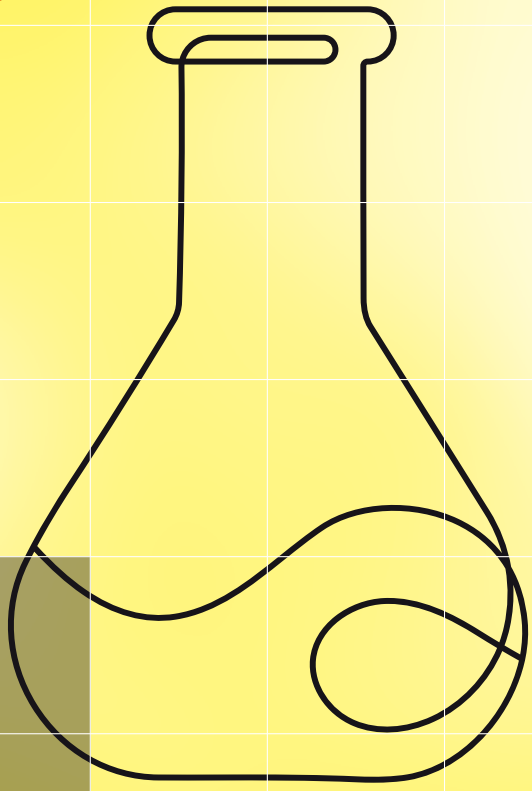
Anorganische Chemie II: Reaktionslehre

Für gymnasiale Maturität und Passerelle: Lerntext, Repetitionsfragen mit Antworten, Zusammenfassungen und Glossar

Blick ins Buch

COMPENDIO-AUTORENTEAM

Avogadro-Zahl
Molare Masse
Reaktionsenthalpie
Gleichgewichtskonstante
Säure-Base-Reaktionen
Protolyse
Ampholyte
Neutralisation
pH-Wert
Redoxvorgänge
Oxidation
Reduktion
Korrosion
Elektrochemie
Galvanische Zelle
Batterien



compendio
Bildungsmedien

Anorganische Chemie II:
Reaktionslehre
Für gymnasiale Maturität und Passerelle: Lerntext, Repetitionsfragen mit Antworten, Zusammenfassungen und Glossar
Compendio-Autorenteam

Copyright © 2026, Compendio Bildungsmedien AG, Zürich

Satz: Compendio Bildungsmedien AG, Zürich
Grafisches Konzept: icona basel gmbh
Fachfotografien: Thomas Seilnacht / seilnacht.com
Coverbild: Gravepassenger / Shutterstock, Haali / Shutterstock
Druck: Edubook AG, Merenschwand
Redaktion und didaktische Bearbeitung: Andrea Grigoleit

Printausgabe
ISBN: 978-3-7155-0235-9
Artikelnummer: 19830
Auflage: 1. Auflage 2026
Ausgabe: 01N26
Sprache: DE
XCH 002

E-Book-Ausgabe
ISBN: 978-3-7155-0236-6
Artikelnummer: E-19831
Auflage: 1. Auflage 2026
Ausgabe: 01N26
Sprache: DE
XCH 002

Compendio Bildungsmedien AG
Thurgauerstrasse 136
CH-8152 Glattpark (Opfikon)
Tel. +41 44 368 21 11
info@compendio.ch
www.compendio.ch

Alle Rechte, insbesondere die Übersetzung in fremde Sprachen, vorbehalten. Der Inhalt des vorliegenden Lehrmittels ist nach dem Urheberrechtsgesetz eine geistige Schöpfung und damit geschützt.



Compendio Bildungsmedien AG unterstützt die Kampagne «share fair»: www.share-fair.ch

Die Nutzung des Inhalts für den Unterricht ist nach Gesetz an strenge Regeln gebunden. Aus veröffentlichten Lehrmitteln dürfen bloss Ausschnitte, nicht aber ganze Kapitel oder gar das ganze Lehrmittel kopiert, digital gespeichert in internen Netzwerken der Schule für den Unterricht in der Klasse als Information und Dokumentation verwendet werden. Die Weitergabe von Ausschnitten an Dritte ausserhalb dieses Kreises ist untersagt, verletzt Rechte der Urheber und Urheberinnen sowie des Verlags und wird geahndet.

Die ganze oder teilweise Weitergabe des Werks ausserhalb des Unterrichts in kopierter, digital gespeicherter oder anderer Form ohne schriftliche Einwilligung von Compendio Bildungsmedien AG ist untersagt.

