus chemischer Sicht aufgegriffen, hinterfragt und erklärt. Dabei wirst du mit Experimenten, Modellen und Quellenrecherche arbeiten. Oft können dich dabei digitale Werkzeuge in vielfacher Weise unterstützen und den Zugang zur Chemie erleichtern.

Du hast im Chemieunterricht bereits viele chemische Versuche durchgeführt und dabei gelernt, verantwortungsvoll mit Chemikalien umzugehen und die Versuche sicher und umweltgerecht zu verwirklichen. Bei der Planung von Experimenten wird dich der Zugang zu digitalen Gefahrstoffdatenbanken unterstützen.

Im diesem Band werfen wir einen genauen Blick auf saure und basische Lösungen wie z. B. Essig und Brezellaugen. Auch Redoxreaktionen werden noch genauer betrachtet. Dabei wird u. a. die Brennstoffzelle als zukunftssträchtige Möglichkeit der Freisetzung von chemisch gespeicherter Energie ein Thema sein.

Die Stoffklasse der Carbonsäureester sowie Fette, Tenside und Waschmittel werden aus vielen Blickwinkeln ausgehend von der Bedeutung in Natur, Technik und Alltag untersucht. Schließlich werden kurz die Kohlenhydrate vorgestellt. Das ganze Schuljahr hindurch wird das Donator-Akzeptor-Prinzip im Hinblick auf Protonen bzw. Elektronen fachlich im Mittelpunkt unserer chemischen Reise stehen.

Dein Wissen und dein Können in der Chemie wird es dir ermöglichen, Errungenschaften der Chemie u. a. in Bezug auf Nachhaltigkeit zu hinterfragen und somit auch Entscheidungen in deinem Alltag z. B. beim Einkaufen fundiert zu treffen.

An verschiedenen Stellen in diesem Buch findest du **QR-Codes** bzw. **Mediencodes** direkt darunter. Scanne den QR-Code mit deinem Smartphone oder gib den Mediencode unter **www.ccbuchner.de/medien** in das Eingabefeld ein. Dadurch gelangst du zu Zusatzmaterialien wie z. B. Lernanwendungen, Videos oder gestuften Hilfen zu den Aufgaben. Eine Übersicht über alle hinterlegten Materialien findest du unter dem QR-/Mediencode 05043-01. Durch Nachlesen und das Lösen vieler Aufgaben kannst du chemische Fachinhalte verstehen und dich selbst testen (Hinweise zu verwendeten Operatoren unter QR-/Mediencode 05043-02). Deine Lehrkraft und auch dieses Buch helfen dir dabei.

Viel Spaß und Erfolg!
Die Herausgeber

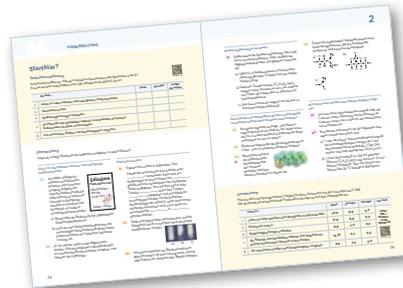


So kannst du mit diesem Buch arbeiten ...

Dein neues Chemiebuch enthält vier Kapitel. Jedes Kapitel ist in mehrere Untereinheiten unterteilt und enthält eine Reihe verschiedener Seitentypen. Hier erfährst du, wie du mit diesen Seitentypen arbeiten kannst.

1. Los geht's

Um festzustellen, ob du fit für ein Kapitel bist, kannst du dich auf den Seiten **Startklar?** zunächst selbst einschätzen und anschließend deine Einschätzung anhand von Aufgaben überprüfen. Die passenden Arbeitsblätter kannst du unter dem jeweiligen QR-Code bzw. Mediacode abrufen (vgl. Info 1 unten). Die Lösungen findest du im Anhang des Buches. Schneidest du in einem Bereich nicht so gut ab, bekommst du im Auswertungskasten Informationen, wo du noch einmal nachlesen solltest.



2. Die Untereinheiten

Die Seiten **Versuche** und **Material** sind der Ausgangspunkt für deinen Erkenntnisgewinn. Wie alle Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftler führst du Versuche durch, um neues Wissen zu erlangen. Auswertungs- und Lernaufgaben helfen dir dabei.

- V Schülerversuch
- LV Lehrerversuch
- PV Schülerversuch für Profilbereich
- PLV Lehrerversuch für Profilbereich
- M Arbeitsmaterialien
- A anspruchsvolle Aufgabe
- ✦ Aufgabe zu prozessbezogenen Kompetenzen



Info 1

Im Buch findest du QR-Codes und Mediacodes, die zu Videos, Animationen, gestuften Hilfen u. ä. führen. Eine Übersicht über alle hinterlegten Materialien findest du unter dem QR-/Mediacode 05043-01.

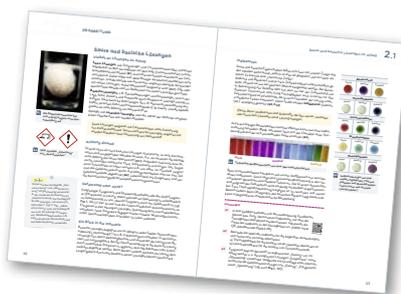
Die QR-Codes kannst du direkt mit deinem Smartphone einscannen. Alternativ kannst du den jeweils darunter stehenden Mediacode auf www.ccbuchner.de/medien eingeben.



05043-01

Info 2

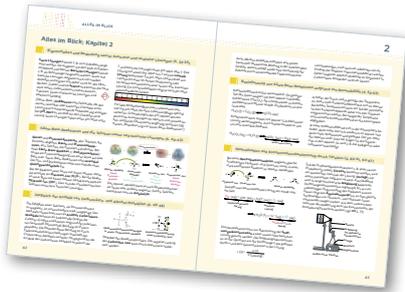
Unter prozessbezogenen Kompetenzen (Lernbereich 1) versteht man die Fähigkeiten, Erkenntnisse zu gewinnen, Informationen zu kommunizieren und Sachverhalte zu bewerten.



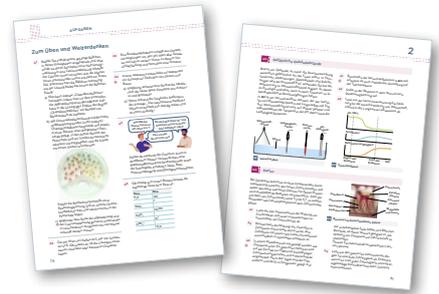
Auf den Seiten **Erarbeitung** kannst du Neues in leicht verständlichen Texten nachlesen. Dort findest du auch Querverweise (z. B. **V1**) zu den Seiten Versuche und Material. Ausgehend von experimentellen Befunden werden die neuen Inhalte aufgearbeitet und erklärt. Das Wichtigste findest du in gelb hinterlegten Merksätzen. Kleine Infokästen bieten Zusatzinformationen zum Text. Zudem gibt es auf jeder Doppelseite passende Aufgaben. Am Ende jeder Untereinheit sind die neuen Fachbegriffe in einem Kasten zusammengestellt.

3. Am Ende des Kapitels

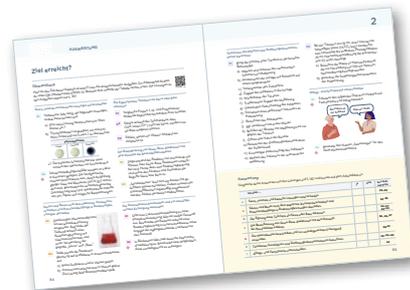
Am Kapitelende warten auf den Seiten **Zum Üben und Weiterdenken** eine große Anzahl bunt gemischter Aufgaben darauf, gelöst zu werden.



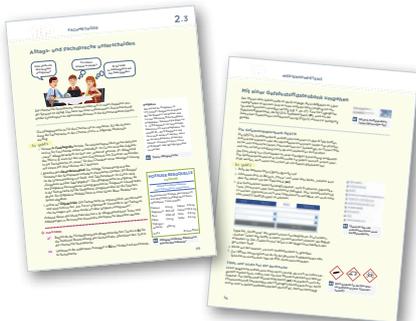
Die wichtigsten Inhalte aus jedem Kapitel werden bei **Alles im Blick** kompakt zusammengefasst. Damit kannst du dich gut auf eine Prüfung vorbereiten.



Mit den Seiten **Ziel erreicht?** kannst du überprüfen, ob du die neuen Inhalte und Kompetenzen des Kapitels beherrschst. Das entsprechende Arbeitsblatt kannst du unter dem QR-Code bzw. Mediacode herunterladen und deine Antworten mit den Lösungen im Anhang abgleichen. Wenn du in einem Bereich noch nicht so gut bist, kannst du auf den angegebenen Seiten nochmal nachlesen.



Sonderseiten

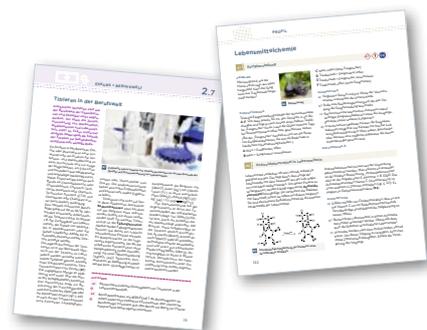


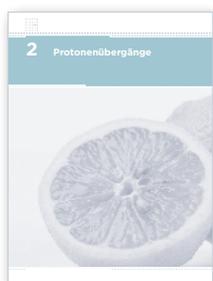
Fachmethoden der Chemie sind Werkzeuge, deren Handhabung gelernt sein will. Auf den Seiten **Fachmethode (FM)** wird Schritt für Schritt erklärt, wofür eine Methode gut ist und wie man sie anwendet.

Der Einsatz digitaler Medien spielt in der Chemie eine große Rolle. Auf den **Medienkompetenz**-Seiten (**MK**) lernst du, wie man Moleküle mit dem Computer darstellt und Informationen zu diesen Molekülen aus Modellen gewinnt.

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

Auf den **Profilseiten** werden Schülerversuche und Materialien vorgestellt, von denen einige wahlweise in den Profilstunden selbstständig bearbeitet werden können.





1	Grundlegendes aus Jahrgangsstufe 8 und 9	10
■	Alles im Blick	10
	FACHMETHODE: Den naturwissenschaftlichen Erkenntnisweg gehen	24
2	Protonenübergänge	26
■	Startklar?	28
2.1	Saure und basische Lösungen im Alltag	30
	Versuche und Material	30
	Saure und basische Lösungen	32
	Die pH-Skala	34
	EXKURS TECHNIK: pH-Messgeräte kalibrieren	34
	MEDIENKOMPETENZ: Mit einer Gefahrstoffdatenbank umgehen	36
2.2	Reaktionen von Säuren und Basen	38
	Versuche und Material	38
	Protonenübergänge	40
	Protonenübergänge sind reversibel	42
2.3	Vergleich der Acidität von Carbonsäure- und Alkohol-Molekülen	44
	Versuche und Material	44
	Acidität von Ethansäure-Molekülen	46
	EXKURS TECHNIK: Induktive Effekte	47
	Alkohol- und Carbonsäure-Moleküle im Vergleich	48
	FACHMETHODE: Alltags- und Fachsprache unterscheiden	49
2.4	Beeinflussung von Säure-Base-Reaktionen	50
	Versuche und Material	50
	Das Kohlensäure-Gleichgewicht	52
	EXKURS UMWELT: Saurer Regen	54
	FACHMETHODE: Chemische Sachverhalte ethisch bewerten	55
	FACHMETHODE: Entscheidungen bewusst treffen und reflektieren	56
2.5	Konzentrationen von Lösungen	58
	Versuche und Material	58
	FACHMETHODE: Herstellen von Lösungen definierter Konzentrationen ..	59
	Konzentration und Verdünnung	60
	EXKURS CHEMIE: Der pH-Wert aus mathematischer Sicht	61

2.6 Neutralisation	62
Versuche und Material	62
Die Neutralisationsreaktion	64
EXKURS LANDWIRTSCHAFT: Ammoniumnitrat-Dünger	65
FACHMETHODE: Salze als Produkte von Neutralisationsreaktionen benennen	65
Energetik der Neutralisationsreaktion	66
FACHMETHODE: Reaktionsgleichungen für Neutralisationen in Ionenschreibweise aufstellen	67
2.7 Die Säure-Base-Titration	68
Versuche und Material	68
Konzentrationsbestimmung	70
FACHMETHODE: Titrations berechnen	71
Titrations näher betrachtet	72
EXKURS BERUFSWELT: Titrieren in der Berufswelt	73
■ PROFIL: Saure und basische Lösungen im Alltag	74
Kalkkreislauf und Bauchemie	76
■ Zum Üben und Weiterdenken	78
■ Alles im Blick	82
■ Ziel erreicht?	84

Info

Im Buch findest du QR-/Mediencodes, die zu Zusatzmaterialien führen. Eine Übersicht über alle hinterlegten Materialien findest du unter dem QR-/Mediencode 05043-01.



05043-01

3 Elektronenübergänge	86
■ Startklar?	88
3.1 Metalle reagieren mit molekularen Stoffen	90
Versuche und Material	90
Redoxreaktionen mit molekularen Stoffen	92
FACHMETHODE: Oxidationszahlen ermitteln und anwenden	94
3.2 Redoxreaktionen in wässrigen Lösungen	96
Versuche und Material	96
Redoxreaktionen in sauren und basischen Lösungen	98
FACHMETHODE: Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen in wässrigen Lösungen aufstellen	100



INHALT

3.3 Redoxreaktionen mit Alkoholen und Aldehyden	102
Versuche und Material	102
FACHMETHODE: Aldehyde nachweisen	103
Redoxreaktionen mit verschiedenen Alkoholen	104
Nachweismethoden für Aldehyde	106
FACHMETHODE: Mit fachsprachlichen Texten arbeiten	107
3.4 Bedeutung von Ethanol und Methanol	108
Versuche und Material	108
Ethanol und Methanol	110
Ethanol als Trinkalkohol	111
EXKURS BIOLOGIE: Bier brauen	112
MEDIENKOMPETENZ: Quellen beurteilen	114
3.5 Weitere Redoxreaktionen in Alltag und Technik	116
Versuche und Material	116
Brennstoffzellen	118
Großtechnische Gewinnung von Metallen	120
■ PROFIL: Lebensmittelchemie	122
■ Zum Üben und Weiterdenken	124
■ Alles im Blick	128
■ Ziel erreicht?	130
<hr/>	
4 Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen	132
■ Startklar?	134
4.1 Carbonsäureester	136
Versuche und Material	136
Molekularer Bau und Eigenschaften von Carbonsäureestern	138
EXKURS CHEMIE: Brennbarkeit von Carbonsäureestern	139
Verwendung von Carbonsäureestern	140
FACHMETHODE: Carbonsäureester-Moleküle benennen	141
4.2 Kondensation und Hydrolyse	142
Versuche und Material	142
Die Esterkondensation	144
FACHMETHODE: Einen Reaktionsmechanismus beschreiben	145
Die Esterhydrolyse	146
Eine weitere Kondensationsreaktion	148
EXKURS WERKSTOFFKUNDE: Die Kunststoffe Polyester und Polyamide	149
FACHMETHODE: Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen vom Bau der Teilchen ableiten	150



4.3 Fette und fette Öle	152
Versuche und Material	152
Molekülbau von Fetten und fetten Ölen	154
Eigenschaften von Fetten und fetten Ölen	156
EXKURS ERNÄHRUNG: Fette und Ernährung	157
Bedeutung von Fetten und fetten Ölen	158
4.4 Seifen und andere Tenside	160
Versuche und Material	160
Bau und Eigenschaften von Tensiden	162
Anwendungen von Tensiden	164
4.5 Waschmittel	166
Versuche und Material	166
Zusammensetzung von Waschmitteln	168
4.6 Wichtige Zucker im Alltag	170
Versuche und Material	170
Monosaccharide	172
Disaccharide	174
Gesunde Ernährung	176
■ PROFIL: Ester im Alltag	178
■ Zum Üben und Weiterdenken	180
■ Alles im Blick	184
■ Ziel erreicht?	186

Anhang 188

■ Lösungen zu Startklar? und Ziel erreicht?	188
■ GHS: Internationale Bezeichnung von Gefahrstoffen	194
■ H-Sätze, P-Sätze	195
■ Entsorgung von Gefahrstoffen	197
■ Chemikalienliste zu den Versuchen	198
■ Glossar	202
■ Stichwortverzeichnis	207
■ Bildnachweis	
■ Übersicht Gegenstandsbereiche der Chemie	

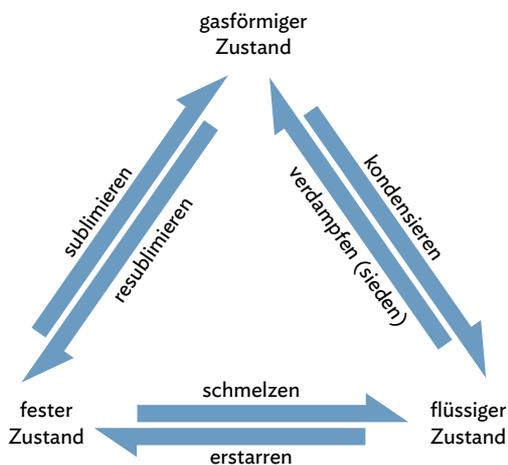


Stoffe und ihre Eigenschaften

Physikalische Eigenschaften von Stoffen auf Stoffebene

Ein **Reinstoff** besteht aus einer Stoffart und ist durch eine Kombination von **Kenneigenschaften** (z. B. Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, Löslichkeit) identifizierbar.

Stoffe können die **Aggregatzustände** fest, flüssig und gasförmig annehmen:

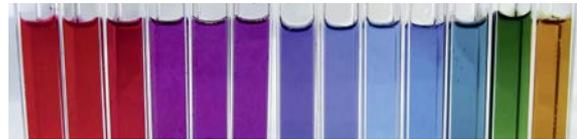


Schmelz- und **Siedetemperaturen** nennt man die Temperaturen, bei denen ein Stoff vom festen in den flüssigen bzw. vom flüssigen in den gasförmigen Zustand übergeht.

Kennt man das **Volumen V** und die **Masse m** einer Stoffportion, so kann man daraus die **Dichte ρ** des Stoffes nach folgender Formel berechnen:

$$\text{Dichte (Stoff)} = \frac{\text{Masse (Stoff)}}{\text{Volumen (Stoff)}}; \rho(\text{Stoff}) = \frac{m(\text{Stoff})}{V(\text{Stoff})}$$

Stoffe können in einem bestimmten **Lösemittel** löslich oder unlöslich sein. Wasserlösliche Stoffe können mit Wasser **saure**, **basische** oder **neutrale Lösungen** bilden. Blaukrautsaft ändert seine Farbe je nachdem, ob eine Lösung sauer (rötlich), neutral (violett) oder basisch (blaugrün) ist und dient somit als ein **Indikator** für den Säuregrad einer Lösung:



sauer

neutral

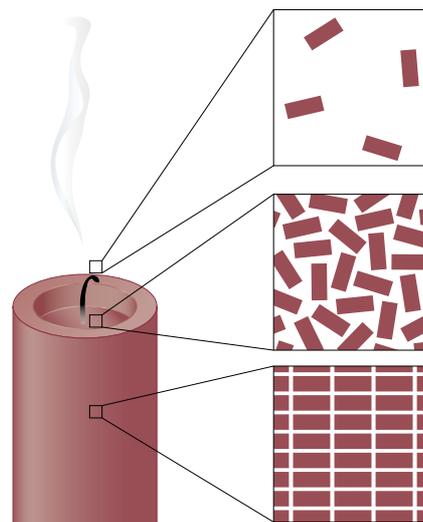
basisch

Das Teilchenmodell zur Erklärung von Stoffeigenschaften auf Teilchenebene

Die Eigenschaften eines Stoffes versucht man mithilfe des **Teilchenmodells** zu erklären (**Stoff-Teilchen-Konzept**). Man nimmt dazu an, dass die Teilchen eines Stoffes sehr klein sind und zwischen den einzelnen Teilchen leerer Raum ist. Die Teilchen verschiedener Stoffe unterscheiden sich in ihrer Größe und Masse. Zwischen den Teilchen gibt es Anziehungskräfte, die bei verschiedenen Stoffen unterschiedlich stark sind.

Alle Teilchen sind in ständiger und ungerichteter Bewegung. Die Geschwindigkeit der Bewegung nimmt mit steigender Temperatur zu.

Die Eigenbewegung der Teilchen erklärt die selbstständige und gleichmäßige Durchmischung (Diffusion) der Stoffe in Lösungen oder in einem Gasgemisch. In einer Lösung verteilen sich Teilchen des gelösten Stoffes zwischen den Teilchen des Lösemittels.



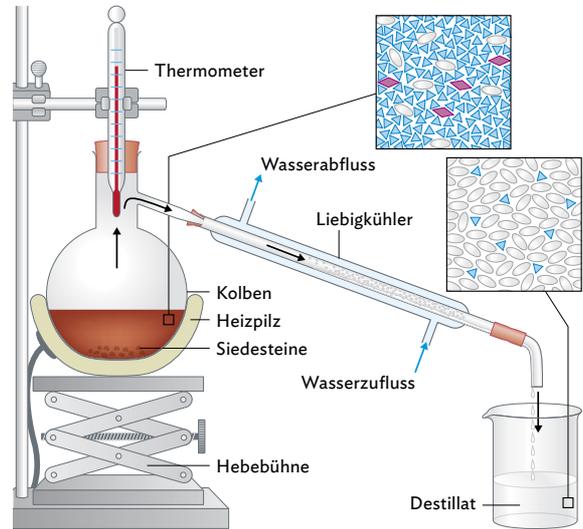
Aggregatzustände gasförmig, flüssig und fest auf Stoff- und Teilchenebene

Stoffgemische und Trennverfahren

Stoffgemische sind Mischungen verschiedener Reinstoffe. Kann man die Bestandteile mit dem Mikroskop oder dem Auge noch erkennen, nennt man ein Stoffgemisch **heterogen** (z. B. Gemenge, Suspension, Emulsion, Rauch, Nebel). Sind die einzelnen Bestandteile nicht mehr unterscheidbar, so nennt man es **homogen** (z. B. Lösung, Legierung, Gasgemisch). Die Eigenschaften der Stoffgemische hängen von der Zusammensetzung des Gemisches ab.

Aufgrund der unterschiedlichen Kenneigenschaften der Reinstoffe lassen sich Stoffgemische mithilfe geeigneter **Trennverfahren** (z. B. Extraktion, Chromatographie, Destillation) in die einzelnen Reinstoffe trennen.

Luft ist beispielsweise ein homogenes Stoffgemisch, das v. a. die Gase Stickstoff, Sauerstoff und Argon enthält. Durch Verflüssigung (**LINDE-Verfahren**) und anschließende Destillation kann Luft in diese Bestandteile getrennt werden.



Destillation

Nachweis wichtiger Gase

Die Gase Kohlenstoffdioxid, Sauerstoff und Wasserstoff können mithilfe einfacher Versuche nachgewiesen werden.

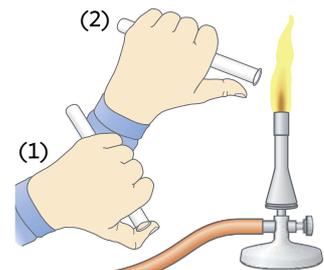
Kohlenstoffdioxid wird mit der **Kalkwasserprobe** nachgewiesen. Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Kalkwasser trübt sich dieses weiß. Es bildet sich Kalk.



Zum Nachweis von Sauerstoff wird die **Glimmspanprobe** durchgeführt. Ein glimmender Span flammt in reinem Sauerstoff wieder auf.



Wasserstoff kann mit der **Knallgasprobe** nachgewiesen werden. Ist Wasserstoff bzw. ein Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisch vorhanden, so hört man einen leisen Pfeifton bzw. ein Knallen.





Die chemische Reaktion

Kennzeichen chemischer Reaktionen

Neben dem **Energieumsatz** ist der **Stoffumsatz** ein Kennzeichen einer **chemischen Reaktion**. Aus **Edukten** entstehen **Produkte** mit anderen Kennzeichen. **Verbindungen** können durch chemische Reaktion in **Elemente** zerlegt werden.

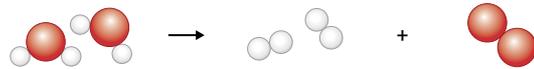
In einem **Reaktionsschema** werden chemische Reaktionen verkürzt dargestellt:

Wasser (l) \rightarrow Wasserstoff (g) + Sauerstoff (g)

Die Namen der Edukte stehen links, die Namen der Produkte rechts. Sie sind durch einen Reaktionspfeil (\rightarrow) verbunden.

Hinter den Stoffnamen wird in Klammern angegeben, ob es sich um einen Feststoff (s), eine Flüssigkeit (l), ein Gas (g) oder einen gelösten Stoff (aq) handelt.

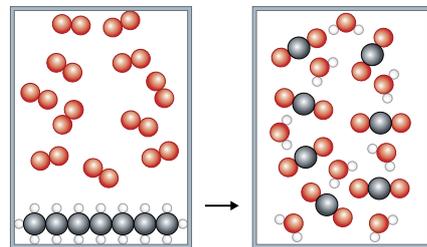
Nach **DALTONS Atomvorstellung** sind Atome die kleinsten Teilchen. Element-Moleküle bestehen aus einer **Atomart**. Verbindungs-Moleküle sind aus mindestens zwei Atomarten aufgebaut. Mit dem Atommodell nach DALTON kann eine chemische Reaktion als Umgruppierung von Atomen beschrieben werden:



Das **Periodensystem der Elemente** liefert Informationen über ein Element auf Stoffebene. Elemente können den Stoffklassen der **Metalle**, **Halbmetalle** und **Nichtmetalle** zugeordnet werden. Das **Periodensystem der Atomarten** gibt Informationen über eine Atomart auf Teilchenebene.

Massenerhalt bei chemischen Reaktionen

Bei chemischen Reaktionen in einem **geschlossenen System** findet im Gegensatz zum **offenen System** kein Stoffaustausch mit der Umgebung statt. Es gilt LAVOISIERS **Satz von der Erhaltung der Masse**. Er besagt, dass sich die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe bei einer chemischen Reaktion nicht ändert. Es findet eine Umgruppierung der Atome statt.

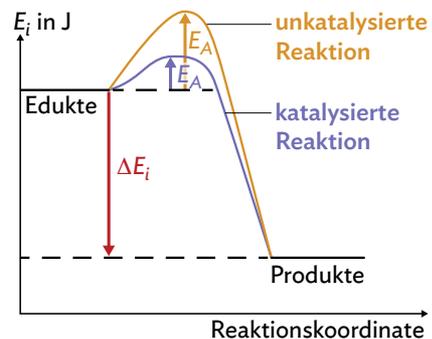


Verbrennung im geschlossenen System (einfache Modellvorstellung)

Energieumsatz, Aktivierung und Katalyse bei chemischen Reaktionen

Bei chemischen Reaktionen findet ein **Energieumsatz** statt. Bei **exothermen Reaktionen** wird Wärme an die Umgebung abgegeben und bei **endothermen Reaktionen** aus der Umgebung aufgenommen. Die Differenz zwischen dem Gehalt an innerer Energie der Produkte und Edukte wird als **Reaktionsenergie ΔE_i** bezeichnet. Entsprechend dem **Energieerhaltungssatz** findet bei chemischen Reaktionen eine Energieumwandlung statt.

Die zum Start einer chemischen Reaktion erforderliche Energie wird als **Aktivierungsenergie E_A** bezeichnet. Diese kann durch einen **Katalysator** herabgesetzt werden. Der Katalysator wird dabei nicht verbraucht und hat keinen Einfluss auf die Reaktionsenergie ΔE_i .



Energiediagramm einer katalysierten und einer unkatalysierten exothermen Reaktion

Molekülformel

Gase mit gleichen Volumina enthalten bei Standardbedingungen gleich viele Teilchen (**Hypothese von AVOGADRO**) und reagieren im ganzzahligen Verhältnis miteinander (**Volumengesetz für Gasreaktionen**). Moleküle sind Verbände aus mindestens zwei Atomen. Manche Elemente sind aus zweiatomigen Molekülen aufgebaut ($H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2$).

Verbindungs-Moleküle sind aus mindestens zwei Atomarten aufgebaut und können mit den Atomartensymbolen in einer chemischen Formel dargestellt werden. Aus dieser **Molekülformel** lässt sich der korrekte Name ableiten und umgekehrt.

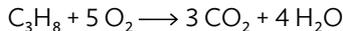
Bsp.: CO_2 Kohlenstoffdioxid

Verbrennung von Kohlenwasserstoffen

Alkane gehören zur Gruppe der Kohlenwasserstoffe. Sie sind durch die Molekülformel C_nH_{2n+2} gekennzeichnet. Aufeinanderfolgende Vertreter der homologen Reihe unterscheiden sich durch eine CH_2 -Gruppe.

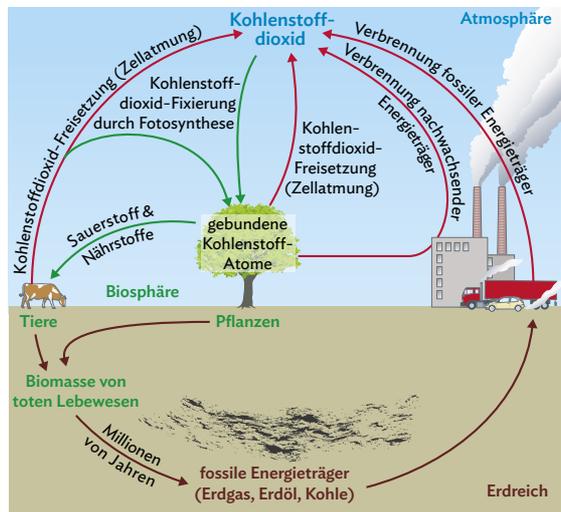
Bei der **Verbrennung** von Alkanen mit ausreichend Sauerstoff entsteht neben Kohlenstoffdioxid Wasser.

Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Propan:



Kohlenwasserstoffe können als Brennstoffe für die Energiebereitstellung verwendet werden. Nachwachsende Energieträger besitzen gegenüber fossilen Energieträgern eine neutrale Kohlenstoffdioxidbilanz und ihre Verwendung ist nachhaltiger.

Einfacher Kohlenstoff-Atomkreislauf >



Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Messbare Größen (**Quantitätsgrößen**) können direkt im Experiment gemessen und mithilfe von **Umrechnungsgrößen** ineinander überführt werden.

Mithilfe dieser Größen kann stöchiometrisch z. B. die Masse eines Edukts oder eines Produkts einer chemischen Reaktion ermittelt werden. Es gelten u. a. folgende Beziehungen:

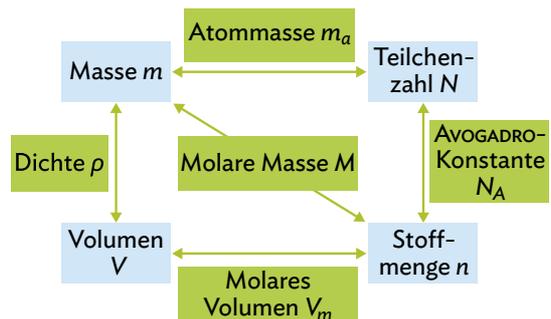
$$N_A(\text{Stoff}) = \frac{N(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \quad (\text{Einheit: } 1/\text{mol})$$

$$M(\text{Stoff}) = \frac{m(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \quad (\text{Einheit: g/mol})$$

$$V_m(\text{Stoff}) = \frac{V(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \quad (\text{Einheit: L/mol})$$

Die **AVOGADRO-Konstante** N_A beträgt immer $N_A \approx \frac{6 \cdot 10^{23}}{\text{mol}}$. Das **molare Volumen** V_m beträgt bei

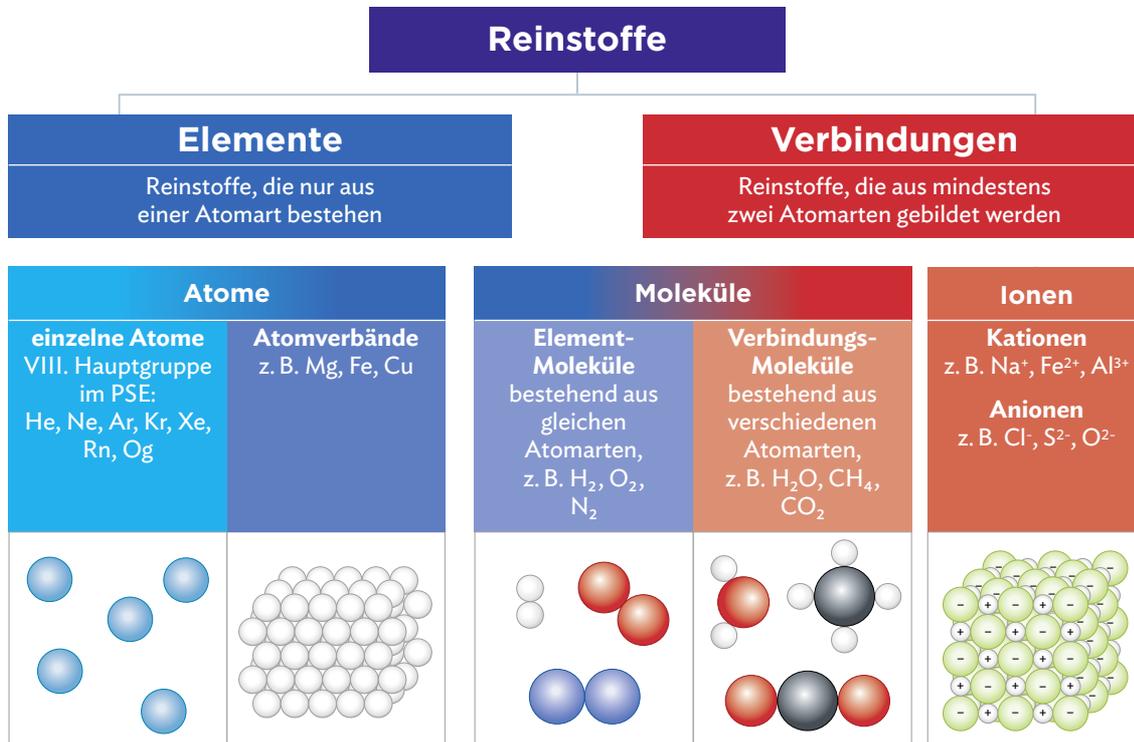
Standardbedingungen (25 °C, 1000 hPa) für (ideale) Gase $22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$. Jeder Reinstoff besetzt eine charakteristische **molare Masse M**. Die **Stoffmenge n** wird in mol angegeben. Ein Mol ist die Stoffmenge, in der exakt $6,02214076 \cdot 10^{23}$ Teilchen (z. B. Atome oder Moleküle) enthalten sind.



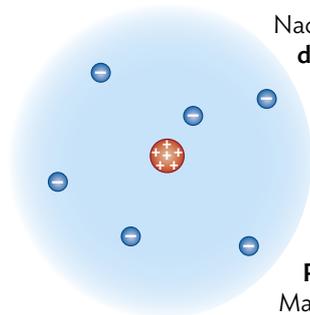


Verbindungen und ihre Eigenschaften

Bausteine der Reinstoffe und Verbindungsklassen



Das Kern-Hülle-Modell zum Atombau



Nach dem **Kern-Hülle-Modell** von RUTHERFORD bestehen Atome aus einem sehr kleinen Atomkern und einer großen, den Kern umgebenden Atomhülle.

Der Atomkern enthält positiv geladene Teilchen, die **Protonen**. Diese haben eine Masse von jeweils 1 u (atomare Masseneinheit). Die Anzahl

der Protonen in den Atomkernen eines Elements ist immer gleich. Sie ist für ein Element charakteristisch.

Neben den Protonen befinden sich auch **Neutronen** im Atomkern, die im Kern-Hülle-Modell nicht dargestellt werden. Ihre Anzahl kann innerhalb eines Elements variieren. Neutronen sind nicht geladen und haben ebenfalls eine Masse von 1 u.

Näherungsweise befindet sich die gesamte **Atommasse** im Atomkern.

Die Atomhülle ist überwiegend leerer Raum und enthält negative Ladungsträger, die **Elektronen**. Sie sind beweglich und haben nur eine sehr geringe Masse.

Im ungeladenen Atom ist die Anzahl der Elektronen gleich der Anzahl der Protonen. Die Atome eines Elements haben stets die gleiche Anzahl an Protonen im Kern. Bei Ionen sind in der Hülle weniger oder mehr Elektronen enthalten als Protonen im Kern.

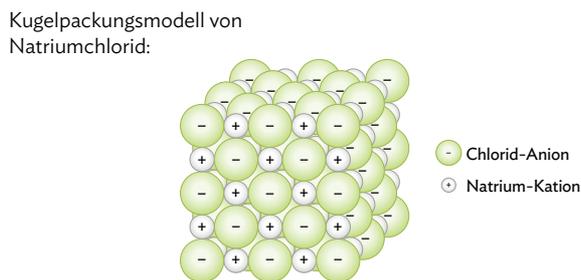
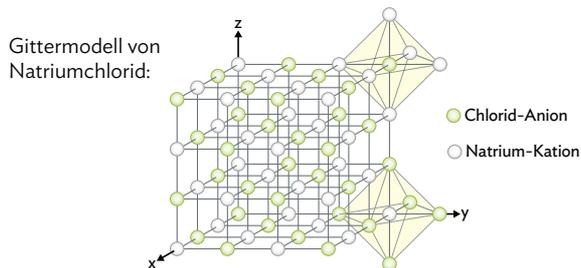
	Proton	Neutron	Elektron
Symbol	p ⁺	n	e ⁻
Ladung in Elementarladungen	+1	0	-1
Masse	1 u	1 u	0,0005 u
Modelldarstellung			

Aufbau und Eigenschaften von Salzen

Alle Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind, werden **Ionenverbindungen** oder Salze genannt. Salze können aus chemischen Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen gewonnen werden.

Die starken, ungerichteten Anziehungskräfte zwischen positiv geladenen **Kationen** und negativ geladenen **Anionen** sind Grundlage der starken **Ionenbindung**. Da sich entgegengesetzt geladene Ionen anziehen und gleichnamig geladene Ionen abstoßen, entsteht bei großen Mengen an Ionen ein regelmäßiges **Ionengitter**. Die **Verhältnisformel** gibt das Verhältnis Kationen zu Anionen im Kristall wieder.

Salze haben charakteristische Eigenschaften wie Kristallinität, Sprödigkeit und hohe Schmelztemperaturen. In Schmelzen und Lösungen sind sie aufgrund der beweglichen Ionen elektrisch leitfähig, nicht aber im festen Zustand.



Ionennachweise

Ionen können in Salzen und Salzlösungen auf verschiedene Weise nachgewiesen werden.

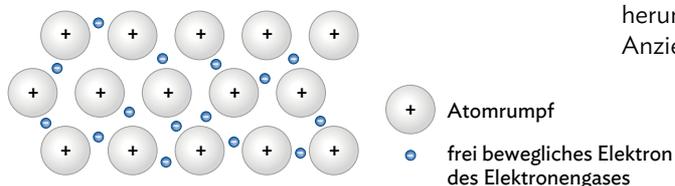
Bei einer **Fällungsreaktion** bildet sich in klaren Lösungen durch Zugabe eines Nachweisreagenzes ein sichtbarer, schwer löslicher Niederschlag. Halogenid-Anionen bilden bei Zugabe von Silber(I)-nitratlösung einen weißen Niederschlag. Die Zugabe von Bariumchloridlösung dient als Nachweis für Sulfat- und Carbonat-Anionen, wobei sich Carbonate durch Zugabe saurer Lösungen wieder auflösen lassen, Sulfate nicht.

Eisen(III)- und Kupfer(II)-Ionen lassen sich durch **Farbreaktionen** nachweisen. Bei der Zugabe von Lösungen mit Thiocyanat-Ionen (SCN^-) färben sich Lösungen, die Eisen(III)-Ionen enthalten, rot. Kupfer(II)-Ionen bilden mit Ammoniaklösung eine tiefblaue Färbung.

Mittels **Flammenfärbung** lassen sich viele Alkali- und Erdalkalimetalle nachweisen. Je nach vorhandener Atomart (bzw. Ionenart) erhält die rauschende Brennerflamme eine charakteristische Farbe.

Metalle und Metallbindung

Die typischen Eigenschaften von Metallen wie metallischer Glanz, Verformbarkeit, Wärmeleitfähigkeit und elektrische Leitfähigkeit lassen sich mit dem **Elektronengasmodell** erklären. Bei Metall-Atomen sind manche Elektronen nur schwach gebunden.



