

Rudolf Huth

Chemie

Eine Einführung für umwelt-, ingenieur- und agrarwissenschaftliche Studiengänge



Chemie

Chemie

Eine Einführung für umwelt-, ingenieur- und
agrарwissenschaftliche Studiengänge

Rudolf Huth

WILEY-VCH

Autor

Prof. em. Rudolf Huth

Hochschule Weihenstephan-Triesdorf
Deutschland

Titelbild:

© Guido Mieth/Getty Images

■ Alle Bücher von Wiley-VCH werden sorgfältig erarbeitet. Dennoch übernehmen Autoren, Herausgeber und Verlag in keinem Fall, einschließlich des vorliegenden Werkes, für die Richtigkeit von Angaben, Hinweisen und Ratschlägen sowie für eventuelle Druckfehler irgendeine Haftung

Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet über <http://dnb.d-nb.de> abrufbar.

© 2024 Wiley-VCH GmbH, Boschstraße 12,
69469 Weinheim, Germany

Alle Rechte, insbesondere die der Übersetzung in andere Sprachen, vorbehalten. Kein Teil dieses Buches darf ohne schriftliche Genehmigung des Verlages in irgendeiner Form – durch Photokopie, Mikroverfilmung oder irgendein anderes Verfahren – reproduziert oder in eine von Maschinen, insbesondere von Datenverarbeitungsmaschinen, verwendbare Sprache übertragen oder übersetzt werden. Die Wiedergabe von Warenbezeichnungen, Handelsnamen oder sonstigen Kennzeichen in diesem Buch berechtigt nicht zu der Annahme, dass diese von jedermann frei benutzt werden dürfen. Vielmehr kann es sich auch dann um eingetragene Warenzeichen oder sonstige gesetzlich geschützte Kennzeichen handeln, wenn sie nicht eigens als solche markiert sind.

Print ISBN: 978-3-527-35394-1

ePDF ISBN: 978-3-527-84729-7

ePub ISBN: 978-3-527-84728-0

Umschlaggestaltung: Wiley

Satz: Newgen KnowledgeWorks (P) Ltd.,
Chennai, India

Druck und Bindung

Gedruckt auf säurefreiem Papier.

Danksagung

Herrn Prof. Dr. Rainer Hartmann danke ich vielmals für die Inspirationen, die während der Abfassung des Teils Organische Chemie nötig waren. Da ich aus organisatorischen Gründen bisher keine Vorlesung Organische Chemie selbst gehalten hatte, waren die Erfahrungen des Kollegen aus der Praxis sehr wertvoll.

Meiner Frau Sabine Huth danke ich dafür, dass sie mir beim Schreiben des Buches den Rücken freihielt.

Frau Dr. Anne Brennführer und Frau Julia Frühauf und allen anderen Mitarbeiterinnen und Mitarbeitern des Verlags Wiley-VCH danke ich für die sehr gute Zusammenarbeit bei Gestaltung und Produktion des Buches.

Weißenburg, im Juli 2024

Rudolf Huth

Vorwort

An allen Universitäten und Hochschulen für Angewandte Wissenschaften sind in den naturwissenschaftlich oder ingenieurwissenschaftlich geprägten Bachelor-Studiengängen Umweltwissenschaften oder Umweltsicherung die im Curriculum zur Verfügung stehenden Unterrichtszeiten für chemische Grundlagenfächer in den letzten Jahrzehnten immer weiter reduziert worden. Diese Reduktion der Betreuungszeiten macht es den Lehrenden immer schwieriger, das notwendige Basiswissen für gut ausgebildete Umweltwissenschaftler und Umweltingenieure effizient zu vermitteln.

Die angesprochenen Curriculumskürzungen waren einerseits der Umstellung von Diplom-Studiengängen auf Bachelor-Studiengänge und andererseits der zunehmenden Diversifizierung der Studiengänge geschuldet.

Der Bologna-Prozess führte an vielen Universitäten und Hochschulen für Angewandte Wissenschaften zur Reduzierung der Studiengangdauer von 10 bzw. 8 Semestern auf 7, teilweise sogar auf nur noch 6 Semester. Die aktuellen Anforderungen an die Hochschulabsolventen der unterschiedlichen Studiengänge werden zudem immer vielfältiger, neue Lehrinhalte wie Digitalisierung oder Nachhaltigkeit müssen den Curricula hinzugefügt werden. Damit werden inhaltliche Kürzungen in den traditionellen Lehrgebieten wie der Chemie zwangsläufig.

Als der Autor im WS 1997/1998 seine Lehrtätigkeit Chemie an der damaligen Fachhochschule aufnahm, umfasste das Chemie-Curriculum für den Diplom-Studiengang Umweltsicherung (ohne Organische und Biochemie) insgesamt 15 SWS (Semesterwochenstunden). 25 Jahre später stehen für den Bachelor-Studiengang Umweltsicherung (ohne Organische und Biochemie) nur noch 9 SWS zur Verfügung. Damit stehen in einem modernen Bachelor-Studiengang nur noch 60 % der Unterrichtszeit für das Basisfach Chemie im Vergleich zu einem historischen Diplom-Studiengang zur Verfügung.

Ein weiteres Problem betrifft überwiegend die Umweltstudiengänge an Hochschulen für Angewandte Wissenschaften. Durch die von der Politik geforderten Durchlässigkeit der verschiedenen Bildungsebenen gelangen immer mehr Studierende an die Hochschulen, für die dieser Weg früher nicht möglich war, z.B. Personen mit abgeschlossener Berufsausbildung und anschließender mehrjähriger Berufserfahrung oder Personen mit einer Meisterausbildung.

Dies führt dazu, dass die Studierenden mit ganz unterschiedlichen chemischen Vorkenntnissen in die Hochschulen eintreten.

In den ersten Semestern besitzt daher der Schwerpunkt der Chemieausbildung auch eine deutliche Komponente der Angleichung der teilweise extrem unterschiedlichen Vorkenntnisse, sofern man nicht einen erheblichen Anteil der Studienanfänger verlieren möchte.

Daher müssen sich Lehrende mit Konzepten befassen, wie man Studierenden mit immer kürzeren Präsenzzeiten Wissen und Fertigkeiten für den erfolgreichen Start ins Berufsleben vermitteln kann. Dabei muss man sich davon lösen, die unterschiedlichen Theorien der Chemie vollständig zu vermitteln. Es kann nur noch darum gehen, Wissen und Fertigkeiten in einer Basisform so zu vermitteln, dass diese im Laufe des Berufslebens ohne größere Mühe durch „Learning by Doing“ perfektioniert werden können.

Das vorliegende Buch ist aus den Vorlesungen und Praktika der Chemie-Module des Diplom- bzw. Bachelor-Studienganges Umweltsicherung entstanden und komprimiert die Kenntnisse und Fähigkeiten der jeweiligen Teilgebiete auf das zwingend notwendige, was eine Absolventin/ein Absolvent eines Umweltstudienganges zwingend benötigt, um im Berufsleben erfolgreich zu sein. Es sind explizit die verschiedenen Themenfelder nicht erschöpfend behandelt, einige wichtige Konzepte der Chemie fehlen sogar vollständig, wenn diese nur von theoretischem Interesse und für die Anwendungen der Chemie in der Praxis ohne Bedeutung sind. Die Auswahl der verschiedenen Themen ist dem gekürzten Chemie-Curriculum sowie den praktischen Anforderungen an Umweltwissenschaftler im Berufsleben geschuldet. Jedes Unterkapitel schließt mit Verständnisfragen ab, für die auf der jeweils folgenden Seite eine Musterlösung gegeben wird. Am Ende eines jeden Hauptkapitels befinden sich reale Klausuraufgaben, die der Autor irgendwann gestellt hatte. Die Musterlösungen zu diesen Klausuraufgaben befinden sich jeweils auf den folgenden Seiten.

