

DUDEN

Chemie

POCKET TEACHER
ABI

Duden

POCKET TEACHER ABI

Chemie

6., überarbeitete Auflage

Manfred Kuballa

Joachim Kranz

Dudenverlag
Berlin

Redaktionelle Leitung: David Harvie
Redaktion: Dr. Angelika Fallert-Müller
Herstellung: Ditte Hoffmann
Umschlaggestaltung: 2issue, München
Layout/technische Umsetzung: LemmeDESIGN, Berlin
Grafiken: Lennart Fischer, Manfred Kuballa

www.duden.de
www.cornelsen.de

Das Werk und seine Teile sind urheberrechtlich geschützt. Jede Nutzung in anderen als den gesetzlich zugelassenen Fällen bedarf der vorherigen schriftlichen Einwilligung des Verlages. Hinweis zu §§ 60 a, 60 b UrhG: Weder das Werk noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung an Schulen oder in Unterrichts- und Lehrmedien (§ 60 b Abs. 3 UrhG) vervielfältigt, insbesondere kopiert oder eingescannt, verbreitet oder in ein Netzwerk eingestellt oder sonst öffentlich zugänglich gemacht oder wiedergegeben werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen.

Das Wort **Duden** ist für die Cornelsen Verlag GmbH als Marke geschützt.

6. Auflage, 1. Druck 2023
© 2023 Cornelsen Verlag GmbH, Berlin

Druck und Bindung: H. Heenemann, Berlin

Printed in Germany

ISBN 978-3-411-77123-3



PEFC zertifiziert
Dieses Produkt stammt aus nachhaltig
bewirtschafteten Wäldern und kontrollierten
Quellen.
www.pefc.de

Inhalt

Vorwort	7
1 Energetik chemischer Reaktionen	8
1.1 Energieumsatz chemischer Reaktionen	8
Bildungsenthalpie von Verbindungen	8
Bildungsenthalpie von Elementen	9
Reaktionsenthalpie	10
Reaktionsenthalpie von Folgereaktionen	11
1.2 Energieumsatz beim Kristallisieren und Lösen	11
Energieinhalt kristalliner Stoffe	12
Lösungswärmen	13
1.3 Triebkraft chemischer Reaktionen	15
Entropiebegriff	16
Entropie von Elementen und Verbindungen	17
Reaktionsentropie	17
Freie Reaktionsenthalpie	18
Reaktionsumkehr	19
2 Geschwindigkeit chemischer Reaktionen	21
2.1 Heterogene und homogene Reaktionen	21
2.2 Reaktionsgeschwindigkeit	22
Definitionen	22
Durchschnitts- und Momentangeschwindigkeit	23
Darstellung der Reaktionsgeschwindigkeit	23
Bestimmungsgrößen der Reaktionsgeschwindigkeit	25
2.3 Geschwindigkeitsgesetz	26
Reaktionsart	26
Reaktionsordnung	27
2.4 Katalyse	28
3 Chemisches Gleichgewicht	30
3.1 Kennzeichen des chemischen Gleichgewichts	30
Gleichgewichtsreaktionen	30
Gleichgewichtskonstante	31
Bestimmung der Gleichgewichtskonstanten	33
3.2 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts	33

Änderung der Temperatur	34
Änderung des Drucks	34
Änderung der Konzentration	35
Prinzip des kleinsten Zwangs	37
3.3 Lösungsgleichgewichte	38
Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit	38
Löslichkeitsprodukt	39
4 Säuren und Basen	42
4.1 Definitionen von Säuren und Basen	42
Entwicklung des Säure- und Basebegriffs	42
Theorie von Brönsted	43
Lewis-Säuren und -Basen	46
4.2 Protolysegleichgewichte	46
Ionenprodukt des Wassers.	46
Der pH-Wert.	47
Stärke von Säuren und Basen	48
pH-Wert von Salzlösungen.	51
Pufferlösungen	51
4.3 Neutralisation	54
Neutralisation schwacher Säuren und Basen.	55
Titration von Säuren und Basen	56
5 Oxidation und Reduktion	60
5.1 Redoxreaktionen	60
Redoxgleichgewichte	60
Oxidationszahlen	62
Redoxgleichungen.	64
5.2 Korrosion.	68
Säurekorrosion	68
Sauerstoffkorrosion	70
Kontaktkorrosion	71
Korrosionsschutz	72
5.3 Elektrochemie	73
Galvanische Elemente	73
Spannungsreihe der Metalle	74
Batterien.	79
Akkumulatoren	81
Brennstoffzellen	85
5.4 Elektrolyse	86
Zersetzungsspannung	86
Faradaysche Gesetze.	88

