



Walter Wittenberger

Rechnen in der Chemie

Grundoperationen,
Stöchiometrie

Fünfzehnte Auflage

SpringerWienNewYork

Dr. techn. Ing. Walter Wittenberger †
Babenhausen, Bundesrepublik Deutschland

Das Werk ist urheberrechtlich geschützt.

Die dadurch begründeten Rechte, insbesondere die der Übersetzung, des Nachdruckes, der Entnahme von Abbildungen, der Funksendung, der Wiedergabe auf photomechanischem oder ähnlichem Wege und der Speicherung in Datenverarbeitungsanlagen, bleiben, auch bei nur auszugsweiser Verwertung, vorbehalten.

Produkthaftung: Sämtliche Angaben in diesem Fachbuch (wissenschaftlichen Werk) erfolgen trotz sorgfältiger Bearbeitung und Kontrolle ohne Gewähr. Insbesondere Angaben über Dosierungsanweisungen und Applikationsformen müssen vom jeweiligen Anwender im Einzelfall anhand anderer Literaturstellen auf ihre Richtigkeit überprüft werden. Eine Haftung des Autors oder des Verlages aus dem Inhalt dieses Werkes ist ausgeschlossen.

Die Wiedergabe von Gebrauchsnamen, Handelsnamen, Warenbezeichnungen usw. in diesem Buch berechtigt auch ohne besondere Kennzeichnung nicht zu der Annahme, dass solche Namen im Sinne der Warenzeichen- und Markenschutz-Gesetzgebung als frei zu betrachten wären und daher von jedermann benutzt werden dürfen.
© 1946, 1949, 1955, 1958, 1961, 1964, 1968, 1971, 1976, 1979, 1983, 1985, 1988, 1995 und 2005 Springer-Verlag/Wien

Printed in Austria

SpringerWienNewYork ist ein Unternehmen von Springer Science + Business Media
springer.at

Druck: Börsedruck Ges.m.b.H., 1230 Wien, Österreich
Gedruckt auf säurefreiem, chlorfrei gebleichtem Papier – TCF
SPIN 11504283

Mit 285 entwickelten Übungsbeispielen, 1070 Übungsaufgaben samt Lösungen und 44 Abbildungen

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

ISBN-10 3-211-26554-6 SpringerWienNewYork
ISBN-13 978-3-211-26554-3 SpringerWienNewYork
ISBN 3-211-82680-7 14. Aufl. SpringerWienNewYork

Vorwort

Die gesetzliche Einführung des Internationalen Einheitenystems SI hatte zur Folge, daß auch auf dem Gebiet des chemischen Rechnens umfassende Neuerungen notwendig wurden. Maßgebend war dabei vor allem die Festlegung der Basisgröße Stoffmenge mit der Basiseinheit Mol. Damit wurde u. a. auch die „Normalität einer Lösung“ durch die Angabe der Stoffmengenkonzentration, bezogen auf Äquivalente in mol/Liter, ersetzt. Auch die Größenbezeichnungen, Formelzeichen und Einheiten wurden festgelegt. Diese Umstellungen sind bereits in der elften Auflage dieses Buches (1983) berücksichtigt.

Die Zusammenhänge bzw. Unterschiede zwischen den zuvor gebräuchlichen und den nunmehr verwendeten Rechengrößen werden in den betreffenden Abschnitten des Buches aufgezeigt.

Der vorliegenden Neuauflage liegen die Zahlenwerte der von der IUPAC veröffentlichten, neuen Tabelle der Atommassen der Elemente zugrunde. Daher war es erforderlich, eine größere Anzahl der im Buch enthaltenen Beispiele und Übungsaufgaben neu zu berechnen und die notwendigen Korrekturen vorzunehmen. Selbstverständlich wurde auch die letzte Ausgabe der DIN-Norm 1310 berücksichtigt.

Der erste Abschnitt des Buches befaßt sich mit den Rechenregeln allgemeiner Art, die dem Anfänger die Auffrischung dieser Grundkenntnisse ermöglichen soll. Bei der Auswahl des Stoffes der folgenden Abschnitte ist Wert darauf gelegt, alle wichtigen im Laboratorium und Betrieb vorkommenden Rechnungen zu berücksichtigen. Das Buch enthält daher neben den Grundlagen der Stöchiometrie auch die einfacheren physikalischen und physikalisch-chemischen Rechnungen. Jeder Abschnitt beginnt mit ausführlichen Erläuterungen, denen vollständig entwickelte Beispiele (ins-

gesamt 285) folgen, die den genauen Rechen- und Gedankengang für die Lösung der gestellten Aufgaben klarmachen. Sicherheit im chemischen Rechnen ist nur durch Übung zu erreichen. 1070 Übungsaufgaben werden diesem Vorhaben gerecht. Zur Selbstkontrolle der errechneten Ergebnisse sind am Schluß des Buches die „Lösungen zu den Aufgaben“ zusammengestellt, falls erforderlich, mit Hinweisen für den Lösungsvorgang. Einige wichtige Tabellen ergänzen den Inhalt des Buches.

Es ist der Wunsch des Verfassers, daß auch diese Neuauflage dazu beiträgt, den Nachwuchskräften in den verschiedenen Che- miebereichen ein verlässlicher Helfer während der Ausbildung und im Berufsleben zu sein.

Der Springer-Verlag in Wien hat durch eine vorbildliche und übersichtliche Ausstattung des Buches dieses Bestreben unterstützt, wofür ihm aufrichtig zu danken ist.

Babenhausen, im Mai 1995

Walter Wittenberger

Inhaltsverzeichnis

1 Allgemeines Rechnen	1
1.1 Mathematische Schreibweise und Genauigkeit	1
1.1.1 Dezimalzahlen und vielstellige Zahlen	1
1.1.2 Genauigkeit im Zahlenrechnen	1
1.1.3 Mathematische Zeichen	3
1.1.4 Formel- und Einheitenzeichen	3
1.1.5 Dezimale Vielfache und dezimale Teile von Einheiten	4
1.1.6 Das griechische Alphabet	4
1.2 Bruchrechnen	5
1.2.1 Umformen von Brüchen	5
1.2.2 Kürzen und Erweitern von Brüchen	6
1.2.3 Addieren von Brüchen	7
1.2.4 Subtrahieren von Brüchen	8
1.2.5 Multiplizieren von Brüchen	8
1.2.6 Dividieren von Brüchen	9
1.3 Proportionen (Verhältnisgleichungen)	11
1.3.1 Schlußrechnung (Dreisatz)	11
1.3.2 Proportionen	12
1.3.3 Der abgekürzte Dreisatz	13
1.3.4 Umgekehrte Verhältnisse	14
1.4 Rechnen mit Prozent, Promille und ppm	16
1.4.1 Prozent	16
1.4.2 Promille und ppm	18
1.5 Mittelwert (Arithmetisches Mittel)	19
1.6 Der „aliquote Teil“	20
1.7 Zwischenwerte aus Tabellen (Interpolieren)	21
1.8 Potenzieren und Radizieren (Wurzelziehen)	23
1.8.1 Potenzieren	23
1.8.2 Radizieren	25
1.9 Grundzüge der Algebra	25
1.9.1 Allgemeine und relative Zahlen	25
1.9.2 Addieren und Subtrahieren	26

1.9.3	Multiplizieren	29
1.9.4	Dividieren	31
1.9.5	Gleichungen mit einer Unbekannten	33
1.9.6	Gleichungen mit 2 Unbekannten	38
1.9.7	Quadratische Gleichungen mit einer Unbekannten	40
1.10	Logarithmen	41
1.10.1	Begriff des Logarithmus	41
1.10.2	Sätze über Logarithmen	42
1.10.3	Die Logarithmentafel	43
1.10.4	Rechnen mit Logarithmen	45
1.10.5	Der logarithmische Rechenschieber	48
1.11	Elektronische Taschenrechner	49
1.12	Einheiten im Meßwesen	51
1.12.1	Länge	52
1.12.2	Fläche	52
1.12.3	Volumen	53
1.12.4	Ebene Winkel	54
1.12.5	Masse	55
1.12.6	Zeit	55
1.13	Flächenberechnung	56
1.13.1	Pythagoreischer Lehrsatz	56
1.13.2	Quadrat	58
1.13.3	Rechteck	58
1.13.4	Parallelogramm	59
1.13.5	Dreieck	59
1.13.6	Trapez	60
1.13.7	Unregelmäßiges Viereck (Trapezoid)	60
1.13.8	Regelmäßiges Vieleck	61
1.13.9	Kreis	61
1.13.10	Kreissektor (Kreisausschnitt)	62
1.13.11	Kreisabschnitt	62
1.13.12	Kreisring	63
1.13.13	Ellipse	63
1.13.14	Unregelmäßige Flächen	63
1.14	Körperberechnung	64
1.14.1	Würfel	64
1.14.2	Prisma	64
1.14.3	Zylinder	65
1.14.4	Regelmäßige Pyramide	67
1.14.5	Kegel	68
1.14.6	Pyramiden- und Kegelstumpf	69
1.14.7	Kugel	69
1.14.8	Kugelsegment (Kugelkalotte)	70

Inhaltsverzeichnis

IX

1.14.9 Kugelsektor	70
1.14.10 Kugelzone	70
1.14.11 Liegender Zylinder	70
1.15 Grundbegriffe der Trigonometrie	72
1.16 Graphisches Rechnen	76
1.16.1 Graphische Darstellung von Meßergebnissen	76
1.16.2 Graphische Interpolation	78
1.16.3 Graphische Rechentafeln (Nomogramme)	79
1.16.4 Graphische Darstellung von Mischsystemen	81
2 Dichte	85
2.1 Berechnen der Dichte	85
2.1.1 Der Begriff Dichte	85
2.1.2 Temperaturabhängigkeit der Dichte	86
2.2 Bestimmen der Dichte	88
2.2.1 Auftriebsmethode	88
2.2.2 Bestimmen der Dichte mit dem Pyknometer	90
2.3 Schüttdichte und Stampfdichte	94
3 Chemische Grundrechnungen	95
3.1 Molare Masse	95
3.1.1 Stoffmenge	95
3.1.2 Molare Masse	96
3.1.3 Umrechnen der Quantitätsgrößen einer Stoffportion	98
3.1.4 Die atomare Masseneinheit	100
3.2 Grundgesetze der Stöchiometrie	102
3.2.1 Chemische Formeln	102
3.2.2 Grundgesetze der Stöchiometrie	104
3.3 Berechnen der Massenanteile der in einer Verbindung enthaltenen Elemente	105
3.4 Berechnen der empirischen Formel einer Verbindung	107
3.5 Chemische Reaktionsgleichungen	109
3.5.1 Bedeutung der Reaktionsgleichung	109
3.5.2 Aufstellen von Reaktionsgleichungen über die Stoffbilanz	110
3.5.3 Aufstellen von Summengleichungen	111
3.5.4 Aufstellen von Reaktionsgleichungen über die Elektronenbilanz	112
3.5.5 Aufstellen von Reaktionsgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen	115
3.6 Berechnen des Umsatzes bei chemischen Reaktionen	120
3.7 Das Äquivalent	124

4 Mischphasen	129
4.1 Angabe des Anteils einer Komponente	129
4.1.1 Massenanteil	130
4.1.2 Stoffmengenanteil	130
4.1.3 Volumenanteil	131
4.1.4 Vergleich mit den früher üblichen Angaben	131
4.2 Angaben der Konzentration einer Komponente	132
4.2.1 Massenkonzentration	132
4.2.2 Stoffmengenkonzentration	132
4.2.3 Volumenkonzentration	133
4.3 Angabe des Verhältnisses zweier Komponenten	133
4.3.1 Massenverhältnis	134
4.3.2 Stoffmengenverhältnis	134
4.3.3 Volumenverhältnis	135
4.4 Berechnen der Gehaltsgrößen	135
4.4.1 Massenanteil	135
4.4.2 Stoffmengenanteil	139
4.4.3 Volumenanteil	139
4.4.4 Massenkonzentration	140
4.4.5 Stoffmengenkonzentration	140
4.4.6 Volumenkonzentration	142
4.5 Umrechnen von Gehaltsgrößen	143
4.5.1 Umrechnung Massenanteil w in Stoffmengenanteil x	143
4.5.2 Umrechnung Stoffmengenanteil x in Massenanteil w	144
4.5.3 Umrechnung Massenanteil w in Stoffmengenkonzentration c	145
4.5.4 Umrechnung Volumenanteil φ in Massenanteil w und umgekehrt	145
4.5.5 Umrechnung Massenanteil w in Massenkonzentration β	145
4.5.6 Umrechnung Massenkonzentration β in Massenanteil w	146
4.5.7 Umrechnung Massenkonzentration β in Stoffmengenkonzentration c und umgekehrt	146
4.5.8 Umrechnung Massenanteil w in Volumenkonzentration σ und umgekehrt	147
4.5.9 Stoffmengenkonzentration („Molarität“) im Vergleich zur Molalität	147
4.6 Löslichkeit	149
4.7 Mischungsrechnen	153
4.7.1 Mischungsgleichung	153

4.7.2	Mischungskreuz	157
4.7.3	Verstärken einer Lösung durch Entzug von Lösungsmittel (Konzentrieren)	160
4.7.4	Verdünnen von Oleum	161
5 Gravimetrie	163
5.1	Feuchtigkeit und Glühverlust	163
5.1.1	Feuchtigkeitsgehalt	163
5.1.2	Umrechnen auf Trockensubstanz	164
5.1.3	Glühverlust und Glührückstand	166
5.2	Gravimetrische Analysen	166
6 Volumetrie	171
6.1	Maßlösungen	171
6.1.1	Molarität und „Normalität“	171
6.1.2	Neutralisationsäquivalent	172
6.1.3	Redox-Äquivalent	174
6.1.4	Auswahl häufig verwendeter Maßlösungen	177
6.2	Herstellen von Maßlösungen	178
6.2.1	Durch genaue Einwaage des reinen Stoffes (Urtitersubstanz)	178
6.2.2	Durch Einwaage von Chemikalien, die nicht chemisch rein sind	178
6.2.3	Der Titer	179
6.2.4	Titerstellung (Bestimmung des Titers)	180
6.2.5	Einstellen von Maßlösungen auf den Titer $t = 1$	182
6.3	Neutralisations-Titrationen	184
6.4	Redox-Titrationen	191
6.4.1	Manganometrische Titrationen	191
6.4.2	Bromatometrische Titrationen	194
6.4.3	Iodometrische Titrationen	196
6.4.4	Sonstige Redox-Titrationen	199
6.5	Fällungs-Titrationen	201
6.6	Komplexometrische Titrationen	203
6.7	Diazotierungs-Titrationen	207
6.8	Gemischte Aufgaben aus der Volumetrie und Gravimetrie	208
7 Indirekte Analyse	210
8 Physikalische Rechnungen	215
8.1	Temperaturmessung	215
8.1.1	Temperaturskalen	215
8.1.2	Fadenkorrektur bei Quecksilberthermometern	216

8.1.3	Korrektur der Siedetemperatur in Abhängigkeit vom Druck	218
8.2	Wärmeenergie	218
8.2.1	Spezifische Wärmekapazität	218
8.2.2	Schmelz- und Verdampfungswärme	221
8.3	Grundgesetze der Elektrizität	225
8.3.1	Ohmsches Gesetz	225
8.3.2	Der unverzweigte Stromkreis (Reihenschaltung)	226
8.3.3	Der verzweigte Stromkreis (Parallelschaltung)	228
8.3.4	Widerstandsmessung mit Hilfe der Wheatstone-schen Brücke	231
8.3.5	Spezifischer elektrischer Widerstand	232
8.3.6	Leistung und Energie des elektrischen Stromes	233
8.3.7	Wärmewirkung des elektrischen Stromes	235
8.4	Viskosität	235
9	Gasvolumina	238
9.1	Druck	238
9.1.1	Druck und Kraft	238
9.1.2	Frühere Einheiten und Umrechnung	239
9.1.3	Reduzieren des Barometerstandes	239
9.2	Gasgesetze	241
9.2.1	Boyle-Mariottesches Gesetz	241
9.2.2	Gay-Lussacsche Gesetze	242
9.2.3	Zustandsgleichung der Gase	246
9.3	Molares Volumen	249
9.3.1	Avogadrosches Gesetz	249
9.3.2	Allgemeine Gaskonstante	252
9.4	Dichte der Gase	254
9.4.1	Dichte und relative Dichte von Gasen	254
9.4.2	Abhängigkeit der Gasdichte von Druck und Tem- peratur	254
9.4.3	Gasdichte und molare Masse	255
9.5	Gasgemische	256
9.5.1	Daltonsches Gesetz	256
9.5.2	Sättigung eines Gases mit Feuchtigkeit	259
9.5.3	Reduzieren feuchter Gasvolumina auf den Norm- zustand	260
9.6	Gasanalyse	262
9.6.1	Gesetz der einfachen Volumenverhältnisse	262
9.6.2	Berechnen von Gasanalysen	263
10	Physikalisch-chemische Rechnungen	267
10.1	Optisches Drehvermögen	267

10.2 Elektrolyse	269
10.3 Chemisches Gleichgewicht	274
10.3.1 Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtskonstante	274
10.3.2 Gasgleichgewichte	276
10.3.3 Elektrolytgleichgewichte	279
10.3.4 pH-Wert	281
10.3.5 Säuren-Basen-Gleichgewicht	285
10.3.6 Pufferung	293
10.3.7 Löslichkeitsprodukt	296
10.3.8 Komplex-Gleichgewichte	300
10.3.9 Verteilungsgleichgewicht	301
10.4 Bestimmung der molaren Masse	303
10.4.1 Mit Hilfe der Zustandsgleichung der Gase	303
10.4.2 Aus der Dampfdruckerniedrigung	305
10.4.3 Aus der Siedepunkterhöhung und Gefrierpunkterniedrigung	307
10.5 Thermochemische Rechnungen	309
10.5.1 Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie	309
10.5.2 Brennwert und Heizwert	313
11 Lösungen zu den Aufgaben	316
12 Tabellen und Tafeln	359
Tab. 1. Flüssigkeitsinhalt liegender Zylinder	71
Tab. 2. Trigonometrische Funktionen	74
Tab. 3. Zusammenhang SI-Einheiten/frühere Einheiten	240
Tab. 4. Relative Atommassen der Elemente	359
Tab. 5. Molare Massen häufiger verwendeter Verbindungen	360
Tab. 6. Stöchiometrische (analytische) Faktoren	362
Tab. 7. Maßanalytische Äquivalente	364
Tab. 8. Löslichkeit einiger Salze in Wasser	365
Tab. 9. Dichte und Gehalt von Säuren und Basen	366
Tab. 10. Dichte des Wassers in Abhängigkeit von der Temperatur	372
Tab. 11. Dichte einiger Gase im Nz.	373
Tab. 12. Dampfdruck des Wassers in Abhängigkeit von der Temperatur	373
Tab. 13. Logarithmentafel (vierziffrige Mantissen)	374
Sachverzeichnis	376

1 Allgemeines Rechnen

1.1 Mathematische Schreibweise und Genauigkeit

1.1.1 Dezimalzahlen und vielstellige Zahlen

Dezimalbrüche werden von den ganzen Zahlen durch ein Komma getrennt (z. B. 23,76), im Englischen durch einen Punkt (z. B. 23.76).

Vielstellige Zahlen sollen niemals durch das Komma und den Punkt in Gruppen aufgetrennt werden, sondern durch Zwischenräume. Z. B. 25 684 300 (falsch wäre 25,684.300).

Um lange und unübersichtliche Zahlen zu vermeiden, kann die Zahl auf die Einheit zurückgeführt werden, die sofort die Größenordnung erkennen lässt.

Beispiel 1-1.

$$24\,500\,000 = 2,45 \cdot 10\,000\,000 = 2,45 \cdot 10^7$$

$$0,398 = 3,98 \cdot 0,1 = 3,98 \cdot 10^{-1}$$

$$0,00054 = 5,4 \cdot 0,0001 = 5,4 \cdot 10^{-4}$$

1.1.2 Genauigkeit im Zahlenrechnen

Die Genauigkeit der Angabe eines Meß- oder Analysenergebnisses richtet sich nach der Genauigkeit des Meßgerätes und des Meßverfahrens. Es wäre widersinnig, wollte man in einem technischen Betrieb den Inhalt eines etwa 500 Liter fassenden Gefäßes auf Zehntelliter genau angeben. Anderseits wäre es grundfalsch, z. B. beim Wägen auf der analytischen Waage die Tausendstelgramm zu vernachlässigen. Auch das praktische Bedürfnis ist zu berücksichtigen (z. B. Angabe des Wassergehaltes einer Kohle: 8,72% und nicht 8,7184%).

Die Angabe soll stets mit soviel Stellen erfolgen, daß die vorletzte Stelle als sicher, die letzte schon als unsicher gilt.

Werden z. B. mehrere Einzelwerte addiert, dann richtet sich die anzugebende Stellenzahl nach der ungenauesten Größe. Steht an letzter Stelle eine Null, muß diese geschrieben werden, wenn die vorhergehende Ziffer gesichert ist.

Beispiel 1-2.

$$\begin{array}{r} \text{a)} \quad 43,68 \text{ g} \\ + 18,734 \text{ g} \\ \hline = 62,41 \text{ g} \end{array} \quad (\text{falsch wäre } 62,414 \text{ g})$$

$$\begin{array}{r} \text{b)} \quad 43,68 \text{ g} \\ + 18,736 \text{ g} \\ \hline = 62,42 \text{ g} \end{array} \quad (\text{falsch wäre } 62,416 \text{ g})$$

Die Zahlen 18,734 bzw. 18,736 müssen ab- bzw. aufgerundet werden, so daß sich folgende Additionen ergeben:

$$\begin{array}{rl} \text{a)} & 43,68 \quad \text{b)} \quad 43,68 \\ & + 18,73 \quad \quad + 18,74 \\ \hline & = 62,41 \quad \quad = 62,42 \end{array}$$

Beim *Runden von Zahlen* wird so verfahren, daß die vorhergehende Ziffer dann um 1 erhöht wird, wenn der wegfallende Rest eine halbe Einheit oder mehr beträgt (Aufrunden). Die vorhergehende Ziffer behält ihren Wert, wenn der wegfallende Rest kleiner als eine halbe Einheit ist (Abrunden).

Beispiel 1-3.

2,4251 wird aufgerundet auf 2,43,
 2,4250 wird aufgerundet auf 2,43,
 2,4249 wird abgerundet auf 2,42.

Kontrolle des Rechenergebnisses. Man gewöhne sich daran, ein erhaltenes Ergebnis durch eine überschlägige Rechnung zu kontrollieren, wodurch z. B. Stellenwertfehler erkannt werden.

Beispiel 1-4. Die Berechnung des Volumens eines rechteckigen Kastens der Grundlinie $g = 2,8 \text{ m}$, Seite $s = 1,2 \text{ m}$ und Höhe $h = 50 \text{ cm}$ hätte 168 Liter ergeben. Zur Kontrolle mittels Kopfrech-

nung wird mit stark gerundeten Zahlen gerechnet, also mit $g = 3 \text{ m}$, $s = 1 \text{ m}$ und $h = 0,5 \text{ m}$. Das ergäbe ein Volumen von $3 \cdot 1 \cdot 0,5 = 1,5 \text{ m}^3 = 1500 \text{ Liter}$. Daraus ist zu erkennen, daß bei der ursprünglichen Rechnung ein Dezimalfehler vorliegt, das richtige Ergebnis kann nur lauten: 1680 Liter!

Zum gleichen Ergebnis würde man durch die räumliche Vorstellung gelangen, denn ein Raum dieser Ausmaße muß bedeutend mehr als 168 Liter haben.

1.1.3 Mathematische Zeichen

Zeichen	Bedeutung	Zeichen	Bedeutung
...	und so weiter bis	<<	sehr viel kleiner als
+	plus	>>	sehr viel größer als
-	minus	\leq	kleiner oder gleich
\cdot oder \times	mal	\geq	größer oder gleich
$-$, $:$ oder $/$	durch (geteilt durch)	\sim	proportional
=	gleich	\approx	angenähert gleich (rund)
\equiv	identisch gleich	∞	unendlich
\neq	ungleich (nicht gleich)	\sum	Summe
\cong	entspricht	Δ	Differenz
\simeq	äquivalent	%	Prozent (von Hundert)
<	kleiner als	$^{/\circ}$	Promille (von Tausend)
>	größer als	ppm	parts per million, (Teil je 10^6 Teile)

Ist die letzte Ziffer genau, wird dies durch Fettdruck gekennzeichnet, z. B.: 0.35.

Periode, z. B. 0,99 bedeutet 9 periodisch.

1.1.4 Formel- und Einheitenzeichen

Formelzeichen (Symbole der Größen) werden kursiv (Schrägschrift) gedruckt, z. B. Volumen V , Masse m , Druck p .

Einheitenzeichen werden in senkrechter Schriftart wiedergegeben, z. B. Ampere A, Millibar mbar, Gramm g, Meter m.

(Über das Umrechnen SI-Einheiten/frühere Einheiten s. S. 239 und 240.)

1.1.5 Dezimale Vielfache und dezimale Teile von Einheiten

Zur Bezeichnung von Vielfachen und Teilen der Einheit dienen Vorsätze.

Vorsatz	Vorsatzzeichen
Mega (das 10^6 fache)	M
Kilo (10^3)	k
Hekto (10^2)	h
Deka (10^1)	da
Dezi (das 10^{-1} fache, der zehnte Teil)	d
Zenti 10^{-2}	c
Milli (10^{-3})	m
Mikro (10^{-6})	μ
Nano (10^{-9})	n

Z. B. 1 mm (Millimeter) = 10^{-3} m = 0,001 m,

1 kJ (Kilojoule) = 10^3 J = 1000 J.

1 μ m (Mikrometer) = 10^{-6} m (die frühere Bezeichnung 1 μ = 1 Mikron ist nicht mehr statthaft);

1 nm (Nanometer) = 10^{-9} m (früher 1 $\mu\mu$ = 1 Millimikron);

1 μ g (Mikrogramm) = 10^{-6} g (früher 1 γ = 1 Gamma).

1.1.6 Das griechische Alphabet

Physikalische Größen werden vielfach durch griechische Buchstaben bezeichnet.

Groß- und Kleinbuchstaben des griechischen Alphabets und ihre Aussprache:

A α	B β	Γ γ	Δ δ	E ε	Z ζ	H η	Θ ϑ
Alpha,	Beta,	Gamma,	Delta,	Epsilon	Zeta,	Eta,	Theta,

I ι	K κ	Λ λ	M μ	N ν	Ξ ξ	O \circ	Π π
Iota,	Kappa,	Lambda,	My,	Ny,	Xi,	Omkron,	Pi,

P ρ	Σ σ	T τ	Υ υ	Φ φ	X χ	Ψ ψ	Ω ω
Rho,	Sigma,	Tau,	Ypsilon,	Phi,	Chi,	Psi,	Omega.

1.2 Bruchrechnen

1.2.1 Umformen von Brüchen

a) Bezeichnung der Brüche. Ein Bruch ist als Divisionsaufgabe zu betrachten, z. B. $\frac{3}{8} = 3 : 8$. An Stelle des Divisionszeichens ($:$) steht der Bruchstrich ($-$); 3 ist der Zähler des Bruches, 8 sein Nenner.

Echte Brüche sind kleiner als 1, der Zähler ist kleiner als der Nenner (z. B. $\frac{3}{8}$). *Unechte Brüche* sind größer als 1, der Zähler ist größer als der Nenner (z. B. $\frac{8}{3}$).

Gemischte Zahlen bestehen aus einer ganzen Zahl und einem echten Bruch (z. B. $2\frac{2}{3}$).

Gleichnamige Brüche haben den gleichen Nenner (z. B. $\frac{3}{8}$ und $\frac{5}{8}$), bei *ungleichnamigen Brüchen* ist der Nenner ungleich (z. B. $\frac{3}{5}$ und $\frac{2}{3}$).

b) Ein Bruch kann durch die angedeutete Division in einen *Dezimalbruch* verwandelt werden, z. B. $\frac{3}{8} = 3 : 8 = 0,375$.

c) Eine Dezimalzahl kann als Bruch geschrieben werden, z. B. $0,24 = \frac{24}{100}$.

d) Umwandeln gemischter Zahlen in unechte Brüche.

$$4\frac{2}{3} = \frac{12}{3} + \frac{2}{3} = \frac{14}{3}.$$

(Über das Addieren von Brüchen s. S. 7.)

e) Umwandeln eines unechten Bruches in eine gemischte Zahl.
 $\frac{11}{5} = 2\frac{1}{5}$, denn $11 : 5 = 2$ mit einem verbleibenden Rest von 1; dieser Rest bleibt als Bruch bestehen $\left(2 + \frac{1}{5} = 2\frac{1}{5}\right)$.

f) Der *Kehrwert* (reziproker Wert) einer Zahl wird durch Division von 1 durch die betreffende Zahl erhalten. Der Kehrwert von 4 ist also $1 : 4 = \frac{1}{4} = 0,25$. Der Kehrwert eines Bruches wird durch Vertauschen von Zähler und Nenner erhalten. Der Kehrwert von $\frac{3}{4}$ ist $\frac{4}{3}$.

Aufgaben: 1/1. Verwandle in Dezimalzahlen bzw. Dezimalbrüche:

a) $\frac{3}{4}$; b) $\frac{3}{5}$; c) $\frac{21}{250}$; d) $2\frac{6}{20}$; e) $\frac{10}{3}$.

1/2. Verwandle in Brüche: a) 0,4; b) 3,07; c) 0,03; d) 1,25.

1/3. Verwandle in unechte Brüche:

a) $3\frac{1}{2}$; b) $4\frac{3}{4}$; c) $5\frac{7}{10}$; d) $1\frac{2}{5}$; e) $72\frac{3}{20}$.

1/4. Verwandle in gemischte Zahlen:

a) $\frac{12}{3}$; b) $\frac{5}{2}$; c) $\frac{27}{8}$; d) $\frac{145}{12}$; e) $\frac{371}{9}$.

1/5. Bestimme den Kehrwert von

a) 8; b) 20; c) 7,5; d) $\frac{3}{2}$; e) $\frac{4}{9}$; f) $2\frac{3}{4}$.

1.2.2 Kürzen und Erweitern von Brüchen

Ein Bruch bleibt unverändert, wenn Zähler und Nenner mit derselben Zahl multipliziert oder durch dieselbe Zahl dividiert werden.

a) *Kürzen*. Durch Kürzen wird ein Bruch auf seine einfachste Form gebracht, z. B. $\frac{4}{8} = \frac{1}{2}$. Zähler und Nenner wurden durch dieselbe Zahl (4) dividiert.

Bei Brüchen mit großen, schwer übersehbaren Zahlen wird wiederholt gekürzt, bis ein weiteres Kürzen nicht mehr möglich ist.

Beispiel 1-5. Der Bruch $\frac{396}{1356}$ ist durch Kürzen zu vereinfachen.

Kürzen durch 4 gibt $\frac{99}{339}$, anschließendes Kürzen durch 3 gibt $\frac{33}{113}$.

b) *Gleichnamigmachen* (Erweitern). Das Gleichnamigmachen hat den Zweck, verschiedene Brüche auf gleichen Nenner zu bringen. Der kleinste gemeinsame Nenner ist das aus sämtlichen Nennern errechnete kleinste gemeinschaftliche Vielfache, also jene Zahl, die durch alle gegebenen Nenner teilbar ist.

Beispiel 1-6. Die Brüche $\frac{3}{4}$ und $\frac{5}{6}$ sind auf gleichen Nenner zu bringen.

Der kleinste gemeinsame Nenner ist 12. Der Nenner des Bruches $\frac{3}{4}$ muß mit 3 multipliziert werden, um Zwölftel zu erhalten. Damit der Bruch unverändert bleibt, muß auch der Zähler mit 3 multipliziert werden.

$\frac{3}{4} = \frac{9}{12}$; den Bruch $\frac{5}{6}$ verwandelt man durch Multiplizieren von Nenner und Zähler mit 2 in Zwölftel. $\frac{5}{6} = \frac{10}{12}$.

Aufgaben: 1/6. Kürze:

a) $\frac{24}{48}$; b) $\frac{42}{105}$; c) $\frac{165}{220}$; d) $\frac{78}{48}$; e) $\frac{276}{312}$.

1/7. Bringe auf gemeinsamen Nenner:

a) $\frac{1}{2}, \frac{3}{4}, \frac{4}{5}$; b) $\frac{3}{8}, \frac{7}{12}, \frac{9}{32}$; c) $\frac{2}{3}, \frac{2}{9}, \frac{7}{12}$; d) $\frac{1}{12}, \frac{13}{30}, \frac{43}{60}$.

1.2.3 Addieren von Brüchen

Gleichnamige Brüche werden addiert, indem man die Zähler addiert und den Nenner beibehält. Ungleichnamige Brüche müssen vor dem Addieren auf gleichen Nenner gebracht werden (Gleichnamigmachen).

Beispiel 1-7.

$$\frac{1}{2} + \frac{5}{6} = \frac{3}{6} + \frac{5}{6} = \frac{8}{6}$$

Aufgaben: 1/8. Addiere und forme anschließend entstehende unechte Brüche in gemischte Zahlen um:

a) $\frac{1}{3} + \frac{1}{6}$; b) $\frac{2}{3} + \frac{3}{4}$; c) $7\frac{3}{4} + \frac{1}{8}$; d) $8\frac{2}{5} + \frac{3}{4}$;

e) $\frac{2}{6} + \frac{1}{4} + \frac{3}{8}$; f) $\frac{2}{3} + \frac{1}{6} + \frac{2}{9}$; g) $8\frac{4}{5} + 1\frac{1}{3} + \frac{5}{8} + \frac{29}{120}$.

1.2.4 Subtrahieren von Brüchen

Gleichnamige Brüche werden subtrahiert, indem man die Zähler subtrahiert und den Nenner beibehält. Ungleichnamige Brüche müssen vor dem Subtrahieren gleichnamig gemacht werden (gemischte Zahlen in unechte Brüche verwandeln).

Beispiel 1-8.

$$\frac{2}{3} - \frac{4}{9} = \frac{6}{9} - \frac{4}{9} = \frac{2}{9}$$

Aufgaben: 1/9. Berechne:

a) $\frac{8}{12} - \frac{2}{12}$; b) $\frac{4}{9} - \frac{1}{6}$; c) $1\frac{12}{5} - 1\frac{1}{3}$;

d) $2\frac{9}{10} - 1\frac{3}{5}$; e) $18\frac{1}{6} - 4\frac{2}{3} - 6\frac{3}{4}$; f) $2 - \frac{5}{8}$.

1/10. Berechne:

a) $\frac{2}{10} + \frac{3}{5} - \frac{6}{15}$; b) $2\frac{1}{2} - \frac{3}{4} + \frac{2}{5}$; c) $2\frac{1}{3} - \frac{4}{6} + \frac{5}{3} - 2\frac{1}{2}$.

1.2.5 Multiplizieren von Brüchen

- a) Ein Bruch wird mit einer ganzen Zahl multipliziert, indem der Zähler mit ihr multipliziert wird und der Nenner unverändert bleibt.

Beispiel 1-9.

$$\frac{2}{3} \cdot 5 = \frac{10}{3}.$$

b) Brüche werden miteinander multipliziert, indem Zähler mit Zähler und Nenner mit Nenner multipliziert wird.

Beispiel 1-10.

a) $\frac{2}{5} \cdot \frac{3}{7} = \frac{6}{35}$.

b) $\frac{3}{4} \cdot \frac{5}{6} \cdot \frac{3}{5} = \frac{45}{120}$, nach dem Kürzen $\frac{3}{8}$.

c) Vorteilhaft wird bereits vor Ausführung der Multiplikation gekürzt. Die Rechnung wird auf einen gemeinsamen Bruchstrich gesetzt: $\frac{3 \cdot 5 \cdot 3}{4 \cdot 6 \cdot 5}$. Kürzen durch 3 gibt $\frac{1 \cdot 5 \cdot 3}{4 \cdot 2 \cdot 5}$, weiteres Kürzen

durch 5 gibt $\frac{1 \cdot 1 \cdot 3}{4 \cdot 2 \cdot 1} = \frac{3}{8}$.

d) Gemischte Zahlen werden vor dem Multiplizieren in Brüche verwandelt.

Aufgaben: 1/11. Multipliziere:

a) $\frac{1}{3} \cdot 2$; b) $\frac{3}{8} \cdot 4$; c) $\frac{2}{3} \cdot \frac{3}{4}$; d) $\frac{2}{5} \cdot \frac{6}{9}$;

e) $\frac{3}{5} \cdot \frac{1}{2} \cdot \frac{2}{3}$; f) $\frac{4}{3} \cdot \frac{9}{10} \cdot \frac{5}{6}$; g) $3\frac{1}{2} \cdot 2\frac{4}{5}$.

1.2.6 Dividieren von Brüchen

a) Ein Bruch wird durch eine ganze Zahl dividiert, indem man den Zähler durch die Zahl dividiert und den Nenner unverändert lässt.

Beispiel 1-11.

$$\frac{6}{11} : 3 = \frac{2}{11}.$$

Das gleiche Ergebnis wird erhalten, wenn man den Nenner mit der Zahl multipliziert und den Zähler unverändert läßt.

Beispiel 1-12.

$$\frac{6}{11} : 3 = \frac{6}{33} = \frac{2}{11}.$$

b) Eine Zahl wird durch einen Bruch dividiert, indem die Zahl mit dem Kehrwert des Bruches multipliziert wird.

Beispiel 1-13.

$$5 : \frac{2}{7} = 5 \cdot \frac{7}{2} = \frac{35}{2}.$$

c) Brüche werden durcheinander dividiert, indem der erste Bruch mit dem Kehrwert des zweiten Bruches multipliziert wird.

Beispiel 1-14.

$$\frac{2}{3} : \frac{5}{11} = \frac{2}{3} \cdot \frac{11}{5} = \frac{22}{15}.$$

Bei der Schreibweise als *Doppelbruch* gilt, daß das Produkt der äußeren Glieder durch das Produkt der inneren Glieder dividiert wird (s. auch unter Proportionen, S. 12).

Beispiel 1-15.

$$\frac{\frac{2}{3}}{\frac{5}{11}} = \frac{2 \cdot 11}{3 \cdot 5} = \frac{22}{15}.$$

Aufgaben: 1/12. Dividiere:

a) $\frac{2}{3} : 2$; b) $\frac{10}{23} : 5$; c) $\frac{7}{8} : 6$; d) $\frac{3}{4} : 5$; e) $\frac{4}{5} : \frac{2}{3}$;

f) $\frac{8}{15} : \frac{6}{10}$; g) $4\frac{2}{5} : \frac{11}{20}$; h) $6\frac{1}{2} : 4\frac{1}{3}$; i) $7 : \frac{2}{3}$; j) $11 : \frac{3}{4}$.

1/13. Löse folgende Doppelbrüche auf:

a) $\frac{\frac{2}{3}}{\frac{4}{9}}$; b) $\frac{\frac{3}{5}}{\frac{9}{10}}$; c) $\frac{\frac{12}{22}}{\frac{4}{11}}$.

1.3 Proportionen (Verhältnisgleichungen)

1.3.1 Schlußrechnung (Dreisatz)

Unbekannte bzw. gesuchte Größen werden mit den Buchstaben x, y oder z bezeichnet.

Beispiel 1-16. Durch Verbrennen von 12 g Kohlenstoff (C) entstehen 44 g Kohlendioxid (CO_2). Welche Masse an CO_2 entsteht durch Verbrennen von 20 g C?

Man schließt auf die Einheit und von dieser auf die gesuchte Mehrheit.

Aus 12 g C entstehen 44 g CO_2 ,
aus 1 g C x g CO_2 .

Da 1 g C der zwölftes Teil von 12 g C ist, kann auch nur der zwölftes Teil CO_2 entstehen, also $44 : 12 = 3,667$ g CO_2 . Aus 20 g C müssen daher 20 mal soviel = $20 \cdot 3,667 = 73,3$ g CO_2 gebildet werden.

Der Dreisatz hat somit folgendes Aussehen:

$$\begin{array}{rcl} 12 \text{ g C} & \dots & 44 \text{ g } \text{CO}_2 \\ 1 \text{ g C} & \dots & 44 : 12 = 3,667 \text{ g } \text{CO}_2 \\ 20 \text{ g C} & \dots & 20 \cdot 3,667 = 73,3 \text{ g } \text{CO}_2 \end{array}$$

Aufgaben: Berechne mit Hilfe des Dreisatzes:

1/14. Durch Erhitzen von 50 g Quecksilberoxid entstehen 3,69 g Sauerstoff. Welche Masse an Quecksilberoxid muß erhitzt werden, um 6 g Sauerstoff zu erhalten?

1/15. Durch Verbrennen von 2,016 g Wasserstoff werden 18,015 g Wasser gebildet. Welche Masse an Wasser entsteht durch Verbrennen von 15 g Wasserstoff?

1/16. Zur Herstellung von 71 g Chlor werden 87 g Braunstein und 406 g konz. Salzsäure benötigt. Welche Massen an Braunstein und Salzsäure braucht man zur Herstellung von 250 g Chlor?

1/17. Eine Säureprobe wurde im Meßkolben mit dest. Wasser auf 250 ml verdünnt. 50 ml davon verbrauchten zur Neutralisation 38,2 ml 1-molare Natronlauge (1 M Natronlauge). Wieviel Milliliter der Natronlauge würden zum Neutralisieren der gesamten Säureprobe benötigt?

1/18. Zur Herstellung von 100 g 8%iger Kochsalzlösung müssen 8 g Kochsalz in 92 g Wasser gelöst werden. Wieviel Gramm Kochsalz und Wasser werden für 60 g 8%iger Kochsalzlösung benötigt?

1/19. Zur Herstellung von 96 g einer 40%igen Schwefelsäure müssen 40 g einer 96%igen Säure mit 56 g Wasser gemischt werden. Wieviel Gramm der 96%igen Säure und wieviel Gramm Wasser braucht man zur Herstellung von 250 g 40%iger Schwefelsäure?

1/20. Aus 87,9 g Eisen(II)-sulfid erhält man durch Einwirken verd. Salzsäure 22,4 Liter Schwefelwasserstoffgas. Wieviel Liter erhält man aus 450 g Eisen(II)-sulfid?

1.3.2 Proportionen

Unter dem *Verhältnis zweier Zahlen* versteht man ihren Quotienten und schreibt z. B. $12 : 4$ oder $\frac{12}{4}$ (gelesen 12 zu 4).

Der Wert eines Verhältnisses (in unserem Fall $12 : 4 = 3$) ändert sich nicht, wenn seine beiden Glieder mit derselben Zahl multipliziert oder durch dieselbe Zahl dividiert werden.

$$12 : 4 = 24 : 8 \text{ oder } 12 : 4 = 6 : 2.$$

Zwei Verhältnisse, die den gleichen Wert haben, können gleichgesetzt werden, und man erhält eine *Proportion* oder *Verhältnisgleichung*. Man liest 12 zu 4 verhält sich wie 6 zu 2.

Das erste und vierte Glied der Proportion ($12 : 4 = 6 : 2$) nennt man die Außenglieder (12 und 2), das zweite und dritte Glied die Innenglieder (4 und 6).

In einer Proportion ist das Produkt der Außenglieder gleich dem Produkt der Innenglieder („Produktenregel“).

Für unser Beispiel ist $12 \cdot 2 = 4 \cdot 6 (= 24)$.

Ist eine der Größen unbekannt ($= x$), z. B. $12 : 4 = x : 2$, kann sie mit Hilfe dieser Beziehung errechnet werden.

$$12 \cdot 2 = 4 \cdot x, \text{ daraus } x = \frac{24}{4} = 6.$$

Das unbekannte Innenglied ist also gleich dem Produkt der beiden Außenglieder dividiert durch das bekannte Innenglied. Ein unbekanntes Außenglied ist gleich dem Produkt der beiden Innenglieder dividiert durch das bekannte Außenglied.

Eine Proportion bleibt unverändert, wenn die beiden Innenglieder miteinander vertauscht werden; das gleiche gilt für die Außenglieder.

$12:4 = 6:2$. Vertauschen der Innenglieder $12:6 = 4:2$; Vertauschen der Außenglieder $2:4 = 6:12$.

Beispiel 1-17. 12 g C geben beim Verbrennen 44 g CO₂. Welche Masse an CO₂ entsteht aus 20 g C?

Die Massen des vorhandenen und des entstehenden Stoffes verhalten sich direkt proportional (direkte Proportion), d. h. es wird bei Vermehrung des Ausgangsstoffes C auch das entstehende Endprodukt CO₂ im gleichen Verhältnis zunehmen. Es müssen sich also 12 g C zu 20 g C verhalten wie 44 g CO₂ zu dem gesuchten Wert x g CO₂.

$$12:20 = 44:x, \text{ daraus } x = \frac{44 \cdot 20}{12} = \frac{880}{12} = 73,3 \text{ g CO}_2.$$

Die Proportion kann aber auch wie folgt aufgestellt werden:

$$12 \text{ g C}:44 \text{ g CO}_2 = 20 \text{ g C}:x \text{ g CO}_2, \text{ daraus } x = 73,3 \text{ g CO}_2.$$

Aufgaben: 1/21. Berechne die Unbekannte x aus den Proportionen:

a) $x:3 = 30:5$, b) $9:x = 36:24$, c) $3:35 = x:14$,

d) $3:\frac{4}{5} = 5:x$.

1.3.3 Der abgekürzte Dreisatz

Beim abgekürzten Dreisatz wird der Schluß auf die Einheit weggelassen.

Der Ansatz des Beispiels 1-16 (S. 11) geschieht in folgender Form:

$$\begin{array}{c} \downarrow 12 \text{ g C ergeben } 44 \text{ g CO}_2 \\ \downarrow 20 \text{ g C ergeben } x \text{ g CO}_2 \end{array}$$

Wird durch die gleichgerichteten Pfeile ange deutet, daß sich die Ausgangs- und Endprodukte direkt proportional verhalten, kann

a) daraus die Proportion $12:20 = 44:x$ (in Richtung der Pfeile) abgeleitet und nach x aufgelöst werden, oder

b) der Ansatz als abgekürzter Dreisatz geschrieben und nach folgender Regel gelöst werden:

$$\begin{array}{ccccccc} 12 \text{ g C} & \dots & \swarrow \searrow & \dots & 44 \text{ g CO}_2 \\ 20 \text{ g C} & \dots & \swarrow \searrow & \dots & x \text{ g CO}_2 \end{array}$$

Man multipliziert die beiden über Kreuz stehenden Zahlen und dividiert durch die dem x gegenüberstehende Zahl (die über Kreuz stehenden Zahlen sind in direkt proportionalen Aufgaben Glieder gleicher Art, z. B. die Innenglieder einer Proportion).

$$x = \frac{20 \cdot 44}{12} = 73,3 \text{ g CO}_2$$

Merke: Es darf nur Gleichartiges untereinander geschrieben werden, also C unter C und CO₂ unter CO₂!

Aufgaben: 1/22. Zur Herstellung von Nitrobenzol wurden 75 g konz. Schwefelsäure mit 50 g Salpetersäure versetzt und 25 g Benzol langsam zugegeben. Es wurden 38 g Nitrobenzol erhalten. Wieviel Gramm der genannten Stoffe werden zur Herstellung von 80 g Nitrobenzol benötigt?

1/23. Zur Herstellung von 96,9 kg 65%iger Salpetersäure benötigt man 85 kg Natriumnitrat und 102 kg 98%iger Schwefelsäure. Wieviel Kilogramm der Ausgangsstoffe braucht man zur Herstellung von 50 kg 65%iger Salpetersäure?

1/24. Bei der Oxidation von 65,4 g Zink entstehen 81,4 g Zinkoxid. Wieviel Gramm Zinkoxid entstehen aus 25 g Zink?

1/25. Zur Gewinnung von 225,7 g kristallisiertem Zinn(II)-chlorid wurden 118,7 g Zinn und 244 g 30%iger Salzsäure verwendet. Wieviel Gramm Zinn(II)-chlorid entstehen aus 40 g Zinn und wieviel Gramm 30%iger Salzsäure werden dazu benötigt?

1.3.4 Umgekehrte Verhältnisse

Während bei der direkten Proportion bei Steigerung der Ausgangsstufe die Endstufe im gleichen Verhältnis zunimmt, sinkt bei der umgekehrten Proportion bei Steigerung der Ausgangsstufe die Endstufe im umgekehrten Verhältnis.

Beispiel 1-18. Zum Neutralisieren einer vorhandenen Menge Säure wurden 50 g 20%iger Natronlauge verbraucht. Wird jedoch an Stelle der 20%igen Lauge eine stärkere, z. B. 40%ige, verwendet, wird naturgemäß davon weniger benötigt. Der Massenanteil (%) und die verwendete Menge (g) stehen also im umgekehrten Verhältnis zueinander; je konzentrierter die Lauge ist, desto weniger wird von ihr gebraucht.

Dies wird bei der Aufstellung des Ansatzes wiederum durch Pfeile, jedoch in entgegengesetzter Richtung, angedeutet:

$$\begin{array}{ccc} \downarrow & 20\% \text{jige Lauge} & \dots \dots \dots 50 \text{ g} \\ & \downarrow & \uparrow \\ & 40\% \text{jige Lauge} & \dots \dots \dots x \text{ g} \end{array}$$

Daraus ergibt sich in Richtung der Pfeile folgende Proportion:

$$20 : 40 = x : 50, \quad \text{daraus} \quad x = \frac{20 \cdot 50}{40} = 25 \text{ g}.$$

Man kann aber bei Auflösung solcher Aufgaben auch von folgender Überlegung ausgehen:

Beispiel 1-19. Wieviel Gramm 80%ige Säure können durch 50 g 100%ige Säure ersetzt werden?

In 100 g 80%iger Säure sind 80 g 100%iger Säure (und 20 g Wasser) enthalten, folglich sind

80 g (100%iger Säure) gleichzusetzen 100 g (80%iger Säure) und 50 g (100%iger Säure) x g (80%iger Säure).

Nach den Regeln der direkten Proportion ist nun

$$x = \frac{50 \cdot 100}{80} = \frac{5000}{80} = 62,5 \text{ g (80%iger Säure)}.$$

Als einfache Regel gilt: Multipliziere die beiden Faktoren des vollständig bekannten Stoffes (die „zusammengehörenden Zahlen“ 50 g und 100%) und dividiere durch den bekannten Faktor des gesuchten (also durch 80%).

Beispiel 1-20. Wieviel Gramm 30%ige Salzsäure entsprechen 50 g 36%iger Salzsäure?

$$50 \text{ g gehört zu } 36\%, \text{ folglich } x = \frac{50 \cdot 36}{30} = 60 \text{ g}.$$

Aufgaben: 1/26. Zum Neutralisieren von 400 kg einer Kalilauge wurden 105 kg 36%ige Salzsäure benötigt. Wieviel Kilogramm Salzsäure müssen verwendet werden, wenn diese nur 29,5%ig ist?

1/27. Aus 150 g einer 90%igen Pottasche erhält man 109,5 g Kaliumhydroxid. Wieviel Gramm einer 82%igen Pottasche müssen verwendet werden, um die gleiche Menge Kaliumhydroxid zu erhalten?

1/28. Wieviel Kilogramm 75%iger Schwefelsäure entsprechen 200 kg 96%iger Säure?

1/29. Mit einer in einem Vorratsbehälter enthaltenen Flüssigkeitsmenge konnten 30 Gefäße von 50 Liter Inhalt gefüllt werden. Wieviel 60-Liter-Gefäße werden für die gleiche Vorratsmenge benötigt?

1/30. Welches Volumen V_2 nehmen 50 cm^3 ($= V_1$) eines Gases, das unter einem Druck von 990 mbar ($= p_1$) steht, bei 1013,25 mbar ($= p_2$) ein, unter der Voraussetzung, daß die Temperatur konstant ist. (Druck und Volumen eines Gases verhalten sich umgekehrt proportional.)

1.4 Rechnen mit Prozent, Promille und ppm

1.4.1 Prozent

Der hundertste Teil einer Größe ist 1 Prozent (1%, 1 von Hundert).

$$1\% \text{ von } 300 = \frac{300}{100} = 1 \cdot 300 \cdot 10^{-2} = 3.$$

Der Faktor ist 10^{-2} .

$$2\% \text{ von } 300 = 2 \cdot 300 \cdot 10^{-2} = 6.$$

2% nennt man den Prozentsatz, 300 den Grundwert und 6 den Prozentwert.

Die Berechnung kann auch durch Schlußrechnung oder Aufstellen einer Proportion erfolgen.

Beispiel 1-21. Wieviel sind 8% von 450?

a) Mit Hilfe des Faktors 10^{-2} :

$$8 \cdot 450 \cdot 10^{-2} = 3600 \cdot 10^{-2} = 36.$$

b) Schlußrechnung:

$$1\% \text{ von } 450 = 4,5,$$

$$8\% \text{ von } 450 = 4,5 \cdot 8 = 36.$$

c) Proportion:

$$100 : 8 = 450 : x; \text{ daraus } x = \frac{8 \cdot 450}{100} = 36.$$

Beispiel 1-22. Wieviel Prozent sind 15 von 120?

a) Mit Hilfe des Faktors 10^{-2} :

$$x \cdot 120 \cdot 10^{-2} = 15,$$

daraus

$$x = \frac{15}{120 \cdot 10^{-2}} = \frac{15}{1,2} = 12,5\%.$$

b) Schlußrechnung:

$$\begin{array}{r} 1,2 \text{ sind } 1\% \text{ von } 120 \\ 15 \text{ sind } x\% \\ \hline x = \frac{15 \cdot 1}{1,2} = 12,5\% \end{array}$$

c) Sofortiger Bezug auf 100 (abgekürzter Dreisatz):

$$\begin{array}{r} 120 \dots \dots \dots 15 \\ 100 \dots \dots \dots x \\ \hline x = \frac{100 \cdot 15}{120} = 12,5\% \end{array}$$

d) Proportion:

$$15 : 120 = x : 100; \quad \text{daraus } x = 12,5\%.$$

Aufgaben: 1/31. Berechne:

- a) 4% von 2500, 200, 10, 2,5 und 0,8.
- b) 0,5% von 50, 1000, 20000, 30, 2,54 und 18,6.
- c) 300% von 20, 400, 75 und 6.

1/32. Wieviel Prozent sind:

- a) 8 von 50, 1500, 160, 12,5;
- b) 20 von 60, 2400, 320 und 8; c) 0,4 von 76, 40,4 und 200?

1/33. Berechne den Grundwert, von dem

- a) 6 = 20%, 15%, 0,4% und 7% sind;
- b) 2,45 = 10%, 22,7% und 95% sind;
- c) 0,09 = 80%, 46,5%, 0,2% und 1,5% sind.

1/34. Wieviel Gramm gelösten Stoff enthalten 2000 g einer

- a) 1%igen, b) 5%igen, c) 18%igen, d) 45%igen Lösung?

1/35. Wieviel Kilogramm gelösten Stoff enthalten 36 kg einer

- a) 0,6%igen, b) 98,2%igen, c) 77,8%igen, d) 35,1%igen Lsg.?

1/36. Bei einer Versuchsreihe zur Herstellung eines Nitroproduktes war die theoretisch notwendige Salpetersäuremenge 256 g. Diese Menge wurde bei den einzelnen Versuchen um 5, 10, 15 und 20% erhöht. Wieviel Gramm Salpetersäure wurden jeweils tatsächlich angewendet?

1/37. 50 g Dolomit verloren durch Glühen 46,52% an Masse. Wieviel Gramm Rückstand wurden erhalten?

1/38. 10,5 t Kalkstein wurden gebrannt und 6,1 t Rückstand erhalten. Wie groß ist der Glühverlust in %?

1/39. Die Analyse eines Pyrits hat 20,23% Gangart ergeben. Wieviel Kilogramm Gangart sind in 1200 kg dieses Pyrits enthalten?

1/40. Wieviel Gramm NaOH sind in 240 g Natronlauge, deren Massenanteil $w(\text{NaOH}) = 30,4\%$ beträgt, enthalten?

1/41. Die Bestandsaufnahme eines Lagers an Schwefelsäure hat ergeben: 25 300 kg 96,4%ige, 8700 kg 66%ige und 350 kg 75%ige Säure. Wieviel Kilogramm 100%ige Schwefelsäure sind dies zusammen?

1/42. Eine Fabrik erhielt die Lieferung folgender Schwefelkiesmengen: 20,2 t mit einem Feuchtigkeitsgehalt von 7,4%, 19,5 t mit 9,8% und 21,0 t mit 7,7% Feuchtigkeit. Wieviel Prozent Feuchtigkeit hätte eine Durchschnittsprüfung der Gesamtmenge?

1.4.2 Promille und ppm

1 Promille (°_{o}) ist der tausendste Teil einer Größe.

$$1\text{°}_{\text{o}} \text{ von } 300 = 1 \cdot 300 \cdot 10^{-3} = 0,3;$$

$$2\text{°}_{\text{o}} \text{ von } 300 = 2 \cdot 300 \cdot 10^{-3} = 0,6.$$

Der Faktor ist 10^{-3} .

1 ppm (parts per million) ist der millionste Teil. Faktor 10^{-6} .

$$1 \text{ ppm von } 300 = 1 \cdot 300 \cdot 10^{-6} = 0,0003.$$

Die Angabe in ppm ist bei sehr kleinen Werten üblich, z. B.:

$$540 \text{ ppm von } 1 = 540 \cdot 1 \cdot 10^{-6} = 0,00054,$$

$$540 \text{ ppm von } 2 = 540 \cdot 2 \cdot 10^{-6} = 0,00108.$$

Beispiel 1-23. Der Massenanteil $w(\text{Ko}) = 0,0075$ ist in % und in ‰ anzugeben.

$$0,0075 = 0,75 \cdot 10^{-2}, \text{ somit } 0,75\%;$$

$$0,0075 = 7,5 \cdot 10^{-3}, \text{ somit } 7,5\text{‰}.$$

Beispiel 1-24. Der Massenanteil $w(\text{Ko}) = 0,00056$ ist in ppm anzugeben.

$$0,00056 = 560 \cdot 10^{-6}, \text{ somit } 560 \text{ ppm}.$$

Aufgaben: 1/43. Folgende Dezimalbrüche sind in % und ‰ umzuwandeln:

- a) 0,06; b) 0,845; c) 0,007; d) 0,00042.

1/44. Folgende Dezimalbrüche sind in ppm-Angaben umzuwandeln:

- a) 0,00062; b) 0,008; c) 0,0000045.

1/45. Wandle folgende Angaben in Dezimalbrüche um:

- a) 45,2%; b) 0,94%; c) 35,7‰; d) 0,86‰; e) 425 ppm;
f) 18,4 ppm; g) 1083 ppm.

1.5 Mittelwert (Arithmetisches Mittel)

Um Methodenfehler, die durch die Genauigkeitsgrenzen eines Meß- oder Analysenverfahrens bedingt sind, und Ungenauigkeiten bei der Ausführung der Messung (persönliche Fehler) möglichst gering zu halten, werden in der Regel mehrere Messungen gleicher Art (Parallelbestimmungen) ausgeführt und der Mittelwert aus den Einzelmessungen gebildet.

Ist n die Anzahl der Meßwerte, die in einer Meßreihe erhalten wurden, und sind x_1, x_2, \dots, x_n die Einzelwerte, dann ist der

$$\text{Mittelwert } \bar{x} = \frac{\text{Summe der Einzelwerte}}{\text{Anzahl der Meßwerte}} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n}.$$

Beispiel 1-25. Bei 3 Parallelbestimmungen wurden folgende Einzelwerte erhalten: 5,42%, 5,53% und 5,49%.

$$\text{Mittelwert } \bar{x} = \frac{5,42 + 5,53 + 5,49}{3} = \frac{16,44}{3} = 5,48\%.$$

Bemerkung: Wurden z. B. bei vier von der gleichen Substanz ausgeführten Analysen die Werte 41,72%, 39,13%, 41,82% und 41,65%, erhalten, kann mit Sicherheit angenommen werden, daß der zweite Wert

(39,13%), der sehr deutlich von den anderen abweicht, offensichtlich fehlerhaft ist. Dieser Wert muß gestrichen werden, weil durch ihn der Durchschnittswert (Mittelwert) der übrigen drei Analysen von 41,73% auf 41,08% herabgesetzt würde und ein falsches Resultat ergäbe.

Aufgaben: 1/46. Die Analyse eines Mangansalzes ergab die Werte 13,68% und 13,80% Mn. Errechne den Mittelwert.

1/47. Bei zwei Parallelbestimmungen wurden die Werte 82,79 und 82,87 g NH₃/Liter erhalten. Welcher Mittelwert errechnet sich?

1/48. Bei der Bestimmung des Titers einer Maßlösung wurden die Werte 1,0355 – 1,0350 – 1,0358 erhalten. Zu berechnen ist der Mittelwert dieser drei Bestimmungen.

1.6 Der „aliquote Teil“

Für analytische Bestimmungen wird oftmals eine größere Stoffportion der Probe abgewogen (Einwaage), in einem Lösungsmittel gelöst, im Meßkolben auf ein genaues Volumen verdünnt („aufgefüllt“) und von der erhaltenen Stammlösung ein bestimmter, aliquoter Teil für die Analyse verwendet. Dadurch ist es möglich, mehrere Analysen (z. B. Kontrollbestimmungen oder Bestimmung verschiedener Bestandteile des zu analysierenden Stoffes) aus Teilen dieser Stammlösung auszuführen.

Nach DIN 36629 ist der aliquote Teil eine spezielle Bezeichnung für eine Stoffportion (s. S. 95), das heißt ein abgegrenzter Materiebereich.

Beispiel 1-26. Für die Analyse eines Natriumsulfats wurden 10 g in Wasser gelöst und die Lösung im Meßkolben auf 500 ml verdünnt. 25 ml der erhaltenen Stammlösung wurden zur Analyse verwendet. Wieviel Gramm Natriumsulfat sind in diesem aliquoten Teil enthalten?

Man schreibe diese Angaben wie folgt: 10 g/500 ml/25 ml.

Die in diesen 25 ml enthaltene Substanzmenge wird mit Hilfe des Dreisatzes oder durch folgende einfache Überlegung errechnet: 25 ml sind der 20. Teil von 500 ml, folglich müssen 25 ml auch den 20. Teil der Einwaage enthalten, das sind $10 : 20 = 0,5$ g. Man schreibt:

$$10 \text{ g}/500 \text{ ml}/25 \text{ ml}/0,5 \text{ g}$$

und liest: 10 g auf 500 ml aufgefüllt, 25 ml davon entnommen, in welchen 0,5 g Substanz enthalten sind.

Aufgaben: 1/49. Wieviel Gramm Substanz sind bei der angegebenen Einwaage und Verdünnung in dem angeführten aliquoten Teil enthalten?

- a) Einwaage 5 g, verdünnt auf 250 ml, verwendet 25 ml;
- b) Einwaage 5 g, verdünnt auf 250 ml, verwendet 50 ml;
- c) Einwaage 5 g, verdünnt auf 500 ml, verwendet 25 ml;
- d) Einwaage 8 g, verdünnt auf 250 ml, verwendet 100 ml;
- e) Einwaage 12,5 g, verdünnt auf 250 ml, verwendet 10 ml;
- f) Einwaage 36,733 g, verdünnt auf 500 ml, verwendet 20 ml;
- g) Einwaage 2,763 g, verdünnt auf 100 ml, verwendet 25 ml;
- h) Einwaage 15,670 g, verdünnt auf 1000 ml, verwendet 50 ml;
- i) Einwaage 9,835 g, verdünnt auf 200 ml, verwendet 25 ml.

1/50. Wieviel Milliliter der ursprünglichen Probenlösung sind in den genannten aliquoten Teilen bei gegebener Ausgangsmenge und Verdünnung enthalten?

- a) Eingemessen 100 ml, verdünnt auf 500 ml, verwendet 50 ml;
- b) Eingemessen 25 ml, verdünnt auf 250 ml, verwendet 50 ml;
- c) Eingemessen 20 ml, verdünnt auf 500 ml, verwendet 100 ml;
- d) Eingemessen 10 ml, verdünnt auf 500 ml, verwendet 25 ml;
- e) Eingemessen 50 ml, verdünnt auf 1000 ml, verwendet 25 ml;
- f) Eingemessen 20 ml, verdünnt auf 500 ml, verwendet 25 ml.

1/51. Ergänze in den Aufzeichnungen des Analysenprotokolls die im aliquoten Teil enthaltene Menge!

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| a) 10 g/500 ml/100 ml/ = | b) 4,5813 g/250 ml/25 ml/ = |
| c) 2,0222 g/250 ml/100 ml/ = | d) 1,9124 g/250 ml/50 ml/ = |
| e) 100 ml/500 ml/50 ml/ = | f) 50 ml/500 ml/20 ml/ = |

1.7 Zwischenwerte aus Tabellen (Interpolieren)

Nicht immer kann ein gesuchter Wert auf Grund einer gefundenen Größe unmittelbar aus einer Tabelle entnommen werden. In vielen Fällen wird die Größe zwischen zwei Tabellenwerten liegen, aus denen der gesuchte Wert durch Interpolieren ermittelt werden muß.

Beispiel 1-27. Die Dichte ρ_{20} einer 40%igen Schwefelsäure soll aus der Tabelle 9, S. 366 entnommen werden.

Die Dichte einer 40%igen Säure ist in der Tabelle nicht angeführt, der Wert liegt zwischen den Werten 1,300 g/cm³ für eine 39,68%ige Säure und 1,305 g/cm³ für eine 40,25%ige Säure.

ρ_{20}	$\% \text{H}_2\text{SO}_4$	
1,305	40,25	nächsthöherer Tabellenwert
x	40,00	gesuchter Wert
1,300	39,68	nächstniedriger Tabellenwert

Die Differenzen zwischen dem nächsthöheren und dem nächstniedrigeren Tabellenwert betragen:

$$\text{für die Dichte} \quad 1,305 - 1,300 = 0,005,$$

$$\text{für \% H}_2\text{SO}_4 \quad 40,25 - 39,68 = 0,57.$$

In dem in Frage stehenden Bereich entsprechen somit

$$0,005 \text{ g/cm}^3 \dots \dots \dots 0,57\%.$$

Nun wird die Differenz zwischen dem nächsthöheren Tabellenwert (40,25%) und dem gegebenen Wert (40,00%) gebildet, also

$$40,25 - 40,00 = 0,25\%.$$

Durch Schlußrechnung wird der zugehörige Teil des Dichtewertes ermittelt:

$$0,57\% \dots \dots \dots 0,005 \text{ g/cm}^3$$

$$0,25\% \dots \dots \dots x \text{ g/cm}^3$$

$$\text{Daraus } x = \frac{0,25 \cdot 0,005}{0,57} = 0,0022, \text{ abgerundet } 0,002 \text{ g/cm}^3.$$

Der so berechnete Wert muß vom nächsthöheren Tabellenwert (1,305) abgezogen werden.

Die Dichte ρ_{20} der 40%igen Schwefelsäure ist daher

$$1,305 - 0,002 = 1,303 \text{ g/cm}^3.$$

Über die *graphische Interpolation* s. S. 78.

Aufgaben: 1/52. Berechne unter Benutzung der Dichtetabellen (S. 366 bis 372) die Dichte ρ_{20} einer

- a) 20%igen Schwefelsäure, b) 60%igen Schwefelsäure,
- c) 32,8%igen Salzsäure, d) 9,6%igen Natronlauge.

1/53. Berechne unter Benutzung der Tabelle 9, S. 366 den Massenanteil an H_2SO_4 in einer Schwefelsäure, deren Dichte ρ_{20}

- a) 1,742, b) 1,601, c) 1,084, d) 1,384 g/cm^3 beträgt.

1/54. Berechne die Dichte ρ_{20} von Natronlauge (Tabelle 9, S. 370), die

- a) 50 g, b) 600 g, c) 325 g NaOH im Liter enthält.

1.8 Potenzieren und Radizieren (Wurzelziehen)

1.8.1 Potenzieren

a) Basis – Potenzexponent – Potenzwert

Eine Zahl zum Quadrat erheben (Quadrieren) heißt, die Zahl mit sich selbst multiplizieren, z. B. $5^2 = 5 \cdot 5 = 25$.

Werden gleiche Faktoren miteinander multipliziert, z. B. $5 \cdot 5 \cdot 5$, schreibt man 5^3 (gelesen 5 hoch 3, oder 5 zur dritten Potenz).

$5^3 = 125$. Darin ist 5 die Basis (oder Grundzahl), 3 der Potenzexponent (oder die Hochzahl) und 125 der Potenzwert.

Der Potenzexponent gibt also an, wie oft die Basis mit sich selbst multipliziert werden muß.

$$3 \cdot 10^4 = 3 \cdot 10 \cdot 10 \cdot 10 \cdot 10 = 3 \cdot 10\,000 = 30\,000.$$

b) Rechnen mit Potenzen

Addieren und Subtrahieren: Es können nur Potenzen mit gleicher Basis addiert bzw. subtrahiert werden, z. B. $2x^3 + 5x^3 - 4x^3 = 3x^3$.

Multiplizieren: Bei gleicher Basis werden die Potenzexponenten addiert, z. B. $5^2 \cdot 5^4 = 5^{(2+4)} = 5^6$.

Dividieren: Bei gleicher Basis werden die Potenzexponenten subtrahiert, z. B.

$$6^5 : 6^3 = \frac{6^5}{6^3} = 6^{(5-3)} = 6^2.$$

Potenziieren: Bei gleicher Basis werden die Potenzexponenten multipliziert, z. B. $(5^3)^2 = 5^{(3 \cdot 2)} = 5^6$.

Brüche werden potenziert, indem man Zähler und Nenner potenziert, z. B.

$$\left(\frac{2}{3}\right)^2 = \frac{2^2}{3^2} = \frac{4}{9}.$$

Dezimalzahlen können als Produkt einer Zahl zwischen 1 und 9,99 und einer Zehnerpotenz geschrieben werden, z. B.

$$68\,312 = 6,8312 \cdot 10\,000 = 6,8312 \cdot 10^4;$$

$$721,9 = 7,219 \cdot 100 = 7,219 \cdot 10^2.$$

Der Potenzexponent der Basis 10 zeigt also, um wieviel Stellen das Komma nach links verschoben werden muß. Bei Verschiebung nach rechts ist der erhaltene Potenzexponent negativ.

$721,9 = 7,219 \cdot 10^2$, Verschiebung des Komma um 2 Stellen
 nach links.

$0,007219 = 7,219 \cdot 10^{-3}$, Verschiebung des Komma um 3 Stellen
 nach rechts.

c) Der Potenzexponent Null

Jede Potenz mit dem Exponenten Null hat den Potenzwert 1, z. B.

$$\frac{5^3}{5^3} = 5^{(3-3)} = 5^0 = 1; \quad 32^0 = 1, \quad \text{oder allgemein } a^0 = 1.$$

d) Negative Potenzen

Werden in dem Bruch $\frac{1}{100}$ Zähler und Nenner als Potenz von 10 geschrieben, erhält der Bruch die Form $\frac{10^0}{10^2}$. Nach der Divisionsregel ist

$$\frac{10^0}{10^2} = 10^0 : 10^2 = 10^{(0-2)} = 10^{-2}.$$

Eine Potenz mit negativem Exponenten ist gleich dem Kehrwert (Reziprokwert) der Potenz mit positivem Exponenten.

$$10^{-1} = \frac{1}{10^1} = \frac{1}{10}; \quad 10^{-2} = \frac{1}{10^2} = \frac{1}{100}; \quad \text{allgemein } a^{-3} = \frac{1}{a^3}.$$

Dezimalzahlen als Zehnerpotenz geschrieben:

$$0,4 = 4 \cdot 10^{-1}; \quad 0,065 = 6,5 \cdot 10^{-2}.$$

Aufgaben: 1/55. Berechne:

a) 3^3 , b) $0,2^3$, c) $0,004^2$, d) $12,5^3$, e) $\left(\frac{1}{4}\right)^3$, f) $\left(\frac{3}{2}\right)^2$.

1/56. Berechne:

- a) $3 \cdot 3^2$, b) $10^2 \cdot 10^3$, c) $0,2^3 \cdot 0,2^4$, d) $3^4 \cdot 3^{-1}$,
e) $\frac{10^6}{10^4}$, f) $\frac{10^2}{10^5}$, g) $\frac{10^5}{10^{-2}}$.

1/57. Schreibe folgende Zahlen als Produkt mit einer Zehnerpotenz:

- a) 23 815, b) 32,8, c) 450 000, d) 2967,3, e) 0,514,
f) 0,0087, g) 0,0000654.

1.8.2 Radizieren

Die umgekehrte Rechenart des Potenzierens ist das Radizieren oder Wurzelziehen.

Beim Quadratwurzelziehen wird jene Zahl (die Basis der Potenz) gesucht, die mit sich selbst multipliziert die gegebene Zahl ergibt.

Die Quadratwurzel aus einer Zahl wird durch das vorgesetzte Wurzelzeichen $\sqrt{}$ angezeigt, z. B. $\sqrt{64} = 8$, denn $8 \cdot 8 = 64$.

Bei höheren Wurzeln, z. B. „3. Wurzel“, wird das Wurzelzeichen mit dem Exponenten gekennzeichnet, also $\sqrt[3]{64} = 4$, denn

$$4 \cdot 4 \cdot 4 = 64.$$

Aufgaben: 1/58. Berechne:

- a) $\sqrt{81}$, b) $\sqrt{1,21}$, c) $\sqrt{0,36}$, d) $\sqrt{10^4}$, e) $\sqrt[3]{0,008}$.

1.9 Grundzüge der Algebra

1.9.1 Allgemeine und relative Zahlen

Zahlen, die durch Ziffern ausgedrückt werden, stellen eine bestimmte Größe dar, sie werden als bestimmte Zahlen bezeichnet, z. B. 8, 50 usw.

Unbestimmte Zahlen, die irgendeine Größe darstellen, heißen allgemeine Zahlen (a, b, x usw.); a kann dann z. B. 3, 10 oder jede andere Zahl sein. Wichtig ist, daß der Wert, den der Buchstabe ausdrückt, während der ganzen Rechnung gleich bleiben muß.

Sind a und b allgemeine Zahlen, so ist a + b ihre Summe, a - b ihre Differenz, a · b (einfach geschrieben ab) ihr Produkt und a : b (oder $\frac{a}{b}$) ihr Quotient.

Treten in Rechenformeln allgemeine Zahlen auf, werden sie beim Lösen einer bestimmten Aufgabe durch bestimmte Zahlen ersetzt.

Beispiel 1-28. $a = 5$, $b = 3$, dann ist

$$a + b = 5 + 3 = 8, a - b = 2, a \cdot b = 15 \text{ und } a : b = \frac{5}{3}.$$

+ 5 Bei der Ablesung eines Thermometers ist man ge-
+ 4 wohnt, positive (+) und negative (-) Temperaturgrade
+ 3 abzulesen. Ebenso kann die übliche positive Zahlenreihe
+ 2 über null hinaus in der negativen Zahlenreihe fortgesetzt
+ 1 werden.
— 0

— 1 Wird z. B. eine Flüssigkeit, die die Temperatur $+ 3^\circ\text{C}$
— 2 hat, um 5°C abgekühlt, so wird eine Temperatur von
— 3 $- 2^\circ\text{C}$ gemessen. $+ 3 - 5 = - 2$.
— 4
— 5

Auf die Zahlenlinie übertragen, bedeutet dies, daß wir von Punkt + 3 5 Einheiten abziehen und zum Punkt - 2 gelangen.

Dabei ist zu unterscheiden zwischen Vorzeichen und Rechenbefehl (Rechnungszeichen). Das Vorzeichen ist Bestandteil der Zahl, während der Rechenbefehl die Art der Rechenoperation angibt, die ausgeführt werden soll.

$$+ 3 - + 5 = - 2.$$

Vorzeichen	Rechenbefehl	Vorzeichen	Vorzeichen
------------	--------------	------------	------------

Positive Zahlen haben das Vorzeichen + (plus) und sind größer als null, negative das Vorzeichen - (minus) und sind kleiner als null.

Positive und negative Zahlen sind in ihrem Wert auf null bezogen, es sind relative Zahlen.

Relative Zahlen werden, um Verwechslungen von Vorzeichen und Rechenbefehl zu vermeiden, in Klammer gesetzt, also $(+ 5)$ oder $(- 5)$.

1.9.2 Addieren und Subtrahieren

Für das Addieren und Subtrahieren gilt folgende Regel:

Steht vor der Klammer der Rechenbefehl $+$, bleibt das Vorzeichen beim Auflösen der Klammer unverändert.

$$(+5) + (+2) = (+7), \text{ oder einfacher geschrieben } 5 + 2 = +7$$

$$(-5) + (-2) = (-7), \text{ oder } -5 - 2 = -7.$$

Mit allgemeinen Zahlen:

$$(+5a) + (+2a) = 5a + 2a = +7a,$$

$$(-5a) + (-2a) = -5a - 2a = -7a.$$

Steht vor der Klammer der Rechenbefehl $-$, ändert sich das Vorzeichen beim Auflösen der Klammer.

$$(+5) - (+2) = +5 - 2 = +3,$$

$$(-5) - (-2) = -5 + 2 = -3.$$

Mit allgemeinen Zahlen:

$$(+5a) - (+2a) = +5a - 2a = +3a,$$

$$(-5a) - (-2a) = -5a + 2a = -3a.$$

Beispiel 1-29.

$$(+a) + (+2a) = a + 2a = 3a,$$

$$(-3a) + (-2a) = -3a - 2a = -5a,$$

$$(+6) - (+9) = 6 - 9 = -3,$$

$$(+4a) - (+7a) = 4a - 7a = -3a,$$

$$(-5a) - (+2a) = -5a - 2a = -7a,$$

$$(-8) + (-5) + (+2) = -8 - 5 + 2 = -11,$$

$$(+8) - (+5) + (-2) - (-3) = 8 - 5 - 2 + 3 = 4.$$

Die gleiche Regel gilt auch für mehrgliedrige Klammerausdrücke. Steht vor der Klammer ein $+$, bleiben beim Klammerauflösen sämtliche Vorzeichen der Glieder in der Klammer unverändert; steht vor der Klammer ein $-$, ändern sich sämtliche Vorzeichen der Glieder in der Klammer.

Beispiel 1-30.

$$(+5a + 6b) + (+2a - 4b) = 5a + 6b + 2a - 4b = 7a + 2b.$$

$$(-5a + 6b) - (+2a - 3b) = -5a + 6b - 2a + 3b = -7a + 9b.$$

Das Zusammenziehen der gleichnamigen Glieder (z. B. aller a-Glieder durch algebraische Addition) nennt man Reduzieren.

Werden mehrere mehrgliedrige Ausdrücke zu einem einzigen mehrgliedrigen Ausdruck zusammengefaßt, werden verschiedene Klammern verwendet:

$$(11a + 9b) - [(5a + 3b) - (4a - 2b)].$$

In diesem Beispiel umfaßt die eckige Klammer zwei mehrgliedrige Ausdrücke, von denen jeder für sich in runder Klammer steht. Das Klammerauflösen kann von innen oder von außen geschehen.

Beispiel 1-31. Folgender Klammerausdruck ist aufzulösen und zu reduzieren:

$$(11a + 9b) - [(5a + 3b) - (4a - 2b)].$$

Auflösen der runden Klammern:

$$11a + 9b - [5a + 3b - 4a + 2b];$$

anschließend Auflösen der eckigen Klammer:

$$11a + 9b - 5a - 3b + 4a - 2b;$$

die Glieder werden nach a und b geordnet und reduziert (algebraisch addiert):

$$11a - 5a + 4a + 9b - 3b - 2b = 10a + 4b.$$

Probe auf Richtigkeit der Rechnung: Für a und b werden bestimmte, selbstgewählte Werte in die ursprüngliche Aufgabe und in das Rechenergebnis eingesetzt, z. B.:

Wird für a = 2 und für b = 1 gesetzt, dann ist

$$\begin{aligned} & (11 \cdot 2 + 9 \cdot 1) - [(5 \cdot 2 + 3 \cdot 1) - (4 \cdot 2 - 2 \cdot 1)] \\ &= (22 + 9) - [(10 + 3) - (8 - 2)] \\ &= 31 - [13 - 6] \\ &= 31 - 13 + 6 = 24. \end{aligned}$$

Die angenommenen Werte in das Ergebnis eingesetzt:

$$10a + 4b = 10 \cdot 2 + 4 \cdot 1 = 20 + 4 = 24,$$

also Übereinstimmung.

Wichtig ist, daß die Ausführung der Probe nicht nach dem gleichen Rechengang erfolgt, der bei der Ausführung der eigentlichen Rechnung angewandt wurde, da sonst ein eventuell gemachter Fehler wiederholt werden könnte. In unserem Beispiel wurden bei der Probe nicht von vornherein die Klammern aufgelöst, sondern jeder Klammerausdruck für sich errechnet.

Aufgaben: 1/59. Löse die Klammer auf und reduziere:

- a) $(6a + 2b) + (3a + 4b) + (7a - 3b)$;
- b) $(5a - 6b - 3c) + (-5a + 4b - 2c)$;
- c) $(-4a + 2b) - (5a + 3b)$;
- d) $(7a - 2b + c) - (-2a + 2b - 3c)$;
- e) $(16a + 8b - 4c) - (5a - 6b) - (9a + 4b - 6c)$.

1/60. Löse die Klammern auf und reduziere. Es ist jeweils eine Probe mit selbstgewählten Werten für a und b auszuführen.

- a) $120 + 2a - 3b - [7a - (6a - 60 + 2b)]$;
- b) $(8a + 2b) - [-(4a + 5b) + (2a - 3b)]$.

1.9.3 Multiplizieren

Allgemeine Zahlen werden in gleicher Weise multipliziert wie bestimmte Zahlen.

$$a \cdot b = ab.$$

Die Zahlen a und b sind die Faktoren, ab ist das Produkt.

Das Produkt bleibt unverändert, wenn die Faktoren vertauscht werden.

$$a \cdot b = b \cdot a.$$

Ein Produkt wird mit einer Zahl multipliziert, indem nur ein Faktor mit ihr multipliziert wird.

$$(a \cdot b) \cdot c = a \cdot c \cdot b = a \cdot bc = abc.$$

Produkte werden miteinander multipliziert, indem das erste Produkt nacheinander mit jedem Faktor des zweiten Produktes multipliziert wird.

$$ab \cdot cd = abc \cdot d = abcd.$$

Auf S. 23 wurde bereits ausgesagt, daß unter einer Potenz das Produkt gleicher Faktoren verstanden wird.

$$a \cdot a \cdot a \cdot a = a^4 \text{ (a hoch 4).}$$

Nur Potenzen mit gleicher Basis und gleichem Potenzexponenten können addiert oder subtrahiert werden.

$$5a^2 + 2a^2 = 7a^2; \quad 5a^2 - 2a^2 = 3a^2.$$

$5a^2 + 4a$ bleibt $5a^2 + 4a$ oder $5a^2 - 4b^2$ bleibt $5a^2 - 4b^2$.

Ein Produkt wird potenziert, indem jeder Faktor potenziert wird.

$$(a \cdot b)^2 = (ab)^2 = a^2 \cdot b^2.$$

Ein Bruch wird potenziert, indem Zähler und Nenner potenziert werden.

$$\left(\frac{a}{b}\right)^2 = \frac{a^2}{b^2}.$$

Die gleichen Regeln gelten für das Radizieren (Wurzelziehen).

$$\sqrt{a^2 \cdot b^2} = \sqrt{a^2} \cdot \sqrt{b^2} = a \cdot b; \quad \sqrt{\frac{a^2}{b^2}} = \frac{\sqrt{a^2}}{\sqrt{b^2}} = \frac{a}{b}.$$

Potenzen gleicher Basis werden miteinander multipliziert, indem man die Exponenten addiert und die Basis beibehält.

$$a^2 \cdot a^3 = a^{(2+3)} = a^5.$$

Multiplizieren relativer Zahlen. Zwei Faktoren mit gleichen Vorzeichen geben ein positives, mit ungleichen Vorzeichen ein negatives Produkt.

$$+ \cdot + = +; \quad - \cdot - = +; \quad + \cdot - = -; \quad - \cdot + = -.$$

$$+ a \cdot - b \cdot - c = - a b \cdot - c = + a b c.$$

Beispiel 1-32.

$$(+5) \cdot (+3) = (+15); \quad (+b) \cdot (-3a) = -3ab;$$

$$(-4) \cdot (-2a) = +8a; \quad (-5) \cdot (+4b) = -20b;$$

$$(-2ab) \cdot (+3a^2) \cdot (-b^3c) = +6a^3b^4c.$$

Mehrgliedrige Ausdrücke werden mit einer Zahl multipliziert, indem jedes einzelne Glied mit der Zahl multipliziert wird.

Beispiel 1-33.

$$(4a + 5b) \cdot 6 = 24a + 30b;$$

$$(5a - 4b) \cdot (-2a) = -10a^2 + 8ab.$$

Mehrgliedrige Ausdrücke werden miteinander multipliziert, indem jedes Glied des einen mit jedem Glied des anderen multipliziert und die Teilprodukte algebraisch addiert werden (zu diesem Zweck schreibt man die gleichnamigen Teilprodukte untereinander).

Beispiel 1-34.

$$\begin{array}{r} (3a + 2b) \cdot (4a - 6b) \\ \hline \text{mal } 4a & 12a^2 + 8ab \\ \text{mal } -6b & -18ab - 12b^2 \\ \hline & = 12a^2 - 10ab - 12b^2 \end{array} \quad \text{algebraisch addiert}$$

Aufgaben: Zu berechnen sind:

1/61. a) $3a^2 \cdot a$, b) $x^3 \cdot 2x^2$, c) $4a^2b^5 \cdot 2a$, d) $ab^2 \cdot 2a^2bc^2$,
e) $3b^2 \cdot 2a^3b \cdot ac^2$.

1/62. a) $(-2a) \cdot (+3b)$, b) $+5 \cdot (-6a^2)$, c) $8ab \cdot (-b)$,
d) $(-4a) \cdot +3a \cdot (-2a^2)$, e) $5ab^2 \cdot (-4a^2b) \cdot 2ab$.

1/63. a) $(4a + 2b) \cdot (-3c)$, b) $(7a^2b - 2b^2) \cdot 8a$,
c) $(2a - 5b) \cdot (3a + 5b)$, d) $(a + b^2) \cdot (4a^2 - b)$,
e) $(5a - 6ab) \cdot (4b - 2)$, f) $(5a - b - 2c) \cdot (3a - 4b)$.

1.9.4 Dividieren

Ein Produkt wird durch eine Zahl dividiert, indem ein Faktor des Produktes durch die Zahl dividiert wird.

$$16a : 8 = 2a; \quad 16a : a = 16.$$

Eine Zahl (ein Produkt) wird durch ein Produkt dividiert, indem zuerst durch einen Faktor und das Ergebnis durch den anderen Faktor dividiert wird.

$24a : 8a$; zuerst durch 8 dividiert, also $24a : 8 = 3a$; anschließend durch den zweiten Faktor a dividiert ergibt $3a : a = 3$.

Bei der Schreibweise der Division in Form eines Bruches wird durch Kürzen das gleiche Ergebnis erhalten. $\frac{24a}{8a} = \frac{3a}{a} = 3$.

Potenzen gleicher Basis werden dividiert, indem man die Basis unverändert lässt und die Potenzexponenten subtrahiert.

$$6^5 : 6^3 = 6^{(5-3)} = 6^2.$$

Die nullte Potenz einer Zahl ist gleich 1.

$$a^2 : a^2 = 1; \text{ nach obiger Regel ist } a^2 : a^2 = a^{(2-2)} = a^0 = 1.$$

Dividieren relativier Zahlen. Haben Dividend und Divisor das gleiche Vorzeichen, dann ist der Quotient positiv; bei verschiedenen Vorzeichen ist er negativ.

$$+ : + = +, \quad - : - = +, \quad + : - = -, \quad - : + = -.$$

Beispiel 1-35.

$$6a^4b^3 : (-2a^2) = -3a^2b^3,$$

$$(-12a^2b^3) : 3b^3 = -4a^2,$$

$$(-15ab^3) : (-5ab^2) = +3b.$$

Dividieren mehrgliedriger Ausdrücke. Ein mehrgliedriger Ausdruck wird durch eine Zahl (ein Produkt) dividiert, indem jedes Glied des Ausdruckes durch die Zahl (durch das Produkt) dividiert wird.

Beispiel 1-36.

$$(21a^2b - 14ab + 7a) : (-7a) = -3ab + 2b - 1.$$

Ein mehrgliedriger Ausdruck wird durch einen zweiten mehrgliedrigen Ausdruck dividiert, indem jedes Glied des ersten durch den zweiten Ausdruck dividiert wird.

Ausführung der Rechnung: Die Glieder des Dividenden und Divisors werden im gleichen Sinn geordnet und das erste Glied des Dividenden durch das erste Glied des Divisors dividiert, wodurch das erste Glied des Quotienten erhalten wird. Mit diesem Teilquotienten wird der Divisor multipliziert und die erhaltenen Produkte der Einzelglieder geordnet unter den Dividenden geschrieben und von ihm subtrahiert (Änderung der Vorzeichen bei der Subtraktion). Nun wird das erste Glied des Restes wiederum durch das erste Glied des Divisors dividiert usw.

$$\text{Beispiel 1-37. } (-14a^2 + 12a^3 - 10 + 24a) : (4a - 2).$$

Ordne nach a ...

$$(+ 12a^3 - 14a^2 + 24a - 10) : (4a - 2) = 3a^2 - 2a + 5$$

Dividieren von $12a^3$ durch $4a = 3a^2$, anschreiben im Resultat und multiplizieren der Glieder des Divisors mit $3a^2$.

$$\begin{array}{r} \pm 12a^3 \mp 6a^2 \\ \hline 0 \quad - 8a^2 + 24a - 10 \end{array}$$

Subtrahieren (ändern der Vorzeichen und algebraische Addition); Herabsetzen der übrigen Glieder des Dividenden.

Rest wiederum durch $4a$ dividieren $= -2a$ und, wie oben beschrieben, weiter verfahren.

$$\begin{array}{r} \mp 8a^2 \pm 4a \\ \hline 0 \quad + 20a - 10 \\ \pm 20a \mp 10 \\ \hline 0 \quad 0 \end{array}$$

Dividieren durch $4a$ ergibt $= 5$, anschreiben usw. wie oben.

Negative Potenzen. Eine Potenz mit negativem Exponenten ist gleich dem Kehrwert (Reziprokwert) der Potenz mit positivem Exponenten.

$$a^{-3} = \frac{1}{a^3}.$$

Aufgaben: 1/64.

- a) $20a^3bc^2 : 10a^2c$,
- b) $12ab^3c^2 : (-2b^2)$,
- c) $(9x^3y^2 - 12x^2y^3 + 6xy) : 3xy$,
- d) $(a^2 + 2ab + b^2) : (a + b)$,
- e) $(6a^2 - 5ax - 6x^2) : (2a - 3x)$,
- f) $(x^4 + x^2y^2 + y^4) : (x^2 - xy + y^2)$.

1/65. Berechne:

- a) $a^{-3} \cdot a^{-2}$,
- b) $ab^{-2} \cdot a^2b^{-1}$,
- c) $b^{-5} : b$,
- d) $a^{-3} : a^{-4}$.

1.9.5 Gleichungen mit einer Unbekannten

Von einer Gleichung kann dann gesprochen werden, wenn 2 Zahlen oder Ausdrücke einander gleichgesetzt werden, z. B. $a = b$.

Die beiden Waagschalen einer Waage seien mit je 20 g Salz belastet; die Waage steht im Gleichgewicht, denn es befinden sich auf beiden Schalen gleiche Massen und es ist $20 = 20$.

Werden auf jeder Waagschale 5 g Salz zugegeben, ist die Waage wiederum im Gleichgewicht.

$$\begin{array}{r}
 20 \text{ g (links)} = 20 \text{ g (rechts)} \\
 + 5 \text{ g} \quad \quad \quad + 5 \text{ g} \\
 \hline
 \text{gibt } 25 \text{ g} \quad \quad \quad = 25 \text{ g}
 \end{array}$$

Allgemein gilt: Werden in einer Gleichung auf beiden Seiten des Gleichheitszeichens gleiche Veränderungen vorgenommen (Gleiches addieren oder subtrahieren, mit Gleicchem multiplizieren oder durch Gleiches dividieren), wird wieder Gleiches erhalten.

Mit Hilfe von Gleichungen kann ein unbekannter Wert ermittelt werden.

$x - 4 = 9$. Diese Gleichung ist nur dann richtig, wenn x einen ganz bestimmten Wert, und zwar den Wert 13, angenommen hat, denn nur $13 - 4 = 9$.

Die Gleichung $x - 4 = 9$ kann zwecks Lösung wie folgt entwickelt werden: Addieren von 4 auf beiden Seiten der Gleichung.

$$x - 4 + 4 = 9 + 4$$

$$x = 13$$

Analog kann z. B. bei der Gleichung $x + 5 = 9$ verfahren werden. Subtrahieren von 5 auf beiden Seiten der Gleichung

$$x + 5 = 9,$$

$$x + 5 - 5 = 9 - 5,$$

$$x = 4.$$

Ohne Zwischenrechnung ergab sich also

$$x - 4 = 9, \quad x + 5 = 9,$$

$$x = 9 + 4, \quad x = 9 - 5.$$

Daraus geht hervor, daß jeweils ein Glied von der einen Seite der Gleichung mit entgegengesetztem Vorzeichen auf die andere Seite der Gleichung übertragen wurde.

Beispiel 1-38.

$$x - 2a = 5a, \quad x + 2a = 5a,$$

$$x = 5a + 2a, \quad x = 5a - 2a,$$

$$x = 7a, \quad x = 3a.$$

Für das *Lösen von Gleichungen* gilt allgemein:

- Wegschaffen der Nenner (Multiplizieren der gesamten Gleichung mit dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Nenner und anschließend kürzen);
- Auflösen der Klammern und gegebenenfalls Reduzieren;
- Ordnen der Gleichung, d. h. die Glieder mit der Unbekannten auf die linke, die übrigen Glieder auf die rechte Seite der Gleichung bringen;
- Berechnen der Unbekannten.

Beispiel 1-39.

$$2x + 4 - 3x = 8 - 4x + 2.$$

Ordnen: $2x - 3x + 4x = 8 + 2 - 4.$

Reduzieren: $3x = 6.$

Dividieren durch 3: $x = 2.$

Allgemein gilt die Regel, daß eine Größe in einer Gleichung bei Übertragung auf die andere Seite der Gleichung stets den entgegengesetzten Rechenbefehl (das entgegengesetzte Vorzeichen) erhält.

Ein Glied mit dem Vorzeichen minus ($-$) erhält bei Übertragung auf die andere Seite der Gleichung das Vorzeichen plus ($+$) und umgekehrt.

Ein Faktor wird als Nenner auf die andere Seite der Gleichung übertragen, der Nenner eines Bruches wird als Faktor auf die andere Seite übertragen.

Beispiel 1-40. Die Fläche A eines Rechteckes errechnet sich durch Multiplizieren von Grundlinie g mit der Höhe h .

$$A = g \cdot h, \quad \text{daraus ist} \quad g = \frac{A}{h} \quad \text{und} \quad h = \frac{A}{g}.$$

Beispiel 1-41. Wird das Volumen eines Körpers aus seiner Masse und seiner Dichte ermittelt, dann ist

$$V = \frac{m}{\rho}, \quad \text{daraus} \quad m = V \cdot \rho \quad \text{und} \quad \rho = \frac{m}{V}.$$

Beispiel 1-42.

$$\frac{a}{x} - 2 = \frac{b}{x} - 10.$$

Multiplizieren mit x:

$$\frac{a \cdot x}{x} - 2x = \frac{b \cdot x}{x} - 10x.$$

Kürzen:

$$a - 2x = b - 10x.$$

Ordnen und Reduzieren:

$$8x = b - a.$$

Dividieren durch 8:

$$x = \frac{b - a}{8}.$$

Beispiel 1-43.

$$\frac{x}{8} + \frac{x}{6} = 28.$$

Der gemeinsame Nenner ist 24, die Gleichung muß daher mit 24 multipliziert werden.

$$\frac{24x}{8} + \frac{24x}{6} = 672.$$

Kürzen:

$$3x + 4x = 672$$

$$7x = 672$$

$$x = 96.$$

Textgleichungen. Soll eine Textaufgabe gelöst werden, müssen auf Grund des Textes Zahlenwerte gebildet werden, die den gleichen Wert haben und daher einander gleichgesetzt werden können.

Beispiel 1-44. Von 10 soll das Doppelte einer gesuchten Zahl subtrahiert und die erhaltene Differenz von 15 subtrahiert werden. Ebensoviel wird erhalten, wenn die gesuchte Zahl um 9 vermehrt wird.

Aufstellen der Gleichung: die gesuchte Zahl sei x.

Nach den Angaben des Textes wird von 10 das Doppelte von x subtrahiert, das ergibt $10 - 2x$. Diese Differenz muß von 15

subtrahiert werden, also $15 - (10 - 2x)$. Dieser Ausdruck bildet die eine Seite der aufzustellenden Gleichung und ist gleichzusetzen („man erhält ebensoviel“) dem Ausdruck $x + 9$.