Das Buch berücksichtigt die nachfolgenden Teilgebiete der Chemie: Allgemeine Chemie, Anorganische Chemie, Organische Chemie, Physikalische Chemie, Analytische Chemie und Umweltchemie. Das Buch eignet sich zum Selbststudium, wobei jedes der sechs Hauptkapitel separat bearbeitet werden kann.

Das Kapitel 1 Allgemeine Chemie behandelt allgemeine Konzepte wie die Strukturen von Atomkern und Atomhülle, die chemische Bindung, das chemische Gleichgewicht sowie chemische Reaktionstypen und dient im Wesentlichen dazu, die sehr unterschiedlichen Vorkenntnisse der Studierenden zu vereinheitlichen.

Im Kapitel 2 Anorganische Chemie werden die für die Umwelt wichtigsten Elemente und deren umweltrelevanten Verbindungen im Überblick behandelt.

Das Kapitel 3 behandelt die wichtigsten Stoffgruppen in der Organischen Chemie und führt in die Thematik von Seifen, Waschmitteln und Kunststoffe ein.

Im Kapitel 4 Physikalische Chemie wird ein Überblick über Gasgesetze, kolligative Eigenschaften, Kinetik, Thermodynamik und Elektrochemie gegeben.

Das Kapitel 5 Analytische Chemie umfasst Stofftrennungen sowie die qualitative und die quantitative Analytik. In der Realisierung der studentischen Ausbildung

wird dieser Teil der Kompetenzvermittlung durch die Durchführung eines Praktikums unterstützt.

Das Kapitel 6 Umweltchemie behandelt zunächst die Umweltkompartimente sowie die wichtigsten Stoffkreisläufe in den Kompartimenten, wobei auch auf den Treibhauseffekt eingegangen wird. Es schließt sich eine Betrachtung der wichtigsten anorganischen und organischen Umweltschadstoffe an sowie eine systematische Auflistung von Prüfverfahren, mit deren Hilfe Umweltschadstoffe in der Praxis analysiert werden können. Neben den klassischen Methoden werden als Einstieg in die Instrumentelle Umweltanalytik auch zwei moderne instrumentelle Methoden (Atomabsorptionsspektrometrie und Ionenchromatographie) vorgestellt.

Am Ende des Kapitel 6 wird beispielhaft die praktische Anwendung eines Sanierungs- bzw. Überwachungsverfahrens für Altlasten (Natural Attenuation) gezeigt. Bei diesem Verfahren kommen viele der zuvor erörterten Prüfverfahren zum Einsatz.

Auch zur Vermittlung der Umweltchemie wird die Durchführung eines Praktikums eingesetzt, in dem die Studierenden die wichtigsten Prüfverfahren anhand einer Oberflächenwasserprobe selbst durchführen können.

Weißenburg, im Juli 2024

Prof. Dr. Rudolf Huth

Inhaltsverzeichnis

Danksagung v

Vorwort vii

1	Allgemeine Chemie	1
1.1	Historische Entwicklung von Atommodellen	1
1.2	Definitionen und Begriffe	5
1.3	Struktur des Atomkerns	14
1.3.1	Ordnungszahl und Massenzahl	15
1.3.2	Isotope und Nuklide	16
1.3.3	Kernreaktionen und Strahlungsarten	18
1.3.4	Natürliche und künstliche Radionuklide	19
1.3.5	Energiegewinnung durch Kernspaltung und Kernfusion	22
1.4	Struktur der Atomhülle	26
1.4.1	Rutherford'sches Atommodell	27
1.4.2	Quantentheorie von Max Planck	29
1.4.3	Bohr'sches Atommodell	32
1.4.4	Wellenmechanisches Atommodell	35
1.4.5	Periodensystem der Elemente	43
1.4.6	Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität	46
1.5	Chemische Bindung	51
1.5.1	Kovalente Bindung	52
1.5.2	Polare Atombindung	54
1.5.2.1	Allgemeines	54
1.5.2.2	Auswirkungen der Wasserstoff-Brückenbindung	57
1.5.3	Ionenbindung	59
1.5.3.1	Allgemeines	59
1.5.3.2	Gitterenergie und Hydratationsenergie	62
1.5.4	Metallbindung	63
1.6	Nomenklatur und Stöchiometrie	66
1.6.1	Benennung chemischer Verbindungen	66

1.6.2	Stöchiometrie	70
1.7	Chemisches Gleichgewicht	72
1.7.1	Massenwirkungsgesetz von Guldberg und Waage	73
1.7.2	Beeinflussung des chemischen Gleichgewichtes	74
1.7.2.1	Änderung der Konzentration	75
1.7.2.2	Änderung des Druckes	76
1.7.2.3	Änderung der Temperatur	76
1.7.3	Technische Umsetzung der Ammoniak-Synthese	77
1.8	Chemische Reaktionstypen	79
1.8.1	Säure/Base-Reaktionen	79
1.8.1.1	Säure/Base-Theorie von Arrhenius	79
1.8.1.2	Säure/Base-Theorie von Brönsted und Lowry	81
1.8.1.3	Säure/Base-Theorie von Lewis	82
1.8.1.4	Quantitative Betrachtung	84
1.8.1.5	pH-Wert-Berechnungen	87
1.8.1.6	Mehrprotonige Säuren	89
1.8.1.7	Pufferlösungen	90
1.8.2	Lösungs- und Fällungsreaktionen	91
1.8.3	Komplexbildungsreaktionen	94
1.8.3.1	Koordinationslehre	96
1.8.3.2	Kristallfeldtheorie	97
1.8.4	Redoxreaktionen	101
1.8.4.1	Oxidationszahlen	102
1.8.4.2	Aufstellen von Redoxreaktionen	104
2	Anorganische Chemie	113
2.1	Kohlenstoff	113
2.1.1	Graphit	113
2.1.2	Diamant	114
2.1.3	Fullerene	115
2.1.4	Verbindungen des Kohlenstoffs	116
2.2	Silicium	119
2.3	Stickstoff	122
2.4	Phosphor	126
2.5	Sauerstoff	128
2.6	Schwefel	131
2.7	Halogene	133
2.8	Edelgase	134
2.9	Wasserstoff	135
2.10	Hauptgruppenmetalle und Halbmetalle in Natur und Technik	138
2.10.1	Alkali- und Erdalkalimetalle	138
2.10.2	Erdmetalle	139

- 2.10.3 Kohlenstoffgruppe 140
- 2.10.4 Stickstoffgruppe 140
- 2.10.5 Sauerstoffgruppe 141
- 2.11 Nebengruppenmetalle in Natur und Technik 142
 - 2.11.1 Kupfergruppe 142
 - 2.11.2 Zinkgruppe 142
 - 2.11.3 Scandiumgruppe 143
 - 2.11.4 Titangruppe 144
 - 2.11.5 Vanadingruppe 144
 - 2.11.6 Chromgruppe 145
 - 2.11.7 Mangangruppe 145
 - 2.11.8 Eisengruppe 146
- 2.12 Kritische Rohstoffe 147

