

# Chemie für Ingenieure

2., aktualisierte Auflage

**Guido Kickelbick**

**EXTRAS  
ONLINE**

Inklusive eText mit farbigen Abbildungen,  
interaktiven Aufgaben und Videos

Nutzungsdauer 24 Monate

ALWAYS LEARNING

**PEARSON**

# Chemie für Ingenieure



# Chemie für Ingenieure

2., aktualisierte Auflage

Guido Kickelbick

Bibliografische Information der deutschen Nationalbibliothek

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

Die Informationen in diesem Buch werden ohne Rücksicht auf einen eventuellen Patentschutz veröffentlicht.

Warennamen werden ohne Gewährleistung der freien Verwendbarkeit benutzt.

Bei der Zusammenstellung von Texten und Abbildungen wurde mit größter Sorgfalt vorgegangen. Trotzdem können Fehler nicht ausgeschlossen werden.

Verlag, Herausgeber und Autoren können für fehlerhafte Angaben

und deren Folgen weder eine juristische Verantwortung noch irgendeine Haftung übernehmen.

Für Verbesserungsvorschläge und Hinweise auf Fehler sind Verlag und Autor dankbar.

Es konnten nicht alle Rechteinhaber von Abbildungen ermittelt werden. Sollte dem Verlag gegenüber der Nachweis der Rechtsinhaberschaft geführt werden, wird das branchenübliche Honorar nachträglich gezahlt.

Alle Rechte vorbehalten, auch die der fotomechanischen Wiedergabe und der Speicherung in elektronischen Medien.

Die gewerbliche Nutzung der in diesem Produkt gezeigten Modelle und Arbeiten ist nicht zulässig.

Fast alle Produktbezeichnungen und weitere Stichworte und sonstige Angaben, die in diesem Buch verwendet werden, sind als eingetragene Marken geschützt.

Da es nicht möglich ist, in allen Fällen zeitnah zu ermitteln, ob ein Markenschutz besteht, wird das ©-Symbol in diesem Buch nicht verwendet.

10 9 8 7 6 5 4 3 2 1

20 19 18 17 16

ISBN 978-3-86894-272-9 (Buch)  
ISBN 978-3-86326-768-1 (E-Book)

© 2016 by Pearson Deutschland GmbH  
Lilienthalstraße 2, D-85399 Hallbergmoos  
Alle Rechte vorbehalten  
[www.pearson.de](http://www.pearson.de)  
A part of Pearson plc worldwide

Programmleitung: Birger Peil, [bpeil@pearson.de](mailto:bpeil@pearson.de)  
Korrektur: Katharina Pieper, Berlin  
Coverabbildung: © OSRAM  
Fotograf: Edward Beierlet  
Herstellung: Philipp Burkart, [pburkart@pearson.de](mailto:pburkart@pearson.de)  
Satz: Gerhard Alfes, mediaService, Siegen ([www.mediaservice.tv](http://www.mediaservice.tv))  
Druck und Verarbeitung: Drukkerij Wilco BV, Amersfoort

Printed in the Netherlands

# Inhaltsübersicht

<b>Vorwort</b>	15
<b>Kapitel 1 Einleitung und chemische Begriffsbestimmung</b>	17
<b>Kapitel 2 Atombau und Periodensystem</b>	31
<b>Kapitel 3 Chemische Bindung</b>	69
<b>Kapitel 4 Aggregatzustände</b>	113
<b>Kapitel 5 Chemische Reaktionen</b>	143
<b>Kapitel 6 Das chemische Gleichgewicht</b>	187
<b>Kapitel 7 Elektrochemie und Korrosion</b>	225
<b>Kapitel 8 Streifzug durch das Periodensystem: Wichtige chemische Elemente und Verbindungen</b>	267
<b>Kapitel 9 Grundlagen der organischen Chemie</b>	309
<b>Kapitel 10 Polymere</b>	351
<b>Kapitel 11 Ausgewählte Werkstoffklassen</b>	373
<b>Kapitel 12 Prinzipien der Thermodynamik chemischer Reaktionen</b>	395
<b>Glossar</b>	415
<b>Namensregister</b>	425
<b>Sachregister</b>	427



# Inhaltsverzeichnis

<b>Vorwort</b>	15
<b>Kapitel 1 Einleitung und chemische Begriffsbestimmung</b>	17
1.1 Was ist Chemie und warum ist sie wichtig?	19
1.2 Begriffsbestimmung: Elemente, Verbindungen, Gemische	19
1.3 Aggregatzustände	21
1.4 Eigenschaften und Stofftrennung	21
1.5 Einheiten: SI-System	23
1.6 Naturkonstanten	27
Zusammenfassung	28
Aufgaben	28
<b>Kapitel 2 Atombau und Periodensystem</b>	31
2.1 Bausteine der Atome: Protonen, Elektronen, Neutronen	34
2.2 Die chemischen Elemente und ihre Bezeichnungen	35
2.3 Ordnungszahl und Massenzahl	40
2.4 Isotope	40
2.5 Atommasse	42
2.6 Aufbau der Elektronenhülle	44
2.6.1 Bohr'sches Atommodell	44
2.6.2 Vom Bohr'schen Modell zur quantenmechanischen Betrachtungsweise	47
2.6.3 Quantenzahlen und Orbitale	48
2.6.4 Orbitalbesetzung und Hund'sche Regel	52
2.7 Ordnung im Ganzen: Das Periodensystem der Elemente	54
2.8 Trends im Periodensystem und ihre Ursachen	57
2.8.1 Atom- und Ionendurchmesser	57
2.8.2 Ionisierungsenergien	60
2.8.3 Elektronenaffinitäten	61
2.8.4 Elektronegativität	62
Zusammenfassung	64
Aufgaben	65
<b>Kapitel 3 Chemische Bindung</b>	69
3.1 Die Basis aller Materialeigenschaften	70
3.2 Die kovalente Bindung	71
3.3 Die Ionenbindung	82
3.4 Metallische Bindung	85
3.4.1 Das Elektronengasmodell	86
3.4.2 Das Energiebändermodell	89

3.5	Übergänge zwischen den einzelnen Bindungsarten . . . . .	93
3.6	Räumliche Struktur von kovalent gebundenen Molekülen . . . . .	96
3.7	Zwischenmolekulare Wechselwirkungen . . . . .	99
3.8	Makroskopische Eigenschaften von Stoffen, die von den Bindungsarten abgeleitet werden können . . . . .	103
3.9	Summenformeln und Nomenklaturregeln . . . . .	105
3.10	Mol und molare Masse . . . . .	107
	Zusammenfassung . . . . .	109
	Aufgaben . . . . .	110

**Kapitel 4    Aggregatzustände** 113

4.1	Gasgesetze und ihre Bedeutung im Alltag: ideale und reale Gase . . . . .	115
	4.1.1    Ideale Gase . . . . .	115
	4.1.2    Reale Gase . . . . .	118
4.2	Flüssigkeiten . . . . .	121
4.3	Festkörper . . . . .	123
	4.3.1    Kristalline Festkörper . . . . .	123
	4.3.2    Amorphe Festkörper . . . . .	129
4.4	Gemische . . . . .	129
	4.4.1    Homogene Gemische . . . . .	129
	4.4.2    Heterogene Gemische . . . . .	130
4.5	Aggregatzustandsänderungen . . . . .	132
	4.5.1    Temperatur-Energie-Diagramme . . . . .	132
	4.5.2    Phasendiagramme . . . . .	133
	4.5.3    Destillation . . . . .	136
	Zusammenfassung . . . . .	140
	Aufgaben . . . . .	140

**Kapitel 5    Chemische Reaktionen** 143

5.1	Chemische Gleichungen . . . . .	144
	5.1.1    Ausgleichen von chemischen Gleichungen . . . . .	145
5.2	Energieumsätze bei chemischen Reaktionen . . . . .	146
	5.2.1    Innere Energie . . . . .	147
	5.2.2    Enthalpie . . . . .	148
5.3	Chemische Reaktionskinetik . . . . .	150
	5.3.1    Aktivierungsenergie . . . . .	153
	5.3.2    Katalyse . . . . .	154
5.4	Lösungen . . . . .	157
	5.4.1    Löslichkeit . . . . .	160
	5.4.2    Lösungsenthalpie und Entropie . . . . .	161
	5.4.3    Konzentrationsangaben . . . . .	163
	5.4.4    Kolligative Eigenschaften . . . . .	165
	5.4.5    Kolloide . . . . .	167
5.5	Säuren und Basen . . . . .	169
	5.5.1    Säuren . . . . .	169
	5.5.2    Basen . . . . .	170

5.5.3	Ionenprodukt des Wassers .....	172
5.5.4	Messung des <i>pH</i> -Wertes .....	174
5.5.5	Säure-Base-Eigenschaften von Salzlösungen .....	174
5.6	Oxidationen und Reduktionen .....	175
5.6.1	Oxidationszahlen .....	176
5.6.2	Aufstellen von Redoxgleichungen .....	178
	Zusammenfassung .....	182
	Aufgaben .....	183
<b>Kapitel 6 Das chemische Gleichgewicht</b>		<b>187</b>
6.1	Reversible und irreversible chemische Reaktionen .....	189
6.2	Massenwirkungsgesetz .....	189
6.3	Aussagekraft der Gleichgewichtskonstanten .....	193
6.4	Heterogene Gleichgewichte .....	193
6.5	Das Prinzip von Le Chatelier .....	194
6.5.1	Änderung der Konzentration .....	195
6.5.2	Volumen- oder Druckänderungen .....	196
6.5.3	Temperaturänderungen .....	197
6.5.4	Wirkung von Katalysatoren .....	197
6.6	Säure-Base-Gleichgewichte .....	198
6.6.1	Elektrolytische Dissoziation .....	198
6.6.2	Säure-Base-Eigenschaften von Salzlösungen .....	200
6.6.3	Lewis-Säuren und -Basen .....	202
6.6.4	Pufferlösungen .....	204
6.7	Löslichkeitsprodukt .....	206
6.7.1	Abscheidung von Kesselstein und Wasserhärte .....	207
6.7.2	Ionenaustauscher .....	209
6.8	Komplexverbindungen .....	211
6.8.1	Benennung von Komplexverbindungen .....	213
6.8.2	Komplexgleichgewichte .....	214
6.9	Gasgleichgewichte .....	216
6.9.1	Homogene Gasgleichgewichte .....	216
6.9.2	Heterogene Gasgleichgewichte .....	217
	Zusammenfassung .....	220
	Aufgaben .....	221
<b>Kapitel 7 Elektrochemie und Korrosion</b>		<b>225</b>
7.1	Galvanische Zelle .....	226
7.2	Standard-Redoxpotentiale .....	229
7.2.1	Die elektrochemische Spannungsreihe .....	230
7.2.2	Abschätzung der Stärke von Reduktions- und Oxidationsmitteln .....	232
7.3	Die galvanische Zelle unter Nichtstandardbedingungen .....	234
7.4	Elektroden erster und zweiter Art .....	235
7.4.1	Silber/Silberchloridelektrode (Ag/AgCl-Elektrode) .....	236
7.4.2	<i>pH</i> -Elektrode .....	237

7.5	Elektrochemische Stromerzeugung . . . . .	239
7.5.1	Primärelemente . . . . .	240
7.5.2	Sekundärelemente . . . . .	243
7.5.3	Brennstoffzellen . . . . .	247
7.6	Elektrolyse . . . . .	249
7.6.1	Elektrolyse von geschmolzenem Natriumchlorid. . . . .	249
7.6.2	Elektrolyse einer wässrigen Natriumchloridlösung . . . . .	250
7.6.3	Weitere technische Verwendung von Elektrolyseverfahren . . . . .	252
7.6.4	Faraday'sche Gesetze . . . . .	252
7.7	Korrosion . . . . .	253
7.7.1	Korrosion von Eisen. . . . .	253
7.7.2	Allgemeine Fakten zur Korrosion von Metallen. . . . .	255
7.7.3	Korrosionsarten . . . . .	256
7.7.4	Korrosionsschutz . . . . .	259
	Zusammenfassung . . . . .	263
	Aufgaben . . . . .	264

