

1	Atombau	1
1.1	Das Atommodell von Rutherford	1
1.2	Das Bohr'sche Atommodell	1
1.3	Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität	2
1.4	Das quantenmechanische Atommodell	3
	1.4.1 Die Ψ -Funktion – 1.4.2 Die Schrödinger-Gleichung für das Wasserstoffatom –	
	1.4.3 Darstellung der Wasserstoff-Orbitale – 1.4.4 Mehrelektronensysteme	
1.5	Besetzung der Energieniveaus	5
1.6	Darstellung der Elektronenkonfiguration	5
1.7	Aufbau des Atomkerns	5
2	Das Periodensystem der Elemente	6
2.1	Aufbau des Periodensystems	6
2.2	Periodizität einiger Eigenschaften	8
3	Chemische Bindung	8
3.1	Atombindung (kovalente Bindung)	8
	3.1.1 Modell nach Lewis – 3.1.2 Molekülorbitale – 3.1.3 Hybridisierung –	
	3.1.4 Elektronegativität	
3.2	Ionenbindung	11
	3.2.1 Gitterenergie – 3.2.2 Born-Haber'scher Kreisprozess – 3.2.3 Atom und Ionenradien	
3.3	Metallische Bindung	12
3.4	Van-der-Waals'sche Bindung und Wasserstoffbrückenbindung (Nebenvalenzbindungen)	13
4	Chemische Gleichungen und Stöchiometrie	13
4.1	Chemische Formeln	13
4.2	Chemische Gleichungen	13
4.3	Grundgesetze der Stöchiometrie	14
	4.3.1 Gesetz von der Erhaltung der Masse – 4.3.2 Gesetz der konstanten Proportionen –	
	4.3.3 Gesetz der multiplen Proportionen	
4.4	Stoffmenge, Avogadro-Konstante	15
4.5	Die molare Masse	15
4.6	Quantitative Beschreibung von Mischphasen	15
	4.6.1 Der Massenanteil – 4.6.2 Der Stoffmengenanteil – 4.6.3 Die Konzentration (oder Stoffmengenkonzentration)	
4.7	Stöchiometrische Berechnungen	16
	4.7.1 Gravimetrische Analyse – 4.7.2 Maßanalyse – 4.7.3 Verbrennungsvorgänge	
5	Zustandsformen der Materie	18
5.1	Gase	18
	5.1.1 Ideale Gase – 5.1.2 Zustandsgleichung idealer Gase – 5.1.3 Spezialfälle der Zustandsgleichung idealer Gase – 5.1.4 Reale Gase – 5.1.5 Die Virialgleichung –	
	5.1.6 Die van-der-Waals'sche Gleichung. Der kritische Punkt	
5.2	Flüssigkeiten	22
	5.2.1 Einteilung der Flüssigkeiten – 5.2.2 Struktur von Flüssigkeiten –	
	5.2.3 Eigenschaften des flüssigen Wassers – 5.2.4 Gläser – 5.2.5 Flüssige Kristalle oder Flüssigkristalle	

