

Fachtheorie nach Lernfeldern für Chemielaboranten

Teil 1

1. und 2. Ausbildungsjahr

Dr. Gisela Katzer

Prof. Dr. Franz Katzer

**Holland + Josenhans • Stuttgart
Handwerk und Technik • Hamburg**

Vorwort

Konzeption und Ausführung des Buches basieren auf dem Rahmenplan für den Ausbildungsberuf Chemielaborant/Chemielaborantin, der von der Kultusministerkonferenz am 13. Januar 2000 beschlossen wurde, sowie auf der Verordnung über die Berufsausbildung zum Chemielaborant/zur Chemielaborantin vom 22. März 2000. Außerdem wurden die Lehrpläne und Lehrplanrichtlinien für den fachtheoretischen Unterricht der Bundesländer berücksichtigt. Danach wird die Ausbildung von Laborantinnen und Laboranten bundeseinheitlich nach Lernfeldern gefordert, die sich an betrieblichen Handlungsabläufen orientieren. Die Autoren haben das vorliegende Lehrbuch in dem Bemühen erarbeitet, eine Lernhilfe für den fachtheoretischen Unterricht zur Verfügung zu stellen.

Im Vorfeld wurden zu unserem Anliegen mehrere Gespräche mit Berufsschullehrern geführt, die mit der Ausbildung von Laboranten und Laborantinnen befasst sind. Es ergab sich Bedarf an einem Buch, das die wissenschaftlichen Grundlagen enthält, die im Unterricht nach Lernfeldern zu vermitteln sind. Es wurde schnell bewusst, dass das Vorhaben, einen Leitfaden für die Auszubildenden zu verfassen, nur erfolgreich sein kann, wenn der Komplex der laborpraktischen Ausbildung ausgeklammert wird und nur das Fachwissen, das Grundlage der beruflichen experimentell-technischen Tätigkeiten ist, in das Buch aufgenommen wird. Das ist auch aus Gründen eines Buchumfangs geboten. Im Übrigen existieren bereits einige Lehrbücher für die berufspraktische Unterweisung im Labor wie die von E. HITZEL und St. ECKHARDT et al., die eine prozess- und handlungsorientierte Konzeption verfolgen, die sich an Lernfeldern orientiert.

Chemisches Arbeiten im Beruf kann nur dann kreativ und erfolgreich sein, wenn der Experimentie-

rende grundlegende strukturierte und systematisch geordnete Kenntnisse über den Inhalt des praktischen Handelns besitzt, ansonsten werden sich Fähigkeiten nicht optimal entwickeln. Fachkompetenz verlangt selbstständiges und verantwortungsbewusstes Denken und Handeln auf der Grundlage eines ganzheitlichen und systematischen Fachwissens. Wer nur nach Versuchsanleitungen ohne genügende geistige Reflexion Aufgaben erledigen und nicht selbstständig Lösungsstrategien entwickeln und verwirklichen kann, erwirkt auch nur geringe Anerkennung im Arbeitsteam.

Es lag somit im Bestreben der Autoren, einerseits die fachlichen Grundlagen für die Lernfelder zu berücksichtigen, andererseits diese chemischen Sachverhalte und Gesetzmäßigkeiten in dem geordneten Zusammenhang der Fachsystematik darzustellen. Es ergab sich bei der Umsetzung dieses Ziels, dass die einzelnen Kapitel z. T. unterschiedlich umfangreich ausgefallen sind, da auch die Inhalte der Lernfelder verschieden bemessen sind, obwohl sie sich in der Zeitplanung gleichen.

Der Teil I enthält die beruflichen Lerninhalte für den fachtheoretischen Unterricht des 1. und 2. Ausbildungsjahres. In Kürze wird ein Teil II für die Lernfelder der übrigen Ausbildungszeit von Chemielaboranten und -laborantinnen vorliegen.

Die Reihenfolge der Lernfelder wurde gegenüber dem Rahmenprogramm gering geändert. Die Kapitel sind aber in sich abgeschlossen, sodass sie je nach detailliertem Plan der jeweiligen Ausbildungseinrichtung vertauscht werden können.

Die Autoren danken dem Verlag für die Unterstützung. Sie bitten die Benutzer des Buches um kritische Hinweise.

Die Verfasser

Eine Auswahl der verwendeten Formelzeichen finden Sie am Schluss des Buches auf Seite 352.

ISBN-10: 3-7782-1600-7 (H+J); 3-582-01600-5 (HT)

ISBN-13: 978-3-7782-1600-2 (H+J); 978-3-582-01600-3 (HT)

Das Werk und seine Teile sind urheberrechtlich geschützt. Jede Nutzung in anderen als den gesetzlich zugelassenen Fällen bedarf der vorherigen schriftlichen Einwilligung des Verlages.

Hinweis zu § 52 a UrhG: Weder das Werk noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung eingescannt und in ein Netzwerk eingestellt werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen.

© Holland+ Josenhans GmbH & Co., Postfach 102352, 70019 Stuttgart, Tel.: 0711/6 14 39 20, Fax: 0711/6 14 39 22, E-Mail: verlag@huj.03.net, Internet: www.holland-josenhans.de

© Handwerk und Technik GmbH, Postfach 630500, 22331 Hamburg, Tel.: 040/5 38 08 -134, Fax: 040/5 38 08 -101, E-Mail: info@handwerk-technik.de, Internet: www.handwerk-technik.de

Computersatz: comSet Helmut Ploß, 21031 Hamburg

Druck: Boss-Druck, 47574 Goch

Inhaltsverzeichnis

LERNFELD 1: Vereinigen von Stoffen

1	Chemie und Physik	9
1.1	Chemie – Physik – Stoffe	9
1.2	Physik und physikalischer Vorgang	9
1.3	Änderungen des Aggregatzustandes als Beispiel für physikalische Vorgänge	9
1.4	Chemie und chemischer Vorgang ..	11
1.5	Chemische Eigenschaften	12
1.6	Änderung von Eigenschaften als Merkmale für chemische Vorgänge	13
1.7	Internationales Einheiten-System – SI-Einheiten	13
1.8	Masse und Massebestimmung	14
1.9	Volumen und Volumenmessung ...	16
1.10	Dichtebestimmung	17
1.11	Bestimmung der Schmelz- und Siedetemperatur	19
2	Stoffe	22
2.1	Aggregatzustände von Stoffen	22
2.1.1	Gase	22
2.1.2	Flüssigkeiten	25
2.1.3	Festkörper	26
2.1.4	Phase – Phasenänderung	28
2.2	Reine Stoffe	29
2.2.1	Merkmale reiner Stoffe – Elemente und Verbindungen	29
2.2.2	Formeln	31
2.2.3	Gleichungen	32
2.2.4	Nomenklatur	33
2.2.5	Absolute und relative Atommasse	34
2.2.6	Relative Molekülmasse	35
2.2.7	Das Mol als Teilchen- und Stoffmenge	35
2.2.8	Gehaltsangaben	36
2.2.9	Stoffanteile	38
2.2.10	Mischungsregeln – Berechnung von Mischungsverhältnissen	39

2.3	Stöchiometrie – Chemisches Rechnen	40
2.3.1	Stöchiometrische Gesetze	40
2.3.2	Beispiel-Berechnungen	42
2.4	Zusammengesetzte Stoffe – Mischungen	45
2.4.1	Einteilung und Charakterisierung der Mischungen	45
2.4.2	Heterogene Mischungen – Gemenge	46
2.4.3	Homogene Mischungen – echte Lösungen	47
2.4.4	Wasser als Lösungsmittel und Löslichkeit von Salzen	48
2.4.5	Vorgänge beim Lösen	49
2.4.6	Kolloide	50
2.5	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 1 und 2	54

LERNFELD 2: Trennen von Stoffsystemen

3	Trennen von Gemengen und Gemischen	55
3.1	Einteilung der Trennverfahren	55
3.2	Komplexität von Trennverfahren am Beispiel des Filtrierens	55
3.3	Trennen von heterogenen Systemen – Gemenge	55
3.4	Trennen von homogenen Systemen – Gemische	57
3.5	Thermische Trennverfahren für Lösungen und Flüssigkeiten ...	58
3.5.1	Trocknen von Gasen	58
3.5.2	Kristallisieren und Trocknen von Feststoffen	59
3.5.3	Adsorption	59
3.5.4	Absorption	59
3.5.5	Destillation	59
3.5.6	Trennen von Stoffen durch Flüssig-flüssig-Extraktion	62
3.6	Technologien für die technische Trennung homogener Mischungen	62
3.6.1	Trinkwasseraufbereitung	62
3.6.2	Wasserhärte	63
3.6.3	Enthärtung des Wassers	64

3.6.4	Entsalzen des Wassers	65
3.6.5	Luftverflüssigung als Beispiel für die technische Trennung eines gasförmigen Gemischs	65
3.6.6	Fraktionierende Destillation von Erdöl als Beispiel für die technische Trennung eines flüssigen Gemischs	66

4 Umweltchemie 68

4.1	Umwelt – Umweltschutz	68
4.2	Umweltrecht – Umweltgesetzgebung	69
4.3	Gesundheitsschutz und Umgang mit Chemikalien im Labor	69
4.4	Maßnahmen der Guten Laborpraxis	73
4.5	Belastung von Wasser und Boden	73
4.6	Wasser- und Bodenverseuchung durch Mülldeponien	75
4.7	Abwasserbelastung und Abwasserbehandlung	76
4.8	Luftverunreinigung	78
4.8.1	Schädigung der Luft	78
4.8.2	Luftschadstoffe und Smogbildung	78
4.8.3	Wirkungen und Reduzierung von Luftschadstoffen	81
4.8.4	Das natürliche CO ₂ –O ₂ –Gleichgewicht	81
4.8.5	Kohlenstoffdioxid und Treibhauseffekt	81
4.9	Wiederholungsaufgaben zu Kapitel 3 und 4	83

