



EUROPA-FACHBUCHREIHE  
für Chemieberufe

# Fachwissen Chemie 1

## Kernqualifikationen für Laborberufe

**4. Auflage**

VERLAG EUROPA-LEHRMITTEL . Nourney, Vollmer GmbH & Co. KG  
Düsseldorfer Straße 23 . 42781 Haan-Gruiten  
**Europa-Nr.: 69913**

---

**Autoren:**

Dr. Henrik Althaus	StR, Dipl.-Chem.	Stade
Peter Brackmann	Ausbildungsleiter Chemie- u. Biologielaboranten	Bremen
Helmut Keim	OStR, Dipl.-Ing.	Mülheim a. d. R.
Frank Kretschmer	OStR	Duisburg
Dr. Thomas Meyer	StD, Dipl.-Chem.	Holzminden

**Bei früheren Auflagen unter Mitwirkung von:**

Wolfgang Reiser  
Dr. Patrick Scheidhauer  
Michael Wächter

**Leitung des Arbeitskreises:**

Dr. Thomas Meyer

**Verlagslektorat:**

Dr. Astrid Grote-Wolff

**Bildbearbeitung:**

Grafische Produktionen Jürgen Neumann, 97222 Rimpar  
Zeichenbüro des Verlags Europa-Lehrmittel, 73760 Ostfildern

4. Auflage 2017, 1. korrigierter Nachdruck 2019  
Druck 5 4 (keine Änderungen seit der 2. Druckquote)

Alle Drucke derselben Auflage sind parallel einsetzbar, da sie bis auf die Behebung von Druckfehlern identisch sind.

ISBN 978-3-8085-6997-9

Alle Rechte vorbehalten. Das Werk ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwendung außerhalb der gesetzlich geregelten Fälle muss vom Verlag schriftlich genehmigt werden.

© 2017 by Verlag Europa-Lehrmittel, Nourney, Vollmer GmbH & Co. KG, 42781 Haan-Gruiten  
[www.europa-lehrmittel.de](http://www.europa-lehrmittel.de)

**Satz:** Grafische Produktionen Jürgen Neumann, 97222 Rimpar

**Umschlaggestaltung:** Grafische Produktionen Jürgen Neumann, 97222 Rimpar, nach dem Entwurf von Dr. Thomas Meyer unter Verwendung eines Bildes von © psdesign1 - Fotolia.com

**Druck:** Plump Druck und Medien GmbH, 53619 Rheinbreitbach

## Vorwort

Mit der rasanten Entwicklung der chemischen Industrie wandelt sich auch der Arbeitsplatz im chemischen Labor. Den stetig steigenden Ansprüchen in ihrem Beruf können die Mitarbeiter nur dann gerecht werden, wenn sie auf einem fundierten chemischen Grundwissen aufbauen können.

Das Lehrbuch **„Fachwissen Chemie 1: Kernqualifikationen für Laborberufe“** vermittelt diese grundlegenden Kenntnisse auf einem modernen und hohen, auf die Zielgruppen des Buches abgestimmten Niveau. Es richtet sich insbesondere an **Auszubildende zum Chemielaboranten/zur Chemielaborantin** und zum **Chemisch-technischen Assistent/zur Chemisch-technischen Assistentin**. Es ist an die Lernfelder des Rahmenlehrplans angelehnt und vermittelt die Grundlagen der Chemie für die Grundstufe und Fachstufe bis zum Teil 1 der gestreckten Abschlussprüfung. In Band 2 des „Fachwissen Chemie“ wird auf diesen Grundlagen aufgebaut, insbesondere die Kenntnisse in den Bereichen **Analytik** und **Organische Chemie** werden deutlich erweitert. Das fachliche Niveau des „Fachwissens Chemie“ orientiert sich an der bundeseinheitlichen Prüfung der Chemielaboranten. Aufgrund seiner Ausrichtung eignet sich das Buch auch für **Pharmazeutisch-technische Assistenten** sowie für **Studierende naturwissenschaftlicher und technischer Studiengänge an Fachhochschulen und Universitäten** für den strukturierten Aufbau ihres Grundwissens.

### Inhalte:

Dieses Lehrbuch besitzt eine fachsystematische Struktur mit engem Lernfeld- und Praxisbezug. Schrittweise werden Grundlagen der **Allgemeinen** und **Anorganischen Chemie** vermittelt: Ausgehend vom Atombau und Periodensystem der Elemente werden die wesentlichen Bindungstypen und zwischenmolekularen Kräfte erläutert sowie die grundlegenden Gesetzmäßigkeiten der Chemie verdeutlicht. Das **stöchiometrische Rechnen** wird anhand zahlreicher Beispiele aus der Laborpraxis vermittelt. Die Grundlagen der **Physikalischen Chemie** mit den Schwerpunkten Gleichgewichte, Geschwindigkeit und Energie sind genauso verständlich dargestellt wie die Systematik der **Organischen Chemie** sowie die Grundlagen der **Instrumentellen Analytik**. **Mechanische** und **thermische Trennverfahren** werden exemplarisch an wichtigen Geräten und Apparaten dargestellt. Darüber hinaus wird auf den **sicheren Umgang mit Gefahrstoffen am Arbeitsplatz** eingehend eingegangen. Die weltweit verbindlich gültigen **Gefahrensymbole nach GHS** und Hintergründe werden ausführlich erklärt.

### Didaktische Besonderheiten:

Das „Fachwissen Chemie 1“ ist aufgrund seiner unter didaktischen Aspekten entwickelten Struktur sowohl für den **Einsatz als den Unterricht begleitendes Werk** als auch zum **Selbststudium** geeignet. Das Verständnis wird durch eine **reichhaltige Bebilderung** gefördert, wobei Text und Bild stets eine Einheit bilden. **Übersichtliche Tabellen** verdeutlichen auch komplizierte Zusammenhänge. Wichtige **Formeln** sind mit einer Legende versehen, die die Formelzeichen mit ihren Einheiten angibt. Zahlreiche **Merksätze** tragen zum Lernerfolg bei. Aufgrund seines **umfangreichen Sachwortverzeichnisses** kann das Buch während der **Ausbildung** bzw. des **Studiums**, zur **Prüfungsvorbereitung**, aber auch in der beruflichen Praxis als **Wissensspeicher** zum Nachschlagen chemischer Grundlagen und Fachbegriffe genutzt werden.

### Hinweise zur 4. Auflage:

Die Fachtexte sind noch prägnanter formuliert, Bilder und Tabellen sind optimiert und aktuelle Neuerungen mit aufgenommen, die Gegenstand der Abschlussprüfung Teil 1 sind. Im Bereich der Organischen Chemie sind einfache Grundreaktionen enthalten, im Kapitel zur Herstellung von Grundchemikalien ist die Auswahl erweitert. Das Sachwortverzeichnis ist durch zusätzliche Schlagwörter deutlich umfangreicher.

Allen unseren aufmerksamen Leserinnen und Lesern danken wir für die wertvollen Verbesserungsvorschläge, die wir gerne berücksichtigt haben. Wir wünschen weiterhin viel Freude und Erfolg beim Erwerben der chemischen Grundlagen für Theorie und Praxis. Hinweise und Ergänzungen, die zur Verbesserung und Weiterentwicklung des Buches beitragen, werden unter der Verlagsadresse oder per E-Mail (lektorat@europa-lehrmittel.de) dankbar entgegen genommen.

<b>1</b>	<b>Stoffe und Stoffsysteme (Lernfelder 1, 2)</b>	<b>11</b>
<b>1.1</b>	<b>Stoffe</b>	<b>12</b>
1.1.1	Chemische Elemente	13
1.1.2	Chemische Verbindungen	16
<b>1.2</b>	<b>Reinstoffe</b>	<b>17</b>
<b>1.3</b>	<b>Stoffgemische</b>	<b>17</b>
1.3.1	Homogene Gemische	17
1.3.2	Heterogene Gemische	18
<b>1.4</b>	<b>Aggregatzustände</b>	<b>19</b>
1.4.1	Gasförmiger Zustand	19
1.4.2	Flüssiger Zustand	20
1.4.3	Fester Zustand	20
1.4.4	Weitere Zustandsformen	21
<b>1.5</b>	<b>Physikalisch messbare Stoffgrößen</b>	<b>22</b>
1.5.1	Internationales Einheitensystem	22
1.5.2	Wärme	24
1.5.3	Temperatureinheiten	24
1.5.4	Messgeräte zur Temperaturbestimmung	26
1.5.5	Masse $m$	28
1.5.6	Volumen $V$	33
1.5.7	Dichte $\rho$	37
1.5.8	Stoffmenge $n$	45
<b>1.6</b>	<b>Stoffeigenschaften</b>	<b>46</b>
1.6.1	Schmelztemperatur	46
1.6.2	Siedetemperatur	48
1.6.3	Löslichkeit $L^*$	49
1.6.4	Viskosität $\eta$	49
1.6.5	Oberflächenspannung $\sigma$	52
	<b>Aufgaben zu Kapitel 1</b>	<b>52</b>
<b>2</b>	<b>Stofftrennverfahren (Lernfeld 2)</b>	<b>54</b>
<b>2.1</b>	<b>Sortieren und Klassieren</b>	<b>56</b>
2.1.1	Magnetsortieren	57
2.1.2	Dichtesortieren	57
2.1.3	Flotieren	57
2.1.4	Siebklassieren	58
2.1.5	Sichten	59
<b>2.2</b>	<b>Sedimentieren und Dekantieren</b>	<b>60</b>
<b>2.3</b>	<b>Zentrifugieren</b>	<b>61</b>
<b>2.4</b>	<b>Filtrieren</b>	<b>62</b>
<b>2.5</b>	<b>Extrahieren</b>	<b>64</b>
2.5.1	Fest-Flüssig-Extraktion	65
2.5.2	Flüssig-Flüssig-Extraktion	66
<b>2.6</b>	<b>Absorbieren, Adsorbieren, Desorbieren</b>	<b>70</b>
	<b>Aufgaben zu Kapitel 2</b>	<b>71</b>
<b>3</b>	<b>Thermische Trennverfahren (Lernfelder 2, 4)</b>	<b>73</b>
<b>3.1</b>	<b>Abdampfen und Eindampfen</b>	<b>73</b>
<b>3.2</b>	<b>Destillation</b>	<b>73</b>
<b>3.3</b>	<b>Aufbau einer Destillationsanlage</b>	<b>74</b>
3.3.1	Bauteile der Destillationsanlage	74
3.3.2	Vorrichtungen zum Heizen	75
3.3.3	Vorrichtungen zum Kühlen	75
<b>3.4</b>	<b>Fraktionierte Destillation</b>	<b>76</b>
3.4.1	Zeitlicher Temperaturverlauf	76
3.4.2	Aufbau einer Apparatur zur fraktionierten Destillation	77
<b>3.5</b>	<b>Siedediagramme</b>	<b>77</b>