5.3	Festkörper	26
	5.3.1 Kristalle – 5.3.2 Bindungszustände in Kristallen – 5.3.3 Reale Kristalle –	
	5.3.4 Grenzflächen	
5.4	Plasmen	30
6	Thermodynamik chemischer Reaktionen.	
	Das chemische Gleichgewicht	30
6.1	Grundlagen	30
	6.1.1 Einteilung der thermodynamischen Systeme – 6.1.2 Die Umsatzvariable	
6.2	Anwendung des 1. Hauptsatzes der Thermodynamik auf chemische Reaktionen	31
	6.2.1 Der 1. Hauptsatz der Thermodynamik – 6.2.2 Die Reaktionsenergie – 6.2.3 Die Reaktionsenthalpie – 6.2.4 Der Heß'sche Satz – 6.2.5 Die Standardbildungsenthalpie von Verbindungen – 6.2.6 Temperatur- und Druckabhängigkeit der Reaktionsenthalpie	
6.3	Anwendung des 2. und 3. Hauptsatzes der Thermodynamik auf chemische Reaktionen	35
	6.3.1 Grundlagen – 6.3.2 Reaktionsentropie – 6.3.3 Die Freie Enthalpie und das chemische Potential – 6.3.4 Die Freie Reaktionsenthalpie. Die Gibbs-Helmholtz'sche Gleichung – 6.3.5 Phasenstabilität	
6.4	Das Massenwirkungsgesetz	38
	6.4.1 Chemisches Gleichgewicht – 6.4.2 Homogene Gasreaktionen – 6.4.3 Heterogene Reaktionen – 6.4.4 Berechnung von Gleichgewichtskonstanten aus thermochemischen Tabellen – 6.4.5 Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtskonstante – 6.4.6 Prinzip des kleinsten Zwanges – 6.4.7 Gekoppelte Gleichgewichte	
7	Geschwindigkeit chemischer Reaktionen. Reaktionskinetik	41
7.1	Reaktionsgeschwindigkeit und Freie Reaktionsenthalpie	41
7.2	Reaktionsgeschwindigkeit und Reaktionsordnung	41
7.3	Elementarreaktion. Reaktionsmechanismus und Molekularität	42
7.4	Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit	43
	7.4.1 Zeitgesetz 1. Ordnung – 7.4.2 Zeitgesetz 2. Ordnung	
7.5	Reaktionsgeschwindigkeit und Massenwirkungsgesetz	44
7.6	Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit	45
7.7	Kettenreaktionen	45
7.8	Explosionen	46
7.9	Katalyse	46
	7.9.1 Grundlagen – 7.9.2 Homogene Katalyse – 7.9.3 Heterogene Katalyse –	
	7.9.4 Haber-Bosch-Verfahren	
8	Stoffe und Reaktionen in Lösung	48
8.1	Disperse Systeme	48
	8.1.1 Kolloide – 8.1.2 Lösungen – 8.1.3 Elektrolyte, Elektrolytlösungen	
8.2	Kolligative Eigenschaften von Lösungen	49
	8.2.1 Dampfdruckerniedrigung – 8.2.2 Gefrierpunktserniedrigung und Siedepunktserhöhung – 8.2.3 Osmotischer Druck	
8.3	Löslichkeit von Gasen in Flüssigkeiten	52
8.4	Verteilung gelöster Stoffe zwischen zwei Lösungsmitteln	52
8.5	Wasser als Lösungsmittel	52
8.6	Eigendissoziation des Wassers, Ionenprodukt des Wassers	53
8.7	Säuren und Basen	53
	8.7.1 Definitionen von Arrhenius und Brønsted – 8.7.2 Starke und schwache Säuren und Basen – 8.7.3 Der pH-Wert – 8.7.4 pH-Wert der Lösung einer starken Säure bzw. Base – 8.7.5 pH-Wert der Lösung einer schwachen Säure bzw. Base – 8.7.6 pH-Wert von Salzlösungen (Hydrolyse) – 8.7.7 Löslichkeitsprodukt	
8.8	Härte des Wassers	58
9	Redoxreaktionen	58
9.1	Oxidationszahl	58
9.2	Oxidation und Reduktion, Redoxreaktionen	58
9.3	Beispiele für Redoxreaktionen	59
	9.3.1 Verbrennungsvorgänge – 9.3.2 Auflösen von Metallen in Säuren –	
	9.3.3 Darstellung von Metallen durch Reduktion von Metalloxiden	