6	Organische Stoffklassen	90
6.1	Kohlenwasserstoffe	90
	Alkane	90
	Alkene und Alkine	91
	Eigenschaften von Kohlenwasserstoffen	92
	Aromatische Kohlenwasserstoffe	93
6.2	Halogenkohlenwasserstoffe	96
	Eigenschaften von Halogenkohlenwasserstoffen	96
6.3	Alkohole, Phenole und Ether	97
	Alkohole	97
	Phenole	99
	Ether	101
6.4	Aldehyde und Ketone	102
	Benennung von Aldehyden und Ketonen	102
	Eigenschaften der Aldehyde und Ketone	103
8.5	Carbonsäuren	104
	Struktur der Carbonsäuren	104
	Eigenschaften der Carbonsäuren	105
6.6	Carbonsäureester	107
	Einteilung der Carbonsäureester	108
	Mechanismus der Esterbildung	108
	Benennung der Carbonsäureester	109
	Eigenschaften von Estern	110
	Fette	110
6.7	Seifen und Tenside (waschaktive Substanzen)	113
	Eigenschaften von Seifen und Tensiden	113
	Wirkung von Seifen und Tensiden	114
6.8	Kohlenhydrate	116
	Einteilung der Kohlenhydrate	116
	Monosaccharide	117
	Oligosaccharide	119
	Polysaccharide	121
6.9	Proteine (Eiweißstoffe)	122
	Aminosäuren	122
	Peptidbindung	124
	Struktur von Proteinen	125
	Eigenschaften der Proteine	127
6.10	Kunststoffe	127
	Herstellung von Kunststoffen	127
	Polymerisation	127
	Polyaddition	128

	Polykondensation	129
	Struktur und Eigenschaften von Kunststoffen	131
6.11	Farbstoffe	133
	Strukturmerkmale von Farbstoffmolekülen.	133
	Einteilung der Farbstoffe.	135
7	Isomerie organischer Stoffe	139
7.1	Was ist Isomerie?	139
7.2	Isomeriearten	139
	Kettenisomerie	140
	Stellungsisomerie	140
	Bindungsisomerie	141
	Funktionsisomerie	141
	Geometrische Isomerie	142
	Optische Isomerie	143
8	Anhang	147
8.1	Größen und Einheiten	147
8.2	Gasgesetze	147
	Stichwortverzeichnis	149

Vorwort

Liebe Leserin, lieber Leser!

Der Pocket Teacher Abi Chemie ist der ideale Wegbegleiter durch die gesamte Oberstufe bis zum Abitur. Er hilft nicht nur beim Endspurt vor der Abschlussprüfung, sondern ebenso gut bei der Vorbereitung auf Klausuren und Tests. In kompakter Form werden die Zusammenhänge hier übersichtlich und anschaulich erklärt. Dazu tragen auch die zahlreichen Grafiken und Beispiele bei.

Gewünschte Infos können am schnellsten über das Stichwortverzeichnis am Ende des Bandes gefunden werden. Am besten ins Inhaltsverzeichnis schauen und im entsprechenden Kapitel nach dem Begriff suchen! Stichwörter sind hier durch Fettdruck hervorgehoben. Farbige Pfeile ► verweisen auf andere Stellen im Buch bzw. auf das Internet.

Diese Rubrik kennzeichnet Definitionen/Merkwissen (► S. 8).

- ◆ Aufzählungen zu einem Thema sind meist durch kleine farbige Quadrate übersichtlich gegliedert (► S. 11).