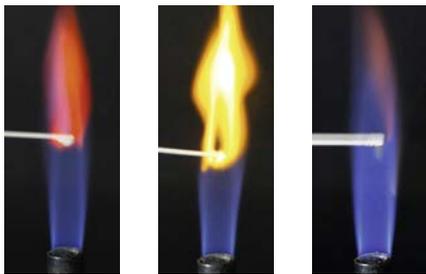
Diese negativ geladenen Elektronen sind im Metallgitter frei beweglich, während die positiv geladenen Atomrümpfe an festen Gitterplätzen sitzen. Dadurch sind die Metalle nach außen ungeladen. Die freien Elektronen, die man in ihrer Gesamtheit als **Elektronengas** bezeichnet, „schwirren“ um die Atomrümpfe herum und sorgen daher im Metallgitter für starke Anziehungskräfte: Dieser Zusammenhalt der Teilchen wird als **Metallbindung** bezeichnet. Die ständige Bewegung der freien Elektronen im Metallgitter ist die Ursache für die charakteristischen Eigenschaften von Metallen.



Atombau und gekürztes Periodensystem

Flammenfärbung und Linienspektrum

Bestimmte Metalle und Verbindungen dieser Metalle zeigen charakteristische **Flammenfärbungen** und **Linienspektren**. Die Flammenfärbung beruht auf dem Phänomen, dass Elektronen durch Energiezufuhr angeregt werden und sich kurzzeitig in einem Zustand



Flammenfärbungen von Lithium-, Natrium- und Kaliumsalzen (von links nach rechts)

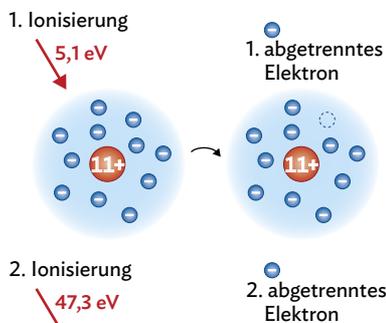
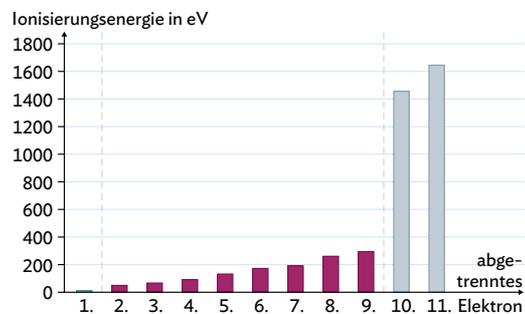
mit höherer innerer Energie befinden. Beim Zurückfallen in den energetischen Grundzustand wird die Energiedifferenz in Form von Lichtenergie frei. Die freiwerdenden Energiebeträge sind atomartspezifisch und erzeugen daher kennzeichnende Flammenfarben. Betrachtet man die Flammenfärbung mithilfe eines Spektroskops, so werden spezifische Linienmuster erkennbar. Man bezeichnet sie als Linienspektren. Die Anzahl, Lage und Farbe der Linien sind jeweils charakteristisch für eine Metall-Atomart.



Absorptionsspektren von weißem Licht (a), Natriumsalz (b) und Kaliumsalz (c)

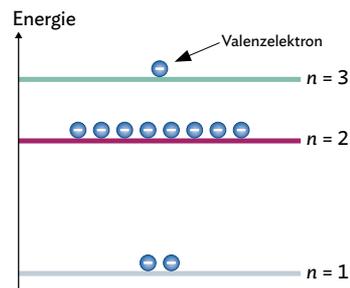
Ionisierung und Energiestufenmodell

Ionisierung ist die Bildung eines Kations durch Abspaltung eines Elektrons von einem Atom. Die dazu erforderliche Energie heißt **Ionisierungsenergie** und wird in der Einheit Elektronenvolt (eV) angegeben. Die Ionisierungsenergien nacheinander abgespaltener Elektronen eines Atoms bzw. Ions nehmen ungleichmäßig zu, da die Anziehungskraft des Kerns auf jedes verbleibende Elektron nach und nach ansteigt. Je nach Atomart kommt es an einer bestimmten Stelle zu einem sprunghaften Anstieg.



Ionisierung eines Natrium-Atoms bzw. -Ions

Auf dieser Grundlage wurde das **Energiestufenmodell** entwickelt, bei dem sich die Elektronen der Hülle aufgrund ihres Energiegehalts bestimmten Energiestufen n zuordnen lassen. Elektronen der höchsten Energiestufe bezeichnet man als **Valenzelektronen**.



Elektronenkonfiguration

Die Besetzung der verschiedenen Energiestufen eines Atoms bzw. Ions mit Elektronen bezeichnet man als **Elektronenkonfiguration**. Für ein (ungeladenes) Natrium-Atom mit 11 Elektronen wird sie folgendermaßen formuliert:



Die Energiestufen können nur eine definierte maximale Anzahl an Elektronen enthalten, welche sich mit

der Formel $2 \cdot n^2$ (n : Energiestufe) ermitteln lässt. Zur Ermittlung der Elektronenkonfiguration eines Atoms werden die Energiestufen n ausgehend von der 1. Energiestufe mit Elektronen aufgefüllt. Wie die Energiestufen besetzt werden, kann man aus dem Periodensystem der Atomarten direkt ablesen (s. u.).

Beispiel: Elektronenkonfiguration eines (ungeladenen) Calcium-Atoms mit 20 Elektronen: $1^2 2^8 3^8 4^2$

Gekürztes Periodensystem und Isotope

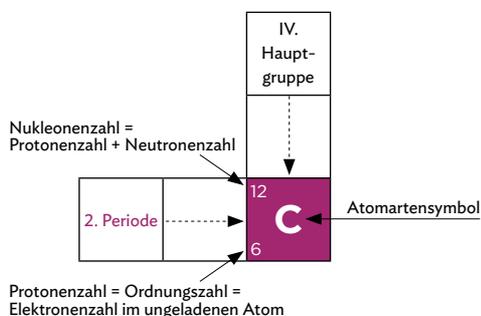
Das **Periodensystem der Elemente (atomartbezogen)** umfasst derzeit 118 Elemente. Diese sind nach fortlaufender **Protonen-** bzw. **Ordnungszahl** angeordnet. Im ungeladenen Atom stimmt die Anzahl der Elektronen mit der Anzahl der Protonen überein. Die **Nukleonenzahl** ist die Summe aus Protonen und Neutronen in einem Atom.

Das **gekürzte Periodensystem** enthält nur die Hauptgruppenelemente und ist in einer Art Tabelle aus acht Spalten und sieben Zeilen aufgebaut.

Elemente mit der gleichen Anzahl an Valenzelektronen in den Atomen stehen in den Spalten, den **Hauptgruppen**, untereinander. Sie besitzen ähnliche chemische Eigenschaften.

In den Zeilen, den **Perioden**, findet man Elemente, deren Atome die gleiche Anzahl an besetzten Energiestufen aufweisen.

Isotope sind Atome des gleichen Elements mit unterschiedlicher Neutronenzahl. Die Anzahl natürlicher Isotope ist atomartspezifisch.



Periode	Hauptgruppen							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H Wasserstoff 1							He Helium 2
2	Li Lithium 3	Be Beryllium 4	B Bor 5	C Kohlenstoff 6	N Stickstoff 7	O Sauerstoff 8	F Fluor 9	Ne Neon 10
3	Na Natrium 11	Mg Magnesium 12	Al Aluminium 13	Si Silicium 14	P Phosphor 15	S Schwefel 16	Cl Chlor 17	Ar Argon 18
4	K Kalium 19	Ca Calcium 20	Ga Gallium 31	Ge Germanium 32	As Arsen 33	Se Selen 34	Br Brom 35	Kr Krypton 36
5	Rb Rubidium 37	Sr Strontium 38	In Indium 49	Sn Zinn 50	Sb Antimon 51	Te Tellur 52	I Iod 53	Xe Xenon 54
6	Cs Cäsium 55	Ba Baryum 56	Tl Thallium 81	Pb Blei 82	Bi Bismut 83	Po* Polonium 84	At* Astat 85	Rn* Radon 86

Edelgaskonfiguration und Ionenladungszahl

Edelgas-Atome haben 2 (Helium) bzw. 8 Valenzelektronen. Dieser Zustand ist energetisch günstig. Daher sind die Atome der Edelgase sehr reaktionsträge. Die Atome anderer Elemente liegen in der Natur meist als Atom-Ionen vor, was sich mit der **Edelgasregel** begründen lässt: Atome tendieren dazu, die stabile **Edelgaskonfiguration** (= Elektronenkonfiguration eines Edelgas-Atoms) zu erreichen. Mit ausreichend viel Energiezufuhr werden Elektronen entweder ab-

gegeben (Bildung eines Kations) oder aufgenommen (Bildung eines Anions). Ob und wie viele Elektronen ein Atom abgibt oder aufnimmt, hängt von der Stellung im Periodensystem ab.

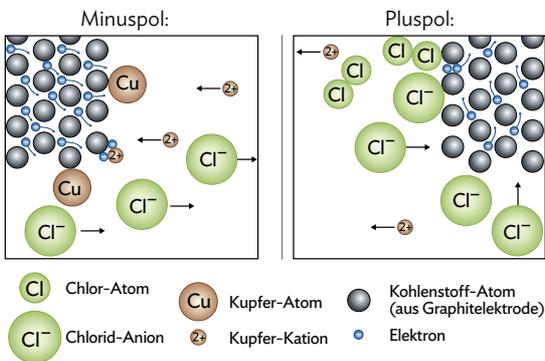
Die **Ionenladungszahl** von Atom-Ionen leitet sich von der Zahl an Elektronen ab, die das Ion mehr oder weniger besitzt als das entsprechende ungeladene Atom.



Donator-Akzeptor-Konzept – Elektronenübergänge

Elektrolyse und Redoxreaktionen

Die **Elektrolyse** ist eine Möglichkeit, eine chemische Verbindung zu zerlegen. Zwei Elektroden werden in eine elektrisch leitfähige Salzlösung oder Salzschnmelze getaucht und Gleichspannung angelegt. Dabei findet eine Elektronenübertragung statt. Am Minuspol nehmen die Metall-Kationen Elektronen auf und werden zu Metall-Atomen. Die Elektronenaufnahme nennt man **Reduktion**. Am Pluspol geben die Nichtmetall-Anionen Elektronen ab und werden zu Nichtmetall-Atomen. Die Elektronenabgabe nennt man **Oxidation**.

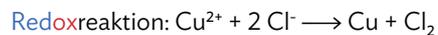


Reduktion und Oxidation laufen immer gemeinsam in einer **Redoxreaktion** ab. Dabei handelt es sich um eine **Donator-Akzeptor-Reaktion**: Ein **Elektronendonator** (Reduktionsmittel) gibt Elektronen ab und wird oxidiert. Ein **Elektronenakzeptor** (Oxidationsmittel) nimmt Elektronen auf und wird reduziert.

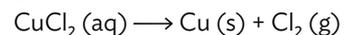
Bei der Elektrolyse findet eine durch elektrischen Strom **erzwungene** Redoxreaktion statt. Reduktion und Oxidation können als **Teilgleichungen** ausgedrückt und zu einer **Gesamtgleichung** zusammengefasst werden (vgl. QR-/Medien-code 05043-54).



Beispiel:



Gesamtgleichung auf Stoffebene:



Wichtige industrielle Anwendungen der Elektrolyse sind die Herstellung von Metallen aus den Erzen sowie das Überziehen von Werkstücken mit einer Metallschicht als Korrosionsschutz oder zur Verzierung.

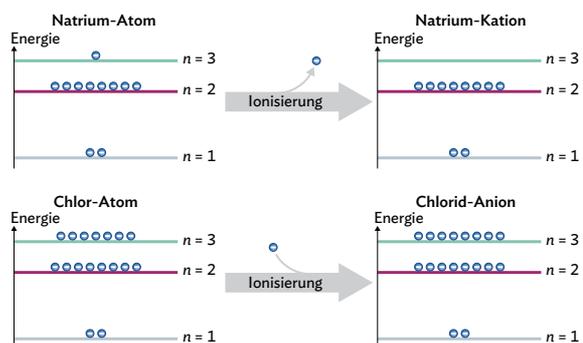
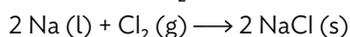
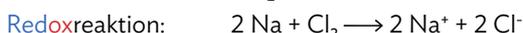
Für die Herstellung von Aluminium verwendet man eine **Schmelzflusselektrolyse**. Dabei wird ein Aluminiumsalz geschmolzen und die Salzschnmelze elektrolysiert. Dafür werden sehr große Mengen Energie benötigt und es fallen schädliche Stoffe an.

Um Metallüberzüge herzustellen, wird das Werkstück üblicherweise als Minuspol in einer Salzlösung verwendet, die das aufzubringende Metall als Metallsalz enthält. Auch bei diesem Prozess kann es zu schädlichen Abfallprodukten kommen. Diese können teilweise mittels Elektrolyse wiedergewonnen werden.

Die Salzbildung

Bei der **Salzbildung** werden Atome zu Ionen. Dadurch erreichen sie eine Edelgaskonfiguration. Atome werden ionisiert, indem Valenzelektronen aufgenommen oder abgegeben werden. Die Ionisierung lässt sich gut mit Energiestufenmodellen zeigen.

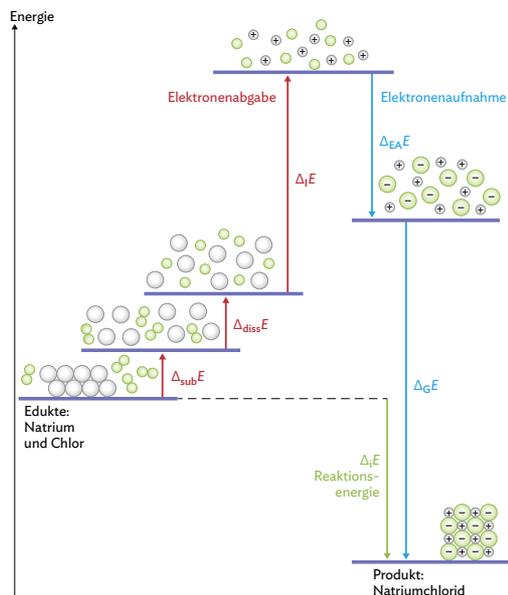
Bei der Salzbildung läuft eine Redoxreaktion meist **freiwillig** ab. Metall-Atome geben Elektronen ab, die direkt von Nichtmetall-Atomen aufgenommen werden.



Salzbildung als exotherme Reaktion

Viele Salzbildungsreaktionen sind stark exotherm. Die energetischen Beteiligungen der Teilprozesse während der Salzbildung können im **BORN-HABER-Kreisprozess** dargestellt werden.

Die Sublimation von Atomen aus dem Feststoffverband ($\Delta_{\text{sub}}E$), die Bindungstrennung der Nichtmetall-Moleküle ($\Delta_{\text{diss}}E$) und die Ionisierung der Metall-Atome ($\Delta_I E$) benötigen Energie. Bei der Elektronenaufnahme der Nichtmetall-Atome ($\Delta_{\text{EA}}E$) und der Bildung eines stabilen Ionengitters aus Anionen und Kationen ($\Delta_G E$) wird Energie frei. Dieser letzte Energiebetrag wird als **Gitterenergie** bezeichnet. Er ist in vielen Salzbildungsreaktionen sehr groß im Vergleich zu den Energiebeträgen der anderen Teilprozesse. Dadurch wird insgesamt Reaktionsenergie $\Delta_I E$ freigesetzt und der Gesamtprozess ist exotherm. Die Gitterenergie ist die Triebkraft der Salzbildung.



Elektrochemische Stromerzeugung

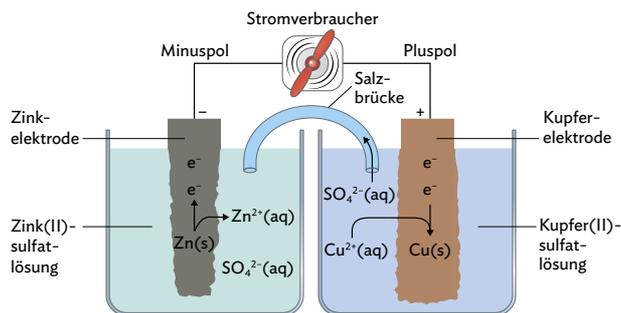
In der **Redoxreihe** sind die Metalle nach der Tendenz ihrer Atome angeordnet, Elektronen abzugeben. Je unedler ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Atome oxidieren. Je edler ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Kationen reduzieren.

unedle Metalle										edle Metalle		
Li	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Sn	Pb	Cu	Ag	Pt	Au	
leicht zu oxidieren guter Elektronendonator				guter Elektronenakzeptor leicht zu reduzieren								
Li^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Pt^{2+}	Au^{3+}	

Das unterschiedliche Reaktionsverhalten der Metalle kann zur **elektrochemischen Stromerzeugung** genutzt werden. In einer **Batterie** wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Dabei läuft eine Redoxreaktion freiwillig ab.

Ein Beispiel für eine einfache Batterie ist das **DANIELL-Element**. Es besteht aus einer Zink- und einer Kupferhalbzelle, die durch eine Salzbrücke verbunden sind. Die Zinkhalbzelle enthält eine Zinksalzlösung und eine Zinkelektrode. Die Kupferhalbzelle enthält eine Kupfersalzlösung und eine Kupferelektrode. Die Elektroden sind über einen elektrischen Leiter mit einem Verbraucher verbunden.

Oxidation und Reduktion finden räumlich getrennt jeweils in einer Halbzelle statt. Der Elektronenübergang vom Elektronendonator zum Elektronenakzeptor erfolgt über den elektrischen Leiter. Die Elektronen fließen von der Zinkelektrode (Minuspol) über den Verbraucher zur Kupferelektrode (Pluspol).

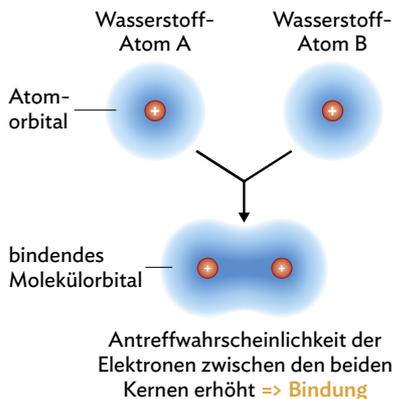


Akkumulatoren (Akkus) sind wiederaufladbare Energiespeicher. Beim Laden läuft eine erzwungene Redoxreaktion ab, beim Entladen läuft eine Redoxreaktion freiwillig ab. Ein Beispiel ist der Zink-Iod-Akku. Beim Laden wird Zink(II)-iodid elektrolysiert, beim Entladen reagieren Zink und Iod zu Zink(II)-iodid.



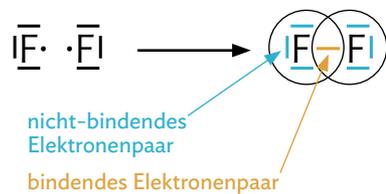
Molekulare Verbindungen

Das Orbitalmodell und die Elektronenpaarbindung



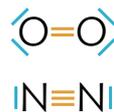
Orbitale sind **Elektronenwolken**, in denen sich maximal zwei Elektronen mit 99 %-iger Wahrscheinlichkeit aufhalten. Bei der Bildung einer Elektronenpaarbindung überlappen zwei einfach besetzte **Atomorbitale** zu einem **Molekülorbital**. Dadurch ist die Antreffwahrscheinlichkeit der Bindungselektronen zwischen den beiden Atomkernen erhöht. Der energetische Unterschied zwischen den Atomorbitalen und dem Molekülorbital wird als **Bindungsenergie** freigesetzt.

Ein Valenzelektron ist durch einen Punkt und ein Valenzelektronenpaar durch einen Strich symbolisiert.



Elektronenpaare, die nicht an der Ausbildung der **Elektronenpaarbindung** beteiligt sind, werden als **nicht-bindende Elektronenpaare** bezeichnet. Rechnet man wechselweise das Bindungselektronenpaar den beiden Bindungspartnern zu, so ist deren Edelgaskonfiguration zu erkennen.

Die Edelgaskonfigurationen können Atome auch durch die Ausbildung von Mehrfachbindungen in Form von Doppel- und Dreifachbindungen erhalten. Dies gilt für Moleküle aus gleichen oder aus ungleichen Atomarten.



Der räumliche Bau von Molekülen

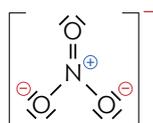
Die Grundlage zur Ermittlung des räumlichen Baus von Molekülen liefert das **Elektronenpaarabstoßungsmodell** (EPA-Modell). Dieses Modell geht davon aus, dass sich Atome räumlich um ein Zentralatom anordnen. Da sich die negativ geladenen Elektronenpaare abstoßen, werden sie zueinander den größtmöglichen Abstand einnehmen. Formal werden Mehrfachbindungen wie Einfachbindungen behandelt.

Dabei ergeben sich unterschiedliche Molekülgeometrien wie tetraedisch, trigonal planar, linear. Befinden sich am Zentralatom nicht-bindende Elektronenpaare, so kommt es aufgrund ihres größeren Raumbedarfs zu einer Verzerrung des geometrischen Grundkörpers. Die Bindungswinkel weichen bei trigonal pyramidal oder gewinkelter Molekülgeometrie vom Tetraederwinkel mit 109,5° ab.

Beispielmolekül	Methan	Methanal	Kohlenstoffdioxid	Ammoniak	Wasser
Strukturformel	<chem>C</chem>	<chem>C=O</chem>	<chem>O=C=O</chem>	<chem>N</chem>	<chem>O</chem>
Kugel-Stab-Modell mit Bindungswinkel	109,5°	120°	180°	107°	104,5°
Strukturbezeichnung	tetraedisch	trigonal planar	linear	trigonal pyramidal	gewinkelt

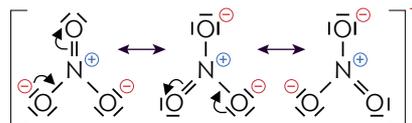
Formalladungen und Grenzformeln

Beim Erstellen einer Valenzstrichformel ist die Anzahl an Valenzelektronen eines ungeladenen Atoms mit der Anzahl an Valenzelektronen zu vergleichen, die dem gleichen Atom formal in einer Valenzstrichformel zugeordnet sind. Die Differenz wird als **Formalladung** am Atomartensymbol in der Valenzstrichformel angegeben. Die Summe der Formalladungen ergibt die tatsächlich vorhandene Ionenladung. Diese kann optional rechts oben an der Formel angegeben werden. Die Formel selbst wird dann in eckige Klammern gesetzt.



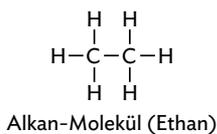
Valenzstrichformel des Nitrat-Ions

Kann die tatsächliche Elektronenverteilung im Molekül oder Molekülon nur mithilfe mehrerer Valenzstrichformeln wiedergegeben werden, so bezeichnet man dies als **Mesomerie**. In solchen Fällen sind mehrere **Grenzformeln** zu formulieren, die damit den Bereich der tatsächlichen Elektronenverteilung definieren.

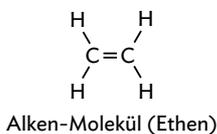


Kohlenwasserstoffe

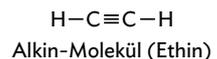
Alkane sowie **Cycloalkane** bestehen aus Molekülen, deren Kohlenstoff-Atome stets über Einfachbindungen mit vier Bindungspartnern verbunden sind.



Bei **Alkenen** bzw. **Alkinen** liegt dagegen in den Molekülen eine Mehrfachbindung zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen vor.



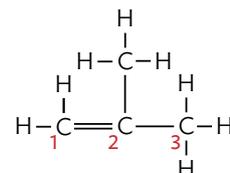
Mehrfachbindungen können mithilfe der **Bromwasserprobe** nachgewiesen werden. Bromwasser entfärbt sich, da die Brom-Moleküle mit den Mehrfachbindungen reagieren.



Nomenklaturregeln unter QR-/Mediencode 05043-55

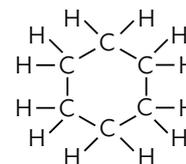


Bei Alkenen enthalten die Moleküle eine **Doppelbindung** zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen. In Alkin-Molekülen liegt eine **Dreifachbindung** zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen vor.



verzweigtes Alken-Molekül (2-Methylpropen)

Es gibt Kohlenwasserstoffe mit unverzweigte oder verzweigte kettenförmigen Molekülen sowie Cyclo-Kohlenwasserstoffe mit ringförmigen Molekülen.

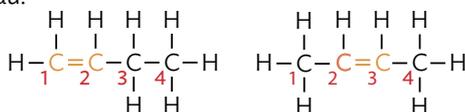


ringförmiges Alkan-Molekül (Cyclohexan)

Isomerie bei Kohlenwasserstoff-Molekülen

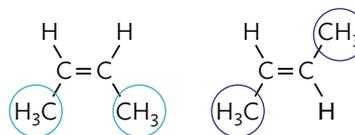
Isomerie nennt man das Auftreten mehrerer Moleküle mit gleicher Molekülformel, aber unterschiedlichem Molekülbau.

Als **Konstitutionsisomerie** bezeichnet man das Auftreten mehrerer Moleküle mit gleicher Molekülformel, aber unterschiedlicher Verknüpfung der Atome im Molekülbau.



Konstitutionsisomere But-1-en (links) und But-2-en (rechts)

Als **E/Z-Isomerie** bezeichnet man die unterschiedliche räumliche Anordnung von Atomen in einem Molekül, die auf der fehlenden Drehbarkeit um eine Doppelbindung zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen beruht.



E/Z-Isomere (Z)-But-2-en (links) und (E)-But-2-en (rechts)



Wechselwirkungskonzept – Anziehung zwischen Teilchen

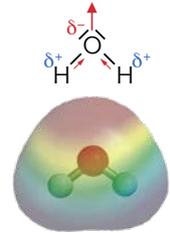
Elektronegativität und Polarität

Die **Elektronegativität** ist eine von LINUS PAULING eingeführte Größe. Sie dient als Maß für die Stärke eines Atoms, Bindungselektronen an sich zu ziehen. Entsteht eine Bindung zwischen zwei Atomen derselben Atomart, so ziehen beide Atome gleich stark an der Bindung. Hierbei spricht man von einer **unpolaren Elektronenpaarbindung**. Handelt es sich jedoch um unterschiedliche Bindungspartner, kann es sein, dass einer der beiden deutlich stärker an den Elektronen in der gemeinsamen Bindung zieht. Dadurch verschieben sich innerhalb des Moleküls die **Partiellladungen** (Ladungsschwerpunkte δ^+/δ^-). Man spricht von einer **polaren Elektronenpaarbindung**. Weisen zwei Bindungspartner eine Elektronegativitätsdifferenz

größer als 0,4 auf, spricht man von **Bindungspolarität**.

Wenn ein Molekül eine polare Elektronenpaarbindung und eine unsymmetrische Verteilung von Ladungsschwerpunkten hat, so liegt ein **permanenter Dipol** vor.

Die ladungscodierte **Elektronendichteoberfläche** eines Moleküls lässt sich mithilfe eines Farbcodes anzeigen. Rot steht für eine hohe, grün für eine mittlere und blau für eine geringe Elektronendichte.



Darstellungen der Ladungsschwerpunkte und Elektronendichte im Wasser-Molekül

Der besondere Stoff Wasser und Wechselwirkungen zwischen Teilchen

Wasser ist in Lebewesen der Hauptbestandteil in den Zellen und für Stoffwechsel- und Transportvorgänge unentbehrlich. Das Wasser-Molekül liegt aufgrund seiner polaren Elektronenpaarbindungen und der gewinkelten Struktur als **Dipol-Molekül** vor. Die größte Dichte weist Wasser nicht bei 0 °C, sondern erst bei 4 °C auf. Man spricht von der sogenannten **Dichteanomalie** des Wassers. Gleichzeitig weist das Wasser mit einer Siedetemperatur von 100 °C eine deutlich

höhere Siedetemperatur auf als die anderen Wasserstoffverbindungen mit Atomen aus der VI. Hauptgruppe. Dies liegt an den besonders starken Wechselwirkungen, den **Wasserstoffbrücken** zwischen den Molekülen. Schwächere Wechselwirkungen sind **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen** und **LONDON-Dispersionswechselwirkungen**. Beide werden als **VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen** zusammengefasst.

Alkohole, Aldehyde, Ketone und Carbonsäuren

Die **funktionellen Gruppen** ihrer Moleküle verleihen Stoffen bestimmte physikalische und chemische Eigenschaften. So enthalten Alkohol-Moleküle **Hydroxy-Gruppen**, Aldehyd-Moleküle **Aldehyd-Gruppen**, Keton-Moleküle **Keto-Gruppen** und Carbonsäure-Moleküle **Carboxy-Gruppen**.

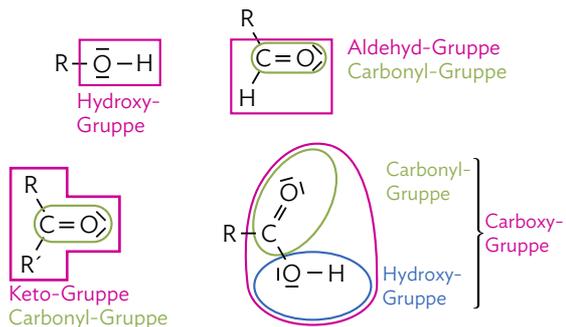
Alkohole lassen sich mit salpetersaurer Lösung von Ammoniumcer(IV)-nitrat nachweisen. Eine positiver Nachweis ist an einer roten Färbung zu erkennen. **Aldehyde** weist man mit der Schiffsschen Probe nach, bei der Schiffssches Reagenz von farblos nach rosa bzw. violett umschlägt. Sowohl Aldehyde als auch **Ketone** reagieren mit salzsaurer 2,4-Dinitrophenylhydrazinlösung, was an einem gelben Niederschlag zu erkennen ist. Zur Unterscheidung von Aldehyden und Ketonen muss zusätzlich ein spezifischer Aldehyd-

Nachweis erfolgen. Wässrige Lösungen von **Carbonsäuren** lassen sich mit einem Säure-Base-Indikator von den anderen genannten Stoffen unterscheiden.

Nomenklaturregeln unter QR-/Mediencode 05043-55



05043-55



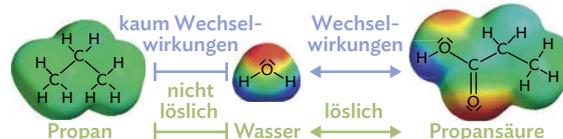
Physikalische Eigenschaften molekularer Stoffe

Jeder Reinstoff besitzt für ihn charakteristische, physikalische Eigenschaften. Unterschiede in diesen Eigenschaften werden u. a. zur Trennung von Stoffgemischen genutzt (vgl. Destillation) und ermöglichen den gezielten Einsatz im Alltag.

Alle physikalischen Eigenschaften (Stoffebene) werden maßgeblich von Vorgängen auf der Ebene der Teilchen bestimmt (Struktur-Eigenschafts-Konzept), bei Molekülen von der Art und Stärke der **zwischenmolekularen Wechselwirkungen**.

Starke Wechselwirkungen zwischen gleichartigen Molekülen, wie z. B. Wasserstoffbrücken, führen zu hohen **Schmelz- und Siedetemperaturen**. Liegen nur LONDON-Dispersionswechselwirkungen vor, sind die entsprechenden Werte, bei ähnlicher Molekülgröße, deutlich niedriger. Analog verändert sich die Fließeigenschaft von Flüssigkeiten, die **Viskosität**.

Die **Löslichkeit** eines Stoffes in einem Lösemittel hängt von den möglichen Wechselwirkungen zwischen unterschiedlichen Molekülen ab. Je stärker sich die Moleküle in ihren **Polaritäten** ähneln, umso mehr Wechselwirkungen sind untereinander möglich und die jeweiligen Stoffe ineinander löslich. **Hydrophile Stoffe** lösen sich besonders gut in Wasser, **lipophile Stoffe** in Kohlenwasserstoffen, Fetten und Ölen.

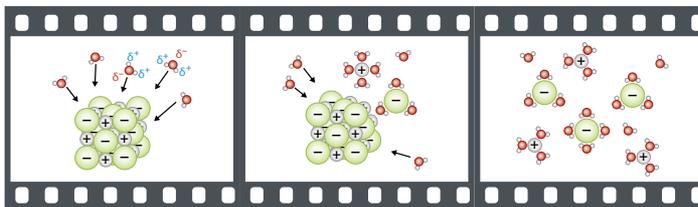


Amphiphile Stoffe enthalten Moleküle mit sowohl polaren als auch unpolaren Anteilen und können daher mit beiden Lösemitteltypen gemischt werden. Der Vergleich der Molekülstrukturen ermöglicht eine passgenaue Auswahl des jeweils besten Lösemittels.

Löslichkeit von Salzen

Beim Lösevorgang eines Salzes in Wasser bilden die Wasser-Moleküle aufgrund ihrer Dipol-Struktur eine **Hydrathülle** um die Ionen. Zwischen den Partialladungen der Atome in den Wasser-Molekülen und den Ionen kommt es zu **Ion-Dipol-Wechselwirkungen**. Diese **Hydratation** setzt Energie frei, die **Hydratationsenergie**. Die Ionen werden durch die schwachen, aber zahlreichen Wechselwirkungen nach und nach aus dem Ionengitter entfernt. Ist die Summe an Hydratationsenergie ungefähr so groß wie oder größer als die Gitterenergie des Ionengitters, so wird das Ionengitter vollständig aufgelöst. Das Salz löst sich. Es handelt sich um einen exothermen Löseprozess.

Der Lösevorgang ist endotherm, wenn die Summe der Gitterenergie größer ist als die Summe der durch Hydratation freiwerdenden Energie. Ist die Gitterenergie hingegen deutlich größer, so ist das Salz schwerlöslich. Je kleiner die Ionenradien und je höher die Ladung der Ionen ist, desto größer sind Hydratations- und Gitterenergie.



Lösevorgang eines Salzes in Wasser auf Teilchenebene

Erdöl und Erdölprodukte

Erdöl ist der wichtigste Rohstoff der chemischen Industrie. Aus dem komplexen Stoffgemisch werden Alkane, Alkene und andere Kohlenwasserstoffe mittels fraktionierter Destillation gewonnen.

In der Raffinerie können die Stoffanteile z. B. durch Cracken und Reforming weiter verändert werden.

Die mit der Förderung und dem Transport einhergehenden Gefahren machen den Umgang mit Erdöl problematisch. Da es sich außerdem um endliche, fossile Rohstoffquellen handelt, müssen dringend nachhaltige Alternativen gesucht und gefunden werden.



Den naturwissenschaftlichen Erkenntnisweg gehen

Forschende versuchen, bekannte Sachverhalte zu erklären und Vermutungen zur Vorhersage noch unbekannter Phänomene aufzustellen. Ihre Erkenntnisse sowie die entsprechenden Regeln und Gesetzmäßigkeiten können sie auf einem bestimmten Weg, dem **naturwissenschaftlichen Erkenntnisweg (B1)**, gewinnen.

So geht's

1. **Fragestellung:** Leite aus einem Alltagsphänomen eine Problemstellung ab, die mithilfe von Versuchsergebnissen beantwortet werden kann.

Brausepulver prickelt auf der Zunge und sprudelt im Wasser. Woraus bestehen die Gasbläschen, die das Sprudeln bei Zugabe von Wasser oder im feuchten Mund hervorrufen?

2. **Hypothese (= überprüfbare Vermutung):** Stelle aus deinen Kenntnissen und Erfahrungen eine experimentell überprüfbare Vermutung auf. Diese Hypothese soll aufgrund der Versuchsergebnisse gestützt werden oder sie stellt sich als falsch heraus und wird somit widerlegt.

Das entstehende Gas ist farb- und geruchlos.

Hypothese: Das Sprudeln entsteht durch gasförmigen Sauerstoff.

3. **Planung (mit Material) und Durchführung des Versuchs:**

Überlege dir einen Versuch, mit dem du die Hypothese überprüfen kannst. Plane diesen möglichst genau. Notiere die Durchführung so, dass jemand anderes den Versuch wiederholen und deine Ergebnisse überprüfen kann. Führe ggf. Blindproben durch, mit denen du dein Versuchsergebnis vergleichen kannst. Recherchiere die Gefahrstoffkennzeichnung aller Edukte und Produkte. Achte auf den sicherheitsgerechten Umgang und entsorge die Stoffe umweltgerecht. (vgl. S. 194-197)

Geräte: Reagenzglasständer mit drei Reagenzgläsern, Spatel, Pipette, Holzspan, Feuerzeug

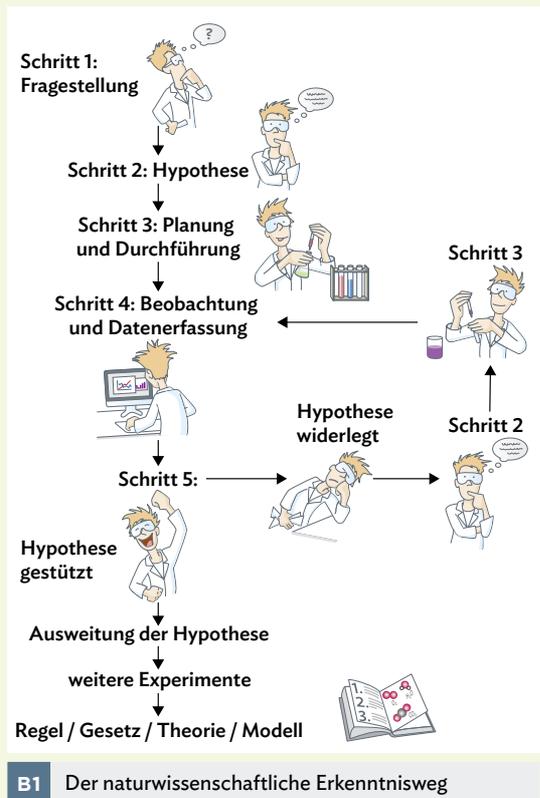
Chemikalien: Wasser, Brausepulver, Sauerstoff (GHS03, GHS04; H270, H280; P244, P220, P370, P376, P403), Kohlenstoffdioxid (GHS04, H280, P403)

Durchführung: Gib drei Spatelspitzen des Brausepulvers in ein Reagenzglas und tropfe mit der Pipette etwas Wasser dazu. Entzünde den Holzspan und puste ihn nach kurzer Zeit wieder aus. Sobald er nur noch glimmt, halte ihn in das Reagenzglas (B2 links). Halte für die positive Blindprobe einen glimmenden Holzspan in ein Reagenzglas mit Sauerstoff, für die negative Blindprobe in ein Reagenzglas mit Kohlenstoffdioxid.

4. **Beobachtungen und Datenerfassung:** Du kannst direkt mit deinen Sinnen (z. B. Sehsinn) beobachten oder Daten mit Messgeräten (z. B. Waage) erfassen. Formuliere hier noch keine Erklärungen.

Nach der Zugabe von Wasser sprudelt und schäumt es im Reagenzglas mit dem Brausepulver. Der glimmende Holzspan flammt nicht auf.

Blindproben: Der glimmende Holzspan flammt in Sauerstoff auf (B2), in Kohlenstoffdioxid nicht.



B2 Nur mit Sauerstoff verläuft die Glimmspanprobe positiv

5. **Interpretation mit Hypothesenprüfung:** Werte deine Beobachtungen bzw. Daten geeignet aus (z. B. Tabelle, Diagramm). Interpretiere unter Einbezug der Blindproben die Beobachtungen und diskutiere mögliche Fehlerquellen bei der Versuchsdurchführung. Entscheide, ob deine Hypothese gestützt oder widerlegt wird.

- a) Hypothese widerlegt: Stelle eine neue Hypothese auf und überprüfe sie durch Versuche.
- b) Hypothese gestützt: Führe weitere Versuche durch, um die Hypothese zu bestätigen, zu konkretisieren oder auszuweiten. Wenn die Hypothese ausreichend gestützt wird, kannst du eine allgemeingültige Regel oder ein Gesetz ableiten. Das Gesetz sollte wiederum mit Versuchen überprüft werden.