3.5.1	Dampfdruck	77
3.5.2	Zustandsdiagramme	79
3.5.3	Dampfdruckdiagramme	81
3.5.4	Homogene Flüssigkeitsgemische	81
3.5.5	Ideale Flüssigkeitsgemische	82
3.5.6	Reale Flüssigkeitsgemische	85
3.5.7	Siedediagramme und Taudiagramme	86
3.5.8	Gleichgewichtsdigramme	87
<b>3.6</b>	<b>Rektifikation</b>	<b>89</b>
3.6.1	Kolonntypen	90
3.6.2	Rücklaufverhältnis	92
3.6.3	Theoretische Trennstufen	93
3.6.4	Verstärkungsverhältnis (Bodenwirkungsgrad)	97
3.6.5	Trennleistung von Füllkörperkolonnen und Packungskolonnen	98
<b>3.7</b>	<b>Spezielle thermische Trennverfahren</b>	<b>99</b>
3.7.1	Vakuumdestillation	99
3.7.2	Trägerdampfdestillation	101
3.7.3	Rektifikation von Mehrstoffgemischen	102
3.7.4	Rektifikation azeotroper Gemische	103
3.7.5	Extraktiv-Rektifikation	106
<b>Aufgaben zu Kapitel 3</b>		<b>107</b>
<b>4</b>	<b>Reinigen von Stoffen (Lernfeld 2)</b>	<b>109</b>
<b>4.1</b>	<b>Trocknen von Stoffen</b>	<b>109</b>
4.1.1	Feuchtigkeit	109
4.1.2	Trocknungsmethoden	110
4.1.3	Wahl der geeigneten Trocknungsmethode	113
4.1.4	Praktische Durchführung von Trocknungen	114
<b>4.2</b>	<b>Entsalzen und Enthärten</b>	<b>117</b>
4.2.1	Methoden zur Entsalzung	119
4.2.2	Methoden zur Enthärtung	123
<b>4.3</b>	<b>Umkristallisation und Umfällen</b>	<b>124</b>
4.3.1	Umkristallisation	124
4.3.2	Umfällen	126
<b>4.4</b>	<b>Sublimation</b>	<b>126</b>
<b>Aufgaben zu Kapitel 4</b>		<b>129</b>
<b>5</b>	<b>Atombau und Periodensystem (Lernfelder 3, 6a)</b>	<b>130</b>
<b>5.1</b>	<b>Wichtige Atommodelle</b>	<b>130</b>
5.1.1	Demokrits Atomvorstellung	130
5.1.2	Daltons Atommodell	130
5.1.3	Thomsons Atommodell (Kugelmodell)	132
5.1.4	Rutherfords Atommodell (Kern-Hülle-Modell)	132
5.1.5	Atommodell nach Bohr (Schalenmodell)	133
5.1.6	Wellenmechanisches Atommodell (Orbitalmodell)	136
<b>5.2</b>	<b>Quantenzahlen und Orbitale</b>	<b>136</b>
5.2.1	Quantenzahlen und Pauli-Verbot	136
5.2.2	Atomorbitale	137
5.2.3	Orbitalbesetzung und Hundsche Regel	139
<b>5.3</b>	<b>Periodensystem der Elemente</b>	<b>140</b>
5.3.1	Ordnungskriterien des Periodensystems der Elemente	140
5.3.2	Relative Atommasse	142
5.3.3	Isotope	142
5.3.4	Perioden und Gruppen im Periodensystem der Elemente	144
5.3.5	Periodizität der Eigenschaften der Elemente	146
5.3.6	Hauptgruppenelemente und ihre Eigenschaften	153
5.3.7	Nebengruppenelemente und ihre Eigenschaften	158
<b>Aufgaben zu Kapitel 5</b>		<b>162</b>

<b>6</b>	<b>Chemische Bindung (Lernfelder 1, 3, 6a, 7)</b>	<b>163</b>
<b>6.1</b>	<b>Ionenbindung</b>	<b>164</b>
6.1.1	Energetische Prozesse der Ionenbindung	164
6.1.2	Ionen der Hauptgruppenmetalle und mehratomige Ionen	165
6.1.3	Ionen der Übergangsmetalle	165
6.1.4	Namen und Formeln ionischer Verbindungen	166
6.1.5	Eigenschaften ionischer Verbindungen	168
<b>6.2</b>	<b>Atombindung</b>	<b>170</b>
6.2.1	Prinzipien der kovalenten Bindung und <i>Lewis</i> -Formeln	171
6.2.2	Hypervalente Verbindungen, Elektronenmangelverbindungen, Radikale und koordinative Bindung	173
6.2.3	Formale Ladung und Mesomerie (Resonanz)	175
6.2.4	VSEPR-Modell	176
6.2.5	Valence-Bond-Theorie	178
6.2.6	Hybridisierung	180
6.2.7	Molekülorbital-Theorie	184
6.2.8	Atomkristalle	187
6.2.9	Polare Atombindung und Elektronegativität	187
<b>6.3</b>	<b>Zwischenmolekulare Kräfte</b>	<b>190</b>
6.3.1	Wasserstoffbrücken	192
6.3.2	Dipol-Kräfte	195
6.3.3	<i>Van-der-Waals</i> -Kräfte	200
<b>6.4</b>	<b>Metallbindung</b>	<b>203</b>
6.4.1	Elektronengas-Modell	204
6.4.2	Bänder-Modell	205
6.4.3	Kristallgitter der Metalle	208
6.4.4	Metallische Legierungen	210
6.4.5	Verbindungen mit Metall-Metall-Bindung	212
<b>6.5</b>	<b>Koordinative Verbindungen</b>	<b>214</b>
6.5.1	Metallkomplexe	214
6.5.2	Formeldarstellung und Nomenklatur komplexer Verbindungen	216
6.5.3	Chelatkomplexe	218
6.5.4	Ligandenaustausch	219
	<b>Aufgaben zu Kapitel 6</b>	<b>220</b>
<b>7</b>	<b>Chemische Reaktionen (Lernfelder 1, 3, 5)</b>	<b>223</b>
<b>7.1</b>	<b>Reaktionsgleichungen</b>	<b>223</b>
7.1.1	Bedeutung von Reaktionsgleichungen	224
7.1.2	Reaktionsschema	225
<b>7.2</b>	<b>Aufstellen einer Reaktionsgleichung</b>	<b>226</b>
<b>7.3</b>	<b>Redox-Reaktion – Reduktion und Oxidation</b>	<b>228</b>
7.3.1	Historischer Begriff der Reduktion und Oxidation	228
7.3.2	Moderner Begriff der Reduktion und Oxidation	229
7.3.3	Oxidationszahlen	230
7.3.4	Aufstellen und Bilanzieren von Redox-Gleichungen	232
7.3.5	Disproportionierung und Komproportionierung	234
	<b>Aufgaben zu Kapitel 7</b>	<b>235</b>
<b>8</b>	<b>Quantitative Aussagen von Reaktionsgleichungen (Lernfelder 1, 5, 7)</b>	<b>236</b>
<b>8.1</b>	<b>Chemische Grundgesetze</b>	<b>236</b>
8.1.1	Gesetz von der Erhaltung der Masse	236
8.1.2	Gesetz der konstanten Proportionen	237
8.1.3	Gesetz der multiplen Proportionen	241
<b>8.2</b>	<b>Stöchiometrische Größen</b>	<b>244</b>
8.2.1	Stoffmenge <i>n</i>	244
8.2.2	Molare Masse <i>M</i>	244
8.2.3	Stoffmengenkonzentration	249