**Kapitel 8 Streifzug durch das Periodensystem:  
Wichtige chemische Elemente und Verbindungen** 267

8.1	Metalle . . . . .	268
8.1.1	Kristallstrukturen der Metalle . . . . .	269
8.1.2	Vorkommen . . . . .	271
8.1.3	Metallurgische Prozesse. . . . .	272
8.2	Metallische Elemente im Überblick . . . . .	277
8.2.1	Alkalimetalle . . . . .	277
8.2.2	Erdalkalimetalle. . . . .	279
8.2.3	Aluminium. . . . .	281
8.3	Nichtmetalle. . . . .	283
8.3.1	Wasserstoff . . . . .	284
8.3.2	Kohlenstoff und Silicium . . . . .	287
8.3.3	Stickstoff und Phosphor . . . . .	292
8.3.4	Sauerstoff und Schwefel . . . . .	296
8.3.5	Halogene. . . . .	300
8.3.6	Edelgase . . . . .	303
	Zusammenfassung . . . . .	305
	Aufgaben . . . . .	305

**Kapitel 9 Grundlagen der organischen Chemie** 309

9.1	Eigenschaften organischer Verbindungen. . . . .	311
9.1.1	Hybridorbitale und Strukturen organischer Verbindungen. . . . .	311
9.1.2	Stabilität und Löslichkeit organischer Substanzen . . . . .	314
9.2	Verbindungsklassen der organischen Chemie . . . . .	315
9.2.1	Kohlenwasserstoffe . . . . .	315
9.2.2	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe. . . . .	323
9.3	Wichtige funktionelle Gruppen. . . . .	327
9.3.1	Alkohole (R-OH). . . . .	328

9.3.2	Ether (R-O-R) . . . . .	329
9.3.3	Verbindungen mit einer Carbonylgruppe. . . . .	330
9.3.4	Amine und Amide. . . . .	332
9.4	Erdöl, seine Verarbeitung und die Produkte . . . . .	335
9.4.1	Raffinierung . . . . .	336
9.4.2	Schmierstoffe . . . . .	339
9.4.3	Treibstoffe und Brennstoffe . . . . .	342
	Zusammenfassung. . . . .	346
	Aufgaben . . . . .	347
<b>Kapitel 10 Polymere</b>		<b>351</b>
10.1	Allgemeine Begriffsbestimmung . . . . .	352
10.2	Herstellung von Polymeren . . . . .	355
10.2.1	Radikalische Polymerisationen. . . . .	355
10.2.2	Strukturisomeren in Makromolekülen . . . . .	358
10.2.3	Ionische Polymerisationen . . . . .	360
10.2.4	Polykondensationen . . . . .	361
10.3	Eigenschaften von Polymeren . . . . .	364
10.3.1	Molekulargewichtsverteilung . . . . .	364
10.3.2	Kristallinitätsgrad . . . . .	365
10.3.3	Temperaturabhängige Eigenschaften . . . . .	366
10.3.4	Klassifizierung von Polymeren nach ihren thermisch-mechanischen Eigenschaften . . . . .	366
	Zusammenfassung. . . . .	369
	Aufgaben . . . . .	370
<b>Kapitel 11 Ausgewählte Werkstoffklassen</b>		<b>373</b>
11.1	Legierungen. . . . .	374
11.1.1	Mechanische Eigenschaften von Metallen und Legierungen . . . . .	374
11.1.2	Legierungsbildung. . . . .	375
11.2	Keramische Werkstoffe . . . . .	383
11.2.1	Silicatkeramik . . . . .	385
11.2.2	Oxidkeramik . . . . .	386
11.2.3	Nichtoxidkeramik . . . . .	388
11.2.4	Nitridkeramik . . . . .	389
11.3	Gläser. . . . .	391
	Zusammenfassung. . . . .	393
	Aufgaben . . . . .	394
<b>Kapitel 12 Prinzipien der Thermodynamik chemischer Reaktionen</b>		<b>395</b>
12.1	Das thermodynamische System . . . . .	396
12.2	Nullter Hauptsatz der Thermodynamik. . . . .	397
12.3	Der erste Hauptsatz der Thermodynamik . . . . .	398
12.4	Der zweite Hauptsatz der Thermodynamik . . . . .	400
12.5	Die freie Enthalpie . . . . .	402

12.6	Der dritte Hauptsatz der Thermodynamik . . . . .	404
12.7	Der Satz von Hess . . . . .	405
12.8	Gitterenergie. . . . .	407
12.9	Bindungsenergien . . . . .	409
	Zusammenfassung . . . . .	411
	Aufgaben . . . . .	412
	<b>Glossar</b> . . . . .	415
	<b>Namensregister</b> . . . . .	425
	<b>Sachregister</b> . . . . .	427

*Für Eva, Julia und Pia*



# Vorwort

Chemie stellt eine wichtige Grundlage für viele Ingenieurwissenschaften dar. Leider wird sie häufig als Fremdkörper im Studium empfunden, und viele Studierende scheinen sich durch dieses Fach zu quälen. Durch Vorlesungen für Studierende aus unterschiedlichen ingenieurwissenschaftlichen Studiengängen konnte ich die Erfahrung machen, dass Chemie, wenn sie in den richtigen Kontext zum Fachgebiet gestellt ist, viel anschaulicher wird. Jedem angehenden Ingenieur sollte klar sein, dass die Chemie die Grundlage für die richtige Werkstoffauswahl und für neue Materialentwicklungen ist. Sie kann auch eine wichtige Stütze bei der Analyse von Bauteilfehlern sein. Eine gute Grundlagenausbildung in der Chemie ist daher durch nichts zu ersetzen. Bei der Suche nach Lehrbüchern in der Vorbereitung für meine Vorlesungen bin ich immer wieder auf Bücher zur Chemie für Ingenieure gestoßen, die zwar versuchen, für den angehenden Ingenieur interessante Phänomene wie z.B. Korrosion darzustellen, die dahinterliegenden chemischen Grundlagen jedoch nur kurz abhandeln. Mein Ansatz in diesem Lehrbuch ist ein anderer. Hier sollen die chemischen Grundlagen genau erläutert werden und darauf aufbauend sollen Phänomene und Materialien erklärt werden, die für den Ingenieur von Interesse sind. In den ersten Kapiteln werden daher die Grundlagen der Chemie erläutert. Für manche Studierende mag dies eine Wiederholung von Schulwissen sein, andere werden bereits anhand dieser Grundlagen neue Erkenntnisse gewinnen. Ich habe versucht, die Erklärungen so einfach wie möglich zu halten und durch Grafiken den Text so gut wie möglich zu unterstützen. Die höheren Kapitel des Buches bauen auf den ersten Kapiteln auf und behandeln eher anwendungsorientierte Themen, wie z.B. Polymere und andere Materialklassen.

Jedes Kapitel beginnt mit einer kurzen Einleitung, in der die Relevanz des folgenden Themas für alltägliche Phänomene erläutert wird. Am Ende des Kapitels finden Sie eine Zusammenfassung der wichtigsten Begriffe und einen Aufgabenteil. Dieser gliedert sich in Verständnisfragen und Übungsaufgaben. Die Verständnisfragen sollen Ihnen ermöglichen zu kontrollieren, inwieweit Sie wichtige Begriffe und Definitionen des Kapitels beherrschen. In den Übungsaufgaben sollen Sie das gelernte Wissen umsetzen. Am Ende des Buches finden Sie ein Glossar, in dem wichtige chemische Begriffe nochmals kurz erläutert werden.

Ich würde mich freuen, wenn dieses Buch in Ihnen Spaß und Interesse an der Chemie erweckt, auch wenn es für Sie nur ein Nebenfach ist. Sollten manche Erklärungen unverständlich sein oder falls Sie Anregungen haben, was an diesem Buch zu verbessern wäre, so schreiben Sie mir eine kurze E-Mail. Ich bin an Feedback stark interessiert.

In der zweiten Auflage des Buches wurde ein zusätzliches Kapitel zum Thema „Prinzipien der Thermodynamik chemischer Reaktionen“ eingefügt, zudem wurden die Fragenkomplexe am Ende der Kapitel erweitert und Fehler aus der ersten Auflage verbessert.

Um Ihnen das Lernen zu erleichtern und die Selbstkontrolle des Erlernten zu ermöglichen wurden in der zweiten Auflage des Buches ebenfalls zahlreiche interaktive Übungen und einige erklärende Videos über das Internet zugänglich gemacht. Mit dieser neuen Form der Interaktion, die erst in den letzten Jahren möglich geworden ist, erhoffe ich mir nochmals wesentliche Impulse um Ihnen die chemischen Zusammenhänge näher zu bringen.

Ich möchte mich für die vielen Anregungen und Kommentare von Studierenden, die ich per E-Mail erhalten habe, bedanken: diese haben bei der Verbesserung der ersten Auflage geholfen. Auch Herrn Birger Peil vom Pearson Verlag sei für die intensive Betreuung des Buches gedankt. Das Buch wäre nicht durch die verständnisvolle Unterstützung meiner Familie zustande gekommen. Hierfür möchte ich mich bei meiner Frau Eva und unseren beiden Kindern Julia und Pia für ihre Unterstützung bedanken, vor allem für die gewährten Auszeiten, die ich mir vom Familienleben genommen habe.

*Saarbrücken*

*Guido Kickelbick*

# Einleitung und chemische Begriffsbestimmung

<b>1.1</b>	<b>Was ist Chemie und warum ist sie wichtig? . . . . .</b>	<b>19</b>
<b>1.2</b>	<b>Begriffsbestimmung: Elemente, Verbindungen, Gemische . . . . .</b>	<b>19</b>
<b>1.3</b>	<b>Aggregatzustände . . . . .</b>	<b>21</b>
<b>1.4</b>	<b>Eigenschaften und Stofftrennung . . . . .</b>	<b>21</b>
<b>1.5</b>	<b>Einheiten: SI-System . . . . .</b>	<b>23</b>
<b>1.6</b>	<b>Naturkonstanten . . . . .</b>	<b>27</b>
	<b>Zusammenfassung . . . . .</b>	<b>28</b>
	<b>Aufgaben . . . . .</b>	<b>28</b>

1

ÜBERBLICK

»» Unser alltägliches Leben ist durch die Materie, die uns umgibt, geprägt. Über Generationen haben wir Technologien entwickelt, um die Materialien, die uns die Natur zur Verfügung stellt, zu nutzen und uns mit ihrer Hilfe ein möglichst komfortables Leben zu ermöglichen. Wir haben gelernt, Bodenschätze wie Erze oder Rohöl oder andere Rohstoffe aus der Natur so zu veredeln, dass neuartige Substanzen entstehen, die unsere Lebenserwartung erhöhen, unsere Mobilität erleichtern oder unsere Kommunikationstechnologie revolutioniert haben. Dinge, die unseren Eltern noch als unmögliche *Science-Fiction* vorkamen, sind für uns schon selbstverständlich geworden. Der Komfort, den wir genießen können, ist zu einem guten Teil auf die Verwendung von Materialien zurückzuführen, von denen unsere Urahnen nicht einmal zu träumen wagten. Aber woraus besteht nun diese Materie überhaupt? Warum verhält sich Eisen so anders als Rost, obwohl es doch so offensichtlich ist, dass in beidem Eisen enthalten sein muss? Wieso erhält man nach Zugabe von Kochsalz zu Wasser eine klare Flüssigkeit, ohne Feststoff darin, während bei der Zugabe von Sand zu Wasser scheinbar keine Veränderungen der beiden Substanzen festzustellen sind? Diese Phänomene sind mit der Zusammensetzung der Materie und der Mischung ihrer Bestandteile eng verbunden.