Die Gleichung lautet:

$$15 - (10 - 2x) = x + 9.$$

Die Lösung:

$$\begin{aligned} 15 - 10 + 2x &= x + 9 \\ 5 + 2x &= x + 9 \\ 2x - x &= 9 - 5 \\ x &= 4. \end{aligned}$$

Die *Probe* wird nach dem Text ausgeführt: Das Doppelte der errechneten Zahl 4 ist 8, von 10 subtrahiert bleiben 2, diese von 15 subtrahiert gibt 13. Diese Zahl muß gleich sein der um 9 vermehrten Zahl 4, also $4 + 9 = 13$. Es besteht somit Übereinstimmung.

Aufgaben: 1/66. Löse folgende Aufgaben nach x auf und mache die Probe durch Einsetzen des errechneten Wertes von x in die Gleichung:

- a) $3 + x = 4$, b) $2x - 5 = 7x + 5$, c) $x - a = 0$,
- d) $5x - 7 + 2x = 1 + 3x - 10$,
- e) $6x - (12x - 3) + 6 - (15 - 3x) = 1 - 4x$,
- f) $8x - 7 \cdot (2x - 3) = 4x - 5 \cdot (6 - 3x) + 1$.

1/67. Berechne aus folgenden Formeln die darin enthaltenen Größen:

- a) Stromstärke = $\frac{\text{Spannung}}{\text{Widerstand}}$, b) Fläche des Dreiecks $A = g \cdot \frac{h}{2}$,
- c) Fläche des Kreises $A = \frac{d^2}{4} \cdot \pi$.

1/68. Löse folgende Gleichungen nach x auf:

- a) $\frac{x}{2} + \frac{x}{3} + \frac{x}{4} = 26$, b) $\frac{x-a}{4} = 3a$,
- c) $\frac{x+2}{5} - \frac{x-3}{3} = \frac{x+9}{15}$, d) $\frac{8}{x} - 2 = \frac{2}{x}$,
- e) $4 - \frac{7-3x}{5} = 3 - \frac{3-7x}{10} + \frac{x+1}{2}$.

1/69. Löse folgende Textgleichungen:

- a) Welche Zahl ist um 32 kleiner und welche um 32 größer als 75?
- b) Zu welcher Zahl muß - 7 addiert werden, um + 3 zu erhalten?
- c) In einem Faß befindet sich eine unbekannte Masse Salz. Werden 25 kg daraus entnommen und in ein zweites Faß geschüttet, das bereits 11 kg Salz enthielt, dann ist in beiden Fässern die gleiche Masse Salz enthalten. Wieviel Kilogramm Salz enthielt das erste Faß?
- d) Zwei Arbeiter reinigen gemeinsam einen Graben von 700 m Länge. Der eine reinigt täglich 45 m, der andere 25 m. In wieviel Tagen ist der Graben gereinigt?
- e) Ein Kessel wird gleichzeitig durch zwei Leitungen gefüllt. Durch die erste Leitung fließen 42 Liter, durch die zweite 30 Liter in der Minute. In welcher Zeit werden 1800 Liter eingefüllt sein?

1.9.6 Gleichungen mit 2 Unbekannten

Sind in einer zu lösenden Aufgabe 2 Unbekannte vorhanden, müssen 2 voneinander unabhängige Gleichungen aufgestellt werden.

Von den verschiedenen Methoden zur Lösung solcher Gleichungen soll hier nur die am einfachsten zu merkende Substitutionsmethode (Einsetzungsverfahren) beschrieben werden.

Eine der beiden Unbekannten wird aus einer der gegebenen Gleichungen isoliert und der gefundene Wert in die andere Gleichung eingesetzt. Dadurch wird eine Gleichung mit nur einer Unbekannten erhalten.

Beispiel 1-45.

$$x - 5y = -30$$

$$7x + 4y = 63.$$

Aus der ersten Gleichung wird z. B. die Unbekannte x berechnet.

$$x = -30 + 5y;$$

dieser Wert wird in die zweite Gleichung eingesetzt.

$$7 \cdot (-30 + 5y) + 4y = 63$$

$$-210 + 35y + 4y = 63$$

$$39y = 273$$

$$y = 7.$$

Einsetzen des Wertes $y = 7$ in die erste Gleichung ergibt

$$x = -30 + 5 \cdot 7$$

$$x = -30 + 35 = 5.$$

Bei *Textaufgaben* müssen beide Gleichungen aus den Angaben des Textes aufgestellt werden.

Beispiel 1-46. Addiert man zum Dreifachen einer Zahl das Vierfache einer zweiten Zahl, erhält man 23. Addiert man aber zum Vierfachen der ersten Zahl das Dreifache der zweiten, erhält man 26. Welches sind die beiden Zahlen?

Aufstellen der Gleichung: Die erste Zahl sei x , die zweite y . Addiert man zum Dreifachen der ersten Zahl ($= 3x$) das Vierfache der zweiten ($= 4y$), erhält man 23, also $3x + 4y = 23$. Aus dem zweiten Satz des Textes stellt man analog die zweite Gleichung auf, die lautet $4x + 3y = 26$.

Aus den beiden Gleichungen werden x und y wie folgt berechnet:

$$3x + 4y = 23$$

$$4x + 3y = 26$$

Aus der ersten Gleichung erhält man für x den Wert

$$x = \frac{23 - 4y}{3}.$$

Dieser Wert wird in die zweite Gleichung eingesetzt:

$$4 \cdot \frac{23 - 4y}{3} + 3y = 26.$$

Die Gleichung wird mit 3 multipliziert (Wegschaffen des Bruches) und gekürzt:

$$4 \cdot (23 - 4y) + 9y = 78$$

$$92 - 16y + 9y = 78$$

daraus ist

$$-7y = -14$$

und

$$y = 2.$$

Dieser Wert wird nun in die Gleichung $x = \frac{23 - 4y}{3}$ eingesetzt.

$$x = \frac{23 - 8}{3} = 5.$$

Aufgaben: 1/70. Löse folgende Gleichungen und Textaufgaben:

- a) $x + y = 12, \quad x - y = 4.$
- b) $11x - 5y = 23, \quad 2x - 3y = 0.$
- c) $5x - 8y = 1, \quad 3x = 21 - 2y.$
- d) Die Summe zweier Zahlen beträgt 15. Die größere Zahl durch die kleinere dividiert ergibt 4. Welches sind die beiden Zahlen?
- e) Eine Messingsorte besteht aus 2 Teilen Zink und 5 Teilen Kupfer. Wieviel Kilogramm Zink bzw. Kupfer sind in 35 kg des Messings enthalten?
- f) Werden die Höhe h eines Rechteckes um 3 cm und die Grundlinie g um 2 cm verlängert, vergrößert sich die Fläche A des Rechtecks um 40 cm^2 . Wird dagegen die Höhe um 1 cm verlängert und die Grundlinie um 3 cm verkürzt, dann vermindert sich die Fläche um 10 cm^2 . Wie groß sind Grundlinie und Höhe des Rechtecks? (Fläche des Rechtecks $A = g \cdot h$).

1.9.7 Quadratische Gleichungen mit einer Unbekannten

In einer quadratischen Gleichung (Gleichung zweiten Grades) kommen außer den Gliedern mit x und den von der Unbekannten freien Gliedern noch Glieder mit der zweiten Potenz der Unbekannten, also mit x^2 vor.

Um die Gleichung lösen zu können, muß sie auf die Normalform gebracht werden:

$$x^2 + a \cdot x + b = 0$$

(die rechte Seite der Gleichung wird auf null gebracht; außerdem muß das Glied, das die Unbekannte als x^2 enthält, frei von Faktoren sein).

Es werden stets zwei Werte für x (x_1 und x_2) erhalten. Die Formel für die Lösung lautet:

$$x_{1,2} = -\frac{a}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{a}{2}\right)^2 - b}.$$

Beispiel 1-47.

$$2x^2 + 12x = -10$$

Auf Normalform bringen:

$$2x^2 + 12x + 10 = 0$$

$$x^2 + 6x + 5 = 0.$$

Daraus

$$\begin{aligned} x_{1,2} &= -\frac{6}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{6}{2}\right)^2 - 5} \\ &= -3 \pm \sqrt{9 - 5} \\ &= -3 \pm \sqrt{4} \\ &= -3 \pm 2 \\ x_1 &= -3 + 2 = -1 \\ x_2 &= -3 - 2 = -5. \end{aligned}$$

Anwendungsbeispiele s. auch Aufgaben 10/13 und 10/14.

Aufgaben: 1/71. Löse folgende Aufgaben nach x auf:

a) $x^2 = x + 12$, b) $2x^2 + 18x + 40 = 0$,

c) $x^2 - 7x + 12 = 0$, d) $x^2 - 9 = 0$, e) $x + \frac{2}{9x} = 1$.

1.10 Logarithmen

In der Praxis werden die Grundrechnungsarten kaum noch mit Hilfe der Logarithmenrechnung ausgeführt. Wichtig sind Logarithmen jedoch bei verschiedenen physikalisch-chemischen Berechnungen, und zwar dann, wenn eine Größe als Funktion des Logarithmus einer anderen Größe auftritt, z. B. bei der Berechnung des pH-Wertes (s. S. 282) u. a. Unentbehrlich ist dabei das Aufsuchen eines Logarithmus bzw. des Numerus in einer Logarithmentafel (s. S. 44). Mit Spezialmodellen von wissenschaftlichen elektronischen Rechnern können auch logarithmische Funktionen berechnet werden.

1.10.1 Begriff des Logarithmus

In der Potenzgleichung

$$b^x = N$$

ist b die Basis, x der Potenzexponent und N der Potenzwert (siehe dazu Abschnitt 1.8.1).

Sind b und N gegeben, kann der Exponent x durch Logarithmieren ermittelt werden:

$$x = \log_b N.$$

Dekidisches oder Briggsches Logarithmensystem

Für das Zahlenrechnen werden Logarithmen zur Basis $b = 10$ verwendet. $\log_{10} N = x$. Man schreibt vereinfacht an Stelle \log_{10} kurz \lg .

Den dekadischen Logarithmus (\lg) einer Zahl N (Numerus) suchen, heißt also, den Exponenten x ermitteln, mit dem die Basis 10 potenziert werden muß, um N zu erhalten.

$10^3 = 1000$, daraus $\lg 1000 = 3$, und man liest: Logarithmus von 1000 (zur Basis 10) ist 3.

Beispiel 1-48.

$$\begin{array}{ll} 10^2 = 100, & \lg 100 = 2, \\ 10^1 = 10, & \lg 10 = 1, \\ 10^0 = 1, & \lg 1 = 0, \\ 10^{-1} = 0,1, & \lg 0,1 = -1, \\ 10^{-2} = 0,01, & \lg 0,01 = -2 \text{ usw.} \end{array}$$

Bemerkung. In den Naturwissenschaften spielt das natürliche oder Napier'sche Logarithmensystem eine wichtige Rolle. Der natürliche Logarithmus (Logarithmus naturalis) \ln hat die Basis $e = 2,71828\dots$ Es ist $\log_e x = \ln x$.

Umrechnung:

$$\ln x = 2,303 \cdot \lg x,$$

$$\lg x = 0,4343 \cdot \ln x.$$

1.10.2 Sätze über Logarithmen

Der *Logarithmus eines Produktes* ist gleich der Summe der Logarithmen der einzelnen Faktoren.

$$10^2 \cdot 10^3 = 10^{(2+3)} = 10^5$$

$$100 \cdot 1000 = 100\,000$$

$$\lg 100 = 2 \quad \lg 1000 = 3 \quad \lg 100\,000 = 5$$

als Logarithmen $2 + 3 = 5$.

Der *Logarithmus eines Bruches* (Quotienten) ist gleich dem Logarithmus des Zählers (Dividenden) minus dem Logarithmus des Nenners (Divisors).

$$\frac{1000}{100} = 10^3 : 10^2 = 10^{(3-2)} = 10^1; \text{ als Logarithmen } 3 - 2 = 1.$$

Der *Logarithmus einer Potenzgröße* ist gleich dem Produkt aus dem Exponenten und dem Logarithmus der Grundzahl.

$$\lg 4^3 = 3 \cdot \lg 4$$

$$\lg \sqrt[3]{a^2} = \lg a^{2/3} = \frac{2}{3} \cdot \lg a,$$

$$\lg (a^2)^3 = \lg a^{(2 \cdot 3)} = 6 \cdot \lg a.$$

Der *Logarithmus einer Wurzelgröße* ist gleich dem Logarithmus des Radikanden (das ist die Zahl unter dem Wurzelzeichen) dividiert durch den Wurzelexponenten.

$$\lg \sqrt[3]{4} = \frac{\lg 4}{3}.$$

1.10.3 Die Logarithmentafel

Der Logarithmus einer Zahl N (Numerus) besteht aus einer ganzen Zahl, der Kennziffer (oder Charakteristik) und einem unvollständigen Dezimalbruch, der Mantisse.

Numerus N $\overset{\uparrow}{\text{lg 29}} = \overset{\uparrow}{1,4624}$ \downarrow Kennziffer	Numerus N $\overset{\uparrow}{\text{lg 0,029}} = \overset{\uparrow}{0,4624 - 2}$ $\downarrow \quad \downarrow$ Kennziffer
--	--

Aus diesem Beispiel ist ersichtlich, daß 2 Zahlen (Numeri) mit gleicher Ziffernfolge (in beiden Fällen 29) die gleiche Mantisse (4624) haben.

Die Kennziffer wird durch den Stellenwert der Zahl bestimmt. Hierfür gilt das über die Logarithmen von 1, 10, 100, 0,1 usw. Gesagte.

Einer geben die Kennziffer	0
Zehner	1
Hunderter	2 usw.
Zehntel	- 1
Hundertstel	- 2 usw.

Aufsuchen des Logarithmus

Die Mantissen aller dreiziffrigen Zahlen sind in der Tafel (vierziffrige Mantissen, S. 374) unmittelbar enthalten.

Anordnung der Tafel: Die linke Spalte „N“ enthält die zweiziffrigen Numeri. Die 3. Ziffer des Numerus ist aus dem Tafelkopf (0 bis 9) zu entnehmen.

Beispiel 1-49. $\lg 254$.

Wir suchen in der N-Spalte die Zahl 25 auf, gehen dann nach rechts in die Spalte 4 und lesen dort den Wert für 254, also 4048 ab. Die vollständige Mantisse, soweit sie in der Tafel unmittelbar enthalten ist, lautet demnach 4048.

Die Kennziffer ergibt sich aus dem Stellenwert der Zahl 254, es handelt sich um Hunderter, folglich ist die Kennziffer 2.

$$\lg 254 = 2,4048$$

Hat der Numerus mehr als 3 Ziffern, muß interpoliert werden.

Beispiel 1-50. $\lg 25,47$.

Die Mantisse der ersten drei Ziffern (254) wird unmittelbar aus der Tafel abgelesen, sie beträgt 4048.

Die vierte Ziffer des Numerus (= 7) ist als Bruchteil der Einheit der vorherstehenden Ziffer aufzufassen, also als 0,7.

Der Numerus 2547 liegt zwischen 254 und 255.

Mantisse der Ziffernfolge 254	4048	
255	4065	
Tafeldifferenz		17

Durch Multiplikation dieser Tafeldifferenz mit 0,7 wird der Proportionalteil erhalten, der zu der angeschriebenen Mantisse hinzugezählt werden muß.

$$17 \cdot 0,7 = 11,9 \approx 12.$$

Die Mantisse der Ziffernfolge 2547 lautet daher $4048 + 12 = 4060$.

Die Kennziffer wird durch den Stellenwert der Zahl N bestimmt, daher $\lg 25,47 = 1,4060$.

Aufsuchen des Numerus aus dem gegebenen Logarithmus

Beispiel 1-51. $\lg N = 1,6613$.

In der Tafel ist die Mantisse 6613 nicht unmittelbar enthalten, sie liegt zwischen den Mantissen 6609 und 6618.

Daher die Tafeldifferenz:

$$\begin{array}{r} 6618 \dots \dots \dots N = 459 \\ - 6609 \dots \dots \dots N = 458 \\ \hline = \quad \quad \quad 9 \end{array}$$

Rechendifferenz zwischen 6613 und der nächstniedrigeren Mantisse:

$$\begin{array}{r} 6613 \\ - 6609 \\ \hline = \quad \quad \quad 4 \end{array}$$

Division der Rechendifferenz durch die Tafeldifferenz:

$$4 : 9 = 0,44 \approx 0,4.$$

Die 4. Ziffer des Numerus ist die Zahl hinter dem Komma, also 4, und die Ziffernfolge des Numerus lautet 4584.

Die Kennziffer ist 1, folglich $N = 45,84$.

1.10.4 Rechnen mit Logarithmen

a) *Multiplizieren*

Zwei Zahlen werden miteinander multipliziert, indem man ihre Logarithmen addiert und von der Summe den Numerus ermittelt.

$$\lg(u \cdot v) = \lg u + \lg v$$

Beispiel 1-52. $3,375 \cdot 25,86$.

Logarithmieren: $N = 3,375 \dots \dots \lg = 0,5283$
 $N = 25,86 \dots \dots \lg = 1,4126$

Addieren: $1,9409$

Aufsuchen des Numerus: $N = 87,28$.

b) *Dividieren*

Zwei Zahlen werden durcheinander dividiert, indem man ihre Logarithmen subtrahiert und den Numerus der Differenz ermittelt.

$$\lg \frac{u}{v} = \lg u - \lg v$$

Beispiel 1-53. 8763 : 19,32.

$$\begin{array}{rcl} \text{Logarithmieren: } N = 8763 & \dots & \lg = 3,9426 \\ & N = 19,32 & \lg = 1,2860 \\ \hline \text{Subtrahieren:} & & 2,6566 \end{array}$$

Aufsuchen der

2,6566

Aufsuchen des Numerus: N = 453,5.

Ist der zu subtrahierende Logarithmus größer als der erste Logarithmus, ergäbe sich nach der Subtraktion ein negativer Logarithmus. Man muß daher die Kennziffer des ersten Logarithmus erhöhen und gleichzeitig die zugezählten Einheiten wieder abziehen, damit er seinen ursprünglichen Wert behält.

Beispiel 1-54. $17,6 : 842$.

$$\begin{array}{rcl}
 \lg 17,6 & \dots & 1,2455 \dots (+2, -2 =) & 3,2455 - 2 \\
 \lg 842 & \dots & 2,9253 & - 2,9253 \\
 & & & \hline
 & & \text{Differenz} & 0,3202 - 2
 \end{array}$$

daraus $N = 0,0209$.

Beispiel 1-55. $51,4 : 0,0463$.

$$\begin{array}{rcl}
 \lg 51,4 & \dots & 1,7110 \\
 \lg 0,0463 & \dots & 0,6656 - 2 \\
 \text{h die Vorzeichen} & - & + \\
 & = 1,0454 + 2 \\
 & = 3,0454,
 \end{array}$$

daraus $N = 1110$.

c) Potenzieren

Eine Zahl wird potenziert, indem man ihren Logarithmus mit dem Potenzexponenten multipliziert und den Numerus des Produktes ermittelt.

$$\lg(u^v) = v \cdot \lg u.$$

Beispiel 1-56. $2,16^3$.

$$\lg 2,16 = 0,3345;$$

multipliziert mit dem Exponenten 3 ergibt $1,0035$. Daraus $N = 10,08$.

Beispiel 1-57. $0,747^3$.

$$\lg 0,747 = 0,8733 - 1;$$

multipliziert mit dem Exponenten 3 ergibt $2,6199 - 3 = 0,6199 - 1$. Daraus $N = 0,4168$.

d) *Radizieren*

Aus einer Zahl wird die Wurzel gezogen, indem man den Logarithmus der Zahl durch den Wurzelexponenten dividiert und aus dem Quotienten den Numerus ermittelt.

$$\lg \sqrt[v]{u} = \frac{\lg u}{v}.$$

Beispiel 1-58. $\sqrt[3]{82,7}$.

$$\lg 82,7 = 1,9175;$$

dividiert durch den Wurzelexponenten 3 ergibt $0,6392$. Daraus $N = 4,357$.

Beispiel 1-59. $\sqrt[3]{0,764}$.

$$\lg 0,764 = 0,8831 - 1.$$

Die negative Kennziffer muß durch den Wurzelexponenten teilbar sein, dies ist nicht der Fall (-1).

Die Kennziffer muß daher auf -3 gebracht werden. Dies geschieht durch Zu- und Abzählen von 2.

$$0,8831 - 1 = 2,8831 - 3.$$

Die Division durch den Wurzelexponenten 3 gibt $0,9610 - 1$; daraus $N = 0,9142$.

Aufgaben: 1/72. Aufzusuchen sind zu den angegebenen Numeri die Logarithmen aus der Logarithmentafel, S. 374.

- a) 34,2, b) 8,73, c) 0,458, d) 0,0052, e) 2461.

1/73. Ermittle zu folgenden Logarithmen die Numeri:

- a) 0,8654, b) 1,1532, c) 0,0174, d) 0,5500 - 2,
e) 0,0174 - 1, f) - 2,540.

1.10.5 Der logarithmische Rechenschieber

Der logarithmische Rechenschieber oder Rechenstab wurde von den elektronischen Taschen- und Tischrechnern vollständig verdrängt. Wenn trotzdem kurz auf die Einrichtung des Rechenschiebers hingewiesen wird, so geschieht dies, weil in verschiedenen Fällen der graphischen Darstellung von Meßergebnissen oder zur Konstruktion von Nomogrammen logarithmisch geteilte Skalen benötigt werden, die einem Rechenschieber in einfacher Weise entnommen werden können, falls Logarithmenpapiere nicht zur Verfügung stehen.

Der Rechenschieber besteht aus dem feststehenden Stab, in dessen Nut die Zunge (der Schieber) verschiebbar ist (s. Abb. 1.1). Die obere Skala O_1 deckt sich mit der oberen Skala O_2 der Zunge, während sich die untere Skala U_1 mit der unteren Zungenskala U_2 deckt.

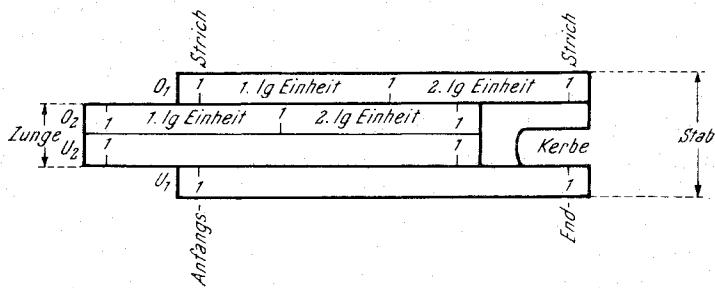


Abb. 1.1

Die Skalen O_1 und O_2 enthalten zwei logarithmisch geteilte Einheiten. Sie beginnen mit 1 ($\lg 1 = 0$, der Nullpunkt der Skala ist also gleich 1). Die erste logarithmische Einheit endet in der Mitte der Skala mit 10 ($\lg 10 = 1$), hier beginnt die zweite logarithmische Einheit, die die Logarithmen der Zahlen von 10 bis 100 umfaßt. U_1 und U_2 sind ebenfalls logarithmisch geteilt, umfassen jedoch auf die gesamte Länge des Rechenschiebers nur eine logarithmische Einheit.

1.11 Elektronische Taschenrechner

Elektronische Taschen- und Tischrechner haben den Rechenschieber und das Rechnen mit Logarithmen weitgehend verdrängt. Sie sind handlich, und man rechnet mit ihnen schneller und genauer.

Da den Taschenrechnern Anleitungen zum Gebrauch stets beigelegt sind, soll hier nur eine kurze Darstellung gegeben werden.

Einfache Rechnermodelle enthalten drei Register, ein Rechenwerk (das das Addier- und Subtrahierwerk und die Steuerung für Multiplikationen und Divisionen in sich vereinigt) und eine Eingabe- und Anzeigevorrichtung. Um Zwischenergebnisse nicht notieren zu müssen, ist ein Speicher eingebaut, der das Aufbewahren bzw. Summieren von Zwischenwerten besorgt. Ein derartiger Speicher kann z. B. aus einer Anzahl von Registern aufgebaut sein, die an das Rechenwerk angeschlossen sind.

Mit einfachen Taschenrechnern können in der Regel Additionen, Subtraktionen, Multiplikationen, Divisionen, die Berechnung von Prozenten sowie das Potenzieren und Radizieren ausgeführt werden. Für wissenschaftliche und technische Berechnungen wurden Geräte entwickelt, mit denen z. B. Mittelwerte, trigonometrische und logarithmische Funktionen und andere Spezialaufgaben unmittelbar berechnet werden können. Manche Tischrechner sind für das Ausdrucken der Ergebnisse auf Papierstreifen eingerichtet. Für Tischrechner ist in der Regel der Anschluß an das elektrische Stromnetz erforderlich, während Taschenrechner fast stets mit Batterien oder mit aufladbaren Akkumulatoren arbeiten.

Taschenrechner haben die Zifferntasten 0 bis 9 und eine Taste für das Komma, das durch einen Punkt („Dezimalpunkt“) markiert ist. Die weiteren Tasten sind zumeist wie folgt gekennzeichnet:

- + Addition,
- Subtraktion,
- × Multiplikation,
- ÷ Division.

Durch Betätigen der Taste mit dem Gleichheitszeichen (=) wird das Ergebnis optisch angezeigt.

Eingeschaltet wird der Rechner mit Hilfe der Taste ON bzw C. Nach Beendigung einer Rechnung wird diese Taste ebenfalls

betätigt, wodurch die vorherige Rechnung gelöscht wird und der Rechner für eine neue Rechnung bereit ist. Das vollständige Ausschalten erfolgt mit Hilfe der Taste OFF, was bei Nichtgebrauch auf jeden Fall zu geschehen hat!

Die Anzeige der Geräte ist meist achtstellig, bei einigen Modellen auch zwölfstellig. Da diese vielen Stellen meist überflüssig sind und zu einer „Übergenauigkeit“ führen, muß das Ergebnis durch Runden (s. S. 2) auf eine sinnvolle Stellenanzahl reduziert werden.

Durch Betätigen der Eingabelöschtaste (im allgemeinen mit CE, CK oder CLR beschriftet) wird nur die zuletzt (vielleicht irrtümlich) eingegebene Zahl gelöscht, so daß die gestellte Gesamtaufgabe nicht von Anfang an wiederholt werden muß. Mit den Konstantentasten K oder V können Zahlen zum wiederholten Gebrauch gespeichert werden. Manche Modelle haben zusätzliche Tasten, z. B. Prozent-Tasten, Tasten für das Aufbewahren oder Summieren von Zwischenergebnissen (Summenspeicher M+) u. a.

Die Zahlenangabe erfolgt von links nach rechts, beginnend mit dem höchsten Stellenwert. Dabei ist zu beachten, daß das Komma an der richtigen Stelle erscheint.

Beispiel: Die Zahl 43,18 ist einzugeben.

Taste ON/C	4	3	.	1	8
Anzeige	0.	4.	43.	43.	43.18

Bei Zahlen kleiner als 1 (z. B. 0,58) braucht die Null vor dem Komma nicht eingegeben werden, sondern man beginnt mit dem Komma.

Bei der Addition von Zahlen wird nach folgendem Beispiel verfahren: $4,83 + 16,721$.

	Taste	Anzeige
Ziffernfolge	C	0.
	4,83	4.83
	+	4.83
Ziffernfolge	16,721	16.721
	=	21.551

Sind mehrere Zahlen zu addieren, werden die Zahlen nacheinander eingegeben und jedes Mal die Plustaste gedrückt.

Bei der Eingabe von negativen Zahlen muß die Gebrauchsanweisung beachtet werden. In der Regel wird zuerst das Minuszeichen und dann erst die Zahl eingegeben. Es gibt aber auch Geräte,

bei denen zuerst die Zahl und nachher das Minuszeichen eingegeben wird.

Das Gleiche gilt bei der Ausführung von Subtraktionen.

Bei Multiplikationen und Divisionen wird so verfahren, wie bei der Addition angegeben.

Die Berechnung des Prozentwertes erfolgt nach der Gleichung

$$\text{Prozentwert} = \frac{\text{Prozentsatz} \cdot \text{Grundwert}}{100}$$

Beispiel: Wieviel sind 12% von 8320?

	Taste	Anzeige
	C	0.
Ziffernfolge	8320	8320.
	×	8320.
Ziffernfolge	12	12.
	%	998.4

Durch das Drücken der %-Taste wird das Komma um zwei Stellen nach links verschoben und damit eine Division durch 100 bewirkt.

Bei manchen Modellen muß nach dem Drücken der Taste % anschließend noch die Taste = gedrückt werden.

1.12 Einheiten im Meßwesen

Die gesetzlichen Einheiten im Meßwesen sind die zu den Basisgrößen festgesetzten Basiseinheiten des SI (Système International d'Unités). Abgeleitete SI-Einheiten sind aus den Basiseinheiten gebildet. Sie sind Produkte und/oder Quotienten der Basis-einheiten.

Basisgröße	Basiseinheit	Einheitenzeichen
Länge	Meter	m
Masse	Kilogramm	kg
Zeit	Sekunde	s
Elektrische Stromstärke	Ampere	A
Thermodynamische Temperatur	Kelvin	K
Stoffmenge	Mol	mol
Lichtstärke	Candela	cd

Dieser Abschnitt befaßt sich mit den Basisgrößen Länge, Masse und Zeit. Auf die Einheiten der Stoffmenge, Temperatur, Wärmemenge, Stromstärke, des Druckes u. a. wird in den betreffenden Abschnitten des Buches näher eingegangen.

1.12.1 Länge

Größenzeichen (Formelzeichen) l, h, s .

Die Basiseinheit der Länge ist 1 Meter (1 m).

Weitere Einheiten:

Dezimeter $1 \text{ dm} = 0,1 \text{ m} = 10^{-1} \text{ m}$

Zentimeter $1 \text{ cm} = 0,01 \text{ m} = 10^{-2} \text{ m}$

Millimeter $1 \text{ mm} = 0,001 \text{ m} = 10^{-3} \text{ m}$

Mikrometer $1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$ (die frühere Bezeichnung
Mikron μ ist nicht mehr zugelassen)

Nanometer $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ (die frühere Bezeichnung Milli-
mikron μm ist nicht mehr zugelassen)

Kilometer $1 \text{ km} = 1000 \text{ m} = 10^3 \text{ m}$.

Aufgaben: 1/74. Zerlege in die darin enthaltenen Einheiten:

- a) 0,75 km, b) 243 dm, c) 47,52 m, d) 19,74 cm,
e) 20,504 km, f) 0,032 m.

1/75. Bringe folgende Meßergebnisse auf die höchste und anschließend auf die niedrigste darin enthaltene Einheit:

- a) 4 m 7 dm, b) 1 m 27 mm, c) 32 m 18 cm 5 mm,
d) 0,7 dm 32 cm, e) 8 cm 0,6 mm, f) 52 km 38 m.

1.12.2 Fläche

Größenzeichen (Formelzeichen) $A, S, (F)$.

Einheit: 1 Quadratmeter (m^2).

Weitere Einheiten:

Quadratdezimeter $1 \text{ dm}^2 = 0,01 \text{ m}^2 = 10^{-2} \text{ m}^2$

Quadratzentimeter $1 \text{ cm}^2 = 10^{-4} \text{ m}^2$

Quadratmillimeter $1 \text{ mm}^2 = 10^{-6} \text{ m}^2$

Quadratkilometer $1 \text{ km}^2 = 10^6 \text{ m}^2$

Bei Grundstücken: 1 a (Ar) = 100 m^2

$1 \text{ ha (Hektar)} = 100 \text{ a} = 10000 \text{ m}^2$.

Aufgaben: 1/76. Zerlege in die darin enthaltenen Einheiten:

- a) $0,19 \text{ m}^2$, b) $5,0392 \text{ m}^2$, c) $19,076 \text{ dm}^2$,
- d) $7,30489 \text{ m}^2$, e) $0,0004 \text{ km}^2$.

1/77. Bringe folgende Meßergebnisse auf die höchste und anschließend auf die niedrigste der darin enthaltenen Einheiten:

- a) $2 \text{ m}^2 90 \text{ dm}^2$, b) $15 \text{ m}^2 4 \text{ dm}^2$, c) $8 \text{ m}^2 9 \text{ dm}^2 4 \text{ cm}^2$,
- d) $21 \text{ dm}^2 218 \text{ mm}^2$, e) $3 \text{ dm}^2 5 \text{ mm}^2$, f) $0,9 \text{ cm}^2 22 \text{ mm}^2$.

1.12.3 Volumen

Größenzeichen (Formelzeichen) V

Einheit: 1 Kubikmeter (m^3).

Weitere Einheiten:

Kubikdezimeter $1 \text{ dm}^3 = 0,001 \text{ m}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$

Kubikzentimeter $1 \text{ cm}^3 = 10^{-3} \text{ dm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$

Kubikmillimeter $1 \text{ mm}^3 = 10^{-3} \text{ cm}^3 = 10^{-9} \text{ m}^3$

(Abkürzungen wie ccm für cm^3 sind nicht mehr zulässig.)

Liter (l) ist ein besonderer Name für dm^3 .

Liter $1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 0,001 \text{ m}^3$

Zentiliter $1 \text{ cl} = 0,01 \text{ l} = 10^{-2} \text{ l}$

Milliliter $1 \text{ ml} = 0,001 \text{ l} = 10^{-3} \text{ l}$

Mikroliter $1 \text{ } \mu\text{l} = 10^{-6} \text{ l}$

Hektoliter $1 \text{ hl} = 100 \text{ l}$

Nach oben Gesagtem gilt international $1 \text{ Liter} = 1 \text{ dm}^3$.

Früher war das Liter definiert als das Volumen von 1 kg reinen Wassers bei seiner maximalen Dichte und 1 atm Druck. Messungen hatten ergeben, daß dieses so definierte Liter um $0,028 \text{ cm}^3$ größer ist als 1 dm^3 ($1,000028 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$). Aus der nunmehrigen Gleichsetzung von 1 ml und 1 cm^3 ergibt sich, daß die Dichte des Wassers bei 4°C nicht mehr $1,00000$ (die ältere Angabe), sondern $0,999972 \text{ (g/cm}^3)$ gesetzt werden muß. (Siehe Tab. 10, S. 372.)

Aufgaben: 1/78. Zerlege in die darin enthaltenen Einheiten:

- a) $0,765428 \text{ m}^3$; b) $2,00760384 \text{ m}^3$; c) $19,7 \text{ cm}^3$;
- d) $0,009002 \text{ dm}^3$.

1/79. Bringe folgende Meßergebnisse auf die höchste und anschließend auf die niedrigste der darin enthaltenen Einheiten:

- a) $2 \text{ m}^3 342 \text{ dm}^3$; b) $41 \text{ m}^3 9 \text{ dm}^3$; c) $0,8 \text{ dm}^3 17 \text{ cm}^3$;
- d) $5 \text{ dm}^3 73 \text{ cm}^3$; e) $0,07 \text{ dm}^3 3487 \text{ mm}^3$.

1/80. Wieviel Liter sind:

- a) $2 \text{ hl } 25 \text{ l}$; b) $0,5 \text{ hl } 4 \text{ l}$; c) 80 dm^3 ; d) 42 cm^3 ;
- e) $2 \text{ dm}^3 87 \text{ cm}^3$; f) 3 m^3 ; g) $0,0055 \text{ m}^3$?

1/81. Wieviel Kubikmeter sind:

- a) 3780 l ; b) 72936 cm^3 ; c) $810,4 \text{ l}$; d) 784900 ml ?

1/82. Wieviel Milliliter sind:

- a) 370 l ; b) $4,5 \text{ l}$; c) $0,09 \text{ l}$; d) 84 cl ; e) $0,000034 \text{ m}^3$?

1.12.4 Ebene Winkel

Formelzeichen α , β , γ .

Der Umfang eines Kreises wird in 360 Grad ($^\circ$) geteilt. 1° ist der 90ste Teil des rechten Winkels.

1 Grad = 60 Minuten ($60'$), $1' = 60$ Sekunden ($60''$).

Die Einheit des ebenen Winkels ist der Radian (rad). 1 rad ist gleich dem ebenen Winkel, der als Zentriwinkel eines Kreises vom

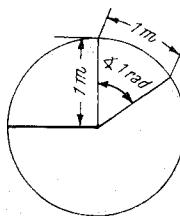


Abb. 1.2

Halbmesser 1 m aus dem Kreis einen Bogen von der Länge 1 m ausschneidet (Abb. 1.2).

$$1 \text{ rad} = \frac{1 \text{ m (Bogen)}}{1 \text{ m (Radius)}} = 1 \text{ m/m.}$$

Der rechte Winkel = $\frac{\pi}{2}$ rad = $90^\circ 0' 0''$.

$$1^\circ = \frac{2\pi \text{ rad}}{360} = \frac{\pi}{180} \text{ rad}; \quad 1 \text{ rad} = \frac{360^\circ}{2\pi} (\approx 60^\circ).$$

Aufgaben: 1/83. Wieviel Grad und Minuten sind:

- a) $5,4^\circ$; b) $17,9^\circ$; c) $8\frac{3}{4}^\circ$; d) $12\frac{4}{5}^\circ$; e) $180''$?

1/84. Wieviel ist:

- a) $\frac{3}{4}$ von $2^\circ 18' 40''$; b) $\frac{5}{6}$ von $8^\circ 12' 42''$;
c) das 2,5fache von $27' 22''$?

1.12.5 Masse

Größenzeichen (Formelzeichen) m

Basiseinheit: Kilogramm (kg).

Weitere Einheiten:

Gramm $1 \text{ g} = 0,001 \text{ kg} = 10^{-3} \text{ kg}$

Milligramm $1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g} = 10^{-6} \text{ kg}$

Mikrogramm $1 \text{ } \mu\text{g} = 10^{-6} \text{ g} = 10^{-9} \text{ kg}$ (das Zeichen γ an
Stelle von μg ist unzulässig)

Tonne 1 t (besonderer Name für Megagramm Mg)
 = 1000 kg

Die Masse eines Körpers wird durch Vergleich mit Körpern bekannter Masse bestimmt (Wägung mit in Masseneinheiten geeichten Gewichtsstücken).

„Gewicht“ ist die übliche Bezeichnung im geschäftlichen Verkehr für die Masse (Ergebnis einer Wägung).

Aufgaben: 1/85. Zerlege in die darin enthaltenen Einheiten:

- a) 42,709 kg, b) 0,87 kg, c) 1243,9 mg, d) 9,005 kg,
e) 0,75 t.

1/86. Wieviel Kilogramm bzw. Gramm sind:

- a) 1 kg 90 g, b) 42 kg 34 g, c) 0,8 kg 2 g, d) 8 t 23 kg?

1.12.6 Zeit

Größenzeichen (Formelzeichen) t

Basiseinheit: Sekunde (s).

Weitere Einheiten:

$$\text{Minute} \quad 1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

$$\text{Stunde} \quad 1 \text{ h} = 60 \text{ min} = 3600 \text{ s}$$

$$\text{Tag} \quad 1 \text{ d} = 24 \text{ h}$$

Beispiel 1-60.

$$38 \text{ min } 47 \text{ s} + 29 \text{ min } 35 \text{ s} = 67 \text{ min } 82 \text{ s.}$$

$$67 \text{ min } 82 \text{ s} = 1 \text{ h } 8 \text{ min } 22 \text{ s.}$$

Aufgaben: 1/87. Wieviel Minuten sind:

- a) 2 d, b) 2/3 h, c) 7 h, d) 2,5 h, e) 1,25 h,
- f) 13/20 h, g) 96 s, h) 135 s, i) 12 s?

1/88. Bei der Bestimmung der Ausflußgeschwindigkeit einer Flüssigkeit wurden für je 250 ml folgende Zeiten ermittelt:

- a) 2 min 58 s, 2 min 51 s und 3 min 2 s;
- b) 1 min 4 s, 59 s, 1 min 3 s und 1 min 4 s.

In welcher Zeit fließen im Durchschnitt 100 ml der Flüssigkeit aus?

1.13 Flächenberechnung

In den Formeln und Abbildungen bedeuten: g Grundlinie, s (in besonderen Fällen auch a , b , c) Seite, o Oberkante, h Höhe, d Diagonale, A Fläche, U Umfang. In Kreisen: r kleinerer Radius (Halbmesser), R größerer Radius, s Sehne, b Bogen.

1.13.1 Pythagoreischer Lehrsatz

Zwischen den drei Seiten eines rechtwinkligen Dreiecks besteht eine stets gleichbleibende Beziehung.

Die Seiten a und b , die den rechten Winkel einschließen, nennt man Katheten; die Seite c , die dem rechten Winkel gegenüberliegt, ist die Hypotenuse.

In jedem rechtwinkligen Dreieck ist die Summe der Quadrate über den Katheten inhaltsgleich dem Quadrat über der Hypotenuse.

$$a^2 + b^2 = c^2.$$

Daraus ist nach den Sätzen der Algebra:

$$\begin{aligned} a^2 &= c^2 - b^2 \quad \text{und} \quad a = \sqrt{c^2 - b^2}, \\ b^2 &= c^2 - a^2 \quad \text{und} \quad b = \sqrt{c^2 - a^2}, \\ c &= \sqrt{a^2 + b^2}. \end{aligned}$$

In der Abb. 1.3 (die verkleinert wiedergegeben ist) sei $a = 3\text{ cm}$, $b = 4\text{ cm}$ und $c = 5\text{ cm}$. Die Quadrate über den Seiten sind eingezeichnet und in Quadratzentimeter unterteilt. Die Auszählung ergibt für das Quadrat über der Seite a 9 cm^2 , über b 16 cm^2 und über c 25 cm^2 .

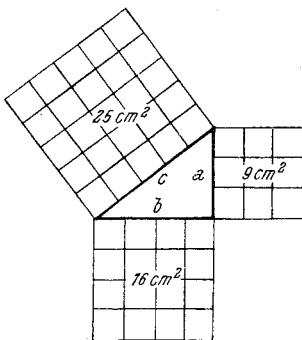


Abb. 1.3

Die Seitenlängen in die Gleichung $a^2 + b^2 = c^2$ eingesetzt, gibt $3^2 + 4^2 = 5^2 = 9 + 16 = 25$, in Übereinstimmung mit der Zeichnung.

Beispiel 1-61. Die Hypotenuse eines rechtwinkligen Dreiecks mißt 2448 mm, die Kathete a 1152 mm. Zu berechnen ist die Kathete b .

$$b = \sqrt{c^2 - a^2} = \sqrt{2448^2 - 1152^2} = \sqrt{4\,665\,600} = 2160\text{ mm}.$$

Aufgaben: 1/89. Wie groß ist die Hypotenuse eines rechtwinkligen Dreiecks, dessen beide Katheten

a) 3,6 cm und 16 cm, b) 5,8 m und 8,2 m lang sind?

1/90. Wie groß ist die unbekannte Kathete eines rechtwinkligen Dreiecks, dessen bekannte Kathete 24 cm und dessen Hypotenuse 51 cm mißt?

1.13.2 Quadrat

Berechnungsformeln nach den Bezeichnungen der Abb. 1.4:

$$\text{Umfang } U = 4 \cdot s; \quad \text{Fläche } A = s \cdot s = s^2; \quad \text{Seite } s = \sqrt{A}.$$

Die Diagonale ist nach dem pythagoreischen Lehrsatz:

$$d^2 = s^2 + s^2 = 2s^2; \quad d = \sqrt{2s^2} = s \cdot \sqrt{2} \quad (\sqrt{2} = 1,414).$$

Beispiel 1-62. Zu berechnen sind Umfang, Fläche und Diagonale eines Quadrates der Seitenlänge 5 cm.

$$U = 4 \cdot 5 = 20 \text{ cm}; \quad A = 5^2 = 25 \text{ cm}^2; \quad d = 5 \cdot \sqrt{2} = 7,07 \text{ cm}.$$

Aufgaben: 1/91. Wie groß sind Umfang, Fläche und Diagonale eines Quadrats der Seitenlänge

a) 3 m, b) 4 dm 3 cm 5 mm, c) 0,715 m?

1/92. Wie groß sind Seite und Umfang eines Quadrats, dessen Fläche

a) 213,16 dm², b) 7569 m² beträgt?

1/93. Die Diagonale eines Quadrats misst 1,7 dm. Berechne die Fläche.

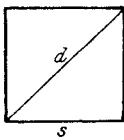


Abb. 1.4

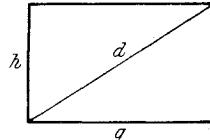


Abb. 1.5

1.13.3 Rechteck

Berechnungsformeln nach den Bezeichnungen der Abb. 1.5:

$$\text{Umfang } U = 2g + 2h = 2 \cdot (g + h); \quad \text{Fläche } A = g \cdot h;$$

$$\text{Diagonale } d = \sqrt{g^2 + h^2}.$$

Aufgaben: 1/94. Berechne Umfang, Fläche und Diagonale eines Rechtecks mit den Abmessungen

a) $g = 12,3 \text{ dm}, h = 9,2 \text{ dm}$; b) $g = 3 \text{ cm}, h = 23 \text{ cm}$.

1/95. Der Umfang eines Rechteckes beträgt 43,8 cm, die Grundlinie 12,4 cm. Berechne die Höhe und die Fläche des Rechtecks.

1/96. Wie groß ist die Höhe eines Rechtecks, dessen Fläche 8 m^2 45 dm^2 60 cm^2 beträgt und dessen Grundlinie 1 m 4 dm mißt?

1.13.4 Parallelogramm

Berechnungsformeln nach den Bezeichnungen der Abb. 1.6:

$$\text{Umfang } U = 2g + 2s.$$

Aus der Abb. ist ersichtlich, daß die beiden eingezeichneten, kleinen Dreiecke flächengleich sind; das linke Dreieck kann daher von seiner Stelle weggenommen und rechts angesetzt werden, wodurch ein Rechteck entsteht, dessen Fläche ebenso groß ist wie die des Parallelogramms. Die Seiten des gebildeten Rechtecks sind g und h (h = Höhe des Parallelogramms).

$$\text{Fläche } A = g \cdot h \text{ (Grundlinie} \times \text{Höhe).}$$

Beispiel 1-63. Die Seiten eines Parallelogramms seien $g = 6 \text{ cm}$ und $s = 5 \text{ cm}$, die Höhe $h = 4 \text{ cm}$.

$$U = 2 \cdot 6 + 2 \cdot 5 = 22 \text{ cm}; \quad A = 6 \cdot 4 = 24 \text{ cm}^2.$$

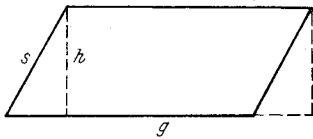


Abb. 1.6

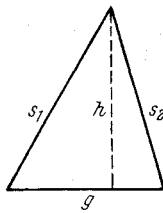


Abb. 1.7

1.13.5 Dreieck

Berechnungsformeln nach den Bezeichnungen der Abb. 1.7:

$$\text{Umfang } U = g + s_1 + s_2.$$

Jedes Dreieck kann als die Hälfte eines Parallelogramms angesehen werden, das mit ihm die gleiche Grundlinie g und die gleiche Höhe h hat.

$$\text{Fläche } A = \frac{g \cdot h}{2}.$$

Aufgaben: 1/97. Berechne die Grundlinie g eines Dreiecks, wenn

- a) die Fläche $A = 12 \text{ m}^2$ und die Höhe $h = 3,2 \text{ m}$ beträgt;
- b) $A = 2,5 \text{ dm}^2$ und $h = 1 \text{ dm}$ beträgt.

1/98. Berechne Umfang und Fläche eines rechtwinkligen Dreiecks mit den Seiten $g = 3 \text{ cm}$, $s_1 = 4 \text{ cm}$ und $s_2 = 5 \text{ cm}$.

1.13.6 Trapez

Berechnungsformeln nach den Bezeichnungen der Abb. 1.8:

$$\text{Umfang } U = g + o + s_1 + s_2.$$

Aus der Abb. ist ersichtlich, daß die jeweils gegenüberliegenden kleinen Dreiecke flächengleich sind. Durch Umklappen dieser Dreiecke entsteht ein Rechteck, dessen Seite gleich ist der Höhe h des Trapezes und dessen Grundlinie gleich ist der halben Summe der beiden Parallelseiten.

$$\text{Fläche } A = \frac{g + o}{2} \cdot h.$$

Aufgaben: 1/99. Berechne die Fläche folgender Trapeze:

- a) Länge der beiden Parallelseiten 5 cm und 7 cm, Höhe 4 cm;
- b) Länge der beiden Parallelseiten 51 m 2 dm und 68 m 8 dm, Höhe 37 m 5 dm.

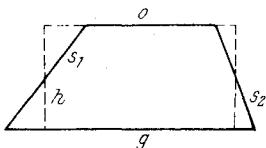


Abb. 1.8

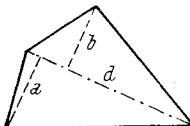


Abb. 1.9

1.13.7 Unregelmäßiges Viereck (Trapezoid)

Zur Berechnung der Fläche A zerlegt man das Trapezoid in Dreiecke (s. Abb. 1.9) und bildet die Summe der Flächeninhalte dieser Dreiecke.

Aufgaben: 1/100. Die Diagonale d des in der Abb. dargestellten Trapezoids beträgt 16 cm; die Strecke a mißt 4 cm, die Strecke b 6 cm. Berechne die Fläche des Trapezoids.

1.13.8 Regelmäßiges Vieleck

Umfang U = Summe aller Seiten s .

Zur Berechnung der Fläche werden regelmäßige Vielecke in Dreiecke gleicher Größe zerlegt, deren Flächen addiert werden (h = Höhe der einzelnen Dreiecke). Siehe Abb. 1.10.

$$\text{Fläche } A = U \cdot \frac{h}{2}.$$

1.13.9 Kreis

Mit d wird der Durchmesser, mit r der Radius oder Halbmesser des Kreises bezeichnet (s. Abb. 1.11). Die Ludolphsche Zahl $\pi = 3,14159\dots$, oder abgerundet 3,14.

$$\text{Radius } r = \frac{d}{2}. \quad \text{Umfang } U = d \cdot \pi = 2r \cdot \pi.$$

$$\text{Fläche } A = r^2 \cdot \pi = \frac{d^2}{4} \cdot \pi.$$

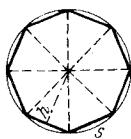


Abb. 1.10

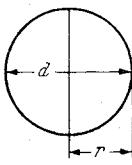


Abb. 1.11

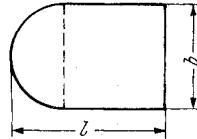


Abb. 1.12

Beispiel 1-64. Beträgt der Durchmesser d eines Kreises 6 cm, dann ist

$$r = 3 \text{ cm}, \quad U = 2r \cdot \pi = 6 \cdot 3,14 = 18,84 \text{ cm}$$

und

$$A = r^2 \cdot \pi = 9 \cdot 3,14 = 28,26 \text{ cm}^2.$$

Aufgaben: 1/101. Berechne Umfang und Fläche eines Kreises vom Radius

- a) $r = 7,75 \text{ cm}$
- b) $r = 1,8 \text{ m}$; vom Durchmesser
- c) $d = 8 \text{ dm } 7 \text{ cm}$,
- d) $d = 0,135 \text{ m}$.

1/102. Der Umfang eines Kreises beträgt:

- a) $25,12 \text{ m}$,
- b) $8,17 \text{ dm}$,
- c) 44 cm . Berechne die Fläche des Kreises.

1/103. Berechne die Fläche der in der Abb. 1.12 dargestellten Zeichnung, wenn

- a) $l = 50 \text{ cm}$, $b = 20 \text{ cm}$,
- b) $l = 49,2 \text{ cm}$, $b = 24,6 \text{ cm}$ beträgt.

1/104. Welchen Durchmesser hat ein Draht, dessen Querschnitt $4,52 \text{ mm}^2$ beträgt?

1.13.10 Kreissektor (Kreisausschnitt)

In der Abb. 1.13 bedeuten: r = Radius, b = Kreisbogen, α = eingeschlossener Winkel.

$$\text{Umfang } U = 2r + b. \quad \text{Fläche } A = \frac{r^2 \cdot \pi \cdot \alpha}{360} = \frac{b \cdot r}{2}.$$

$$\text{Bogen } b = \frac{r \cdot \pi \cdot \alpha}{180}.$$

Aufgaben: 1/105. Berechne die Fläche eines Kreisausschnittes,

- a) dessen Bogen 1 m lang ist und der Radius des Kreises 3 m beträgt;
- b) wenn der Radius $2,45 \text{ m}$ und der eingeschlossene Winkel 60° beträgt.

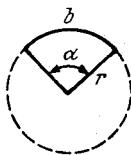


Abb. 1.13

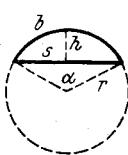


Abb. 1.14

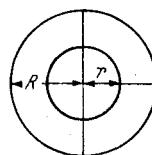


Abb. 1.15

1.13.11. Kreisabschnitt

In der Abb. 1.14 bedeuten: r = Radius des Kreises, s = Sehne, h = Höhe, b = Bogen, α = eingeschlossener Winkel.

$$\text{Umfang } U = b + s.$$

$$\text{Fläche } A = \frac{r^2 \cdot \pi \cdot \alpha}{360} - \frac{1}{2}s \cdot \sqrt{r^2 - \frac{1}{4}s^2} = \frac{b \cdot r - s \cdot (r - h)}{2}.$$

$$\text{Sehne } s = 2 \cdot \sqrt{h \cdot (2r - h)}.$$

1.13.12 Kreisring

In der Abb. 1.15 bedeuten: R = äußerer Radius, r = innerer Radius.

$$\text{Fläche } A = R^2 \cdot \pi - r^2 \cdot \pi = (R^2 - r^2) \cdot \pi.$$

Aufgaben: 1/106. Wie groß sind Breite und Fläche eines Kreisringes, wenn die Umfänge der beiden Kreise

- a) 8,34 dm und 5,21 dm, b) 25 cm und 16 cm messen?

1.13.13 Ellipse

In der Abb. 1.16 bedeuten: a und b die beiden halben Achsen durchmesser.

$$\text{Fläche } A = a \cdot b \cdot \pi.$$

Beispiel 1-65. Die beiden Achsen einer Ellipse seien 10 cm und 8 cm lang.

$$A = 5 \cdot 4 \cdot \pi = 20 \cdot 3,14 = 62,8 \text{ cm}^2.$$

Aufgaben: 1/107. Die Länge der Achsen einer Ellipse beträgt:

- a) 20 cm und 12,6 cm, b) 3 m 52 cm und 2 m 68 cm. Berechne die Fläche der Ellipse.

1.13.14 Unregelmäßige Flächen

Man zerlegt in parallele Streifen von gleicher Breite x und mittleren Höhen h_1, h_2, \dots, h_n (s. Abb. 1.17).

$$\text{Fläche } A = x \cdot (h_1 + h_2 + \dots + h_n).$$

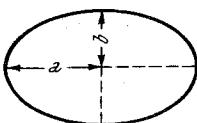


Abb. 1.16

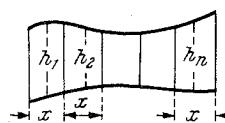


Abb. 1.17

1.14 Körperberechnung

In den Formeln und Abbildungen bedeuten: g Grundlinie, h Höhe, D und d Durchmesser, R und r Radius, V Volumen (Rauminhalt), A Gesamtoberfläche, M Mantel, G Grundfläche.

1.14.1 Würfel

Es bedeuten: g Grundlinie (Kantenlänge), D Diagonale des Würfels (s. Abb. 1.18).

Gesamtoberfläche $A = 6 \cdot g^2$. Volumen $V = g \cdot g \cdot g = g^3$, daraus $g = \sqrt[3]{V}$.

$$\text{Diagonale } D = g \cdot \sqrt{3}; (\sqrt{3} = 1,732).$$

Beispiel 1-66. Die Kantenlänge eines Würfels sei 4 cm.

$$A = 6 \cdot 4^2 = 96 \text{ cm}^2; \quad V = 4^3 = 64 \text{ cm}^3.$$

Aufgaben: 1/108. Berechne Volumen und Gesamtoberfläche eines Würfels der Kantenlänge (Grundlinie)

- a) 3 dm, b) 1 m 9 cm, c) 2,25 m.
1/109. Berechne die Kantenlänge eines Würfels, wenn

- a) $A = 107,3574 \text{ cm}^2$, b) $A = 21,12 \text{ m}^2$,
 c) $V = 21 \text{ cm}^3$ 952 mm³, d) $V = 2197 \text{ dm}^3$.

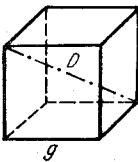


Abb. 1.18

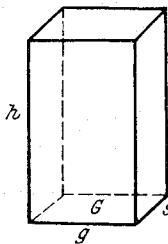


Abb. 1.19

1.14.2 Prisma

Es bedeuten: g Grundlinie, s Seitenlinie, h Höhe, G Grundfläche (s. Abb. 1.19).

$$\text{Gesamtoberfläche } A = 2gs + 2gh + 2sh.$$

$$\text{Volumen } V = G \cdot h = h \cdot s \cdot h.$$

Beispiel 1-67. Ein Gefäß in Form eines rechtwinkligen Prismas hat die Maße $g = 10 \text{ cm}$, $s = 6 \text{ cm}$ und faßt $0,9 \text{ Liter}$. Wie hoch ist das Gefäß?

$$\text{Grundfläche } G = g \cdot s = 10 \cdot 6 = 60 \text{ cm}^2 = 0,6 \text{ dm}^2.$$

$$\text{Höhe } h = \frac{V}{G} = \frac{0,9}{0,6} = 1,5 \text{ dm} = 15 \text{ cm}.$$

Aufgaben 1/110. Berechne Volumen und Gesamtoberfläche folgender Prismen:

- a) $g = 24 \text{ cm}$, $s = 18 \text{ cm}$, $h = 36 \text{ cm}$;
- b) $g = 2,5 \text{ m}$, $s = 1,8 \text{ m}$, $h = 0,8 \text{ m}$.

1/111. Wie hoch muß ein rechteckiger Behälter von 280 cm Länge ($= g$) und 150 cm Breite ($= s$) sein, damit er ein Volumen von 5 m^3 hat?

1/112. Ein rechteckiger Vorratsbehälter mit den inneren Ausmaßen Länge $= g \text{ m}$ und Breite $= s \text{ m}$ ist teilweise mit Flüssigkeit gefüllt. Die Ermittlung des enthaltenen Flüssigkeitsvolumens wird durch Abstechen (Bestimmung der Eintauchtiefe eines in Zentimeter geteilten Stabes) vorgenommen. Die beim Eintauchen durch die Flüssigkeit benetzte Länge des Stabes sei st . Wieviel Liter Flüssigkeit sind enthalten, wenn

- a) $g = 150 \text{ cm}$, $s = 90 \text{ cm}$ und $st = 42 \text{ cm}$;
- b) $g = 3 \text{ m}$, $s = 2 \text{ m}$ und $st = 54 \text{ cm}$?

Wieviel Liter sind je 1 cm Höhe in dem Behälter enthalten?

1.14.3 Zylinder

Es bedeuten: d Durchmesser und h Höhe des Zylinders (s. Abb. 1.20).

Der Mantel M ist ein Rechteck (aufrollen!) mit der Grundlinie $d \cdot \pi$ (= Umfang des Kreises) und der Seite h (= Höhe des Zylinders).

$$M = d \cdot \pi \cdot h.$$

Grundfläche und Deckfläche sind Kreise mit dem Durchmesser d .

Gesamtoberfläche $A = \text{Mantel} + \text{Grundfläche} + \text{Deckfläche}$

$$\begin{aligned} &= d \cdot \pi \cdot h + \frac{d^2}{4} \cdot \pi + \frac{d^2}{4} \cdot \pi \\ &= 2r \cdot \pi \cdot h + 2r^2 \cdot \pi. \end{aligned}$$

$$\text{Volumen } V = \text{Grundfläche} \times \text{Höhe} = \frac{d^2}{4} \cdot \pi \cdot h = r^2 \cdot \pi \cdot h.$$

Beispiel 1-68. Der Durchmesser d eines stehenden, beiderseits geschlossenen Zylinders beträgt 6 dm, seine Höhe h 15 dm.

$$\begin{aligned} \text{Gesamtoberfläche } A &= 2r \cdot \pi \cdot h + 2r^2 \cdot \pi = 6 \cdot \pi \cdot 15 + 18 \cdot \pi \\ &= 108 \cdot \pi = 339,12 \text{ dm}^2. \end{aligned}$$

$$\text{Volumen } V = G \cdot h = r^2 \cdot \pi \cdot h = 423,9 \text{ dm}^3.$$

Beispiel 1-69. In Destilliersäulen werden als Füllkörper Raschig-Ringe, das sind Hohlzylinder geringer Wandstärke, verwendet. Zu berechnen ist die Gesamtoberfläche A eines Raschig-Ringes mit dem äußeren Durchmesser $D = 8 \text{ mm}$, der Höhe $h = 8 \text{ mm}$ und einer Wandstärke von 1 mm.

Es sind daher: $R = 4 \text{ mm}$, $r = 4 - 1 = 3 \text{ mm}$, $h = 8 \text{ mm}$.

$$\begin{aligned} \text{Gesamtoberfläche } A &= \text{Außenmantel} + \text{Innenmantel} + \\ &\quad + 2 \text{ Kreisringe} \end{aligned}$$

$$A = 2R \cdot \pi \cdot h + 2r \cdot \pi \cdot h + 2 \cdot (R^2 \cdot \pi - r^2 \cdot \pi) = 395,6 \text{ mm}^2.$$

Aufgaben: 1/113. Wieviel Quadratmeter Blech werden für ein Rohr gebraucht, das 5 m lang ist und einen Durchmesser von 2 dm hat?

1/114. Berechne das Volumen eines zylindrischen Gefäßes, dessen Innenmaße $h = 15 \text{ dm}$ und $d = 62 \text{ cm}$ betragen.

1/115. Ein zylindrischer Wasserbehälter mit den Innenmaßen $h = 1,6 \text{ m}$ und $d = 2,1 \text{ m}$ soll mittels eines Gefäßes, das 28 Liter faßt, gefüllt werden. Wie oft muß das Gefäß in den Behälter entleert werden?

1/116. Wieviel Liter Flüssigkeit dürfen in einen zylindrischen Behälter von 180 cm innerem Durchmesser und 120 cm innerer Höhe eingefüllt werden, damit von der Flüssigkeitsoberfläche zum oberen Rand des Behälters noch 30 cm frei bleiben?

- 1/117.** In ein stehendes, oben offenes zylindrisches Gefäß von 80 cm äußerem Durchmesser, 1 m äußerer Höhe und einer Wandstärke von 10 mm werden 275 Liter Wasser gefüllt. Wie hoch steht das Wasser in dem Gefäß?

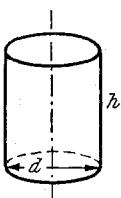


Abb. 1.20

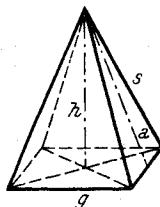


Abb. 1.21

1.14.4 Regelmäßige Pyramide

Es bedeuten: h Höhe der Pyramide, g Grundlinie, s Seitenkante, a Höhe der Seitenfläche (s. Abb. 1.21).

Gesamtoberfläche $A = \text{Mantel} + \text{Grundfläche} = M + G$.

$$\text{Volumen } V = G \cdot \frac{h}{3}.$$

Beispiel 1-70. Die Grundfläche G einer Pyramide ist ein Quadrat mit der Grundlinie $g = 6 \text{ dm}$. Die Seitenhöhe $a = 12,37 \text{ dm}$. Zu berechnen sind die Gesamtoberfläche A und das Volumen V .

Der Mantel M besteht aus 4 Dreiecken von 6 dm Grundlinie und 12,37 dm Höhe. Daraus errechnet sich eine Seitenfläche zu $\frac{6 \cdot 12,37}{2} = 37,11 \text{ dm}^2$. Vorhanden sind 4 Seitenflächen, also $4 \cdot 37,11 = 148,44 \text{ dm}^2$.

Die Grundfläche G ist ein Quadrat von 6 dm Grundlinie, folglich ist $G = 6^2 = 36 \text{ dm}^2$.

$$A = M + G = 148,44 + 36 = 184,44 \text{ dm}^2.$$

$V = G \cdot \frac{h}{3}$; h errechnet sich nach dem pythagoreischen Lehrsatz aus dem rechtwinkligen Dreieck, das begrenzt wird von der Höhe h

und der halben Grundlinie g (also $\frac{g}{2}$) als Katheten sowie der Seitenhöhe a als Hypotenuse.

$$h = \sqrt{12,37^2 - 3^2} = 12 \text{ dm}; \quad V = 36 \cdot \frac{12}{3} = 144 \text{ dm}^3.$$

Aufgaben: 1/118. Berechne die Gesamtoberfläche und das Volumen einer regelmäßigen Pyramide von 3 cm Höhe, deren Grundfläche durch ein Quadrat von 1,5 cm Grundlinie gebildet wird. (Die Höhe der Seitenflächen muß mit Hilfe des pythagoreischen Lehrsatzes ermittelt werden.)

1/119. Berechne die Gesamtoberfläche und das Volumen einer regelmäßigen Pyramide, deren Grundfläche ein regelmäßiges Sechseck von 20 cm Grundlinie ist und deren Seitenkante s eine Länge von 50 cm hat.

1.14.5 Kegel

Es bedeuten: r Radius der Grundfläche, h Höhe des Kegels, s Seitenlänge (s. Abb. 1.22).

$$\text{Gesamtoberfläche } A = \text{Mantel} + \text{Grundfläche} = r \cdot \pi \cdot s + r^2 \cdot \pi.$$

$$\text{Volumen } V = G \cdot \frac{h}{3} = r^2 \cdot \pi \cdot \frac{h}{3}.$$

Aufgaben: 1/120. Berechne die Mantelfläche und das Volumen eines Kegels mit kreisförmiger Grundfläche, dessen

- a) Durchmesser 5,6 cm und die Höhe 8,4 cm,
- b) Durchmesser 4 dm und die Höhe 6 dm betragen.

1/121. Das Volumen eines Kegels wurde zu 60 Liter, seine Höhe zu 50 cm bestimmt. Wie groß ist die kreisförmige Grundfläche des Kegels?

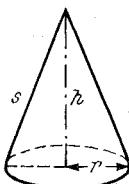


Abb. 1.22

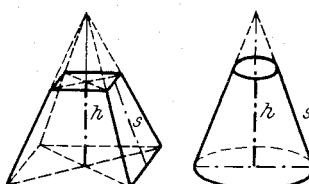


Abb. 1.23

1.14.6 Pyramiden- und Kegelstumpf

Es bedeuten: h Höhe des Stumpfes, s Seitenhöhe des Stumpfes, U Umfang der Grundfläche G , u Umfang der Deckfläche g (s. Abb. 1.23).

Gesamtoberfläche $A = \text{Mantel} + \text{Grundfläche} + \text{Deckfläche}$.

$$\text{Mantel } M = \frac{(U + u) \cdot s}{2}; \text{ Volumen } V = (G + g + G \cdot g) \cdot \frac{h}{3}.$$

Aufgaben: 1/122. Wieviel Liter faßt ein Gefäß in Form eines Kegelstumpfes von 3 dm Höhe, einem Durchmesser der Bodenfläche von 2,5 dm und einem Durchmesser der oberen, offenen Fläche von 2,8 dm?

1/123. Wie groß ist die Oberfläche eines offenen Kegelstumpfes, dessen Seitenhöhe 25 cm beträgt und dessen Grundfläche einen Durchmesser von 20 cm besitzt, während der Durchmesser der Öffnung nur 15 cm mißt?

1/124. Wie groß sind Gesamtoberfläche und Volumen eines Pyramidenstumpfes, dessen Grundfläche und Deckfläche Quadrate von 10 cm und 6 cm Grundlinie sind und dessen Höhe 8 cm beträgt?

1.14.7 Kugel

Ist r der Radius der Kugel (Abb. 1.24), gelten die Formeln:

$$\text{Oberfläche } A = 4 \cdot r^2 \cdot \pi \text{ und Volumen } V = \frac{4}{3} \cdot r^3 \cdot \pi.$$

Beispiel 1-71. Der Durchmesser einer Kugel beträgt 10 cm. Daraus sind:

$$r = 5 \text{ cm}; \quad A = 4 \cdot 5^2 \cdot \pi = 314 \text{ cm}^2; \quad V = \frac{4}{3} \cdot 5^3 \cdot \pi = 523,4 \text{ cm}^3.$$

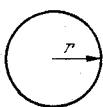


Abb. 1.24

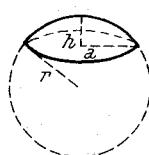


Abb. 1.25

Aufgaben: 1/125. Die Oberfläche einer Kugel beträgt $200,96 \text{ dm}^2$. Berechne das Volumen der Kugel.

1/126. Wieviel Liter faßt ein zylindrisches Gefäß mit halbkugelförmigem Boden, wenn die Innenmaße 40 cm Gesamthöhe und 22 cm Durchmesser betragen?

1.14.8 Kugelsegment (Kugelkalotte)

Es bedeuten: r Radius der Kugel, a Radius der Grundfläche des Segments, h Höhe des Segments (s. Abb. 1.25).

$$\text{Volumen } V = \frac{1}{6} \cdot \pi \cdot h \cdot (3a^2 + h^2) = \frac{1}{3} \cdot \pi \cdot h^2 \cdot (3r - h).$$

1.14.9 Kugelsektor

Bezeichnungen s. Abb. 1.26.

$$\text{Volumen } V = \frac{2}{3} \cdot r^2 \cdot \pi \cdot h = 2,0944 \cdot r^2 \cdot h.$$

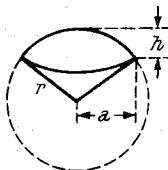


Abb. 1.26

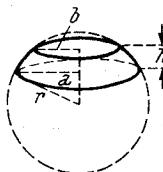


Abb. 1.27

1.14.10 Kugelzone

Bezeichnungen s. Abb. 1.27.

$$\text{Volumen } V = \frac{1}{6} \cdot \pi \cdot h \cdot (3a^2 + 3b^2 + h^2).$$

1.14.11 Liegender Zylinder

Der Flüssigkeitsinhalt liegender zylindrischer Gefäße kann aus der Fläche des benetzten Kreisabschnittes und der Länge des Zylinders berechnet werden. Zur Vereinfachung wurde eine Tabelle

errechnet, die es gestattet, aus dem Volumen und dem Durchmesser des Zylinders und der Höhe des Flüssigkeitsstandes den Flüssigkeitsinhalt zu ermitteln (s. Abb. 1.28 und Tab. 1).

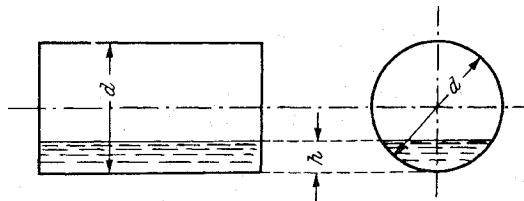


Abb. 1.28

Tabelle 1. *Flüssigkeitsinhalt liegender Zylinder*

$\frac{h}{d}$	fact.								
0,01	0,0017	0,21	0,1527	0,41	0,3860	0,61	0,6389	0,81	0,8677
0,02	0,0048	0,22	0,1631	0,42	0,3986	0,62	0,6513	0,82	0,8776
0,03	0,0087	0,23	0,1738	0,43	0,4112	0,63	0,6636	0,83	0,8873
0,04	0,0134	0,24	0,1845	0,44	0,4238	0,64	0,6759	0,84	0,8967
0,05	0,0187	0,25	0,1955	0,45	0,4364	0,65	0,6881	0,85	0,9059
0,06	0,0245	0,26	0,2066	0,46	0,4491	0,66	0,7002	0,86	0,9140
0,07	0,0308	0,27	0,2178	0,47	0,4618	0,67	0,7122	0,87	0,9236
0,08	0,0375	0,28	0,2292	0,48	0,4745	0,68	0,7241	0,88	0,9320
0,09	0,0446	0,29	0,2407	0,49	0,4873	0,69	0,7360	0,89	0,9402
0,10	0,0520	0,30	0,2523	0,50	0,5000	0,70	0,7477	0,90	0,9480
0,11	0,0598	0,31	0,2640	0,51	0,5127	0,71	0,7593	0,91	0,9554
0,12	0,0689	0,32	0,2759	0,52	0,5255	0,72	0,7708	0,92	0,9625
0,13	0,0764	0,33	0,2878	0,53	0,5382	0,73	0,7822	0,93	0,9692
0,14	0,0851	0,34	0,2998	0,54	0,5509	0,74	0,7934	0,94	0,9755
0,15	0,0941	0,35	0,3119	0,55	0,5636	0,75	0,8045	0,95	0,9813
0,16	0,1033	0,36	0,3241	0,56	0,5762	0,76	0,8155	0,96	0,9866
0,17	0,1127	0,37	0,3364	0,57	0,5888	0,77	0,8262	0,97	0,9913
0,18	0,1224	0,38	0,3487	0,58	0,6014	0,78	0,8369	0,98	0,9952
0,19	0,1323	0,39	0,3611	0,59	0,6140	0,79	0,8473	0,99	0,9983
0,20	0,1424	0,40	0,3735	0,60	0,6265	0,80	0,8576	1,00	1,0000

Beispiel 1-72. Der Durchmesser eines liegenden Zylinders sei 174 cm, sein Volumen 2800 Liter. Der Flüssigkeitsstand $h = 40$ cm.

$\frac{h}{d} = \frac{40}{174} = 0,23$. Nach der Tabelle entspricht 0,23 dem Faktor (fact.) 0,1738.

$$\text{Flüssigkeitsinhalt} = 2800 \cdot 0,1738 = 487 \text{ Liter.}$$

1.15 Grundbegriffe der Trigonometrie

Wie bereits auf S. 56 dargestellt (Pythagoreischer Lehrsatz), nennt man in einem rechtwinkligen Dreieck die dem rechten Winkel gegenüberliegende Seite c die Hypotenuse, die Seiten a und b , die den rechten Winkel einschließen, Katheten (s. Abb. 1.29). In bezug auf den spitzen Winkel α ist a die gegenüberliegende Kathete („Gegenkathete“) und b die anliegende Kathete („Ankathete“).

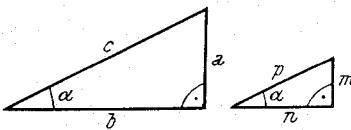


Abb. 1.29

Alle rechtwinkligen Dreiecke, die den gleichen spitzen Winkel α haben, sind einander ähnlich. Das Verhältnis einander entsprechender Seiten ist in allen diesen Dreiecken stets gleich, in der Abb. 1.29 also

$$\frac{a}{b} = \frac{m}{n} \quad \text{oder} \quad \frac{b}{c} = \frac{n}{p} \quad \text{usw.}$$

Die Größe dieses Verhältnisses ändert sich nur mit dem Winkel α . Ist z. B. $\alpha = 32^\circ$, dann ist das Verhältnis:

$$\frac{a}{b} = \frac{m}{n} = 0,6249; \quad \frac{b}{c} = \frac{n}{p} = 0,8480; \quad \frac{a}{c} = \frac{m}{p} = 0,5299;$$

$$\frac{b}{a} = \frac{n}{m} = 1,600.$$

Diese Verhältnisse werden als Funktionen des Winkels α bezeichnet, und zwar ist das Verhältnis

$$\frac{a}{c} = \frac{\text{Gegenkathete}}{\text{Hypotenuse}} = \sinus \alpha (\sin \alpha),$$

$$\frac{b}{c} = \frac{\text{Ankathete}}{\text{Hypotenuse}} = \cosinus \alpha (\cos \alpha),$$

$$\frac{a}{b} = \frac{\text{Gegenkathete}}{\text{Ankathete}} = \tangens \alpha (\tan \alpha),$$

$$\frac{b}{a} = \frac{\text{Ankathete}}{\text{Gegenkathete}} = \cotangens \alpha (\cot \alpha).$$

Diese Funktionen besitzen für jeden spitzen Winkel ganz bestimmte Zahlenwerte, die zeichnerisch in folgender Weise (Abb. 1.30) dargestellt werden können:

An einen Einheitskreis (das ist ein Kreis, dessen Radius gleich ist der Längeneinheit, z. B. 1 dm) werden die Tangenten AT und BS gelegt. Durch die eingezeichneten Linien sind ähnliche rechtwinklige Dreiecke entstanden, deren Katheten und Hypothenusen für jeden bestimmten Winkel α genau ausgemessen werden können (eine Seite dieser Dreiecke fällt stets mit dem Radius des Einheitskreises zusammen). Ist der Radius gleich 1 (Einheitskreis), dann geben die Strecken MP , OM , AT und BS unmittelbar die Funktion des Winkels α an.

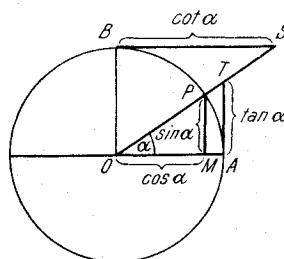


Abb. 1.30

In der Tab. 2, S. 74, sind die Winkelfunktionen für die Winkel von 0 bis 45° und, wenn vom unteren Ende der Tafel ausgegangen

Tabelle 2. Trigonometrische Funktionen

Grad	Sinus	$D 1^\circ$	Tangens	$D 1^\circ$	Cotangens	$D 1^\circ$	Cosinus	$D 1^\circ$	Grad
0	0,0000	175	0,0000	175	∞		1,0000	02	90
1	0,0175	174	0,0175	174	57,29		0,9998	04	89
2	0,0349	174	0,0349	175	28,64		0,9994	08	88
3	0,0523	175	0,0524	175	19,08		0,9986	10	87
4	0,0698	175	0,0699	175	14,30		0,9976	14	86
5	0,0872	174	0,0875	175	11,43		0,9962	17	85
6	0,1045	173	0,1051	176	9,514		0,9945	20	84
7	0,1219	173	0,1228	177	8,144		0,9925	22	83
8	0,1392	172	0,1405	179	7,115	801	0,9903	26	82
9	0,1564	172	0,1584	179	6,314	643	0,9877	29	81
10	0,1736	172	0,1763	181	5,671	526	0,9848	32	80
11	0,1908	172	0,1944	182	5,145	440	0,9816	35	79
12	0,2079	171	0,2126	183	4,705	374	0,9781	37	78
13	0,2250	169	0,2309	184	4,331	320	0,9744	41	77
14	0,2419	169	0,2493	186	4,011	279	0,9703	44	76
15	0,2588	168	0,2679	188	3,732	245	0,9659	46	75
16	0,2756	168	0,2867	190	3,487	216	0,9613	50	74
17	0,2924	166	0,3057	192	3,271	193	0,9563	52	73
18	0,3090	166	0,3249	194	3,078	174	0,9511	56	72
19	0,3256	164	0,3443	197	2,904		0,9455	58	71
20	0,3420	164	0,3640	199	2,747	157	0,9397	61	70
21	0,3584	164	0,3839	201	2,605	142	0,9336	64	69
22	0,3746	162	0,4040	205	2,475	130	0,9272	67	68
23	0,3907	161	0,4245	207	2,356	119	0,9205	70	67
24	0,4067	160	0,4452	207	2,246	110	0,9135	72	66
25	0,4226	159	0,4663	211	2,145	101	0,9063	75	65
26	0,4384	158	0,4877	214	2,050	95	0,8988	75	64
27	0,4540	156	0,5095	218	1,963	82	0,8910	78	63
28	0,4695	155	0,5317	222	1,881	77	0,8829	83	62
29	0,4848	153	0,5543	226	1,804		0,8746	86	61
30	0,5000	152	0,5774	231	1,732	72	0,8660	88	60
31	0,5150	150	0,6009	235	1,664	68	0,8572	92	59
32	0,5299	149	0,6249	240	1,600	64	0,8480	92	58
33	0,5446	147	0,6494	245	1,540	60	0,8387	93	57
34	0,5592	146	0,6745	251	1,483	57	0,8290	97	56
35	0,5736	144	0,7002	263	1,428	55	0,8192	98	55
36	0,5878	142	0,7265	271	1,376	52	0,8090	102	54
37	0,6018	140	0,7536	277	1,327	49	0,7986	104	53
38	0,6157	139	0,7813	285	1,280	45	0,7880	106	52
39	0,6293	136	0,8098	293	1,235	43	0,7771	109	51
40	0,6428	135	0,8391	302	1,192	42	0,7660	111	50
41	0,6561	133	0,8693	311	1,150	39	0,7547	113	49
42	0,6691	130	0,9004	321	1,111	39	0,7431	116	48
43	0,6820	129	0,9325	332	1,072	36	0,7314	117	47
44	0,6947	127	0,9657	332	1,036	36	0,7193	121	46↑
45	0,7071	124	1,0000	343	1,000	36	0,7071	122	45↑

$$\text{Grad Cosinus } D 1^\circ \quad \text{Cotangens } D 1^\circ \quad \text{Tangens } D 1^\circ \quad \text{Sinus } D 1^\circ \quad \text{Grad}$$

wird, auch die Funktionen für die Winkel von 45° bis 90° enthalten. In diesem Fall gelten die am unteren Ende der Tafel verzeichneten Werte für das Aufsuchen der Winkelfunktionen.

Mit Hilfe der Rubrik $D 1^\circ$ wird interpoliert. Sie gibt jeweils die Differenz für 1° der fortlaufenden Funktionswerte. Sucht man zu einer Zahl von Minuten den zugehörigen Wert der trigonometrischen Funktion, so dividiert man die Zahl durch 60, multipliziert mit der Minutenzahl und addiert das Produkt zu dem nächstvorhergehenden Wert, wenn die Funktion bei wachsendem Winkel zunimmt (\sin und \tan), zieht es dagegen von diesem ab, wenn die Funktion (\cos und \cot) bei wachsendem Winkel abnimmt.

Beim Aufsuchen des Winkels aus einer gegebenen Funktion wird der umgekehrte Weg beschritten.

Beispiel 1-73. Aufzusuchen ist $\sin 18^\circ 20'$.

$\sin 18^\circ$ ist nach der Tafel + 0,3090.

$D 1^\circ = 166$ (das entspricht $1^\circ = 60'$), für $20'$ daher

$$\frac{166}{60} \cdot 20 = 055;$$

$\sin 18^\circ 20'$ beträgt also $0,3090 + 0,0055 = + 0,3145$.

Beispiel 1-74. Wie groß ist der $\cot 50^\circ 10'$?

Nach der Tafel ist $\cot 50^\circ$ + 0,8391.

$D 1^\circ = 293$ (für $60'$), folglich für $10' = \frac{293}{60} \cdot 10 = 049$;

$\cot 50^\circ 10'$ beträgt daher $0,8391 - 0,0049 = + 0,8342$.

Beispiel. 1-75. Gegeben ist $\cos \alpha = 0,9342$, gesucht der Winkel α .

	$\cos \alpha = 0,9342$
Nächstniedriger Wert aus der Tafel ist $\cos 21^\circ$ 0,9336
	Differenz 0,0006

$D 1^\circ$ des abgelesenen Wertes zum nächsthöheren = 0,0061.

0,0061 entspricht $60'$, 0,0006 daher $\frac{0,0006 \cdot 60}{0,0061} = 5,9$,

aufgerundet $6'$.

$$\alpha = 21^\circ - 6' = 20^\circ 54'.$$

Aufgaben: 1/127. Bestimme:

- a) $\sin 35^\circ 20'$; b) $\cos 65^\circ 40'$; c) $\sin 88^\circ 30'$;
- d) $\tan 39^\circ 25'$; e) $\cot 15^\circ 6'$; f) $\tan 75^\circ 18'$.

1/128. Berechne die beiden Katheten eines rechtwinkligen Dreiecks, von dem die Hypotenuse c und ein spitzer Winkel α gegeben sind:

- a) $c = 110,25 \text{ cm}$, $\alpha = 22^\circ$; b) $c = 6,75 \text{ m}$, $\alpha = 38^\circ 45'$;
- c) $c = 125 \text{ mm}$, $\alpha = 62^\circ 30'$.

1/129. Zu berechnen ist die Brechungszahl $n = \frac{\sin \alpha}{\sin \beta}$ beim Übergang des Lichtes aus Luft in Glas aus dem Einfallswinkel α und dem Brechungswinkel β (s. Abb. 1.31).

a) $\alpha = 52^\circ 35'$, $\beta = 30^\circ 45'$; b) $\alpha = 41^\circ 20'$, $\beta = 26^\circ 10'$.
 1/130. Wie groß ist der Steigungswinkel α einer Schraube vom Spindeldurchmesser d und der Ganghöhe h (s. Abb. 1.32), wenn

- a) $d = 12 \text{ mm}$, $h = 3 \text{ mm}$; b) $d = 35 \text{ mm}$, $h = 8 \text{ mm}$ ist?

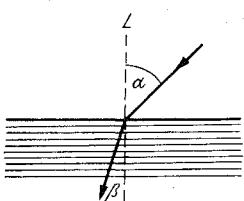


Abb. 1.31

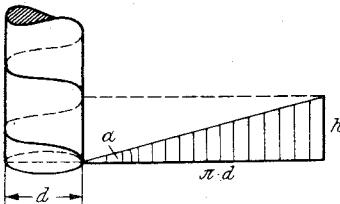


Abb. 1.32

1.16 Graphisches Rechnen

1.16.1 Graphische Darstellung von Meßergebnissen

Zweck der graphischen (zeichnerischen) Darstellung ist es, Meßergebnisse so zusammenzufassen, daß sich die Gesamtheit der ermittelten Werte in anschaulicher Weise darbietet. Gleichmäßiges Ansteigen der erhaltenen Kurve zeigt die Gleichmäßigkeit eines

Vorganges an, Knicke in der Kurve geben Unregelmäßigkeiten zu erkennen. Der Vorteil der graphischen Darstellung gegenüber einer Tabelle liegt darin, daß aus der gezeichneten Kurve jeder beliebige Zwischenwert sofort abgelesen werden kann, während die Tabelle nur einige wenige Werte enthält und Zwischenwerte durch Rechnung (Interpolation) ermittelt werden müssen. Die Genauigkeit der graphischen Darstellung hängt von der Größe der Zeichenmaßstäbe ab und tritt in der Regel hinter die einer Tabelle zurück.

Beispiel 1-76. Die Löslichkeit von Schwefel in Schwefelkohlenstoff (g S in 100 g CS_2) in Abhängigkeit von der Temperatur ($^{\circ}\text{C}$) ist aus nachstehenden Meßergebnissen graphisch darzustellen.

Temp. $^{\circ}\text{C}$	0	10	20	30	40
$\text{g S}/100 \text{ g CS}_2$	24,1	29,9	42,4	63,4	96,0

Die gefundenen Werte werden in ein Koordinatensystem eingetragen und die erhaltenen Punkte zu einer Kurve verbunden (s. Abb. 1.33).

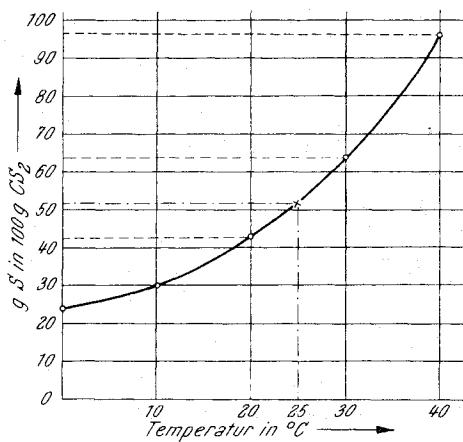


Abb. 1.33

Ein rechtwinkliges Koordinatensystem besteht aus zwei aufeinander senkrechten Geraden (Achsen). Die Waagrechte wird als Abszisse, die Senkrechte als Ordinate bezeichnet. Schnittpunkt

beider Achsen ist der Nullpunkt (Ausgangspunkt). Auf der Ordinate werden die Werte „g S in 100 g CS₂“ auf einer gleichmäßigen Teilung (vorgezeichneter Maßstab) aufgetragen, auf der Abszisse die Temperatur in °C. Die Schnittpunkte der jeweiligen Achsenlinien werden zu einer Kurve verbunden.

Aufgaben: 1/131. Zeichne die Temperatur-Zeit-Kurve aus den Ablesungen eines Thermometers während des Aufheizens eines Heizbades. Als Maßstab wähle für die Zeit 1 cm je 10 Minuten und für die Temperatur 1 cm je 25 °C.

a)	0 min	18 °C	b)	0 min	15 °C
	10 min	35 °C		20 min	30,5 °C
	20 min	60 °C		40 min	68 °C
	30 min	104 °C		60 min	115 °C
	40 min	137 °C		80 min	149 °C
	50 min	159 °C		100 min	192,5 °C
	60 min	183 °C		120 min	246 °C
				140 min	248 °C
				160 min	250 °C
				180 min	247 °C

1.16.2 Graphische Interpolation

Gibt die graphische Darstellung aufeinanderfolgender Meßergebnisse eine Gerade (lineare Folge), können Zwischenwerte durch eine einfache Interpolationsrechnung (s. S. 21) ermittelt werden.

Bildet die Verbindung der Schnittpunkte eine Kurve, muß nach komplizierten Formeln gerechnet werden, auf die hier nicht näher eingegangen werden kann. Einfacher ist es in diesem Fall, Zwischenwerte durch graphisches Interpolieren zu ermitteln.

Beispiel 1-77. Zu bestimmen ist die Löslichkeit von S in CS₂ bei 25 °C aus der Löslichkeitskurve, Abb. 1.33.

Vom Abszissenpunkt 25 °C der Abszissenachse wird eine Senkrechte (parallel zu der Ordinatenachse) gezogen, bis sie die Kurve schneidet. Vom Schnittpunkt aus wird nun eine Waagrechte (parallel zur Abszissenachse) bis zum Schnittpunkt mit der Ordinatenachse gezogen (in der Abbildung —— gezeichnet). Dieser Wert entspricht der Löslichkeit von S in CS₂ bei 25 °C; für unseren Fall 51,5 g S in 100 g CS₂.

Aufgaben: 1/132. Bestimme aus der Löslichkeitskurve (Abb. 4.1, S. 151) die Löslichkeit von Kaliumnitrat für die Temperaturen

- a) 12 °C, b) 25 °C, c) 36 °C, d) 57 °C.

1.16.3 Graphische Rechentafeln (Nomogramme)

Handelt es sich darum, Zusammenhänge von mehr als zwei Größen zu veranschaulichen, werden graphische Rechentafeln (Nomogramme) konstruiert. Sie haben den Vorteil, daß ausführliche und oft wiederkehrende Rechnungen vermieden werden und das Ergebnis rasch zu ermitteln ist. Voraussetzung für ihre Anwendung ist jedoch, daß für den betreffenden Fall die geringere Genauigkeit des Nomogramms gegenüber einer Rechnung ausreicht.

Im Rahmen dieses Buches wird nur auf die einfachsten Nomogramme und ihren Gebrauch hingewiesen.

a) *Netztafeln*. Netzttafeln sind eine geeignete Darstellungsform für die Beziehung zwischen drei veränderlichen Größen.

Beispiel 1-78. Bei der gewichtsanalytischen Schwefelbestimmung ist bei einer Einwaage von e Gramm und einer Auswaage von a Gramm BaSO₄ der Massenanteil an Schwefel $p\%$ ($p = \frac{13,740 \cdot a}{e}$) innerhalb bestimmter Grenzen, z. B. für den Bereich von 37 bis 43% S und einer Einwaage zwischen 0,48 und 0,51 g aus dem in der Abb. 1.34 gezeigten Nomogramm zu ermitteln.

Das Nomogramm ist aufgebaut aus drei veränderlichen, voneinander abhängigen Größen: Einwaage und Auswaage sind auf den Achsen eines rechtwinkligen Koordinatensystems aufgetragen, während die schrägliegende Linienschar (Massenanteil $p\%$) ein Strahlenbüschel (keine Parallelen) bildet, dessen Ursprung weit außerhalb der Zeichenfläche liegt.

Der Gebrauch soll an Hand eines Beispiels gezeigt werden: Die strichlierten Linien der Einwaage (0,4950 g) und der Auswaage (1,4360 g) geben einen Schnittpunkt, von dem eine strichlierte Linie entlang der schrägen Linienschar einen Massenanteil von 39,8% Schwefel anzeigt.

Der Nachteil von Netzttafeln liegt darin, daß es schwierig für das Auge ist, einen bestimmten Punkt zu fixieren, weil man durch das

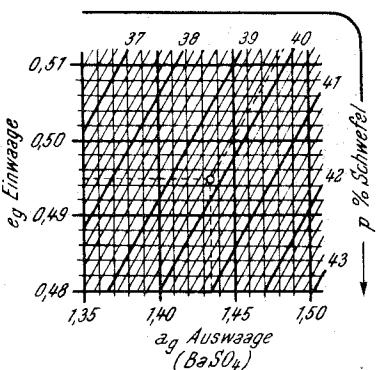


Abb. 1.34



Abb. 1.35

engmaschige Netz leicht irregeführt werden kann. Die Fehlerquellen durch eine gleichzeitige, oft dreifache Interpolation (die sich hier durch das Ablesen von Zwischenwerten äußert) sind erheblich.

b) *Doppelleitern*. Als Leiter wird eine Gerade bezeichnet, die durch angebrachte Teilstriche und Bezifferung (Skala) entstanden ist. Werden zwei solcher Leitern nebeneinander gehetztet, wird eine Doppelleiter (Abb. 1.35) erhalten.

Beispiel 1-79. Wird in dem Beispiel 1-78 eine der Veränderlichen (das ist naturgemäß die Einwaage) konstant gehalten, z. B. eine Einwaage von 0,5000 g, so verbleiben nur noch zwei Veränderliche, das sind die Auswaage und der zugehörende Massenanteil. Die eine Leiter enthält die Werte für die Auswaage, die andere jene der zugehörigen Massenanteile (%), und es können an der Doppelleiter % Schwefel für eine bestimmte Auswaage sofort abgelesen werden, z. B. für 1,4820 g Auswaage an BaSO_4 : 40,7% S.

c) *Fluchtentafeln*. Handelt es sich um den Zusammenhang von drei veränderlichen Größen, werden Fluchtentafeln mit drei Leitern konstruiert. Die Leitern verlaufen parallel, oder es kann z. B. die mittlere Leiter schräg stehen oder gekrümmmt sein.

Beispiel 1-80. Die Abb. 1.36 zeigt eine Fluchtentafel mit drei Leitern zur Ermittlung des Massenanteiles p an Schwefel aus der Einwaage e

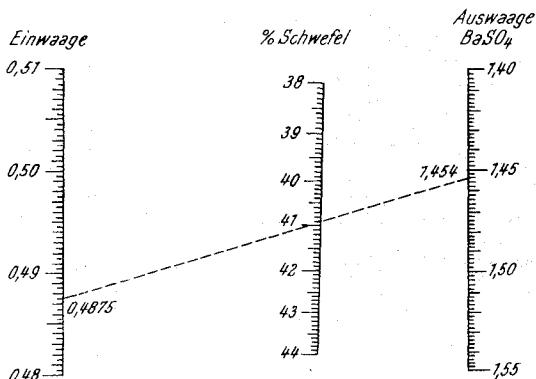


Abb. 1.36

und der Auswaage a g BaSO_4 auf Grund der Gleichung $p = \frac{13,740 \cdot a}{e}$. Die Leitern für e und a verlaufen parallel, während die Leiter für p schräg steht.

Ist die Einwaage $e = 0,4875$ g, die Auswaage $a = 1,4540$ g, dann werden diese beiden Punkte durch eine „Fluchtenlinie“ verbunden und der Schnittpunkt mit der p -Skala festgestellt ($= 40,97\%$ S).

Sind mehr als drei Veränderliche gegeben, sind entsprechend mehr Leitern erforderlich. Außerdem ist eine Hilfsleiter (Zapfenlinie Z) notwendig.

1.16.4 Graphische Darstellung von Mischsystemen

a) *Zweistoffgemische (Binäre Gemische)*. Ist die Summe der beiden Komponenten A und B eines Zweistoffgemisches konstant (z. B. 100%), ergibt die zeichnerische Darstellung eine Gerade (Abb. 1.37). Ihr linker Punkt gibt den 100%igen Stoff B , der rechte den 100%igen Stoff A an. Dazwischen liegen sämtliche mögliche Mischungen von A und B , z. B. im Punkt P eine Mischung von 34,1% A und 65,9% B .

Kommt eine dritte Größe hinzu (z. B. die Siede- oder Schmelztemperatur o. a.), wird über der Strecke AB , die das Zweistoffgemisch darstellt, eine Ordinate errichtet, auf der die dritte Größe aufgetragen wird.



Abb. 1.37

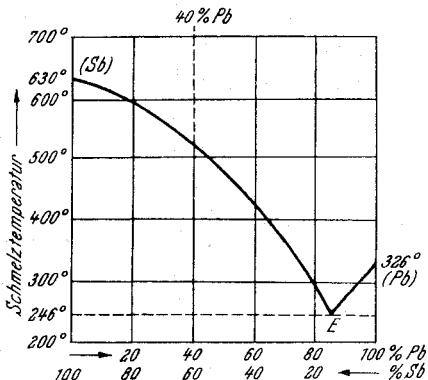


Abb. 1.38

Beispiel 1-81. Die Abb. 1.38 zeigt das Schmelztemperatur-Schaubild (Zustandsdiagramm) der Mischung von Blei und Antimon.