LERNFELD 3: Struktur und Eigenschaften von Stoffen

5 Bau der Atome 84

5.1	Entwicklung von Modellvorstellungen	84
5.2	Elementarteilchen und Bau des Atomkerns	85
5.3	Protonen	85

5.4	Neutronen	85
5.5	Elektronen	86
5.6	Bau der Atomhülle	86

6 Periodensystem 91

6.1	Periodizität der Eigenschaften	91
6.2	Periodizität des Atombaus	92
6.3	Energiestufen der Elektronen	94
6.4	Periodizität des Atomvolumens	95
6.5	Quantenmechanisches Modell der Atomhülle – Erweiterung der Modellvorstellungen über das Atom	96
6.5.1	Linienpektren	96
6.5.2	Gequantelte Energie	97
6.5.3	Quantenzahlen	97
6.5.4	Kästchenschreibweise der Elektronenkonfiguration	99
6.5.5	Orbital-Modell der Atomhülle	101
6.6	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 5 und 6	103

7 Primäre chemische Bindungen 104

7.1	Elektronenpaarbildung durch Spinkopplung	104
7.2	Wirkung der elektrostatischen Kräfte auf das bindende Elektronenpaar	104
7.3	Ionenbindung oder Ionenbeziehung (heteropolare Bindung) ...	105
7.3.1	Bildung von Ionen	105
7.3.2	Ionenwertigkeit oder Ionenladung	107
7.3.3	Redoxvorgang bei der Bildung von Ionen aus den Atomen	107
7.3.4	Elektronegativität	
7.3.5	Struktur der Ionenverbindungen im festen Zustand – Ionengitter	108
7.4	Atombindung (kovalente oder homöopolare Bindung)	110
7.4.1	Bildung gemeinsamer Elektronenpaare	110
7.4.2	Unpolare Atombindung	111
7.4.3	Bindigkeit unpolarer Moleküle	112
7.4.4	Bindungsenergie und Gitterenergie unpolarer Stoffe	112

7.4.5	Struktur von unpolaren Stoffen im festen Zustand – Molekülgitter	112
7.4.6	Polare Atombindung	113
7.4.7	Bindigkeit polarer Moleküle und formale Oxidationszahl	114
7.4.8	Gestalt von Molekülen	116
7.4.9	Bindungslänge und Bindungsenergie in Molekülen	117
7.4.10	Deutung der Atombindung mithilfe des Orbitalmodells	118
7.5	Metallbindung	119
7.6	Übergänge zwischen den Bindungsarten	121
7.7	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 7	123

8 Sekundäre Bindungen 129

8.1	Nahkräfte zwischen den Molekülen	124
8.2	Polare Moleküle – Dipolmoleküle ..	124
8.3	Einteilung der zwischenmolekularen Kräfte	125
8.4	Pol-Orientierungskräfte (KEESOM-Kräfte)	126
8.5	Induktionskräfte (DEBYE-Kräfte)	126
8.6	Dispersionskräfte (LONDON-Kräfte) .	127
8.7	Wasserstoffbrückenbindung	127
8.8	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 8	128

9 Einige Elemente des Periodensystems und ihre Verbindungen 129

9.1	Die langperiodische Form des Periodensystems der Elemente (PSE)	129
9.2	Nichtmetalle	129
9.2.1	Stellung der Nichtmetalle im Periodensystem	129
9.2.2	Allgemeine Eigenschaften der Nichtmetalle	129
9.3	Metalle	131
9.3.1	Stellung der Metalle im Periodensystem	131

9.3.2	Allgemeine Eigenschaften der Metalle	132
9.4	Elemente der Hauptgruppen	134
9.4.1	Wasserstoff	134
9.4.2	Elemente der 1. Hauptgruppe – Alkalimetalle (s^1 -Elemente)	137
9.4.3	Elemente der 2. Hauptgruppe – Erdalkalimetalle (s^2 -Elemente)	139
9.4.4	Elemente der 3. Hauptgruppe – Erdmetalle (p^1 -Elemente)	140
9.4.5	Elemente der 4. Hauptgruppe – Kohlenstoffgruppe (p^2 -Elemente)	142
9.4.6	Elemente der 5. Hauptgruppe – Stickstoffgruppe (p^3 -Elemente)	146
9.4.7	Elemente der 6. Hauptgruppe – Chalkogene (p^4 -Elemente)	148
9.4.8	Elemente der 7. Hauptgruppe – Halogene (p^5 -Elemente)	150
9.4.9	Elemente der 8. Hauptgruppe – Edelgase (p^6 -Elemente)	153
9.5	Einige Elemente der Nebengruppen (d-Elemente)	153
9.6	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 9	156

10 Verbindungen der Nichtmetalle und Metalle 157

10.1	Anorganische Reaktionen – Reaktionstypen	157
10.2	Säuren	159
10.2.1	Definition der Säuren nach ARRHENIUS und BRÖNSTED	159
10.2.2	Indikatoren	159
10.2.3	Sauerstofffreie Säuren	160
10.2.4	Sauerstoffhaltige Säuren oder Oxosäuren	162
10.2.5	Flüchtige und schwerflüchtige Säuren	164
10.2.6	Starke und schwache Säuren – Dissoziation und Hydratation	165
10.2.7	Reaktion von verdünnten Säuren mit Metallen	166
10.2.8	Redoxreaktionen mit oxidierenden Säuren	16
10.3	Metallhydroxide, Basen, Laugen ...	168
10.3.1	Definition der Hydroxide und Säure-Base-Reaktion	168
10.3.2	Weitere Säure-Base-Paare – Protolyse	169

10.3.3	Erweiterung des Säure-Base-Begriffs – LEWIS-Säuren und LEWIS-Basen	170
10.3.4	Bildung von Hydroxiden (Basen)	171
10.3.5	Löslichkeit und Reaktionen von Metallhydroxiden (Basen)	171
10.3.6	Ammoniumhydroxid	173
10.3.7	Amphotere oder ampholytische Metalle	173
10.4	Salze als Ionenverbindungen zwischen Metallen und Nichtmetallen	174
10.5	Komplex- oder Koordinationsverbindungen	176
10.6	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 9 und 10	180

LERNFELD 4: Präparative Arbeiten – Energetik chemischer Vorgänge

11	Energieänderungen beim Ablauf chemischer Vorgänge	181
11.1	Stoffliche Systeme und Zustandsgrößen	181
11.2	Innere Energie	183
11.3	Enthalpie	184
11.4	Hess'scher Satz	185
11.5	Standard-Bildungsenthalpie	186
11.6	Aktivierung	188
11.7	Exotherme und endotherme Reaktionen	190
11.8	Freie (Reaktions-)Enthalpie	191
11.9	Entropie	191
11.10	Katalyse – Katalysatoren	194
11.11	Weitere Bedingungen für den Ablauf chemischer Vorgänge	197
11.12	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 11	198

LERNFELD 5: Massenwirkungsgesetz

12	Chemisches Gleichgewicht	199
12.1	Richtung und Umkehrbarkeit einer Reaktion – Prinzip vom kleinsten Zwang	199
12.2	Gleichgewicht zwischen Hin- und Rückreaktion	199
12.3	Massenwirkungsgesetz	200
12.4	Berechnung der Gleichgewichtskonstante K_c	201
12.5	Verallgemeinerung des Massenwirkungsgesetzes	201
12.6	Beispiel: Bildung von Iodwasserstoffsäure	201
12.7	Stoffumsatz und Ausbeute	201
12.8	Beeinflussung von Gleichgewichten – Ausbeutesteigerung ..	202
12.9	Gleichgewichte in heterogenen Systemen	203
12.10	Dissoziationskonstante von Elektrolyten	204
12.11	Ionenprodukt des Wassers und pH-Wert	204
12.12	pH-Messung	205
12.13	Säure- und Basenkonstanten – pK_S - und pK_B -Werte	207
12.14	Berechnung des pH-Wertes	209
12.15	Hydrolyse	210
12.16	Löslichkeitsprodukt	211
12.17	Puffer	212
12.18	Neutralisation – Säure-Base-Titration	213
12.19	Fällungstitration	216
12.20	Redox Titration	217
12.21	Gravimetrie	218
12.22	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 12	219

LERNFELD 6: Fotometrische Untersuchungen

13 Untersuchung von Stoffen mithilfe des sichtbaren Lichts – UV/VIS-Spektroskopie 220

- 13.1 Einige Eigenschaften des Lichts – Wellenlänge, Frequenz, Energie 220
- 13.2 Lichtreflexion und Lichtbrechung . 222
- 13.3 Messung der Brechzahl – Refraktometrie 223
- 13.4 Messung der Licht-Absorption – Fotometrie und Kolorimetrie 224
- 13.5 Optische Polarisierung – Polarimetrie 225
- 13.6 Kalibrieren – Kalibrierkurven 227
- 13.7 Sensoren und Detektoren 228
- 13.8 Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 13 229

LERNFELD 7: Chromatographische Untersuchungen

14 Chromatografische Verfahren 230

- 14.1 Ziel, Prinzip und Grundtypen der Chromatografie 230
- 14.2 Chromatografie mithilfe von Trennsäulen 230
 - 14.2.1 Klassische Flüssigchromatografie 230
 - 14.2.2 Adsorptionschromatografie 231
 - 14.2.3 Verteilungschromatografie 235
- 14.3 Einteilung der chromatografischen Verfahren 236
- 14.4 Anwendung chromatografischer Verfahren 237
- 14.5 Einige weitere allgemeine Grundlagen 238
- 14.6 Gaschromatografie GC 240
- 14.7 Hochleistungsflüssigkeitschromatografie HPLC 244

- 14.8 Papierchromatografie PC 249
- 14.9 Dünnschichtchromatografie DC 250
- 14.10 Weitere chromatografische Verfahren im Überblick 252
 - 14.10.1 Gelchromatografie 252
 - 14.10.2 Ionenchromatografie 252
 - 14.10.3 Elektrophorese 254
- 14.11 Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 14 255

LERNFELD 8: Präparative Arbeiten – Organische Verbindungen

15 Allgemeine organische Chemie 256

- 15.1 Zum Begriff „Organische Chemie“ 256
- 15.2 Bindungen des Kohlenstoffs mit einwertigen Elementen 256
- 15.3 Bindungen zwischen Kohlenstoffatomen 256
- 15.4 Allgemeine Eigenschaften organischer Stoffe 260
- 15.5 Organische Reaktionstypen und -mechanismen 261
- 15.6 Bestimmung der Oxidationszahlen des Kohlenstoffs in organischen Verbindungen 264
- 15.7 Nomenklaturregeln für aliphatische Kohlenwasserstoffe und deren Derivate 265