Die Glimmspanprobe ist in dem Versuch negativ. Ein Fehler in der Durchführung kann ausgeschlossen werden, da die Glimmspanprobe zum richtigen Zeitpunkt durchgeführt wurde (Gasentwicklung bereits eingesetzt, Gas noch nicht aus dem Reagenzglas entwichen) und die Blindprobe mit Sauerstoff wie erwartet positiv verlief. Die Hypothese ist widerlegt. Eine neue Hypothese muss aufgestellt und geprüft werden:

Schritt 2 (Hypothese): Das Sprudeln entsteht durch Kohlenstoffdioxid.

Schritt 3 (Versuch):

Geräte: Tropftrichter, durchbohrter Stopfen, Reagenzglas mit seitlichem Ansatz, gebogenes Glasrohr, Becherglas

Chemikalien: Wasser, Brausepulver, Kalkwasser (gesättigte Calciumhydroxidlösung, GHS05, GHS07; H315, H318, H335; P280 P305, P351, P338), Kohlenstoffdioxid (GHS04, H280, P403)

Durchführung: Baue die Apparatur wie in B3 auf. Tropfe etwas Wasser auf das Brausepulver und verschließe den Hahn. Leite das entstehende Gas in Kalkwasser ein.

positive Blindprobe: Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Kalkwasser

Schritt 4 (Beobachtungen): Nach Zugabe von Wasser sprudelt und schäumt es im Reagenzglas mit Brausepulver. Das Kalkwasser trübt sich, wie bei der positiven Blindprobe.

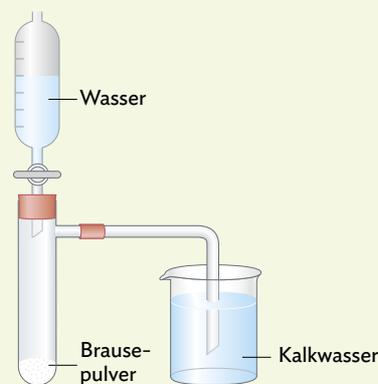
Schritt 5 (Interpretation mit Hypothesenprüfung): Mithilfe der Kalkwasserprobe wurde nachgewiesen, dass das Sprudeln von Brausepulver im Wasser durch die Bildung des Gases Kohlenstoffdioxid entsteht. Die Hypothese ist bestätigt.

Info

Mit einer Blindprobe soll die Eignung der Nachweismethode, der Versuchsapparatur und der Chemikalien sichergestellt werden.

Bei einer **positiven Blindprobe** wird statt der eigentlichen Stoffprobe (unbekanntes Gas) direkt der nachzuweisende Stoff (hier Sauerstoff) getestet. Sind Versuchsaufbau und verwendete Chemikalien in Ordnung, muss die Nachweismethode ein positives Ergebnis zeigen.

Bei einer **negativen Blindprobe** wird die Nachweismethode ohne Stoffzugabe oder mit einem Stoff getestet, von dem man weiß, dass die Nachweismethode ein negatives Ergebnis zeigen müsste.

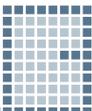


B3 Versuchsaapparatur

AUFGABEN

- A1** Rene fragt: „Brausetablette A enthält mehr Natriumcarbonat und Citronensäure als Brausetablette B. Setzt Brausetablette A in Wasser mehr Kohlenstoffdioxid frei als Brausetablette B?“ Plane einen geeigneten Versuch zur Klärung der Frage. Dir steht die Apparatur aus B3 und eine Laborwaage mit 0,01 g Genauigkeit zur Verfügung. Rufe dir die Regeln zum sicheren Arbeiten im Chemielabor ins Gedächtnis (QR-/Mediencode 05043-03) und führe deinen Versuch nach Rücksprache mit der Lehrkraft durch.
- A2** Vergleiche eure Vorschläge aus A1 in der Klasse. Diskutiert mögliche Fehlerquellen bei der Versuchsdurchführung, die die Ergebnisse verfälschen könnten.
- A3** Erstelle zu deinem Versuch aus A1 ein denkbare Versuchsprotokoll. Vergleiche die Aspekte des Protokolls mit den Schritten des naturwissenschaftlichen Erkenntniswegs.

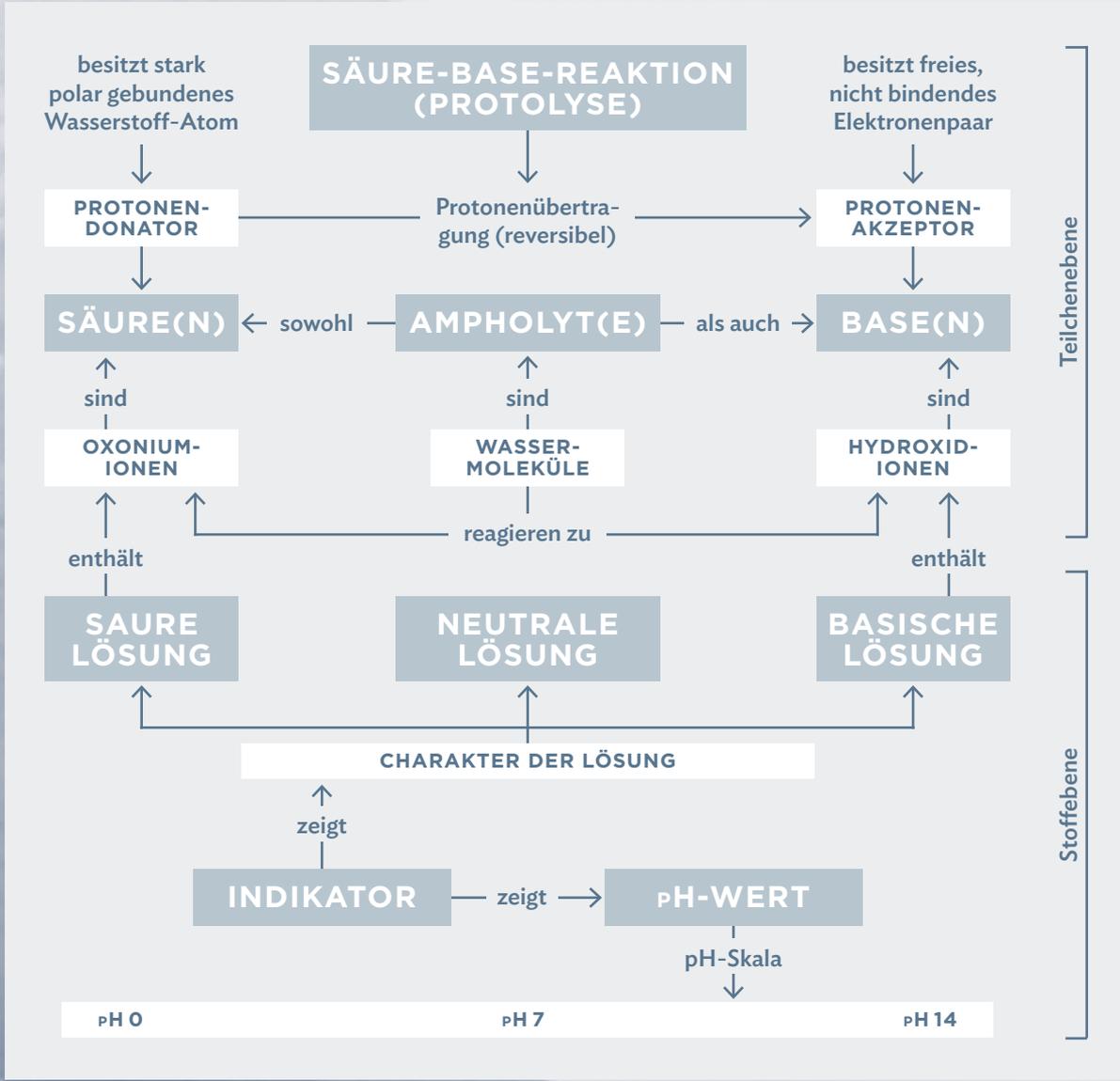




2

Protonenübergänge







Startklar?

Selbsteinschätzung

Schätze dich selbst ein: Wie gut sind deine Kenntnisse in den Bereichen A bis E?
Kreuze auf dem Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 05043-04 an!



05043-04

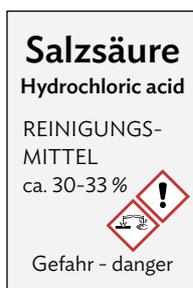
Ich kann ...	prima	ganz gut	es fällt mir schwer
A sicher im Labor arbeiten und Laborgeräte richtig anwenden.			
B Nachweise nutzen.			
C Reaktionsgleichungen aufstellen.			
D die Polarität vom Molekülbau ableiten und Moleküle mit polaren funktionellen Gruppen unterscheiden.			
E mit chemischen Größen und Gehaltsangaben umgehen.			

Überprüfung

Liegst du richtig? Bearbeite die folgenden Aufgaben zu jedem Bereich.

Sicher im Chemielabor arbeiten und Laborgeräte richtig anwenden

- A1** Auf vielen Alltagschemikalien sind Gefahrenhinweise zum korrekten Umgang aufgedruckt. Laut Produktbeschreibung sollte Salzsäure (salzsaure Lösung) zu Reinigungszwecken in Haushalt und Handwerk nur äußerst vorsichtig benutzt werden.



- a) Beschreibe die Bedeutung der abgebildeten Gefahrenpiktogramme.
- b) Leite aus den Gefahrenpiktogrammen die notwendigen Sicherheitsmaßnahmen beim Experimentieren mit Salzsäure (salzsaure Lösung) ab.

- A2** 32 mL Wasser sollen exakt abgemessen werden. Gib ein geeignetes Laborgerät dafür an und beschreibe das korrekte Vorgehen zum Ablesen der Füllmenge.

Nachweise nutzen

- B1** Ergänze die Lücken in folgendem Text:

Halogenid-Ionen lassen sich mithilfe einer _____ nachweisen. Dazu wird ein Reagenzglas zu einem Drittel mit _____ gefüllt und eine Spatelspitze des Halogenid-Salzes zugegeben. Nun werden zuerst zehn Tropfen _____, dann fünf Tropfen _____ zugegeben und anschließend vorsichtig geschüttelt. Da die farblichen Niederschläge der Silber(I)-salze nicht immer eindeutig zuzuordnen sind, muss deren unterschiedliche _____ in _____ getestet werden.

- B2** Stelle eine begründete Vermutung an, welche Halogenid-Ionen in welchem Versuchsansatz nachgewiesen wurden.



a) b) c)

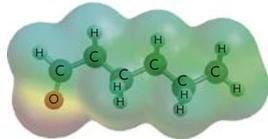
- B3** Mit einem Indikator wie Blaukrautsaft kann geprüft werden, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist. Definiere den Begriff Indikator.

Reaktionsgleichungen aufstellen

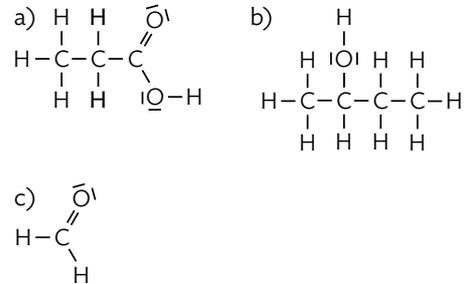
- C1** Stelle jeweils die Reaktionsgleichung, falls möglich in Ionenschreibweise, unter Angabe der Aggregatzustände bzw. des gelösten Zustands auf:
- Silber(I)-nitratlösung wird zu Kaliumchloridlösung getropft. Es bildet sich ein weißer Niederschlag.
 - Gelöster Traubenzucker ($C_6H_{12}O_6$ (aq)) reagiert unter Ausschluss von Luft mithilfe von Hefen als Katalysator zu Ethanol und Kohlenstoffdioxid.
 - Das Gas Ammoniak reagiert mit Wasser zu Ammoniumhydroxidlösung.

Die Polarität vom Molekülbau ableiten und Moleküle mit polaren funktionellen Gruppen unterscheiden

- D1** Korrigiere folgende Aussage: „Die Elektronegativität EN ist ein Maß für die Stärke eines Atoms, in einem Molekül nichtbindende Elektronenpaare an sich zu ziehen.“
- D2** Bestimme begründet die Bindungspolarität im Chlor- und im Wasserstoffchlorid-Molekül.
- D3** Beschreibe anhand der Abbildung die Molekülpolarität des Hexanal-Moleküls und leite dessen Löslichkeit in Wasser ab.



- D4** Ordne die dargestellten Moleküle jeweils einer Verbindungsklasse zu, gib die funktionelle Gruppe an und benenne die Moleküle.



Mit chemischen Größen und Gehaltsangaben umgehen

- E1** Ein Liter eines Mineralwassers enthält 348 mg Calcium-Ionen. Berechne die Stoffmenge an Calcium-Ionen, die in 100 mL des Mineralwassers enthalten ist.
- E2** Entscheide rechnerisch, ob die folgenden Aussagen richtig oder falsch sind:
- 1 Liter des Gases Wasserstoffchlorid enthält bei Normbedingungen weniger als 1 mol Wasserstoffchlorid-Moleküle. (*Tip*: Das molare Volumen beträgt hier 22,4 L/mol.)
 - 1 Liter Wein enthält ca. 120 mL gelösten Ethanol (C_2H_6O (aq)) und somit ca. 12 mol Ethanol-Moleküle. *Tip*: Die Dichte von Ethanol bei 20 °C beträgt 0,7893 g/cm³.

Auswertung

Hast du dich richtig eingeschätzt? Vergleiche deine Antworten mit den Lösungen auf S. 188. Gib dir jeweils die entsprechende Punktzahl und trage sie auf dem Arbeitsblatt ein.

	Ich kann ...	prima	ganz gut	mit Hilfe	lies nach
A	sicher im Labor arbeiten und Laborgeräte richtig anwenden.	10-9	8-6	5-3	unter QR-/Medien-code 05043-05  05043-05
B	Nachweise nutzen.	11-9	8-6	5-3	
C	Reaktionsgleichungen aufstellen.	9-8	7-5	4-2	
D	die Polarität vom Molekülbau ableiten und Moleküle mit polaren funktionellen Gruppen unterscheiden.	12-10	9-7	6-4	
E	mit chemischen Größen und Gehaltsangaben umgehen.	9-8	7-5	4-2	



2.1 Saure und basische Lösungen im Alltag

Die unterschiedliche Farbe von Blaukraut bzw. Rotkohl je nach Zubereitung, die Veränderung der Farbe von schwarzem Tee nach Zugabe von Zitronensaft und das Entkalken eines Wasserkochers mit Essig. Saure und basische Lösungen sind Teil des Alltags. Worin unterscheiden sie sich?

PV1 Reaktionen von sauren Lösungen



PROBLEM

Getränkedosen aus Aluminium oder Eisen müssen für säurehaltige Getränke speziell beschichtet werden. Salzsäure Lösung wird z. B. in Kunststoffgefäßen aufbewahrt. Einen Wasserkocher jedoch kann man mit Essig (essigsaurer Lösung) entkalken.

DURCHFÜHRUNG

Gib je eine kleine Probe Calciumcarbonat, Natriumcarbonat, geschmirgeltes Aluminiumblech, Eisenpulver, Zinkpulver und Kupferpulver in je ein Reagenzglas. Baue den Microscale-Gasentwickler wie in **B1** auf und tropfe nacheinander zu den Proben jeweils vorsichtig verschiedene saure Lösungen (z. B. salzsäure oder essigsäure

20-mL-Spritze mit geschmiertem Dichting und abgestumpfter Kanüle

2-mL-Spritze mit saurer Lösung und abgestumpfter Kanüle

Reagenzglas mit Weichgummistopfen

Probe

B1 Microscale-Gasentwickler

Lösung). Fange die entstehenden Gase jeweils in der geschmierten Einwegspritze auf, überführe sie ggf. in ein Reagenzglas und identifiziere sie mithilfe der Knallgasprobe, der Glimmspanprobe und der Kalkwasserprobe.

AUSWERTUNG

- Leite aus dem eingangs beschriebenen Problem zwei chemische Fragestellungen ab.
- Fasse in einer Tabelle die Beobachtungen aus den Experimenten vergleichend zusammen.
- Man unterscheidet edle Metalle, wie Gold und Kupfer, von unedlen Metallen, wie Aluminium, Eisen und Zink. Übertrage deine Versuchsergebnisse auf die Begriffe edel und unedel. Recherchiere im Internet den Begriff Edelmetall.
- Plane ein Experiment, mit dessen Hilfe bestimmt werden kann, welches unedle Metall unter sonst gleichen Bedingungen am schnellsten 10 mL Gas produziert.

ENTSORGUNG G1

PV2 Indikatoren und Alltagschemikalien testen



PROBLEM

Saure, neutrale und basische Lösungen werden in der Chemie aus Sicherheitsgründen nicht mit Geschmackstest unterschieden. Indikatoren wie z. B. Blaukrautsaft zeigen durch ihre Färbung den Charakter einer Lösung. Der pH-Wert beschreibt diesen mit einem Zahlenwert. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Farbe eines Indikators und dem pH-Wert einer Lösung?

DURCHFÜHRUNG

2.1 Übertrage die Tabelle in dein Heft. Bestimme für die fünf wässrigen Lösungen (Konzentration jeweils 1 mol/L) jeweils die Farbe der Indikatoren sowie den pH-Wert. Dir stehen eine Tüpfel- oder

Zellkulturplatte, Blaukrautsaft, Universalindikatorlösung, Bromthymolblaulösung und Universalindikatorpapier zur Verfügung. Notiere deine Ergebnisse in der Tabelle.

2.2 Führe den Versuch aus PV2.1 mit Lösungen aus dem Alltag, wie z. B. schwarzem Tee oder Malventee, durch. Dokumentiere deine Ergebnisse in einer separaten Tabelle.

AUSWERTUNG

- a) Bestimme mithilfe deiner Aufzeichnungen aus PV2.1 den Charakter der Lösungen aus PV2.2.
- b) Erkläre den Einfluss der farbigen Lösungen auf die Messungen.

ENTSORGUNG G1

	salzsaure Lösung	essigsäure Lösung	dest. Wasser	Ammoniaklösung	Natriumhydroxidlösung
Blaukrautsaft					
Farbe Universalindikator					
Farbe Bromthymolblau					
pH-Wert					
Charakter der Lösung	stark sauer	sauer	neutral	basisch	stark basisch

PV3 Isolierung von Indikatoren aus Pflanzen



PROBLEM

Hortensien blühen je nach Zusammensetzung des Bodens in unterschiedlichen Farben (B2). Diese Pflanzen enthalten Farbstoffe aus der Gruppe der Anthocyane, die auch in roten Rosenblüten, Radieschen, Rotkohl bzw. Blaukraut und der Urkartoffelsorte Vitelotte vorkommen. Auch Schokolinsen sind häufig mit Anthocyanen gefärbt. Sind diese Farbstoffe als Indikatoren geeignet?



B2 Hortensien im Sommergarten

Spatellöffel Seesand hinzu und zerreiße die Stücke in einem Mörser. Füge nun portionsweise 50 mL Spiritus hinzu und filtriere die Farbstofflösung nach einigen Minuten durch ein mit Spiritus angefeuchtetes Filterpapier. Überführe das Filtrat in eine Petrischale und tränke damit ein frisches Rundfilterpapier. Trockne das Papier anschließend z. B. mit einem Föhn. Tropfe nun nebeneinander mit einer Pipette destilliertes Wasser, Lösungen von Essig- oder Citronensäure sowie Natriumhydrogencarbonatlösung (basisch) auf das Papier.

AUSWERTUNG

- a) Dokumentiere deine Ergebnisse auf Stoffebene mithilfe aussagekräftiger Zeichnungen oder Fotografien.
- b) Ermittle mithilfe der Ergebnisse aus PV2 die charakteristischen Farben der pflanzlichen Farbstoffe in den verschiedenen pH-Bereichen. Beurteile deren Eignung als Indikatoren.

ENTSORGUNG A, R, Spiritus im Abzug verdampfen lassen

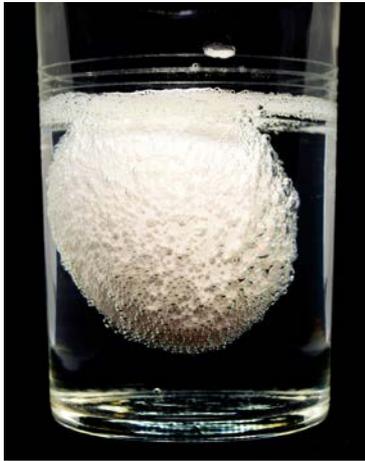
DURCHFÜHRUNG

Zerkleinere farbige Pflanzenteile, z. B. Rosenblüten oder Blaukrautblätter, mit einem Messer. Gib einen



Saure und basische Lösungen

Vielfalt an Lösungen im Alltag



B1 Die Kalkschale eines Eies löst sich in Essig langsam unter Gasentwicklung auf.



B2 GHS-Symbole „Ätzwirkung“ und „Ausrufezeichen“

Saure Lösungen, wie Essigreiner und Zitronensäurereiner, entfernen Kalkflecken im Bad. Sie reagieren mit dem Kalk (Calciumcarbonat) zu Kohlenstoffdioxid und Wasser (**B1**). Auch Marmor besteht vereinfacht aus Calciumcarbonat. Daher sollte man diese Reiniger auf Marmoroberflächen nicht einsetzen. Unedle Metalle wie Aluminium reagieren ebenfalls bei Kontakt mit sauren Lösungen, wobei Wasserstoff freigesetzt wird (**PV1**). Edle oder beschichtete Metalle sind vor Reaktionen mit sauren Lösungen geschützt.

Basische Lösungen, z. B. Kernseiflösungen und Rohrreiniger, sind in der Lage, Fette, Proteine und Farbstoffe durch Reaktion in wässrige Lösung zu bringen. Stark basische Rohrreiniger, die z. B. Natriumhydroxidlösung enthalten, zersetzen Fette und Proteinrückstände (z. B. Haare). Unedle Metalle greifen sie unter Bildung von Wasserstoff an.

Reiniger mit **neutralen Lösungen** sind das Mittel der Wahl bei empfindlichen Oberflächen und unedlen Metallen.

Saure Lösungen reagieren mit Carbonatsalzen unter Freisetzung von Kohlenstoffdioxid. Saure und basische Lösungen reagieren mit unedlen Metallen unter Freisetzung von Wasserstoff.

Achtung ätzend!

Sowohl saure als auch basische Lösungen sind ätzend. Je nach Konzentration sind sie gegenüber Metallen korrosiv, d. h. sie zersetzen die Metalle unter Bildung des Gases Wasserstoff (**PV1**). Außerdem sind saure bzw. basische Lösungen reizend für Haut, Schleimhäute und Augen. Das Tragen einer Schutzbrille im Labor versteht sich von allein. Im Haushalt vergisst man die Gefahren jedoch leicht. Auf Alltagschemikalien sind nur zum Teil Gefahrensymbole abgedruckt (**B2**). Lebensmittel, wie Essigsenz, sind von der Kennzeichnungspflicht beispielsweise ausgenommen.

Gefahrstoff oder nicht?

Essigreiner, Essigsenz und Speiseessig enthalten alle den Stoff Essigsäure (Ethansäure) in Lösung. Wieso nehmen wir Speiseessig so unbedenklich im Salatdressing zu uns, obwohl Essigsäure doch ein Gefahrstoff ist (vgl. **FM** S. 36 f.)? Der Grund sind die unterschiedlichen Konzentrationen an Essigsäure in den wässrigen Lösungen. Speiseessig kann man bedenkenlos verzehren, reine Essigsäure dagegen würde schwere Verätzungen hervorrufen. Geschmacksproben sind daher im Labor verboten.

Ein Blick in die Industrie

Basische Lösungen begegnen uns im Alltag an vielen Stellen. Natriumhydroxidlösung („Natronlauge“) ist z. B. in Rohrreinigern enthalten. In der Industrie reinigt man damit Mehrwegflaschen und verwendet die Lösung zum Backen von Laugengebäck. Bei der Flaschenreinigung ist die basische Lösung durch zusätzliches Erwärmen so aggressiv, dass alle Bakterien oder Schimmelpilze abgetötet werden. Beim Backen verleiht die basische Lösung dem Laugengebäck durch eine Reaktion seinen unvergleichbaren Geschmack.

Info

Früher wurden die Begriffe „basische Lösung“ und „alkalische Lösung“ oft gleichwertig verwendet. In der modernen Fachsprache ist „basische Lösung“ der Fachbegriff für alle Lösungen mit einem pH-Wert über 7 (vgl. S. 34). „Alkalische Lösung“ wird als Fachbegriff nur noch für wässrige Lösungen von Alkalimetallhydroxiden, z. B. Lithiumhydroxid, Natriumhydroxid und Kaliumhydroxid, verwendet.

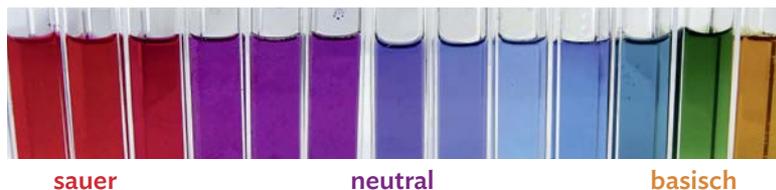
Indikatoren

Saure und basische Eigenschaften ließen sich zwar mit unserer Zunge und den Händen leicht testen, jedoch ist dies oft gefährlich und im Labor verboten. Es braucht eine „chemische Zunge“:

Rotkraut und Blaukraut sind je nach Zubereitungsart unterschiedlich gefärbt, obwohl sie aus der gleichen Pflanze hergestellt werden. Bei genauer Betrachtung der Rezepte fällt auf, dass nur bei der Zubereitung von Rotkraut Zitronensaft oder Essig hinzugegeben wird. Ursache für den Farbunterschied sind Farbstoffe, die je nach Charakter der Lösung unterschiedliche Farben aufweisen. Diese Stoffe werden **Indikatoren** (*indicare* (lat.): anzeigen) genannt (**B3, PV2**).

■■■■ (Säure-Base-)Indikatoren sind Farbstoffe, die den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer Lösung anzeigen.

Auch aus farbigen Bestandteilen mancher Pflanzen kann man eine Indikatorlösung herstellen (**PV3**). Mit dieser lässt sich der Charakter einer Testlösung anhand der sich einstellenden Farbe ermitteln (**B4**).



sauer

neutral

basisch

B4 Farbverlauf des Blaukrautsafts von sauer über neutral bis basisch

Beim Universalindikator handelt es sich um ein Stoffgemisch aus verschiedenen Indikatoren. Somit zeigt eine Universalindikatorlösung in den verschiedenen Bereichen verschiedene Farben an. Die Grenzen dazwischen sind aufgrund des Farbverlaufs nicht eindeutig mit bloßem Auge bestimmbar. Eine Thymolphthaleinlösung hingegen ist im neutralen und sauren Bereich farblos. Beim Übergang in den basischen Bereich zeigt dieser Indikator schlagartig eine charakteristische Blaufärbung.

AUFGABEN

- A1** In drei Gefäßen befinden sich Kernseifenlösung, destilliertes Wasser bzw. Essig. Nenne einen Indikatoren, mit dem die Flüssigkeiten identifiziert werden können. Gib jeweils die Farbe des Indikators in den Flüssigkeiten an. (Hilfen unter QR-/Mediencode 05043-06)
- A2** Beurteile die Wahl des Indikators für die folgenden Anwendungen und nenne eine sinnvolle Alternative:
 - a) Thymolphthalein für die Analyse, ob ein Gewässer übersäuert ist.
 - b) Universalindikator für die Analyse von Zitronenlimonade.
- A3** Essigsäure liegt als Reinstoff im sogenannten „Eisessig“ vor. Im Alltag werden u. a. die essigsauen Lösungen „Essigessenz“ sowie „Speiseessig“ verwendet. Vergleiche auf Grundlage einer Internetrecherche die Gefahreneinstufungen von „Eisessig“, „Essigessenz“ sowie „Speiseessig“ (vgl. auch **MK S. 36 f.**).



Blaukrautsaft		
sauer	neutral	basisch
Thymolphthalein		
sauer	neutral	basisch
Universalindikator		
sauer	neutral	basisch
Bromthymolblau		
sauer	neutral	basisch
Phenolphthalein		
sauer	neutral	basisch

B3 Indikatorlösungen auf einer weißen Tüpfelplatte (Thymolphthalein und Phenolphthalein sind in saurer und neutraler Lösung farblos.)



Die pH-Skala

Der pH-Wert



B5 Das Great Barrier Reef im Vergleich zu einem bereits abgestorbenen Riff

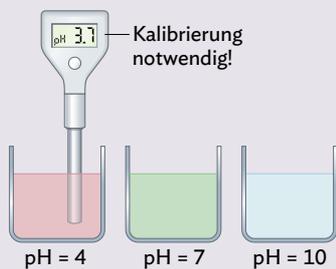
Meeresbiologinnen und Meeresbiologen warnen, dass zusätzlich zum Klimawandel der pH-Wert der Meere immer weiter sinkt. Auch der pH-Wert der Waldböden nimmt ab. Was ist der pH-Wert und welche Folgen hat das Absinken dieses Wertes?

Der **pH-Wert** ist ein Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung. Die **pH-Skala** wird von 0 bis 14 angegeben (**B6**), wobei stark saure Lösungen einen niedrigen pH-Wert haben, z. B. unser Magensaft mit einem pH-Wert von ungefähr 1 (**B9**). Die meisten Essiglösungen für Speisen besitzen einen pH-Wert zwischen 3 und 4 (**PV2**). Neutrale Lösungen, wie Trinkwasser, besitzen einen pH-Wert von 7. Lösungen mit einem pH-Wert ab 8 sind basisch. Der basische Charakter nimmt mit steigendem pH-Wert zu. So besitzt Kernseifenwasser einen pH-Wert von ca. 9. Basische Reiniger, wie Natriumhydroxidlösung, haben je nach Konzentration Werte zwischen 10 und 14.

EK

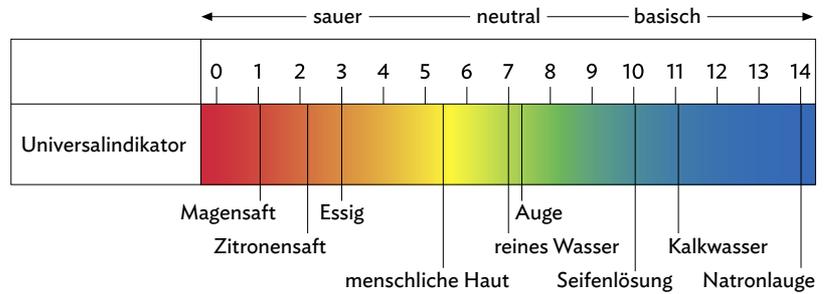
pH-Messgeräte kalibrieren

pH-Messgeräte messen Spannungsunterschiede in wässrigen Lösungen und zeigen dadurch den pH-Wert an. Sie müssen vor jedem Einsatz kalibriert werden. Bei der Zwei-Punkt-Kalibrierung verwendet man als Referenz zwei Lösungen mit fest definierten pH-Werten, z. B. pH 4 und pH 10. Zur Überprüfung der Kalibrierung kann man eine dritte Lösung z. B. mit pH 7 verwenden.



B8 pH-Messgeräte sollten vor dem Experiment mit Lösungen definierter pH-Werte kalibriert werden.

Der pH-Wert ist ein Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung. Saure Lösungen weisen einen pH-Wert zwischen 0 und 6, neutrale Lösungen einen pH-Wert von 7 und basische Lösungen einen pH-Wert zwischen 8 und 14 auf.



B6 pH-Skala und Alltagsbeispiele zugeordnet

pH-Werte bestimmen

pH-Werte kann man mit pH-Messgeräten oder mit pH-Papier ermitteln (**B7**, **B8**). Das pH-Papier nimmt bei Kontakt mit einer wässrigen Probe eine Färbung an, die man einem bestimmten pH-Wert zuordnen kann. Dazu vergleicht man die Verfärbung des pH-Papiers mit der Farbskala auf der Packung. Das Papier ist mit einem Gemisch verschiedener Indikatoren versetzt, wodurch eine recht feine Abstufung erreicht wird.



B7 pH-Papier mit Farbskala

pH-Werte in und um uns

Für jede Körperflüssigkeit eines Lebewesens gibt es einen pH-Wert, bei dem Lebensvorgänge optimal verlaufen. Andernfalls sind Stoffwechselfvorgänge stark eingeschränkt oder kommen gar vollständig zum Erliegen. Schwankungen des pH-Werts des Blutes sind nur in einem sehr engen Bereich zwischen 7,3 und 7,4 möglich (B9). Der Körper besitzt dazu zahlreiche aufwändige Steuerungsmechanismen. Niedrige pH-Werte auf der Haut oder in den weiblichen Fortpflanzungsorganen verhindern den Befall mit Mikroorganismen wie Bakterien oder Pilzen und bilden einen natürlichen Säureschutzmantel.

Die ersten elektrischen Kühlschränke wurden 1929 in Europa entwickelt. Doch bereits vorher musste dafür gesorgt werden, dass Lebensmittel nicht verkommen. Das saure Einlegen von Gemüse, z. B. Essiggurken, und das Vergären von Weißkraut zu Sauerkraut verhindern das Wachstum von unerwünschten Bakterien oder Schimmelpilzen und machen Lebensmittel auf diese Weise lange Zeit haltbar.

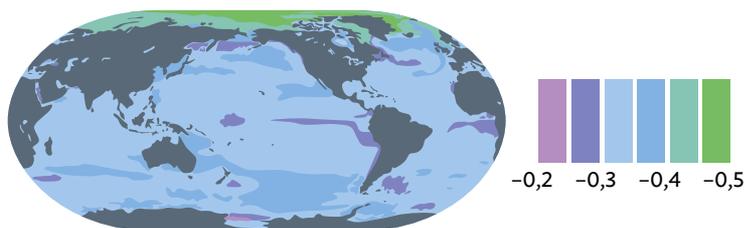
Hauptursache für den sinkenden pH-Wert der Meere und Waldböden ist die Industrialisierung und der damit verbundene vermehrte Ausstoß an Schwefeloxiden, Stickstoffoxiden und Kohlenstoffdioxid seit Beginn des 19. Jahrhunderts. Die Gase lösen sich z. B. im Wasser der Meere oder im Regenwasser und bilden dabei saure Lösungen. Die Skelette und Gehäuse vieler Ozeanbewohner, wie Korallen und Muscheln, bestehen aus Kalk, der vom sauren Meerwasser angegriffen wird (B5, PV1). Auch die Bäume in den Wäldern werden durch die zu sauren Böden geschädigt und können Schädlinge wie den Borkenkäfer nicht mehr gut abwehren.

Körperteil, Körperflüssigkeit	pH-Wert
Haut und Haar	Frauen: pH 5,6 Männer: pH 4,9
Blut	arteriell pH 7,4 venös pH 7,37
Lymph	pH 7,4
Urin	pH 4,8–7,7
Speichel	pH 6,8–7,2
Magen	Innenwand: pH > 2 Magensaft: pH 1,0–1,5
Dünndarm	pH 5,6–8,3
Dickdarm	pH 6,5–7,8

B9 pH-Werte im menschlichen Körper

AUFGABEN

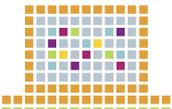
- ✚ **A1** Beurteile den Einsatz von Indikatoren im Vergleich zu einem pH-Meter, um den pH-Wert einer Lösung zu bestimmen. Gehe dabei auf Genauigkeit und Subjektivität ein.
- A2** Beurteile die Aufschrift „pH-hautneutrale Creme“ aus Sicht eines Chemikers oder einer Chemikerin.
- ✚ **A3** Der Weltklimarat stellt anhand von Geodaten mögliche Szenarien auf, welche weltweiten Veränderungen in Abhängigkeit der getroffenen Klimaschutz-Maßnahmen zu erwarten sind. Szenario RCP8.5 wird auch als „Weiter so wie bisher“-Szenario bezeichnet. Gib die Aussage von Abbildung B10 in eigenen Worten wieder. Begründe, warum dieses Szenario als unwahrscheinlich angenommen wird.



B10 Vorhergesagte Änderung des pH-Werts der Meeresoberfläche im Zeitraum 2090-2099 im Vergleich zu 1990-1999 entsprechend des Szenarios RCP8.5

FACHBEGRIFFE

die saure Lösung, die basische Lösung, die neutrale Lösung, der Indikator, der pH-Wert, die pH-Skala



Mit einer Gefahrstoffdatenbank umgehen

Das Wissen über Gefahrstoffe ist die Grundlage, die Unfallgefahr im Labor niedrig halten zu können. Dies ist unter anderem beim Umgang mit sauren oder basischen Lösungen wichtig (vgl. S. 32-35). Eine frei zugängliche Gefahrstoffdatenbank, die GESTIS-Stoffdatenbank (B1), wird von der Deutschen Gesetzlichen Unfallversicherung (DGUV) online zur Verfügung gestellt.



Die Gefahrstoffdatenbank GESTIS

Die GESTIS-Stoffdatenbank enthält Informationen zu über 8700 Stoffen. Anhand des Namens oder der Identifikationsnummern findet man physikalische und chemische Daten, Informationen zur Toxikologie, zur Ersten Hilfe und zum sicheren Umgang sowie die einzuhaltenden Vorschriften.

Die Einstufung von Chemikalien ist einer ständigen Entwicklung ausgesetzt. Das Gefahrenpotenzial eines Stoffes sollte vor jedem Versuch erneut überprüft werden, auch wenn man schon oft mit diesem gearbeitet hat.

So geht's

1. Rufe die Website <https://gestis.dguv.de/> auf.
2. Informiere dich im Bereich „Home“ und unter dem Reiter „Inhalte“ kurz über die Arbeit mit der Datenbank (B2).
3. Die Suchfunktion bietet die Möglichkeiten, nach Stoffname, (Identifikations-)Nummern oder Summenformel (Molekül- bzw. Verhältnisformel) zu suchen. Optional ist auch eine Volltextsuche verfügbar, um noch mehr über eine(n) Stoff(gruppe) zu erfahren.

Home	Liste A-Z	Suche	Datenblatt
Stoffname	Nummern	Summenformel	Volltextsuche
Suchen	Exakte Suche		

- IDENTIFIKATION
- CHARAKTERISIERUNG
- FORMEL
- PHYSIKALISCH CHEMISCHE EIGENSCHAFTEN
- TOXIKOLOGIE / ÖKOTOXIKOLOGIE
- ARBEITSMEDIZIN UND ERSTE HILFE
- SICHERER UMGANG
- VORSCHRIFTEN
- LINKS
- LITERATURVERZEICHNIS

B2 Übersicht über die enthaltenen Daten eines Stoffdatenblattes

Tippe bei „Stoffname“ den gewünschten Suchbegriff ein. Die Funktion „Suchen“ liefert alle Stoffe, in deren (systematischen) Namen der Begriff enthalten ist. Die „Exakte Suche“ liefert in der Regel ausschließlich den gesuchten Stoff.

4. Klicke auf den Namen, um zum Stoffdatenblatt zu gelangen.
5. Zur Offline-Nutzung kannst du dir das gesamte Stoffdatenblatt oder Teile davon ausdrucken oder als PDF-Datei herunterladen.

Tipps und Tricks bei der Recherche

Unser Magensaft enthält eine stark saure Lösung, die auch im Labor hergestellt werden kann, indem man das Gas Wasserstoffchlorid in Wasser einleitet. Der Gefahrstoff Wasserstoffchlorid (B3) wird jedoch auch als Chlorwasserstoff, Salzsäuregas oder Hydrogenchlorid bezeichnet. Nicht immer sind in Gefahrstoffdatenbanken die IUPAC-Namen hinterlegt.



B3 GHS Symbole für das Gas Wasserstoffchlorid (bzw. Chlorwasserstoff)

Auch Chemikerinnen und Chemiker benennen im Labor nicht immer jeden Stoff systematisch. Ein Beispiel ist das streng riechende Gas Ammoniak. Es löst sich sehr gut in Wasser und reagiert auch mit diesem. Arbeitet man im Labor mit „Ammoniak“ ist häufig jedoch eine Ammoniaklösung gemeint.

Unterschiedliche Bezeichnungen und sprachliche Ungenauigkeiten können die Suche in einer Gefahrstoffdatenbank erschweren. Mit ein paar Kniffen kann man vielen Problemen bei der Recherche nach Gefahrstoffen vorbeugen.