Die Erklärung dieser Phänomene soll Teil dieses Kapitels sein. Wir wollen uns aber auch mit der Veränderung von Materie und der Trennung in ihre Bestandteile beschäftigen. Auch die richtige Verwendung von Einheiten und die internationalen Regeln ihrer Festlegung sollen Gegenstand dieses Kapitels sein. ««

Die „Chemie stimmt“ – dies ist eine Phrase, die häufig im deutschen Sprachraum verwendet wird, um deutlich zu machen, dass Menschen gut miteinander auskommen. Wenn die Chemie stimmt, gehen wir davon aus, dass zwischen den handelnden Personen alles in Ordnung ist. Hier ist der Begriff „Chemie“ positiv belegt. Ganz anders sieht es in unserem täglichen Leben aus, dort verbinden wir Chemie häufiger mit Umweltverschmutzung, Giftmüll und Katastrophen als mit positiven Dingen, wie z.B. unserem Lebensstandard und unserer Gesundheit. Tatsache ist jedoch, dass ohne die Errungenschaften der Chemie unsere Lebenserwartung deutlich niedriger wäre, unser tägliches Wohlbefinden nicht das vorhandene Ausmaß erreicht hätte und schließlich viele technische Prozesse nicht vorstellbar wären. Gerade der letzte Punkt macht es notwendig, dass auch der Ingenieur – egal in welcher Branche – die grundlegenden chemischen Prozesse versteht. Nur dieses Wissen hilft ihm, Fehlern in der Materialauswahl vorzubeugen bzw. technische Prozesse und ihre Zusammenhänge besser zu erfassen.

### 1.1 Was ist Chemie und warum ist sie wichtig?

Chemie beschäftigt sich mit dem Aufbau und der Umsetzung der Materie im gesamten Universum. Im Prinzip sind alle Substanzen, die uns umgeben, aus chemischen Umsetzungen hervorgegangen. Ob dies die Tasse ist, aus der Sie gerade Ihren Kaffee schlürfen, das Buch, das Sie gerade in Händen halten, oder der Bleistift, mit dem Sie sich Notizen an den Rand dieses Buches schreiben – diese kleine Auswahl von Dingen, die wir täglich verwenden, zeigt Ihnen, dass die Chemie unseren Alltag völlig durchdringt. Leider hat die Chemie in der Bevölkerung ein relativ schlechtes Image, was auch darauf zurückzuführen ist, dass sie eine Formelsprache entwickelt hat, die oftmals eher wie Hieroglyphen anmutet. Darüber hinaus fehlt den meisten Menschen das Gefühl für Chemie, weil viele Vorgänge – im Gegensatz zur Physik – häufig nicht im wahrsten Sinne des Wortes zu begreifen sind und sich unseren alltäglichen Beobachtungen auf wundersame Weise entziehen.

Gerade in der Technik spielt die Chemie eine entscheidende Rolle. Beispielsweise wäre der moderne Hoch- und Tiefbau nicht möglich, wenn die entsprechenden Rohstoffe, wie z.B. Beton, nicht mit einer Vielzahl von Chemikalien versetzt wären, die dafür sorgen, dass er schneller härtet oder besonders widerstandsfähig wird. Alle Volkswirtschaften der Erde leiden unter dem chemischen Prozess der Korrosion, durch den Billionen von Euro an Werten, insbesondere an metallischen Werkstoffen, jährlich vernichtet werden. Aber auch zukünftige Technologien, die viele unserer alltäglichen Bereiche verändern werden, sind hier zu nennen, z.B. neuartige Bildschirmtechnologien, welche Informationen überall zugänglich machen werden, oder Batterien und Brennstoffzellen, die unsere mobile Zukunft revolutionieren. Diese Beispiele sollen zeigen, welche zentrale Rolle die Chemie für unser jetziges Leben und unsere Zukunft spielt und spielen wird.

Um die Sprache der Chemie zu verstehen, müssen wir am Anfang zunächst einige Grundbegriffe definieren, die im Laufe des Buches immer wieder auftauchen werden. Hierzu zählt zunächst die grundlegende Definition von Chemie:

**Chemie ist die Naturwissenschaft, die sich mit den Eigenschaften, der Zusammensetzung und der Umwandlung der Elemente und ihrer Verbindungen sowie mit der daran beteiligten Energie beschäftigt.**

### 1.2 Begriffsbestimmung: Elemente, Verbindungen, Gemische

Die Materie, die uns umgibt, kann in verschiedene Substanzklassen unterteilt werden. Um die Materie zu untersuchen und zu verstehen, müssen wir sie in die einfachsten *Stoffe*, durch die sie aufgebaut wird, zerlegen. Wir unterscheiden dabei Gemische und Reinstoffe. **Gemische** (auch als *Stoffgemische* oder *Stoffgemenge* bezeichnet) bestehen aus mindestens zwei reinen Stoffen. Die spezifischen physikalischen Eigenschaften solcher Gemische, wie z.B. Dichte, Schmelz- und Siedepunkt oder Farbe, hängen vom Mischungsverhältnis (Massenverhältnis) der einzelnen Stoffe in dem Gemisch ab.

Man unterscheidet heterogene Gemische, die keine feste Zusammensetzung besitzen, wie z.B. eine Mischung aus Sand und Eisenspänen, und homogene Gemische, z.B. eine Salz-Wasser-Lösung. Solche Gemische lassen sich prinzipiell durch physikalische Methoden in ihre Bestandteile, die reinen Stoffe, auftrennen. In unserem gewählten Beispiel könnte das heterogene Sand-Eisenspäne-Gemisch durch einen Magneten getrennt werden, während das Salz-Wasser-Gemisch durch das Abdampfen des Wassers getrennt werden könnte. Ein *Reinstoff* ist dagegen ein Stoff, der einheitlich zusammengesetzt ist, d.h., der nur aus einem Element oder einer chemischen Verbindung besteht. Reinstoffe besitzen definierte Eigenschaften und können mit physikalischen Trennmethoden nicht weiter aufgetrennt werden. Chemische Trennverfahren, d.h. chemische Reaktionen, können jedoch zur weiteren Auftrennung von Reinstoffen angewendet werden. Eine Reihe solcher chemischer Reaktionen werden Sie im Verlauf dieses Buches kennen lernen. Wie schon erwähnt, können Reinstoffe aus Elementen oder Verbindungen aufgebaut sein.

Reinstoffe, die sich auch chemisch nicht weiter zerlegen lassen, bezeichnet man als chemische **Elemente**. Sie bestehen ausschließlich aus Atomen einer Art und treten auf der Erde und im Universum mit einer bestimmten Häufigkeit auf (►Abbildung 1.1). **Verbindungen** sind Substanzen, die aus zwei oder mehreren Elementen aufgebaut sind. Auch Verbindungen besitzen, wie die Elemente, einheitliche Eigenschaften. Ein typisches Beispiel ist Wasser, das aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom aufgebaut ist.

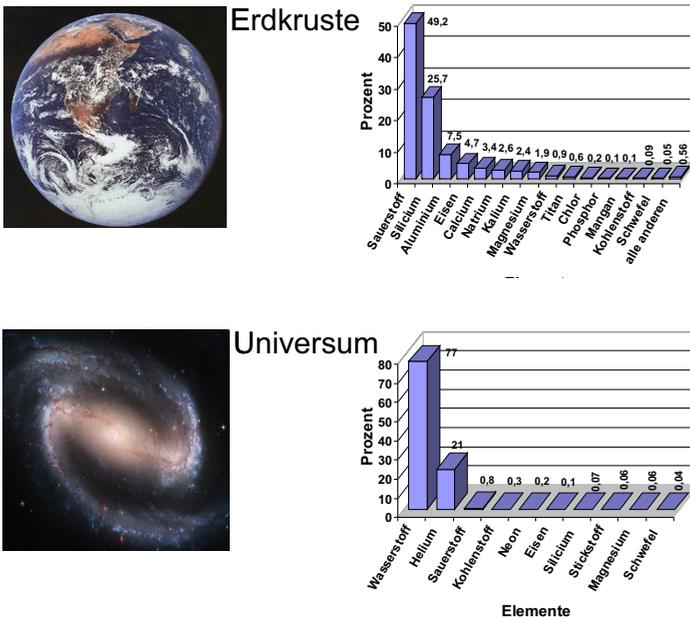


Abbildung 1.1: Elementhäufigkeiten in der Erdkruste und im Universum

## 1.3 Aggregatzustände

Materie kommt im Allgemeinen in drei unterschiedlichen physikalischen Zuständen in der Natur vor, nämlich *fest*, *flüssig* oder *gasförmig*. Diese drei Zustände werden als die klassischen Aggregatzustände bezeichnet. Neben diesen existieren die nichtklassischen Aggregatzustände, die zum Teil nur unter extremen Bedingungen auftreten. Diese sind beispielsweise das *Plasma* und das *Bose-Einstein-Kondensat*. Wegen der extremen Bedingungen, unter denen sie existieren, spielt die Chemie in diesen Zuständen keine Rolle und soll in diesem Buch auch nicht weiter betrachtet werden.

Die klassischen Zustände kann man im Wesentlichen daran erläutern, wie sie einen vorgegebenen Behälter füllen. Ein fester Stoff hat eine stabile äußere Form und ein definiertes Volumen und passt sich nicht der Form des Behälters an. Flüssige Stoffe besitzen keine stabile Form, passen sich also der Form des Behälters an, füllen diesen aber nur bis zum definierten Volumen, das die Flüssigkeit einnimmt. Gase hingegen passen sich der Form des Behälters an und verteilen sich in diesem gleichmäßig. In Abhängigkeit von Temperatur und Druck können fast alle Stoffe in jeder dieser drei Phasen vorkommen.

Als **Phase** bezeichnet man eine abgegrenzte Menge eines einheitlichen Stoffes. Heterogene Gemische bestehen aus mehreren Phasen mit Grenzflächen (Phasengrenzen). Z.B. besteht Granit aus Kristallen von Quarz, Feldspat und Glimmer, die deutlich voneinander unterschieden werden können. Aber auch ein reiner Stoff kann in unterschiedlichen Phasen vorkommen; so bilden etwa flüssiges Wasser und der über seiner Oberfläche befindliche Wasserdampf zwei Phasen.

## 1.4 Eigenschaften und Stofftrennung

Jede Substanz, egal ob Gemisch oder Reinstoff, besitzt für sie typische Eigenschaften, die sie von anderen Substanzen unterscheidbar macht. Diese Eigenschaften können physikalischer oder chemischer Natur sein. Physikalische Eigenschaften können gemessen werden, ohne die Substanz in ihrer Zusammensetzung zu ändern. Zu diesen Eigenschaften zählen beispielsweise Schmelz- und Siedepunkte, Dichte, Farbe oder elektrische Leitfähigkeit. Dagegen beschreiben die chemischen Eigenschaften, wie eine Substanz reagiert, d.h., wie sie sich bei einer chemischen Reaktion verändert. Hierzu zählt beispielsweise die Brennbarkeit eines Stoffes, seine Fähigkeit zu korrodieren oder seine Bereitschaft, mit Säuren zu reagieren.