8.2.4	Zustandsgrößen von Gasen . . . . .	252
<b>8.3</b>	<b>Stöchiometrische Berechnungen</b> . . . . .	<b>262</b>
8.3.1	Umsatz . . . . .	262
8.3.2	Ausbeute . . . . .	264
8.3.3	Selektivität . . . . .	266
	<b>Aufgaben zu Kapitel 8</b> . . . . .	<b>269</b>
<b>9</b>	<b>Lösungen und Gehaltsangaben (Lernfelder 1, 3, 7)</b> . . . . .	<b>270</b>
<b>9.1</b>	<b>Lösungen</b> . . . . .	<b>270</b>
9.1.1	Lösevorgang . . . . .	270
9.1.2	Volumeneffekt . . . . .	271
9.1.3	Lösegeschwindigkeit . . . . .	271
9.1.4	Sättigungsgrad von Lösungen . . . . .	272
9.1.5	Löslichkeit von Feststoffen . . . . .	273
9.1.6	Löslichkeit von Gasen . . . . .	274
<b>9.2</b>	<b>Eigenschaften von Lösemitteln</b> . . . . .	<b>276</b>
9.2.1	Siedetemperaturerhöhung . . . . .	276
9.2.2	Schmelztemperaturerniedrigung . . . . .	277
<b>9.3</b>	<b>Gehaltsangaben</b> . . . . .	<b>277</b>
9.3.1	Anteilsangaben . . . . .	278
9.3.2	Konzentrationsangaben . . . . .	281
9.3.3	Verhältnisangaben . . . . .	285
9.3.4	Umrechnung von Gehaltsgrößen . . . . .	286
<b>9.4</b>	<b>Lösungen bestimmter Konzentration</b> . . . . .	<b>287</b>
9.4.1	Rechnen mit der Mischungsgleichung . . . . .	287
9.4.2	Rechnen mit dem Mischungskreuz . . . . .	289
	<b>Aufgaben zu Kapitel 9</b> . . . . .	<b>291</b>
<b>10</b>	<b>Gefahrstoffe und Arbeitsschutz (Lernfelder 1, 2, 4, 5, 6a, 6b, 8)</b> . . . . .	<b>293</b>
<b>10.1</b>	<b>Sicherheitsstandards im Labor</b> . . . . .	<b>294</b>
10.1.1	Hinweiszeichen . . . . .	294
10.1.2	Warnungen vor speziellen Gefahren . . . . .	295
10.1.3	Persönliche Schutzausrüstung und technische Schutzeinrichtung . . . . .	296
10.1.4	Gebote und Verbote . . . . .	299
10.1.5	Sicherheitseinrichtungen . . . . .	300
10.1.6	Vermeidung von Gefahrensituationen . . . . .	302
<b>10.2</b>	<b>Umgang mit Gefahrstoffen</b> . . . . .	<b>303</b>
10.2.1	Gesetzliche Grundlagen . . . . .	303
10.2.2	Basis der Einstufung von Gefahrstoffen . . . . .	304
10.2.3	Merkmale eines Gefahrstoffs . . . . .	305
10.2.4	Warnung vor Gefahren (Gefahrenpiktogramme) . . . . .	307
10.2.5	Hinweise zu Gefahren und zur Sicherheit (H- und P-Sätze) . . . . .	309
<b>10.3</b>	<b>Gefährdungen durch Gefahrstoffe und Schutzmaßnahmen</b> . . . . .	<b>310</b>
10.3.1	Akute Giftwirkung . . . . .	310
10.3.2	Gesundheitsgefährdende Stoffe . . . . .	311
10.3.3	Ätzend und reizend . . . . .	314
10.3.4	Entzündbar, brandfördernd, explosionsgefährlich . . . . .	315
10.3.5	Brandklassen und Löschmittel . . . . .	319
<b>10.4</b>	<b>Kennzeichnung, Transport, Lagerung von Gefahrstoffen</b> . . . . .	<b>322</b>
10.4.1	Etikettierung eines Chemikaliengebindes . . . . .	322
10.4.2	Kennzeichnung von Druckgasbehältern . . . . .	323
10.4.3	Transport und Lagerung . . . . .	324
<b>10.5</b>	<b>Entsorgung von Gefahrstoffen</b> . . . . .	<b>326</b>
10.5.1	Umweltgefährliche Stoffe . . . . .	326
10.5.2	Abfallkategorien . . . . .	327

<b>10.6</b>	<b>Betriebsanweisungen nach § 14 Gefahrstoffverordnung</b>	<b>328</b>
10.6.1	Inhalte von Betriebsanweisungen	329
<b>10.7</b>	<b>Kenndaten des Arbeitsschutzes</b>	<b>332</b>
10.7.1	Arbeitsplatzgrenzwert	333
10.7.2	Risikobewertung bei krebserzeugenden Stoffen	335
10.7.3	Biologischer Grenzwert	337
10.7.4	Einhaltung von Grenzwerten, Gefährdungsbeurteilung und Schutzmaßnahmen	337
<b>Aufgaben zu Kapitel 10</b>		<b>338</b>
<b>11</b>	<b>Reaktionskinetik (Lernfeld 5)</b>	<b>339</b>
<b>11.1</b>	<b>Reaktionsgeschwindigkeit</b>	<b>339</b>
<b>11.2</b>	<b>Einfluss der Konzentration auf die Reaktionsgeschwindigkeit</b>	<b>341</b>
<b>11.3</b>	<b>Reaktionsordnung</b>	<b>344</b>
<b>11.4</b>	<b>Einfluss der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit</b>	<b>348</b>
<b>11.5</b>	<b>Katalyse</b>	<b>353</b>
11.5.1	Wirkungsweise von Katalysatoren	354
11.5.2	Homogene Katalyse	354
11.5.3	Heterogene Katalyse	356
<b>Aufgaben zu Kapitel 11</b>		<b>360</b>
<b>12</b>	<b>Chemisches Gleichgewicht (Lernfeld 5)</b>	<b>362</b>
<b>12.1</b>	<b>Massenwirkungsgesetz</b>	<b>362</b>
<b>12.2</b>	<b>Die Gleichgewichtskonstante <math>K_c</math> und ihre Bedeutung</b>	<b>366</b>
<b>12.3</b>	<b>Gasgleichgewichte und die Gleichgewichtskonstante <math>K_p</math></b>	<b>368</b>
<b>12.4</b>	<b>Heterogene Gleichgewichte</b>	<b>369</b>
<b>12.5</b>	<b>Berechnung von Gleichgewichten</b>	<b>371</b>
<b>12.6</b>	<b>Verschiebung der Gleichgewichtslage</b>	<b>375</b>
12.6.1	Änderung der Konzentration	375
12.6.2	Änderung des Drucks	377
12.6.3	Änderung der Temperatur	378
<b>12.7</b>	<b>Lösungsgleichgewicht und Löslichkeitsprodukt</b>	<b>379</b>
12.7.1	Löslichkeitsprodukt und Löslichkeit	380
12.7.2	Einflüsse auf das Lösungsgleichgewicht	383
12.7.3	Fällungsreaktionen	384
<b>Aufgaben zu Kapitel 12</b>		<b>385</b>
<b>13</b>	<b>Säuren und Basen (Lernfelder 1, 3, 7)</b>	<b>387</b>
<b>13.1</b>	<b>Die <i>Brønsted-Lowry</i>-Theorie der Säuren und Basen</b>	<b>387</b>
<b>13.2</b>	<b>Autoprotolyse des Wassers und pH-Wert</b>	<b>390</b>
<b>13.3</b>	<b>Säurestärke</b>	<b>394</b>
13.3.1	Säure- und Basenkonstanten	394
13.3.2	pH-Wert-Berechnungen starker und schwacher Säuren	396
13.3.3	Protolysegrad	398
13.3.4	Mehrprotonige Säuren	399
13.3.5	Schwache Basen	400
13.3.6	Säurestärke der Nichtmetallwasserstoffverbindungen	401
<b>13.4</b>	<b>Protolysen von Salzen in Wasser</b>	<b>401</b>
<b>13.5</b>	<b>Titrationen</b>	<b>403</b>
13.5.1	Titration einer starken Säure	404
13.5.2	Titration einer schwachen Säure	404
13.5.3	Titration mehrprotoniger Säuren	405
<b>13.6</b>	<b>Pufferlösungen</b>	<b>405</b>
<b>13.7</b>	<b>Säuren und Basen nach <i>Lewis</i></b>	<b>409</b>
<b>Aufgaben zu Kapitel 13</b>		<b>409</b>