In diesem Lehrmittel sind Links auf Websites von Drittanbietern angegeben. Inhalte dieser externen Websites geben nicht die Haltung von Compendio wieder und Compendio übernimmt für diese keine Gewähr, insbesondere hinsichtlich Rechtmässigkeit, inhaltlicher Richtigkeit, Aktualität, Zuverlässigkeit oder Vollständigkeit der verlinkten Inhalte. Die Datenschutzvorkehrungen auf den verlinkten externen Websites obliegen dem Drittanbieter. Bitte informieren Sie sich über den Datenschutz direkt auf diesen Websites.

Compendio Bildungsmedien AG produziert seine Lehrmittel, wenn immer möglich und sinnvoll, in der Schweiz und achtet dabei auf kurze Transportwege. Die Printausgabe dieses Buchs wird über einen externen Produktionspartner hergestellt, der Massnahmen zur Reduktion von Emissionen und zum Klimaschutz umsetzt und FSC®-zertifiziert ist. Mehr zum Umweltbekenntnis von Compendio Bildungsmedien finden Sie unter: www.compendio.ch/Umwelt

compendio Bildungsmedien
Leseprobe

Inhaltsverzeichnis

Vorwort		**7**
Teil A	**Stöchiometrie – Verlauf chemischer Reaktionen**	**9**
1	**Quantitative Beziehungen**	**10**
1.1	Quantität einer Stoffportion	10
1.2	Masse von Atomen, Molekülen und Salzen	11
1.3	Teilchenzahl	12
1.4	Stoffmenge	13
1.5	Molare Masse	15
1.6	Berechnungen zur Zusammensetzung von Verbindungen	18
1.7	Stoffmengenkonzentration	19
	Zusammenfassung	22
	Repetitionsfragen	23
2	**Stoff- und Energieumsatz chemischer Reaktionen**	**26**
2.1	Die Reaktionsgleichung	26
2.2	Stoffmengen- und Massenverhältnisse bei Reaktionen	29
2.3	Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen	31
2.4	Der Energieumsatz bei chemischen Reaktionen	34
	Zusammenfassung	42
	Repetitionsfragen	44
3	**Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen**	**47**
3.1	Zur Bedeutung der Reaktionsgeschwindigkeit	47
3.2	Definition und Ermittlung der Reaktionsgeschwindigkeit	48
3.3	Geschwindigkeitsbestimmende Faktoren	50
	Zusammenfassung	59
	Repetitionsfragen	60
4	**Das chemische Gleichgewicht**	**63**
4.1	Unvollständig verlaufende Reaktionen	63
4.2	Umkehrbare Reaktionen	65
4.3	Gleichgewichtsvorgänge und Gleichgewichtszustand	66
4.4	Der Gleichgewichtszustand	68
4.5	Gleichgewichtskonstante und Massenwirkungsgesetz	72
4.6	Die Beeinflussung der Gleichgewichtslage	73
	Zusammenfassung	80
	Repetitionsfragen	82
5	**Übersicht über die Reaktionstypen**	**85**
	Zusammenfassung	89
	Repetitionsfragen	90

compendio Bildungsmedien Leseprobe

Teil B	**Säure-Base-Reaktionen**	**91**
6	**Säuren und Basen**	**92**
6.1	Die Begriffe «Säure» und «Base»	92
6.2	Saure und alkalische Lösungen	93
	Zusammenfassung	97
	Repetitionsfragen	98
7	**Die Protonenübertragung**	**99**
7.1	Protonenspender und Protonenempfänger	99
7.2	Die Bindungsverhältnisse von Säuren und Basen	102
7.3	Korrespondierende Säure-Base-Paare	104
7.4	Starke und schwache Säuren	106
7.5	Säurestärke und Bindungsverhältnisse	108
7.6	Die Stärke der Base und ihrer korrespondierenden Säure	109
7.7	Die Gleichgewichtslage bei Protolysen	111
7.8	Mehrprotonige Säuren	112
	Zusammenfassung	112
	Repetitionsfragen	114
8	**Wichtige Protolysen**	**117**
8.1	Die Neutralisation	117
8.2	Reaktionen von sauren Lösungen mit wässrigen Metallhydroxid-Lösungen	119
8.3	Reaktionen von Säuren mit Salzen	122
8.4	Reaktionen von Nichtmetalloxiden mit Wasser	124
8.5	Wichtige Säuren und Basen	128
	Zusammenfassung	133
	Repetitionsfragen	135
9	**Protolysengleichgewichte**	**138**
9.1	Die Autoprotolyse des Wassers	138
9.2	Der pH-Wert	140
9.3	pH-Wert-Berechnung	145
9.4	Die Säurekonstante als Mass für die Säurestärke	148
9.5	Exkurs: die Basenkonstante	149
9.6	Indikatoren	150
9.7	Puffer	153
9.8	Exkurs: pH-Wert und Zusammensetzung eines Puffers	157
	Zusammenfassung	157
	Repetitionsfragen	159
10	**Exkurs: Konzentrationsbestimmung durch Titration**	**162**
	Zusammenfassung	166
	Repetitionsfragen	166
11	**Exkurs: saure, alkalische und neutrale Salze**	**167**
	Zusammenfassung	170
	Repetitionsfragen	170