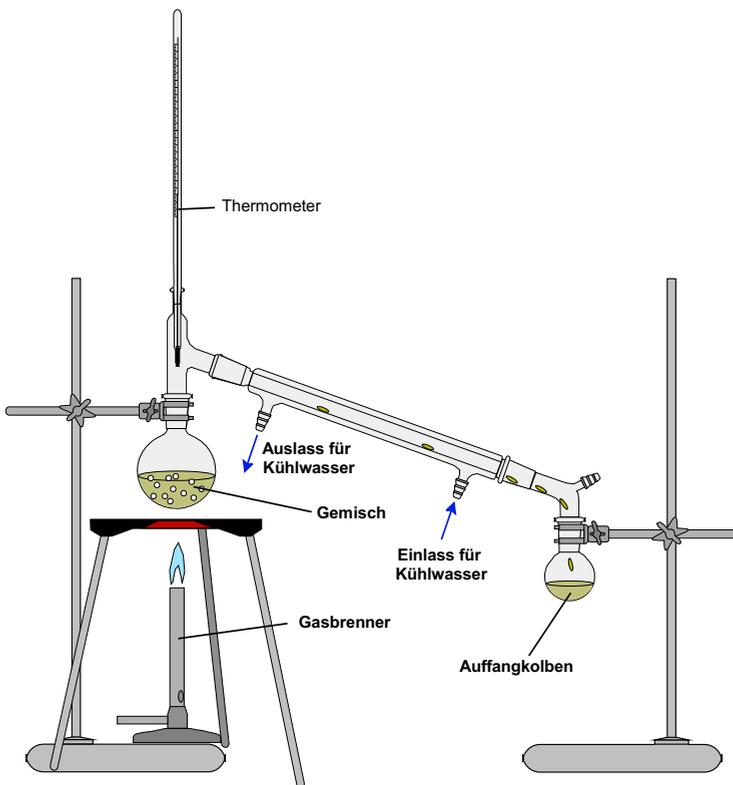
Substanzen zeigen also chemische und physikalische Eigenschaften, aber auch die Veränderungen, denen Substanzen unterliegen, können in chemische und physikalische Umwandlungen getrennt werden. Eine *physikalische Umsetzung* ändert die physikalische Form eines Stoffes, nicht seine Zusammensetzung. Wenn Eis schmilzt, so liegt immer noch Wasser vor, und auch wenn wir die Flüssigkeit weiter bis in den Dampfzustand erhitzen, ändert sich an der chemischen Zusammensetzung  $\text{H}_2\text{O}$  nichts. Es handelt sich immer noch um Wasser. Alle diese Zustandsänderungen (fest  $\rightarrow$  flüssig, flüssig  $\rightarrow$  gasförmig) sind physikalische Umwandlungen.

Bei *chemischen Umsetzungen*, die auch *chemische Reaktionen* genannt werden, wird der Stoff hingegen in eine chemisch unterschiedliche Substanz umgewandelt. Ein Beispiel aus dem täglichen Leben ist die Verwendung von Erdgas zum Kochen. Hier wird in einer Verbrennung, die chemisch gesehen eine Oxidationsreaktion ist, Erdgas, das hauptsächlich aus Methan besteht, mit dem Sauerstoff, der in der Luft enthalten ist, zu Kohlenstoffdioxid und Wasser umgesetzt. Die entstehenden Produkte haben nichts mehr mit dem Ausgangsstoff Methan gemein. Beispielsweise sind weder Kohlenstoffdioxid noch Wasser brennbar.

Sowohl physikalische als auch chemische Umsetzungen können zur Trennung von Gemischen herangezogen werden. Heterogene Gemische können häufig durch physikalische Methoden getrennt werden. Beispielsweise kann eine Mischung aus Sand und Eisenspänen entweder durch das optische Aussortieren des einen vom anderen anhand der unterschiedlichen Farbe und Beschaffenheit getrennt werden oder wir verwenden die unterschiedlichen magnetischen Eigenschaften. Zur Trennung eines solchen Gemisches können aber auch chemische Umsetzungen herangezogen werden. So löst sich Eisen in vielen Säuren relativ leicht auf, während Sand dies nur in bestimmten Säuren tut. Weitere Methoden der Stofftrennung von heterogenen Gemischen sind das Sedimentieren und Dekantieren, das Filtrieren, die Extraktion und das Trocknen.



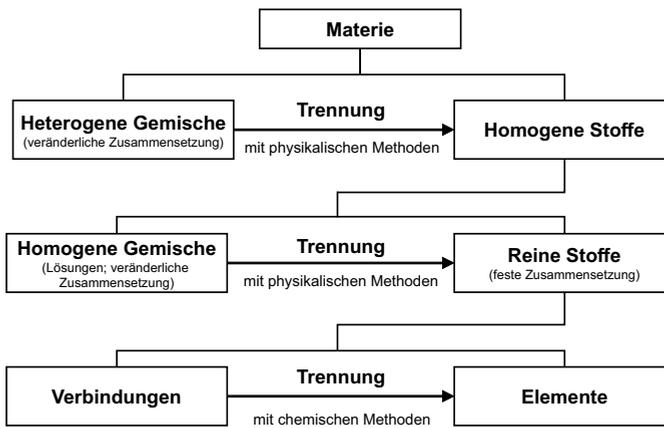
Destillation



**Abbildung 1.2:** Einfache Destillationsvorrichtung zur Trennung von Gemischen aufgrund ihres unterschiedlichen Siedepunktes

Auch homogene Mischungen von Flüssigkeiten oder Lösungen eines Feststoffes in einer Flüssigkeit können relativ einfach aufgrund der unterschiedlichen Siedepunkte getrennt werden. Diesen Vorgang nennt man **Destillation** (► Abbildung 1.2). Sie erlaubt die Trennung zweier Flüssigkeiten mit unterschiedlichem Siedepunkt, z.B. Wasser und Methanol, oder eines Feststoffes von einer Flüssigkeit, beispielsweise Kochsalz in Wasser. Destillationen werden auch großtechnisch in der chemischen Industrie verwendet, beispielsweise zur Abtrennung von Benzin und Diesel aus Rohöl. Homogene Gemische können des Weiteren durch Extraktion, Kristallisation oder Chromatographie getrennt werden.

Mittels der oben genannten Methoden können wir also Materie in ihre einfachsten Bestandteile zerlegen. Die Einführung der unterschiedlichen Trennmethoden ist ein notwendiger Schritt, um die Eigenschaften der einfachsten Stoffe, aus denen die Materie zusammengesetzt ist, der Elemente und Verbindungen, studieren zu können (► Abbildung 1.3).



**Abbildung 1.3:** Einteilung der Materie in unterschiedliche Klassen und die verwendeten Trennmethoden, um sie in ihre einfachsten Bestandteile, Elemente und Verbindungen, zu zerlegen

## 1.5 Einheiten: SI-System

Naturwissenschaften und Ingenieurwissenschaften haben eines gemeinsam: Sie müssen beide natürliche Gesetzmäßigkeiten quantitativ erfassen und experimentell bzw. technisch umsetzen können. Eine Zahl allein hat keine Bedeutung, denn gemessene und messbare Größen benötigen noch eine Maßeinheit. Ein einheitliches System von *Maßeinheiten* bildet die Basis jeder Naturwissenschaft. Messbare Größen werden stets als Vielfaches einer Maßeinheit angegeben. In früheren Zeiten wurden Maßeinheiten meistens über Referenzkörper definiert, welche die gewünschte Eigenschaft hatten. So befindet sich auch heute noch das so genannte Urmeter, ein Platinstab von etwa einem Meter Länge, im französischen Nationalarchiv in Paris. Dieser Stab ist um 0,2 mm kürzer als ein Meter, weil es eine Ungenauigkeit bei der ursprünglichen Bestimmung des Meters gab. Heute werden die Einheiten meist über hochgenaue physikalische

Messungen bestimmt. Dagegen wird das Urkilogramm als einzige Maßeinheit auch heute noch durch einen Vergleichsgegenstand festgelegt. Es wird beim *Bureau International des Poids et Mesures* (Internationales Büro für Maß und Gewicht) in Sévres bei Paris aufbewahrt. Von diesem Prototyp existieren weltweit zurzeit etwa 40 Kopien. Allerdings gibt es Bestrebungen, das Kilogramm durch eine *Fundamentalkonstante* der Physik ebenfalls neu zu definieren. Sowohl der Meter als auch das Kilogramm sind Größen in Einheiten des metrischen Systems, welches gegenwärtig in vielen Ländern der Welt als Maßsystem verwendet wird.

Heutzutage findet das internationale Einheitensystem, auch einfach **SI** (*Système international d'unités*) genannt, in den Belangen der Naturwissenschaft und Technik, im Handel und der Wirtschaft Anwendung. In der Europäischen Union und den meisten anderen Staaten ist die Benutzung des SI im amtlichen oder geschäftlichen Schriftverkehr gesetzlich vorgeschrieben.

Das SI beruht heute auf sieben durch Konvention festgelegten Basiseinheiten (►Tabelle 1.1), von denen alle anderen Einheiten abgeleitet werden können.

Physikalische Einheit	Name der Einheit	Symbol	Definition
Länge	Meter	<i>m</i>	Länge der Strecke, die das Licht im Vakuum während der Dauer von 1/299.792.458 Sekunden durchläuft
Masse	Kilogramm	<i>kg</i>	Masse des Urkilogramms, eines Platin-Iridium-Zylinders, der im Internationalen Büro für Maß und Gewicht in Sévres bei Paris aufbewahrt wird
Zeit	Sekunde	<i>s</i>	das 9.192.631.770-Fache der Periodendauer, der dem Übergang zwischen den beiden Hyperfeinstruktur-niveaus des Grundzustandes von Atomen des Isotops <sup>133</sup> Cs entsprechenden Strahlung
Temperatur	Kelvin	<i>K</i>	273,16. Teil der absoluten Temperatur des Tripelpunktes des Wassers
Elektrischer Strom	Ampere	<i>A</i>	Stromstärke, die in zwei im Vakuum im Abstand von einem Meter angeordneten elektrischen Leitern pro Meter Leiterlänge eine Kraft von $2 \cdot 10^{-7}$ Newton hervorruft
Stoffmenge	Mol	<i>Mol</i>	Stoffmenge, die aus ebenso vielen Einzelteilchen besteht, wie Atome in 12 Gramm des Kohlenstoffisotops <sup>12</sup> C enthalten sind
Lichtintensität	Candela	<i>cd</i>	die Lichtstärke in einer bestimmten Richtung einer Strahlungsquelle, die monochromatische Strahlung der Frequenz $540 \cdot 10^{12}$ Hz aussendet und deren Strahlstärke in dieser Richtung 1/683 Watt pro Steradian beträgt

**Tabelle 1.1:** SI-Basiseinheiten

Im metrischen System werden **Präfixe** eingesetzt, um die umständliche Handhabung von sehr großen oder sehr kleinen Zahlenwerten zu vermeiden. Diese Präfixe werden der Maßeinheit vorangesetzt und kommen Zehnerpotenzen der entsprechenden Einheit gleich (►Tabelle 1.2).

Präfix	Abkürzung	Faktor
exa-	E	$10^{18}$
peta-	P	$10^{15}$
tera-	T	$10^{12}$
giga-	G	$10^9$
mega-	M	$10^6$
kilo-	k	$10^3$
hecto-	h	$10^2$
deca-	da	$10^1$
deci-	d	$10^{-1}$
centi-	c	$10^{-2}$
milli-	m	$10^{-3}$
micro-	$\mu$	$10^{-6}$
nano-	n	$10^{-9}$
pico-	p	$10^{-12}$
femto-	f	$10^{-15}$
atto-	a	$10^{-18}$

**Tabelle 1.2:** Ausgewählte Präfixe für SI-Einheiten

Aus den genannten SI-Basiseinheiten können Einheiten für andere Größen durch das Einsetzen in Definitionsgleichungen abgeleitet werden. Diese Einheiten werden als abgeleitete SI-Einheiten bezeichnet. Es gibt dabei zwei Typen von abgeleiteten Einheiten, solche mit und solche ohne eigenen Namen (►Tabelle 1.3 und ►Tabelle 1.4).