Liegt z. B. eine Mischung von 40% Pb und 60% Sb vor, die bei 700 °C geschmolzen wurde und nun abgekühlt wird, beginnt bei ca. 520 °C die Ausscheidung von Sb. Bei weiterem Abkühlen wird solange Sb ausgeschieden, bis die sich an Pb anreichernde Schmelze (entlang der Kurve) auch an Pb gesättigt ist. Im eutektischen Punkt E kristallisiert aus (Thermische Analyse).

Viele Substanzpaare bilden Mischkristalle. In diesem Fall werden nicht die reinen Komponenten ausgeschieden, sondern es wird ein Gemenge von Mischkristallen bestimmter Zusammensetzung gebildet.

In der Abb. 1.39 ist ein Siedediagramm für das binäre System Benzol/m-Xylol für einen Gesamtdruck von 1013,25 mbar dargestellt. Die Siedekurve der Flüssigkeit (ausgezogene Kurve) gibt die Zusammensetzung des Gemisches in Abhängigkeit von der Temperatur wieder, die strichlierte Kondensationskurve des Dampfes die Zusammensetzung der Dampfphase. Die Zusammensetzung kann entweder in Massenanteilen (%) oder (was in diesem Fall wichtig ist) in Stoffmengenanteilen (%) abgelesen werden.

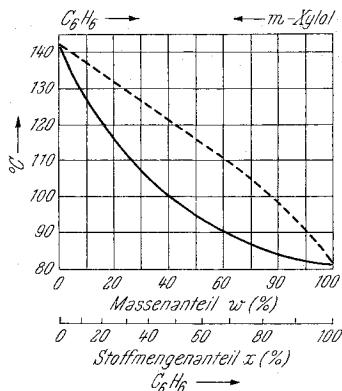


Abb. 1.39

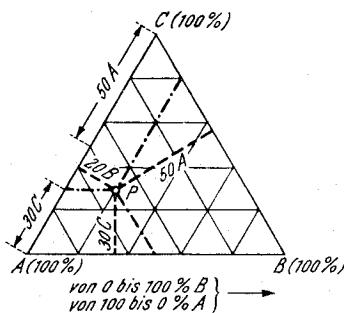


Abb. 1.40

b) *Dreistoffgemische (Ternäre Gemische)*. Dreistoffgemische werden mit Hilfe von Dreieck-Koordinaten dargestellt, wenn die Summe der drei Komponenten konstant (z. B. 100) ist.

Die Eckpunkte des gleichseitigen Dreiecks (Abb. 1.40) entsprechen den reinen Komponenten, im Eckpunkt 100% A sind also 0% B und 0% C vorhanden. Die Dreieckseiten beinhalten alle möglichen binären Gemische, die Punkte innerhalb der Dreieckfläche stellen alle möglichen Gemische der drei Komponenten dar.

Das Gemisch aus 20% B + 30% C + 50% A ist in der Abbildung durch den Punkt P gegeben. Die Bestimmung des Punktes P geschieht entweder mit Hilfe der gestrichelten Senkrechten oder aus

den, zu den Dreieckseiten parallelen, strichpunktuierten Geraden. Da die Summe der drei Stoffe konstant ist (100%), ist der dritte Bestandteil durch die Angabe der beiden anderen zwangsläufig bestimmt.

2 Dichte

2.1 Berechnen der Dichte

2.1.1 Der Begriff Dichte

Die Dichte ρ eines Stoffes ist der Quotient aus seiner Masse m und seinem Volumen V .

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

Die Einheit der Dichte ist kg/m^3 . Weitere Einheiten sind $\text{g/cm}^3 = \text{g/ml}$, $\text{kg/dm}^3 = \text{kg/l}$, t/m^3 . Für die Dichte von Gasen ist die Angabe in g/l üblich.

Die alten Begriffe „Spezifisches Gewicht“ und „Wichte“
 $\gamma = \frac{\text{Gewichtskraft}}{\text{Volumen}}$ in p/cm^3 bzw. kp/dm^3 (Kilopond/ dm^3) sollen nicht mehr verwendet werden. Da die Gewichtskraft gleich ist dem Produkt aus Masse und Erdbeschleunigung ($G = m \cdot g$), ist der Zusammenhang mit der Dichte gegeben durch die Beziehung

$$\gamma = \frac{G}{V} = \frac{m \cdot g}{V} = \rho \cdot g.$$

Die Dichte ist eine für jeden Stoff spezifische Größe.

Da das Volumen einer Stoffportion temperaturabhängig ist, muß auch bei dem Wert für die Dichte die jeweilige Bestimmungstemperatur angegeben werden. So bedeutet ρ_{20} , daß die Dichte für die Temperatur 20°C gilt. Die Angabe $\rho(\text{NaOH}, 6\%, 20^\circ\text{C}) = 1,065 \text{ g/cm}^3$ bedeutet: Die Dichte einer 6%igen Natronlauge, bei 20°C gemessen, beträgt $1,065 \text{ g/cm}^3$ (oder $1,065 \text{ g/ml}$).

In älteren Tabellenbüchern findet man auch die Angabe „Litergewicht“ oder „Litermasse“. Es handelt sich dabei um die Angabe der Dichte in g/l .

Beispiel 2-1. Die Dichte einer 63%igen Schwefelsäure bei 20 °C $\rho_{20} = 1,531 \text{ g/cm}^3$, das heißt, 1 cm³ dieser Schwefelsäure hat eine Masse von 1,531 g. Das Volumen, das 1 g der Schwefelsäure einnimmt, ist

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1 \text{ g}}{1,531 \text{ g/cm}^3} = 0,653 \text{ cm}^3 \quad (\text{oder } 0,653 \text{ ml}).$$

Beispiel 2-2. 25 cm³ eines Alkohol-Wasser-Gemisches haben eine Masse von 21,5175 g. Daraus ist seine Dichte bei der Versuchstemperatur

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{21,5175 \text{ g}}{25 \text{ cm}^3} = 0,8607 \text{ g/cm}^3 \quad (\text{oder g/ml}).$$

Aufgaben: 2/1. Berechne die Dichte einer Kalilauge, von der 100 g ein Volumen von 78,1 ml einnehmen.

2/2. Welche Masse haben 80 ml Natronlauge der Dichte $\rho_{20} = 1,483 \text{ g/cm}^3$ (= 1,483 g/ml)?

2/3. Berechne das Volumen von 340 g Salzsäure der Dichte $\rho_{20} = 1,190 \text{ g/ml}$.

2/4. Welche Masse hat ein rechteckiger Holzklotz der Ausmaße 8 × 15 × 5 cm, wenn die Dichte des Holzes 0,48 g/cm³ beträgt?

2/5. Berechne die Masse einer Korkplatte von 40 cm Länge, 25 cm Breite und 5 cm Dicke, wenn Kork die Dichte 0,24 g/cm³ hat?

2/6. Welche Masse haben 3,2 Liter Äther, dessen Dichte 0,74 g/ml beträgt?

2/7. Wieviel 25-Liter-Gefäße sind nötig, um 200 kg Schwefelsäure der Dichte $\rho_{20} = 1,125 \text{ g/cm}^3$ abzufüllen?

2/8. Wie hoch stehen 1450 kg Natronlauge der Dichte $\rho_{20} = 1,385 \text{ g/cm}^3$ in einem viereckigen Behälter mit den inneren Maßen Breite = 120 cm, Länge = 165 cm?

2/9. Wieviel Kilogramm Schwefelsäure der Dichte $\rho_{20} = 1,730 \text{ g/cm}^3$ müssen in ein stehendes zylindrisches Gefäß vom inneren Durchmesser 1,75 m und einer Höhe von 2 m eingefüllt werden, damit die Säure Dreiviertel des Gefäßes füllt?

2.1.2 Temperaturabhängigkeit der Dichte

a) *Volumenausdehnung.* Beim Erwärmen eines Körpers nimmt sein Volumen (bei gleichbleibender Masse) zu, seine Dichte wird daher verringert.

Die Volumenausdehnung wird nach der Formel

$$V_E = V_A + V_A \cdot \Delta\vartheta \cdot \gamma = V_A \cdot (1 + \Delta\vartheta \cdot \gamma)$$

berechnet. Darin bedeuten:

V_A das Volumen bei der Anfangstemperatur ϑ_A ,

V_E das Volumen bei der Endtemperatur ϑ_E ,

ΔV die Volumenänderung ($= V_E - V_A$),

$\Delta\vartheta$ die Temperaturänderung ($= \vartheta_E - \vartheta_A$) und

γ den thermischen Volumen-Ausdehnungskoeffizienten.

γ ist eine Materialkonstante, die die Änderung des Volumens (m^3) für 1 K Temperaturänderung, bezogen auf das Anfangsvolumen V_A , angibt:

$$\gamma = \frac{\Delta V}{V_A \cdot \Delta\vartheta}; \quad \text{die SI-Einheit ist also } \frac{\text{m}^3}{\text{m}^3 \cdot \text{K}} = \frac{1}{\text{K}} = \text{K}^{-1}.$$

Die in Tabellen angegebenen Werte für γ sind Mittelwerte, die nur für den gleichzeitig angegebenen Temperaturbereich gelten!

Beispiel 2-3. In einem Transportgefäß befinden sich 3 m^3 ($= V_A$) konzentrierte Essigsäure bei 20°C ($= \vartheta_A$). Auf welches Volumen dehnt sich der Inhalt beim Erwärmen auf 30°C ($= \vartheta_E$) aus? $\gamma = 1,07 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1}$.

$$V_E = 3 \cdot (1 + 10 \cdot 1,07 \cdot 10^{-3}) = 3,032 \text{ m}^3.$$

Aufgaben: 2/10. Auf welches Volumen dehnen sich bei der angegebenen Erwärmung aus:

a) 500 cm^3 Nitrobenzol von 18°C auf 30°C ; $\gamma = 8,3 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$;

b) 2 m^3 Ethanol von 15°C auf 25°C ; $\gamma = 1,10 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1}$;

c) 20 cm^3 Quecksilber von 18°C auf 100°C ; $\gamma = 1,81 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$.

b) *Temperaturabhängigkeit der Dichte.* Wurde die Dichte bei einer von der Normaltemperatur 20°C abweichenden Temperatur ermittelt, kann, wenn der Volumen-Ausdehnungskoeffizient des Stoffes bekannt ist, auf die Dichte bei 20°C (ρ_{20}) umgerechnet werden. Ebenso kann die Dichte eines Stoffes bei einer bestimmten Temperatur aus der Dichte ρ_{20} errechnet werden.

Beispiel 2-4. Zu berechnen ist die Dichte ρ_{50} des Quecksilbers, wenn seine Dichte $\rho_{20} = 13,547 \text{ g/cm}^3$ beträgt. Der mittlere Volu-

men-Ausdehnungskoeffizient des Quecksilbers für den Bereich von 0 bis 100 °C $\gamma = 1,81 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$.

$$\rho_{50} = \frac{m}{V_{50}} ; \quad V_{50} = V_{20} \cdot (1 + \Delta\vartheta \cdot \gamma).$$

$\Delta\vartheta$ ist die Temperaturdifferenz, für unser Beispiel $50 - 20 = + 30 \text{ K}$.

$$V_{20} = 1 \text{ cm}^3 \quad (\text{denn } 1 \text{ cm}^3 \text{ hat die Masse } 13,547 \text{ g}),$$

$$V_{50} = 1 \cdot (1 + 30 \cdot 1,81 \cdot 10^{-4}) = 1,00543 \text{ cm}^3,$$

$$\rho_{50} = \frac{13,547 \text{ g}}{1,00543 \text{ cm}^3} = 13,474 \text{ g/cm}^3.$$

Aufgaben: 2/11. Welche Dichte hat Quecksilber bei

- a) 100 °C,
- b) 15 °C, wenn seine Dichte $\rho_{20} = 13,547 \text{ g/cm}^3$ und der mittlere Volumen-Ausdehnungskoeffizient für den Temperaturbereich zwischen 0 und 100 °C $\gamma = 1,81 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$ betragen?

2/12. Berechne die Dichte von Nitrobenzol bei 20 °C, wenn seine Dichte bei 0 °C $\rho_0 = 1,223 \text{ g/cm}^3$ beträgt; $\gamma = 8,3 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$.

2/13. Berechne die Dichte von Aceton bei 20 °C, wenn der Volumen-Ausdehnungskoeffizient $\gamma = 1,43 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1}$ ist und die Dichte

a) $\rho_{15} = 0,7980 \text{ g/cm}^3$, b) $\rho_{25} = 0,7855 \text{ g/cm}^3$ beträgt.

2.2 Bestimmen der Dichte

2.2.1 Auftriebsmethode

Jeder in eine Flüssigkeit untergetauchte Körper erfährt infolge des Auftriebs einen scheinbaren Massenverlust, der gleich ist der Masse der verdrängten Flüssigkeit (Archimedisches Prinzip).

Die Bestimmung wird durch Wägen auf der hydrostatischen Waage vorgenommen.

Ist m_L die Masse des Körpers, gewogen in der Luft, m_{Fl} die Masse des Körpers, bestimmt durch Wägen in der Flüssigkeit, dann ist $m_L - m_{Fl}$ der scheinbare Massenverlust, der gleich ist der Masse der verdrängten Flüssigkeit. $\rho(Fl) = \text{Dichte der Flüssigkeit}$.

Volumen der verdrängten Flüssigkeit = Volumen des Körpers.

$$V(\text{Körper}) = \frac{m_L - m_{\text{Fl}}}{\rho(\text{Fl})}.$$

Die Dichte des Körpers ist daher

$$\rho(\text{Körper}) = \frac{m(\text{Körper})}{V(\text{Körper})} = \frac{m_L}{\frac{m_L - m_{\text{Fl}}}{\rho(\text{Fl})}} = \frac{m_L}{m_L - m_{\text{Fl}}} \cdot \rho(\text{Fl}).$$

Beispiel 2-5. Ein Stück Salz hat die Masse 4,66 g (Wägung in der Luft). In Leinöl (dessen Dichte $\rho_{20} = 0,950 \text{ g/cm}^3$ beträgt) wird durch Wägung eine Masse von 2,50 g festgestellt.

$$\rho(\text{Salz}) = \frac{4,66 \text{ g}}{4,66 \text{ g} - 2,50 \text{ g}} \cdot 0,950 \text{ g/cm}^3 = 2,05 \text{ g/cm}^3.$$

Beispiel 2-6. Die Masse eines Glaskörpers wurde durch Wägen ermittelt, und zwar in Luft $m_L = 22,05 \text{ g}$, in Wasser $m_W = 14,70 \text{ g}$, in Alkohol $m_A = 16,10 \text{ g}$. Die Dichte des Wassers bei 20°C $\rho(\text{Wasser}) = 0,9982 \text{ g/cm}^3$. Zu berechnen ist die Dichte $\rho(\text{Alkohol})$.

Die Dichte $\rho(\text{Glas})$ errechnet sich aus der Wägung in Wasser zu

$$\rho(\text{Glas}) = \frac{m_L}{m_L - m_W} \cdot \rho(\text{Wasser}),$$

aus der Wägung in Alkohol zu

$$\rho(\text{Glas}) = \frac{m_L}{m_L - m_A} \cdot \rho(\text{Alkohol}).$$

Durch Gleichsetzen erhält man

$$\frac{m_L}{m_L - m_W} \cdot \rho(\text{Wasser}) = \frac{m_L}{m_L - m_A} \cdot \rho(\text{Alkohol}),$$

daraus

$$\begin{aligned} \rho(\text{Alkohol}) &= \frac{m_L \cdot (m_L - m_A)}{m_L \cdot (m_L - m_W)} \cdot \rho(\text{Wasser}) \\ &= \frac{m_L - m_A}{m_L - m_W} \cdot \rho(\text{Wasser}) \end{aligned}$$

$$= \frac{5,95 \text{ g}}{7,35 \text{ g}} \cdot 0,9982 \text{ g/cm}^3 = 0,808 \text{ g/cm}^3.$$

Beispiel 2-7. Zur Bestimmung der Dichte von Kork wird dieser, da er im Wasser schwimmt, mit einem Bleistück beschwert, um seinen scheinbaren Massenverlust bei der Wägung in Wasser festzustellen. Die Dichte des Wassers wird mit $1,00 \text{ g/cm}^3$ angenommen.

Masse des Korkes, gewogen in Luft $m_1 = 7,2 \text{ g}$
 Masse des Bleistückes, gewogen in Luft $m_2 = 57,0 \text{ g}$
 Masse des Bleistückes, gewogen in Wasser $m_3 = 52,0 \text{ g}$
 Masse Kork + Blei, gewogen in Wasser $m_4 = 29,2 \text{ g}$

Volumen Kork = Volumen Kork + Blei, vermindert um das Volumen des Bleis.

$$V(\text{Kork}) = \frac{(m_1 + m_2) - m_4}{1,00} - \frac{m_2 - m_3}{1,00} = 30 \text{ cm}^3.$$

$$\rho(\text{Kork}) = \frac{7,2 \text{ g}}{30 \text{ cm}^3} = 0,24 \text{ g/cm}^3.$$

Aufgaben: 2/14. Ein Stück Kalkspat hat in Luft gewogen eine Masse von 42 g , in Wasser 27 g . Berechne die Dichte des Kalkspates. Die Dichte des Wassers wird mit $1,00 \text{ g/cm}^3$ angenommen.

2/15. Ein Stück Holz hat in Luft gewogen eine Masse von $17,60 \text{ g}$. Es wird mit einem Stück Blei von der Masse $43,35 \text{ g}$ verbunden. Beide zusammen ergeben bei der Wägung in Wasser eine Masse von $33,04 \text{ g}$. $\rho(\text{Blei}) = 11,40 \text{ g/cm}^3$, $\rho(\text{Wasser}) = 1,00 \text{ g/cm}^3$. Welche Dichte hat die untersuchte Holzsorte?

2.2.2 Bestimmen der Dichte mit dem Pyknometer

a) *Flüssigkeiten.* Zur Bestimmung der Dichte von Flüssigkeiten sind folgende Wägungen erforderlich (Bestimmungstemperatur 20°C):

Pyknometer leer $= m_1$

Pyknometer + Wasser $= m_2$

Pyknometer + Flüssigkeit $= m_3$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}, 20^\circ\text{C}) = 0,9982 \text{ g/cm}^3.$$

Daraus sind: Masse der Flüssigkeit = $m_3 - m_1$, Volumen der Flüssigkeit = Volumen des Wassers = Volumen des Pyknometers.

$$V = \frac{m_2 - m_1}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m_2 - m_1}{0,9982 \text{ g/cm}^3},$$

$$\begin{aligned}\rho(\text{Flüssigkeit}) &= \frac{m(\text{Flüssigkeit})}{V(\text{Flüssigkeit})} = \frac{m_3 - m_1}{\frac{m_2 - m_1}{0,9982 \text{ g/cm}^3}} \\ &= \frac{m_3 - m_1}{m_2 - m_1} \cdot 0,9982 \text{ g/cm}^3.\end{aligned}$$

Beispiel 2-8. Zur Bestimmung der Dichte einer Schwefelsäure bei 20 °C wurden folgende Wägungen ausgeführt (Dichte des Wassers $\rho_{20} = 0,9982 \text{ g/cm}^3$): Pyknometer leer = 6,0855 g, Pyknometer + Wasser = 31,0963 g, Pyknometer + Schwefelsäure = 51,6640 g.

$$\begin{aligned}\rho(\text{H}_2\text{SO}_4, 20^\circ\text{C}) &= \frac{51,6640 \text{ g} - 6,0855 \text{ g}}{31,0963 \text{ g} - 6,0855 \text{ g}} \cdot 0,9982 \text{ g/cm}^3 \\ &= 1,8191 \text{ g/cm}^3.\end{aligned}$$

b) *Feste Stoffe.* Folgende Wägungen sind erforderlich:

- Pyknometer leer = m_1
- Pyknometer + Wasser = m_2
- Pyknometer + Probe des festen Stoffes = m_3
- Pyknometer + Probe + Wasser (oder Hilfsflüssigkeit). = m_4

$$\rho(\text{H}_2\text{O}, 20^\circ\text{C}) = 0,9982 \text{ g/cm}^3.$$

Daraus errechnen sich:

$$\text{Masse der Probe des festen Stoffes} = m_3 - m_1.$$

$$\text{Volumen des Wassers} = \text{Volumen des Pyknometers}$$

$$= \frac{m_2 - m_1}{0,9982 \text{ g/cm}^3}.$$

$$\text{Masse der über der Probe stehenden Flüssigkeit} = m_4 - m_3.$$

$$\text{Volumen der über der Probe stehenden Flüssigkeit} = \frac{m_4 - m_3}{\rho(\text{Fl})}$$

Volumen der Probe des festen Stoffes

= Volumen des Pyknometers

- Volumen der über der Probe stehenden Flüssigkeit

$$= \frac{(m_2 - m_1)}{0,9982 \text{ g/cm}^3} - \frac{(m_4 - m_3)}{\rho(\text{Fl})}.$$

$$\text{Dichte des festen Stoffes } \rho = \frac{m}{V} = \frac{m_3 - m_1}{(m_2 - m_1) - (m_4 - m_3)} \cdot \frac{0,9982 \text{ g/cm}^3}{\rho(\text{Fl})}.$$

Bei Verwendung von Wasser als Hilfsflüssigkeit ist

$$\rho(\text{Fl}) = \rho(\text{Wasser}) = 0,9982 \text{ g/cm}^3,$$

daher

$$\rho(\text{fester Stoff}) = \frac{m_3 - m_1}{(m_2 - m_1) - (m_4 - m_3)} \cdot 0,9982 \text{ g/cm}^3.$$

Beispiel 2-9. Zur Bestimmung der Dichte von Marmor wurden bei 20 °C folgende Wägungen ausgeführt: Pyknometer leer = 13,6590 g (=m₁), Pyknometer + Wasser = 63,7025 g (=m₂), Pyknometer + Marmor = 18,6830 g (=m₃) und Pyknometer + Marmor + Wasser = 66,8658 g (=m₄).

$$\rho(\text{Marmor}) = \frac{m_3 - m_1}{(m_2 - m_1) - (m_4 - m_3)} \cdot \rho(\text{Wasser})$$

$$= \frac{5,0240 \text{ g}}{50,0435 \text{ g} - 48,1828 \text{ g}} \cdot 0,9982 \text{ g/cm}^3$$

$$= 2,695 \text{ g/cm}^3.$$

Bei wasserlöslichen Stoffen muß an Stelle von Wasser eine Hilfsflüssigkeit verwendet werden, in der der feste Stoff unlöslich ist. In diesem Fall ist die Dichte der Hilfsflüssigkeit zu berücksichtigen!

Beispiel 2-10. Zur Bestimmung der Dichte von Kupfersulfat wurden bei 20 °C folgende Wägungen ausgeführt: Pyknometer leer = 11,5630 g, Pyknometer + Wasser = 36,5680 g, Pyknometer + + Kupfersulfat = 38,4850 g, Pyknometer + Kupfersulfat + + Steinöl = 38,3519 g. $\rho(\text{Steinöl}, 20^\circ\text{C}) = 0,840 \text{ g/cm}^3$.

$$\rho(\text{CuSO}_4, 20^\circ\text{C}) = \frac{\frac{26,9220 \text{ g}}{25,0050 \text{ g}} - \frac{11,1620 \text{ g}}{0,9982 \text{ g/cm}^3} - \frac{0,840 \text{ g/cm}^3}{0,840 \text{ g/cm}^3}}{= 2,289 \text{ g/cm}^3}$$

Aufgaben: 2/16. Zur Bestimmung der Dichte eines Glycerin-Wasser-Gemisches wurden bei 20 °C folgende Wägungen ausgeführt.

Pyknometer leer	a) 24,3970 g,	b) 18,1805 g,
Pyknometer + Wasser	49,3870 g,	43,2160 g,
Pyknometer + Glyceringemisch	54,6520 g.	48,8755 g.

Berechne die Dichte des Glycerin-Wasser-Gemisches bei 20 °C.

2/17. Zur Bestimmung der Dichte von Benzol wurden bei 20 °C folgende Wägungen ausgeführt:

Pyknometer leer	a) 24,2436 g,	b) 16,6842 g,
Pyknometer + Wasser	44,2512 g,	41,6917 g,
Pyknometer + Benzol	41,8530 g.	38,6682 g.

Wie groß ist die Dichte des Benzols?

2/18. Berechne die Dichte einer Messingsorte aus folgenden Wägungen bei 20 °C:

Pyknometer leer	a) 18,9545 g,	b) 24,2560 g,
Pyknometer + Wasser	38,9485 g.	44,2595 g.,
Pyknometer + Messingspäne	22,0250 g.	36,1980 g.,
Pyknometer + Messingspäne + Wasser	41,6390 g,	54,7525 g.

2/19. Zur Bestimmung der Dichte von Kaliumhydroxid wurde Tetrachlor-kohlenstoff als Hilfsflüssigkeit verwendet. $\rho(\text{CCl}_4, 20^\circ\text{C}) = 1,598 \text{ g/cm}^3$, $\rho(\text{H}_2\text{O}, 20^\circ\text{C}) = 0,9982 \text{ g/cm}^3$. Bei 20 °C wurden folgende Wägungen ausgeführt:

Pyknometer leer = 24,2140 g, Pyknometer + Wasser = 64,7865 g, Pyknometer + KOH = 48,8774 g, Pyknometer + KOH + CCl₄ = 94,5602 g.
Berechne die Dichte des Kaliumhydroxids.

2.3 Schüttdichte und Stampfdichte

a) Schüttdichte

Poröse, fasrige, körnige und grobstückige Stoffe enthalten in ihrem Gefüge luftgefüllte Hohlräume. Um den Raumbedarf zu ermitteln, den eine bestimmte Masse solcher Stoffe beim Lagern benötigt, ist die Kenntnis der Schüttdichte wichtig.

$$\text{Schüttdichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Schüttvolumen}}$$

Die Schüttdichte wird angegeben in g/cm^3 , kg/dm^3 oder t/m^3 .

Bestimmung: Das zu untersuchende Produkt wird in einen Meßzylinder eingeschüttet, das Volumen abgelesen und die Masse durch Wägen bestimmt. Immer wird die Schüttdichte so ermittelt, wie es die Praxis verlangt. Wird z. B. in Fässer eingerüttelt, muß auch die Probe bei der Volumenbestimmung in den Meßzylinder eingerüttelt werden.

b) Stampfdichte

Wird ein lose geschüttetes Gut durch Einstampfen oder Pressen verdichtet, wodurch die mit Luft gefüllten Hohlräume stark verkleinert werden, muß die Stampfdichte bestimmt werden.

$$\text{Stampfdichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Stampfvolumen}}$$

Aufgaben: 2/20. Die Schüttdichte eines Kunststoffgranulats beträgt $0,80 \text{ g/cm}^3$.

a) Welche Masse in t haben 5 m^3 ?

b) Welches Schüttvolumen in m^3 haben 2 t des Granulats?

c) Rohdichte

In der keramischen Industrie ist die Bestimmung der Rohdichte ρ_R wichtig. Während die Dichte ρ auf das Volumen des Feststoffes allein bezogen ist, bezieht sich die Rohdichte ρ_R auf das Volumen V_R der ganzen Stoffmenge einschließlich der Hohlräume (z. B. Poren).

Die Rohdichte gibt in Verbindung mit der Dichte des porenfreien Stoffes Auskunft über den Verdichtungsgrad keramischer Erzeugnisse. (Näheres siehe DIN 51065.)

3 Chemische Grundrechnungen

3.1 Molare Masse

3.1.1 Stoffmenge

a) Stoffportion

Für einen abgegrenzten Stoffbereich, der aus einem oder mehreren Stoffen oder aus einem definierten Bestandteil eines Stoffes bestehen kann, wurde die Bezeichnung Stoffportion (DIN 32629) eingeführt.

Die Quantität einer Stoffportion wird durch die Größen Masse m , Volumen V , Stoffmenge n (oder die Teilchenanzahl N) angegeben.

Größen, die die Quantität einer Stoffportion angeben (m, V, n), nennt man extensiv. Auch Größen, die von der Quantität der Stoffportion abhängen und ihr proportional sind (z. B. die Wärmekapazität), sind extensiv.

Intensive Größen sind dagegen unabhängig von der Quantität einer Stoffportion und nur abhängig von der Art des Stoffes, z. B.: Dichte (volumenbezogene Masse), molare Masse, molares Volumen. Die molaren Größen sind stoffmengenbezogen.

Beispiele für Stoffportionen:

2 kg Schwefel oder eine Schwefelportion mit $m = 2 \text{ kg}$;

0,5 g Natronlauge mit $c(\text{NaOH}, 20^\circ\text{C}) = 0,1 \text{ mol/l}$ oder eine Natronlaugeportion mit $m = 0,5 \text{ g}$ und $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ bei 20°C .

1 l Wasserstoff bei 20°C und 1 bar oder eine Wasserstoffportion mit $V(20^\circ\text{C}, 1 \text{ bar}) = 1 \text{ l}$.

b) Stoffmenge

Die Stoffmenge n gibt die Quantität einer Stoffportion an. Basiseinheit der Stoffmenge ist das Mol (Einheitenzeichen mol).

1 mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebensoviel Einzelteilchen besteht, wie Atome in $\frac{12}{1000}$ Kilogramm des Kohlenstoffnuklids ^{12}C enthalten sind (DIN 1301).

Bei der Angabe der Stoffmenge muß das Teilchen (Atome, Moleküle, Atomgruppen, Ionen) genannt werden, auf das die Größe bezogen ist, z. B. $n(\text{S}) = 2 \text{ mol}$ (gelesen n von S). Bezieht sich die Stoffmengenangabe z. B. auf S_8 -Moleküle, dann schreibt man

$$n(\text{S}_8) = \frac{1}{8} \cdot n(\text{S}) = \frac{1}{8} \cdot 2 \text{ mol} = 0,25 \text{ mol},$$

denn die Stoffportion $n(\text{S}) = 2 \text{ mol}$ enthält nur den 8. Teil an S_8 -Molekülen.

3.1.2 Molare Masse

Die molare Masse $M = \frac{\text{Masse } m \text{ einer Stoffportion}}{\text{Stoffmenge } n \text{ einer Stoffportion}},$

$$M = \frac{m}{n}.$$

Die Einheit der molaren Masse ist kg/mol (gebräuchliche Einheit g/mol).

Die Zahlenwerte der molaren Masse M von Atomen in g/mol sind gleich den relativen Atommassen A_r (s. Tab. S. 359). Die frühere Angabe Gramm-Atom (Tom) wird nicht mehr verwendet.

Die molare Masse von Molekülen und Atomgruppen ist gleich der Summe der molaren Massen der darin enthaltenen Atome.

Beispiel 3-1.

$$M(\text{H}) = 1,00794 \text{ g/mol},$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1,00794 \text{ g/mol} = 2,01588 \text{ g/mol}.$$

Beispiel 3-2. Zu berechnen ist die molare Masse von H_2SO_4 .

$$M(\text{H}) = 1,00794 \text{ g/mol},$$

$$M(\text{S}) = 32,066 \text{ g/mol},$$

$$M(\text{O}) = 15,9994 \text{ g/mol}.$$

Daraus ist

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,00794 \text{ g/mol} + 32,066 \text{ g/mol} + 4 \cdot 15,9994 \text{ g/mol} \\ = 2,016 + 32,066 + 63,998 = 98,080 \text{ g/mol.}$$

Beispiel 3-3. Zu berechnen ist die molare Masse von $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

$$M(\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 287,56 \text{ g/mol}$$

Die von der IUPAC veröffentlichten Atommassen zeigen eine unterschiedliche Stellenanzahl hinter dem Komma. Während z. B. die relative Atommasse von Ni mit 58,69, also auf 2 Dezimalstellen, bestimmt ist, ist die Atommasse von Cl mit 35,4527 auf 4 Dezimalstellen bekannt. Die molare Masse von NiCl_2 darf daher ebenfalls nur auf 2 Dezimalstellen angegeben werden.

Richtig ist:	1 Ni	58,69 g/mol
	2 Cl	= 2 · 35,4527 = 70,9054 g/mol,	
	auf 2 Dezimalstellen gerundet	70,91 g/mol
	NiCl ₂	129,60 g/mol

$$\begin{array}{rcl} \text{Falsch w\u00e4re: } 1 \text{ Ni} & \dots & 58,69 \text{ g/mol} \\ 2 \text{ Cl} & \dots & \underline{70,9054 \text{ g/mol}} \\ & & = 129,5954 \text{ g/mol} \end{array}$$

Die frühere Bezeichnung Molekülmasse bzw. Molekulargewicht soll nicht mehr verwendet werden.

Aufgaben: 3/1. Berechne die molare Masse folgender Verbindungen, (Verwende die auf 2 Dezimalstellen abgekürzten Werte der relativen Atommassen.)

- a) Ammoniak NH_3 , b) Phosphor(V)-oxid P_2O_5 ,
 - c) Bariumcarbonat BaCO_3 , d) Bleichromat PbCrO_4 ,
 - e) Aluminiumsulfat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, f) Calciumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
 - g) Essigsäure CH_3COOH ,
 - h) Natriumcarbonat-10-Hydrat $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$,
 - i) Ammoniumeisen(II)-sulfat-6-Hydrat (Mohrsches Salz)
 $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$.

3/2. Berechne die molare Masse nachgenannter Verbindungen. Verwende I. die auf 2 Dezimalstellen gekürzten Werte für die relativen Atommassen und II. die genauen Werte der relativen Atommassen (Tab. 4, S. 359) unter Berücksichtigung der Atommassen mit den wenigsten Dezimalstellen.

- a) Eisen(II)-chlorid FeCl_2 , b) Eisen(III)-chlorid FeCl_3 ,
- c) Zinkchlorid ZnCl_2 , d) Natriumsulfid Na_2S ,
- e) Zinn(IV)-oxid SnO_2 , f) Natriumperoxid Na_2O_2 ,
- g) Naphthalin C_{10}H_8 , h) Phenol $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$,
- i) Nitrobenzol $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$, k) Kaliumdichromat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$,
- l) Kaliumpermanganat KMnO_4 ,
- m) Ammoniumcarbonat $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$,
- n) Strontiumhydroxid $\text{Sr}(\text{OH})_2$,
- o) Calciumsulfat-2-Hydrat $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,
- p) Magnesiumsulfat-7-Hydrat $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Molare Masse von Ionen

Die Masse eines Elektrons $M(e^-)$ beträgt 0,0005486 g/mol. Daraus ist ersichtlich, daß die molare Masse von Elektronen im praktischen Rechnen keine Rolle spielt und vernachlässigt werden kann.

Die molare Masse eines einatomigen Ions unterscheidet sich von der Masse des Atoms, aus dem das Ion entstanden ist, nur um den oben genannten Betrag, d. h., um die Masse der abgegebenen oder aufgenommenen Elektronen.

$$M(\text{H}) = 1,0079 \text{ g/mol},$$

$$M(\text{H}^+) = 1,0074 \text{ g/mol}.$$

Man setzt daher im praktischen Rechnen die molare Masse von Ionen gleich der molaren Masse des betreffenden Atoms oder der Atomgruppe.

3.1.3 Umrechnung der Quantitätsgrößen einer Stoffportion

Die Umrechnung bezieht sich auf die Größen Dichte ρ , molare Masse M , molares Volumen V_m , Stoffmenge n und die Avogadro-Konstante N_A (molare Teilchenanzahl). $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Der Index i bedeutet, daß es sich um eine Stoffportion des betreffenden Stoffes (z. B. Stoff B) handelt. X ist ein Teilchen im Sinne der Moldefinition.

$$\text{Masse} - \text{Volumen: } m_i = \rho(B) \cdot V_i; \quad V_i = \frac{m_i}{\rho(B)},$$

$$\text{Masse} - \text{Stoffmenge: } m_i = M(X) \cdot n_i(X); \quad n_i(X) = \frac{m_i}{M(X)},$$

$$\text{Volumen} - \text{Stoffmenge: } V_i = V_m(X) \cdot n_i(X); \quad n_i(X) = \frac{V_i}{V_m(X)}.$$

Der Zusammenhang zwischen der Teilchenanzahl N einer Stoffportion und der Stoffmenge n dieser Stoffportion ist gegeben durch die Beziehung

$$N_i(X) = N_A \cdot n_i(X); \quad n_i(X) = \frac{N_i(X)}{N_A}.$$

Beispiel 3-4. Zu berechnen ist die Masse m von 0,40 mol CaO. $M(\text{CaO}) = 56,08 \text{ g/mol}$.

$$m = M \cdot n,$$

$$m(\text{CaO}) = 56,08 \text{ g/mol} \cdot 0,40 \text{ mol} = 22,432 \text{ g}.$$

Beispiel 3-5. Die Masse einer Schwefelportion $m(S) = 60 \text{ g}$. Die molare Masse des Schwefels $M(S) = 32,07 \text{ g/mol}$. Zu berechnen ist die Stoffmenge der Schwefelportion $n(S)$.

$$n = \frac{m}{M},$$

$$n(S) = \frac{60 \text{ g}}{32,07 \text{ g/mol}} = 1,871 \text{ mol}.$$

Beispiel 3-6. Die Stoffmenge n von 150 g H₂SO₄ ist zu berechnen. $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08 \text{ g/mol}$.

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{150 \text{ g}}{98,08 \text{ g/mol}} = 1,529 \text{ mol}.$$

Beispiel 3-7. Berechne die Stoffmenge n von a) 20 g Chloratomen und b) 20 g Chlormolekülen Cl₂.

$$\text{a) } n(\text{Cl}) = \frac{20 \text{ g}}{35,45 \text{ g/mol}} = 0,564 \text{ mol}.$$

$$\text{b) } n(\text{Cl}_2) = \frac{20 \text{ g}}{70,90 \text{ g/mol}} = 0,282 \text{ mol.}$$

Aufgaben: 3/3. Berechne die Masse (in g) von 1 mol

- a) Stickstoff N₂, b) Wasserstoff H₂, c) Chlor Cl₂.

3/4. Berechne die Masse (in g) von 1 mol

- a) Natriumchlorid NaCl, b) Calciumoxid CaO, c) Bleisulfid PbS,
 d) Bariumchlorid BaCl₂, e) Schwefel(VI)-oxid SO₃,
 f) Ameisensäure (Methansäure) HCOOH,
 g) Kaliumhydrogensulfat KHSO₄, h) Ammoniumsulfid (NH₄)₂S,
 i) Kaliumchromsulfat-12-Hydrat KCr(SO₄)₂ · 12 H₂O.

3/5. Berechne die Masse (in g) von

- a) 12 mol Natriumcyanid NaCN, b) 0,6 mol Naphthalin C₁₀H₈,
 c) 2,5 mmol Kupfersulfat-5-Hydrat CuSO₄ · 5 H₂O,
 d) 5 mol Kaliumsulfat K₂SO₄.

3/6. Berechne die Stoffmenge *n* von

- a) 64,14 g Schwefel S, b) 80 g Sauerstoff O₂, c) 100 g Wasser H₂O,
 d) 250 kg Nitrobenzol C₆H₅NO₂,
 e) 17,2 g Kohlenstoff(IV)-oxid CO₂.

3/7. Berechne die Stoffmenge *n* von

- a) 200 g Brom Br₂, b) 15,7 g Zink Zn,
 c) 600 g Magnesiumchlorid MgCl₂, d) 30 mg Zinn Sn,
 e) 100 mg Kaliumchlorid KCl, f) 2 kg Calcium Ca,
 g) 5 kg Bleisulfat PbSO₄.

3.1.4 Die atomare Masseneinheit

Die Masse eines Teilchens X wird erhalten durch Division der Masse *m_i* einer Stoffportion i (bestehend aus den Teilchen X) durch deren Teilchenanzahl *N_{i(X)}*.

$$m(X) = \frac{m_i}{N_i(X)}.$$

Da *N_{i(X)}* = *N_A* · *n_{i(X)}* (siehe S. 99), ergibt sich für

$$m(X) = \frac{m_i}{n_i(X) \cdot N_A}.$$

Durch Einsetzen der Gleichung $M(X) = \frac{m_i}{n_i(X)}$ (siehe S. 99) erhält man für $m(X) = \frac{M(X)}{N_A}$.

Die Masse der Atome (in g) ist sehr gering.

Beispiel 3-8. Masse eines Wasserstoffatoms:

$$m(H) = \frac{1,0079 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1,6737 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

Um das Rechnen mit dieser Zehnerpotenz (10^{-24}) zu vermeiden, wurde die atomare Masseneinheit u eingeführt.

1 u ist der zwölftes Teil der Masse eines Atoms des ^{12}C -Nuklids ($= 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g}$).

$$1 \text{ u} = \frac{m(1^{12}\text{C})}{12}.$$

Da $m(X) = \frac{M(X)}{N_A}$, erhält man für

$$1 \text{ u} = \frac{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{12 \cdot N_A} = \frac{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{12 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} \\ = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

Beispiel 3-9. Umrechnung der Masse einer H-Atoms (in g) in die atomare Masseneinheit u.

$$m(H) = \frac{1,6737 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}} = 1,0079 \text{ u.}$$

Die Masse eines Teilchens X (z. B. eines Atoms), angegeben in der Einheit u, hat den gleichen Zahlenwert wie die molare Masse $M(X)$ bzw. die relative Atommasse des betreffenden Teilchens.

Beispiel 3-10. $m(H) = 1,0079 \text{ u}; M(H) = 1,0079 \text{ g/mol}; A_r = 1,0079$.

Die relative Atommasse A_r eines Elementes ist die Masse eines Atoms des betreffenden Elementes im Verhältnis zu $\frac{1}{12}$ der Masse eines Atoms des ^{12}C -Nuklids.

Die relative Atommasse ist als Massenverhältnis eine dimensionslose Verhältnisgröße (Einheit g/g = 1) mit dem gleichen Zahlenwert der in u gemessenen Atommasse.

Die relativen Atommassen geben daher das Massenverhältnis der Atome der verschiedenen Elemente zueinander an, z. B. verhält sich die Masse des Silberatoms zur Masse des Cloratoms wie 107,8682 : 35,4527.

In der Tab. 4, S. 359, sind die relativen Atommassen, wie sie von der IUPAC veröffentlicht sind, aufgeführt.

Die relativen Atommassen wurden früher als „Atomgewichte“ und analog die relativen Molekülmassen als „Molekulargewichte“ bezeichnet.

Für das praktische Rechnen hat die Einheit u keine Bedeutung.

Die Mehrzahl der in der Natur vorhandenen Elemente sind Mischungen aus zwei oder mehr Isotopen. Isotope sind Nuklide gleicher Kernladungszahl (Protonenzahl, Ordnungszahl), aber verschiedener Masse. Sie stehen im Periodensystem der Elemente an gleicher Stelle, sie haben die gleiche Ordnungszahl.

Die Massenzahl (Nukleonenzahl) ist die Summe von Protonenzahl und Neutronenzahl. Beispiel: Der natürlich vorkommende Stickstoff (Ordnungszahl 7) besteht aus den Nukliden mit den Massenzahlen 14 (relative Atommasse 14,003074, Häufigkeit 99,635%) und 15 (relative Atommasse 15,00011, Häufigkeit 0,365%). Daraus ergibt sich seine relative Atommasse zu $14,003074 \cdot 0,99635 + 15,00011 \cdot 0,00365 = 14,0067$.

3.2 Grundgesetze der Stöchiometrie

3.2.1 Chemische Formeln

Chemische Elemente werden durch Symbole gekennzeichnet, die sich von den lateinischen oder griechischen Namen der Stoffe ableiten, oder denen ein Forschernname zugrunde liegt (siehe Tabelle der Atommassen, S. 359).

Atome verbinden sich zu Molekülen. Die Formel H_2O bedeutet, dass 1 Molekül Wasser aus 2 Atomen Wasserstoff (H) und 1 Atom Sauerstoff (O) besteht. Die Anzahl gleichartiger Atome wird durch eine kleine, tiefgestellte Zahl (Index) hinter dem Symbol des betreffenden Elementes angezeigt. H_2 bedeutet also 2 Atome H.

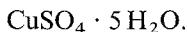
Beispiel 3-11. 1 Molekül Schwefelsäure, chemische Formel H_2SO_4 , besteht aus 2 Atomen H, 1 Atom S und 4 Atomen O.

Bilden zwei oder mehr Atome in einem Molekül eine Gruppe, z. B. mehratomige Ionen oder neutrale Moleküle in Komplexverbindungen, wird die Gruppe in Klammer gesetzt.

Beispiel 3-12. Bariumnitrat, chemische Formel $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, enthält 1 Atom Ba, 2 Atome N und 6 Atome O. Als Salz der Salpetersäure HNO_3 enthält Bariumnitrat die NO_3 -Gruppe als ein mehratomiges Ion (auch als „Atomgruppe“ bezeichnet). Die Formel für Bariumnitrat wird daher nicht BaN_2O_6 geschrieben, sondern $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Manche Verbindungen benötigen zur Bildung von Kristallen Wasser, das in das Molekül als Hydrat-Wasser („Kristallwasser“) eintritt. Es entsteht eine Additionsverbindung.

Beispiel 3-13. Kristallisiertes Kupfersulfat enthält 5 Moleküle Wasser. Die Formel dieses Kupfersulfat-5-Hydrates ist



Aufgaben: 3/8. Stelle aus folgenden Angaben die chemischen Formeln der Verbindungen auf, wenn darin enthalten sind:

- a) 1 Atom N, 4 Atome H und 1 Atom Cl;
- b) 1 Atom Mg, 2 Atome H und 2 Atome O; H und O bilden dabei OH-Gruppen;
- c) 2 Atome Na, 1 Atom H, 1 Atom P und 4 Atome O;
- d) 2 Atome Fe und 3 SO_4 -Gruppen;
- e) 2 Atome Na, 1 Atom C, 3 Atome O und 10 Moleküle H_2O als Hydratwasser.

Die *empirische Formel* stellt die einfachste Formel einer chemischen Verbindung dar. In ihr wird nur das Verhältnis der einzelnen Atome in den kleinsten möglichen Zahlen zum Ausdruck gebracht. Dieses Atomverhältnis entspricht dem Verhältnis der Stoffmengen der Elemente in einer chemischen Verbindung. Über die Berechnung der empirischen Formel s. S. 107.

In der *Summenformel* ist dagegen die tatsächliche Anzahl der einzelnen Atome angegeben, die in einem Molekül der Verbindung enthalten sind. Die Summenformel ist gleich oder ein ganzzahliges Vielfaches der empirischen Formel. Zur Ermittlung der Summenformel muß die molare Masse der betreffenden Verbindung bestimmt werden (s. S. 303).

Beispiel 3-14. Schwefelsäure: Empirische Formel H_2SO_4 , Summenformel ebenfalls H_2SO_4 .

Butan: Empirische Formel C_2H_5 , Summenformel C_4H_{10} .

3.2.2 Grundgesetze der Stöchiometrie

a) *Gesetz von der Erhaltung der Masse.* Bei jeder chemischen Reaktion ist die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe gleich der Gesamtmasse der entstandenen Endstoffe. Masse ist unveränderlich, sie kann weder gewonnen werden noch verloren gehen.

Die Anzahl der Atome eines jeden Elements ist vor und nach der Reaktion gleich.

b) *Gesetz der konstanten und multiplen Proportionen.* Atome verbinden sich zu Molekülen stets in einem gleichbleibenden, ganzzahligen Atomverhältnis („konstante Proportionen“).

Beispiel 3-15. Bei der Bildung von Eisen(II)-sulfid treten stets 1 Atom Fe und 1 Atom S zu 1 Molekül FeS zusammen, oder in Massen ausgedrückt 55,847 g Eisen und 32,066 g Schwefel zu 87,913 g Eisen(II)-sulfid. Im FeS ist das Atomverhältnis Fe : S stets 1 : 1. Ein weiteres Beispiel: In NH_3 ist das Atomverhältnis von N : H stets 1 : 3.

Verschiedene Elemente verbinden sich mit einem zweiten Element in mehr als einem Atom- bzw. Massenverhältnis („multiple Proportionen“), z. B.



Auch hier steht die Anzahl der Atome (und damit auch der Massen) des einen Elementes (N), die sich mit den Atomen des anderen Elementes (O) verbinden, in einem einfachen Verhältnis.

In dem angeführten Beispiel verbinden sich

- | | |
|---------------------------|-------------------|
| 1 Atom N mit 1 Atom O, | Verhältnis 1 : 1, |
| 1 Atom N mit 2 Atomen O, | Verhältnis 1 : 2, |
| 2 Atome N mit 3 Atomen O, | Verhältnis 2 : 3, |
| 2 Atome N mit 5 Atomen O, | Verhältnis 2 : 5. |

Dieses unterschiedliche Bindungsvermögen wird als stöchiometrische Wertigkeit oder Valenz bezeichnet.

3.3 Berechnen der Massenanteile der in einer Verbindung enthaltenen Elemente

Aus der Formeleinheit einer chemischen Verbindung und den bekannten molaren Massen kann der Massenanteil w (in %) der enthaltenen Elemente berechnet werden.

Beispiel 3-16. Zu berechnen sind die Massenanteile w der in der Formeleinheit BaCO_3 (Bariumcarbonat) enthaltenen Elemente.

1 Molekül BaCO_3 enthält 1 Atom Ba, 1 Atom C und 3 Atome O.

Molare Massen:

$$M(\text{BaCO}_3) = 197,34 \text{ g/mol}, \quad M(\text{Ba}) = 137,33 \text{ g/mol},$$

$$M(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol} \quad \text{und} \quad M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}.$$

$$w(\text{Ba}) = \frac{1 \cdot M(\text{Ba})}{M(\text{BaCO}_3)} = \frac{137,33 \text{ g/mol}}{197,34 \text{ g/mol}} = 0,6959 = 69,59\%.$$

$$w(\text{C}) = \frac{1 \cdot M(\text{C})}{M(\text{BaCO}_3)} = \frac{12,01 \text{ g/mol}}{197,34 \text{ g/mol}} = 0,0609 = 6,09\%.$$

$$w(\text{O}) = \frac{3 \cdot M(\text{O})}{M(\text{BaCO}_3)} = \frac{3 \cdot 16,00 \text{ g/mol}}{197,34 \text{ g/mol}} = 0,2432 = 24,32\%.$$

$$\text{Summe: } 69,59\% + 6,09\% + 24,32\% = 100\%.$$

Die Berechnung kann auch mit Hilfe der Schlüsselechnung erfolgen. Dabei werden die durch die molaren Massen angegebenen Massen-Werte in Gramm zueinander in Beziehung gesetzt.

Es sind enthalten:

in 197,34 g BaCO_3 . . .

$$137,33 \text{ g Ba} \dots 12,01 \text{ g C} \dots 3 \cdot 16,00 = 48,00 \text{ g O}$$

in 100 g x g y g z g

$$x = \frac{137,33 \cdot 100}{197,34} = 69,59\% \text{ Ba}, \quad y = \frac{12,01 \cdot 100}{197,34} = 6,09\% \text{ C},$$

$$z = \frac{48,00 \cdot 100}{197,34} = 24,32\% \text{ O}.$$

Beispiel 3-17. Die molaren Massen von FeSO_4 und H_2O im kristallisierten Fe(II)-sulfat verhalten sich wie 1 : 0,830. Berechne

die Formel der Verbindung ($\text{FeSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$) und den Massenanteil an FeSO_4 .

$$M(\text{FeSO}_4) = 151,91 \text{ g/mol}, \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}.$$

$$151,91 : x \cdot 18,02 = 1 : 0,830, \quad \text{daraus} \quad x = 7.$$

Die Verbindung hat die Formel $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$.

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 278,05 \text{ g/mol}.$$

$$\begin{aligned} w(\text{FeSO}_4) &= \frac{M(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O})} = \frac{151,91 \text{ g/mol}}{278,05 \text{ g/mol}} \\ &= 0,5463 = 54,63\%. \end{aligned}$$

Als Differenz zu 100 ergibt sich $w(\text{H}_2\text{O}) = 45,37\%$.

Aufgaben: 3/9. Berechne den Massenanteil der in folgenden Verbindungen enthaltenen Atomarten:

- a) Schwefel(IV)-oxid SO_2 ,
- b) Ammoniumchlorid NH_4Cl ,
- c) Natriumhydrogensulfat NaHSO_4 ,
- d) Kaliumacetat CH_3COOK ,
- e) Chloroform (Trichlormethan) CHCl_3 ,
- f) Aluminiumsulfat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

3/10. Berechne den Massenanteil an Schwefel (%S) in nachstehenden Verbindungen:

- a) Schwefelsäure H_2SO_4 ,
- b) Natriumsulfat Na_2SO_4 ,
- c) Natriumsulfat-10-Hydrat $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$,
- d) Natriumthiosulfat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$,
- e) Chromsulfat $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

3/11. Berechne den Massenanteil an Hydratwasser in nachstehenden Verbindungen:

- a) Oxalsäure $(\text{COOH})_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$,
- b) Natriumsulfat-10-Hydrat $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.

3/12. Berechne den Massenanteil an

- a) Na_2CO_3 in $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$,
- b) CuSO_4 in $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

3/13. Wieviel Prozent

- a) MgO sind im Magnesiumcarbonat MgCO_3 enthalten?
- b) SO_3 sind im Bariumsulfat BaSO_4 enthalten?

3/14. Wieviel Gramm Zink sind in 212 g reinem ZnSO_4 enthalten?

3/15. Wieviel Kilogramm CaO sind in 2 t 84%igem CaCO_3 enthalten?

3.4 Berechnen der empirischen Formel einer Verbindung

Aus den durch Analyse ermittelten Massenanteilen der Atomarten in einer Verbindung kann das Atomverhältnis errechnet und daraus die empirische Formel aufgestellt werden.

Beispiel 3-18. Durch Analyse einer Kohlenwasserstoff-Verbindung wurden die Massenanteile $w(\text{C}) = 92,26\%$ und $w(\text{H}) = 7,75\%$ gefunden. (Infolge von Analysenungenauigkeiten wird als Summe meist eine von 100% geringfügig abweichende Zahl erhalten).

Man geht von 100 g der Verbindung aus; die Massenanteile in % geben dann direkt die Masse in g der enthaltenen Atomart an. In 100 g sind daher enthalten: 92,26 g C und 7,75 g H.

Berechnung der Stoffmengenverhältnisse:

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{92,26 \text{ g}}{12,011 \text{ g/mol}} = 7,681 \text{ mol},$$

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{7,75 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 7,688 \text{ mol}.$$

Das Stoffmengenverhältnis $n(\text{C}) : n(\text{H}) = 7,681 : 7,688 \approx 1 : 1$, daher ist auch das Atomzahlenverhältnis 1 : 1, und die empirische Formel lautet $\text{C}_1\text{H}_1 = \text{CH}$.

Die Summenformel der Verbindung kann aber auch ein Vielfaches der empirischen Formel sein, z. B. C_2H_2 , C_6H_6 , wobei das Atomverhältnis unverändert 1 : 1 bleibt.

Bei gleichzeitiger Kenntnis der molaren Masse der Verbindung kann die Summenformel, die die tatsächlich vorhandene Anzahl der Atome enthält, ermittelt werden. Über die Methoden zur Ermittlung der molaren Masse s. S. 303.

Beispiel 3-19. Die Bestimmung der molaren Masse einer chemischen Verbindung der empirischen Formel CH (siehe vorhergehendes Beispiel 3-18) hat den Wert 156,5 g/mol ergeben.

Aus der empirischen Formel errechnet sich die molare Masse $M(\text{CH}) = 13,019 \text{ g/mol}$; gefunden wurde 156,5 g/mol, das ist das 12fache von 13,019 g/mol (denn $156,5 : 13,019 \approx 12$).

Die Verbindung hat daher die Summenformel $\text{C}_{12}\text{H}_{12}$.

Beispiel 3-20. Zu berechnen ist die empirische Formel einer Verbindung, deren Analyse 16,08% K, 40,16% Pt und 43,76% Cl ergeben hat.

In 100 g der Verbindung sind enthalten: 16,08 g K, 40,16 g Pt und 43,76 g Cl.

$$n(\text{K}) = \frac{m(\text{K})}{M(\text{K})} = \frac{16,08 \text{ g}}{39,10 \text{ g/mol}} = 0,411 \text{ mol.}$$

$$n(\text{Pt}) = \frac{m(\text{Pt})}{M(\text{Pt})} = \frac{40,16 \text{ g}}{195,08 \text{ g/mol}} = 0,206 \text{ mol,}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{m(\text{Cl})}{M(\text{Cl})} = \frac{43,76 \text{ g}}{35,45 \text{ g/mol}} = 1,234 \text{ mol.}$$

Das Stoffmengenverhältnis (und damit auch das Atomzahlenverhältnis) in der Verbindung beträgt daher 0,411 mol K : 0,206 mol Pt : 1,234 mol Cl.

Die Umwandlung in ein ganzzahliges Verhältnis geschieht durch Dividieren durch die kleinste vorhandene Zahl (= 0,206).

$$0,411 \text{ mol K} : 0,206 \approx 2 \text{ mol K,}$$

$$0,206 \text{ mol Pt} : 0,206 = 1 \text{ mol Pt,}$$

$$1,234 \text{ mol Cl} : 0,206 \approx 6 \text{ mol Cl.}$$

Es verhalten sich K : Pt : Cl = 2 : 1 : 6.

Die Verbindung hat die empirische Formel K_2PtCl_6 .

Bei Mineralanalysen ist es üblich, das Analysenergebnis in % der enthaltenen Oxide (z. B. % CaO) anzugeben.

Aufgaben: 3/16. Welche empirische Formel hat eine Verbindung folgender Zusammensetzung?

- a) 39,34% Na, 60,66% Cl;
- b) 32,86% Na, 12,85% Al, 54,29% F;
- c) 15,40% C, 3,23% H, 81,37% I;
- d) 18,29% Ca, 32,37% Cl, 49,34% Hydrat-H₂O;
- e) 12,06% Na, 11,35% B, 29,36% O und 47,23% Hydrat-H₂O.

3/17. Welche Zusammensetzung kommt einem Mineral zu, das

- a) 30,40% CaO, 21,87% MgO und 47,73% CO₂ enthält?
- b) 16,93% K₂O, 18,32% Al₂O₃ und 64,75% SiO₂ enthält?

3/18. Berechne die Summenformel der Verbindung aus folgenden Analysenergebnissen:

- a) 75,94% C, 6,38% H und 17,71% N. Molare Masse 79,1 g/mol.
- b) 32,01% C, 4,04% H, Rest 63,95% O. Molare Masse 150,1 g/mol.
- c) 55,02% C, 2,78% H, 12,86% N, Rest O. Molare Masse 218,2 g/mol.

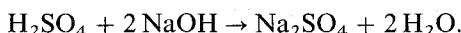
3.5 Chemische Reaktionsgleichungen

3.5.1 Bedeutung der Reaktionsgleichung

Die Reaktionsgleichung drückt den Verlauf einer chemischen Reaktion mit Hilfe chemischer Formeln aus. Voraussetzung ist die Kenntnis der Ausgangs- und Endstoffe der Reaktion. Links vom Reaktionspfeil stehen die Ausgangsstoffe, rechts vom Reaktionspfeil die Endstoffe.

Bei umkehrbaren Reaktionen stellt sich zwischen den Reaktionsteilnehmern ein Gleichgewicht ein. Durch einen Doppelpfeil (\rightleftharpoons) wird angedeutet, daß die Reaktion in beiden Richtungen verläuft. Näheres s. S. 274 im Abschnitt Massenwirkungsgesetz.

Beispiel einer quantitativ verlaufenden Reaktion:



Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse muß jedes Element links und rechts des Reaktionspfeiles in gleicher Masse vorliegen.

In der angeführten Reaktionsgleichung ist in der linken Hälfte der Gleichung (Ausgangsstoffe) die gleiche Anzahl gleichartiger Atome vorhanden wie in der rechten Gleichungshälfte (Endstoffe), also

links insgesamt 4 Atome H (2 in H_2SO_4 und 2 in 2NaOH),
rechts ebenfalls 4 Atome H (in $2 \text{H}_2\text{O}$);

links und rechts je 1 Atom S;

links insgesamt 6 Atome O (4 in H_2SO_4 und 2 in 2NaOH),
rechts ebenfalls 6 Atome O (4 in Na_2SO_4 und 2 in $2 \text{H}_2\text{O}$);

links und rechts je 2 Atome Na.

Die Gleichung ist „richtig“.

Unter den *stöchiometrischen Zahlen* einer Reaktionsgleichung (frühere Bezeichnung: Koeffizienten) versteht man die Anzahl der einzelnen Moleküle, die an der Reaktion teilnehmen. In obiger Gleichung ist die 2 vor NaOH die stöchiometrische Zahl für NaOH .

Beim Aufstellen einer Reaktionsgleichung werden die Ausgangs- und Endstoffe durch ihre Symbole bzw. Formeln angeschrieben und anschließend die stöchiometrischen Zahlen der Reaktionspartner gesucht.

Über die stöchiometrische Bedeutung der Reaktionsgleichung (Umsatzberechnungen) s. S. 120.

3.5.2. Aufstellen von Reaktionsgleichungen über die Stoffbilanz

Da jedes Element in den bekannten Endstoffen einer Reaktion nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse in gleicher Masse vorliegen muß wie in den bekannten Ausgangsstoffen, muß in der Reaktionsgleichung die Stoffbilanz der beteiligten Elemente nacheinander aufgestellt und ausgeglichen werden.

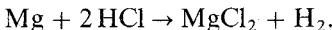
Beispiel 3-21. Die Reaktionsgleichung $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$ ist durch Einsetzen der stöchiometrischen Zahlen zu ergänzen.

Stoffbilanz

Magnesium:	1 mol Mg	\rightarrow	1 mol Mg
Chlor:	1 mol Cl	\rightarrow	2 mol Cl
Wasserstoff:	1 mol H	\rightarrow	2 mol H

Während die Stoffbilanz für Mg ausgeglichen ist (links und rechts des Reaktionspfeiles je 1 mol), sind die Stoffbilanzen für Cl und H unausgeglichen.

Der Ausgleich für Cl wird durch Verdoppeln der Stoffmenge an HCl erreicht, es müssen 2 HCl in Reaktion treten, und man erhält

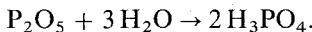


Dabei wurde gleichzeitig der Ausgleich für H erreicht, denn aus der nunmehrigen Gleichung geht hervor, daß links und rechts des Reaktionspfeiles 2 mol H vorhanden sind. Die Stoffbilanz ist daher für H ebenfalls ausgeglichen.

Beispiel 3-22. Aufzustellen ist die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Phosphor(V)-oxid P_2O_5 mit Wasser. Es entsteht Phosphorsäure H_3PO_4 .

$P_2O_5 + H_2O$	\rightarrow	H_3PO_4
Stoffbilanz für P: 2 P	1 P
Ausgleich	2 P 2 P in $2H_3PO_4$
Zwischenbilanz	$P_2O_5 + H_2O$	\rightarrow 2 H_3PO_4
Stoffbilanz für H:	2 H 6 H
Ausgleich	6 H	in $3H_2O$... 6 H
Zwischenbilanz	$P_2O_5 + 3H_2O$	\rightarrow 2 H_3PO_4
Stoffbilanz für O: 5 O + 3 O	8 O ausgeglichen.

Die Reaktionsgleichung lautet:



Aufgaben: 3/19. Ermittle die stöchiometrischen Zahlen in folgenden Reaktionsgleichungen über die Stoffbilanz.

- a) $\text{Al} + \text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3,$
- b) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2,$
- c) $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O},$
- d) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4,$
- e) $\text{TiF}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HF} + \text{SO}_3 + \text{TiO}_2,$
- f) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$

3.5.3 Aufstellen von Summengleichungen

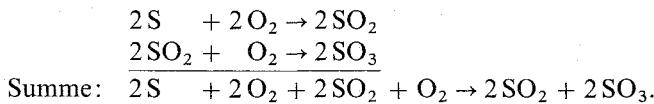
Verläuft eine Reaktion in Stufen (Teilreaktionen) wird die Summengleichung aus den Teilgleichungen durch Addition ermittelt, wobei Zwischenprodukte, die in gleicher Masse links und rechts des Reaktionspfeiles auftreten, eliminiert werden.

Beispiel 3-23. Die Verbrennung von Schwefel mit Sauerstoff (aus der Luft) verläuft in zwei Stufen:

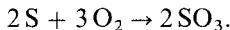
- a) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ und
- b) $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3.$

SO_2 tritt als Zwischenprodukt auf, das primär gebildet wird und aus dem durch weitere Oxidation SO_3 entsteht.

Da in Gleichung b 2 mol SO_2 als Ausgangsstoff vorhanden sind, müssen auch in Gleichung a 2 mol SO_2 auftreten, d. h., die Gleichung a muß mit 2 multipliziert werden:

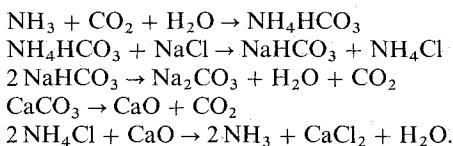


Die auf beiden Seiten der Gleichung auftretenden 2 Moleküle SO_2 entfallen, und die Summengleichung lautet:



Aufgaben: 3/20. Zur Herstellung von Calciumcarbid CaC_2 wird CaO bei 1900°C im Flammenbogen geschmolzen und mit Koks umgesetzt. Dabei reduziert ein Teil des C (aus dem Koks) das CaO zu Ca, das sich mit weiterem C zu CaC_2 umsetzt. Es finden folgende Teilreaktionen statt: $\text{CaO} + \text{C} \rightarrow \text{Ca} + \text{CO}$ und $\text{Ca} + 2 \text{C} \rightarrow \text{CaC}_2$. Bilde die Summengleichung.

3/21. Zur Herstellung von Soda (Na_2CO_3) nach dem Solvay-Verfahren wird in eine gesättigte NaCl -Lösung zuerst NH_3 und dann CO_2 eingeleitet, wobei sich NH_4HCO_3 bildet, das mit dem NaCl zu NaHCO_3 umgesetzt wird. Beim Erhitzen (Calcinieren) des gebildeten NaHCO_3 entsteht CO_2 , das in den Prozeß zurückgeführt wird. Der Rest des notwendigen CO_2 wird durch Brennen von Kalkstein (CaCO_3) gewonnen und das dabei entstehende CaO zur Rückgewinnung des NH_3 aus dem als Nebenprodukt anfallenden NH_4Cl verwendet. Teilgleichungen:

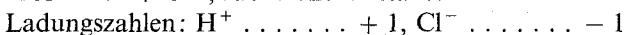


Bilde daraus die Summengleichung.

3.5.4 Aufstellen von Reaktionsgleichungen über die Elektronenbilanz

a) Die Ladungszahl

Elektrolyte dissoziieren in wässriger Lösung in positiv geladene Kationen und negativ geladene Anionen. Dabei werden Elektronen ausgetauscht, z. B.:



Die Ladungszahl eines Ions wird als Index rechts oben an das Ion geschrieben, das Vorzeichen steht hinter der Zahl. Die Ladungszahl 1 wird nicht geschrieben.



Aufgaben: 3/22. Anzugeben sind die Ladungszahl der Ionen von

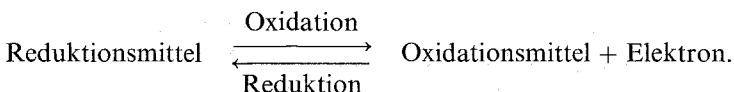
a) NaOH , b) Na_2CO_3 , c) BaCl_2 .

b) Elektronengleichungen

Bei Reduktions-Oxidations-Vorgängen (Redox-Prozesse) können die stöchiometrischen Zahlen der Reaktionsgleichung über die Elektronenbilanz ermittelt werden.

Das Atom besteht aus dem positiv geladenen Kern (aus Protonen und Neutronen) und einer Hülle mit einer genau bestimmten Anzahl negativ geladener Elektronen (Symbol e^-). Über die Masse des Elektrons s. S. 98.

In Redox-Systemen wird ein Reaktionsteilnehmer reduziert und gleichzeitig ein anderer oxidiert. Der Stoff, der oxidiert wird (das ist das Reduktionsmittel), gibt Elektronen ab; der Stoff, der reduziert wird (das ist das Oxidationsmittel), nimmt Elektronen auf.



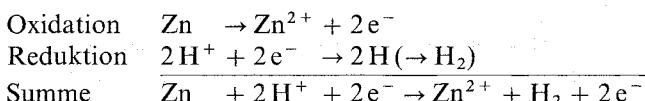
Die Anzahl der bei der Oxidation abgegebenen Elektronen ist gleich der Anzahl der bei der Reduktion aufgenommenen Elektronen, d. h. die Elektronenbilanz muß ausgeglichen sein. Innerhalb eines Redox-Systems treten Elektronen nicht frei auf.

Die reduzierende Form und die oxidierende Form ein und desselben Stoffes bilden ein Redoxpaar, z. B. $\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$.

Da in einem Redox-Prozeß stets ein Reaktionsteilnehmer reduziert und gleichzeitig ein anderer oxidiert wird, müssen jeweils zwei Redoxpaare vorhanden sein. Daher sind auch zwei Teilgleichungen (Oxidation und Reduktion) aufzustellen.

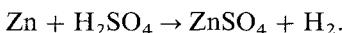
Beispiel 3-24. Zink löst sich in Schwefelsäure, es entsteht ZnSO_4 und H_2 .

Für den Redox-Vorgang können folgende Elektronengleichungen (Teilgleichungen) aufgestellt werden:



Die Elektronenbilanz ist ausgeglichen (links und rechts des Pfeiles je 2e^-).

2H^+ sind enthalten in $1\text{H}_2\text{SO}_4$, SO_4 bleibt unverändert, und die stöchiometrische Reaktionsgleichung lautet:



Beispiel 3-25. Eisen(II)-sulfat FeSO_4 wird durch Kaliumpermanganat KMnO_4 in verdünnter Schwefelsäure zu Eisen(III)-sulfat $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ oxidiert, dabei wird KMnO_4 zu Mangan(II)-salz reduziert.

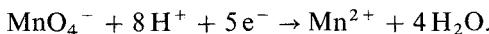
Die Elektronengleichungen können, vorerst ohne stöchiometrische Zahlen, wie folgt geschrieben werden:



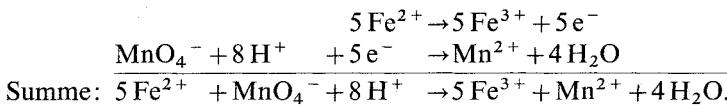
Anzahl der Ionenladungen in Gleichung 1: links 2+ (aus Fe^{2+}), rechts 3+ (aus Fe^{3+}). Um ausgeglichen zu sein, müssen auch rechts 2 positive Ladungen vorhanden sein; dies ist der Fall, weil 1 negative Ladung (das Elektron e^-) hinzukommt.

In Gleichung 2 geben die 4 O-Atome des KMnO_4 (linke Seite der Gleichung) 4 H_2O (enthaltend 4 O-Atome) auf der rechten Seite der Gleichung, folglich sind links 8 H^+ erforderlich. Damit wird die Anzahl der Ionenladungen (Ladungszahlen) links $-1 + 8 = +7$, rechts +2.

Ausgleich durch 5 e^- , die auf der linken Gleichungshälfte hinzukommen ($+7 - 5 = 2$). Die Elektronengleichung lautet:

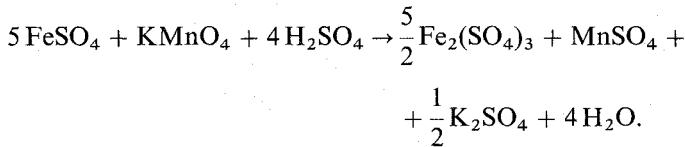


Durch Multiplizieren der Gleichung 1 mit 5 erhält man ebenfalls 5 Elektronen:

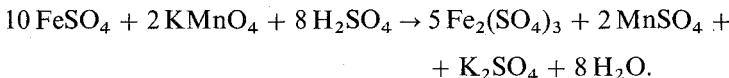


Die Kalium- und Sulfat-Ionen werden außer acht gelassen, da sie bei der Reaktion unverändert bleiben (es entsteht K_2SO_4).

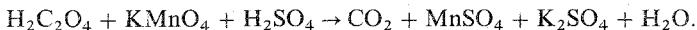
Die stöchiometrische Reaktionsgleichung (die auf beiden Seiten die gleiche Anzahl gleichartiger Atome enthalten muß) würde nun lauten:



Um ganzzahlige stöchiometrische Zahlen zu erhalten, wird mit 2 multipliziert:



Aufgaben: 3/23. Oxalsäure $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ wird durch KMnO_4 in saurer Lösung zu CO_2 oxidiert nach der Gleichung (diese ohne stöchiometrische Zahlen):



Aufzufinden sind die stöchiometrischen Zahlen der Reaktionsgleichung über die Elektronenbilanz.

3/24. Chlor wird durch Umsetzung von KMnO_4 mit konz. Salzsäure hergestellt. Die Cl -Ionen der Salzsäure werden zu Cl_2 oxidiert, das Mn im KMnO_4 wird zu Mn(II)-salz reduziert.

Aufzustellen ist die Reaktionsgleichung über die Elektronenbilanz.

3.5.5 Aufstellen von Reaktionsgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen

a) Die Oxidationszahl

Unter der Oxidationszahl z versteht man eine formale Ladung, die ein Atom in einer chemischen Einheit (z. B. einem Molekül) besäße, wenn letztere aus lauter Ionen aufgebaut wäre.

Man macht die Annahme, daß sich die bindenden Elektronen zu dem elektronegativen Partner in der Verbindung verschieben, so daß dieser negativ geladen ist. Es ändert sich also die Elektronenverteilung zwischen den Atomen in der Verbindung.

So ist z. B. der Sauerstoff im Wassermolekül das elektronegative Element. Die 2 H-Atome müssen formal 2 Elektronen abgeben, das H-Atom hat daher die Oxidationszahl + I, und der Sauerstoff, dem die Elektronen der beiden H-Atome zugerechnet werden, hat die Oxidationszahl – II.

Aus diesen Betrachtungen resultiert folgende Definition der Oxidationszahl:

Die Oxidationszahl eines Atoms in einer chemischen Einheit (Molekül, Atomgruppe, Ion) gibt die Ladung an, die dieses Atom haben würde, wenn die Elektronen jeder Bindung dieses Atoms dem elektronegativeren Element zugeordnet würden.

Die Oxidationszahl ist eine reine Rechengröße. Sie wird als Index rechts oben an das Atomsymbol in römischen Zahlen geschrieben, das Vorzeichen (+ bzw. –) wird vor die Zahl gesetzt, das Pluszeichen kann jedoch weggelassen werden.



Bei der Oxidation wird die Oxidationszahl des oxidierten Elementes erhöht, bei der Reduktion wird die Oxidationszahl des reduzierten Elementes erniedrigt.

Die Oxidationszahl kann nach folgenden Regeln ermittelt werden:

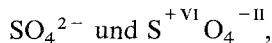
Atome der freien Elemente haben die Oxidationszahl Null, z. B. Mg^0 ; dies gilt auch, wenn Moleküle der Elemente vorliegen, z. B. H_2^0 und H_2^0 .

In Verbindungen hat H die Oxidationszahl + I, Sauerstoff – II.

Die algebraische Summe der Oxidationszahlen der in einem Molekül oder in einer ungeladenen Formeleinheit (Atomgruppe) enthaltenen Atome ist Null.

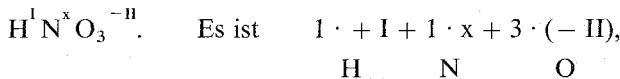
Oxidationszahl und Ladungszahl stimmen bei einatomigen Ionen überein.

Mehratomige Ionen haben eine Ladungszahl, die enthaltenen Elemente eine Oxidationszahl. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome des mehratomigen Ions ist gleich der Ladungszahl des Ions, z. B.



denn die Oxidationszahl von S in SO_4 ist + VI, die von O gleich – II, die algebraische Summe daher $+ VI + 4 \cdot (- II) = 6 - 8 = - 2$, das ist die Ladungszahl des SO_4 -Ions.

Beispiel 3-26. Zu berechnen ist die Oxidationszahl von N in HNO_3 mit Hilfe der bekannten Oxidationszahlen der Elemente H und O.



die algebraische Summe muß Null sein, also $1 + x - 6 = 0$, daraus $x = + 5$. Die Oxidationszahl von N in HNO_3 ist + V.

Beispiel 3-27. Zu berechnen ist die Oxidationszahl von Fe in $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Die Ladungszahl von SO_4^{2-} ist – 2. Nachdem die Summe der Oxidationszahlen aller Elemente des mehratomigen Ions gleich ist der Ladungszahl des Ions, ist für SO_4^{2-} die Summe der Oxidationszahlen der enthaltenen Elemente gleich – 2.

Es ist $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3^{-\text{II}}$, daraus $2 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0$ und $x = +3$. Die Oxidationszahl von Fe in $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ist + III.

Aufgaben: 3/25. Berechne die Oxidationszahl z von

- a) Cl in HCl (z von H in Verbindungen ist + I);
- b) S in H_2SO_4 (z von O in Verbindungen ist - II);
- c) Mn in KMnO_4 ; d) Cr in $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- e) N im NO_3^- -Ion und anschließend von Cu in $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

3/26. Berechne die Oxidationszahl von

- a) S in Na_2SO_3 ; b) S in Na_2SO_4 ; c) Cu in CuCNS ;
- d) Cu in Cu_2O ; e) Sn in SnCl_2 ; f) Al in Al_2O_3 ;
- g) Si in SiO_3^{2-} ; h) Cl in ClO_3^- .

b) Benennung anorganischer Verbindungen

Mehrere Elemente haben in ihren verschiedenen Verbindungen eine unterschiedliche Oxidationszahl (früher als unterschiedliche „Wertigkeit“ bezeichnet).

In der Benennung anorganischer Verbindungen wird die Oxidationszahl z des Elementes ohne Vorzeichen, in Klammer gesetzt, hinzugefügt. Beispiele:

Formel	Benennung	z von	Frühere Bezeichnung
FeCl_2	Eisen(II)-chlorid	Fe + II	Eisenchlorür
FeCl_3	Eisen(III)-chlorid	Fe + III	Eisenchlorid
P_2O_5	Phosphor(V)-oxid	P + V	Phosphorpentoxid
KClO_4	Kaliumchlorat(VII)	Cl - VII	Kaliumperchlorat
KClO_3	Kaliumchlorat(V)	Cl - V	Kaliumchlorat
Na_2SO_4	Natriumsulfat(VI)	S + VI	Natriumsulfat
Na_2SO_3	Natriumsulfat(IV)	S + IV	Natriumsulfit
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Kaliumdichromat(VI)	Cr + VI	Kaliumdichromat
K_2CrO_4	Kaliumchromat(VI)	Cr + VI	Kaliumchromat
Fe_3O_4 = $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.	Eisen(II, III)-oxid	Fe + II, + III	Ferro-ferri-Oxid

c) Aufstellen von Reaktionsgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen

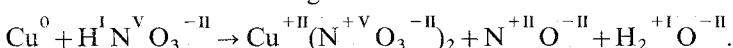
Bei einer Reaktion können freie Ladungen nicht entstehen, die Oxidationszahlen müssen ausgeglichen sein, d. h., die Gesamtzunahme der Oxidationszahlen bei den oxidierten Elementen ist

gleich der Gesamtabnahme der Oxidationszahlen bei den reduzierten Elementen.

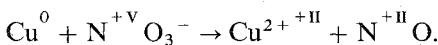
Darauf beruht die Ermittlung der stöchiometrischen Zahlen einer Reaktionsgleichung. Die stöchiometrische Zahl des Oxidationsmittels ist gleich der Erhöhung der Oxidationszahl des Reduktionsmittels, die stöchiometrische Zahl des Reduktionsmittels ist gleich der Verminderung der Oxidationszahl des Oxidationsmittels.

Beispiel 3-28. Cu wird durch verdünnte HNO_3 oxidiert, es entstehen $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NO und H_2O .

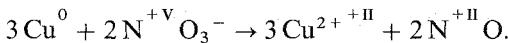
Aufstellen der Gleichung mit Hilfe der Oxidationszahlen:



Es ist ersichtlich, daß die Oxidationszahlen für Cu sowie bei N der Anteil, der zu NO reduziert wird, verändert werden. Die Oxidationszahlen für O und H bleiben unverändert.



Die Oxidationszahl wird bei Cu um 2 erhöht, die des N um 3 vermindert. Es müssen daher 3 Cu mit 2 NO_3^- reagieren.

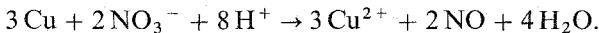


Die Gesamtbilanz der Oxidationszahlen ist ausgeglichen, denn

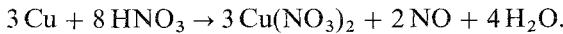
$$3 \cdot 0 + 2 \cdot (+5) \rightarrow 3 \cdot (+2) + 2 \cdot (+2) \quad (\text{beiderseits } 10).$$

Die Gleichung enthält links vom Reaktionspfeil 6 O-Atome, daher müssen auch rechts 6 O-Atome auftreten. Es müssen rechts 4 O-Atome hinzukommen, die im entstandenen H_2O enthalten sind ($= 4 \text{H}_2\text{O}$).

Der H des Wassers ($= 8$) muß nunmehr auf der linken Seite ergänzt werden ($= 8 \text{H}$), und die Ionengleichung lautet:



Der erforderliche H stammt aus der HNO_3 , d. h., es müssen 6 NO_3^- auf beiden Seiten addiert werden, und die stöchiometrische Reaktionsgleichung lautet:

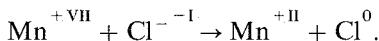


Beispiel 3-29. Die stöchiometrischen Zahlen der Reaktionsgleichung

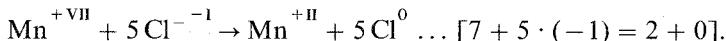


sind mit Hilfe der Oxidationszahlen z zu ermitteln.

Das Mn im KMnO_4 ($z = +\text{VII}$) wird zu Mn(II)-salz ($z = +\text{II}$) reduziert und gleichzeitig das Cl-Ion ($z = -\text{I}$) zu elementarem Chlor ($z = 0$) oxidiert.



Die Bilanz der Oxidationszahlen muß ausgeglichen sein, daher



Die Reaktion verläuft im sauren Medium, es sind H-Ionen vorhanden, die mit den 4 O-Atomen aus dem $\text{KMnO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ bilden ($= 8\text{H}^+$). Zusätzlich sind Cl-Ionen erforderlich, und zwar für die Bildung von MnCl_2 ($= 2\text{Cl}^-$) und KCl ($= 1\text{Cl}^-$), die aber nicht am Redox-Prozeß beteiligt sind.

Die Gleichung lautet:

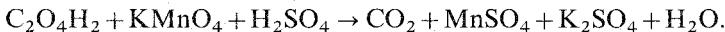


Da Chloratome (Cl_2) entstehen, sind die stöchiometrischen Zahlen der Gleichung mit 2 zu multiplizieren,

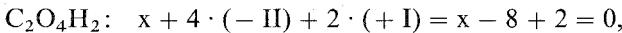


Organische Verbindungen, in denen C-Atome direkt aneinander gebunden sind, werden als ungeladenes Molekül aufgefaßt. Die algebraische Summe der Oxidationszahlen der in einem Molekül enthaltenen Atome ist Null.

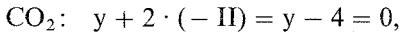
Beispiel 3-30. Oxalsäure $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$ wird durch KMnO_4 oxidiert:



Die Oxidationszahl des C in $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$ sei x , in CO_2 y .



daraus $x = 6$;



daraus $y = 4$.

Da aus $1 \text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$ (mit 2 C) 2CO_2 erhalten werden, muß y verdoppelt werden.

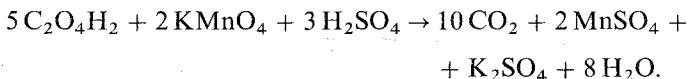
Zunahme der Oxidationszahl für 2 C-Atome ($x \rightarrow 2y$):

$$6 \rightarrow 8 = 2.$$

Abnahme der Oxidationszahl für Mn ($\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$):
 $7 \rightarrow 2 = 5.$

Es sind somit 2 KMnO_4 erforderlich, um $5 \text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$ zu oxidieren. Die übrigen stöchiometrischen Zahlen werden durch Überlegung ermittelt.

Die Reaktionsgleichung lautet:

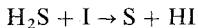


Aufgaben: 3/27. Na_3AsO_3 wird durch KBrO_3 zu Na_3AsO_4 oxidiert und gleichzeitig das KBrO_3 zu KBr reduziert.

a) Berechne die Oxidationszahl von As im Na_3AsO_3 und Na_3AsO_4 und von Br in KBrO_3 und KBr.

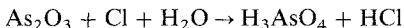
b) Stelle mit Hilfe der errechneten Oxidationszahlen die Reaktionsgleichung auf.

3/28. Bestimme die stöchiometrischen Zahlen der Reaktionsgleichung



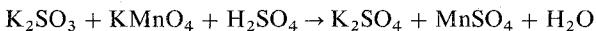
mit Hilfe der Oxidationszahlen.

3/29. Bestimme die stöchiometrischen Zahlen der Reaktionsgleichung



mit Hilfe der Oxidationszahlen.

3/30. Bestimme die stöchiometrischen Zahlen der Reaktionsgleichung

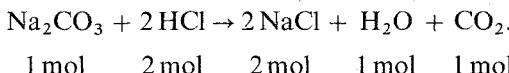


mit Hilfe der Oxidationszahlen.

3.6 Berechnen des Umsatzes bei chemischen Reaktionen

Ebenso wie die chemische Formel hat auch die Reaktionsgleichung eine doppelte Bedeutung. Sie gibt nicht nur Aufschluß über den Reaktionsvorgang, sondern zugleich über die Massen der an

der Reaktion beteiligten Ausgangs- und Endstoffe (stöchiometrische Gleichung).



Aus diesen Stoffmengen n können die Massen m der miteinander reagierenden Stoffe nach der Formel $m = n \cdot M$ berechnet werden.

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &: 1 \text{ mol} \cdot 105,99 \text{ g/mol} = 105,99 \text{ g}, \\ m(\text{HCl}) &: 2 \text{ mol} \cdot 36,46 \text{ g/mol} = 72,92 \text{ g}, \\ m(\text{NaCl}) &: 2 \text{ mol} \cdot 58,44 \text{ g/mol} = 116,88 \text{ g}, \\ m(\text{H}_2\text{O}) &: 1 \text{ mol} \cdot 18,02 \text{ g/mol} = 18,02 \text{ g}, \\ m(\text{CO}_2) &: 1 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 44,01 \text{ g}. \end{aligned}$$

Masse der Ausgangsstoffe: $105,99 \text{ g} + 72,92 \text{ g} = 178,91 \text{ g}$,

Masse der Endstoffe: $116,88 \text{ g} + 18,02 \text{ g} + 44,01 \text{ g} = 178,91 \text{ g}$.

Die Bedingung der „Erhaltung der Masse“ ist erfüllt, denn die Summe der Massen der Ausgangsstoffe ist gleich der Summe der Massen der Endstoffe. Voraussetzung ist, daß die Stoffe in reiner Form (100%ig) vorliegen und die Reaktion vollständig (quantitativ) verläuft.

Mit Hilfe der stöchiometrischen Gleichung können End- und Ausgangsstoffe durch einfache Schlußrechnung ermittelt werden.

Werden beliebige Stoffportionen von Na_2CO_3 und HCl zur Umsetzung gebracht, bleiben die Stoffmengenverhältnisse und die Massenverhältnisse der Reaktionspartner konstant.

$$\text{Stoffmengenverhältnis } \frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{n(\text{HCl})} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,5$$

$$\text{Massenverhältnis } \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(\text{HCl})} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 105,99 \text{ g/mol}}{2 \text{ mol} \cdot 36,46 \text{ g/mol}} = 1,4535.$$

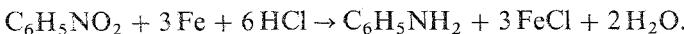
Das Massenverhältnis ist das „stöchiometrische Massenverhältnis“ der Reaktionspartner. Die Massen an Na_2CO_3 und HCl , die miteinander reagieren, sind „äquivalente Massen“.

Beispiel 3-31. Wieviel Gramm Zn sind auf Grund der stöchiometrischen Gleichung $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ erforderlich, um 25 g H_2 zu erhalten?

$$M(\text{Zn}) = 65,39 \text{ g/mol}, \quad M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1,01 = 2,02 \text{ g/mol},$$

$$x = \frac{25 \cdot 65,39}{2,02} = 809,28 \text{ g Zn.}$$

Beispiel 3-32. Anilin $C_6H_5NH_2$ wird durch Reduktion von Nitrobenzol $C_6H_5NO_2$ mit Eisen in verdünnter Salzsäure gewonnen. Die stöchiometrische Gleichung lautet:



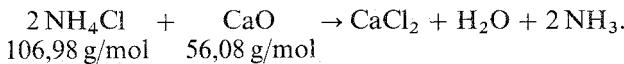
Wie groß ist die tatsächliche Ausbeute an Anilin in % (bezogen auf das angewendete Nitrobenzol), wenn aus 500 g Nitrobenzol 349 g Anilin erhalten werden?

1 mol $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$
 $(= 123,12 \text{ g})$ liefert theoretisch 1 mol $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ($= 93,14 \text{ g}$),
 500 g daher 378,24 g.

378,25 g Anilin entsprächen einer Ausbeute von 100%. Tatsächlich wurden nur 349 g Anilin erhalten, das sind

$$\frac{349 \cdot 100}{378,25} = 92,27\% \text{ Ausbeute.}$$

Beispiel 3-33. Wieviel Gramm eines 95%igen CaO sind erforderlich, um aus 50 g reinem NH_4Cl alles NH_3 auszutreiben? Um vollständigen Umsatz zu gewährleisten, soll das CaO in 10%igem Überschuß angewendet werden.



Für 106,98 g NH_4Cl sind 56,08 g CaO (100%ig) erforderlich,

$$\text{für } 50 \text{ g} \dots \frac{50 \cdot 56,08}{106,98} = 26,2 \text{ g CaO (100%ig).}$$

Das verwendete CaO ist aber nur 95%ig, es wird entsprechend mehr gebraucht (umgekehrt proportional), und zwar

$$\frac{100 \cdot 26,2}{95} = 27,6 \text{ g CaO (95%ig).}$$

Zusätzlich ist ein Überschuß von 10% gefordert; 10% von 27,6 sind 2,76 g, das sind aufgerundet 2,8 g.

Gesamtverbrauch an 95%igem CaO: $27,6 + 2,8 = 30,4$ g.

Aufgaben: 3/31. Wieviel Gramm Sauerstoff werden beim Erhitzen von 25 g Kaliumchlorat erhalten? $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{O}_2$.

3/32. Wieviel Gramm Chlor sind theoretisch zur Überführung von 15 g Phosphor(III)-chlorid in Phosphor(V)-chlorid erforderlich?



3/33. Wieviel Gramm Silbernitrat und Kaliumchromat sind zur Herstellung von 100 g Silberchromat erforderlich?



3/34. Wieviel Milligramm Eisen sind in 1,0000 g Ammoniumeisen(II)-sulfat-Hexahydrat (Mohrsches Salz) $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ enthalten?

3/35. Wieviel Gramm BaSO_4 entstehen beim Fällen von 1,0000 g $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ mit verdünnter Schwefelsäure?

3/36. Wie groß ist die Zunahme der Masse bei der Umwandlung von 10 g Eisenpulver in Fe_2O_3 ?

3/37. Wie groß ist der Massenverlust beim Glühen von 0,3475 g Calciumcarbonat? $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ (CO_2 entweicht).

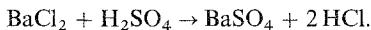
3/38. Wieviel Gramm Chlor werden durch Behandeln von 75 g Braunstein, der 92,4% MnO_2 enthält, mit Salzsäure erhalten?



3/39. Wieviel Gramm Kalium können aus 50 g KCl gewonnen werden, wenn der Verlust 12% beträgt?

3/40. Wieviel Gramm Nitrobenzol werden theoretisch zur Herstellung von 250 g Phenylhydroxilamin gebraucht, wenn die Reaktion nach der Gleichung $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NHOH} + \text{H}_2\text{O}$ verläuft?

3/41. Wieviel prozentig ist eine Schwefelsäure, von der 5,0000 g aus einer Bariumchloridlösung 1,1650 g BaSO_4 ausfällen?



3/42. Wieviel Tonnen Benzoësäure werden aus 8,2 t Toluol erhalten, wenn die Ausbeute 91% der Theorie, bezogen auf das angewendete Toluol, beträgt? $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.

3/43. Wieviel Gramm Soda, die 97,2% Na_2CO_3 enthält, werden zum Neutralisieren von 25 g einer 13,4%igen Salzsäure benötigt?

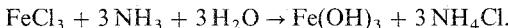
3/44. Wieviel Gramm Ammoniak werden bei der Einwirkung von Natronlauge auf 350 g 99,2%iges Ammoniumsulfat erhalten, wenn der NH_3 -Verlust 2,4% beträgt?



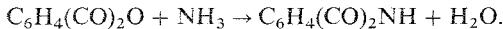
3/45. Wieviel Tonnen 97%iges Natriumchlorid und 98,2%ige Schwefelsäure sind theoretisch zur Herstellung von 20 t 30%iger Salzsäure erforderlich?



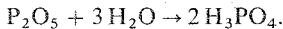
3/46. Wieviel Gramm wäßrige Ammoniaklösung mit einem Massenanteil $w(\text{NH}_3) = 3\%$ sind notwendig, um aus einer Eisen(III)-chlorid-Lösung, die 2,4780 g FeCl_3 enthält, das Eisen quantitativ als Fe(OH)_3 auszufällen, wenn ein Überschuß an Ammoniak von 5% verwendet wird?



3/47. Wie groß ist die tatsächliche Ausbeute an Phthalimid, wenn 45,4 g desselben aus 46,0 g Phthalsäureanhydrid erhalten wurden?



3/48. Wieviel prozentig ist eine Phosphorsäure, die durch Auflösen von 50 g reinem P_2O_5 in 50 g Wasser erhalten wird?



3/49. Wieviel prozentig ist eine Natronlauge, die durch Auflösen von 11,5 g Natrium in 500 g Wasser entsteht? $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}$.

3.7 Das Äquivalent

Äquivalent (mathematisches Zeichen \triangleq) bedeutet „gleichwertig“. Äquivalente Massen eines Stoffes binden oder ersetzen äquivalente Massen eines zweiten Stoffes.

Das Äquivalentteilchen (Kurzbezeichnung Äquivalent) ist gemäß Definition nach DIN 32625 der gedachte Bruchteil $\frac{1}{z^*}$ eines

Teilchens X. Das Teilchen X kann ein Atom, Molekül, Ion oder eine Atomgruppe sein.

Die Äquivalenzzahl z^* ist die Anzahl der Äquivalente je Teilchen X; z^* ist eine ganze Zahl.

Durch das Äquivalentteilchen $\frac{1}{z^*} X$, das nur formale Bedeutung hat, kann eine stöchiometrische Beziehung zum Ausdruck gebracht werden.

Man unterscheidet folgende Arten von Äquivalenten:

Neutralisations-Äquivalent. Die Äquivalentzahl z^* des Teilchens ist bei einer gegebenen Neutralisationsreaktion gleich der Anzahl der H^+ - oder OH^- -Ionen, die es bindet oder abgibt.

Redox-Äquivalent. Die Äquivalentzahl z^* ist der Betrag der Differenz der Oxidationszahlen des Teilchens X (oder des enthaltenen Atoms, das seine Oxidationszahl ändert) vor und nach der Reaktion.

Ionen-Äquivalent. Die Äquivalentzahl z^* ist gleich dem Betrag der Ladungszahl des Ions.

Früher wurde als Einheit der *Stoffmenge eines Äquivalentes* das Val (oder Gramm-Äquivalent) verwendet.

$$1 \text{ Val} = \frac{1 \text{ mol}}{\text{Wertigkeit}},$$

wobei die „Wertigkeit“ durch die betreffende chemische Reaktion bestimmt ist; sie kann daher verschiedene Werte haben.

Mit der Festlegung der SI-Einheit für die Stoffmenge werden auch die Stoffmengen von Äquivalenten $n(\text{eq})$ durch den Molbegriff ausgedrückt, so daß die Bezeichnung Val nicht mehr verwendet wird. Die in der Einheit Mol angegebene Stoffmenge von Äquivalenten hat den gleichen Zahlenwert wie das Val.

Die Stoffmengen werden, wie in den nachstehenden Beispielen angeführt, angegeben.

$$n\left(\frac{1}{2} H_2SO_4\right) = 2 \text{ mol an Stelle von } 2 \text{ Val } H_2SO_4,$$

$$n\left(\frac{1}{1} HCl\right) = 0,5 \text{ mol an Stelle von } 0,5 \text{ Val } HCl,$$

$$n\left(\frac{1}{5} KMnO_4\right) = 10 \text{ mol an Stelle von } 10 \text{ Val } KMnO_4.$$

Ist $n(X)$ die Stoffmenge der Teilchen X in einer Stoffportion und $n\left(\frac{1}{z^*} X\right)$ die Stoffmenge ihrer Äquivalentteilchen $\frac{1}{z^*} X$, dann besteht folgende Beziehung:

Die Stoffmenge der Äquivalentteilchen $n\left(\frac{1}{z^*} X\right)$ ist gleich dem Produkt aus der Äquivalentzahl z^* und der Stoffmenge $n(X)$.

$$n\left(\frac{1}{z^*} X\right) = z^* \cdot n(X).$$

Statt $\frac{1}{z^*} X$ kann abgekürzt eq geschrieben werden.