<b>14</b>	<b>Energetische Betrachtungen (Lernfelder 2, 5)</b>	<b>411</b>
<b>14.1</b>	<b>Die Natur der Energie</b>	<b>411</b>
14.1.1	Kinetische Energie	411
14.1.2	Potenzielle Energie	412
<b>14.2</b>	<b>Innere Energie und Enthalpie</b>	<b>413</b>
14.2.1	Innere Energie	414
14.2.2	Reaktionsenthalpie	414
14.2.3	Standardenthalpien	418
14.2.4	Enthalpien verschiedener Prozesse	420
<b>14.3</b>	<b>Entropie und freie Enthalpie</b>	<b>422</b>
14.3.1	Spontane Prozesse	422
14.3.2	Entropie	423
14.3.3	Freie Reaktionsenthalpie und Gesamtentropie	426
14.3.4	Freie Standardbildungsenthalpie	428
14.3.5	Temperaturabhängigkeit der freien Enthalpie	430
14.3.6	Freie Enthalpie und Gleichgewichtskonstanten	431
	<b>Aufgaben zu Kapitel 14</b>	<b>432</b>
<b>15</b>	<b>Organische Chemie (Lernfelder 3, 6a, 6b)</b>	<b>434</b>
<b>15.1</b>	<b>Eigenschaften organischer Verbindungen</b>	<b>434</b>
<b>15.2</b>	<b>Formelschreibweise organischer Verbindungen</b>	<b>436</b>
<b>15.3</b>	<b>Struktur einer organischen Verbindung – Strukturisomerie</b>	<b>438</b>
<b>15.4</b>	<b>Derivate und funktionelle Gruppen</b>	<b>439</b>
<b>15.5</b>	<b>Alkane</b>	<b>439</b>
15.5.1	Die homologe Reihe der Alkane	440
15.5.2	Strukturisomerie bei Alkanen	441
15.5.3	Systematische Benennung der Alkane	441
15.5.4	Physikalische Eigenschaften der Alkane	443
15.5.5	Chemisches Verhalten der Alkane	444
15.5.6	Methan	444
15.5.7	Ethan	444
<b>15.6</b>	<b>Alkene und Alkine</b>	<b>446</b>
15.6.1	Ethen	446
15.6.2	Die homologe Reihe der Alkene	448
15.6.3	Isomerie bei Alkenen	448
15.6.4	Systematische Benennung der Alkene	449
15.6.5	Reaktionen der Alkene	450
15.6.6	Mehrfach ungesättigte Kohlenwasserstoffe – Polyene	453
15.6.7	Ethin	453
15.6.8	Die homologe Reihe der Alkine	454
15.6.9	Systematische Benennung der Alkine	454
15.6.10	Reaktionen der Alkine	455
<b>15.7</b>	<b>Cyclische Kohlenwasserstoffe</b>	<b>456</b>
15.7.1	Alicyclische Kohlenwasserstoffe	456
15.7.2	Aromatische Kohlenwasserstoffe	458
<b>15.8</b>	<b>Sauerstoffhaltige Kohlenwasserstoffe</b>	<b>463</b>
15.8.1	Alkanole	463
15.8.2	Phenole	464
15.8.3	Ether	464
15.8.4	Aldehyde und Ketone	465
15.8.5	Carbonsäuren und Derivate	467
<b>15.9</b>	<b>Stickstoffhaltige Kohlenwasserstoffe</b>	<b>470</b>
15.9.1	Amine	470
15.9.2	Amide und Aminocarbonsäuren	471
	<b>Aufgaben zu Kapitel 15</b>	<b>473</b>

<b>16</b>	<b>Grundchemikalien und Gebrauchsmetalle (Lernfeld 6a)</b> . . . . .	<b>474</b>
<b>16.1</b>	<b>Ammoniak</b> . . . . .	<b>475</b>
16.1.1	Eigenschaften von Ammoniakgas und Ammoniakwasser . . . . .	475
16.1.2	Herstellung von Ammoniak nach dem <i>Haber-Bosch</i> -Verfahren . . . . .	476
16.1.3	Ammoniumsalze . . . . .	477
<b>16.2</b>	<b>Salpetersäure</b> . . . . .	<b>478</b>
16.2.1	Eigenschaften von Salpetersäure . . . . .	478
16.2.2	Herstellung von Salpetersäure nach dem <i>Ostwald</i> -Verfahren . . . . .	479
<b>16.3</b>	<b>Schwefelsäure</b> . . . . .	<b>480</b>
16.3.1	Eigenschaften von Schwefelsäure . . . . .	480
16.3.2	Herstellung von Schwefelsäure nach dem <i>Doppelkontakt</i> -Verfahren . . . . .	481
<b>16.4</b>	<b>Salzsäure</b> . . . . .	<b>483</b>
16.4.1	Eigenschaften von Salzsäure . . . . .	483
16.4.2	Herstellung von Salzsäure . . . . .	484
<b>16.5</b>	<b>Natronlauge</b> . . . . .	<b>484</b>
16.5.1	Eigenschaften von Natriumhydroxid und Natronlauge . . . . .	485
16.5.2	Herstellung von Natronlauge . . . . .	486
16.5.3	Natriumsalze . . . . .	487
<b>16.6</b>	<b>Methanol</b> . . . . .	<b>488</b>
16.6.1	Eigenschaften des Methanols . . . . .	488
16.6.2	Methanol-Synthese . . . . .	488
<b>16.7</b>	<b>Aluminium</b> . . . . .	<b>490</b>
16.7.1	Eigenschaften des Aluminiums . . . . .	490
16.7.2	Herstellung von Aluminium . . . . .	491
<b>16.8</b>	<b>Eisen</b> . . . . .	<b>492</b>
16.8.1	Eigenschaften des Eisens . . . . .	492
16.8.2	Herstellung und Umwandlung von Eisen . . . . .	493
	<b>Aufgaben zu Kapitel 16</b> . . . . .	<b>495</b>
<b>17</b>	<b>Instrumentell-analytische Methoden (Lernfelder 4, 7, 8)</b> . . . . .	<b>497</b>
<b>17.1</b>	<b>Elektromagnetische Strahlung</b> . . . . .	<b>497</b>
17.1.1	Elektromagnetische Strahlung als Welle . . . . .	497
17.1.2	Teilchencharakter elektromagnetischer Strahlung . . . . .	498
<b>17.2</b>	<b>Refraktometrie</b> . . . . .	<b>499</b>
<b>17.3</b>	<b>Fotometrie</b> . . . . .	<b>504</b>
17.3.1	Absorption und Emission . . . . .	504
17.3.2	<i>Bouguer-Lambert-Beer</i> -Gesetz . . . . .	506
17.3.3	Durchführung einer fotometrischen Bestimmung . . . . .	509
<b>17.4</b>	<b>Chromatografie</b> . . . . .	<b>519</b>
17.4.1	Physikalisch-chemische Grundlagen . . . . .	519
17.4.2	Flüssigchromatografie in Säulen . . . . .	522
17.4.3	Dünnschichtchromatografie (DC) . . . . .	533
	<b>Aufgaben zu Kapitel 17</b> . . . . .	<b>539</b>
	<b>Anhang</b> . . . . .	<b>541</b>
	Sachwortverzeichnis . . . . .	541
	Bildquellenverzeichnis . . . . .	559
	Das Periodensystem der Elemente . . . . . Umschlag vorn, 560, Umschlag hinten	

# 1 Stoffe und Stoffsysteme

Die Naturwissenschaften befassen sich mit dem systematischen Erforschen von Gesetzmäßigkeiten der Natur. Die Chemie gehört zu den Naturwissenschaften ebenso wie die Physik und die Biologie.

**Biologie:** Die Biologie ist die Wissenschaft vom Leben des Menschen, der Tiere, der Pflanzen und der Mikroorganismen.

**Physik:** Die Physik ist die Wissenschaft, die sich mit den grundlegenden Gesetzen der unbelebten Natur, ihren elementaren Bausteinen und deren Eigenschaften befasst. Physikalische Vorgänge zeichnen sich dadurch aus, dass sich der Zustand eines Stoffes verändert, jedoch nicht seine Zusammensetzung.

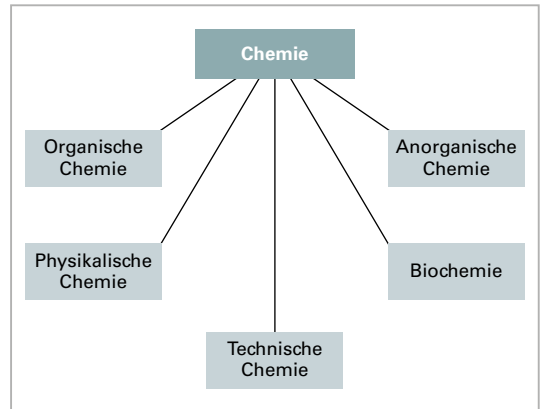


Bild 1: Gebiete der Chemie

**Chemie:** Die Chemie ist die Wissenschaft von den Stoffen. Chemische Vorgänge gehen immer mit einer Stoffumwandlung (chemische Reaktion) und damit einer Änderung der Zusammensetzung und der Eigenschaften eines Stoffes einher.

Im Besonderen geht es dabei um:

- ihre Eigenschaften,
- ihren Aufbau,
- ihre Umwandlung,
- ihre Zusammensetzung,
- ihre Herstellung,
- ihre Wechselwirkung mit anderen Stoffen.

Die Chemie lässt sich zur groben Differenzierung in folgende Hauptgebiete gliedern (Bild 1):

- Die **Organische Chemie** befasst sich mit der Chemie der Kohlenstoffverbindungen. Durch die Kombinationsmöglichkeit des Kohlenstoffs mit fast allen Elementen ist die Anzahl der möglichen Verbindungen nahezu unbegrenzt.
- Die **Anorganische Chemie** befasst sich mit den chemischen Elementen und deren Verbindungen, ausgenommen ist dabei die Chemie der organischen Kohlenstoffverbindungen. Zu den anorganischen Kohlenstoffverbindungen zählen z. B. die Oxide des Kohlenstoffs Kohlenstoffmonoxid CO und Kohlenstoffdioxid CO<sub>2</sub>, die Kohlensäure H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> sowie ihre Salze, z. B. Natriumcarbonat Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
- Die **Physikalische Chemie** befasst sich mit dem Grenzgebiet zwischen Chemie und Physik. Von Interesse sind hierbei z. B. die bei chemischen Reaktionen auftretenden physikalischen Erscheinungen sowie die Möglichkeiten, diese durch physikalische Methoden zu beeinflussen. Hierbei geht es beispielsweise um die Fragestellung, unter welchen Bedingungen und mit welcher Geschwindigkeit eine Reaktion abläuft.
- Die **Technische Chemie** befasst sich mit chemischen Prozessen im großtechnischen Maßstab. Sie hat zum Ziel, bestehende Produktionsverfahren zu verbessern und neue zu entwickeln. Chemische Reaktionen werden hier aus dem Labormaßstab in großtechnische Verfahren umgesetzt.
- Die **Biochemie** ist ein Grenzgebiet zwischen Chemie, Biologie und Medizin. Sie befasst sich mit den am Stoffwechsel und am Aufbau von Lebewesen beteiligten chemischen Verbindungen.