Größe	Einheit	Symbol
Kraft	Newton = $\text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$	<i>N</i>
Energie	Joule = $\text{N} \cdot \text{m} = \text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$	<i>J</i>
Leistung	Watt = $\text{J} \cdot \text{s}^{-1} = \text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-3}$	<i>W</i>
Druck	Pascal = $\text{N} \cdot \text{m}^{-2} = \text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$	<i>Pa</i>
Elektrische Ladung	Coulomb = $\text{A} \cdot \text{s}$	<i>C</i>

**Tabelle 1.3:** Abgeleitete SI-Einheiten mit eigenem Namen

Größe	Einheit	Symbol
Elektrische Potentialdifferenz (Spannung)	Volt = $W \cdot A^{-1} = J \cdot C^{-1}$	<i>V</i>
Elektrischer Widerstand	Ohm = $V \cdot A^{-1}$	$\Omega$
Elektrische Leitfähigkeit	Siemens = $\Omega^{-1} = V^{-1} \cdot A$	<i>S</i>
Elektrische Kapazität	Farad = $C \cdot V^{-1}$	<i>F</i>
Magnetischer Fluss	Weber = $V \cdot s$	<i>Wb</i>
Induktivität	Henry = $V \cdot s \cdot A^{-1}$	<i>H</i>
Magnetische Induktion	Tesla = $V \cdot s \cdot m^{-2}$	<i>T</i>
Frequenz	Hertz = $s^{-1}$	<i>Hz</i>
Radioaktivität	Becquerel = $s^{-1}$	<i>Bq</i>
Absorbierte Energiedosis	Gray = $J \cdot kg^{-1}$	<i>Gy</i>
Dosis-Äquivalent	Sievert = $J \cdot kg^{-1}$	<i>Sv</i>

**Tabelle 1.3:** Abgeleitete SI-Einheiten mit eigenem Namen (Forts.)

Größe	Einheit
Fläche	$m^2$
Volumen	$m^3$
Dichte	$kg \cdot m^{-3}$ gebräuchlicher: $g \cdot cm^{-3}$
Geschwindigkeit	$m \cdot s^{-1}$
Beschleunigung	$m \cdot s^{-2}$
Stoffmengenkonzentration	$mol \cdot dm^{-3}$ gebräuchlicher: $mol \cdot l^{-1}$
Strahlungsexposition	$bq \cdot kg^{-1}$

**Tabelle 1.4:** Abgeleitete SI-Einheiten ohne eigenen Namen

Während im Handelsverkehr die Verwendung von SI-Einheiten gesetzlich vorgeschrieben ist, bleibt die Verwendung des Grad Celsius ( $^{\circ}C$ ) für die Temperatur, der Minute und Stunde für die Zeit, des Liters für das Volumen und des Bars für den Druck in der Wissenschaft weiter erlaubt.

## 1.6 Naturkonstanten

In viele chemische Gesetzmäßigkeiten gehen **Naturkonstanten** ein. Dies sind physikalische Größen, deren numerischer Wert sich nicht verändert. Es wird hier, wie bei den Maßeinheiten, zwischen elementaren Grundkonstanten und abgeleiteten Konstanten unterschieden. Hier sollen lediglich einige, für die Chemie wichtige Konstanten aufgezeigt werden (►Tabelle 1.5). Viele dieser Konstanten sind auf modernen naturwissenschaftlichen Taschenrechnern bereits fix eingespeichert. Dennoch ist es ratsam, häufig verwendete Konstanten auswendig zu lernen.

In letzter Zeit gibt es unter Wissenschaftlern eine Diskussion, inwieweit physikalische Konstanten wirklich als konstant zu betrachten sind. Es gibt Anzeichen, dass die Naturkonstanten über astronomische Zeiträume hinweg veränderlich sein könnten. Aber keine Angst, während der Lebenserwartung Ihres Taschenrechners sollte sich nichts an den eingespeicherten Größen ändern.

Konstante	Symbol	Zahlenwert
Avogadro-Zahl	$N_A$	$6,022137 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Bohr-Radius	$a_0$	$5,29177 \cdot 10^{-11} \text{ m}$
Elektron, Ruhemasse		$9,10939 \cdot 10^{-28} \text{ g}$ $5,485799 \cdot 10^{-4} \text{ u}$
Elementarladung	$e$	$1,6021773 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Faraday-Konstante	$F = N_A \cdot e$	$9,648531 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
Ideale Gaskonstante	$R$	$8,31451 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ $8,31451 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Lichtgeschwindigkeit	$c$	$2,99792458 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
Molares Volumen eines idealen Gases	$V_m$	$22,4141 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
Neutron, Ruhemasse		$1,674929 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ $1,00866501 \text{ u}$
Planck-Konstante	$h$	$6,626076 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
Proton, Ruhemasse		$1,672622 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ $1,00727647 \text{ u}$
Normal-Fallbeschleunigung	$g_m$	$9,80665 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$

**Tabelle 1.5:** Wichtige Naturkonstanten

## ZUSAMMENFASSUNG

Die *Chemie* beschäftigt sich mit der Zusammensetzung und den Eigenschaften der Materie und ihrer Umwandlung. Jede Substanz besitzt eindeutige physikalische und chemische Eigenschaften. Die *Materie*, die uns umgibt, kann in verschiedene Unterklassen unterteilt werden. *Homogene und heterogene Gemische* unterscheiden sich durch optisches Aussehen, Erstere wirken wie eine Substanz, während Letztere deutlich aus mehreren Substanzen aufgebaut sind. Beide Arten von Gemischen können durch *physikalische Trennmethode*n in *Verbindungen* und/oder *Elemente* aufgetrennt werden. Verbindungen wiederum sind aus zwei oder mehr Elementen aufgebaut und können nur durch *chemische Trennmethode*n (= chemische Reaktionen) voneinander getrennt werden. Die Elemente sind die kleinsten Bausteine der Materie, die sich durch chemische Reaktionen nicht weiter zerlegen lassen.

Eine Kommunikation in der Wissenschaft, aber auch im internationalen Handels- und Warenverkehr macht die Standardisierung von Maßeinheiten nötig. Diese Standardisierung ist unter dem *SI-Einheitensystem* festgelegt. Dieses basiert auf *sieben Basiseinheiten* und davon abgeleiteten *Einheiten*. Zusätzlich zu den Basiseinheiten werden in chemischen Rechnungen häufig auch die *Naturkonstanten* benötigt.

## Aufgaben

### Verständnisfragen

1. Wie unterscheidet sich die Erdkruste in ihrer Elementzusammensetzung vom Universum? Was sind jeweils die häufigsten Elemente?
2. Nennen Sie Beispiele von Eigenschaften von Verbindungen, die eine physikalische Trennung zulassen.
3. Wie unterscheiden sich chemische von physikalischen Eigenschaften und Trennungsmethoden?
4. Wie sind die Begriffe „Reinstoff“ und „Gemisch“ definiert?
5. Aus welchen kleineren Stoffen sind chemische Verbindungen aufgebaut?
6. Welche der folgenden Einheiten ist keine Basiseinheit: Newton, Ampere, Hertz, Joule, Sekunde, Mol?
7. Nennen Sie die Werte und die Einheiten für folgende Naturkonstanten: molares Volumen, Avogadro-Zahl, ideale Gaskonstante

8. Aus welchen Stoffklassen ist Materie aufgebaut?
9. Was definiert das SI-Einheitensystem und welche unterschiedlichen Arten von Einheiten gibt es?

## Übungsaufgaben



1. Welche der folgenden Veränderungen sind chemischer, welche physikalischer Natur? Begründen Sie Ihre Antwort. a) Kochen von Suppe, b) Karamellisieren von Zucker, c) Spalten von Holz, d) Verbrennen von Holz, e) Korrosion von Aluminium
2. Sind folgende Stoffe Reinstoffe oder Gemische? Wenn es sich um ein Gemisch handelt, erklären Sie, ob es ein homogenes oder heterogenes Gemisch ist. a) Stahlbeton, b) Benzin, c) Erdgas, d) Meerwasser, e) Milch, f) Aluminium, g) Granit
3. Es folgt die Beschreibung der Eigenschaften des Elements Magnesium. Welche dieser Eigenschaften sind chemische, welche physikalische Eigenschaften? Magnesium ist ein silbrig glänzendes Metall mit einer Dichte von  $1738 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ , einem Schmelzpunkt von 923 K und einem Siedepunkt von 1380 K. Es überzieht sich an der Luft mit einer schützenden Oxidschicht und in Wasser mit einer schwer löslichen Magnesiumhydroxidschicht. Frisch hergestelltes Magnesiumpulver erwärmt sich an der Luft bis zur Selbstentzündung. Es verbrennt mit einer grellweißen Flamme zu Magnesiumoxid.
4. Thrombozyten (rote Blutkörperchen) besitzen einen Durchmesser von ca. 3000 Nanometer. Was ist ihr Radius in Mikrometer ausgedrückt?
5. Der Radius eines Goldatoms beträgt  $1,44 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ . Was ist dessen Radius in Picometern?
6. Für welche Zehnerpotenz stehen die folgenden Abkürzungen? a) M, b) m, c) T, d) n, e) p, f) G, g)  $\mu$
7. Welche Masse ist die größte? a) 2,9 g, b) 0,0000029 kg, c) 290 000  $\mu\text{g}$
8. Kann Kohlendioxid ( $\text{CO}_2$ ) durch einen physikalischen Prozess gespalten werden oder benötigt man eine chemische Reaktion für diese Spaltung? Was sind die Produkte der Spaltung dieser Substanz?

**Zu den weiteren Übungsaufgaben** 



# Atombau und Periodensystem

2

<b>2.1 Bausteine der Atome: Protonen, Elektronen, Neutronen</b> .....	34
<b>2.2 Die chemischen Elemente und ihre Bezeichnungen</b> .....	35
<b>2.3 Ordnungszahl und Massenzahl</b> .....	40
<b>2.4 Isotope</b> .....	40
<b>2.5 Atommasse</b> .....	42
<b>2.6 Aufbau der Elektronenhülle</b> .....	44
<b>2.7 Ordnung im Ganzen: das Periodensystem der Elemente</b> .....	54
<b>2.8 Trends im Periodensystem und ihre Ursachen</b> .....	57
<b>Zusammenfassung</b> .....	64
<b>Aufgaben</b> .....	65

ÜBERBLICK

» Haben Sie sich auch schon einmal gefragt, warum die Dinge, die uns umgeben, eigentlich so viele unterschiedliche Eigenschaften haben? Warum sehen beispielsweise Kupfer und Silber unterschiedlich aus, obwohl wir sie beide zur Substanzklasse der Metalle zählen? Wieso verwendet man das relativ seltene Gas Neon in der Beleuchtungstechnik und warum nicht den viel häufiger auftretenden Sauerstoff? Die Antwort auf diese Fragen ist in den kleinsten Bausteinen der Materie – den Atomen – versteckt. Ihre Eigenschaften und ihre gegenseitige Verknüpfung bestimmen alle Vorgänge um uns herum, die lebende und die tote Materie. Wenn wir ihren genaueren Aufbau kennen, können wir viele Vorhersagen über ihre chemische Reaktivität treffen und komplexere Gebilde – so genannte Moleküle – durch ihre Verknüpfung schaffen.