Beispiele:

$$n\left(\frac{1}{2} H_2SO_4\right) = 2 \cdot n(H_2SO_4) = 0,4 \text{ mol} \quad (\text{früher } 0,4 \text{ Val}),$$

daraus

$$n(H_2SO_4) = \frac{0,4 \text{ mol}}{2} = 0,2 \text{ mol}.$$

$$n\left(\frac{1}{5} KMnO_4\right) = 5 \cdot n(KMnO_4) = 2 \text{ mol},$$

dann ist

$$n(KMnO_4) = \frac{2 \text{ mol}}{5} = 0,4 \text{ mol}.$$

Molare Masse von Äquivalenten

$$M(eq) = M\left(\frac{1}{z^*} X\right) = \frac{1}{z^*} \cdot M(X).$$

Dazu einige Beispiele:

$$M(Ba^{2+}) = 137,33 \text{ g/mol},$$

$$M\left(\frac{1}{2} Ba^{2+}\right) = \frac{1}{2} \cdot M(Ba^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot 137,33 \text{ g/mol} = 68,665 \text{ g/mol},$$

$$M(NaOH) = 1 \cdot 39,997 \text{ g/mol} = 39,997 \text{ g/mol},$$

$$M\left(\frac{1}{2} H_2SO_4\right) = \frac{1}{2} \cdot 98,08 \text{ g/mol} = 49,04 \text{ g/mol}.$$

Frühere Bezeichnung: Die Äquivalentmasse von H_2SO_4 beträgt 49,04 g (pro Val).

$$M\left(\frac{1}{5} KMnO_4\right) = \frac{1}{5} \cdot 158,034 \text{ g/mol} = 31,607 \text{ g/mol}.$$

Frühere Bezeichnung: Die Äquivalentmasse von $KMnO_4$ beträgt 31,607 g (pro Val).

Beispiel 3-34. Die molare Masse des Sn-Äquivalentes ist

a) in Sn(II)-Verbindungen

$$M\left(\frac{1}{2} \text{Sn}\right) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{Sn}) = \frac{1}{2} \cdot 118,71 \text{ g/mol} = 59,355 \text{ g/mol};$$

b) in Sn(IV)-Verbindungen

$$M\left(\frac{1}{4} \text{Sn}\right) = \frac{1}{4} \cdot M(\text{Sn}) = \frac{1}{4} \cdot 118,71 \text{ g/mol} = 29,678 \text{ g/mol}.$$

Beispiel 3-35. Zu berechnen ist die Stoffmenge n des Sauerstoff-Äquivalentes in $m = 24 \text{ g}$ Sauerstoff.

Die Äquivalenzzahl z^* von Sauerstoff ist 2 (die Oxidationszahl des Sauerstoffes ist $-\text{II}$), daher ist die molare Masse des Sauerstoff-Äquivalentes

$$M\left(\frac{1}{2} \text{O}\right) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{O}) = \frac{1}{2} \cdot 16,00 \text{ g/mol} = 8,00 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{24 \text{ g}}{8,00 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol.}$$

Beispiel 3-36. Aus $2,5430 \text{ g}$ Zn wurden $3,1652 \text{ g}$ ZnO erhalten. Die molare Masse des Sauerstoff-Äquivalentes ist $8,00 \text{ g/mol}$ (siehe vorherstehendes Beispiel).

Zu berechnen ist die molare Masse des Zn-Äquivalentes.

$2,5430 \text{ g}$ Zn haben sich mit $3,1652 \text{ g}$ ZnO – $2,5430 \text{ g}$ Zn = $0,6222 \text{ g}$ O verbunden, das sind $\frac{0,6222 \text{ g}}{8,00 \text{ g/mol}} = 0,0778 \text{ mol}$ Sauerstoff-Äquivalente. Folglich müssen auch $0,0778 \text{ mol}$ Zn-Äquivalente gebunden worden sein.

Die molare Masse des Zn-Äquivalentes sei x , dann ist

$$0,0778 \text{ mol} = \frac{2,5430 \text{ g}}{x}, \quad \text{daraus} \quad x = 32,69 \text{ g/mol}.$$

Beispiel 3-37. AgCl besteht aus $75,26\%$ Ag und $24,74\%$ Cl. Zu berechnen ist die molare Masse des Ag-Äquivalentes, wenn die molare Masse des Cl-Äquivalentes $35,45 \text{ g/mol}$ beträgt.

Annahme: Es liegen 100 g AgCl vor, die $75,26 \text{ g}$ Ag enthalten.

Die molare Masse des Ag-Äquivalentes sei x .

$$n(\text{Cl}) = \frac{m(\text{Cl})}{M(\text{Cl})} = \frac{24,74 \text{ g}}{35,45 \text{ g/mol}} = 0,698 \text{ mol};$$

$n(\text{Ag})$ muß daher ebenfalls 0,698 mol betragen.

$$\frac{75,26 \text{ g}}{\text{x}} = 0,698 \text{ mol}, \quad \text{daraus} \quad \text{x} = 107,82 \text{ g/mol},$$

die molare Masse des Ag-Äquivalentes.

Über die Angabe der Stoffmengenkonzentration c von Äquivalenten, Molarität und „Normalität“ von Lösungen siehe S. 171.

Aufgaben: 3/50. Berechne die molare Masse des Pb-Äquivalentes, wenn 1 g Pb bei der Oxidation 1,077 g PbO gibt. Die molare Masse des Sauerstoff-Äquivalentes ist 8,00 g/mol.

3/51. Berechne die Äquivalentzahl z^* von Hg, wenn aus einer HgCl_2 -Lösung durch 6 g Zn ($z^* = 2$) 18,4 g Hg abgeschieden werden.

3/52. SnCl_4 besteht aus 45,56% Sn und 54,44% Cl. Berechne die molare Masse des Sn-Äquivalentes in SnCl_4 ; die molare Masse des Cl-Äquivalentes beträgt 35,45 g/mol.

3/53. AgBr besteht aus 57,45% Ag und 42,55% Br. Berechne die molare Masse des Br-Äquivalentes. Die molare Masse des Ag-Äquivalentes beträgt 107,87 g/mol.

4 Mischphasen

Mischphasen sind homogene Materiebereiche aus zwei oder mehr flüssigen, gasförmigen oder festen Stoffen (z. B. Lösungen, Gasgemische, Legierungen).

Gehaltsgrößen. Die Bezeichnung Gehalt ist ein Oberbegriff für die Gehaltsgrößen Anteil, Konzentration und Verhältnis. Bei den Gehaltsgrößen werden die Größen Masse m , Stoffmenge n und Volumen V einer in der Mischphase enthaltenen Komponente zu diesen Größen in der Mischphase oder einer anderen, darin enthaltenen Komponente in Beziehung gesetzt.

Außer den Formelzeichen m , n und V werden folgende Abkürzungen verwendet:

Ko Komponente (Ko_1 = Komponente 1, Ko_2 = Komponente 2)

Gem Gemisch

Lm Lösungsmittel

Ls Lösung

X Teilchen der Komponente Ko_1 (z. B. der gelösten Komponente)

Y Teilchen der Komponente Ko_2 (z. B. des Lösungsmittels).

4.1 Angabe des Anteils einer Komponente

Massenanteil Stoffmengenanteil

$$w(Ko_1) = \frac{m(Ko_1)}{m(\text{Gem})}, \quad x(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)},$$

Volumenanteil

$$\varphi(Ko_1) = \frac{V(Ko_1)}{V(Ko_1) + V(Ko_2)}.$$

4.1.1 Massenanteil

Der Massenanteil w einer Komponente Ko_1 in dem Gemisch Gem ist

$$w(Ko_1) = \frac{m(Ko_1)}{m(\text{Gem})} = \frac{m(Ko_1)}{m(Ko_1) + m(Ko_2)}.$$

Bei einer beliebigen Anzahl von Komponenten wird die Gleichung erweitert:

$$w(Ko_1) = \frac{m(Ko_1)}{m(Ko_1) + m(Ko_2) + \dots + m(Ko_n)}.$$

Der Massenanteil einer Komponente wird ausgedrückt durch den Quotienten aus der Masse m dieser Komponente in der Mischphase und der Masse m der Mischphase.

Handelt es sich um eine Lösung der Komponente Ko , wird als Masse des Gemisches die Masse der Lösung $m(Ls)$ in die Gleichung eingesetzt.

$$w(Ko) = \frac{m(Ko)}{m(Ls)}.$$

Einheiten des Massenanteils: g/g, g/100g ($= 10^{-2}$) = %, g/kg ($= 10^{-3}$) = ‰, mg/g ($= 10^{-3}$) = ‰, g/t ($= 10^{-6}$) = ppm.

Die früher gebräuchlichen Bezeichnungen „Prozentgehalt“, „Gewichtsprozent“, „Massenprozent“ sollen nicht mehr verwendet werden.

Beispiel: 0,20 g/1 g (das heißt 0,20 g Komponente in 1 g Mischphase) = 20 g/100 g = 20%.

4.1.2 Stoffmengenanteil

Der Stoffmengenanteil x wird berechnet nach der Gleichung

$$x(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)}.$$

Darin bedeuten: X Teilchen der Komponente Ko_1 und Y Teilchen der Komponente Ko_2 . Die Gleichung kann ebenfalls erweitert werden, wenn mehr als 2 Komponenten vorhanden sind. In diesem Fall wird im Nenner des Bruches die Summe der Stoffmengen aller Komponenten eingesetzt.

Einheiten des Stoffmengenanteils: mol/mol, mol/100 mol ($= 10^{-2}$) = %, mmol/mol ($= 10^{-3}$) = %.

Die früheren Bezeichnungen „Molprozent“ und „Molenbruch“ sollen nicht mehr verwendet werden.

4.1.3 Volumenanteil

Der Volumenanteil einer Komponente Ko_1 in einer Mischphase ist

$$\varphi(Ko_1) = \frac{V(Ko_1)}{V(Ko_1) + V(Ko_2)}.$$

Die Gleichung kann auf mehrere Komponenten erweitert werden:

$$\varphi(Ko_1) = \frac{V(Ko_1)}{V(Ko_1) + V(Ko_2) + \dots + V(Ko_n)}.$$

Handelt es sich um die Lösung der Komponente Ko_1 in einem Lösungsmittel Lm ($= Ko_2$), dann ist

$$\varphi(Ko_1) = \frac{V(Ko_1)}{V(Ko_1) + V(Lm)}.$$

$V(Ko_1)$ und $V(Lm)$ sind die Volumina vor dem Lösevorgang.
Einheiten: l/l, l/100 l ($= 10^{-2}$) = %, ml/100 ml = %, l/m³ ($= 10^{-3}$) = %, ml/l = %, ml/m³ ($= 10^{-6}$) = ppm.

Die frühere Bezeichnung „Volumenprozent“ sollte nicht mehr verwendet werden.

4.1.4 Vergleich mit den früher üblichen Angaben

Beispiele	Angabe als Anteil	Früher übliche Angabe
Massenanteil	$w(X) = 0,0512 = 5,12\%$	5,12 Gewichts-% oder 5,12 Massen-%.
Stoffmengenanteil	$x(X) = 0,0732 = 7,32\%$	Molenbruch 0,0732, 7,32 Mol-%.
Volumenanteil	$\varphi(X) = 0,0485 = 4,85\%$	4,85 Vol.-%.

4.2 Angabe der Konzentration einer Komponente

Massen-	Stoffmengen-	Volumen-
konzentration	konzentration	konzentration
$\beta(Ko)$	$c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)}$	$\sigma(Ko) = \frac{V(Ko)}{V(Ls)}$

Konzentrationsangaben beziehen sich stets auf das Volumen der Mischphase.

4.2.1 Massenkonzentration

Die Massenkonzentration β der Komponente Ko in einer Lösung ist

$$\beta(Ko) = \frac{m(Ko)}{V(Ls)}.$$

Die Massenkonzentration β der in einem Lösungsmittel gelösten Komponente Ko ist der Quotient aus der Masse dieser Komponente $m(Ko)$ und dem Volumen der Lösungsportion $V(Ls)$, in der die Masse $m(Ko)$ gelöst ist.

Einheiten der Massenkonzentration: kg/m³, g/l, g/m³, mg/l.

Die Einheit g/100 ml ist veraltet.

Das früher verwendete Formelzeichen ρ^* für die Massenkonzentration konnte zu Verwechslungen mit der Dichte ρ führen. Daher wird nach DIN 1310 nunmehr das Formelzeichen β verwendet. Unterschied: die Dichte $\rho = \frac{m(Ko)}{V(Ko)}$ ist auf das Volumen der

reinen Komponente bezogen, die Massenkonzentration $\beta = \frac{m(Ko)}{V(Ls)}$ auf das Volumen der Mischphase, in der Ko enthalten ist.

Die Massenkonzentration wird auch als „Partialdichte“ bezeichnet.

4.2.2 Stoffmengenkonzentration

Die Stoffmengenkonzentration c (oder „Molarität“) errechnet sich nach der Formel

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)}.$$

X sind die Teilchen der gelösten Komponente, $n(X)$ die Stoffmenge der gelösten Komponente; $V(Ls)$ ist das Volumen der Lösung.

Die Stoffmengenkonzentration c einer gelösten Komponente in bezug auf ihre Teilchen X , Formelzeichen $c(X)$, ist der Quotient aus der Stoffmenge $n(X)$ der gelösten Komponente und dem Volumen $V(Ls)$ der Lösung.

Einheiten: mol/m³, mol/l, mmol/l.

Bei der Angabe als Molarität ist die Einheit mol/l, z. B. $c(HCl) = 2$ mol/l heißt, die Salzsäure ist 2molar (Schreibweise 2 M HCl).

International wird die Stoffmengenkonzentration c vereinfacht auch kurz „Konzentration“ genannt. Dies wird nach der DIN-Norm 1310 nicht empfohlen. Dadurch werden Verwechslungen mit anderen Konzentrationsangaben vermieden.

4.2.3 Volumenkonzentration

Die Volumenkonzentration σ einer gelösten Komponente Ko ist

$$\sigma(Ko) = \frac{V(Ko)}{V(Ls)}.$$

Die Volumenkonzentration σ der in einem Lösungsmittel gelösten Komponente Ko ist der Quotient aus dem Volumen des gelösten Stoffes $V(Ko)$ vor dem Lösevorgang und dem Volumen der Lösungsportion $V(Ls)$.

Einheiten: 1/l, 1/100 l ($= 10^{-2}$) = %, ml/100 ml ($= 10^{-2}$) = %, ml/l ($= 10^{-3}$) = %, ml/m³ ($= 10^{-6}$) = ppm.

Bemerkung: Der Volumenanteil φ bezieht sich auf die Summe der Volumina der Komponenten im Gemisch vor der Vermischung, die Volumenkonzentration σ bezieht sich auf das Volumen des entstandenen Gemisches. Falls beim Mischen keine Volumenänderung eintritt, ist $\varphi = \sigma$. Dies ist z. B. bei idealen Gasen der Fall. Findet eine Volumenkontraktion oder eine Volumendilatation statt, dann sollte die Volumenkonzentration σ als Gehaltsgröße verwendet werden.

4.3 Angabe des Verhältnisses zweier Komponenten

Massen- verhältnis	Stoffmengen- verhältnis	Volumen- verhältnis
$\xi = \frac{m(Ko_1)}{m(Ko_2)}$,	$r = \frac{n(X)}{n(Y)}$,	$\psi = \frac{V(Ko_1)}{V(Ko_2)}$.

Bei der Angabe als Verhältnis handelt es sich um einen Quotienten, bei dem die Größe eines Stoffes 1 zu der gleichartigen Größe eines Stoffes 2 in Beziehung gesetzt wird.

Im praktischen Rechnen werden die Formelzeichen ζ , r und ψ in der Regel nicht verwendet, sondern als Größenzeichen der Bruch gesetzt, der das Verhältnis sofort erkennen lässt.

4.3.1 Massenverhältnis

Das Massenverhältnis ζ einer Komponente Ko_1 zu der Komponente Ko_2 ist gegeben durch die Formel

$$\zeta = \frac{m(Ko_1)}{m(Ko_2)} = \frac{m_1}{m_2}.$$

Handelt es sich um eine Lösung der Komponente Ko in dem Lösungsmittel Lm , dann ist

$$\frac{m(Ko_1)}{m(Ko_2)} = \frac{m(Ko)}{m(Lm)}.$$

Durch diese Formel wird die *Löslichkeit* eines Stoffes, die sich auf 100 g Lösungsmittel bezieht, ausgedrückt.

$$\text{Löslichkeit } L^*(Ko) = \frac{m(Ko)}{100 \text{ g } Lm} \quad (\text{siehe S. 149}).$$

Nach S. 96 ist die Masse m gleich dem Produkt aus der Stoffmenge n und der molaren Masse M .

$$m = n \cdot M.$$

Das Verhältnis der Massen der Stoffe 1 und 2 in einer Stoffportion ist dann

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{n_1 \cdot M_1}{n_2 \cdot M_2},$$

das *stöchiometrische Massenverhältnis*.

4.3.2 Stoffmengenverhältnis

Das Stoffmengenverhältnis

$$r = \frac{n(X)}{n(Y)} = \frac{n_1}{n_2}.$$

Über Stoffmenge und Stoffportion s. S. 95.

Das Stoffmengenverhältnis $\frac{n_1}{n_2}$ ist aus der Reaktionsgleichung abzulesen. Es ist gleich dem Verhältnis der stöchiometrischen Zahlen $\frac{v_1}{v_2}$ der beiden Reaktionsteilnehmer. Aus diesem Verhältnis können der stöchiometrische bzw. analytische Faktor ermittelt werden (s. S. 167).

Bei idealen Gasen ist $r = \psi$, also $\frac{n_1}{n_2} = \frac{V_1}{V_2}$.

Molalität

Die Molalität b , die nur auf Lösungen angewendet wird, ist der Quotient aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffes (bezogen auf die Teilchen X) und der Masse m des Lösungsmittels.

$$b(X) = \frac{n(X)}{m(Lm)}.$$

Einheit: mol/kg. Die Molalität ist temperaturunabhängig.

Folgende Gegenüberstellung soll den Unterschied zwischen Molarität und Molalität verdeutlichen:

$$\text{Molarität } c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)}, \quad \text{Molalität } b(X) = \frac{n(X)}{m(Lm)},$$

Einheit: mol/l.

Einheit: mol/kg (daher die frühere Bezeichnung „Kilogramm-Molarität“).

4.3.3 Volumenverhältnis

Das Volumenverhältnis ist bestimmt durch die Formel

$$\psi = \frac{V(Ko_1)}{V(Ko_2)} = \frac{V_1}{V_2}.$$

4.4 Berechnen der Gehaltsgrößen

4.4.1 Massenanteil

Beispiel 4-1. 1500 g einer wäßrigen Natriumnitratlösung enthalten 45 g NaNO₃. Zu berechnen ist der Massenanteil w an NaNO₃.

$$w(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m(\text{Ls})} = \frac{45 \text{ g}}{1500 \text{ g}} = 0,03 = 3 \cdot 10^{-2} = 3\%.$$

Beispiel 4-2. Wieviel Gramm NaCl und wieviel Gramm Wasser sind in 600 g einer 5%igen wäßrigen Natriumchloridlösung enthalten?

$$w(\text{NaCl}) = 0,05, \quad m(\text{Ls}) = 600 \text{ g}.$$

$$m(\text{NaCl}) = w(\text{NaCl}) \cdot m(\text{Ls}) = 0,05 \cdot 600 \text{ g} = 30 \text{ g}.$$

Die Lösung enthält 30 g NaCl und $600 \text{ g} - 30 \text{ g} = 570 \text{ g}$ Wasser.

Beispiel 4-3. Wieviel Gramm reines NaOH und wieviel Gramm Wasser werden zur Herstellung von 3 l einer 16%igen Natronlauge benötigt? Die Dichte der 16%igen Lauge $\rho_{20} = 1,175 \text{ g/ml}$ ($= 1175 \text{ g/l}$).

$$m(\text{Lauge}) = 3 \text{ l} \cdot 1175 \text{ g/l} = 3525 \text{ g}$$

$$w(\text{Lauge}) = 16\% = 0,16.$$

$$m(\text{NaOH}) = w(\text{NaOH}) \cdot m(\text{Ls}) = 0,16 \cdot 3525 \text{ g} = 564 \text{ g}.$$

Es werden 564 g NaOH und $3525 \text{ g} - 564 \text{ g} = 2961 \text{ g}$ Wasser benötigt.

Beispiel 4-4. Herzustellen sind 250 g einer 8%igen NaNO₃-Lösung. Wieviel Gramm NaNO₃ mit einem Reingehalt von 96% NaNO₃ sind erforderlich?

$$\begin{aligned} m(\text{NaNO}_3, 100\%) &= w(\text{NaNO}_3) \cdot m(\text{Ls}) = 0,08 \cdot 250 \text{ g} \\ &= 20 \text{ g NaNO}_3 \text{ (100\%ig).} \end{aligned}$$

Das zur Verwendung kommende Natriumnitrat ist jedoch nur 96%ig, es wird also mehr gebraucht.

$$m(\text{NaNO}_3, 96\%) = \frac{m(\text{NaNO}_3, 100\%)}{96 \cdot 10^{-2}} = \frac{20 \text{ g}}{0,96} = 20,83 \text{ g}.$$

Aus der Differenz ist die Masse an Wasser $m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ g} - 20,83 \text{ g} = 229,17 \text{ g}$.

Beispiel 4-5. Herzustellen sind 5 Liter einer Kupfersulfatlösung, die 10% CuSO₄ enthält. Zur Verwendung kommt kristallisiertes Kupfersulfat CuSO₄ · 5 H₂O. Wieviel Gramm davon müssen gelöst

werden? Eine 10%ige CuSO₄-Lösung hat die Dichte $\rho_{20} = 1,107 \text{ g/ml}$.

$$m(\text{Ls}) = V(\text{Ls}) \cdot \rho(\text{Ls}) = 5000 \text{ ml} \cdot 1,107 \text{ g/ml} = 5535 \text{ g}$$

(enthaltend 10% CuSO₄ = 553,5 g und 4981,5 g Wasser).

Der stöchiometrische Faktor für die Umrechnung von wasserfreiem Salz auf das Hydrat beträgt

$$\frac{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{249,69 \text{ g/mol}}{159,61 \text{ g/mol}} = 1,564$$

$$\begin{aligned} m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) &= w(\text{CuSO}_4) \cdot m(\text{Ls}) \cdot 1,564 \\ &= 10 \cdot 10^{-2} \cdot 5535 \text{ g} \cdot 1,564 = 865,7 \text{ g}, \end{aligned}$$

die eingewogen werden müssen. (Sie enthalten 553,5 g CuSO₄ und 312,2 g Kristallwasser).

Die Masse an Wasser, die zum Lösen verwendet werden muß, ist

$$4981,5 \text{ g} - 312,2 \text{ g} = 4669,3 \text{ g}.$$

Die Masse an Wasser ergibt sich auch aus der Differenz 5535 g Lösung - 865,7 g Einwaage an CuSO₄ · 5 H₂O = 4669,3 g.

Aufgaben: 4/1. Berechne den Massenanteil an KCl in einer Lösung, die erhalten wird durch Lösen von

- a) 40 g KCl in 360 g Wasser;
- b) 25 g KCl in 125 g Wasser;
- c) 2,5 g KCl in 150 g Wasser;
- d) 12 g KCl in 100 g Wasser;
- e) 340 g KCl in 2000 g Wasser;
- f) 64,8 g KCl in 457 g Wasser.

4/2. Berechne den Massenanteil an gelöstem Stoff einer Lösung, die erhalten wird durch Lösen von

- a) 290 mg Naphthalin C₁₀H₈ in 60 g Toluol;
- b) 940 mg Anthracen C₁₄H₁₀ in 80 g Toluol;
- c) 107,6 g Benzoesäure C₆H₅COOH in 2,8 kg Wasser;
- d) 415 mg Schwefel in 180 g Kohlenstoffdisulfid CS₂.

4/3. Wieviel Gramm NaCl und Wasser werden benötigt, um

- a) 500 g einer 10%igen NaCl-Lösung,
- b) 1235 g einer 0,75%igen NaCl-Lösung,
- c) 65 g einer 8,0%igen NaCl-Lösung,
- d) 2400 g einer 18,2%igen NaCl-Lösung herzustellen?

4/4. Wieviel Gramm Lösung der angegebenen Massenanteile in % werden durch Lösen der angeführten Masse an reinem Salz erhalten?

- a) 20 g Salz, Lösung 18%ig; b) 24,3 g Salz, Lösung 4%ig;
- c) 130 g Salz, Lösung 10%ig; d) 262 g Salz, Lösung 25%ig;
- e) 74,3 g Salz, Lösung 40%ig; f) 12,7 g Salz, Lösung 0,5%ig.

4/5. Herzustellen sind 50 g einer 2%igen Silbernitratlösung. Wieviel Gramm Silbernitrat und Wasser sind erforderlich?

4/6. Herzustellen sind 5 Kilogramm einer 25%igen KCl-Lösung. Wieviel Gramm reines KCl und Wasser sind erforderlich?

4/7. Wieviel Gramm 20%iger MgSO₄-Lösung können aus 60 g reinem MgSO₄ hergestellt werden?

4/8. Wieviel Gramm Bariumchlorid-2-Hydrat BaCl₂ · 2 H₂O werden zur Herstellung von 500 g einer Lösung, die einen Massenanteil $w(\text{BaCl}_2, \text{wasserfrei}) = 0,1 = 10\%$ hat, benötigt?

4/9. Wieviel Gramm Cobaltnitrat-6-Hydrat Co(NO₃)₂ · 6 H₂O sind notwendig, um 200 g einer Lösung, die 5% Co(NO₃)₂ enthält, herzustellen?

4/10. Wieviel Kilogramm 66%ige Schwefelsäure werden theoretisch aus 500 kg Pyrit, der 16,5% Gangart enthält, erhalten?



4/11. Wieviel Kilogramm 98%ige Schwefelsäure werden aus 60 kg Schwefel erhalten, wenn die Verluste 2,5% betragen?

4/12. Wieviel Gramm NaOH 100%ig sind aufzulösen, um folgende verdünnte Natronlauge, deren Dichte den Dichtetabellen, S. 370, zu entnehmen ist, herzustellen?

- a) 800 ml 20%ige Lauge; b) 1,5 Liter 10%ige Lauge;
- c) 350 ml 42,6%ige Lauge; d) 420 ml 4,2%ige Lauge;
- e) 13 Liter 32%ige Lauge.

4/13. Herzustellen sind 5 Liter einer 10%igen NaCl-Lösung der Dichte $\rho_{20} = 1,071 \text{ g/ml}$ aus reinem NaCl. Wieviel Gramm NaCl und Wasser sind erforderlich?

4/14. Wieviel Gramm NaOH 100%ig und Wasser sind notwendig, um 350 ml einer 40%igen Natronlauge der Dichte $\rho_{20} = 1,432 \text{ g/ml}$ herstellen zu können?

4/15. Wieviel Liter einer Natriumsulfatlösung mit einem Massenanteil $w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 5\%$ (Dichte der Lösung $\rho_{20} = 1,044 \text{ g/ml}$) erhält man durch

Lösen von 76,5 g technischem Natriumsulfat-10-Hydrat $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, das einen Massenanteil $w(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 98,04\%$ hat?

4.4.2 Stoffmengenanteil

Beispiel 4-6. Ein Gemisch enthält 5,0 mol Benzol, 3,5 mol Toluol und 0,9 mol o-Xylol. Zu berechnen ist der Stoffmengenanteil der einzelnen Komponenten.

$$x(\text{Benzol}) = \frac{5,0 \text{ mol}}{(5,0 + 3,5 + 0,9) \text{ mol}} = \frac{5,0 \text{ mol}}{9,4 \text{ mol}} = 0,532 = 53,2\%;$$

$$x(\text{Toluol}) = 0,372 = 37,2\%; \quad x(\text{o-Xylol}) = 0,096 = 9,6\%.$$

Summe der Stoffmengenanteile: $0,532 + 0,372 + 0,096 = 1,000 = 100\%$.

Aufgaben: 4/16. Berechne den Stoffmengenanteil $x(\text{Ethanol})$ in einer Mischung von 1,5 mol Ethanol und 22,5 mol Wasser.

4/17. 3,2 mol Essigsäure CH_3COOH und 1,8 mol Natriumacetat CH_3COONa werden in 75 mol Wasser gelöst. Berechne den Stoffmengenanteil $x(\text{CH}_3\text{COOH})$ in der Lösung.

4/18. 3 mol Methanol wurden mit Wasser gemischt. Die erhaltene Mischung hat einen Stoffmengenanteil an Methanol $x(\text{Methanol}) = 0,1 = 10\%$. Wieviel Mol Wasser ($= y$ mol) sind in der Mischung enthalten?

4.4.3 Volumenanteil

Beispiel 4-7. 500 ml reines Ethanol werden mit 125 ml Wasser verdünnt.

In der Mischung ist der Volumenanteil

$$\varphi(\text{Ethanol}) = \frac{V(\text{Ethanol})}{V(\text{Ethanol}) + V(\text{Wasser})} = \frac{500 \text{ ml}}{(500 + 125) \text{ ml}} = \\ = 0,8 = 80\%.$$

(Früher als „Volumenprozent“ bezeichnet).

Aufgaben: 4/19. 1 Liter Luft enthält 0,3 ml CO_2 . Wie groß ist der Volumenanteil $\varphi(\text{CO}_2)$ in der Luft?

4/20. Berechne den Volumenanteil φ (Ethanol) in einer Ethanol-Wasser-Mischung, die in

- a) 750 ml Gemisch 200 ml Ethanol,
- b) 4,2 l Gemisch 840 ml Ethanol,
- c) 300 ml Gemisch 297 ml Ethanol enthält.

4.4.4 Massenkonzentration

Beispiel 4-8. 500 ml einer Natronlauge enthalten 160 g NaOH.
Die Massenkonzentration

$$\beta(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{V(\text{Ls})} = \frac{160 \text{ g}}{0,5 \text{ l}} = 320 \text{ g/l.}$$

Beispiel 4-9. Zu berechnen ist die Massenkonzentration an Fe in einer Lösung, die erhalten wurde durch Auflösen von 35,11 g Ammoniumeisen(II)-sulfat-6-Hydrat $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$ (Mohrsches Salz) in Wasser und Verdünnen der Lösung auf 5 Liter.

Stöchiometrischer Faktor:

$$\frac{M((\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O})}{M(\text{Fe})} = \frac{392,143 \text{ g/mol}}{55,847 \text{ g/mol}} = 7,022.$$

In 7,022 g Salz ist 1 g Fe enthalten, in 35,11 g daher 5 g Fe.

$$\beta(\text{Fe}) = \frac{5 \text{ g}}{5 \text{ l}} = 1 \text{ g/l.}$$

Aufgaben: **4/21.** In 250 ml einer wäßrigen Glucoselösung sind 125 mg Glucose enthalten. Berechne die Massenkonzentration β .

4/22. 5 Liter einer Natriumchloridlösung enthalten 616,5 g NaCl (100%ig). Berechne $\beta(\text{NaCl})$ in dieser Lösung.

4/23. Die Massenkonzentration von Chlorgas in Luft $\beta(\text{Cl}_2) = 0,15 \text{ mg/l}$. Berechne die Masse des Chlorgases in 50 l Luft.

4.4.5 Stoffmengenkonzentration

Beispiel 4-10. Zu berechnen ist die Stoffmengenkonzentration c („Molarität“) einer Lösung, die erhalten wurde durch Lösen von 7,305 g NaCl in Wasser und Verdünnen auf 250 ml.

$$\text{Stoffmenge } n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{7,305 \text{ g}}{58,44 \text{ g/mol}} = 0,125 \text{ mol.}$$

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V(\text{Ls})} = \frac{0,125 \text{ mol}}{0,25 \text{ l}} = 0,5 \text{ mol/l.}$$

Beispiel 4-11. Zu berechnen ist die Stoffmengenkonzentration c einer Schwefelsäure, die 240,75 g H_2SO_4 in 1,636 l enthält.

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{240,75 \text{ g}}{98,08 \text{ g/mol}} = 2,4546 \text{ mol.}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{Ls})} = \frac{2,4546 \text{ mol}}{1,636 \text{ l}} = 1,5 \text{ mol/l.}$$

Die Säure ist 1,5 M.

Beispiel 4-12. Die Stoffmengenkonzentration einer Natriumthiosulfatlösung $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ (die Lösung ist 0,1 M). Wieviel Gramm $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ sind in 5 l der Lösung enthalten?

$$5 \text{ l enthalten } 5 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,5 \text{ mol.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = n \cdot M = 0,5 \text{ mol} \cdot 158,11 \text{ g/mol} = 79,055 \text{ g.}$$

Über die früher verwendete Angabe der „Normalität“ von Maßlösungen s. S. 171.

Aufgaben: 4/24. Welche Stoffmengenkonzentration c (Molarität) hat eine Salzsäure, die in 50 ml

- a) 17 g HCl, b) 21,5 g HCl, c) 0,1824 g HCl enthält?

4/25. Welche Stoffmengenkonzentration c hat eine KMnO_4 -Lösung, die

- a) 2%ig ist ($\rho_{20} = 1,013 \text{ g/ml}$); b) 5%ig ist ($\rho_{20} = 1,034 \text{ g/ml}$)?

4/26. Berechne die Stoffmengenkonzentration c einer Schwefelsäure, die

- a) 78%ig ist ($\rho_{20} = 1,710 \text{ g/ml}$); b) 20%ig ist ($\rho_{20} = 1,143 \text{ g/ml}$).

4/27. Wieviel Gramm NH_3 im Liter enthält eine wäßrige Ammoniaklösung, deren Stoffmengenkonzentration

- a) $c = 0,5 \text{ mol/l}$, b) $c = 2,5 \text{ mol/l}$, c) $c = 5,88 \text{ mol/l}$ ist?

4/28. Wieviel Gramm der angegebenen Stoffe sind zur Herstellung von

- a) 4 l einer Silbernitratlösung AgNO_3 der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$,

- b) 10 l einer Ammoniumchloridlösung NH_4Cl mit $c = 2 \text{ mol/l}$,
 c) 500 ml einer Natriumthiosulfatlösung mit $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,05 \text{ mol/l}$, zu deren Herstellung Natriumthiosulfat-5-Hydrat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ verwendet wurde.

4.4.6 Volumenkonzentration

Beispiel 4-13. 500 ml einer Lösung von Ethanol in Wasser enthalten 125 ml Ethanol (100%ig).

$$\sigma(\text{Ethanol}) = \frac{V(\text{Ethanol})}{V(\text{Ls})} = \frac{125 \text{ ml}}{500 \text{ ml}} = 0,25 = (25 \cdot 10^{-2}) = 25\%.$$

Tritt beim Lösen eine Volumenkontraktion oder -dilatation ein, müssen die Volumina der Lösung, des gelösten Stoffes und des Lösungsmittels über die Massen berechnet werden.

$$\rho(\text{Ethanol}, 25\%, 20^\circ\text{C}) = 0,967 \text{ g/ml},$$

$$\rho(\text{Ethanol}, 100\%, 20^\circ\text{C}) = 0,7892 \text{ g/ml},$$

$$\rho(\text{Wasser}, 20^\circ\text{C}) = 0,9982 \text{ g/ml}.$$

$$\begin{aligned} 500 \text{ ml } 25\% \text{ige Lösung haben die Masse } m &= 500 \text{ ml} \cdot 0,967 \text{ g/ml} \\ &= 483,50 \text{ g}, \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 125 \text{ ml Ethanol } 100\% \text{ haben die Masse } m &= 125 \text{ ml} \cdot 0,7892 \text{ g/ml} \\ &= 98,65 \text{ g}. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Die Lösung enthält } 483,50 \text{ g} - 98,65 \text{ g} &= 384,85 \text{ g Wasser, das sind} \\ \frac{384,85 \text{ g}}{0,9982 \text{ g/ml}} &= 385,54 \text{ ml}. \end{aligned}$$

Zur Herstellung von 500 ml dieser Ethanol-Wasser-Mischung werden 125 ml Ethanol 100% und 385,54 ml Wasser benötigt (und nicht etwa $500 - 125 = 375$ ml Wasser!).

Der Vergleich zwischen Volumenkonzentration σ und Volumenverhältnis ψ ergibt:

$$\sigma(\text{Ethanol}) = 0,25;$$

$$\text{Volumenverhältnis } \psi = \frac{V(\text{Ethanol } 100\%)}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{125 \text{ ml}}{385,54 \text{ ml}} = 0,3242.$$

Aufgaben: 4/29. 300 ml Schwefelsäure ($\rho_{20} = 1,180 \text{ g/ml}$) enthalten 25 ml H_2SO_4 100%ig ($\rho_{20} = 1,830 \text{ g/ml}$). $\rho(\text{H}_2\text{O}, 20^\circ\text{C}) = 0,9982 \text{ g/ml}$.

Berechne die Volumenkonzentration σ von H_2SO_4 100% in der Lösung und das Volumen des Wassers.

4/30. Herzustellen sind 250 ml einer Lösung von Ethanol in Wasser mit $\sigma(\text{Ethanol}) = 0,24 = 24\%$. Die Dichten bei 20°C betragen:

$$\rho(\text{Lösung}) = 0,967 \text{ g/ml}, \quad \rho(\text{Ethanol } 100\%) = 0,7892 \text{ g/ml},$$

$$\rho(\text{Wasser}) = 0,9982 \text{ g/ml}.$$

Wieviel Milliliter Ethanol und Wasser werden benötigt?

4/31. Herzustellen sind 1,5 Liter einer Lösung von Methanol in Wasser mit der Volumenkonzentration $\sigma(\text{Methanol}) = 0,3 = 30\%$.

$$\rho_{15}(\text{Lösung}) = 0,9609 \text{ g/ml}, \quad \rho_{15}(\text{Methanol, } 100\%) = 0,7958 \text{ g/ml},$$

$$\rho_{15}(\text{H}_2\text{O}) = 0,9991 \text{ g/ml}.$$

Wieviel Milliliter Methanol (100%) und Wasser sind erforderlich?

4/32. Berechne die Volumenkonzentration σ des Propanols und des Wassers in einer Propanol-Wassermischung, deren Massenanteil $w(\text{Propanol}) = 40\%$ beträgt.

$$\rho_{15}(\text{Mischung}) = 0,933 \text{ g/ml}, \quad \rho_{15}(\text{Propanol}) = 0,808 \text{ g/ml},$$

$$\rho_{15}(\text{Wasser}) = 0,9991 \text{ g/ml}.$$

4.5 Umrechnen von Gehaltsgrößen

4.5.1 Umrechnung Massenanteil w in Stoffmengenanteil x

Beispiel 4-14. Eine Lösung von Ethanol in Wasser enthält die Massenanteile $w(\text{Et}) = 60\%$ und $w(\text{H}_2\text{O}) = 40\%$.

Zu berechnen sind die Stoffmengenanteile $x(\text{Et})$ und $x(\text{H}_2\text{O})$.

Wir nehmen 100 g Gemisch an und berechnen die Stoffmengen $n(\text{Et})$ und $n(\text{H}_2\text{O})$:

$$n(\text{Et}) = \frac{m(\text{Et})}{M(\text{Et})} = \frac{60 \text{ g}}{46,08 \text{ g/mol}} = 1,30 \text{ mol},$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{40 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 2,22 \text{ mol}.$$

Die Summe $n(\text{Et}) + n(\text{H}_2\text{O}) = 1,30 \text{ mol} + 2,22 \text{ mol} = 3,52 \text{ mol}$.

Stoffmengenanteile:

$$x(\text{Et}) = \frac{n(\text{Et})}{n(\text{Et}) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1,30 \text{ mol}}{3,52 \text{ mol}} = 0,369 = 36,9\%.$$

$$x(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2,22 \text{ mol}}{3,52 \text{ mol}} = 0,631 = 63,1\%.$$

(Summe $0,369 + 0,631 = 1,000$).

Aufgaben: 4/33. In einem Benzol-Toluol-Gemisch ist der Massenanteil an Benzol $w(\text{Benzol}) = 30\%$. Berechne den Stoffmengenanteil $x(\text{Benzol})$. $M(\text{Benzol}) = 78,11 \text{ g/mol}$, $M(\text{Toluol}) = 92,15 \text{ g/mol}$.

4/34. Ein Ethanol-Wasser-Gemisch hat einen Massenanteil $w(\text{Ethanol}) = 10\%$. $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46,08 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$. Berechne den Stoffmengenanteil $x(\text{Ethanol})$.

4/35. 150 g KCl werden in 700 g Wasser gelöst. Berechne den Stoffmengenanteil

- a) des KCl in der Lösung,
- b) der K-Ionen in der Lösung, wenn vollständige Dissoziation des KCl angenommen wird.

$$M(\text{KCl}) = 74,55 \text{ g/mol}, \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}.$$

4.5.2 Umrechnung Stoffmengenanteil x in Massenanteil w

Beispiel 4-15. Ein Gemisch enthält die Stoffmengenanteile $x(\text{CO}_2) = 70\% (= 70 \text{ mol}/100 \text{ mol})$ und $x(\text{SO}_2) = 30\%$. Wie groß ist der Massenanteil $w(\text{CO}_2)$ im Gemisch in %?

$$M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g/mol}, \quad M(\text{SO}_2) = 64,07 \text{ g/mol}.$$

Ausgegangen wird von 100 mol Gemisch.

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 70 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 3080,7 \text{ g},$$

$$m(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) = 30 \text{ mol} \cdot 64,07 \text{ g/mol} = 1922,1 \text{ g},$$

$$m(\text{CO}_2) + m(\text{SO}_2) = 5002,8 \text{ g},$$

$$\text{Massenanteil } w(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{Gem})} = \frac{3080,7 \text{ g}}{5002,8 \text{ g}} = 0,6158 = 61,58\%.$$

Aufgaben: 4/36. Berechne den Massenanteil $w(\text{H}_2\text{SO}_4)$ in einer verdünnten Schwefelsäure, deren Stoffmengenanteil $x(\text{H}_2\text{SO}_4) = 7,3\%$ beträgt.

4.5.3 Umrechnung Massenanteil w in Stoffmengenkonzentration c

Beispiele und Aufgaben über die Berechnung der „Molarität“ s. S. 140.

4.5.4 Umrechnung Volumenanteil φ in Massenanteil w und umgekehrt

Beispiel 4-16. In einer Lösung von Propanol-(2) in Wasser beträgt der Volumenanteil $\varphi(\text{Propanol}) = 40\%$. Die Dichte der Lösung $\rho_{20}(\text{Lösung}) = 0,945 \text{ g/ml}$, $\rho_{20}(\text{Propanol, 100\%}) = 0,784 \text{ g/ml}$. Zu berechnen ist der Massenanteil $w(\text{Propanol})$ in der Lösung.

100 ml Lösung mit $\varphi(\text{Propanol}) = 40\%$ haben die Masse $m(\text{Lösung}) = 100 \text{ ml} \cdot 0,945 \text{ g/ml} = 94,5 \text{ g}$.

Darin sind enthalten 40 ml Propanol mit der Masse $m(\text{Propanol}) = 40 \text{ ml} \cdot 0,784 \text{ g/ml} = 31,36 \text{ g}$.

$$\begin{aligned}\text{Massenanteil } w(\text{Propanol}) &= \frac{m(\text{Propanol})}{m(\text{Lösung})} = \frac{31,36 \text{ g}}{94,5 \text{ g}} \\ &= 0,3319 = 33,19\%.\end{aligned}$$

Aufgaben: 4/37. Berechne den Volumenanteil $\varphi(\text{CH}_3\text{OH})$ in einer wäßrigen Methanol-Lösung, die einen Massenanteil $w(\text{Methanol}) = 42,73\%$ hat.

$$\begin{aligned}\rho_{20}(\text{Lösung}) &= 0,9271 \text{ g/ml}, \quad \rho_{20}(\text{Methanol, 100\%}) = 0,7923 \text{ g/ml}, \\ \rho_{20}(\text{Wasser}) &= 0,9982 \text{ g/ml}.\end{aligned}$$

4.5.5 Umrechnung Massenanteil w in Massenkonzentration β

Beispiel 4-17. Welche Massenkonzentration $\beta(\text{H}_2\text{SO}_4)$ in g/l hat eine Schwefelsäure mit dem Massenanteil $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 31,4\%$?

$$\rho_{20}(\text{Lösung}) = 1,230 \text{ g/ml} (= 1230 \text{ g/l}).$$

Ausgegangen wird von 100 g Lösung.

$$V(\text{Lösung}) = \frac{100 \text{ g}}{1230 \text{ g/l}} = 0,0813 \text{ l}.$$

$$\beta(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{Ls})} = \frac{31,4 \text{ g}}{0,0813 \text{ l}} = 386,2 \text{ g/l}.$$

Aufgaben: 4/38. Berechne die Massenkonzentration β einer Essigsäure, die einen Massenanteil

- a) $w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1\%$ hat, $\rho_{20}(\text{Lösung}) = 0,9997 \text{ g/ml}$;
 b) $w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 50\%$ hat, $\rho_{20}(\text{Lösung}) = 1,0575 \text{ g/ml}$.

4/39. Berechne die Massenkonzentration β an CaO in einer Lösung, die 10% Ca(OH)₂ enthält. $\rho(\text{Lösung}) = 1,061 \text{ g/ml}$.

4.5.6 Umrechnung Massenkonzentration β in Massenanteil w

Beispiel 4-18. Berechne den Massenanteil w an HNO₃ (in %) in einer Salpetersäure der Dichte $\rho = 1,360 \text{ g/ml}$ mit einer Massenkonzentration

$$\beta(\text{HNO}_3) = 800 \text{ g/l.}$$

$$m(\text{Lösung}) = 1 \text{ l} \cdot 1360 \text{ g/l} = 1360 \text{ g.}$$

$$w(\text{HNO}_3) = \frac{800 \text{ g}}{1360 \text{ g}} = 0,5882 = 58,82\%.$$

Aufgaben: **4/40.** Berechne den Massenanteil $w(\text{NH}_3)$ in einer wäßrigen Ammoniaklösung der Dichte $\rho_{20}(\text{Lösung}) = 0,938 \text{ g/ml}$, die eine Massenkonzentration $\beta(\text{NH}_3) = 145,1 \text{ g/l}$ hat.

4.5.7 Umrechnung Massenkonzentration β in Stoffmengenkonzentration c und umgekehrt

Beispiel 4-19. Eine KOH-Lösung hat die Massenkonzentration $\beta(\text{KOH}) = 30,2 \text{ g/l}$. Berechne die Stoffmengenkonzentration $c(\text{KOH})$.

Umrechnen der Masse $m = 30,2 \text{ g}$ in die Stoffmenge n :

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{30,2 \text{ g}}{56,105 \text{ g/mol}} = 0,538 \text{ mol};$$

$$c(\text{KOH}) = \frac{n(\text{KOH})}{V(\text{Ls})} = \frac{0,538 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0,538 \text{ mol/l.}$$

Beispiel 4-20. Die Stoffmengenkonzentration einer Lösung von Ameisensäure (Methansäure) HCOOH in Wasser beträgt $c(\text{HCOOH}) = 0,05 \text{ mol/l}$. $M(\text{HCOOH}) = 46,026 \text{ g/mol}$.

Zu berechnen ist die Massenkonzentration $\beta(\text{HCOOH})$.
 0,05 mol HCOOH haben eine Masse

$$m = 0,05 \text{ mol} \cdot 46,026 \text{ g/mol} = 2,301 \text{ g.}$$

$$\beta(\text{HCOOH}) = \frac{m(\text{HCOOH})}{V(\text{Ls})} = \frac{2,301 \text{ g}}{1 \text{ l}} = 2,301 \text{ g/l.}$$

Aufgaben: 4/41. Die Stoffmengenkonzentration an Benzoësäure $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ $c(\text{Benzoësäure}) = 0,5 \text{ mol/l.}$

$$M(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 122,123 \text{ g/mol.}$$

Berechne die Massenkonzentration $\beta(\text{Benzoësäure})$.

4.5.8 Umrechnung Massenanteil w in Volumenkonzentration σ und umgekehrt

Beispiel 4-21. In einer Lösung von Ethanol (Et) in Wasser mit dem Massenanteil $w(\text{Et}) = 15\%$ ist die Volumenkonzentration $\sigma(\text{Et})$ zu bestimmen.

$$\rho_{20}(\text{Lösung}) = 0,9753 \text{ g/ml}, \quad \rho_{20}(\text{Et, 100\%}) = 0,7895 \text{ g/ml.}$$

In 100 g Lösung sind enthalten 15 g Ethanol (100%).

$$V(\text{Lösung}) = \frac{100 \text{ g}}{0,9753 \text{ g/ml}} = 102,53 \text{ ml,}$$

$$V(\text{Et, 100\%}) = \frac{15 \text{ g}}{0,7895 \text{ g/ml}} = 19,00 \text{ ml.}$$

$$\sigma(\text{Et}) = \frac{V(\text{Et, 100\%})}{V(\text{Lösung})} = \frac{19,00 \text{ ml}}{102,53 \text{ ml}} = 0,1853 = 18,53\%.$$

In 100 ml der Lösung sind 18,53 ml Ethanol enthalten.

Aufgaben: 4/42. Berechne die Volumenkonzentration $\sigma(\text{Propanol-(2)})$ in einer Lösung von Propanol-(2) in Wasser mit dem Massenanteil $w(\text{Propanol-(2)}) = 20\%$. $\rho_{20}(\text{Lösung}) = 0,970 \text{ g/ml}$, $\rho_{20}(\text{Propanol-(2), 100\%}) = 0,785 \text{ g/ml}$.

4/43. Berechne den Massenanteil $w(\text{HCOOH})$ in einer Lösung von Ameisensäure (Methansäure) HCOOH in Wasser mit $\sigma(\text{HCOOH}) = 12\%$. $\rho_{20}(\text{Lösung}) = 1,0297 \text{ g/ml}$, $\rho_{20}(\text{HCOOH, 100\%}) = 1,2213 \text{ g/ml}$.

4.5.9 Stoffmengenkonzentration („Molarität“) im Vergleich zur Molalität

(Siehe dazu Seite 135).

Beispiel 4-22. Um eine bei 20 °C gesättigte KCl-Lösung herzustellen, müssen 34,35 g KCl in 100 g Wasser gelöst werden (Löslichkeit von KCl in Wasser). Die Dichte dieser Lösung $\rho_{20} = 1,174 \text{ g/ml}$. $M(\text{KCl}) = 74,55 \text{ g/mol}$.

a) Berechnung der Stoffmengenkonzentration c (= „Molalität“):

$$34,35 \text{ g KCl} + 100 \text{ g Wasser} = 134,35 \text{ g Lösung.}$$

$$V(\text{Ls}) = \frac{134,35 \text{ g}}{1,174 \text{ g/ml}} = 114,4 \text{ ml} = 0,1144 \text{ l.}$$

$$n(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})} = \frac{34,35 \text{ g}}{74,55 \text{ g/mol}} = 0,4608 \text{ mol.}$$

$$c(\text{KCl}) = \frac{n(\text{KCl})}{V(\text{Ls})} = \frac{0,4608 \text{ mol}}{0,1144 \text{ l}} = 4,028 \text{ mol/l.}$$

Die Lösung ist 4,028 molar (4,028 M).

b) Berechnung der Molalität:

$$b(\text{KCl}) = \frac{n(\text{KCl})}{m(\text{Lm})} = \frac{0,4608 \text{ mol}}{100 \text{ g}} = \frac{0,4608 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} = 4,608 \text{ mol/kg.}$$

Beispiel 4-23. Eine KNO_3 -Lösung mit der Stoffmengenkonzentration $c(\text{KNO}_3) = 2 \text{ mol/l}$ hat die Dichte $\rho_{20} = 1,118 \text{ g/ml}$. $M(\text{KNO}_3) = 101,1 \text{ g/mol}$. Zu berechnen sind:

- a) der Massenanteil $w(\text{KNO}_3)$,
- b) der Stoffmengenanteil $x(\text{KNO}_3)$,
- c) die Molalität $b(\text{KNO}_3)$.

Es ist von $V(\text{Ls}) = 1 \text{ l}$ auszugehen.

$$\text{a) } n(\text{KNO}_3) = c(\text{KNO}_3) \cdot V(\text{Ls}) = 2 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l} = 2 \text{ mol.}$$

$$\begin{aligned} m(\text{KNO}_3) &= n(\text{KNO}_3) \cdot M(\text{KNO}_3) = 2 \text{ mol} \cdot 101,1 \text{ g/mol} \\ &= 202,2 \text{ g.} \end{aligned}$$

$$m(\text{Ls}) = V(\text{Ls}) \cdot \rho(\text{Ls}) = 1 \text{ l} \cdot 1118 \text{ g/l} = 1118 \text{ g.}$$

$$w(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{Ls})} = \frac{202,2 \text{ g}}{1118 \text{ g}} = 0,1809 = 18,09\%.$$

b) $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{Ls}) - m(\text{KNO}_3) = 1118 \text{ g} - 202,2 \text{ g}$
 $= 915,8 \text{ g} = 0,9158 \text{ kg.}$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{915,8 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 50,78 \text{ mol.}$$

$$x(\text{KNO}_3) = \frac{n(\text{KNO}_3)}{n(\text{KNO}_3) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ mol} + 50,78 \text{ mol}}$$

$$= \frac{2 \text{ mol}}{52,78 \text{ mol}} = 0,0379 = 3,79\%.$$

c) Lösungsmittel Lm ist Wasser.

$$b(\text{KNO}_3) = \frac{n(\text{KNO}_3)}{m(\text{Lm})} = \frac{2 \text{ mol}}{0,9158 \text{ kg}} = 2,184 \text{ mol/kg.}$$

4.6 Löslichkeit

Die Löslichkeit eines Stoffes gibt an, wieviel Gramm des reinen, wasserfreien Stoffes maximal in 100 g Lösungsmittel gelöst werden können (gesättigte Lösung). Die Löslichkeit ist ein Massenverhältnis.

$$L^*(\text{Ko}) = \frac{m(\text{Ko})}{m(\text{Lm})} = \frac{m(\text{Ko})}{100 \text{ g}}$$

Auf den Unterschied zwischen Löslichkeit (g in 100 g Lösungsmittel) und Massenanteil in % (g in 100 g Lösung) ist zu achten!

Angaben über die Löslichkeit, die stark temperaturabhängig ist, können für viele Stoffe aus Tabellen entnommen werden. Zwischenwerte sind durch Interpolieren zu ermitteln. Löslichkeit einiger Salze siehe Tab. 8, S. 365 – 366.

Bei Hydraten wird die Löslichkeit auf den wasserfreien Stoff bezogen.

Wird bei der Herstellung einer gesättigten Lösung mehr von dem Stoff verwendet als seiner Löslichkeit entspricht, bleibt der Überschuß als ungelöster Bodenkörper zurück.

Umrechnen von Löslichkeit L^ in Massenanteil w*

Beispiel 4-24. Die Löslichkeit von KNO_3 in Wasser beträgt bei 40°C 64 g in 100 g Wasser. Zu berechnen ist der Massenanteil $w(\text{KNO}_3)$ in

einer bei dieser Temperatur gesättigten Lösung:

$$m(Ls) = m(KNO_3) + m(H_2O) = 64 \text{ g} + 100 \text{ g} = 164 \text{ g}.$$

$$w(KNO_3) = \frac{m(KNO_3)}{m(Ls)} = \frac{64 \text{ g}}{164 \text{ g}} = 0,390 = 39,0\%.$$

100 g Lösung enthalten 39,0 g KNO₃.

*Umrechnen von Massenanteil w in Löslichkeit L**

Beispiel 4-25. Zu berechnen ist die Löslichkeit von NaCl in Wasser bei 50 °C, wenn eine bei dieser Temperatur gesättigte Lösung einen Massenanteil w(NaCl) = 27,0% hat.

Eine 27,0%ige Lösung enthält 27 g NaCl und (100 – 27) = 73 g Wasser in 100 g Lösung.

In 73 g Wasser sind 27 g NaCl gelöst, in 100 g Wasser daher 37,0 g NaCl.

Die Löslichkeit von NaCl beträgt bei 50 °C 37,0 g NaCl in 100 g Wasser.

Abkühlen einer gesättigten Lösung

Beispiel 4-26. 500 g einer bei 60 °C gesättigten Lösung von KNO₃ in Wasser werden auf 20 °C abgekühlt. Da die Löslichkeit von KNO₃ bei 20 °C geringer ist als bei 60 °C, muß KNO₃ beim Abkühlen der Lösung abgeschieden werden (es bildet sich Bodenkörper). Wieviel Gramm werden abgeschieden? Die Löslichkeit von KNO₃ in Wasser ist nach Tabelle 8, S. 365 – 366, bei 60 °C 111 g, bei 20 °C 31,2 g in 100 g Wasser.

Bei 60 °C sind 111 g KNO₃ in 100 g Wasser gelöst = 211,0 g Lösung.

Bei 20 °C sind 31,2 g KNO₃ in 100 g Wasser gelöst = 131,2 g Lösung.

Beim Abkühlen bleibt die Masse an Wasser unverändert, es muß KNO₃ abgeschieden werden, und zwar

$$211,0 \text{ g} - 131,2 \text{ g} = 79,8 \text{ g KNO}_3.$$

Aus 211,0 g Lösung wurden 79,8 g KNO₃ abgeschieden, aus 500 g Lösung daher 189,1 g KNO₃.

Löslichkeitskurven

Eine anschauliche Wiedergabe der Löslichkeit eines Stoffes in Abhängigkeit von der Temperatur wird durch Zeichnen einer Löslichkeitskurve (Abb. 4.1) erreicht. Aus ihr können durch graphische Interpolation Zwischenwerte leicht abgelesen werden.

Die einzelnen Punkte der Löslichkeitskurve geben g Stoff in 100 g Wasser für den jeweiligen Sättigungszustand der Lösung an. Die beiden Bodenkörper NaCl und KNO_3 sind wasserfreie Salze, die in dem angegebenen Temperaturintervall keine Umwandlungen erfahren. Die Löslichkeitskurven dieser Salze haben einen stetigen Verlauf, da ja alle ihre Punkte auf die gleiche Bodenkörpersubstanz NaCl bzw. KNO_3 bezogen sind.

Andere Bodenkörper, z. B. ZnSO_4 , existieren in verschiedenen Hydratiformen, die bei bestimmten Temperaturen ineinander übergehen. Diese Umwandlungen geben sich durch Unstetigkeiten (Knicke oder Spitzen) in der Kurve zu erkennen.

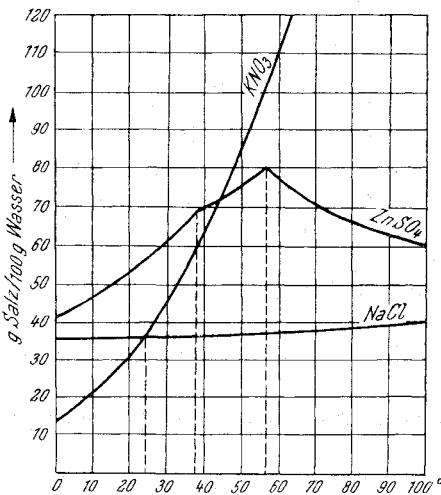


Abb. 4.1

Beispiel 4-27. Die Löslichkeitskurve von ZnSO_4 (Gramm hydratwasserfreies ZnSO_4 in 100 g Wasser) kann aus den Werten der folgenden Tabelle gezeichnet werden (s. Abb. 4.1).

Temperatur °C:	0	10	20	30	38,0
g ZnSO ₄ in 100 g Wasser:	41,6	47,1	53,8	61,3	69,5
Bodenkörper ist:	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$				

Temperatur °C	40	50	55,5	60	80	100
g ZnSO ₄ in 100 g Wasser:	70,4	75,7	80,2	76,5	66,7	60,5
Bodenkörper ist:	$\text{ZnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$					$\text{ZnSO}_4 \cdot 1\text{H}_2\text{O}$

Das heißt, ZnSO₄ ist unterhalb 38 °C mit 7 Hydratwasser, zwischen 38 °C und 55,5 °C mit 6 Hydratwasser und oberhalb 55,5 °C mit 1 Hydratwasser beständig.

In Fällen starker Wasserabspaltung äußert sich die Umwandlung durch eine Spitze in der Löslichkeitskurve, so daß jenseits der Umwandlungsstemperatur die Löslichkeit des Salzes mit steigender Temperatur abnimmt, statt weiter anzuwachsen.

Aufgaben: 4/44. Die Löslichkeit von K₂SO₄ bei 20 °C ist 11,1 g in 100 g Wasser. Welchen Massenanteil $w(\text{K}_2\text{SO}_4)$ hat eine bei dieser Temperatur gesättigte Lösung?

4/45. Wieviel prozentig sind die bei 20 °C, 50 °C und 100 °C gesättigten Lösungen von

- a) NH₄NO₃, b) NaCl?

Die Löslichkeiten sind der Tab. 8, S. 365 – 366, zu entnehmen.

4/46. Eine bei 30 °C gesättigte Natriumnitratlösung hat einen Massenanteil $w(\text{NaNO}_3) = 49\%$. Berechne die Löslichkeit des NaNO₃ in Wasser bei dieser Temperatur.

4/47. Eine gesättigte Lösung von

- a) NaHCO₃ in Wasser ist bei 20 °C 8,76%ig, bei 60 °C 14,09%ig;
 b) Schwefel in Toluol ist bei 0 °C 0,90%ig, bei 20 °C 1,79%ig;
 c) AgNO₃ in Wasser ist bei 0 °C 53,5%ig, bei 20 °C 68,3%ig.

Berechne die Löslichkeit dieser Stoffe bei den betreffenden Temperaturen.

4/48. Die Löslichkeit von CuSO₄ in Wasser beträgt bei 20 °C 20,9 g CuSO₄ in 100 g Wasser. Wieviel Gramm Kupfersulfat-5-Hydrat, CuSO₄ · 5 H₂O müßten gelöst werden, um eine Lösung von 20,9 g CuSO₄ in 100 g Wasser zu erhalten?

4/49. Wieviel Gramm KCl werden aus 250 g einer bei 80 °C gesättigten Lösung durch Abkühlen auf 20 °C ausgeschieden? Die Löslichkeit von KCl in Wasser ist bei 80 °C 51 g, bei 20 °C 34,2 g in 100 g Wasser.

4/50. Berechne die Löslichkeit von $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ in Wasser bei 40°C , wenn beim Abkühlen von 1000 g einer bei 100°C gesättigten Lösung auf 40°C 149 g $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ausgeschieden werden? Die Löslichkeit von $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ beträgt bei 100°C 34,2 g in 100 g Wasser.

4.7 Mischungsrechnen

4.7.1 Mischungsgleichung

Entwickeln der Mischungsgleichung: Grundlage ist die Gleichung

$$w(\text{Ko}) = \frac{m(\text{Ko})}{m(\text{Gem})},$$

daraus

$$m(\text{Ko}) = m(\text{Gem}) \cdot w(\text{Ko}).$$

Gemischt werden die Lösungen 1 und 2, beide enthalten die Komponente Ko. Es sind m_1 und m_2 Massen der Lösungen 1 und 2, m_M Masse der Mischung, w_1 und w_2 Massenanteile in den Lösungen 1 und 2, w_M Massenanteil in der Mischung.

Masse der Komponente Ko:

$$\text{in Lösung 1} \quad m(\text{Ko})_1 = m_1 \cdot w_1,$$

$$\text{in Lösung 2} \quad m(\text{Ko})_2 = m_2 \cdot w_2,$$

$$\text{in der Mischung} \quad m(\text{Ko})_M = m_M \cdot w_M,$$

$$m(\text{Ko})_1 + m(\text{Ko})_2 = m(\text{Ko})_M$$

und somit

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = m_M \cdot w_M,$$

die Mischungsgleichung.

Sollten mehr als 2 Lösungen gemischt werden, dann wird die Gleichung erweitert:

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 + m_3 \cdot w_3 + \dots = m_M \cdot w_M.$$

Mischen von Lösungen

Beispiel 4-28. 400 g einer 92%igen Säure (Massenanteil $w = 0,92$) werden mit 1200 g einer 76%igen Säure (Massenanteil $w = 0,76$)

gemischt. Zu berechnen ist der Massenanteil w_M in der Mischung.

$$400 \text{ g} \cdot 0,92 + 1200 \text{ g} \cdot 0,76 = (400 + 1200) \text{ g} \cdot w_M,$$

daraus

$$w_M = \frac{368 \text{ g} + 912 \text{ g}}{1600 \text{ g}} = \frac{1280 \text{ g}}{1600 \text{ g}} = 0,80 = 80\%.$$

In die Rechnung wurde % als 10^{-2} eingesetzt (z. B. $w = 92\% = 92 \cdot 10^{-2} = 0,92$). Es kann aber auch unmittelbar % eingesetzt werden.

Beispiel 4-29. 600 g 32%ige Salzsäure sollen mit einer 18%igen Salzsäure so verdünnt werden, daß eine 28%ige Salzsäure erhalten wird. Wieviel Gramm ($= m_2$) der 18%igen Säure müssen zugesetzt werden?

$$600 \text{ g} \cdot 32\% + m_2 \cdot 18\% = (600 + m_2) \text{ g} \cdot 28\%,$$

$$19200 \text{ g} + 18 \cdot m_2 \text{ g} = 16800 \text{ g} + 28 \cdot m_2 \text{ g},$$

$$2400 \text{ g} = 10 \cdot m_2 \text{ g},$$

daraus

$$m_2 = 240 \text{ g}.$$

Es müssen 240 g der 18%igen Säure zugesetzt werden, erhalten werden $600 \text{ g} + 240 \text{ g} = 840 \text{ g}$ der Mischung (Salzsäure 28%ig).

Beispiel 4-30. Zu mischen sind 480 g 10%ige Lösung + 240 g 15%ige Lösung + 80 g 12%ige Lösung. Berechne den Massenanteil (in %) in der erhaltenen Mischung.

$$480 \text{ g} \cdot 10\% + 240 \text{ g} \cdot 15\% + 80 \text{ g} \cdot 12\% = (480 + 240 + 80) \text{ g} \cdot w_M,$$

daraus ist

$$w_M = 11,7\%.$$

Verdünnen einer Lösung mit Wasser

Wird nicht mit einer Lösung des gleichen Stoffes, sondern mit reinem Lösungsmittel verdünnt, dann ist in dem reinen Lösungsmittel der Massenanteil der Komponente Null, das reine Lösungsmittel ist als nullprozentige Lösung anzusehen.

Beispiel 4-31. 300 g einer 40%igen Lösung sollen mit Wasser so verdünnt werden, daß eine 25%ige Lösung entsteht. Wieviel Gramm Lösung werden erhalten?

$$300 \text{ g} \cdot 40\% + m_2 \cdot 0\% = (300 + m_2) \text{ g} \cdot 25\%,$$

$$12000 \text{ g} + 0 = 7500 \text{ g} + m_2 \cdot 25,$$

$$4500 \text{ g} = m_2 \cdot 25,$$

daraus

$$m_2 = 180 \text{ g Wasser}$$

und

$$m_M = 300 \text{ g} + 180 \text{ g} = 480 \text{ g}.$$

Diese Rechnung kann auch mit Hilfe einer umgekehrten Proportion gelöst werden.

Durch den Zusatz von Wasser wird der Massenanteil von 40% auf 25% herabgesetzt („die Lösung wird schwächer“), die Masse der Lösung wird größer ($300 \text{ g} \rightarrow m_M$).

Es verhalten sich daher $300 \text{ g} : m_M = 25\% : 40\%$. Daraus ist

$$m_M = \frac{300 \text{ g} \cdot 40}{25} = 480 \text{ g}.$$

Beispiel 4-32. 200 g einer 60%igen Lösung werden mit 100 g Wasser verdünnt. Berechne den Massenanteil w_M in der entstandenen Mischung.

$$200 \text{ g} \cdot 60\% + 100 \text{ g} \cdot 0\% = (200 + 100) \text{ g} \cdot w_M,$$

daraus

$$w_M = 40\%.$$

Beispiel 4-33. Wieviel Gramm einer 40%igen Natronlauge müssen mit Wasser verdünnt werden, um 2000 g einer 25%igen Lauge herzustellen?

$$m_1 \cdot 40\% + m_2 \cdot 0\% = 2000 \text{ g} \cdot 25\%,$$

$$m_1 \cdot 40 = 2000 \text{ g} \cdot 25,$$

$$m_1 = 1250 \text{ g } 40\% \text{ige Natronlauge}.$$

Zugesetztes Wasser:

$$m_2 = 2000 \text{ g} - 1250 \text{ g} = 750 \text{ g}.$$

Aufgaben: 4/51. Berechne den Massenanteil w_M in der Mischung, die erhalten wird durch Mischen von

- a) 20 kg 40%iger mit 20 kg 60%iger Lösung,
- b) 12 kg 72%iger mit 2 kg 12%iger Lösung,
- c) 500 g 19%iger mit 2150 g 25%iger Lösung,
- d) 4,2 kg 5%iger + 0,5 kg 0,9%iger + 7,4 kg 11,5%iger Lösung.

4/52. Berechne den Massenanteil an Stoff (%) in der Lösung, die erhalten wird durch Lösen von

- a) 60 kg 100%igem Stoff in 40 kg einer 50%igen Lösung dieses Stoffes,
- b) 0,3 kg 100%igem Stoff in 4,5 kg einer 32%igen Lösung dieses Stoffes.

4/53. 800 kg einer 42,1%igen Natronlauge, 12500 kg einer 40,7%igen Natronlauge und 7200 kg einer 29,2%igen Natronlauge werden gemischt. Berechne den Massenanteil $w(\text{NaOH})$ in der Mischung. Wieviel Kilogramm 32%ige Lauge können aus der erhaltenen Mischung hergestellt werden?

4/54. Berechne den Massenanteil an Substanz in einer Lösung, die erhalten wird durch Verdünnen mit Wasser auf die angegebene Endlösung.

- a) 50 kg 92%ige Lösung verdünnen auf 100 kg Lösung;
- b) 22,5 kg 48%ige Lösung verdünnen auf 35 kg Lösung;
- c) 0,75 kg 78%ige Lösung verdünnen auf 1 kg Lösung.

4/55. Welchen Massenanteil an Substanz (%) hat eine Lösung, die erhalten wird durch Verdünnen

- a) von 660 g 36%iger Lösung mit 2040 g Wasser;
- b) von 50 g 92%iger Lösung mit 180 g Wasser.

4/56. Wieviel Gramm Lösung werden erhalten, wenn

- a) 1000 g 60%ige Lösung mit Wasser auf 50% verdünnt werden;
- b) 5 kg 12,3%ige Lösung mit Wasser auf 10% verdünnt werden;
- c) 750 g 41,4%ige Lösung mit Wasser auf 36% verdünnt werden.

4/57. Mit wieviel Gramm der verdünnten Lösung ist die angegebene Ausgangslösung zu verdünnen, um eine Lösung des geforderten Massenanteils zu erhalten?

- a) 12,4 kg 89,9%ige Lösung verdünnen mit einer 60%igen Lösung. Gefordert ist eine 85%ige Lösung;

b) 916 g 16,7%ige Lösung verdünnen mit einer 0,8%igen Lösung.
Gefordert ist eine 15%ige Lösung;

c) 6,6 kg 47,8%ige Lösung verdünnen mit einer 37,1%igen Lösung.
Gefordert ist eine 42%ige Lösung.

4/58. Wieviel Gramm Natriumhydroxid mit einem Massenanteil $w(\text{NaOH}) = 98,9\%$ und Wasser sind zur Herstellung von 2 kg einer 40%igen Natronlauge erforderlich?

4/59. Herzustellen sind 10 Liter einer 20%igen Salpetersäure ($\rho_{20} = 1,115 \text{ g/ml}$) durch Verdünnen einer 63,2%igen Säure mit Wasser. Wieviel Gramm der konzentrierteren Salpetersäure und Wasser sind erforderlich?

4/60. Wieviel Milliliter einer 10%igen Natronlauge der Dichte $\rho_{20} = 1,109 \text{ g/ml}$ und wieviel Gramm Wasser sind zur Herstellung von 3 Liter einer 2%igen Lauge ($\rho_{20} = 1,021 \text{ g/ml}$) erforderlich?

4/61. Welchen Massenanteil (%) an H_2SO_4 muß eine Schwefelsäure haben, die zu 380 g einer 89,3%igen Schwefelsäure zugegeben werden muß, um 500 g einer 80%igen Säure zu erhalten?

4.7.2 Mischungskreuz

Sind nur zwei Lösungen mit bekannten Massenanteilen w_1 und w_2 miteinander zu mischen, kann das Massenverhältnis $m_1 : m_2$, in dem die beiden Lösungen gemischt werden müssen, berechnet werden.

Ableitung aus der Mischungsgleichung:

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w_M = m_1 \cdot w_M + m_2 \cdot w_M,$$

$$m_1 \cdot w_1 - m_1 \cdot w_M = m_2 \cdot w_M - m_2 \cdot w_2,$$

$$m_1 \cdot (w_1 - w_M) = m_2 \cdot (w_M - w_2),$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{w_M - w_2}{w_1 - w_M}.$$

Beispiel 4-34. Eine 78%ige Lösung soll mit einer 48%igen Lösung so gemischt werden, daß eine 66%ige Lösung entsteht. In welchem Massenverhältnis müssen die beiden Lösungen gemischt werden?

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{66(\%) - 48(\%)}{78(\%) - 66(\%)} = \frac{18}{12} = \frac{3}{2}.$$

Eine einfache Rechenhilfe zur Ermittlung des Massenverhältnisses bietet das Mischungskreuz (auch Andreaskreuz oder Mischungsregel genannt).

Die Massenanteile (%) der beiden Ausgangslösungen werden untereinander geschrieben und Pfeile auf den Massenanteil (%) der herzustellenden Lösung gerichtet (siehe dazu vorhergehendes Beispiel):

$78\% \searrow$ Die Pfeile werden verlängert und die Differenz der
 66% Werte gebildet, die den zugehörigen Massen entsprechen:
 $48\% \nearrow$

$$\begin{array}{ccc} 78\% & \xrightarrow{\quad 18(g) = m_1 \quad} & \text{Das Massenverhältnis} \\ & \swarrow \quad \nearrow & \text{der Ausgangslösungen} \\ 66\% & & \frac{m_1}{m_2} = \frac{18}{12} \\ 48\% & \xrightarrow{\quad 12(g) = m_2 \quad} & \\ & \text{Summe } 30(g) = m_M \text{ (Lösung } 66\%\text{ig)} & \end{array}$$

Es müssen 18g der 78%igen Lösung mit 12 g der 48%igen Lösung gemischt werden, um 30 g der 66%igen Lösung zu erhalten.

Sind Volumina gegeben, muß auf Massen umgerechnet werden!

Das Mischungskreuz lässt sich ebenso für das Berechnen des Massenverhältnisses beim Verdünnen einer Lösung mit reinem Lösungsmittel anwenden. Der Massenanteil des Stoffes im reinen Lösungsmittel wird mit 0% eingesetzt.

Beispiel 4-35. Herzustellen sind 5 Liter 10%ige Schwefelsäure durch Verdünnen einer 92,2%igen Säure mit Wasser. Eine 10%ige Schwefelsäure hat die Dichte $\rho_{20} = 1,066 \text{ g/ml}$.

5 Liter der 10%igen Säure haben die Masse

$$m = 5000 \text{ ml} \cdot 1,066 \text{ g/ml} = 5330 \text{ g.}$$

$$\begin{array}{ccc} 92,2\% & \xrightarrow{\quad 10(g) \quad} & \text{Zur Herstellung von } 92,2 \text{ g } 10\%\text{iger Schwefelsäure werden } 10 \text{ g } 92,2\%\text{iger Säure und } \\ & \swarrow \quad \nearrow & 82,2 \text{ g Wasser benötigt.} \\ 10\% & & \\ 0\% & \xrightarrow{\quad 82,2(g) \quad} & \\ & \underline{= 92,2(g)} & \end{array}$$

92,2 g 10%ige Säure erfordern 10 g 92,2%ige Säure,
 5330 g daher 578 g.

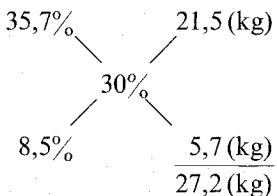
Die Masse an Wasser kann ebenfalls durch Schlußrechnung aus dem Mischungskreuz errechnet werden, oder aus der Differenz zur Endmasse:

$$5330 \text{ g} - 578 \text{ g} = 4752 \text{ g}.$$

Berechnung des Volumens von 578 g Schwefelsäure 92,2%ig:
 Die Dichte der 92,2%igen Schwefelsäure ist nach der Tab. 9, S. 368,
 $\rho_{20} = 1,825 \text{ g/ml}$.

$$V = \frac{578 \text{ g}}{1,825 \text{ g/ml}} = 316,7 \text{ ml.}$$

Beispiel 4-36. 500 kg 35,7%ige Salzsäure sind mit einer 8,5%igen Salzsäure so zu verdünnen, daß eine 30%ige Säure entsteht. Wieviel Kilogramm der 8,5%igen Säure müssen zugesetzt werden?



Das Mischungskreuz hat ergeben: 21,5 kg 35,7%ige Säure sind zu mischen mit 5,7 kg 8,5%iger Säure, 500 kg daher mit 132,5 kg. Erhalten werden 500 kg + 132,5 kg = 632,5 kg 30%ige Säure.

Aufgaben: 4/62. In welchem Massenverhältnis ist eine 95%ige mit einer 75%igen Lösung zu mischen, um eine 80%ige Lösung zu erhalten?

4/63. In welchem Massenverhältnis sind eine 80%ige Lösung und Wasser zu mischen, um eine 25%ige Lösung zu erhalten?

4/64. Wieviel Gramm der Ausgangslösung und wieviel Gramm Wasser müssen gemischt werden, um folgende Lösungen herzustellen?

- a) 10 kg 50%ige Lösung aus einer 80%igen Lösung;
- b) 5 kg 20%ige Lösung aus einer 94%igen Lösung;
- c) 360 g 0,8%ige Lösung aus einer 10%igen Lösung.

4/65. Wieviel Gramm der beiden Ausgangslösungen sind erforderlich, um folgende Lösungen herzustellen:

- a) 3,75 kg 40%ige Lösung aus einer 45,2%igen und einer 36%igen Lösung;
- b) 1250 g 88%ige Lösung aus einer 92,6%igen und einer 85%igen Lösung;
- c) 1250 g 88%ige Lösung aus einer 92,6%igen und einer 65,8%igen Lösung?

4/66. Mit wieviel Gramm Wasser sind die angegebenen Ausgangslösungen zu verdünnen, um eine Lösung mit dem geforderten Massenanteil (%) zu erhalten?

- a) 1 kg 80%ige Lösung verdünnen auf 75%;
- b) 5,2 kg 98,3%ige Lösung verdünnen auf 98%;
- c) 725 g 78,3%ige Lösung verdünnen auf 76%;
- d) 2,46 kg 51,5%ige Lösung verdünnen auf 40%.

4/67. Wieviel Gramm 98%ige Schwefelsäure und Wasser sind zur Herstellung von 500 g 15%iger Schwefelsäure erforderlich?

4/68. Herzustellen sind 2,5 Liter einer 5%igen NaCl-Lösung ($\rho_{20} = 1,034 \text{ g/ml}$) durch Verdünnen einer 26%igen Lösung mit Wasser. Wieviel Gramm dieser Lösung sind anzuwenden?

4.7.3 Verstärken einer Lösung durch Entzug von Lösungsmittel (Konzentrieren)

In diesem Fall müssen in der Mischungsgleichung bzw. im Mischungskreuz Differenzen gebildet werden.

Beispiel 4-37. 1200 g einer 24%igen Lösung sollen durch Wasserentzug (Eindampfen oder Abdestillieren) auf 60% konzentriert werden.

$$w_K = \text{Massenanteil des Konzentrats} = 60\%,$$

$$m_2 = \text{Masse des entzogenen Wassers.}$$

Anwendung der Mischungsgleichung:

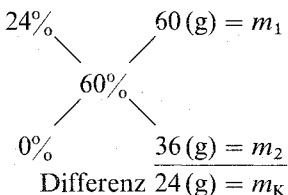
$$m_1 \cdot w_1 - m_2 \cdot w_2 = (m_1 - m_2) \cdot w_K; w_2 = 0 \text{ (Wasser)},$$

$$1200 \text{ g} \cdot 24\% - 0 = (1200 \text{ g} - m_2) \cdot 60\%,$$

$$28800 \text{ g} = 72000 \text{ g} - 60 m_2,$$

$$m_2 = 720 \text{ g Wasser.}$$

Anwendung des Mischungskreuzes:



Aus 60 g 24%iger Lösung sind 36 g Wasser zu entziehen, aus 1200 g daher 720 g Wasser. Erhalten werden 1200 g – 720 g = 480 g 60%ige Lösung.

Aufgaben: 4/69. Von wieviel Kilogramm 48%iger Lösung muß ausgegangen werden, um durch Abdestillieren von Wasser 200 kg einer 50%igen Lösung zu erhalten?

4/70. Wieviel Kilogramm Wasser müssen 365 kg einer 18%igen Lösung entzogen werden, um eine 25%ige Lösung zu erhalten?

4/71. Aus wieviel Kilogramm einer 12,5%igen Lösung müssen 56 kg Wasser abdestilliert werden, um eine 20%ige Lösung zu erhalten?

4/72. Eine Zuckerfabrik verarbeitet täglich 300 t Zuckerrüben und gewinnt je 100 kg Rüben 130 Liter Düんなft ($\rho = 1,103 \text{ g/ml}$) mit einem Massenanteil an Zucker $w = 7,5\%$. Aus dem Düんなft wird durch Abdampfen von Wasser die Füllmasse, die 90% Trockensubstanz enthält, gewonnen. Wieviel Tonnen Wasser müssen täglich abgedampft werden?

4.7.4 Verdünnen von Oleum

Oleum ist eine Auflösung von SO₃ in 100%iger Schwefelsäure. Z. B. hat ein 20%iges Oleum einen Massenanteil an freiem SO₃ von 20%, in 100 g dieses Oleums sind enthalten 80 g H₂SO₄ (100%) und 20 g SO₃.

a) Verdünnen eines höherprozentigen mit einem niedrigprozentigem Oleum. In diesem Fall wird die Mischungsgleichung verwendet.

b) Verdünnen eines Oleums mit 100%iger Schwefelsäure. Es wird analog vorgegangen wie beim Verdünnen einer Lösung mit Wasser. Das Ausgangs-Oleum hat den Massenanteil $w(\text{freies SO}_3)$, die Schwefelsäure den Massenanteil $w(\text{freies SO}_3) = \text{Null}$.

c) Verdünnen eines Oleums mit Schwefelsäure mit einem Massenanteil $w(\text{H}_2\text{SO}_4) < 100\%$ (z. B. mit einer 98,5%igen Schwefelsäure).

Ausgangs-Oleum: Masse m_1 , Massenanteil an freiem SO₃ = $= w_1 \%$,

Verdünnungs-Schwefelsäure: Masse m_2 , Massenanteil an $\text{H}_2\text{SO}_4 = w_2 \%$,

End-Oleum: Masse $m_1 + m_2$, Massenanteil an freiem $\text{SO}_3 = w_M \%$.

Die Mischungsgleichung bezieht sich im gegebenen Fall auf freies SO_3 .

Die zugesetzte Schwefelsäure mit $w_2 < 100\%$ verbraucht Wasser ($= 100 - w_2$) zur Bildung von H_2SO_4 .

18,02 g H_2O binden 80,06 g SO_3 unter Bildung von H_2SO_4 ,
1 g H_2O daher 4,44 g SO_3 .

Diese Masse an SO_3 wird dem Ausgangs-Oleum entzogen, und zwar

$$m_2 \cdot (100 - w_2) \cdot 4,44 \text{ g } \text{SO}_3.$$

Die Mischungsgleichung lautet jetzt:

$$m_1 \cdot w_1 - m_2 \cdot (100 - w_2) \cdot 4,44 = (m_1 + m_2) \cdot w_M,$$

daraus ist

$$m_2 = \frac{m_1 \cdot (w_1 - w_M)}{w_M + 444 - 4,44 \cdot w_2}.$$

d) Verdünnen von Oleum mit Wasser. $w_2 = 0$, daher lautet die Gleichung

$$m_1 \cdot w_1 - m_2 \cdot 100 \cdot 4,44 = (m_1 + m_2) \cdot w_M,$$

daraus ist die Masse an Wasser

$$m_2 = \frac{m_1 \cdot (w_1 - w_M)}{444 + w_M}.$$

Aufgaben: 4/73. Wieviel Kilogramm 98,2%ige Schwefelsäure müssen zu 800 kg Oleum mit dem Massenanteil $w(\text{freies } \text{SO}_3) = 12,4\%$ zugesetzt werden, um ein Oleum mit dem Massenanteil $w(\text{freies } \text{SO}_3) = 10\%$ zu erhalten?

4/74. Aus 350 kg Oleum mit einem Massenanteil $w(\text{freies } \text{SO}_3) = 21,2\%$ soll ein Oleum mit $w(\text{freies } \text{SO}_3) = 20\%$ hergestellt werden. Mit wieviel Gramm Wasser muß verdünnt werden?

5 Gravimetrie

In der Gravimetrie („Gewichtsanalyse“) wird die eingewogene Untersuchungsprobe gelöst und die Lösung mit einem geeigneten Fällungsreagenz versetzt, wodurch das zu bestimmende Ion in einen schwerlöslichen Niederschlag („Fällungsform“) übergeführt wird. Der Niederschlag wird abfiltriert, gewaschen, getrocknet bzw. geäugt und gewogen („Wägeform“).

In vielen Fällen wird gleichzeitig eine „Trockenbestimmung“ ausgeführt, um den Feuchtigkeitsgehalt der Analysensubstanz zu ermitteln.

5.1 Feuchtigkeit und Glühverlust

5.1.1 Feuchtigkeitsgehalt

Der Feuchtigkeitsgehalt einer Analysenprobe wird durch Trocknen im Trockenschrank bis zur Massenkonstanz bestimmt. Ausgewogen wird der Trockenrückstand. Nach dieser Methode wird die anhaftende Feuchtigkeit ermittelt.

Ein weiteres Verfahren zur Bestimmung des Feuchtigkeitsgehaltes ist die Xylol-Methode (DIN 51582). Die Probe wird mit Xylol versetzt und die Mischung einer Destillation unterworfen. Es destilliert ein Xylol-Wasser dampf-Gemisch über. Das Destillat wird in einem Meßrohr aufgefangen. Dort trennen sich Xylol und Wasser, so daß das in der unteren Schicht angesammelte Wasser gemessen werden kann.

Beispiel 5-1. 2,0815 g (Einwaage) eines Kiesabbrandes wurden bei 105 °C bis zur Massenkonstanz getrocknet. Auswaage 2,0348 g. Berechne den Feuchtigkeitsgehalt des Kiesabbrandes.

Die Differenz von Einwaage und Auswaage, $2,0815 \text{ g} - 2,0348 \text{ g} = 0,0467 \text{ g}$, entspricht der in der Analysenprobe enthaltenen Feuchtigkeit.

2,0815 g Kiesabbrand enthalten 0,0467 g Feuchtigkeit,

$$\frac{100 \text{ g} \cdot 0,0467 \text{ g}}{100 \text{ g} \dots \dots \dots 2,0815 \text{ g}} = 2,24 \text{ g} \hat{=} 2,24\% \text{ Feuchtigkeit}$$

und $100 - 2,24 = 97,76\%$ Trockensubstanz.

Aufgaben: 5/1. Wieviel Prozent Feuchtigkeit errechnet sich aus folgenden Einwaagen an feuchter und Auswaagen an trockener Substanz?

- a) Einwaage: 20,1340 g, Auswaage: 19,8460 g;
- b) Einwaage: 1,7650 g, Auswaage: 1,4385 g;
- c) Einwaage: 2,0084 g, Auswaage: 1,9925 g.

5/2. Wieviel Prozent Feuchtigkeit enthält eine Braunkohle, von der 0,9992 g durch Trocknen bei 105 °C eine Abnahme von 0,1702 g erlitten?

5/3. 10,4563 g eines Farbstoffteiges ergaben beim Trocknen 1,7540 g. Wieviel Prozent Trockensubstanz enthält der Teig und wieviel Kilogramm Wasser müssen zu 750 kg dieses Teiges zugesetzt werden, damit er 10%ig wird?

5/4. Wieviel Moleküle Hydratwasser hat getrocknetes Magnesiumsulfat, wenn 2,7645 g $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ nach dem Erhitzen auf dem Wasserbad eine Auswaage von 1,7410 g ergeben?

5/5. 100 g Schmieröl werden zur Bestimmung der enthaltenen Feuchtigkeit mit Xylol versetzt und einer Destillation unterworfen. Aufgefangen wurden 0,2 ml Wasser. Berechne den Massenanteil an Feuchtigkeit in diesem Schmieröl.

5.1.2 Umrechnen auf Trockensubstanz

Um Analysenergebnisse miteinander vergleichen zu können, werden sie auf Trockensubstanz bezogen, um Werte zu erhalten, die vom Feuchtigkeitsgehalt der zur Analyse verwendeten Probe unabhängig sind. (Der Feuchtigkeitsgehalt kann sich z. B. beim Lagern der Substanz ändern.)

Beispiel 5-2. Die Analyse eines Kiesabbrandes ergab:

Feuchtigkeit	2,33%
Fe_2O_3	79,40%
Gesamt-S	4,71%
Blei	1,23%
Unlösliches	4,05% usw.

Der Kiesabbrand enthält laut Analyse 2,33% Feuchtigkeit und $100 - 2,33 = 97,67\%$ Trockensubstanz.

100 g Kiesabbrand \cong 97,67 g Trockensubstanz enthalten
79,40 g Fe₂O₃.

$$\text{folglich } 100 \text{ g Trockensubstanz} \dots \frac{100 \text{ g} \cdot 79,40 \text{ g}}{97,67 \text{ g}} = 81,30 \text{ g Fe}_2\text{O}_3.$$

In der Trockensubstanz sind 81,30% Fe₂O₃ enthalten.

In gleicher Weise werden alle übrigen Analysenwerte umgerechnet. Zur Vereinfachung der Rechnung wird ein „*Umrechnungsfaktor*“ ermittelt. Er beträgt für obiges Beispiel:

$$\frac{100}{\% \text{ Trockensubstanz}} = \frac{100}{97,67} = 1,0238.$$

Mit diesem Faktor sind alle Analysenwerte zu multiplizieren:

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 \dots \dots \dots 79,40 \cdot 1,0238 = 81,30\%,$$

Umgekehrt kann es notwendig sein, Analysenwerte auf die ursprüngliche feuchte Analysensubstanz zu beziehen.

Beispiel 5-3. Eine Kohle enthält 8,4% Grubenfeuchtigkeit. Nach Entfernung dieses „groben“ Wassers wurde die lufttrockene Kohle analysiert und ein Aschegehalt von 7,24% gefunden. Wieviel Prozent Asche sind dies, bezogen auf die ursprüngliche (nicht vorgetrocknete) Kohle?

100 - 8,4 = 91,6 g lufttrockene Kohle sind enthalten in 100 g
der ursprünglichen Kohle
100 g daher in 109,17 g
der ursprünglichen Kohle mit einem
Aschengehalt von 7,24 g.

In 100 g der ursprünglichen Kohle sind daher enthalten

$$\frac{100 \text{ g} \cdot 7,24 \text{ g}}{109,17 \text{ g}} = 6,63 \text{ g Asche} = 6,63\%.$$

Aufgaben: 5/6. Wieviel Prozent MnO_2 , bezogen auf Trockensubstanz, enthält ein Braunstein, dessen Analyse 0,33% Feuchtigkeit und 54,72% MnO_2 , ergab?

5/7. Durch Analyse eines Kiesabbrandes wurden folgende Werte erhalten: 3,31% Feuchtigkeit, 2,86% Unlösliches, 75,29% Fe_2O_3 , 5,49% S, 1,39% Pb und 7,76% Zn. Rechne die erhaltenen Werte auf Trockensubstanz um.

5.1.3 Glühverlust und Glührückstand

Zur Bestimmung des Glühverlustes einer Substanz wird die eingewogene Probe geglüht und nach Abkühlen die zurückgebliebene Masse, der Glührückstand, gewogen.

Beispiel 5-4. Durch Glühen von 0,9347 g Dolomit wurde ein Glührückstand von 0,4993 g erhalten.

0,4993 g Glührückstand sind, bezogen auf die Einwaage, 53,42%.

Der Glühverlust beträgt $100 - 53,42 = 46,58\%$.

Aufgaben: **5/8.** 0,2500 g Kalkstein wurden geeglüht und ein Rückstand von 0,1708 g erhalten. Zu berechnen ist der Glühverlust.

5/9. 1,0440 g eines Gemisches von CaCO_3 und MgCO_3 ergaben nach dem Glühen einen Rückstand von 0,5175 g. Berechne den Glühverlust in % und die Kilogramm Glührückstand, die durch Glühen von 2000 kg des Gemisches auf Grund der Analyse erhalten werden müssten.

5/10. Berechne den theoretischen Glühverlust von Calciumcarbonat CaCO_3 .

5.2 Gravimetrische Analysen

Grundlage der Berechnung ist die Reaktionsgleichung, nach der die gravimetrische Bestimmung geschieht. Siehe auch unter „Berechnen des Umsatzes bei chemischen Reaktionen“, S. 120.

Beispiel 5-5. 0,2130 g eines Chromsalzes ergaben bei der gravimetrischen Bestimmung eine Auswaage von 0,1137 g Cr_2O_3 . Zu berechnen ist der Massenanteil an Cr (in %) im Chromsalz.

$$\begin{array}{lcl} 0,2130 \text{ g Einwaage ergaben} & \dots & 0,1137 \text{ g } \text{Cr}_2\text{O}_3, \\ 100 \text{ g Einwaage} & \dots & \frac{100 \text{ g} \cdot 0,1137 \text{ g}}{0,2130 \text{ g}} = 53,38 \text{ g } \text{Cr}_2\text{O}_3. \end{array}$$

Umrechnen auf Cr: In der Verbindung Cr_2O_3 sind 2 Atome Cr enthalten.

Molare Masse $M(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 152,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cr}) = 52,00 \text{ g/mol}$.

152,00 g Cr_2O_3 enthalten $2 \cdot 52,00 \text{ g Cr} = 104,00 \text{ g Cr}$,

$$\frac{53,38 \text{ g} \cdot 104,00 \text{ g}}{152,00 \text{ g}} = 36,52 \text{ g Cr}, \\ \cong 36,52\% \text{ Cr im Chromsalz.}$$

Um das Umrechnen von Cr_2O_3 in Cr nicht bei jeder Chrombestimmung erneut vornehmen zu müssen, wird der analytische Faktor ermittelt, mit dem der gefundene Cr_2O_3 -Wert zu multiplizieren ist, um den ihm entsprechenden Anteil an Cr zu erhalten.

In obigem Beispiel ist der analytische Faktor:

$$\frac{2 \text{ Cr}}{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{2 \cdot 52,00 \text{ g}}{152,00 \text{ g}} = \frac{104,00 \text{ g}}{152,00 \text{ g}} = 0,6842.$$

Mit diesem Faktor ist der gefundene Wert 53,38 g Cr_2O_3 zu multiplizieren. $53,38 \text{ g Cr}_2\text{O}_3 \cdot 0,6842 = 36,52 \text{ g Cr}$.

Analytischer (bzw. stöchiometrischer) Faktor

Der analytische Faktor ist zahlenwert-gleich dem Massenanteil eines Elements oder einer Atomgruppe (A) in einer Verbindung A_aB_b .

$$w(A) = \frac{a \cdot M(A)}{M(A_aB_b)}.$$

Ist A das Atom oder die Atomgruppe, die zu bestimmen ist, und A_aB_b die Wägeform, dann ist a die Anzahl von A in der Wägeform.

Der analytische Faktor errechnet sich daher nach der Formel

$$\frac{a \cdot M(A)}{M(\text{Wägeform})}; \quad (\text{Stöchiometrisches Massenverhältnis}).$$

Mit Hilfe des analytischen Faktors ist die Berechnung des Analysenergebnisses in einem Rechengang möglich:

$$w(A) = \frac{\text{Auswaage} \cdot \text{Analytischer Faktor}}{\text{Einwaage}}$$

In Tabellenbüchern sind die wichtigsten analytischen Faktoren zusammengestellt (siehe auch Tab. 6, S. 362).

Der zu berechnende Bestandteil ist in der Spalte „Gesucht“ aufzusuchen. In der Spalte „Gegeben“ ist die durch die Analyse erhaltene und gewogene Verbindung verzeichnet. In der 3. Spalte ist der analytische Faktor angegeben.