- 3 Organische Chemie 153**
 - 3.1 Einleitung 153
 - 3.1.1 Sonderstellung des Kohlenstoffs 154
 - 3.1.2 Summen- und Strukturformel 156
 - 3.1.3 Organische Chemie im täglichen Leben 157
 - 3.2 Kohlenwasserstoffe 158
 - 3.2.1 Alkane 159
 - 3.2.2 Alkene und Alkine 161
 - 3.2.3 Aromaten 163
 - 3.2.4 Erdgas, Erdöl und Kohle 164
 - 3.3 Alkohole, Phenole und Ether 167
 - 3.3.1 Alkohole 167
 - 3.3.1.1 Physikalische Eigenschaften von Alkoholen 168
 - 3.3.1.2 Chemische Eigenschaften von Alkoholen 169
 - 3.3.2 Phenole 171
 - 3.3.3 Ether 172
 - 3.4 Aldehyde und Ketone 174
 - 3.5 Carbonsäuren und ihre Derivate 176
 - 3.6 Amine und Amide 180
 - 3.6.1 Amine 180
 - 3.6.2 Amide 181
 - 3.7 Seifen und Waschmittel 182
 - 3.8 Kunststoffe 186
 - 3.8.1 Allgemeines 186
 - 3.8.2 Polymerisation 187
 - 3.8.3 Polykondensation 188
 - 3.8.4 Polyaddition 189
 - 3.8.5 Einteilung von Kunststoffen nach Verformbarkeit 190

4	Physikalische Chemie	195
4.1	Die empirischen Gasgesetze	195
4.1.1	Das Boyle-Mariott'sche Gesetz	196
4.1.2	Das Gay-Lussac'sche Gesetz	196
4.1.3	Das Avogadro'sche Gesetz	197
4.2	Das ideale Gasgesetz	199
4.3	Abweichungen vom idealen Gasgesetz	200
4.4	Kolligative Eigenschaften	201
4.4.1	Dampfdruck von Flüssigkeiten	202
4.4.2	Dampfdruckerniedrigung/Siedepunktserhöhung	204
4.4.3	Gefrierpunktserniedrigung	204
4.4.4	Osmotischer Druck	205
4.4.5	Umkehrosmose	207
4.5	Chemische Kinetik	209
4.6	Katalyse	219
4.7	Thermodynamik	224
4.7.1	Der erste Hauptsatz der Thermodynamik	224
4.7.2	Der zweite Hauptsatz der Thermodynamik	230
4.7.3	Der dritte Hauptsatz der Thermodynamik	232
4.7.4	Die Freie Reaktionsenthalpie	233
4.8	Elektrochemie	237
4.8.1	Batterien und Akkumulatoren	244
4.8.2	Elektrolyse	249
4.8.3	Korrosion	253
4.8.4	Elektromotorische Kraft und Frei Reaktionsenthalpie	255
5	Analytische Chemie	263
5.1	Stofftrennungen	263
5.1.1	Trennung durch Destillation	263
5.1.2	Trennung durch Verteilung	265
5.1.3	Trennung durch Niederschlagsbildung	270
5.2	Qualitative und halbquantitative Analytik	276
5.2.1	Anionennachweise	276
5.2.2	Kationennachweise	277
5.2.3	Kolorimetrie	278
5.3	Quantitative Analytik	280
5.3.1	Maßanalyse	280
5.3.1.1	Säure/Base-Titrationen	281
5.3.1.2	Komplexometrie	287
5.3.1.3	Manganometrie	289
5.3.1.4	Iodometrie	289
5.3.1.5	Argentometrie	290
5.3.2	Gravimetrie	291

- 5.3.3 Photometrie 292

- 6 Umweltchemie 303**
- 6.1 Umweltkompartimente 303
- 6.2 Umweltkompartimente in der Prähistorie 304
- 6.3 Umweltkompartimente im Anthropozän 308
 - 6.3.1 Atmosphäre 308
 - 6.3.2 Pedosphäre 312
 - 6.3.3 Hydrosphäre 314
- 6.4 Stoffkreisläufe in der Umwelt 316
 - 6.4.1 Wasserkreislauf 317
 - 6.4.2 Kohlenstoffkreislauf 318
 - 6.4.3 Stickstoffkreislauf 320
- 6.5 Schadstoffe in der Umwelt 324
 - 6.5.1 Anorganische Schadstoffe 324
 - 6.5.1.1 Blei, Cadmium und Thallium 324
 - 6.5.1.2 Arsen, Quecksilber und Zink 327
 - 6.5.1.3 Ammonium, Chlorid, Cyanid 329
 - 6.5.1.4 Chromat, Nitrat und Sulfat 330
 - 6.5.2 Organische Schadstoffe 331
 - 6.5.2.1 Lösemittel 331
 - 6.5.2.2 Polyzyklische aromatische Kohlenwasserstoffe 332
 - 6.5.2.3 Polychlorierte Biphenyle 333
 - 6.5.2.4 Dioxine (PCDD) und Furane (PCDF) 334
 - 6.5.2.5 Mineralölkohlenwasserstoffe (MKW) 335
 - 6.5.2.6 Methyltertiärbutylether (MTBE) 336
 - 6.5.2.7 BTEX-Aromaten 336
 - 6.5.2.8 Phenole 337
 - 6.5.2.9 Nitrotoluole 339
 - 6.5.2.10 Chlorierte Kohlenwasserstoffe (CKWs) 340
 - 6.5.2.11 Per- und polyfluorierte Chemikalien (PFC) 341
 - 6.5.3 Pflanzenschutzmittel 341
 - 6.5.3.1 Insektizide 342
 - 6.5.3.2 Fungizide 343
 - 6.5.3.3 Herbizide 344
 - 6.5.4 Arzneimittel und Hormone 347
 - 6.5.5 Mikroplastik 349
- 6.6 Umweltbezogene Analysenverfahren 353
 - 6.6.1 Fehler und Repräsentanz der Probenahme 354
 - 6.6.2 Probenahme und Probenkonservierung 356
 - 6.6.2.1 Probenahme von Wasser 357
 - 6.6.2.2 Probenahme von Boden 364
 - 6.6.2.3 Probenahme von Luft 366

6.7	Feldmessgeräte	371
6.7.1	pH-Elektrode	371
6.7.2	Leitfähigkeitselektrode	375
6.7.3	Sauerstoff-Elektrode	377
6.7.4	Redoxelektrode	381
6.8	Probenvorbereitung	385
6.8.1	Trocknen, Glühen, Mahlen und Sieben von Feststoffproben	385
6.8.2	Aufschluss von Feststoff- und Wasserproben	387
6.8.3	Elution von Feststoffproben	392
6.9	Summenparameter	394
6.9.1	Abdampfrückstand, Trockensubstanz und Glühverlust	395
6.9.2	UV-Absorption einer Wasserprobe (SAK ₂₅₄)	396
6.9.3	Säuren- und Basenkapazität	397
6.9.4	Dissolved Organic Carbon (DOC) und Total Organic Carbon (TOC)	401
6.9.5	Permanganat-Index	404
6.9.6	Chemischer Sauerstoffbedarf (CSB)	405
6.9.7	Biochemischer Sauerstoffbedarf (BSB)	409
6.9.8	Gesamt-Stickstoff	413
6.10	Instrumentelle Umweltanalytik	418
6.10.1	Atomabsorptionsspektrometrie	420
6.10.2	Der chromatographische Trennvorgang	428
6.10.3	Die Ionenchromatographie	432
6.11	Natural Attenuation	437
6.11.1	Definition	437
6.11.2	Prozessbeschreibungen	438
6.11.3	Mikrobieller Abbau von Kohlenwasserstoffen	439
6.11.4	Limitierung des mikrobiellen Abbaus	441
6.11.5	Redoxzonierung	441
6.11.6	Bewertungen im Hinblick auf NA	445