**Chemie** ist die Lehre von den Stoffen und deren Eigenschaften, Aufbau, Umwandlung, Zusammensetzung, Herstellung und Wechselwirkung mit anderen Stoffen.

Bei näherer Betrachtung begegnet uns Chemie überall. Viele der bekannten alltäglichen Erscheinungen beruhen auf einer chemischen Reaktion, z. B. Verbrennungsreaktionen oder das Rosten von Eisen. Aber auch unzählige für uns selbstverständliche Gegenstände und Verbrauchsstoffe, wie Kunststoffe oder Pharmazeutika, sind Produkte der chemischen Industrie. In der Industrie und in Hochschulen macht man sich dabei insbesondere die Erkenntnisse des 20. und 21. Jahrhunderts zunutze, um Stoffe mit neuen gewünschten Eigenschaften zu entwickeln und zu produzieren. Dabei finden ausgebildete Fachkräfte der Chemie zahlreiche Einsatzmöglichkeiten. Diese erstrecken sich über die Planung und Entwicklung neuer Stoffe, die Qualitätskontrolle im Wareneingang und -Ausgang, die Überwachung von Produktionsprozessen, die Umweltanalytik und vieles mehr.

Um in einem Labor der chemischen Industrie oder in einem Forschungslabor sicher arbeiten zu können, ist es notwendig, sich mit Stoffen und Stoffsystemen auszukennen. Detaillierte Kenntnisse werden benötigt über die Methoden, mit denen Stoffe umgesetzt (Synthese) und nach Qualität (Art) und Quantität (Menge) untersucht werden können (Analyse), einschließlich der dazu unter Umständen notwendigen Trennverfahren.

Was unter den Begriffen Stoff und Stoffsystem zu verstehen ist, soll dieses Kapitel klären. Weiterhin geht es um Stoffcharakteristika, die Eigenschaften von Stoffen.

## 1.1 Stoffe

Wir leben in einer materiellen Welt, d. h. wir selbst bestehen aus **Materie** und sind von ihr umgeben. Materie, im chemischen Zusammenhang als **Stoff** oder **Substanz** bezeichnet, ist auch vorhanden, wenn diese nicht direkt erfahrbar ist, z. B. als Gas oder im mikroskopisch kleinen Bereich. Ein abgegrenzter Bereich eines oder mehrerer Stoffe wird als **Stoffportion** bezeichnet (z. B. ein Löffel Kochsalz). Stoffe können in unterschiedlichen Aggregatzuständen auftreten, d. h. in Abhängigkeit von Temperatur und Druck sind sie fest, flüssig oder gasförmig. Stoffe zeichnen sich dadurch aus, dass sie:

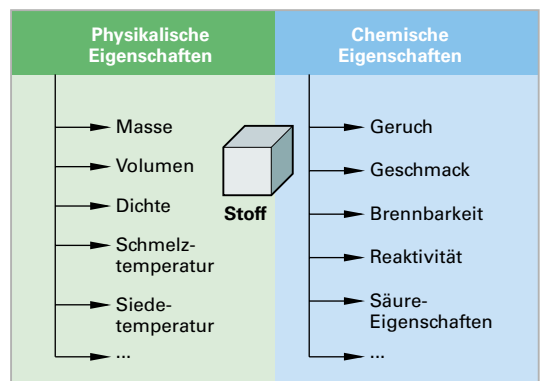
- eine bestimmte Masse besitzen,
- einen bestimmten Raum einnehmen.

Jeder Stoff hat außerdem bestimmte physikalische und chemische Eigenschaften, die wir zum Teil mit unseren Sinnen wahrnehmen können.

**Physikalische Eigenschaften** sind z. B. Masse, Volumen, Dichte, Schmelz- und Siedetemperatur (**Bild 1**). Diese Eigenschaften von Stoffen ermöglichen es, ein durch Mischen von zwei oder mehreren Stoffen entstandenes **Stoffgemisch** bzw. **Stoffsystem** durch einen **physikalischen Vorgang** voneinander zu trennen. Die jeweiligen Stoffeigenschaften der einzelnen Stoffe bleiben erhalten. Durch einen physikalischen Vorgang lassen sich nur die äußere Form eines Stoffes oder sein Aggregatzustand verändern.

Beispiele für physikalische Vorgänge sind:

- Zerkleinern: Mahlen eines Feststoffes, Zerstäuben einer Flüssigkeit usw.,
- Mischen: Verrühren von Feststoffen oder Flüssigkeiten,
- Destillieren: Auftrennung von Stoffen aufgrund ihrer unterschiedlichen Siedetemperatur.



**Bild 1: Physikalische und chemische Eigenschaften**

Die **chemischen Eigenschaften** beschreiben die Zusammensetzung und Umwandlungsfähigkeit eines Stoffes, d. h. das Reaktionsverhalten gegenüber anderen Stoffen. Chemische Eigenschaften sind z. B. Geruch, Geschmack, Brennbarkeit, Korrosionsbeständigkeit oder Säure-Eigenschaft (Azidität).

Unter einem **Stoff** versteht man jede Art von Materie, die gekennzeichnet ist durch gleich bleibende charakteristische physikalische und chemische Eigenschaften, unabhängig von ihrer äußeren Gestalt.

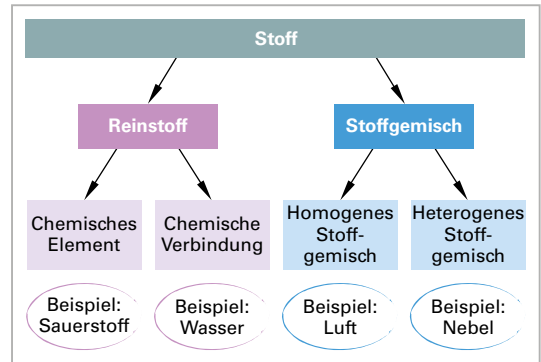


Bild 1: Unterteilung von Stoffen

Anhand der Darstellung in **Bild 1** wird die Unterteilung von Stoffen im Folgenden erläutert.

### 1.1.1 Chemische Elemente

Alle Stoffe bestehen aus chemischen Grundstoffen, den **chemischen Elementen**. Chemische Elemente zeichnen sich dadurch aus, dass sie durch chemische Verfahren nicht weiter aufzutrennen sind. Die kleinsten Teilchen der Elemente sind die **Atome**. Alle Atome der verschiedenen Elemente wiederum bestehen aus den in **Tabelle 1** aufgeführten **Elementarteilchen** in unterschiedlicher Anzahl:

- **Protonen** (positiv geladen, Symbol  $p^+$ ),
- **Neutronen** (neutral, Symbol  $n^0$ ),
- **Elektronen** (negativ geladen, Symbol  $e^-$ ).

Während sich die **Nukleonen** (Protonen und Neutronen) im Kern des Atoms befinden, sind die Elektronen in ständiger Bewegung und bilden eine Hülle um den Atomkern (**Bild 2**).

Atome mit der gleichen **Kernladungszahl**, d. h. mit der gleichen Anzahl Protonen, gehören zu einem Element.

Tabelle 1: Elementarteilchen				
Teilchen	Symbol	Ort im Atom	Masse in kg	Ladung
Proton	$p^+$	Kern	$1,673 \cdot 10^{-27}$	+ 1
Neutron	$n^0$	Kern	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$\pm 0$
Elektron	$e^-$	Hülle	$9,109 \cdot 10^{-31}$	- 1

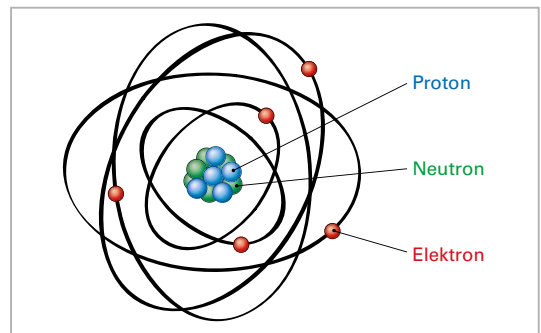


Bild 2: Schematisch dargestelltes Atom

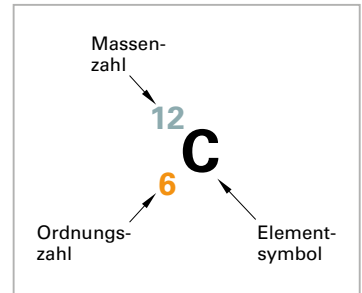
**Chemische Elemente** sind Stoffe, die durch chemische Verfahren nicht weiter zerlegbar sind.

Die Atome eines Elements besitzen im Atomkern die gleiche Anzahl an Protonen. Sie haben die **gleiche Kernladungszahl**.

Die Anzahl der **Protonen** in einem Atomkern wird auch als die **Ordnungszahl OZ** eines Elements bezeichnet. Zusammen mit den **Neutronen** ergeben die Protonen die Masse eines Atoms, die **Massenzahl A** bzw. **Nukleonenzahl**. Die Masse der Elektronen ist vergleichsweise gering, so dass diese bei der Masse des Atoms zu vernachlässigen ist. Die Anzahl der Neutronen im Atomkern kann variieren, so dass die Masse der Atome eines Elements unterschiedlich sein kann. Die Atome eines Elements mit unterschiedlicher Massenzahl werden als **Isotope** eines Elements bezeichnet.