Beispiel 5-6. Gesucht Ba, gegeben BaSO_4 . Zu berechnen ist der analytische Faktor.

$$\text{Analytischer Faktor} = \frac{1 \cdot M(\text{Ba})}{M(\text{BaSO}_4)} = \frac{1 \cdot 137,327 \text{ g/mol}}{233,391 \text{ g/mol}} = 0,5884.$$

Beispiel 5-7. Zur Bestimmung des Massenanteils an Al in einem Aluminiumsalz wurde das Aluminium mit NH_4OH -Lösung als $\text{Al}(\text{OH})_3$ gefällt und in die Wägeform Al_2O_3 übergeführt. Zu berechnen ist der analytische Faktor zur Errechnung des Massenanteils an Al.

$$\frac{a \cdot M(A)}{M(\text{Wägeform})} = \frac{2 \cdot M(\text{Al})}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{2 \cdot 26,982 \text{ g/mol}}{101,961 \text{ g/mol}} = 0,5293.$$

Beispiel 5-8. Die gravimetrische Bestimmung des Magnesiums in einer Magnesiumverbindung ergab bei einer Einwaage von 0,3287 g eine Auswaage von 0,1616 g $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$. Welchen Massenanteil an Mg enthält die Verbindung?

Der analytische Faktor wird aus der Tab. 6 entnommen ($= 0,2184$).

$$w(\text{Mg}) = \frac{0,1616 \text{ g} \cdot 0,2184}{0,3287 \text{ g}} = 0,1074 = 10,74\%.$$

Aufgaben: 5/11. Berechne den analytischen Faktor aus folgenden Angaben:

	gesucht	gegeben		gesucht	gegeben
a)	Ag	AgCl	f)	Mg	$\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$
b)	Pb	PbSO_4	g)	SrSO_4	BaSO_4
c)	S	BaSO_4	h)	Cr_2O_3	BaCrO_4
d)	SO_4	BaSO_4	i)	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	CuSCN
e)	Sb	Sb_2S_3	k)	I	AgCl

5/12. 0,1937 g einer Bleiverbindung wurden gelöst und das Blei mit Schwefelsäure gefällt. Die Auswaage an PbSO_4 betrug 0,2294 g. Welchen Massenanteil an Pb enthält die Verbindung?

5/13. Durch Analyse von 0,2939 g eines Grauspießglanzes wurden 0,1920 g Sb_2S_3 erhalten. Welchen Massenanteil an Sb enthält das Mineral?

5/14. 2,2867 g eines Magnesiumsalzes wurden in Wasser gelöst, die Lösung auf 250 ml verdünnt und 50 ml davon zur Analyse verwendet. Auswaage: 0,2032 g $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$. Berechne den Massenanteil an MgO in dem Magnesiumsalz.

5/15. Zur Bestimmung des Zinks wurden 0,9673 g einer Analysenprobe in Wasser gelöst, die Lösung auf 250 ml verdünnt und aus 100 ml dieser Lösung das Zink als ZnS gefällt. Auswaage 0,1616 g ZnS . Berechne den Massenanteil an Zn in dem Zinksalz.

5/16. 20 ml einer zur Analyse vorliegenden Eisensalzlösung wurden auf 250 ml verdünnt und aus 100 ml der so erhaltenen Lösung das Eisen nach gegebener Analysenvorschrift gefällt und als Fe_2O_3 gewogen. Auswaage 0,4577 g. Wieviel Gramm Fe sind in 1 Liter der ursprünglichen Lösung enthalten?

5/17. 50 ml einer Cadmiumsalzlösung wurden auf 250 ml verdünnt und aus 25 ml dieser Lösung das Cadmium als Cadmiumsulfid CdS gefällt. Der Niederschlag wurde abfiltriert, gewaschen, getrocknet und durch Glühen in CdO übergeführt. Auswaage 0,1265 g CdO . Wieviel Gramm Cd sind in 1 Liter der ursprünglichen Lösung enthalten?

5/18. Aus 10 ml eines Schwefelsäure-Salpetersäure-Gemisches wurde die Schwefelsäure durch Bariumchlorid als BaSO_4 gefällt und eine Auswaage von 2,3960 g erhalten. Wieviel Gramm H_2SO_4 sind in 1 Liter des Säuregemisches enthalten?

5/19. Bei der Durchführung einer Glasanalyse wurden bei der Bestimmung des Eisens und Aluminiums aus 1,0000 g Einwaage 0,0163 g eines Gemisches von $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3$ erhalten. Welchen Massenanteil an Al_2O_3 enthält die Glasprobe, wenn eine colorimetrische Eisenbestimmung 0,13% Fe ergeben hat?

5/20. Wieviel prozentig ist ein Eisensulfat-7-Hydrat $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, von dem 0,7413 g bei der gravimetrischen Eisenbestimmung 0,2120 g Fe_2O_3 ergaben?

5/21. Zur Bestimmung des Silber- und Kupfergehaltes einer Münze wurde die Münze, deren Masse zu 4,5813 g bestimmt wurde, in Salpetersäure gelöst, die Lösung auf 250 ml verdünnt und aus 25 ml der Lösung das Silber als AgCl gefällt und eine Auswaage von 0,5029 g erhalten. Im Filtrat der Silberfällung wurde das Kupfer als CuO bestimmt, Auswaage 0,0989 g. Berechne die Massenanteile an Ag und Cu in der Münze.

5/22. 0,2850 g eines Quecksilbersalzes wurden gelöst und das Quecksilber als Quecksilbersulfid HgS gefällt, getrocknet und gewogen. Es wurden 3 Analysen durchgeführt und folgende Auswaagen an HgS erhalten: 0,1879 g, 0,1883 g und 0,1869 g. Berechne den Mittelwert des Massenanteils an Hg in dem Quecksilbersalz.

6 Volumetrie

In der Volumetrie oder Maßanalyse wird die unbekannte Masse eines gelösten Stoffes dadurch ermittelt, daß man ihn durch Zugabe einer Reagenzlösung (Maßlösung), deren Wirkungswert genau bekannt ist, quantitativ von einem chemisch genau bekannten Anfangszustand in einen ebenso bekannten Endzustand überführt. Aus dem Volumen der verbrauchten Maßlösung, das mit Hilfe von Büretten gemessen wird, wird die Masse des zu bestimmenden Stoffes errechnet. Den Vorgang nennt man Titration. Bedingung ist, daß die Reaktion quantitativ und stöchiometrisch verläuft und daß der Endpunkt (Äquivalenzpunkt) scharf erkennbar ist.

6.1 Maßlösungen

6.1.1 Molarität und „Normalität“

Der Gehalt von Maßlösungen wird durch die Stoffmengenkonzentration c („Molarität“) des gelösten Stoffes in bezug auf seine Teilchen X angegeben.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)},$$

die Einheit ist mol/l. (Siehe S. 133.)

Früher wurde die Einheit Val/l verwendet und in Verbindung damit der Begriff der „Normallösung“.

Die „Normalität“ einer Lösung gab an, wieviel Val (= Gramm-Äquivalent) des reinen Stoffes in 1 Liter der Lösung enthalten sind. Eine 1 normale Salzsäure (1 N HCl oder 1 n HCl) enthält 1 Val HCl im Liter.

Da die Angabe in Val nicht mehr zulässig ist, wurde das „Äquivalent“ eingeführt (s. S. 125).

Das Äquivalent (eq) des Teilchens X ist $\frac{1}{z^*} X$, worin z^* die Äquivalenzzahl bedeutet.

Die Stoffmengenkonzentration $c(\text{eq}) = c\left(\frac{1}{z^*} X\right) = z^* \cdot c(X)$.

$$c(X) = \frac{1}{z^*} \cdot c(\text{eq}).$$

Beispiele: Für NaOH ist $z^* = 1$ und $c(\frac{1}{1} \text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$; die Natronlauge ist 1 M (1 molar).

Für H_2SO_4 ist $z^* = 2$;

$$c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l},$$

daraus ist

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 1 \text{ mol/l} = 0,5 \text{ mol/l}.$$

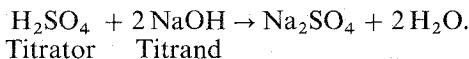
Die Schwefelsäure ist 0,5 M.

Anstelle von 1 N NaOH (1 normale Natronlauge) muß es heißen Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$. (1 N Natronlauge ist also 1 molar). Anstelle von 1 N H_2SO_4 muß es heißen Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$. (1 N H_2SO_4 ist 0,5 molar).

6.1.2 Neutralisationsäquivalent

Gleiche Volumina von Lösungen mit gleicher Stoffmengenkonzentration sind äquivalent. Beispiel: 20 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ verbrauchen zur Neutralisation 20 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$.

Der Äquivalentbeziehung liegt die Reaktionsgleichung zugrunde.



Die Verbindung (bzw. das Element oder Ion in der Probe), die durch Titration zu bestimmen ist, heißt Titrand.

Die Verbindung (bzw. das Ion) in der Maßlösung, die bei der Titration mit dem Titranden reagiert, ist der Titrator.

Die Masse des Titranden, die 1 Liter (bzw. 1 Milliliter) des Titrators äquivalent ist, wird als *maßanalytisches Äquivalent* bezeichnet. Einheit g/l bzw. mg/ml.

Wird als Titrator z. B. Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ verwendet, dann ist

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,05 \text{ mol/l}.$$

Die Stoffmenge $n = c \cdot V$; $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l} = 0,05 \text{ mol}$.

Die äquivalente Stoffmenge des Titranden (in unserem Fall NaOH) ergibt sich aus den stöchiometrischen Zahlen v der Reaktionsgleichung.

$$v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \quad \text{und} \quad v(\text{NaOH}) = 2; \quad 1 \text{ H}_2\text{SO}_4 \doteq 2 \text{ NaOH}.$$

Das Stoffmengenverhältnis beträgt

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) : n(\text{NaOH}) = 1 : 2.$$

$1 \cdot 0,05 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 : 2 \cdot 0,05 \text{ mol NaOH}$, daraus ist die Stoffmenge des Titranden $n(\text{NaOH}) = 2 \cdot 0,05 \text{ mol} = 0,1 \text{ mol}$.

Berechnung des maßanalytischen Äquivalents

Die Masse des Titranden in 1 Liter Maßlösung ist aus

$$m = n \cdot M,$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot 40,0 \text{ g/mol} = 4,00 \text{ g NaOH}.$$

1 Liter Maßlösung mit $c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ ist äquivalent 4,00 g NaOH; das maßanalytische Äquivalent von NaOH ist 4,00 g/l für $c = 0,1 \text{ mol/l}$.

Einige häufig verwendete maßanalytische Äquivalente sind in der Tab. 7, S. 364, zusammengestellt. In der Tabelle ist die Anzahl Gramm (bzw. mg) des Titranden angegeben, die 1 Liter der Maßlösung (Titrator) mit $c = 1 \text{ mol/l}$ (bzw. 1 mmol/ml) äquivalent sind.

Bei Verwendung von Maßlösungen mit $c = 0,1 \text{ mol/l}$, müssen die in der Tabelle angegebenen maßanalytischen Äquivalente durch 10, bei Lösungen mit $c = 0,5 \text{ mol/l}$ durch 2 dividiert werden.

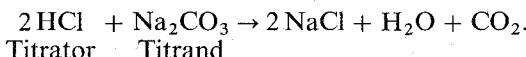
Ist z. B. H_2SO_4 der Titrant, dann ist

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol} \cdot 98,08 \text{ g/mol}$$

$$= 49,04 \text{ g};$$

das maßanalytische Äquivalent von H_2SO_4 ist 49,04 g/l.

Beispiel 6-1. Zu berechnen ist das maßanalytische Äquivalent von Na_2CO_3 , bezogen auf eine Maßlösung (z. B. HCl) mit $c = 1 \text{ mol/l}$.



In 1 Liter Maßlösung ist $n(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l} = 1 \text{ mol}$.

Äquivalente Stoffmenge des Titranden:

$$2 \text{ mol HCl} \doteq 1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3,$$

daher

$$1 \text{ mol HCl} \doteq \frac{1}{2} \cdot 1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3; \quad n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,5 \text{ mol}.$$

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,5 \text{ mol} \cdot 105,989 \text{ g/mol} = 52,995 \text{ g}$; das maßanalytische Äquivalent von Na_2CO_3 ist 52,995 g/l.

Aufgaben: 6/1. Berechne nach Aufstellen der Reaktionsgleichung die maßanalytischen Äquivalente der nachstehenden Verbindungen. Die Maßlösungen haben die Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol/l}$.

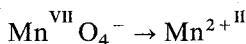
- a) HNO_3 (Titrator ist NaOH),
- b) CaCO_3 (Titrator ist HCl),
- c) COOH (Titrator ist NaOH),
|
 COOH
- d) CH_3COOH (Titrator ist NaOH).

6.1.3 Redox-Äquivalent

Bei Redox-Reaktionen ändern Titrator und Titrand ihre Oxidationszahlen. Die Oxidationszahl des oxidierenden Stoffes wird verringert, die des oxidierten Stoffes erhöht.

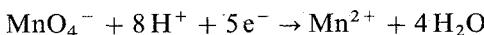
Die Äquivalenzzahl z^* ergibt sich aus der Differenz der Oxidationszahlen eines Teilchens X (oder des enthaltenen Atoms, das seine Oxidationszahl ändert) vor und nach der Reaktion.

Beispiel: Bei Verwendung von KMnO_4 als Oxidationsmittel in saurer Lösung



ist die Änderung der Oxidationszahl = 5; $z^* = 5$.

Aus der Elektronengleichung



folgt, daß 5 Elektronen aufgenommen werden; $z^* = 5$.

Ist $c\left(\frac{1}{z^*} \text{X}\right) = c\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = 1 \text{ mol/l}$, dann ist

$$c\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = 5 \cdot c(\text{KMnO}_4)$$

und

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \cdot 1 \text{ mol/l} = 0,2 \text{ mol/l}.$$

(Die Lösung ist 0,2 M.)

$$n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V = 0,2 \text{ mol/l} \cdot 11 = 0,2 \text{ mol}.$$

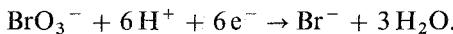
$$\begin{aligned} m(\text{KMnO}_4) &= n(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = 0,2 \text{ mol} \cdot 158,034 \text{ g/mol} \\ &= 31,607 \text{ g KMnO}_4. \end{aligned}$$

1 Liter Lösung mit $c\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = 1 \text{ mol/l}$ enthält 31,607 g KMnO₄.

Beispiel 6-2. KBrO₃ wird bei der bromatometrischen Titration zu KBr reduziert. Berechne

- die Äquivalentzahl z^* über die Elektronengleichung und
- aus der Veränderung der Oxidationszahlen;
- die molare Masse des KBrO₃-Äquivalents.

Zu a)



Von 1 BrO₃⁻ werden 6 Elektronen aufgenommen; $z^* = 6$.

Zu b) Oxidationszahl von Br in



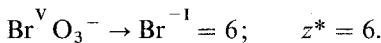
daraus $\text{x} = 5$.

Oxidationszahl von Br in

$$K^{+1}Br^x \dots \dots 1 + x = 0,$$

daraus $x = -1$.

Änderung der Oxidationszahl:



Zu c)

$$M\left(\frac{1}{z^*}X\right) = M\left(\frac{1}{6}KBrO_3\right) = \frac{1}{6} \cdot M(KBrO_3) = \frac{167,00 \text{ g/mol}}{6}$$

$$= 27,833 \text{ g/mol.}$$

Aufgaben: 6/2. Kaliumdichromat $K_2Cr_2O_7$ wird in Redox-Reaktionen zum Cr(III)-Ion reduziert.

Berechne die molare Masse des $K_2Cr_2O_7$ -Äquivalents.

6/3. Berechne das Redox-Äquivalent von

- a) $NaNO_2$. Bei der Oxidation mit $KMnO_4$ wird NO_2^- zu NO_3^- oxidiert.
- b) $FeSO_4$. $FeSO_4$ wird zu $Fe_2(SO_4)_3$ oxidiert.
- c) As_2O_3 . In Redox-Reaktionen wird As_2O_3 zu H_3AsO_4 oxidiert.
- d) $SnCl_2$. $SnCl_2$ wird durch I_2 zu Na_2SnO_3 oxidiert.

6/4. Folgende Stoffmengen von Äquivalenten sind in Massen umzurechnen:

- a) $n(Na_2S_2O_3) = 0,1 \text{ mol}$; b) $n(\frac{1}{2}Na_2C_2O_4) = 0,1 \text{ mol}$;
- c) $n(\frac{1}{2}KMnO_4) = 0,5 \text{ mol}$; d) $n(\frac{1}{2}I_2) = 0,2 \text{ mol}$;
- e) $n(\frac{1}{4}Sb_2O_3) = 0,01 \text{ mmol}$;
- f) $n((NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O) = 0,2 \text{ mmol}$.

6/5. Berechne die Stoffmenge der Äquivalente $n(\text{eq})$ aus den angegebenen Massen.

- a) $124,093 \text{ g } Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$; b) $98,062 \text{ g } K_2Cr_2O_7$;
- c) $3,161 \text{ g } KMnO_4$; d) $27,833 \text{ g } KBrO_3$.

6/6. Berechne die Stoffmengenkonzentration des Redox-Äquivalents $c(\text{eq})$ einer Lösung, die in 1 Liter

- a) $6,3216 \text{ g } KMnO_4$; b) $79,05 \text{ g } Na_2S_2O_3$; c) $2,7833 \text{ g } KBrO_3$
- enthält.

6.1.4 Auswahl häufig verwendeter Maßlösungen

Stoffmengenkonzentration	Früher: Normalität	Stoffmengenkonzentration	Molarität
$c(\text{eq}) = c\left(\frac{1}{z^*} X\right)$		$c(X) = \frac{1}{z^*} \cdot c(\text{eq})$	
Natronlauge			
$c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$	1 N	$c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$	1 M
$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 M
Salzsäure			
$c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$	1 N	$c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$	1 M
$c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/l}$	0,5 N	$c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/l}$	0,5 M
$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 M
Schwefelsäure			
$c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$	1 N	$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol/l}$	0,5 M
$c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ mol/l}$	0,05 M
Kaliumpermanganat (in saurer Lösung)			
$c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 1 \text{ mol/l}$	1 N	$c(\text{KMnO}_4) = 0,2 \text{ mol/l}$	0,2 M
$c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/l}$	0,02 M
Oxalsäure			
$c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/l}$	0,05 M
Kaliumbromat (V)			
$c(\frac{1}{6} \text{KBrO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{KBrO}_3) = 0,0167 \text{ mol/l}$	$\frac{1}{60} \text{ M}$
Iod			
$c(\frac{1}{2} \text{I}_2) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{I}_2) = 0,05 \text{ mol/l}$	0,05 M
Natriumthiosulfat			
$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 M
Silbernitrat			
$c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 M
Ammoniumthiocyanat (Ammoniumrhodanid)			
$c(\text{NH}_4\text{SCN}) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 N	$c(\text{NH}_4\text{SCN}) = 0,1 \text{ mol/l}$	0,1 M

6.2 Herstellen von Maßlösungen

6.2.1 Durch genaue Einwaage des reinen Stoffes (Urtitersubstanz)

Urtitersubstanzen sind chemisch reine Chemikalien. Sie ziehen aus der Luft keine Feuchtigkeit und kein Kohlendioxid an.

Beispiel 6-3. Wieviel Gramm wasserfreies Natriumcarbonat Na_2CO_3 müssen eingewogen werden, um 5 Liter einer Natriumcarbonatlösung mit $c(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ herzustellen? Die Lösung ist 0,05 M.

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105,989 \text{ g/mol.}$$

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,05 \text{ mol/l.}$$

1 Liter dieser Lösung enthält 0,05 mol Na_2CO_3 , das sind $0,05 \text{ mol} \cdot 105,989 \text{ g/mol} = 5,2995 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$. Für 5 Liter sind daher 26,4975 g Na_2CO_3 erforderlich.

Aufgaben: 6/7. Herzustellen sind 2 l

a) Silbernitratlösung mit $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$,

b) Ammoniumthiocyanatlösung mit $c(\text{NH}_4\text{SCN}) = 0,1 \text{ mol/l}$.

Wieviel Gramm der chemisch reinen Substanzen sind einzuwägen?

6/8. Welche Stoffmengenkonzentration $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ hat eine Oxalsäurelösung, die erhalten wurde durch Lösen von 12,607 g reiner kristallisierte Oxalsäure $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ und verdünnen auf 2 l?

6.2.2 Durch Einwaage von Chemikalien, die nicht chemisch rein sind

Beispiel 6-4. Herzustellen ist 1 Liter einer Kaliumhydroxidlösung mit $c(\text{KOH}) = 1 \text{ mol/l}$. Verwendet wird ein Kaliumhydroxid mit einem Massenanteil $w(\text{KOH}) = 0,9674 = 96,74\%$. Wieviel Gramm müssen davon eingewogen werden?

1 l KOH-Lösung mit $c(\text{KOH}) = 1 \text{ mol/l}$ enthält die Stoffmenge

$$n(\text{KOH}) = c(\text{KOH}) \cdot V(\text{Ls}) = 1 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l} = 1 \text{ mol.}$$

$$\begin{aligned} m(\text{KOH}) &= n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 1 \text{ mol} \cdot 56,105 \text{ g/mol} \\ &= 56,105 \text{ g KOH.} \end{aligned}$$

Das KOH ist nur 96,74%ig, folglich müssen

$$\frac{56,105 \text{ g}}{0,9674} = 57,9957 \text{ g}$$

eingewogen werden.

Aufgaben: 6/9. Herzustellen sind 5 Liter einer

a) Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$ ($= 0,5 \text{ M}$). Wieviel Gramm NaOH mit einem Massenanteil $w(\text{NaOH}) = 98,7\%$ sind erforderlich?

b) Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol/l}$ ($= 0,25 \text{ M}$). Wieviel Gramm 98,2%ige Schwefelsäure sind erforderlich?

6/10. Wieviel Milliliter 36%ige Salzsäure der Dichte $\rho_{20} = 1,179 \text{ g/ml}$ sind abzumessen, um 4 Liter einer Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ ($= 0,1 \text{ M}$) herzustellen?

6/11. Welchen Massenanteil $w(\text{KOH})$ enthält ein Kaliumhydroxid KOH, von dem 58 g zu 1 Liter gelöst eine Kaliumhydroxidlösung mit $c(\text{KOH}) = 1 \text{ mol/l}$ ($= 1 \text{ M}$) ergeben?

6.2.3 Der Titer

Liegt eine Maßlösung vor, deren Stoffmengenkonzentration von dem erwünschten genauen Wert, z. B. von $c(X) = 1 \text{ mol/l}$, abweicht und nur die angenäherte Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(X)$ hat, wird ein Korrekturfaktor, der Titer t (früher Faktor genannt), ermittelt.

Mit dem Titer t muß die angenäherte Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(X)$ multipliziert werden, um die genaue Konzentrationsangabe $c(X)$ zu erhalten.

$$c(X) = \tilde{c}(X) \cdot t.$$

Hat z. B. eine Lösung die annähernde Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ und den Titer $t = 1,0108$, dann ist ihre tatsächliche Stoffmengenkonzentration

$$c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l} \cdot 1,0108 = 1,0108 \text{ mol/l}.$$

Ist der Titer der Lösung $t = 0,9730$, dann beträgt die tatsächliche Stoffmengenkonzentration

$$c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l} \cdot 0,9730 = 0,9730 \text{ mol/l}.$$

Ist der Titer $t < 1$, dann ist die genaue Stoffmengenkonzentration c der Maßlösung geringer als die annähernde Konzentration \tilde{c} , ist $t > 1$, dann ist c größer als \tilde{c} .

Nachdem bei Titrationen in der Regel die Stoffmengenkonzentration der Maßlösung in Zusammenhang mit dem verbrauchten Volumen steht, kann der Titer auch zur Korrektur des Volumens der Maßlösung verwendet werden.

Die Stoffmenge n im Volumen einer Maßlösung mit der annähernden Stoffmengenkonzentration \tilde{c} ist gleich der Stoffmenge im Volumen der Maßlösung mit der genauen Stoffmengenkonzentration c ($t = 1$).

$$n = c \cdot V = \tilde{c} \cdot t \cdot V.$$

Beispiel 6-5. a) Eine Salzsäure mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ hat den Titer $t = 0,9960$. Verbraucht wurden 26,5 ml der Säure.

26,5 ml dieser Säure entsprechen $26,5 \text{ ml} \cdot 0,9960 = 26,394 \text{ ml}$ Säure mit der genauen Konzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$.

b) Eine Natronlauge mit $\tilde{c}(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ hat den Titer $t = 1,0417$. Verbrauch 24 ml.

24 ml dieser Lauge entsprechen $24 \cdot 1,0417 = 25,0 \text{ ml}$ Lauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$.

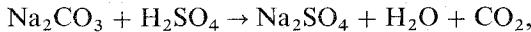
6.2.4 Titerstellung (Bestimmung des Titers)

Die Bestimmung des Titers einer Maßlösung mit der annähernden Stoffmengenkonzentration \tilde{c} geschieht mit Hilfe einer Urtitersubstanz oder durch Titrieren mit einer Maßlösung, deren Titer bekannt ist.

Der Titer der Maßlösung ist auf dem Flaschenetikett zu vermerken. Da von Zeit zu Zeit eine Kontrolle des Titers erfolgen soll, muß auch das Datum der Bestimmung angegeben sein.

a) Titerstellung mit Hilfe einer Urtitersubstanz

Beispiel 6-6. Der Titer t einer Schwefelsäure mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ soll mit wasserfreiem Na_2CO_3 als Urtitersubstanz bestimmt werden. Bei der Titerstellung sollen ca. 40 ml der Schwefelsäure verbraucht werden.



$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,05 \text{ mol/l}.$$

1000 ml Schwefelsäure mit $n = 0,05 \text{ mol}$ erfordern zur Neutralisation 0,05 mol Na_2CO_3 , das sind $0,05 \text{ mol} \cdot 105,989 \text{ g/mol} = 5,2995 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$.

$$40 \text{ ml Säure würden daher } \frac{40 \text{ ml} \cdot 5,2995 \text{ g}}{1000 \text{ ml}} = 0,2120 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

erfordern. (Das ist die Größenordnung der Einwaage.)

$$\text{Eingewogen wurden genau } 0,2150 \text{ g Na}_2\text{CO}_3, \text{ die } \frac{0,2150 \text{ g} \cdot 1000 \text{ ml}}{5,2995 \text{ g}} = 40,57 \text{ ml Säure mit } c = 0,1 \text{ mol/l verbrauchen.}$$

Der tatsächliche Verbrauch an Säure mit $\tilde{c} = 0,1 \text{ mol/l}$ betrug 41,20 ml.

$$c \cdot V = \tilde{c} \cdot t \cdot V,$$

$$0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,040571 = 0,1 \text{ mol/l} \cdot t \cdot 0,041201,$$

daraus ist

$$t = 0,9847.$$

b) Titerstellung mit Hilfe einer Maßlösung mit bekanntem Titer

Beispiel 6-7. Zu bestimmen ist der Titer t_1 einer Natronlauge mit $\tilde{c}_1 = 1 \text{ mol/l}$ durch Titration mit einer Salzsäure mit $\tilde{c}_2 = 1 \text{ mol/l}$, deren Titer $t_2 = 1,0150$ beträgt.

40,00 ml (= V_2) der Salzsäure (\tilde{c}_2, t_2) verbrauchten 40,25 ml (= V_1) der Natronlauge (\tilde{c}_1, t_1 zu bestimmen).

Die umgesetzten Stoffmengen von HCl und NaOH sind im Äquivalenzpunkt gleich: $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$.

$$n = c \cdot V,$$

daher

$$\tilde{c}_1 \cdot V_1 \cdot t_1 = \tilde{c}_2 \cdot V_2 \cdot t_2.$$

$$1 \text{ mol/l} \cdot 40,25 \text{ ml} \cdot t_1 = 1 \text{ mol/l} \cdot 40,00 \text{ ml} \cdot 1,0150$$

und

$$t_1 = \frac{40,00 \text{ ml} \cdot 1,0150}{40,25 \text{ ml}} = 1,0087.$$

Aufgaben: 6/12. Bestimme den Titer t einer Salzsäure mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$, von der 40 ml bei der Titerstellung

- a) 38,5 ml, b) 40,7 ml
- einer Natronlauge mit der genauen Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ benötigen.

6/13. Welchen Titer t hat eine Natronlauge mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$, von der

- a) 40 ml 40,2 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$,
- b) 45,3 ml 44,9 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$,
- c) 46 ml 23,3 ml Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 2 \text{ mol/l}$,
- d) 36 ml 36 ml Schwefelsäure mit $\tilde{c}(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$ und $t = 0,9940$,
- e) 40 ml 40,3 ml Salzsäure mit $\tilde{c}(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$ und $t = 1,0350$

verbrauchen?

6/14. Berechne den Titer t einer Kaliumhydroxidlösung mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{KOH}) = 1 \text{ mol/l}$, die erhalten wird durch Lösen von

- a) 56,25 g KOH 100%ig und Verdünnen auf 1 Liter,
- b) 65 g KOH 86,2%ig und Verdünnen auf 1 Liter,
- c) 167,5 g KOH 100%ig und Verdünnen auf 3 Liter.

6.2.5 Einstellen von Maßlösungen auf den Titer $t = 1$

Um das beim Berechnen des Ergebnisses von Titrationen notwendige Multiplizieren mit dem Titer zu ersparen, kann die Maßlösung auf den Titer $t = 1$ eingestellt werden. Dies geschieht durch Zusatz von Wasser bzw. durch Zusatz einer Lösung höherer Konzentration.

Es ist vorteilhaft, bei der Herstellung einer Maßlösung aus unreinen Stoffen so zu verfahren, daß eine Lösung erhalten wird, die ein wenig zu stark ist. Es ist einfacher, eine Lösung mit Wasser nachträglich zu verdünnen, als eine zu schwache Lösung aufzustärken. Auf jeden Fall ist nach Einstellen auf den Titer $t = 1$ eine Kontrollbestimmung des Titers erforderlich.

- a) Titer > 1 , die Maßlösung muß verdünnt werden

Beispiel 6-8. 5 Liter einer Natronlauge mit $\tilde{c}(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ und dem Titer $t = 1,0250$ sollen auf die genaue Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ eingestellt werden. Wieviel ml Wasser müssen zugesetzt werden?

5 Liter Lauge mit $t = 1,0250 \doteq 51 \cdot 1,0250 = 5,1251$ mit $t = 1$.

Es müssen $5,1251 - 5,0001 = 0,1251 = 125 \text{ ml}$ Wasser zugesetzt werden.

b) Titer < 1, die Maßlösung muß aufgestärkt werden

Beispiel 6-9. 1 Liter (= V_1) einer Salzsäure mit der Stoffmengenkonzentration $\tilde{c} = 1 \text{ mol/l}$, $t = 0,9780$ ist auf den Titer $t = 1$ einzustellen. Zur Verfügung steht eine 10%ige Salzsäure, die gemäß Dichtetabelle, S. 368, 104,8 g HCl im Liter enthält.

Stoffmengenkonzentration der einzustellenden Säure

$$c_1 = \tilde{c} \cdot t = 1 \text{ mol/l} \cdot 0,9780 = 0,9780 \text{ mol/l}; \quad n_1 = 0,9780 \text{ mol.}$$

Stoffmengenkonzentration der zuzusetzenden Säure

$$\begin{aligned} c_2 &= \frac{n}{V(\text{Ls})} = \frac{m}{M \cdot V(\text{Ls})} = \frac{104,8 \text{ g}}{36,46 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ l}} \\ &= 2,8744 \text{ mol/l}; \quad n_2 = 2,8744 \text{ mol.} \end{aligned}$$

Gesucht ist das Volumen V_2 dieser Säure, das zugesetzt werden muß, um eine Salzsäure mit der genauen Stoffmengenkonzentration $c_M = 1 \text{ mol/l}$ zu erhalten. $V_M = V_1 + V_2$.

Die Stoffmenge in der Mischung ist $n_1 + n_2 = n_M$.

Durch Einsetzen von $n = c \cdot V$ erhält man $n_1 = c_1 \cdot V_1$, $n_2 = c_2 \cdot V_2$ und $n_M = c_M \cdot V_M = c_M \cdot (V_1 + V_2)$.

Damit ergibt sich

$$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = c_M \cdot (V_1 + V_2),$$

die Mischungsgleichung für Stoffmengenkonzentrationen.

$$V_2 = \frac{(c_M - c_1) \cdot V_1}{c_2 - c_M}.$$

In unserem Beispiel ist

$$\begin{aligned} V_2 &= \frac{(1 \text{ mol/l} - 0,9780 \text{ mol/l}) \cdot 1 \text{ l}}{2,8744 \text{ mol/l} - 1 \text{ mol/l}} = \frac{0,0220 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l}}{1,8744 \text{ mol/l}} \\ &= 0,01171 = 11,7 \text{ ml} \end{aligned}$$

der 10%igen Salzsäure, die zu 1 Liter der einzustellenden Säure zugesetzt werden müssen.

Bei niedrigen Konzentrationen der zuzusetzenden Lösung kann die Volumenkontraktion vernachlässigt werden.

Aufgaben: 6/15. Wieviel Milliliter einer Natronlauge mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$, $t = 1,0340$, müssen mit

Wasser zu 1 Liter verdünnt werden, um eine Natronlauge mit der genauen Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ zu erhalten?

6/16. Wieviel Milliliter Wasser müssen zu 5 l einer Schwefelsäure mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$, $t = 1,0086$, zugesetzt werden, um eine Säure der genauen Stoffmengenkonzentration $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$ zu erhalten?

6/17. Wieviel Milliliter einer Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ mol/l}$ sind zu 1 Liter einer Schwefelsäure mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$, $t = 0,9890$, zuzusetzen, um eine Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ zu erhalten?

6/18. Wieviel Milliliter 66,2%ige Schwefelsäure ($\rho_{20} = 1,567 \text{ g/ml}$) müssen zu 9,5 l einer Schwefelsäure mit $\tilde{c}(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol/l}$, $t = 0,9352$, zugesetzt werden, um eine Säure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol/l}$ zu erhalten?

6.3 Neutralisations-Titrationen

Neutralisations-Titrationen (Acidimetrie und Alkalimetrie) beruhen auf der gegenseitigen Umsetzung von Säuren und Basen. Feststellen des Endpunktes der Titration (Äquivalenzpunkt): Farbumschlag eines Indikators oder mit Hilfe elektrischer Indikationsverfahren.

Über das Neutralisations-Äquivalent s. S. 125 und 172.

Beispiel 6-10. Wieviel Gramm HCl im Liter enthält eine Salzsäure, von der 20 ml auf 250 ml verdünnt wurden und 25 ml der erhaltenen verdünnten Lösung (= 2 ml der ursprünglichen Säure) 22,17 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$ (= 0,5 M) verbrauchten? Wie groß ist der Massenanteil $w(\text{HCl})$ dieser Salzsäure (Angabe in %)?



$$0,5 \text{ mol NaOH} \simeq 0,5 \text{ mol HCl}.$$

Berechnung der Masse:

$$m(\text{HCl}) = n \cdot M = 0,5 \text{ mol} \cdot 36,46 \text{ g/mol} = 18,23 \text{ g HCl}.$$

1000 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$	$\simeq 18,23 \text{ g HCl}$,
22,17 ml	0,4042 g HCl,
2 ml der zu titrierenden Salzsäure enthalten . . .	0,4042 g HCl,
1000 ml (= 1 l) daher	202,10 g HCl.

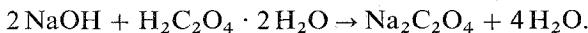
Der Massenanteil $w(\text{HCl})$ wird mit Hilfe der Dichtetabelle, S. 368, in der auch der Gehalt in g/Liter angegeben ist, berechnet. Zwischenwerte werden durch Interpolieren ermittelt.

Aus der Tabelle entnommen:

1 Liter enthält 200,89 g HCl, entsprechend 18,43%,
212,54 g HCl, entsprechend 19,41%.

Daraus durch Interpolieren: 202,10 g HCl/Liter 18,53%.

Beispiel 6-11. Welchen Massenanteil $w(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O})$ hat eine kristallisierte Oxalsäure, von der 0,2338 g 37,02 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ zur Neutralisation verbrauchen?



$$0,1 \text{ mol NaOH} \doteq 0,05 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}.$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}) = 0,05 \text{ mol} \cdot 126,067 \text{ g/mol} = 6,3034 \text{ g.}$$

$$\begin{aligned} 1000 \text{ ml Natronlauge mit } c(\text{NaOH}) \\ &= 0,1 \text{ mol/l} \doteq 6,3034 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}, \end{aligned}$$

$$37,02 \text{ ml daher 0,2334 g.}$$

Daraus ergibt sich der Massenanteil, bezogen auf die Einwaage

$$w = \frac{m(\text{Ko})}{m(\text{Gem})} = \frac{0,2334 \text{ g}}{0,2338 \text{ g}} = 0,9983 = 99,83\%.$$

Beispiel 6-12. 4,040 g einer Natronlauge wurden auf 500 ml verdünnt. 25 ml davon verbrauchten zur Neutralisation 21,75 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$, $t = 0,9770$.

Zu berechnen ist der Massenanteil $w(\text{NaOH})$ in der zur Titration vorliegenden unverdünnten Lauge.

Aliquoter Teil der Einwaage: 4,040 g/500 ml/25 ml = 0,02020 g.

Verbrauch: 21,75 ml · 0,9770 = 21,25 ml mit $c = 0,1 \text{ mol/l}$.

Das maßanalytische Äquivalent ist aus der Tab. 7, S. 364,

für eine Säure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$ 39,997 g NaOH,
für eine Säure mit 0,1 mol/l daher 3,9997 g NaOH.

$$1000 \text{ ml der Säure} \doteq 3,9997 \text{ g NaOH},$$

$$21,25 \text{ ml 0,0850 g NaOH},$$

$$w(\text{NaOH}) = \frac{0,0850 \text{ g}}{0,2020 \text{ g}} = 0,4208 = 42,08\%.$$

Beispiel 6-13. 0,7065 g eines Ammoniumsalzes wurden in Wasser gelöst, Natronlauge zugesetzt, das sich bildende NH_3 abdestilliert und in 25 ml Schwefelsäure $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$ geleitet. Der Überschuß an Schwefelsäure wurde mit 32,2 ml Natronlauge $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. Welchen Massenanteil $w(\text{NH}_3)$ in % enthält das Ammoniumsalz?

32,2 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$ entsprechen 16,1 ml mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$.

Verbrauch zur Bindung des NH_3 : $25 \text{ ml} - 16,1 \text{ ml} = 8,9 \text{ ml}$ Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$.

1000 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l} \doteq 17,031 \text{ g NH}_3$,
8,9 ml daher 0,1516 g NH_3 ,

das sind, bezogen auf die Einwaage,

$$w(\text{NH}_3) = \frac{0,1516 \text{ g}}{0,7065 \text{ g}} = 0,2146 = 21,46\%$$

Beispiel 6-14. Zur Bestimmung von Na_2CO_3 neben NaOH nach Winkler wurde 1,0000 g der Probe in Wasser gelöst, auf 250 ml verdünnt und in 50 ml dieser Lösung (enthaltend 200 mg der Einwaage) das Gesamtalkali durch Titrieren mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ (Indikator Methylorange) bestimmt; Verbrauch 46,3 ml. In weiteren 50 ml der verdünnten Lösung wurde das Carbonat mit Bariumchlorid ausgefällt und anschließend in Gegenwart des Niederschlages mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ (Indikator Phenolphthalein) titriert. Verbrauch 45,5 ml.

46,3 ml Salzsäure mit $c(\text{HCl})$

= 0,1 mol/l . . . Verbrauch für $\text{NaOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3$,

45,5 ml Verbrauch für NaOH ,

46,3 ml - 45,5 ml = 0,8 ml . . . Verbrauch für Na_2CO_3 .

Maßanalytische Äquivalente:

1 ml Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l} \doteq 5,2995 \text{ mg Na}_2\text{CO}_3$
bzw. 3,9997 mg NaOH .

0,8 ml der Salzsäure neutralisieren $0,8 \cdot 5,2995 \text{ mg Na}_2\text{CO}_3 =$
= 4,2396 mg Na_2CO_3 .

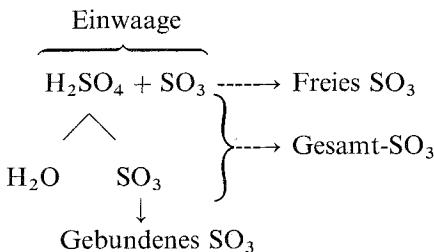
45,5 ml der Salzsäure neutralisieren $45,5 \cdot 3,9997 \text{ mg NaOH} =$
= 181,986 mg NaOH .

$$w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{4,2396 \text{ mg}}{200 \text{ mg}} = 0,0212 = 2,12\%$$

$$w(\text{NaOH}) = \frac{181,986 \text{ mg}}{200 \text{ mg}} = 0,9099 = 90,99\%$$

Beispiel 6-15. Berechnung einer Oleumanalyse.

Oleum ist eine Auflösung von SO_3 in 100%iger Schwefelsäure.



Durch Titration mit Natronlauge wird die Masse an Gesamt- SO_3 bestimmt.

Einwaage: 1,2350 g Oleum. Verbrauch an Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ 28,6 ml.

1000 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l} \approx 40,03 \text{ g SO}_3$,
 28,6 ml 1,1449 g SO_3

(= Masse an Gesamt- SO_3),

Masse an Oleum (= $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3$)	1,2350 g
- Masse an Gesamt- SO_3	<u>1,1449 g</u>
= Masse an H_2O (das in H_2SO_4 an SO_3 gebunden ist)	0,0901 g

18,016 g H_2O binden 80,06 g SO_3 ($\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$),
1 g H_2O daher 4,44 g SO_3
und 0,0901 g H_2O 0,4000 g SO_3 (Gebundenes SO_3).

Masse an Gesamt- SO_3 1,1449 g
- Masse an gebundenem SO_3 0,4000 g
= Masse an freiem SO_3 0,7449 g

Massenanteil an freiem SO_3 im Oleum:

$$w(\text{freies SO}_3) = \frac{m(\text{freies SO}_3)}{m(\text{Oleum})} = \frac{0,7449 \text{ g}}{1,2350 \text{ g}} = 0,603$$

$$= 60,3\% \text{ freies SO}_3.$$

Die Neutralisationstiritation kann zum Bestimmen des *Fassungsvermögens von Gefäßen*, bei denen eine Volumenbestimmung durch Ausmessen schwierig ist, herangezogen werden, z. B. bei Kesseln mit Einbauten, Rührwerken u. a.

Das Gefäß wird mit Wasser gefüllt, eine genau bekannte Menge Alkali oder Säure zugesetzt und nach dem Durchmischen der Gehalt an dem zugesetzten Stoff durch Titration ermittelt. Daraus wird auf das Gesamtvolumen der enthaltenen Flüssigkeit geschlossen.

Beispiel 6-16. In einem mit Wasser gefüllten Rührkessel wurden 1000 g Natriumcarbonat, gerechnet 100%ig, gelöst, die Lösung gut gemischt und 250 ml der Lösung mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch 42,2 ml. Wieviel Liter faßt der Kessel?

1 ml Salzsäure mit $c(\text{HCl})$

$$= 0,5 \text{ mol/l} \approx 26,498 \text{ mg} \approx 0,0265 \text{ g Na}_2\text{CO}_3,$$

42,2 ml daher 1,1183 g Na₂CO₃.

1,1183 g Na₂CO₃ sind enthalten in 250 ml (= 0,25 l).

1000 g in $\frac{1000 \text{ g} \cdot 0,25 \text{ l}}{1,1183 \text{ g}} = 223,5 \text{ Liter}$, das Fassungsvermögen

des Rührkessels.

Aufgaben: 6/19. Wieviel Milliliter Schwefelsäure mit $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ sind erforderlich zur Neutralisation von

- a) 4 g 20%iger Natriumhydroxidlösung;
- b) 25 g 0,5%iger Natriumhydroxidlösung;
- c) 1,5 g 48%iger Kaliumhydroxidlösung;
- d) 2,34 g 5%iger Natriumcarbonatlösung?

6/20. Wieviel Milliliter Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ werden benötigt zur Neutralisation von

- a) 10 g 15%iger Schwefelsäure;
- b) 22,4 g 10%iger Salpetersäure;
- c) 1,58 g 31,4%iger Salzsäure?

6/21. 20 ml 14%ige Schwefelsäure der Dichte $\rho_{20} = 1,095 \text{ g/ml}$ wurden mit 37 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 2 \text{ mol/l}$ versetzt. Wie reagiert die Endlösung?

6/22. Berechne den Massenanteil $w(\text{HCl})$ in % einer Salzsäure, von der 20 g bei der Titration folgende Volumina der Maßlösungen verbrauchen:

- a) 50 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l};$
- b) 37,2 ml Kalilauge mit $c(\text{KOH}) = 0,5 \text{ mol/l};$

- c) 19,3 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 2 \text{ mol/l}$;
 d) 41,5 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$.

6/23. 2,9980 g eines technischen Kaliumhydroxids verbrauchten zur Neutralisation 48,4 ml einer Salzsäure mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$, $t = 0,9935$. Berechne den Massenanteil $w(\text{KOH})$ in % in der Probe.

6/24. 4,4856 g einer Schwefelsäure wurden auf 250 ml verdünnt und 50 ml der erhaltenen Lösung mit Natronlauge $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch 35,2 ml. Welchen Massenanteil an H_2SO_4 enthält die Säure?

6/25. Zur Neutralisation von 25 ml einer verdünnten Natronlauge wurden 42,7 ml Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$ benötigt. Berechne die Massenkonzentration $\beta(\text{NaOH})$ der Lauge in Gramm NaOH pro Liter und den Massenanteil $w(\text{NaOH})$ in der Lauge unter Anwendung der Dichtetabelle.

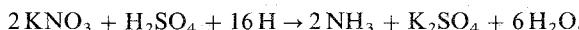
6/26. Welche Massenkonzentration $\beta(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ in g/l hat eine Natriumcarbonatlösung, von der 20 ml zur Neutralisation 35,9 ml Salzsäure mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$, $t = 1,0082$, erfordern?

6/27. Welcher Massenanteil $w(\text{K}_2\text{CO}_3)$ in % ist in einem technischen Kaliumcarbonat (Pottasche) enthalten, von dem 3,5 g durch 42 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$ neutralisiert werden?

6/28. 25 ml einer Natronlauge der Dichte $\rho_{20} = 1,220 \text{ g/ml}$ wurden mit Wasser auf 250 ml verdünnt. 50 ml der erhaltenen Lösung verbrauchten zur Neutralisation 24,88 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$. Berechne den Massenanteil an NaOH in der zur Analyse vorliegenden unverdünnten Lauge.

6/29. Zur Gehaltsbestimmung einer Probe von Natriumhydrogensulfat-1-Hydrat wurden 4,420 g nach dem Lösen in Wasser mit Natronlauge $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch 31,5 ml. Welchen Massenanteil $w(\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})$ in % enthält die Probe?

6/30. Zur Bestimmung des KNO_3 -Gehaltes eines Kaliumnitrats nach Ultsch wurden 0,5561 g gelöst und durch Erwärmen mit Eisenpulver und verdünnter Schwefelsäure reduziert, das Reaktionsgemisch mit Natronlauge versetzt und das gebildete NH_3 in 25 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$ geleitet. Die überschüssige Schwefelsäure wurde mit 19,5 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. Berechne den Massenanteil $w(\text{KNO}_3)$ in der Analysenprobe. Die Reduktion verläuft nach der Gleichung



6/31. Die *Säurezahl* eines Fettes gibt an, wieviel Milligramm KOH zur Neutralisation der in 1 g Fett enthaltenen freien Fettsäuren erforderlich sind.

3,155 g eines Elains wurden in 100 g Ethanol gelöst und mit alkoholischer Kalilauge in Gegenwart von Phenolphthalein titriert. Verbrauch 12,7 ml Kalilauge mit dem Titer 0,3981. Berechne die Säurezahl des Elains.

6/32. Die *Verseifungszahl* eines Fettes gibt an, wieviel Milligramm KOH zur vollständigen Verseifung von 1 g Fett erforderlich sind.

1,620 g eines Leinöls wurden mit 25 ml alkoholischer Kalilauge verseift und die überschüssige Lauge mit 12,8 ml Salzsäure $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. 25 ml der verwendeten Kalilauge verbrauchten bei einem Blindversuch 24,2 ml Salzsäure $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/l}$. Berechne die Verseifungszahl des Leinöls.

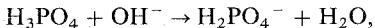
6/33. Aus 500 ml eines CaSO_4 -haltigen Wassers wurde das Calcium mit Natriumcarbonatlösung gefällt. Der ausgewaschene CaCO_3 -Niederschlag wurde in 30 ml Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ gelöst. Zur Titration der überschüssigen Salzsäure wurden 10,1 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ benötigt. Wieviel Milligramm CaSO_4 sind in 1 Liter des Wassers enthalten?

6/34. Zur Bestimmung des Fassungsvermögens eines Rührkessels wurde er mit Wasser gefüllt und darin 1 kg Na_2CO_3 100%ig gelöst. 500 ml der entstandenen Na_2CO_3 -Lösung verbrauchten zur Neutralisation 38,9 ml Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/l}$. Wieviel Liter Fassungsvermögen hat der Kessel?

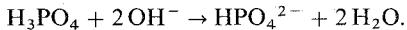
6/35. 2,0910 g Oleum verbrauchten bei der Titration 43,2 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$. Berechne den Massenanteil $w(\text{freies SO}_3)$ im Oleum.

6/36. Je 20 ml einer Phosphorsäure H_3PO_4 verbrauchten bei der Titration mit Natronlauge $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ gegen Bromphenolblau als Indikator 15,31 ml, gegen Thymolphthalein 30,53 ml. Zu berechnen ist der Gehalt an H_3PO_4 in der Probe. Die Titration verläuft wie folgt:

a) gegen Bromphenolblau:



b) gegen Thymolphthalein:



6/37. 1,8750 g einer Probensubstanz wurden zur Ermittlung des NaOH - und Na_2CO_3 -Gehaltes in Wasser gelöst, auf 250 ml verdünnt und 25 ml der erhaltenen Stammlösung in Gegenwart von Methylorange mit Salzsäure

$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert (Gesamt-Alkali). Verbrauch 45,1 ml. In weiteren 25 ml der Stammlösung wurde das Carbonat mit Bariumchloridlösung gefällt und die Lösung in Gegenwart des Niederschlages mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ gegen Phenolphthalein als Indikator titriert. Verbrauch 39,8 ml. Berechne die Massenanteile $w(\text{NaOH})$ und $w(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ in % in der Probensubstanz.

6/38. Zur Bestimmung der Massenkonzentration an Na_2CO_3 , NaOH und Na_2S der Weißlauge einer Zellstoff-Fabrik werden folgende Titrationen mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$ ausgeführt:

1. Methylorange als Indikator. Verbrauch a ml ($\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH} + \text{Na}_2\text{S}$);
2. Phenolphthalein oder Thymolblau als Indikator: Verbrauch b ml ($\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH} + \frac{1}{2}\text{Na}_2\text{S}$);
3. Ausfällen des Carbonats mit Bariumchlorid und Titrieren in Gegenwart des Niederschlages, Phenolphthalein oder Nilblau als Indikator: Verbrauch c ml ($\text{NaOH} + \frac{1}{2}\text{Na}_2\text{S}$).

Wieviele Gramm NaOH , Na_2CO_3 und Na_2S sind in 1 Liter der Weißlauge enthalten, wenn 50 ml davon auf 250 ml verdünnt wurden und für je 25 ml der erhaltenen Stammlösung der Verbrauch wie folgt ermittelt wurde:

$$a = 21,7 \text{ ml}, b = 17,9 \text{ ml} \text{ und } c = 15,9 \text{ ml?}$$

6.4 Redox-Titrationen

Bei Redox-Reaktionen findet zwischen den Reaktionspartnern ein Elektronenaustausch statt.

Das Oxidationsmittel nimmt Elektronen auf, es wird reduziert, das Reduktionsmittel gibt Elektronen ab, es wird oxidiert.

6.4.1 Manganometrische Titrationen

Oxidationsmittel ist Kaliumpermanganat, Kaliummanganat-(VII), KMnO_4 in saurem Medium.



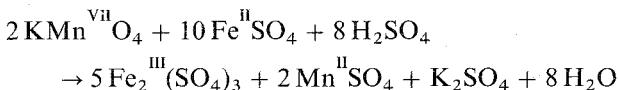
Molare Masse des KMnO_4 -Äquivalents

$$M\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = \frac{1}{5} \cdot M(\text{KMnO}_4) = \frac{158,034 \text{ g/mol}}{5} = 31,607 \text{ g/mol.}$$

Als Maßlösung wird vorwiegend eine Kaliumpermanganatlösung mit $c\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = 0,1 \text{ mol/l}$ verwendet. (Früher als 0,1 N KMnO_4 -Lösung bezeichnet).

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,02 \text{ mol/l}, \text{ die Lösung ist } 0,02 \text{ M.}$$

Beispiel 6-17. Zur Bestimmung des Massenanteils an Fe einer Eisenlegierung wurden 0,2040 g unter Luftabschluß in Schwefelsäure gelöst und die erhaltene Lösung mit Kaliumpermanganatlösung mit $c(\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 30,9 ml.



Die Änderung der Oxidationszahl bei der Reaktion $\text{Fe}^{2+ \text{II}} \rightarrow \text{Fe}^{3+ \text{III}}$ beträgt 1, $z^* = 1$.

$$M(\text{eq}) = M(\frac{1}{1} \text{ Fe}) = 55,847 \text{ g/mol.}$$

1000 ml KMnO_4 -Lösung mit $c(\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l} \simeq 5,5847 \text{ g Fe}$ (maßanalytisches Äquivalent),
30,9 ml 0,1726 g Fe.

$$w(\text{Fe}) = \frac{0,1726 \text{ g}}{0,2040 \text{ g} \text{ (Einwaage)}} = 0,8461 = 84,61\%.$$

Das Beispiel 6-17 kann auch wie folgt gelöst werden:

Aus $c(\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ ist $c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/l} = 0,02 \text{ mmol/ml}$. Verbrauch $V = 30,9 \text{ ml}$.

$$n(\text{KMnO}_4) = c \cdot V = 0,02 \text{ mmol/ml} \cdot 30,9 \text{ ml} = 0,618 \text{ mmol.}$$

Die Stoffmenge von FeSO_4 in der Probe verhält sich zur Stoffmenge von KMnO_4 in der Maßlösung im Äquivalenzpunkt wie die stöchiometrischen Zahlen v der Reaktionsgleichung.

$$v(\text{FeSO}_4) : v(\text{KMnO}_4) = n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 10 : 2$$

$$\begin{aligned} n(\text{FeSO}_4) &= \frac{10 \cdot n(\text{KMnO}_4)}{2} = \frac{10 \cdot 0,618 \text{ mmol}}{2} \\ &= 3,09 \text{ mmol FeSO}_4, \end{aligned}$$

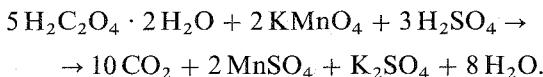
entsprechend 3,09 mmol Fe.

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}) &= n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 3,09 \text{ mmol} \cdot 55,847 \text{ mg/mmol} \\ &= 172,6 \text{ mg Fe.} \end{aligned}$$

Bezogen auf die Einwaage:

$$w(\text{Fe}) = \frac{172,6 \text{ mg}}{204,0 \text{ mg}} = 0,8461 = 84,61\%.$$

Beispiel 6-18. 0,1265 g chemisch reine, kristallisierte Oxalsäure $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ verbrauchten bei der Titration 40,6 ml einer KMnO_4 -Lösung. Welche Stoffmengenkonzentration c hat die KMnO_4 -Lösung?



630,34 g $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ ($= 5 \text{ mol}$) \cong 316,07 g KMnO_4 ($= 2 \text{ mol}$),

0,1265 g (= Einwaage) 0,06343 g KMnO_4 .

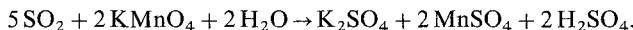
$$\begin{aligned} c(\text{KMnO}_4) &= \frac{n}{V(\text{Ls})} = \frac{m(\text{KMnO}_4)}{M(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{Ls})} \\ &= \frac{0,06343 \text{ g}}{158,03 \text{ g/mol} \cdot 0,04061} = 0,009886 \text{ mol/l}. \end{aligned}$$

Das entspräche einer Maßlösung mit

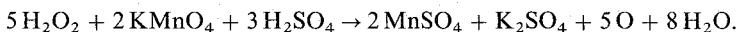
$$c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 5 \cdot c(\text{KMnO}_4) = 0,0494 \text{ mol/l}.$$

Aufgaben: 6/39. 0,3040 g eines Ammoniumoxalats $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ wurden gelöst, mit Schwefelsäure angesäuert und mit Kaliumpermanganatlösung mit $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ bis zur schwach Rosafärbung titriert. Verbrauch: 42,3 ml. Berechne den Massenanteil an $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ in der Analysensubstanz.

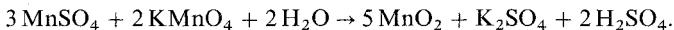
6/40. 25 ml einer Lösung von SO_2 in Wasser wurden auf 250 ml verdünnt und 10 ml der erhaltenen Lösung nach Zusatz von Schwefelsäure mit 26,1 ml Kaliumpermanganatlösung $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$, $t = 0,9914$, titriert. Berechne die Massenkonzentration $\beta(\text{SO}_2)$ in g/l in der ursprünglichen Lösung.



6/41. 2,5 ml eines Wasserstoffperoxids verbrauchten nach Zusatz von Schwefelsäure 39,15 ml Kaliumpermanganatlösung mit $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$. Berechne die Massenkonzentration $\beta(\text{H}_2\text{O}_2)$ in g/l.



6/42. 0,2788 g eines Mangansalzes wurden gelöst, mit einigen Tropfen Salpetersäure angesäuert, mit Zinksulfat versetzt und in der Siedehitze mit Kaliumpermanganatlösung titriert, bis die über dem braunen Niederschlag stehende Lösung rötlich gefärbt erscheint. Verbrauch: 37,9 ml Maßlösung mit $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$. Wieviel Prozent Mn enthält das Mangansalz?



6/43. Zur Titerstellung einer Kaliumpermanganatlösung mit der an nähernden Stoffmengenkonzentration $\tilde{c}(\text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ wurden 0,264 g rostfreier Eisendraht mit einem Kohlenstoffgehalt von 0,3% in verdünnter Schwefelsäure unter Luftabschluß gelöst und die erhaltene Eisen(II)-sulfat-Lösung mit der Permanganatlösung titriert. Verbrauch: 42,7 ml. Mit wieviel Wasser sind 2,75 Liter der Permanganatlösung zu verdünnen, um eine Maßlösung mit der genauen Stoffmengenkonzentration $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ zu erhalten?

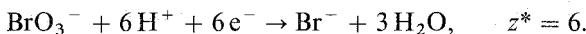
6/44. 0,8000 g eines Boronatroncalcits wurden gelöst, mit Ammoniak übersättigt und mit Ammoniumoxalat gefällt. Der Niederschlag, der das gesamte Ca als CaC_2O_4 enthält, wurde nach dem Auswaschen samt dem Filter in ein Becherglas gebracht, mit Schwefelsäure angesäuert und in der Wärme mit Kaliumpermanganatlösung $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$, $t = 1,035$, titriert. Verbrauch: 38,8 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{Ca})$ in dem Mineral.

6/45. 50 ml einer Lösung, die Fe(II)- und Fe(III)-Salz enthält, wurden zur Bestimmung des Fe(II)-Salzes mit Kaliumpermanganatlösung $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 15,1 ml. Weitere 50 ml der Lösung wurden mit Zink und Säure reduziert und die Lösung, die jetzt das gesamte Eisen als Fe(II)-Salz enthält, ebenfalls mit Kaliumpermanganatlösung $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 24,0 ml. Berechne die Massenkonzentration an Fe(II) und Fe(III) in der Probenlösung in g/l.

6/46. 0,3250 g Braunstein wurden mit 10 ml Oxalsäure $c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1 \text{ mol/l}$ und verdünnter Schwefelsäure erwärmt, wodurch Reduktion des Mn(IV) zu Mn(II) eintritt. Die überschüssige Oxalsäure wurde mit 44,2 ml Kaliumpermanganatlösung $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. Wieviel Prozent MnO_2 enthält der Braunstein?

6.4.2 Bromatometrische Titrationen

Oxidationsmittel ist Kaliumbromat(V) KBrO_3 .



Molare Masse des KBrO_3 -Äquivalents $M(\frac{1}{6} \text{KBrO}_3) = 27,833 \text{ g/mol}$ (siehe Beispiel 6-2, S. 175).

Als Maßlösung wird vorwiegend eine Kaliumbromatlösung mit $c(\frac{1}{6} \text{KBrO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ verwendet. (Früher als 0,1 N KBrO₃-Lösung bezeichnet).

$$c(\text{KBrO}_3) = \frac{1}{6} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,01667 \text{ mol/l} = \frac{1}{60} \text{ mol/l},$$

die Lösung ist $\frac{1}{60} \text{ M}$.

Beispiel 6-19. Zur Bestimmung der Massenkonzentration $\beta(\text{As}_2\text{O}_3)$ einer Na₃AsO₃-Lösung wurden 10 ml der Lösung mit Kaliumbromat(V)-Lösung $c(\frac{1}{6} \text{KBrO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 40,3 ml.



$$M(\text{eq}) = M(\frac{1}{2} \text{Na}_3\text{AsO}_3) = \frac{191,889 \text{ g/mol}}{2} = 95,944 \text{ g/mol}.$$

1000 ml KBrO₃-Lösung mit $c(\frac{1}{6} \text{KBrO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ oxidieren

9,5944 g Na₃AsO₃, entsprechend 4,9460 g As₂O₃,
40,3 ml daher 0,1993 g As₂O₃.

$$\beta(\text{As}_2\text{O}_3) = \frac{0,1993 \text{ g}}{0,011} = 19,93 \text{ g/l As}_2\text{O}_3.$$

Beispiel 6-20. Oxin (8-Hydroxychinolin) reagiert mit Brom nach der Gleichung



10 ml einer Oxinlösung wurden mit einem Überschuß an KBr und Salzsäure versetzt und 40 ml Kaliumbromatlösung mit $c(\frac{1}{6} \text{KBrO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ zugegeben. Das nicht umgesetzte Brom wurde nach Zugabe von KI mit 14,2 ml Natriumthiosulfatlösung $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. Wieviel Gramm Oxin enthält 1 Liter der Lösung?

$$M(\text{eq}) = M(\frac{1}{4} \text{Oxin}) = \frac{1}{4} \cdot M(\text{Oxin}) = \frac{145,16 \text{ g/mol}}{4} = 36,29 \text{ g/mol}.$$

1000 ml KBrO₃-Lösung mit $c(\frac{1}{6} \text{KBrO}_3) = 0,1 \text{ mol/l} \simeq 3,629 \text{ g Oxin}$
40 ml - 14,2 ml = 25,8 ml daher 0,0936 g Oxin.

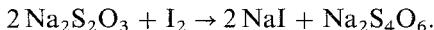
$$\beta(\text{Oxin}) = \frac{0,0936 \text{ g}}{0,011} = 9,36 \text{ g/l Oxin in der Oxinlösung.}$$

Aufgaben: 6/47. In 20 g eines arsenhaltigen Minerals wurde das Arsen in die As(III)-Stufe übergeführt und die Lösung mit KBrO_3 -Lösung $c(\frac{1}{6}\text{KBrO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 43,8 ml. Berechne den Massenanteil an As im Mineral.

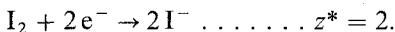
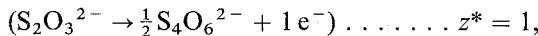
6/48. Zur Bestimmung des Sb-Gehaltes eines Lötzинns wurden 4,0000 g in starker Salpetersäure gelöst und der Überschuß der Säure durch Kochen mit einigen ml Schwefelsäure entfernt. Der erhaltenen Lösung wurde Phosphorsäurelösung zugesetzt und unter Durchleiten von CO_2 mit der Destillation begonnen. Bei 150°C wurde Salzsäure zugetropft. Das in der Vorlage aufgefangene Antimonchlorid wurde durch Kochen mit Eisenpulver reduziert und anschließend mit Kaliumbromatlösung $c(\frac{1}{6}\text{KBrO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 20,8 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{Sb})$ in % in der Legierung.

6.4.3 Iodometrische Titrationen

Grundgleichungen:



Als Elektronengleichungen:



Molare Massen der Äquivalente:

$$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 158,11 \text{ g/mol},$$

$$M(\frac{1}{2}\text{I}_2) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{I}_2) = \frac{253,809 \text{ g/mol}}{2} = 126,905 \text{ g/mol}.$$

Als Maßlösungen werden vorwiegend Lösungen mit $c(\text{X}) = 0,1 \text{ mol/l}$ verwendet. (Früher als 0,1 N Lösungen bezeichnet).

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,1 \text{ mol/l}, \text{ die Lösung ist } 0,1 \text{ M.}$$

$$c(\text{I}_2) = \frac{1}{2} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,05 \text{ mol/l}, \text{ die Lösung ist } 0,05 \text{ M.}$$

Als Indikator wird Stärkelösung zugesetzt, die sich bei Anwesenheit von elementarem Iod blau färbt.

Beispiel 6-21. Zur Titerstellung einer Natriumthiosulfatlösung mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ wurden für 0,4672 g Iod 39,1 ml der Thiosulfatlösung verbraucht.

12,6905 g Iod $\doteq 1000 \text{ ml}$ Thiosulfatlösung mit $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$,
0,4672 g Iod . . . 36,81 ml.

$$V_1 \cdot t_1 = V_2 \cdot t_2, \quad 39,1 \text{ ml} \cdot t_1 = 36,81 \text{ ml} \cdot 1,$$

$$t_1 = \frac{36,81 \text{ ml} \cdot 1}{39,1 \text{ ml}} = 0,9414.$$

Beispiel 6-22. Zur Bestimmung des CrO_3 -Gehaltes einer Kaliumdichromatlösung wurden 10 ml der Lösung angesäuert, mit KI versetzt und das ausgeschiedene Iod mit 48,65 ml Thiosulfatlösung $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert.

Molare Massen der Äquivalente:

$$M(\frac{1}{6}\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 49,031 \text{ g/mol} \text{ und } M(\frac{1}{3}\text{CrO}_3) = 33,331 \text{ g/mol}.$$

1000 ml Thiosulfatlösung mit $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l} \doteq 3,3331 \text{ g CrO}_3$,
48,65 ml 0,1622 g CrO_3 .

Die Massenkonzentration

$$\beta(\text{CrO}_3) = \frac{0,1622 \text{ g}}{0,01 \text{ l}} = 16,22 \text{ g/l CrO}_3.$$

Beispiel 6-23. Eine Lösung von 0,3468 g eines technischen Zinn(II)-chlorids SnCl_2 wurde mit Iodlösung der Stoffmengenkonzentration $c(\frac{1}{2}\text{I}_2) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 24,87 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{Sn})$ in der Probe.

$\text{Sn}^{\text{II}}\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{Sn}^{\text{IV}}\text{O}_3$, Änderung der Oxidationszahl = 2, $z^* = 2$.

$$M(\frac{1}{2}\text{SnCl}_2) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{SnCl}_2) = 94,808 \text{ g/mol} \doteq 59,355 \text{ g/mol Sn}.$$

1000 ml Iodlösung mit $c(\frac{1}{2}\text{I}_2) = 0,1 \text{ mol/l} \doteq 5,9355 \text{ g Sn}$,
24,87 ml 0,1476 g Sn.

$$w(\text{Sn}) = \frac{0,1476 \text{ g}}{0,3468 \text{ g}} = 0,4256 = 42,56\%.$$

Aufgaben 6/49. Welchen Titer hat eine Natriumthiosulfatlösung mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$, von der 40 ml erforderlich sind, um 0,4938 g Iod zu reduzieren?

6/50. 20 g eines Chlorwassers wurden in KI-Lösung gegossen, als Indikator Stärkelösung zugesetzt, und mit Natriumthiosulfatlösung $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 27,0 ml. Wieviel Prozent Chlor enthält das Chlorwasser?

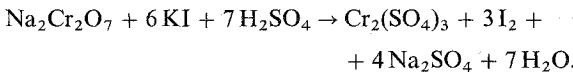
6/51. Berechne die Massenkonzentration β an CuSO_4 in g/l einer Kupfersulfatlösung, von der 10 ml nach dem Ansäuern, KI-Zusatz und 10 min langem Stehen, 42,3 ml Natriumthiosulfatlösung mit $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ verbrauchten.

6/52. 25 ml eines Schwefelwasserstoffwassers wurden mit 30 ml Iodlösung mit $c(\frac{1}{2}\text{I}_2) = 0,1 \text{ mol/l}$ und 1 bis 2 ml Schwefelkohlenstoff versetzt, gut geschüttelt und das überschüssige Iod mit Natriumthiosulfatlösung $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. Verbrauch: 11,9 ml. $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{HI}$. Berechne die Massenkonzentration des Schwefelwasserstoffs H_2S in Gramm pro Liter Lösung.

6/53. Zur Bestimmung des Sb-Gehaltes eines Brechweinsteins wurden 0,4220 g in heißem Wasser unter Zusatz von Salzsäure gelöst, die Lösung mit Natriumhydrogencarbonat alkalisch gestellt und nach Zugabe von Kalium-Natrium-Tartrat und Stärkelösung mit Iodlösung $c(\frac{1}{2}\text{I}_2) = 0,1 \text{ mol/l}$ bis zum Auftreten der Blaufärbung titriert. Verbrauch: 26,6 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{Sb})$ in % im Brechstein. Die Reaktion verläuft nach der Gleichung



6/54. 0,1046 g eines Chromkomplex-Azofarbstoffes wurden zur Bestimmung des Cr-Gehaltes mit Soda verschmolzen, die Schmelze in Wasser gelöst, vorsichtig angesäuert und die erhaltene Lösung nach Zusatz von KI und Stärkelösung mit Natriumthiosulfatlösung $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,02 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 24,15 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{Cr})$ im Farbstoff.

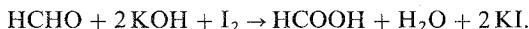


6/55. 10 ml einer Natriumhydrogensulfit-Lösung NaHSO_3 der Dichte $\rho_{20} = 1,355 \text{ g/ml}$ wurden auf 1000 ml verdünnt und 50 ml der so erhaltenen

Lösung mit Iodlösung $c(\frac{1}{2}I_2) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch 34,7 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{NaHSO}_3)$ in % in der ursprünglichen Lösung.

6/56. 2 ml Iodtinktur ($\rho_{20} = 0,830 \text{ g/ml}$) wurden nach dem Verdünnen mit Ethanol mit Natriumthiosulfatlösung $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 13,1 ml. Berechne den Massenanteil an Iod in der Iodtinktur in %.

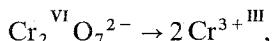
6/57. 1,0250 g Formalin wurden zur Bestimmung des HCHO-Gehaltes mit Wasser und Kalilauge im Meßkolben auf 100 ml aufgefüllt und 10 ml davon mit 50 ml Iodlösung $c(\frac{1}{2}I_2) = 0,1 \text{ mol/l}$ versetzt. Der Überschuß an Iod wurde nach dem Ansäuern mit Natriumthiosulfatlösung $c(Na_2S_2O_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. Verbrauch: 27,1 ml. Welchen Massenanteil an HCHO hat das Formalin?



6.4.4 Sonstige Redox-Titrationen

Für Redox-Titrationen können u. a. auch Kaliumdichromat $K_2Cr_2O_7$ und Cer(IV)-sulfat $Ce(SO_4)_2$ als Oxidationsmittel bzw. Arsen(III)-oxid As_2O_3 , Zinn(II)-chlorid $SnCl_2$ und Titan(III)-chlorid $TiCl_3$ als Reduktionsmittel verwendet werden.

Beispiel 6-24. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ wird zu Cr(III)-ionen reduziert.



Änderung der Oxidationszahl $2 \cdot 6 \rightarrow 2 \cdot 3 = 6$, $z^* = 6$.

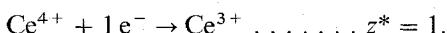
25 ml einer FeSO_4 -Lösung verbrauchten bei der Titration 47,48 ml Kaliumdichromatlösung mit $c(\frac{1}{6}\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,1 \text{ mol/l}$. Zu berechnen ist die Massenkonzentration β an FeSO_4 in g/l in der Analysenlösung.

1000 ml Kaliumdichromatlösung

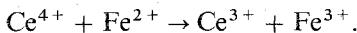
$$c(\frac{1}{6} K_2Cr_2O_7) = 0,1 \text{ mol/l} \cong 15,191 \text{ g FeSO}_4,$$

$$\beta(\text{FeSO}_4) = \frac{0,7213 \text{ g}}{0,0251} = 28,85 \text{ g FeSO}_4 \text{ in 1 Liter Lösung.}$$

Beispiel 6-25. Cer(IV)-sulfat $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ reagiert nach der Gleichung

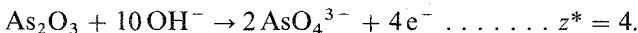


Bei der cerimetrischen Eisenbestimmung soll 1,0 ml einer $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ -Lösung mit $c = 0,1 \text{ mol/l}$ 1% Fe anzeigen. Wieviel Milligramm müssen eingewogen werden?

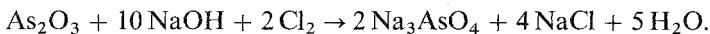


1 ml Cer(IV)-sulfat-Lösung mit $c(\text{Ce}(\text{SO}_4)_2) = 0,1 \text{ mol/l} \approx 5,585 \text{ mg Fe}$. 5,585 mg Fe sollen 1% sein, 100% daher 558,5 mg Einwaage.

Beispiel 6-26. As_2O_3 als Reduktionsmittel:



Zur Bestimmung des wirksamen Chlors eines Chlorkalkes wurden 7,090 g mit Wasser zu einem Brei verrieben und auf 1 Liter verdünnt. 50 ml dieser Mischung wurden mit Arsenitlösung $c(\frac{1}{4}\text{As}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert (Prüfung auf Iodkaliumstärkepapier). Verbrauch: 32,7 ml. Die Reaktion verläuft nach der Gleichung:

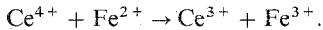


1 ml Natriumarsenitlösung mit $c(\frac{1}{4}\text{As}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ g/mol} \approx 3,545 \text{ mg Chlor}$. Einwaage an Chlorkalk: 7090 mg/1000 ml/50 ml = 354,5 mg.

In diesem speziellen Fall sind 3,545 mg Chlor der 100. Teil (= 1%) der Einwaage (in 50 ml), so daß die verbrauchten ml sofort den Massenanteil in % angeben. Ergebnis: 32,7% aktives Chlor.

Aufgaben: 6/58. Berechne die Äquivalentkonzentration $c(\text{eq})$ einer Kaliumdichromatlösung, die 4,952 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ im Liter enthält.

6/59. Berechne den Massenanteil an Eisen eines Eisendrahtes, von dem 0,1652 gelöst und mit Cer(IV)-sulfat-Lösung $c(\text{Ce}(\text{SO}_4)_2) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert wurde. Verbrauch: 29,2 ml.



6/60. Berechne die Massenkonzentration β an wirksamem Chlor (in g/l) einer Natriumchlorat(I)-Lösung (Natriumhypochlorit NaClO), von der 10 ml nach der Penotschen Methode mit Arsenitlösung $c(\frac{1}{4}\text{As}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$, $t = 0,9950$, titriert wurden, bis ein Tropfen auf Iodkaliumstärkepapier getüpfelt keine Blaufärbung mehr hervorruft. Verbrauch: 20,5 ml.

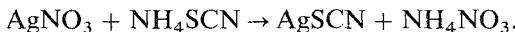
6/61. Zur Bestimmung des Zinngehaltes eines Natriumstannats $\text{Na}_2\text{Sn}(\text{OH})_6$ wurde 1,0000 g in Salzsäure gelöst, das Zinn durch Zugabe von Aluminiumspänen abgeschieden, filtriert, in konz. Salzsäure gelöst, verdünnt und mit einer FeCl_3 -Lösung nach Zusatz von KI und Stärkelösung bis zum Auftreten der Blaufärbung titriert. Verbrauch: 20,3 ml. Zur Gehaltsbestimmung der FeCl_3 -Lösung wurden 0,2016 g reinstes Zinn in Salzsäure gelöst und, wie vorher beschrieben, mit der FeCl_3 -Lösung titriert. Verbrauch: 31,7 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{Sn})$ in % in der Verbindung



6.5 Fällungs-Titrationen

Bei Fällungs-Titrationen wird der Lösung der zu untersuchenden Verbindung so lange Maßlösung zugegeben, bis vollständige Fällung erreicht ist. Da der Endpunkt schwer erkennbar ist, werden einige Tropfen bestimmter Salzlösungen (z. B. K_2CrO_4) als Indikator zugesetzt, die mit einem Überschuß der Maßlösung eine charakteristische Färbung oder Fällung erzeugen.

Grundgleichung:



Als Maßlösungen werden vorwiegend verwendet: Silbernitratlösung mit $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ (die Lösung ist 0,1 M), Ammoniumthiocyanatlösung (veraltet als Ammoniumrhodanid bezeichnet) mit $c(\text{NH}_4\text{SCN}) = 0,1 \text{ mol/l}$ (die Lösung ist 0,1 M).

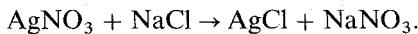
Molare Massen der Äquivalente:

$$M(\text{eq}) = M(\text{AgNO}_3) = 169,873 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{NH}_4\text{SCN}) = 76,122 \text{ g/mol}.$$

a) Direkttitration

Beispiel 6-27. Eine Lösung von 0,2277 g eines handelsüblichen Natriumchlorids wurde, nach Zusatz von K_2CrO_4 als Indikator, mit Silbernitratlösung $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ bis zur deutlichen Rötlichfärbung titriert. Verbrauch: 38,9 ml.



Welchen Massenanteil $w(\text{NaCl})$ in % enthält das Natriumchlorid?

1000 ml Silbernitratlösung mit $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l} \doteq 5,8443 \text{ g NaCl}$,
 38,9 ml 0,2273 g NaCl.

$$w(\text{NaCl}) = \frac{0,2273 \text{ g}}{0,2277 \text{ g}} = 0,9982 = 99,82\%.$$

b) Rücktitration

Beispiel 6-28. Zur Bestimmung der Massenkonzentration β an NH_4Cl einer Ammoniumchloridlösung nach Volhard wurden 50 ml der Lösung auf 250 ml verdünnt und 50 ml der so erhaltenen Stammlösung mit einem Überschuß an Silbernitratlösung mit $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ versetzt. Zugesetzt wurden 20 ml. Der Überschuß an AgNO_3 wurde mit Ammoniumthiocyanatlösung $c(\text{NH}_4\text{SCN}) = 0,1 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. Verbrauch: 8,4 ml.

1 ml der AgNO_3 -Lösung \approx 1 ml der NH_4SCN -Lösung.

Der tatsächliche Verbrauch an Silbernitratlösung beträgt daher

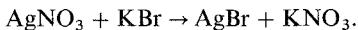
$$20 \text{ ml} - 8,4 \text{ ml} = 11,6 \text{ ml.}$$

1 ml AgNO₃-Lösung mit $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l} \approx 5,3492 \text{ mg NH}_4\text{Cl}$,
 11,6 ml 62,051 mg NH₄Cl.

62,051 mg NH_4Cl sind enthalten in (50 ml/250 ml/50 ml =) 10 ml der ursprünglichen Lösung, folglich in 1 Liter 6,2051 g NH_4Cl .

Aufgaben: 6/62. Wieviel Gramm KCl enthält eine Lösung, die 30,7 ml Silbernitratlösung mit $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ zur Titration erfordert?

6/63. 0,8808 g eines Bromids wurden gelöst und die Lösung auf 250 ml verdünnt. 100 ml der verdünnten Lösung verbrauchten 30,3 ml Silbernitratlösung mit $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ zur vollständigen Ausfällung des Bromids. Berechne den Massenanteil $w(\text{Br})$ in der ursprünglichen Probe.



6/64. 0,4000 g eines technischen Kaliumbromids wurden in Wasser gelöst und nach Volhard titriert. Zur Fällung des Bromids wurden 50 ml Silbernitratlösung mit $\tilde{c}(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$, $t = 0,9940$, zugegeben und der Überschuß an AgNO_3 mit Ammoniumthiocyanatlösung $\tilde{c}(\text{NH}_4\text{SCN}) = 0,1 \text{ mol/l}$, $t = 1,0140$, zurücktitriert. Verbrauch: 17,1 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{KBr})$ in % in der Analysensubstanz.

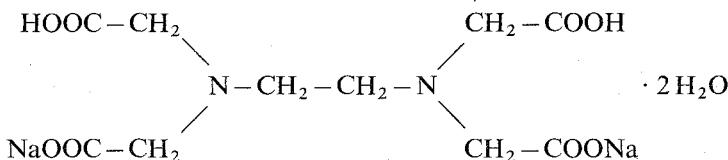
6/65. 0,2185 g eines Natriumchlorids wurden nach dem Lösen in Wasser und Zugabe von Eisen(III)-salz-Lösung als Indikator mit Salpetersäure angesäuert und mit 50 ml Silbernitratlösung $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ versetzt. Der Überschuß an AgNO_3 wurde mit Ammoniumthiocyanatlösung $c(\text{NH}_4\text{SCN}) = 0,1 \text{ mol/l}$ zurücktitriert. Verbrauch: 12,7 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{NaCl})$ in % in dem Natriumchlorid.

6/66. 25 ml einer Silbernitratlösung wurden nach dem Verdünnen mit Wasser und Zugabe von Eisen(III)-ammoniumsulfat als Indikator mit Ammoniumthiocyanatlösung $c(\text{NH}_4\text{SCN}) = 0,1 \text{ mol/l}$ bis zum Auftreten der rötlichen Färbung titriert. Verbrauch: 40,1 ml. Berechne die Massenkonzentration β an AgNO_3 in der Silbernitratlösung in g/l und die Stoffmengenkonzentration c der Silbernitratlösung.

6.6 Komplexometrische Titrationen

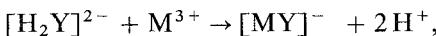
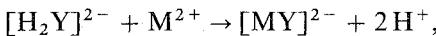
Manche Metallionen bilden mit geeigneten organischen Säuren stabile Komplexe (Chelate).

Der meist verwendete Komplexbildner ist Ethyldiamintetraessigsäure (Kurzbezeichnung EDTA) in Form ihres Dinatriumsalzes (Dinatriumdihydrogen-ethyldiamintetraacetat-2-Hydrat).



Kurzschreibweise: $\text{Na}_2[\text{H}_2\text{Y}] \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, wobei für den organischen Teil Y steht.

Innerhalb bestimmter pH-Bereiche vollzieht sich die Komplexbildung nach den Gleichungen



Die Gleichungen zeigen, daß in allen Fällen 1 mol Metallion gebunden wird, d. h., das Stoffmengenverhältnis EDTA : Metallion ist stets 1 : 1, unabhängig von der Ladung des Metallions. Es werden daher molare Lösungen von EDTA als Maßlösungen verwendet, vorzugsweise 0,1 M, 0,01 M und 0,02 M Lösungen.

EDTA-Maßlösungen werden hergestellt durch Lösen von 1 mol (bzw. z. B. 0,04 mol) der freien Säure (molare Masse 292,25 g/mol) und 2 mol (bzw. z. B. 0,02 mol) NaOH, oder es wird das reine Dinatriumsalz-2-Hydrat (molare Masse 372,24 g/mol) verwendet (vorher bei 80 °C und 50% Luftfeuchtigkeit trocknen; höhere Temperaturen bewirken Verlust an Hydratwasser).

Die Titerstellung sollte möglichst mit dem Kation geschehen, das später zu titrieren ist, wobei die gleichen Titrationsbedingungen einzuhalten sind. Es ist vorteilhaft, die Titration in abgepuffertem Medium vorzunehmen, um störende pH-Änderungen auszuschließen.

Sind mehrere Metallionen in der zu titzierenden Lösung vorhanden, können Ionen „maskiert“ werden, das heißt, diese Ionen werden durch Maskierungsmittel (z. B. KCN) gebunden, so daß sie nicht mit EDTA reagieren können.

Als Indikatoren werden vor allem organische Farbstoffe verwendet, die mit Metallionen einen Komplex bilden, der eine vom freien Farbstoff unterschiedliche Farbe hat. Beispiele: Eriochromschwarz T, Murexid, Pyridylazonaphthol, Xylenolorange.

Die Titration erfolgt:

- direkt, wenn für ein bestimmtes Kation ein geeigneter Indikator zur Verfügung steht;
- indirekt als Rücktitration des im Überschuß zugesetzten Komplexbildners;
- als Verdrängungstitration, wobei der Lösung des zu bestimmenden Kations ein EDTA-Mg-Komplex (oder EDTA-Zn-Komplex) zugesetzt wird, aus dem Mg^{2+} freigesetzt (verdrängt) und gegen einen geeigneten Indikator titriert wird.

a) Direkttitration

Beispiel 6-29. Bestimmung der Gesamthärte ($CaO + MgO$) eines im wesentlichen nur diese Ionen enthaltenden Wassers. Dabei ist MgO in CaO umgerechnet, damit wird die Gesamthärte als CaO bestimmt.

250 ml einer Wasserprobe wurden durch Pufferung alkalisch gestellt, wenige Tropfen Eriochromschwarz T zugefügt, und mit 0,01 M EDTA-Lösung bis zum Farbumschlag von Rot nach Blau titriert. Verbrauch: 55,8 ml. Welcher Gesamthärte in °dH entspricht dieser Verbrauch, wenn 1 °dH als der Gehalt von 10 mg CaO in 1000 ml Wasser definiert ist?



1 ml 0,01 M EDTA-Lösung zeigt an

$$0,01 \text{ mmol CaO} = 0,5608 \text{ mg CaO},$$

55,8 ml daher 31,293 mg CaO.

In 250 ml der Wasserprobe sind enthalten 31,293 mg CaO,
in 1000 ml 125,172 mg CaO.

10 mg CaO entsprechen 1 °dH, 125,172 mg CaO daher 12,5 °dH.

b) Rücktitration

Beispiel 6-30. Zur indirekten Bestimmung der Massenkonzentration $\beta(\text{PO}_4^{3-})$ in einer Wasserprobe wurde in 100 ml der Probe das PO_4^{3-} als MgNH_4PO_4 gefällt, filtriert, der Rückstand in Salzsäure gelöst und auf 100 ml verdünnt. 10 ml dieser verdünnten Lösung wurden alkalisch gepuffert und mit 25 ml 0,1 M EDTA-Lösung versetzt. Der Überschuß an EDTA wurde gegen Eriochromschwarz T als Indikator mit 0,1 M MgSO_4 -Lösung bis zum Farbumschlag von Blau nach Rot zurücktitriert. Verbrauch: 6,6 ml.



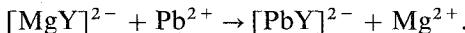
1000 ml 0,1 M EDTA-Lösung zeigen an 9,4971 g PO_4^{3-} ,
(25,0 ml - 6,6 ml =) 18,4 ml daher 0,1747 g PO_4^{3-} ,

die enthalten sind in (100 ml / 10 ml =) 10 ml der Wasserprobe.

$$\beta(\text{PO}_4^{3-}) = \frac{0,1747 \text{ g}}{0,01 \text{ l}} = 17,47 \text{ g/l } \text{PO}_4^{3-}.$$

c) Verdrängungstitration

Beispiel 6-31. Der EDTA-Pb-Komplex ist wesentlich stabiler als der EDTA-Mg-Komplex, daher verdrängen Pb^{2+} -Ionen die äquivalente Masse an Mg^{2+} -Ionen aus dem Komplex.



Die so freigesetzten Mg^{2+} -Ionen können dann mit EDTA-Lösung gegen Eriochromschwarz T titriert werden.

25 ml einer Pb^{2+} enthaltenden Lösung wurden mit einem Überschuß an EDTA-Mg-Lösung versetzt. Zur Titration des verdrängten Mg^{2+} -Ions wurden 16,5 ml 0,02 M EDTA-Lösung

verbraucht. Berechne die Massenkonzentration an Pb^{2+} in der Probenlösung in g/l.

1000 ml 0,02 M EDTA-Lösung \cong 0,4861 g Mg bzw. 4,144 g Pb,
16,5 ml daher 0,06838 g Pb,

die in 25 ml der Probenlösung enthalten sind.

$$\beta(\text{Pb}^{2+}) = \frac{0,06838 \text{ g}}{0,0251} = 2,7352 \text{ g Pb}^{2+} \text{ pro Liter.}$$

Aufgaben: 6/67. Zur Bestimmung des Cobaltgehaltes wurden 0,1791 g eines Cobalt(II)-salzes gelöst und mit 1 M Ammoniumhydroxidlösung auf pH 6 gestellt. Anschließend wurde mit 0,01 M EDTA-Lösung gegen Murexid als Indikator titriert (Farbumschlag von Gelb nach Violett). Verbrauch: 31,4 ml. Berechne den Massenanteil an Co in der Probe.

6/68. 0,53 g einer Messingsorte (Zn + Cu) wurden gelöst und die saure Lösung auf 1 Liter verdünnt. 100 ml davon wurden mit Ammoniak auf ca. 200 ml verdünnt, die Metallionen mit KCN maskiert und das Zink durch Zugabe von Formaldehydlösung wieder demaskiert. Diese Lösung verbrauchte 30,26 ml 0,01 M EDTA-Lösung (Eriochromschwarz T als Indikator) zur Titration des Zn. Berechne die Zusammensetzung des Messings, wenn das Fehlen von Verunreinigungen vorausgesetzt wird.

6/69. Calcium- und Magnesium-Ionen können nebeneinander durch indirekte Titration mit EDTA-Lösung bestimmt werden. Durch den Indikator Eriochromschwarz T werden beide Ionenarten erfaßt, durch den Indikator Calconcarbonsäure nur das Ca^{2+} .

Titriert wurden je 50 ml einer Wasserprobe.

$\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$ Verbrauch: 48,2 ml 0,01 M EDTA-Lösung,
 Ca^{2+} Verbrauch: 20,5 ml 0,01 M EDTA-Lösung.

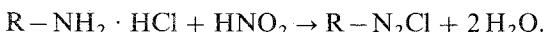
Wieviele Gramm Ca^{2+} und Mg^{2+} enthält 1 Liter des untersuchten Wassers?

6/70. Zur Bestimmung des Schwefelgehaltes einer organischen Substanz wurden 0,1710 g davon oxidativ aufgeschlossen und dadurch der Schwefel in Sulfat übergeführt. In der erhaltenen Lösung wurden die SO_4^{2-} -Ionen als BaSO_4 gefällt, filtriert und der Niederschlag in 10,0 ml 0,1 M EDTA-Lösung unter Zusatz von Ammoniak bei Siedehitze gelöst. Der Überschuß an EDTA wurde mit 0,1 M ZnSO_4 -Standardlösung gegen Eriochromschwarz T als Indikator zurücktitriert. Verbrauch: 3,8 ml. Wieviel Prozent Schwefel enthält die Substanz?

6/71. Von 1 Liter einer Nickelsulfatlösung wurden als aliquoter Teil 20 ml mit 25 ml 0,02 M EDTA-Lösung versetzt. Der Überschuß an EDTA wurde mit 16 ml 0,02 M Magnesiumsulfatlösung zurücktitriert. Berechne die Masse an Ni^{2+} in der zur Analyse vorliegenden Lösung.

6.7 Diazotierungs-Titrationen

Zur Bestimmung des Massenanteils an reiner Substanz („Reingehalt“) eines Amins (organische Verbindung mit NH_2 -Gruppen im Molekül) wird eine Probe gelöst und bei niedriger Temperatur in Gegenwart von Salzsäure mit Nitritlösung (NaNO_2) von bekanntem Wirkungswert „diazotiert“. Der Endpunkt der Titration wird durch Tüpfeln auf Iodkaliumstärkepapier festgestellt. (Ein Überschuß an Nitrit ergibt eine Blaufärbung.)



(Darin ist R der organische Rest. Die in der Reaktionsgleichung auftretende HNO_2 wird aus $\text{NaNO}_2 + \text{HCl}$ gebildet).

Molare Masse des NaNO_2 -Äquivalents, bezogen auf die Diazotierungsreaktion, ist

$$M\left(\frac{\text{NaNO}_2}{1}\right) = 68,995 \text{ g/mol.}$$

Beispiel 6-32. Zur Bestimmung des Massenanteils an reiner Substanz einer technischen H-Säure (1-Amino-8-naphthol-3,6-disulfonsäure) wurden 12,0 g der Probe in Natriumcarbonatlösung gelöst, die Lösung mit Wasser verdünnt, mit konz. Salzsäure gefällt und bei 5°C mit Natriumnitritlösung $c(\text{NaNO}_2) = 1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 32,1 ml.

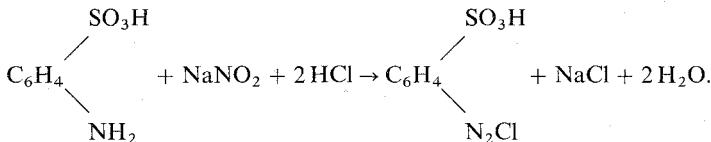
$$\text{Molare Masse } M(\text{H-Säure}) = 319,3 \text{ g/mol.}$$

1 mol primäres Amin (enthält 1 NH_2 -Gruppe) benötigt 1 mol HNO_2 bzw. NaNO_2 .

1000 ml Natriumnitritlösung mit $c(\text{NaNO}_2)$
 $= 1 \text{ mol/l}$ diazotieren 319,3 g H-Säure,
32,1 ml daher 10,2495 g H-Säure,
das sind, bezogen auf die Einwaage, 85,4%.

Aufgaben: 6/72. 0,24 g eines primären Amins wurden in konz. Salzsäure gelöst, die Lösung nach dem Verdünnen mit Wasser unter Eiskühlung mit Natriumnitritlösung $c(\text{NaNO}_2) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 16,7 ml. Berechne den Massenanteil $w(\text{NH}_2)$ in dem Amin in %.

6/73. Zur Titerstellung einer Natriumnitritlösung mit der annähernden Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaNO}_2) = 1 \text{ mol/l}$ wurden 8,0000 g reinster Sulfanilsäure unter Zugabe von Natronlauge gelöst, nach dem Abkühlen auf 7 °C mit Salzsäure angesäuert und mit der Maßlösung diazotiert. Verbrauch: 46,5 ml. Zu berechnen ist der Titer der Nitritlösung.



6.8 Gemischte Aufgaben aus der Volumetrie und Gravimetrie

Aufgaben: 6/74. 25 Gramm eines Gemisches verdünnter Schwefelsäure und Salpetersäure wurden mit Wasser auf 500 ml verdünnt und in 10 ml der erhaltenen Stammlösung die Schwefelsäure als BaSO_4 gefällt. Auswaage: 0,3620 g BaSO_4 . Weitere 100 ml der Stammlösung verbrauchten zur Neutralisation 39,2 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$. Zu berechnen sind die Massenanteile an H_2SO_4 und HNO_3 (in %) im Gemisch.

6/75. 37,82 Gramm eines technischen Natriumhydroxids wurden zur Bestimmung des Gehaltes an NaOH , Na_2CO_3 und NaCl in Wasser gelöst, die Lösung auf 1000 ml verdünnt und je 50 ml der erhaltenen Stammlösung für die Titration verwendet.

1) Mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$ und Phenolphthalein als Indikator (bestimmt wird $\text{NaOH} + \frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3$). Verbrauch: 44,4 ml.

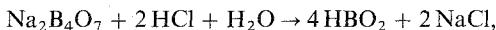
2) Mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$ und Methylorange als Indikator (bestimmt wird $\text{NaOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3$). Verbrauch: 44,8 ml.

3) Mit Silbernitratlösung $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ (bestimmt wird NaCl). Verbrauch: 7,9 ml.

Zu berechnen sind die Massenanteile (in %) an NaOH , Na_2CO_3 und NaCl in der Probe.

6/76. Zur volumetrischen Bestimmung eines Gemisches von Na_2CO_3 und $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ wurden 4,0000 g der Probe in Wasser gelöst und auf 500 ml verdünnt. 50 ml dieser Stammlösung wurden mit Säure neutralisiert und das CO_2 durch Kochen ausgetrieben. Die so freigemachte Borsäure wurde in Gegenwart von Glycerin und Phenolphthalein mit Natronlauge

$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ bis zum Auftreten der Rottfärbung titriert. Verbrauch: 10,1 ml.



Zur Bestimmung des Gesamt-Alkalis ($\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) wurden 25 ml der Stammlösung mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ gegen Methylorange als Indikator titriert. Verbrauch: 24,8 ml.

Berechne die Massenanteile (in %) an Na_2CO_3 und $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ im Gemisch.

6/77. In einem technischen Bariumchlorid sind die Massenanteile an BaCl_2 und CaCl_2 zu bestimmen. 20 Gramm wurden in Wasser gelöst und auf 500 ml aufgefüllt. Aus 50 ml der erhaltenen Lösung wurde nach dem Verdünnen und Zugabe von Ammoniumacetat das Barium als BaCrO_4 gefällt. Auswaage: 2,0523 g.