16 Organische Verbindungen 267

- 16.1 Aliphatische oder alicyclische Kohlenwasserstoffe 267
 - 16.1.1 Alkane oder Paraffine 267
 - 16.1.2 Isomerie 270
 - 16.1.3 Alkene oder Olefine 272
 - 16.1.4 Polyene 275
 - 16.1.5 Alkine oder Acetylene 276
 - 16.1.6 Alicyclische Verbindungen – Cycloalkane oder Naphthene 278

16.1.7	Aufgaben zur Wiederholung von Kapitel 15 und Abschnitt 16.1	279
16.2	Derivate aliphatischer Kohlenwasserstoffe	280
16.2.1	Halogenverbindungen der Kohlenwasserstoffe	280
16.2.2	Nitroalkane	282
16.2.3	Amine	283
16.2.4	Alkanole oder Alkohole	284
16.2.5	Alkanale oder Aldehyde	287
16.2.6	Alkanone oder Ketone	289
16.2.7	Ether	290
16.2.8	Carbonsäuren	291
16.2.9	Substituierte Carbonsäuren	294
16.2.10	Derivate der Carbonsäuren	294
16.2.11	Natürliche Fette und Öle – Fetthärtung und Fettspaltung	296
16.2.12	Seifen und synthetische Waschmittel – Tenside	297
16.2.13	Kohlenhydrate	299
16.2.14	Optische Isomerie oder Spiegelbildisomerie	303
16.2.15	α -Aminosäuren und Eiweiße	305
16.2.16	Aufgaben zur Wiederholung der Abschnitte 16.2.1 bis 16.2.16	308
16.3	Aromatische Kohlenwasserstoffe oder Arene	309
16.3.1	Benzen (Benzol)	309
16.3.2	Weitere aromatische Kohlenwasserstoffe	310
16.3.3	Einige Nomenklaturregeln für aromatische Verbindungen	311
16.3.4	Einfachsubstituierung – elektrophile Substitution	312
16.3.5	Mehrfachsubstituierung	313
16.4	Derivate aromatischer Kohlenwasserstoffe	315
16.4.1	Halogenderivate der Arene	315
16.4.2	Aromatische Sulfonsäuren	316
16.4.3	Phenole	316
16.4.4	Aromatische Alkohole	319
16.4.5	Aromatische Aldehyde	319
16.4.6	Aromatische Ketone	320
16.4.7	Aromatische Carbonsäuren	320
16.4.8	Aromatische Nitroverbindungen	322
16.4.9	Aromatische Amine	322
16.4.10	Aromatische Diazoverbindungen	324
16.4.11	Farbstoffe	324
16.5	Terpene und Steroide	325
16.6	Heterocyclische Verbindungen	326
16.7	Aufgaben zur Wiederholung der Abschnitte 16.3.1 bis 16.6	328

Anhang

A	Einige Grundregeln für den Umgang mit Chemikalien im Labor	329
B	Verhalten bei Notfällen und erste Hilfe	330
C	Gefahrenhinweise	331
	R-Sätze	331
	S-Sätze	332
	E-Sätze	333
D	Gesetze und Verordnungen	334
E	Gefahrstoffe	335

Sachwortverzeichnis 339

Bildquellenverzeichnis 351

Verwendete Formelzeichen 352

Periodensystem der Elemente
(Ausschlagtafel) nach Seite 352

Das vorliegende Werk wurde auf der Grundlage der neuen amtlichen Rechtschreibregelung, die am 1. August 2006 in Kraft getreten ist, erstellt.

I Chemie und Physik

1.1 Chemie – Physik – Stoffe

Chemie und Physik sind exakte Naturwissenschaften, deren Ziele sich auf natürliche Erscheinungen in der Umwelt des Menschen richten. Beide Wissenschaften untersuchen Gegenstände und Zustände der Materie, d. h. Stoffe, Energien und Felder (elektrische Felder, magnetische Felder, Gravitationsfelder u. a.). Daraus ergibt sich, dass die Arbeitsgebiete beider Wissenschaften nicht scharf voneinander abgrenzbar sind und eine Definition der Wissenschaftsgegenstände immer „Unschärfen“ enthält.

Die Physik wendet sich stärker der Erforschung, Messung und mathematischen Beschreibung der Materiefelder zu, die Chemie den Stoffen.

Stoffe bestehen aus Teilchen. Sie besitzen eine Masse, ein Volumen und einen bestimmten Aufbau, eine **Struktur**. Zwischen den Teilchen wirken Anziehungs- und/oder Abstoßungskräfte.

Es ist dabei zu unterscheiden:

- zwischen der Teilchenstruktur (z. B. Atombau, Molekülaufbau) und dem Stoffaufbau aus vielen Teilchen (z. B. Kristallaufbau);
- zwischen der Masse eines Teilchens und einer wägbaren Stoffportion mit der Masse m ;
- zwischen dem Volumen eines Teilchens (z. B. Atomvolumen) und dem Volumen V einer größeren Menge von Teilchen.

1.2 Physik und physikalischer Vorgang

Die Physik beschäftigt sich vorrangig mit Zustandsänderungen von Stoffen, bei denen die Stoffzusammensetzung erhalten bleibt. Zustandsänderungen vollziehen sich unter Einwirkung von Energie. Sie äußern sich beispielsweise in Änderungen des **Aggregatzustandes** (fest, flüssig, gasförmig). Deshalb wird die Physik auch als Wissenschaft von der Energie und deren Umwandlungen bezeichnet.

Physik und Chemie untersuchen den Aufbau und das Verhalten der unbelebten Natur. Die Unterschiede beider Wissenschaftsgebiete zeigen sich, wenn man den physikalischen und den chemischen Vorgang kennzeichnet:

Physikalische Vorgänge äußern sich in Zustands- bzw. Energieänderungen. Dabei treten keine bleibenden stofflichen Veränderungen ein.

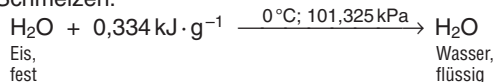
Aufgabe

Beobachten Sie Wetterabläufe, die Bewegungen auf einer Straße, Vorgänge im Haushalt u. a. und nennen Sie Prozesse, die ohne Stoffänderungen vor sich gehen.

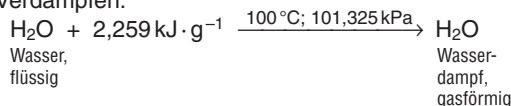
1.3 Änderungen des Aggregatzustandes als Beispiel für physikalische Vorgänge

Für die meisten festen Stoffe gilt, dass sie durch Energiezufuhr, d. h. durch Erwärmen geschmolzen und verdampft werden können. Dazu muss am **Schmelzpunkt (-temperatur)** S_mT oder F_p (von Fixpunkt) die **Schmelzwärme** und am **Siedepunkt (-temperatur)** S_dT oder K_p (von Kochpunkt) die **Verdampfungswärme** aufgebracht werden. Die Änderungen des Wassers beim Erwärmen lassen sich wie folgt formulieren:

Schmelzen:



Verdampfen:

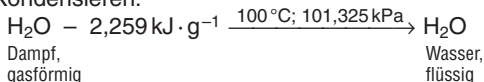


Die zum Schmelzen bzw. zum Verdampfen von jeweils einem Gramm Eis bzw. Wasser benötigten Wärmemengen werden als **spezifische Schmelz-** bzw. **spezifische Verdampfungswärme** bezeichnet.

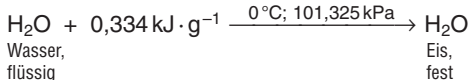
Bei der Abkühlung von Wasserdampf unter die **Kondensationstemperatur**, die bei gleichem Druck der Siedetemperatur entspricht, kondensiert er wieder zu flüssigem Wasser. Ebenso erstarrt das Wasser beim Unterschreiten der **Kristallisations-** oder **Erstarrungstemperatur**, die bei gleichem Druck der Schmelztemperatur entspricht. Die zum Schmelzen bzw. Verdampfen notwendigen Wärmemengen werden bei der Abkühlung wieder als **Kondensations-** bzw. als **Erstarrungs-** oder **Kristallisationswärme** frei. Die Beträge sind gleich groß. Darin äußert sich das **Gesetz von der Erhaltung der Energie**. Zufgeführte Wärmemengen erhalten ein positives (Energiezuwachs), abgegebene Wärmemengen erhalten ein negatives Vorzeichen (Energieverlust).

Die Gleichungen für die Vorgänge lauten somit:

Kondensieren:



Kristallisieren, Erstarren:



Die Vorgänge beim Erwärmen und beim Abkühlen von Wasser verlaufen unter gleichen Bedingungen reversibel (umkehrbar, ohne bleibende Veränderung).

Alle Stoffe, die bis über die Schmelz- bzw. Verdampfungstemperatur thermisch stabil sind, d. h. sich nicht zersetzen, zeigen solch reversible Änderungen des Aggregatzustandes (Abb. 1-1).

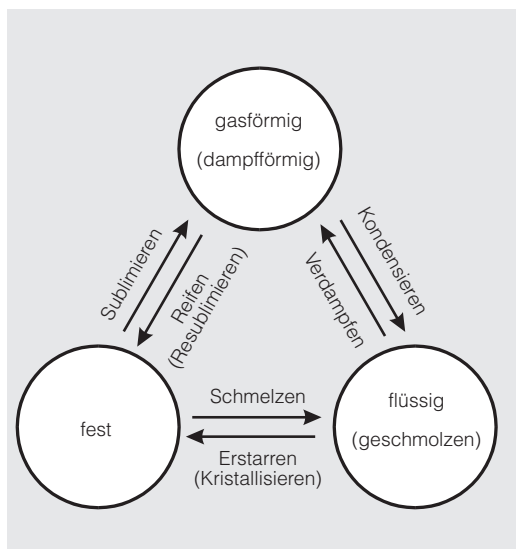


Abb. 1-1
Mögliche Übergänge zwischen den Zustandsformen eines Stoffes

Aggregatzustände können auch „übersprungen“ werden. Aus Schwefeldampf bildet sich beim Abkühlen fester Schwefel („Schwefelblüte“). Bei Temperaturen unterhalb des Gefrierpunktes und hoher Luftfeuchtigkeit kann der Übergang von Wasserdampf in Eis beobachtet werden (Reifen). Bei manchen Stoffen und bei niedrigem Druck sind auch Änderungen vom festen in den dampfförmigen Zustand möglich (Sublimation, Abb. 1-2).

Beispiele dafür sind das Sublimieren von Eis oder das zum Verspiegeln genutzte Sublimieren von Aluminium im Vakuum.