compendio Bildungsmedien Leseprobe

Teil C	**Redoxreaktionen**	**171**
12	**Grundlagen der Redoxvorgänge**	**172**
12.1	Elektronenübertragung	172
12.2	Die Oxidationszahl	175
12.3	Bei Redoxvorgängen ändern sich Oxidationszahlen	178
	Zusammenfassung	181
	Repetitionsfragen	182
13	**Wichtige Redoxvorgänge**	**185**
13.1	Verbrennung und langsame Oxidation	185
13.2	Die Verbrennung molekularer Verbindungen	188
13.3	Die Verbrennung von Kohlenwasserstoffen ist exotherm	190
13.4	Die Oxidation von Metallen	192
	Zusammenfassung	193
	Repetitionsfragen	194
14	**Redoxvorgänge in wässrigen Lösungen**	**196**
14.1	Reaktionen von Metallen mit Salzlösungen	196
14.2	Korrespondierende Redoxpaare	203
14.3	Die Redoxreihe	204
14.4	Reaktionen von Nichtmetallen mit Salzlösungen	207
14.5	Reaktionen von Metallen mit sauren Lösungen und Säuren	208
	Zusammenfassung	215
	Repetitionsfragen	216
15	**Exkurs: Gewinnung von Metallen durch Reduktion**	**221**
	Zusammenfassung	226
	Repetitionsfragen	227
16	**Elektrochemie**	**228**
16.1	Elektrischer Strom aus Redoxreaktionen	228
16.2	Spannung, Redoxpotenzial, Redoxgleichgewicht	230
16.3	Batterien und Akkumulatoren	235
16.4	Brennstoffzellen	242
16.5	Die Korrosion von Metallen	243
16.6	Elektrolyse einer Salzschmelze (Schmelzflusselektrolyse)	247
16.7	Die Elektrolyse von Wasser	249
16.8	Die Elektrolyse von Salzlösungen	250
16.9	Die Elektrolyse eines beliebigen wässrigen Elektrolyten	253
16.10	Galvanische Zelle und Elektrolyse im Vergleich	254
	Zusammenfassung	255
	Repetitionsfragen	258

compendio Bildungsmedien Leseprobe

Teil D Anhang 263
Säure-Base-Reihe 264
Redoxreihe 265
Vergleich: Protolysen und Redoxreaktionen 267
Wichtige Protolysen und Redoxvorgänge im Überblick 268

Antworten zu den Repetitionsfragen 269
Glossar 306
Stichwortverzeichnis 323

compendio Bildungsmedien
Leseprobe

Vorwort

Inhalt

Dieses Lehrmittel führt in den **Verlauf chemischer Reaktionen** ein. Es befasst sich mit den quantitativen Verhältnissen, mit dem Energieumsatz sowie mit dem zeitlichen Verlauf chemischer Vorgänge und gibt einen Überblick über die wichtigsten chemischen Reaktionstypen.

Ein Hauptthema sind dabei die **Säure-Base-Reaktionen.** Es werden Grundbegriffe geklärt und es wird dargelegt, wie die Protolyse einer Säure mit Wasser, die Neutralisation einer sauren mit einer basischen Lösung oder auch die Reaktion einer Säure verläuft. Einen weiteren Schwerpunkt bilden die **Redoxreaktionen.** Die Vorgänge zwischen Elektronenspender und Elektronenempfänger werden Schritt für Schritt erklärt und an zahlreichen Beispielen veranschaulicht. Einen wichtigen Themenbereich stellt auch die Elektrochemie dar mit vielen Bezügen zur Alltagswelt.