Stichwortverzeichnis 453

1

Allgemeine Chemie

Die Wurzeln der experimentellen Naturwissenschaft Chemie reichen zurück bis ins antike Griechenland. Die alten griechischen Philosophen beschäftigten sich schon vor mehr als 2000 Jahren mit grundlegenden theoretischen Fragen zum Aufbau der Materie. Im Laufe der Jahrhunderte lernten die Menschen immer mehr durch praktische Anwendungen die Chemie im täglichen Leben nutzbar zu machen. So entwickelten sich die Handwerksgebiete Töpferei, Gerberei, Färberei, Metallurgie, Braukunst und Gewinnung von Wirkstoffen aus Heilkräutern zu unverzichtbaren Elementen der Kulturgeschichte der Menschheit, ohne die die heutige moderne Industriegesellschaft undenkbar erscheint. Im nachfolgenden Text werden einige Meilensteine der Chemieggeschichte aufgelistet, die einen Überblick über die Entwicklung der Vorstellung der Menschen vom Aufbau der Materie geben.

1.1 Historische Entwicklung von Atommodellen

Die griechischen Philosophen wie z.B. Anaximander (600 v. Chr.) glaubten, dass die gesamte Natur aus den vier Elementen Feuer, Erde, Luft und Wasser aufgebaut sei. Mit dieser Modellvorstellung lassen sich viele Naturbeobachtungen logisch erklären. So verbrennt ein Stück frisches Holz, indem Rauch (Luft) und Flammen (Feuer) entstehen. Übrig bleibt der Verbrennungsrückstand Asche (Erde) und Restfeuchtigkeit (Wasser). Demokrit benutzte 400 v. Chr. zum ersten Mal den Atom-begriff (atomos = unteilbar) im Rahmen einer philosophischen Spekulation (Atome als kleinste unteilbare Bausteine des Weltalls). Albertus Magnus gilt als einer der bedeutendsten Naturforscher des Mittelalters. Auf seine Untersuchungen aus dem Jahre 1270 n. Chr. gehen heute so wichtige Begriffe wie „Affinität“ und „chemische Verwandtschaft“ zurück. Im Jahre 1550 n. Chr. vollendete Georg Agricola sein zwölf Bände umfassendes Werk „De re metallica“, in dem er die gesamte Grubenarbeit, die Wasserhaltung in Bergwerken, die Förderung, Verhüttung sowie die chemischen Arbeiten bis zur Reingewinnung von Gold, Silber, Kupfer und Blei beschrieb. Dieses Buch wurde bis ins 19. Jahrhundert an chemischen Fachschulen benutzt.

Lavoisier formulierte im Jahre 1785 das **Gesetz von der Erhaltung der Masse** (bei einer chemischen Reaktion ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Endstoffe). D.h. Kohlenstoff (C) verbindet sich mit Sauerstoff (O) zu Kohlenmonoxid (CO) gemäß der Reaktionsgleichung: $C + O \rightarrow CO$. Dabei kann man z.B. aus 12 g C und 16 g O insgesamt 28 g CO erhalten ($28 = 12 + 16$).

Proust erweiterte 1799 die Lavoisier'schen Gedanken um das **Gesetz der konstanten Proportionen** (chemische Elemente vereinigen sich immer in einem konstanten Massenverhältnis, z.B. C + O im Massenverhältnis $12/16 = 3/4$ ergibt CO; dagegen ist C + O im Massenverhältnis $8/16 = 1/2$ nicht möglich). Dalton beschrieb 1803 das **Gesetz der multiplen Proportionen** (wenn sich zwei Elemente zu mehr als einer Verbindung vereinigen können, so stehen die Gewichtsmengen, mit denen das eine Element sich mit einer gegebenen Gewichtsmenge des anderen verbindet, zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen, z.B. ein Kohlenstoffoxid (CO) enthält C und O im Massenverhältnis 3:4, ein anders Kohlenstoffoxid (CO₂) enthält C und O im Massenverhältnis 3:8. Die Sauerstoff-Massen, die sich in beiden Oxiden mit der gleichen C-Masse vereinigen, stehen also zueinander im Verhältnis 1:2). Im Jahre 1805 formulierte Dalton die Hypothese, dass alle Substanzen aus kleinen Materieteilchen verschiedener Sorten bestehen, die den verschiedenen Elementen entsprechen. Er nannte diese Teilchen Atome (griechisch atomos = unteilbar). Die uns umgebende Materie besteht aus Atomen. Dabei sind die Atome die kleinsten Bausteine der Materie, die mit konventionellen chemischen Methoden voneinander unterscheidbar sind.

Die Atomhypothese von Dalton erfuhr in den Folgejahren durch Gay-Lussac (1808) und Avogadro (1811) eindrucksvoll ihre letztendliche Bestätigung durch das „Chemische Volumengesetz“ und das „Allgemeine Gasgesetz“.

Das chemische Volumengesetz lautet: Das Volumenverhältnis gasförmiger, an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe lässt sich bei konstanter Temperatur und konstantem Druck durch einfache ganze Zahlen wiedergeben, z.B. Wasserstoff und Sauerstoff reagieren im Volumenverhältnis von 2:1 zu Wasser ($2H + O \rightarrow H_2O$).

Das Gasgesetz lautet: Gleiche Volumina „idealer Gase“ enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen – Atome bzw. Moleküle, d.h.: $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen nehmen bei Normalbedingungen das Volumen von 22,4 l ein. Die Avogadro-Zahl ($6,022 \cdot 10^{23}$), früher auch Loschmidt-Konstante genannt, gibt an, wie viel Atome die Stoffmengenkonzentration von 1 mol eines Stoffes enthält.

Die Masse der Stoffmengenkonzentration von 1 mol eines Stoffes kann aus dem Periodensystem der Elemente (PSE) entnommen werden. Demnach besitzt 1 mol Kohlenstoff (C) die Masse von 12 g und enthält darin ca. $6 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoff-Atome. Wie unvorstellbar groß diese Zahl ist, verdeutlicht das folgende Beispiel: Wollte man alle Atome von 12 g Kohlenstoff Atom für Atom manuell zählen, bräuchte man dafür ca. $6 \cdot 10^{23}$ Sekunden, wenn der Zählvorgang für jedes Atom 1 Sekunde in Anspruch nehmen würde. Das Alter des Universums beträgt ca. 15 Milliarden Jahre, das entspricht ca. $5 \cdot 10^{17}$ Sekunden.

Das würde nun bedeuten: Hätte man seit dem Beginn des Universums nach dem Urknall damit begonnen, alle C-Atome, die in 12 g Kohlenstoff enthalten sind, nach der o.g. Zählleistung von 1/s zu zählen, hätte man heute erst ein Millionstel der insgesamt notwendigen Arbeit geleistet – an einen Abschluss dieser Arbeit wäre noch lange nicht zu denken. Das Periodensystem der Elemente (PSE), in dem der systematische Aufbau der chemischen Elemente sichtbar wurde, ist von vielen Chemikern zu Beginn des 19. Jahrhunderts über Jahrzehnte hin immer weiter verbessert worden. Heute gelten der Deutsche Meyer und der Russe Mendelejev als Schöpfer dieser systematischen Darstellung. Zu Beginn des 20. Jahrhunderts entdeckten die französischen Physiker Becquerel und Curie die Radioaktivität mit Hilfe eines natürlichen Uranminerals (Pechblende). In Folge wurden die drei verschiedenen Arten der radioaktiven Strahlung (α -, β - und γ -Strahlung) charakterisiert.