Es verhält sich mit den Atomen wie mit den *LEGO*-Steinchen, mit denen viele von uns früher gern gespielt haben – und dies vielleicht heute noch tun. Um zu wissen, welche Steinchen zu einem komplexeren Gebilde vereinigt werden können, muss man wissen, wie die einzelnen Steinchen aussehen und wie viele Verknüpfungspunkte sie auf der Oberfläche besitzen. Nun fällt uns diese Aufgabe sicherlich mit Bausteinen, die wir sehen und fühlen können, leichter als mit Atomen, da diese so unendlich klein sind. Glücklicherweise werden wir von der Natur nicht ganz allein gelassen, und es gibt eine gewisse Systematik im Aufbau der Atome, die uns hilft, ihre Eigenschaften einzuschätzen. <<

Im vorangegangenen Kapitel haben wir uns mit dem Aufbau der Materie aus Verbindungen und Elementen beschäftigt. Nun müssen wir uns fragen was der kleinste Teil der Materie ist, der einen bestimmten Stoff ergibt. Elemente haben wir definiert als Reinstoffe, die sich chemisch in keine weiteren kleineren Bausteine aufspalten lassen und aus Atomen bestehen. Aber wie können wir uns diese kleinsten Baueinheiten der Elemente vorstellen? Diese Frage beschäftigte schon die Philosophen im antiken Griechenland. *Demokrit* (460–370 v. Chr.) war es, der Atome (von altgriechisch *átomos* – unteilbar) als die kleinsten, nicht weiter teilbaren Teilchen der Materie bezeichnete. Diese atomistische Sicht der Dinge geriet über Jahrhunderte in Vergessenheit, bis im 17. Jahrhundert in Europa die moderne Naturwissenschaft begründet wurde. Die grundlegenden Untersuchungen von *John Dalton* (1766–1844) führten zu einem Atommodell, das als Wegbereiter der modernen Chemie gilt. Daltons Modell enthält folgende Kernaussagen:

- Chemische Elemente bestehen aus kleinsten, nicht weiter zerlegbaren Teilchen, den Atomen. Alle Atome eines Elements sind einander gleich, besitzen also die gleiche Masse und die gleiche Gestalt. Atome verschiedener Elemente haben verschiedene Eigenschaften. Jedes Element besteht also aus nur einer für das Element typischen Atomsorte.
- Chemische Verbindungen entstehen durch Reaktion verschiedener Elemente. Die Atome verbinden sich in einfachen Zahlenverhältnissen.
- Bei chemischen Reaktionen werden Atome miteinander verbunden oder voneinander getrennt. Dabei werden nie Atome zerstört oder neu gebildet, und kein Atom eines Elements geht in das eines anderen Elements über (Massenerhaltung).

Daltons Theorie sagt aus, dass Atome die kleinsten Teilchen eines Elementes sind, die noch die Identität dieses Elementes besitzen, d.h. z.B. dessen chemische Reaktivität. Das bedeutet, dass ein Element nur aus einer Sorte von Atomen bestehen kann. Isotope werden – wie wir in diesem Kapitel noch sehen werden – hierbei vernachlässigt. Zur Zeit Daltons wusste man noch nichts vom Auftreten von Isotopen.

Mit Hilfe von Daltons Atomtheorie ließen sich grundlegende Gesetzmäßigkeiten der Chemie erklären. Beispielsweise das von *Joseph-Louis Proust* (1754–1826) aufgestellte **Gesetz der konstanten Proportionen**, besagt dass die Elemente in einer chemischen Verbindung immer im gleichen Massenverhältnis vorkommen. So enthält Natriumchlorid (Kochsalz) immer 40 Massenprozent Natrium und 60 Massenprozent Chlor. Ein weiteres fundamentales Gesetz, das Dalton entdeckte, ist das **Gesetz von der Erhaltung der Masse**. Dies sagt aus, dass die Masse aller Stoffe, die nach einer chemischen Reaktion erhalten werden, gleich der Masse aller Stoffe sein muss, die vor Beginn der Umsetzung vorhanden waren. Dies erscheint uns als völlig logisch, da ja keine Materie verschwinden kann. Die Formulierung dieser Tatsache bedeutete aber damals einen großen Schritt für das Verständnis chemischer Reaktionen.

Dalton konnte mit Hilfe seiner Theorie das **Gesetz der multiplen Proportionen** ableiten. Wenn sich zwei Elemente, A und B, zu mehr als einer chemischen Verbindung zusammenschließen können, so unterscheiden sich die Massen von A, die sich mit einer bestimmten Masse von B zusammenschließen, nur um Faktoren, die im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen stehen. Ein Beispiel für diesen Zusammenhang sind Kohlenstoffmonoxid und Kohlenstoffdioxid. Im Kohlenstoffmonoxid trifft ein Kohlenstoffatom auf ein Sauerstoffatom während im Kohlenstoffdioxid die doppelte Anzahl von Sauerstoffatomen vorhanden ist. Das Massenverhältnis von Sauerstoff zu Kohlenstoff im Kohlenstoffdioxid ist also doppelt so hoch wie im Kohlenstoffmonoxid.

	Kohlenstoffmonoxid	Kohlenstoffdioxid
Chemische Summenformel	CO	CO <sub>2</sub>
Atommassenverhältnis C:O <sup>*)</sup>	1:1,33	1:2,66

<sup>\*)</sup> Atommasse C: 12,01; Atommasse O: 16,00

Viele der grundlegenden chemischen Gesetzmäßigkeiten jener Zeit konnten durch Daltons Theorie erklärt werden. Allerdings wurde mit fortschreitender Entwicklung der beiden Naturwissenschaftsdisziplinen Chemie und Physik immer deutlicher, dass eine so einfache Theorie zur Beschreibung der Materie und von Atomen nicht ausreichte. Den Wissenschaftlern wurde klar, dass Atome eine innere Struktur besitzen, die aus noch kleineren Teilchen aufgebaut ist. Erst komplexere Untersuchungen mit durchdachten Experimenten Anfang des 20. Jahrhunderts erlaubten die Ableitung der inneren Struktur der Atome und das Wissen über die Elementarteilchen.

## 2.1 Bausteine der Atome: Protonen, Elektronen, Neutronen

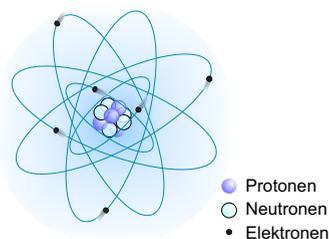
Heute weiß man, dass Atome nicht die kleinsten Baueinheiten der Materie sind, sondern selbst aus weiteren kleineren Bausteinen bestehen. Diese lassen sich in drei Teilchenarten untergliedern:

- die **Protonen**,
- die **Elektronen**,
- die **Neutronen**.

Dies ist zumindest die Sichtweise der Chemiker, da diese drei Teilchenarten ausreichen um den Elementbegriff auf atomarer Ebene festzulegen und die chemischen Eigenschaften von Elementen und Verbindungen zu erklären. Aus weiteren Untersuchungen der Physik ist jedoch bekannt, dass es weitaus mehr Teilchen gibt zu denen die *Quarks*, *Neutrinos* und *Myonen* zählen. Diese sollen allerdings nicht in diesem Buch behandelt werden, da sie zur Chemie der Materie, nach dem gegenwärtigen Wissensstand, nichts beitragen.

Atome bestehen aus dem **Atomkern** und der **Elektronenhülle**. Der Atomdurchmesser beträgt ca.  $10^{-10}$  m, also 100 pm bzw. 0,1 nm. Der Atomkern ist noch viel kleiner, sein Durchmesser beträgt lediglich ca.  $10^{-14}$  m, also 10 fm, d.h. der Durchmesser des Atoms ist ca. 10.000-mal größer als der des Atomkerns. Von seiner Raumaufteilung her besteht jedes Atom also zum überwiegenden Teil aus dem Raum um den Kern, der Elektronenhülle. Hülle und Kern beinhalten die zuvor genannten Teilchen.

Der Atomkern enthält die elektrisch positiv geladenen Protonen und die elektrisch neutralen Neutronen. Er besitzt nahezu die gesamte Atommasse, da Protonen und Neutronen etwa die gleiche Masse haben und wesentlich schwerer sind als die Elektronen. Im Kern ist ebenfalls die gesamte positive Ladung vereint. Trotz der gegenseitigen Abstoßung der Protonen werden die Teilchen im Kern durch die *starke Kernkraft* (eine der vier Grundkräfte der Physik) zusammengehalten. Die Elektronen nehmen hingegen fast das gesamte Volumen des Atoms ein. Sie umkreisen den Atomkern in schneller Bewegung (►Abbildung 2.1).



**Abbildung 2.1:** Aufbau eines Atoms

Die Elektronen sind die kleinsten Bestandteile des Atoms. Ihre Ladung beträgt  $-1,6022 \cdot 10^{-19}$  C. Der Wert  $1,6022 \cdot 10^{-19}$  C wird **Elementarladung** genannt. Ladungen von Elementarteilchen werden häufig nicht in Coulomb sondern in Vielfachen dieser

Ladung angegeben. Ein Elektron besitzt also die Ladung  $-e$ . Die Masse eines Elektrons ist sehr gering, sie beträgt  $9,1094 \cdot 10^{-28}$  g.

Der Atomkern enthält Protonen und Neutronen, die auch als **Nukleonen** (lat. *nucleus*, Kern) bezeichnet werden. Die Protonen besitzen eine positive Elementarladung ( $+e$ ), von der die Elektronen in der Hülle angezogen werden. Jedes neutrale Atom besitzt daher gleich viele Elektronen wie Protonen. Die Masse eines Protons beträgt  $1,67262 \cdot 10^{-24}$  g, womit sie 1836-mal größer ist als die Masse eines Elektrons.

Im Gegensatz zu Elektronen und Protonen besitzen die Neutronen keine Ladung. Ihre Masse ist allerdings annähernd gleich der Masse des Protons und beträgt  $1,6749 \cdot 10^{-24}$  g. Damit man bei diesen Masseangaben nicht immer mit so unhandlichen Zahlen umgehen muss, wurde die *Atommasseneinheit* u eingeführt. Diese beträgt definitionsgemäß 1/12 der Masse eines Atoms  $^{12}\text{C}$  ( $1 \text{ u} = 1,66053886 \cdot 10^{-24}$  g). Die Atommasseneinheit u ist im SI-Einheitensystem fixiert. Eine Übersicht der spezifischen Eigenschaften der Bausteine der Atome ist in ►Tabelle 2.1 dargestellt.

Bausteine der Atome	Elektron	Proton	Neutron
Symbol	$e$	$p$	$n$
Masse	$9,1094 \cdot 10^{-28}$ g	$1,67262 \cdot 10^{-24}$ g	$1,6749 \cdot 10^{-24}$ g
	$5,4859 \cdot 10^{-4}$ u	$1,007277$ u	$1,008665$ u
Ladung	$-e$	$+e$	0

**Tabelle 2.1:** Eigenschaften von Elektronen, Protonen und Neutronen

## 2.2 Die chemischen Elemente und ihre Bezeichnungen

Die chemischen Eigenschaften von Atomen werden entscheidend durch ihre äußersten Elektronen in der Elektronenhülle bestimmt. Da wie oben bereits erwähnt die Anzahl der Elektronen in einem ungeladenen Atom gleich der Anzahl der Protonen ist, ist Letztere das maßgebliche Unterscheidungsmerkmal zwischen den Elementen. Warum man nicht die Elektronenanzahl nimmt, ist relativ leicht verständlich, wenn man bedenkt, dass in chemischen Reaktionen die Elektronen teilweise den Elementen entrissen, bzw. Elektronen in die vorhandene Elektronenhülle eingelagert werden. Bei solchen Reaktionen entstehen die so genannten **Ionen**. Natürlich ändert sich bei diesen Reaktionen nicht die Identität des Elements, daher muss ein Unterscheidungskriterium verwendet werden, welches den Einflüssen der meisten chemischen Reaktionen nicht unterliegt, und das ist die Protonenzahl.