Die Reihe besteht des Weiteren aus dem Band «Anorganische Chemie I: Atombau und Bindungslehre» und dem Band «Organische Chemie».

Zielgruppe

Der Inhalt des Lehrmittels ist an die «Richtlinien für die schweizerische Maturitätsprüfung» angepasst und richtet sich deshalb vor allem an Absolvierende der gymnasialen Maturität und der Passerelle. Es eignet sich für den Unterricht, aber auch dank verschiedenster lernfreundlicher Elemente wie Lernzielen, Repetitionsfragen mit Antworten, Zusammenfassungen und Glossar für das Selbststudium.

Zusammensetzung des Autorenteams

Als Grundlage dienten die Chemielehrmittel von Markus Bütikofer unter Mitarbeit von Prof. Dr. Dr. h. c. Günter Baars und Dr. Herbert Kiechle. Für die vorliegende Ausgabe wurden die Inhalte von ebenso erfahrenen Lehrpersonen des Sek-II-Bereichs weiterentwickelt und aktualisiert.

Glattpark (Opfikon), im November 2026

Andrea Grigoleit, Redaktorin

Wir sind für Sie da.
Haben Sie **Fragen** oder **Anregungen** zu diesem Lehrmittel? Dann teilen Sie uns Ihr Anliegen gerne über unsere E-Mail-Adresse postfach@compendio.ch mit.
Abonnieren Sie unseren Newsletter unter www.compendio.ch/Newsletter, um informiert zu bleiben.

compendio Bildungsmedien
Leseprobe

6 Säuren und Basen

Lernziele

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels können Sie …

- Säuren nach Brönsted aufgrund ihrer Funktion als Protonenspender definieren.
- Basen nach Brönsted aufgrund ihrer Funktion als Protonenempfänger definieren.
- Eigenschaften von sauren und alkalischen Lösungen darlegen.

Schlüsselbegriffe

alkalisch (basisch), Basen, Hydroxid-Ionen, Lauge, Oxonium-Ionen, Proton, Protonenempfänger, Protonenspender, Säure, Säure-Base-Indikator, Säure-Base-Reaktion, Wasserstoff-Ion

compendio Bildungsmedien Leseprobe

Der Kontakt mit einer wehrhaften Ameise beschert eine brennende, gerötete Stelle auf der Haut. Die schmerzhafte Rötung entsteht durch zerstörte Hautzellen durch die Einwirkung einer Substanz, die die Ameise zu ihrer Verteidigung abgesondert hat, eine wässrige Lösung der Ameisensäure. Solche sauren Lösungen sind für ihre ätzende Wirkung bekannt, das Resultat einer chemischen Reaktion. Wie eine solche Reaktion im Detail aussieht, zeigen die folgenden Kapitel.

6.1 Die Begriffe «Säure» und «Base»

1923 veröffentlichten **Johannes Nicolaus Brönsted** (1879–1947) und **Thomas Martin Lowry** (1874–1936) unabhängig voneinander eine Säure-Base-Theorie. Nach ihr sind Säuren **Protonenspender** und Basen **Protonenempfänger.** Das **Proton,** das die Säuren abgeben und die Basen aufnehmen, ist ein positiv geladenes **Wasserstoff-Ion.** Die Begriffe «Protonenspender» und «Protonenempfänger» beschreiben die Funktion, die die Teilchen des betreffenden Stoffs in einer Reaktion haben. So können Wasser-Moleküle bei der Reaktion mit einer starken Base ein Proton abgeben. Wasser reagiert als Säure. Ist der Partner ein Protonenspender, also eine Säure, nehmen die Wasser-Moleküle ein Proton auf. Wasser reagiert als Base. Wasser ist ein **Ampholyt**[1], der je nach Partner als Protonenspender oder als Protonenempfänger reagieren kann.

[1] Gr. *amphoteros* «beidseitig».

6.2 Saure und alkalische Lösungen

Als **«Säuren»** oder **«Basen»** bezeichnete Stoffe können bei Normbedingungen (NB) sowohl fest, flüssig oder gasförmig sein. Die z. B. gasförmige Säure Wasserstoffchlorid (HCl) reagiert mit Wasser zu einer sauren Lösung. Entsprechend bilden Basen mit Wasser alkalische (basische) Lösungen.