9.4	Redoxreaktionen in elektrochemischen Zellen	60

9.5	Elektrodenpotenziale, elektrochemische Spannungsreihe	61
	9.5.1 Definition von Anode und Kathode – 9.5.2 Konzentrations- bzw. Partialdruckabhängigkeit des Elektrodenpotenzials einer Halbzelle – 9.5.3 Berechnung der EMK	
	elektrochemischer Zellen aus Elektrodenpotenzialen – 9.5.4 Edle und unedle Metalle	
9.6	Elektrochemische Korrosion	63
9.7	Erzeugung von elektrischem Strom durch Redoxreaktionen	63
9.8	Elektrolyse, Faraday-Gesetz	64
	9.8.1 Technische Anwendungen elektrolytischer Vorgänge	
10	Die Elementgruppen	65
10.1	Wasserstoff	65
10.2	I. Hauptgruppe: Alkalimetalle	66
10.3	II. Hauptgruppe: Erdalkalimetalle	66
10.4	III. Hauptgruppe: die Borgruppe	67
	10.4.1 Bor – 10.4.2 Aluminium	
10.5	IV. Hauptgruppe: die Kohlenstoffgruppe	69
	10.5.1 Kohlenstoff – 10.5.2 Silicium – 10.5.3 Germanium, Zinn und Blei	
10.6	V. Hauptgruppe: die Stickstoffgruppe	71
	10.6.1 Stickstoff – 10.6.2 Phosphor – 10.6.3 Arsen, Antimon	
10.7	VI. Hauptgruppe: Chalkogene	73
	10.7.1 Sauerstoff – 10.7.2 Schwefel	
10.8	VII. Hauptgruppe: Halogene	75
	10.8.1 Fluor – 10.8.2 Chlor – 10.8.3 Brom und Iod	
10.9	VIII. Hauptgruppe: Edelgase	76
10.10	Scandiumgruppe (III. Nebengruppe)	76
10.11	Titangruppe (IV. Nebengruppe)	77
	10.11.1 Titan – 10.11.2 Zirconium	
10.12	Vanadiumgruppe (V. Nebengruppe)	77
	10.12.1 Vanadium	
10.13	Chromgruppe (VI. Nebengruppe)	78
	10.13.1 Chrom – 10.13.2 Molybdän – 10.13.3 Wolfram	
10.14	Mangangruppe (VII. Nebengruppe)	79
	10.14.1 Mangan	
10.15	Eisenmetalle und Elementgruppe der Platinmetalle (VIII. Nebengruppe)	80
	10.15.1 Eisen – 10.15.2 Cobalt – 10.15.3 Nickel	
10.16	Kupfergruppe (I. Nebengruppe)	81
	10.16.1 Kupfer – 10.16.2 Silber – 10.16.3 Gold	
10.17	Zinkgruppe (II. Nebengruppe)	82
	10.17.1 Zink – 10.17.2 Quecksilber	
10.18	Die Lanthanoide	83
10.19	Die Actinoide	84
	10.19.1 Thorium – 10.19.2 Uran – 10.19.3 Plutonium	
11	Organische Verbindungen	86
11.1	Organische Chemie: Überblick	86
11.2	Isomerie bei organischen Molekülen	86
	11.2.1 Strukturisomerie – 11.2.2 Stereoisomerie	
11.3	Kohlenwasserstoffe	87
	11.3.1 Aliphatische Kohlenwasserstoffe – 11.3.2 Aicyclische Kohlenwasserstoffe –	
	11.3.3 Aromatische Kohlenwasserstoffe	
11.4	Verbindungen mit funktionellen Gruppen	94
	11.4.1 Halogenlderivate der aliphatischen Kohlenwasserstoffe – 11.4.2 Alkohole –	
	11.4.3 Aldehyde – 11.4.4 Ketone – 11.4.5 Carbonsäuren und ihre Derivate –	
	11.4.6 Aminocarbonsäuren (Aminosäuren)	
12	Synthetische und natürliche Makromoleküle	101
12.1	Synthetische Polymere	101
	12.1.1 Verknüpfung von Monomeren – 12.1.2 Mittelwerte der Molmassen –	
	12.1.3 Synthese von Polymeren	
12.2	Gestalt synthetischer Makromoleküle	105
	12.2.1 Knäuelmoleküle – 12.2.2 Charakterisierung der Gestalt	
12.3	Konfiguration	106

12.4	Kristallisation von Polymeren	106
12.5	Biopolymere (natürliche Makromoleküle)	107
	12.5.1 Polypeptide und Proteine – 12.5.2 Polynukleotide – 12.5.3 Polysaccharide	
	Formelzeichen der Chemie	III
	Literatur	III