Derzeit sind 118 hinsichtlich ihrer Protonenzahl unterschiedliche Atomarten bekannt; diese werden *chemische Elemente* genannt. Zur Kennzeichnung der chemischen Elemente verwendet man einen Elementnamen und ein Symbol, das sich aus der Abkürzung des Elementnamens ergibt (►Tabelle 2.2). Federführend für die Benennung von Elementen und generell für die internationale Standardisierung in chemischen Frage-

stellungen ist die *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC; Internationale Union für reine und angewandte Chemie). Diese wurde im Jahr 1919 von Chemikern aus Universitäten und der Industrie gegründet.

Elementname nach IUPAC <sup>1)</sup>	Englischer Elementname	Symbol	Ordnungszahl	Atomare Masse
Actinium	Actinium	Ac	89	227,0278
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,981538
Americium	Americium	Am	95	243,0614
Antimon	Antimony	Sb	51	121,760
Argon	Argon	Ar	18	39,948
Arsen	Arsenic	As	33	74,92160
Astat(in)	Astatine	At	85	209,9871
Barium	Barium	Ba	56	137,327
Berkelium	Berkelium	Bk	97	247,0703
Beryllium	Beryllium	Be	4	9,012182
Bismut	Bismuth	Bi	83	208,98038
Blei	Lead	Pb	82	207,2
Bohrium	Bohrium	Bh	107	262,1231
Bor	Boron	B	5	10,811
Brom	Bromine	Br	35	79,904
Cadmium	Cadmium	Cd	48	112,411
Calcium	Calcium	Ca	20	40,078
Californium	Californium	Cf	98	251,0796
Cäsium	Caesium	Cs	55	132,90545
Cer	Cerium	Ce	58	141,116
Chlor	Chlorine	Cl	17	35,453
Chrom	Chromium	Cr	24	51,9961
Curium	Curium	Cm	96	247,0703
Darmstadtium	Darmstadtium	Ds	110	269
Dubnium	Dupnium	Db	105	262,1144
Dysprosium	Dysprosium	Dy	66	162,50
Einsteinium	Einsteinium	Es	99	252,0829
Eisen	Iron	Fe	26	55,845

<sup>1)</sup> IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry

**Tabelle 2.2:** Tabellarische Auflistung der chemischen Elemente nach Namen sortiert

## 2.2 Die chemischen Elemente und ihre Bezeichnungen

Elementname nach IUPAC <sup>1)</sup>	Englischer Elementname	Symbol	Ordnungszahl	Atomare Masse
Erbium	Erbium	Er	68	167,259
Europium	Europium	Eu	63	151,964
Fermium	Fermium	Fm	100	257,0951
Fluor	Fluorine	F	9	18,9984032
Francium	Francium	Fr	87	223,0197
Gadolinium	Gadolinium	Gd	64	157,25
Gallium	Gallium	Ga	31	69,723
Germanium	Germanium	Ge	32	72,64
Gold	Gold	Au	79	196,96654
Hafnium	Hafnium	Hf	72	178,49
Hassium	Hassium	Hs	108	265,1306
Helium	Helium	He	2	4,00260
Holmium	Holmium	Ho	67	164,93032
Indium	Indium	In	49	114,818
Iridium	Iridium	Ir	77	192,217
Jod(Iod)	Iodine	I	53	126,90447
Kalium	Potassium	K	19	39,0983
Kobalt	Cobalt	Co	27	58,933200
Kohlenstoff	Carbon	C	6	12,0107
Krypton	Krypton	Kr	36	83,80
Kupfer	Copper	Cu	29	63,546
Lanthan	Lanthanium	La	57	138,9055
Lawrentium	Lawrentium	Lr	103	262,11
Lithium	Lithium	Li	3	6,941
Lutetium	Lutetium	Lu	71	174,967
Magnesium	Magnesium	Mg	12	24,3050
Mangan	Manganese	Mn	25	54,938049
Meitnerium	Meitnerium	Mt	109	266,1378
Mendelevium	Mendelevium	Mv	101	258,0986
Molybdän	Molybdenum	Mo	42	95,94
Natrium	Sodium	Na	11	22,989770

<sup>1)</sup> IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry

**Tabelle 2.2:** Tabellarische Auflistung der chemischen Elemente nach Namen sortiert (Forts.)

Elementname nach IUPAC <sup>1)</sup>	Englischer Elementname	Symbol	Ordnungszahl	Atomare Masse
Neodym	Neodymium	Nd	60	144,24
Neon	Neon	Ne	10	20,1797
Neptunium	Neptunium	Np	93	237,0482
Nickel	Nickel	Ni	28	58,6934
Niob	Niobium	Nb	41	92,90638
Nobelium	Nobelium	No	102	259,1009
Osmium	Osmium	Os	76	190,23
Palladium	Palladium	Pd	46	106,42
Phosphor	Phosphorus	P	15	30,973761
Platin	Platinum	Pt	78	195,078
Plutonium	Plutonium	Pu	94	244,0642
Polonium	Polonium	Po	84	208,9824
Praseodym	Praseodymium	Pr	59	140,90765
Promethium	Promethium	Pm	61	146,9151
Protactinium	Protactinium	Pa	91	231,03588
Quecksilber	Mercury	Hg	80	200,59
Radium	Radium	Ra	88	226,0254
Radon	Radon	Rn	86	222,0176
Rhenium	Rhenium	Re	75	186,207
Rhodium	Rhodium	Rh	45	102,9055
Röntgenium	Roentgenium	Rg	111	272
Rubidium	Rubidium	Rb	37	85,4678
Ruthenium	Ruthenium	Ru	44	101,07
Rutherfordium	Rutherfordium	Rf	104	261,1089
Samarium	Samarium	Sm	62	150,36
Sauerstoff	Oxygen	O	8	15,9994
Scandium	Scandium	Sc	21	44,955910
Schwefel	Sulfur	S	16	32,065
Seaborgium	Seaborgium	Sg	106	263,1186
Selen	Selenium	Se	34	78,96
Silber	Silver	Ag	47	107,8682

<sup>1)</sup> IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry

**Tabelle 2.2:** Tabellarische Auflistung der chemischen Elemente nach Namen sortiert (Forts.)

## 2.2 Die chemischen Elemente und ihre Bezeichnungen

Elementname nach IUPAC <sup>1)</sup>	Englischer Elementname	Symbol	Ordnungszahl	Atomare Masse
Silicium	Silicon	Si	14	28,0855
Stickstoff	Nitrogen	N	7	14,0067
Strontium	Strontium	Sr	38	87,62
Tantal	Tantalum	Ta	73	180,9479
Technetium	Technetium	Tc	43	98,9063
Tellur	Tellurium	Te	52	127,60
Terbium	Terbium	Tb	65	158,92534
Thallium	Thallium	Tl	81	204,3833
Thorium	Thorium	Th	90	232,0381
Thulium	Thulium	Tm	69	168,93421
Titan	Titanium	Ti	22	47,867
Ununbium	Ununbium	Uub	112	277
Ununhexium	Ununhexium	Uuh	116	289 <sup>2)</sup>
Ununoctium	Ununoctium	Uuo	118	293
Ununpentium	Ununpentium	Uup	115	288 <sup>2)</sup>
Ununquadium	Ununquadium	Uuq	114	289
Ununseptium	Ununseptium	Uus	117	291 <sup>2)</sup>
Ununtrium	Ununtrium	Uut	113	287 <sup>2)</sup>
Uran	Uranium	U	92	238,02891
Vanadium	Vanadium	V	23	50,9415
Wasserstoff	Hydrogen	H	1	1,00794
Wolfram	Tungsten	W	74	183,84
Xenon	Xenon	Xe	54	131,293
Ytterbium	Ytterbium	Yb	70	173,04
Yttrium	Yttrium	Y	39	88,90585
Zink	Zinc	Zn	30	65,39
Zinn	Tin	Sn	50	118,710
Zirkon(ium)	Zirconium	Zr	40	91,224

<sup>1)</sup> IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry

<sup>2)</sup> Schätzung

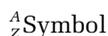
**Table 2.2:** Tabellarische Auflistung der chemischen Elemente nach Namen sortiert (Forts.)

## 2.3 Ordnungszahl und Massenzahl

Atome werden generell mit zwei Zahlen charakterisiert: ihrer Protonenzahl und der *Massenzahl*. Wie oben bereits bemerkt, spielt die Protonenzahl im Atomkern eine wichtige Rolle für die Identifikation der Elemente, sie wird auch als **Ordnungszahl**  $Z$  bezeichnet. In einem neutralen Atom ist sie gleich der Zahl der Elektronen. Alle Atome eines chemischen Elements besitzen also die gleiche Ordnungszahl und zeigen somit das gleiche Verhalten in chemischen Reaktionen. Die Ordnungszahl bestimmt außerdem die Stellung des jeweiligen chemischen Elements im Periodensystem der Elemente, das später noch besprochen wird.

Die *Massenzahl*  $A$  beschreibt die Gesamtzahl aller Kernbestandteile (Protonen und Neutronen). Sie ist also die Summe der Protonen und Neutronen ( $A = Z + N$ ). Die Massenzahl entspricht näherungsweise der Atommasse in Atommasseneinheiten  $u$ , bei der Protonen und Neutronen jeweils die Masse 1  $u$  besitzen und die Elektronenmasse vernachlässigbar ist.

Einem chemischen Element kann also eine Ordnungs- und Massenzahl zugeordnet werden. Hierfür hat sich folgende allgemeine Schreibweise etabliert:



z.B.  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ : Man spricht „Chlor Fünfundreißig“; diese Atomsorte enthält somit 17 Protonen und damit auch 17 Elektronen. Die Anzahl der Neutronen ist 18 ( $A - Z = N$ ).

## 2.4 Isotope

Die chemischen Eigenschaften eines Atoms hängen von der Ordnungszahl ab, während seine Masse hierfür eine untergeordnete Rolle spielt. Alle Atome eines chemischen Elementes besitzen die gleiche Ordnungszahl, aber nicht alle Atome müssen die gleiche Masse besitzen.

**Isotope** sind Atome gleicher Ordnungszahl, aber unterschiedlicher Massenzahl. Diese entsteht durch eine unterschiedliche Anzahl von Neutronen im Kern.

Beispiele für solche Isotope sind die Isotope des Wasserstoffs:  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$ ,  ${}^3_1\text{H}$  oder in einer Kurzschreibweise  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^2\text{H}$ ,  ${}^3\text{H}$ . Die Isotope des Wasserstoffs besitzen auch spezielle Namen, so bezeichnet man  ${}^1\text{H}$  *Protium*, als *Deuterium* und  ${}^3\text{H}$  als *Tritium*. Auch Kohlenstoff besitzt eine Reihe von Isotopen, die unterschiedliche technologische Bedeutung besitzen, diese Isotope sind  ${}^{12}_6\text{C}$ ,  ${}^{13}_6\text{C}$ ,  ${}^{14}_6\text{C}$  bzw.  ${}^{12}\text{C}$ ,  ${}^{13}\text{C}$  und  ${}^{14}\text{C}$ .