6.2.1 Was zeichnet eine saure Lösung aus?

Reagiert eine Säure mit Wasser unter Abgabe eines Protons, so entsteht eine **saure Lösung,** die den elektrischen Strom leitet. Dazu folgender Versuch: die Reaktion der Wasserstoffchlorid-Säure mit Wasser:

Abb. 6-1 Saure Lösungen leiten den Strom

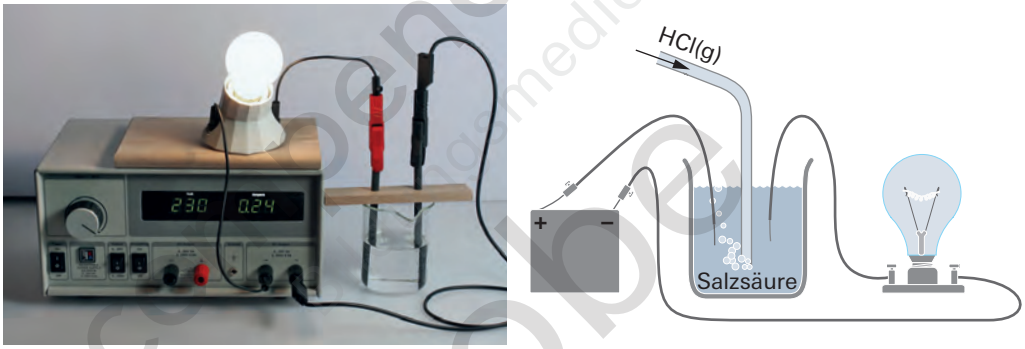
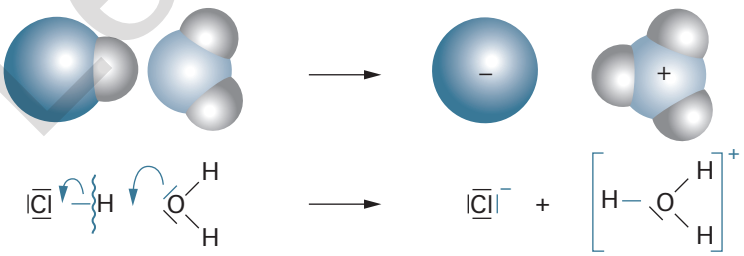


Bild links: Thomas Seilnacht / seilnacht.com

Wie in der in Abbildung 6-1 dargestellt, wird die gasförmige Säure Wasserstoffchlorid (HCl) in Wasser eingeleitet. Dadurch entsteht die als «Salzsäure» bezeichnete wässrige Lösung des Stoffs, eine saure Lösung. Man kann beobachten, dass die Glühlampe langsam zu leuchten beginnt. Da sowohl Wasser als auch Wasserstoffchlorid Molekülverbindungen sind, die nicht leiten, müssen durch eine Reaktion **Ionen** entstanden sein. Bei der Untersuchung der Lösung werden Chlorid-Ionen gefunden. Wie diese Ionen entstanden sind, zeigen die Lewis-Formeln.

Abb. 6-2 Reaktion von HCl mit H_2O – Protonenübertragung



Ein **Proton, H^+,** wird vom HCl- auf das H_2O-Molekül übertragen. Die gebogenen Pfeilchen geben die Verschiebung der Elektronen an.

Die H–Cl-Bindung im Wasserstoffchlorid und die H–O-Bindungen im Wasser sind stark **polar.** Beide Moleküle sind permanente Dipole. Kommen sie sich durch ihre Bewegung nahe, kann die Anziehung zwischen dem partiell positiven H-Atom im HCl-Molekül und einem

Lesenprobe

freien Elektronenpaar des O-Atoms im H_2O-Molekül so gross werden, dass das H ohne sein Elektron, d. h. als H^+, vom HCl-Molekül abgespalten und vom O-Atom des H_2O-Moleküls mit einem seiner zwei freien Elektronenpaare gebunden wird. Das Chlor-Atom behält beide Elektronen des gemeinsamen Elektronenpaars und wird so zum **Chlorid-Ion.**

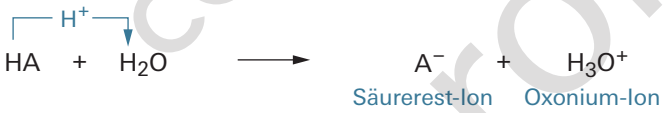
Aus dem Wasser-Molekül entsteht durch die Aufnahme des H^+-Ions das **Molekül-Ion** H_3O^+. Es heisst **Oxonium-Ion** (früher auch Hydronium-Ion oder Hydroxonium-Ion).