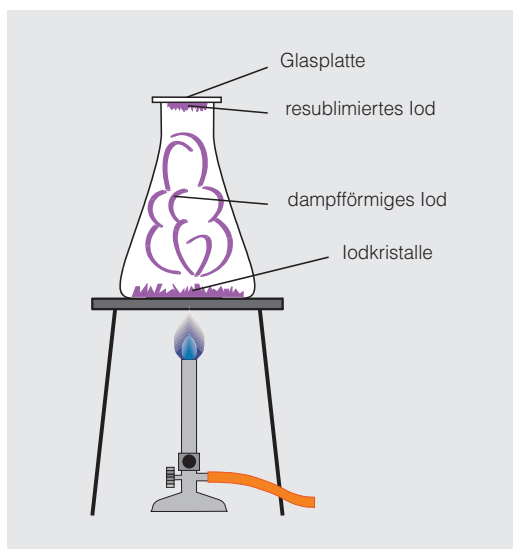


Abb. 1-2
Sublimation und Reifen (Resublimieren) von Iod

Versuch



Erwärmen Sie einige Iodkristalle wie in Abb. 1-2 angegeben. Beobachten Sie die Entstehung und Abkühlung des Ioddampfes.
Abzug!

R 23, S 23

Abb. 1-3, Seite 11, zeigt die Möglichkeiten der Änderung von Aggregatzuständen am Beispiel des Wassers. Der Übersicht 1-1, Seite 11, sind für einige technisch bedeutsame Metalle Schmelz- und Siedetemperaturen sowie die spezifischen Wärmemengen zu entnehmen.

Aufgabe

Stellen Sie für die Änderungen der Aggregatzustände beim Erwärmen und Abkühlen von Aluminium Gleichungen auf, wie das für Wasser geschehen ist.

Bei allen genannten Vorgängen ändert sich die Zusammensetzung der Stoffe nicht. Wasser ist in allen Aggregatzuständen die gleiche Verbindung H_2O . Der Stoff und seine Eigenschaften bleiben bei physikalischen Vorgängen erhalten. Zu den physikalischen Eigenschaften (Merkmale) eines Stoffes zählt man: Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte, Aggregatzustände in Abhängigkeit von Druck und Temperatur, elektrische und Wärmeleitfähigkeit, magnetisches Verhalten, Härte und Festigkeit.

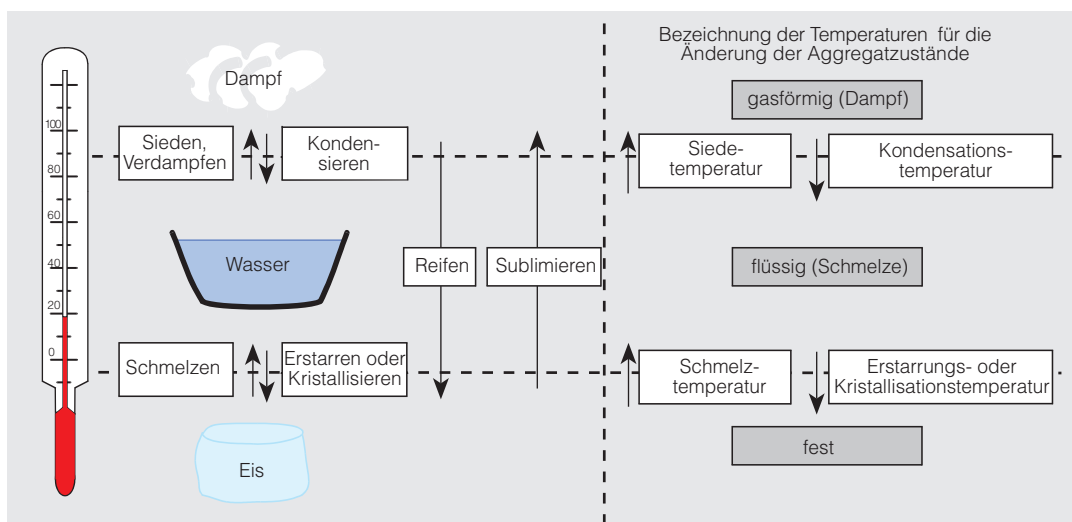


Abb. 1-3 Änderungen des Aggregatzustandes am Beispiel von Wasser H_2O (bei $p = 101,325 \text{ kPa}$)

Physikalische Konstanten von Metallen

Stoff	Schmelz-temperatur ϑ_m in $^{\circ}\text{C}$	spezifische Schmelz- bzw. Kristallisationswärme in $\text{kJ} \cdot \text{g}^{-1}$	Siede-temperatur ϑ_b in $^{\circ}\text{C}$	spezifische Verdampfungs- bzw. Kondensationswärme in $\text{kJ} \cdot \text{g}^{-1}$
Na	97,7	0,115	881	4,48
Al	660,2	0,418	~2330	10,48
Cu	1083	0,204	~2595	4,87
Fe	1539	0,278	~3070	6,338
W	3410	0,192	~5700	4,346

Übersicht 1-1

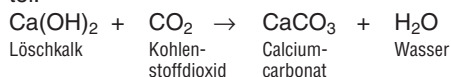
1.4 Chemie und chemischer Vorgang

Die Chemie ist die Wissenschaft von den Stoffen und den stofflichen Veränderungen, die sich bei chemischen Vorgängen einstellen. Sie erforscht den Aufbau (Struktur), die Zusammensetzung (Bestandteile), die Eigenschaften und die Darstellung (Herstellung, Erzeugung) von Stoffen. Im Zentrum chemischer Untersuchungen stehen die chemischen Vorgänge sowie die Bedingungen und Gesetzmäßigkeiten, nach denen sich diese Prozesse vollziehen.

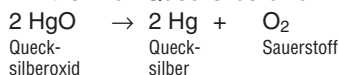
Chemische Vorgänge können in vielfältiger Form ablaufen, wie die folgenden Beispiele zeigen:

- a) aus Elementen entstehen Verbindungen, z. B. bei der Verbrennung von Magnesium:
- $$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$$
- Magnesium Sauerstoff Magnesiumoxid

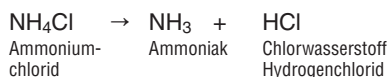
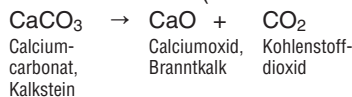
- b) Verbindungen wandeln sich in andere Verbindungen um, z. B. beim Abbinden von Kalkmörtel:



- c) Verbindungen zerfallen in Elemente, z. B. beim Erhitzen von Quecksilberoxid:



- d) Verbindungen gehen in einfachere Verbindungen über, z. B. beim Erhitzen von Kalkstein oder Ammoniumchlorid (thermische Zerlegung):



Versuche

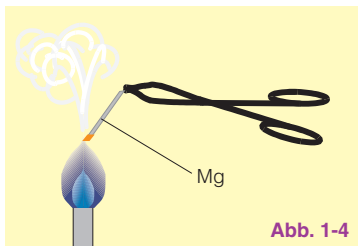


Schutzbrille!

Cobaltglas!

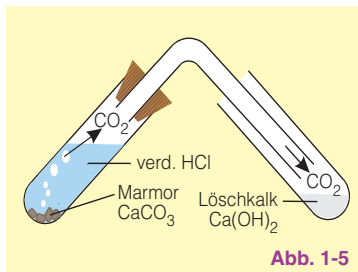
R 7,
S 30

- Ein kleines Stück Magnesiumband wird mit der Tiegelzange in die heiße Bunsenbrennerflamme gehalten und entzündet. Beschreiben Sie den Prozess und das Produkt! Vorsicht! (Abb. 1-4)



R 34,
S 24/26

- Auf trockenen Löschkalk (Calciumhydroxid), der sich in einem Reagenzglas oder Erlenmeyerkolben befindet, wird trockenes Kohlendioxid geleitet. Beobachtungen? (Abb. 1-5)

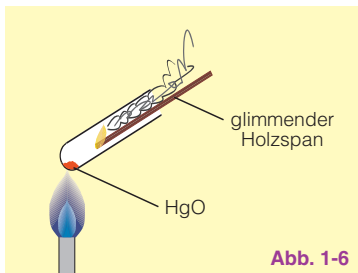


Lehrerversuch

Abzug!

R 26/28,
S 60

- Eine Spatelspitze Quecksilberoxid wird in einem Reagenzglas stark erhitzt. Beobachtung? Halten Sie in die Öffnung des Reagenzglas einen glühenden Holzspan. Beobachtung? (Das benutzte Reagenzglas ist Sondermüll!) (Abb. 1-6)



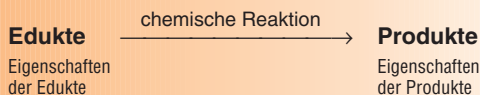
Die Gleichungen zu den Versuchen bringen zum Ausdruck, dass sich die Stoff- bzw. Teilchenart in jedem Fall ändert.

Den Aufbau neuer Verbindungen aus einfachen Stoffen bezeichnet man als **Synthese** (Beispiel a, Seite 11), die Zerlegung einer Verbindung in weniger kompliziert zusammengesetzte Stoffe als **Analyse** (Beispiel c, Seite 11).

Alle Prozesse, bei denen sich ein oder mehrere Ausgangsstoffe in andere Stoffe (Reaktionsprodukte) mit neuen Eigenschaften umwandeln, sind chemische Vorgänge (chemische Reaktionen, chemische Prozesse). Die Ausgangsstoffe nennt man Edukte oder Reaktanden, die Endstoffe Produkte.

Aufgabe

Welche Vorgänge im Verbrennungsmotor sind physikalische bzw. chemische Prozesse?



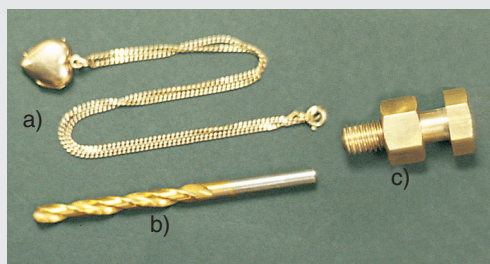
1.5 Chemische Eigenschaften

Chemische Eigenschaften sind Reaktionsmerkmale, die ein Stoff besitzt und durch die er sich von anderen Stoffen unterscheidet.