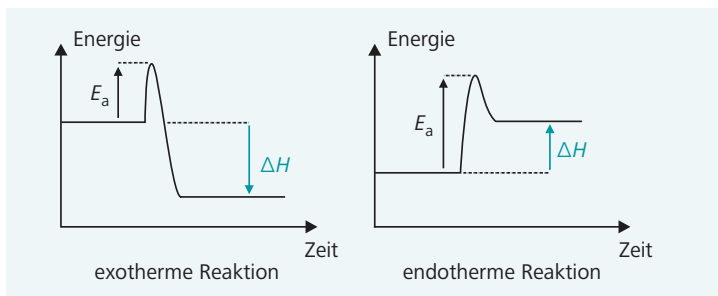
Viel Erfolg bei den Prüfungen zum Abitur!

1

Energetik chemischer Reaktionen

1.1 Energieumsatz chemischer Reaktionen

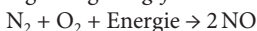
Praktisch alle chemischen Reaktionen sind mit einem Energieumsatz verbunden, meist in Form von Wärmeabgabe oder Wärmeaufnahme. Wird dabei Energie *freigesetzt*, handelt es sich um eine **exotherme Reaktion**, wird Energie *aufgenommen*, handelt es sich um eine **endotherme Reaktion**.



BEISPIEL Magnesium reagiert mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid. Dabei wird Energie in Form von Wärme und Licht *freigesetzt*:



Stickstoff reagiert mit Sauerstoff nur dann zu Stickstoffmonoxid, wenn ständig Energie *zugeführt* wird:



Die meisten Reaktionen erfolgen erst nach einer Aktivierung der Reaktionspartner. Die dazu erforderliche **Aktivierungsenergie** E_a wird normalerweise durch Erwärmen aufgebracht.

Bildungsenthalpie von Verbindungen

Die Energie, die bei der Bildung von Verbindungen aus ihren Elementen umgesetzt wird, bezeichnet man als **Bildungsenthalpie** ΔH_B . Die Bildungsenthalpie ist *temperatur- und druckabhängig*.

Wird bei der Reaktion Energie freigesetzt, gilt $\Delta H_B < 0$,
wird bei der Reaktion Energie aufgenommen, gilt $\Delta H_B > 0$.

BEISPIEL Bei einer Temperatur $T = 298,16 \text{ K}$ und einem Druck $p = 1013 \text{ hPa}$ beträgt die Bildungsenthalpie von Magnesiumoxid $\Delta H_{\text{B}} = -601 \text{ kJ/mol}$, d. h., bei der Bildung von 1 Mol Magnesiumoxid aus den Elementen werden bei diesen Bedingungen 601 kJ freigesetzt.

Die Bildungsenthalpie von Stickstoffmonoxid beträgt bei den genannten Bedingungen $\Delta H_{\text{B}} = +90 \text{ kJ/mol}$, d. h., für die Bildung von 1 Mol Stickstoffmonoxid aus den Elementen werden 90 kJ aufgenommen.

Die Temperatur $T = 298,16 \text{ K}$ und den Druck $p = 1013 \text{ hPa}$ bezeichnet man als *Standardbedingungen*, die entsprechende Bildungsenthalpie als *Standardbildungsenthalpie* $\Delta H_{\text{B}}^{\circ}$.

BEACHTEN Standardbedingungen sind nicht zu verwechseln mit den sogenannten *Normalbedingungen*: $T_{\text{n}} = 273,16 \text{ K}$ ($= 0^{\circ}\text{C}$) und $p_{\text{n}} = 1013 \text{ hPa}$.

Bildungsenthalpie von Elementen

Elemente bestehen aus Atomen gleicher Sorte, die je nach Aggregatzustand und Elementart unterschiedlich miteinander verbunden sind.

Die Bildung von Molekülen bzw. Ionen aus Einzelatomen (► Bindungsenergie, s. Internet), von Festkörpergittern aus Ionen bzw. Molekülen (► Gitterenergie, S. 12) ist ebenfalls mit einem Energieumsatz verbunden. Schon die Bildung eines Atoms aus Protonen, Neutronen und Elektronen lässt sich nicht ohne einen Energieumsatz vorstellen.

