

INHALT

=====

	Seite
1. <u>Einleitung</u>	7
1.1. Was ist Chemie?	7
1.2. Das Wesen naturwissenschaftlichen Vorgehens	7
1.3. Vom Material zur Substanz	8
1.4. Masse, Energie, Atomistik	10
2. <u>Massenverhältnisse und chemische Formeln</u>	11
2.1. Zusammensetzung von Verbindungen	11
2.2. Atommasse, Teilchenmasse, Molmasse	11
2.3. Daltonide und Berthollide	12
2.4. Aussage chemischer Formeln	12
2.5. Chemische Gleichungen	13
3. <u>Erscheinungsformen der Materie</u>	15
3.1. Gase	15
3.1.1. Die empirischen Gasgesetze	15
3.1.2. Deduktion des Boyllschen Gasgesetzes (Kinetische Gastheorie)	16
3.1.3. Gemisch idealer Gase	18
3.1.4. Molmassenbestimmung gasförmiger Substanzen	19
3.1.5. Reale Gase	19
3.1.6. Energieinhalt idealer Gase	20
3.1.7. Energie- und Geschwindigkeitsverteilung Maxwell und Boltzmann	22
3.2. Kristalline Festkörper	23
3.3. Flüssigkeiten und amorphe Stoffe	31
4. <u>Phasenübergänge und Lösungen</u>	33
4.1. Einstoffsysteme	33
4.1.1. Enthalpieänderungen bei Phasenübergängen	33
4.1.2. Flüssigkeit-Dampf-Gleichgewichte	34
4.1.3. Charakteristisches über Gleichgewichtszustände molekularer Systeme	35
4.1.4. Temperaturabhängigkeit des Dampfdruckes. Phasendiagramme	35
4.2. Mehrstoffsysteme	37
4.2.1. Konzentrationsangaben	37
4.2.2. Kolligative Eigenschaften idealer Lösungen	37
4.2.3. Kolligative Eigenschaften realer Lösungen	37
4.2.4. Molmassenbestimmung gelöster Substanzen	41
4.2.5. Osmotischer Druck	41
5. <u>Materie mit Ladung</u>	43
5.1. Elektrolyse	43
5.2. Leitfähigkeit von Elektrolytlösungen	45

	Seite
5.2.1. Spezifische und molare Leitfähigkeit	45
5.2.2. Gesetz der unabhängigen Ionenwanderung	47
5.3. Grössenparameter für Ionen (Ionenradien)	51
6. <u>Das Valenzchemische Grundproblem</u>	
<u>Oxidations- und Koordinationszahl</u>	53
6.1. Valenzregeln (historischer Rückblick)	53
6.1.1. Dualistische Valenzlehre	53
6.1.2. Unitarische Valenzlehre	53
6.1.3. Räumliche Struktur der Moleküle	54
6.1.4. Koordinationslehre	55
6.2. Regeln zur Zuordnung der Oxidationszahl (OZ)	57
6.3. Zwei Grundtypen chemischer Prozesse:	
Koordinative Aenderung und Redoxprozesse	59
6.3.1. Koordinative Aenderungen	59
6.3.2. Redoxprozesse	59
6.3.3. Formaler Aufbau von Verbindungen	60
6.4. Nomenklatur anorganischer Verbindungen	61
7. <u>Atombau, periodische Eigenschaften der Elemente</u>	63
7.1. Resultate der klassischen Atomphysik	63
7.1.1. Experimenteller Nachweis subatomarer Teilchen	63
7.1.2. Experimentelle Bestimmung der Elementarladung	63
7.1.3. Räumliche Anordnung der Elementarteilchen im Atom	64
7.1.4. Bestimmung der Kernladung mittels Röntgenspektren	64
7.1.5. Stabilität der Kerne. Radioaktivität	66
7.1.6. Massenspektrometrie. Isotopie	66
7.2. Periodische Eigenschaften	67
7.2.1. Atomvolumen (Molvolumen der Elemente)	67
7.2.2. Ionisierungsenergien	67
7.2.3. Periodensystem der Elemente	68
7.3. Vergleich der Ionisierungsenergien mit den Energien	
chemischer Umsetzungen	68
7.4. Zahlenregeln zur chemischen Bindung	68
7.4.1. Oktettregel von Lewis	68
7.4.2. Kossel-Ionen	69
7.5. Elektronegativität (EN)	70
7.5.1. Polare Moleküle	70
7.5.2. Das Konzept der Elektronegativität nach Pauling	71
7.5.3. Die Elektronegativität nach Mulliken	72
7.5.4. Klassifizierung der Stoffklassen nach der EN	74
7.6. Stereochemie und Oxidationszahl	74
7.6.1. Regeln der räumlichen Anordnung von Liganden um	
nichtmetallische Zentren	74
7.6.2. Räumliche Anordnung von Liganden um metallische Zentren	76

	Seite
8. <u>Vorläufige Bemerkungen zur chemischen Bindung</u>	77
8.1. Ionische Bindung	77
8.2. Nichtionische Systeme	77
9. <u>Chemische Gleichgewichte</u>	81
9.1. Allgemeines	81
9.2. Gleichgewichtstypen	82
9.3. Chemisches Gleichgewicht in idealen und nichtidealen Systemen	82
9.4. Säure-Basen-Reaktionen	83
9.4.1. Die Begriffe Säure und Base in historischer Sicht	83
9.4.2. Säuren- und Basenkonzepte nach Brønsted und Lewis	84
9.4.3. Autoprotolyse von Wasser und wasserähnlichen Lösungsmitteln	86
9.4.4. Säuren und Basen in Wasser	87
9.4.5. Quantitative Behandlung des Systems HB/B in H ₂ O	88
9.4.6. Konstruktion von Diagrammen	93
9.4.7. Mehrprotonige Säuren	97
9.5. Metallkomplex-Gleichgewichte	98
9.5.1. Stufenweise Komplexbildung	98
9.5.2. Komplexe mit mehrzähligen (multidentaten) Liganden	101
9.5.3. Komplexometrische Titration	103
9.6. Gleichgewicht in heterogenen Lösungen	107
9.6.1. Löslichkeit und Löslichkeitsprodukt	107
9.6.2. Beeinflussung der Löslichkeit durch Reaktionspartner, die im Löslichkeitsprodukt auftreten	108
9.6.3. Beeinflussung der Löslichkeit durch ...	
9.6.4. Beeinflussung der Löslichkeit durch ...	109
9.6.5. Beeinflussung der Löslichkeit durch ...	113
9.6.6. Kombinierte heterogene Gleichgewichte	114
10. <u>Redoxpotential und Redoxgleichgewicht</u>	117
10.1. Galvanische Zelle	117
10.2. Standardhalbzellenpotentiale (Normalpotentiale)	118
10.3. Kombination beliebiger Standardhalbzellenpotentiale zu Kettenpotentialen	120
10.4. Konzentrationsabhängigkeit des Elektrodenpotentials. Konzentrationsketten	120
10.5. Homogene Redoxprozesse	124
10.6. Kettenpotentiale und chemisches Gleichgewicht	125
10.7. Abhängigkeit der Halbzellenpotentiale von der Komplexbildung	127
10.8. Einige Analogien zwischen Redox- und Säure-Basen-Reaktionen	130