Der englische Physiker Rutherford untersuchte die Wechselwirkungen von α -Teilchen mit dünnen Metallfolien und leitete aus seinen Untersuchungen ein „Planetenmodell“ der Atome her. Er postulierte, dass sich in einem Atom die gesamte positive Ladung (Protonen) und fast die gesamte Masse in einem eng begrenzten Raum befinden (Atomkern). Der überwiegende Teil des Atoms besteht aus „leerem Raum“, in dem sich die Elektronen um den Kern bewegen (Atomhülle), ähnlich der Bewegung der Planeten um die Sonne. Atome bestehen also aus einem Atomkern und einer Atomhülle. Kern und Hülle besitzen gleiche, aber entgegengesetzte Ladung, die Masse eines Atoms ist fast vollständig im Kern konzentriert. Der Kern besteht aus Protonen und Neutronen (auch Nucleonen = Kernteilchen genannt), die Hülle besteht aus Elektronen. Im subatomaren Bereich können jedoch mit Hilfe physikalischer Methoden weitere Teilchen (Elementarteilchen) identifiziert werden, aus denen die Atome selbst aufgebaut sind. Im Jahre 1900 formulierte Max Planck die Quantentheorie, mit deren Hilfe nachgewiesen werden konnte, dass die Absorption und Emission von elektromagnetischer Strahlung durch Materie nur in kleinstmöglichen Energiebeträgen (Quantelung) auftreten kann.

Im Jahre 1905 erklärte Albert Einstein den fotoelektrischen Effekt (Elektromagnetische Strahlung kann aus einer Metalloberfläche Elektronen heraus schlagen) mit Hilfe der Quantentheorie. Damit konnte der elektromagnetischen Strahlung sowohl Welleneigenschaften als auch Teilcheneigenschaften zugeschrieben werden. Aus den Überlegungen von Rutherford und Planck entwickelte der dänische Physiker Niels Bohr im Jahre 1914 das Bohr'sche Atommodell. Bohr berechnete eine Folge von erlaubten Energiezuständen für das Elektron des Wasserstoffatoms. Jeder dieser erlaubten Zustände entspricht einer Kreisbahn mit einem bestimmten Radius, in dem sich das Elektron um den Atomkern bewegt.

Auch wenn das Bohr'sche Atommodell die Wirklichkeit des Atomaufbaus völlig falsch widerspiegelt, hat es sich dennoch viele Jahre in den Naturwissenschaften halten können und wird auch heute noch vielfach benutzt, da es das historisch letzte Atommodell ist, das mit einfachen Vorstellungen ohne erheblichen mathematischen Aufwand noch begreifbar ist. Im Jahre 1927 formulierte der deutsche Physiker Heisenberg die nach ihm benannte Unschärferelation. Diese besagt, dass

nicht nur Energiebeträge gequantelt auftreten, sondern auch Teilchen im subatomaren Bereich (Elektronen). Damit musste man die vereinfachte Bohr'sche Vorstellung aufgeben, dass sich Elektronen in definierten Kreisbahnen um den Kern bewegen. In der Folgezeit entwickelte der österreichische Physiker Schrödinger die nach ihm benannte Schrödinger-Gleichung. Das daraus entwickelte quantenmechanische Atommodell beschreibt den Aufenthaltsort eines Elektrons als Aufenthaltswahrscheinlichkeit (Elektronendichte). Die Lösung der Schrödinger-Gleichung führt zu sog. Atomorbitalen, die durch einen Satz von vier Quantenzahlen beschrieben werden.

Verständnisfragen zum Kapitel 1.1 „Historische Entwicklung von Atommodellen“

1. Was bedeutet der griechische Begriff „atomos“?
2. Wie heißen die subatomaren Teilchen, die den Atomkern, und wie die Teilchen, die die Atomhülle bilden? In welchem Teil des Atoms konzentriert sich fast die gesamte Masse?
3. Formulieren Sie das Lavoisier'sche Gesetz von der Erhaltung der Masse. Wäre nach diesem Gesetz die Bildung von 28 g Kohlenmonoxid (CO) aus 8 g Kohlenstoff (C) und 20 g Sauerstoff (O) möglich?
4. Formulieren Sie das Proust'sche Gesetz der konstanten Proportionen. Wäre nach diesem Gesetz die Bildung von 28 g Kohlenmonoxid (CO) aus 8 g Kohlenstoff (C) und 20 g Sauerstoff (O) möglich? Wäre nach diesem Gesetz die Bildung von 14 g Kohlenmonoxid (CO) aus 6 g Kohlenstoff (C) und 8 g Sauerstoff (O) möglich?
5. Formulieren Sie das Dalton'sche Gesetz der multiplen Proportionen. Welche Endprodukte (Kohlenstoffoxide) würden jeweils entstehen, wenn in einem Fall 4,5 g C mit 6 g O zu einem, und im anderen Fall 4,5 g C mit 12 g O zu einem anderen Endprodukt reagieren?

Musterlösungen zu den Verständnisfragen zum Kapitel 1.1 „Historische Entwicklung von Atommodellen“

1. Der Begriff „atomos“ kommt aus dem Griechischen und bedeutet „unteilbar“ oder „unteilbarer Urstoff“. Gemeint ist heute damit, dass ein Atom ein elektrisch neutrales Teilchen ist, das die kleinste, mit chemischen Mitteln nicht, wohl aber mit physikalischen Mitteln noch weiter zerlegbare Einheit eines chemischen Elementes ist und dessen Struktur die chemischen und physikalischen Eigenschaften des Elements bestimmen.
2. Atomkern: Nucleonen (Protonen + Neutronen); Atomhülle: Elektronen. Im Atomkern konzentriert sich fast die gesamte Masse des Atoms.
3. Lavoisier'sche Gesetz von der Erhaltung der Masse: Bei einer chemischen

Reaktion ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Endstoffe. Die Bildung von 28 g Kohlenmonoxid (CO) aus 8 g Kohlenstoff (C) und 20 g Sauerstoff (O) wäre demnach möglich.

4. Proust'sche Gesetz der konstanten Proportionen: Chemische Elemente vereinigen sich immer in einem konstanten Massenverhältnis z.B. C + O im Massenverhältnis 3/4 ergibt CO. Die Bildung von 28 g Kohlenmonoxid (CO) aus 8 g Kohlenstoff (C) und 20 g Sauerstoff (O) wäre demnach nicht möglich, da die Ausgangsmassen im Verhältnis $8/20 = 2/5$, und nicht im Verhältnis 3/4 stehen. Die Bildung von 14 g Kohlenmonoxid (CO) aus 6 g Kohlenstoff (C) und 8 g Sauerstoff (O) wäre demnach möglich, da die Ausgangsmassen im Verhältnis $6/8 = 3/4$ stehen.
5. Dalton'sche Gesetz der multiplen Proportionen: Wenn sich zwei Elemente zu mehr als einer Verbindung vereinigen können, so stehen die Gewichtsmengen mit denen das eine Element sich mit einer gegebenen Gewichtsmenge des anderen verbindet, zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen. Wenn in einem Fall 4,5 g C mit 6 g O zu einem Endprodukt reagieren, entspricht dies $C/O = 4,5/6 = 3/4$, d.h. es wird CO gebildet. Wenn im anderen Fall 4,5 g C mit 12 g O zu einem Endprodukt reagieren, entspricht dies $C/O = 4,5/12 = 3/8$. Das bedeutet die O-Massen, die sich in beiden Oxiden mit der gleichen C-Masse vereinigen, stehen also zueinander im Verhältnis 1/2. Daraus folgt das zweite Oxid muss die Formel CO_2 besitzen.