Die Einbeziehung aller dieser Energien in die Bildungsenthalpie eines Elements ist sehr kompliziert und praktisch nicht durchführbar. Daher wurde folgende Festlegung getroffen:

Die Bildungsenthalpie von Elementen wird bei Standardbedingungen, d. h. bei $T = 298,16 \text{ K}$ und $p = 1013 \text{ hPa}$, auf einen Betrag von $\Delta H_{\text{B}}^{\circ} = 0 \text{ kJ/mol}$ festgelegt. Diese Festlegung bezieht sich auf den jeweils *energieärmsten* Zustand des Elements bei Standardbedingungen.

BEISPIEL Die Standardbildungsenthalpie von Brom beträgt für den *flüssigen* Zustand definitionsgemäß $\Delta H_{\text{B}}^{\circ} = 0 \text{ kJ/mol}$, für den *gasförmigen* Zustand jedoch $\Delta H_{\text{B}}^{\circ} = +31 \text{ kJ/mol}$, da für das Verdampfen (Übergang vom flüssigen zum gasförmigen Zustand) Energie *zugeführt* werden muss.

Reaktionsenthalpie

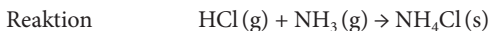
Die bei einer chemischen Reaktion umgesetzte Energie bezeichnet man als **Reaktionsenthalpie** ΔH_R .

Der Betrag für diese Energie lässt sich leicht ermitteln, wenn man die Bildungsenthalpien ΔH_B der jeweils beteiligten Stoffe kennt. Er entspricht der Differenz aus der Bildungsenergie der Reaktionsprodukte und der Bildungsenergie der Reaktionsedukte:

$$\Delta H_R = \sum \Delta H_{B, \text{Produkte}} - \sum \Delta H_{B, \text{Edukte}}$$

Man addiert also die Bildungsenthalpien der Produkte und subtrahiert davon die Summe der Bildungsenthalpien der Edukte. Die Bildungsenthalpien verschiedener Stoffe sind einschlägigen Tabellen zu entnehmen (► Internet).

BEISPIEL Gasförmiger Chlorwasserstoff und gasförmiges Ammoniak reagieren bei Standardbedingungen zu festem Ammoniumchlorid:



$$\Delta H_B / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad -92,3 \quad -46,2 \quad -315,4$$

$$\Delta H_R = -315,4 \text{ kJ/mol} - (-92,3 \text{ kJ/mol} - 46,2 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta H_R = -176,9 \text{ kJ/mol}$$

Das negative Vorzeichen bedeutet, dass die Reaktion exotherm verläuft.

BEACHTEN Zur eindeutigen Kennzeichnung der an einer Reaktion beteiligten Stoffe ergänzt man ihre Formeln durch Klammern mit dem jeweils vorliegenden Aggregatzustand:

(s) für fest, (l) für flüssig und (g) für gasförmig.

Viele Reaktionen sind unter bestimmten Bedingungen umkehrbar. Dabei erfolgt derselbe Energieumsatz, jedoch mit *umgekehrtem* Vorzeichen: Die Umkehrung einer exothermen Reaktion ist *endotherm*, die einer endothermen Reaktion *exotherm*.

BEISPIEL Ammoniumchlorid zersetzt sich beim Erhitzen zu Chlorwasserstoff und Ammoniak.



Dieser Vorgang ist endotherm, die Reaktionsenthalpie beträgt demzufolge +176,9 kJ/mol.

Reaktionsenthalpie von Folgereaktionen

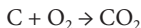
Häufig gibt es Reaktionen, deren Energieumsatz sich experimentell nur sehr schwer oder gar nicht ermitteln lässt. Über einen Umweg kann das Problem jedoch gelöst werden:

- ◆ Die gesuchte Reaktion wird in eine Reihe von Folgereaktionen *aufgeteilt*, deren Reaktionsenthalpien bekannt sind.
- ◆ Die gesuchte Reaktion ist ein Teil von Folgereaktionen, deren *Summe* eine experimentell bestimmbare Reaktionsenthalpie besitzt.