Diese Merkmale können äußerlich erkennbar, sinnlich wahrnehmbar sein (Geruch, Aussehen wie Farbe, Glanz usw.). Weitaus häufiger äußern sich die chemischen Eigenschaften erst beim Ablauf chemischer Vorgänge, z. B. beim Verbrennen, bei der Reaktion mit Säuren oder anderen Stoffen usw. Eigenschaften müssen auch herangezogen werden, um Stoffe zu identifizieren. Der salmiakartige Geruch von Ammoniak charakterisiert den Stoff der Zusammensetzung NH₃. Der stechend säuerliche Geruch von Chlorwasserstoff (Salzsäure-Gas) ist kennzeichnend für HCl, reicht jedoch allein nicht für die Identifizierung aus, da der Geruch des ebenfalls farblosen Schwefeldioxids sehr ähnlich ist. Erst die Untersuchung weiterer Eigenschaften, wie z. B. das Verhalten des Gases in Gegenwart von Wasserdampf, können die Vermutungen bestätigen. Im Falle von Salzsäure-Gas bilden sich auf Grund der wasseranziehenden Eigenschaft oder **Hygroskopie** des Gases so genannte „Salzsäurenebel“. Auch die Farbe allein genügt als Merkmal nicht für eine Identifizierung. Beispielsweise zeigen sowohl Gold, einige Messinge (Kupfer-Zink-Legierungen) als auch Verschleißschutzschichten aus Titanitrid Goldfarbe. Erst das Verhalten der Stoffe bei che-

mischen Vorgängen lässt die Unterscheidung zu: Gold(-legierungen) wird von konzentrierter Salpetersäure nicht angegriffen, wohl aber Messing. Titanitrid wird von konzentrierter heißer Kalilauge KOH chemisch zu Ammoniak NH_3 umgewandelt. Gold lässt sich nur durch ein Gemisch aus 3 Teilen konzentrierter Salzsäure und 1 Teil konzentrierter Salpetersäure (Königswasser) chemisch auflösen (Abb. 1-7).

Um welchen Stoff handelt es sich?



- + HNO_3 , konz.
→ keine Reaktion
... Gold oder Titanitrid
- + HNO_3 , konz.
→ braune Dämpfe (NO_2) und blaue Lösung
... Messing
- + heiße KOH, konz.
→ NH_3 -Geruch
... Titanitrid
- + 3 Teile HCl, konz. + 1 Teil HNO_3 , konz.
→ braune Lösung
... Gold

Abb. 1-7

Unterscheidung von gleichartig aussehenden Stoffen (a = Gold, b = Titanitrid, c = Messing) auf Grund unterschiedlicher chemischer Eigenschaften

Chemische Eigenschaften geben somit auch an, wie sich ein Stoff verhält, wenn andere Stoffe oder/

und Energie in Form von Wärme, Licht, radioaktiver Strahlung o. a. auf ihn einwirken. Wenn sich beispielsweise ein Metall an der Luft mit Sauerstoff verbindet, so ist es oxidierbar bzw. nicht oxidationsbeständig (korrodierbar oder nicht korrosionsbeständig). Reagiert ein Metall mit einer Säure unter Wasserstoffentwicklung, so ist es nicht säurebeständig oder säurelöslich.

1.6 Änderung von Eigenschaften als Merkmale für einen chemischen Vorgang

Allgemein ergibt sich aus einer Veränderung von Stoffeigenschaften, dass ein chemischer Vorgang abgelaufen ist. Verschiedene Begleiterscheinungen deuten auf eine Reaktion hin, z. B.

- Entstehung eines Niederschlags (Veränderung der Löslichkeit)
- Farbänderung, Änderung des Glanzes (Reflexion)
- Veränderung von Schmelz- und Siedetemperatur (Erstarrungs- und Kondensationstemperatur)
- Veränderung der Dichte
- Geruchs- und Geschmacksänderung (Vorsicht!)
- Entweichen eines Gases
- Änderung der Kristallform
- Veränderung von Härte, Festigkeit, Sprödigkeit, Wärmeleitfähigkeit, elektrischer Leitfähigkeit
- Freisetzen von Wärmeenergie oder Aufnahme (Binden) von Wärmeenergie

1.7 Internationales Einheitensystem – SI-Einheiten

In den Naturwissenschaften und in der Technik ist die Verwendung von Größen und Einheiten gesetzlich vorgeschrieben. Danach unterscheidet man 7 **Grund-** oder **Basisgrößen** mit deren 7 **Basis-einheiten**, wie sie in Übersicht 1-2 angegeben sind.

SI-Einheiten – die 7 Basisgrößen des „Système International d’Unités“

Basisgröße	Symbol	Basiseinheit Name	Zeichen	häufig verwendete dezimale Teile oder Vielfache
Länge	l	Meter	m	cm, mm, μm , nm
Masse	m	Kilogramm	kg	g, mg, μg
Zeit	t	Sekunde	s	ms, min, h
elektrische Stromstärke	I	Ampere	A	mA
thermodynamische Temperatur	T	Kelvin	K	
Lichtstärke	I_v	Candela	cd	
Stoffmenge	n	Mol	mol	mmol

Übersicht 1-2

Von diesen sind alle übrigen Größen und Einheiten abgeleitet (**Übersicht 1-4**).

Eine Basisgröße bzw. davon abgeleitete Größe besteht aus dem Produkt von Zahlenwert und Basiseinheit: $\text{Größe} = \text{Zahlenwert} \cdot \text{Einheit}$.

Basiseinheiten und abgeleitete Einheiten dürfen mit Vorsilben als dezimale Vielfache oder dezimale Teile angegeben werden (**Übersicht 1-3**).

Aus den gesetzlich festgelegten Basisgrößen ergeben sich weitere Größen. **Übersicht 1-4** enthält in der Chemie häufig gebrauchte abgeleitete SI-Größen oder SI-Einheiten, deren Anwendung ebenfalls verbindlich ist.

Noch zu finden sind einige veraltete, gesetzlich nicht mehr zugelassene Größen, für die Energie die Kalorie cal ($1 \text{ cal} = 4,19 \text{ J}$) und für den Druck das bar ($1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$). Als atomphysikalische SI-Einheit für die Energie darf das Elektronvolt (Synonym: Elektronenvolt), Einheit eV, verwendet werden: $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Extensive physikalische Größen können sich aus Teilgrößen addieren, z. B. Massen, Volumina, Kräfte: So ergeben sich aus den Massen $100 \text{ g} + 100 \text{ g} = 200 \text{ g}$. Intensive physikalische Größen addieren sich nicht, z. B. Temperatur, Druck, elektrische Spannung, Dichte. Beispielsweise entsteht beim

Vereinigen von $2 \times 100 \text{ ml } 50^\circ\text{C}$ warmem Wasser nicht die Temperatur 100°C !

1.8 Masse und Massebestimmung

Die **Masse** m eines Stoffes ist eine physikalische Basisgröße mit der Grundeinheit Kilogramm (Maseinheit: kg).

In der Chemie werden einige Massebegriffe für das Einzelteilchen und für eine wägbare, makroskopische Teilchenmenge verwendet:

- die **absolute Atommasse** (Masse eines Atoms in Gramm) liegt zwischen 10^{-23} und 10^{-21} g ;
- die **relative Atommasse** als Vergleichsmasse (vgl. Abschnitt 2.2.5);
- die **absolute Molekülmasse** (Masse eines Moleküls in Gramm) liegt ebenfalls zwischen 10^{-23} und 10^{-21} g (ausgenommen die Makromoleküle);
- die **relative Molekülmasse** als Vergleichsmasse (vgl. Abschnitt 2.2.6);
- die **Molmasse** (molare Masse, bei Elementen auch atomare Masse), die angibt, in wie viel Gramm des Stoffes $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen, also ein Mol des Stoffes (Einheit $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) enthalten sind (vgl. Abschnitt 2.2.7).

Vorsilben für dezimale Vielfache und Teile von Basiseinheiten bzw. Einheiten

Für ein Vielfaches			Für ein Teil		
Name	Abkürzung	Potenz	Name	Abkürzung	Potenz
Deka-	da	10^1	Dezi-	d	10^{-1}
Hekto-	h	10^2	Zenti-	c	10^{-2}
Kilo-	k	10^3	Milli-	m	10^{-3}
Mega-	M	10^6	Mikro-	μ	10^{-6}
Giga-	G	10^9	Nano-	n	10^{-9}
Tera-	T	10^{12}	Piko-	p	10^{-12}

Übersicht 1-3

Abgeleitete SI-Größen (Einheiten)

Abgeleitete Größen	Name der Einheit	Einheit
Fläche A		m^2
Volumen V		m^3
Kraft F , Gewichtskraft F_G	Newton N	$1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$
Druck p	Pascal Pa	$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$
Arbeit W , Energie E , Wärmemenge Q	Joule J	$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ W} \cdot \text{s} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$
Leistung P	Watt W	$1 \text{ W} = 1 \text{ J} \cdot \text{s}^{-1}$
elektrische Ladung Q	Coulomb C	$1 \text{ C} = \text{A} \cdot \text{s}$

Übersicht 1-4

Die Basisgröße **Stoffmenge** n (veraltet: Molzahl oder Anzahl der Mole) ist der Quotient aus der Masse m des Stoffes und seiner relativen Atom- oder Molekülmasse M : $n = m/M$ (vgl. Abschnitt 2.2.8).

In der Chemie ist die Verwendung des Begriffs „Gewicht“ als Bezeichnung für eine durch Wägung bestimmte Masse eines Stoffes dem Massebegriff untergeordnet bzw. kaum üblich, da das Gewicht G eine Gewichtskraft $F_G = m \cdot g$ ist. Der Wert der Fallbeschleunigung g ist von der geografischen Lage abhängig, während die Masse m davon unabhängig ist.

Die Masse eines Stoffes ist unabhängig von der Temperatur und dem Druck.