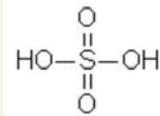
So geht's

1. Nimm dir ausreichend Zeit für die Recherche und arbeite gewissenhaft. Eine fehlerhafte Recherche kann fatale Folgen haben.
2. Kennst du mehrere Bezeichnungen eines Stoffes, so probiere alle aus, bis die Suche erfolgreich ist. Alternativ kannst du auch über eine weitere Suchmaschine nach der Identifikationsnummer eines Stoffes suchen.
3. Die Eingabe der Molekül- bzw. Verhältnisformel (in GESTIS „Summenformel“) erfolgt teilweise entgegen der Gewohnheit alphabetisch nach Atomartsymbol.
Hinweis: Molekül-Ionen, z. B. das Sulfat-Ion SO_4^{2-} , werden gebunden in Molekülen meist als Einheit angegeben: H_2SO_4 statt $\text{H}_2\text{O}_4\text{S}$ (B4). Es können auch Klammern verwendet werden, z. B. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
4. Überprüfe anhand der (Halbstruktur-)Formeln der im Stoff enthaltenen Teilchen im Datenblatt, ob du auch wirklich den gesuchten Stoff recherchiert hast (B4).

Info

Nicht nur die Bezeichnungen, auch die Formeln werden in Datenbanken teilweise in ungewohnter Weise geschrieben. Lass sich davon nicht verwirren.

FORMEL



Molmasse: 98,08 g/mol

B4 Kapitel „Formel“ des Datenblattes von Schwefelsäure

AUFGABEN

- A1** Gib in der GESTIS-Stoffdatenbank die verschiedenen Begriffe für den Stoff Wasserstoffchlorid ein und identifiziere den Namen, der in der Datenbank hinterlegt ist.
- A2** Vergleiche die Eigenschaften von „Ammoniak, wasserfrei“ sowie „Ammoniak, wässrige Lösung“ und benenne Gefahren, die durch fehlerhafte Recherche vor einem Experiment mit „Ammoniak“ drohen.
- A3** Aufgrund der stark wassergefährdenden Eigenschaften von Ammoniaklösung darf die Entsorgung auf keinen Fall über den Ausguss erfolgen. Recherchiere die korrekte und umweltgerechte Entsorgung einer Ammoniaklösung.
- A4** Teste die Suchfunktion anhand der Formel von Wasserstoffchlorid, Wasserstofffluorid, Natriumoxid und Calciumoxid.
- A5** Ethanol kann über die Atemwege, die Haut und den Verdauungstrakt aufgenommen werden. Recherchiere die Folgen bei Exposition und beschreibe Sicherheitsmaßnahmen beim Umgang mit Reinigungsmitteln oder Desinfektionsmitteln, die Ethanol enthalten.
- A6** Bier enthält Ethanol und spielt in der bayerischen Tradition eine kulturelle Rolle. Ethanol als Gefahrstoff zu klassifizieren ist für viele daher nicht naheliegend. Der Stoff kann jedoch bei Experimenten in Kombination mit anderen Stoffen heftig, teils explosionsartig reagieren. Recherchiere in der Stoffdatenbank GESTIS nach Stoffen, die diese Reaktionen auslösen können und liste drei auf.
- A7** Gib in der Suchfunktion der Gefahrstoffdatenbank die Summenformel $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ein und stelle die Unterschiede und Gemeinsamkeiten der beiden Stoffe Ethanol und Dimethylether tabellarisch dar.

Info

Bei der Planung eines Versuchs kann das sogenannte **STOP-Prinzip** hilfreich sein. Die Buchstaben stehen für Schutzmaßnahmen, die der Reihenfolge nach zu prüfen und anzuwenden sind:

Substitution (Ersatz eines Gefahrstoffs durch einen Stoff mit geringerer Gefährdung)

Technische Schutzmaßnahmen (z. B. Abzug, Schutzscheiben)

Organisatorische Schutzmaßnahmen (z. B. kleinerer Maßstab, Verdünnung)

Persönliche Schutzmaßnahmen (z. B. Schutzbrille, Handschuhe, Atemschutz)



2.2 Reaktionen von Säuren und Basen

Atemschutzmasken sind für Feuerwehren essenzielle Arbeitsgeräte. Bei der Verbrennung von Elektrokabeln, Fensterrahmen und Fußböden wird neben anderen Rauchgasen das Gas Wasserstoffchlorid freigesetzt. Dieses Gas wird auch durch den Kampfstoff Phosgen freigesetzt, der im ersten Weltkrieg das Zeitalter der Chemiewaffen einläutete. Welche Teilchen sind für eine ätzende Wirkung verantwortlich?

PLV1 Wasserstoffchloridspringbrunnen



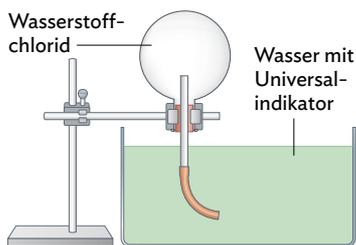
PROBLEM

Das Gas Wasserstoffchlorid wird bei Bränden aus PVC-Fußböden freigesetzt und verursacht auf feuchten Schleimhäuten schwere Verätzungen. Welche Reaktion läuft dabei ab?

DURCHFÜHRUNG

Eine pneumatische Wanne wird mit Wasser gefüllt und Universalindikator bis zu einer gut sichtbaren Färbung hinzugegeben. Die elektrische Leitfähigkeit der Lösung wird mithilfe eines Leitfähigkeitsmessers geprüft. Eine kleine Probe der Lösung wird in ein Reagenzglas überführt und mit Silber(I)-nitratlösung versetzt.

Ein Rundkolben wird mit Wasserstoffchlorid gefüllt und mit einem Stopfen mit Glasrohr und angeschlossenen Schlauch mit Schlauchklemme dicht verschlossen (B1). Der Kolben wird kopfüber in ein Stativ



B1 Versuchsaufbau zu PLV1

eingespannt, sodass der Schlauch tief in die Lösung eintaucht. Anschließend wird die Schlauchklemme gelöst.

Nach Beendigung des Versuchs wird die elektrische Leitfähigkeit der Lösung im Kolben bestimmt sowie eine Probe daraus mit Silber(I)-nitratlösung versetzt.

AUSWERTUNG

- Erstelle ein Versuchsprotokoll.
- Stelle anhand der Versuchsergebnisse Hypothesen in Hinblick auf die ablaufende Reaktion auf.
- Erkläre die Notwendigkeit der Leitfähigkeitsmessung sowie des Chlorid-Ionen-Nachweises mit Silber(I)-nitratlösung bei diesem Versuch.

ENTSORGUNG G1

PV2

Ammoniaksspringbrunnen (Microscale)



PROBLEM

FRITZ HABER und CARL BOSCH entwickelten zu Beginn des 20. Jahrhunderts ein kriegsentscheidendes Verfahren zur Herstellung von Ammoniak. Aus dem Gas wurden Düngemittel und Sprengstoff hergestellt.

Den eigentümlichen Geruch von Ammoniak kann man z. B. beim Haarefärben wahrnehmen. Der leicht flüchtige Ammoniak lässt die Haare kurzzeitig aufquellen, sodass die Farbstoffe besser ins Haarsinnere gelangen. Was genau passiert, wenn Ammoniak mit Wasser in Kontakt kommt?

DURCHFÜHRUNG

Von der Lehrkraft erhältst du eine mit gasförmigem Ammoniak befüllte und mit einem Stopfen verschlossene 50 mL Spritze. Zuvor wurde bereits ein Loch mit einem heißen Nagel in den Stempel geschmolzen (Spritzenvorbereitung, Gasentwicklung und Makromaßstab unter QR-/Mediencode 05043-07).

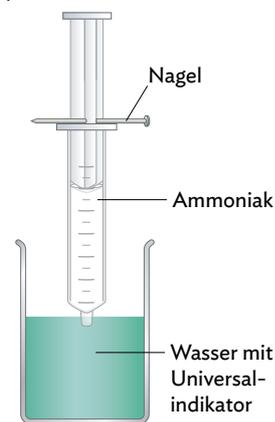


Fülle ein 250-mL-Becherglas zur Hälfte mit Wasser, gib einige Tropfen Universalindikatorlösung hinzu und verrühre. Schiebe den Nagel durch das Loch im Spritzenstempel, entferne den Verschluss von der Spritze und halte die Spritze mit der Öffnung in die wässrige Indikatorlösung (B2).

AUSWERTUNG

- a) Beschreibe deine Beobachtung nach dem Eintauchen der Spritze in das mit Indikator versetzte Wasser.
- b) Erkläre die Beobachtungen bezüglich der Änderung des Wasserpegels sowie der Farbänderung.
- c) In dem Versuch findet eine Reaktion zwischen Ammoniak-Molekülen und Wasser-Molekülen statt. Dabei wird ein Wasserstoff-Kation (H^+) übertragen und es entstehen unter anderem Hydroxid-Ionen (OH^-). Stelle die Reaktionsgleichung auf.

ENTSORGUNG G1



B2 Versuchsaufbau zu PV2

V3

Geheime Botschaften



PROBLEM

Die Verschlüsselung von Nachrichten war in Kriegzeiten vor allem für Geheimdienste enorm wichtig. Kann mithilfe eines farblosen Indikators eine verschlüsselte Botschaft übermittelt werden?

DURCHFÜHRUNG

Schreibe mit einer farblosen, 0,1%igen Indikatorlösung (Thymolphthalein oder Phenolphthalein) eine geheime Botschaft auf ein Filterpapier. Ziehe im Abzug mit einer Spritze mit Kanüle das Gas Ammoniak aus dem Gasraum einer Flasche mit Ammoniaklösung auf und duse das Gas anschließend auf das Filterpapier. Trockne das Filterpapier nach einigen Minuten z. B. mit einem Föhn.

AUSWERTUNG

- a) Notiere deine Beobachtungen über einen Zeitraum von einigen Minuten und erstelle ein Versuchsprotokoll.
- b) Beschreibe den inhaltlichen Zusammenhang zwischen PV2 und V3.
- c) Erläutere mithilfe einer Reaktionsgleichung, wie die Botschaft wieder unsichtbar wird.
Hinweis: Bei der Reaktion spielen Ammonium-Ionen (NH_4^+) eine Rolle.
- d) Beschreibe die Vorgehensweise, die notwendig ist, um die Botschaft ein weiteres Mal sichtbar zu machen.

ENTSORGUNG R



Protonenübergänge

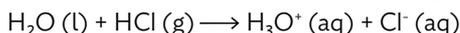
Die charakteristischen Teilchen saurer Lösungen



B1 Wasserstoffchloridspringbrunnen

Das Gas Wasserstoffchlorid ist sehr gut wasserlöslich. In einem geschlossenen System kann daher beim Lösevorgang ein Unterdruck entstehen. Dieser Effekt wird im Springbrunnenversuch genutzt (**PLV1**). Mit Indikator versetztes Wasser wird schlagartig in einen Kolben mit Wasserstoffchlorid gesaugt (**B1**). Der Indikator zeigt den sauren Charakter der entstehenden Lösung an. Welche Teilchen sind dafür verantwortlich?

Die entstehende Lösung ist elektrisch leitfähig. Bei der Reaktion müssen also Ionen gebildet worden sein. Ein Nachweis mit Silber(I)-nitratlösung zeigt, dass Chlorid-Ionen (Cl^-) entstanden sind (**PVL1**). Das Wasserstoff-Atom im Wasserstoffchlorid-Molekül (HCl) wurde also als Wasserstoff-Kation abgespalten. Wasserstoff-Kationen nennt man **Protonen** (H^+). Sie existieren nicht frei in Lösung, sondern reagieren mit Wasser-Molekülen zu **Oxonium-Ionen** (H_3O^+). Diese sind für den Farbumschlag des Indikators und die ätzende Wirkung der sauren Lösung verantwortlich.



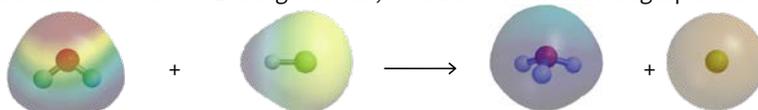
Info

Eine Lösung, die Oxonium-Ionen und Chlorid-Ionen enthält, wird im allgemeinen Sprachgebrauch als „Salzsäure“ bezeichnet. Eine Säure ist jedoch auf Teilchenebene definiert. Fachsprachlich korrekt muss man also „salzsaure Lösung“ sagen. Historisch und in der Alltagssprache ist der Begriff Salzsäure jedoch so stark verankert, dass er auch im Labor noch häufig verwendet wird.

Saure Lösungen sind wässrige Lösungen, die Oxonium-Ionen (H_3O^+) als charakteristische Teilchen enthalten (**B2** links).

Definition von Säuren und Basen

In der oben beschriebenen Reaktion zieht ein Wasser-Molekül mit seinen nicht-bindenden Elektronenpaaren das Proton eines Wasserstoffchlorid-Moleküls an. Da die Bindung im Wasserstoffchlorid-Molekül stark polar und das Chlorid-Anion in Lösung stabil ist, wird das Proton leicht abgespalten.



Protonenanziehung



Insgesamt wird bei der Reaktion ein Proton von einem Molekül auf ein anderes übertragen. Die Wasserstoffchlorid-Moleküle wirken also als **Protonendonatoren**, die Wasser-Moleküle als **Protonenakzeptoren**. Es handelt sich um eine **Donator-Akzeptor-Reaktion** (vgl. Konzeptkasten sowie Übersicht hinten im Buch). 1923 definierte der Chemiker J. N. BRØNSTED Teilchen, die mindestens ein Proton abgeben, als **Säuren**, und Teilchen, die ein Proton aufnehmen, als **Basen** (vgl. Info). Reaktionen zwischen Säuren und Basen nennt man **Säure-Base-Reaktionen**.

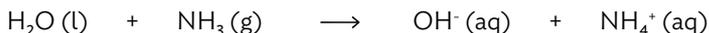
Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben (Protonendonatoren). Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen (Protonenakzeptoren). Eine Säure enthält immer ein polar gebundenes Wasserstoff-Atom, eine Base enthält immer ein nicht-bindendes Elektronenpaar.

DAS DONATOR-AKZEPTOR-KONZEPT

Die Protonenübertragungsreaktion erfordert immer einen Protonendonator sowie einen Protonenakzeptor. Eine Säure gibt immer das Proton an eine Base ab. Ein isoliertes Proton existiert in wässriger Lösung nicht.

Die charakteristischen Teilchen basischer Lösungen

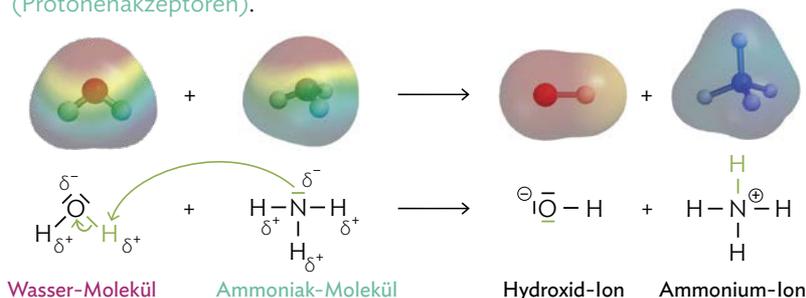
Das Gas Ammoniak ist ein Gefahrstoff und wirkt, wie auch Wasserstoffchlorid, stark ätzend auf feuchte Schleimhäute. Ammoniak ist enorm wasserlöslich. 1176 Liter des Gases lösen sich bei Normbedingungen in einem Liter Wasser. Wird Ammoniak in Wasser geleitet, zeigen Indikatoren sofort eine basische Lösung an (PV2). Die Wasser-Moleküle reagieren zu Hydroxid-Ionen (OH⁻), die für die Färbung der Indikatoren sowie die ätzende Wirkung von basischen Lösungen verantwortlich sind. Die Ammoniak-Moleküle (NH₃) reagieren zu Ammonium-Ionen (NH₄⁺).



■ ■ ■ ■
Basische Lösungen sind wässrige Lösungen, die Hydroxid-Ionen (OH⁻) als charakteristische Teilchen enthalten (B2 rechts).

Säure-Base-Reaktion von Ammoniak und Wasser

In der Reaktion von Ammoniak mit Wasser wirken die Wasser-Moleküle als Säuren (Protonendonatoren) und die Ammoniak-Moleküle als Basen (Protonenakzeptoren).



Info
Der Feststoff Natriumhydroxid ist aus Natrium- und Hydroxid-Ionen aufgebaut. Der Stoff entfaltet seine ätzende Wirkung jedoch erst in wässriger Lösung, da die Hydroxid-Ionen nur in Lösung frei beweglich sind. Natriumhydroxidlösung ist eine häufig verwendete basische Lösung (vgl. S. 32).

Info
Saure und basische Lösungen wirken beide ätzend, obwohl sie mit Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen jeweils unterschiedliche charakteristische Teilchen enthalten. Die ätzende oder korrosive Wirkung ergibt sich durch die generell hohe Reaktivität der Teilchen, z. B. gegenüber Metall-Atomen, Protein-Molekülen und Fett-Molekülen (vgl. S. 32).

AUFGABEN

- A1** Wasserstofffluorid wird in wässriger Lösung als sogenannte Flusssäure zum Ätzen von Glas eingesetzt. Formuliere die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Wasserstofffluorid mit Wasser auf Teilchenebene mit Valenzstrichformeln. Benenne die Teilchen und markiere die für eine saure Lösung charakteristischen Teilchen.
- A2** Rohrreiniger enthalten festes Kaliumhydroxid. Nenne drei Sicherheitsregeln, die beim Umgang mit diesem Gefahrstoff im Haushalt berücksichtigt werden müssen und beschreibe Folgen bei Missachtung dieser (vgl. auch MK S. 36 f.).
- A3** B2 zeigt eine saure und eine basische Lösung im Teilchenmodell. Beschreibe Aussagen, die mit diesem Modell möglich sind, und zeige Grenzen des Modells in Bezug auf die Modellierung einer Reaktion mit Protonenübergang auf.
- A4** Formuliere die Rückreaktion (umgekehrte Reaktion) der Reaktion von Ammoniak mit Wasser. Benenne alle Teilchen mit Fachbegriffen und ordne ihnen die Begriffe Protonendonator und -akzeptor sowie Säure und Base zu.

saure Lösung

basische Lösung

- ▲ Wasser-Moleküle (H₂O)
- ◆ Oxonium-Ionen (H₃O⁺)
- Hydroxid-Ionen (OH⁻)
- Chlorid-Ionen (Cl⁻)
- Natrium-Ionen (Na⁺)

B2 Vereinfachte Skizze einer sauren und einer basischen Lösung im Teilchenmodell



Protonenübergänge sind reversibel



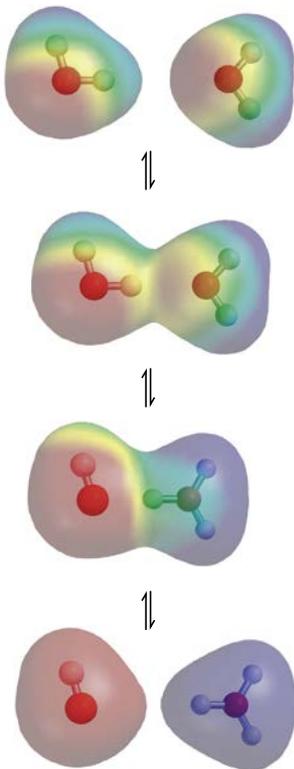
B3 Fachsprache und Alltagssprache müssen klar unterschieden werden.

Die Besonderheit der Wasser-Moleküle

„Wasser soll eine Säure sein? Wasser schmeckt aber doch nicht sauer!“ Das klingt verwirrend, zeigt aber die Problematik zwischen Alltags- und Fachsprache (**B3**, vgl. FM S. 49): Eine Säure ist definiert als ein Teilchen, das Protonen abgibt, eine Base als ein Teilchen, das Protonen aufnimmt. In jeder sauren und jeder basischen Lösung liegen sowohl Säuren als auch Basen vor. Aus der Anwesenheit der Teilchen lässt sich also nicht schließen, ob eine Lösung sauer oder basisch ist. Hier muss klar zwischen Stoff- und Teilchenebene unterschieden werden.

Wasser-Moleküle sind in der Lage, Protonen aufzunehmen, z. B. von Wasserstoffchlorid-Molekülen, oder Protonen abzugeben, z. B. an Ammoniak-Moleküle (vgl. S. 40 f.). Ein Wasser-Molekül reagiert also je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base. Solche Moleküle nennt man **Ampholyte**.

Ein Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagiert, bezeichnet man als Ampholyt.

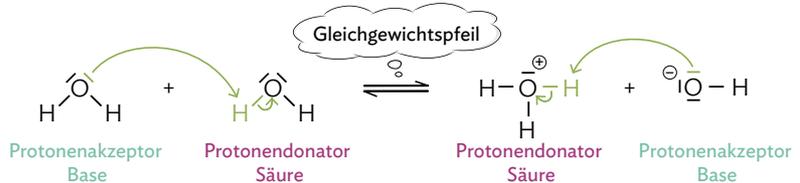


B4 Wasser-Moleküle werden zu Hydroxid- und Oxonium-Ionen

Säure-Base-Reaktionen sind reversibel

Wasser-Moleküle reagieren in geringem Umfang in einer Säure-Base-Reaktion miteinander. Dabei wirkt ein kleiner Teil der Wasser-Moleküle als Base und reagiert zu Oxonium-Ionen. Ein anderer, kleiner Teil der Wasser-Moleküle wirkt als Säure und reagiert zu Hydroxid-Ionen. Aus zwei Wasser-Molekülen entstehen ein Oxonium-Ion und ein Hydroxid-Ion (**B4**).

Die Reaktion läuft auch in die Gegenrichtung ab, sie ist **reversibel**. In einer Portion Wasser finden folglich Hin- und Rückreaktion ständig statt, wobei immer gleich viele Teilchen in die eine wie die andere Richtung reagieren. Es herrscht ein Gleichgewicht. In einer Reaktionsgleichung stellt man dies mit einem **Gleichgewichtspfeil** dar. Die Hinreaktion verläuft von links nach rechts, die Rückreaktion von rechts nach links.



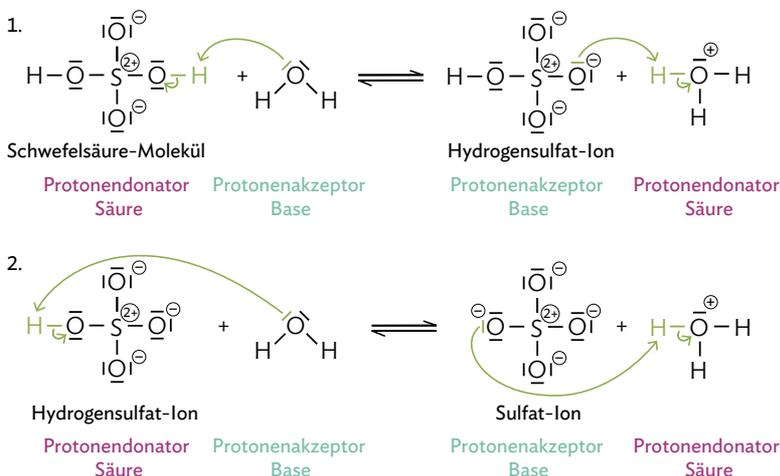
Düst man Ammoniak auf ein feuchtes Papier, das mit farbloser Indikatorlösung versetzt wurde, so zeigt der Indikator einen Farbumschlag (**LV3**). Bei der Reaktion werden Hydroxid-Ionen und Ammonium-Ionen gebildet (vgl. S. 41). Auch diese Reaktion ist reversibel, sodass beim Trocknen des Papiers die Ammonium- und Hydroxid-Ionen wieder zu Wasser- und Ammoniak-Molekülen reagieren. Den daraufhin verdunstenden Ammoniak erkennt man am charakteristischen Geruch.



Reversible Reaktionen mehrprotoniger Säuren

Aus dem Stoff Salpetersäure lassen sich sowohl Düngemittel als auch Sprengstoffe herstellen. Das Salpetersäure-Molekül (HNO_3) (**B5**) besitzt, wie das Wasserstoffchlorid-Molekül (HCl), ein stark polar gebundenes Wasserstoff-Atom. Es handelt sich um einprotonige Säuren. Es gibt jedoch auch Säuren mit zwei oder mehr polar gebundenen Wasserstoff-Atomen, z. B. das Kohlensäure-Molekül (H_2CO_3), das Phosphorsäure-Molekül (H_3PO_4) und das Schwefelsäure-Molekül (H_2SO_4).

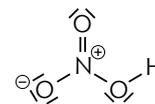
Tropft man reine Schwefelsäure zu Wasser, entsteht Schwefelsäurelösung, die z. B. in Autobatterien eingesetzt wird. Das zweiprotonige Schwefelsäure-Molekül (H_2SO_4) reagiert dabei zunächst unter Abgabe eines Protons zum Hydrogensulfat-Ion (HSO_4^-) und einem Oxonium-Ion. Das Hydrogensulfat-Ion besitzt ein weiteres polar gebundenes Proton, das wiederum mit einem Wasser-Molekül reagieren kann. Es entstehen ein Sulfat-Ion (SO_4^{2-}) und ein weiteres Oxonium-Ion.



Beide Säure-Base-Reaktionen sind reversibel. Das Hydrogensulfat-Ion kann somit sowohl als Protonenakzeptor (1. Reaktion), als auch als Protonendonator (2. Reaktion) reagieren. Es handelt sich also, wie beim Wasser-Molekül, um einen Ampholyt.

AUFGABEN

- A1** Ordne in der Reaktion eines Ammoniak- und eines Wasser-Moleküls den beteiligten Teilchen die Begriffe Säure bzw. Base zu.
- A2** Formuliere jeweils die Reaktionsgleichung unter Verwendung von Valenzstrichformeln. Ordne den beteiligten Teilchen die Begriffe Säure bzw. Base zu und benenne sie mithilfe von **B6**.
 - a) Reaktion eines Salpetersäure- und eines Wasser-Moleküls
 - b) Reaktion eines Moleküls der schwefligen Säure (H_2SO_3) und eines Wasser-Moleküls
- A3** In Cola kommt unter anderem das dreiprotonige Phosphorsäure-Molekül vor. Formuliere die Reaktionsgleichungen der drei Säure-Base-Reaktionen mit Wasser-Molekülen, ausgehend vom Phosphorsäure-Molekül bis zum Phosphat-Ion. Markiere alle Teilchen, die Ampholyt sind.



B5 Mesomere Grenzformel eines Salpetersäure-Moleküls

Name	Formel
Oxonium-Ion	H_3O^+
Hydroxid-Ion	OH^-
Ammonium-Ion	NH_4^+
Chlorid-Ion	Cl^-
Nitrat-Ion	NO_3^-
Carbonat-Ion	CO_3^{2-}
Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-
Sulfit-Ion	SO_3^{2-}
Hydrogensulfit-Ion	HSO_3^-
Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Hydrogensulfat-Ion	HSO_4^-
Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Hydrogenphosphat-Ion	HPO_4^{2-}
Dihydrogenphosphat-Ion	H_2PO_4^-

B6 Beispiele für gängige Ionen, die bei Säure-Base-Reaktionen auftreten

Lernanwendung zu **B6** unter QR-/Mediencode 05043-45



FACHBEGRIFFE

das Proton (H^+), der Protonendonator, der Protonenakzeptor, die Säure, die Base, die Säure-Base-Reaktion, das Oxonium-Ion (H_3O^+), das Hydroxid-Ion (OH^-), der Ampholyt, die reversible Reaktion, der Gleichgewichtspfeil



2.3 Vergleich der Acidität von Carbonsäure- und Alkohol-Molekülen

Die Herstellung von Essig aus sauer gewordenen Fruchtsäften, Wein oder Bier zählt zu den ältesten Verfahren zur Lebensmittelherstellung der Menschheit und ist bis heute aus der Küche nicht wegzudenken. Warum ist Essig überhaupt sauer?

PV1 Elektrische Leitfähigkeit von Essigsäure



PROBLEM

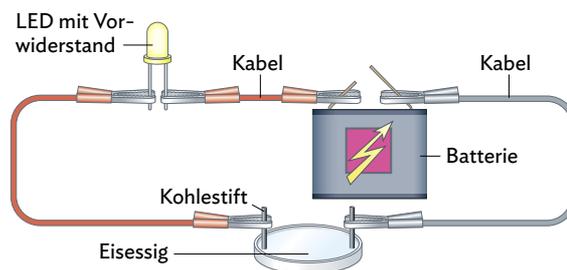
Reine Ethansäure (Essigsäure) wird auch Eisessig genannt. Es handelt sich um eine klare, durchsichtige Flüssigkeit, die schon bei 17 °C zu einer eisartigen Masse erstarrt. Im festen Aggregatzustand ist keine elektrische Leitfähigkeit messbar. Leiten jedoch flüssige Ethansäure und wässrige Ethansäurelösungen elektrischen Strom?

DURCHFÜHRUNG

Stelle eine Hypothese zur Eingangsfrage auf.

Baue aus einer Flachbatterie, einer LED (mit eingebautem Widerstand), einer kleinen Petrischale, Kabeln sowie zwei Elektroden aus Draht bzw. Kohlestiften den Versuch wie in B1 auf.

Gib in die Petrischale 3 mL Eisessig und prüfe vorsichtig den Geruch. Teste, ob die LED leuchtet. Verdünne den Eisessig nun vorsichtig tropfenweise (!) mit Wasser.



B1 Leitfähigkeitsmessung von Essigsäure mit LEDs

AUSWERTUNG

- Gib an, ob deine Hypothese gestützt oder widerlegt wurde.
- Nenne die Ladungsträger, die mit zunehmender Verdünnung für die beobachtete Änderung der elektrischen Leitfähigkeit verantwortlich sind.

ENTSORGUNG A (nach Verdünnen mit Wasser)

V2

Essigsäure und Ethanol im Vergleich



PROBLEM

Carbonsäuren, wie die Ethansäure (PV1), reagieren in wässrigen Lösungen sauer. Trifft dies auch auf Alkohole zu? Wie lässt sich das Reaktionsverhalten der Stoffe auf Teilchenebene erklären?

DURCHFÜHRUNG

Plane einen Versuch, mit dem du das Reaktionsverhalten der Stoffe Ethansäure und Ethanol in Wasser vergleichen kannst. Dir stehen zur Verfügung:

Bechergläser, Universalindikatorpapier, pH-Messgerät, wässrige Ethanollösung und wässrige Ethansäurelösung derselben Konzentration ($c = 1 \text{ mol/L}$), Ethanol, destilliertes Wasser

Hinweis: Das Ethanol muss unvergällt sein.

AUSWERTUNG

- a) Vergleich und diskutiere eure Versuchsdurchführungen sowie die erzielten Ergebnisse in der Klasse.
- b) Zeichne die Strukturformel eines Ethansäure-Moleküls und notiere die Elektronegativitäten der Atome. Stelle eine begründete Vermutung auf, welches der vier Wasserstoff-Atome als Proton bei der Reaktion auf ein Wasser-Molekül übertragen wird.
- c) Vergleiche die Strukturformel eines Ethanol-Moleküls mit der eines Ethansäure-Moleküls. Stelle eine Vermutung für die Unterschiede im Reaktionsverhalten der Stoffe mit Wasser auf.

ENTSORGUNG G1

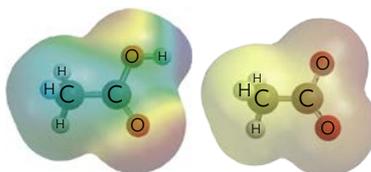
M3

Elektronendichteverteilung im Vergleich

Ethansäure reagiert in Wasser sauer. Dabei wird das Wasserstoff-Atom der Carboxy-Gruppe im Ethansäure-Molekül als Proton auf ein Wasser-Molekül übertragen. Es entstehen ein Oxonium-Ion und ein Ethanoat-Anion.

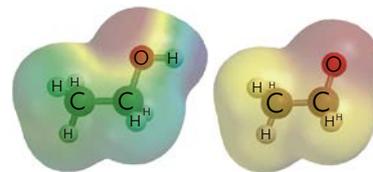
AUSWERTUNG

- a) Stelle die Reaktionsgleichung der beschriebenen Säure-Base-Reaktion mit Strukturformeln auf.



B2 Elektronendichteverteilungen eines Ethansäure-Moleküls (links) und eines Ethanoat-Anions (rechts)

- b) Vergleiche die Elektronendichteverteilungen des Ethansäure-Moleküls und des Ethanoat-Ions in B2.
- c) Ethansäure-Moleküle sind bessere Protonendonatoren als Ethanol-Moleküle. Leite aus den Elektronendichteverteilungen in B2 und B3 eine Begründung dafür ab.



B3 Elektronendichteverteilungen eines Ethanol-Moleküls (links) und eines Ethanoat-Anions (rechts)

V4

Carbonsäuren im Vergleich (Versuch zum Exkurs S. 47)



PROBLEM

Reagieren verschiedene Carbonsäuren unterschiedlich sauer?

DURCHFÜHRUNG

Fülle ca. 5 mL Methansäure-, Ethansäure- bzw. Propansäurelösung derselben Konzentration ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) in je ein kleines Becherglas. Teste jeweils den pH-Wert mit Universalindikatorpapier.

AUSWERTUNG

- a) Stelle zu den Reaktionen der drei Carbonsäuren mit Wasser jeweils die Reaktionsgleichung auf Teilchenebene mit Strukturformeln auf.
- b) Stelle einen Zusammenhang zwischen der Säurestärke und der Länge der Alkyl-Gruppe in den Carbonsäure-Molekülen her.
- c) Gib eine Vermutung an, wie sich die Beobachtungen auf Teilchenebene erklären lassen.

ENTSORGUNG G1



Acidität von Ethansäure-Molekülen



B1 Essigsäure und Essigsäurelösungen im Alltag und im Labor

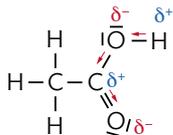
Info

Für den Stoff Ethansäure ist im deutschsprachigen Raum der Trivialname Essigsäure üblich und weit verbreitet. Weltweit wird Ethansäure häufig auch mit dem englischen Namen als „acetic acid“ bezeichnet.



Wasser | Ethansäure + Wasser

B2 Wasser und wässrige Ethansäurelösung mit Universalindikator



B4 Intramolekulare Elektronenverschiebungen (\rightarrow) im Ethansäure-Molekül

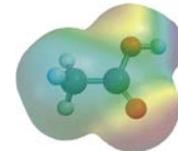
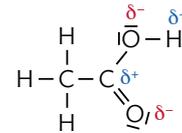
Essig – eine saure Lösung

Für den sauren Geschmack von Essig sorgt der Stoff Ethansäure, auch Essigsäure genannt (vgl. Info). Als Essig bezeichnet man eine ca. 5%ige, wässrige Ethansäurelösung. Essigessenz enthält ca. 25 bis 40 % Ethansäure (**B1**). Reine Ethansäure, sogenannter Eisessig, ist bei Raumtemperatur eine Flüssigkeit, die nicht elektrisch leitfähig ist (**PV1**). Sie enthält demnach keine freien Ladungsträger. Wässrige Ethansäurelösung dagegen leitet den elektrischen Strom. Es müssen also Ionen in der Lösung vorliegen. Ein Test mit Universalindikator zeigt einen sauren Charakter der Lösung (**B2**). Für die elektrische Leitfähigkeit der Ethansäurelösung sind demnach Oxonium-Ionen verantwortlich.

Bindungspolaritäten in Ethansäure-Molekülen

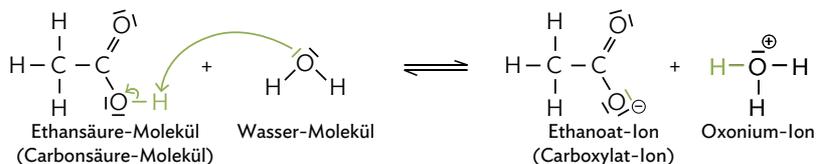
Die Fähigkeit eines Teilchens, als Säure zu reagieren, ist unterschiedlich stark ausgeprägt. Das Maß dafür bezeichnet man als **Acidität** (*acidus* (lat.): sauer). Ein Ethansäure-Molekül enthält insgesamt vier Wasserstoff-Atome. Welches davon ist für die Acidität der Moleküle verantwortlich?

Die drei Wasserstoff-Atome im Alkyl-Rest sind alle an ein Kohlenstoff-Atom gebunden. Die Bindungen zwischen den Wasserstoff-Atomen und dem Kohlenstoff-Atom haben jeweils eine Elektronegativitätsdifferenz von 0,4 und sind somit weitgehend unpolar (**B3**). Das Wasserstoff-Atom in der Carboxy-Gruppe ist an ein Sauerstoff-Atom gebunden. Die Elektronegativitätsdifferenz dieser Bindung beträgt 1,4. Die Bindung ist polar.



B3 Strukturformel und Elektronendichteverteilung des Ethansäure-Moleküls

In der Carbonyl-Gruppe werden die beiden Elektronenpaare der Kohlenstoff-Sauerstoff-Doppelbindung aufgrund der hohen Elektronegativität des Sauerstoff-Atoms zu diesem hingezogen (**B4**). Diese elektronenziehende Wirkung beeinflusst auch die Elektronen der benachbarten Kohlenstoff-Sauerstoff-Einfachbindung und zieht diese in Richtung des Kohlenstoff-Atoms. Dies führt wiederum zu einer verstärkten Polarisierung der Bindung zwischen dem Sauerstoff- und dem Wasserstoff-Atom. Das Wasserstoff-Atom der Carboxy-Gruppe kann aufgrunddessen leicht als Proton abgespalten werden. Es entsteht ein sogenanntes **Carboxylat-Ion**, hier das Ethanoat-Ion.



Die Säureeigenschaften von Carbonsäuren in wässrigen Lösungen werden von den Carboxy-Gruppen in den Molekülen bestimmt.

EK Induktive Effekte

Vergleicht man einige Vertreter der homologen Reihe der Carbonsäuren, fällt auf, dass die Acidität der Carbonsäure-Moleküle mit der Länge der Alkyl-Gruppe abnimmt (V4). Dies ist auf sogenannte **induktive Effekte (I-Effekte)** zurückzuführen. Unterschiedliche Elektronegativitäten von Atomen innerhalb eines Moleküls führen zu Elektronenverschiebungen, die sich über eine Bindung, manchmal sogar über mehrere Bindungen hinweg auf andere Atome bzw. Atomgruppen auswirken. Diese ladungsverändernden Effekte nennt man induktive Effekte. Man unterscheidet zwei Arten:

Der **+I-Effekt** kommt durch „elektronenschiebende“ Atome oder Atomgruppen zustande, die negativ ge-

laden sind oder eine niedrigere Elektronegativität haben als Wasserstoff-Atome, z. B. Alkyl- und Alkenyl-Gruppen.

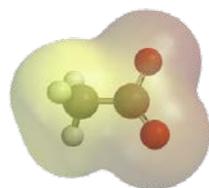
Einen **-I-Effekt** haben „elektronenziehende“ Atome oder Atomgruppen, die positiv geladen sind oder eine hohe Elektronegativität besitzen, z. B. Halogen-Atome, Hydroxy-Gruppen und Carbonyl-Gruppen.

Bei den Carbonsäure-Molekülen sorgen die Alkyl-Gruppen mit ihrem +I-Effekt dafür, dass Elektronendichte in Richtung der O-H-Bindung der Carboxy-Gruppe verschoben wird und diese somit weniger polar ist. Je länger die Alkyl-Gruppe ist, desto stärker ist dieser Effekt.

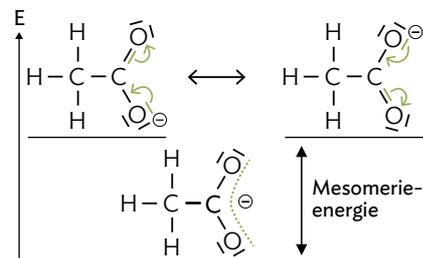
Mesomeriestabilisierung des Carboxylat-Ions

Neben der Bindungspolarität gibt es einen weiteren und bedeutsameren Grund für die hohe Acidität der Carbonsäure-Moleküle. Dieser wird deutlich, wenn man die Produkte der Reaktion genauer analysiert.

Anhand der Elektronendichteverteilung eines Ethanoat-Ions kann man erkennen, dass die negative Ladung über die gesamte funktionelle Gruppe verteilt (delokalisiert) ist (B5, M3). Es liegt Mesomerie vor. Die Energie des Ethanoat-Ions ist dadurch abgesenkt (B6). Man sagt, das Molekül-Ion ist **mesomeriestabilisiert**. Die Stabilität des Ethanoat-Ions begünstigt die Reaktion des Ethansäure-Moleküls als Säure und trägt somit maßgeblich zur Acidität des Ethansäure-Moleküls bei.