Das Filtrat wurde mit Ammoniak versetzt und in der Siedehitze mit Ammoniumoxalat gefällt. Der filtrierte und gewaschene Niederschlag wurde in ein Becherglas gespült, mit verdünnter Schwefelsäure versetzt und warm mit Kaliumpermanganatlösung $c(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. (Bestimmung des CaCl_2 .) Verbrauch: 4,0 ml.

6/78. Die *Iodzahl* gibt an, wieviel Gramm Iod von 100 Gramm Öl addiert werden. (Maß für die enthaltenen ungesättigten Fettsäuren.)

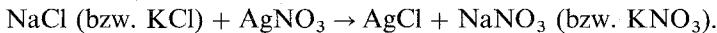
Zur Ermittlung der Iodzahl eines Öles wurden 0,276 g davon in 10 ml CS_2 gelöst, mit 25 ml einer $\frac{1}{30}\text{M KBrO}_3\text{-KBr-Lösung}$ versetzt und mit 10 ml 10%iger Salzsäure angesäuert. Nach Umschütteln und zweistündigem Stehen im Dunkeln wurden 10 ml 10%ige Kaliumiodidlösung und Wasser zugegeben und das ausgeschiedene Iod mit Natriumthiosulfatlösung $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 31,6 ml. Ein Blindversuch ohne Öl ergab einen Verbrauch von 46,6 ml. Zu berechnen ist die Iodzahl des Öls.

7 Indirekte Analyse

Bei der Durchführung quantitativer Analysen wird in der Regel jeder der Bestandteile der Analysenprobe von den übrigen abgetrennt und einzeln bestimmt. Liegt jedoch ein Stoffgemisch chemisch ähnlicher und daher schwer trennbarer Stoffe vor, das zwei verschiedene Kationen bei einem gleichen Anion bzw. ein gleiches Kation und zwei verschiedene Anionen enthält, kann eine indirekte Analyse durchgeführt werden. Zwei Ionenarten des Gemisches werden dabei gemeinsam in eine andere Verbindungsform übergeführt.

Die Indirekte Analyse erfordert eine hohe Genauigkeit bei der Durchführung. Die Berechnung erfolgt über zwei Gleichungen mit zwei Unbekannten.

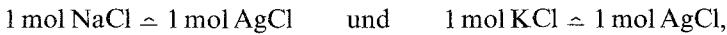
Beispiel 7-1. 0,6190 Gramm eines Gemisches aus Natriumchlorid NaCl und Kaliumchlorid KCl wurden in Wasser gelöst und mit Silbernitratlösung gemeinsam als Silberchlorid AgCl gefällt. Auswaage: 1,3211 g AgCl. Zu berechnen sind die Massenanteile an NaCl und KCl im Gemisch.



0,6190 g Einwaage ($= m_E$) setzen sich zusammen aus der Masse an NaCl ($= m_1$) und der Masse an KCl ($= m_2$).

$$m_1 + m_2 = m_E.$$

Die Masse der Auswaage an AgCl nach der Umsetzung ist m_A ($= 1,3211$ g). Die Massen m_1 und m_2 werden mit Hilfe der stöchiometrischen Faktoren in AgCl umgerechnet.



$$m_1 \cdot \frac{M(\text{AgCl})}{M(\text{NaCl})} + m_2 \cdot \frac{M(\text{AgCl})}{M(\text{KCl})} = m_A,$$

$$m_1 \cdot \frac{143,321 \text{ g/mol}}{58,443 \text{ g/mol}} + m_2 \cdot \frac{143,321 \text{ g/mol}}{74,551 \text{ g/mol}} = m_A,$$

$$2,4523 m_1 + 1,9225 m_2 = 1,3211 \text{ g}.$$

Es liegen also zwei Gleichungen mit zwei Unbekannten vor:

$$m_1 + m_2 = 0,6190 \text{ g} \quad \text{und} \quad 2,4523 m_1 + 1,9225 m_2 = 1,3211 \text{ g}.$$

Aus der ersten Gleichung ist $m_2 = 0,6190 \text{ g} - m_1$, eingesetzt in die zweite Gleichung:

$$2,4523 m_1 + 1,9225 \cdot (0,6190 \text{ g} - m_1) = 1,3211 \text{ g},$$

$$2,4523 m_1 + 1,1900 \text{ g} - 1,9225 m_1 = 1,3211 \text{ g},$$

$$0,5298 m_1 = 0,1311 \text{ g},$$

$$m_1 = 0,2475 \text{ g},$$

$$w(\text{NaCl}) = \frac{0,2475 \text{ g}}{0,6190 \text{ g}} = 0,3998 = 39,98\% \text{ NaCl},$$

$$w(\text{KCl}) = 100 - 39,98 = 60,02\% \text{ KCl}.$$

Beispiel 7-2. 1,0400 g (= m_E) eines Gemisches von KOH (= m_1) und NaOH (= m_2) wurden in Wasser gelöst und mit Schwefelsäure $c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 23,1 ml. Wieviel Gramm der beiden Komponenten enthält das Gemisch?

Von den 23,1 ml Maßlösung entfallen zur Neutralisation von KOH x ml, zur Neutralisation von NaOH y ml; $x + y = 23,1 \text{ ml}$.

$$\begin{aligned} 1 \text{ ml Schwefelsäure mit } c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l} &\simeq 0,0561 \text{ g KOH,} \\ &\simeq 0,0400 \text{ g NaOH,} \end{aligned}$$

daher

$$x \text{ ml} \dots \dots \dots 0,0561 \cdot x \text{ g KOH} \quad (= m_1)$$

und

$$y \text{ ml} \dots \dots \dots 0,0400 \cdot y \text{ g NaOH} \quad (= m_2).$$

$$m_1 + m_2 = m_E,$$

$$0,0561 \cdot x \text{ g} + 0,0400 \cdot y \text{ g} = 1,0400 \text{ g}.$$

Einsetzen von $y = 23,1 - x$ ergibt:

$$0,0561 \cdot x \text{ g} + 0,9240 \text{ g} - 0,0400 \cdot x \text{ g} = 1,0400 \text{ g},$$

$$0,0161 \cdot x \text{ g} = 0,1160 \text{ g},$$

$$x = 7,205 \text{ ml Maßlösung.}$$

1 ml Maßlösung neutralisiert 0,0561 g KOH,
7,205 ml 0,4042 g KOH.

$$1,0400 \text{ g} - 0,4042 \text{ g} = 0,6358 \text{ g NaOH.}$$

1,0400 g Gemisch enthält 0,4042 g KOH und 0,6358 g NaOH.

Liegt die Summe der beiden zu bestimmenden Komponenten unter 100%, müssen zwei verschiedene Analysen durchgeführt werden, um zwei Bestimmungsgleichungen zu erhalten.

Beispiel 7-3. In einem Gemisch von Na_2CO_3 und NaHCO_3 , das außerdem NaCl enthält, sind die Massenanteile an Na_2CO_3 und NaHCO_3 zu ermitteln.

1,5000 g Gemisch verbrauchten zur Neutralisation 18,7 ml Schwefelsäure mit $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$; aus 0,6000 g Gemisch wurden mit überschüssiger Säure 0,1963 g CO_2 freigesetzt.

In der Einwaage (1,5000 g) sind enthalten: m_1 g Na_2CO_3 und m_2 g NaHCO_3 .

Von 18,7 ml Maßlösung werden x ml zur Neutralisation von Na_2CO_3 und y ml zur Neutralisation von NaHCO_3 verbraucht.

$$1 \text{ ml Schwefelsäure } c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l} \doteq 0,05299 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

$$\text{bzw. } 0,08401 \text{ g NaHCO}_3.$$

$$x \text{ ml zeigen an } m_1 = 0,05299 \cdot x \text{ g Na}_2\text{CO}_3,$$

$$y \text{ ml zeigen an } m_2 = 0,08401 \cdot y \text{ g NaHCO}_3.$$

$$x + y = 18,7,$$

$$\frac{m_1}{0,05299 \text{ g}} + \frac{m_2}{0,08401 \text{ g}} = 18,7 \dots \dots \dots \text{(Gleichung 1).}$$

$$0,6000 \text{ g Gemisch geben } 0,1963 \text{ g CO}_2,$$

$$1,5000 \text{ g daher } \dots \dots \dots 0,4907 \text{ g CO}_2.$$

Mit Hilfe der stöchiometrischen Faktoren

$$\frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = 0,4152 \quad \text{und} \quad \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{NaHCO}_3)} = 0,5239$$

wird umgerechnet:

$$0,4152 \cdot m_1 + 0,5239 \cdot m_2 = 0,4907 \text{ g CO}_2 \dots \dots \text{(Gleichung 2).}$$

Aus den Gleichungen 1 und 2 ergibt sich

$$m_1 = 0,799 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \quad \text{und} \quad m_2 = 0,303 \text{ g NaHCO}_3,$$

das sind, bezogen auf die Einwaage (1,5000 g),

$$53,3\% \text{ Na}_2\text{CO}_3 \quad \text{und} \quad 20,2\% \text{ NaHCO}_3.$$

Bemerkung: Die aufzustellenden Gleichungen müssen voneinander unabhängig sein. Dies ist vor allem bei Dreistoffgemischen zu beachten. So kann beispielsweise das Gemisch aus KCl + KBr + KJ nicht dadurch analysiert werden, daß man 1. die Masse der Mischung, 2. die Masse der daraus hergestellten Ag-Halogenide ermittelt und 3. diese in AgCl überführt und dessen Masse bestimmt.

Die aus diesen Bestimmungen aufzustellenden 3 Gleichungen sind nicht unabhängig voneinander, da sich eine der 3 Gleichungen aus den beiden anderen berechnen läßt. Die Zusammensetzung dieses Gemisches ließe sich durch indirekte Analyse nur dann ermitteln, wenn als dritte Bestimmungsmöglichkeit eine solche zur Verfügung steht, bei der nur 2 Komponenten des Dreistoffgemisches erfaßt werden.

Aufgaben: 7/1. 0,3200 g eines Gemisches von NaCl und KCl wurden in Wasser gelöst und durch Fällen mit Silbernitratlösung in AgCl übergeführt. Auswaage: 0,6480 g. Zu berechnen sind die Massenanteile an NaCl und KCl (in %) im Gemisch.

7/2. 245 mg eines Gemisches von AgCl und AgBr wurden im Wasserstoffstrom erhitzt und zu Ag reduziert. Der Gewichtsverlust betrug 97,3 mg. Zu berechnen sind die Massenanteile an AgCl und AgBr im Gemisch.

7/3. 0,2500 g eines Gemisches von KCl und KBr, das noch 1% Feuchtigkeit enthält, wurden gelöst und zur Bestimmung des Gesamt-Halogenids mit Silbernitratlösung $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ titriert. Verbrauch: 32,5 ml. Zu berechnen sind die Massenanteile an KCl und KBr im Gemisch.

7/4. Bei der Titration von 0,2500 g eines Gemisches von KCl und NaCl wurden nach dem Lösen 34,2 ml Silbernitratlösung mit $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$ verbraucht. Zu berechnen sind die Massenanteile an KCl und NaCl im Gemisch.

7/5. 1,2360 g eines Gemisches von KCl und K₂SO₄ ergaben nach dem Abrauchen mit konz. Schwefelsäure 1,3850 g K₂SO₄. Zu berechnen sind die Massenanteile (in %) von KCl und K₂SO₄ im Gemisch.

7/6. Beim Glühen eines Gemisches von MgCO₃ und CaCO₃ (Mineral Dolomit) wurde aus einer Einwaage von 2,250 g ein Rückstand von 1,208 g (MgO + CaO) erhalten. Vorausgesetzt ist, daß keine Verunreinigungen enthalten sind. Berechne die Massenanteile an MgCO₃ und CaCO₃ in der Probe.

8 Physikalische Rechnungen

8.1 Temperaturmessung

8.1.1 Temperaturskalen

Die thermodynamische Temperatur ist eine Basisgröße, die SI-Einheit ist das Kelvin (K). Formelzeichen T .

Besonderer Name bei der Angabe von Celsius-Temperaturen ist Grad Celsius ($^{\circ}\text{C}$). Formelzeichen ϑ . Die Celsius-Skala ist auf den Eispunkt des Wassers mit 0°C und den Dampfpunkt mit 100°C bezogen. (Seit 1960 wird der Tripelpunkt des Wassers mit $0,01^{\circ}\text{C}$ statt des Eispunktes verwendet).

In den angelsächsischen Ländern wurde früher nach Grad Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$) gemessen, so daß solche Literaturangaben in $^{\circ}\text{C}$ umzurechnen sind. Der Fahrenheit-Skala ist die Temperatur des Eispunktes mit $+32^{\circ}\text{F}$, die des Dampfpunktes mit $+212^{\circ}\text{F}$ zugrunde gelegt. 1°F ist der 180. Teil dieser Temperaturdifferenz.

Umrechnung:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} \cdot (^{\circ}\text{F} - 32); \quad ^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} \cdot ^{\circ}\text{C} + 32.$$

Die Temperatureinheit Kelvin geht vom absoluten Nullpunkt aus. Auf der Celsius-Skala liegt er bei $-273,15^{\circ}\text{C}$; 0°C entsprechen $273,15\text{ K}$.

In der Praxis wird an Stelle der genauen Zahl $273,15\text{ K}$ üblicherweise mit 273 K gerechnet. Dies gilt auch für die Rechnungen in diesem Buch.

(Der Nullpunkt der CelsiusTemperatur $T_0 = 273\text{ K}$ ist zugleich auch die Normaltemperatur T_n bei der Kennzeichnung des Normzustandes.)

$$T(\text{in K}) = \vartheta(\text{in } ^{\circ}\text{C}) + T_0 = \vartheta + 273\text{ K},$$

$$\vartheta(\text{in } ^{\circ}\text{C}) = T - T_0 = T(\text{in K}) - 273\text{ K}.$$

Temperaturdifferenzen

a) Ausgedrückt in Kelvin:

$$\text{z. B. } T_1 - T_2 = \Delta T = 570 \text{ K} - 520 \text{ K} = 50 \text{ K.}$$

b) Ausgedrückt in Grad Celsius:

$$\text{z. B. } \vartheta_1 - \vartheta_2 = \Delta \vartheta = 70^\circ\text{C} - 45^\circ\text{C} = 25^\circ\text{C} \cong 25 \text{ K.}$$

Die Celsius- und die Kelvin-Skala haben gleiche Skalenteilungen, so daß auch Temperaturdifferenzen gleiche Zahlenwerte haben, gleichgültig, ob sie in $^\circ\text{C}$ oder in K angegeben werden.

Aufgaben: 8/1. Rechne in Grad Celsius um:

a) 140°F , b) 248°F , c) 32°F , d) 23°F .

8/2. Rechne in Grad Celsius um:

a) 35 K, b) 298,3 K. (Rechne mit $273 \text{ K} \cong 0^\circ\text{C}$).

8/3. Rechne in Kelvin um:

a) -80°C , b) 20°C , c) $169,5^\circ\text{C}$.

8.1.2 Fadenkorrektur bei Quecksilberthermometern

Über den Volumen-Ausdehnungskoeffizienten s. S. 86.

Der „herausragende Faden“ eines Thermometers (das ist jener Teil der Quecksilbersäule, der aus der Versuchsapparatur herausragt) bewirkt infolge der geringeren Volumenausdehnung des Quecksilbers in diesem Bereich (kältere Umgebung) eine zu niedrige Temperaturanzeige. Für genaue Temperaturangaben muß die abgelesene Temperatur korrigiert werden („Fadenkorrektur“). Diese Korrekturen sind Tabellenbüchern zu entnehmen, sie können aber auch berechnet werden nach der Formel:

$$\text{Fadenkorrektur } \Delta \vartheta = \Delta T \cdot (\vartheta - \vartheta_a) \cdot (\gamma_1 - \gamma_2).$$

Darin bedeuten:

$\Delta \vartheta$ Korrektur der Thermometeranzeige in K;

ΔT Länge des herausragenden Quecksilberfadens in K;

ϑ abgelesene Temperatur in $^\circ\text{C}$;

ϑ_a mittlere Temperatur des herausragenden Fadens in $^{\circ}\text{C}$ (= Außentemperatur, die mit Hilfe eines angelegten Hilfsthermometers in der Mitte des herausragenden Fadens gemessen wird);

- γ_1 Volumen-Ausdehnungskoeffizient des Quecksilbers in K^{-1} ;
- γ_2 Volumen-Ausdehnungskoeffizient des Thermometerglases in K^{-1} .

Für den Faktor $\gamma_1 - \gamma_2$ kann als Mittelwert $0,00016 \text{ K}^{-1}$ eingesetzt werden.

Durch Addieren der errechneten Fadenkorrektur $\Delta\vartheta$ zu der abgelesenen Temperatur ϑ wird die Temperatur erhalten, die das Thermometer anzeigen würde, wenn der gesamte Quecksilberfaden die Temperatur des Apparateinneren besäße.

Beispiel 8-1. Bei einer Siedetemperaturbestimmung von Nitrobenzol zeigte das Thermometer $206,7 \text{ }^{\circ}\text{C}$, das angelegte Thermometer (Außentemperatur) $24 \text{ }^{\circ}\text{C}$; die Länge des aus dem Siedekolben herausragenden Quecksilberfadens des Thermometers betrug $140 \text{ }^{\circ}\text{C}$ ($\cong 140 \text{ K}$).

Korrektur der Thermometeranzeige:

$$\Delta\vartheta = 140 \text{ K} \cdot (206,7 - 24) \text{ K} \cdot 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1} = 4,09 \text{ K}.$$

Korrigierte Siedetemperatur:

$$206,7 \text{ }^{\circ}\text{C} + 4,09 \text{ K} = 210,79 \text{ }^{\circ}\text{C}.$$

Bemerkung: Für die Angabe der Siedetemperatur ist das Zeichen K_p , für die Schmelztemperatur das Zeichen F_p gebräuchlich. Da es sich um Angaben der Temperatur handelt, sollten die Zeichen T bzw. ϑ verwendet werden. Vorgeschlagen werden daher die Zeichen T_b bzw. ϑ_b ($b = \text{boiling}$) für die Siedetemperatur und T_m bzw. ϑ_m ($m = \text{melting}$) für die Schmelztemperatur.

Aufgaben: 8/4. Bei der Bestimmung der Siede- bzw. Schmelztemperatur der nachstehend angeführten Stoffe wurde am Thermometer die Siedetemperatur ϑ_b (K_p) bzw. die Schmelztemperatur ϑ_m (F_p) abgelesen. Das angelegte Thermometer zeigte eine Temperatur von ϑ_a $^{\circ}\text{C}$. Die Länge des herausragenden Fadens betrug ΔT . Berechne die korrigierte Siede- bzw. Schmelztemperatur, wenn für

- a) Chlorbenzol $\vartheta_b = 131 \text{ }^{\circ}\text{C}$, $\vartheta_a = 22 \text{ }^{\circ}\text{C}$ und $\Delta T = 35 \text{ K}$;
- b) Anilin $\vartheta_b = 181 \text{ }^{\circ}\text{C}$, $\vartheta_a = 29 \text{ }^{\circ}\text{C}$ und $\Delta T = 120 \text{ K}$;
- c) Phthalanil $\vartheta_m = 202,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$, $\vartheta_a = 31,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$ und $\Delta T = 80 \text{ K}$ betrug.

8.1.3 Korrektur der Siedetemperatur in Abhängigkeit vom Druck

Die Siedetemperatur einer Flüssigkeit ist abhängig vom herrschenden Druck, sie steigt bei Druckerhöhung. Um vergleichbare Werte zu erhalten, wird auf „Normalsiedetemperatur“ umgerechnet, das ist die Siedetemperatur bei 1013,25 mbar.

Bei den meisten Stoffen ändert sich die Siedetemperatur für jedes mbar Abweichung von 1013,25 mbar um 0,03 K. Für annähernde Berechnungen genügt es daher, je mbar Abweichung vom Normaldruck (1013,25 mbar) 0,03 K zu- bzw. abzuzählen.

Beispiel 8-2. Die Siedetemperatur von Hexan wurde bei 995,9 mbar zu 68,4 °C bestimmt.

Abweichung 1013,25 mbar – 995,9 mbar = 17,35 mbar. Korrektur: $17,35 \cdot 0,03 = 0,52$ K, abgerundet 0,5 K. Da bei der Umrechnung auf 1013,25 mbar eine Druckerhöhung eintritt, muß die Korrektur addiert werden.

Korrigierte Siedetemperatur: $68,4 + 0,5 = 68,9$ °C.

8.2 Wärmeenergie

Über thermochemische Rechnungen s. S. 309.

8.2.1 Spezifische Wärmekapazität

SI-Einheit der Energie (und damit auch der Wärmeenergie) ist das Joule (s. auch S. 234).

Vor Einführung des SI galt die Kilokalorie (kcal) als Einheit der Wärmeenergie. 1 kcal ist die Wärmemenge, die erforderlich ist, um 1 kg Wasser um 1 K (oder genauer von 14,5 auf 15,5 °C) zu erwärmen.

Der tausendste Teil ist die Grammkalorie (cal).

Umrechnung:

$$1 \text{ J (Joule)} \cong 0,238845 \text{ cal} \quad (\text{aufgerundet } 0,239 \text{ cal}),$$

$$1 \text{ kJ (Kilojoule)} \cong 0,238845 \text{ kcal},$$

$$1 \text{ cal} \cong 4,1868 \text{ J},$$

$$1 \text{ kcal} \cong 4,1868 \text{ kJ}.$$

Zum Erwärmen eines Stoffes ist eine bestimmte Menge an Wärmeenergie (kurz Wärmemenge genannt) notwendig, die von der Masse des Stoffes, der Temperaturänderung und einer Stoffkonstanten (spezifische Wärmekapazität oder kurz spezifische Wärme

genannt) abhängig ist und wie folgt berechnet wird:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta\vartheta.$$

Darin sind

- Q die Wärmemenge in kJ,
- m die Masse des Stoffes in kg,
- c die spezifische Wärmekapazität des Stoffes in $\text{kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})$,
- $\Delta\vartheta$ die Temperaturdifferenz in K.

Die spezifische Wärmekapazität ist die Wärmeenergie (Wärmemenge), die benötigt wird, um 1 kg eines Stoffes um 1 K zu erwärmen.

Die spezifische Wärmekapazität c (H_2O) = $4,1868 \text{ kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})$. Streng genommen gilt dieser Wert nur für die Temperatur 15°C . Da sich jedoch die spezifische Wärmekapazität des Wassers von 0 bis 100°C nur sehr wenig ändert, kann als mittlere spezifische Wärmekapazität für den Temperaturbereich von 0 bis 100°C der Wert 4,1868 (oder aufgerundet 4,187) $\text{kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})$ gesetzt werden.

Bei anderen Stoffen kann die Änderung der spezifischen Wärmekapazität mit der Temperatur sehr bedeutend sein und muß berücksichtigt werden. Zumeist wird mit „mittleren spezifischen Wärmekapazitäten“ gerechnet, die jedoch nur für den bestimmten, angegebenen Temperaturbereich gelten!

Im Gegensatz zu festen und flüssigen Stoffen, die sich beim Erwärmen nur verhältnismäßig wenig ausdehnen, findet beim Erwärmen von Gasen eine ungehinderte Volumenvergrößerung statt, bzw. bei eingeschlossenen Gasen (konstantes Volumen) eine Zunahme des Druckes.

Bei Gasen wird daher zwischen der spezifischen Wärmekapazität bei konstantem Druck c_p und bei konstantem Volumen c_v unterschieden. Die Ursache des Unterschiedes liegt darin, daß durch die Ausdehnung Arbeit geleistet wird, also Wärme zugeführt werden muß, ohne daß eine Temperaturerhöhung stattfindet.

In Tabellenbüchern sind oftmals molare Wärmekapazitäten c_m in kJ/mol angegeben.

$$c_m = c \cdot M.$$

(Die Einheit von M ist hier kg/mol .)

Wärmemischung

Beim Mischen von Stoffen verschiedener Temperatur tritt Wärmeausgleich ein, es entsteht eine Mischtemperatur. Die Gesamt-Wärmemenge vor und nach dem Mischen muß gleich sein, vorausgesetzt, daß keine Wärme durch Abstrahlung verlorengeht. Die vom wärmeren Stoff abgegebene Wärmemenge Q_1 ist gleich der vom kälteren Stoff aufgenommenen Wärmemenge Q_2 .

$$m_1 \cdot c_1 \cdot (\vartheta_1 - \vartheta_m) = m_2 \cdot c_2 \cdot (\vartheta_m - \vartheta_2).$$

Darin bedeuten für die Stoffe 1 und 2: m_1 und m_2 die Massen, c_1 und c_2 die spezifischen Wärmekapazitäten, ϑ_1 und ϑ_2 die Ausgangstemperaturen und ϑ_m die Mischungstemperatur.

Beispiel 8-3. Welche Wärmemenge Q muß zugeführt werden, um 2,5 kg Quecksilber von 15 °C auf 50 °C zu erwärmen?

$$c(\text{Hg}) = 0,139 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}).$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta\vartheta = 2,5 \text{ kg} \cdot 0,139 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot 35 \text{ K} = 12,163 \text{ kJ}.$$

Beispiel 8-4. 40 kg Wasser von 60 °C sollen mit Wasser von 5 °C gemischt werden. Wieviel Kilogramm des 5 °C warmen Wassers müssen zugemischt werden, um eine Mischungstemperatur von 25 °C zu erreichen? $c(\text{H}_2\text{O}) = 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K})$.

Abgegebene Wärmemenge (Q_1) = Aufgenommene Wärmemenge (Q_2).

$$m_1 \cdot c_1 \cdot (\vartheta_1 - \vartheta_m) = m_2 \cdot c_2 \cdot (\vartheta_m - \vartheta_2).$$

$$40 \text{ kg} \cdot 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot (60 - 25) \text{ K}$$

$$= m_2 \cdot 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot (25 - 5) \text{ K}.$$

Daraus ist $m_2 = 70 \text{ kg}$ Wasser von 5 °C.

Aufgaben: 8/5. 3 kg Trichlormethan (Chloroform) werden von 20 °C auf 35 °C erwärmt. Berechne die erforderliche Wärmemenge. Die spezifische Wärmekapazität des Trichlormethans beträgt 0,950 kJ/(kg · K).

8/6. 2 kg Benzol von 20 °C wird die Wärmemenge 10,44 kJ entzogen. Auf welche Temperatur kühlt das Benzol dabei ab? $c(\text{Benzol})$ beträgt in diesem Temperaturbereich 1,740 kJ/(kg · K).

8/7. 15 kg Wasser von 18 °C werden mit 10 kg Wasser von 55 °C gemischt. Welche Temperatur hat die Mischung?

8/8. Gemischt werden 6 kg Wasser von 10 °C, 12 kg Wasser von 80 °C und 5 kg Wasser von 36 °C. Welche Temperatur hat die Mischung unter Ausschaltung von Wärmeverlusten? (Rechne nach Art der „Mischungsgleichung“; es handelt sich um ein- und denselben Stoff mit gleicher spezifischer Wärmekapazität).

8/9. Wieviel Kilogramm Wasser von 15 °C müssen zu 80 kg Wasser von 40 °C zugemischt werden, um eine Ausgleichstemperatur von 25 °C zu erzielen?

8/10. Ein 9 kg schwerer und auf 100 °C erhitzter Kupferblock wird in 10 kg Wasser von 18 °C gebracht. Nach dem Temperaturausgleich wurde eine Temperatur von 24,46 °C gemessen. Berechne die spezifische Wärmekapazität des Kupfers; $c(\text{Wasser}) = 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$.

8/11. Welche Temperatur haben 350 g eines rotglühenden Eisens, das, in 2 kg Wasser von 17 °C gebracht, eine Ausgleichstemperatur von 26,81 °C ergab? $c(\text{Wasser}) = 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$, $c(\text{Eisen}) = 0,476 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$.

8/12. Ein Messingkalorimeter von 550 g Masse und $c(\text{Messing}) = 0,393 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$ enthält 1,2 kg Wasser von 19 °C. In das Wasser wurde eine Silberkugel von 300 g und 200 °C gebracht. Nach dem Temperaturausgleich wurde eine Temperatur von 21,44 °C gemessen. Berechne die mittlere spezifische Wärmekapazität des Silbers. $c(\text{Wasser}) = 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$. (Die von der Silberkugel abgegebene Wärmemenge wird vom Wasser und vom Messingkalorimeter aufgenommen.)

Wärmekapazität C eines Kalorimeters („Wasserwert“ des Kalorimeters)

Wärmemessungen werden in Kalorimetern durchgeführt, das daher am Wärmeausgleich teilnimmt. Zur Vereinfachung immer wiederkehrender Rechnungen wird die Wärmekapazität C des Kalorimeters bestimmt. Man versteht darunter die Wärmemenge in kJ/K , die vom Kalorimeter beim Wärmeaustausch aufgenommen bzw. abgegeben wird.

Aufgaben: **8/13.** Berechne in der vorhergehenden Aufgabe 8/12

- die Wärmekapazität C des Messingkalorimeters;
- mit dem errechneten Wert von C und den weiteren Angaben der Aufgabe 8/12 die spezifische Wärmekapazität des Silbers.

8.2.2 Schmelz- und Verdampfungswärme

Wird beispielsweise einer Eismasse, deren Temperatur -5°C beträgt, fortgesetzte Wärmeenergie zugeführt, wird diese nacheinander wie folgt verbraucht:

1. zum Erwärmen des Eises von -5°C auf 0°C ,
2. zum Schmelzen des Eises bei konstant bleibender Temperatur von 0°C („Schmelzwärme“),
3. zum Erwärmen des entstandenen Wassers von 0°C auf 100°C ,
4. zum Verdampfen des Wassers bei konstant bleibender Temperatur von 100°C („Verdampfungswärme“).

Die spezifische Schmelzwärme q eines Stoffes ist die Wärmemenge Q (Wärmeenergie), die notwendig ist, um 1 kg des Stoffes unter 1013,25 mbar bei konstant bleibender Temperatur zu schmelzen.

Beim Erstarren eines Stoffes wird die „Erstarrungswärme“ frei, sie entspricht dem Wert der Schmelzwärme.

Die spezifische Verdampfungswärme r eines Stoffes ist die Wärmemenge Q (Wärmeenergie), die notwendig ist, um 1 kg des flüssigen Stoffes (von Siedetemperatur) unter 1013,25 mbar bei konstant bleibender Temperatur zu verdampfen.

Beim Kondensieren eines Dampfes wird die „Kondensationswärme“ frei, sie entspricht dem Wert der Verdampfungswärme.

Spezifische Schmelzwärme q und spezifische Verdampfungswärme r sind Stoffkonstanten. Sie werden in kJ/kg angegeben. In Tabellenbüchern und in der älteren Literatur sind oftmals die „molaren Schmelzwärmen“ und die „molaren Verdampfungswärmen“ verzeichnet, die dort in kcal/mol angegeben sind.

Die spezifische Schmelzwärme q des Wassers ist 335 kJ/kg (entsprechend 80 kcal/kg), die spezifische Verdampfungswärme r des Wassers ist 2257 kJ/kg (entsprechend 539 kcal/kg).

Sind Q die erforderliche Wärmemenge in kJ, m die Masse des Stoffes in kg und q die spezifische Schmelzwärme in kJ/kg bzw. r die spezifische Verdampfungswärme in kJ/kg, ergeben sich folgende Gleichungen:

$$Q = m \cdot q \quad \text{bzw.} \quad Q = m \cdot r.$$

Beispiel 8-5. Welche Wärmemenge Q ist erforderlich, um 2 kg Eis von -10°C in Wasserdampf von 120°C überzuführen? Die spezifischen Wärmekapazitäten sind für Eis $c(E) = 2,093 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$, für Wasser $c(W) = 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$, für Wasserdampf im Temperaturbereich von 100°C bis 120°C

$c(D) = 1,926 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$. Die spezifische Schmelzwärme des Eises $q = 335 \text{ kJ/kg}$, die spezifische Verdampfungswärme des Wassers $r = 2257 \text{ kJ/kg}$.

Der Vorgang setzt sich zusammen aus:

1. Erwärmen des Eises von -10°C auf 0°C

$$Q_1 = m \cdot c(E) \cdot \Delta\vartheta_1; \quad \Delta\vartheta_1 = 10 \text{ K}.$$

2. Schmelzen des Eises bei 0°C

$$Q_2 = m \cdot q.$$

3. Erwärmen des Wassers von 0°C auf 100°C

$$Q_3 = m \cdot c(W) \cdot \Delta\vartheta_2; \quad \Delta\vartheta_2 = 100 \text{ K}.$$

4. Verdampfen des Wassers bei 100°C

$$Q_4 = m \cdot r.$$

5. Erwärmen des Dampfes von 100°C auf 120°C

$$Q_5 = m \cdot c(D) \cdot \Delta\vartheta_3; \quad \Delta\vartheta_3 = 20 \text{ K}.$$

$$\begin{aligned} Q &= Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 \\ &= m \cdot [c(E) \cdot \Delta\vartheta_1 + q + c(W) \cdot \Delta\vartheta_2 + r + c(D) \cdot \Delta\vartheta_3] \\ &= 2 \text{ kg} \cdot \left(2,093 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \cdot 10 \text{ K} + 335 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} + \right. \\ &\quad \left. + 4,187 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \cdot 100 \text{ K} + 2257 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} + 1,926 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \cdot 20 \text{ K} \right) \\ &= 6140 \text{ kJ}. \end{aligned}$$

Beispiel 8-6. Welche Temperatur ϑ_m stellt sich ein, wenn 1 kg Wasser von 100°C mit 1 kg Schnee von 0°C gemischt wird?

Schmelzen von 1 kg Schnee:

$$Q_1 = 1 \text{ kg} \cdot 335 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} = 335 \text{ kJ};$$

Erwärmen des entstandenen Wassers von 0°C auf ϑ_m :

$$Q_2 = 1 \text{ kg} \cdot 4,187 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \cdot (\vartheta_m \text{ K} - 0 \text{ K}) = 4,187 \text{ kJ} \cdot \vartheta_m;$$

Abkühlen von 1 kg Wasser von 100 °C auf ϑ_m °C:

$$Q_3 = 1 \text{ kg} \cdot 4,187 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \cdot (100 \text{ K} - \vartheta_m \text{ K}) \\ = 418,7 \text{ kJ} - 4,187 \text{ kJ} \cdot \vartheta_m.$$

$$Q_1 + Q_2 = Q_3;$$

$$335 \text{ kJ} + 4,187 \text{ kJ} \cdot \vartheta_m = 418,7 \text{ kJ} - 4,187 \text{ kJ} \cdot \vartheta_m,$$

daraus

$$\vartheta_m = 10 \text{ °C}.$$

Beispiel 8-7. Die molare Verdampfungswärme hat die Einheit kJ/mol.

In einem älteren Tabellenbuch ist die molare Verdampfungswärme des Toluols $C_6H_5CH_3$ bei Siedetemperatur mit 7,64 kcal/mol angegeben. Berechne: a) die molare Verdampfungswärme in kJ/mol; b) die spezifische Verdampfungswärme r in kJ/kg; c) die Wärmemenge, die notwendig ist, um 25 kg Toluol von Siedetemperatur zu verdampfen ($1 \text{ kcal} \hat{=} 4,187 \text{ kJ}$).

a) $7,64 \text{ kcal/mol} \cdot 4,187 = 31,99 \text{ kJ/mol}$;

b) $M(\text{Toluol}) = 92,14 \text{ g/mol} = 0,09214 \text{ kg/mol}$;

$$r = \frac{Q}{M} = \frac{31,99 \text{ kJ/mol}}{0,09214 \text{ kg/mol}} = 347,2 \text{ kJ/kg};$$

c) $Q = 25 \text{ kg} \cdot 347,2 \text{ kJ/kg} = 8680 \text{ kJ}$.

Aufgaben: 8/14. Wieviel Kilogramm Eis von 0 °C können durch Zufuhr von 418,7 kJ zum Schmelzen gebracht werden? Spezifische Schmelzwärme des Eises $q = 335 \text{ kJ/kg}$.

8/15. Wieviel Kilogramm Wasserdampf von 100 °C sind erforderlich, um 800 kg Wasser von 17 °C durch direktes Einleiten des Dampfes auf 36 °C zu erwärmen? (Die gleichzeitige Erwärmung der Gefäßwand und Abstrahlungsverluste sollen unberücksichtigt bleiben.)

8/16. Die molare Schmelzwärme von Phenyllessigsäure



beträgt (bei $\vartheta_m = 78 \text{ °C}$) 17,08 kJ/mol. Berechne die spezifische Schmelzwärme q in kJ/kg.

8/17. Die molare Schmelzwärme des Naphthalins $C_{10}H_8$ ist in einem älteren Tabellenwerk mit 4,49 kcal/mol angegeben. Berechne die spezifische Schmelzwärme in kJ/kg.

8/18. Welche Wärmemenge Q ist erforderlich, um 7 kg Blei von 20°C auf 350°C zu erhitzen? Schmelztemperatur des Bleis $327,4^{\circ}\text{C}$; spezifische Schmelzwärme $q = 23,0 \text{ kJ/kg}$; mittlere spezifische Wärmekapazität des festen Bleis $0,133 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$, spezifische Wärmekapazität des flüssigen Bleis $0,142 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$.

8/19. Welche Wärmemenge Q ist erforderlich, um 500 Liter Benzol ($\rho = 0,878 \text{ g/ml}$) von Siedetemperatur zu verdampfen? Spezifische Verdampfungswärme des Benzols bei Siedetemperatur $r = 394,7 \text{ kJ/kg}$.

8.3 Grundgesetze der Elektrizität

Über Elektrolyse s. S. 269.

8.3.1 Ohmsches Gesetz

Die Basiseinheit des SI für die Basisgröße elektrische Stromstärke I ist das Ampere (Einheitenzeichen A).

Abgeleitete SI-Einheiten:

Für die elektrische Spannung (oder Potentialdifferenz) U das Volt (Einheitenzeichen V).

Für den elektrischen Widerstand R das Ohm (Einheitenzeichen Ω).

Für Gleichspannung und bei konstanter Temperatur gilt die Beziehung (Ohmsches Gesetz):

$$\text{Stromstärke } I = \frac{\text{Spannung } U}{\text{Widerstand } R}; \quad \left(\text{Ampere} = \frac{\text{Volt}}{\text{Ohm}} \right).$$

Beispiel 8-8. Welche Spannung herrscht an den Klemmen eines Drahtes von 12Ω Widerstand, wenn durch den Draht ein Strom von $4,4 \text{ A}$ fließt?

$$U = I \cdot R = 4,4 \text{ A} \cdot 12 \Omega = 52,8 \text{ V}.$$

Aufgaben: **8/20.** Berechne den Widerstand der Heizspirale eines elektrischen Kochgeräts, das bei einer Spannung von 220 V einen Strom von 10 A verbraucht.

8/21. Welcher Strom fließt durch eine Leitung, wenn die Spannung 130 V und der Widerstand 13Ω beträgt?

8/22. Durch Rechnung ist festzustellen, ob ein elektrischer Glühofen an 220 V angeschlossen werden darf, wenn der Widerstand des Heizdrahtes 15Ω beträgt und die Leitung mit 10 A abgesichert ist.

8.3.2 Der unverzweigte Stromkreis (Reihenschaltung)

Bei der Reihenschaltung werden zwei oder mehrere Widerstände hintereinander geschlossen und mit der gleichen Stromquelle verbunden (s. Abb. 8.1).

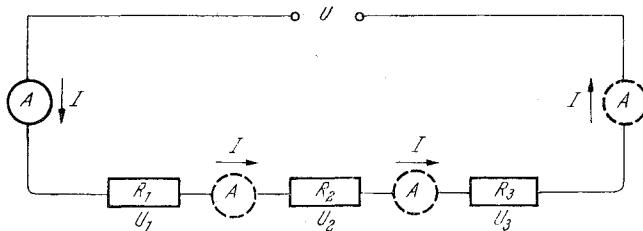


Abb. 8.1

Der Gesamtwiderstand R ist gleich der Summe der Einzelwiderstände.

$$R = R_1 + R_2 + R_3 + \dots$$

Die Stromstärke hat an jeder Stelle des Stromkreises den gleichen Wert I (wie die Einschaltung eines Strommeßgerätes an verschiedenen Stellen zeigt).

Die Klemmenspannung U der Spannungsquelle verteilt sich bei der Reihenschaltung; die Summe der Teilspannungen ist gleich der Klemmenspannung der Stromquelle.

$$U = U_1 + U_2 + U_3 + \dots$$

Zwischen der Verteilung der Spannung längs des Stromkreises und den Teilwiderständen besteht folgende Beziehung:

$$\frac{U_1}{R_1} = \frac{U_2}{R_2} = \frac{U_3}{R_3} = \dots,$$

oder als Proportion geschrieben

$$U_1 : U_2 : U_3 = R_1 : R_2 : R_3.$$

In einem unverzweigten Stromkreis fällt die Spannung an jedem Widerstand um einen bestimmten Betrag ab, der von der Stromstärke und der Größe des Einzelwiderstandes abhängt.

Beispiel 8-9. An einen unverzweigten Stromkreis ist eine Gesamtspannung von 110 V angelegt. Die Einzelwiderstände betragen $R_1 = 4\Omega$, $R_2 = 10\Omega$ und $R_3 = 30\Omega$.

Daraus errechnen sich:

$$\text{Gesamtwiderstand } R = 4\Omega + 10\Omega + 30\Omega = 44\Omega.$$

$$\text{Stromstärke } I = \frac{U}{R} = \frac{110\text{ V}}{44\Omega} = 2,5\text{ A.}$$

Der Spannungsabfall (das ist die in jedem Widerstand verbrauchte Spannung) beträgt, da jeder Widerstand vom Strom $I = 2,5\text{ A}$ durchflossen wird:

$$U_1 = I \cdot R_1 = 2,5\text{ A} \cdot 4\Omega = 10\text{ V},$$

$$U_2 = I \cdot R_2 = 2,5\text{ A} \cdot 10\Omega = 25\text{ V},$$

$$U_3 = I \cdot R_3 = 2,5\text{ A} \cdot 30\Omega = 75\text{ V},$$

$$U = U_1 + U_2 + U_3 = 10\text{ V} + 25\text{ V} + 75\text{ V} = 110\text{ V.}$$

Beim Schalten von Widerständen ist zu beachten, daß auch die Spannungsquelle selbst einen Widerstand hat (innerer Widerstand R_i). Der Stromkreis beinhaltet daher den inneren Widerstand R_i und den Widerstand der äußeren Leitung R_a . Die so erweiterte Gleichung lautet

$$I = \frac{U}{R_i + R_a} \quad \text{bzw.} \quad U = I \cdot R_i + I \cdot R_a.$$

Die Spannung U zerfällt also in die beiden Summanden $I \cdot R_i$ (Spannungsverlust in der Stromquelle) und $I \cdot R_a$ (Klemmenspannung). Sind z. B. n Elemente zu einer Batterie verbunden, dann ist

$$I = \frac{n \cdot U}{n \cdot R_i + R_a}.$$

Beispiel 8-10. Welche Stromstärke wird durch 8 in Reihe geschaltete Elemente erhalten, wenn jedes Einzelement die Spannung 1,88 V

und einen inneren Widerstand $R_i = 0,24\Omega$ hat und ein Leitungswiderstand (äußerer Widerstand) $R_a = 5\Omega$ vorhanden ist?

$$I = \frac{U}{R} = \frac{8 \cdot 1,88 \text{ V}}{8 \cdot 0,24 \Omega + 5 \Omega} = 2,17 \text{ A.}$$

Aufgaben: 8/23. Ein Stromkreis enthält in Reihenschaltung eine Glühlampe von 85Ω Widerstand, ein Meßinstrument von $0,01\Omega$ und den Zuleitungsdrat von $0,17\Omega$ Widerstand. Der innere Widerstand der Stromquelle ist $0,02\Omega$. Wie groß ist der Widerstand des Stromkreises?

8/24. Bei welchem äußerem Widerstand R_a liefert eine galvanische Batterie von 8 in Reihe geschalteten Chromsäureelementen (je $2,01 \text{ V}$ und $R_i = 0,67\Omega$) eine Stromstärke von 2 A ?

8/25. Wie groß ist der innere Widerstand einer Stromquelle von 55 V , die durch ein Amperemeter von $0,24\Omega$ Widerstand und durch einen Stöpselrheostat von $44,8\Omega$ geschlossen ist und dabei 1 A Stromstärke liefert?

8/26. Ein Leclanché-Element mit einem inneren Widerstand von $0,3\Omega$ gibt die Spannung $1,48 \text{ V}$.

a) Wie stark ist der Strom, der entsteht, wenn an das Element ein Widerstand von $1,18\Omega$ angeschlossen ist?

b) Wie groß muß der äußere Widerstand sein, damit ein Strom von $0,6 \text{ A}$ entsteht?

8/27. 12 Daniellelemente mit $U = 1,12 \text{ V}$ und dem inneren Widerstand $0,6\Omega$ je Element werden in Reihe geschaltet. Wie groß ist die Stromstärke I , wenn der Widerstand der Leitung $3,6\Omega$ beträgt?

8/28. Mit einem Voltmeter für $0,15 \text{ V}$, das einen Widerstand von 25Ω hat, sollen 3 V gemessen werden. Wie groß muß der Vorschaltwiderstand gewählt werden? (Um mit einem Instrument die x -fache Spannung zu messen, muß der Gesamtwiderstand auf den x -fachen Betrag gebracht werden!)

8.3.3 Der verzweigte Stromkreis (Parallelschaltung)

Werden Widerstände parallel geschaltet, liegt an jedem Widerstand die volle Spannung U , während der Gesamtstrom I geteilt wird (s. Abb. 8.2).

1. *Kirchhoffsches Gesetz*: Die Gesamtstromstärke I im unverzweigten Teil der Leitung ist gleich der Summe der Stromstärken in den Zweigleitungen.

$$I = I_1 + I_2 + I_3 + \dots$$

In einem verzweigten Stromkreis ist der Kehrwert des Gesamtwiderstandes R gleich der Summe der Kehrwerte der Einzelwiderstände.

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} + \dots$$

2. Kirchhoffsches Gesetz: Die Stromstärken der Teilströme verhalten sich wie die Kehrwerte der Einzelwiderstände.

$$I_1 : I_2 : I_3 = \frac{U}{R_1} : \frac{U}{R_2} : \frac{U}{R_3} = \frac{1}{R_1} : \frac{1}{R_2} : \frac{1}{R_3}.$$

Daraus folgt:

$$I_1 : I_2 = R_2 : R_1.$$

Der Kehrwert des Widerstandes R wird auch als *elektrischer Leitwert* G bezeichnet. $G = \frac{1}{R}$.

Die abgeleitete SI-Einheit des elektrischen Leitwertes ist das Siemens (S). $1 \text{ S} = \frac{1}{\Omega}$.

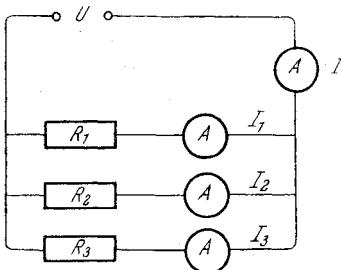


Abb. 8.2

Nach oben Gesagtem ist der Gesamtleitwert G bei Parallelschaltung gleich der Summe der Einzelleitwerte.

$$G = G_1 + G_2 + G_3 + \dots$$

Beispiel 8-11. Durch einen Draht fließt ein Strom von 4 A. Der Draht verzweigt sich in drei Zweigleitungen, deren Widerstände 2, 5 und 10Ω betragen. a) Wie groß ist der Gesamtwiderstand und b) welche Stromstärke herrscht in jeder dieser Zweigleitungen?

a) $\frac{1}{R} = \frac{1}{2\Omega} + \frac{1}{5\Omega} + \frac{1}{10\Omega} = \frac{8}{10\Omega}$, daraus $R = 1,25\Omega$.

b) $I_1 + I_2 + I_3 = 4\text{ A}$.

$$I_1 : I_2 : I_3 = \frac{1}{R_1} : \frac{1}{R_2} : \frac{1}{R_3} = \frac{1}{2\Omega} : \frac{1}{5\Omega} : \frac{1}{10\Omega} = 5\text{ A} : 2\text{ A} : 1\text{ A}.$$

$5\text{ A} + 2\text{ A} + 1\text{ A}$ ergäbe eine Gesamt-Stromstärke von 8 A. Zur Verfügung stehen 4 A, daher muß mit $\frac{4}{8} = \frac{1}{2}$ multipliziert werden; das gibt

$$I_1 = 2,5\text{ A}, \quad I_2 = 1\text{ A} \quad \text{und} \quad I_3 = 0,5\text{ A}.$$

Werden n gleiche Elemente parallel geschaltet, ist die Spannung gleich der Spannung eines Einzelementes. Der innere Widerstand verringert sich auf den n-ten Teil.

$$I = \frac{U}{\frac{R_i}{n} + R_a}.$$

Beispiel 8-12. Welche Stromstärke wird durch 8 parallel geschaltete Elemente erhalten, wenn jedes Einzelement die Spannung von 1,88 V und einen inneren Widerstand $R_i = 0,24\Omega$ hat und ein Leitungswiderstand (R_a) von 5Ω vorhanden ist?

$$I = \frac{1,88\text{ V}}{\frac{0,24\Omega}{8} + 5\Omega} = 0,37\text{ A}.$$

Vergleiche dazu Beispiel 8-10 für die Reihenschaltung.

Berechne das obige Beispiel, wenn je 2 Elemente in Reihe und 4 parallel geschaltet sind.

$$I = \frac{2 \cdot 1,88\text{ V}}{\frac{2 \cdot 0,24\Omega}{4} + 5\Omega} = 0,73\text{ A}.$$

Aufgaben: 8/29. Es sollen zwei parallel geschaltete Drähte von $2,4$ und 6Ω Widerstand durch eine einzige Leitung ersetzt werden. Welchen Widerstand muß diese haben?

8/30. Zwei Widerstände, 3 und 12Ω , sind parallel geschaltet. Wie groß ist der Ersatzwiderstand?

8/31. Welchen Widerstand ergeben 8 Glühlampen von je 200Ω Widerstand

- a) bei Reihenschaltung, b) bei Parallelschaltung?

8/32. Welche Stromstärke I liefern 20 Bunsenelemente von je $1,9\text{ V}$ und dem inneren Widerstand $R_i = 0,24\Omega$, bei 2Ω äußerem Widerstand, wenn je 5 dieser Elemente in Reihe und diese vier Gruppen sodann parallel geschaltet sind?

8/33. Der innere Widerstand R_i eines Amperemeters ist $0,03\Omega$, die durch das Gerät fließende Stromstärke $I_i = 5\text{ A}$. Wie groß ist der Nebenwiderstand R_n , der parallel geschaltet werden muß, damit die 4fache Stromstärke ($= 20\text{ A}$) gemessen werden kann?

8/34. In einem Laboratorium sind die Steckdosen in Parallelschaltung über eine Sicherung von 20 A an das 220 Volt -Netz angeschlossen. Betrieben werden gleichzeitig drei Rührwerksmotoren mit je 400Ω , ein Trockenschrank mit 125Ω und ein Schnellverascher mit 25Ω Widerstand. Berechne a) den Gesamtwiderstand der Geräte und b) den Strom, der durch die Zuleitung fließt, um festzustellen, ob die Sicherung ausreichend ist.

8.3.4 Widerstandsmessung mit Hilfe der Wheatstoneschen Brücke

Der Widerstandsdräht AB wird zusammen mit dem zu messenden Widerstand R_x und einem bekannten Vergleichswiderstand R_0

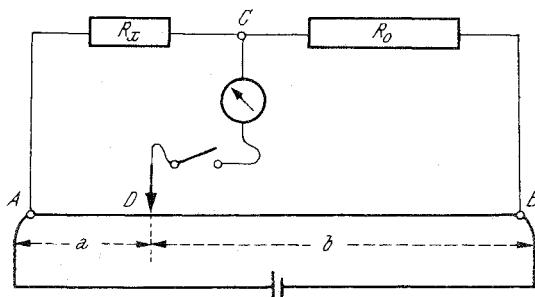


Abb. 8.3

sowie mit einem Galvanometer und einem Schalter zu einer Brückenschaltung verbunden (s. Abb. 8.3; die Verbindung zwischen C und D wirkt wie eine Brücke zwischen den beiden Stromzweigen). Der Gleitkontakt wird so lange verschoben, bis das Galvanometer beim Schließen des Schalters keinen Ausschlag mehr zeigt (Stromfreiheit der Brücke). Die Längen a und b des Widerstandsrahtes werden abgelesen. Da sich die Widerstände der zu beiden Seiten des Gleitkontakte liegenden Drahtstücke so verhalten wie die Drahtlängen a und b selbst, ist

$$R_x : R_0 = a : b \quad \text{und} \quad R_x = R_0 \cdot \frac{a}{b}.$$

Aufgaben: 8/35. Der bekannte Widerstand R_0 einer Wheatstoneschen Brücke beträgt 60Ω . Die Brücke ist stromlos, wenn der Gleitkontakt auf dem 1000 mm langen Meßdraht über der Teilung 320 mm steht. Wie groß ist der unbekannte Widerstand R_x ?

8.3.5 Spezifischer elektrischer Widerstand

Der Widerstand R eines Leiters (in Ω) ist vom Material des Leiters, von seiner Länge l (in m) und seinem Querschnitt S (in mm^2) abhängig.

Der spezifische Widerstand ρ ist eine Stoffkonstante, er hat die Dimension $\Omega \cdot \frac{\text{mm}^2}{\text{m}}$. Es besteht die Beziehung

$$R = \rho \cdot \frac{l}{S}, \quad \text{daraus} \quad \rho = R \cdot \frac{S}{l}.$$

Der spezifische Widerstand ρ eines Leiterwerkstoffes ist der Widerstand eines Leiters von 1 m Länge und einem Querschnitt von 1 mm^2 bei 20°C .

Der Kehrwert von ρ ist die *Leitfähigkeit* κ des Leiterwerkstoffes

$$\kappa = \frac{1}{\rho} \quad \left(\text{in } \frac{\text{m}}{\Omega \cdot \text{mm}^2} \right).$$

Der Widerstand von Metallen wächst mit ihrer Erwärmung (bei reinen festen Metallen je K um etwa $0,4\%$, bei Quecksilber um $0,08\%$).

Beispiel 8-13. Welchen spezifischen Widerstand hat ein Siliciumbronzedraht von 2 mm Durchmesser, von dem 1000 m Länge einen Widerstand von $5,4\Omega$ haben?

Bei 2 mm Durchmesser ist der Querschnitt $S = 3,14 \text{ mm}^2$.

$$\rho = \frac{5,4\Omega \cdot 3,14 \text{ mm}^2}{1000 \text{ m}} = 0,017\Omega \cdot \frac{\text{mm}^2}{\text{m}}$$

Aufgaben: 8/36. Welchen Durchmesser hat ein Silberdraht vom spezifischen Leitungswiderstand $\rho = 0,0157\Omega \cdot \text{mm}^2/\text{m}$, von dem 25 m einen Widerstand von $0,5\Omega$ haben?

8/37. Der spezifische Widerstand des Aluminiums ist $\rho = 0,0281\Omega \cdot \text{mm}^2/\text{m}$. Wie groß ist der Widerstand einer 4500 m langen Leitung vom Durchmesser 2,5 mm?

8/38. Eine 2 mm starke Kupferleitung soll durch eine gleich lange Eisenleitung von gleichem Widerstand ersetzt werden. Welchen Durchmesser muß diese haben? Der spezifische Widerstand ist für Kupfer 0,0170, für Eisen $0,102\Omega \cdot \text{mm}^2/\text{m}$.

8.3.6 Leistung und Energie des elektrischen Stromes

Die *elektrische Leistung P* (in Watt) ist gleich dem Produkt aus Spannung U (in Volt) und Stromstärke I (in Ampere).

$$P = U \cdot I; \quad (\text{Watt} = \text{Volt} \cdot \text{Ampere}).$$

Die abgeleitete SI-Einheit der Leistung ist das Watt (W). Die Leistung 1 W liegt vor, wenn in 1 Sekunde die Arbeit 1 J geleistet wird.

$$1 \text{ W} = 1 \text{ J/s} = 1 \text{ N m/s}; \quad (1 \text{ N} = 1 \text{ Newton}).$$

Kombiniert mit dem Ohmschen Gesetz ergibt sich

$$P = \frac{U^2}{R} = I^2 \cdot R.$$

Das Tausendfache der Leistungseinheit ist 1 Kilowatt;

$$1 \text{ kW} = 1000 \text{ W}.$$

Elektrische Arbeit (Energie) ist das Produkt aus elektrischer Leistung und Zeit.

Elektrische Arbeit $W = P \cdot t$. Die Einheit der elektrischen Arbeit ist daher Wattsekunden (Ws).

Die SI-Einheit für Energie, Arbeit und Wärmemenge ist das Joule (J).

$$1 \text{ J} = 1 \text{ Ws} = 1 \text{ Nm}.$$

Es erscheint zweckmäßig, die elektrische Energie in Ws, die thermische Energie in J und die mechanische Energie in Nm (oder dezimalen Vielfachen davon) anzugeben.

In der Praxis wird die elektrische Arbeit in Kilowattstunden angegeben.

$$1 \text{ kWh} = 1000 \text{ W} \cdot 1 \text{ h} = 1000 \text{ W} \cdot 3600 \text{ s} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ Ws} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ J}.$$

Umrechnung in die früheren Einheiten

$$1 \text{ erg} = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^2/\text{s}^2 = 1 \text{ dyn} \cdot \text{cm}.$$

$$1 \text{ J} = 10^7 \text{ erg} = 10^7 \text{ dyn} \cdot \text{cm} = 10^7 \text{ cm}^2 \cdot \text{g/s}^2 \cdot \text{g/s}^2 = 1 \text{ m}^2 \cdot \text{kg/s}^2.$$

$$1 \text{ J} \cong 0,102 \text{ kpm}; \quad 1 \text{ kpm} \cong 9,81 \text{ J}.$$

$$1 \text{ PS} \cong 735,5 \text{ W}; \quad 1 \text{ kW} \cong 1,36 \text{ PS}.$$

Beispiel 8-14. Wieviel Stunden brennt eine Glühlampe von 60 W, bis eine elektrische Energie von 3 kWh verbraucht ist?

$$W = 3 \text{ kWh} = 3000 \text{ Wh};$$

$$t = \frac{W}{P} = \frac{3000 \text{ Wh}}{60 \text{ W}} = 50 \text{ Stunden}.$$

Aufgaben: 8/39. Wieviel Watt nimmt ein Heizgerät auf, wenn die Stromstärke bei Anschluß an 220 Volt 2 Ampere beträgt?

8/40. Wieviel Stunden kann eine elektrische Glühbirne von 75 W brennen, bis die elektrische Energie von 5 kWh verbraucht ist?

8/41. Ein Rührmotor nimmt die Leistung $P = 1,6 \text{ kW}$ auf. Berechne die in 5 Stunden verbrauchte elektrische Energie W .

8/42. Welche Leistung in Watt hat ein Heizapparat von 2Ω Widerstand, wenn er 15 A aufnimmt?

8/43. Ein Rührmotor nimmt bei Anschluß an 220 V die Leistung $P = 75 \text{ W}$ auf. Wie groß ist die Stromstärke?

8/44. Welchen Wattverbrauch hat ein Heizapparat von 2Ω Widerstand, der an 110 V angeschlossen ist?

8/45. Welche Leistung in Watt nimmt ein elektrischer Kocher auf, der an 220 V angeschlossen ist, wenn durch ihn ein Strom von 4 A fließt?

8.3.7 Wärmewirkung des elektrischen Stromes

Da der elektrische Strom beim Durchfließen eines Leiters einen Widerstand zu überwinden hat, tritt Erwärmung des Leiters ein. Elektrische Energie wird in Wärmeenergie umgewandelt. Die entwickelte Wärmemenge ist umso größer, je höher der Widerstand, die Stromstärke und die Dauer der Einwirkung sind.

Die SI-Einheit der Wärmeenergie ist, wie bereits auf S. 218 ausgeführt, 1 Joule (J) = 1 Wattsekunde (Ws); 1 Kilojoule (kJ) = 1000 J.

Die frühere Einheit für die Wärmemenge war 1 Kalorie (Grammkalorie cal bzw. Kilokalorie kcal).

$$1 \text{ J} = 1 \text{ Ws} \hat{=} 0,239 \text{ cal.}$$

$$1 \text{ cal} \hat{=} 4,1868 \text{ J}, \quad 1 \text{ kcal} \hat{=} 4,1868 \text{ kJ.}$$

$$\text{Wärmeenergie } W = P \cdot t = U \cdot I \cdot t = \frac{U^2}{R} \cdot t = I^2 \cdot R \cdot t.$$

Beispiel 8-15. Durch einen Kurbelrheostat von 8Ω Widerstand fließt ein konstanter Strom von $3,5 \text{ A}$. Welche Wärmeenergie (Wärmemenge) wird sich im Rheostat in 10 Minuten entwickeln?

$$W = I^2 \cdot R \cdot t = 3,5^2 \text{ A} \cdot 8 \Omega \cdot 600 \text{ s} = 58800 \text{ J} = 58,8 \text{ kJ.}$$

Aufgaben: 8/46. Die Heizwicklung eines Tiegelofens nimmt die Leistung $P = 0,4 \text{ kW}$ bei $U = 220 \text{ V}$ auf. Welche Wärmeenergie in kJ wird in einer Stunde frei?

8/47. Der Widerstand einer Drahtspule sei $12,5 \Omega$. Welche Wärmeenergie in J wird darin während 1 Minute erzeugt, wenn sie von einem Strom von $2,2 \text{ A}$ durchflossen wird?

8/48. Wie groß muß der Widerstand einer Heizspirale gewählt werden, wenn bei einer Netzspannung von 230 V in 10 Minuten 8374 kJ erzeugt werden sollen?

8/49. Eine Kochplatte hat eine Leistungsaufnahme von 1200 Watt. In wieviel Minuten können darauf 2 Liter Wasser von 20°C auf 90°C erwärmt werden, unter der Annahme, daß keine Wärme durch Abstrahlung verloren geht?

8.4 Viskosität

Der innere Widerstand, den die Teilchen in einer bewegten Flüssigkeit oder in einem bewegten Gas ihrer Verschiebung

entgegensezten, ist ihre Zähigkeit oder dynamische Viskosität η . Die Viskosität ist stark temperaturabhängig.

Die SI-Einheit der dynamischen Viskosität ist die Pascalsekunde ($\text{Pa} \cdot \text{s}$);

$$1 \text{ Pa} \cdot \text{s} = \frac{1 \text{ N} \cdot \text{s}}{\text{m}^2} = \frac{1 \text{ kg}}{\text{m} \cdot \text{s}}.$$

Die dynamische Viskosität $1 \text{ Pa} \cdot \text{s}$ hat eine wirbelfrei (laminar) strömende, homogene Flüssigkeit, in der zwischen zwei, im Abstand von 1 m parallel angeordneten ebenen Schichten, beim Geschwindigkeitsunterschied von 1 m/s die Schubspannung 1 Pascal herrscht.

Umrechnung in die früher verwendeten Einheiten:

$$1 \text{ Pa} \cdot \text{s} \cong 10 \text{ P (Poise)} = 1000 \text{ cP (Centipoise)}.$$

Die *kinetische Viskosität* ist dichtebezogen.

$$\nu = \frac{\eta}{\rho}. \text{ Die Einheit ist } \text{m}^2/\text{s}; (1 \text{ m}^2/\text{s} = 1 \text{ Pa} \cdot \text{s} \cdot \text{m}^3/\text{kg}).$$

Die frühere Einheit für die kinematische Viskosität war 1 St (Stokes); $1 \text{ St} = 100 \text{ mm}^2/\text{s}$.

Am häufigsten wird die Viskosität η mit dem *Kugelfall-Viskosimeter* nach Höppler gemessen. Der Reibungswiderstand, den eine Kugel beim Fallen durch eine Flüssigkeit erfährt, ist proportional der Viskosität der Flüssigkeit. Die Größe der Kugel und die Dichte des Kugelmaterials müssen so abgestimmt sein, daß die Kugel langsam und mit konstanter Geschwindigkeit fällt (dann ist der Reibungswiderstand gleich der Sinkkraft der Kugel). Im Kugelfall-Viskosimeter wird die Fallzeit der Kugel in einem mit der Flüssigkeit gefüllten, schräg stehenden Rohr zwischen zwei Ringmarken gemessen.

Berechnung: Dynamische Viskosität $\eta = t \cdot (\rho_K - \rho_{Fl}) \cdot k$.

Darin bedeuten: t die Fallzeit der Kugel in Sekunden, ρ_K die Dichte des Kugelmaterials in g/cm^3 , ρ_{Fl} die Dichte der Flüssigkeit in g/cm^3 bei der Meßtemperatur, k die Kugelkonstante in $\text{cm}^3 \text{ Pa} \cdot \text{s} \cdot \frac{\text{cm}^3}{\text{g} \cdot \text{s}}$.

ρ_K und k sind im Prüfschein des Viskosimeters für die einzelnen Kugeln angegeben. Die günstigste Fallzeit liegt zwischen 25 und 200 s.

Beispiel 8-16. In einem Kugelfall-Viskosimeter wurde die Viskosität η von Tetralin bei 20°C bestimmt. Dichte des Tetralins $\rho_{20} = 0,970 \text{ g/cm}^3$, Dichte der Kugel $\rho_K = 2,390 \text{ g/cm}^3$, Kugelkonstante $k = 0,0131 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} \cdot \text{s} \cdot \frac{\text{cm}^3}{\text{g} \cdot \text{s}}$. Der Mittelwert der Fallzeit t der Kugel betrug aus mehreren Bestimmungen 108,6 s.

$$\begin{aligned}\eta &= 108,6 \text{ s} \cdot (2,390 - 0,970) \text{ g/cm}^3 \cdot 0,0131 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} \cdot \text{s} \cdot \frac{\text{cm}^3}{\text{g} \cdot \text{s}} \\ &= 0,00202 \text{ Pa} \cdot \text{s} = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} \cdot \text{s} \quad (\cong 2,02 \text{ cP}).\end{aligned}$$

Aufgaben: 8/50. Die dynamische Viskosität η einer 20%igen NaCl-Lösung bei 20°C beträgt $1,56 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} \cdot \text{s}$. Welche Fallzeit t einer Kugel im Kugelfall-Viskosimeter ist zu erwarten? Versuchsbedingungen:

$$k = 0,0131 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} \cdot \text{s} \cdot \frac{\text{cm}^3}{\text{g} \cdot \text{s}},$$

$$\rho_K = 2,390 \text{ g/cm}^3, \quad \rho_{\text{Fl}} = 1,148 \text{ g/cm}^3.$$

9 Gasvolumina

9.1 Druck

9.1.1 Druck und Kraft

Der *Druck* p ist die auf eine Fläche A wirkende Kraft F .

$$p = \frac{F}{A}.$$

Die SI-Einheit des Druckes ist 1 Pascal (Pa); $1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2}$.

Besonderer Name für $100\,000 \text{ Pa} (= 10^5 \text{ Pa})$ ist das Bar.
(Einheitenzeichen: bar).

$$1 \text{ bar} = 1000 \text{ mbar (Millibar)} = 10^5 \text{ Pa.}$$

Die *Kraft* F ist das Produkt aus Masse m und Beschleunigung a .

$$F = m \cdot a.$$

Die abgeleitete SI-Einheit für die Kraft ist das Newton (N). 1 N ist gleich der Kraft, die einem Körper der Masse 1 kg die Beschleunigung 1 m/s^2 erteilt. $1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m/s}^2$.

Die *Geschwindigkeit* v ist der Weg s in der Zeiteinheit.

$$v = \frac{\text{Weg } s \text{ (in m)}}{\text{Zeit } t \text{ (in s)}} \text{ in m/s.}$$

Die *Beschleunigung* a ist die Geschwindigkeitsänderung in der Zeiteinheit. Für eine gleichmäßig beschleunigte Bewegung gilt:

$$a = \frac{v}{t} = \frac{s}{t^2} \text{ in m/s}^2.$$

Die Norm-Fallbeschleunigung g beträgt $9,80665 \text{ m/s}^2$
($\sim 9,81 \text{ m/s}^2$).

9.1.2 Frühere Einheiten und Umrechnung

Früher galten folgende Einheiten:

Kraft: 1 Kilopond (1 kp), als die Kraft, mit der die Masse 1 kg von der Erde angezogen wird.

$$1 \text{ kp} \doteq 9,80665 \text{ N}; \quad 1 \text{ N} \doteq 0,10197 \text{ kp}.$$

Druck: Als Druck wurde die auf die Flächeneinheit wirkende Kraft, gemessen in Atmosphären, bezeichnet.

Technische Atmosphäre

$$1 \text{ at} = 1 \text{ kp/cm}^2.$$

Physikalische Atmosphäre

$$1 \text{ atm} = 1,033227 \text{ kp/cm}^2 \doteq 760 \text{ Torr} \doteq 101325 \text{ Pa} = 1,01325 \text{ bar}.$$

$$1 \text{ Torr} = 1 \text{ mm Quecksilbersäule} = \frac{1}{760} \text{ atm} = 13,595 \text{ kp/m}^2$$

$$= \frac{101325}{760} \text{ Pa} = 133,3224 \text{ Pa}.$$

Die Tabelle 3 gibt einen Überblick über den Zusammenhang zwischen SI-Einheiten und den früheren Einheiten.

9.1.3 Reduzieren des Barometerstandes

Werden zum Messen des Luftdruckes Quecksilberbarometer verwendet, muß für genaue Messungen infolge der Temperaturabhängigkeit der Dichte des Quecksilbers (und damit seines Volumens) und der Länge der Skala der bei $\vartheta^\circ\text{C}$ abgelesene Barometerstand h_ϑ auf den Barometerstand h_0 bei der Bezugstemperatur 0°C umgerechnet (reduziert) werden.

$$h_0 = \frac{1 + \alpha \cdot \vartheta}{1 + \gamma \cdot \vartheta} \cdot h_\vartheta.$$

Darin sind γ der Volumenausdehnungskoeffizient des Quecksilbers $= 1,81 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$ und α der lineare Ausdehnungskoeffizient der Skala für Glas $= 0,8 \cdot 10^{-5} \text{ K}^{-1}$, für Messing $1,9 \cdot 10^{-5} \text{ K}^{-1}$.

Tabelle 3 Zusammenhang SI-Einheiten/frühere Einheiten

	bar	mbar	Pa	at (kp/cm ²)	atm	Torr (mm Hg)
1 bar	1	10^3	10^5	1,0197	0,98692	750,06
1 mbar	10^{-3}	1	10^2	$1,0197 \cdot 10^{-3}$	$0,98692 \cdot 10^{-3}$	$750,06 \cdot 10^{-3}$
1 Pa	10^{-5}	10^{-2}	1	$1,0197 \cdot 10^{-5}$	$0,98692 \cdot 10^{-5}$	$750,06 \cdot 10^{-5}$
1 at (kp/cm ²)	$9,80665 \cdot 10^{-1}$	$9,80665 \cdot 10^2$	$9,80665 \cdot 10^4$	1	0,96784	735,56
1 atm (760 Torr)	1,01325	$1,01325 \cdot 10^3$	$1,01325 \cdot 10^5$	1,0332	1	760
1 Torr	$1,3332 \cdot 10^{-3}$	1,3332	$1,3332 \cdot 10^2$	$1,3595 \cdot 10^{-3}$	$1,3158 \cdot 10^{-3}$	1

Bemerkung: In der Meteorologie wird der Luftdruck seit Februar 1984 in Hektopascal (hP) statt in Millibar (mbar) angegeben.

$$1 \text{ mbar} = 10^2 \text{ Pascal} = 1 \text{ hP}.$$

Beispiel 9-1. Mit einem Quecksilberbarometer, das eine Messing-skala besitzt, wurde bei 25 °C ein Barometerstand von 1020 mbar gemessen.

Reduzierter Barometerstand

$$h_0 = \frac{1 + 1,9 \cdot 10^{-5} \text{ K}^{-1} \cdot 25 \text{ K}}{1 + 1,81 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1} \cdot 25 \text{ K}} \cdot 1020 \text{ mbar} = 1015,9 \text{ mbar.}$$

Der Reduktionsfaktor kann auch Tabellenwerken entnommen werden.

Für die meisten Zwecke genügt es, vom abgelesenen Barometerstand in erster Näherung $\frac{9}{6}$ mbar abzuziehen.

$$\text{In obigem Beispiel: } 1020 - \frac{25}{6} = 1015,9 \text{ mbar.}$$

9.2 Gasgesetze

9.2.1 Boyle-Mariottesches Gesetz

Jedes in einem Gefäß eingeschlossene Gas steht unter einem bestimmten Druck und nimmt ein festgelegtes Volumen ein. Druck und Volumen eines Gases sind voneinander abhängig.

Ist V_1 das Volumen eines Gases, das unter dem Druck p_1 steht, und V_2 das Volumen der gleichen Gasmenge unter dem Druck p_2 , dann gilt bei gleichbleibender Temperatur (isothermer Zustand) die Beziehung

$$p_1 : p_2 = V_2 : V_1,$$

das heißt, Druck und Volumen sind umgekehrt proportional. Aus dieser Proportion ist

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = p_3 \cdot V_3 = \dots,$$

woraus sich ergibt, daß das Produkt aus Druck und Volumen einer bestimmten Gasmenge konstant ist.

$$p \cdot V = \text{konstant.}$$

Wird z. B. das Volumen einer Gasmenge auf ein Drittel verringert (Zusammendrücken oder Komprimieren des Gases), steigt der Druck auf das Dreifache (gleichbleibende Temperatur vorausgesetzt).

Beispiel 9-2. Welches Volumen nehmen 32 cm^3 Stickstoff, gemessen bei 980 mbar, bei 1013 mbar ein?

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{980 \text{ mbar} \cdot 32 \text{ cm}^3}{1013 \text{ mbar}} = 30,96 \text{ cm}^3.$$

Beispiel 9-3. Welcher Druck ist erforderlich, um 100 cm^3 Luft von 1 bar Druck ohne Temperaturänderung auf 5 cm^3 zusammenzudrücken?

$$p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{1 \text{ bar} \cdot 100 \text{ cm}^3}{5 \text{ cm}^3} = 20 \text{ bar.}$$

Aufgaben: 9/1. Welches Volumen nehmen 21 cm^3 Stickstoff, gemessen bei 1013,25 mbar, bei gleichbleibender Temperatur bei 980 mbar ein?

9/2. Welches Volumen nehmen 50 Liter eines Gases, gemessen bei 1003 mbar ein, wenn bei gleichbleibender Temperatur der Druck auf 993 mbar sinkt?

9/3. Welches Volumen würde 1 Liter Luft, gemessen bei 1 bar, bei gleichbleibender Temperatur bei 10 bar einnehmen?

9/4. Welcher Druck ist erforderlich, um 100 cm^3 Stickstoff, gemessen bei 1 bar, bei gleichbleibender Temperatur auf 75 cm^3 zusammenzudrücken?

9/5. Um wieviel muß der Druck herabgesetzt werden, um 400 cm^3 Kohlenstoff(IV)-oxid CO_2 , das unter einem Druck von 1013,25 mbar steht, bei gleichbleibender Temperatur auf 500 cm^3 auszudehnen?

9.2.2 Gay-Lussacsche Gesetze

Wird einem Gas Wärme zugeführt, ohne daß sich dabei der Druck ändert (isobarer Zustand), dehnt es sich aus. Die Volumenausdehnung ist für alle Gase gleich, die Volumenzunahme beträgt bei Erwärmen um 1 K $\frac{1}{273} \left(\text{genauer } \frac{1}{273,15} \right)$ des Volumens bei 0°C .

Der Volumenausdehnungskoeffizient γ der Gase ist

$$\gamma = \frac{1}{T_0} = \frac{1}{273 \text{ K}} = 0,00367 \text{ K}^{-1}.$$

1 Liter eines Gases von 0°C dehnt sich bei der Erwärmung auf 1°C (also um 1 K) um $\frac{1}{273}$ Liter ($= 0,00367$ Liter) aus.

Ein Gasvolumen V_0 (bei $T_0 = 273 \text{ K} \equiv 0^\circ\text{C}$) wird sich daher beim Erwärmen um 1 K um $V_0 \cdot \gamma$ ausdehnen.

Findet eine Erwärmung auf die Temperatur T statt, also um $T - T_0$ ($=$ Temperaturdifferenz ΔT), wird die Volumenzunahme $V_0 \cdot \Delta T \cdot \gamma$ betragen. Daraus ist das Volumen bei T

$$V_T = V_0 + V_0 \cdot \Delta T \cdot \gamma = V_0 \cdot (1 + \Delta T \cdot \gamma)$$

und das Volumen bei 0°C

$$V_0 = \frac{V_T}{1 + \Delta T \cdot \gamma}.$$

Wird für $\Delta T = T - T_0$ und für $\gamma = \frac{1}{T_0}$ in die Gleichung eingesetzt, dann ist

$$\begin{aligned} V_T &= V_0 + V_0 \cdot (T - T_0) \cdot \frac{1}{T_0} = V_0 + \frac{V_0 \cdot (T - T_0)}{T_0} \\ &= V_0 + \frac{V_0 \cdot T}{T_0} - \frac{V_0 \cdot T_0}{T_0} = \frac{V_0 \cdot T}{T_0}. \end{aligned}$$

Aus

$$V_T = \frac{V_0 \cdot T}{T_0}$$

folgt

$$\frac{V_T}{V_0} = \frac{T}{T_0} \quad (1. \text{ Gay-Lussacsches Gesetz}).$$

Darin sind V_T das Gasvolumen bei T (in K), V_0 das Gasvolumen bei $273 \text{ K} (\equiv 0^\circ\text{C})$, T die gemessene Temperatur (in K) und T_0 die Temperatur $273 \text{ K} (\equiv 0^\circ\text{C})$.

Beispiel 9-4. Welches Volumen nehmen $14,5 \text{ cm}^3$ Stickstoff, gemessen bei 15°C , ein, wenn es bei gleichbleibendem Druck auf 0°C gekühlt wird?

$$V_0 = \frac{V_T \cdot T_0}{T} = \frac{14,5 \text{ cm}^3 \cdot 273 \text{ K}}{288 \text{ K}} = 13,74 \text{ cm}^3.$$

Beispiel 9-5. Welches Volumen nehmen 2 Liter Sauerstoff von 0 °C ein, wenn bei unverändertem Druck auf – 12 °C abgekühlt wird?

$$T = 273 \text{ K} - 12 \text{ K} = 261 \text{ K};$$

$$V_T = \frac{V_0 \cdot T}{T_0} = \frac{2 \text{ l} \cdot 261 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 1,912 \text{ Liter.}$$

Wird ein bei 0 °C ($\cong 273 \text{ K}$) abgeschlossenes Gasvolumen V_0 , das unter dem Druck p_0 steht, um 1 K erwärmt, dehnt es sich um $\frac{1}{273} \left(= \frac{1}{T_0} \right)$ seines Volumens aus. Um es wieder auf das ursprüngliche Volumen V_0 zusammenzudrücken, muß nach dem Boyle-Mariotteschen Gesetz der Druck um $\frac{1}{273}$ erhöht werden. Daraus ergibt sich, daß beim Erwärmen eines Gases um 1 K bei gleichbleibendem Volumen (isochorer Zustand) der Druck p_0 um $\frac{1}{273} = \frac{1}{T_0}$ seines Wertes bei 0 °C auf den Druck p steigt.

Wird mit p_T der Druck bei der Temperatur T und mit p_0 der Druck bei T_0 ($= 273 \text{ K} \cong 0^\circ\text{C}$) bezeichnet, dann ist

$$\begin{aligned} p_T &= p_0 \cdot (1 + \Delta T \cdot \gamma) = p_0 + \frac{p_0 \cdot (T - T_0)}{T_0} \\ &= p_0 + \frac{p_0 \cdot T}{T_0} - \frac{p_0 \cdot T_0}{T_0} = \frac{p_0 \cdot T}{T_0} \end{aligned}$$

und daraus

$$\frac{p_T}{p_0} = \frac{T}{T_0} \quad (2. \text{ Gay-Lussacsches Gesetz}).$$

Beispiel 9-6. Unter welchem Druck p_T steht eine Gasmenge bei 25 °C, wenn bei 0 °C ein Druck von $p_0 = 3 \text{ bar}$ gemessen wurde?

$$p_T = \frac{p_0 \cdot T}{T_0} = \frac{3 \text{ bar} \cdot 298 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 3,27 \text{ bar.}$$

Beim praktischen Rechnen werden *Gaszustände direkt in Beziehung gebracht*, ohne den Zwischenbezug auf 0 °C ($\cong 273 \text{ K}$)

vorzunehmen:

$$\begin{array}{ll} \text{Gaszustand 1} & \dots \dots \dots V_1, T_1 \\ \text{Gaszustand 2} & \dots \dots \dots V_2, T_2 \end{array} \quad \begin{array}{ll} \text{bzw.} & \dots \dots \dots p_1, T_1, \\ \text{bzw.} & \dots \dots \dots p_2, T_2. \end{array}$$

Es ist dann

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{oder} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{konstant}$$

bzw.

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{oder} \quad \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \text{konstant.}$$

Beispiel 9-7. Welches Volumen nimmt 1 m^3 Sauerstoff ein, wenn er von 100°C auf 110°C , unter gleichbleibendem Druck, erhitzt wird?

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{1\text{ m}^3 \cdot 383\text{ K}}{373\text{ K}} = 1,027\text{ m}^3.$$

Aufgaben: 9/6. Welches Volumen nehmen 2 Liter eines Gases, gemessen bei 10°C , ein, wenn es bei gleichbleibendem Druck

a) auf 0°C abgekühlt wird, b) auf 22°C erwärmt wird?

9/7. Welches Volumen nimmt 1 m^3 Stickstoff ein, wenn das Gas bei gleichbleibendem Druck von 100°C auf 120°C erhitzt wird?

9/8. Ein Gasvolumen steht bei 20°C unter einem Druck von 986,6 mbar. Unter welchem Druck wird das Gasvolumen

a) bei 32°C , b) bei 5°C stehen?

9/9. Welche Temperaturerhöhung ist notwendig, um 150 cm^3 Luft, gemessen bei 0°C , unter gleichbleibendem Druck auf 160 cm^3 auszudehnen?

9/10. Ein Exsikkator von 2,4 Liter Inhalt, ist zu $\frac{1}{5}$ mit festem Trockenmittel gefüllt. Beim Einbringen eines heißen Tiegels erhöht sich die Temperatur der Luft im Exsikkator von 20°C auf 52°C . Wieviel cm^3 Luft entweichen beim Öffnen des Hahnes?

9/11. In einem Behälter steht ein Gas bei 20°C unter einem Druck von 1,5 bar. Welcher Druck herrscht im Gefäß, wenn die Temperatur auf 120°C ansteigt?

9/12. Welches Volumen nimmt bei gleichbleibendem Druck 1 m^3 Stickstoff von 20°C nach dem Abkühlen auf -75°C ein?

9.2.3 Zustandsgleichung der Gase

Wird ein Gas nacheinander

vom Zustand I V_0, p_0, T_0 } gleichbleibende Temperatur T_0
 über den Zustand II . . V_x, p_1, T_0 } gleichbleibender Druck p_1
 auf den Zustand III . . V_1, p_1, T_1

gebracht, gilt beim Übergang von I nach II das Boyle-Mariottesche Gesetz

$$\frac{V_x}{V_0} = \frac{p_0}{p_1} \quad (\text{gleichbleibende Temperatur } T_0)$$

und beim Übergang von II nach III das Gay-Lussacsche Gesetz

$$\frac{V_x}{V_1} = \frac{T_0}{T_1} \quad (\text{gleichbleibender Druck } p_1).$$

Aus beiden Gleichungen wird V_x berechnet und gleichgesetzt:

$$V_x = \frac{p_0 \cdot V_0}{p_1} = \frac{V_1 \cdot T_0}{T_1}.$$

Daraus ist die Zustandsgleichung der Gase (auch als „Allgemeine Gasgleichung“ bezeichnet):

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{konstant},$$

oder

$$p_0 \cdot V_0 \cdot T_1 = p_1 \cdot V_1 \cdot T_0 \quad \text{bzw.} \quad p_1 \cdot V_1 \cdot T_2 = p_2 \cdot V_2 \cdot T_1.$$

Reduzieren von Gasvolumina auf den Normzustand (Nz)

Mit Hilfe der Zustandsgleichung ist es möglich, das Volumen eines Gases auf den Normzustand Nz umzurechnen, das heißt, auf die Normtemperatur 9_n 0°C ($\cong T_0$) und den Normdruck $p_n = 1013,25$ mbar ($\cong p_0$), um vergleichbare Werte zu erhalten. Gasvolumina im Normzustand werden auch als Normvolumina V_n ($\cong V_0$) bezeichnet.

Beispiel 9-8. Welches Volumen nehmen 20 cm^3 Sauerstoff, gemessen bei 18°C und $986,6$ mbar, im Normzustand ein?

$$V_0 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_0}{p_0 \cdot T_1} = \frac{986,6 \text{ mbar} \cdot 20 \text{ cm}^3}{1013,25 \text{ mbar}} \cdot \frac{273 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 18,27 \text{ cm}^3.$$

Beispiel 9-9. 1 Liter CO₂ im Normzustand (0 °C und 1013,25 mbar = 1,01325 bar) wird bei 200 °C einem Druck von 5 bar ausgesetzt. Welches Volumen nimmt das CO₂ ein?

$$V_1 = \frac{p_0 \cdot V_0}{p_1} \cdot \frac{T_1}{T_0} = \frac{1,01325 \text{ bar} \cdot 11}{5 \text{ bar}} \cdot \frac{473 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 0,351 \text{ Liter.}$$

Beispiel 9-10. Welcher Druck ist erforderlich, um 5 Liter Wasserstoff, gemessen bei 10 °C und 986,6 mbar, bei 25 °C auf $\frac{1}{5}$ des Volumens zusammenzupressen?

$$p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} \cdot \frac{T_2}{T_1} = \frac{986,6 \text{ mbar} \cdot 51}{11} \cdot \frac{298 \text{ K}}{283 \text{ K}} = 5194,5 \text{ mbar.}$$

Aufgaben: 9/13. Welches Volumen nehmen 32,5 cm³ Sauerstoff, gemessen bei 18 °C und 995,8 mbar, im Normzustand ein?

9/14. Folgende Gasvolumina sind auf den Normzustand umzurechnen:

- a) 32 cm³, gemessen bei 5 °C und 993 mbar;
- b) 242 cm³, gemessen bei 18 °C und 1001 mbar;
- c) 60,5 cm³, gemessen bei 21 °C und 1017 mbar.

9/15. Welches Volumen nehmen 346 cm³ Stickstoff, gemessen im Normzustand, bei

- a) – 5 °C und 967 mbar, b) 0 °C und 994,5 mbar,
- c) + 5 °C und 980 mbar, d) 18 °C und 1008 mbar ein?

9/16. 5 Liter Wasserstoff, gemessen im Normzustand, werden bei 400 °C einem Druck von 20 bar ausgesetzt. Welches Volumen nimmt das Gas ein?

9/17. Welches Volumen nehmen 17,8 cm³ Luft, gemessen im Normzustand, bei – 10 °C und 986,5 mbar ein?

9/18. Unter welchem Druck stehen 250 cm³ eines Gases, gemessen im Normzustand, wenn sie nach dem Erwärmen auf 24 °C ein Volumen von 254,2 cm³ einnehmen?

9/19. Welches Volumen nehmen 100 cm³ CO₂, gemessen bei 12 °C und 966,5 mbar, bei 20 °C und 1000 mbar ein?

9/20. Wie hoch muß die Temperatur gesteigert werden, um 5 Liter eines Gases, gemessen bei 10 °C und 987 mbar, bei 1000 mbar auf 6 Liter auszudehnen?

9/21. 1 Liter Wasserstoff hat im Normzustand eine Masse von 0,08987 g. Wieviel Gramm Wasserstoff sind bei 26 °C und 992 mbar in einem Volumen von 20 Litern enthalten?

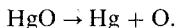
9/22. $430 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$ haben bei 20°C und 973 mbar die Masse 0,751 g. Welche Masse in g hat 1 Liter CO_2

a) im Normzustand, b) bei 14°C und 1009 mbar?

9/23. Wieviel Kubikzentimeter Wasserstoff entstehen bei 20°C und 1000 mbar bei der Einwirkung von 30 g Natrium auf Wasser? 2,02 g Wasserstoff nehmen im Normzustand das Volumen 22,4 Liter ein.



9/24. Wieviel Liter Sauerstoff, gemessen bei 28°C und 998,7 mbar, werden theoretisch beim Erhitzen von 25 g reinem Quecksilberoxid gebildet? 32 g Sauerstoff nehmen im Normzustand das Volumen 22,4 Liter ein.



Gasreduktionstabelle

In verschiedenen Tabellenwerken sind für das Umrechnen von Gasvolumina auf den Normzustand Faktoren zusammengestellt.

Das unter den jeweiligen Bedingungen abgelesene Volumen V_1 wird mit dem, aus den Tabellen entnommenen Faktor multipliziert und sofort das auf den Normzustand „reduzierte“ Volumen V_0 erhalten.

Aus

$$V_0 = \frac{V_1 \cdot p_1}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T_1} = V_1 \cdot f$$

ist der Faktor

$$f = \frac{p_1}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T_1}$$

Zu beachten ist, ob sich der Faktor in der Tabelle auf den abgelesenen Barometerstand in mbar oder in Torr bezieht. Ältere Tabellen, in denen der Druck in Torr angegeben ist, können ohne weiteres benutzt werden; es ist in diesem Fall am einfachsten, die in mbar abgelesenen Werte des Barometerstandes

(durch Multiplizieren mit $\frac{3}{4}$)

in Torr umzurechnen und dann den Faktor aus der Tabelle zu verwenden.

Beispiel 9-11. Welches Volumen nehmen 20 cm^3 Sauerstoff, gemessen bei 18°C und 1000 mbar im Normzustand ein? Verwendet

wird eine „Gasreduktionstabelle“, in der der Barometerstand in Torr angegeben ist.

1000 mbar \cong 750 Torr. Aus der Tabelle wird für 18 °C und 750 Torr der Faktor $f = 0,9258$ abgelesen.

$$V_0 = V_1 \cdot f = 20 \cdot 0,9258 = 18,516 \text{ cm}^3.$$

9.3 Molares Volumen

9.3.1 Avogadrosches Gesetz

Das Avogadrosche Gesetz besagt: Gleiche Gasvolumina enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl Moleküle, unabhängig von der Art des Gases.

Das molare Volumen ist das stoffmengenbezogene Volumen

$$V_m = \frac{V}{n},$$

die Einheit ist Liter/mol.

1 mol eines idealen Gases nimmt im Normzustand das Volumen $V_{m,n} = 22,414$ Liter ein. ($V_{m,n}$ ist das Größenzeichen, wenn V_m im Normzustand angegeben wird).

Bei realen Gasen ergeben sich Abweichungen von diesem Wert. Das molare Volumen im Nz in l/mol beträgt für

Wasserstoff	22,43	Ammoniak	22,08
Sauerstoff	22,39	Schwefelwasserstoff	22,18
Stickstoff	22,40	Chlorwasserstoff	22,24
Chlor	22,06	Schwefel(IV)-oxid SO ₂	21,89
Kohlenstoff(II)-oxid CO	22,41	Methan	22,38
Kohlenstoff(IV)-oxid CO ₂	22,26	Ethylen (Ethen)	22,26

Für genaue Rechnungen sind diese Werte zu verwenden. In der Regel genügt es, mit dem mittleren Wert 22,4 l/mol zu rechnen. In den folgenden Rechnungen wurde dieser mittlere Wert verwendet, falls keine anderen Angaben gemacht sind.

Die früher übliche Bezeichnung „Molvolumen“ sollte nicht mehr gebraucht werden, da V_m nicht die Dimension eines Volumens hat, sondern die eines Quotienten aus Volumen und Stoffmenge.

Mit Hilfe des molaren Volumens kann ein Gasvolumen in Masse umgerechnet werden und umgekehrt.

Die auf Grund stöchiometrischer Reaktionsgleichungen berechneten Werte sind stets Gasvolumina im Normzustand (V_n).

$$V_{m,n} = \frac{V_n}{n}.$$

Durch Einsetzen von $n = \frac{m}{M}$ ergibt sich

$$V_{m,n} = \frac{V_n \cdot M}{m}, \quad \text{daraus} \quad V_n = \frac{V_{m,n} \cdot m}{M}.$$

Beispiel 9-12. Welches Volumen haben 10 g Sauerstoff im Nz?

$$M(O_2) = 32,0 \text{ g/mol}; \quad V_{m,n} = 22,4 \text{ l/mol}.$$

$$V_n = \frac{22,4 \text{ l/mol} \cdot 10 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 7 \text{ Liter}.$$

Das Ergebnis kann auch durch Schlußrechnung ermittelt werden:

$$\begin{aligned} 32,0 \text{ g O}_2 &\text{ haben das Volumen } 22,4 \text{ l,} \\ 10 \text{ g daher} &\dots \dots \dots \quad 7 \text{ l.} \end{aligned}$$

Beispiel 9-13. Zu berechnen sind a) die Masse von 1 Liter und b) das Volumen von 1 Gramm Stickstoff im Nz. $M(N_2) = 28,013 \text{ g/mol}$.

a) Stoffmenge

$$n = \frac{V_n(N_2)}{V_{m,n}(N_2)} = \frac{1 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,0446 \text{ mol};$$

$$m(N_2) = M \cdot n = 28,013 \text{ g/mol} \cdot 0,0446 \text{ mol} = 1,25 \text{ g.}$$

b) 28,013 g N₂ haben das Volumen $V_{m,n} = 22,4 \text{ l}$,

$$1 \text{ g} \dots \dots \dots \quad \frac{22,4 \text{ l} \cdot 1 \text{ g}}{28,013 \text{ g}} = 0,801.$$

Beispiel 9-14. Wieviel Liter Chlorwasserstoffgas HCl von 21 °C und 987 mbar entstehen aus 40 g NaCl.



$$M(\text{NaCl}) = 58,443 \text{ g/mol}; \quad V_n \doteq V_0.$$

$2 \text{ mol} \cdot 58,443 \text{ g/mol} = 116,886 \text{ g NaCl}$ geben $2 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 44,8 \text{ l HCl}$ im Nz, 40 g NaCl daher $15,33 \text{ l HCl}$.

$$V_1 = \frac{p_0 \cdot V_0}{p_1} \cdot \frac{T_1}{T_0} = \frac{1013,25 \text{ mbar} \cdot 15,33 \text{ l}}{987 \text{ mbar}} \cdot \frac{294 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 16,95 \text{ Liter.}$$

Aufgaben: 9/25. Berechne die Masse von 1 Liter Kohlenstoff(II)-oxid CO

- a) im Normzustand; b) von 18°C und 1001,3 mbar.

9/26. Berechne die Masse von 1 Liter Chlorgas im Normzustand. $M(\text{Cl}_2) = 70,906 \text{ g/mol}$.

- a) Mit dem mittleren Wert für das molare Volumen $V_{m,n} = 22,4 \text{ l/mol}$,
 b) mit dem genauen Wert $V_{m,n} = 22,06 \text{ l/mol}$.
 c) Wieviel Prozent weicht der Wert a von dem genauen Wert b ab?

9/27. Wieviel Liter HCl-Gas im Normzustand sind in 1 Liter 20%iger Salzsäure der Dichte $\rho = 1,098 \text{ g/cm}^3$ enthalten?

9/28. Welches Volumen hat 1 g Wasserstoff

- a) im Normzustand, b) unter 1003 mbar bei 25°C ?

9/29. Wieviel Gramm reines CaCO_3 und 30%ige Salzsäure sind zur Herstellung von 50 Liter CO_2 im Normzustand erforderlich? Rechne mit dem genauen Wert für das Molvolumen $V_{m,n} = 22,26 \text{ l/mol}$.

9/30. Wieviel Gramm Sauerstoff enthält ein zylindrischer Behälter der inneren Maße Höhe = 42 cm, Durchmesser = 28 cm, wenn er bei 21°C und 992 mbar mit dem Gas gefüllt wurde?

9/31. Wieviel Gramm Wasser entstehen beim Verbrennen von 5 Liter Wasserstoff

- a) im Normzustand, b) von 18°C und 960 mbar?

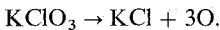
9/32. Wieviel Gramm reines Zink sind erforderlich, um 6 Liter Wasserstoff

- a) im Normzustand, b) von 17°C und 985,3 mbar,

herzustellen, wenn in beiden Fällen der Verlust 10% beträgt?

9/33. Wieviel Gramm Magnesium lassen sich in einem Raum verbrennen, der bei 18°C und 980 mbar 20,7 Liter Luft enthält? Der Volumenanteil an Sauerstoff in der Luft ist mit 20,9% angenommen.

9/34. Wieviel Liter Sauerstoff im Normzustand können theoretisch aus 50 g KClO_3 hergestellt werden?



9/35. Wieviel Gramm reines NaCl werden benötigt, um 10 Liter HCl-Gas

a) im Normzustand, b) von 14 °C und 981 mbar herzustellen?

9/36. Wieviel Kubikzentimeter NH₃-Gas werden bei 18 °C und 1016 mbar aus 6,3 g reinem NH₄Cl gebildet?