Massenzahl und Ordnungszahl können direkt am Symbol eines Elements angegeben werden. Beispielsweise ist das Symbol des Elements Kohlenstoff das C. Die Ordnungszahl wird meist unten links und die Massenzahl oben links angefügt (**Bild 1**). Ein Kohlenstoffatom mit der Massenzahl 12 und der Ordnungszahl 6 hat folgende Schreibweise:  $^{12}_6\text{C}$ . Es gibt noch zwei weitere Kohlenstoffisotope. Das Kohlenstoffisotop mit einem zusätzlichen Neutron ist das  $^{13}_6\text{C}$ , mit zwei zusätzlichen Neutronen das  $^{14}_6\text{C}$ .

Atomarten, die dieselbe Massenzahl und Ordnungszahl besitzen, bezeichnet man als **Nuklide**. Beispielsweise ist das Nuklid  $^{12}_6\text{C}$  ein Isotop des Kohlenstoffs. Der Aufbau von Atomen wird im Kapitel 5 erläutert.



**Bild 1:** Das häufigste Kohlenstoffisotop  $^{12}_6\text{C}$

Die **Ordnungszahl OZ** bzw. **Kernladungszahl** entspricht der Anzahl der Protonen im Kern.

Die **Massenzahl A** entspricht der Anzahl der **Protonen** und **Neutronen (Nukleonen)** im Kern.

Atome eines Elements mit der gleichen Ordnungszahl OZ und unterschiedlicher Massenzahl A werden als **Isotope** bezeichnet.

Atomarten mit der gleichen Ordnungszahl OZ und der gleichen Massenzahl A werden als **Nuklide** bezeichnet.

Jedes Atom besitzt eine Masse, die als absolute Masse oder als relative Masse angegeben werden kann. Die tatsächliche Masse einzelner Atome eines Nuklids wird als **absolute Atommasse** (Formelzeichen  $A$ ) in Kilogramm oder **atomaren Masseneinheiten** (Einheit u) angegeben. Eine atomare Masseneinheit (1u) ist definiert als der zwölfte Teil der Masse eines Atoms des Nuklids  $^{12}_6\text{C}$  und entspricht einer Masse von  $1,6605402 \cdot 10^{-27}$  kg.

Die **relative Atommasse RAM**, mit dem Formelzeichen  $A_r$  (früher **Atomgewicht**), ist eine Vergleichsgröße und gibt das Verhältnis der Masse eines Nuklids im Vergleich zum Kohlenstoffisotop  $^{12}_6\text{C}$  an, dessen relative Masse mit 12,000000 festgelegt wurde. Die relative Atommasse  $A_r$  ist ein Verhältniswert und besitzt deshalb keine Einheit. Da die absolute Atommasse  $A$  und die relative Atommasse  $A_r$  das Kohlenstoffnuklid als  $^{12}_6\text{C}$  Bezugswert haben, sind beide Angaben in ihrem Wert gleich (s. Kap. 5.3.2, S. 142).

Elemente, bei denen keine Atome mit unterschiedlicher Anzahl von Neutronen im Kern vorkommen (Isotope), sind **Reinelemente**. Bestehen Elemente aus verschiedenen Isotopen, so spricht man von **Mischelementen**.

Derzeit sind mehr als 116 Elemente bekannt, von denen 92 natürlich vorkommen. Durch neu gefundene, künstlich erzeugte Elemente erhöht sich die Anzahl von Zeit zu Zeit. Alle künstlichen Elemente sind instabil und zerfallen unterschiedlich schnell in andere Elemente, manchmal in Bruchteilen einer Sekunde.

1869 wurden die damals bekannten chemischen Elemente von *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (russischer Chemiker, 1834-1907) und *Julius Lothar Meyer* (deutscher Chemiker, 1830-1895) unabhängig voneinander im **Periodensystem der Elemente PSE** zusammengefasst (s. PSE im Umschlag vorne). Dabei sortierten sie die Elemente zeilenweise nach periodisch wiederkehrenden Eigenschaften, den **Perioden**, wobei die Elemente mit ähnlichen Eigenschaften untereinander in einer Spalte, den **Gruppen**, stehen. Die Anordnung der Elemente erfolgt jedoch heute nicht nur nach den Eigenschaften, sondern nach der Anzahl der Protonen, der Ordnungszahl OZ. Die Erläuterung zum Aufbau des PSE erfolgt in Kapitel 5.

Die chemischen Elemente unterscheidet man ihren Eigenschaften nach in:

- **Nichtmetalle:** wie die Edelgase Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon, die Halogene Fluor, Chlor, Brom, Iod und die Elemente Sauerstoff, Schwefel, Stickstoff, Phosphor, Kohlenstoff, Wasserstoff.
- **Halbmetalle:** Bor, Silicium, Germanium, Arsen, Antimon, Selen, Tellur.
- **Metalle:** alle anderen Elemente.

Unter **Normbedingungen**, d. h. bei einer Temperatur von 273,15 K (0 °C) und einem Druck von 1013,25 hPa sind:

- 11 Elemente Gase (z. B. Chlor, Fluor, Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff, Edelgase),
- 2 Elemente Flüssigkeiten (Brom, Quecksilber),
- alle anderen Elemente Feststoffe.

Die **chemischen Elemente** werden nach ihren Eigenschaften eingeteilt in **Nichtmetalle, Halbmetalle und Metalle**.

Bei **Normbedingungen**, einer Temperatur von 273,15 K (0 °C) und einem Druck von 1013 hPa, sind 11 Elemente Gase, 2 Elemente Flüssigkeiten und alle anderen Elemente Feststoffe.

**Tabelle 1: Häufigkeit der Elemente in der Erdkruste**

Elementname	Symbol	w in %
Sauerstoff	O	49,2
Silicium	Si	25,7
Aluminium	Al	7,5
Eisen	Fe	4,7
Calcium	Ca	3,4
Natrium	Na	2,6
Kalium	K	2,4
Magnesium	Mg	1,9
Wasserstoff	H	0,9
Titan	Ti	0,6
Chlor	Cl	0,2
Phosphor	P	0,1
Mangan	Mn	0,1
Kohlenstoff	C	0,09
Rest		0,61

Betrachtet man die Elemente nach dem Anteil ihrer Masse an der Gesamtmasse  $w$  ihres Vorkommens in der Erdkruste (Schichtdicke 16 km), den Weltmeeren und der Atmosphäre, so sind die fünf häufigsten Elemente an etwa 91 %, die zwölf häufigsten sogar an fast 99,5 % der Gesamtmasse der Elemente und Verbindungen beteiligt (**Tabelle 1**).

Nachdem die ersten Elemente entdeckt und beschrieben wurden, war es notwendig, diese sinnvoll zu benennen. Anfangs geschah dies willkürlich. So haben viele Namen einen mythologischen Ursprung, z. B. Cer, Niob, Tantal. Andere wiederum wurden nach dem Entdeckungsland benannt, z. B. Gallium und Germanium. Meistens jedoch haben die Namen ihren Ursprung in einem griechischen oder lateinischen Wort, das eine wesentliche Eigenschaft des Stoffes beschreibt, z. B. Brom von griech. *bromos*: der Gestank. Viele dieser Namen sind durch landessprachliche Begriffe ersetzt worden, z. B. Kohlenstoff für *Carboneum* (lat.: Kohle), Silicium für *silex* (lat.: Kieselstein) oder Phosphor für *phosphorus* (griech.: Lichtträger).

1813 wurde vom schwedischen Chemiker *Jöns Jacob Berzelius* (1779–1848) eine **einheitliche Symbolik zur Kennzeichnung der Elemente** vorgeschlagen. Dazu wurden alle Elemente mit ihrem Anfangsbuchstaben gekennzeichnet. Bei gleichen Anfangsbuchstaben kommt ein zweiter Buchstabe des Namens dazu, der nicht immer der zweite Buchstabe des Wortes sein muss. Durch die Variationen der ursprünglichen Namen mit landessprachlichen Begriffen entsprechen diese Abkürzungen nicht immer den Anfangsbuchstaben der deutschen Begriffe. So hat Sauerstoff das Symbol O (Oxygenium) und Stickstoff das Symbol N (Nitrogenium). Natrium hingegen ist mit Na abgekürzt und Neon mit Ne.

Werden heutzutage neue Elemente entdeckt, erfolgen die Festlegung der Symbole sowie die Bestätigung der Benennung, die oft nach den Namen bekannter Wissenschaftler erfolgt, durch die **Internationale Vereinigung für Reine und Angewandte Chemie IUPAC** (*International Union of Pure and Applied Chemistry*).

Die allermeisten Elemente liegen in der Natur jedoch nicht in elementarer Form vor, sondern in Verbindung mit anderen Elementen, den chemischen Verbindungen.



## 1.1.2 Chemische Verbindungen

Nur die wenigsten Atomarten sind reaktionsträge und bleiben dauerhaft unverändert. Die Atome der meisten Elemente haben die Eigenschaft, sich mit anderen Atomen zu verbinden.

**Chemische Verbindungen** entstehen, wenn sich zwei oder mehrere ungleichartige Elemente miteinander verbinden. Stoffe aus Atomen gleicher Elemente gelten nicht als chemische Verbindungen, sondern als chemisches Element. Dazu zählt z. B. Sauerstoff, bei dem sich zwei Sauerstoff-Atome O zu einem Sauerstoff-Molekül O<sub>2</sub> bzw. drei Sauerstoff-Atome zu einem Sauerstoff-Molekül O<sub>3</sub> (Ozon) verbinden. Gleiches gilt beispielsweise für Fluor F<sub>2</sub>, Stickstoff N<sub>2</sub> und Phosphor P<sub>4</sub>. Für solche Moleküle aus gleichartigen Atomen wird der Begriff des **Elementmoleküls** verwendet. Die geschätzte Anzahl aller bekannten chemischen Verbindungen liegt insgesamt bei über 17 Millionen.