B5 Elektronendichteverteilung des Ethanoat-Ions



B6 Die Mesomerie führt zu einer Energieabsenkung des Carboxylat-Ions im Vergleich zu den theoretischen Grenzstrukturen mit lokaler Elektronendichte an nur einem der Sauerstoff-Atome.

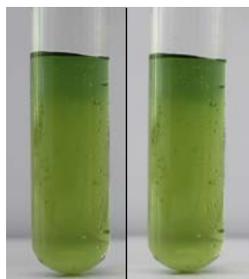
Carbonsäure-Moleküle reagieren aufgrund der verstärkten Polarisierung der O-H-Bindung sowie der Mesomeriestabilisierung der entstehenden Carboxylat-Ionen als Säuren.

AUFGABEN

- A1** Die Moleküle der Oxalsäure (Ethandisäure) enthalten je zwei Carboxy-Gruppen. Leite anhand der Strukturformel begründet ab, ob ein Oxalsäure-Molekül bei einer Säure-Base-Reaktion beide Protonen abgibt. Stelle die Reaktionsgleichung für die Säure-Base-Reaktion von Oxalsäure mit Wasser auf.
- A2** Stelle die Reaktionsgleichung für die Säure-Base-Reaktion eines Propanoat-Ions mit einem Wasser-Molekül unter Verwendung von Strukturformeln auf.
- A3** Zum Exkurs: Stelle eine Hypothese zur Acidität von Ethansäure-, Monochlorethansäure-, Trichlorethansäure-Molekülen auf. Plane einen Versuch zur Überprüfung deiner Hypothese.



Alkohol- und Carbonsäure-Moleküle im Vergleich

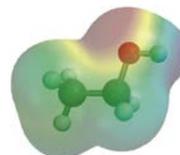
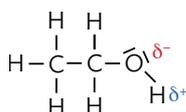


Wasser

Ethanol +
Wasser

B8 Wasser und wässrige Ethanol-lösung mit Universalindikator

Wie Ethansäure-Moleküle enthalten auch Ethanol-Moleküle ein polar gebundenes Wasserstoff-Atom in der funktionellen Gruppe. (**B7**).

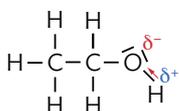


B7 Strukturformel und Elektronendichteverteilung des Ethanol-Moleküls

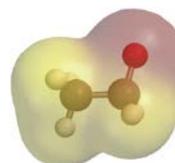
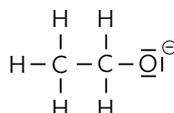
Ein Test mit Universalindikator zeigt jedoch keine erkennbare saure Reaktion von Ethanol in wässriger Lösung (**V2**, **B8**). Ethanol-Moleküle weisen also im Gegensatz zu Ethansäure-Molekülen keine hohe Acidität auf und sind nur sehr schwache Säuren.

Die Gründe dafür sind in den Strukturen der Edukt- und Produkt-Moleküle zu finden. Im Gegensatz zu Ethansäure-Molekülen enthalten Ethanol-Moleküle keine Carbonyl-Gruppe in Nachbarschaft zur Hydroxy-Gruppe. Die Polarität der Bindung innerhalb der Hydroxy-Gruppe kann also im Ethanol-Molekül nicht durch intramolekulare Elektronenverschiebungen verstärkt werden (**B9**).

Auch ein Blick auf die Produkte einer theoretischen Säure-Base-Reaktion von Ethanol mit Wasser gibt Aufschluss über die geringe Acidität der Ethanol-Moleküle. Die deprotonierten Ionen des Ethanol-Moleküls nennt man Ethanolat-Ionen (**B10**). Allgemein bezeichnet man die deprotonierten Ionen von Alkohol-Molekülen als Alkoholat-Ionen. Alkoholat-Ionen können aufgrund ihrer Struktur nicht mesomeriestabilisiert werden. Die negative Ladung der Ionen befindet sich lokal am Sauerstoff-Atom (**B10**). Somit ist der Energiegehalt der Alkoholat-Ionen nicht abgesenkt, wie bei Carboxylat-Ionen, und die Abspaltung eines Wasserstoff-Atoms als Proton bei Alkohol-Molekülen ist nicht begünstigt.



B9 Intramolekulare Elektronenverschiebungen (\rightarrow) im Ethanol-Molekül



B10 Strukturformel und Elektronendichteverteilung des Ethanolat-Ions

FACHBEGRIFFE

die Acidität, das Carboxylat-Ion, die Mesomeriestabilisierung

AUFGABEN

- A1** Eine wässrige Butansäurelösung zeigt einen pH-Wert von 5, eine wässrige Butanollösung einen pH-Wert von 7. Skizziere die zu erwartenden Elektronendichtedarstellungen der Edukte und Produkte der Säure-Base-Reaktionen und erkläre daran die unterschiedlichen pH-Werte der Lösungen.
- A2** Fasse die genannten Gründe für die Acidität von Carbonsäure-Molekülen im Vergleich zu Alkohol-Molekülen in einer geeigneten Darstellungsform zusammen (S. 46-48).



Alltags- und Fachsprache unterscheiden



Die chemische Fachsprache unterscheidet sich in vielen Aspekten von der Sprache im Alltag. Das kann bei einer unbewussten Durchmischung beider Sprachtypen zu Missverständnissen in der Kommunikation führen.

Die Alltagssprache ist für die Chemie oft zu unpräzise. Für die Anwendung der Fachsprache in der Chemie sind u. a. folgende Merkmale wichtig:

So geht's

1. Verwende **Fachbegriffe** korrekt. Sie sind fachsprachlich genau definiert und so für Forschende sofort verständlich. Im Comic wird das Adjektiv „sauer“ alltagssprachlich im Sinn von „wütend“ genutzt. Im Alltag wird das Wort z. B. auch für den sauren Geschmack von Zitronen verwendet. In der Fachsprache ist „sauer“ für den Charakter einer wässrigen Lösung mit einem pH-Wert kleiner als 7 definiert.
2. Beachte den **Abstraktionsgrad**: Die richtige Verwendung und das Verstehen der Fachsprache erfordern chemisches Denken. Ein Beispiel ist die Unterscheidung von Stoff- und Teilchenebene. Im Comic wird „Essigsäure auf den Salat gegeben“. Die Alltagssprache ist ungenau, da mit Essigsäure die essigsaurige Lösung gemeint ist. Essigsaurige Lösung steht in der Fachsprache für die Stoffebene, Essigsäure aber für die Teilchenebene. Ein Essigsäure-Molekül kann in einer Säure-Base-Reaktion ein Proton abgeben.
3. Achte auf **Objektivität**: Die Fachsprache ist unpersönlich, emotionsfrei und wird nicht in der „Ich-Form“ angewandt. Vermeide in der Fachsprache Aussagen wie „Jetzt werde ich aber langsam richtig sauer!“.

Anhand dieser drei Merkmale können z. B. alltagssprachliche Texte und Abbildungen in die korrekte chemische Fachsprache überführt werden.

AUFGABEN

- A1** Begründe die Nichteignung des alltagssprachlichen Textes in **B1** für die fachliche Beschreibung des Sachverhalts. Überführe den Text in die chemische Fachsprache.
- A2** Verbessere die ungenauen Aussagen in **B2** im Hinblick auf eine korrekte Fachsprache.

Essigsäure

Die Formel für Essigsäure ist CH_3COOH . Essigsäure ist ätzend. Bei der Reaktion mit Wasser wird nur der Wasserstoff der Essigsäure hergegeben. Speiseessig enthält nur 5 – 8 % Essigsäure. Im Supermarkt bekomme ich auch Essigessenz. Sie enthält 25 – 40 % Essigsäure und muss stark verdünnt werden, wenn ich sie als Salatwürze verwenden möchte. Unverdünnt kann ich sie als Entkalker oder Reinigungsmittel verwenden.

B1 Text in Alltagssprache

HOFAUER BERGQUELLE naturell

natürliches Mineralwasser
ohne Kohlensäure, natriumarm

Auszug aus der Analyse des Instituts X vom 18.01.2021, bestätigt durch Kontrollanalysen. 1 Liter enthält:

Natrium	4,3 mg	Kalium	0,8 mg
Magnesium	30,5 mg	Calcium	92,9 mg
Fluor	0,06 mg	Chlor	3,0 mg
Nitrat	2,6 mg	Sulfat	6,2 mg
Hydrogen-carbonat	430 mg		

0,75 L

15 Cent Pfand

B2 Alltagssprachliches Etikett einer Flasche Mineralwasser



2.4 Beeinflussung von Säure-Base-Reaktionen

Kohlenstoffdioxid ist ein Produkt der Zellatmung und gelangt auf natürliche Weise in die Atmosphäre. Durch die Verbrennung fossiler Energieträger steigt der Gehalt jedoch seit Jahren stetig an, was nicht nur Einfluss auf das Klima, sondern auch auf den pH-Wert der Weltmeere hat. Wie hängt das zusammen und welche Auswirkungen haben pH-Wert-Änderungen auf Ökosysteme und den Menschen?

V1 Kohlenstoffdioxid in Wasser



PROBLEM

Mithilfe eines Trinkwassersprudlers lässt sich sehr leicht Leitungswasser mit „Kohlensäure“ verfeinern. Reine Kohlensäure (H_2CO_3) kann technisch jedoch nicht hergestellt oder verkauft werden.

DURCHFÜHRUNG

Leite aus der Problemstellung eine Frage ab, die mithilfe eines Versuchs beantwortet werden kann. Stelle dazu eine Hypothese auf.

Plane nun einen Versuch, um deine Hypothese zu überprüfen. Dir stehen folgende Materialien zur Verfügung: dünnwandige Plastikflasche, destilliertes Wasser, Universalindikatorlösung und Kohlenstoffdioxid aus der Gasflasche.

Führe den Versuch nach Rücksprache mit der Lehrkraft durch.

AUSWERTUNG

- Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Wasser finden ein physikalischer Prozess sowie chemische Reaktionen statt. Erläutere den physikalischen Prozess mit dem Teilchenmodell und die Reaktionen mithilfe passender Reaktionsgleichungen.
- Nimm Stellung zu deiner Hypothese.
- Lässt man die Flasche mit destilliertem Wasser und Universalindikator nach dem Einleiten von Kohlenstoffdioxid einige Zeit offen stehen, färbt sich die Lösung grün. Erkläre diese Beobachtung. (Hilfen unter QR-/Mediencode 05043-09)
- Meere werden als Kohlenstoffdioxidsenken bezeichnet. Recherchiere im Zusammenhang mit dem Klima den Begriff der „Senke“ und nimm anhand deiner Versuchsbeobachtungen Stellung zu dieser Bezeichnung.



05043-09

ENTSORGUNG A

V2

Einfluss von Druck und Temperatur



PROBLEM

Mit zunehmender Klimaerwärmung ändert sich die Menge an Kohlenstoffdioxid, die von den Meeren aus der Atmosphäre aufgenommen wird. Wie beeinflussen Faktoren wie Druck und Temperatur die Wasserlöslichkeit von Kohlenstoffdioxid? Wie wirkt sich das auf die Reaktion von Kohlenstoffdioxid in Wasser aus?

DURCHFÜHRUNG

- 2.1 Gib 20 mL spritziges Mineralwasser in ein kleines Becherglas und versetze es mit einem Tropfen Universalindikator. Saug 10 mL der Flüssigkeit in eine 20-mL-Luer-Lock-Spritze und verschließe diese gasdicht mit einem Kombiverschlussstopfen. Ziehe nun den Spritzenstempel langsam unter Schütteln ein Stück heraus und beobachte.
- 2.2 Untersuche analog zu V2.1 die Temperaturabhängigkeit der Wasserlöslichkeit von Kohlenstoffdioxid. Dir stehen zusätzlich Eiswürfel, warmes Wasser und eine großes Becherglas zur Verfügung.

AUSWERTUNG

- a) Erkläre anhand des einfachen Teilchenmodells den Einfluss von Druck auf die Löslichkeit von Gasen in Wasser.
- b) Beschreibe anhand der Beobachtungen in V2.1, wie sich die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid auf die Reaktion des Gases in Wasser auswirkt. Nutze dazu Reaktionsgleichungen.
- c) Beschreibe anhand der Beobachtungen in V2.2 die Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser. Nimm Bezug auf den physikalischen Lösevorgang und die chemische Reaktion.

ENTSORGUNG A

M3

Calciumcarbonat („Kalk“) reagiert mit sauren Lösungen

PROBLEM

Im Meer wird Calciumcarbonat (umgangssprachlich oft als „Kalk“ bezeichnet) von Organismen wie Muscheln und Korallen gebildet. Welche Folgen hat der Klimawandel für die Meeresbewohner?



- B1 Tote Korallen verlieren ihre bunten Farben. Diese sind auf Algen zurückzuführen, die eine Symbiose mit den lebenden Korallen bilden.

Info

Der Name „Kalkwasser“ für eine Calciumhydroxidlösung ist ungenau, da der Kalk (Calciumcarbonat) erst beim Einleiten eines bestimmten Gases entsteht.

AUSWERTUNG

- a) Calciumcarbonat reagiert mit sauren Lösungen (vgl. PV1 S. 30). Das entstehende Gas kann mit „Kalkwasser“ nachgewiesen werden (vgl. Info). Stelle die Reaktionsgleichung für die Säure-Base-Reaktion auf.
- b) Gib anhand deiner Erkenntnisse aus V1 und V2 an, wie sich ein vermehrter Ausstoß von Kohlenstoffdioxid in die Atmosphäre auf den pH-Wert der Meere auswirkt. Beurteile anhand der Reaktionsgleichung aus a) die Folgen für Meeresbewohner wie Muscheln und Korallen. Gehe dabei auch auf B1 ein.
- c) In Abgasen ist häufig Schwefeldioxid enthalten. Im Wasser der Wolken bildet sich daraus eine Säure. Formuliere eine passende Reaktionsgleichung und überlege dir mögliche Folgen für die Umwelt.

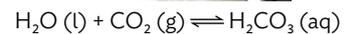


Das Kohlensäure-Gleichgewicht

Bildung und Zersetzung des Stoffes Kohlensäure

Das Gas Kohlenstoffdioxid löst sich sehr gut in Wasser. Dies macht man sich bei der Herstellung von spritzigem Mineralwasser zunutze. Doch warum spricht man von kohlensäurehaltigem Wasser, wenn man doch Kohlenstoffdioxid einleitet?

Der überwiegende Teil des Kohlenstoffdioxids löst sich physikalisch als Gas im Wasser. Ein geringer Teil jedoch reagiert chemisch mit dem Wasser und bildet den Stoff **Kohlensäure** (H_2CO_3 (aq)). Kohlensäure ist instabil und zerfällt unter Alltagsbedingungen sofort wieder zu Kohlenstoffdioxid und Wasser (**B1**). Die Reaktion ist also reversibel.



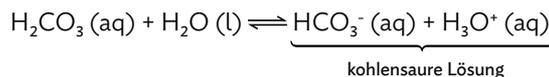
B1 Hin- und Rückreaktion von Kohlenstoffdioxid zu Kohlensäure in Wasser



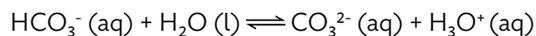
B2 Mit Universalindikator versetztes Leitungswasser vor (links) und nach dem Einleiten von Kohlenstoffdioxid (rechts)

Vergleicht man Leitungswasser mit Universalindikatorlösung vor und nach dem Einleiten von Kohlenstoffdioxid, so erkennt man eine Farbänderung von grün zu rot (**B2**, **V1**). Nach dem Einleiten des Gases liegt also eine saure Lösung vor, deren Charakter auf das Entstehen von Oxonium-Ionen zurückzuführen ist.

Das Kohlensäure-Molekül ist eine zweiprotonige Säure und kann somit bis zu zwei Wasserstoff-Atome als Protonen abgeben. In einer Säure-Base-Reaktion reagieren Kohlensäure-Moleküle reversibel mit Wasser-Molekülen zu **Hydrogencarbonat-Ionen** (HCO_3^-) und Oxonium-Ionen. Es entsteht **kohlensaure Lösung**:

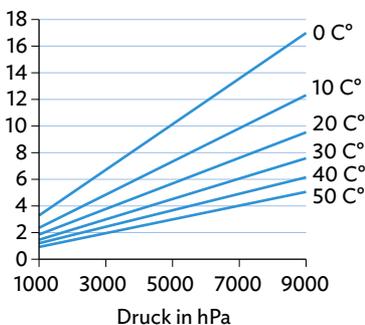


Die meisten Hydrogencarbonat-Ionen bleiben als solche in wässriger Lösung bestehen. Einige wenige geben auch ihr zweites Wasserstoff-Atom als Proton ab. Dabei reagieren Hydrogencarbonat-Ionen als Säuren mit Wasser-Molekülen zu **Carbonat-Ionen** (CO_3^{2-}). Auch diese Säure-Base-Reaktion ist reversibel.



Kohlenstoffdioxid reagiert mit Wasser zu dem Stoff Kohlensäure. Es bildet sich eine kohlensaure Lösung. Da Kohlensäure-Moleküle instabil sind, reagieren sie leicht zurück zu den Edukt-Molekülen.

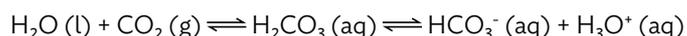
Kohlenstoffdioxidgehalt im Wasser in g/L



B3 Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser ist abhängig von Außenfaktoren wie der Temperatur und dem Druck

Der Einfluss von Druck und Temperatur

Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser ist abhängig vom Druck und von der Temperatur (**V2**). Je höher der Druck und je geringer die Temperatur ist, desto mehr Gas löst sich physikalisch im Wasser (**B3**). Dies hat auch Auswirkungen auf die chemische Reaktion von Kohlenstoffdioxid mit Wasser. Je mehr Kohlenstoffdioxid gelöst ist, desto mehr kann auch mit Wasser zu kohlensaurer Lösung reagieren:



Vorgänge in den Ozeanen

Mehr als zwei Drittel der Erdoberfläche sind von Ozeanen bedeckt. An deren Wasseroberfläche findet ein ständiger Kohlenstoffdioxidaustausch mit der umgebenden Atmosphäre statt (B4). Bei kühlen Temperaturen kann ein Teil des atmosphärischen Kohlenstoffdioxids vom Wasser aufgenommen werden, bei steigender Wassertemperatur wird Kohlenstoffdioxid an die Atmosphäre abgegeben (B3, V2).

Aktuell werden etwas mehr als 30 % des vom Menschen freigesetzten Kohlenstoffdioxids von Ozeanen aufgenommen. Die Ozeane werden daher häufig als Kohlenstoffdioxidsenken bezeichnet. Ohne diese würde die Klimaerwärmung sehr viel schneller und intensiver voranschreiten – mit dramatischen Folgen.

Steigt in der Atmosphäre die Konzentration an Kohlenstoffdioxid, reagiert auch ein größerer Anteil des Gases mit Wasser. Durch die dabei entstehenden Oxonium-Ionen sinkt der pH-Wert der Ozeane. Diese sogenannte „Versauerung“ (vgl. Info) beeinflusst in vielerlei Hinsicht die in den Ozeanen lebenden Organismen. Bei Lebewesen, deren Skelette oder Gehäuse aus Kalk bestehen, wird bei einem niedrigeren pH-Wert die Kalkschicht beschädigt (M3). Kalk reagiert mit den vermehrt vorhandenen Oxonium-Ionen unter Freisetzung von Kohlenstoffdioxid.



Mit steigendem Kohlenstoffdioxidgehalt in der Atmosphäre entsteht in den Ozeanen vermehrt Kohlensäure, die zu kohlensaurer Lösung reagiert. Die gebildeten Oxonium-Ionen reagieren mit Carbonaten und beschädigen so das Kalkgerüst vieler Lebewesen.

Kohlenstoffdioxid im Körper

Für alle Lebewesen sind konstante pH-Werte von großer Wichtigkeit. Beim Menschen zum Beispiel können geringste pH-Wert-Änderungen im Blut zum Tod führen. Der Transport von Kohlenstoffdioxid im Körper findet zum Großteil durch das Blutplasma statt, das zu etwa 90 % aus Wasser besteht. Ein kleiner Teil des Kohlenstoffdioxids löst sich als Gas im Blutplasma, der weitaus größere Anteil reagiert unter Mithilfe von Enzymen zu Hydrogencarbonat-Ionen. Diese werden vom Blutplasma transportiert.

AUFGABEN

- A1** Erkläre die Tatsache, dass im Ozean an den Polen ein höherer Anteil an Kohlenstoffdioxid gelöst ist und die Versauerung hier stärker als in tropischen Meeren ist.
- A2** Beurteile den Einfluss zunehmender Kohlenstoffdioxid-Emissionen und der Erderwärmung auf die Vorgänge in den Meeren.
- A3** Bei starker Anstrengung entsteht mehr Kohlenstoffdioxid in den Zellen. Beschreibe Auswirkungen auf den pH-Wert des Blutes.
- A4** Mediziner sprechen von einer Alkalose, wenn der pH-Wert im Blut über 7,45 ansteigt. Recherchiere die Gründe für diese pH-Wert-Änderung und beurteile deren Folgen.
- A5** Gibt man eine stark saure Lösung zu Mineralwasser, so beobachtet man eine Gasentwicklung. Erkläre diese Beobachtung anhand von Reaktionsgleichungen.



B4 An der Wasseroberfläche findet ein permanenter Kohlenstoffdioxidaustausch zwischen Atmosphäre und Wasser statt.

Info

Meerwasser ist grundsätzlich basisch. Es wird durch die „Versauerung“ nicht sauer, sondern nur weniger basisch.

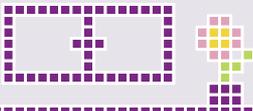
Info

Bei einer Blutgasanalyse wird der Partialdruck von Kohlenstoffdioxid und Sauerstoff sowie der pH-Wert im Blut eines Patienten gemessen. Aus dem Ergebnis lassen sich Rückschlüsse auf die Gesundheit ziehen.



FACHBEGRIFFE

die Kohlensäure ($\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$), die kohlensaure Lösung, das Hydrogencarbonat-Ion (HCO_3^-), das Carbonat-Ion (CO_3^{2-})



Saurer Regen



B1 In die Atmosphäre freigesetzte Schadstoffe führen zu saurem Regen.

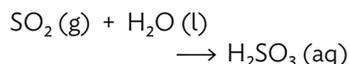
Der pH-Wert spielt für viele Prozesse in der Natur eine entscheidende Rolle. Durch menschlichen Einfluss kommt es immer wieder zu pH-Wert-Änderungen, die die empfindlichen ökologischen Gleichgewichte durcheinander bringen. Ein Beispiel ist die Entstehung von saurem Regen

Entstehung von saurem Regen

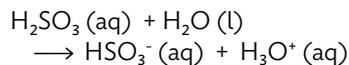
Regenwasser ist ein wesentlicher Teil des Wasserkreislaufes der Erde. Obwohl der Reinstoff Wasser einen pH-Wert von 7 aufweist, liegt der pH-Wert von reinem, unbelastetem Regenwasser etwa bei 5,6. Dieser pH-Wert stellt sich durch den natürlichen Kohlenstoffdioxidgehalt von 0,036 Vol.-% in der Atmosphäre ein (vgl. S. 52). Liegt der pH-Wert unter 5,6, spricht man von **saurem Regen**. Die Bildung von saurem Regen lässt sich auf verschiedene Schad-

stoffe in der Atmosphäre, z. B. Schwefeloxide und Stickstoffoxide, zurückführen (B1). Die Schadstoffe stammen hauptsächlich aus anthropogenen, also vom Menschen hervorgerufenen Einflüssen, wie der Verbrennung fossiler Energieträger. Sie können aber auch auf natürliche Weise entstehen, z. B. durch Gewitter, Vulkanausbrüche und Waldbrände.

Schwefeldioxid reagiert mit Wasser zu schwefliger Säure:



In einem weiteren Reaktionsschritt entsteht eine saure Lösung:



Wirkung von saurem Regen

Treffen saure Niederschläge auf Pflanzen, so können deren Blätter ausbleichen oder sogar abfallen.

Außerdem dringt saurer Regen in den Boden ein, wodurch Ionen aus den dort befindlichen Mineralsalzen herausgelöst werden. In hoher Konzentration bewirken freigesetzte Aluminium-Ionen beispielsweise das Verkümmern der Wurzeln vieler Pflanzenarten.

Saurer Regen hat auch Auswirkungen auf Tiere und Pflanzen in den Gewässern. So beeinträchtigen freigesetzte Schwermetall-Ionen z. B. den Stoffwechsel und die Kiemenfunktion von Fischen. Für den Menschen stellt Trinkwasser mit einem zu niedrigerem pH-Wert ein Problem dar, da sich dadurch Kupfer- und Blei-Ionen aus dem Material der Wasserrohre lösen. Die freigesetzten Schwermetall-Ionen können zu Vergiftungen führen.

AUFGABEN

- A1** Saurer Regen schädigt Figuren, die aus Kalkstein bestehen (B2). Formuliere eine passende Reaktionsgleichung unter der Annahme, dass es sich dabei hauptsächlich um Calciumcarbonat handelt.
- A2** Bei Gewittern entsteht in der Atmosphäre Stickstoffdioxid, das mit Regenwasser zu Lösungen von Salpetersäure und salpetriger Säure ($\text{HNO}_2 (\text{aq})$) reagiert. Stelle die Reaktionsgleichung auf.
- A3** „Waldsterben durch sauren Regen – das gibt es doch heute gar nicht mehr!“ Beurteile die Aussage unter Einbeziehung der sogenannten Schwellenländer. Recherchiere dazu ggf. im Internet.



B2 Materialschäden durch sauren Regen bei Kalkstein



Chemische Sachverhalte ethisch bewerten

Bei ethischen Diskussionen ist es besonders wichtig, dass die eigene Meinung stichhaltig argumentiert wird. Neben fachlichem Hintergrundwissen ist wichtig, welche Werte man selbst vertritt. Eine Schlussfolgerung verbindet die fachliche und die ethische Komponente.

Ein Argument dreistufig aufbauen

Die Verwendung von künstlich hergestellten, mineralischen Düngemitteln in der Landwirtschaft wird kontrovers diskutiert.

Mineralische Dünger sind auf Nutzpflanzen optimiert und erbringen daher höhere Erträge als organische Düngemittel. Mineralische Düngemittel enthalten häufig Ammoniumsulfat, das in Lösung sauer reagiert. Das Ausbringen von Ammoniumdüngern führt daher zu einer Erniedrigung des pH-Werts im Boden, was Auswirkungen auf die Biodiversität hat. Sind hohe Erträge in der Landwirtschaft zur Ernährung der Bevölkerung wichtiger als ein intaktes Ökosystem?

So geht's

1. Formuliere eine **beschreibende Aussage**, in der nachprüfbar Fakten zu dem Sachverhalt enthalten sind.
2. Ergänze eine **bewertende Aussage**, die auf einem für dich besonders wichtigen Wert für das Thema beruht. Die nebenstehende Liste führt einige Werte auf, die bei chemischen Sachverhalten häufig relevant sind.
3. Fasse die beschreibende und bewertende Aussage in einer **Schlussfolgerung** zusammen.

Je nach zugrundeliegendem Wert entstehen bei ethischen Problemen oft völlig unterschiedliche Argumente.

Beispiel 1:

Mineralische Düngemittel sind auf die spezifischen Bedürfnisse von Nutzpflanzen optimiert, während organische Düngemittel Nutz- und Wildpflanzen gleichermaßen begünstigen. Durch den Einsatz von mineralischen Düngemitteln wird in der Landwirtschaft ein höherer Ertrag erzielt als mit organischen Düngemitteln. Die ertragreiche Produktion sorgt dafür, dass die Bevölkerung die Lebensmittel kostengünstig beziehen kann (Wert: Wohlstand). Die Verwendung von mineralischen Düngemitteln ist daher organischen Düngemitteln vorzuziehen.

Beispiel 2:

Der bewirtschaftete Boden wird durch mineralische Düngemittel schnell übersäuert. Die Übersäuerung schädigt Pflanzen und Tiere. Ein Ökosystem ist jedoch nur dann langfristig stabil, wenn zahlreiche Pflanzen- und Tierarten darin leben können (Wert: Umweltschutz). Daher muss der Einsatz von mineralischen Düngemitteln weitgehend vermieden werden.



B1 Mineralischer Dünger

Wohlstand	Umweltschutz
	Gemeinwohl
Besitz	Eigentum
Gerechtigkeit	Leben
	Gesundheit
Sicherheit	Leistung
	Verantwortung
	Fortschritt

B2 Ausgewählte Werte

„Man sollte die Verwendung mineralischer Düngemittel auf jeden Fall verbieten, weil es schlecht ist“
→ Warum ist es schlecht?

„Organische Düngemittel sind super für die Umwelt“
→ Die Aussage ist sehr pauschal.

„Mithilfe mineralischer Düngemittel wird ein sehr hoher Ertrag pro Fläche erzielt.“
→ Es fehlt die Verknüpfung mit einem Wert und die Schlussfolgerung. Was will die Person mit dieser Aussage erreichen?

B3 Beispiele für schlechte Argumente

AUFGABEN

- A1** Formuliere bezogen auf den Einsatz von mineralischen Düngemitteln jeweils ein weiteres Argument zu den folgenden Aspekten: rasch anwachsende Bevölkerung, Nachhaltigkeit
- A2** Informiere dich durch Internetrecherchen über die Düngung in der ökologischen Landwirtschaft und formuliere ein positives und ein negatives ethisches Argument.



Entscheidungen bewusst treffen und reflektieren

In **Dilemma-Situationen** („Zwickmühlen“) gibt es für jede Handlungsoption sowohl Pro- als auch Contra-Argumente, die gegeneinander abgewogen werden müssen. Folgende Schritte helfen dabei, eine reflektierte Entscheidung zu treffen

Soll die Nutzung von Fahrzeugen mit Verbrennungsmotor in den Innenstädten Deutschlands verboten werden?

So geht's

1. Recherchiere die **Fakten** zu der **Dilemma-Situation**.

Ein **Verbrennungsmotor** wandelt die chemische Energie eines Kraftstoffs in mechanische Arbeit um. Bei diesem Prozess werden vor allem Stickstoff (N_2), Kohlenstoffdioxid (CO_2), Kohlenstoffmonoxid (CO) und Stickstoffoxide (NO_x) ausgestoßen (**B1**). Die Abgase sind giftig für Lebewesen und tragen teilweise als Treibhausgase zum Klimawandel bei.

Die **Infrastruktur** für Autos mit Verbrennungsmotoren ist gut ausgebaut. Die meisten Haushalte besitzen ein oder mehrere dieser Fahrzeuge und die Autos lassen sich effizient reparieren.

(Die Fakten können hier nur sehr verkürzt dargestellt werden. Die tatsächliche Recherche sollte deutlich umfangreicher sein (vgl. auch **MK S. 114 f.**)).

2. Formuliere verschiedene **Handlungsoptionen**.

Beispiele für Handlungsoptionen:

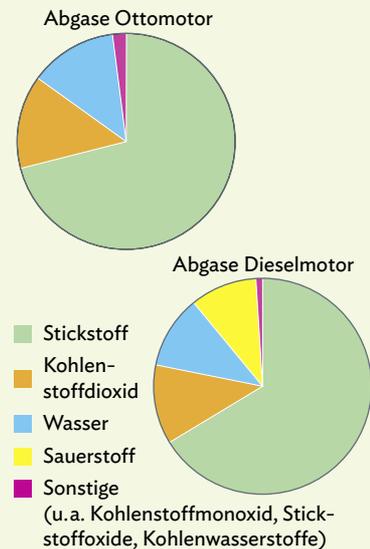
- A Jegliche Nutzung von Fahrzeugen mit Verbrennungsmotor in Innenstädten ist untersagt.
- B Das Verbot für Verbrennungsmotoren gilt nur für Privatpersonen. Öffentliche Verkehrsmittel mit Verbrennungsmotoren dürfen nach wie vor in Innenstädten betrieben werden.
- C Die Nutzung von Fahrzeugen mit Verbrennungsmotor in Innenstädten ist ohne Einschränkung erlaubt.

3. Überlege dir betroffene **Werte** und ob diese durch die Handlungsoptionen beeinträchtigt oder unterstützt werden (**B2**).

Auswirkungen von Handlungsoption A auf

die Werte Umweltschutz und Gesundheit: Durch ein Verbot der Verbrennungsmotoren wird die Abgasbelastung in Innenstädten enorm reduziert. Dies schont die Umwelt und dient der Gesundheit der Menschen in der Stadt.

die Werte Freiheit, Selbstbestimmung und Wohlstand: Ein Verbot bedeutet, dass der einzelne nicht mehr selbst entscheiden kann, mit welchem Verkehrsmittel er sich fortbewegt. Die Selbstbestimmung ist im Grundgesetz verankert und somit ein Grundrecht. Außerdem entstehen zusätzliche Kosten, wenn ein anderes Verkehrsmittel benutzt bzw. angeschafft werden muss.



B1 Abgaszusammensetzung beim Ottomotor (Benzin) und Dieselmotor

Betroffene Werte	Auswirkung der Entscheidung auf die Werte
Umweltschutz, Gesundheit	Verbot ja → Unterstützung der Werte Verbot nein → Einschränkung der Werte
Freiheit, Selbstbestimmung, Wohlstand	Verbot ja → Einschränkung der Werte Verbot nein → Unterstützung der Werte

B2 Auswirkungen verschiedener Handlungsoptionen (Verbot ja oder nein) auf betroffenen Werte

4. Werte sind in der Gesellschaft anerkannte Beurteilungsgrundlagen für ein erstrebenswertes und moralisch gutes Verhalten. Die betroffenen Werte können jedoch innerhalb einer **Wertehierarchie** unterschiedlich gewichtet werden (**B3**). Wenn verschiedene Werte je nach **Perspektive** einem unterschiedlichen Stellenwert zugeordnet werden, fallen die Entscheidungen unterschiedlich aus. Fälle durch Abwägen der betroffenen Werte hinsichtlich ihrer Wichtigkeit ein **persönliches Urteil**.

Für den Einzelnen kann z. B. ‚Selbstbestimmung‘ oder ‚Wohlstand‘ der wichtigste Wert sein, sodass die Einschränkung in der Wahl des Fortbewegungsmittels zu der Ablehnung des Verbots führt. Aus Sicht der Gesellschaft sind die Werte ‚Gesundheit‘ und ‚Umweltschutz‘ höher einzuordnen, woraus die Befürwortung des Verbots resultiert.

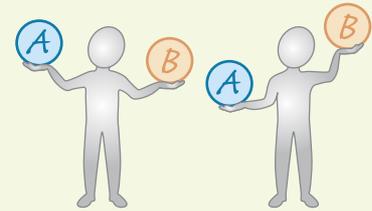
5. Begründe dein Urteil mithilfe einer **ethischen Argumentation** (vgl. FM S. 55).

Beispiel 1: „In den Innenstädten Deutschlands wohnen zahlreiche Personen, die ein Fahrzeug mit Verbrennungsmotor besitzen. Die Fahrzeuge verursachen sowohl in der Anschaffung als auch in der Instandhaltung Kosten. Diese Personengruppe würde mit zusätzlichen Kosten für einen Stellplatz außerhalb der Innenstadt oder Tickets für den öffentlichen Nahverkehr belastet werden (Wert: Wohlstand). Die Nutzung von Verbrennungsmotoren sollte ohne Einschränkung erlaubt sein.“

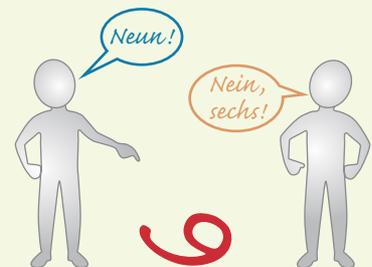
Beispiel 2: „Die Belastung der Luft mit Stickstoffoxiden durch die Abgase innerhalb deutscher Großstädte ist maßgeblich mitverantwortlich für sauren Regen. Saurer Regen wirkt sich negativ auf die Böden und die Gewässer in der betroffenen Region aus, wodurch Pflanzen und Tiere geschädigt werden (Wert: Umweltschutz). Die Nutzung von Verbrennungsmotoren sollte verboten werden.“

6. Vergleiche **alternative Urteile** und **reflektiere** dein eigenes Urteil.

*Die beiden oben ausgeführten Argumentationen sind folgerichtig aufgebaut, betrachten die Dilemma-Situation aber aus unterschiedlichen Perspektiven. Um die verschiedenen Urteile vergleichen zu können, hilft ein **Perspektivenwechsel** (**B4**). Dabei versetzt man sich gedanklich in die Lage einer anderen Person und versucht die Situation durch ihre oder seine Augen zu betrachten. Durch das konkrete Durchdenken von Konsequenzen des eigenen Urteils sowie alternativer Urteile, können neue Aspekte im Hinblick auf die Dilemma-Situation auftauchen. Dies kann einerseits dazu führen, dass das ursprüngliche Urteil angepasst bzw. revidiert werden muss, andererseits kann das gefällte Urteil nach wie vor Bestand haben und durch den Prozess gefestigt und gestärkt werden.*



B3 Unterschiedliche Wertegewichtung



B4 Der Blick aus einer anderen Perspektive

AUFGABEN

- A1** Erstelle eine persönliche Wertehierarchie zur Dilemma-Situation des dargestellten Fallbeispiels (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 05043-10). Diskutiert eure Wertehierarchien im Klassenverband.



- A2** In München wurde 2012 eingeführt, dass in der Innenstadt nur noch Autos mit gültiger grüner Umweltplakette fahren dürfen. Recherchiert in Kleingruppen die Bedeutung dieser Plakette und diskutiert Gründe für diese Entscheidung.



2.5 Konzentrationen von Lösungen

Geschmäcker sind verschieden: „Ich trinke den Saft verdünnt, sonst ist er viel zu süß.“, „Mir ist der Saft pur viel zu sauer.“ Wie verändern sich Zuckergehalt und pH-Wert mit der Verdünnung? Und was genau ist die Konzentration einer Lösung?

V1 Verdünnung von Getränkesirup

PROBLEM

Getränkessirup als Konzentrat enthält neben Aroma- und Farbstoffen hauptsächlich Zucker und sollte daher verdünnt werden. Nicht immer entspricht die vorgeschlagene Verdünnung jedoch dem Geschmack. Wie bestimmt man wissenschaftlich die subjektiv optimale Konzentration an Zucker im Getränk?

DURCHFÜHRUNG

- 1.1 Fülle in ein 50-mL-Becherglas ca. 10 mL farbigen Sirup. Entnimm daraus mithilfe einer 10-mL-Messpipette exakt 5 mL Sirup und überführe diesen in ein zweites Glas. Fülle mit Wasser möglichst exakt auf 10 mL auf. Wiederhole diese Prozedur mit der verdünnten Lösung so lange, bis eine farblose Verdünnung entsteht.
- 1.2 Vermische in einem Becherglas so viel Sirup mit Wasser, wie du es zuhause zum Trinken machen würdest. **Geschmacksproben sind im Labor nicht erlaubt!**

AUSWERTUNG

- a) Den Zuckergehalt in Getränken kann man als Massenkonzentration β angeben, die sich nach der Formel $\beta(x) = \frac{m(x)}{V}$ berechnet (m = Masse, V = Volumen, x = gelöster Stoff). Berechne mithilfe der Angaben auf dem Etikett der Sirupflasche zu V1.1 jeweils die Massenkonzentration des Zuckers bezogen auf 1 L der einzelnen Verdünnungen.
- b) Bestimme durch optischen Vergleich die Massenkonzentration des Zuckers in deiner Mischung aus V1.2.
Hinweis: Der Farbstoff wird direkt proportional zum Zucker verdünnt.
- c) Informiere dich unter QR-/Mediencode 05043-11 über die Funktionsweise eines Fotometers und plane ein Experiment zur exakten Bestimmung der Massenkonzentration des Zuckers in deiner Mischung aus V1.2.
- d) Diskutiere die Verwendung eines Becherglases zum Erstellen der Verdünnungsreihe in V1.1.



05043-11

ENTSORGUNG A

V2

Herstellen einer Lösung definierter Konzentration



PROBLEM

Zur Produktion von Brezen benötigt man Natriumhydroxidlösung einer bestimmten Konzentration. Wie stellt man diese her?

DURCHFÜHRUNG

Stelle aus 4 g festem Natriumhydroxid 100 mL einer wässrigen Natriumhydroxidlösung her. Gehe dabei wie in der Fachmethode beschrieben vor.