9/37. Wieviel Kubikmeter SO₂ im Normzustand werden theoretisch durch Rösten von 8,5 t Pyrit (FeS₂), der 11,8% Gangart enthält, gewonnen? Wieviel Tonnen 66%iger Schwefelsäure können daraus hergestellt werden?

9/38. Eine Stahlflasche enthält 20 Liter CO₂ unter einem Druck von 60 bar bei 20 °C. Welche Masse CO₂ in kg sind dies im Normzustand?

9/39. Berechne die Massenanteile an Sauerstoff und Stickstoff (in %) in der Luft, wenn durch Analyse die Volumenanteile an Sauerstoff zu 20,9%, an Stickstoff zu 79,1% gefunden wurden.

9/40. 10 g einer Mischung von je 50% CaCO₃ und MgCO₃ werden mit Salzsäure gekocht. Welches Volumen nimmt das entwickelte CO₂ bei 19 °C und 1001 mbar ein? Rechne mit dem genauen Wert für das molare Volumen des CO₂ $V_{m,n} = 22,26 \text{ l/mol}$.

9/41. Calciumcarbid wird durch Wasser nach der Gleichung $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{CaO}$ zersetzt. Wieviel prozentig ist das Carbid, wenn 1 kg 310 Liter Acetylen

a) im Normzustand, b) von 20 °C und 1000 mbar liefert?

9/42. Welcher Druck in bar entsteht bei der Explosion von Trinitroglycerin? Trinitroglycerin hat die Dichte $\rho = 1,596 \text{ g/cm}^3$, die Explosionstemperatur ist 2600 °C.



9.3.2 Allgemeine Gaskonstante

Wird die Zustandsgleichung der Gase

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}$$

auf 1 mol bezogen, dann ist, da 1 mol eines idealen Gases das Volumen 22,4 l i. Nz. (molares Volumen) einnimmt, der Wert $\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}$ eine für alle Gase unveränderliche Größe. Sie wird als molare oder allgemeine Gaskonstante R bezeichnet.

Für den Normzustand gilt:

$$R = \frac{p_n \cdot V_{m,n}}{T_n} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{1,01325 \text{ bar} \cdot 22,4 \text{ l/mol}}{273 \text{ K}}$$

$$= 0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Soll R in Joule ausgedrückt werden, ergibt sich durch Umrechnung

$$R = 8,314 \text{ J/(mol} \cdot \text{K}).$$

Die Zustandsgleichung

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = R$$

gilt für 1 mol eines Gases: $p \cdot V = R \cdot T$. Sind n mol vorhanden, dann wird $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

Durch Einsetzen von $n = \frac{m}{M}$ wird

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T.$$

Mit Hilfe dieser Gleichung kann die molare Masse M berechnet werden. (Bestimmung der molaren Masse nach Victor Meyer und nach Dumas s. S. 303.)

Vor Einführung der SI-Einheiten wurde mit folgenden Werten gerechnet:

$$R = 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \quad \text{bzw.} \quad R = 1,986 \text{ cal}/(\text{mol} \cdot \text{K}).$$

Aufgaben: 9/43. 100 m³ Stickstoff stehen bei -45 °C unter 3 bar Druck. Zu berechnen ist das Volumen des flüssigen Stickstoffs, das aus diesem Gasvolumen erhalten wird. Die Dichte des flüssigen Stickstoffs $\rho = 0,812 \text{ g/cm}^3$.

9/44. Eine Gasstahlflasche enthält 9 kg Sauerstoff unter einem Druck von 90 bar. Es wurde Gas entnommen, wodurch der Druck in der Flasche auf 40 bar sank. Wieviel kg Sauerstoff enthält die Flasche nach dieser Entnahme, wenn sich die Temperatur während der Entnahme nicht änderte?

9.4 Dichte der Gase

9.4.1 Dichte und relative Dichte von Gasen

Die Dichte fester und flüssiger Stoffe wird in g/cm³ oder g/ml angegeben. Mit dieser Einheit würden bei Gasen sehr niedrige Werte erhalten, z. B. für Luft im Nz 0,001293 g/cm³. Daher wird die Dichte der Gase, die stets auf den Normzustand bezogen wird, in g/l oder kg/m³ angegeben, z. B. $\rho_n(\text{Luft}) = 1,293 \text{ g/l}$.

In der Tab. 11, S. 373, sind die Dichten ρ_n einiger wichtiger Gase verzeichnet.

Mitunter wird die Gasdichte auf die Dichte der Luft bezogen und als relative Gasdichte

$$d = \frac{\rho(\text{Gas})}{\rho(\text{Luft})}$$

angegeben. Ist z. B. $\rho_n(\text{Cl}_2) = 3,214 \text{ g/l}$, $\rho_n(\text{Luft}) = 1,293 \text{ g/l}$, dann ist

$$d(\text{Cl}_2) = \frac{3,214 \text{ g/l}}{1,293 \text{ g/l}} = 2,486,$$

eine Verhältnisgröße bezogen auf $\rho(\text{Luft}) = 1$ (früher als „Dampfdichte“ bezeichnet).

9.4.2 Abhängigkeit der Gasdichte von Druck und Temperatur

Das Volumen der Gase ist stark druck- und temperaturabhängig. Da die Dichte das Verhältnis von Masse zum Volumen ist, muß, nachdem beim Zusammendrücken eines Gases die Zahl der Moleküle in der Volumeneinheit größer wird, das Gas dichter werden. Daraus folgt, daß die Dichte der Gase bei gleichbleibender Temperatur dem Druck direkt und dem Volumen umgekehrt proportional ist.

$$\rho_0 : \rho_1 = p_0 : p_1 = V_1 : V_0.$$

Darin sind ρ_0 die Dichte und V_0 das Volumen beim Druck p_0 (Normzustand) und ρ_1 die Dichte und V_1 das Volumen beim Druck p_1 .

Kombiniert mit der Zustandsgleichung

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1}$$

ergibt sich, da

$$\frac{\rho_1}{\rho_0} = \frac{p_1}{p_0} = \frac{V_0}{V_1},$$

$$\frac{\rho_1}{\rho_0} = \frac{p_1}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T_1} \quad \text{und} \quad \rho_1 = \frac{p_1 \cdot \rho_0}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T_1}.$$

Beispiel 9-15. Zu berechnen ist die Dichte von Kohlenstoff(IV)-oxid CO_2 bei 20°C und 973,3 mbar. Die Dichte im Nz $\rho_n(\text{CO}_2) = 1,9769 \text{ g/l}$ ($\cong \rho_0$).

$$\begin{aligned}\rho_1 &= \frac{p_1 \cdot \rho_0}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T_1} = \frac{973,3 \text{ mbar} \cdot 1,9769 \text{ g/l}}{1013,25 \text{ mbar}} \cdot \frac{273 \text{ K}}{293 \text{ K}} \\ &= 1,7693 \text{ g/l.}\end{aligned}$$

Aufgaben: 9/45. Berechne die Dichte von Schwefel(IV)-oxid SO_2 bei 12°C und 957,3 mbar. Die Dichte im Nz $\rho_n(\text{SO}_2) = 2,9263 \text{ g/l}$.

9/46. Berechne die Dichte von Luft bei 18°C und 993,3 mbar, wenn die Dichte im Nz $\rho_n(\text{Luft}) = 1,293 \text{ g/l}$ beträgt.

9.4.3 Gasdichte und molare Masse

Nach dem Avogadroschen Gesetz enthalten gleiche Volumina aller Gase unter gleichen Bedingungen die gleiche Anzahl Moleküle.

Sind M_1 und M_2 die molaren Massen zweier Gase, die beide im gleichen Volumen V unter gleichen Bedingungen n Mol enthalten, dann sind die Massen der beiden Gase $n \cdot M_1$ und $n \cdot M_2$.

Die Massen beider Gase können auch aus ihrem Volumen V (für beide Gase gleich) und den Dichten zu $V \cdot \rho_1$ und $V \cdot \rho_2$ berechnet werden.

Daher ist

$$n \cdot M_1 = V \cdot \rho_1 \quad \text{und} \quad n \cdot M_2 = V \cdot \rho_2.$$

Es folgt:

$$n \cdot M_1 : n \cdot M_2 = V \cdot \rho_1 : V \cdot \rho_2,$$

und weiter

$$M_1 : M_2 = \rho_1 : \rho_2,$$

das heißt, die molaren Massen zweier Gase verhalten sich wie ihre Dichten.

Aufgabe: 9/47. Berechne die scheinbare molare Masse der Luft, wenn ihre Dichte $\rho_n = 1,293 \text{ g/l}$ beträgt. Die Dichte des Sauerstoffs ist $\rho_n = 1,429 \text{ g/l}$.

9.5 Gasgemische

9.5.1 Daltonsches Gesetz

In einem Gasgemisch, dessen Komponenten nicht miteinander reagieren, ist der Gesamtdruck $p(\text{Gem})$ gleich der Summe der Teildrücke (Partialdrücke) $p(A), p(B), p(C) \dots$ der einzelnen Komponenten A, B, C, \dots

$$p(\text{Gem}) = p(A) + p(B) + p(C) + \dots$$

Der Teildruck oder Partialdruck einer Komponente ist der Druck, den diese Komponente ausüben würde, wenn sie allein das Volumen V einnähme, das das ganze Gemisch einnimmt.

Analog ist:

$$V(\text{Gem}) = V(A) + V(B) + \dots,$$

und

$$n(\text{Gem}) = n(A) + n(B) + \dots.$$

Aus der Zustandsgleichung

$$p(\text{Gem}) \cdot V(\text{Gem}) = n(\text{Gem}) \cdot R \cdot T$$

folgt

$$\frac{p(A)}{p(\text{Gem})} = \frac{V(A)}{V(\text{Gem})} = \frac{n(A)}{n(\text{Gem})},$$

$$\frac{p(A)}{p(\text{Gem})} = \varphi(A) = x(A).$$

$\varphi(A)$ ist der Volumenanteil, $x(A)$ der Stoffmengenanteil. (Die frühere Formulierung, die nicht mehr verwendet werden soll, lautete Druck-% = Volumen-% = Mol-%).

Gleicher gilt für die Komponente B.

Daraus resultiert für das Verhältnis der Partialdrücke der Komponenten

$$\frac{p(A)}{p(B)} = \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{n(A)}{n(B)}, \quad \frac{p(A)}{p(B)} = \frac{\varphi(A)}{\varphi(B)} = \frac{x(A)}{x(B)}.$$

Beispiel 9-16. Zu berechnen sind die Partialdrücke von Sauerstoff und Stickstoff in der Luft. $p(\text{Luft}) = 1013,25 \text{ mbar}$. Es wird angenommen, daß die Luft die Volumenanteile $\varphi(\text{O}_2) = 0,209 = 20,9\%$ und $\varphi(\text{N}_2) = 0,791 = 79,1\%$ enthält.

$$\frac{p(\text{O}_2)}{p(\text{Luft})} = \varphi(\text{O}_2); p(\text{O}_2) = 1013,25 \text{ mbar} \cdot 0,209 = 211,77 \text{ mbar},$$

$$p(\text{N}_2) = 1013,25 \text{ mbar} \cdot 0,791 = 801,48 \text{ mbar}.$$

Beispiel 9-17. In einem Dewar-Gefäß von $V = 5 \text{ Liter}$ Inhalt wurden je 1 g Wasser und Hexan C_6H_{14} eingefüllt und durch Erwärmen auf 250°C verdampft. Welcher Druck herrscht in dem Gefäß?

$$p(\text{Gem}) = n(\text{Gem}) \cdot \frac{R \cdot T}{V},$$

$$p(\text{Wasser}) + p(\text{Hexan}) = [n(\text{Wasser}) + n(\text{Hexan})] \cdot \frac{R \cdot T}{V},$$

$$n(\text{Wasser}) = \frac{m}{M} = \frac{1 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 0,0555 \text{ mol},$$

$$n(\text{Hexan}) = \frac{1 \text{ g}}{86,2 \text{ g/mol}} = 0,0116 \text{ mol},$$

$$p(\text{Gem}) = (0,0555 \text{ mol} + 0,0116 \text{ mol}) \times \frac{0,08314 \text{ bar} \cdot \text{l}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 523 \text{ K}}{5 \text{ l}} \\ = 0,584 \text{ bar}.$$

Wasserdampfdestillation

Beispiel 9-18. Ein Gemisch von Benzol und Wasser siedet bei 69°C . Die Destillation wird unter dem Normdruck 1013,3 mbar durchgeführt. Bei 69°C sind die Teildrücke $p(\text{Benzol}) = 712 \text{ mbar}$, $p(\text{Wasser}) = 301,3 \text{ mbar}$ (Summe 1013,3 mbar).

Berechnung der Dampfzusammensetzung:

Die Zusammensetzung des Dampfes bei Siedetemperatur ist konstant und entspricht den Dampfdrücken.

Die Stoffmengen n_1 und n_2 verhalten sich wie die Partialdrücke p_1 und p_2 .

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{p_1}{p_2}.$$

Das stöchiometrische Massenverhältnis

$$\begin{aligned}\frac{m_1}{m_2} &= \frac{n_1 \cdot M_1}{n_2 \cdot M_2} = \frac{p_1 \cdot M_1}{p_2 \cdot M_2}, \\ \frac{m(\text{Benzol})}{m(\text{Wasser})} &= \frac{p(\text{Benzol}) \cdot M(\text{Benzol})}{p(\text{Wasser}) \cdot M(\text{Wasser})} \\ &= \frac{712 \text{ mbar} \cdot 78,11 \text{ g/mol}}{301,3 \text{ mbar} \cdot 18,02 \text{ g/mol}} = 10,24.\end{aligned}$$

Wird von 100 g Gemisch ausgegangen, dann ist

$$m(\text{Benzol}) = 100 \text{ g} - m(\text{Wasser})$$

und

$$\frac{100 \text{ g} - m(\text{Wasser})}{m(\text{Wasser})} = 10,24;$$

daraus ist $m(\text{Wasser}) = 9,0 \text{ g}$ und $m(\text{Benzol}) = 91,10 \text{ g}$.

Zum Überdestillieren von 91,10 g Benzol werden 8,90 g Wasser benötigt, für 100 g Benzol daher 9,77 g Wasser.

Aufgaben: 9/48. Ein Gemisch von 1 Liter Wasserstoff und 3 Liter Ammoniak steht unter einem Druck von 1013,25 mbar. Berechne die Teildrücke von H_2 und NH_3 .

9/49. Ein unter dem Druck von 5 bar stehendes Gemisch hat die Zusammensetzung $\varphi(\text{CO}) = 0,30 = 30\%$, $\varphi(\text{H}_2) = 0,12 = 12\%$ und $\varphi(\text{N}_2) = 0,58 = 58\%$. Berechne die Teildrücke der Komponenten.

9/50. In einem Kessel von 3,2 Liter Inhalt befindet sich CO_2 unter einem Druck von 307 mbar. Wie groß ist der Gesamtdruck, wenn dazu 2,4 Liter N_2 vom Druck 973 mbar und 5,8 Liter H_2 vom Druck 680 mbar gedrückt werden?

9/51. Welchen Gesamtdruck $p(\text{Gem})$ hat eine Mischung von je 100 g Benzol und Toluol bei 30 °C, wenn bei dieser Temperatur die Dampfdrücke für Benzol 160,27 mbar und für Toluol 48,93 mbar betragen?

9/52. Bei 20 °C ist der Dampfdruck von Benzol 100 mbar, von Toluol 29,3 mbar. Welche Volumenanteile φ an Benzol und Toluol (in %) hat der Dampf über einem Flüssigkeitsgemisch mit den Stoffmengenanteilen $x(\text{Benzol}) = 0,60 = 60\%$ und $x(\text{Toluol}) = 0,40 = 40\%$?

9.5.2 Sättigung eines Gases mit Feuchtigkeit

Wird ein Gas A mit dem Volumen $V(A)$ über Wasser aufgefangen, sättigt es sich mit Wasserdampf. In dem erhaltenen Gas-Wasserdampf-Gemisch mit dem Volumen $V(\text{Gem})$, das unter dem Druck $p(\text{Gem})$ steht, übt der Wasserdampf einen Teildruck $p(W)$ aus. Der Druck, der enthaltenen reinen Komponente $p(A) = p(\text{Gem}) - p(W)$.

Der Dampfdruck $p(W)$ des Wassers (Sättigungs-Teildruck oder Tension des Wasserdampfes) ist temperaturabhängig. Siehe Tab. 12, S. 373.

Zustand des reinen Gases A vor der Sättigung . . . $V(A), p(\text{Gem})$,
nach der Sättigung . . . $V(\text{Gem}), p(A)$.

Nach dem Boyle-Mariotteschen Gesetz ist

$$V(A) \cdot p(\text{Gem}) = V(\text{Gem}) \cdot p(A),$$

daraus ist

$$V(\text{Gem}) = \frac{V(A) \cdot p(\text{Gem})}{p(A)} = \frac{V(A) \cdot p(\text{Gem})}{p(\text{Gem}) - p(W)}$$

und

$$V(A) = \frac{V(\text{Gem}) \cdot [p(\text{Gem}) - p(W)]}{p(\text{Gem})}.$$

Beispiel 9-19. In einem Gefäß wurde Sauerstoff über Wasser bei 18 °C und 987 mbar aufgefangen und ein Volumen von 20 cm³ gemessen. Der Dampfdruck des Wassers bei 18 °C $p(W) = 20,62$ mbar. Wieviel Kubikzentimeter trockener Sauerstoff, $V(O_2)$, sind enthalten?

$$V(O_2) = \frac{20 \text{ cm}^3 \cdot (987 \text{ mbar} - 20,62 \text{ mbar})}{987 \text{ mbar}} = 19,58 \text{ cm}^3.$$

Beispiel 9-20. Welches Volumen nehmen 4800 m^3 Stadtgas, gemessen bei 17°C und 988 mbar, bei gleichbleibender Temperatur, über Wasser abgesperrt (also in mit Wasserdampf gesättigtem Zustand) ein? Dampfdruck des Wassers bei 17°C $p(W) = 19,37 \text{ mbar}$.

$$V(\text{Gem}) = \frac{4800 \text{ m}^3 \cdot 988 \text{ mbar}}{988 \text{ mbar} - 19,37 \text{ mbar}} = 4896 \text{ m}^3.$$

Der Dampfdruck des Wassers, in Abhängigkeit von der Temperatur, ist Tabellenbüchern zu entnehmen (s. Tab. 12, S. 373).

Zu bemerken ist, daß der *Dampfdruck über Salzlösungen* von dem des reinen Wassers verschieden ist. Auch dafür sind Angaben in Tabellenbüchern vorhanden.

So sind z. B. beim Auffangen von Gas (N_2) über 30%iger Kalilauge bei 15°C 10,40, bei 18°C 12,67, bei 20°C 14,40 und bei 25°C 19,47 mbar abzuziehen.

Aufgaben: 9/53. In einem Laborgasometer sind über Wasser als Sperrflüssigkeit 4,3 Liter Sauerstoff bei 19°C und 989 mbar enthalten. Wieviel Liter Sauerstoff in trockenem Zustand sind bei gleichbleibendem Druck und gleichbleibender Temperatur enthalten? Dampfdruck des Wassers bei 19°C $p(W) = 21,97 \text{ mbar}$.

9/54. Welches Volumen nehmen 2 Liter Luft ein, die trocken bei 20°C und 987 mbar gemessen wurden, wenn sie bei dieser Temperatur mit Feuchtigkeit gesättigt werden? Dampfdruck des Wassers bei 20°C 23,37 mbar.

9/55. 5 Liter Sauerstoff im Normzustand werden über Wasser aufgefangen. Welches Volumen nehmen sie in mit Wasserdampf gesättigtem Zustand bei 19°C und 1020 mbar ein? Dampfdruck des Wassers bei 19°C 21,97 mbar.

9.5.3 Reduzieren feuchter Gasvolumina auf den Normzustand

Um analytisch verwertbare Ergebnisse zu erhalten, ist es erforderlich, das Volumen von Gasen, die über Wasser (oder Salzlösungen) aufgefangen wurden, auf den Normzustand, bezogen auf das trockene Gas, umzurechnen.

Das Volumen im Normzustand $V_n \cong V_0$.

In der Zustandsgleichung

$$V_n = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T_1}$$

ist p_1 der Druck $p(A)$ des reinen Gases A bei der Temperatur T_1 . Der Gesamtdruck des feuchten Gases $p(\text{Gem})$ setzt sich zusammen aus den Teildrücken des Gases $p(A)$ und des Wasserdampfes $p(W)$, daraus ist

$$p(A) = p(\text{Gem}) - p(W)$$

und

$$V_n = \frac{[p(\text{Gem}) - p(W)] \cdot V_1}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T_1}.$$

Bei genauen Messungen muß der abgelesene Barometerstand auf 0 °C reduziert werden (s. S. 239).

Beispiel 9-21. In einer Gasbürette wurden 24,2 cm³ Stickstoff(II)-oxid NO über Wasser von 17 °C bei 1008 mbar aufgefangen. Berechne das Volumen des NO im Nz. Dampfdruck des Wassers bei 17 °C $p(W) = 19,37$ mbar.

$$V_n = \frac{(1008 \text{ mbar} - 19,37 \text{ mbar}) \cdot 24,2 \text{ cm}^3}{1013,25 \text{ mbar}} \cdot \frac{273 \text{ K}}{290 \text{ K}} = 22,23 \text{ cm}^3.$$

Beispiel 9-22. Bei der Bestimmung des Stickstoffgehaltes einer organischen Substanz wurden aus einer Einwaage von 150 mg 27,63 cm³ Stickstoff erhalten, aufgefangen über 30%iger Kalilauge bei 21 °C und 1008 mbar. Der Dampfdruck der 30%igen Kalilauge beträgt bei 21 °C 15,2 mbar.

Der Rechnung wird der korrigierte Barometerstand (= 1008 mbar - 3,5 mbar = 1004,5 mbar) zugrunde gelegt.

Teildruck des Gases $p(N_2)$:

$$1004,5 \text{ mbar} - 15,2 \text{ mbar} = 989,3 \text{ mbar}.$$

$$V_n = \frac{989,3 \text{ mbar} \cdot 27,63 \text{ cm}^3}{1013,25 \text{ mbar}} \cdot \frac{273 \text{ K}}{294 \text{ K}} = 25,05 \text{ cm}^3.$$

Umrechnung mit Hilfe des molaren Volumens:

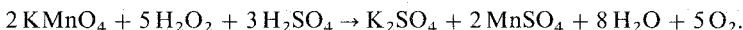
22,4 cm³ enthalten 28,02 mg N₂,
25,05 cm³ daher . . . 31,335 mg N₂.

$$\text{Massenanteil } w(N_2) = \frac{31,335 \text{ mg}}{150 \text{ mg}} = 0,2089 = 20,89\%.$$

Aufgaben: 9/56. Ein Gasometer ist bei 18 °C und 1000 mbar mit 2250 m³ Stadtgas, über Wasser abgesperrt, gefüllt. Welches Volumen trockenes Gas im Nz enthält der Gasometer?

9/57. Zur Bestimmung des Gehaltes an NaNO₃ in einem technischen Natriumnitrat nach Schulze-Tiemann wurden 0,7790 g in Wasser gelöst, auf 250 ml verdünnt und 50 ml der erhaltenen Stammlösung zur Analyse verwendet. Erhalten wurden 42,0 cm³ NO, gemessen bei 21 °C und 978 mbar, abgesperrt über Wasser. Bei 21 °C ist $p(W) = 24,864$ mbar. Zu berechnen ist der Massenanteil an NaNO₃ in der Probe.

9/58. Zur gasvolumetrischen Bestimmung eines Wasserstoffperoxids wurden 10 ml davon auf 100 ml verdünnt, 20 ml der erhaltenen Lösung mit Schwefelsäure angesäuert und mit KMnO₄ zur Reaktion gebracht.



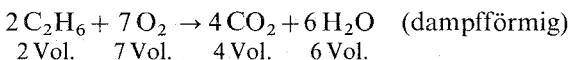
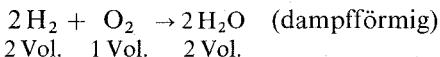
Gemessen wurden 10,2 cm³ Sauerstoff, aufgefangen über Wasser, bei 22 °C und 997 mbar. Wieviel Gramm H₂O₂ sind in 100 ml des zur Analyse vorgelegenen Wasserstoffperoxids enthalten? Bei 22 °C ist $p(W) = 26,42$ mbar.

9/59. 0,1540 g Zinkstaub ergaben mit überschüssiger Salzsäure 43,1 cm³ Wasserstoff, gemessen über Wasser bei 18 °C und 1010,7 mbar. Berechnen den Massenanteil (in %) an Zink im Zinkstaub. Bei 18 °C ist $p(W) = 20,62$ mbar.

9.6 Gasanalyse

9.6.1 Gesetz der einfachen Volumenverhältnisse

Aus dem Gesetz der konstanten Proportionen (s. S. 104) leitet sich ab, daß auch die Volumina zweier miteinander reagierender Gase sowie die entstehenden gasförmigen Reaktionsprodukte bei gleichbleibendem Druck und gleicher Temperatur stets in einem einfachen, ganzzahligen Verhältnis stehen.



9.6.2 Berechnen von Gasanalysen

Im Rahmen dieses Buches werden folgende Methoden der Gasanalyse behandelt:

a) *Absorptionsanalyse*. Die einzelnen Gasbestandteile werden nacheinander durch geeignete Absorptionsmittel aus dem Gasgemisch entfernt, wodurch meßbare Volumenverminderungen eintreten.

b) *Verbrennungsanalyse*. Bestimmte Gasbestandteile werden mit Sauerstoff oder Luft verbrannt. Anschließend wird entweder die eingetretene Volumenverminderung direkt oder nach Absorption des Verbrennungsproduktes (z. B. CO_2) gemessen.

c) *Kombinierte Absorptions- und Verbrennungsanalyse*. Zunächst werden die absorbierbaren Bestandteile aus dem Gasgemisch entfernt und gemessen und anschließend die brennbaren Bestandteile durch Verbrennen bestimmt.

Das durch Verbrennung entstandene Wasser ist in flüssigem Zustand vorhanden, sein Volumen ist sehr klein und kann praktisch vernachlässigt werden.

Beispiel 9-23. 100 cm³ eines Gasgemisches aus CO_2 , O_2 , CO und N_2 wurden nacheinander mit nachstehenden Absorptionsmitteln behandelt und jeweils das verbleibende Volumen an der Meßbürette abgelesen.

Kalilauge (für CO_2) Ablesung 97,2 cm³,

Pyrogallol-Lösung (für O_2) 93,0 cm³,

CuCl-Lösung (für CO) 67,5 cm³.

Daraus errechnet sich folgende Zusammensetzung in Volumenanteilen φ :

$$100,0 \text{ cm}^3 - 97,2 \text{ cm}^3 = 2,8 \text{ cm}^3 \hat{=} \varphi = 2,8\% \text{ CO}_2,$$

$$97,2 \text{ cm}^3 - 93,0 \text{ cm}^3 = 4,2 \text{ cm}^3 \hat{=} \varphi = 4,2\% \text{ O}_2,$$

$$93,0 \text{ cm}^3 - 67,5 \text{ cm}^3 = 25,5 \text{ cm}^3 \hat{=} \varphi = 25,5\% \text{ CO},$$

$$\text{Rest } 67,5 \text{ cm}^3 \hat{=} \varphi = 67,5\% \text{ N}_2.$$

Beispiel 9-24. 100 cm³ Heizgas wurden nacheinander mit spezifischen Absorptionsmitteln behandelt, wodurch die absorbierbaren Bestandteile aus dem Gasgemisch entfernt wurden:

Absorptionsmittel	Abgelesen	Differenz	Volumenanteil φ
—	100 cm ³		
Kalilauge	97,6 cm ³	2,4 cm ³	2,4% CO ₂
Oleum (anschließend Kalilauge)	96,8 cm ³	0,8 cm ³	0,8% C _n H _{2n}
Pyrogallol-Lösung	96,3 cm ³	0,5 cm ³	0,5% O ₂
CuCl-Lösung	90,0 cm ³	6,3 cm ³	6,3% CO

In dem verbliebenen Gasrest von 90,0 cm³ wurden H₂ und CH₄ durch Verbrennen in der Explosionspipette bestimmt.



3 Volumen Gas (2 H₂ + CH₄) benötigen 3 Volumen O₂.

Von den 90,0 cm³ des Gasrestes wurden für die Verbrennung 12,6 cm³ mit Luft gemischt und ein Volumen von 86,1 cm³ erhalten.

Nach der Verbrennung verblieb ein Gasrest von 71 cm³, nach der anschließenden Absorption mit Kalilauge wurden 67,8 cm³ gemessen.

Berechnen des Gehaltes an CH₄:

Die Volumenverminderung beträgt 86,1 cm³ – 71,0 cm³ = 15,1 cm³. Durch Absorption mit Kalilauge wurden 71,0 cm³ – 67,8 cm³ = 3,2 cm³ CO₂ entfernt.

Da 1 Volumen CO₂ aus 1 Volumen CH₄ entstanden ist, entsprechen die ermittelten 3,2 cm³ CO₂ auch 3,2 cm³ CH₄.

In den verwendeten 12,6 cm³ Gas sind daher 3,2 cm³ CH₄ enthalten, in 90,0 cm³ Gasrest somit 22,9 cm³ CH₄.

Ursprünglich wurden 100 cm³ Gasgemisch zur Analyse verwendet, darin sind die errechneten 22,9 cm³ CH₄ enthalten, das entspricht einem Volumenanteil $\varphi = 22,9\%$ CH₄.

Berechnen des Gehaltes an H₂:

Durch Verbrennen von 1 Vol. CH₄ mit 2 Vol. O₂ (insgesamt 3 Vol.) wurden 1 Vol. CO₂ + 2 Vol. H₂O gebildet. Die 2 Vol. H₂O haben als kondensiertes Wasser ein sehr geringes Volumen, das vernachlässigt werden kann (Vol. H₂O flüssig = 0 Vol. Gas). Aus insgesamt 3 Vol. Gas ist daher 1 Vol. CO₂ entstanden, die Volumenverminderung beträgt 2 Vol. Auf das Beispiel bezogen:

Durch das Verbrennen von $3,2 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4$ trat eine Volumenverminde rung von $2 \cdot 3,2 \text{ cm}^3 = 6,4 \text{ cm}^3$ ein.

Die gesamte Volumenverminderung bei der Verbrennung betrug $86,1 \text{ cm}^3 - 71,0 \text{ cm}^3 = 15,1 \text{ cm}^3$, auf die Verbrennung des H_2 entfallen $15,1 \text{ cm}^3 - 6,4 \text{ cm}^3 = 8,7 \text{ cm}^3$.

Nach der Reaktionsgleichung $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$ sind 2 Vol. H_2 und 1 Vol. O_2 (insgesamt 3 Vol.) zur Reaktion gebracht worden, von denen $\frac{2}{3}$ dem Volumen des H_2 entsprechen, das sind

$$8,7 \text{ cm}^3 : \frac{2}{3} = 5,8 \text{ cm}^3 \text{ H}_2.$$

In $12,6 \text{ cm}^3$ Gas, die zur Verbrennung verwendet wurden, sind enthalten $5,8 \text{ cm}^3 \text{ H}_2$, in 90 cm^3 daher $41,4 \text{ cm}^3 \text{ H}_2$.

Das entspricht, nachdem ursprünglich 100 cm^3 Gasgemisch vorhanden waren, einem Volumenanteil von $41,4\% \text{ H}_2$.

Der Volumenanteil an N_2 wird aus der Differenz zu 100 ermittelt, wobei die Zahlen die errechneten Volumenanteile φ in % angeben:

$$\begin{aligned} 100 - (2,4\text{CO}_2 + 0,8\text{C}_2\text{H}_{2n} + 0,5\text{O}_2 + 6,3\text{CO} + 22,9\text{CH}_4 + 41,4\text{H}_2) \\ = 25,7\% \text{ N}_2. \end{aligned}$$

Die Analyse ergab folgende Volumenanteile φ : $2,4\% \text{ CO}_2$, $0,8\% \text{ C}_2\text{H}_{2n}$, $0,5\% \text{ O}_2$, $6,3\% \text{ CO}$, $22,9\% \text{ CH}_4$, $41,4\% \text{ H}_2$ und $25,7\% \text{ N}_2$.

Aufgaben. 9/60. 100 cm^3 einer Luftprobe ergaben bei der Absorptionsanalyse folgende Ablesungen an der Meßbürette:

nach Absorption mit Kalilauge (für CO_2) $99,5 \text{ cm}^3$,
nach Absorption mit Pyrogallol-Lösung (für O_2) $80,6 \text{ cm}^3$.

Der Gehalt an N_2 wird aus der Differenz zu 100 ermittelt. Berechne die Volumenanteile der Gase in der Luftprobe.

9/61. Zu 30 cm^3 eines Gemisches aus CO , CH_4 und H_2 wurden 60 cm^3 Sauerstoff zugemischt und dieses Gemisch zur Verbrennung gebracht. Es wurde ein Gasrest von 38 cm^3 erhalten, der sich nach Absorption mit Kalilauge auf 10 cm^3 verringerte. Welche Zusammensetzung hat das Gemisch?

9/62. 100 cm^3 eines Heizgases gaben nach der Behandlung mit Kalilauge einen Gasrest von $96,6 \text{ cm}^3$ (Entfernung des CO_2), nach der darauffolgenden Absorption mit Oleum und Kalilauge (Ermittlung des C_nH_{2n} -Gehaltes) $91,6 \text{ cm}^3$. Die Behandlung mit Pyrogallol-Lösung (Absorption

von O_2) verursachte keine Volumenverminderung. Durch Absorption mit $CuCl$ -Lösung (Bestimmung des CO) wurde ein Gasrest von $82,0\text{ cm}^3$ erhalten.

Von diesen $82,0\text{ cm}^3$ wurden $13,2\text{ cm}^3$ mit Luft auf $99,6\text{ cm}^3$ verdünnt und in der Explosionspipette verbrannt. Der zurückgebliebene Gasrest war 78 cm^3 ; daraus wurde mit Kalilauge das gebildete CO_2 entfernt und ein Gasrest von $73,2\text{ cm}^3$ erhalten.

Zu berechnen ist die Zusammensetzung des Gases.

9/63. Die Analyse von 100 cm^3 eines Generatorgases gab bei der Bestimmung der absorbierbaren Bestandteile folgende Volumenablesungen:

mit Kalilauge (CO_2)	$94,2\text{ cm}^3$,
mit Oleum und anschließend Kalilauge (C_nH_{2n})	$94,1\text{ cm}^3$,
mit Pyrogallol-Lösung (O_2)	$94,1\text{ cm}^3$,
mit $CuCl$ -Lösung (CO)	$71,5\text{ cm}^3$.

Zum nichtabsorbierten Gasrest wurde Sauerstoff zugemischt, Gesamtvolume nach der Zumischung $87,1\text{ cm}^3$.

Der im Gemisch enthaltene H_2 wurde in Gegenwart von Palladiumasbest verbrannt. Gasvolumen nach der Verbrennung $76,3\text{ cm}^3$.

In diesem Gasrest wurde, da die Sauerstoffmenge ausreichend ist, das CH_4 durch Verbrennen in der Platinkapillare bestimmt. Gasvolumen nach der Verbrennung und Absorption mit Kalilauge $67,9\text{ cm}^3$.

Der Gehalt an N_2 ist aus der Differenz zu 100 zu berechnen.

Welche Zusammensetzung hat das Generatorgas?

10 Physikalisch-chemische Rechnungen

10.1 Optisches Drehvermögen

Die Ebene des linear polarisierten (geradlinig schwingenden) Lichtes wird beim Durchgang durch optisch aktive Substanzen gedreht. Die Drehung, die nach rechts (+) oder links (-) erfolgen kann, ist eine für die betreffende Substanz charakteristische Größe, die in Bogengraden gemessen wird. Die Größe des Drehwinkels α ist in einem gegebenen Lösungsmittel abhängig von der Konzentration c bzw. β der gelösten optisch aktiven Substanz, der Schichtdicke l des durchstrahlten Probenrohres, der Temperatur ϑ und der Wellenlänge λ des eingestrahlten Lichtes. Die Messung wird in Polarimetern vorgenommen.

$$\text{Drehwinkel } \alpha = [\alpha]_{\vartheta}^{\lambda} \cdot l \cdot \beta.$$

Darin sind $[\alpha]$ die spezifische Drehung in $\frac{\text{Grad}}{\text{dm} \cdot \text{g/ml}}$, l die Länge der durchstrahlten Schicht (Länge des Polarimeterrohres) in dm, β die Massenkonzentration der gelösten Substanz in g/ml. (An ihrer Stelle kann der Zahlenwert der Dichte ρ eingesetzt werden.)

Unter *spezifischer Drehung* versteht man den Drehwinkel, der sich beim Durchgang des Lichtes durch eine 1 dm lange Schicht der reinen Flüssigkeit bzw. Lösung, die 1 g optisch aktive Substanz in 1 ml enthält, ergibt.

Wird als Lichtquelle Natriumlicht verwendet, ist λ (Wellenlänge der D-Linie) = 589,3 nm. (1 Nanometer nm = 10 Ångström Å; $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

Beträgt die Meßtemperatur $\vartheta = 20^\circ \text{C}$, dann ist z. B. für Rohrzucker, wenn in der Lösung 1 g/ml enthalten ist, beim Durchgang des Lichtes durch eine Schicht von 1 dm Länge die spezifische

Drehung

$$[\alpha]_s^\lambda = 66,45 \frac{\text{Grad}}{\text{dm} \cdot \text{g/ml}}.$$

Die molare Drehung

$$[\alpha_m] = [\alpha] \cdot M.$$

Beispiel 10-1. Berechne die spezifische Drehung von Ricinusöl der Dichte $\rho = 0,960 \text{ g/ml}$, wenn eine 2 dm lange Schicht einen Drehwinkel $\alpha = 12,3^\circ$ ergibt.

$$[\alpha] = \frac{12,3 \text{ Grad}}{2 \text{ dm} \cdot 0,960 \text{ g/ml}} = 6,4 \frac{\text{Grad}}{\text{dm} \cdot \text{g/ml}}.$$

Beispiel 10-2. Eine Rohrzuckerlösung ergab einen Drehwinkel $\alpha = 17,7^\circ$ bei 2 dm Rohrlänge. Die Lösung hat die Dichte $\rho = 1,0489 \text{ g/ml}$. Die spezifische Drehung des Rohrzuckers

$$[\alpha] = 66,45 \frac{\text{Grad}}{\text{dm} \cdot \text{g/ml}}.$$

Berechne den Massenanteil an Zucker in der Probenlösung.

$$\beta(\text{Rohrzucker}) = \frac{17,7^\circ}{2 \text{ dm} \cdot 66,45 \frac{\text{Grad}}{\text{dm} \cdot \text{g/ml}}} = 0,1332 \text{ g/ml}.$$

1 ml Lösung \cong 1,0489 g enthält 0,1332 g Zucker,
 100 g 12,70 g Zucker $\cong 12,70\%$.

Aufgaben: 10/1. Welche spezifische Drehung hat Terpentin, wenn eine 2 dm lange Schicht einen Drehwinkel $\alpha = 71^\circ$ ergab? $\rho(\text{Terpentin}) = 0,862 \text{ g/ml}$.

10/2. Berechne die spezifische Drehung von Rohrzucker, wenn eine Lösung, die 19,9 g Rohrzucker in 100 g der Lösung enthält, einen Drehwinkel $\alpha = 28,6^\circ$, gemessen in einem 2 dm langen Rohr, ergab. Dichte der Lösung $\rho = 1,0805 \text{ g/ml}$.

10/3. 52,0 g eines Rohrzuckers wurden in 148 g Wasser gelöst und im 2 dm-Rohr des Polarimeters ein Drehwinkel $\alpha = 37,91^\circ$ festgestellt. $\rho(\text{Lösung}) = 1,1072 \text{ g/ml}$. Spezifische Drehung des Rohrzuckers

$$[\alpha]_{20^\circ\text{C}}^D = 66,45 \frac{\text{Grad}}{\text{dm} \cdot \text{g/ml}}.$$

Berechne den Massenanteil an Rohrzucker in der Probe.

10.2 Elektrolyse

Wird durch einen Elektrolyten, mit Hilfe von zwei eingetauchten Elektroden, Strom geleitet, findet an den Elektroden eine chemische Reaktion statt. Die negativ geladenen Anionen wandern zur Anode, die positiv geladenen Kationen zur Katode. An der Anode werden von den Ionen Elektronen abgegeben, die Ionen werden oxidiert. Die Anode nimmt Elektronen auf. An der Katode werden von den Ionen Elektronen aufgenommen, es spielt sich ein Reduktionsvorgang ab, die Katode gibt Elektronen ab.

Die Stoffmengen $n(X)$ der Ionen X mit der Ladungszahl z , die an den Elektroden abgeschieden werden, sind proportional der durch den Elektrolyten geflossenen Elektrizitätsmenge $Q = I \cdot t$.

$$n(X) \sim Q.$$

Die Elektrizitätsmenge Q wird in Amperesekunden ($\text{A} \cdot \text{s}$), die Stromstärke I in Ampere (A) und die Zeit t in Sekunden (s) gemessen.

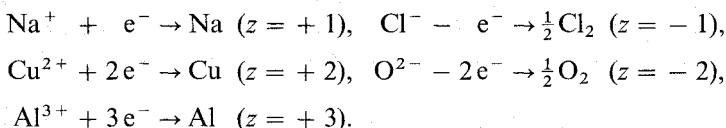
1 Amperesekunde ($1 \text{ A} \cdot \text{s}$) = 1 Coulomb (C); $1 \text{ A} \cdot \text{s}$ (oder 1 C) ist also die Elektrizitätsmenge, die ein Strom von 1 A in 1 s transportiert.

1 Elektron hat die Ladung $e^- = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}$. Die Ladung von 1 mol Elektronen ($= 6,022 \cdot 10^{-23} \text{ mol}^{-1} = N_A$, die Avogadro-Konstante s. S. 98) ist somit:

$$\begin{aligned} Q &= 1 \text{ mol} \cdot 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ &= 96\,485 \approx 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s}; \end{aligned}$$

$96\,500 \text{ A} \cdot \text{s/mol}$ ist die *Faradaysche Konstante F*.

Die Elektronengleichungen besagen:



Die Ladung des Ions entspricht der Zahl der an der Elektrode aufgenommenen bzw. abgegebenen Elektronen.

Die Berechnung kann auch über die Änderung der Oxidationszahl erfolgen (s. S. 118), z. B. $\text{Cu}^{2+} \xrightarrow{\text{II}} \text{Cu}^0$, Änderung der Oxidationszahl = 2. Die Elektrizitätsmenge $Q = 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s}$ scheidet

$\frac{1}{z}$ mol Ionen ab:

$$\text{Na} \dots \dots \frac{1}{1} \text{mol} \cdot 22,990 \text{ g/mol} = 22,990 \text{ g Natrium,}$$

$$\text{Cu} \dots \dots \frac{1}{2} \text{mol} \cdot 63,546 \text{ g/mol} = 31,773 \text{ g Kupfer,}$$

$$\text{Al} \dots \dots \frac{1}{3} \text{mol} \cdot 26,982 \text{ g/mol} = 8,994 \text{ g Aluminium,}$$

$$\frac{1}{2} \text{Cl}_2 \dots \dots \frac{1}{2} \text{mol} \cdot 35,453 \text{ g/mol} = 35,453 \text{ g Chlor,}$$

$$\frac{1}{2} \text{O}_2 \dots \dots \frac{1}{2} \text{mol} \cdot 15,9994 \text{ g/mol} = 7,9997 \text{ g Sauerstoff.}$$

Daraus ist ersichtlich, daß zur Abscheidung von

1 mol Na \cong 22,990 g Natrium 1 · 96 500 A · s,

1 mol Cu \cong 63,546 g Kupfer 2 · 96 500 A · s,

1 mol Al \cong 26,982 g Aluminium 3 · 96 500 A · s,

$$1 \text{ mol } \frac{\text{Cl}_2}{2} \cong 35,453 \text{ g Chlor } \dots \dots \dots 1 \cdot 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s},$$

$$1 \text{ mol } \frac{\text{O}_2}{2} \doteq 15,9994 \text{ g Sauerstoff} \dots \dots \dots 2 \cdot 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s}$$

erforderlich sind. Zur Entladung von 1 mol Ionen werden $z \cdot 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s}$ benötigt.

Das Faradaysche Gesetz lautet:

$$n(X) = \frac{Q}{z \cdot F} = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} \quad \left(\text{Einheit } \frac{A \cdot s}{A \cdot s/mol} = \text{mol} \right).$$

Berechnung der Masse der abgeschiedenen Ionen:

$$m(X) = M(X) \cdot n(X) = \frac{M(X)}{z \cdot F} \cdot Q \left(\text{Einheit } \frac{\text{g/mol}}{\text{A} \cdot \text{s/mol}} \cdot \text{A} \cdot \text{s} = \text{g} \right).$$

Der Faktor

$$\frac{M(\mathbf{X})}{z \cdot F} = \frac{m(\mathbf{X})}{Q} = \ddot{a}(\mathbf{X})$$

ist das elektrochemische Äquivalent des Stoffes X (in g/A · s);

$$m(\mathbf{X}) = \ddot{a}(\mathbf{X}) \cdot Q = \ddot{a}(\mathbf{X}) \cdot I \cdot t,$$

die erweiterte Form des Faradayschen Gesetzes.

$\ddot{a}(X)$ ist der Proportionalitätsfaktor und zahlenwertgleich der Masse $m(X)$ des Stoffes X, die von $1 \text{ A} \cdot \text{s}$ abgeschieden wird.

Das elektrochemische Äquivalent ist in Tabellenwerken zumeist in $\text{mg}/(\text{A} \cdot \text{s})$ angegeben.

Beispiel:

$$\begin{aligned}\ddot{a}(\text{Cu}^{2+}) &= \frac{63,546 \text{ g/mol}}{2 \cdot 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s/mol}} = 0,0003292 \text{ g}/(\text{A} \cdot \text{s}) \\ &= 0,3292 \text{ mg}/(\text{A} \cdot \text{s}).\end{aligned}$$

Umrechnung in $\text{g}/(\text{A} \cdot \text{h})$:

$$F = 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s/mol} = 26,8 \text{ A} \cdot \text{h/mol},$$

folglich

$$\ddot{a}(\text{Cu}^{2+}) = \frac{63,546 \text{ g/mol}}{2 \cdot 26,8 \text{ A} \cdot \text{h/mol}} = 1,1856 \text{ g}/(\text{A} \cdot \text{h}).$$

In der Praxis muß noch die Stromausbeute (Wirkungsgrad η), bedingt durch Verlust an zugeführter Energie, Erwärmung der Lösung oder Schmelze, Widerstand des Elektrolyten und Zersetzung des Lösungswassers, berücksichtigt werden.

Die abgeschiedene Masse

$$m(X) = \ddot{a}(X) \cdot Q \cdot \eta = \ddot{a}(X) \cdot I \cdot t \cdot \eta.$$

Beispiel 10-3. Zu berechnen ist die Masse des ausgeschiedenen Kupfers in mg, wenn ein Gleichstrom von 2 A in $t = 5 \text{ min}$ durch eine CuSO_4 -Lösung geschickt wird.

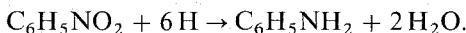
$$\begin{aligned}\ddot{a}(\text{Cu}^{2+}) &= \frac{63,546 \text{ g/mol}}{2 \cdot 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s/mol}} = 0,0003292 \text{ g}/(\text{A} \cdot \text{s}) \\ &= 0,3292 \text{ mg}/(\text{A} \cdot \text{s}),\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}m(\text{Cu}^{2+}) &= \ddot{a}(\text{X}) \cdot I \cdot t = 0,3292 \text{ mg}/(\text{A} \cdot \text{s}) \cdot 2 \text{ A} \cdot 300 \text{ s} \\ &= 197,52 \text{ mg}.\end{aligned}$$

Es werden $197,52 \text{ mg}$ Kupfer abgeschieden.

Beispiel 10-4. Wieviel Kilowattstunden sind zur Gewinnung von 1 kg Anilin nötig, wenn die Elektrodenspannung 1 V und die Stromausbeute 91% betragen?

Die elektrolytische Reduktion von Nitrobenzol zu Anilin verläuft nach der Gleichung



Zur Herstellung von 93,13 g Anilin sind 6,05 g Wasserstoff nötig, für 1000 g Anilin daher 64,96 g Wasserstoff.

96 500 A · s scheiden $1 \text{ mol } \frac{\text{H}_2}{2} = 1,01 \text{ g Wasserstoff}$ aus, daher werden für 64,96 g Wasserstoff $6206700 \text{ A} \cdot \text{s} = 1724 \text{ A} \cdot \text{h}$ benötigt.

Die Spannung beträgt 1 V; $1724 \text{ A} \cdot \text{h} \cdot 1 \text{ V} = 1724 \text{ Watt-stunden} = 1,724 \text{ kWh}$.

Die Stromausbeute ist 91%, folglich sind

$$\frac{1,724 \text{ kWh} \cdot 100}{91} = 1,895 \text{ kWh}$$

erforderlich.

Beispiel 10-5. Wieviel Liter Chlor werden theoretisch bei 35 °C und 1000 mbar entwickelt, wenn ein Strom von 10 A 1 Stunde und 20 min durch Salzsäure geleitet wird?

Ein Strom von 10 A durch 80 min entspricht 48 000 A · s.

96 500 A · s scheiden $1 \text{ mol } \frac{\text{Cl}_2}{2} = 35,453 \text{ g Chlor}$ ab.

$1 \text{ mol } \frac{\text{Cl}_2}{2}$ nimmt das molare Volumen $\frac{22,4 \text{ l}}{2} = 11,2 \text{ l}$ ein.

Mit 48 000 A · s werden erhalten

$$\frac{48000 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot 11,2 \text{ l}}{96500 \text{ A} \cdot \text{s}} = 5,57 \text{ l Chlor im Nz} (= V_n).$$

$$V_1 = \frac{p_0 \cdot V_n}{p} \cdot \frac{T}{T_0} = \frac{1013,25 \text{ mbar} \cdot 5,57 \text{ l}}{1000 \text{ mbar}} \cdot \frac{308 \text{ K}}{273 \text{ K}}$$

$$= 6,37 \text{ l Chlor}$$

bei 35 °C und 1000 mbar.

Beispiel 10-6. Knallgas besteht zu $\frac{2}{3}$ aus Wasserstoff. Wie stark ist ein Strom, der beim Durchgang durch eine Säure während 10 min

500 cm³ feuchtes Knallgas bei 17 °C und 993,3 mbar gebildet hat?
Bei 17 °C ist $p(W) = 19,372$ mbar.

Reduzieren auf den Normzustand:

$$V_n = \frac{(993,3 \text{ mbar} - 19,372 \text{ mbar}) \cdot 500 \text{ cm}^3}{1013,25 \text{ mbar}} \cdot \frac{273 \text{ K}}{290 \text{ K}}$$

= 452,4 cm³ trockenes Gas,

enthaltend (= $\frac{2}{3}$) 301,6 cm³ Wasserstoff.

$$\frac{2,02 \text{ g H}_2}{2} = 1,01 \text{ g H}_2 \text{ haben ein Volumen von } \frac{22,4 \text{ l}}{2} = 11,2 \text{ l.}$$

11,2 l Wasserstoff werden durch $Q = 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s}$ abgeschieden,
0,3016 l durch $Q = 2\,599 \text{ A} \cdot \text{s}$.

Stromdurchgang: 10 min = 600 s.

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{2\,599 \text{ A} \cdot \text{s}}{600 \text{ s}} = 4,33 \text{ A.}$$

Aufgaben: 10/4. Wieviel Gramm a) Silber, b) Kupfer, werden in 1 min durch einen Strom von 1 A theoretisch aus einer Lösung des entsprechenden Salzes abgeschieden?

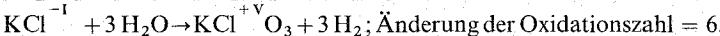
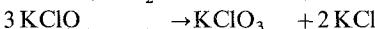
10/5. Wieviel Gramm CuSO₄ werden durch einen Strom von 12 A in 10 min zerlegt?

10/6. Wieviel Ampere muß ein konstanter Strom führen, der in 2 Stunden 40 g Silber aus einer AgNO₃-Lösung ausscheidet?

10/7. Ein Strom von 2 A fließt 30 min durch drei hintereinander geschaltete Zellen, von denen die erste eine CuCl-Lösung, die zweite eine CuSO₄-Lösung und die dritte eine FeCl₃-Lösung enthält. Wieviel Gramm Cu bzw. Fe scheiden sich an den einzelnen Elektroden ab?

10/8. Eine Metallschale von 50 cm² Oberfläche soll in einem Nickelsalzbad vernickelt werden, durch das ein Strom von 2,5 A fließt. Nach welcher Zeit wird die Nickelschicht 0,1 mm dick sein, wenn mit einer Stromausbeute von 88% gerechnet wird und keine Wasserstoffentwicklung stattfindet? Die Dichte von Nickel $\rho = 9,0 \text{ g/cm}^3$.

10/9. Wieviel Gramm KCl werden zu KClO₃ oxidiert, wenn ein Strom von 3 A 12 Stunden lang durch eine warme, konz. KCl-Lösung geschickt wird?



10/10. Wieviel Kilogramm Nitrobenzol können durch 10 kWh reduziert werden, wenn die Spannung zwischen den Elektroden 1 V beträgt und die Stromausbeute quantitativ ist? $M(\text{Nitrobenzol}) = 123,16 \text{ g/mol}$.



10/11. Wieviel Liter Knallgas werden bei 20°C und 986,7 mbar erzeugt, wenn ein Strom von 1,8 A 30 min lang durch eine Säure geschickt wird?

10/12. Wieviel Liter Chlorgas werden während einer 15 min dauernden Elektrolyse einer wäßrigen NaCl-Lösung bei 40°C und 1011 mbar entwickelt, wenn die Stromstärke 10 A beträgt und mit einer Stromausbeute von 85% zu rechnen ist?

10.3 Chemisches Gleichgewicht

10.3.1 Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtskonstante

Reagieren bei einer umkehrbaren Reaktion die Stoffe A und B unter Bildung der Stoffe D und E, dann gilt, wenn a, b, d und e die stöchiometrischen Zahlen sind, die Reaktionsgleichung



Die doppelte Pfeilrichtung deutet an, daß die Reaktion in beiden Richtungen verläuft.

Tritt der Fall ein, daß ebensoviel der Ausgangsstoffe in Endstoffe umgewandelt werden, wie Endstoffe in Ausgangsstoffe zurückverwandelt werden, herrscht ein dynamisches Gleichgewicht, und die Reaktion kommt scheinbar zum Stillstand, denn es liegen ständig gleiche Massen der Reaktionsteilnehmer vor. Die beiden Reaktionen laufen im Sinne des Doppelpfeils mit gleicher Geschwindigkeit ab, nach außen hin ist keine Veränderung des Systems mehr wahrzunehmen.

Nach dem Massenwirkungsgesetz (MWG) nach Guldberg und Waage ist im Gleichgewichtszustand das Verhältnis des Produktes der Stoffmengenkonzentrationen der Endstoffe zum Produkt der Stoffmengenkonzentrationen der Ausgangsstoffe konstant.

Ist z. B. $d = 2$ und $e = 3$, dann sind die Stoffmengenkonzentrationen der Endstoffe $c(\text{D}) \cdot c(\text{D}) = c^2(\text{D})$ bzw. $c(\text{E}) \cdot c(\text{E}) \cdot c(\text{E}) = c^3(\text{E})$, und ihr Produkt ist $c^2(\text{D}) \cdot c^3(\text{E})$ oder allgemein $c^d(\text{D}) \cdot c^e(\text{E})$.

Für die in der Reaktionsgleichung dargestellte Reaktion lautet das Massenwirkungsgesetz:

$$\frac{c^d(D) \cdot c^e(E)}{c^a(A) \cdot c^b(B)} = K.$$

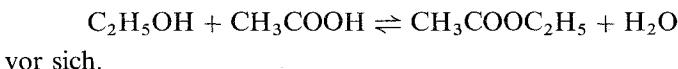
Statt der Stoffmengenkonzentration c kann auch die Stoffmenge n bzw. der Druck p (siehe unter Gasgleichgewichte, S. 276) in die Gleichung eingesetzt werden.

Der Wert der Gleichgewichtskonstanten K ist eine für die betreffende Gleichgewichtsreaktion charakteristische Größe. Sie ist von der Temperatur und vom Medium (z. B. der Art des Lösungsmittels) abhängig.

Werden die Stoffmengenkonzentrationen c eingesetzt, wird die Gleichgewichtskonstante mit K_c bezeichnet.

Die Formel zeigt, daß die Stoffmengenkonzentrationen in der Gleichung des MWG in eine Potenz zu erheben sind, wobei der Potenzexponent gleich ist der jeweiligen stöchiometrischen Zahl in der Reaktionsgleichung. Die Stoffmengenkonzentrationen der Endstoffe (in der Reaktionsgleichung rechts vom Reaktionspfeil stehend) sind in den Zähler des Bruches zu schreiben.

Beispiel 10-7. Die Bildung von Essigsäureethylester geht nach der Gleichung



Werden 1 mol Ethanol und 1 mol Essigsäure (Ethansäure) (oder 1 mol Ester und 1 mol Wasser) zusammengebracht, stellt sich nach einiger Zeit das Gleichgewicht $\frac{1}{3}$ mol Ethanol + $\frac{1}{3}$ mol Essigsäure + $+\frac{2}{3}$ mol Ester + $\frac{2}{3}$ mol Wasser ein.

Ist das Volumen der Reaktionsmischung im Gleichgewicht V Liter, dann ist die Stoffmengenkonzentration des Ethanols bzw. der Säure $\frac{1}{3 \cdot V}$, die des Esters bzw. des Wassers $\frac{2}{3 \cdot V}$. Daraus ist die Gleichgewichtskonstante

$$K_c = \frac{\frac{2}{3 \cdot V} \cdot \frac{2}{3 \cdot V}}{\frac{1}{3 \cdot V} \cdot \frac{1}{3 \cdot V}} = 4.$$

Aufgaben: 10/13. Für die im Beispiel 10-7 angegebene Reaktion ist zu berechnen, wieviel mol Ester im Gleichgewicht vorhanden sind, wenn

- von 2 mol Ethanol und 1 mol Säure,
- von 1 mol Ethanol und 20 mol Säure ausgegangen wird.

10/14. Wieviel Gramm der einzelnen Komponenten sind im Gleichgewicht vorhanden, wenn bei der Veresterung von C_2H_5OH mit Essigsäure (s. Beispiel 10-7) von 20 g Ethanol und 20 g Essigsäure ausgegangen wird. $K_c = 4$.

10.3.2 Gasgleichgewichte

Bei Gasreaktionen können an Stelle der Stoffmengenkonzentrationen c mit Vorteil die Teildrücke (Partialdrücke) p zur Aufstellung des Massenwirkungsgesetzes herangezogen werden. Die so erhaltene Gleichgewichtskonstante wird mit K_p bezeichnet.

Nach S. 275 ist die Gleichgewichtskonstante

$$K_c = \frac{c^d(D) \cdot c^e(E)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}.$$

Setzt man in der Zustandsgleichung $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ für $\frac{n}{V} = c$, erhält sie die Form $p = c \cdot R \cdot T$.

Damit ergibt sich die Gleichgewichtskonstante für Gasreaktionen

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{p^d(D) \cdot p^e(E)}{p^a(A) \cdot p^b(B)} = \frac{c^d(D) \cdot (RT)^d \cdot c^e(E) \cdot (RT)^e}{c^a(A) \cdot (RT)^a \cdot c^b(B) \cdot (RT)^b} \\ &= \frac{c^d(D) \cdot c^e(E)}{c^a(A) \cdot c^b(B)} \cdot (RT)^{(d+e-a-b)}. \end{aligned}$$

Die algebraische Summe der stöchiometrischen Zahlen ($d + e - a - b$) = Δn , die Änderung der Molzahl der Reaktion.

Damit ist $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$.

Bei Reaktionen, die ohne Änderung der Molzahl stattfinden, wird $\Delta n = \text{Null}$, damit $(RT)^{\Delta n} = 1$ und $K_p = K_c$.

Beispiel 10-8. 100 Liter eines Gemisches aus 10 Volumenanteilen SO_2 und 90 Volumenanteilen O_2 werden durch einen Platinkontaktöfen geleitet, wodurch bei $580^\circ C$ 90% des SO_2 in SO_3 über-

geführt werden. Zu berechnen ist die Gleichgewichtskonstante K_p der Reaktion $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. Der Gesamtdruck $p(\text{Gem})$ beträgt 1 bar.

100 Liter Gemisch enthalten 10 l SO_2 und 90 l O_2 .

Im Gleichgewicht sind vorhanden 9 l SO_3 (aus 10 l SO_2 , von denen 90% zu SO_3 oxidiert wurden) und 1 l unverändertes SO_2 . Oxidiert wurden 9 l SO_2 , sie verbrauchten 4,5 l O_2 (das ist die Hälfte des oxidierten SO_2 -Volumens). Insgesamt sind vorhanden: 1 l $\text{SO}_2 + 9$ l $\text{SO}_3 + 85,5$ l (unverbrauchtes) $\text{O}_2 = 95,5$ l. Nach dem Daltonschen Gesetz (s. S. 256) ist

$$p(\text{Ko}) = \frac{p(\text{Gem}) \cdot V(\text{Ko})}{V(\text{Gem})},$$

$$p(\text{SO}_3) = \frac{1 \text{ bar} \cdot 9 \text{ l}}{95,5 \text{ l}} = 0,0942 \text{ bar},$$

analog

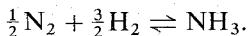
$$p(\text{SO}_2) = 0,0105 \text{ bar}$$

und

$$p(\text{O}_2) = 0,895 \text{ bar},$$

$$K_p = \frac{p^2(\text{SO}_3)}{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)} = \frac{0,0942^2 \text{ bar}}{0,0105^2 \text{ bar} \cdot 0,895 \text{ bar}} = 90.$$

Beispiel 10-9. Durch Erhitzen einer Mischung aus 1 mol Stickstoff und 3 mol Wasserstoff auf 400 °C in Gegenwart von Katalysatoren und bei einem Druck von 50 bar wurde nach Erreichen des Gleichgewichtes ein Volumenanteil $\varphi(\text{NH}_3) = 15,2\%$ festgestellt. Zu berechnen ist die Gleichgewichtskonstante K_p bei 400 °C für die Reaktion



$$K_p = \frac{p(\text{NH}_3)}{p^{1/2}(\text{N}_2) \cdot p^{3/2}(\text{H}_2)}; \quad p(\text{NH}_3) = 50 \text{ bar} \cdot 0,152 = 7,6 \text{ bar}.$$

Da stöchiometrische Verhältnisse von N_2 und H_2 angenommen werden, ist $p(\text{H}_2)$ das Dreifache von $p(\text{N}_2)$, das heißt $p(\text{H}_2) = 3p(\text{N}_2)$.

Der Druck des Gleichgewichtsgemisches

$$\begin{aligned} p(\text{Gem}) &= p(\text{NH}_3) + p(\text{H}_2) + p(\text{N}_2) \\ &= p(\text{NH}_3) + 3p(\text{N}_2) + p(\text{N}_2) \\ &= 7,6 \text{ bar} + 4p(\text{N}_2) = 50 \text{ bar}. \end{aligned}$$

Daraus

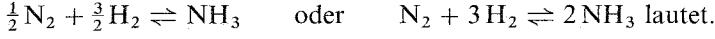
$$p(\text{N}_2) = 10,6 \text{ bar} \quad \text{und} \quad p(\text{H}_2) = 3 \cdot 10,6 \text{ bar} = 31,8 \text{ bar}.$$

$$K_p = \frac{7,6}{10,6^{1/2} \cdot 31,8^{3/2}} = 0,013.$$

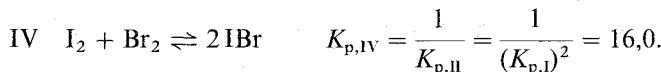
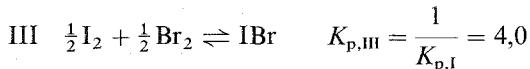
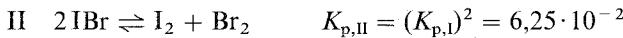
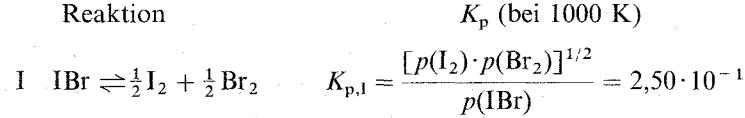
(Nach den Regeln der Algebra ist $10,6^{1/2} = \sqrt{10,6}$ und $31,8^{3/2} = \sqrt[3]{31,8^3}$. Die Berechnung der Quadratwurzel könnte z. B. logarithmisch erfolgen.)

Bei Aufstellung der Gleichung für die *thermische Dissoziation* (Zersetzung) ist zu beachten:

- a) Die Endprodukte (in der Reaktionsgleichung rechts vom Reaktionspfeil) müssen im Zähler der Formel des Massenwirkungsgesetzes stehen,
- b) es muß klargestellt sein, ob es sich um K_p oder K_c handelt,
- c) welche Reaktionsgleichung zugrunde liegt. Es ist ein Unterschied, ob z. B. die Reaktion



Beispiel 10-10.



Aufgaben: 10/15. Beim Erhitzen von 7,50 mol H₂ und 2,50 mol I₂ auf 448 °C tritt Gleichgewicht ein, wenn 4,82 mol HI gebildet sind. Berechne die Gleichgewichtskonstante K_c für die Reaktion H₂ + I₂ ⇌ 2 HI.

10/16. Welcher Stoffmengenanteil x(HI) ist beim Erhitzen auf 448 °C in H₂ und I₂ zerfallen, wenn die Gleichgewichtskonstante K_c der Reaktion 2 HI ⇌ H₂ + I₂ 0,02 beträgt?

10/17. Methanol wird durch katalytische Reaktion von CO und H₂ erzeugt nach der Gleichung CO + 2 H₂ ⇌ CH₃OH. Berechne die Gleichgewichtskonstante K_p, wenn bei 300 °C 40% des H₂ umgesetzt sind. Der Gesamtdruck beträgt 200 bar.

10/18. Ein Gasgemisch enthält die Volumenanteile φ(CO) = 50%, φ(H₂) = 30% und φ(H₂O) = 20%. Es wird auf die Temperatur 1200 K erhitzt. Die Gleichgewichtskonstante der Reaktion CO₂ + H₂ ⇌ CO + H₂O bei dieser Temperatur K_p = 1,4. Wie ist das Gas nach Einstellen des Wassergas-Gleichgewichtes zusammengesetzt?

10.3.3 Elektrolytgleichgewichte

Wird ein Elektrolyt (Säure, Base, Salz) in Wasser gelöst, zerfällt ein Teil der in Lösung gegangenen Moleküle in Ionen (Kationen und Anionen), es tritt *elektrolytische Dissoziation* ein.



Dissoziieren in der Zeiteinheit ebenso viele Moleküle des Stoffes AB wie zurückgebildet werden, bleibt der dissozierte Anteil unverändert, und es herrscht dynamisches Gleichgewicht (Massenwirkungsgesetz).

Das Verhältnis des Produktes der Stoffmengenkonzentration der gebildeten Ionen zur Stoffmengenkonzentration des nicht dissozierten Anteils wird als Dissoziationskonstante K_D bezeichnet. Sie ist temperatur- und konzentrationsabhängig.

$$K_D = \frac{c(A^+) \cdot c(B^-)}{c(AB)}.$$

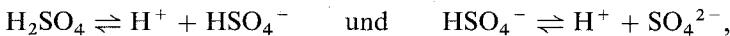
Als Kennzeichnung, daß es sich um eine Konzentrationsangabe handelt, wurde früher eine eckige Klammer verwendet, z. B. [AB]. Die nunmehrige Schreibweise für die Stoffmengenkonzentration c in mol/l ist c(AB).

Der Dissoziationsgrad α ist definiert durch das Verhältnis

$$\alpha = \frac{\text{Anzahl der dissoziierten Moleküle}}{\text{Anzahl der ursprünglich vorhandenen Moleküle}}$$

Abhängig ist der Dissoziationsgrad von der Konzentration und der Temperatur der Lösung. Z. B. sind in einer 0,1 M Salzsäure 92% aller Moleküle ($\alpha = 0,92$), in einer konzentrierten Salzsäure nur 13,6% aller Moleküle dissoziiert.

Zerfällt ein Stoff in mehr als zwei Ionen, z. B.



also stufenweise, ist der Zerfall durch zwei Dissoziationskonstanten (erste und zweite Dissoziationskonstante) charakterisiert.

$$K_{D,\text{I}} = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{HSO}_4^-)}{c(\text{H}_2\text{SO}_4)} \quad \text{und} \quad K_{D,\text{II}} = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})}{c(\text{HSO}_4^-)}.$$

Ist für die Reaktion $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A}^+ + \text{B}^-$ die Stoffmengenkonzentration des Elektrolyten AB c mol/l, müßten bei vollständiger Dissoziation (das heißt $\alpha = 1$) auch A und B in gleicher Konzentration c vorhanden sein. Da aber nur ein Teil von AB dissoziiert ist (Dissoziationsgrad $\alpha < 1$), sind die Konzentrationen an A^+ und B^- nur der entsprechende Teil α der Konzentration c des Elektrolyten.

$$c(\text{A}^+) = c(\text{B}^-) = c \cdot \alpha.$$

Die Konzentration an undissoziiertem Anteil AB ist folglich

$$c(\text{AB}) = c \cdot (1 - \alpha).$$

Diese Werte in die Gleichung

$$K_D = \frac{c(\text{A}^+) \cdot c(\text{B}^-)}{c(\text{AB})}$$

eingesetzt, gibt

$$K_D = \frac{(c \cdot \alpha) \cdot (c \cdot \alpha)}{c \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}.$$

Diese Beziehung, als *Ostwaldsches Verdünnungsgesetz* bekannt, gilt für verdünnte Lösungen schwacher Elektrolyte. Für praktische

Rechnungen kann näherungsweise (da α sehr klein ist) $1 - \alpha \approx 1$ gesetzt werden, wodurch $K_D = c \cdot \alpha^2$.

Für starke Elektrolyte ist das Gesetz nicht streng gültig, da in der Lösung eines starken Elektrolyten die in relativ großer Zahl vorhandenen Ionen eng benachbart sind, so daß Kräfte wirken, die auf der Wechselwirkung der elektrischen Ladungen der Ionen gegeneinander beruhen.

Ist $n = 1 \text{ mol}$, V das Volumen in Litern, dann wird

$$c = \frac{1}{V} \quad \text{und} \quad K_D = \frac{\alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)}.$$

Beispiel 10-11. Essigsäure (Ethansäure) CH_3COOH hat bei 25°C die Dissoziationskonstante $K_D = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$. Zu berechnen ist der Dissoziationsgrad α einer $0,1 \text{ M}$ Essigsäure.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{c}} = \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,0133.$$

Die Säure ist bei 25°C zu 1,33% dissoziiert.

Beispiel 10-12. Eine verdünnte Essigsäure (Ethansäure) mit

$$c = \frac{n}{V} = \frac{1 \text{ mol}}{13,6 \text{ l}},$$

ist zu 1,57% dissoziiert. Zu berechnen ist K_D .

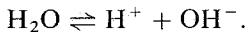
$$K_D = \frac{\alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,0157^2}{13,6 \cdot (1 - 0,0157)} = 1,84 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}.$$

Aufgaben: 10/19. Die Dissoziationskonstante der Ameisensäure (Methansäure) bei 20°C $K_D = 1,77 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$. Berechne den Dissoziationsgrad α einer $0,1 \text{ M}$ Ameisensäure.

10/20. Der Dissoziationsgrad α von d-Weinsäure beträgt in einer $0,1 \text{ M}$ Lösung bei 25°C für die I. Stufe 0,102, für die II. Stufe 0,0213. Zu berechnen sind die angenäherten Dissoziationskonstanten.

10.3.4 pH-Wert

Auch Wasser ist, wenn auch in äußerst geringem Maße, dissoziiert nach der Gleichung



Daher gilt nach dem Massenwirkungsgesetz

$$K_D(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})}.$$

In jeder wäßrigen Lösung sind also Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen vorhanden. Da der dissozierte Anteil des Wassers gegenüber den undissoziierten Wassermolekülen verschwindend gering ist, kann $c(\text{H}_2\text{O})$ als konstant angesehen und in die Gleichgewichtskonstante einbezogen werden.

$$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_D(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = K_w.$$

Die Konstante K_w ist das *Ionenprodukt des Wassers*, sie ist stark temperaturabhängig. Bei 25 °C ist für verdünnte Lösungen $K_w = 10^{-14} (\text{mol/l})^2$.

Nachdem $c(\text{H}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ in reinstem Wasser (neutrale Reaktion) in gleicher Stoffmengenkonzentration vorhanden sein müssen, ist

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} = 10^{-14} (\text{mol/l})^2.$$

In sauren Lösungen nimmt die Konzentration an H^+ -Ionen durch die in der wäßrigen Lösung einer Säure vorhandenen H^+ -Ionen zu, und, da das Ionenprodukt für eine bestimmte Temperatur konstant ist, nimmt gleichzeitig die Konzentration an OH^- -Ionen ab.

Um die Angabe des „Säuregrades“ einer Lösung zu vereinfachen, wurde der pH-Wert eingeführt.

Der pH-Wert ist gleich dem negativen dekadischen Logarithmus der Wasserstoffionen-Konzentration.

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+).$$

Für reinstes Wasser (neutrale Lösung) ist $c(\text{H}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$, $\lg 10^{-7} = -7$ und der negative $\lg = +7$, das heißt $\text{pH} = 7$.

Eine Lösung mit höherer H^+ -Ionen-Konzentration, z. B. $c(\text{H}^+) = 10^{-3} \text{ mol/l}$ hat dementsprechend einen niedrigeren pH-Wert, und zwar $\text{pH} = 3$. Alkalische Lösungen haben einen höheren pH-Wert als 7.

Bemerkungen:

1. Wasserstoff-Ionen sind in wäßriger Lösung hydratisiert zu Hydroxonium-Ionen



Es müßte daher strenggenommen heißen

$$K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-).$$

Für praktische Rechnungen kann jedoch aus Gründen der Vereinfachung die obige Formulierung $K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$ verwendet werden.

2. Diese Betrachtungsweise ist strenggenommen nur dann richtig, wenn ideale Lösungen vorliegen. Dies ist der Fall bei unendlicher Verdünnung und damit praktisch vollständiger Dissoziation.

In konzentrierteren Lösungen machen sich jedoch Kräfte zwischen den Ionen bemerkbar, die die Beweglichkeit der Ionen beeinflussen, daher scheinen weniger Ionen vorhanden zu sein als es tatsächlich der Fall ist. Von allen Ionen ist nur ein Teil aktiv, daher muß die tatsächliche Konzentration an Ionen mit dem *Aktivitätsfaktor* f multipliziert werden, um die aktive Konzentration zu erhalten, die sich im chemisch-physikalischen Verhalten der Lösung äußert.

$$\text{Aktivität } a = f \cdot c.$$

In sehr verdünnten Lösungen kann die Aktivität näherungsweise der Konzentration gleichgesetzt werden, das heißt $f = 1$.

Dagegen hat z. B. eine 0,1 M Salzsäure den Aktivitätsfaktor $f = 0,823$. Die tatsächliche Wasserstoffionen-Konzentration ist zwar 0,1 mol/l (entsprechend einem theoretischen pH-Wert = 1), aber die Konzentration der aktiven Wasserstoffionen ist nur $0,823 \cdot 0,1 \text{ mol/l}$, ihr gemessener pH-Wert daher 1,08.

Beispiel 10-13. Welchen pH-Wert haben a) eine 0,01 M Säure und b) eine 0,1 M Lauge, wenn vollständige Dissoziation angenommen wird?

a) $c(\text{H}^+) = 0,01 \text{ mol/l} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$; pH-Wert = $-\lg c(\text{H}^+)$ = 2.

b) $c(\text{OH}^-) = 0,1 \text{ mol/l}$; aus $K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} (\text{mol/l})^2$ ist

$$c(\text{H}^+) = \frac{10^{-14} (\text{mol/l})^2}{10^{-1} \text{ mol/l}} = 10^{-13} \text{ mol/l}$$

und der pH-Wert beträgt 13.

Beispiel 10-14. Welchen pH-Wert hat eine Lösung mit der Wasserstoffionen-Konzentration $c(\text{H}^+) = 1,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$?

$$\lg(1,95 \cdot 10^{-3}) = \lg 1,95 + \lg 10^{-3}.$$

$$\begin{array}{rcl} \lg 1,95 & = & 0,29 \\ \lg 10^{-3} & = & -3 \\ \hline & & = -2,71 \end{array}$$

Der negative Logarithmus ist $+2,71$, das heißt, die Lösung hat den pH-Wert $2,71$.

Beispiel 10-15. Welche Wasserstoffionen-Konzentration hat eine Lösung mit dem pH-Wert $5,6$?

Aus dem pH-Wert $5,6$ ist $c(H^+) = 10^{-5,6} \text{ mol/l}$; $\lg 5,6 = \lg(0,4 - 6)$. Der Numerus von $\lg 0,4$ ist aus der Logarithmentafel $N = 2,51$, der Numerus von $\lg(-6) = 10^{-6}$.

$$c(H^+) = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}.$$

Beispiel 10-16. Berechne $c(H^+)$ und $c(OH^-)$ sowie den pH-Wert einer $0,1 \text{ M}$ Lösung von Ammoniumhydroxid, das zu $1,3\%$ dissoziiert ist ($\alpha = 0,013$). $K_w = 10^{-14} (\text{mol/l})^2$.

$$c(OH^-) = c \cdot \alpha = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,013 = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}.$$

$$\begin{aligned} c(H^+) &= \frac{K_w}{c(OH^-)} = \frac{10^{-14} (\text{mol/l})^2}{1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}} = 0,77 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l} \\ &= 7,7 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}; \\ \lg(7,7 \cdot 10^{-12}) &= 0,89 + (-12) = -11,11. \end{aligned}$$

Der pH-Wert der Lösung ist $-\lg c(H^+)$, also $11,11$.

Beispiel 10-17. Welchen pH-Wert hat eine Ameisensäure (Methansäure) mit $c(HCOOH) = 0,1 \text{ mol/l}$? Dissoziationskonstante $K_D = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$, $K_w = 10^{-14} (\text{mol/l})^2$.

Nach dem Ostwaldschen Verdünnungsgesetz ist

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{c}} = \sqrt{\frac{2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}}{0,1 \text{ mol/l}}} = \sqrt{0,0021} = 0,046.$$

$$c(H^+) = c \cdot \alpha = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,046 = 0,0046 \text{ mol/l}.$$

$$\lg 0,0046 = 0,66 - 3 = -2,34.$$

Der pH-Wert beträgt $2,34$.

Aufgaben 10/21. Berechne den pH-Wert folgender Säuren bzw. Basen. Ionenprodukt des Wassers $K_W = 10^{-14}$ (mol/l)².

- a) Salpetersäure mit $c(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$; $\alpha = 0,92$.
- b) Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$; $\alpha = 0,84$.
- c) Ammoniumhydroxidlösung mit $c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,2 \text{ mol/l}$; $\alpha = 0,0104$.
- d) Kalilauge mit $c(\text{KOH}) = 0,01 \text{ mol/l}$; vollständig dissoziiert.
- e) Essigsäure (Ethansäure) mit $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \text{ mol/l}$; $\alpha = 0,04$.

10/22. Berechne den pH-Wert einer Lösung mit der Wasserstoffionen-Konzentration:

- a) $c(\text{H}^+) = 2,1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$;
- b) $c(\text{H}^+) = 1,85 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$.

10/23. Berechne die Wasserstoff- und Hydroxidionen-Konzentration einer Lösung mit dem pH-Wert:

- a) 2,4;
- b) 6,8;
- c) 10,3. $K_W = 10^{-14}$ (mol/l)².

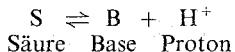
10/24. Berechne aus den bekannten Dissoziationskonstanten K_D der nachfolgend angegebenen Stoffe den pH-Wert der Lösungen angegebener Molarität:

- a) 0,1 M Essigsäure (Ethansäure), $K_D = 1,86 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$;
- b) 0,1 M Buttersäure (Butansäure), $K_D = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$;
- c) 1 M Salpetersäure, $K_D = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$;
- d) 0,5 M Benzoesäure, $K_D = 6,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$;
- e) 1 M Ammoniumhydroxidlösung, Temperatur 40 °C, $K_D = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$, K_W bei 40 °C = $3,4 \cdot 10^{-14}$ (mol/l)².

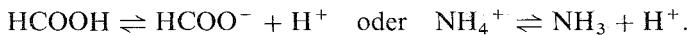
10/25. Chloressigsäure (Monochlorethansäure) $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH}$ hat bei 25 °C die Dissoziationskonstante $K_D = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$. Berechne den Dissoziationsgrad α und den pH-Wert einer 0,5 M Lösung.

10.3.5 Säuren-Basen-Gleichgewicht

Nach Brönsted sind Säuren Stoffe, die Protonen abgeben, und Basen Stoffe, die Protonen binden können. Zu jeder Säure gehört eine korrespondierende Base nach der Gleichung



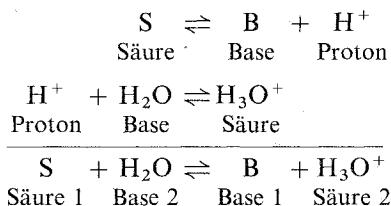
S und B bilden ein konjugates Säure-Base-Paar, z. B.



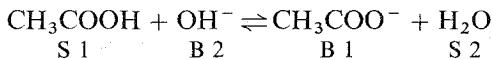
Daraus geht hervor, daß auch Ionen als Säuren oder Basen auftreten können. Ionen, die sowohl als Säure oder als Base auftreten, nennt man Ampholyte.

Während früher für die saure Reaktion des NH_4Cl durch die beim Lösen in Wasser eintretende „Hydrolyse“, die zur Freimachung von HCl führt, gedeutet wurde, beruht nach Brönsted der saure Charakter von NH_4^+ darauf, daß NH_4^+ eine Säure ist.

Wird eine Säure in Wasser gelöst, kann Wasser als Base wirken und Protonen aufnehmen (Dissoziation des Wassers s. S. 281). Es liegen somit zwei Säure-Base-Paare vor:

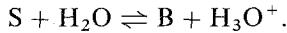


Auf dieses Schema lassen sich alle Säure-Base-Reaktionen, die nach früheren Definitionen Dissoziation, Hydrolyse, Neutralisation u. a. genannt wurden, zurückführen, z. B. die Neutralisation von Essigsäure (Ethansäure) durch Natronlauge:



An Stelle der früheren Definition Säure + Base = Salz + Wasser heißt es nach Brönsted Säure 1 + Base 2 \rightleftharpoons Base 1 + Säure 2.

Das Proton, das von einer Säure beim Lösen in Wasser abgegeben wird, wird vom Wasser aufgenommen nach der Gleichung



Daraus ist die Gleichgewichtskonstante

$$K = \frac{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}.$$

In verdünnten Lösungen kann $c(\text{H}_2\text{O})$ als konstant angesehen und in die Gleichgewichtskonstante einbezogen werden.

$K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = K_S$, die Säurekonstante,

$$K_S = \frac{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S})}.$$

Strenghenommen müßte auch hier mit den Aktivitäten an Stelle der Konzentrationen gerechnet werden.

Analog führt die Reaktion $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{S} + \text{OH}^-$ (z. B. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$) zur Basenkonstanten

$$K_B = \frac{c(\text{S}) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{B})}.$$

$$\begin{aligned} K_S \cdot K_B &= \frac{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S})} \cdot \frac{c(\text{S}) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{B})} = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) \\ &= K_W = 10^{-14} (\text{mol/l})^2, \end{aligned}$$

das Ionenprodukt des Wassers.

Mit Hilfe dieser Beziehung kann aus gegebenem K_B der Wert von K_S errechnet werden.

$$K_S = \frac{10^{-14}}{K_B}.$$

Ein Vergleich von

$$K_S = \frac{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S})}$$

mit der üblichen Formulierung der Dissoziation einer Säure, z. B. $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$, und daraus

$$K_D = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

läßt erkennen, daß in letzterer $c(\text{H}^+)$ durch $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ zu ersetzen ist (durch Messungen wird stets $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ermittelt), ferner entspricht dem $c(\text{HA})$ das $c(\text{S})$ und dem $c(\text{A}^-)$ das $c(\text{B})$, so daß $K_S = K_D$, das heißt, die (z. B. in Tabellenbüchern zusammengestellten) Werte der Dissoziationskonstanten K_D können als K_S -Werte verwendet werden.

Analog zum pH-Wert = $-\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$ wird auch hier, da die Gleichgewichtskonstanten im allgemeinen sehr klein sind, zweckmäßig mit den negativen Logarithmen gerechnet:

$$-\lg K_w = pK_w, \quad -\lg K_s = pK_s \quad (\text{Säure-Exponent})$$

und

$$-\lg K_B = pK_B \quad (\text{Basen-Exponent}).$$

Mit Hilfe dieser Überlegungen wurden *Näherungsformeln* für das Vorausberechnen von pH-Werten entwickelt, die im pK_s -Bereich von etwa 2 bis 12 angewendet werden können.

a) *pH-Wert der Mischung einer Säure mit ihrer korrespondierenden Base*

Aus

$$K_s = \frac{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S})}$$

folgt:

$$-\lg K_s = pK_s = -\lg c(\text{B}) - \lg c(\text{H}_3\text{O}^+) + \lg c(\text{S})$$

und

$$-\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = \text{pH} = pK_s + \lg \frac{c(\text{B})}{c(\text{S})}.$$

Beispiel 10-18. Zu berechnen ist der pH-Wert einer Lösung von Ameisensäure (Methansäure) und Natriumformiat (Natriummethanat), wenn die Konzentration des Formiats das Zehnfache der Konzentration der Säure beträgt. Dissoziationskonstante der Ameisensäure $1,77 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$.

HCOOH ist Säure, Na-Formiat wird als vollständig dissoziiert angenommen: $\text{HCOONa} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCOO}^-$; HCOO^- tritt als Base auf, während Na^+ weder Base noch Säure ist.

$$pK_s = -\lg K_s = -\lg(1,77 \cdot 10^{-4}) = 3,75.$$

$$\lg \frac{c(\text{B})}{c(\text{S})} = \lg \frac{10}{1} = 1.$$

Somit ist

$$\text{pH} = pK_s + \lg \frac{c(\text{B})}{c(\text{S})} = 3,75 + 1 = 4,75.$$

b) pH-Wert einer reinen Säurelösung

Bei nicht extrem schwachen Säuren können die vom Wasser gelieferten H_3O^+ -Ionen vernachlässigt werden. Zugleich mit jedem Molekül B entsteht auch ein H_3O^+ -Ion, daher ist $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{B})$ und damit

$$K_s = \frac{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S})} = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S})}.$$

$$\lg K_s = 2 \cdot \lg c(\text{H}_3\text{O}^+) - \lg c(\text{S}),$$

daraus

$$-\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = \text{pH} = -\frac{1}{2} \lg K_s - \frac{1}{2} \lg c(\text{S}) = \frac{1}{2} \text{p}K_s - \frac{1}{2} \lg c(\text{S}).$$

Nachdem die Regel nur für schwache Säuren gilt, kann $c(\text{S})$ gleichgesetzt werden der ursprünglichen Säurekonzentration (vor der Dissoziation).

Beispiel 10-19. Welchen pH-Wert hat eine 0,1 M NH_4Cl -Lösung?

NH_4Cl dissoziiert in Wasser nach der Gleichung



NH_4^+ ist Säure. Dissoziationskonstante von Ammoniumhydroxid bei 25°C $K_B = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$.

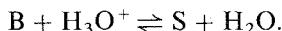
$$K_s = \frac{K_w}{K_B} = \frac{10^{-14} (\text{mol/l})^2}{1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}} = 5,59 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l},$$

daraus $\text{p}K_s = 9,2$.

$$\text{pH} = \frac{9,2}{2} - \frac{1}{2} \lg 0,1 = 5,1.$$

c) pH-Wert einer reinen Basenlösung

Eine Base löst sich in Wasser nach der Gleichung



Die Base verbraucht H_3O^+ -Ionen, die vom Wasser geliefert werden müssen; dadurch fällt die Wasserstoffionen-Konzentration, und der pH-Wert steigt von 7 auf einen höheren Wert. Für jedes gebundene H_3O^+ -Ion wird ein Molekül S gebildet. Als Folge der Dissoziation des Wassers ($2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$), wird für jedes

gebundene H_3O^+ -Ion ein OH^- -Ion freigemacht, so daß $c(\text{S})$ und $c(\text{OH}^-)$ annähernd gleich sind.

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14}}{c(\text{H}_3\text{O}^+)},$$

daher

$$K_s = \frac{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S})} = \frac{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{OH}^-)} = \frac{c(\text{B}) \cdot c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{10^{-14}}$$

und

$$\begin{aligned} c(\text{H}_3\text{O}^+) &= \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot K_s}{c(\text{B})}}; \\ -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) &= \text{pH} = -\frac{1}{2} \lg 10^{-14} - \frac{1}{2} \lg K_s + \frac{1}{2} \lg c(\text{B}) \\ &= 7 + \frac{\text{p}K_s}{2} + \frac{1}{2} \lg c(\text{B}). \end{aligned}$$

(Dabei wurde, da es sich um schwache Basen handelt, die Totalkonzentration $= c(\text{B})$ gesetzt; die Formel ist nicht anwendbar auf Basen, die als Ampholyte auftreten können.)

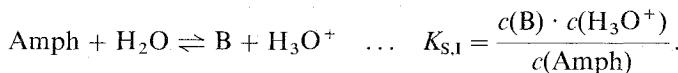
Beispiel 10-20. Zu berechnen ist der pH-Wert einer 0,1 M KCN-Lösung. $\text{KCN} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{CN}^-$; CN^- ist Base. Dissoziationskonstante $4,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$, daraus ist $\text{p}K_s = 9,3$; $c(\text{B}) = 0,1 \text{ mol/l}$, daraus $\lg c(\text{B}) = -1$.

$$\text{pH} = 7 + \frac{9,3}{2} - \frac{1}{2} = 11,1.$$

d) pH-Wert von Ampholytlösungen

Die Formeln b und c sind nicht auf Stoffe anwendbar, die als Ampholyte auftreten. Ein Ampholyt tritt in zwei verschiedenen Säure-Base-Paaren auf, einmal als Säure, das andere Mal als Base, so daß zwei Gleichgewichtskonstanten zu berücksichtigen sind.

I. Stufe:



II. Stufe:



Daraus ist

$$K_{S,I} \cdot K_{S,II} = \frac{c(B) \cdot c^2(H_3O^+)}{c(S)}$$

und

$$pH = \frac{pK_{S,I} + pK_{S,II}}{2} + \frac{1}{2} \lg \frac{c(B)}{c(S)}.$$

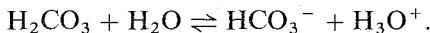
Wirkt der Ampholyt gleich stark als Säure und Base, wird $c(B) = c(S)$, und das letzte Glied der Gleichung fällt weg. Aber auch wenn die Säurewirkung stärker ist als seine Basenwirkung oder umgekehrt, ist der Wert des letzten Gliedes klein und kann für praktische Fälle vernachlässigt werden. Es wird

$$pH = \frac{pK_{S,I} + pK_{S,II}}{2}$$

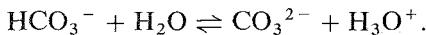
(ziemlich unabhängig von der Konzentration des Ampholyten).

Beispiel 10-21. Zu berechnen ist der pH-Wert einer NaHCO_3 -Lösung.

HCO_3^- ist Ampholyt, denn:



Dissoziationskonstante I. Stufe: $4,31 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$, daraus $pK_{S,I} = 6,4$.



Dissoziationskonstante II. Stufe: $5,61 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}$, daraus $pK_{S,II} = 10,2$.

$$pH = \frac{6,4 + 10,2}{2} = 8,3.$$

e) pH-Wert der Mischung einer Säure $S1$ mit einer nicht-korrespondierenden Base $B2$

$$S1 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons B1 + \text{H}_3\text{O}^+, \text{ daraus } K_{S1} = \frac{c(B1) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(S1)}$$

und

$$\text{S2} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{B2} + \text{H}_3\text{O}^+, \quad \text{daraus} \quad K_{\text{S2}} = \frac{c(\text{B2}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S2})}.$$

Für den Fall, daß $c(\text{S1}) = c(\text{B2})$, wird

$$\begin{aligned} K_{\text{S1}} \cdot K_{\text{S2}} &= \frac{c(\text{B1}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{B2})} \cdot \frac{c(\text{B2}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S2})} \\ &= \frac{c(\text{B1}) \cdot c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{S2})}. \end{aligned}$$

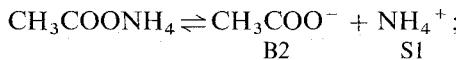
$$\text{pH} = \frac{\text{p}K_{\text{S1}} + \text{p}K_{\text{S2}}}{2} + \frac{1}{2} \lg \frac{c(\text{B1})}{c(\text{S2})}.$$

Das letzte Glied kann wiederum vernachlässigt werden, und es wird

$$\text{pH} \approx \frac{\text{p}K_{\text{S1}} + \text{p}K_{\text{S2}}}{2}$$

(ziemlich unabhängig von der Konzentration).

Beispiel 10-22. Zu berechnen ist der pH-Wert einer Lösung von Ammoniumacetat (Ammoniummethanat).

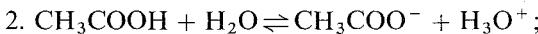


1. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_B = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ (aus einem Tabellenbuch). Aus

$$K_W = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} (\text{mol/l})^2$$

ist

$$K_{\text{S1}} = \frac{10^{-14} (\text{mol/l})^2}{1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}} = 5,59 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l} \quad \text{und} \quad \text{p}K_{\text{S1}} = 9,25.$$



$$K_{\text{S2}} = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \quad \text{und} \quad \text{p}K_{\text{S2}} = 4,75.$$

$$\text{pH} = \frac{9,25 + 4,75}{2} = 7,0.$$

Aufgaben: 10/26. Berechne den pH-Wert einer Lösung, die Essigsäure (Ethansäure) und Natriumacetat (Natriumethanat) in gleicher Stoffmengekonzentration enthält. Dissoziationskonstante der Essigsäure bei 25 °C $1,76 \cdot 10^{-5}$ mol/l.

10/27. Eine Lösung enthält NaH_2PO_4 und Na_2HPO_4 in gleicher Stoffmengekonzentration. Die Salze sind vollständig dissoziiert in $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ (= S) bzw. $2\text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ (= B). Berechne den pH-Wert, wenn die Dissoziationskonstante von H_3PO_4 II. Stufe $6,2 \cdot 10^{-8}$ mol/l beträgt.

10/28. Der pH-Wert folgender Lösungen ist mit Hilfe der Näherungsformel zu berechnen:

a) Essigsäure (Ethansäure) und Natriumacetat (Natriumethanat) in der Lösung im Stoffmengenverhältnis 1 : 100 vorhanden. Dissoziationskonstante der Essigsäure $1,76 \cdot 10^{-5}$ mol/l.

b) 1 M Ameisensäure (Methansäure). Dissoziationskonstante $2,1 \cdot 10^{-4}$ mol/l.

c) 1 M Ammoniumhydroxidlösung. Dissoziationskonstante für NH_4^+ $5,59 \cdot 10^{-10}$ mol/l.

10/29. Werden zu 100 ml einer Essigsäure (Ethansäure) mit $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1$ mol/l 20 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,5$ mol/l zugesetzt, sind in der Lösung äquivalente Mengen vorhanden. Dissoziationskonstante der Essigsäure $1,76 \cdot 10^{-5}$ mol/l. Welchen pH-Wert hat die Lösung?

10/30. Zu 250 ml 0,02 M Ameisensäure (Methansäure) werden 25 ml 0,2 M Natronlauge zugesetzt. Welchen pH-Wert hat die Mischung, wenn die Dissoziationskonstante der Ameisensäure $2,1 \cdot 10^{-4}$ mol/l beträgt?

10/31. Zu berechnen ist der pH-Wert einer Lösung von NaH_2PO_4 . Dissoziationskonstante der Phosphorsäure H_3PO_4 bei 25 °C:

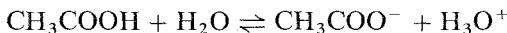
I. Stufe $7,52 \cdot 10^{-3}$ mol/l, II. Stufe $6,23 \cdot 10^{-8}$ mol/l.

10/32. Wieviel ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,5$ mol/l müssen zu 100 ml Essigsäure (Ethansäure) mit $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1$ mol/l zugesetzt werden, damit die Mischung einen pH-Wert von 6 hat? Dissoziationskonstante der Essigsäure bei 25 °C $1,76 \cdot 10^{-5}$ mol/l.

10.3.6 Pufferung

In Lösung sind schwache Säuren und Basen nur wenig dissoziiert, während ihre Salze als praktisch vollständig dissoziiert anzusehen sind.