1.2 Definitionen und Begriffe

Die Wissenschaft Chemie ist die Erforschung der

- Eigenschaften
- Zusammensetzung
- Struktur
- Veränderung aller Erscheinungsformen der Materie

Materie: In der physikalischen Betrachtung der Welt ist es üblich vom Begriff Materie zu sprechen. Dabei kann man von einer sehr einfachen Definition ausgehen: Materie ist alles, was eine Masse besitzt.

Masse: Masse wiederum kann durch zwei Eigenschaften charakterisiert werden – die Trägheit und die Schwere.

Trägheit: Trägheit ist der Widerstand, den die Materie einer Geschwindigkeitsänderung entgegensetzt.

Schwere: Schwere ist die gegenseitige Anziehung von Materie im Gravitationsfeld. Unterwirft man nun die Materie einer mikroskopischen Betrachtung, kann man vom Begriff Stoff sprechen.

Stoffe: Stoffe können in Reinstoffe und Gemenge/Gemische eingeteilt werden. Die Begriffe Gemenge und Gemische werden synonym gebraucht.

Reinstoffe: Reinstoffe können Elemente oder aber auch Verbindungen sein.

Elemente: Elemente sind Stoffe, die nur aus einer einzigen Atomsorte bestehen, z.B. Sauerstoff (O_2), Stickstoff (N_2), Quecksilber (Hg) oder Kohlenstoff (C). Bis heute sind insgesamt ca. 109 Elemente bekannt. Sie sind im Periodensystem der Elemente systematisch aufgelistet.

Verbindungen: Verbindungen sind Stoffe, die aus mindestens zwei verschiedenen Elementen bestehen. Die chemischen und physikalischen Eigenschaften der Verbindungen, wie z.B. Reaktionsverhalten, Dichte oder Wärmeleitfähigkeit, sind vollkommen anders wie die Eigenschaften der Elemente, aus denen die Verbindungen aufgebaut sind. Beispiele für Verbindungen sind Kohlendioxid (CO_2), Wasser (H_2O), Eisensulfat ($FeSO_4$) oder Natriumchlorid (NaCl).

Gemenge/Gemische: Gemenge/Gemische sind Zusammenmischungen aus mindestens zwei verschiedenen Reinstoffen. Durch geeignete Trennmethode können Gemenge/Gemische in die jeweiligen Reinstoffe aufgespalten werden. Beispiele für Gemische sind Luft, Erdöl, Milch oder Kohle. Gemische können noch zudem unterteilt werden in homogene (gleichartig) und heterogene (verschiedenartig) Gemische.

Homogene Gemenge: Homogene Gemische enthalten mehrere Elemente oder Verbindungen, die auch unter Zuhilfenahme eines Mikroskops nicht mehr voneinander unterschieden werden können. Solche homogenen Gemische sind Gasgemische wie z.B. Luft, echte Lösungen wie z.B. Salzlösungen oder Legierungen wie z.B. Bronze – eine Kupfer-Zinn-Legierung.

Heterogene Gemenge: In heterogenen Gemischen können entweder mit bloßem Auge oder aber mit Hilfe eines Mikroskops die Einzelbestandteile (Elementen und/oder Verbindungen) erkannt werden. Beispiele von heterogenen Gemengen/Gemischen sind Emulsionen, Suspensionen/Kolloide, Schaum, Nebel oder Rauch. Die Abbildung 1.1 zeigt die Einteilung von Stoffen im Überblick.

Bei heterogenen Gemischen wird häufig die Zustandsform (feste, flüssige oder gasförmige Phase) der gemischbildenden Elemente oder Verbindungen mit angegeben. Hierbei werden üblicherweise die Zustandsformen mit den Anfangsbuchstaben der englischen Worte für fest (= solid, Abkürzung: s), flüssig (= fluid, Abkürzung: fl)

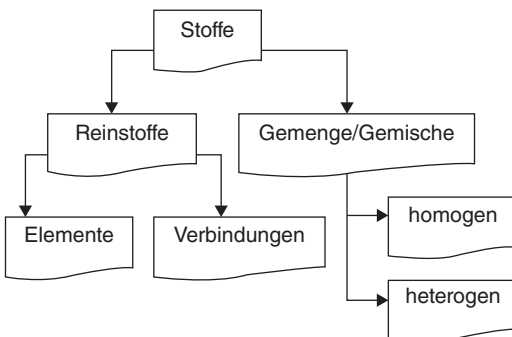


Abb. 1.1 Einteilung von Stoffen.

und gasförmig (= gaseous, Abkürzung: g) verwendet. Je nach dem, aus welchen der drei Zustandsformen ein Gemisch besteht, erhält das jeweilige Gemisch einen unterschiedlichen Klassifizierungsnamen.

So z.B. werden Gemische, die nur aus flüssigen Phasen bestehen, Emulsionen (fl/fl) genannt. Beispiel für eine Emulsion ist Salatdressing. Essig und Öl des Dressings sind zwei Flüssigkeiten, die ein solch heterogenes Gemisch ergeben.

Gemische, die einen Feststoff und eine Flüssigkeit enthalten nennt man Suspension bzw. Kolloid (s/fl), wobei der Begriff Suspension verwendet wird, wenn größere Feststoffteilchen vorhanden sind, Kolloid allerdings nur, wenn der Durchmesser der Feststoffteilchen kleiner als $0,1 \mu\text{m}$ beträgt. Beispiel für eine Suspension ist Malerfarbe. Hierbei handelt es sich um einen festen Farbstoff, der in einem flüssigen Lösemittel fein verteilt ist.

Ein Gemisch, das eine gasförmige und eine flüssige Phase enthält, wird Schaum (g/fl) genannt. Beispiel hierfür ist die Schaumkrone eines frisch eingeschenkten Bieres. Diese besteht aus Kohlendioxid (gasförmig) und Wasser (flüssig).

Nebel (fl/g) ist ein Gemisch aus einem flüssigen und einem gasförmigen Bestandteil. Die Wetterlage Nebel, die dieser Gemengeklassifizierung ihren Namen gegeben hat, besteht aus fein verteilten flüssigen Wassertröpfchen in der gasförmigen Atmosphäre.

Rauch (s/g) ist ein Gemisch aus einem festen und einem gasförmigen Bestandteil. Der Rauch einer Feuerstelle enthält sehr kleine, aber feste Rußpartikel, die in der warmen Luft aufsteigen.