AUSWERTUNG

- Berechne die Stoffmenge n in mol von Natriumhydroxid in der hergestellten Lösung.
- In der Chemie wird die Stoffmengenkonzentration c mit der Einheit mol/L verwendet. Berechne die Stoffmenge n von Natriumhydroxid bezogen auf einen Liter der hergestellten Lösung sowie die Stoffmengenkonzentration $c(x) = \frac{n(x)}{V}$.
- Beschreibe Fehlerquellen beim Herstellen von Lösungen definierter Konzentrationen.
- Beschreibe, wie man die Durchführung bei V1.1 optimieren könnte.

ENTSORGUNG Neutralisieren, A

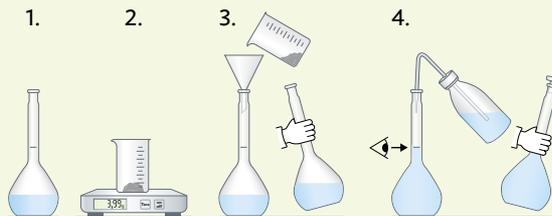
FM

Herstellen von Lösungen definierter Konzentrationen

Zur Herstellung einer Lösung definierter Konzentration verwendet man einen Messkolben. Mithilfe der Eichmarke am Messkolben kann ein Volumen exakt abgemessen werden.

So geht's

- Fülle einen Messkolben ca. zur Hälfte mit dem Lösemittel.
- Wiege die benötigte Masse des Feststoffs genau ab.
- Überführe die Portion mit einem geeigneten Trichter vollständig in den Messkolben. Schwenke den Kolben, bis sich der Feststoff gelöst hat.
- Fülle den Messkolben bis zur Eichmarke mit Lösemittel auf (B1). Verschließe mit einem Stopfen und schüttle, bis keine Schlieren mehr zu sehen sind.



B1 Herstellen einer Lösung mit definierter Konzentration aus einem Feststoff, z. B. Natriumhydroxid

V3

Die pH-Skala



PROBLEM

Keinen Essig zur Hand, aber Lust auf eine schön saure Salatsoße? „Essigessenz schmeckt mindestens zehn Mal saurer. Wenn du sie verdünnst, erhältst du Essig.“ (vgl. S. 46). Wie verändert sich der pH-Wert einer Lösung, wenn man sie verdünnt?

DURCHFÜHRUNG

- Bestimme experimentell den Verdünnungsfaktor, der nötig ist, um den pH-Wert einer geringe Menge Essigessenz um genau 1 zu erhöhen. Dir stehen zur Verfügung: Essigessenz, Messpipetten (1 mL, 2 mL, 5 mL, 10 mL), Peleusball, Tropfpipetten, Messzylinder (10 mL, 100 mL), Bechergläser, Universalindikatorlösung sowie ein pH-Messgerät.
- Erstelle mit Essigessenz und dem in V3.1 bestimmten Verdünnungsfaktor eine Verdünnungsreihe. Miss nach jedem Verdünnungsschritt den

pH-Wert der hergestellten Lösung. Beende die Reihe, wenn keine pH-Änderung mehr messbar ist. Gib zu jeder Verdünnung einen kleinen Tropfen Universalindikatorlösung.

- Wiederhole V3.2 mit einer Natriumhydroxidlösung der Startkonzentration 1 mol/L. Verwende wieder den Verdünnungsfaktor aus V3.1.

AUSWERTUNG

- Vergleiche den Verdünnungsfaktor aus V3.1 mit deinen Beobachtungen aus V3.2.
- Vergleiche die Beobachtungen in V3.3 mit denen aus V3.2.
- Begründe, dass durch Verdünnung von Essigessenz mit destilliertem Wasser ein pH-Wert von 8 nicht erreicht werden kann.

ENTSORGUNG A



Konzentration und Verdünnung

Gehaltsangaben in Alltag und Labor

Massenanteil w

(z. B. Angabe bei Essigessenz; auch bei festen Stoffgemischen)

$$w = \frac{m(x)}{m(\text{Stoffgemisch})}$$

(m = Masse, x = Stoff)

Massenkonzentration β

(z. B. Ionengehalt in Getränken)

$$\beta(x) = \frac{m(x)}{V(\text{Lösung})} \quad \text{Einheit: g/mL}$$

(m = Masse, V = Volumen, x = gelöster Stoff)

Volumenkonzentration σ

(vor allem bei Gasgemischen und Gemischen verschiedener Flüssigkeiten)

$$\sigma(x) = \frac{V(x)}{V(\text{Lösung})}$$

(V = Volumen, x = gelöster Stoff)

Stoffmengenkonzentration c

(im Labor, z. B. bei Maßlösungen)

$$c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{Lösung})} \quad \text{Einheit: mol/L}$$

(n = Stoffmenge, V = Volumen, x = gelöster Stoff)

Beispiel: In 1 L Ethansäurelösung sind 0,42 mol Ethansäure gelöst. Berechne die Stoffmengenkonzentration:

$$c(\text{Ethansäure}) = \frac{n(\text{Ethansäure})}{V(\text{Ethansäurelösung})}$$

$$c = \frac{0,42 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,42 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

B1 Massenanteil und Konzentrationen berechnen

Essigessenz enthält laut Etikett 25 % Essigsäure (vgl. S. 46). Gemeint ist der **Massenanteil w** , der die Masse eines Stoffes im Verhältnis zur Gesamtmasse des Stoffgemisches angibt (**B1**): 25 g Essigsäure sind in 100 g Essigessenz enthalten. Der Massenanteil beträgt hier $w(\text{Essigsäure}) = 0,25$.

Konzentrationsangaben beziehen sich immer auf das Volumen eines Stoffgemisches. Die **Massenkonzentration β** (**V1**) beschreibt die Masse, die **Volumenkonzentration σ** das Volumen und die **Stoffmengenkonzentration c** die Stoffmenge eines Stoffes jeweils in einem bestimmten Volumen des Stoffgemisches (**B1**). Im Labor ist die Stoffmengenkonzentration gebräuchlich, die in der Einheit mol/L angegeben wird (**V2**).

Die Stoffmengenkonzentration c ist der Quotient aus der Stoffmenge n eines gelösten Stoffes x und dem Gesamtvolumen V einer Lösung (**B1**): $c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{Lösung})}$

Verdünnen

Einen Stoff oder eine Lösung kann man verdünnen, indem man Lösemittel hinzugibt. Eine **Verdünnung** von 1:1000 bedeutet, dass beispielsweise 1 mL einer Lösung auf ein Endvolumen von 1000 mL mit Lösemittel aufgefüllt wird. Das Gesamtvolumen nimmt also zu, während die Stoffmenge n des gelösten Stoffes insgesamt gleich bleibt.

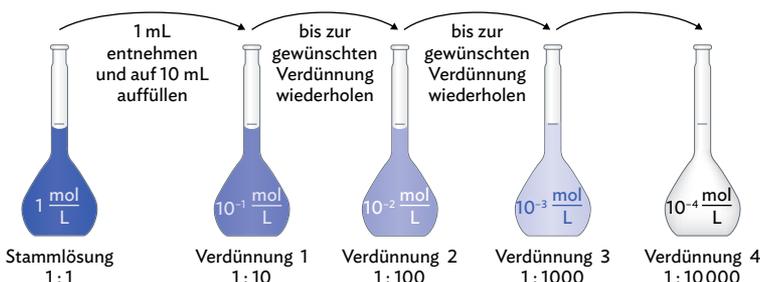
In einem bestimmten Volumen der verdünnten Lösung, z. B. 100 mL, befindet sich ein geringerer Anteil des gelösten Stoffes als in dem gleichen Volumen der ursprünglichen Lösung. Bei einer Verdünnung von 1:1000 sinkt die Endkonzentration auf ein Tausendstel der Ausgangskonzentration.

Erst das Wasser, dann die saure bzw. basische Lösung

Verdünnt man hochkonzentrierte saure Lösungen, z. B. konzentrierte Schwefelsäurelösung, so werden beim Löseprozess und bei der Bildung der Oxonium-Ionen große Mengen Energie freigesetzt. Das zugegebene Wasser erhitzt sich dadurch stark. Bei geringen Wassermengen kann es schnell zu einem Siedeverzug kommen und die stark saure Lösung gefährlich umherspritzen. Daher sollte man immer das Wasser vorlegen und den zu lösenden Stoff dann langsam hinzugeben. Dies gilt immer beim Verdünnen hochkonzentrierter saurer und basischer Lösungen sowie beim Lösen fester Hydroxide, wie Natrium- oder Kaliumhydroxid (vgl. FM S. 59).

Verdünnungsreihen

In der chemischen Analyse verwendet man häufig **Verdünnungsreihen** (**V1**), z. B. zur Kalibrierung von Messgeräten. Dabei wird eine unverdünnte Probe, die sogenannte **Stammlösung**, nach und nach jeweils um denselben Faktor, meist 1:10, mit Lösemittel verdünnt (**B2**). Die einzelnen Lösungen unterscheiden sich somit jeweils um eine Zehnerpotenz in ihrer Konzentration.



B2 Verdünnungsreihe einer Farbstofflösung um jeweils den Faktor 10

EK Der pH-Wert aus mathematischer Sicht

Der pH-Wert ist ein Maß für die Konzentration an Oxonium-Ionen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ in einer wässrigen Lösung. Er ist definiert als der negative dekadische Logarithmus der Oxonium-Ionen-Konzentration.

$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$ Beispiel: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow \text{pH} = 3$

Info
Ein Liter Wasser mit dem pH-Wert 7 enthält jeweils 10^{-7} mol Oxonium- und Hydroxid-Ionen (vgl. S. 42).

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ in mol/L	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$c(\text{OH}^-)$ in mol/L	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

B3 Konzentration von Oxonium- und Hydroxid-Ionen bei entsprechenden pH-Werten bzw. Färbung des Universalindikators

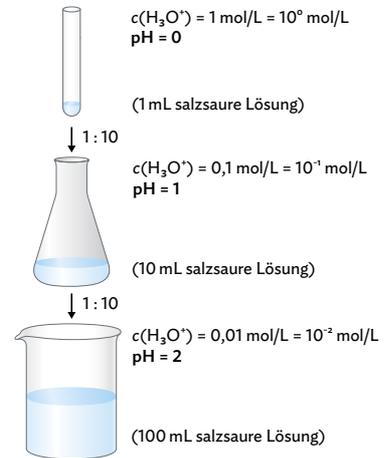
Zusammenhang zwischen pH-Wert und Konzentration

Verdünnt man salzsaure Lösung der Konzentration 1 mol/L (= 10^0 mol/L) um den Faktor 10, so ändert sich deren Konzentration auf 0,1 mol/L (= 10^{-1} mol/L). Der pH-Wert steigt von 0 auf 1. Verdünnt man diese Lösung erneut um den Faktor 10, so ändert sich die Konzentration auf 0,01 mol/L (= 10^{-2} mol/L) und der pH-Wert steigt von 1 auf 2 (**B3, B4**).

Dies kann man so lange wiederholen, bis sich der pH-Wert bei 7 nicht mehr ändert (**V3.2**). Da Wasser einen pH-Wert von 7 hat (vgl. Info), kann der Wert durch Zugabe von Wasser nicht über den Zahlenwert 7 angehoben werden.

Verdünnt man eine Natriumhydroxidlösung einer bestimmten Konzentration immer wieder um den Faktor 10, so sinkt der pH-Wert nach jedem Verdünnungsschritt um 1, bis ein pH-Wert von 7 erreicht ist (**V3.3**).

Ein pH-Wert-Unterschied von 1 entspricht einer 10-fachen Verdünnung einer sauren bzw. basischen Lösung.



B4 Abhängigkeit des pH-Werts von der Verdünnung einer Lösung

AUFGABEN

- A1** 100 mL salzsaure Lösung mit einem pH-Wert von 1 sollen zur Entsorgung über das Abwasser auf pH 7 gebracht werden.
a) Bestimme das Volumen an Wasser, das notwendig wäre, um dies mittels Verdünnung zu erreichen.
b) Beurteile dieses Vorgehen.
- A2** Überprüfe rechnerisch, ob die beiden Konzentrationsangaben der Blutzuckermessgeräte in **B5** dieselbe Konzentration an gelöster Glukose anzeigen (Molekülformel $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
- A3** Für die Kalkwasserprobe soll ein Liter Calciumhydroxidlösung der Konzentration 0,1 mol/L hergestellt werden. Berechne die Masse an zu lösendem Calciumhydroxid.
- A4** Vitamin C enthält den Feststoff Ascorbinsäure (Molekülformel $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$). Berechne die benötigte Masse zur Herstellung von 100 mL einer Ascorbinsäurelösung der Konzentration 5 mol/L.
- A5** 100 mL Bier enthalten 4,9 mL Ethanol. Berechne die Volumenkonzentration σ von Ethanol in 1 L Bier.



B5 Blutzuckermessgeräte zeigen den Glukosegehalt des Blutes an.

FACHBEGRIFFE

die Massenkonzentration, die Volumenkonzentration, die Stoffmengenkonzentration, die Verdünnung, die Verdünnungsreihe, die Stammlösung



2.6 Neutralisation

Die Party ist aus und Berge an Geschirr türmen sich. Gut, dass der Geschirrspüler anhaftende Speisereste mühelos entfernen kann. Wie wird sichergestellt, dass keine unschönen Flecken und ein seifiger Geschmack aufgrund von Rückständen der verwendeten Lauge auf Tellern und Gläsern zurückbleiben? Reicht eine Verdünnung durch Wasser etwa nicht aus? Welche Rolle spielt der Klarspüler?

V1 Funktion des Klarspülers



PROBLEM

Geschirrspülmittel erzeugt eine Waschlauge. Welche Funktion hat der Klarspüler, der vor jedem Trocknungsvorgang exakt dosiert zugegeben wird?



B1 Vorratsbehälter für Klarspüler

DURCHFÜHRUNG

Fülle jeweils zwei Reagenzgläser halbvoll mit Wasser und gib je einen Tropfen Universalindikatorlösung hinzu. Löse eine Spatelspitze Geschirrspülpulver in dem einen und einige Tropfen Klarspüler in dem anderen Reagenzglas. Überführe die Hälfte der Geschirrspüllösung in ein drittes Reagenzglas. Gib nun mithilfe einer Pipette tropfenweise Klarspülerlösung in dieses.

AUSWERTUNG

- Erstelle ein Versuchsprotokoll.
- Schließe aus den Färbungen des Indikators in den Reagenzgläsern auf die jeweils in den Lösungen vorliegenden charakteristischen Teilchen.
- Leite aus den Versuchsbeobachtungen die Funktion des Klarspülers beim Geschirrspülen ab.

ENTSORGUNG G1

PV2 Neutralisation beim Autowaschen



PROBLEM

Durch illegales Autowaschen auf privatem Grund gelangen oft hunderte Liter basischer Waschlösung in das Grundwasser. Professionelle Autowaschanlagen behandeln das Abwasser in speziellen Neutralisationsanlagen. Welche Reaktionen laufen dabei ab?

DURCHFÜHRUNG

2.1 Stelle 50 mL einer Natriumhydroxidlösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ her (vgl. FM S. 59). Überführe die Lösung vollständig in ein 200-mL-Becherglas und gib 2 – 3 Tropfen Bromthymolblaulösung hinzu. Bestimme den pH-Wert mit einem pH-Messgerät und die elektrische Leitfähigkeit mit einem Leitfähigkeitssensors.

Gib nun unter Rühren exakt 50 mL salzsaure Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ hinzu. Überprüfe erneut den pH-Wert sowie die elektrische Leitfähigkeit. Dampfe 1 mL der Lösung in einem Reagenzglas vollständig ein.

2.2 Plane einen Versuch, bei dem du die Temperatur während der Reaktion mit einem Messgerät zur digitalen Temperaturlaufzeichnung exakt beobachten kannst. Halte Wärmeverluste an die

Umgebung dabei so gering wie möglich. Führe den Versuch nach Rücksprache mit der Lehrkraft durch.

AUSWERTUNG

- Leite aus deinen Beobachtungen in PV2.1 ab, welcher Feststoff nach dem Eindampfen der Lösung übrig bleibt. Benenne den Feststoff.
- Stelle die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise zu der in PV2.1 abgelaufenen Reaktion auf.
- Berechne die maximale Temperaturdifferenz bei PV2.2. Vergleiche eure Ergebnisse in der Klasse und einigt euch auf einen möglichst exakt ermittelten Wert. Berechne mit diesem Wert die freigesetzte Wärme Q nach folgender Formel:

$$Q = m_w \cdot c_w \cdot \Delta T.$$

m_w ist die Masse von Wasser, c_w die spezifische Wärmekapazität von Wasser und ΔT die maximale Temperaturdifferenz bei der Reaktion.

Hinweis: Um 1 g Wasser um 1 Kelvin zu erwärmen, sind 4,19 Joule notwendig: $c_w = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$.

ENTSORGUNG G1

V3 Säure-Base-Reaktion ohne Wasser?



PROBLEM

Wasserstoffchlorid bildet mit Wasser eine saure Lösung, Ammoniak eine basische Lösung. Können beide Gase auch direkt miteinander reagieren? Welches Produkt bildet sich dabei?

DURCHFÜHRUNG

Aus dem Gasraum einer Flasche konzentrierter salzsaure Lösung zieht die Lehrkraft gasförmiges Wasserstoffchlorid in eine gasdichte Spritze auf. Eine zweite Spritze wird analog mit Ammoniakgas aus einer Flasche konzentrierter Ammoniaklösung befüllt.

Führe die Kanülen der beiden Spritzen im Abzug tief in ein Reagenzglas ein (B2). Leite gleichzeitig beide Gase langsam aus den Spritzen aus und beobachte. Gib nun zeitnah ca. 5 mL dest. Wasser in das Reagenzglas, verschließe es mit einem Stopfen und schüttle. Untersuche die Lösung auf elektrische Leitfähigkeit. Gib anschließend wenige Tropfen Silber(I)-nitratlösung hinzu.

AUSWERTUNG

- Erstelle ein Versuchsprotokoll.
- Stelle die Reaktionsgleichung für die Reaktion der beiden Gase mit Strukturformeln auf und benenne das Produkt.
- Erhitzt man das wässrige Produkt der Reaktion der beiden Gase kräftig im Reagenzglas und hält ein feuchtes Indikatorpapier über die Öffnung, so erscheinen verschiedene Farben. Erkläre dieses Phänomen.



B2 Versuchsaufbau zu V3

ENTSORGUNG G1



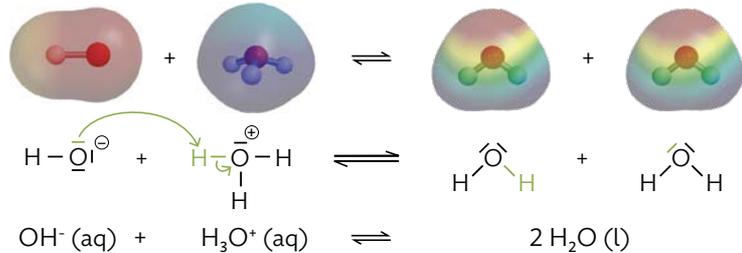
Die Neutralisationsreaktion

Neutralisation in Alltag und Technik

Bei der industriellen Reinigung von Pfandflaschen fallen große Mengen basischer Lösungen an. Um diese umweltgerecht zu entsorgen, müssen sie neutralisiert werden. Eine Möglichkeit wäre das Verdünnen mit Wasser, jedoch bräuchte man dafür große Volumina (vgl. S. 61). Im Geschirrspüler werden Reste der basischen Spülmittellösung mithilfe eines sauren Klarspülers neutralisiert (V1). Was passiert bei der **Neutralisation** einer basischen mit einer sauren Lösung?

Gibt man etwas Universalindikator in eine basische Lösung und tropft dann sukzessive eine saure Lösung hinzu, ändert sich die Farbe von blau über gelb und grün hin zu rot (B1). Aus der basischen Lösung wird also zunächst eine neutrale und anschließend eine saure Lösung.

Auf Teilchenebene wird bei der Reaktion ein Proton von einem Oxonium-Ion auf ein Hydroxid-Ion übertragen. Es bilden sich zwei Wasser-Moleküle:

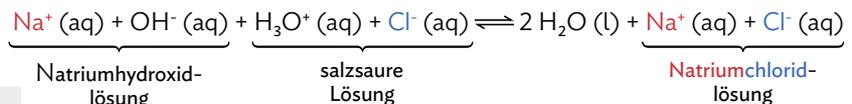


Sind die Stoffmengen der Hydroxid- und Oxonium-Ionen in der Lösung gleich groß bzw. kaum vorhanden, ist die Lösung neutral (B2). Der Universalindikator zeigt dies durch eine grüne Farbe an. Gibt man jedoch weiter saure Lösung hinzu, färbt sich der Indikator direkt rot. Die Anzahl der Oxonium-Ionen übertrifft nun die der Hydroxid-Ionen, die Lösung ist sauer.

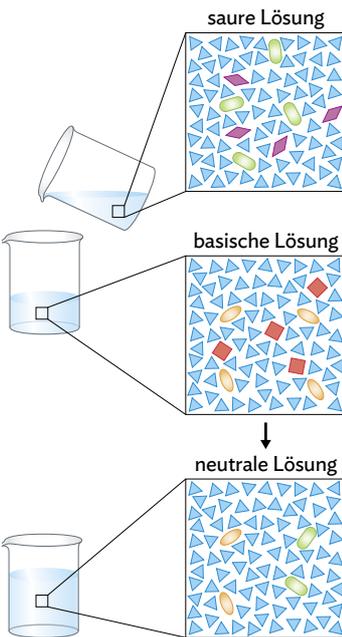
Salzbildung durch Neutralisation

Gibt man gleiche Volumina einer basischen Natriumhydroxidlösung und einer salzsauren Lösung derselben Konzentration zusammen, findet zwischen den Oxonium- und den Hydroxid-Ionen eine Neutralisationsreaktion statt. Die elektrische Leitfähigkeit der Lösung wird während der Reaktion geringer, da die Konzentration der Oxonium- und Hydroxid-Ionen abnimmt.

In geringerem Maße bleibt die Lösung jedoch leitfähig (V2.1). Es müssen also weitere Ionen vorhanden sein. Dampft man die Lösung ein, erhält man einen Feststoff: das Salz Natriumchlorid.



B1 Farbwechsel des Universalindikators bei Zugabe einer sauren Lösung zu einer basischen Lösung



- ▲ Wasser-Moleküle (H₂O)
- ◆ Oxonium-Ionen (H₃O⁺)
- Hydroxid-Ionen (OH⁻)
- Chlorid-Ionen (Cl⁻)
- Natrium-Ionen (Na⁺)

B2 Neutralisationsreaktion auf Teilchenebene

Bei einer Neutralisationsreaktion reagieren gleiche Stoffmengen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen miteinander zu Wasser-Molekülen. Durch Eindampfen der Lösung erhält man ein Salz.

EK

Ammoniumnitrat-Dünger

Wässrige Ammoniaklösung reagiert in einer Neutralisationsreaktion mit Salpetersäurelösung zu einer wässrigen Lösung des Salzes Ammoniumnitrat. In der Landwirtschaft wird Ammoniumnitrat häufig als Düngemittel eingesetzt. Dieser Stoff stellt somit einen Baustein für die Ernährung der Weltbevölkerung dar. Ein erhöhter Nitratgehalt im Grundwasser, verursacht durch Überdüngung, wirkt sich jedoch negativ auf die menschliche Gesundheit aus. Daher wird die Nitratkonzentration im Grund- und Trinkwasser streng überwacht.

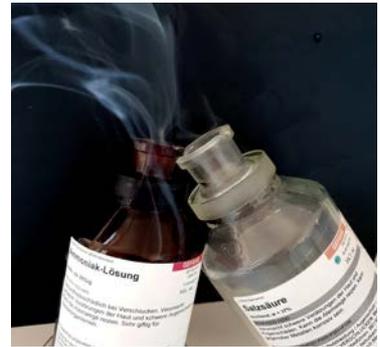
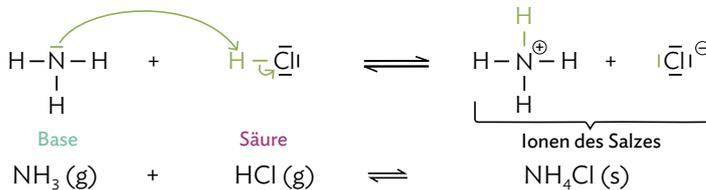
Ein weiteres Problem dieses Stoffes ist, dass er sich bei Zufuhr entsprechender Aktivierungsenergie explosionsartig zersetzt. Auf diese Weise zerstörten Anfang August 2020 ca. 2750 Tonnen Ammoniumnitrat Teile des Hafens und der Stadt Beirut im Libanon (B3).



B3 Rauchwolke nach der Explosion im Hafen von Beirut

Salzbildung in nichtwässriger Umgebung

Nähert man die Gase Ammoniak ($\text{NH}_3(\text{g})$) und Wasserstoffchlorid ($\text{HCl}(\text{g})$) einander an, bildet sich weißer Nebel (B4). Ammoniak- und Wasserstoffchlorid-Moleküle reagieren miteinander, wobei je ein Proton von der Säure auf die Base übertragen wird (V3). Eine Säure-Base-Reaktion kann also auch in nichtwässriger Umgebung stattfinden. Es bildet sich das Salz Ammoniumchlorid ($\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$).



B4 Rauchbildung beim Annähern zweier Flaschen mit konzentrierter Ammoniak- und salzsaurer Lösung

AUFGABEN

- A1** Stelle die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise auf und benenne die durch Eindampfen der Lösung entstehenden Salze (vgl. FM S. 67):
- Wasserstofffluoridlösung reagiert mit Kaliumhydroxidlösung
 - Salzsaure Lösung reagiert mit Bariumhydroxidlösung
 - Schwefelsäurelösung reagiert mit Ammoniaklösung
- A2** Sodbrennen in der Speiseröhre wird durch aufgestoßenen Magensaft (salzsaure Lösung) verursacht. Ein Medikament enthält als Wirkstoff Magnesiumhydroxid, das die Beschwerden lindern soll. Stelle die Reaktionsgleichung für die Neutralisation des Magensafts mit diesem Wirkstoff auf.
- A3** Erkläre anhand einer Recherche die Bedeutung der Neutralisation bei der Entsorgung von sauren bzw. basischen Abfällen für die Umwelt.

FM

Salze als Produkte von Neutralisationsreaktionen benennen

So geht's

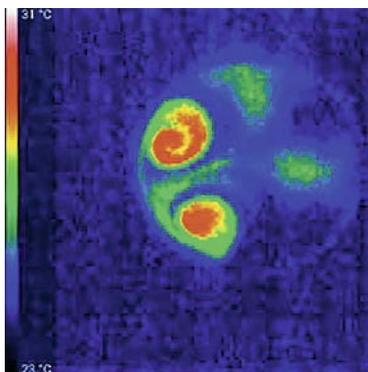
- Identifiziere die Ionen des gebildeten Salzes: Die basische Ausgangslösung enthält neben den Hydroxid-Ionen die **Kationen** des Salzes. Die saure Ausgangslösung enthält neben den Oxonium-Ionen die **Anionen** des Salzes.
- Setze den Namen des Salzes aus dem deutschen **Namen des Kations** und dem **lateinischen Namen des Anions mit der Endung -id** zusammen.



Energetik der Neutralisationsreaktion

Die Neutralisationswärme

Bei einer Neutralisation erwärmt sich die Lösung (PV2.2). Vor allem bei stark konzentrierten Lösungen werden große Mengen an Energie in Form der sogenannten **Neutralisationswärme** frei. Dies liegt vor allem an der stark exothermen Reaktion der Oxonium-Ionen mit den Hydroxid-Ionen. Eine Wärmebildkamera oder ein Temperatursensor ermöglichen die bildliche Darstellung der Energiebeteiligung dieser exothermen Reaktion (B5).

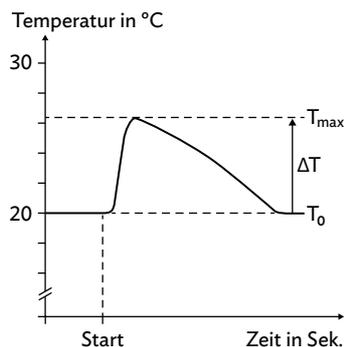


B5 Wärmebildkameraaufnahme einer Neutralisationsreaktion

Neutralisationsreaktionen sind (stark) exotherm.

Kalorimetrie

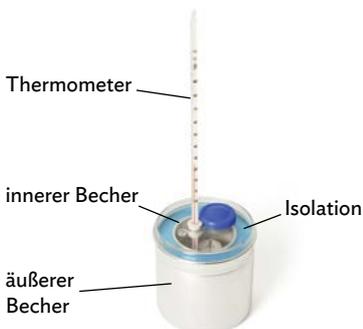
Die Wärme, die bei einer Reaktion insgesamt frei wird, kann experimentell mithilfe eines **Kalorimeters** bestimmt werden. Dieses besteht aus einem thermisch isolierten Reaktionsgefäß mit einem Thermometer (B6). Gibt man gleiche Volumina einer salzsauren Lösung und einer Natriumhydroxidlösung derselben Konzentration in einem Kalorimeter zusammen, so kann man die Erwärmung der Flüssigkeit bis zu einer maximalen Temperatur T_{\max} beobachten (V2, B7). Anschließend sinkt die Temperatur allmählich wieder auf die Anfangstemperatur T_0 , da sich die Lösung nach der Reaktion langsam abkühlt. Die vom Wasser aufgenommene Wärme Q ist näherungsweise proportional zur Temperaturänderung ($\Delta T = T_{\max} - T_0$) und zur Masse von Wasser (m_w). Außerdem ist die Wärme abhängig von der spezifischen Wärmekapazität von Wasser (c_w), also dem Maß, in dem Wasser Energie in Form von Wärme aufnehmen kann (vgl. Info).



B7 Temperaturverlauf einer Neutralisationsreaktion

$$Q = m_w \cdot c_w \cdot \Delta T$$

Ein Kalorimeter ist ein Gerät, mit dessen Hilfe Reaktionsenergie in Form von Wärme Q experimentell bestimmt werden kann.



B6 Ein Kalorimeter

Info

Gibt man 50 mL einer salzsauren Lösung und 50 mL einer Natriumhydroxidlösung derselben Konzentration zusammen ($m_w = 100 \text{ g}$), steigt die Temperatur von 293 auf 299 Kelvin ($\Delta T = 6 \text{ K}$). Zur Erwärmung von 1 g Wasser um ein Grad ist eine Energiemenge von 4,19 J notwendig ($c_w = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$). Daraus ergibt sich die Wärme Q wie folgt:

$$Q = 100 \text{ g} \cdot 4,19 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 6 \text{ K} = 2514 \text{ J} = 2,5 \text{ kJ}$$

FACHBEGRIFFE

die Neutralisation, die Neutralisationswärme, das Kalorimeter

AUFGABEN

A1 In vielen Kalorimetern sind die Reaktionsgefäße aus Aluminium aufgebaut. Begründe, dass diese nicht für die Bestimmung der Wärme einer Neutralisationsreaktion geeignet sind. (Hilfen unter QR-/Mediencode 05043-12)

A2 Bei der Neutralisation von salzsaurem Lösung mit Kaliumhydroxidlösung derselben Konzentration wird Wärme im gleichen Maße freigesetzt, wie bei der Neutralisation von Salpetersäurelösung mit Kaliumhydroxidlösung derselben Konzentration. Erkläre dies anhand von Reaktionsgleichungen.



05043-12



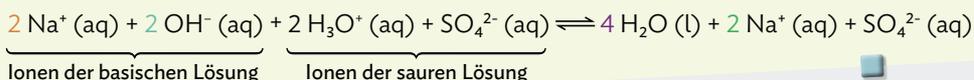
Reaktionsgleichungen für Neutralisationen in Ionenschreibweise aufstellen

Bei einer Neutralisation reagieren auf der Stoffebene eine saure und eine basische Lösung exotherm zu einer neutralen Lösung. Auf der Teilchenebene reagieren gleiche Stoffmengen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen miteinander zu Wasser-Molekülen. Die weiteren Ionen in der Lösung sind an der Neutralisationsreaktion nicht beteiligt.

Natriumhydroxidlösung (NaOH (aq)) reagiert mit Schwefelsäurelösung ($\text{H}_2\text{SO}_4 \text{(aq)}$). Stelle die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise auf.

So geht's

1. Notiere die Formeln der Edukte und Produkte in Ionenschreibweise in einer unausgeglichene Reaktionsgleichung. (Denke bei mehrprotonigen Säuren daran, den passenden Koeffizienten vor den H_3O^+ -Ionen zu ergänzen.)
2. Gleiche auf der Eduktseite die **Koeffizienten der Oxonium- und Hydroxid-Ionen** an. (Es reagieren gleiche Stoffmengen Oxonium- und Hydroxid-Ionen miteinander.)
3. Wurde der Koeffizient der Oxonium-Ionen geändert, ändere entsprechend auch die **Koeffizienten weiterer Ionen der sauren Lösung**. Wurde der Koeffizient der Hydroxid-Ionen geändert, ändere entsprechend auch **Koeffizienten weiterer Ionen der basischen Lösung**.
4. Bei der Reaktion eines Oxonium-Ions mit einem Hydroxid-Ion entstehen zwei Wasser-Moleküle. Ermittle dementsprechend den **Koeffizienten der Wasser-Moleküle**.
5. Passe abschließend die **Koeffizienten der Ionen auf der Produktseite** denen auf der Eduktseite an.



Info

Reaktionsgleichungen für Neutralisationsreaktionen können auch in einer vereinfachten Schreibweise dargestellt werden:
 $2 \text{NaOH (aq)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{(aq)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{(aq)}$

AUFGABE

- A1** Stelle die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise auf und benenne die durch Eindampfen der Lösungen gebildeten Salze (vgl. **FM S. 65**).
- a) Salpetersäurelösung wird mit Natriumhydroxidlösung neutralisiert.
 - b) Kaliumhydroxidlösung wird mit schwefligsaurem Lösung ($\text{H}_2\text{SO}_3 \text{(aq)}$) neutralisiert.
 - c) Phosphorsäurelösung wird mit Bariumhydroxidlösung neutralisiert.
- A2** Gib die vereinfachte Schreibweise der Reaktionsgleichungen aus Aufgabe **A1** an.



2.7 Die Säure-Base-Titration

Strenge Qualitätskontrollen bei der Lebensmittelproduktion sorgen für eine hohe Qualität. Die exakte Konzentrationsbestimmung saurer und basischer Lösungen spielt dabei eine wichtige Rolle. Kann man sich dafür die Neutralisationsreaktion zunutze machen?

PV1 Titration von Brezellaug



PROBLEM

Laugengebäck erhält den typischen Geschmack durch die Verwendung von Natriumhydroxidlösung. Im Handel erhält man dafür gebrauchsfertige „Brezellaug“. Welche Konzentration hat diese?

DURCHFÜHRUNG

1.1 Überführe exakt 10 mL Brezellaug mit einer Messpipette in einen 250-mL-Erlenmeyerkolben (= Vorlage). Gib ca. 50 mL dest. Wasser sowie 4 bis 5 Tropfen Bromthymolblaulösung hinzu. Falls ein Magnetrührer zur Verfügung steht, gib noch einen Rührfisch in den Kolben.

Befülle eine Bürette mit einem Trichter luftblasenfrei mit salzsaurer Lösung der Konzentration $c = 1 \text{ mol/L}$ (= Maßlösung). Fülle dafür zunächst bis über den Nullwert der Bürette auf und lasse tropfenweise Maßlösung bis zum Nullwert in ein 100-mL-Becherglas ab (B1).

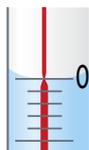
Tropfe nun unter Schwenken bzw. Rühren der Vorlage langsam Maßlösung aus der Bürette in die Brezellaug, bis sich

die Färbung des Indikators dauerhaft ändert. Notiere das Volumen der verbrauchten Maßlösung. Führe die Titration zwei weitere Male neu durch.

1.2 Wiederhole PV1.1 mit Schwefelsäurelösung ($c = 1 \text{ mol/L}$) statt salzsaurer Lösung.

AUSWERTUNG

- Erstelle zu PV1.1 eine beschriftete Versuchsskizze.
- Stelle die Reaktionsgleichung der Neutralisationsreaktion in PV1.1 in Ionenschreibweise auf.
- Ermittle den durchschnittlichen Verbrauch an Maßlösung in PV1.1. Berechne dann die Stoffmenge an Oxonium-Ionen, die zur Neutralisation der Brezellaug im Mittel notwendig ist. Berechne die Stoffmengen- und Massenkonzentration der verwendeten Brezellaug (vgl. B1 S. 60 und FM S. 71).
- Vergleiche den Verbrauch an Maßlösung in PV1.1 und PV1.2. Begründe den Unterschied.



B1 Meniskus am Nullwert einer Bürette

ENTSORGUNG G4

Titration im Mikromaßstab vgl. S. 80

PV2 Salzlösungen und deren pH-Wert



PROBLEM

Bei Titrationen von sauren und basischen Lösungen finden Neutralisationsreaktionen statt. Es entstehen Salzlösungen. Entsteht bei jeder Titration eine neutrale Lösung oder haben die gebildeten Salze Auswirkungen auf den pH-Wert?

DURCHFÜHRUNG

Bestimme mithilfe eines Tüpfelrasters und mit Universalindikator, ob Salzlösungen sauer, neutral oder basisch reagieren. Folgende Stoffe bzw. deren wässrige Lösungen stehen dir zur Verfügung:

Ammoniumchlorid, Calciumoxid, Natriumcarbonat (Soda), Natriumchlorid, Natriumdihydrogenphos-

phat, Natriumhydrogencarbonat (Natron), Natriumhydrogenphosphat, Natriumhydrogensulfat, Natriumhydroxid, Natriumphosphat, Natriumsulfit

AUSWERTUNG

- a) Notiere deine Beobachtungen zu Indikatorfarbe, pH-Wert und Charakter der Lösung in Form einer Tabelle. Ergänze die Tabelle um zwei Spalten, in denen du die Verhältnisformeln der Salze sowie die in den Lösungen vorliegenden Teilchen notierst.
- b) Leite aus den Beobachtungen jeweils die Säure-Base-Reaktionen der Ionen ab und stelle jeweils eine Reaktionsgleichung auf.

ENTSORGUNG G1

V3 Rohrreiniger im Fokus



PROBLEM

Der Abfluss ist mal wieder mit Essensresten und Haaren verstopft. Da hilft nur noch Abflussreiniger. Diese enthalten meist Natriumhydroxid. Welcher Reiniger besitzt den höchsten Gehalt an Natriumhydroxid? Welche Rolle spielen die weiteren Bestandteile?



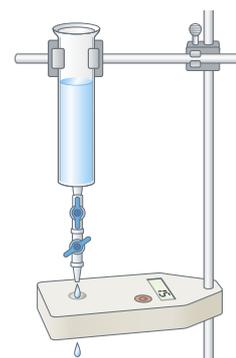
B2 Rohrreiniger

DURCHFÜHRUNG

Entwickelt Experimente, mit denen ohne Bürette der Massenanteil an Natriumhydroxid in Rohrreiniger-Granulaten bestimmt werden kann. Führt diese arbeitsteilig mit verschiedenen Rohrreinigern durch. Folgende Materialien stehen zur Verfügung:

- wässrige Lösungen verschiedener Rohrreiniger-Granulate (Massenkonzentration $\beta = 10,0 \text{ g/L}$)
- Salzsäure Lösungen ($c = 1 \text{ mol/L}$ sowie $c = 0,1 \text{ mol/L}$)
- Ethansäurelösung ($c = 0,1 \text{ mol/L}$)
- Spritzen (1, 2, 5, 10 mL) und Kanülen
- Zwei- und Dreiwegehähne
- Ampullenfläschchen

- Blaukrautsaft, Bromthymolblaulösung, Universalindikatorlösung, Thymolphthaleinlösung
- Leitfähigkeitssensor
- Tropfenzähler (B3) und digitales Endgerät



B3 Tropfenzähler mit eingebauter Lichtschranke

AUSWERTUNG

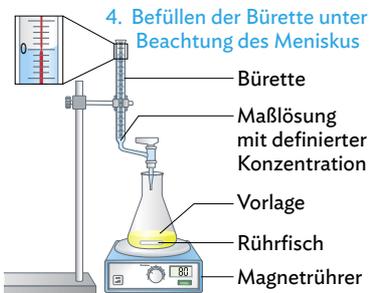
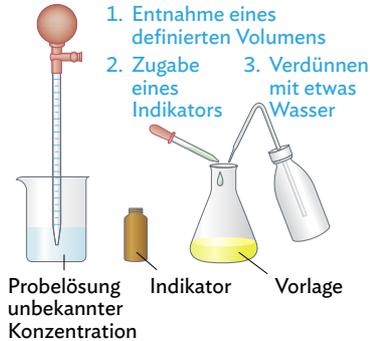
- a) Erstelle ein Versuchsprotokoll inklusive Skizze.
- b) Berechne jeweils die Stoffmengenkonzentration c der Lösungen bezogen auf den Anteil an Natriumhydroxid sowie den Massenanteil w an Natriumhydroxid im jeweiligen Granulat.
- c) Gib begründet an, ob einer der Indikatoren oder der Leitfähigkeitssensor für die Titrationen am besten geeignet ist.
- d) Die Granulate können neben Natriumhydroxid auch Aluminiumkörnchen sowie Natriumnitrat und Natriumcarbonat enthalten. Recherchiere die Rolle der auf den Etiketten gelisteten Inhaltsstoffe.
- e) Erstelle ein Erklärvideo zur Durchführung einer Titration mit Tropfenzähler oder mit Leitfähigkeitssensor.