Molekül-Ionen haben eigene wissenschaftliche Namen. Diese sind auf der Liste wichtiger Säuren und Basen (Säure-Base-Reihe) im Anhang zu finden. Oxonium-Ionen kommen hydratisiert in wässrigen Lösungen vor (H_3O^+[aq]), sie können sich nicht am Aufbau von Ionengittern beteiligen.

Die Reaktion von HCl und Wasser ist eine Säure-Base-Reaktion, weil ein Proton übertragen wird. Das HCl-Molekül gibt ein Proton ab, ist also die Säure (Protonenspender), das Wasser-Molekül ist die Base (Protonenempfänger):



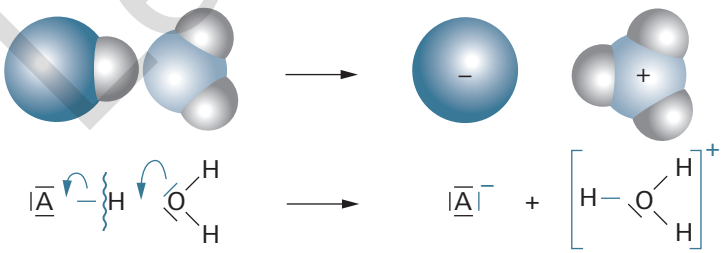
Auch andere Säuren geben Protonen an das Wasser ab. Dabei entstehen immer Oxonium-Ionen. **Lösungen sind umso stärker sauer, je höher die Konzentration der H_3O^+-Ionen ist.** Verwendet man für eine beliebige Säure die Formel HA, lautet die Gleichung für die Reaktion mit Wasser:



Bei einer Protonenübertragung, an der Wasser beteiligt ist, wird im Folgenden der Einfachheit halber in den Reaktionsgleichungen auf den Zusatz (aq) als Hinweis auf die Hydratisierung verzichtet.

A^- wird als **Säurerest** bezeichnet. Der allgemeine Mechanismus der Protonenübertragung für die Reaktion einer Säure mit Wasser entspricht dem für HCl besprochenen:

Abb. 6-3 Reaktion einer allgemeinen Säure HA mit H_2O – Protonenübertragung

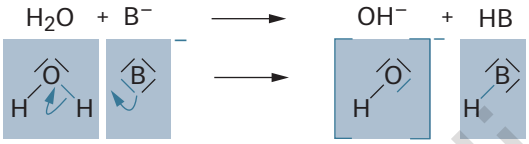


Bei der Reaktion einer Säure mit Wasser bildet sich eine saure Lösung. Diese enthält neben dem Säurerest immer Oxonium-Ionen (H_3O^+). Die Lösungen sind umso stärker sauer, je höher die Konzentration der H_3O^+-Ionen ist.

compendio Bildungsmedien
Leseprobe

6.2.2 Basen und alkalische Lösungen

Wässrige Lösungen von **Basen** reagieren **alkalisch,** man nennt sie auch **basisch.** Sie leiten den Strom. Die alkalische Eigenschaft wird durch die **Hydroxid-Ionen** (OH^-) verursacht. Diese entstehen, wenn eine Base das Proton (H^+) von einem Wasser-Molekül erhält. Auch das Lösen eines Metallhydroxids, wie z. B. NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, in Wasser bildet eine **alkalische Lösung:** Die Hydroxid-Ionen sind schon in den Metallhydroxiden enthalten. Mit dem Symbol B^- für eine beliebige Base (–, weil die meisten Basen Anionen sind) ergibt sich für die Protonenübertragung mit Wasser die folgende allgemeingültige Reaktionsgleichung:



Die **Base bindet das H^+-Ion** mit einem freien Elektronenpaar (EP). Eine Lösung ist umso stärker alkalisch (basisch), je höher die OH^--Konzentration ist.

Alkalische Lösungen werden auch als **Laugen** bezeichnet. Der Begriff ist bekannt von Seifenlaugen oder vom Laugengebäck, das vor dem Backen in verdünnte Natronlauge getaucht wird. Laugen reagieren mit Fetten zu Seifen, daher sind viele Reinigungsmittel alkalisch. Dass sich Laugen «seifig» anfühlen, ist der gleiche Effekt: Die Lauge reagiert mit dem Fett auf der Haut zu Seife. Wie saure Lösungen wirken auch Laugen in hoher Konzentration ätzend.