**Chemische Verbindungen** sind aus mindestens zwei unterschiedlichen Atomsorten zusammengesetzt.

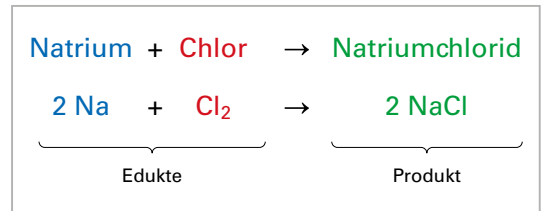
Unterscheiden lassen sich chemische Verbindungen in:

- **Molekulare Verbindungen** (Moleküle). Sie sind meist elektrische Nichtleiter und häufig flüchtig.
- **Salzartige Verbindungen**. Sie sind spröde sowie in Lösung oder Schmelze elektrisch leitend.
- **Intermetallische Verbindungen**. Sie sind glänzend, elektrische Leiter und verformbar.

Eine **chemische Reaktion** ist ein Vorgang, bei dem neue Stoffe entstehen. Dabei kann eine chemische Verbindung gebildet oder zerlegt werden. Bei der Reaktion gehen die Eigenschaften der eingesetzten Stoffe verloren und es entstehen neue Stoffe mit anderen Eigenschaften.

Ein Beispiel ist die Reaktion von Natrium Na mit Chlor Cl<sub>2</sub> zu Natriumchlorid NaCl (Kochsalz). Bei dieser Reaktion entsteht aus den Stoffen Natrium und Chlor der neue Stoff Natriumchlorid (**Bild 1**).

Außerdem finden bei chemischen Reaktionen immer physikalische Vorgänge statt, d. h. Energie wird in Form von Wärme abgegeben oder aufgenommen. Auch die Aggregatzustände (gasförmig, flüssig oder fest) der an der Reaktion beteiligten Stoffe können sich ändern. Ausgangsstoffe werden **Edukte** bzw. **Reaktanden** genannt, der neue Stoff ist das **Produkt** bzw. **Reaktionsprodukt**.



**Bild 1: Beispiel für eine chemische Reaktion**

Bei einer **chemischen Reaktion** verlieren einzelne beteiligte Stoffe ihre Eigenschaften. Es entstehen andere Stoffe mit anderen Eigenschaften.

Entsprechend zu den auf S. 14 erläuterten relativen Atommassen  $A_r$  ergibt sich die **relative Molekülmasse**  $M_r$  durch Addition der an einer chemischen Verbindung beteiligten Atome in entsprechender Anzahl. Beispielsweise ist die relative Molekülmasse von Natriumchlorid NaCl gleich der Summe der relativen Atommassen von Natrium  $A_r(\text{Na}) = 22,990$  und Chlor  $A_r(\text{Cl}) = 35,453$ , also 58,443.

Die Reaktion von Kohlenstoff und Sauerstoff kann zu unterschiedlichen Verbindungen führen, zu Kohlenstoffmonoxid CO oder Kohlenstoffdioxid CO<sub>2</sub>. An diesem Beispiel wird deutlich, dass in Verbindungen die gleichen Atome in unterschiedlichen **stöchiometrischen Verhältnissen** vorkommen können. Unter **Stöchiometrie** versteht man die Lehre von der Zusammensetzung chemischer Verbindungen sowie den Stoffverhältnissen bei chemischen Reaktionen (s. Kap. 8, S. 236).



## 1.2 Reinstoffe

**Reinstoffe** bestehen aus einem einzigen Stoff, Stoffgemische hingegen aus mehreren Stoffen. Das bedeutet, dass sowohl Elemente als auch chemische Verbindungen Reinstoffe sein können (**Bild 1**, S. 13).

Beispiele für Reinstoffe:

- Sind in einem Gefäß nur Argon-Atome vorhanden, so ist es der reine Stoff Argon (Element).
- Liegen nur Sauerstoff-Atome vor, die sich miteinander zu  $O_2$  verbunden haben, dann liegt der reine Stoff Sauerstoff vor (Elementmolekül).
- Besteht ein Stoff nur aus Calcium-Atomen, dann liegt der reine Stoff Calcium Ca vor (Element).
- Besteht der Stoff aus Schwefel S, so ist bekannt, dass dieser in unterschiedlichen Formen existieren kann. Am bekanntesten ist der elementare Schwefel, in dem sich acht Schwefel-Atome zu einem Ring zusammengefunden haben. Hierbei handelt es sich dann um das Elementmolekül  $S_8$  (Cyclooctaschwefel, gelber Schwefel, **Bild 1**).
- Besteht ein Stoff ausschließlich aus der chemischen Verbindung  $H_2O$ , also aus Wasserstoff H und Sauerstoff O, dann liegt nur eine Art von Teilchen vor: Es handelt sich um den Reinstoff Wasser  $H_2O$  (chemische Verbindung).



**Bild 1: Reinstoff Schwefel  $S_8$**

Reinstoffe können nicht durch physikalische Verfahren aufgetrennt werden. Reinstoffe besitzen charakteristische und gleich bleibende Eigenschaften. Diese sind in Tabellenwerken aufgelistet und können zur Identifizierung der Stoffe herangezogen werden, z. B. die Schmelztemperatur.

Ein **Reinstoff** besteht nur aus einem Stoff. Dies können einzelne Atome oder Verbindungen von gleichen oder unterschiedlichen Atomen sein.

Reinstoffe besitzen gleichbleibende Stoffeigenschaften.

Reinstoffe lassen sich durch physikalische Verfahren nicht weiter zerlegen.

Besteht ein Material jedoch nur in seinem Kern beispielsweise aus reinem Magnesium Mg, an seiner Oberfläche befindet sich aber Magnesiumoxid  $MgO$ , dann handelt es sich um keinen reinen Stoff. Dieses Material besteht aus zwei Stoffen: aus Mg und  $MgO$ . Es handelt sich um ein Gemisch aus mehreren Stoffen, um ein Stoffgemisch oder Stoffsystem.

## 1.3 Stoffgemische

Das beim Mischen von zwei oder mehreren reinen Stoffen entstehende **Stoffsystem** bezeichnet man als **Gemisch** oder speziell bei Feststoffen als **Gemenge** (**Bild 1**, S. 13). Je nach den Eigenschaften der reinen Stoffe können dies homogene oder heterogene Gemische sein.

Stoffsysteme zeichnen sich dadurch aus, dass sie durch physikalische oder mechanische Trennverfahren wieder voneinander zu trennen sind (s. Kap 2, S. 54).

### 1.3.1 Homogene Gemische

Unter einem **Gemisch** versteht man zwei oder mehr zusammengefügte Reinstoffe in einem beliebigen Mengenverhältnis. **Homogene Gemische** (griech: *homogenos*: von gleicher Beschaffenheit, gleichartig, einheitlich) bilden eine Phase unabhängig davon, aus wie vielen Einzelkomponenten das Gemisch besteht.

Unter einer **Phase** versteht man einen einheitlichen bzw. gleichmäßigen Teil von Materie, der durch eine **Grenzfläche** von einer anderen Phase getrennt ist. Eine Phase weist an jeder Stelle die gleichen makroskopischen (mit bloßem Auge erkennbare) Eigenschaften wie Dichte oder Konzentration und die gleiche Zusammensetzung auf. Das Gemisch erscheint wie ein einheitlicher Stoff. Die einzelnen Gemischkomponenten sind bis in den molekularen Bereich hinein fein verteilt, so dass es nicht möglich ist, zwischen den einzelnen Komponenten zu differenzieren.

Die einzelnen Komponenten in einem **homogenen Gemisch** bilden eine Phase.

Beispiele für homogene Gemische sind Gasgemische. Alle Gase sind in jedem Verhältnis miteinander mischbar. Zu den homogenen Gemischen gehören auch **Lösungen**, wie z. B. eine Lösung von Zucker in Wasser oder Kochsalz in Wasser. Allgemein versteht man unter Lösungen homogene Gemische von festen, flüssigen oder gasförmigen Stoffen, die selbst im kleinsten Anteil die gleiche Zusammensetzung aufweisen. Meistens wird der Begriff Lösung für eine Flüssigkeit verwendet, in der Feststoffe gelöst sind. Weitere Beispiele homogener Gemische sind in **Tabelle 1**, S. 19 aufgeführt.

### 1.3.2 Heterogene Gemische

Ein **heterogenes Gemisch** besteht aus mehreren Phasen. Die Einzelkomponenten besitzen, wenn auch manchmal nur im mikroskopisch kleinen Bereich, eine erkennbare Grenzfläche zueinander. Heterogene Stoffgemische bestehen sichtbar aus mehreren unterschiedlichen Bestandteilen. Heterogene Gemische von Feststoffen werden auch als **Gemenge** bezeichnet.

**Heterogene Gemische** bestehen aus mehreren Phasen.

Zu den heterogenen Gemischen zählen auch **disperse Systeme (Dispersionen)**, von lat. *dispersio*: Zerteilung). Bei einer Dispersion ist mindestens ein Stoff, die **disperse Phase**, in einem anderen Stoff, dem **Dispersionsmittel**, fein verteilt (**dispertiert**). Ein Beispiel ist eine Creme-Lotion. Die disperse Phase Öl ist im Dispersionsmittel Wasser fein verteilt.

