

S. Hauptmann

Starthilfe Chemie

Starthilfe Chemie

Von Prof. Dr. rer. nat. habil. Siegfried Hauptmann



B. G. Teubner Verlagsgesellschaft
Stuttgart · Leipzig 1996

Prof. Dr. rer. nat. habil. Siegfried Hauptmann

Geboren 1931 in Dürrhennersdorf/Oberlausitz. Ab 1950 Studium der Chemie an der Universität Leipzig, Diplom 1955, Promotion 1958, Habilitation 1961. Von 1961 bis 1964 Dozent, vom 01. 09. 1964 bis zum 30. 04. 1996 Professor für Organische Chemie an der Universität Leipzig. Seit 1967 Ehrenprofessor der Universität Potosi/Bolivien.

Gedruckt auf chlorfrei gebleichtem Papier.

Die Deutsche Bibliothek – CIP-Einheitsaufnahme

Hauptmann, Siegfried:

Starthilfe Chemie / von Siegfried Hauptmann. -
Stuttgart ; Leipzig : Teubner, 1996

ISBN 978-3-663-05408-5

ISBN 978-3-663-05407-8 (eBook)

DOI 10.1007/978-3-663-05407-8

Das Werk einschließlich aller seiner Teile ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwertung außerhalb der engen Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist ohne Zustimmung des Verlages unzulässig und strafbar. Das gilt besonders für Vervielfältigungen, Übersetzungen, Mikroverfilmungen und die Einspeicherung und Verarbeitung in elektronischen Systemen.

© B. G. Teubner Verlagsgesellschaft Leipzig 1996

Umschlaggestaltung: E. Kretschmer, Leipzig

Vorwort

Vor mehreren hunderttausend Jahren erlernten Menschen den Gebrauch von Werkzeugen, die zuerst aus Steinen angefertigt wurden, später aus Bronze, dann aus Eisen, schließlich auch aus Leichtmetallen und synthetischen Polymeren. Die Nutzung des Feuers - einer Stoffumwandlung - begann vor etwa 500 000 Jahren. Erfahrungen und Erkenntnisse über Stoffe und ihre Umwandlungen wurden im Laufe der Zeit ständig erweitert und vertieft. Sie bilden den Gegenstand der Wissenschaftsdisziplin Chemie.

In der vorliegenden „Starthilfe Chemie“ wird dem Leser das grundlegende Denkmodell der Chemie nahegebracht: die Aufdeckung von Zusammenhängen zwischen makroskopisch beobachtbaren Phänomenen in der uns umgebenden Natur oder bei Experimenten im Laboratorium und submikroskopischen Strukturen von Atomen, Molekülen und Ionen. Dabei haben sich die *chemischen Formeln* als unentbehrliches Hilfsmittel bewährt. Sich mit Chemie zu befassen heißt, sich an den Umgang mit diesen Formeln zu gewöhnen und zu lernen, die in ihnen verschlüsselten Informationen über Eigenschaften und Umwandlungen der Stoffe zu verstehen. Genau darin besteht das Anliegen dieses Buches. Es wendet sich an alle, die Grundkenntnisse der Chemie erwerben wollen, insbesondere an

- Schüler, und zwar als kurzgefaßter Überblick über das im Unterricht vermittelte Wissen,
- Studienanfänger, für die Chemie als Nebenfach obligatorisch ist, zum Beispiel in den Studienrichtungen Physik, Biologie, Biochemie, Pharmazie und Medizin,
- Studierende der Chemie und Lehramtskandidaten.

Vor allem soll es dazu dienen, den Übergang von der Schule zur Hochschule zu erleichtern und auf das Studium vorzubereiten.

Mein Dank gilt Herrn Prof. Dr. W. Engewald für die kritische Durchsicht eines Teils des Manuskriptes sowie Frau I. Pulst und Herrn Dipl.-Chem. R. Ruloff für zuverlässige technische Mitarbeit. Weiterhin bedanke ich mich beim Verlag B.G. Teubner, insbesondere bei Herrn Dr. P. Spuhler und Herrn J. Weiß, für die Anregung zu diesem Buch und die gute Zusammenarbeit.