ENTSORGUNG G1

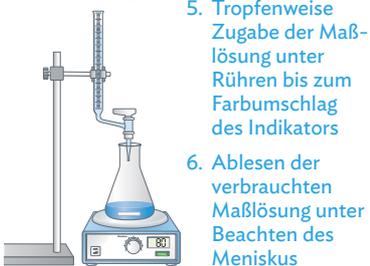


Konzentrationsbestimmung

Vorbereitung und Aufbau:



Durchführung:



B1 Durchführung einer Titration

Info
Die Auswertung einer Titration erfolgt über die Stoffmenge, also die Anzahl der Teilchen in der Lösung.

Inhaltsangaben auf dem Prüfstand

Inhaltsangaben auf Lebensmitteln und Medikamenten werden im Rahmen von Qualitätskontrollen streng überprüft. In der Lebensmittelindustrie wird z. B. der Säuregehalt von Essig oder der Basengehalt von Brezellaugen durch eine sogenannte **Säure-Base-Titration** bestimmt (**PV1**).

Durchführung einer Säure-Base-Titration

Um die unbekannte Konzentration einer sauren bzw. basischen Probelösung mittels Titration zu bestimmen, entnimmt man der Probelösung ein genau definiertes Volumen und überführt diese sogenannte **Vorlage** in ein sauberes Glasgefäß (**B1**). Wenige Tropfen eines geeigneten Indikators werden hinzugegeben. Da man die Veränderungen während der Titration besser in einem größeren Volumen beobachten kann, empfiehlt es sich, die Vorlage ggf. mit etwas destilliertem Wasser zu verdünnen (vgl. Info). Mit einem sehr exakten Messwerkzeug, z. B. einer Bürette oder Spritze, wird nun unter Rühren eine basische bzw. saure Lösung bekannter Konzentration, die **Maßlösung**, zugetropft. Wenn sich die Farbe des Indikators vollständig geändert hat, wird das verbrauchte Volumen der Maßlösung unter Beachtung des Meniskus an der Bürette abgelesen. Um Messfehler zu minimieren, führt man die Titration insgesamt dreimal durch und berechnet anschließend den mittleren Verbrauch der Maßlösung.

Vorgänge auf Stoff- und Teilchenebene

Mit jedem Tropfen Maßlösung, der in die Probelösung gegeben wird, reagieren auf Teilchenebene Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen miteinander. Auf der Stoffebene lässt sich die rasche Reaktion mithilfe des Indikators vor allem an der Eintropfstelle gut beobachten (**B2**).

Gegen Ende der Titration, wenn nur noch geringe Konzentrationen an Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen im Vergleich zum Anfang vorliegen, verläuft die Reaktion deutlich langsamer. Nun sind langsameres Zutropfen und ein wachsames Auge nötig.

Bleibt der Farbumschlag des Indikators gerade bestehen, so ist der **Äquivalenzpunkt** (lat. *aequus*: gleich) erreicht und die Titration ist abgeschlossen.

Am Äquivalenzpunkt haben gleiche Stoffmengen von Oxonium- und Hydroxid-Ionen miteinander reagiert.



B2 Eintropfstelle kurz vor Erreichen des Äquivalenzpunkts (Video unter QR-/Mediencode 05043-46)

05043-46

FM Titrations berechnen

Die Stoffmengenkonzentration einer Lösung kann man ermitteln, indem man die Stoffmenge der Teilchen in der verbrauchten Maßlösung zu der Stoffmenge der Teilchen in der Lösung unbekannter Konzentration in Beziehung setzt.

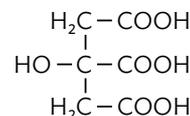
Bei der Titration von 20 mL Natriumhydroxidlösung unbekannter Konzentration (Vorlage: Lösung 1) mit Schwefelsäurelösung der Konzentration 1 mol/L (Maßlösung: Lösung 2) wurden 9,3 mL Schwefelsäurelösung bis zum dauerhaften Farbumschlag des Indikators verbraucht. Berechne die Konzentration der Natriumhydroxidlösung.

So geht's

- Notiere alle gegebenen und gesuchten Werte.
gegeben: $V_1 = 20 \text{ mL}$ $c_2 = 1 \text{ mol/L}$ $V_2 = 9,3 \text{ mL}$; gesucht: c_1
- Stelle die vereinfachte Reaktionsgleichung für die Säure-Base-Reaktion auf.
 $2 \text{ NaOH (aq)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)} \longrightarrow 2 \text{ H}_2\text{O (l)} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)}$
- Lies das Stoffmengenverhältnis n_1 zu n_2 aus der Reaktionsgleichung ab.
 $\frac{n_1}{n_2} = \frac{2}{1}$
- Die Stoffmenge ist definiert als $n = c \cdot V$. Das Stoffmengenverhältnis, in dem die beiden Stoffe miteinander reagieren, ergibt sich somit zu $\frac{n_1}{n_2} = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2 \cdot V_2}$. Löse die Gleichung nach der gesuchten Konzentration auf.
 $c_1 = \frac{n_1 \cdot c_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot V_1}$
- Setze die bekannten Werte ein und berechne die gesuchte Konzentration.
 $c_1 = \frac{2 \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 9,3 \text{ mL}}{1 \cdot 20 \text{ mL}} = 0,93 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
- Formuliere einen Antwortsatz.
Die Natriumhydroxidlösung besitzt eine Stoffmengenkonzentration von 0,93 mol/L.

AUFGABEN

- A1** Bei einer Titration von 25 mL salzsaure Lösung unbekannter Konzentration werden 10 mL Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration 0,1 mol/L verbraucht. Berechne die Stoffmengenkonzentration der salzsauren Lösung. (Hilfen unter QR-/Mediencode 05043-13)
- A2** Erörtere, ob man eine saure Lösung, die man ins Auge bekommen hat, mit einer basischen Lösung neutralisieren sollte. Beschreibe ein alternatives Vorgehen.
- A3** Gering konzentrierte Calciumhydroxidlösung wird als Nachweisreagenz für Kohlenstoffdioxid eingesetzt. Nenne Probleme, die sich durch den Einsatz einer Calciumhydroxidlösung als Maßlösung bei einer Titration ergeben können. Beschreibe dein Vorgehen, um dennoch ein exaktes und aussagekräftiges Ergebnis zu erhalten.
- A4** Überprüfe die folgende Aussage auf Richtigkeit und passe sie gegebenenfalls an. „Die Anzahl der Ionen in der Vorlage bleibt während der Titration immer gleich.“
- A5** Berechne die Masse an fester Citronensäure $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ (B3), um 2 Liter Kaliumhydroxidlösung der Konzentration 0,75 mol/L vollständig zu neutralisieren.

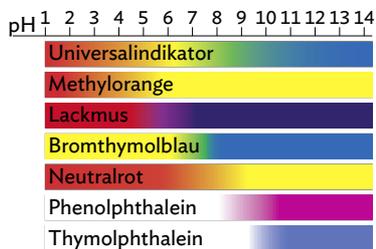


B3 Halbstrukturformel eines Citronensäure-Moleküls



Titrationen näher betrachtet

pH-Werte verschiedener Salzlösungen

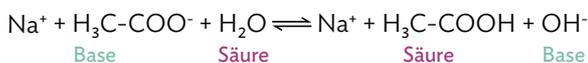


B4 Farben einiger Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Wert

Bei der Titration von Natriumhydroxidlösung mit salzsaurer Lösung entsteht eine Natriumchloridlösung. Der Äquivalenzpunkt liegt bei einem pH-Wert von 7, da Natriumchlorid in Wasser neutral reagiert (PV2). Als Indikator für diese Titration ist Bromthymolblaulösung aufgrund seines klaren Farbumschlags in diesem Bereich gut geeignet (B4).

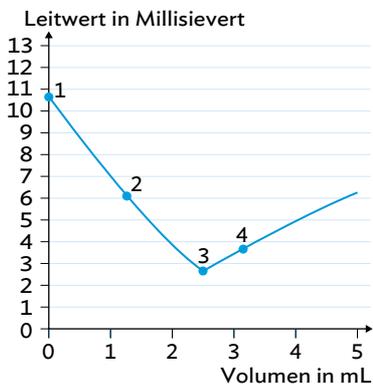
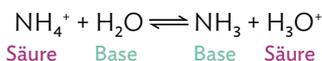
Bei der Titration von Ethansäurelösung mit Natriumhydroxidlösung entsteht eine Natriumacetatlösung. Am Äquivalenzpunkt der Titration haben gleiche Stoffmengen Ethansäure und Natriumhydroxid miteinander reagiert. Der pH-Wert der Lösung liegt hier allerdings im schwach basischen Bereich. Woran liegt das?

Löst man das Salz Natriumacetat in Wasser, läuft folgende Reaktion ab:

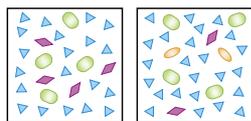


Da das Acetat-Ion als Base reagiert, bilden sich Hydroxid-Ionen. Am Äquivalenzpunkt der Titration liegen somit ebenfalls Hydroxid-Ionen vor. Die Lösung ist daher leicht basisch. Der Indikator sollte für die Titration entsprechend gewählt werden (B4).

Löst man Ammoniumnitrat bzw. Ammoniumchlorid in Wasser, so entstehen saure Lösungen. Verantwortlich dafür sind die Ammonium-Ionen, die mit Wasser-Molekülen zu Oxonium-Ionen reagieren. Ionen können also als Säuren oder als Basen reagieren.



B5 Ergebnis der Leitfähigkeitstimation



- ▲ Wasser-Moleküle (H₂O)
- ◆ Oxonium-Ionen (H₃O⁺)
- Chlorid-Ionen (Cl⁻)
- Natrium-Ionen (Na⁺)

B6 Teilchen in der Vorlage beim Start der Titration (links) sowie nach Zugabe geringer Mengen Natriumhydroxidlösung (rechts)

Leitfähigkeitstimation

Die besonders gute elektrische Leitfähigkeit von sauren und basischen Lösungen kann zu deren Konzentrationsbestimmung mittels **Leitfähigkeitstimation** genutzt werden. Statt einen Indikator zuzugeben, misst man nach jedem Tropfen die Leitfähigkeit der Lösung (V3). Ein Tropfenzähler vereinfacht die Messung. Am Äquivalenzpunkt ist die Leitfähigkeit am geringsten (B5).

AUFGABEN

- A1** Gibt man Natriumhydrogensulfat in Wasser, das mit Blaukrautindikator versetzt ist, zeigt sich eine orange Färbung. Stelle die Reaktionsgleichung der Säure-Base-Reaktion in Ionenschreibweise auf.
- A2** 10 mL einer salzsaurer Lösung werden mittels Leitfähigkeitstimation titriert. Als Maßlösung wird Natriumhydroxidlösung der Konzentration 0,1 mol/L verwendet.
 - a) **B6** zeigt die Teilchen in der Vorlage beim Start der Titration sowie nach Zugabe geringer Mengen Natriumhydroxidlösung (vgl. **B5** Punkte 1 und 2). Skizziere analog die Teilchen an Punkt 3 und 4 der Titrationskurve in **B5**. Erläutere anhand der Skizzen die Veränderung der Leitfähigkeit im Verlauf der Titration.
 - b) Berechne die Konzentration der salzsaurer Lösung.

FACHBEGRIFFE

Die Säure-Base-Titration, die Vorlage, die Maßlösung, der Äquivalenzpunkt, die Leitfähigkeitstimation

Titrieren in der Berufswelt

Analytische Verfahren sind aus der Berufswelt der Chemikerinnen und Chemiker nicht wegzu-denken. Vor allem die Zusammensetzung von Werkstoffen, Medikamenten und Lebensmitteln steht im Fokus moderner Analytik. Dabei spielt die Technik der Titration zur Gehaltsbestimmung eine sehr wichtige Rolle.

Ein Studium in den Bereichen Chemie oder Pharmazie an einer Universität oder ein Studium der Verfahrens- und Werkstofftechnik an einer Hochschule sind nur einige der Möglichkeiten, am Erforschen und Herstellen neuer Medikamente und nachhaltiger Werkstoffe mitzuwirken. Erlernt werden können auch Berufe als Chemielaborantin oder Chemielaborant, Chemisch-Technische Assistentin oder Chemisch-Technischer Assistent (CTA) und Chemikantin oder Chemikant in einer (auch dualen) Ausbildung. Eine Vielzahl chemischer Berufsfelder greift auf die im 18./19. Jahrhundert entwickelte Arbeitstechnik der Titration zurück. So können z. B. der Zuckergehalt von Lebensmitteln, der Gehalt von Wirkstoffen in Medikamenten oder der Gehalt schädlicher Abfälle bei industriellen Prozessen mittels Titration ermittelt werden.

Der eigentliche Prozess der Titrations ist in der Berufswelt identisch mit der Titration im Labor, jedoch werden vermehrt automatisierte Verfahren genutzt. Anstelle einer Glasbürette kommen Titrationsautomaten zum Einsatz (B1). Die zugegebene Menge an Maßlösung wird meist über die Masse des Vorlagebehälters bestimmt. Das menschliche Auge zur Bestimmung des Umschlagpunktes wird durch eine pH-Elektrode oder ein Kalorimeter ersetzt (vgl. S. 66). Je nach Art der Titration kommen auch Fotometer, Leitfähigkeits-



B1 Zahlreiche Labs arbeiten mit Titrationsautomaten zur raschen Kontrolle der Qualität und Zusammensetzung von Lebensmitteln.

sonden oder Thermofühler zum Einsatz. Die Analyseinstrumente haben eine hohe Empfindlichkeit und können sehr exakte Ergebnisse liefern.

Titrationen sind nicht auf Säure-Base-Reaktionen beschränkt. **Redoxitrationen** etwa beruhen auf der Reaktion eines reduzierenden Stoffes mit einem oxidierenden Stoff. Ein weiterer Titrationsstyp ist die **Fällungstitration**. Hierbei werden Fällungsreaktionen benutzt, bei denen ein schlecht wasserlösliches Produkt entsteht. Ein Beispiel hierfür ist die sogenannte Argentometrie, bei der die unbekannte Konzentration einer Halogenidlösung (außer Fluoridlösung) mit einer Silbernitratlösung (AgNO_3 (aq)) bekannter Konzentration als Maßlösung ermittelt werden kann. Grundlage hierfür ist

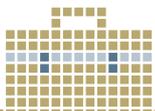
beispielsweise die Reaktion von Silber(I)-Ionen (Ag^+) mit Chlorid-Ionen (Cl^-) zu kaum wasserlöslichem Silber(I)-chlorid (AgCl (s)):

$$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{AgCl} (\text{s})$$

Der Äquivalenzpunkt bei der Argentometrie ist durch das Zusammenballen des milchfarbenen Niederschlags von Silber(I)chlorid bzw. durch ein Anfärben dieses Niederschlags erkennbar. Mit Bromid- sowie Iodidlösungen ist die Titration ähnlich durchführbar, da sowohl Silber(I)-bromid als auch Silber(I)-iodid als entstehende Produkte schlecht wasserlöslich sind und einen gut erkennbaren Niederschlag bilden. Silber(I)-fluorid hingegen ist leicht in Wasser löslich. Deshalb kann die unbekannte Konzentration einer Fluoridlösung nicht mittels Argentometrie bestimmt werden.

AUFGABEN

- A1** Recherchiere konkrete Einsatzgebiete von Titrations in der Lebensmittelanalytik.
- A2** Berufsdatenbanken, wie BERUFENET der Bundesagentur für Arbeit, bieten eine Vielzahl an Informationen über chemische Berufszweige. Informiere dich über Berufe mit Bezug zur Chemie entsprechend deiner eigenen Interessen.



Saure und basische Lösungen im Alltag

M1

Vom Schwefel zur Akkumulator(säure) und deren Entsorgung

Reine Schwefelsäure bzw. schwefelsaure Lösung wird z. B. zur Herstellung von Salzsäure- und Phosphorsäurelösung sowie zur Düngemittelproduktion verwendet und ist eine der technisch wichtigsten Grundchemikalien weltweit (B1).

Reine Schwefelsäure wird nach dem Kontakt- oder Doppelkontaktverfahren hergestellt. In beiden Fällen werden große Mengen Schwefel verbrannt oder schwefelhaltige Erze geröstet, um Schwefeldioxid zu erhalten. Das gebildete Gas reagiert in einer katalysierten Gleichgewichtsreaktion mit Sauerstoff zu Schwefeltrioxid. Leitet man gasförmiges Schwefeltrioxid in Wasser ein, so bilden sich flüssige Schwefelsäure und Dischwefelsäure ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$) mit einem Massenanteil von bis zu 95-97 %. All diese Reaktionen sind stark exotherm.



B1 Schwefelsäuretanks

Im Handel erhältlich ist Schwefelsäurelösung vor allem als „Akkumulatorsäure“ („Akkusäure“ / „Batteriesäure“). Sie wird zum Be- bzw. Nachfüllen von „Starterbatterien“ (Akkumulatoren, B2) in Fahrzeugen mit Verbrennungsmotoren benötigt. Akkusäure hat einen Massenanteil von $w = 37,5\%$ und eine Dichte von $\rho = 1,285 \text{ kg/L}$.

Beim Entsorgen der Akkus wird die „Akkusäure“ (ca. 4 L Schwefelsäurelösung) im Schredder von den aus Blei und Bleiverbindungen bestehenden Elektroden getrennt. Die schwefelsäurehaltigen Abfälle werden mit Natrium- oder Bariumhydroxidlösung (Natronlauge bzw. Barytwasser) neutralisiert. Der Prozess wird mit Temperatursensoren, Leitfähigkeitssensoren oder pH-Sensoren überwacht.



B2 Bei der umgangssprachlichen „Autobatterie“ oder „Starterbatterie“ handelt es sich eigentlich um einen Akkumulator.

AUSWERTUNG

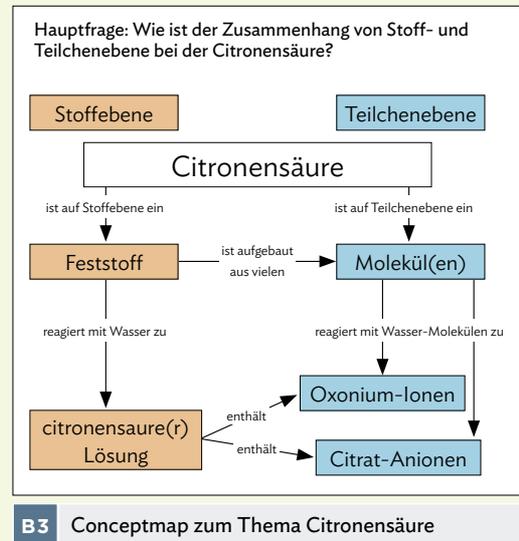
- Recherchiere den Unterschied zwischen den Stoffen Schwefelsäure und rauchende Schwefelsäure. Erläutere das unterschiedliche Gefährdungspotential mithilfe einer Chemikaliendatenbank (vgl. FM S. 36 f.) und leite daraus ab, welche Schutzmaßnahmen beim Befüllen einer „Starterbatterie“ beachtet werden müssen.
- Stelle zu allen im Text genannten Reaktionen des Kontaktverfahrens jeweils eine Reaktionsgleichung mit Angabe der Aggregatzustände auf.
- Stelle die Reaktionsgleichungen für die Neutralisation von Schwefelsäurelösung mit Natronlauge bzw. Barytwasser in Ionenschreibweise auf. Markiere jeweils die Säure und die Base und benenne die entstehenden Produkte.
- Bestimme rechnerisch die Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_2\text{SO}_4)$ von „Akkusäure“.
- Berechne das Volumen an Natriumhydroxidlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$), das notwendig ist, um einen Liter „Akkusäure“ vollständig zu neutralisieren.
- Überprüfe dein Ergebnis von e) experimentell, indem du genau 1 mL „Akkusäure“ vorsichtig zu ca. 100 mL Wasser gibst, einen geeigneten Indikator zusetzt und anschließend bis zum Farbumschlag des Indikators am Äquivalenzpunkt titrierst (vgl. S. 70). Recherchiere vor der Durchführung die GefahrstoffEinstufungen der verwendeten Stoffe (vgl. FM S. 36 f.). Du kannst die Leitfähigkeits- oder Temperaturänderung bei der Titration computergestützt verfolgen.
- Harald hat 100 mL „Akkumulatorsäure“ übrig. Er überlegt, ob die kleine Menge in den Ausguss darf. Alternativ könnte er sie mit Rohrfrei (enthält Natriumhydroxid) oder Waschsoda (Natriumcarbonat) neutralisieren oder sie im örtlichen Schadstoffmobil abgeben. Bewerte die Entsorgungswege unter dem Aspekt der Sicherheit, des Materialeinsatzes sowie der Nachhaltigkeit.
- Erstelle eine digitale Conceptmap zum Thema „Schwefelsäure und Schwefelsäurelösungen“ (vgl. MK S. 75). Beachte dabei die korrekte Verwendung der Fachsprache (vgl. FM S. 49). Recherchiere auch weitere Anwendungsgebiete sowie historische Informationen.

Mit einer **Conceptmap** lassen sich komplexe Sachverhalte übersichtlich darstellen. Im Gegensatz zu einer Mindmap verdeutlicht eine Conceptmap Zusammenhänge und Quervernetzungen durch beschriftete Pfeile. Die Leserichtung ist meist von oben nach unten. Im Laufe der Erstellung bzw. Erweiterung können sich auch neue Leserichtungen ergeben, z. B. von links nach rechts. Der Pfeil gibt immer die Leserichtung an.

So geht's

1. Formuliere eine Hauptfrage, die die Conceptmap beantworten soll.
2. Untergliedere das Wissen, wenn es zum Beispiel aus einem Fließtext stammt, in Sinnabschnitte und definiere wichtige Begriffe.
3. Verbinde die Begriffe mit Pfeilen und beschrifte die Pfeile mit Verben.
4. Kontrolliere die Conceptmap auf Sinnhaftigkeit.

Programme zum digitalen Erstellen von Concept- und Mindmaps findest du unter QR-/Mediencode 05043-14.



PROBLEM

Säuren und saure Lösungen dienen Pflanzen zum Schutz vor Fressfeinden, so auch die Citronensäure. In Speisen sorgt sie für den richtigen Pepp und in Reinigern für den richtigen Glanz. Recherchiert man im Internet, stößt man allerdings auf widersprüchliche Informationen, ob Citronensäure für das Entkalken von Wasserkochern und Kaffeemaschinen geeignet ist.

DURCHFÜHRUNG

- 2.1** Presse den Saft einer Zitrone aus und miss das Volumen des Saftes mit einem Messzylinder. Überführe den Saft in ein Becherglas und bestimme den pH-Wert. Gib tropfenweise verdünnte Ammoniaklösung dazu, bis die Lösung schwach basisch ist.

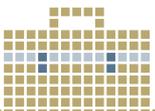
Stelle 50 mL einer Calciumchloridlösung ($w = 10\%$) her. Schätze das Volumen der ammoniakalischen Zitronensaftlösung im Becherglas ab und gib halb so viel Volumen der Calciumchloridlösung hinzu. Erhitze die Flüssigkeit auf der Heizplatte bis zum Sieden. Filtriere den entstandenen Niederschlag ab, trockne ihn und bestimme seine Masse.

- 2.2** Stelle aus Citronensäure und Wasser eine Citronensäurelösung der Konzentration 1 mol/L her. Vergleiche die Lösung bezüglich ihrer Fähigkeit, Kalk aufzulösen, mit salzsaurer Lösung der gleichen Konzentration.

AUSWERTUNG

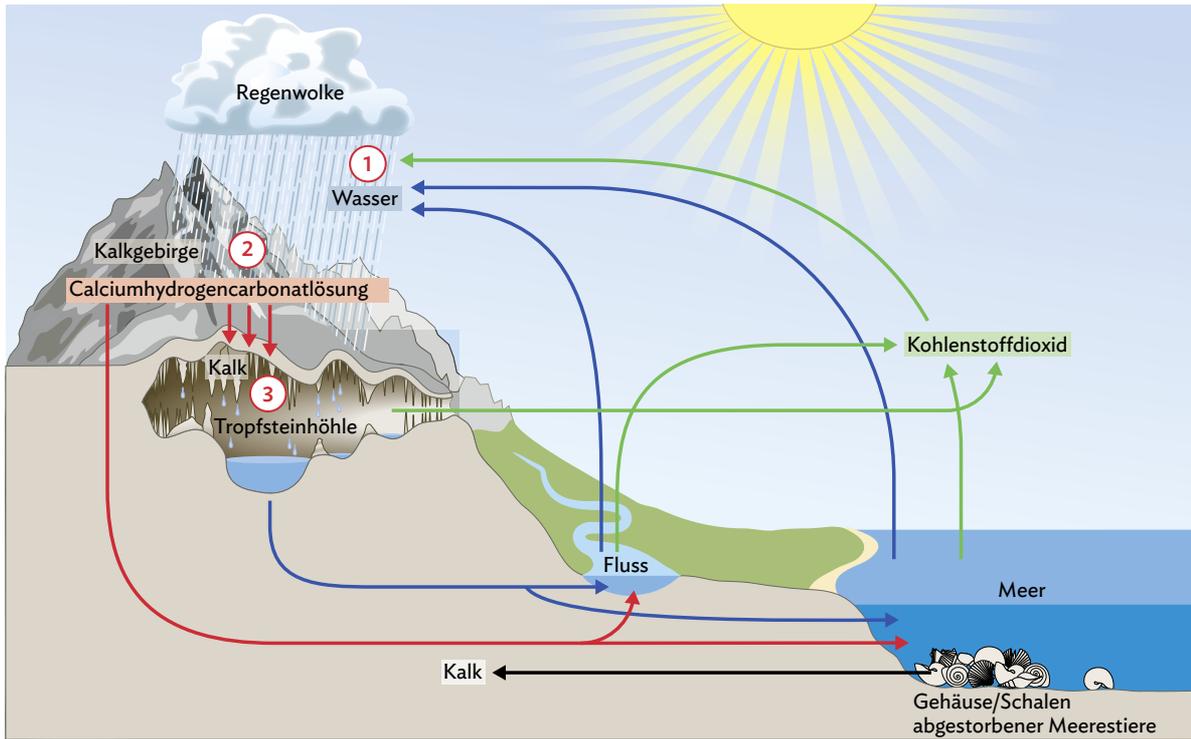
- a) Notiere die Strukturformel eines Citronensäuremoleküls (vgl. S. 71) und stelle die Reaktionsgleichung für die Säure-Base-Reaktion dieser dreiprotonigen Säure mit Ammoniak auf.
- b) Berechne die Masse an Citronensäure in der Zitrone in **V2.1**. *Hinweis:* Tricalciumcitrat ist das Calciumsalz der Citronensäure. Es ist in Wasser schwerlöslich.
- c) Recherchiere auf der Website deines örtlichen Wasserversorgers die Wasserhärte an deinem Wohnort und bestimme die Stoffmengenkonzentration an Calcium-Ionen im Wasser. Erläutere, warum sich Citronensäure bzw. wässrige Citronensäurelösung nicht zum Reinigen von Kaffeefullautomaten eignet.

ENTSORGUNG Filtrat in G1, A (neutralisiert)



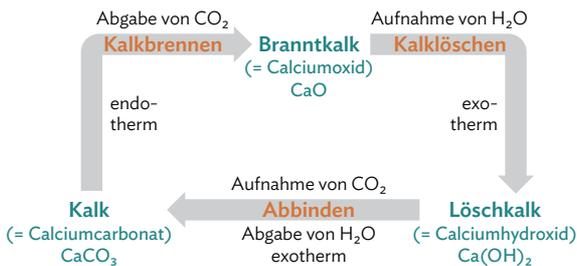
Kalkkreislauf und Bauchemie

M1 Die Kalkkreisläufe



B1 Der natürliche Kreislauf des Kalks

Der natürliche Kreislauf des Kalks beschreibt den ständigen Auf- und Abbau von Kalk (Calciumcarbonat) in der Natur. Die verschiedenen Vorgänge verlaufen über mehrere Zwischenstufen, die in **B1** beispielhaft dargestellt sind. Durch den technischen Kreislauf des Kalks (**B2**) wird jedoch der natürliche Kalkkreislauf vom Menschen beeinflusst.



B2 Der technische Kreislauf des Kalks

AUSWERTUNG

- Für den natürlichen Kalkkreislauf sind verschiedene chemische Reaktionen von Bedeutung. Stelle die Reaktionsgleichungen für die Positionen 1 bis 3 in Abbildung **B1** auf. (Hilfen unter QR-/Mediencode 05043-47)
- Schreibe einen Text für ein Chemie-Schulbuch, in dem der natürliche Kalkkreislauf ausgehend von einem Kohlenstoffdioxid-Molekül erklärt wird.
- Erläutere anhand von **B2** den Einfluss des Menschen auf den natürlichen Kalkkreislauf.
- Stelle die Reaktionsgleichungen für die in **B2** dargestellten Reaktionen auf.
- Zur Herstellung von Löschkalk wird Branntkalk durch Zugabe von Wasser in einer stark exothermen Reaktion „gelöscht“. Recherchiere im Internet die Gefahrstoffkennzeichnung für die beteiligten Stoffe und leite daraus notwendige Sicherheitsvorkehrungen auf der Baustelle ab.



Baustoffe sind Materialien, die zum Errichten von Bauwerken und Gebäuden benutzt werden. Die ältesten von Menschen verwendeten Baumaterialien sind Holz und Lehm. Heute wird von modernen Baumaterialien nicht nur erwartet, dass sie robust sind, sondern hinsichtlich einer klimafreundlichen Bauweise auch Nachhaltigkeitsaspekte berücksichtigen.

Infobox Holz

Der natürliche und nachwachsende Rohstoff Holz war schon vor Jahrtausenden einer der wichtigsten Bau- und Heizmaterialien und ist es immer noch.



Der Baustoff besteht vor allem aus Cellulose und Lignin. Ist Holz dauerhaft Feuchte ausgesetzt, wird es leicht von Pilzen und Insekten befallen. Richtig eingesetzt ist es jedoch sehr lange haltbar. Holz weist zudem eine hohe Elastizität bei gleichzeitig hoher Stabilität und Festigkeit auf. Ebenso zählen eine gute Schalldämmung und eine schlechte Wärmeleitfähigkeit zu seinen Eigenschaften. Holz ist daher für vielfältige Verwendungen im Innen- und Außenbau attraktiv.

AUSWERTUNG

- Vergleiche ausgehend von den Infoboxen und weiterer Recherche die Baustoffe Holz, Lehm und Beton hinsichtlich Eigenschaften, Einkaufspreis, Herstellung, Kohlenstoffdioxidbilanz und Ressourcen.
- Erkläre, warum Beton auch unter Wasser erhärtet.
- Estrichleger Lukas trägt beim Verarbeiten von Estrich-Beton Handschuhe. Erkläre diese Vorsichtsmaßnahme.
- Recherchiere die Bedeutung des Begriffs „graue Energie“ (vgl. FM S. 114 f.). Gib an, inwiefern die drei vorgestellten Baustoffe jeweils zur Nachhaltigkeit beim Bau eines Hauses beitragen.
- Bewerte den Einsatz der drei Baumaterialien im Hausbau unter ökologischen Aspekten.

Infobox Beton

Beton wird aus Zement und weiteren Zusatzstoffen, wie Kies und Sand, hergestellt. Der Zement dient als Bindemittel.



Er wird durch Brennen von Ton und Kalkstein (CaCO_3) bei etwa 1450°C hergestellt und besteht aus ca. 60 % Calciumoxid, ca. 20 % Siliciumdioxid sowie Aluminium- und Eisenoxid. Beim Erhärten des Betons reagieren die Bestandteile des Zements mit Wasser. Diesen Prozess nennt man Abbinden.

Beton ist ein sehr vielseitiger Baustoff, der durch verschiedene Zusätze unterschiedlichste Eigenschaften, z. B. Festigkeit, hohes Wärmespeichervermögen und Wasserundurchlässigkeit, haben kann. Dementsprechend ist die Verwendung als Spannbeton oder Stahlbeton (mit Einlage von Stahl zur Erhöhung der Zugfestigkeit) ebenfalls sehr vielfältig.

Infobox Lehm

Lehm ist eine Mischung aus Ton, Schluff und Sand. Je nach verwendeten Mineralien ist die Zusammensetzung unterschiedlich. Die chemischen Hauptbestandteile lassen sich daher nicht eindeutig angeben.



Lehm ist ein sehr vielseitiger Baustoff, der bereits seit vielen Jahrtausenden eingesetzt wird. Lehm ist z. B. nicht brennbar, schalldämmend, hat ein gutes Wärmespeichervermögen und eine hohe Bindefähigkeit für Schadstoffe, Gerüche und Wasser.

Der Baustoff wird im Gegensatz zu Beton nicht abgebunden (siehe oben). Seine lange Haltbarkeit und Festigkeit erhält Lehm durch Trocknung oder Brennen. Getrockneter Lehm kann durch Zugabe von Wasser wieder formbar gemacht und jederzeit neu verarbeitet werden. Beim Brennen werden die unterschiedlichen Partikel im Lehm so stark erhitzt, dass sie „zusammenbacken“. Diesen Vorgang nennt man Sintern. Es entsteht Ziegel, der im Gegensatz zum Lehm nicht wasserlöslich ist und eine höhere Festigkeit besitzt.



Zum Üben und Weiterdenken

A1 *Bubble-Tea* enthält kleine, gelartige Bällchen, in denen Flüssigkeiten eingekapselt sind. Man erhält sie durch Eintropfen einer Natriumalginatlösung in eine Calciumsalzlösung. Mithilfe der Calcium-Ionen vernetzen sich die Alginat-Ionen untereinander und es entsteht ein festes Gel. Entnimmt man die Bällchen rechtzeitig aus der Lösung, bleibt das Innere der Bällchen flüssig.

- Man kann essbare „Chamäleonbällchen“ herstellen, indem man vor dem Eintropfen der Alginatlösung einen genießbaren Indikator in die Lösung gibt. Erkläre den Begriff „Chamäleonbällchen“ am Beispiel von Blaukrautsaft als Indikator.
- Mit Universalindikatorlösung und Bromthymolblaulösung werden (nicht essbare) Chamäleonbällchen hergestellt und jeweils in einen Bereich einer dreigeteilten Petrischale gelegt. In den dritten Bereich der Petrischale wird ein Tropfen konzentrierte salzsaurer Lösung gegeben und die Schale mit einem Deckel verschlossen.



Erkläre die Beobachtung mithilfe einer Reaktionsgleichung. Gib an, welche Chamäleonbällchen links und welche rechts in der Petrischale liegen.

- Begründe, dass Reste der Alginatlösung und der Calciumsalzlösung getrennt voneinander in verschiedenen Ausgüssen mit viel Wasser entsorgt werden müssen.

A2 Der pH-Wert von Kaffee ist 5, der von Seewasser ist 8. Gib jeweils an, ob die Lösungen einen sauren, neutralen oder basischen Charakter haben.

A3 Eine Bundestagsfraktion schlägt aus Umweltschutzgründen vor, den pH-Wert aller Gewässer auf null zu senken. Nimm zu diesem Vorschlag Stellung und formuliere eine Antwort.

A4 SVANTE ARRHENIUS entwickelte vor BRØNSTEDT ein Konzept zur Definition von Säuren und Basen.

- Vergleiche anhand einer Recherche tabellarisch die Säure-Base-Konzepte von Arrhenius und Brønstedt.
- Nimm anhand des Vergleichs Stellung zu der Aussage: „Das naturwissenschaftliche Wissen entwickelt sich ständig weiter und ist somit vorläufig.“

A5



Erkläre die Herkunft der Oxonium-Ionen in destilliertem Wasser. Verwende dazu eine Reaktionsgleichung mit Strukturformeln sowie die Fachbegriffe Ampholyt, Säure, Base, Protonenübergang und Gleichgewichtsreaktion.

A6 Gib analog zum ersten Beispiel jeweils die zugehörige Säure bzw. Base an.

Säure	Base
H ₂ O	OH ⁻
	I ⁻
HClO ₂	
	HCOO ⁻
H ₂ SO ₄	
	O ²⁻
HPO ₄ ²⁻	
	H ₂ O

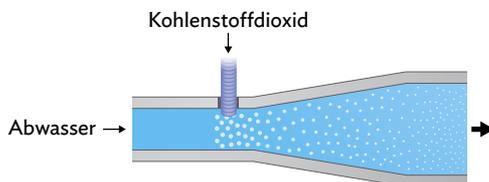
- A7** Neutralisationsreaktionen würfeln: Du benötigst zwei Würfel, Stift und Papier.

Augenzahl	„basischer Würfel“	„saurer Würfel“
1	Aluminiumhydroxidlösung	salzsaure Lösung
2	Natriumhydroxidlösung	Schwefelsäurelösung
3	Kaliumhydroxidlösung	Salpetersäurelösung
4	Bariumhydroxidlösung	Phosphorsäurelösung
5	Ammoniaklösung	Schweflige Säurelösung
6	Calciumhydroxidlösung	kohlensaure Lösung

Würfle mit beiden Würfeln gleichzeitig. Stelle das Reaktionsschema sowie die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für die Neutralisation der gewürfelten sauren Lösung mit der gewürfelten basischen Lösung auf.

Ihr könnt auch in Kleingruppen spielen: Stoppt die Zeit und vergebte Punkte. Stellt dafür vorab geeignete Bewertungsregeln auf.

- A8** Abwässer sind häufig basisch und enthalten Fäkalien. Diese werden in der Kläranlage über mehrere Stufen aufbereitet. In der anaeroben Stufe verwerten Mikroorganismen biologisches Material. Dabei werden die Treibhausgase Methan und Kohlenstoffdioxid freigesetzt. Nachgeschaltet kann noch folgende Reinigungsstufe enthalten sein:

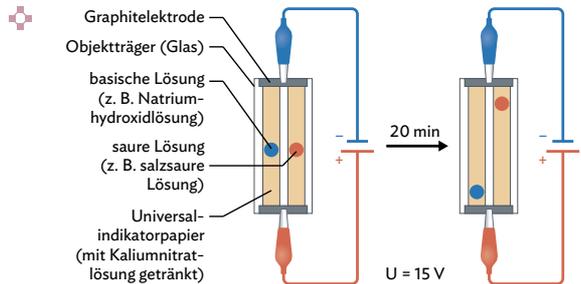


Beschreibe den Vorteil dieser nachgeschalteten Stufe.

- A9** Ordne die folgenden Stoffe bzw. Stoffgemische nach steigender elektrischer Leitfähigkeit. Begründe deine Anordnung:

- Ethansäurelösung ($c = 1 \text{ mol/L}$; pH 2,4)
- Salzsäure Lösung ($c = 1 \text{ mol/L}$; pH 0)
- Spiritus (97% Ethanol; ca. 3 % Wasser)
- destilliertes Wasser
- Natriumhydroxidlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$)

- A10** Folgendes Experiment wird durchgeführt:



- Formuliere eine Hypothese, die sich mit dem Experiment überprüfen lässt.
- Beschreibe den Versuchsaufbau und erkläre die Beobachtungen nach 20 Minuten.
- Im Experiment mit salzsaurer Lösung können auch die „Begleit-Ionen“ „sichtbar“ gemacht werden. Beschreibe dein Vorgehen und postuliere den „Aufenthaltsort“ der Begleit-Ionen nach 20 Minuten.
- Begründe, dass das Nachweisreagenz aus c) nicht zu Beginn des Experimentes zugegeben werden kann.