In der Natur liegen nur 21 Elemente *isotopenrein*, also in nur einem Isotop vor. Dazu zählen unter anderem Na, F, Al, P und Au. Auch wenn diese Elemente isotopenrein vorkommen, können von ihnen durch *Kernreaktionen* Isotope künstlich erzeugt werden. Die Mehrzahl der Elemente in der Natur kommt allerdings als Isotopengemisch vor. Das Mischungsverhältnis zwischen den Isotopen ist auf der Erde nahezu konstant. Die Häufigkeitsverteilung der verschiedenen Wasserstoffisotope ist beispielsweise:  ${}^1\text{H}$ : 99,985%,  ${}^2\text{H}$ : 0,015%,  ${}^3\text{H}$ :  $1,00 \cdot 10^{-17}\%$ .

## Technische Anwendung von Isotopen

Isotope besitzen eine technologische Bedeutung, die sie für die unterschiedlichsten Anwendungen brauchbar macht. Hier sollen einige Beispiele erwähnt werden.

### Radiokarbon-Methode

Lange Zeit war die Archäologie auf der Suche nach einer Methode, um das Alter von Fundstücken aus biologischem Ursprung zu bestimmen. Der amerikanische Chemiker *Willard Frank Libby* (1908–1980) entwickelte 1949 eine Methode zur Altersbestimmung kohlenstoffhaltiger organischer Materialien mit einem Alter bis etwa 50000 Jahren. Die Methode basiert auf dem radioaktiven Zerfall des Kohlenstoff-Isotops  $^{14}\text{C}$  und wird daher auch als  $^{14}\text{C}$ -Methode oder Radiokarbon-Methode bezeichnet.

Kohlenstoff kommt in der Natur in drei Isotopen  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  und  $^{14}\text{C}$  vor. In der Luft ist das Verhältnis dieser Isotope etwa folgendermaßen:  $^{12}\text{C}$ : 98,89%,  $^{13}\text{C}$ : 1,10%,  $^{14}\text{C}$ :  $10^{-10}\%$ , d.h., auf  $10^{12}$   $^{12}\text{C}$ -Kerne kommt statistisch nur ein einziger  $^{14}\text{C}$ -Kern. Im Gegensatz zu  $^{12}\text{C}$  und  $^{13}\text{C}$  ist  $^{14}\text{C}$  nicht stabil, sondern unterliegt dem radioaktiven Zerfall. Das Isotop weist dabei eine Halbwertszeit von 5730 Jahren auf, d.h., nach diesem Zeitraum wäre in einem isolierten System nur noch die Hälfte aller ursprünglichen  $^{14}\text{C}$ -Atome vorhanden. In den oberen Schichten der Erdatmosphäre wird  $^{14}\text{C}$  durch Kernreaktionen aufgrund der Wechselwirkung von kosmischer Strahlung mit Atomen ständig neu gebildet. Neubildung und Zerfall der  $^{14}\text{C}$ -Kerne halten sich die Waage und damit bleibt der Anteil der  $^{14}\text{C}$ -Kerne am Kohlenstoff in der Atmosphäre über die Zeit konstant. Der Kohlenstoff verbindet sich mit vorhandenem Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid, welches natürlich die gleiche relative Menge an  $^{14}\text{C}$  enthält und so in die Biosphäre gelangt, da im Stoffwechsel Kohlenstoff mit der Atmosphäre ausgetauscht wird. Das bedeutet, in jedem Organismus stellt sich das gleiche atmosphärische Verteilungsverhältnis der drei Kohlenstoff-Isotope ein. Kohlenstoff kann aus diesem Kreislauf entfernt werden, indem der Stoffaustausch mit der Atmosphäre endet, also der Tod des Lebewesens eintritt. Ab diesem Zeitpunkt wird kein neues  $^{14}\text{C}$  mehr eingebaut und der radioaktive Zerfall lässt die Menge dieses Isotops in der organischen Substanz – dem *Fossil* – ständig kleiner werden. Das Verhältnis zwischen  $^{14}\text{C}$  und  $^{12}\text{C}$  eines organischen Materials ist also ein Maß für die Zeit, die seit dem Tod eines Lebewesens vergangen ist. Auch in nicht organische Stoffe kann biogener Kohlenstoff gelangen, beispielsweise in geschmolzene Metalle aus der Holzkohle. Zur Bestimmung des Alters benötigt man dann noch einen Standard, der den Wert des  $^{12}\text{C}/^{14}\text{C}$ -Verhältnisses am Beginn des Alterungsprozesses repräsentiert. Durch physikalische Methoden kann nun die vorhandene Menge an  $^{14}\text{C}$  bestimmt und damit das Alter, zum Teil sehr genau, ermittelt werden.

### Weitere Nutzung von Isotopen

Zu den weiteren technologischen Anwendungen von Isotopen zählt beispielsweise die Isotopenmarkierung, die in der biologischen Forschung zur Aufklärung von Reaktionsmechanismen oder Metabolismen verwendet wird.

Der Herkunftsort von Lebensmitteln, wie Wein oder Käse, kann bestimmt werden, da die Isotopenzusammensetzung des Wassers an verschiedenen Orten der Welt verschieden und charakteristisch ist. Neben diesen Anwendungen spielen Isotope auch in der Kerntechnik, z.B. bei der Anreicherung von spaltfähigem Material als Brennstoff in Atomkraftwerken und in der Strahlenmedizin, eine wichtige Rolle. ►

Zur Trennung und Anreicherung von bestimmten Isotopen macht man sich die Tatsache zu Nutze, dass Isotope eines bestimmten Elementes und damit auch seine Verbindungen unterschiedliche Massen besitzen. So kann man mit massenabhängigen Trennmethode eine bestimmte Isotopenart anreichern. Dazu zählt beispielsweise die Trennung von Verbindungen der Isotope durch Zentrifugieren. Mit dieser Methode wird das in Atomkraftwerken spaltfähigere Material  $^{238}\text{U}$  durch die gasförmige Verbindung Uranhexafluorid ( $\text{UF}_6$ ), die beide Uran-Isotope enthält, angereichert.

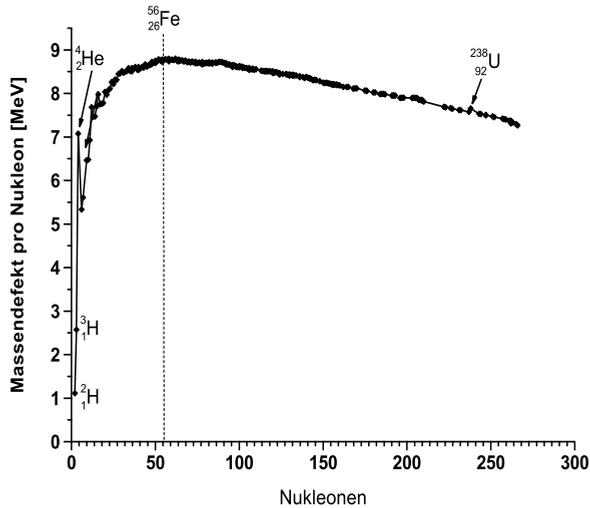
## 2.5 Atommasse

Die Masse eines Atoms spielt zwar für seine chemischen Reaktionen kaum eine Rolle, dennoch ist es wichtig, die Atommasse zu kennen um beispielsweise chemische Reaktionen zwischen der gleichen Anzahl von Teilchen durchzuführen. Damit dies möglich ist, müssen wir uns im Klaren sein, wie sich die Atommasse zusammensetzt. Die einfachste Betrachtungsweise ist die, dass alle Massen der vorhandenen Teilchen addiert werden. Das bedeutet, man addiert alle Massen der Protonen, Neutronen und Elektronen.

Beispielsweise besteht das Isotop  $^{12}\text{C}$  aus sechs Protonen, sechs Neutronen und sechs Elektronen. Rechnerisch ergibt die Summe der Massen der Atombausteine einen Wert von  $6 \cdot 1,67261 \cdot 10^{-24} \text{ g} + 6 \cdot 1,67492 \cdot 10^{-24} \text{ g} + 6 \cdot 0,91096 \cdot 10^{-27} \text{ g} = 2,009 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ . Die tatsächliche Masse des Isotops beträgt allerdings  $1,9924 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ . Die Masse eines Atoms entspricht also nicht genau der Summe der Massen der Teilchen, sondern seine Masse ist etwas geringer. Dieser Masseverlust, der bei der Zusammenlagerung der Bausteine auftritt, wird als **Massendefekt** bezeichnet. Die Masse kann über die Einsteinsche Beziehung  $E = mc^2$  in Energie umgewandelt werden. Der Massendefekt ist demnach identisch mit der *Kernbindungsenergie* der Nukleonen, die durch die so genannte starke Wechselwirkung (starke Kernkraft) beschrieben wird. Je höher in einem Atomkern der Massendefekt, also die Kernbindungsenergie pro Nukleon ist, desto stabiler ist der Atomkern, da umso mehr Energie zu seiner Zerlegung aufgewendet werden muss.

Für das Kohlenstoffisotop  $^{12}\text{C}$  entspricht diese Masse einem Energiebetrag von  $1,494 \cdot 10^{11} \text{ J/Atom}$  bzw.  $7,5 \cdot 10^{11} \text{ J/g}$  Kohlenstoff. Das entspricht der 22.000.000-fachen Energie, die bei der Verbrennung von 1 g Kohle frei wird.

Der Massendefekt erreicht seinen maximalen Betrag bei einem Isotop des Eisens, das 56 Nukleonen enthält (► Abbildung 2.2). Elemente, deren Nukleonenzahl unterhalb oder oberhalb dieses Massendefekt-Maximums liegen, lassen sich zur Energiegewinnung durch *Kernfusion* (Kernverschmelzung, leichtere Kerne) oder *Kernspaltung* (schwerere Kerne) ausnutzen.



**Abbildung 2.2:** Auftragung des Massendefektes pro Nukleon

Wie bereits erwähnt kommen die meisten Elemente in der Natur als Gemische verschiedener Isotope vor. Diese Häufigkeitsverteilung muss bei der Berechnung der durchschnittlichen Atommasse eines Elementes berücksichtigt werden. Natürlich vorkommender Kohlenstoff besteht hauptsächlich aus zwei Isotopen  $^{12}\text{C}$  (98,90%) und  $^{13}\text{C}$  (1,10%) ( $^{14}\text{C}$  ist vom Anteil her vernachlässigbar klein). Die Massen dieser beiden Isotope betragen für  $^{12}\text{C}$  exakt 12 u und für  $^{13}\text{C}$  13,003355 u. Die mittlere Atommasse kann aus der Häufigkeit der Isotope berechnet werden:

$$0,9890 \cdot 12 \text{ u} + 0,011 \cdot 13,003355 \text{ u} = 12,011 \text{ u}$$

Die mittlere Atommasse eines Elementes wird auch als dessen *Atomgewicht* bezeichnet. Der Zahlenwert der in u angegebenen Atommasse wird als relative Atommasse bezeichnet und formal als eine eigene, dimensionslose Größe verwendet. Die Werte sind beispielsweise im Periodensystem der Elemente aufgelistet. Die genauen Atommassen können experimentell exakt mit einem Massenspektrometer bestimmt werden. Ein solches Instrument erlaubt eine präzise Zuordnung der Isotope. Das Prinzip der Messung beruht darauf, dass die zu untersuchende Substanz in die Gasphase überführt und ionisiert wird. Die entstandenen Ionen werden in einem elektrischem Feld beschleunigt und dem Analysator zugeführt. Dieser trennt sie nach dem Masse-zu-Ladungs-Verhältnis  $m/z$  räumlich auf und ermöglicht dabei die Detektion dieses Verhältnisses, wodurch eine Analyse der chemischen Zusammensetzung ermöglicht wird. Die Massenspektroskopie zählt zu einer der empfindlichsten Analysemethoden der Chemie.