Aggregatzustand: Stoffe können je nach Temperatur und Druckverhältnissen der Umgebung in den drei Aggregatzuständen fest, flüssig und gasförmig vorliegen. Diese drei Aggregatzustände (auch Phasen genannt) unterscheiden sich in der Dichte (Masse pro Volumen) aber auch in der Kraftwirkung, die die einzelnen Teilchen zusammenhält. Die nachfolgende Abbildung 1.2 zeigt wie die Teilchen eines gegebenen Stoffes in den drei Aggregatzuständen relativ zueinander vorliegen. Im Feststoff bewirken sog. Gitterkräfte die hohe Ordnung der Teilchen auch über große Entfernungen hinweg. In der Flüssigkeit halten sog. Kohäsionskräfte, die sehr viel geringer als die Gitterkräfte sind, die Teilchen zusammen. Im Gas herrschen nur geringe Kräfte zwischen den Teilchen, so dass nur eine geringe Ordnung zwischen den Teilchen besteht.

Die verschiedenen Aggregatzustände von Stoffen können, sofern die betrachteten Stoffe stabil sind, ineinander überführt werden. So z.B. ist festes Wasser (Eis) bei Atmosphärendruck nur unterhalb 0°C existent; bei höheren Temperaturen schmilzt



Abb. 1.2 Anordnung von Teilchen und Kräfte zwischen den Stoffteilchen.

Eis zu Wasser und oberhalb 100 °C siedet flüssiges Wasser bei Normaldruck (es geht in die Gasphase über). Kühlt man gasförmiges Wasser wieder ab, wird es durch Kondensation wieder flüssig. Bei weiterem Abkühlen unter 0 °C erstarrt flüssiges Wasser und wird zu Eis. Manche Stoffe können auch direkt aus der festen Phase unter Überspringen der flüssigen Phase in die Gasphase übergehen (z.B. Iod). Diesen Vorgang nennt man Sublimieren. Der umgekehrte Vorgang „Übergang von der gasförmigen Phase direkt in die feste Phase heißt Resublimieren (z.B. Bildung von festem Kohlendioxid [CO₂] beim Öffnen eines CO₂-Feuerlöschers)“. Die Abbildung 1.3 zeigt die möglichen Phasenumwandlungen von Stoffen.

Hält man den Umgebungsdruck konstant, z.B. Atmosphärendruck, erhält man bei den Phasenübergängen fest/flüssig bzw. flüssig/gasförmig für die unterschiedlichen Stoffe definierte Temperaturwerte. Diese Temperaturwerte nennt man Schmelzpunkt bzw. Siedepunkt eines Stoffes. Schmelz- und Siedepunkte von Stoffen können zur Charakterisierung von Reinstoffen, aber auch zur Abtrennung von Stoffgemischen herangezogen werden.

In einem sog. Zustandsdiagramm kann man die Erscheinungsformen eines Stoffes kenntlich machen, indem man auf der Y-Achse den Druck und auf der X-Achse die Temperatur aufträgt. Die Abbildung 1.4 zeigt beispielhaft die Phasenumwandlungen des Wassers.

Diejenige Stelle im Zustandsdiagramm, an der alle drei Phasen des Stoffes aufeinandertreffen, wird Tripelpunkt genannt. Für Wasser liegt der Tripelpunkt bei 0,61 kPa sowie bei 0,0099 °C. Der Schmelzpunkt von Wasser bei 101,3 kPa (Normaldruck der Atmosphäre) liegt bei 0 °C, der Siedepunkt bei 100 °C.

Wird der Umgebungsdruck abgesenkt (z.B. im Gebirge) steigt der Schmelzpunkt und der Siedepunkt nimmt ab (im Gebirge kann der Siedepunkt von Wasser je nach Höhenlage 90 °C oder weniger betragen). Wird der Umgebungsdruck erhöht (z.B. in einem Druckkochtopf) nimmt der Schmelzpunkt ab und der Siedepunkt steigt. So kann der Siedepunkt von Wasser 120 °C oder mehr betragen. Im Vakuum des Weltalls außerhalb von Massekörpern liegt der herrschende Druck sehr deutlich unter 0,61 kPa. Daher kann dort flüssiges Wasser nicht vorliegen.

Maßeinheiten: Physikalische Größen müssen seit 1960 in den sog. SI-Einheiten (Système International d'Unités) angegeben werden. Solche SI-Einheiten sind z.B. für die Länge „Meter“, aber nicht „Meile“ oder für Leistung „Watt“, aber nicht

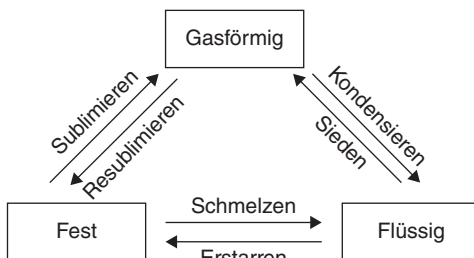


Abb. 1.3 Aggregatzustände von Stoffen und deren gegenseitige Umwandlung.

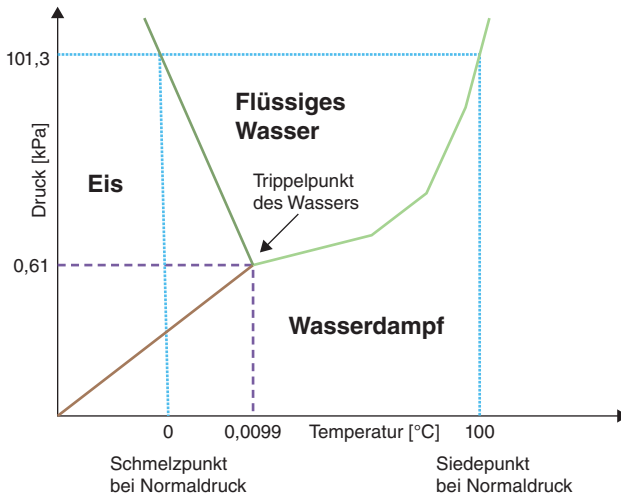


Abb. 1.4 Phasenumwandlungen des Wassers (nicht maßstabsgerecht).

PS oder für Druck „Pascal“, aber nicht „bar“. Die nachfolgende Tabelle 1.1 zeigt die sieben Basisgrößen des SI-Einheitensystems.

Aus den Basisgrößen durch Multiplikation oder Division abgeleitete Maßeinheiten zeigt die Tab. 1.2.

Weitere abgeleitete Einheiten sind z.B. die Einheit für die Energie in Elektronenvolt (eV) oder die Einheit für die Teilchenmasse in atomare Masseneinheit (u).

Die im Bereich der Chemie sehr wichtige Konzentrations- oder Gehaltsangabe eines Stoffes gelöst in einem anderen Stoff kann in den Einheiten „Masse pro Volumen“ oder auch in „Volumen pro Volumen“ vorgenommen werden (Tab. 1.3).

Manchmal muss man Teile oder Vielfache von Größen verwenden, die zu unpraktikablen Zahlenwerten führen würden. In solchen Fällen kann man die Einheiten

Tab. 1.1 Basisgrößen des SI-Einheitensystems.

Physikalische Größe	Name der Maßeinheit	Zeichen für Maßeinheit
Länge	Meter	m
Masse	Kilogramm	kg
Zeit	Sekunde	s
Stromstärke	Ampere	A
Temperatur	Kelvin	K
Lichtstärke	Candela	cd
Stoffmenge	Mol	mol

Tab. 1.2 Abgeleitete Maßeinheiten.

Physikalische Größe	Name der Maßeinheit	Zeichen für Maßeinheit
Kraft (= Masse•Beschleunigung)	Newton	N (= kg•m•s ⁻²)
Arbeit (= Kraft•Weg)	Joule	J (= N•m bzw. kg•m ² •s ⁻²)
Leistung (= Arbeit/Zeit)	Watt	W (= J•s ⁻¹ bzw. kg•m ² •s ⁻³)
Druck (= Kraft/Fläche)	Pascal	Pa (= N•m ⁻² bzw. kg•m ⁻¹ •s ⁻²)

Tab. 1.3 Konzentrations- und Gehaltsangaben.