- A11** Bei der Herstellung von Joghurt aus Milch wandeln Milchsäurebakterien den Milchzucker zu Milchsäure um. Die Veränderung des pH-Werts führt zum Denaturieren der Milchproteine und zur festen Struktur des Joghurts.

Zur Bestimmung des Milchsäuregehaltes eines Naturjoghurts werden 10 g des Joghurts in 50 mL destilliertes Wasser gegeben, mit Bromthymolblaulösung versetzt und mit Natriumhydroxidlösung der Konzentration $0,2 \text{ mol/L}$ titriert. Bis zum Farbumschlag werden 5 mL Maßlösung verbraucht.

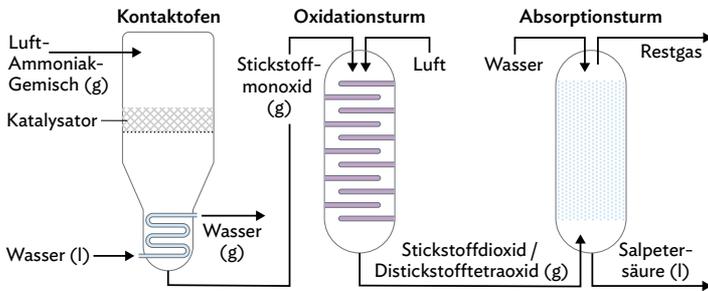
- Die Moleküle der Milchsäure (2-Hydroxypropansäure) sind in der Lage, ein Proton an eine geeignete Basen abzugeben. Zeichne die Valenzstrichformel eines Milchsäuremoleküls und erläutere, welches Wasserstoff-Atom als Proton abgegeben wird.
- Berechne die Stoffmenge an Milchsäuremolekülen in 10 g Naturjoghurt.
- Berechne den Massenanteil w an Milchsäure in Naturjoghurt.
- Vergleiche den errechneten Massenanteil mit dem üblichen Wert $w(\text{Milchsäure}) = 0,8 \%$ und finde eine Erklärung für die Abweichung.



M1

Ammoniak und Salpetersäure großtechnisch hergestellt

Die Ausgangskemikalie für die Herstellung des Stoffes Salpetersäure ist Ammoniak, der nach dem **HABER-BOSCH-Verfahren** durch eine katalysierte Reaktion aus Stickstoff und Wasserstoff hergestellt wird. Die Salpetersäure wird dann großtechnisch im **OSTWALDVerfahren** hergestellt. Das Gas Ammoniak reagiert dabei mithilfe eines Katalysators und hoher Spannung mit Sauerstoff. Über die Zwischenstufe Stickstoffmonoxid wird schließlich Stickstoffdioxid gebildet. Jeweils zwei Stickstoffdioxid-Moleküle reagieren in einer Gleichgewichtsreaktion zu einem Distickstofftetraoxid-Molekül. Das Distickstofftetraoxid reagiert schließlich mit Sauerstoff und Wasser zu Salpetersäure.



B1 Salpetersäureherstellung nach dem Ostwaldverfahren

- A1** Stelle die Reaktionsgleichungen zu allen im Text genannten Reaktionen inkl. der Symbole für Aggregatzustände bzw. wässrige Lösung auf.
- A2** Stelle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Salpetersäure in Wasser auf.
- A3** 20 mL einer Salpetersäurelösung mit unbekannter Konzentration werden mit Ammoniaklösung der Konzentration 1 mol/L titriert. Bis zum Farbumschlag bei pH 6 sind 25 mL notwendig.
- Erkläre anhand der Neutralisationsgleichung, dass der Äquivalenzpunkt im sauren Bereich liegt.
 - Berechne die Stoffmengenkonzentration der Salpetersäurelösung.
 - Die entstandene Lösung muss über den  Sondermüll entsorgt werden. Toni schlägt vor, die Lösung mithilfe des Gasbrenners einzudampfen, um das zu entsorgende Volumen zu minimieren. Beurteile den Vorschlag.
Hinweis: Vollständiges Eindampfen ist mit Explosionsgefahr verbunden.

V2

Titration im Mikromaßstab



PROBLEM

Essig verwenden wir häufig in der Küche. Doch wie hoch ist die Konzentration von Haushaltsessig?

DURCHFÜHRUNG

Überführe 5 mL Haushaltsessig (Ethansäurelösung) mit einer Spritze in ein kleines Becherglas. Gib 2 bis 3 Tropfen Bromthymolblaulösung hinzu.

Befülle eine zweite Spritze mit Natriumhydroxidlösung der Konzentration 1 mol/L. Gib unter Schwenken des Becherglases tropfenweise Lösung aus der Spritze hinzu. Sobald die Farbe des Indikators dauerhaft nach blau umschlägt, lies das Volumen der verbrauchten Lösung von der Spritze ab.

Führe diese Titration ein zweites Mal durch.

- A1** Erstelle eine beschriftete Versuchsskizze.
- A2** Stelle die Reaktionsgleichung zu der Säure-Base-Reaktion auf.
- A3** Bestimme aus den zwei Versuchsansätzen den mittleren Verbrauch an Natriumhydroxidlösung. Berechne die Stoffmenge an Hydroxid-Ionen, die bis zum Äquivalenzpunkt zugegeben wurde.
- A4** Bestimme die Stoffmengenkonzentration des Haushaltsessigs (vgl. FM S. 71).

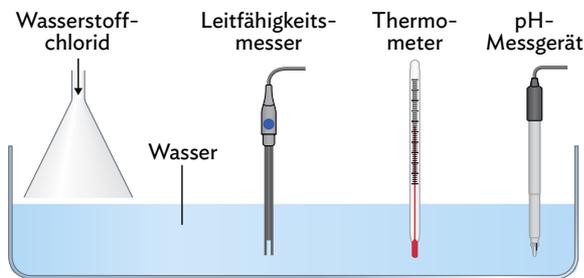
ENTSORGUNG G1

M3

Gefährliche Gebäudebrände

Brennt ein Gebäude, ist meist die Rauchentwicklung wesentlich gefährlicher als das Feuer selbst. In Fensterrahmen, Abdichtungen, Elektrokabeln und Rohrleitungen wird der Kunststoff PVC verwendet, der bei der Verbrennung zu Wasserstoffchlorid reagiert. Ist dieses im Rauchgas enthalten, kann es beim Einatmen zu lebensbedrohlichen Rauchvergiftungen führen.

In B2 ist ein Versuchsaufbau skizziert, der das Verhalten von Wasserstoffchlorid in der Lunge zeigen soll. Das Gas Wasserstoffchlorid wird auf Wasser geleitet und währenddessen die Temperatur, der pH-Wert sowie die Leitfähigkeit gemessen.

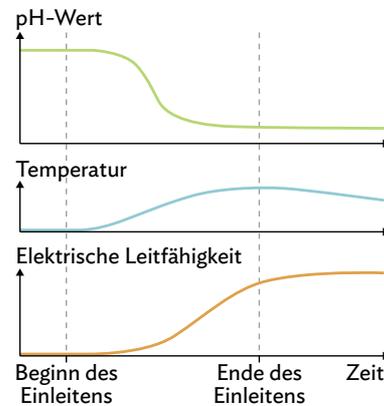


B2 Versuchsaufbau

A1 Beschreibe die Versuchsergebnisse in B3 und erläutere sie auch mithilfe der Vorstellung auf der Teilchenebene.

A2 Stelle zu der Reaktion in dem Versuch eine Reaktionsgleichung auf.

A3 Leite aus der Versuchsauswertung die Erklärung für die toxische Wirkung von Wasserstoffchlorid in der Lunge eines Lebewesens ab.



B3 Versuchsergebnis

M4

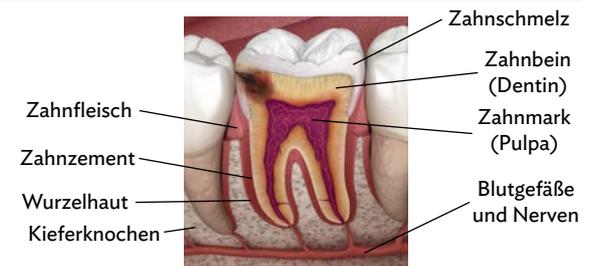
Karies

Bei Zahnkaries kommt es zu einer zunehmenden Demineralisierung zunächst des harten Zahnschmelzes und später des etwas weicheren Dentins. Für diesen Prozess sind säurebildende Bakterien verantwortlich. Sinkt der pH-Wert am Zahnschmelz unter 5,2 bis 5,7, so werden Mineralien wie Calciumphosphat aus dem Zahnschmelz gelöst.

A1 Leite aus den Informationen die Wirkung von Fruchtsäften und sauer schmeckenden Lebensmitteln auf Zahnschmelz ab.

A2 Recherchiere die Wirkung von Fluoriden in Zahnpasta und ermittle die Ursache, dass Zahnpasta mit einem sehr hohen Fluoridgehalt ausschließlich in Apotheken erhältlich ist.

A3 In einem Modellversuch soll gezeigt werden, wie Zahnpasta wirkt: Ein gekochtes Hühnerei wird auf der Eischale zur Hälfte mit fluoridhaltiger Zahnpasta eingestrichen und in Klarsichtfolie eingewickelt. Nach drei Tagen wird die Folie entfernt und das Ei in Essigessenz gelegt. Auf



B4 Bau eines von Karies betroffenen Zahnes

der unbehandelten Seite bilden sich Bläschen. Beurteile, ob dieser Versuch geeignet ist, die Wirkung von Zahnpasta auf Zahnschmelz zu überprüfen.
Hinweis: Eischale enthält hauptsächlich Calciumcarbonat.

A4 Leite aus den gewonnenen Informationen Regeln für eine gute Zahnhygiene ab. Erläutere, warum es trotz guter Zahnhygiene sinnvoll ist, regelmäßige Kontrolltermine beim Zahnarzt wahrzunehmen.



Alles im Blick: Kapitel 2

Eigenschaften und Bedeutung saurer, basischer und neutraler Lösungen (S. 32-35)

Saure Lösungen können z. B. zum Entkalken eingesetzt werden. Sie reagieren mit dem Kalk zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. **Basische Lösungen** können z. B. als Rohrreiniger eingesetzt werden. Saure und basische Lösungen reagieren auch mit unedlen Metallen und eignen sich daher nicht für alle Oberflächen. Zudem sind sie **ätzend** und können die Haut stark reizen, insbesondere in hohen Konzentrationen. Saure und basische Lösungen sind elektrisch leitfähig.



(Säure-Base-) **Indikatoren** sind Farbstoffe, die den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer Lösung durch entsprechende Farbänderung anzeigen. Der **pH-Wert** ist ein Maß für den Charakter einer Lösung. Saure Lösungen haben einen pH-Wert unter

7 und basische Lösungen einen pH-Wert über 7. Eine Lösung mit einem pH-Wert von 7 wird als **neutrale Lösung** bezeichnet. Ein pH-Wert-Unterschied von 1 entspricht einer 10-fachen Verdünnung oder 10-fachen Konzentration einer sauren bzw. basischen Lösung. Ein Universalindikator zeigt je nach pH-Wert unterschiedliche Farben:

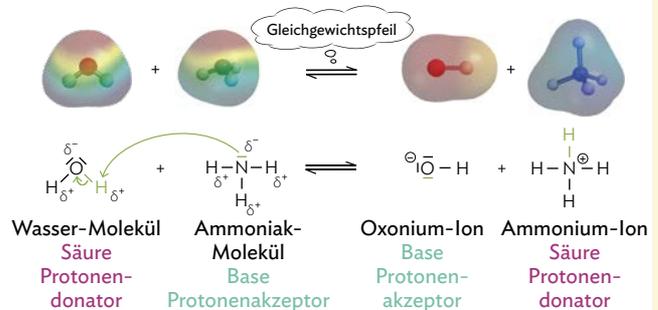


Für jede Körperflüssigkeit eines Lebewesens existiert ein pH-Wert, bei dem Lebensvorgänge optimal verlaufen. Schwankungen des pH-Wertes können drastische Auswirkungen für Mensch und Umwelt haben und ganze Ökosysteme langfristig zerstören (vgl. Kasten „Beeinflussung von Säure-Base-Reaktionen“).

Säure-Base-Reaktionen und die Teilchen saurer und basischer Lösungen (S. 40-43)

Säuren sind **Protonendonatoren**, also Teilchen, die Protonen abgeben. **Basen** sind **Protonenakzeptoren**, also Teilchen, die Protonen aufnehmen. Bei einer **Säure-Base-Reaktion** (= **Protolyse**) findet ein Protonenübergang von einer Säure auf eine Base statt. Säure-Base-Reaktionen sind **reversibel**. Die Hin- und Rückreaktion stellt man mithilfe eines **Gleichgewichtspfeils** dar.

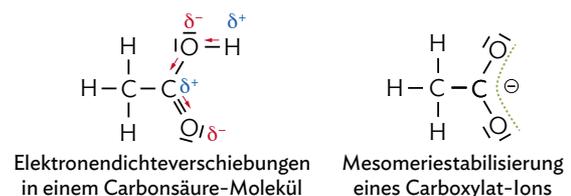
Bei der Reaktion einer Säure mit einem Wasser-Molekül entsteht ein **Oxonium-Ion (H₃O⁺)**. Bei der Reaktion einer Base mit einem Wasser-Molekül entsteht ein **Hydroxid-Ion (OH⁻)**. Dies sind die charakteristischen Teilchen saurer bzw. basischer Lösungen.



Das Wasser-Molekül kann je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren. Solche Teilchen bezeichnet man als **Ampholyte**.

Vergleich der Acidität von Carbonsäure- und Alkohol-Molekülen (S. 46-48)

Die Fähigkeit eines Teilchens, als Protonendonator zu reagieren, ist unterschiedlich stark ausgeprägt. Das Maß dafür bezeichnet man als **Acidität**. **Carbonsäure-Moleküle** besitzen als funktionelle Gruppe die Carboxy-Gruppe und können aufgrund der polarisierten Sauerstoff-Wasserstoff-Bindung ein Proton abspalten. Die Polarität dieser Bindung ist durch Elektronendichteverchiebungen innerhalb des Carbonsäure-Moleküls verstärkt. Hauptgrund für die Acidität des Carbonsäure-Moleküls ist jedoch die



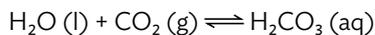
Stabilität des Reaktionsprodukts. Die negative Ladung des **Carboxylat-Ions** kann durch Mesomerie stabilisiert werden.

Auch Alkohol-Moleküle enthalten eine polare Sauerstoff-Wasserstoff-Bindung in der funktionellen Gruppe. Jedoch erfolgt weder eine Verstärkung der Polarität durch intramolekulare Elektronendichte-

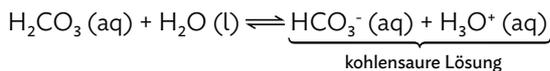
verschiebungen, noch kann ein Alkoholat-Ion als Produkt der Reaktion mesomeriestabilisiert werden. Daher reagieren Alkohol-Moleküle im Gegensatz zu Carbonsäure-Molekülen nicht als Säuren.

Beeinflussung von Säure-Base-Reaktionen aufgrund von Reversibilität (S. 52-53)

Kohlenstoffdioxid ist gut wasserlöslich. Ein geringer Teil des Gases reagiert mit dem Wasser und bildet Kohlensäure (H_2CO_3), die schnell wieder zu Kohlenstoffdioxid und Wasser zerfällt. Die Reaktion ist also reversibel.



Kohlensäure kann zudem mit Wasser zu kohlensaurer Lösung weiterreagieren. Auch hierbei handelt es sich um eine reversible Reaktion.

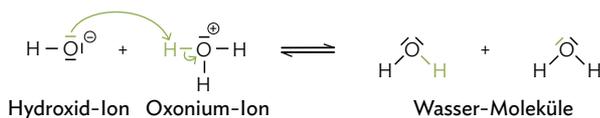


Je höher der Druck und je geringer die Temperatur ist, desto mehr Kohlenstoffdioxid löst sich im Wasser. Bei kühlen Temperaturen kann ein Teil des atmosphärischen Kohlenstoffdioxids daher von den Ozeanen aufgenommen werden. Bei steigender Temperatur wird vermehrt Kohlenstoffdioxid an die Atmosphäre abgegeben.

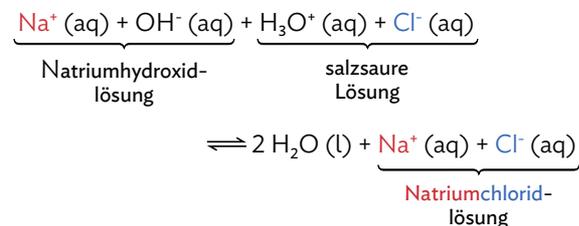
Je mehr Kohlenstoffdioxid sich in der Atmosphäre befindet, desto mehr löst sich wiederum im Wasser und desto mehr Kohlensäure wird gebildet. Der pH-Wert des Wassers sinkt. Dies hat Folgen für die Organismen in den Meeren. So wird z. B. das Kalkgerüst vieler Lebewesen beschädigt.

Neutralisation und Konzentrationsbestimmung durch Titration (S. 60-61, 64-67)

Bei einer **Neutralisationsreaktion** reagieren gleiche Stoffmengen Hydroxid- und Oxonium-Ionen in einer stark exothermen Reaktion zu Wasser-Molekülen.



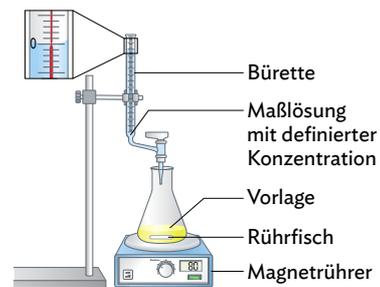
Dampft man die entstehende Lösung ein, erhält man ein Salz.



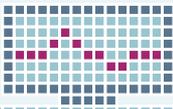
Die Neutralisation kann zur Bestimmung der **Stoffmengenkonzentration c** einer sauren oder basischen Lösung genutzt werden. Die Stoffmengenkonzentration ist der Quotient aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffs x und dem Gesamtvolumen V der Lösung:

$$c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{Lösung})}$$

Soll die Stoffmengenkonzentration z. B. einer sauren Probelösung mittels **Titration** bestimmt werden, wird ein bestimmtes Volumen der Lösung (**Vorlage**) mit einem passenden Indikator versetzt. Anschließend wird so lange eine basische **Maßlösung** bekannter Stoffmengenkonzentration zugetropft, bis es zum vollständigen Farbumschlag des Indikators kommt. Dieser zeigt den **Äquivalenzpunkt** an, an dem gleiche Stoffmengen von Oxonium- und Hydroxid-Ionen miteinander reagiert haben. Aus dem verbrauchten Volumen der Maßlösung kann die Konzentration der Probelösung berechnet werden (vgl. FM S. 71).



Aufbau einer Titration



Ziel erreicht?

Überprüfung

Hast du das Ziel dieses Kapitels erreicht? Löse die entsprechenden Aufgaben. Ein Arbeitsblatt findest du unter QR-/Mediencode 05043-15. Bewerte dich mithilfe der Tabelle rechts unten. Die Lösungen zu den Aufgaben stehen auf S. 189.



05043-15

Saure, neutrale und basische Lösungen unterscheiden

- A1** Verbessere, falls nötig, die folgenden Aussagen, sodass diese korrekt sind.
- Eine saure Lösung besitzt einen pH-Wert kleiner als 7.
 - Thymolphthalein ist geeignet, um eine pH-Wert-Änderung von 5 nach 7 zu überwachen.

Thymolphthalein		
sauer	neutral	basisch
		

- Der basische Schutzmantel der Haut schützt den Menschen vor Sonnenbrand.

- A2**  Schwermetallhaltige Abfälle werden im Labor in Kanistern gelagert. Die Stoffgemische müssen leicht basisch sein, damit die Bildung giftiger Gase wie Blausäure (HCN (g)) verhindert wird. Beschreibe die sicherheitsgerechte Durchführung einer pH-Wertkontrolle mithilfe von pH-Papier und mögliche Beobachtungen.

Säuren und Basen nach dem BRØNSTED-Konzept beschreiben und Protonenübergänge in Reaktionsgleichungen darstellen

- B1** Gasförmiges Wasserstoffbromid wird in Universalindikatorlösung eingeleitet. Begründe die Färbung anhand einer Reaktionsgleichung mit Valenzstrichformeln und unter Verwendung der Begriffe „Säure“ und „Base“.



- B2** Stelle jeweils die Reaktionsgleichung auf Stoffebene in Ionenschreibweise auf:
- Reine Essigsäure wird in Wasser gelöst.
 - Ammoniumcarbonat wird in Wasser gelöst. Die Lösung färbt Bromthymolblau gelb.

Die Eignung eines Teilchens als Säure oder Base erkennen

- C1** Vergleiche Propan-1-ol- und Propansäure-Moleküle begründet hinsichtlich ihrer Acidität.
- C2** Erkläre anhand des Teilchenbaus, dass Oxid-Ionen (O^{2-}) nicht als Säure, sondern nur als Base reagieren können.
- C3** Erkläre, warum ein Wasser-Molekül ein Ampholyt ist.

Die Beeinflussung von Säure-Base-Reaktionen mit dem Konzept der Reversibilität erklären

- D1** Zeige anhand der Reaktion von Ammoniak mit Wasser, dass Säure-Base-Reaktionen umkehrbar sind. Nutze dazu eine Reaktionsgleichung und ordne den Edukten und Produkten die Begriffe Säure bzw. Base zu.
- D2** „Sprudelwasser“ lässt sich am besten mit gekühltem Wasser herstellen. Zudem müssen die Kunststoffflaschen regelmäßig ausgetauscht werden. Erkläre die beiden Maßnahmen.

Die Neutralisation beschreiben und zur umweltgerechten Entsorgung anwenden

- E1** Gibt man Calciumhydroxidlösung zu einer Phosphorsäurelösung, fällt ein weißer Feststoff aus. Beschreibe die Reaktion anhand einer Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise unter Angabe der Aggregatzustände und benenne den Feststoff.
- E2**  In Bäckereien fällt stark basische Natriumhydroxidlösung an. Beschreibe eine Möglichkeit, diese umweltgerecht zu entsorgen.

Titrationen durchführen und Stoffmengenkonzentrationen berechnen

- F1** Bring die Schritte einer Titration in die korrekte Reihenfolge:
- Ablezen und notieren des verbrauchten Volumens an Maßlösung
 - Positionieren der Vorlage mit Rührfisch auf einem Magnetrührer
 - Verlangsamen des Zutropfens
 - 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 Mittelwerts
 - ggf. 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
 - Ablezen des Volumens der verbrauchten Maßlösung

- F2** Bei der Titration von 10 mL einer Lösung von Schwefliger Säure ($\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$) werden bis zum Umschlag des Indikators Phenolphthalein 25 mL Natriumhydroxidlösung der Konzentration $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ benötigt.
- Berechne die Masse an Natriumhydroxid, die zur Herstellung von 100 mL Natriumhydroxidlösung benötigt werden.
 - Berechne die Stoffmengenkonzentration der Probelösung.

Alltags- und Fachsprache unterscheiden

- G1** Erläutere den folgenden Disput im Hinblick auf Fachsprache und Alltagssprache.

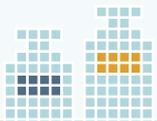


- G2** Beurteile die Namen „Salzsäuregas“ für den Stoff Wasserstoffchlorid.

Auswertung

Vergleiche deine Antworten mit den Lösungen auf S. 189 und kreuze auf dem Arbeitsblatt an.

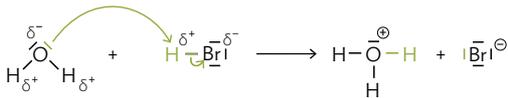
Ich kann ...	ja	nein	lies nach auf Seite
A Saure, neutrale und basische Lösungen unterscheiden.			32-35
B Säuren und Basen nach dem BRØNSTED-Konzept beschreiben und Protonenübergänge in Reaktionsgleichungen darstellen.			40-43
C Die Eignung eines Teilchens als Säure oder Base erkennen.			40-43, 46-48
D Die Beeinflussung von Säure-Base-Reaktionen mit dem Konzept der Reversibilität erklären.			42-43, 52-53
E Die Neutralisation beschreiben und zur umweltgerechten Entsorgung anwenden.			64-67
F Titrationen durchführen und Stoffmengenkonzentrationen berechnen.			60-61, 70-71
G Alltags- und Fachsprache unterscheiden.			49



LÖSUNGEN ZU „STARTKLAR?“

Aufgabe	Lösung zu S. 28 f.	Punkte
A1	a)  Stoff wirkt auf Metalle korrosiv, ist hautätzend und kann schwere Augenschädigungen verursachen.  Stoff ist toxisch, reizt Haut, Atemwege und Augen, sensibilisiert die Haut und hat eine narkotisierende Wirkung. b) Kittel und Schutzbrille, nicht mit den Händen berühren, Reagenzglasöffnung nicht auf Personen richten, bei Kontakt mit Auge bzw. Haut sofort gründlich spülen, bei Verschütten die Lehrkraft informieren, Hände nach dem Arbeiten gründlich waschen	/ 7
A2	Messzylinder; Der Flüssigkeitsstand wird auf Augenhöhe betrachtet und am unteren Rand der gewölbten Wasseroberfläche (Meniskus) abgelesen.	/ 3
B1	Fällungsreaktion, destilliertem Wasser, verdünnte Salpetersäurelösung, Silber(I)-nitratlösung, Löslichkeit, Ammoniaklösung	/ 9
B2	Silber(I)-fluorid ist wasserlöslich, somit sind Fluorid-Ionen auszuschließen. Der Farbe nach zu urteilen, könnte a) Chlorid-, b) Bromid- und c) Iodid-Ionen enthalten.	/ 9
B3	Ein Indikator ist ein Stoff, der durch Farbänderung den sauren, basischen oder neutralen Charakter einer Lösung anzeigt.	/ 2
C1	a) $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{K}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) + 2 \text{CO}_2(\text{g})$ c) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	/ 9
D1	... bindende Elektronenpaare ...	/ 1
D2	Cl_2 : $\Delta\text{EN}(\text{Cl}-\text{Cl}) = 0$, keine Bindungspolarität; HCl : $\Delta\text{EN}(\text{H}-\text{Cl}) = 0,9$, Bindungspolarität	/ 2
D3	Es liegt Molekulpolarität vor, da die Elektronendichte unsymmetrisch verteilt ist. Allerdings liegt auch ein großer unpolare Bereich vor. Hexanal ist daher zwar wasserlöslich, aber nur begrenzt.	/ 3
D4	a) Carbonsäuren, Carboxy-Gruppe, Propansäure b) Alkohole, Hydroxy-Gruppe, Butan-2-ol c) Aldehyde, Aldehyd-Gruppe, (Carbonyl-Gruppe,) Methanal	/ 6
E1	1 L Mineralwasser enthält 348 mg Calcium-Ionen, dementsprechend enthalten 100 mL Mineralwasser 34,8 mg Calcium-Ionen. gegeben: $m(\text{Ca}^{2+}) = 34,8 \text{ mg}$, $M(\text{Ca}^{2+}) = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ (aus PSE) gesucht: $n(\text{Ca}^{2+})$ $n(\text{Ca}^{2+}) = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{M(\text{Ca}^{2+})} = \frac{0,0348 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 8,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$	/ 3
E2	a) gegeben: $V(\text{HCl}) = 1 \text{ L}$, $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$ (Normbedingungen) gesucht: $n(\text{HCl})$ $n(\text{HCl}) = \frac{V(\text{HCl})}{V_m} = \frac{1 \text{ L}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 0,0446 \text{ mol}$ → Die Aussage ist richtig. b) gegeben: $V(\text{Ethanol}) = 120 \text{ mL}$, $\rho(\text{Ethanol}) = 0,7893 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ gesucht: $n(\text{Ethanol})$ $m(\text{Ethanol}) = V(\text{Ethanol}) \cdot \rho(\text{Ethanol}) = 120 \text{ mL} \cdot 0,7893 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 94,716 \text{ g}$ $n(\text{Ethanol}) = \frac{m(\text{Ethanol})}{M(\text{Ethanol})} = \frac{94,716 \text{ g}}{46,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,056 \text{ mol}$ → Die Aussage ist falsch!	/ 6



Aufgabe	Lösung zu S. 84 f.
A1	a) korrekt. b) Thymolphthalein ist geeignet, um eine pH-Wert-Änderung z. B. von 7 nach 11 zu überwachen. c) Der Säureschutzmantel der Haut schützt den Menschen vor Bakterien und Pilzen.
A2	Mit Kittel und Schutzbrille wird der Kanister im Abzug geöffnet, mit einem langen Glasstab ein Tropfen Flüssigkeit entnommen und auf ein Stück pH-Papier getropft. Der Glasstab wird mit Wasser gereinigt. Beobachtungen: pH-Papier blaugrün bis tiefblau → basisch; grün → neutral; gelb/rot → sauer.
B1	 <p>Je ein Wasserstoffbromid-Molekül überträgt als Säure ein Proton auf je ein Wasser-Molekül als Base. Die bei der Reaktion gebildeten Oxonium-Ionen zeigt der Indikator durch Rotfärbung an.</p>
B2	a) $\text{H}_3\text{C-COOH (l)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{C-COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$ b) $2 \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)}$
C1	Elektronenverschiebungen in der Carboxy-Gruppe der Propansäure-Moleküle bedingen eine stärkere Polarisierung der Bindung des Wasserstoff-Atoms. Das Carboxylat-Ion ist zudem mesomeriestabilisiert. Die Acidität dieser Moleküle ist daher höher als die von Propan-1-ol-Molekülen.
C2	Das Oxid-Ion hat freie Elektronenpaare, aber kein polar gebundenes Wasserstoff-Atom. Es kann somit nur als Base reagieren und Protonen von einer Säure aufnehmen.
C3	Das Wasser-Molekül hat sowohl nicht-bindende Elektronenpaare am Sauerstoff-Atom als auch polar gebundene Wasserstoff-Atome. Es kann je nach Reaktionspartner ein Proton aufnehmen (Base) oder abgeben (Säure).
D1	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ Die Produkte der Hinreaktion können in einer Säure-Base-Reaktion Base Säure Säure Base (Rückreaktion) miteinander reagieren. Die Reaktion ist also reversibel.
D2	Je kälter Wasser ist, desto besser löst sich Kohlenstoffdioxid und desto mehr reagiert dementsprechend zu Kohlensäure. Da Kohlensäure wieder zum Gas Kohlenstoffdioxid zurück reagiert, steigt der Druck in der Flasche. Materialermüdung von Kunststoffflaschen kann daher zum Platzen führen.
E1	$6 \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{PO}_4^{3-} \text{ (aq)} + 3 \text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 6 \text{OH}^- \text{ (aq)} \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ (s)} + 12 \text{H}_2\text{O (aq)}$ Es liegt eine Neutralisation vor, bei der das schwerlösliche Salz Calciumphosphat gebildet wird.
E2	Die Lösung wird unter Beachtung der Schutzmaßnahmen mit einer sauren Lösung neutralisiert und dann unter Nachspülen im Ausguss entsorgt.
F1	h, d, j, k, b, l, f, n, c, g, o, a, e, i, m
F2	a) gegeben: $c(\text{NaOH}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$, $V(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ L}$, $M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ (aus PSE); gesucht: $m(\text{NaOH})$ $n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$ $m(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot n(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,01 \text{ mol} = 0,4 \text{ g}$ b) Vorlage: Schweflige Säure (Lösung 1); Maßlösung: Natriumhydroxidlösung (Lösung 2) gegeben: $V_1 = 0,01 \text{ L}$, $V_2 = 0,025 \text{ L}$, $c_1 = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$; gesucht: c_2 $\text{H}_2\text{SO}_3 \text{ (aq)} + 2 \text{NaOH (aq)} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_3 \text{ (aq)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$ $\frac{n_1}{n_2} = \frac{1}{2}$; $\frac{n_1}{n_2} = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2 \cdot V_2}$, $c_2 = \frac{n_1 \cdot c_1 \cdot V_1}{n_2 \cdot V_2} = \frac{1 \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,01 \text{ L}}{2 \cdot 0,025 \text{ L}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ Die Konzentration beträgt $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.
G1	Säuren und Basen sind auf der Teilchenebene definiert (Säuren = Protonendonatoren, Basen = Protonenakzeptoren). In der Alltagssprache wird der Begriff „Säure“ statt des fachsprachlich korrekten Begriffs „saure Lösung“ auf der Stoffebene verwendet, was zu Verwirrung führen kann.
G2	Löst man Wasserstoffchlorid in Wasser, entsteht salzsaure Lösung, alltagssprachlich „Salzsäure“. „Salzsäuregas“ impliziert aber, dass Salzsäure ein Reinstoff ist, der als Gas vorliegt. Der Name „Salzsäuregas“ ist somit für den Stoff Wasserstoffchlorid ungeeignet.

Süßstoff 176	Verdünnung 60	Wasserstoff-Kation 40
Süßungsmittel 176, 177	Verdünnungsreihe 60	Wasserstoffperoxid 168
Tensid 162, 163, 164, 165, 168, 169, 185	Verhältnisformel 15	Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle 118, 119, 129
tertiärer Alkohol 104, 105, 129	Versauerung 53	Wertehierarchie 57
Titration 72, 73, 83	Verseifung 162, 185	
Traubenzucker 110	Viskosität 23	Xylit 176
	Vitamin C 123	
ungesättigt 154, 155, 184	Vollacetal 175, 185	Zuckeraustauschstoff 176
Universalindikator 33, 48, 64, 82	Vorlage 70, 83	zweiprotonige Säure 52
Universalindikatorlösung 52		zwischenmolekulare Wechselwirkung 23
unpolar 46, 156	Wärme Q 66	
Valenzelektron 16, 92	waschaktive Substanz 168	
VAN-DER-WAALS-Wechselwirkung 22	Waschmittel 168, 169, 184	
verdünnen 64	Wasserstoff 92, 119	
	Wasserstoffbrücke 22, 138, 139, 162	
	Wasserstoffchlorid 40, 65	

BILDNACHWEIS

AdobeStock / detry26 - S. 62; - / JPC-PROD - S. 154; - / Lukas - S. 137; - / New Africa - S. 55; Nadine Boele, Regensburg - S. 116; Claudia Bohrmann-Linde, Wuppertal - S. 11, 30, 33, 34, 66, 106, 210; Bridgeman Images / Granger - S. 123; Piet Claasen, Bremen - S. 104; Thomas Degner, Neuhausen - S. 63, 64 (2), 65; DGE-Ernährungskreis®, Copyright: Deutsche Gesellschaft für Ernährung e. V., Bonn - S. 177; Prof. Dr. Matthias Ducci - S. 78; Fotolia / karepa - S. 97; GESTIS / IFA / DGUV - S. 36 (3), 37; Getty Images Plus / Dorling Kindersley - S. 113; - / Hemera, Ulrich Mueller - S. 197; - / iStockphoto, a_namenko - S. 148, 172; - / iStockphoto, aaron007 - S. 112; - / iStockphoto, adrian825 - S. 176; - / iStockphoto, alex_kz - S. 136; - / iStockphoto, AlexRaths - S. 140; - / iStockphoto, Almaje - S. 162; - / iStockphoto, Nancy Anderson - S. 142; - / iStockphoto, andhal - S. 98; - / iStockphoto, Andrey_Kuzmin - S. 53; - / iStockphoto, Anna-Ok - S. 136; - / iStockphoto, Arsty - S. 66; - / iStockphoto, audioundwerbung - S. 7, 86, 87; - / iStockphoto, barmalini - S. 122; - / iStockphoto, Stephen Barnes - S. 77; - / iStockphoto, beats3 - S. 160, 170; - / iStockphoto, blueringmedia - S. 54; - / iStockphoto, Anastasiia Boriagina - S. 182; - / iStockphoto, BrianAJackson - S. 166; - / iStockphoto, chrisbrignell - S. 105; - / iStockphoto, CochiseVista - S. 52; - / iStockphoto, Creativebird - S. 62; - / iStockphoto, FORGEM - S. 142; - / iStockphoto, Dmitriy Galaganov - S. 69; - / iStockphoto, gemphotography - S. 77; - / iStockphoto, ginosphotos - S. 50; - / iStockphoto, goinyk - S. 34; - / iStockphoto, greenleaf123 - S. 84; - / iStockphoto, g-stockstudio - S. 44; - / iStockphoto, gyro - S. 156, 164, 210; - / iStockphoto, Handmade-Pictures - S. 125; - / iStockphoto, Ville Heikkinen - S. 108; - / iStockphoto, IconicBestiary - S. 49; - / iStockphoto, Inventori - S. 138; - / iStockphoto, IraEfrimova - S. 8, 132, 133; - / iStockphoto, Md Saiful Islam Khan - S. 53; - / iStockphoto, Vinayak Jagtap - S. 174; - / iStockphoto, Jringjai - S. 160; - / iStockphoto, julof90 - S. 54; - / iStockphoto, kwerensia - S. 96; - / iStockphoto, kzenon - S. 68; - / iStockphoto, lichaoshu - S. 58; - / iStockphoto, Liudmyla Liudmyla - S. 164; - / iStockphoto, Nahhan - S. 31; - / iStockphoto, Natali_Mis - S. 140; - / iStockphoto, OperationShooting - S. 149; - / iStockphoto, Phonix_a - S. 90; - / iStockphoto, photovs - S. 77; - / iStockphoto, Placebo365 - S. 34, 51; - / iStockphoto, Prostock-Studio - S. 149; - / iStockphoto, Purestock - S. 31; - / iStockphoto, Alexey Rezyvkh - S. 74; - / iStockphoto, Rostislav_Sedlacek - S. 102; - / iStockphoto, Roxiller - S. 157; - / iStockphoto, rudall30 - S. 130; - / iStockphoto, Scharfsinn86 - S. 116; - / iStockphoto, Elisabeth Schittenhelm - S. 158; - / iStockphoto, sergeyryzhov - S. 73, 152; - / iStockphoto, Shaiith - S. 108; - / iStockphoto, Stadtrat - S. 176, 183; - / iStockphoto, Sudowoodo - S. 171; - / iStockphoto, Alexander Timoshin - S. 61; - / iStockphoto, Toa55 - S. 90; - / iStockphoto, Nadya Ustyuzhantseva - S. 78, 85; - / iStockphoto, urfinguss - S. 167; - / iStockphoto, ViewApart - S. 115; - / iStockphoto, vlad61 - S. 50; Waltraud Habelitz-Tkocz, Erlangen - S. 42; Simon Haselbauer, Dillingen - S. 165, 168; Falk Helbing, Dr. Thomas Kappel, Freudenstadt - S. 40, 92, 144; Alina Hermann, Eichstätt - S. 28; iStockphoto / kali9 - S. 38; - / mariusFM77 - S. 6, 26, 27; - / MarkHatfield - S. 52; - / mladn61 - S. 110; - / onurdongel - S. 114; - / theasis - S. 169; Britta Jung, Bamberg - S. 139; Thomas Kohn, Tettngang - S. 106; Klaus-Dieter Krüger, Friedland - S. 10, 11, 16 (3), 24 (2), 33, 106; Mauritius Images / Alamy Stock Photo, Ferenc Ungor - S. 74; picture-alliance / Roland Scheidemann - S. 169; - / Xinhua News Agency - S. 65; Ludger Remus, Köln - S. 126; Johannes Schmidkonz, Eichstätt - S. 154; Shutterstock / Alex Mit - S. 81; - / CEPTAP - S. 32; - / Everett Collection - S. 38; Statista GmbH, Hamburg - S. 183; Harald Steinhöfer, Walpertskirchen - S. 46, 48; Daniela Tempert, Bamberg - S. 183; Thomas Weingand, Gmund - S. 33; Fiona Wild, Gauting - S. 70; www.chemiezauber.de - S. 52 (2); www.experimente.axel-schunk.de - S. 99 (2), 128 (2); www.wikimedia.org / CC0 - S. 91 (5).

Medien-codes: Nadine Boele, Regensburg - S. 116 (6); Getty Images Plus / iStockphoto, LightFieldStudios - S. 177; - / iStockphoto, monkeybusinessimages - S. 25, 29; - / iStockphoto, Pavlo Stavnychuk - S. 177; - / iStockphoto, Viktor Gl - S. 177; iStockphoto / dra_schwartz - S. 29; Hans-Jürgen Jäger, Kaiserslautern - S. 29 (2), 39 (4).

Elektronendichteoberflächen: © Odyssee, Wavefunction Inc., 1991-2022