Leipzig, im Juli 1996

Siegfried Hauptmann

Inhalt

	Verzeichnis von Abkürzungen, Symbolen und Konstanten	8
1	Einleitung	9
1.1	Gemische und reine Stoffe.....	9
1.2	Trennung von Stoffgemischen.....	10
1.3	Kriterien des reinen Stoffes.....	14
2	Chemische Elemente und chemische Verbindungen	15
3	Atome	19
3.1	Stöchiometrische Gesetze.....	19
3.2	Relative Atommasse (Atomgewicht).....	20
3.3	Atombau.....	21
4	Chemische Bindung	30
4.1	Elemente.....	31
4.1.1	Metalle.....	31
4.1.2	Nichtmetalle.....	32
4.2	Verbindungen.....	37
5	Wichtige Klassen chemischer Verbindungen	39
5.1	Verbindungen des Wasserstoffs mit Nichtmetallen.....	39
5.2	Metalloxide und Metallhydroxide.....	48
5.3	Nichtmetalloxide und Oxosäuren.....	50
5.4	Koordinationsverbindungen.....	60
5.5	Organische Verbindungen.....	61
5.5.1	Kohlenwasserstoffe.....	62
5.5.2	Halogenkohlenwasserstoffe.....	67
5.5.3	Alkohole und Phenole.....	68
5.5.4	Ether.....	70
5.5.5	Carbonylverbindungen.....	71
5.5.6	Carbonsäuren und ihre Derivate.....	73
5.5.7	Amine.....	77
5.5.8	Heterocyclische Verbindungen.....	78
5.6	Makromolekulare Verbindungen.....	79

6	Chemische Reaktionen	81
6.1	Stöchiometrie chemischer Reaktionen	82
6.2	Energieänderungen bei chemischen Reaktionen	84
6.3	Chemisches Gleichgewicht	87
6.3.1	Massenwirkungsgesetz	88
6.3.2	Einfluß des Druckes auf das Gleichgewicht.....	90
6.3.3	Einfluß der Temperatur auf das Gleichgewicht.....	90
6.3.4	Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf Säure-Base-Gleichgewichte	91
6.3.5	Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf Lösungs-gleichgewichte	94
6.4	Entropieänderungen in chemischen Systemen	95
6.5	Energie- und Entropieänderungen bei chemischen Reaktionen	96
6.6	Geschwindigkeit chemischer Reaktionen.....	101
6.6.1	Geschwindigkeitsgesetz	102
6.6.2	Einfluß der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit	103
6.6.3	Einfluß von Katalysatoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit.....	105
	Literatur	107
	Sachwortverzeichnis	107

Verzeichnis von Abkürzungen, Symbolen und Konstanten

c	Lichtgeschwindigkeit im Vakuum $2,997\ 924\ 58 \cdot 10^8$ m/s
$c(A)$	Konzentration des Stoffes A in mol/l
e	Elementarladung $1,602\ 177 \cdot 10^{-19}$ C (Coulomb)
E	Energie in J (Joule), 1 J entspricht 0,239 cal (Kalorien), 1 cal entspricht 4,186 8 J
E_A	Arrhenius-Aktivierungsenergie
E_{ea}	Elektronenaffinität
E_i	Ionisierungsenergie
eV	Elektronenvolt, 1 eV entspricht $1,602 \cdot 10^{-19}$ J, 1 eV entspricht $9,65 \cdot 10^4$ J/mol
F	Faraday-Konstante $96\ 485,309$ C/mol
G	molare freie Enthalpie (Gibbs-Energie) in J/mol
h	Plancksches Wirkungsquantum $6,626\ 0755 \cdot 10^{-34}$ J s
H	molare Enthalpie in J/mol
k	Geschwindigkeitskonstante
K	Gleichgewichtskonstante
m	Masse in kg (Kilogramm)
m_e	Masse des Elektrons $9,109\ 3897 \cdot 10^{-31}$ kg
M	Molmasse (molare Masse) in g/mol
M_r	relative Teilchenmasse (relative Atommasse, relative Molekülmasse, Atomgewicht, Molekulargewicht) 1 relative Atommasseneinheit (1 Dalton) entspricht $1,660\ 5402 \cdot 10^{-27}$ kg
MZ	Massenzahl
n	Stoffmenge in mol
N_A	Avogadro-Konstante $6,022\ 1367 \cdot 10^{23}$ mol ⁻¹
p	Druck in Pa (Pascal), 1 bar entspricht 10^5 Pa, 1 atm entspricht $1,013\ 25 \cdot 10^5$ Pa
r	Reaktionsgeschwindigkeit
R	molare Gaskonstante $8,314\ 51$ J K ⁻¹ mol ⁻¹
S	molare Entropie in J K ⁻¹ mol ⁻¹
Schmp.	Schmelzpunkt
Sdp.	Siedepunkt
t	Zeit in s (Sekunden)
T	thermodynamische Temperatur in K (Kelvin), Temperatur in °C = $T - 273$ K
U	molare innere Energie in J/mol
U	elektrische Spannung in V (Volt)
V	Volumen in m ³ (Kubikmeter), 1 l (Liter) = 0,001 m ³
V_m	Molvolumen idealer Gase $22,4$ l bei $101\ 325$ Pa und 0 °C
W	molare Volumenarbeit in J/mol
Z	Ordnungszahl, Kernladungszahl
λ	Wellenlänge in m (Meter)
ν	Frequenz in Hz (Hertz)
ν	Stöchiometriezahl
ψ	Wellenfunktion
ψ_{nlm}	AO (Atomorbital)