Für die Bestimmung der Masse stehen verschiedene Waagetypen zur Verfügung, die eine unterschiedliche Wägegenauigkeit zulassen. Die einfachsten Präzisionswaagen sind mechanische **Hebelwaagen**, die benutzt werden, wenn es nicht auf höchste Genauigkeit ankommt, z. B. Substanzen für prozentuale Lösungen abzuwiegen sind. Sie funktionieren nach dem Hebelgesetz:

$$\text{Kraft} \times \text{Kraftarm} = \text{Last} \times \text{Lastarm}$$

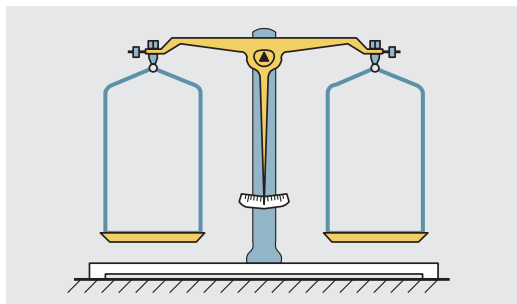


Abb. 1-8 Hebelwaage

Bei gleich langen Hebelarmen (Abb. 1-8) ist die Masse der Massestücke („Gewichtsstücke“) im Gleichgewicht gleich der Masse der abzuwägenden Substanz. Die Massebestimmung durch diese Waagen ist somit ein Massevergleich. Dabei ist die ausgewiesene Belastbarkeit der Hebelarme zu beachten, damit es nicht zu deren Verformung kommt! Das mechanische Prinzip dieser Waagen hat den Nachteil, dass an gegenseitig bewegten Stellen, z. B. an der Auflage des Wägebalkens oder an der Aufhängung der Schalen, Reibungskräfte auftreten, die das Ergebnis leicht verfälschen können.

Elektronische Waagen umgehen die Reibung mechanischer Waagen durch die Auslösung magnetischer oder elektrischer Kräfte, die durch das Gewicht des Wägeguts bewirkt und elektronisch angezeigt werden.



Abb. 1-9 Analysenwaage

Analysewaagen sind Feinwaagen hoher Empfindlichkeit und einer Wägegenauigkeit von ein Zehntel Milligramm. Sie sind ebenfalls nach dem Balkenprinzip konstruiert und enthalten auf beiden Balken gleiche Massen, sodass der Balken ohne Wägegut im Gleichgewicht ist. Die Masse auf dem Lastarm besteht aus Teilmassen. Nach Auflegen des Wägeguts werden über einen Schaltmechanismus so viel Teilmassen abgehoben, bis die Waage wieder im Gleichgewicht ist. Die Masse der abgenommenen Last (substituierte Teilmassen) ist gleich der zu wiegenden Masse. Man bezeichnet deshalb die Funktionsweise als Substitutionsprinzip. Abb. 1-9 zeigt eine solche Waage.

Mikrowaagen sind ebenfalls elektronische Waagen mit hoher Genauigkeit.

Für das Arbeiten mit Waagen gibt es einige Regeln, die streng eingehalten werden müssen, um eine hohe Genauigkeit zu erreichen, die z. B. bei der Herstellung von Lösungen für quantitative Bestimmungen oder der Gravimetrie (Gewichtsanalyse) gefordert wird:

- Waagen müssen in einem besonderen Raum, dem Wägezimmer, in dem eine gleichmäßige Temperatur herrschen soll, aufgestellt werden (keine direkte Sonneneinstrahlung).
- Waagen bedürfen einer ständigen Pflege und Wartung durch einen Fachbetrieb.
- Die Aufstellung der Waagen wird erschütterungsfrei auf speziellen Wägetischen mit Sandbett und Steinplatte realisiert.
- Die Waagen werden auf dem Wägetisch genau horizontal justiert (ausgerichtet).

- Wägeschiffchen/-gläschen werden mit der Pinzette in der Mitte des Waagetellers aufgelegt. Waageteile werden nicht mit der Hand berührt, weil Schweiß- und Schmutzteilechen das Ergebnis verfälschen.
- Während der Wägung (und auch während der Nichtbenutzung) werden die Gehäusetüren geschlossen gehalten, um den Einfluss von Zugluft auszuschalten (bzw. von Staub).
- Das Auflegen und Abnehmen des Wägeguts sowie der Teilmassen erfolgt ohne Erschütterung im arretierten Zustand.

Elektronische Waagen müssen vor elektrostatischen und magnetischen Einflüssen geschützt werden (z. B. keine elektrischen Geräte oder Magnete in der Nähe der Waage).

Aufgabe

Verdeutlichen Sie sich, dass es für quantitative Bestimmungen auf „ein Kristallkorn genau“ ankommt! Wie viele Moleküle sind in einem winzigen Traubenzuckerkristall der Masse 0,1 mg enthalten? Die Molmasse von Traubenzucker errechnet sich aus der Formel $C_6H_{12}O_6$. Welchen Wert aus den voranstehenden Ausführungen benötigen Sie für die Berechnung?

1.9 Volumen und Volumenmessung

Das **Volumen** V ist eine aus der Länge l abgeleitete Größe: $V = l^3$. Sie gibt an, welchen Raum eine bestimmte Masse eines gasförmigen, flüssigen oder festen Stoffes unter bestimmtem Druck und bestimmter Temperatur einnimmt (Rauminhalt). Es wird als Kubikmeter m^3 oder Liter l (auch als L) angegeben oder in dezimalen Vielfachen z. B. Hektolitern hl (bzw. hL) bzw. in dezimalen Teilen z. B. dm^3 , ml (bzw. mL), vgl. **Übersicht 1-3**.

Das Volumen gasförmiger, flüssiger und fester Stoffe ist abhängig von der Temperatur. Gasvolumina sind zusätzlich stark, Flüssigkeitsvolumina wenig und Feststoffvolumina praktisch nicht vom Druck abhängig.

Stoffe dehnen sich bei Temperaturerhöhung aus und ziehen sich bei sinkender Temperatur wieder zusammen.

Der **lineare thermische Ausdehnungskoeffizient** α gibt die Längenänderung Δl von festen Stoffen an, die ein Körper erfährt, wenn seine Temperatur sich um ΔT erhöht. Er liegt in der Größenordnung $10^{-6}/K$. In Näherung gilt: $\Delta l/l = \alpha \cdot \Delta T$. Je kleiner

der Ausdehnungskoeffizient ist, desto besser verträgt ein Stoff scharfe Temperaturänderungen, ohne zerstört zu werden (z. B. Quarzglas; vgl. **Übersicht 1-5**).

Der **kubische thermische Ausdehnungskoeffizient** kennzeichnet die Volumenänderung von Gasen und Flüssigkeiten. Für ideale Gase beträgt er $\alpha = 1/273,15 K$ (vgl. Abschnitt 2-1). Für die meisten Stoffe sind die Koeffizienten positiv bei steigender Temperatur. Einige Stoffe, z. B. Bismut und Gallium, ziehen sich in bestimmten Temperaturbereichen zusammen, um sich bei weiterer Erwärmung wieder auszudehnen. Auch flüssiges Wasser verringert nach dem Schmelzen sein Volumen zwischen $0^\circ C$ und $3,98^\circ C$ (Dichtemaximum).

Linearer thermischer Ausdehnungskoeffizient α einiger Stoffe

Aluminium	$22,8 \cdot 10^{-6}/K$
Eisen	$12,3 \cdot 10^{-6}/K$
Kupfer	$16,5 \cdot 10^{-6}/K$
Diamant	$1,19 \cdot 10^{-6}/K$
Bor	$5 \cdot 10^{-6}/K$
Quarzglas	$4,5 \cdot 10^{-7}/K$
Geräteglas	$4,8 \cdot 10^{-6}/K$
Borsilikatglas (Pyrex® u. a.)	$3,2 \cdot 10^{-6}/K$
Alumosilikatglas (Supremax)	$3,9 \cdot 10^{-6}/K$

Übersicht 1-5

Die Volumenmessung wird bei Feststoffen (z. B. für eine Dichtebestimmung) durch Verdrängung eines messbaren Volumens einer Flüssigkeit, in die der Körper vollständig eintaucht, vorgenommen.

Laborgeräte für die Volumenmessung bestehen aus Glas, um Messskalen und Eichstriche erkennen zu können. Sie müssen sorgfältig entfettet werden, damit die Flüssigkeit gut abfließen kann. Entfettungsmittel sind Chromschwefelsäure (20 g Kaliumdichromat $K_2Cr_2O_7$ in 80 g konz. H_2SO_4 ; rasche oxidierende Wirkung auf organische Verunreinigungen; stark ätzend!) oder warme 5%-RBS®-Lösung (alkalisch; längere Einwirkungszeit). Organische Lösungsmittel sind weniger geeignet, da ein feiner Fettfilm zurückbleiben kann.

Messzylinder und **Tropfflaschen** sind ungenau in ihren Angaben und lassen nur eine gewisse Orientierung über Volumina von Flüssigkeiten zu.

Für die exakte Volumenmessung von Flüssigkeiten werden **Pipetten**, **Büretten** und **Messkolben** benutzt. **Abb. 1-10** zeigt einige oft gebrauchte Geräte. Büretten und Pipetten sind auf Auslauf (Zeichen: Ex oder A), Pyknometer und Messkolben auf Einlauf

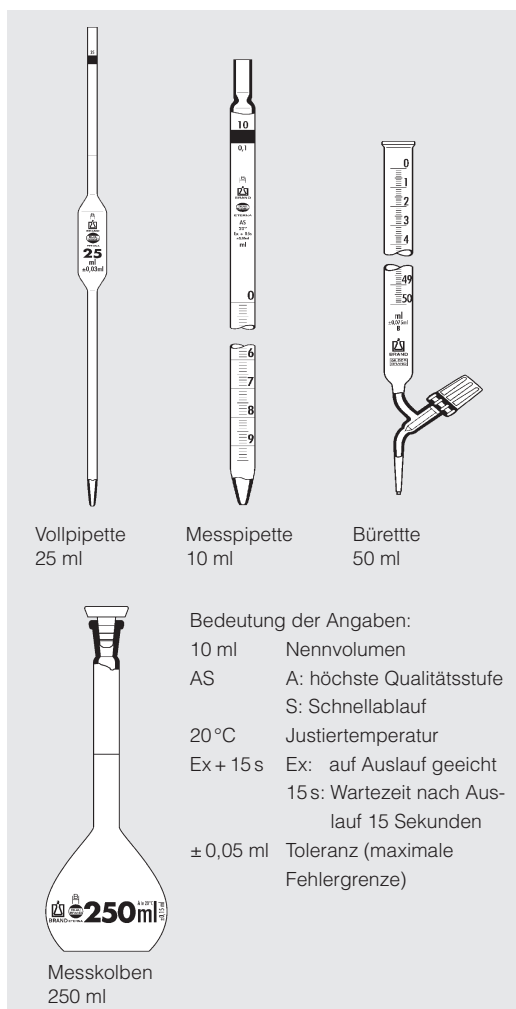


Abb. 1-10 Volumenmessgeräte

(Zeichen: In oder E) sowie wegen der T -Abhängigkeit des Volumens auf Temperatur, meist 20°C, geeicht. Für einen Messkolben von z. B. 100 ml bedeutet das, dass nicht 100 ml entnommen werden können, weil auch bei guter vorheriger Entfettung des Kolbens einige Tropfen an der Kolbenwand haften bleiben. Bei einer auf Auslauf geeichten Pipette darf der verbleibende Resttropfen nicht ausgeblasen oder abgeschüttelt werden.