Konzentrationsangaben	(Masse in Volumen)	Gehaltsangaben (Volumen in Volumen)
g/L	kg/m ³	mL/L
mg/L	g/m ³	Prozent % (1 zu 100)
µg/L	mg/m ³	Promille ‰ (1 zu 1000)
mmol/L	mol/m ³	ppm (parts per million)
-	-	ppb (parts per billion)
-	-	ppt (parts per trillion)

mit griechischen Vorsilben versehen (Dezimalpräfixe von Maßeinheiten), die üblicherweise in Abstufungen um den Faktor 1000 verwendet werden (Abb. 1.5).

Größenvergleiche: Die nachfolgende Abbildung 1.6 zeigt einen ingenieurmäßigen Größenvergleich am Beispiel der Länge [m].

Die Ausdehnung eines Atoms (ca. 10⁻¹² m) oder des Atomkerns (ca. 10⁻¹⁵ m) ist so gering oder die Zahl von Atomen in einem Mol Stoff (6,022 · 10²³ – diese Zahl wird auch Avogadro-Konstante genannt) ist so groß, dass man sich solche Zahlen nur schwer vorstellen kann. Daher sollen im Folgenden einige Beispiele gegeben sein, die das fast Unvorstellbare dieser Dimensionen besser erfahrbar machen sollen.

Exa	Peta	Tera	Giga	Mega	Kilo
Eg	Pg	Tg	Gg	Mg	kg
10 ⁺¹⁸	10 ⁺¹⁵	10 ⁺¹²	10 ⁺⁹	10 ⁺⁶	10 ⁺³
Atto	Femto	Pico	Nano	Micro	Milli
ag	fg	pg	ng	µg	mg
10 ⁻¹⁸	10 ⁻¹⁵	10 ⁻¹²	10 ⁻⁹	10 ⁻⁶	10 ⁻³

Abb. 1.5 Gebräuchliche Dezimalpräfixe von Maßeinheiten am Beispiel der Masse.

10^{+18} m	Durchmesser Milchstraße
10^{+15} m	Entfernung zu Proxima Centauri
10^{+12} m	Abstand Saturn - Sonne
10^{+9} m	Abstand Erde - Mond
10^{+6} m	Deutschland
10^{+3} m	Kleinstadt
10^{+0} m	Menschen
10^{-3} m	Sandkörner
10^{-6} m	Bakterien
10^{-9} m	DNA-Moleküle
10^{-12} m	Atome
10^{-15} m	Atomkerne
10^{-18} m	Elektronen oder Quarks

Abb. 1.6 Ingenieurmäßiger Größenvergleich am Beispiel der Länge [m].

Beispiel 1: Hätte ein Atom die Größe eines Fußballstadions, entspräche der Atomkern einem Kirschkern auf dem Anstoßpunkt, und die Elektronen würden auf der Zuschauertribüne um den Anstoßpunkt umlaufen. Die Materie besteht offensichtlich aus sehr viel leerem Raum.

Beispiel 2: Wenn man die gesamte Menschheit so zusammenpressen könnte, dass der gesamte leere Raum zwischen den Atomkernen und den Atomhüllen verschwindet, könnte man diese Masse im Volumen eines Zuckerwürfels unterbringen (es entstünde quasi ein „Schwarzes Loch“).

Beispiel 3: Wenn man ein Glas mit markierten Wassermolekülen ins Meer schüttet, einige Jahrzehnte wartet, bis die Diffusion alle markierten Moleküle des Wassers homogen im Meer verteilt hat, und dann wieder ein Glas Wasser aus dem Meer schöpft, befinden sich in diesem Glas Wasser mindestens 100 markierte Wassermoleküle des ursprünglichen Glases Wassers.

Beispiel 4: Jeder Atemzug, den Sie machen, enthält mindestens 1 Atom, das Angelina Joli oder Brad Pitt (oder welchen Menschen auch immer Sie nehmen wollen) ausgeatmet hat.

Chemische Elemente: Bis heute existieren insgesamt 118 Elemente. Allerdings sind nicht alle diese Elemente stabil. Insbesondere Elemente jenseits des Elementes Uran unterliegen radioaktiven Zerfallsreaktionen.

Von diesen 118 Elementen sind 12 Elemente unter Normalbedingungen auf der Erde gasförmig (H_2 , He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2)

3 dieser 118 Elemente sind unter Normalbedingungen flüssig (Br_2 , Hg, Cn). Die restliche 103 Elemente sind Feststoffe.

Von 118 Elementen kommen 28 nicht in der Natur vor, können aber in Form instabiler Radionuklide künstlich hergestellt werden (z.B. Tc, Pm sowie die sog. Transurane).

Die Häufigkeit der Elemente in der Erdrinde zeigt die Abb. 1.7.

Die nachfolgende Abbildung 1.8 zeigt die Elementhäufigkeit in der Atmosphäre.

Chemische Verbindungen: In der Chemie existiert eine willkürliche, historisch bedingte Einteilung in organische Verbindungen (alle Kohlenstoff- und einige Siliziumverbindungen außer CO und CO₂ und anorganische Verbindungen (alle Verbindungen der übrigen Elemente).

Ca. 150 Millionen Verbindungen sind bekannt (Stand Mai 2019), davon ca. 2/3 künstlich hergestellt, die zuvor auf der Erde nicht existierten. Täglich werden ca. 40 000 neue Verbindungen entdeckt oder synthetisiert. Pro Jahr werden mehr als 500 000 Veröffentlichungen in chemischen Fachzeitschriften publiziert. Ein Wissenschaftler kann selbst unter günstigsten Bedingungen nur einen verschwindend geringen Teil dieser Fachartikel lesen.

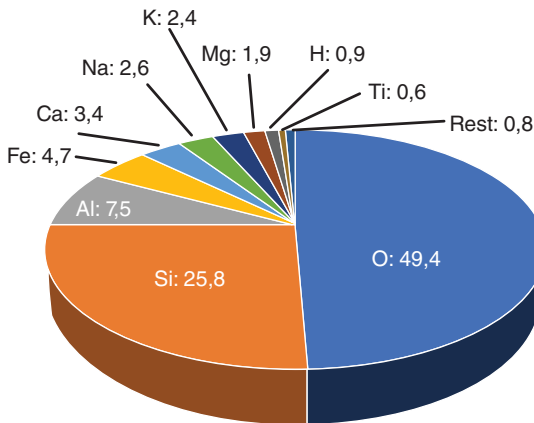


Abb. 1.7 Elementhäufigkeit in der Erdrinde.

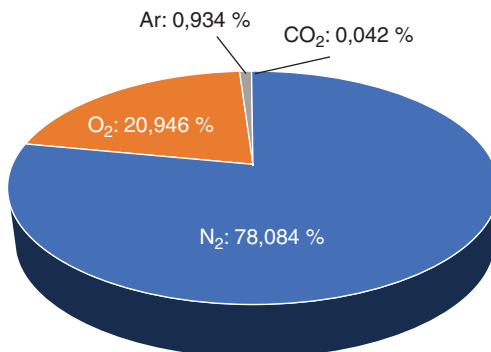


Abb. 1.8 Elementhäufigkeit in der Atmosphäre.