Wie in **Tabelle 1** dargestellt, lassen sich Dispersionen nach ihrer Teilchengröße in unterschiedliche disperse Systeme einteilen.

Die hinsichtlich ihrer Größe zwischen den **grobdispersen** und **molekulardispersen Systemen** liegenden Teilchen werden als **Kolloide** bezeichnet. Bei Dispersionen im molekulardispersen Bereich sind die Teilchen so fein verteilt, dass man von homogenen Gemischen spricht. Zu den molekulardispersen Systemen zählen Lösungen.

**Tabelle 1: Unterteilung von Dispersionen**

Bezeichnung	Teilchengröße	Beispiel
Grobdisperse Systeme	$> 10^{-6}$ m	Milch
Kolloiddisperse Systeme	$10^{-9}$ bis $10^{-6}$ m	Lösung von Proteinen
Molekulardisperse Systeme	$< 10^{-9}$ m	Kochsalzlösung

**Gemische** lassen sich folgendermaßen beschreiben:

- Sie bestehen aus mindestens zwei verschiedenen Stoffen.
- Gemische können homogen oder heterogen sein.
- Die Eigenschaften der Einzelkomponenten des Gemisches bleiben erhalten.
- Gemische sind mit verschiedenen Trennverfahren wieder zu trennen.
- Sie können grundsätzlich in jedem beliebigen Mischungsverhältnis vorliegen.

In **Tabelle 1** sind für alle Aggregatzustände Beispiele für homogene und heterogene Gemische aufgeführt.

Tabelle 1: Beispiele für heterogene und homogene Gemische		
Aggregatzustände	Beispiel homogenes Gemisch	Beispiel heterogenes Gemisch
fest in fest	Metalllegierungen wie Bronze	Pulvermischungen
fest in flüssig	Vollständig gelöstes Kochsalz in Wasser	Suspensionen, z. B. aufgewirbelter Sand in Wasser
fest in gasförmig	–	Rauch (Aerosole)
flüssig in fest	–	Schlamm
flüssig in flüssig	Ethanol in Wasser	Emulsionen, z. B. Milch
flüssig in gasförmig	Luftfeuchtigkeit	Nebel (Aerosole)
gasförmig in fest	Legierungsartige Hydride (Wasserstoffspeicher)	Bimsstein, in Gestein eingeschlossenes Gas, Styropor
gasförmig in flüssig	In Wasser gelöster Sauerstoff	Schaum
gasförmig in gasförmig	Alle Gase sind in jedem Verhältnis miteinander mischbar	–

## 1.4 Aggregatzustände

Alle Stoffe können grundsätzlich in einem festen, flüssigen oder gasförmigen Zustand vorliegen. Man bezeichnet diese Zustandsformen als **Aggregatzustände**. Der Aggregatzustand eines Stoffes hängt von den äußeren Bedingungen Druck und Temperatur ab sowie von der Stärke der Wechselwirkungen zwischen den einzelnen Teilchen, aus denen er besteht. Mit zunehmender Temperatur nimmt die Bewegung der Teilchen zu, weshalb die Aggregatzustände auch als verschiedene Ordnungsgrade der Teilchen beschrieben werden können, die vom gasförmigen bis zum festen Zustand zunehmen.

### 1.4.1 Gasförmiger Zustand

Im gasförmigen Zustand sind die Teilchen eines Stoffes (Atome, Moleküle) in ständiger freier, ungeordneter Bewegung mit **hoher Bewegungsenergie** (kinetische Energie), die mit steigender Temperatur weiter zunimmt. Aufgrund der hohen Bewegungsenergie und des großen Teilchenabstands treten die Teilchen nur wenig miteinander in Wechselwirkung. Durch ständige Stöße aneinander und an die Wandung des einschließenden Gefäßes ändern sie permanent ihre Bewegungsrichtung und Geschwindigkeit. Der **Ordnungsgrad** der Teilchen ist im Vergleich zu flüssigen und festen Zuständen am geringsten (**Bild 1**, S. 20).

Durch die freie Beweglichkeit der Teilchen passen sich Gase den einschließenden Gefäßen in ihrer Form an und füllen sie gleichmäßig aus. Aufgrund des großen Teilchenabstands sind Gase **komprimierbar**, d. h., dass sie unter einem von allen Seiten wirkenden Druck ihr Volumen verkleinern.

Der Übergang von gasförmig zu flüssig wird als **Kondensieren** bezeichnet, von flüssig zu gasförmig als **Verdampfen** oder unterhalb der Siedetemperatur als **Verdunsten**. Der direkte Übergang vom gasförmigen zum festen Zustand ist das **Resublimieren**, vom festen zum gasförmigen Zustand ist das **Sublimieren** (**Bild 1**, S. 20).

Im **gasförmigen Zustand** sind die Teilchen in schneller, freier Bewegung, mit großen Abständen zueinander und geringen Wechselwirkungen untereinander.

Gase nehmen jeden zur Verfügung stehenden Raum ein und sind leicht zu komprimieren.

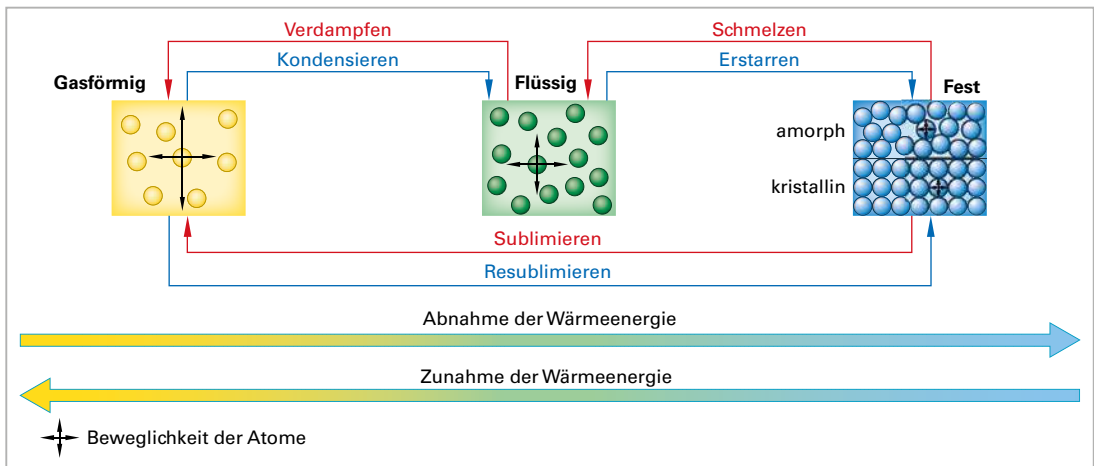
## 1.4.2 Flüssiger Zustand

Die Teilchen flüssiger Stoffe sind ebenso wie die Teilchen der gasförmigen Stoffe in ständiger freier Bewegung. Im Vergleich zu Gasen haben die Teilchen in Flüssigkeiten einen geringeren Abstand zueinander und dadurch eine gewisse örtlich und zeitlich begrenzte Nahordnung (**Bild 1**). Der **Ordnungsgrad** ist höher als in Gasen, aber geringer als in kristallinen Feststoffen. Aufgrund der geringen Teilchenabstände sind Flüssigkeiten wenig komprimierbar. Wie Gase passen sich Flüssigkeiten aufgrund der freien Beweglichkeit ihrer Teilchen mehr oder weniger schnell der Form ihres einschließenden Gefäßes an und bilden nach oben eine Oberfläche aus. Der Übergang vom flüssigen zum festen Zustand ist das **Erstarren**, vom festen zum flüssigen Zustand ist das **Schmelzen**.

Die durch die Wechselwirkung der Teilchen entstehende innere Reibung ist entscheidend für das Fließverhalten einer Flüssigkeit, der sogenannten **Viskosität**. Die Viskosität ist ein Maß für die Zähigkeit eines Stoffes. Vornehmlich ist die Viskosität eine Eigenschaft flüssiger Stoffe, jedoch weisen auch Gase und Feststoffe eine bestimmte Viskosität auf. Auf die Viskosität wird im Kap. 1.6.4, S. 49, näher eingegangen.

Im **flüssigen Zustand** sind die Teilchen in freier Bewegung, jedoch mit geringerer Geschwindigkeit, geringerem Abstand und stärkeren Wechselwirkungen zueinander als im gasförmigen Zustand.

Flüssigkeiten nehmen jeden zur Verfügung stehenden Raum ein und sind schwer zu komprimieren.



**Bild 1:** Teilchenverteilung im gasförmigen, flüssigen und festen Zustand

## 1.4.3 Fester Zustand

Im festen Zustand sind die Teilchen eines Stoffes fixiert und infolgedessen nicht frei in ihrer Bewegung. Feststoffe sind dadurch mehr oder weniger formstabil. Bewegungsenergie ist nur noch in Form von Schwingungen der Atome um ihre Ruhelage vorhanden. Sie nimmt mit steigender Temperatur zu. Der Abstand der Teilchen in Feststoffen ist geringer als in Flüssigkeiten und Gasen. Deshalb sind Feststoffe kaum komprimierbar.

Im **festen Zustand** sind die Teilchen ortsfest, nur geringe Bewegungen (Schwingungen) finden statt. Die Teilchen haben einen geringen Abstand zueinander, zwischen ihnen bestehen starke Wechselwirkungen.

Feststoffe sind in der Regel schwer verformbar sowie schwer zu komprimieren.