Aufgabe

Errechnen Sie, wie viele NaOH-Teilchen in einem Tropfen enthalten sind, wenn die Lösung 0,1 Mol Natriumhydroxid enthält und 20 Tropfen 1 ml ergeben!

Messkolben sind für die Bereitung von Maßlösungen für quantitative maßanalytische Arbeiten vorgesehen (Rauminhalt zwischen 5 ml und 5 l; gebräuchlich sind vor allem 50 ml, 100 ml und 1 l).

Messpipetten gestatten die tropfenweise Entnahme von kleinen Volumina. Mit der **Vollpipette** wird ein Gesamtvolumen bereitgestellt. Flüssigkeiten werden wegen Unfallgefahr niemals mit dem Mund in die Pipetten gesaugt, sondern mithilfe von Pipetierhilfen (z. B. mit Gummiball, Peleusball). **Mikropipetten** werden für kleinste Volumina ab 1 μl verwendet.

Büretten (manuelle, automatische) gestatten die tropfenweise Entnahme von Flüssigkeiten über einen Hahn bei der Maßanalyse. Die genaue Ablesung wird durch den sog. Schellbach-Streifen an der inneren Rückwand des Büretten-Rohres ermöglicht. Er erscheint durch Lichtbrechung im Meniskus der Flüssigkeit als Spitze. Die Ablesung erfolgt in Augenhöhe, damit kein Parallaxefehler entsteht (Winkelabweichung).

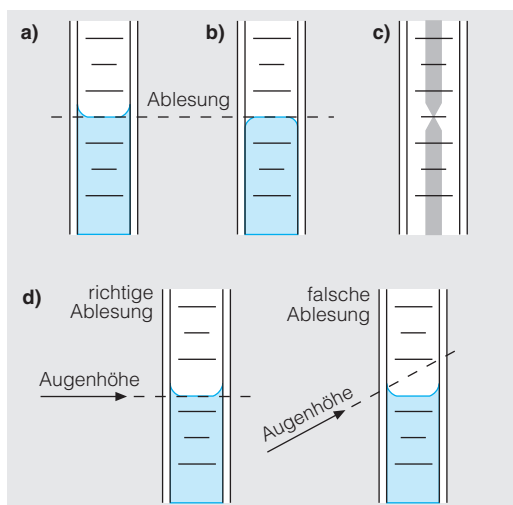


Abb. 1-11 Ablesung der Bürette

- a) konkaver Meniskus bei benetzender Flüssigkeit
- b) konvexer Meniskus bei nicht benetzender Flüssigkeit
- c) Schellbach-Streifen
- d) Verhinderung der Parallaxe

1.10 Dichtebestimmung

Die **Dichte** ρ (rho) ist eine Stoffgröße oder -konstante, mit deren Hilfe eine Bestimmung reiner Stoffe möglich ist. Sie ist als Quotient von Masse durch Volumen mit der Einheit $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$ bzw. $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$ bzw. bei Gasen $\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$ definiert:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Der Zahlenwert der Dichte ist unabhängig von der geografischen Lage, aber abhängig von der Temperatur, bei Gasen zusätzlich vom Druck. Für Flüssigkeiten und feste Stoffe werden die Werte für 20°C angegeben, weil die Geräte für die Bestim-

mung auf diese Temperatur geeicht sind. Bei Gasen wird die Dichte bei **Normbedingungen** 0 °C und 101,325 kPa aufgeführt (vgl. **Übersicht 1-6**).

Aufgabe

Erläutern Sie, wie sich die Dichte der Stoffe bei Erhöhung der Temperatur ändert!

Dichten von festen Stoffen und Flüssigkeiten (in $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$ bei 20 °C) und Gasen (in $\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$) unter Normbedingungen

Eis (0 °C)	0,917
Natrium	0,971
Magnesium	1,74
Aluminium	2,702
Eisen	7,87
Quecksilber	13,546
Brom	3,12
Iod	4,93
Wasser (3,98 °C)	1,000
Wasser (20 °C)	0,998
Schwefelsäure, konz.	1,84
Essigsäure, konz.	1,05
Hexan	0,66
Diethylether	0,71
Benzen (-ol)	0,88
Toluen (-ol)	0,866
Wasserstoff	0,089
Helium	0,178
Stickstoff	1,250
Luft	1,293
Sauerstoff	1,429
Kohlenstoffdioxid	1,977
Chlor	3,214
Xenon	5,897

Übersicht 1-6

Die Dichte von Flüssigkeiten wird durch Wägung und Volumenmessung sowie über den Auftrieb bestimmt. Dafür stehen Pyknometer, Aräometer, Mohr-Westphal'sche Waage und hydrostatische Waage zur Verfügung.

Das **Pyknometer** ist eine auf Temperatur und Volumen geeichte Glasflasche mit Glasstopfen, der eine Kapillare besitzt. Es wird bei der Dichtebestimmung von Flüssigkeiten mit aufgesetztem Stopfen leer (m_{Pyk}) und danach mit der zu bestimmenden Flüssigkeit ($m_{\text{Pyk}+\text{Fl}}$) gewogen. Die Kapillare muss gefüllt sein.

Daraus ergibt sich die Dichte:

$$\rho = \frac{m_{\text{Pyk}+\text{Fl}} - m_{\text{Pyk}}}{V_{\text{Pyk}}} = \frac{m_{\text{Fl}}}{V_{\text{Pyk}}}$$

Aräometer sind auf Dichtebereiche geeicht. Sie werden zur Messung in die Flüssigkeit getaucht und durch den Auftrieb in Schwebelage gehalten. Das **Archimedische Prinzip** besagt: Ein Körper verliert so viel an Gewicht, wie das von ihm verdrängte Flüssigkeitsvolumen wiegt. Die Dichte kann direkt abgelesen werden.

Auch bei der **MOHR-WESTPHAL'schen Waage** wird der Auftrieb eines geeichten Senkkörpers ausgenutzt. Zunächst wird die Waage an Luft in das Gleichgewicht gebracht. Nach Eintauchen des Senkkörpers in die zu untersuchende Flüssigkeit stellt sich durch den Auftrieb ein Ungleichgewicht ein. Durch Auflegen von Gewichtsreitern auf den Lastarm wird wieder ein Gleichgewicht erzeugt. Die Dichte kann direkt an der Lage der Reiter auf der Skala des Lastarms abgelesen werden.

Für die Dichtebestimmung fester Stoffe müssen Masse und Volumen gemessen werden. Das Volumen des Körpers kann durch genaues Ausmessen festgestellt werden (Messschieber, Mikrometer-Messschraube). Das gelingt nur bei geometrisch regelmäßigen Körpern (Würfel usw.). Bei unregelmäßig geformten Körpern kann das Volumen durch Verdrängen einer Flüssigkeit, die den Stoff nicht löst, bestimmt werden.

Mit einer **hydrostatischen Waage** wird die Dichte über den Auftrieb in Wasser (oder einer anderen geeigneten Flüssigkeit) ermittelt: Zuerst wird durch Wägen die Masse des Körpers bestimmt: m_{Stoff} . Danach wird das Objekt an einem dünnen Faden in das Wasser gehängt (vgl. **Abb. 1-12**) und erneut das Gleichgewicht zwischen Kraft- und Lastarm hergestellt. Die Verringerung der Masse zu m_{Stoff}'' ist gleich der Masse des verdrängten Wassers $m_{\text{verdr.}}$. Da sich aus $\rho = m/V$ auch $V = m/\rho$ ergibt, errechnet sich das Volumen und die Dichte des festen Stoffes wie folgt:

$$V_{\text{Stoff}} = \frac{m_{\text{Stoff}} - m_{\text{Stoff}}''}{\rho_{\text{Wasser}}} \quad V_{\text{Stoff}} = \frac{m_{\text{verdr.}}}{\rho_{\text{Wasser}}}$$

$$\rho_{\text{Stoff}} = \frac{m_{\text{Stoff}} \cdot \rho_{\text{Wasser}}}{m_{\text{verdr.}}}$$

Das Pyknometer kann ebenfalls für die Dichtebestimmung fester Stoffe genutzt werden. Dazu muss zunächst das Gefäß (jeweils mit Glasstopfen) leer (m_{Pyk}) und danach mit Wasser bekannter Temperatur gefüllt gewogen werden ($m_{\text{Pyk}+m_{\text{Fl}}}$). Die Differenz ergibt die Masse der Flüssigkeit m_{Fl} . Eine