Zu den wichtigsten Laugen gehören **Natronlauge,** die Lösung von Natriumhydroxid (NaOH), und **Kalilauge,** die Lösung von Kaliumhydroxid (KOH) in Wasser.

Bei der Reaktion einer Base mit Wasser bzw. beim Lösen eines Metallhydroxids in Wasser bildet sich eine alkalische (basische) Lösung. Die alkalische Reaktion wird durch die Hydroxid-Ionen (OH^-) verursacht. Die Lösungen sind umso stärker alkalisch, je höher die Konzentration der OH^--Ionen ist.

6.2.3 pH-Wert

Ob und wie stark sauer oder alkalisch eine Lösung ist, lässt sich durch Messen ihres pH-Werts feststellen.

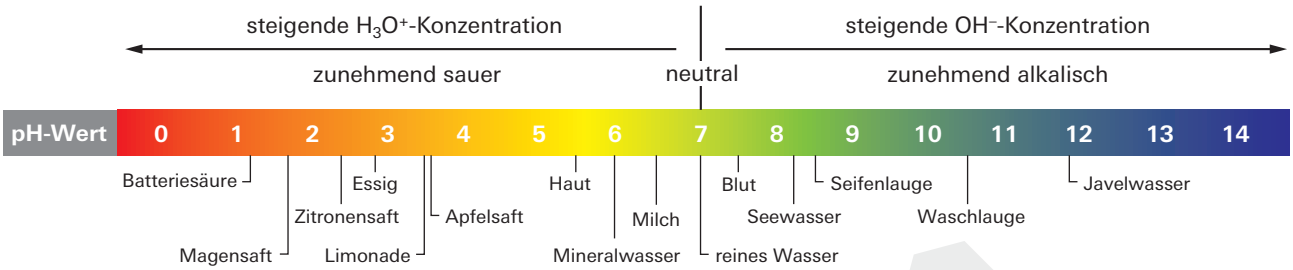
Saure Lösungen haben pH-Werte unter 7. Je saurer die Lösung ist, d. h. je höher die Konzentration der H_3O^+-Ionen, umso tiefer ist der pH-Wert.

Neutrale Lösungen haben den pH-Wert 7.

Alkalische Lösungen haben pH-Werte über 7. Je höher die OH^--Konzentration, umso höher ist der pH-Wert und umso stärker alkalisch (basisch) ist die Lösung.

compendio Bildungsmedien Leseprobe

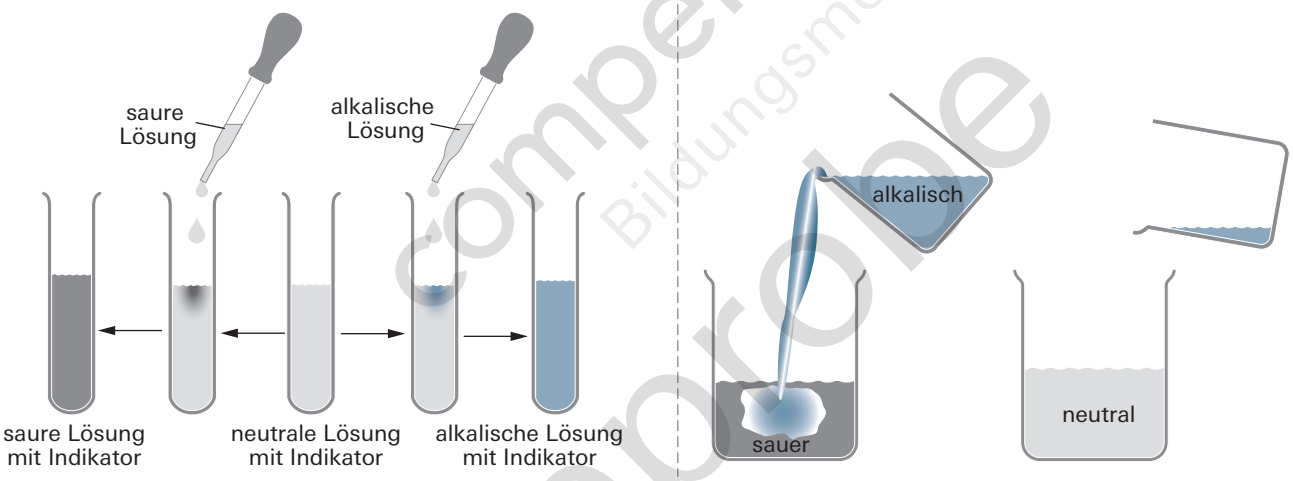
Abb. 6-4 pH-Skala und pH-Werte wässriger Lösungen



Indikatoren

Ob eine Lösung sauer oder alkalisch ist, lässt sich auch mithilfe eines **Indikators** feststellen. Säure-Base-Indikatoren sind Farbstoffe, die bei Zugabe einer sauren oder alkalischen Lösung ihre Farbe ändern.