BEISPIEL Kohlenstoff und Kohlenstoffmonooxid verbrennen in Gegenwart von Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid, die vollständige Oxidation von Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonooxid ist dagegen auf direktem Wege nicht möglich. Sie lässt sich jedoch als Teil von zwei Folgereaktionen darstellen.



Experimentell zugänglich ist:



$$\Delta H_3 = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

Die entsprechende Reaktionsenthalpie ergibt sich als Summe der Reaktionsenthalpien für die Teilreaktionen:

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

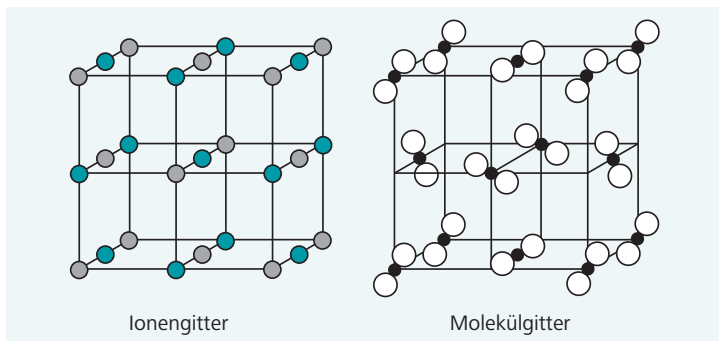
$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2$$

$$\Delta H_1 = -393,5 \text{ kJ/mol} - (-283,0 \text{ kJ/mol}) = -110,5 \text{ kJ/mol}$$

Lässt sich eine chemische Reaktion als Summe von Teilreaktionen darstellen, so ergibt sich die betreffende Reaktionsenthalpie als *Summe* der Reaktionsenthalpien für die Teilreaktionen. Diesen Sachverhalt bezeichnet man als *Satz von Hess* (bzw. als *hessschen Satz*).

1.2 Energieumsatz beim Kristallisieren und Lösen

Im festen Aggregatzustand bilden Stoffe im Allgemeinen ein Festkörperrgitter, in dem die miteinander verbundenen Teilchen regelmäßig angeordnet sind. Der Zusammenhalt zwischen den Teilchen wird bei *Ionen* durch *Coulomb-Kräfte*, bei *Molekülen* durch *Van-der-Waals-Kräfte* bewirkt (► s. Internet).



Energieinhalt kristalliner Stoffe

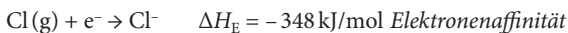
Die Bildung eines Festkörpergitters aus seinen Bestandteilen ist ein *exothermer* Vorgang.

Die Energie, die bei der Bildung eines Festkörpergitters aus seinen Bestandteilen freigesetzt wird, bezeichnet man als **Gitterenergie**.

Die Gitterenergie eines Stoffs kann *nicht* direkt bestimmt werden. Der sogenannte **Born-Haber-Kreisprozess** ermöglicht jedoch eine Lösung des Problems über einen Umweg, der eine besondere Anwendung des hessschen Satzes (► S. 11) darstellt.

BEISPIEL Die Gitterenergie von Natriumchlorid (Kochsalz) beträgt -788 kJ/mol . Um also 1 mol Kochsalz in Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen aufzuspalten, benötigt man daher eine Energie von 788 kJ .

Dieser Energiebetrag lässt sich aus mehreren Teilreaktionen ermitteln, die experimentell zugänglich sind:



Der gesamte Energieumsatz für die Reaktionen von 1 mol festem Natrium zu Natrium-Ionen und $\frac{1}{2}$ mol gasförmigem Chlor zu Chlorid-Ionen ergibt sich aus der Summe dieser Einzelenergien:

$$\Delta H_{\text{I}} = +108 \text{ kJ/mol} + 496 \text{ kJ/mol} + 121 \text{ kJ/mol} - 348 \text{ kJ/mol} = 377 \text{ kJ/mol.}$$

Kontaktkorrosion 71
Konzentrationskette 78
Korrosion 68
Korrosionsschutz 72
Kunststoffe
–, Eigenschaften 131
–, Herstellung 127
–, Struktur 131