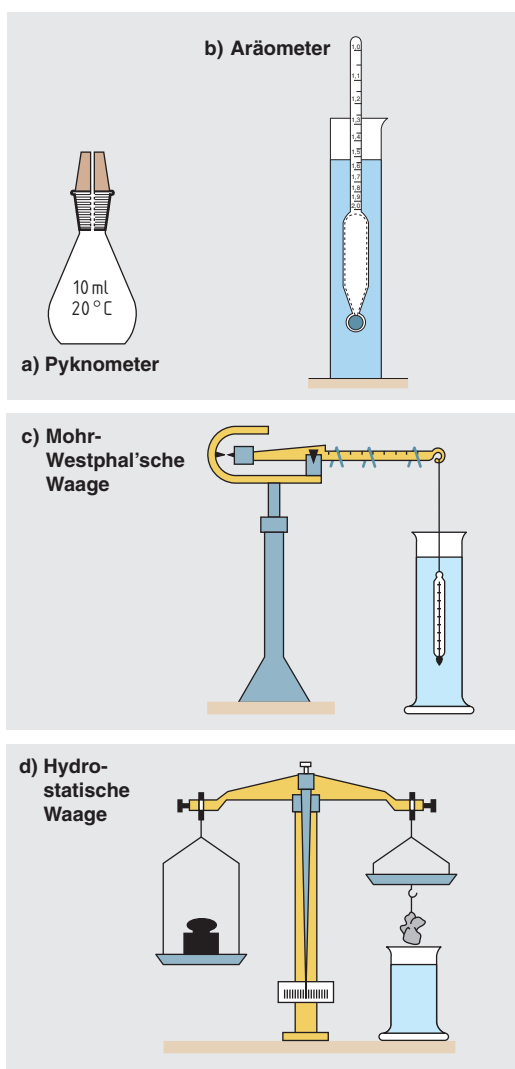


Abb. 1-12 Geräte für die Dichtebestimmung

dritte Wägung erfolgt mit dem zu bestimmenden festen Stoff im leeren, trockenen Pyknometer und ergibt: $m_{\text{Stoff} + \text{Pyk}}$. Danach wird Wasser (oder eine andere geeignete Flüssigkeit) aufgefüllt, der Stopfen aufgesetzt, sodass die Kapillare genau gefüllt ist, und erneut gewogen: $m_{\text{Stoff} + \text{Pyk} + \text{Fl}''}$. Die Dichte des festen Stoffes ergibt sich aus der Gleichung:

$$\varrho_{\text{Stoff}} = \frac{m_{\text{Stoff} + \text{Pyk}} - m_{\text{Pyk}}}{(m_{\text{Fl} + \text{Pyk}} - m_{\text{Pyk}}) - (m_{\text{Stoff} + \text{Pyk} + \text{Fl}''} - m_{\text{Stoff} + \text{Pyk}})} \cdot \varrho_{\text{Fl}}$$

$$\varrho_{\text{Stoff}} = \frac{m_{\text{Stoff}}}{m_{\text{Fl}} - m_{\text{Fl}''}} \cdot \varrho_{\text{Fl}}$$

Auch bei dieser Methode muss die Unlöslichkeit in Wasser beachtet werden. Bei anderer geeigneter Flüssigkeit ist entsprechend deren Dichte zu wählen.

1.11 Bestimmung der Schmelz- und Siedetemperatur

Ein reiner Stoff besitzt – wenn er nicht thermisch zerstört wird – eine konstante **Schmelztemperatur** S_mT (**-punkt** ϑ_m [m für engl. melting = schmelzen], **Fixpunkt** F_p) und **Siedetemperatur** S_dT (**-punkt** ϑ_b [b für engl. boiling = verdampfen], **Kochpunkt** ϑ_b) als Stoffkonstanten. Bei diesen Temperaturen geht der feste Stoff in den flüssigen sowie der flüssige Stoff in den dampfförmigen Zustand über (wie bereits im Abschnitt 1.2 beschrieben wurde). Diese Änderungen des Aggregatzustands erfolgen unter Energieaufnahme (bzw. unter Energieabgabe bei der Abkühlung des Stoffes).

Siede- und Schmelztemperatur sind für jedes Element und jede Verbindung charakteristisch und können somit zur Stoffidentifizierung dienen.

Die Schmelztemperatur hängt von den Kräften zwischen den Feststoffteilchen (Gitterkräfte) und die Siedetemperatur von den Kräften zwischen den Flüssigkeitsteilchen ab (häufig Kohäsionskräfte genannt).

Durch thermische Analyse eines Stoffes kann die Schmelz- oder die Siedetemperatur bestimmt werden. Hierzu wird eine bestimmte Stoffmenge langsam erwärmt und dabei die Temperatur kontinuierlich alle 30 Sekunden mit einem Temperaturmessgerät gemessen. Die Temperatur wird über der Zeit in einem Diagramm aufgetragen (T - t -Diagramm). Zunächst wird die Temperatur kontinuierlich steigen, um bei der Schmelztemperatur so lange konstant zu bleiben, bis der Stoff aufgeschmolzen ist (Abb. 1-13a + b). Danach steigt mit weiterer Erwärmung wieder die Temperatur der Schmelze.

Die thermische Analyse eignet sich vor allem für etwas größere Stoffportionen und z. B. für die Metalle.

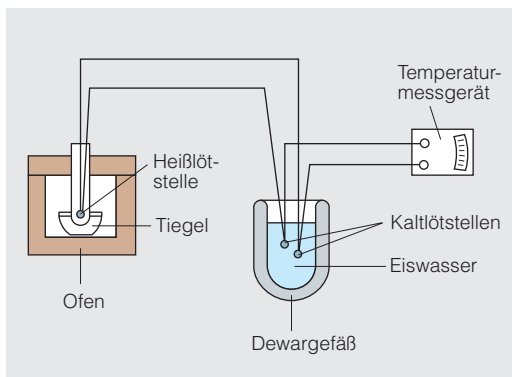
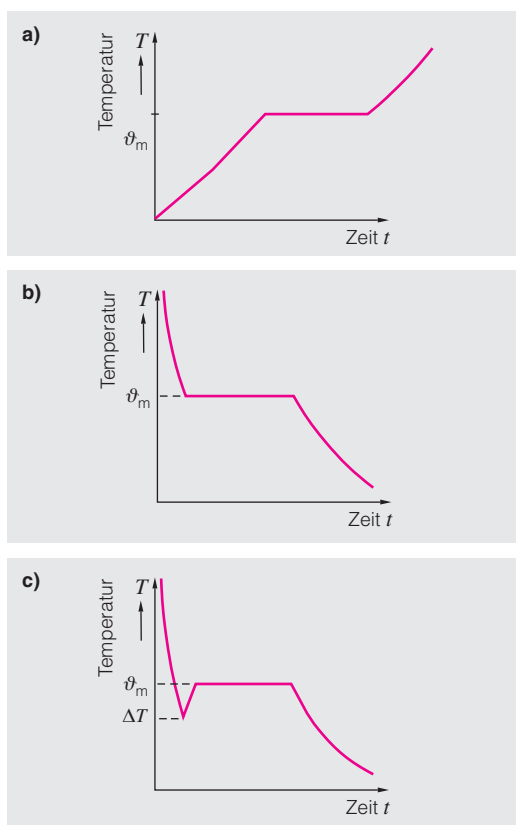


Abb. 1-13a Thermische Analyse

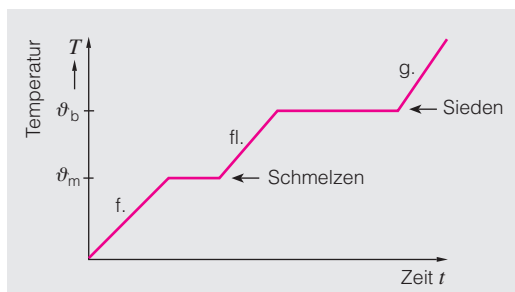
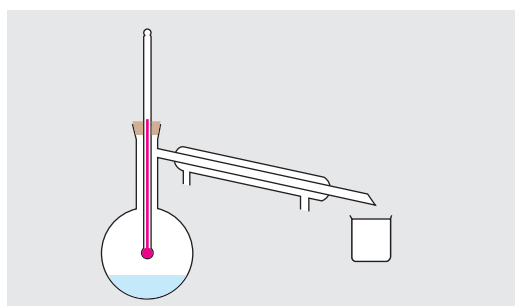
**Abb. 1-13b** T - t -Diagramm

a) beim Erwärmen und Abkühlen
b) ohne und c) mit Unterkühlung

Ebenso erhöht sich die Temperatur einer Flüssigkeit beim Erwärmen bis zum Erreichen der Siedetemperatur, bei der die Stoffteilchen bei konstanter Temperatur unter Aufnahme von Wärmeenergie in den Dampfzustand übergehen. Die Siedetemperatur eines flüssigen Stoffes bestimmt man in einem Kochkolben mit einem Thermometer oder bei brennbaren oder sonstigen gefährlichen Stoffen mit einer Destillationsapparatur unter dem Abzug. Für Flüssigkeiten mit niedriger Schmelztemperatur wird die Erstarrungstemperatur ϑ_m ($= S_mT$) in einem Kühlbad (Kältemischung) unter ständigem Rühren gemessen.

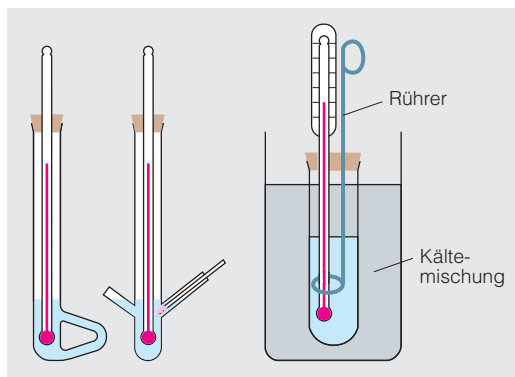
Beim Abkühlen gehen die Energie- und Zustandsänderungen reversibel vor sich. Dabei kann es beim Erreichen der Temperaturkonstanten zu einer kurzzeitigen Unterkühlung kommen, weil die Keimbildung gehemmt ist (vgl. Abschnitt 2.1.4).

Für kleine feste Substanzmengen (wenige mg) benutzt man z. B. einen Schmelzpunktapparat nach Thiele, der zu etwa $\frac{2}{3}$ mit Silikonöl (bis ca. 300 °C brauchbar) oder Paraffinöl (bis ca. 250 °C brauchbar) gefüllt wird. Der zu untersuchende Stoff wird in

**Abb. 1-14** Bestimmung der Siedetemperatur und vollständiges T - t -Diagramm für das Schmelzen und Sieden (f: fest, fl: flüssig, g: gasförmig, Dampf)

ein einseitig geschlossenes Schmelzröhrchen gefüllt und direkt neben der Messkugel des Flüssigkeitsthermometers positioniert. Danach wird der Schenkel der Apparatur langsam mit dem Brenner erwärmt, mit der Lupe das Aufschmelzen der Substanz beobachtet und die zugehörige Temperatur abgelesen.

Für sehr exakte Messungen werden Schmelzpunktbestimmungsgeräte eingesetzt, die durch Mikroprozessoren gesteuert werden und eine Auswertung mit PC und Drucker gestatten.

**Abb. 1-15** Geräte für die Bestimmung der Schmelztemperatur und Erstarrungstemperatur

Zur Identifizierung des Stoffes, dessen Schmelz- oder Siedetemperatur festgestellt wurde, wird ein Vergleich mit Tabellenwerten vorgenommen. Da die