Abb. 6-5 Säure-Base-Indikator



Links: Ein Indikator ändert seine Farbe bei Zugabe einer sauren oder alkalischen Lösung. Er zeigt an, ob eine Lösung sauer oder alkalisch ist. Rechts: Saure und alkalische Lösungen neutralisieren sich.

Neutralisation

Die saure Wirkung lässt sich durch Zugabe einer alkalischen Lösung vermindern oder aufheben, d. h. **neutralisieren,** und umgekehrt.

compendio Bildungsmedien Leseprobe

Zusammenfassung

6.1

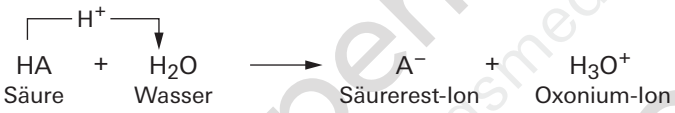
Nach Brönsted und Lowry sind Säuren **Protonenspender** und Basen **Protonenempfänger.** Das Proton, das bei einer Säure-Base-Reaktion übertragen wird, ist ein positiv geladenes Wasserstoff-Ion (H^+-Ion).

6.2

Saure und alkalische Lösungen leiten den Strom und wirken in hoher Konzentration ätzend. Ob eine Lösung sauer oder alkalisch (basisch) ist, lässt sich mit einem **Indikator** nachweisen oder mit einem pH-Messgerät messen und durch den pH-Wert ausdrücken.

Bei der Reaktion einer Säure mit Wasser entsteht eine **saure Lösung.**

Saure Lösungen schmecken sauer und «lösen» viele Stoffe auf, z. B. unedle Metalle. Ihr pH-Wert ist unter 7. Die charakteristischen Eigenschaften einer sauren Lösung werden durch die **Oxonium-Ionen** (H_3O^+) verursacht. Diese entstehen durch die Übertragung eines Protons von der Säure auf ein Wasser-Molekül:



Bei der Reaktion einer Base mit Wasser oder beim Lösen eines Metallhydroxids in Wasser entsteht eine **alkalische Lösung.**

Eine alkalische Lösung, auch Lauge genannt, hat einen pH-Wert über 7 und fühlt sich seifig an. Die alkalische Reaktion wird durch die **Hydroxid-Ionen** (OH^-) verursacht, die entstehen, wenn die Base dem Wasser-Molekül ein Wasserstoff-Ion (H^+) abnimmt:



Saure und alkalische Lösungen **neutralisieren** sich gegenseitig.

Eine neutrale Lösung hat den **pH-Wert 7.**

Ein **Indikator** ändert bei einem bestimmten pH-Wert seine Farbe.

compendio Bildungsmedien
Leseprobe

Repetitionsfragen

6.1

47 Lösung Seite 279

Warum können Atome nicht Säuren (Protonenspender) sein, obwohl sie Protonen besitzen?

6.2

48 Lösung Seite 279

A] Wodurch werden die sauren Eigenschaften einer Lösung verursacht?

B] Was muss ein Säure-Molekül enthalten?

C] Wie lässt sich feststellen, ob es sich bei einer wässrigen Lösung um eine saure Lösung handelt?

D] Wodurch werden die alkalischen Eigenschaften einer Lösung verursacht?

E] Was ist eine Base nach Brönsted?

F] Das HSO_4^-- Ion kann je nach Partner als Säure oder als Base reagieren. Was entsteht bei der Reaktion als Säure, was bei der Reaktion als Base?

49 Lösung Seite 280

Eine Lösung von Wasserstofffluorid reagiert sauer. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion zwischen HF und H_2O. Zeichnen Sie die Lewis-Formeln aller Teilchen und erläutern Sie den Vorgang.

compendio Bildungsmedien
Leseprobe