Lewis-Säuren und -Basen 46
L-Form 145
lipophil 92
Lithium-Ionen-Akkumulator 83
Lithium-Polymer-Akkumulator 84
Lokalelement 71
Löslichkeitsprodukt 39
Lösungsenthalpie 13
Lösungsgleichgewicht 38

Makromoleküle 127
Maltose 120
Massenwirkungsgesetz 32
mesomere Grenzstrukturen 94
mesomerer Effekt (M-Effekt) 106
meta-Stellung 94, 141
Micellen 115
molare Masse 147
Momentangeschwindigkeit 23
Monomere 127
monomolekulare Reaktion 26
Monosaccharide 117
Mutarotation 119

Nachhaltigkeit 133
Nernst-Gleichung 76, 78
Neutralisation 54
Nickel-Metallhydrid-Akkumulator 83
Normalbedingungen 9

Oberflächenspannung 115
Oligosaccharide 119
Opferanode 72
optische Aktivität 143
ortho-Stellung 94, 141
Oxidationsmittel 60
Oxidationszahl 62
Oxonium-Ion 44

Paraffine 92
para-Stellung 94, 141
Partialdruck 32
Peptidbindung 124
Peptide 125
Phenole 99
Phenolphthalein 137
Phenylrest 95
Phthaleine 137
pH-Wert 47
–, Pufferlösung 52
–, Salzlösung 51
–, schwache Säuren und Basen 50
 pK_B -Wert 50
 pK_S -Wert 50
Polarisationsspannung 86
Polyaddition 128
Polyamide 129
polycyclische Kohlenwasserstoffe 94
Polyester 129
Polykondensation 129
Polymere 127
Polymerisation 127
Polysaccharide 121
Primärstruktur 126
Prinzip vom kleinsten Zwang 37
Proteine
–, Eigenschaften 127
–, Struktur 125
Protolysegleichgewicht 45, 46
Protonenakzeptor 43

Protonendonator 43

Puffergleichung 52

Pufferlösungen 51

Quellenspannung 80

Racemate 146

Reaktionsenthalpie 10

Reaktionsentropie 17

Reaktionsgeschwindigkeit 22

–, Darstellung 23

Reaktionsordnung 27

Reaktionsumkehr 19

Redoxgleichgewicht 60, 74

Redoxgleichung 64

Redoxpotenzial 75

Redoxreaktion 60, 78

Redoxreihe 69

Reduktionsmittel 60

RGT-Regel 25

Saccharose 120

Satz von Avogadro 148

Satz von Hess 11

Sauerstoffkorrosion 70

Säure 42

Säure-Base-Indikator 56

Säure-Base-Reaktion 78

Säure-Base-Theorie 45

Säurekonstante 49

Säurekorrosion 68

Säurestärke 48

Seifen 113

Sekundärstruktur 126

Spannungsreihe, elektrochemische

74

Standardbedingungen 9

Standardbildungsenthalpie 9

Standardentropie 17

Standardpotenziale 75

Standard-Wasserstoffelektrode 75

Stärke 121

Stellungsisomerie 140

Stoffmengenkonzentration 22, 145

Tenside 113

Tertiärstruktur 127

Thermoplaste 131

Titration 56

–, Durchführung 58

Titrationsskurve 55

Triglyceride 110

Triphenylmethanfarbstoffe 136

Überspannung 87

unedle Metalle 69

Veresterung 107

Verseifung 110

Verteilungsgrad 26

Volumengesetz von Gay-Lussac 148

Waschvorgang 115

Zersetzungsspannung 86

Zink-Silberoxid-Batterie 81

Zustandsgleichungen 148

Zwitterion 123

Der Booster zum erfolgreichen Abitur!

- Effektive Prüfungsvorbereitung in kurzer Zeit
- Der wesentliche Abiturstoff in klarer, übersichtlicher Form
- Komplexe Themen verständlich und präzise erklärt



ISBN 978-3-411-77123-3
13 € (D) · 13,40 € (A)



www.duden.de