Wird zu einer schwachen Säure, z. B. Essigsäure (Ethansäure), eines ihrer Salze, z. B. Natriumacetat (Natriummethanat), zugesetzt, verschiebt sich das Dissoziationsgleichgewicht



durch die aus dem Salz stammenden, hinzukommenden CH_3COO^- -Ionen nach links.

Da sich aber

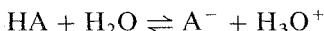
$$K_D = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

durch das Hinzufügen des Salzes nicht ändert, muß, damit die Gleichgewichtsbedingung erfüllt ist, $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ kleiner werden; die Dissoziation der Säuremoleküle wird zurückgedrängt, was zur Folge hat, daß weniger Säuremoleküle dissoziiert sind und $c(\text{CH}_3\text{COOH})$ größer wird. Der pH-Wert erhöht sich.

Die gleiche Überlegung kann angestellt werden für das Dissoziationsgleichgewicht $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$.

Durch Zugabe von NH_4^+ -Ionen (z. B. aus zugesetztem NH_4Cl stammend) wird $c(\text{NH}_4^+)$ größer, und $c(\text{OH}^-)$ muß sich vermindern; der pH-Wert wird niedriger.

Allgemein formuliert:



und

$$K_D = \frac{c(\text{A}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA})}, \quad \text{daraus} \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_D \cdot \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}.$$

$c(\text{A}^-)$, die Konzentration an Säureanionen, setzt sich zusammen aus den Säureanionen des Salzes + den Anionen des dissozierten Anteils von HA; $c(\text{HA})$ ist die Konzentration an undissoziierten Säuremolekülen.

Unter der Voraussetzung, daß die Konzentrationen von Säure (bzw. Base) und Salz annähernd die gleiche Größenordnung haben, ist die Zahl, der aus der sehr gering dissozierten Säure stammenden Anionen sehr klein im Verhältnis zu den aus dem völlig dissozierten Salz stammenden Anionen. Erstere können daher, ohne großen

Fehler, vernachlässigt werden, d. h., die Konzentration der Säureanionen $c(A^-)$ kann gleichgesetzt werden der Konzentration der aus der Lösung des Salzes stammenden Säureanionen, die wiederum gleichgesetzt werden kann der Konzentration des Salzes.

Ferner kann, da die Säure nur sehr gering dissoziiert ist, die Konzentration an undissozierten Säuremolekülen $c(HA)$ gleichgesetzt werden der Konzentration der Säure.

Es kann also gleichgesetzt werden: $c(HA) = \text{Säurekonzentration}$ und $c(A^-) = \text{Salzkonzentration}$. Folglich ist

$$c(H_3O^+) = K_D \cdot \frac{c(\text{Säure})}{c(\text{Salz})}.$$

Daraus ergibt sich, daß $c(H_3O^+)$ nur vom Verhältnis der beiden Konzentrationen (nicht aber von ihrem absoluten Wert) abhängt.

Wird z. B. eine solche Mischung („Pufferlösung“) mit Wasser auf das 10fache verdünnt (wodurch Säure- und Salzkonzentration auf den zehnten Teil absinken), ändert sich $c(H_3O^+)$ nicht.

Analog gilt bei Basen

$$c(OH^-) = K_D \cdot \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Salz})}.$$

Allgemein gilt, daß durch den Zusatz gleichnamiger Ionen die Dissoziation schwacher Säuren und Basen zurückgedrängt wird, die Säuren und Basen werden „abgepuffert“ (oder „abgestumpft“).

Beispiel 10-23. Zu berechnen ist die Änderung des pH-Wertes einer 0,1 M Essigsäure (Ethansäure), wenn 500 ml der Säure mit 5 g wasserfreiem Natriumacetat (Natriumethanat) „abgestumpft“ werden. Dissoziationskonstante der Säure $K_D = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ (daraus $pK_S = 4,75$). Die Volumenzunahme durch das Lösen des Natriumacetats bleibt unberücksichtigt.

a) pH-Wert der 0,1 M Essigsäure (Ethansäure):

Nach der Näherungsformel für reine Säurelösungen (s. S. 289) ist

$$\text{pH} = \frac{1}{2} pK_S - \frac{1}{2} \lg c(S) = \frac{4,75}{2} - \frac{1}{2} \lg 0,1 = 2,88.$$

b) pH-Wert nach Zusatz des Natriumacetats (Natriumethanats):

Säurekonzentration = 0,1 mol/l;

Salzkonzentration:

$$5 \text{ g CH}_3\text{COONa} \hat{=} \frac{5 \text{ g}}{82,04 \text{ g/mol}} = 0,061 \text{ mol},$$

gelöst in 500 ml, daher 0,122 mol/l.

$$\begin{aligned} c(\text{H}_3\text{O}^+) &= K_D \cdot \frac{c(\text{Säure})}{c(\text{Salz})} = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot \frac{0,1 \text{ mol/l}}{0,122 \text{ mol/l}} \\ &= 1,44 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}; \end{aligned}$$

daraus $\text{pH} = 4,84$.

Der pH-Wert ist durch den gleichionigen Zusatz von 2,88 auf 4,84 gestiegen, das heißt, die Säure wurde abgestumpft.

c) Die Rechnung b kann auch mit Hilfe der Näherungsformel (Mischung aus Säure und korrespondierender Base) gelöst werden.

$$\text{pH} = \text{p}K_S + \lg \frac{c(\text{B})}{c(\text{S})} = 4,75 + \lg \frac{0,122 \text{ mol/l}}{0,1 \text{ mol/l}} = 4,84.$$

Aufgaben: 10/33. Berechne den pH-Wert einer Pufferlösung aus gleichen Volumina 1 M Essigsäure (Ethansäure) und 2 M Natriumacetat-Lösung (Natriummethanat). Dissoziationskonstante der Essigsäure bei 25°C $K_D = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$.

10/34. In 1 Liter einer 0,1 M NH_4OH -Lösung wird 1 g NH_4Cl gelöst. Berechne die eingetretene Änderung des pH-Wertes. Dissoziationskonstante des NH_4OH $1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$.

10/35. In 200 ml 0,1 M Ameisensäure (Methansäure) werden 3 g Natriumformiat (Natriummethanat) gelöst. Berechne die eingetretene Änderung des pH-Wertes. Dissoziationskonstante der Ameisensäure $2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$.

10/36. Wieviel Gramm wasserfreies Natriumacetat (Natriummethanat) müssen zu 1 Liter einer 0,1 M Essigsäure (Ethansäure) zugesetzt werden, um eine Pufferlösung mit dem pH-Wert 5,0 zu erhalten? Dissoziationskonstante der Essigsäure $1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ (daraus $\text{p}K_S = 4,754$). Die Volumenzunahme durch das Lösen des Acetats bleibt unberücksichtigt.

10.3.7 Löslichkeitsprodukt

Wird aus einer Lösung ein schwerlöslicher Niederschlag ausgefällt, dann ist die Lösung desselben über dem Bodenkörper

gesättigt, und es herrscht Gleichgewicht zwischen dem gelösten, aber nicht dissoziierten Anteil und seinen Dissoziationsprodukten.



daraus

$$K_D = \frac{c^a(A^+) \cdot c^b(B^-)}{c(A_a B_b)} .$$

Nachdem die Stoffmengenkonzentration des Stoffes $A_a B_b$ über dem Bodenkörper als konstant angesehen werden kann, kann sie in die Dissoziationskonstante einbezogen werden.

$$c^a(A^+) \cdot c^b(B^-) = K_D \cdot c(A_a B_b) = L .$$

Die Konstante L ist das Löslichkeitsprodukt. (In der Literatur ist mitunter auch die Bezeichnung K_L anzutreffen.) Einheit: $(\text{mol/l})^2$, $(\text{mol/l})^3$ usw.

Das Löslichkeitsprodukt L eines schwerlöslichen Salzes ist das Produkt der Ionen-Konzentrationen in der gesättigten Lösung. L ist temperaturabhängig.

Wird durch Hinzugabe einer der Ionenarten die Konzentration dieses Ions erhöht, scheidet sich so lange fester Stoff in der Lösung ab, bis der konstante Wert L wieder erreicht ist; oder mit anderen Worten: eine Verbindung fällt dann als Niederschlag aus, wenn das Produkt der Ionen-Konzentrationen (auch als „Ionenprodukt“ bezeichnet) größer ist als das Löslichkeitsprodukt. Die Fällung beginnt bei Erreichen von L .

Zu bemerken ist, daß strenggenommen auch hier mit den Ionenaktivitäten gerechnet werden müßte. Da es sich aber stets um äußerst stark verdünnte Lösungen schwerlöslicher Salze handelt, kann praktisch mit den Konzentrationen gerechnet werden.

Beispiel 10-24. Aus der Lösung eines Silbersalzes mit der Stoffmengenkonzentration $c(\text{Ag}^+) = 0,1 \text{ mol/l}$ soll das Silber durch Salzsäure als AgCl gefällt werden. Welche Chlorionen-Konzentration ist erforderlich, damit die Fällung beginnt? Bei 20°C ist das Löslichkeitsprodukt $L(\text{AgCl}) = 1,61 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2$.

Aus $L = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$ ist

$$c(\text{Cl}^-) = \frac{L}{c(\text{Ag}^+)} = \frac{1,61 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2}{0,1 \text{ mol/l}} = 1,61 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l} .$$

Berechnung der in der Lösung verbleibenden Ag-Ionen-Konzentration:

Die quantitative Überführung der Ag-Ionen in AgCl durch Zugabe von Cl-Ionen (HCl) geschieht im stöchiometrischen Verhältnis. Es ist

$$c(\text{Cl}^-) = c(\text{Ag}^+);$$

$$L = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-) = c^2(\text{Ag}^+) = 1,61 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2,$$

daraus ist

$$c(\text{Ag}^+) = \sqrt{1,61 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2} = 1,27 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}.$$

(Das Ziehen der Quadratwurzel kann z. B. logarithmisch erfolgen.)

$$\begin{aligned} m(\text{AgCl}) &= n \cdot M = 1,27 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 143,32 \text{ g/mol} \\ &= 182,0 \cdot 10^{-5} \text{ g} = 182,0 \cdot 10^{-2} \text{ mg}. \end{aligned}$$

Es verbleiben 1,82 mg/l AgCl in der Lösung.

Beispiel 10-25. Ein BaSO₄-Niederschlag wird bei 25 °C

a) mit 100 ml reinstem Wasser, b) mit 100 ml 0,1 M Schwefelsäure gewaschen. Wieviel Gramm BaSO₄ werden dabei gelöst (unter der Voraussetzung, daß sich das Waschwasser bzw. die Schwefelsäure mit BaSO₄ sättigen und vollständige Dissoziation des gelösten BaSO₄ angenommen wird)?

$$L(\text{BaSO}_4) = 1,08 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2.$$

Zu a)

$$L = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = 1,08 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2;$$

$$c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = \sqrt{1,08 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2} = 1,04 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}.$$

Bei vollständiger Dissoziation kann

$$c(\text{BaSO}_4) = c(\text{Ba}^{2+}) = 1,04 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

gesetzt werden.

$$m(\text{BaSO}_4) = 1,04 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 233,39 \text{ g/mol} = 0,0024 \text{ g in 1 Liter.}$$

In 100 ml daher

$$0,00024 \text{ g} = 2,4 \cdot 10^{-1} \text{ mg BaSO}_4.$$

Zu b)

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = 0,1 \text{ mol/l};$$

$$c(\text{Ba}^{2+}) = \frac{L}{c(\text{SO}_4^{2-})} = \frac{1,08 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2}{0,1 \text{ mol/l}} = 1,08 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}.$$

Da $c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{BaSO}_4)$ gesetzt werden kann, ist in 1 Liter

$$m(\text{BaSO}_4) = 1,08 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot 233,39 \text{ g/mol} = 2,52 \cdot 10^{-7} \text{ g}$$

(in Lösung gegangen), das sind in 100 ml $2,52 \cdot 10^{-5}$ mg BaSO₄.

Aufgaben: 10/37. Berechne das Löslichkeitsprodukt L von

- a) BaSO₄, wenn in 1 Liter Wasser $2,4 \cdot 10^{-3}$ g löslich sind;
- b) PbCl₂, wenn in 1 Liter Wasser 9,9 g löslich sind;
- c) Ag₃PO₄, wenn in 1 Liter Wasser $6,5 \cdot 10^{-3}$ g löslich sind.

10/38. Berechne die Löslichkeit von Bleisulfat PbSO₄ in reinstem Wasser. Bei 25 °C ist $L(\text{PbSO}_4) = 1,58 \cdot 10^{-8} (\text{mol/l})^2$.

10/39. Wieviel Milligramm der nachstehend genannten Stoffe sind in 1 Liter Wasser gelöst, wenn vollständige Dissoziation des gelösten Anteils angenommen wird?

- a) CaC₂O₄, $L = 2,57 \cdot 10^{-9} (\text{mol/l})^2$ bei 25 °C;
- b) CaC₂O₄, $L = 1,78 \cdot 10^{-9} (\text{mol/l})^2$ bei 18 °C;
- c) AgCl, $L = 1,61 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2$ bei 20 °C;
- d) PbS, $L = 3,4 \cdot 10^{-28} (\text{mol/l})^2$ bei 18 °C;
- e) PbCl₂, $L = 2,12 \cdot 10^{-5} (\text{mol/l})^3$ bei 25 °C.

10/40. Eine Lösung enthält a) I⁻ und Cl⁻, b) Br⁻ und Cl⁻. Sie wird mit Silbernitratlösung titriert. Bei welchem Verhältnis $c(\text{Cl}^-) : c(\text{I}^-)$, bzw. $c(\text{Cl}^-) : c(\text{Br}^-)$ beginnt AgCl auszufallen? $L(\text{AgCl}) = 1,61 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2$, $L(\text{AgBr}) = 6,3 \cdot 10^{-13} (\text{mol/l})^2$, $L(\text{AgI}) = 0,97 \cdot 10^{-16} (\text{mol/l})^2$.

10/41. Eine Lösung von KCl und KSCN wird mit Silbernitrat versetzt. Wann beginnt die Ausfällung von AgCl? Bei der Versuchstemperatur sind $L(\text{AgCl}) = 1 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2$ und $L(\text{AgSCN}) = 1 \cdot 10^{-12} (\text{mol/l})^2$.

10/42. Eine Lösung enthält im Liter 0,05 mol MgCl₂, 0,1 mol NH₄OH und 0,1 mol NH₄Cl. Durch Rechnung ist festzustellen, ob Mg(OH)₂ ausfällt. Das Löslichkeitsprodukt von Mg(OH)₂ $L = 5,5 \cdot 10^{-12} (\text{mol/l})^3$, $K_D(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$.

10/43. Zu 100 Milliliter einer Lösung, die 2 g MgCl₂ enthält, werden 100 ml 1 M NH₄OH-Lösung zugesetzt. Wieviel g/l NH₄Cl (= x Gramm) müssen

zugegeben werden, damit kein $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ausfällt? Löslichkeitsprodukt von $\text{Mg}(\text{OH})_2 L = 5,5 \cdot 10^{-12} (\text{mol/l})^3$, Dissoziationskonstante von NH_4OH $K_D = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$.

10/44. Welchen pH-Wert hat eine gesättigte $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -Lösung? Löslichkeitsprodukt von $\text{Ca}(\text{OH})_2 L = 5,47 \cdot 10^{-6} (\text{mol/l})^3$.

10.3.8 Komplex-Gleichgewichte

In bestimmten Fällen kann ein in Wasser schwer lösliches Salz dadurch in Lösung gebracht werden, daß durch Zusatz eines Komplexbildners die Metallionen des Salzes ein leicht lösliches Ion bilden.

So wird z. B. das komplexe Ion $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ aus Ag^+ und NH_3 gebildet.

Komplexe Ionen dissoziieren nur schwach, im angeführten Beispiel



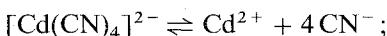
Nach dem MWG ist die Komplex-Dissoziationskonstante (oder Beständigkeitsskonstante)

$$K_D = \frac{c(\text{Ag}^+) \cdot [c(\text{NH}_3)]^2}{c[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} \approx 7 \cdot 10^{-8} (\text{mol/l})^2.$$

Je geringer der Komplex dissoziiert, desto kleiner ist der Wert seiner Komplex-Dissoziationskonstanten, das heißt, desto beständiger ist der Komplex.

Beispiel 10-26. Wird eine schwach alkalische Cadmiumsalz-Lösung mit einem Überschuß an Cyanid-Ionen versetzt, entsteht das komplexe Tetracyanocadmat-Ion $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$.

Zu berechnen ist, ob bei Zugabe von 0,1 mol Na_2S zu einer Lösung, die im Liter 0,1 mol $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ und 0,3 mol CN^- enthält, das Cadmium als CdS ausfällt. Löslichkeitsprodukt von $L(\text{CdS}) = 7 \cdot 10^{-28} (\text{mol/l})^2$.



$$K_D = \frac{c(\text{Cd}^{2+}) \cdot c^4(\text{CN}^-)}{c[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}} = 10^{-17} (\text{mol/l})^4.$$

Auflösung:

$$c(\text{Cd}^{2+}) = \frac{10^{-17} (\text{mol/l})^4 \cdot 0,1 \text{ mol/l}}{(0,3)^4 (\text{mol/l})^4} = 1,23 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l}.$$

Nach dem Zusatz von 0,1 mol Na₂S ist das Ionenprodukt

$$\begin{aligned} c(\text{Cd}^{2+}) \cdot c(\text{S}^{2-}) &= 1,23 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l} \cdot 10^{-1} \text{ mol/l} \\ &= 1,23 \cdot 10^{-17} (\text{mol/l})^2. \end{aligned}$$

Das Ionenprodukt ist größer als das Löslichkeitsprodukt L , daher wird CdS ausfallen.

Aufgaben: 10/45. Eisen(II)-salze reagieren mit Alkalicyanid unter Bildung des Fe(CN)₆-Ions.

[Fe(CN)₆]⁴⁻ dissoziiert nach der Gleichung



Die Komplex-Dissoziationskonstante

$$K_D = \frac{c(\text{Fe}^{2+}) \cdot c^6(\text{CN}^-)}{c[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}} \approx 10^{-44} (\text{mol/l})^6.$$

Es ist zu berechnen, ob durch Zugabe von 0,1 mol Na₂S zu einer Lösung, die im Liter 0,1 mol K₄[Fe(CN)₆] und 0,1 mol KCN enthält, FeS ausfällt. $L(\text{FeS}) = 3,7 \cdot 10^{-19} (\text{mol/l})^2$.

10.3.9 Verteilungsgleichgewicht

Verteilt sich ein Stoff zwischen zwei miteinander nicht mischbaren Flüssigkeiten, dann ist beim Gleichgewicht das Verhältnis der Konzentrationen des gelösten Stoffes in den beiden Phasen bei gegebener Temperatur konstant (Nernstscher Verteilungssatz).

Wird mit c_1 die Konzentration einer bestimmten Molekülart in der Phase 1, mit c_2 die Konzentration dieser Molekülart in der Phase 2 bezeichnet, dann ist die Gleichgewichtskonstante

$$K = \frac{c_1}{c_2};$$

K ist der *Verteilungskoeffizient*, er ist temperaturabhängig.

Als Konzentrationsangabe kann die Stoffmengenkonzentration c oder die Massenkonzentration β eingesetzt werden.

Beispiel 10-27. Der Verteilungskoeffizient von Iod zwischen Wasser und Schwefelkohlenstoff CS_2 bei Zimmertemperatur $K = 0,0017$.

1 Liter einer wäßrigen Iodlösung enthält 2 g Iod. Wieviel Gramm Iod verbleiben im Wasser, wenn a) einmal mit 50 ml CS_2 und b) zweimal mit je 25 ml CS_2 ausgeschüttelt wird?

a) Nach dem Ausschütteln sind noch x g Iod im Liter ($= \beta_1$) der wäßrigen Lösung enthalten, in den verwendeten 50 ml CS_2 daher $(2 - x)$ g Iod, entsprechend $(2 - x) \cdot 20$ Gramm im Liter ($= \beta_2$).

$$K = \frac{\beta_1}{\beta_2} = \frac{x}{(2 - x) \cdot 20},$$

daraus ist

$$x = \frac{K \cdot 40}{1 + K \cdot 20} = \frac{0,0017 \cdot 40}{1 + 0,0017 \cdot 20} = 0,0658 \text{ g/l Iod.}$$

b) Nach dem ersten Ausschütteln sind in 25 ml CS_2 enthalten $(2 - x)$ Gramm Iod, also $(2 - x) \cdot 40$ Gramm in 1 Liter; es ist

$$K = \frac{x}{(2 - x) \cdot 40},$$

daraus $x = 0,1273$ g Iod in 1 Liter Wasser.

Nach dem zweiten Ausschütteln (mit 25 ml CS_2) sind noch y Gramm Iod im Liter der wäßrigen Iodlösung enthalten, in 25 ml CS_2 daher $(0,1273 - y)$, im Liter also $(0,1273 - y) \cdot 40$ g Iod.

$$K = \frac{y}{(0,1273 - y) \cdot 40},$$

daraus $y = 0,0081$ g Iod in 1 l Wasser.

Der Ausschüttelleffekt wird demnach bei zweimaligem Ausschütteln mit jeweils dem halben Volumen an CS_2 größer!

Bemerkung. Das Verhältnis $\frac{c_1}{c_2}$ ist nur dann konstant zu erwarten, wenn der gelöste Stoff in beiden Phasen die gleiche molare Masse besitzt (also, daß z. B. der Stoff in beiden Phasen in Einzelmolekülen vorliegt und nicht in der einen Phase zu Doppelmolekülen assoziiert ist).

Aufgaben: 10/46. Nach dem Ausschütteln einer wäßrigen Diethylaminlösung mit Benzol wurden in der wäßrigen Phase 0,265 g Diethylamin im

Liter, in der Benzol-Phase 0,250 g/Liter gefunden. Berechne den Verteilungskoeffizienten K .

10/47. Zur Bestimmung des Verteilungskoeffizienten von Methanol zwischen Wasser und Nitrobenzol wurden 500 g frisch destilliertes Nitrobenzol mit 500 g einer wäßrigen, 20%igen Methanol-Lösung bei 20 °C 20 min kräftig geschüttelt und nach der Schichtentrennung in beiden Phasen der Methanolgehalt durch fraktionierte Destillation bestimmt. Als Mittelwerte mehrerer Bestimmungen ergab sich, daß 1 Liter Wasser 7,51 mol CH₃OH und 1 Liter Nitrobenzol 0,18 mol CH₃OH enthält. Berechne K .

10/48. 1 Liter einer wäßrigen Lösung, die 2,4 g Bernsteinsäure enthält, wird mit 3 Liter Diethylether ausgeschüttelt. Der Verteilungskoeffizient der Bernsteinsäure zwischen Wasser und Ether beträgt bei 15 °C 5,3. Wieviel Gramm Bernsteinsäure sind in je 1 Liter der beiden Phasen enthalten?

10.4 Bestimmung der molaren Masse

10.4.1 Mit Hilfe der Zustandsgleichung der Gase

Auf der allgemeinen Gasgleichung (für den idealen Gaszustand)

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

beruhen die Verfahren zur Bestimmung der molaren Masse nach Victor Meyer und nach Dumas.

Bei dem Verfahren nach Victor Meyer sind m , p und T vorgegeben, zu messen ist V . Bei dem Verfahren nach Dumas sind p , V und T vorgegeben, zu messen ist m .

Bestimmung der molaren Masse nach Victor Meyer

Beispiel 10-28. Die bekannte Masse m der Prüfsubstanz wird in einem Verdampfergefäß durch die umgebende Heizflüssigkeit verdampft. Ein dieser entstandenen Dampfmenge entsprechendes Luftvolumen wird in einem angeschlossenen Gasmeßrohr gesammelt, es verdrängt daraus das entsprechende Wasservolumen.

Einwaage $m = 0,1250$ g. Volumen der Luft im Meßrohr $V = 38,8 \text{ cm}^3 (= 0,0388 \text{ l})$. Im Gasmeßrohr ist eine Wassersäule von $h = 141 \text{ mm}$ verblieben. Temperatur 20 °C ($T = 293 \text{ K}$). Barometerstand 1020 mbar. $\rho_{20}(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/cm}^3 (= 1000 \text{ kg/m}^3)$.

Lösung der Aufgabe: Reduzierter Barometerstand 1016,7 mbar (s. S. 239).

Druck der im Meßrohr verbliebenen Wassersäule:

$$p(\text{Wassersäule}) = \frac{\text{Kraft}}{\text{Fläche}} = \frac{m \cdot g}{A} \quad (g = \text{Fallbeschleunigung}),$$

$$\text{Fläche } A = \frac{V}{h}; \quad \text{Masse } m = V \cdot \rho,$$

$$p(\text{Wassersäule}) = \frac{h \cdot V \cdot \rho \cdot g}{V} = h \cdot \rho \cdot g$$

$$= 0,141 \text{ m} \cdot 1000 \text{ kg/m}^3 \cdot 9,81 \text{ m/s}^2 = 1383 \frac{\text{kg}}{\text{m} \cdot \text{s}^2}$$

$$= 1383 \text{ Pa} = 13,8 \text{ mbar}.$$

Der Dampfdruck des Wassers bei 20 °C beträgt 23,4 mbar.

Druck der Luft im Meßrohr (\cong Druck der Prüfsubstanz):

$$\begin{aligned} p(\text{Substanz}) &= p(\text{Barometer}) - p(\text{Wasserdampfdruck}) - \\ &\quad - p(\text{Wassersäule}) \\ &= 1016,7 \text{ mbar} - 23,4 \text{ mbar} - 13,8 \text{ mbar} \\ &= 979,5 \text{ mbar} (= 0,9795 \text{ bar}), \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M &= \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} \\ &= \frac{0,1250 \text{ g} \cdot 0,08314 \text{ bar} \cdot 1/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293 \text{ K}}{0,9795 \text{ bar} \cdot 0,0388 \text{ l}} \\ &= 80,1 \text{ g/mol}. \end{aligned}$$

Bestimmung der molaren Masse nach Dumas

Beispiel 10-29. Ein Rundkolben mit ausgezogener Spitze wird mit Luft gefüllt gewogen. Durch die Spitze wird die leicht verdampfbare Prüfsubstanz eingebracht und im Heizbad verdampft, wodurch die Luft verdrängt wird. Nach Zuschmelzen des Kolbens und Abkühlen wird gewogen. Anschließend wird der mit Wasser gefüllte Kolben gewogen.

Kolben + Luft = 38,622 g; Kolben + Substanz = 39,264 g;
 Kolben + Wasser = 188,70 g. Barometerstand 1010 mbar
 (= 1,010 bar), Heizbadtemperatur 100 °C, Lufttemperatur 20 °C.
 $\rho(\text{Luft}) = 1,293 \text{ g/l}$.

Das Luftvolumen im Kolben ist mit hinreichender Genauigkeit
 $188,70 \text{ g} - 38,622 \text{ g} = 150,078 \text{ g} \cong 0,1501 \text{ Liter}$, wobei die Masse
 der Luft gegenüber der Masse des Wassers vernachlässigt wird;
 $\rho(\text{Wasser})$ wird mit 1 g/cm^3 angenommen.

$$m(\text{Luft}) = 0,1501 \text{ l} \cdot 1,293 \text{ g/l} = 0,194 \text{ g.}$$

$$m(\text{Kolben}) = 38,622 \text{ g} - 0,194 \text{ g} = 38,428 \text{ g.}$$

$m(\text{Substanz})$, die sich in Gasform im Kolben befindet = 39,264 g
 $- 38,428 \text{ g} = 0,836 \text{ g}$.

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{0,836 \text{ g} \cdot 0,08314 \text{ bar} \cdot \text{l}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 373 \text{ K}}{1,010 \text{ bar} \cdot 0,1501 \text{ l}}$$

$$= 171 \text{ g/mol.}$$

Aufgabe: 10/49. 0,412 g Iod wurden nach der Methode von Victor Meyer bei 450 °C verdampft und das Volumen der bei 450 °C verdrängten und bei 15 °C gemessenen Luft zu 39,3 cm³ bestimmt. Der korrigierte Luftdruck beträgt 974 mbar. Zu berechnen ist die molare Masse des Ioddampfes.

10.4.2 Aus der Dampfdruckerniedrigung

Der Dampfdruck einer Lösung ist kleiner als der des reinen Lösungsmittels. Der Dampfdruck einer Flüssigkeit nimmt mit steigender Temperatur zu.

Wird in einer Flüssigkeit ein Stoff gelöst, dessen Dampfdruck im Vergleich zu dem Dampfdruck des Lösungsmittels sehr klein ist, dann gilt für verdünnte Lösungen das *Raoult'sche Gesetz*.

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n(X)}{n(X) + n(\text{Lm})} = x(X).$$

Darin sind p_0 der Dampfdruck des reinen Lösungsmittels Lm, p der Dampfdruck der Lösung (bei gleicher Temperatur), $\Delta p = p_0 - p$ die Dampfdruckerniedrigung, $n(X)$ die Anzahl Mol des gelösten Stoffes X, $n(\text{Lm})$ die Anzahl Mol des Lösungsmittels und $x(X)$ der Stoffmengenanteil des gelösten Stoffes.

$\frac{\Delta p}{p_0}$, die relative Dampfdruckerniedrigung, ist der Anzahl der gelösten Teilchen X proportional.

Durch Umformung wird die oft gebräuchliche Form des Raoultschen Gesetzes erhalten: $p_0 = p + \Delta p$.

Aus

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{\Delta p}{p + \Delta p} = \frac{n(X)}{n(X) + n(Lm)}$$

ist

$$\Delta p \cdot n(X) + \Delta p \cdot n(Lm) = p \cdot n(X) + \Delta p \cdot n(X)$$

und

$$\frac{\Delta p}{p} = \frac{n(X)}{n(Lm)}.$$

Durch Einsetzen von $n = \frac{m}{M}$ erhält man

$$\frac{\Delta p}{p} = \frac{m(X) \cdot M(Lm)}{m(Lm) \cdot M(X)}$$

und

$$M(X) = \frac{m(X) \cdot M(Lm) \cdot p}{m(Lm) \cdot \Delta p}.$$

Beispiel 10-30. Der Dampfdruck einer Lösung von 10,94 g Anilin $C_6H_5NH_2$ in 100 g Ether wurde zu 281,1 mbar bestimmt. Der Dampfdruck von Ether bei der Versuchstemperatur beträgt 306,1 mbar. $M(\text{Ether}) = 74,12 \text{ g/mol}$. Zu berechnen ist die molare Masse von Anilin.

$$M(\text{Anilin}) = \frac{10,94 \text{ g} \cdot 74,12 \text{ g/mol} \cdot 281,1 \text{ mbar}}{100 \text{ g} \cdot (306,1 \text{ mbar} - 281,1 \text{ mbar})} = 91,2 \text{ g/mol}.$$

Aus der Formel $C_6H_5NH_2$ errechnet sich die molare Masse $M = 93,1 \text{ g/mol}$. Der Versuch zeigt, daß dem Anilin tatsächlich die Formel $C_6H_5NH_2$ zukommt.

10.4.3 Aus der Siedepunkterhöhung und Gefrierpunkterniedrigung

Der Siedepunkt einer Flüssigkeit ist die Temperatur, bei der der Dampfdruck der Flüssigkeit dem herrschenden Luftdruck das Gleichgewicht hält. Da durch Auflösen eines Stoffes in einer Flüssigkeit ihr Dampfdruck herabgesetzt wird (Dampfdruckerniedrigung), bedarf die Lösung einer erhöhten Wärmezufuhr (und damit einer höheren Temperatur), damit der Dampfdruck dem herrschenden Luftdruck wieder gleichkommt, das heißt, der Siedepunkt einer Flüssigkeit wird durch Auflösen eines Stoffes erhöht. Die Siedepunkterhöhung ist proportional der Masse des gelösten Stoffes und abhängig vom Lösungsmittel.

In analoger Weise wird der Gefrierpunkt einer Flüssigkeit durch einen in ihr gelösten Stoff erniedrigt (Beispiel: Kältemischung!).

Die Siedepunkterhöhung bzw. Gefrierpunkterniedrigung

$$\Delta\vartheta = \frac{m(X) \cdot K}{M(X) \cdot m(Lm)} = b(X) \cdot K.$$

Darin bedeuten: $m(X)$ die Masse des gelösten Stoffes in Gramm, $m(Lm)$ die Masse des Lösungsmittels in Kilogramm, $\Delta\vartheta$ die gemessene Siedepunkterhöhung ($\Delta\vartheta_b$) bzw. Gefrierpunkterniedrigung ($\Delta\vartheta_m$) in K, K eine Konstante des Lösungsmittels, und zwar die molale Siedepunkterhöhung oder ebullioskopische Konstante K_b bzw. die molale Gefrierpunkterniedrigung oder kryoskopische Konstante K_m .

Die Molalität

$$b(X) = \frac{n(X)}{m(Lm)} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m(Lm)} \text{ in mol/kg (s. S. 135).}$$

Ist in 1 kg Lösungsmittel 1 mol des Stoffes gelöst, wird $K = \Delta\vartheta$. Aus obiger Formel ist

$$K = \frac{M(X) \cdot m(Lm) \cdot \Delta\vartheta}{m(X)} = \frac{\Delta\vartheta}{b(X)}.$$

$$\text{Einheit: } \frac{K}{\text{mol/kg}} = K \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{Molare Masse: } M(X) = \frac{m(X) \cdot K}{m(Lm) \cdot \Delta\vartheta}.$$

Beispiel 10-31. 1,820 g Resorcin $C_6H_4(OH)_2$, in 100 g Ether gelöst, ergaben eine Siedepunkterhöhung $\Delta\vartheta_b = 0,354$ K. Die ebullioskopische Konstante $K_b(\text{Ether}) = 2,16 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ (aus Tabellen entnommen).

$$M(\text{Resorcin}) = \frac{1,820 \text{ g} \cdot 2,16 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,1 \text{ kg} \cdot 0,354 \text{ K}} = 111 \text{ g/mol.}$$

Methode nach Rast

Beispiel 10-32. Campher hat eine außerordentlich hohe Gefrierpunktterniedrigung, $K_m(\text{Campher}) = 40,0 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$. Darauf beruht die Bestimmung der molaren Masse im Schmelzpunktbestimmungsapparat.

22,1 mg einer organischen Substanz wurden in 293,5 mg Campher eingeschmolzen und anschließend der Schmelzpunkt dieser Mischung im zugeschmolzenen Schmelzpunkttröhrchen zu 159,2 °C bestimmt. Der Schmelzpunkt des reinen Camphers unter den gleichen Versuchsbedingungen war 178,5 °C. Zu berechnen ist die molare Masse der Prüfsubstanz.

$$\Delta\vartheta_m = 178,5 \text{ K} - 159,2 \text{ K} = 19,3 \text{ K.}$$

$$M = \frac{0,0221 \text{ g} \cdot 40,0 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}}{293,5 \cdot 10^{-6} \text{ kg} \cdot 19,3 \text{ K}} = 156 \text{ g/mol.}$$

Aufgaben: 10/50. 0,914 g Mannit $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{[CH(OH)]}_4-\text{CH}_2-\text{OH}$, in 7,45 g Wasser gelöst, ergaben eine Siedepunkterhöhung $\Delta\vartheta_b = 0,360$ K. Die ebullioskopische Konstante $K_b(\text{Wasser}) = 0,52 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$. Berechne die molare Masse von Mannit.

10/51. 0,380 g Benzaldehyd $C_6H_5\text{CHO}$, in 80 g Eisessig gelöst, ergaben eine Gefrierpunktterniedrigung $\Delta\vartheta_m = 0,171$ K. Die kryoskopische Konstante $K_m(\text{Eisessig}) = 3,9 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$. Berechne die molare Masse des Benzaldehyds.

10/52. 2,572 g Phenetol $C_6H_5\text{OC}_2\text{H}_5$, in 100 g Benzol gelöst, ergaben eine Gefrierpunktterniedrigung $\Delta\vartheta_m = 1,065$ K. Die kryoskopische Konstante des Benzols $K_m = 5,07 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$. Berechne die molare Masse des Phenetols.

10/53. Bei welcher Temperatur siedet eine Lösung von 4,40 g Anilin $C_6H_5\text{NH}_2$, gelöst in 75 g Benzol? Der Siedepunkt des reinen Benzols ist 80,12 °C, die ebullioskopische Konstante $K_b(\text{Benzol}) = 2,64 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$. $M(\text{Anilin}) = 93,13 \text{ g/mol.}$

10.5 Thermochemische Rechnungen

10.5.1 Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie

Chemische Reaktionen sind mit einem Energieumsatz verbunden. Im wesentlichen handelt es sich um freigesetzte bzw. zugeführte Wärmeenergie. Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Energie bleibt die Summe aller in einem abgeschlossenen System vorhandenen Energieformen bei sämtlichen in diesem System stattfindenden Energieumwandlungen konstant; Energie kann weder erzeugt noch vernichtet werden, sie wird aufgenommen bzw. freigesetzt.

Wird bei einer Reaktion Wärme freigesetzt (exotherme Reaktion), hat die abgegebene Wärmeenergie einen negativen Wert (das System verliert Energie). Wird einem Reaktionssystem Wärme zugeführt (endotherme Reaktion) ist der zugeführte Energiebetrag positiv.

Beispiel: $S + O_2 \rightarrow SO_2 - 296,8 \text{ kJ/mol}$.

Diese Angaben beziehen sich auf den stöchiometrischen Umsatz (molare Bildungswärme). Die „Wärmetönung“ ist temperaturabhängig. In der Regel sind Tabellenwerte auf 25 °C und 1013,25 mbar bezogen.

Jedes System enthält einen bestimmten Betrag an innerer Energie U . Thermochemische Reaktionen sind mit einer Energieänderung verbunden. Ist U_2 die innere Energie im Endzustand, U_1 jene im Anfangszustand, dann ist die Differenz die Reaktionsenergie bei konstantem Volumen.

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

Verläuft eine Reaktion unter konstantem äußerem Druck p und ändert sich das Volumen um den Betrag ΔV , dann leistet das System die Arbeit $p \cdot \Delta V$.

Wird dem System die Wärmeenergie ΔH (Reaktionsenthalpie) zugeführt, wird diese nicht nur für die Änderung der inneren Energie (ΔU) verbraucht, sondern auch, um die Volumenarbeit $p \cdot \Delta V$ zu leisten, und es ist $\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$ (Gesamtbetrag der umgesetzten Energie bei konstantem Druck).

H ist der Wärmeinhalt oder die Enthalpie des Systems, ΔH die Änderung der Enthalpie (Reaktionsenthalpie), ΔU die Änderung der inneren Energie (Reaktionsenergie).

Wird dem System Energie zugeführt, sind ΔH und ΔU positiv, wird Energie abgegeben, sind ΔH und ΔU negativ.

Treten bei einer Reaktion nur feste und flüssige Stoffe auf („konstantes Volumen“), dann ist die Volumenänderung ΔV praktisch Null, und es wird $\Delta H = \Delta U$. Nehmen gasförmige Stoffe an der Reaktion teil, sind die Werte der Reaktionsenergie (ΔU) und der Reaktionsenthalpie (ΔH) verschieden.

Die Enthalpie der Stoffe ist von ihrem Aggregatzustand (und gegebenenfalls von ihrer Modifikation) abhängig (z. B. Schwefel rhombisch, C-Graphit).

Die Reaktionsenthalpie ΔH wird (im Gegensatz zu der älteren Formulierung) nicht in die Reaktionsgleichung einbezogen, sondern sie wird als Zusatz zu der Reaktionsgleichung angegeben, z. B.



Gesetz von Hess. Nach dem Gesetz der konstanten Wärmesummen ist die Reaktionswärme eines Systems bei Umwandlung in ein anderes System unabhängig von dem Weg, auf dem die Umwandlung vollzogen wird. Es ist also ΔH einer chemischen Reaktion gleich der algebraischen Summe der ΔH der Zwischenstufen. Auf diese Weise können unbekannte Reaktionsenthalpien berechnet werden, die einer direkten Bestimmung nicht zugänglich sind.

Je nach Art der Reaktion unterscheidet man Bildungs-, Verbrennungs-, Neutralisations-, Verdünnungs-, Lösungs- und Schmelzenthalpie.

Die Bildungsenthalpie von Elementen ist Null.

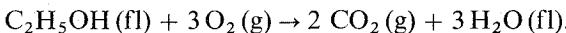
Die Bildungsenthalpie („Bildungswärme“) von Verbindungen wird auf die Bildung von 1 Mol der Verbindung aus den Elementen bezogen (molare Bildungsenthalpie).

Unter Verbrennungsenthalpie eines Stoffes versteht man die Reaktionsenthalpie (bei 25 °C und 1013,25 mbar), wenn 1 Mol der betreffenden Verbindung mit Sauerstoff verbrannt wird.

Die in älteren Tabellenwerken verzeichneten Bildungs- und Verbrennungswärmern usw. haben das entgegengesetzte Vorzeichen der Bildungs- und Verbrennungsenthalpien usw.

Die Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion wird errechnet aus der Summe der Bildungsenthalpien der entstandenen Stoffe, vermindert um die Summe der Bildungsenthalpien der Ausgangsstoffe.

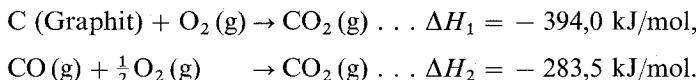
Beispiel 10-33. Die Bildungsenthalpien (entnommen aus einer Tabelle) betragen für $\text{CO}_2 \dots \Delta H = -394,0 \text{ kJ/mol}$, für H_2O (flüssig) $\dots \Delta H = -286,4 \text{ kJ/mol}$, für $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \dots \Delta H = -278,5 \text{ kJ/mol}$.



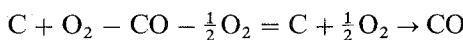
Daraus errechnet sich die Verbrennungsenthalpie für Ethanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ zu

$$2 \cdot (-394,0 \text{ kJ/mol}) + 3 \cdot (-286,4 \text{ kJ/mol}) - [(-278,5 \text{ kJ/mol}) + 0] \\ = -1368,7 \text{ kJ/mol}.$$

Beispiel 10-34. Zu berechnen ist die Bildungsenthalpie von CO aus C und O. Es gelten die Reaktionsgleichungen



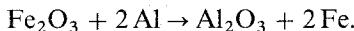
Die Differenz beider Gleichungen gibt



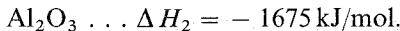
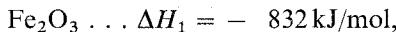
und

$$\Delta H_1 - \Delta H_2 = \Delta H = -110,5 \text{ kJ/mol}.$$

Beispiel 10-35. Welche Reaktionsenthalpie ergibt sich, wenn trockenes Fe_2O_3 durch Al reduziert wird?



Bildungsenthalpien:



Da die Bildungsenthalpien der Elemente Null sind, beträgt die Reaktionsenthalpie

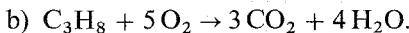
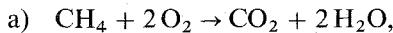
$$\Delta H = \Delta H_2 - \Delta H_1 = -1675 \text{ kJ} - (-832 \text{ kJ}) = -843 \text{ kJ}$$

(pro Formelumsatz).

Beispiel 10-36. Zu berechnen ist die Verbrennungsenthalpie von a) 1 m³ Methan CH_4 , b) 1 m³ Propan C_3H_8 . Molare Bildungs-

enthalpien: $\text{CH}_4 \dots \Delta H_1 = -74,9 \text{ kJ/mol}$, $\text{C}_3\text{H}_8 \dots \Delta H_2 = -103,8 \text{ kJ/mol}$, $\text{CO}_2 \dots \Delta H_3 = -394,0 \text{ kJ/mol}$ und H_2O (dampf) $\dots \Delta H_4 = -242,0 \text{ kJ/mol}$.

Reaktionsgleichungen:



a) $\Delta H = 2\Delta H_4 + \Delta H_3 - \Delta H_1 = -803,1 \text{ kJ/mol}$.

$0,0224 \text{ m}^3$ nehmen ein Volumen von 1 mol ein, daher für

$$1 \text{ m}^3 \dots \frac{-803,1 \text{ kJ}}{0,0224} = -35853 \text{ kJ}.$$

b) $\Delta H = 4\Delta H_4 + 3\Delta H_3 - \Delta H_2$

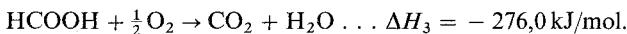
$$= -968,0 \text{ kJ} + (-1182,0 \text{ kJ}) - (-103,8 \text{ kJ})$$

$$= -2046,2 \text{ kJ}; \text{ für } 1 \text{ m}^3$$

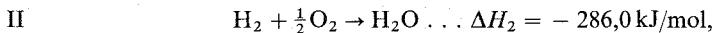
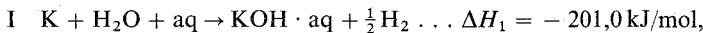
daher -91342 kJ .

Aufgaben: 10/54. Berechne die Reaktionsenthalpie beim Brennen von 1 kg CaCO_3 ($\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$). Die Bildungsenthalpie aus den Elementen beträgt für $\text{CaCO}_3 \Delta H_1 = -1212$, für $\text{CaO} \dots \Delta H_2 = -635$ und für $\text{CO}_2 \dots \Delta H_3 = -394 \text{ kJ/mol}$.

10/55. Berechne die Bildungsenthalpie der Ameisensäure aus den Elementen. Gegeben sind die thermochemischen Reaktionsgleichungen:



10/56. Berechne die Bildungsenthalpie von KOH aus folgenden Daten (aq bedeutet Lösungswasser).



10/57. Zu berechnen ist die Bildungsenthalpie der Benzoësäure $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ aus folgenden Angaben:

- I $C + O_2 \rightarrow CO_2 \dots \Delta H_1 = - 394,0 \text{ kJ/mol},$
 II $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O \text{ (fl)} \dots \Delta H_2 = - 286,4 \text{ kJ/mol},$
 III $C_6H_5COOH + \frac{15}{2} O_2 \rightarrow 7 CO_2 + 3 H_2O \text{ (fl)} \dots \Delta H_3 =$
 $= - 3233,0 \text{ kJ/mol}$ (bei konstantem Druck).

10/58. Die Lösungsenthalpie von NH_3 $\Delta H_1 = - 34,9 \text{ kJ/mol}$, von HCl $\Delta H_2 = - 73,5 \text{ kJ/mol}$. Die Reaktionsenthalpie beim Mischen beider Lösungen $\Delta H_3 = - 51,5 \text{ kJ/mol}$.

Berechne die Bildungswärme des festen NH_4Cl , wenn seine Lösungsenthalpie $\Delta H_4 = + 16,1 \text{ kJ/mol}$ beträgt.

10.5.2 Brennwert und Heizwert

Brennstoffe werden in der Regel nach ihrem Brennwert bzw. Heizwert beurteilt.

Nach DIN 5499 sind Brennwert und Heizwert Reaktionsenthalpien (Verbrennung unter konstantem Druck).

Da für den Betriebstechniker die Energie, die das System abgibt (im Sinne der Thermodynamik also negativ ist), einen „Energiegewinn“ darstellt, ist für ihn der Energiebetrag positiv. Bei Brennwert- und Heizwertberechnungen wird daher die Reaktionsenthalpie (Verbrennungsenthalpie) mit entgegengesetztem Vorzeichen eingesetzt.

Der Brennwert H_o (früher als „oberer Heizwert“ bezeichnet) kann bezogen werden

a) auf die Masse m des Brennstoffes. Er wird als spezifischer Brennwert H_o bezeichnet.

$$H_o = \frac{-\Delta H}{m} \quad \text{in kJ/kg.}$$

Unter H_o versteht man die Wärmemenge, die bei der Verbrennung von 1 kg eines festen oder flüssigen Brennstoffs entsteht und bei der das gebildete Wasser in flüssiger, also kondensierter Form vorliegt. Die Temperatur ist vor und nach der Reaktion $25^\circ C$.

b) auf die Stoffmenge n des Brennstoffes. Man erhält den molaren Brennwert $H_{o,m}$.

$$H_{o,m} = H_o \cdot M \quad \text{in kJ/mol.}$$

(Die molare Masse M in kg/mol.)

c) auf das Normvolumen V_n bei gasförmigen Brennstoffen. Er wird als volumenbezogener Brennwert $H_{o,n}$ in kJ/m^3 bezeichnet.

Der Heizwert H_u (früher als „unterer Heizwert“ bezeichnet) kann ebenfalls bezogen werden:

a) auf die Masse m des Brennstoffes. Er wird als spezifischer Heizwert H_u in kJ/kg bezeichnet.

Unter H_u versteht man die Wärmemenge, die bei der Verbrennung von 1 kg eines festen oder flüssigen Brennstoffs entsteht und bei der das gebildete Wasser in gasförmigem Zustand bei 25°C vorliegt.

b) auf die Stoffmenge n des Brennstoffes. Erhalten wird der molare Heizwert $H_{u,m}$ in kJ/mol .

c) auf das Normvolumen V_n bei gasförmigen Brennstoffen. Er wird als volumenbezogener Heizwert $H_{u,n}$ in kJ/m^3 bezeichnet.

Der Unterschied zwischen H_o und H_u liegt in der Verdampfungsenthalpie des Wassers bei 25°C . Die spezifische Verdampfungsenthalpie beträgt 2442 kJ/kg , die molare Verdampfungsenthalpie 44 kJ/mol , die volumenbezogene Verdampfungsenthalpie 1990 kJ/m^3 .

Beispiel 10-37. Als Brennstoff wird Propan C_3H_8 verwendet. Das molare Volumen $V_{m,n}(\text{Propan}) = 21,94 \text{ l}$, die Verbrennungsenthalpie $\Delta H = -2221 \text{ kJ/mol}$. (Die Verbrennungswärme ist daher $+2221 \text{ kJ/mol}$.)

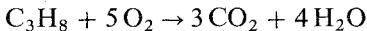
Berechnung des Brennwertes $H_{o,n}$. Das entstandene Wasser wird in flüssiger Form erhalten.

$$1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8 \hat{=} 21,94 \text{ l},$$

in 1 m^3 sind daher $45,58 \text{ mol}$ enthalten.

$$H_{o,n} = 45,58 \text{ mol/m}^3 \cdot + 2221 \text{ kJ/mol} = 101\,233 \text{ kJ/m}^3.$$

Berechnung des Heizwertes $H_{u,n}$. Die Verdampfungswärme des Wassers ist in Abzug zu bringen. Nach der Gleichung



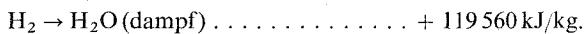
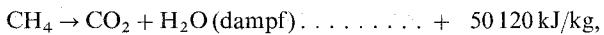
entstehen bei der Verbrennung von 1 mol C_3H_8 4 mol Wasserdampf.

$45,58 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8$ (in 1 m^3) ergeben $4 \cdot 45,58 \text{ mol/m}^3$ Wasser mit der Verdampfungswärme $4 \cdot 1990 \text{ kJ/m}^3 = 7960 \text{ kJ/m}^3$.

$$H_{u,n} = 101\,233 \text{ kJ/m}^3 - 7960 \text{ kJ/m}^3 = 93\,273 \text{ kJ/m}^3.$$

Aufgaben: 10/59. Berechne den Heizwert von Benzol C₆H₆. Die Verbrennungswärme des Benzols beträgt 3140 kJ/mol.

10/60. Berechne den Heizwert eines Wassergases mit folgenden Volumenanteilen: $\varphi(\text{CO}_2) = 3,3\%$, $\varphi(\text{CO}) = 44,0\%$, $\varphi(\text{CH}_4) = 0,4\%$, $\varphi(\text{H}_2) = 48,6\%$ und $\varphi(\text{N}_2) = 3,7\%$. Gegeben sind die Verbrennungswärmen



11 Lösungen zu den Aufgaben

1/1. a) 0,75; b) 0,6; c) 0,084; d) 2,3; e) 3,33.

1/2. a) $\frac{2}{5}$; b) $\frac{307}{100}$; c) $\frac{3}{100}$; d) $\frac{5}{4}$.

1/3. a) $\frac{7}{2}$; b) $\frac{19}{4}$; c) $\frac{57}{10}$; d) $\frac{7}{5}$; e) $\frac{1443}{20}$.

1/4. a) 4; b) $2\frac{1}{2}$; c) $3\frac{3}{8}$; d) $12\frac{1}{12}$; e) $41\frac{2}{9}$.

1/5. a) 0,125; b) 0,05; c) 0,133; d) $\frac{2}{3}$; e) $\frac{9}{4}$; f) $\frac{4}{11}$.

1/6. a) $\frac{1}{2}$; b) $\frac{2}{5}$; c) $\frac{3}{4}$; d) $\frac{13}{8}$; e) $\frac{23}{26}$.

1/7. a) $\frac{10}{20}, \frac{15}{20}, \frac{16}{20}$; b) $\frac{36}{96}, \frac{56}{96}, \frac{27}{96}$;

c) $\frac{24}{36}, \frac{8}{36}, \frac{21}{36}$; d) $\frac{5}{60}, \frac{26}{60}, \frac{43}{60}$.

1/8. a) $\frac{1}{2}$; b) $1\frac{5}{12}$; c) $7\frac{7}{8}$; d) $9\frac{3}{20}$; e) $\frac{23}{24}$; f) $1\frac{1}{18}$; g) 11.

1/9. a) $\frac{1}{2}$; b) $\frac{5}{18}$; c) $1\frac{1}{15}$; d) $1\frac{3}{10}$; e) $6\frac{3}{4}$; f) $1\frac{3}{8}$.

1/10. a) $\frac{2}{5}$; b) $2\frac{3}{20}$; c) $\frac{5}{6}$.

1/11. a) $\frac{2}{3}$; b) $1\frac{1}{2}$; c) $\frac{1}{2}$; d) $\frac{4}{15}$; e) $\frac{1}{5}$; f) 1; g) $9\frac{4}{5}$.

1/12. a) $\frac{1}{3}$; b) $\frac{2}{23}$; c) $\frac{7}{48}$; d) $\frac{3}{20}$; e) $1\frac{1}{5}$; f) $\frac{8}{9}$; g) 8;

h) $1\frac{1}{2}$; i) $\frac{21}{2}$; j) $\frac{44}{3}$.

1/13. a) $1\frac{1}{2}$; b) $\frac{2}{3}$; c) $1\frac{1}{2}$.

1/14. 81,3 g.

1/15. 134,04 g.

1/16. 306,3 g Braunstein und 1429,5 g konz. Salzsäure.

1/17. 191 ml.

1/18. 4,8 g Kochsalz und 55,2 g Wasser.

1/19. 104,2 g 96%ige Säure und 145,8 g Wasser.

1/20. 114,7 Liter.

1/21. a) 18; b) 6; c) 1,2; d) 8.

1/22. 157,9 g Schwefelsäure, 105,2 g Salpetersäure und 52,6 g Benzol.

1/23. 43,8 kg Natriumnitrat und 52,6 kg 98%ige Schwefelsäure.

1/24. 31,1 g.

1/25. 76,0 g Zinn(II)-chlorid; 82,2 g 30%ige Salzsäure.

1/26. 128,1 kg 29,5%ige Salzsäure.

1/27. 164,6 g 82%ige Pottasche.

1/28. 256 kg 75%ige Schwefelsäure.

1/29. 25 Gefäße.

1/30. $p_1 : p_2 = V_2 : V_1$, daraus $V_2 = 48,85 \text{ cm}^3$.

1/31. a) 100; 8; 0,4; 0,1; 0,032. b) 0,25; 5; 100; 0,15; 0,0127; 0,093.
c) 60; 1200; 225; 18.

1/32. a) 16%, 0,53%, 5%, 64%; b) 33,3%, 0,83%, 6,25%, 250%;
c) 0,526%, 1%, 10%, 0,2%.

1/33. a) 30; 40; 1500; 85,71. b) 24,5; 10,79; 2,579.
c) 0,1125; 0,1935; 45; 6.

1/34. a) 20 g; b) 100 g; c) 360 g; d) 900 g.

1/35. a) 0,216 kg; b) 35,352 kg; c) 28,008 kg; d) 12,636 kg.

1/36. 268,8 g, 281,6 g, 294,4 g und 307,2 g.

1/37. 26,74 g.

1/38. 41,90%.

1/39. 242,76 kg.

1/40. 72,96 g.

1/41. 30 393,7 kg 100%ige Säure.

1/42. 8,27%.

1/43. a) $0,06 = 6 \cdot 10^{-2} = 6\%$; b) $0,06 = 60 \cdot 10^{-3} = 60\text{‰}$;
b) 84,5%, 845‰; c) 0,7%, 7‰; d) 0,042%, 0,42‰.

1/44. a) 620 ppm; b) 8000 ppm; c) 4,5 ppm.

1/45. a) $45,2 \cdot 10^{-2} = 0,452$; b) 0,0094; c) $35,7 \cdot 10^{-3} = 0,0357$;
d) 0,00086; e) $425 \cdot 10^{-6} = 0,000425$; f) 0,0000184;
g) 0,001083.

1/46. 13,74% Mn.

1/47. 82,83 g/Liter.

1/48. 1,0354.

1/49. a) 0,5 g; b) 1 g; c) 0,25 g; d) 3,2 g; e) 0,5 g; f) 1,4693 g;
g) 0,69075 g; h) 0,7835 g; i) 1,2294 g.

1/50. a) 10 ml; b) 5 ml; c) 4 ml; d) 0,5 ml; e) 1,25 ml; f) 1 ml.

1/51. a) 2 g; b) 0,45813 g; c) 0,80888 g; d) 0,38248 g; e) 10 ml;
f) 2 ml.

1/52. a) 1,139; b) 1,498; c) 1,163; d) 1,104 g/cm³.

1/53. a) 81,34%; b) 69,18%; c) 12,52%; d) 48,87%.

1/54. a) 1,051; b) 1,445; c) 1,279 g/cm³.

1/55. a) 27; b) 0,008; c) 0,000016; d) 1953,125; e) $\frac{1}{64}$; f) $\frac{9}{4}$.

1/56. a) 3³; b) 10⁵; c) 0,2⁷; d) 3³; e) 10²; f) 10⁻³; g) 10⁷.

1/57. a) $2,3815 \cdot 10^4$; b) $3,28 \cdot 10^1$; c) $4,5 \cdot 10^5$;
d) $2,9673 \cdot 10^3$; e) $5,14 \cdot 10^{-1}$; f) $8,7 \cdot 10^{-3}$;
g) $6,54 \cdot 10^{-5}$.

1/58. a) 9; b) 1,1; c) 0,6; d) 10^2 ; e) 0,2.

1/59. a) $16a + 3b$; b) $-2b - 5c$; c) $-9a - b$; d) $9a - 4b + 4c$; e) $2a + 10b + 2c$.

1/60. a) $60 + a - b$; b) $10a + 10b$.

1/61. a) $3a^3$; b) $2x^5$; c) $8a^3b^5$; d) $2a^3b^3c^2$; e) $6a^4b^3c^2$.

1/62. a) $-6ab$; b) $-30a^2$; c) $-8ab^2$; d) $24a^4$; e) $-40a^4b^4$.

1/63. a) $-12ac - 6bc$; b) $56a^3b - 16ab^2$; c) $6a^2 - 5ab - 25b^2$; d) $4a^3 + 4a^2b^2 - ab - b^3$; e) $-24ab^2 + 32ab - 10a$; f) $15a^2 - 23ab - 6ac + 8bc + 4b^2$.

1/64. a) $2abc$; b) $-6abc^2$; c) $3x^2y - 4xy^2 + 2$; d) $a + b$; e) $3a + 2x$; f) $x^2 + xy + y^2$.

1/65. a) $a^{-5} = \frac{1}{a^5}$; b) $a^3b^{-3} = \frac{a^3}{b^3} = \left(\frac{a}{b}\right)^3$; c) $b^{-6} = \frac{1}{b^6}$; d) a.

1/66. a) $x = 1$; b) $x = -2$; c) $x = a$; d) $x = -\frac{1}{2}$; e) $x = 7$;

f) $x = 2$ (zuerst Multiplizieren mit den Klammerausdrücken).

1/67. a) Spannung = Stromstärke · Widerstand;

$$\text{Widerstand} = \frac{\text{Spannung}}{\text{Stromstärke}};$$

b) $g = \frac{2A}{h}$; $h = \frac{2A}{g}$; c) $d = \sqrt{\frac{4A}{\pi}} = 2\sqrt{\frac{A}{\pi}}$.

1/68. a) $x = 24$; b) $x = 13a$; c) $x = 4$; d) $x = 3$; e) $x = -1$.

1/69. a) 43 und 107; b) 10; c) 61 kg; d) 10 Tage; e) 25 min.

1/70. a) $x = 8$; $y = 4$; b) $x = 3$, $y = 2$; c) $x = 5$, $y = 3$;

d) $x = 12$, $y = 3$; e) $x:y = 2:5$, $x + y = 35$, daraus $x = 10$ kg Zink, $y = 25$ kg Kupfer; f) $h = 5$ cm, $g = 8$ cm.

1/71. a) $x_1 = 4$, $x_2 = -3$; b) $x_1 = -4$, $x_2 = -5$; c) $x_1 = 4$,

x₂ = 3; d) $x_1 = 3$, $x_2 = -3$; e) $x_1 = \frac{2}{3}$, $x_2 = \frac{1}{3}$.

1/72. a) 1,5340; b) 0,9410; c) 0,6609 - 1 (= -0,3391);

d) $0,7243 - 3$ (= -2,2757); e) 3,3911.

1/73. a) 7,335; b) 14,23; c) 1,041; d) 0,03548; e) 0,1041;

f) $-2,540 = 0,460 - 3$, N = 0,002884.

- 1/74.** a) 750 m; b) 24 m 3 dm; c) 47 m 5 dm 2 cm;
d) 19 cm 7,4 mm; e) 20 km 504 m; f) 3 cm 2 mm.
- 1/75.** a) 4,7 m (47 dm); b) 1,027 m (1027 mm);
c) 32,185 m (32 185 mm); d) 3,9 dm (39 cm);
e) 8,06 cm (80,6 mm); f) 52,038 km (52 038 m).
- 1/76.** a) 19 dm²; b) 5 m² 3 dm² 92 cm²; c) 19 dm² 7 cm² 60 mm²;
d) 7 m² 30 dm² 48 cm² 90 mm²; e) 400 m².
- 1/77.** a) 2,9 m² (290 dm²); b) 15,04 m² (1504 dm²);
c) 8,0904 m² (80 904 cm²); d) 21,0218 dm² (210 218 mm²);
e) 3,0005 dm² (30 005 mm²); f) 1,12 cm² (112 mm²).
- 1/78.** a) 765 dm³ 428 cm³; b) 2 m³ 7 dm³ 603 cm³ 840 mm³;
c) 19 cm³ 700 mm³; d) 9 cm³ 2 mm³.
- 1/79.** a) 2,342 m³ (2342 dm³); b) 41,009 m³ (41 009 dm³);
c) 0,817 dm³ (817 cm³); d) 5,073 dm³ (5073 cm³);
e) 0,073487 dm³ (73 487 mm³).
- 1/80.** a) 225 Liter; b) 54 Liter; c) 80 Liter; d) 0,042 Liter;
e) 2,087 Liter; f) 3000 Liter; g) 5,5 Liter.
- 1/81.** a) 3,78 m³; b) 0,072936 m³; c) 0,8104 m³; d) 0,7849 m³.
- 1/82.** a) 370 000 ml; b) 4500 ml; c) 90 ml; d) 840 ml; e) 34 ml.
- 1/83.** a) 5° 24'; b) 17° 54'; c) 8° 45'; d) 12° 48'; e) 3'.
- 1/84.** a) 1° 44'; b) 6° 50' 35"; c) 1° 55".
- 1/85.** a) 42 kg 709 g; b) 870 g; c) 1 g 243,9 mg; d) 9 kg 5 g;
e) 750 kg.
- 1/86.** a) 1,09 kg (1090 g); b) 42,034 kg (42 034 g); c) 0,802 kg (802 g);
d) 8,023 t (8023 kg).
- 1/87.** a) 2880 min; b) 40 min; c) 420 min; d) 150 min;
e) 75 min; f) 39 min; g) 1,6 min; h) 2,25 min; i) 0,2 min.
- 1/88.** a) 1 min 10,8 s; b) 25 s.
- 1/89.** a) 16,4 cm; b) 10,04 m.
- 1/90.** 45 cm.
- 1/91.** a) $U = 12 \text{ m}$, $A = 9 \text{ m}^2$, $d = 4,242 \text{ m}$; b) $U = 1 \text{ m}$ 7 dm 4 cm,
 $A = 18 \text{ dm}^2$ 92 cm² 25 mm², $d = 6 \text{ dm}$ 1 cm 5,09 mm;
c) $U = 2,86 \text{ m}$, $A = 0,511225 \text{ m}^2$ (= 51 dm² 12 cm² 25 mm²),
 $d = 1,011 \text{ m}$.

1/92. a) $s = 14,6 \text{ dm}$, $U = 58,4 \text{ dm}$; b) $s = 87 \text{ m}$, $U = 348 \text{ m}$.

1/93. $A = 1,445 \text{ dm}^2$.

1/94. a) $U = 43 \text{ dm}$, $A = 113,16 \text{ dm}^2$, $d = 15,36 \text{ dm}$; b) $U = 116 \text{ cm}$, $A = 805 \text{ cm}^2$, $d = 41,8 \text{ cm}$. (Berechne d mit Hilfe des Pythagoreischen Lehrsatzes.)

1/95. $h = 9,5 \text{ cm}$, $A = 117,8 \text{ cm}^2$.

1/96. $h = 6 \text{ m } 4 \text{ cm}$.

1/97. a) $g = 7,5 \text{ m}$; b) $g = 5 \text{ dm}$.

1/98. $U = 12 \text{ cm}$, $A = 6 \text{ cm}^2$.

1/99. a) 24 cm^2 ; b) 2250 m^2 .

1/100. $A = 80 \text{ cm}^2$.

1/101. a) $U = 48,67 \text{ cm}$, $A = 188,6 \text{ cm}^2$; b) $U = 11,3 \text{ m}$, $A = 10,17 \text{ m}^2$;
c) $U = 27,3 \text{ dm}$, $A = 59,42 \text{ dm}^2$; d) $U = 0,424 \text{ m}$, $A = 0,0143 \text{ m}^2$.

1/102. a) $50,24 \text{ m}^2$; b) $5,31 \text{ dm}^2$; c) $154,1 \text{ cm}^2$.

1/103. a) 957 cm^2 ; b) $1145,3 \text{ cm}^2$.

1/104. $2,4 \text{ mm}$.

1/105. a) $1,5 \text{ m}^2$; b) $3,14 \text{ m}^2$.

1/106. a) Breite = $0,5 \text{ dm}$, $A = 3,37 \text{ dm}^2$; b) Breite = $1,44 \text{ cm}$,
 $A = 29,4 \text{ cm}^2$.

1/107. a) $197,82 \text{ cm}^2$; b) 7 m^2 40 dm^2 54 cm^2 .

1/108. a) $V = 27 \text{ dm}^3$, $A = 54 \text{ dm}^2$; b) $V = 1 \text{ m}^3$ 295 dm^3 29 cm^3 ,
 $A = 7 \text{ m}^2$ 12 dm^2 86 cm^2 ; c) $V = 11,39 \text{ m}^3$, $A = 30,375 \text{ m}^2$.

1/109. a) $4,23 \text{ cm}$; b) $1,87 \text{ m}$; c) $2 \text{ cm } 8 \text{ mm}$; d) 13 dm .

1/110. a) $V = 15\,552 \text{ cm}^3$, $A = 3888 \text{ cm}^2$; b) $V = 3,6 \text{ m}^3$, $A = 15,88 \text{ m}^2$.

1/111. 119 cm .

1/112. a) 567 Liter ($1 \text{ cm} = 13,5 \text{ Liter}$); b) 3240 Liter ($1 \text{ cm} = 60 \text{ Liter}$).

1/113. $3,14 \text{ m}^2$.

1/114. $452,63 \text{ dm}^3$.

1/115. Aufgerundet 198 mal.

1/116. 2289 Liter.

1/117. Innerer Durchmesser (nach Abzug der Wandstärke) = 78 cm.

$$h = \frac{V}{r^2 \cdot \pi} = \frac{275\,000}{39^2 \cdot \pi} = 57,5 \text{ cm}.$$

1/118. $A = 11,52 \text{ cm}^2$, $V = 2,25 \text{ cm}^3$.

1/119. Der Radius des Sechsecks ist ebenso groß wie die Sechseckseite.
Seitenhöhe = 48,9 cm, Pyramidenhöhe = 45,8 cm. $A = 3972 \text{ cm}^2$,
 $V = 15\,847 \text{ cm}^3$.

1/120. a) Mantel = 77,8 cm², $V = 68,9 \text{ cm}^3$; b) Mantel = 39,69 dm²,
 $V = 25,12 \text{ dm}^3$.

1/121. Grundfläche = 3600 cm².

1/122. 16,56 Liter.

1/123. 1687,75 cm².

1/124. $M = 263,88 \text{ cm}^2$, $A = 399,88 \text{ cm}^2$, $V = 522,7 \text{ cm}^3$.

1/125. $r = 4 \text{ dm}$, $V = 267 \text{ dm}^3$.

1/126. Das Gefäß besteht aus dem zylindrischen Teil und einer Halbkugel.
Volumen des Zylinders $V_Z = r^2 \cdot \pi \cdot h_Z$ (h_Z = Höhe des Zylinders).
Volumen der Halbkugel

$$V_K = \frac{2 \cdot r^3 \cdot \pi}{3};$$

Gesamtvolumen

$$V = V_Z + V_K = r^2 \cdot \pi \cdot \left(h_Z + \frac{2r}{3} \right);$$

h_Z = Gesamthöhe – Radius = 40 – 11 = 29 cm; $V = 13,8 \text{ Liter}$.

1/127. a) 0,5783; b) 0,4120; c) 0,9996; d) 0,8220; e) 3,707;
f) 3,816.

1/128. a) 41,30 und 102,22 cm; b) 4,21 und 5,25 m; c) 110,9 und
57,7 mm.

1/129. a) $n = 1,553$; b) $n = 1,497$.

1/130. $\frac{h}{d \cdot \pi} = \tan \alpha$, daraus ist α bei a) $4^\circ 33'$, bei b) $4^\circ 10'$.

1/131. –

1/132. a) 23 g; b) 37 g; c) 55 g; d) 102 g.

2/1. $\rho = 1,2804 \text{ g/ml.}$

2/2. 118,64 g.

2/3. 285,7 ml.

2/4. 288 g.

2/5. 1200 g.

2/6. 2368 g.

2/7. $V = 177,8 \text{ Liter}; 8 \text{ Gefäße.}$

2/8. 52,9 cm.

2/9. 6238 kg.

2/10. a) $V_E = 500 \cdot (1 + 12 \cdot 8,3 \cdot 10^{-4}) = 500,498 \text{ cm}^3;$
b) 2,022 m³; c) 20,297 cm³.

2/11. a) $\rho_{100} = 13,354 \text{ g/cm}^3;$ b) $\Delta\vartheta = -5 \text{ K}, \rho_{15} = 13,559 \text{ g/cm}^3.$

2/12. $\rho_{20} = 1,203 \text{ g/cm}^3.$

2/13. a) 0,792 g/cm³; b) 0,791 g/cm³.

2/14. 2,8 g/cm³.

2/15. 0,73 g/cm³.

2/16. a) 1,2085 g/cm³; b) 1,2240 g/cm³.

2/17. a) 0,879 g/cm³; b) 0,8785 g/cm³.

2/18. a) 8,065 g/cm³; b) 8,227 g/cm³.

2/19. 2,045 g/cm³.

2/20. a) 4 t; b) 2,5 m³.

3/1. a) 17,04 g/mol; b) 141,94 g/mol; c) 197,34 g/mol;
d) 323,2 g/mol; e) 342,17 g/mol; f) 74,10 g/mol;
g) 60,06 g/mol; h) 286,19 g/mol; i) 392,21 g/mol.

3/2. a) 126,75 (126,753) g/mol; b) 162,20 (162,206) g/mol;
c) 136,29 (65,39 + 70,91 = 136,30) g/mol;
d) 78,05 (78,046) g/mol; e) 150,71 (150,709) g/mol;
f) 77,98 (77,9783) g/mol; g) 128,18 (128,17) g/mol;
h) 94,12 (94,113) g/mol; i) 123,12 (123,112) g/mol;
k) 294,20 (294,1846) g/mol; l) 158,04 (158,0340) g/mol;
m) 96,11 (96,086) g/mol; n) 121,64 (121,64) g/mol;
o) 172,19 (172,173) g/mol; p) 246,52 (246,476) g/mol.

3/3. a) 28,02 g; b) 2,02 g; c) 70,90 g.

3/4. a) 58,44 g; b) 56,08 g; c) 239,3 g; d) 208,23 g;
e) 80,07 g; f) 46,03 g; g) 136,18 g; h) 68,17 g;
i) 499,48 g.

3/5. a) 588,12 g; b) 76,9 g; c) 0,624 g; d) 871,30 g.

3/6. a) 2 mol; b) 2,5 mol; c) 5,55 mol;
d) 2031 mol (= 2,031 kmol); e) 0,391 mol.

3/7. a) 1,252 mol Br₂; b) 0,240 mol; c) 6,302 mol;
d) 0,253 mmol; e) 1,341 mmol; f) 49,90 mol;
g) 16,485 mol.

3/8. a) NH₄Cl; b) Mg(OH)₂; c) Na₂HPO₄; d) Fe₂(SO₄)₃;
e) Na₂CO₃ · 10 H₂O.

3/9. a) 50,05% S, 49,95% O; b) 26,19% N, 7,55% H, 66,26% Cl;
c) 19,15% Na, 0,84% H, 26,71% S, 53,30% O;
d) 24,47% C, 3,09% H, 32,60% O, 39,84 K;
e) 10,06% C, 0,85% H, 89,09% Cl;
f) 15,77% Al, 28,12% S, 56,11% O.

3/10. a) 32,69%; b) 22,57%; c) 9,95%; d) 40,56%; e) 24,53%.

3/11. a) 28,58%; b) 55,91%.

3/12. a) 37,04%; b) 63,92%.

3/13. a) 47,81%; b) 34,30%.

3/14. 85,86 g.

3/15. 941,3 kg.

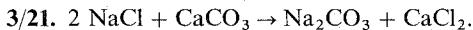
3/16. a) NaCl; b) Na₃AlF₆; c) C₂H₅I; d) CaCl₂ · 6 H₂O;
e) Na₂B₄O₇ · 10 H₂O.

3/17. a) CaO · MgO · 2 CO₂ = CaCO₃ · MgCO₃;
b) K₂O · Al₂O₃ · 6 SiO₂ = KAlSi₃O₈.

3/18. a) C₅H₅N; b) C₄H₆O₆; c) C₁₀H₆O₄N₂.

3/19. a) 2 Al + 3 O → Al₂O₃; b) 2 KClO₃ → 2 KCl + 3 O₂;
c) 2 Fe(OH)₃ → Fe₂O₃ + 3 H₂O;
d) 2 NH₃ + H₂SO₄ → (NH₄)₂SO₄;
e) TiF₄ + 2 H₂SO₄ → 4 HF + 2 SO₃ + TiO₂;
f) C₂H₄O₂ + 2 O₂ → 2 CO₂ + 2 H₂O.

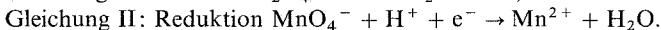
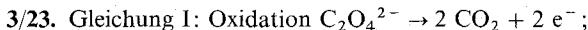
3/20. CaO + 3 C → CaC₂ + CO.



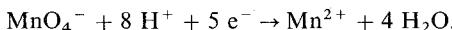
3/22. a) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$, Ladungszahl von $\text{Na}^+ \dots + 1$, von $\text{OH}^- \dots - 1$;

b) $2 \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$, Ladungszahl von $\text{Na}^+ \dots + 1$, von $\text{CO}_3^{2-} \dots - 2$;

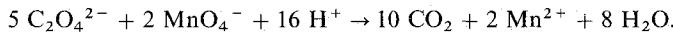
c) $\text{Ba}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$, Ladungszahl von $\text{Ba}^{2+} \dots + 2$, von $\text{Cl}^- \dots - 1$.



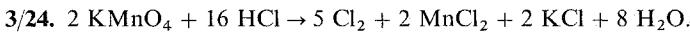
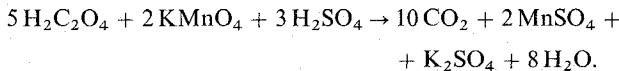
Die 4 O-Atome des KMnO_4 geben 4 H_2O , die ihrerseits 8 H^+ erfordern. Daher die Ladungszahlen der linken Gleichungshälfte: $-1 + 8 \rightarrow +7$, rechts: $+2$. Die Summe der Ladungszahlen muß ausgeglichen sein, daher links 5 Elektronen einsetzen:



Addition beider Gleichungen unter Ausgleich der Elektronenbilanz: I mit 5, II mit 2 multiplizieren, damit treten in jeder Gleichungshälfte 10 e^- auf.



Von den 16 H^+ stammen 10 aus der Oxalsäure, der Rest (= 6) aus der H_2SO_4 ; Mn^{2+} liegt als MnSO_4 vor, K aus KMnO_4 bildet K_2SO_4 . Die stöchiometrische Gleichung lautet:



3/25. a) $\text{H}^{+I} \text{Cl}^x$, $1 \cdot (+1) + 1 \cdot x = 0$, daraus $x = -1$;

b) $\text{H}_2^{+I} \text{S}^x \text{O}_4^{-II}$, $2 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0$, $x = +6$;

c) $\text{K}^{+I} \text{Mn}^x \text{O}_4^{-II}$, $1 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0$, $x = +7$;

d) $\text{K}_2^{+I} \text{Cr}_2^x \text{O}_7^{-II}$, $2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-II) = 0$, $x = +6$;

e) NO_3^- hat die Ladungszahl -1 , $\text{N}^x \text{O}_3^{-II}$, $x + 3 \cdot (-2) = -1$,

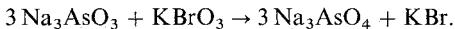
$x = +5$; $\text{Cu}^x (\text{N}^{+V} \text{O}_3^{-II})_2$, $1 \cdot x + 2 \cdot (+5) + 6 \cdot (-2) = 0$,

$x = +2$.

3/26. a) +IV; b) +VI; c) +I; d) +I; e) +II; f) +III;
g) +IV; h) +V.

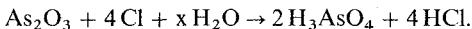
3/27. a) Oxidationszahl von As in Na_3AsO_3 + III, in Na_3AsO_4 + V; von Br in KBrO_3 + V, in KBr - I.

b) $\text{Na}_3\text{As}^{+III}\text{O}_3 + \text{KBr}^{+V}\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{As}^{+V}\text{O}_4 + \text{KBr}^{-1}$; Änderung der Oxidationszahlen: Zunahme für 1 Atom As . . . ($3 \rightarrow 5$) . . . = 2, Abnahme für 1 Atom Br . . . ($5 \rightarrow -1$) . . . = 6. Die Erhöhung der Oxidationszahl des Reduktionsmittels Na_3AsO_3 muß gleich sein der Abnahme der Oxidationszahl des Oxidationsmittels KBrO_3 , folglich werden für 3 Na_3AsO_3 zur Oxidation 1 KBrO_3 benötigt. Die Gleichung lautet:



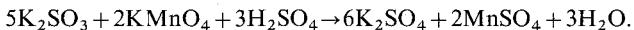
3/28. $\text{H}_2\text{S}^{-II} + \text{I}^0 \rightarrow \text{S}^0 + \text{HI}^{-1}$; Änderung der Oxidationszahlen: Zunahme für 1 Atom S . . . = 2, Abnahme für 1 Atom I . . . = 1. Ausgleich: Es werden 2 Atome I benötigt: $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + 2 \text{HI}$.

3/29. $\text{As}_2^{+III}\text{O}_3 + \text{Cl}^0 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{As}^{+V}\text{O}_4 + \text{HCl}^{-1}$; Änderung der Oxidationszahlen: Zunahme von As in As_2O_3 bei 2 Atomen As . . . = 4, Abnahme von Cl bei 1 Atom Cl . . . = 1. Ausgleich: 1 As_2O_3 benötigt 4 Cl, und die Gleichung lautet:



(Die stöchiometrische Zahl für H_2O ergibt sich daraus zu $x = 5$.)

3/30. $\text{K}_2\text{S}^{+IV}\text{O}_3 + \text{KMn}^{+VII}\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{S}^{+VI}\text{O}_4 + \text{Mn}^{+II}\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; Änderung der Oxidationszahlen: Zunahme bei S ($\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$) = 2, Abnahme bei Mn ($\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$) = 5. 5 K_2SO_3 benötigen daher zur Oxidation 2 KMnO_4 . Die übrigen stöchiometrischen Zahlen werden durch Überlegung ermittelt (links insgesamt 12 K, daher auch rechts 12 K = 6 K_2SO_4 usw.)



3/31. 9,79 g.

3/32. 7,75 g.

3/33. 102,4 g AgNO_3 und 58,5 g K_2CrO_4 .

3/34. 142,4 mg.

3/35. 0,9555 g.

3/36. 4,30 g.

3/37. 0,1528 g.

3/38. 56,51 g.

3/39. 23,08 g.

3/40. 282 g.

3/41. 9,79%.

3/42. 9,89 t.

3/43. 5,0 g.

3/44. 87,38 g.

3/45. 9,913 t Natriumchlorid und 8,216 t Schwefelsäure.

3/46. 27,33 g.

3/47. 99,4%.

3/48. 69,04%ig.

3/49. 3,91%ig.

3/50. 103,89 g/mol.

3/51. $n\left(\frac{1}{2} \text{Zn}\right) = n\left(\frac{1}{z^*} \text{Hg}\right); \quad \frac{1}{2} \cdot n(\text{Zn}) = \frac{1}{z^*} \cdot n(\text{Hg}), \quad \text{daraus}$

$$z^* = \frac{2 \cdot n(\text{Hg})}{n(\text{Zn})}; \quad n(\text{Zn}) = \frac{6 \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} = 0,0918 \text{ mol},$$

$$n(\text{Hg}) = \frac{18,4 \text{ g}}{200,59 \text{ g/mol}} = 0,0917 \text{ mol}.$$

$$z^* = \frac{2 \cdot 0,0917 \text{ mol}}{0,0918 \text{ mol}} \approx 2.$$

3/52. 29,66 g/mol.

3/53. 79,89 g/mol.

4/1. a) 10%; b) 16,67%; c) 1,64%; d) 10,71%; e) 14,53%; f) 12,42%.

4/2. a) 0,48%; b) 1,16%; c) 3,70%; d) 0,23%.

4/3. a) 50 g NaCl und 450 g Wasser; b) 9,26 g und 1225,74 g; c) 5,2 g und 59,8 g; d) 436,8 g und 1963,2 g.

4/4. a) 111,1 g; b) 607,5 g; c) 1300 g; d) 1048 g; e) 185,75 g; f) 2540 g.

4/5. 1 g AgNO₃ und 49 g Wasser.

4/6. 1250 g KCl und 3750 g Wasser.

4/7. 300 g.

4/8. 58,65 g.

4/9. 15,91 g.

4/10. 1035,3 kg.

4/11. 182,6 kg.

4/12. a) ($\rho = 1,219 \text{ g/ml}$) 195,04 g; b) ($\rho = 1,109 \text{ g/ml}$) 166,35 g;
c) ($\rho = 1,455 \text{ g/ml}$) 216,93 g; d) ($\rho = 1,045 \text{ g/ml}$) 18,43 g;
e) ($\rho = 1,349 \text{ g/ml}$) 5611,84 g.

4/13. 535,5 g NaCl und 4819,5 g Wasser.

4/14. 200,48 g NaOH und 300,72 g Wasser.

4/15. 0,633 Liter.

$$\text{4/16. } x(\text{Et}) = \frac{1,5 \text{ mol}}{(1,5 + 22,5) \text{ mol}} = 0,0625 = 6,25 \cdot 10^{-2} = 6,25\%.$$

$$\text{4/17. } x(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,04 = 4\%.$$

$$\text{4/18. } 0,1 = \frac{3 \text{ mol}}{(3 + y) \text{ mol}}, \text{ daraus } y = 27 \text{ mol Wasser.}$$

$$\text{4/19. } \varphi(\text{CO}_2) = \frac{0,3 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} = 0,0003 = 0,3 \cdot 10^{-3} = 0,3\%.$$

$$\text{4/20. a) } \varphi(\text{Ethanol}) = \frac{200 \text{ ml}}{750 \text{ ml}} = 0,2667 = 26,67\%; \text{ b) } 20\%; \text{ c) } 99\%.$$

$$\text{4/21. } \beta(\text{Glucose}) = \frac{125 \text{ mg}}{250 \text{ ml}} = \frac{0,125 \text{ g}}{0,250 \text{ l}} = 0,5 \text{ g/l.}$$

$$\text{4/22. } \beta(\text{NaCl}) = \frac{616,5 \text{ g}}{5 \text{ l}} = 123,3 \text{ g/l.}$$

$$\text{4/23. } \beta(\text{Cl}_2) = 0,15 \text{ mg/l} = \frac{m}{50 \text{ l}}; m = 7,50 \text{ mg.}$$

$$\text{4/24. a) } 9,32 \text{ mol/l; b) } 11,79 \text{ mol/l; c) } 0,1 \text{ mol/l.}$$

$$\text{4/25. a) } 0,128 \text{ mol/l; b) } 0,327 \text{ mol/l.}$$

$$\text{4/26. a) } 13,6 \text{ mol/l; b) } 2,33 \text{ mol/l.}$$

4/27. a) 8,52 g/l; b) 42,6 g/l; c) 100,2 g/l.

4/28. a) 67,948 g; b) 1069,84 g; c) 6,2047 g.

4/29. $\sigma(\text{H}_2\text{SO}_4, 100\% \text{ig}) = 8,33\%$. Volumen des Wassers 308,8 ml.

4/30. $V(\text{Et}) = \sigma(\text{Et}) \cdot V(\text{Ls}) = 0,24 \cdot 250 \text{ ml} = 60 \text{ ml}$.

$$250 \text{ ml Ls } 24\% = 241,75 \text{ g}, 60 \text{ ml Et} = 47,35 \text{ g}.$$

Daher $241,75 \text{ g} - 47,35 \text{ g} = 194,40 \text{ g Wasser} \doteq 194,75 \text{ ml}$. Erforderlich sind 60 ml Ethanol (100%) und 194,75 ml Wasser.

4/31. 450 ml Methanol (100%) und 1084,2 ml Wasser.

$$\text{4/32. } V(\text{Mischung}) = \frac{100 \text{ g}}{0,933 \text{ g/ml}} = 107,18 \text{ ml},$$

$$V(\text{Propanol}) = \frac{40 \text{ g}}{0,808 \text{ g/ml}} = 49,50 \text{ ml},$$

$$V(\text{Wasser}) = \frac{60 \text{ g}}{0,9991 \text{ g/ml}} = 60,05 \text{ ml}.$$

$$\sigma(\text{Propanol}) = \frac{V(\text{Propanol})}{V(\text{Mischung})} = 0,4618 = 46,18\%,$$

$$\text{analog } \sigma(\text{Wasser}) = 56,03\%.$$

4/33. $n(\text{Benzol}) = 0,384 \text{ mol}$, $n(\text{Toluol}) = 0,760 \text{ mol}$, Summe 1,144 mol.
Stoffmengenanteil $x(\text{Benzol}) = 0,336 = 33,6\%$.

4/34. $x(\text{Ethanol}) = 0,0416 = 4,16\%$.

4/35. a) $n(\text{KCl}) = 2,012 \text{ mol}$, $n(\text{H}_2\text{O}) = 38,846 \text{ mol}$; $x(\text{KCl}) = 4,92\%$.

b) Vorhanden sind 2,012 mol K-Ionen + 2,012 mol Cl-Ionen +
+ 38,846 mol H₂O.

$$x(\text{K}^+) = \frac{2,012 \text{ mol}}{(2,012 + 2,012 + 38,846) \text{ mol}} = 0,0469 = 4,69\%.$$

4/36. $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,300 = 30,0\%$.

4/37. 100 g Lösung enthalten 42,73 g Methanol und 57,27 g Wasser.

$$V(\text{Methanol}) = \frac{42,73 \text{ g}}{0,7923 \text{ g/ml}} = 53,93 \text{ ml},$$

$$V(\text{Wasser}) = \frac{57,27 \text{ g}}{0,9982 \text{ g/ml}} = 57,37 \text{ ml}.$$

Für 100 g Lösung sind 53,93 ml Methanol und 57,37 ml Wasser erforderlich (Volumenkontraktion).

$$V(\text{Lösung}) = 107,86 \text{ ml};$$

$$\varphi(\text{Methanol}) = \frac{53,93 \text{ ml}}{107,86 \text{ ml}} = 0,5 = 50\%$$

4/38. a) $9,997 \text{ g/l} \approx 10 \text{ g/l}$; b) $528,75 \text{ g/l}$.

4/39. $80,3 \text{ g/l} \text{ CaO}$.

4/40. $15,47\%$.

4/41. $m(\text{Benzoesäure}) = 0,5 \text{ mol} \cdot 122,123 \text{ g/mol} = 61,06 \text{ g}$.

$$\beta = \frac{m}{V(\text{Ls})} = \frac{61,06 \text{ g}}{1 \text{ l}} = 61,06 \text{ g/l.}$$

4/42. $\sigma(\text{Propanol-(2)} 100\%) = 24,72\%$.

4/43. 100 ml Lösung haben die Masse $m = 100 \text{ ml} \cdot 1,0297 \text{ g/ml} = 102,97 \text{ g}$. In 100 ml Lösung sind enthalten 12 ml HCOOH.

$$m(\text{HCOOH } 100\%) = 12 \text{ ml} \cdot 1,2213 \text{ g/ml} = 14,656 \text{ g.}$$

$$w(\text{HCOOH}) = \frac{14,656 \text{ g}}{102,97 \text{ g}} = 0,1423 = 14,23\%.$$

4/44. $9,99\%$.

4/45. a) $63,9\%$, $78,0\%$, $91,0\%$; b) $26,4\%$, $26,8\%$; $28,2\%$.

4/46. 96,1 g in 100 g Wasser.

4/47. In 100 g Wasser sind löslich: a) 9,6 g, 16,4 g; b) 0,908 g, 1,82 g; c) 115,0 g, 215,4 g.

4/48. $M(\text{CuSO}_4) = 159,61 \text{ g/mol}$, $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}) = 249,69 \text{ g/mol}$.

$$20,9 \text{ g CuSO}_4 \doteq 32,7 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O.}$$

Damit sind bereits $32,7 \text{ g} - 20,9 \text{ g} = 11,8 \text{ g H}_2\text{O}$ in die Lösung eingebracht, es werden noch $100 \text{ g} - 11,8 \text{ g} = 88,2 \text{ g Wasser}$ benötigt; darin werden $32,7 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ gelöst.

4/49. 27,81 g KCl.

4/50. 14,2 g Ba(NO₃)₂ in 100 g Wasser bei 40 °C.

4/51. a) 50%; b) 63,4%; c) 23,87%; d) 8,8%.

4/52. a) 80%; b) 36,25%.

4/53. 36,71%; 23 521 kg 32%ige Lauge.

4/54. a) 46,0%; b) 30,85%; c) 58,5%.

4/55. a) 8,8%; b) 20%.

4/56. a) 1200 g; b) 6150 g; c) 862,5 g.

4/57. a) 2430 g 60%ige Lösung; b) 109,6 g 0,8%ige Lösung;
c) 7812 g 37,1%ige Lösung.

4/58. 808,9 g Natriumhydroxid und 1191,1 g Wasser.

4/59. 3528 g 63,2%ige Säure und 7622 g Wasser.

4/60. 612,6 g = 552,4 ml Lauge und 2450,4 g Wasser.

4/61. 50,55%.

4/62. 1 : 3.

4/63. 5 : 11.

4/64. a) 6250 g 80%ige Lösung und 3750 g Wasser;
b) 1063,8 g 94%ige Lösung und 3936,2 g Wasser;
c) 28,8 g 10%ige Lösung und 331,2 g Wasser.

4/65. a) 1630 g 45,2%ige Lösung und 2120 g 36%ige Lösung;
b) 493,4 g 92,6%ige Lösung und 756,6 g 85%ige Lösung;
c) 1035,4 g 92,6%ige Lösung und 214,6 g 65,8%ige Lösung.

4/66. a) 66,7 g Wasser; b) 15,9 g; c) 21,9 g; d) 707,2 g.

4/67. 76,5 g 98%ige Säure und 423,5 g Wasser.

4/68. 497,1 g.

4/69. 208,3 kg.

4/70. 102,2 kg.

4/71. 149,3 kg.

4/72. 394,3 t Wasser.

4/73. 106,7 kg.

4/74. 905 g.

5/1. a) 1,43%; b) 18,50%; c) 0,79%.

5/2. 17,03%.

5/3. 16,77%, 507,8 kg Wasser.

5/4. 2 Moleküle, also $\text{MgSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

$$\begin{aligned} M(\text{MgSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}) : M(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) \\ = y \text{ g/mol} : 246,48 \text{ g/mol} = 1,741 \text{ g} : 2,7645 \text{ g}; \end{aligned}$$

daraus $y = 155,23 \text{ g/mol}$.

$$\begin{aligned} x = M(\text{MgSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}) - M(\text{MgSO}_4) \\ = 155,23 \text{ g/mol} - 120,37 \text{ g/mol} \\ = 34,86 \text{ g/mol H}_2\text{O}, \end{aligned}$$

das sind

$$\frac{34,86 \text{ g/mol}}{18,02 \text{ g/mol}} = 1,93 \approx 2 \text{ Moleküle.}$$

5/5. 0,2 ml \approx 0,2 g Wasser. Der Feuchtigkeitsanteil beträgt $w = 0,2\%$.

5/6. 54,90%.

5/7. Umrechnungsfaktor = 1,0342; 2,95% Unlösliches, 77,86% Fe_2O_3 , 5,67% S, 1,43% Pb, 8,02% Zn.

5/8. 31,68%.

5/9. 50,43%; 991,4 kg.

5/10. 43,97%.

5/11. a) 0,7526; b) 0,6832; c) 0,1374; d) 0,4116; e) 0,7168; f) 0,2184; g) 0,7871; h) 0,3000; i) 2,0528; k) 0,8855.

5/12. 80,91% Pb.

5/13. 46,83% Sb.

5/14. 16,09% MgO.

5/15. 28,02% Zn.

5/16. 40,01 g Fe im Liter.

5/17. 22,15 g/l Cd.

5/18. 100,7 g H_2SO_4 im Liter.

5/19. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 1,63\%$; $0,13\% \text{Fe} \cong 0,19\% \text{Fe}_2\text{O}_3$, folglich $1,63 - 0,19 = 1,44\% \text{Al}_2\text{O}_3$.

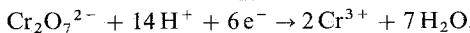
5/20. 99,58% $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

5/21. 82,61% Ag und 17,25% Cu.

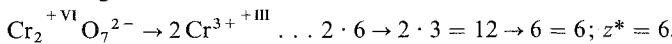
5/22. 56,78% Hg.

6/1. a) 63,01 g/l; b) 50,04 g/l; c) 45,02 g/l; d) 60,06 g/l.

6/2. Elektronengleichung:



Änderung der Oxidationszahlen:



$$M\left(\frac{1}{z^*} X\right) = M\left(\frac{1}{6} \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\right) = \frac{294,185 \text{ g/mol}}{6} = 49,031 \text{ g/mol}.$$

6/3. a) $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$; Oxidationszahländerung (III \rightarrow V) = 2, $z^* = 2$;

$$M\left(\frac{1}{2} \text{NaNO}_2\right) = \frac{68,996 \text{ g/mol}}{2} = 34,498 \text{ g/mol}.$$

b) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$; Oxidationszahländerung (II \rightarrow III) = 1, $z^* = 1$;

$$M(\text{FeSO}_4) = \frac{151,911 \text{ g/mol}}{1} = 151,911 \text{ g/mol}.$$

c) $\text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{H}_3\text{AsO}_4$; Oxidationszahländerung

(2 · III \rightarrow 2 · V) = 4, $z^* = 4$;

$$M\left(\frac{1}{4} \text{As}_2\text{O}_3\right) = \frac{197,841 \text{ g/mol}}{4} = 49,460 \text{ g/mol}.$$

d) $\text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_3$; Oxidationszahländerung (II \rightarrow IV) = 2, $z^* = 2$;

$$M\left(\frac{1}{2} \text{SnCl}_2\right) = \frac{189,615 \text{ g/mol}}{2} = 94,808 \text{ g/mol}.$$

6/4. a) 15,811 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; **b)** 6,700 g $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$;

c) 15,803 g KMnO_4 ; **d)** 25,381 g I_2 ;

e) 0,729 mg Sb_2O_3 ; **f)** 78,429 mg $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

6/5. a) $n(\text{eq}) = 0,5 \text{ mol}$; **b)** 2 mol; **c)** 0,1 mol; **d)** 1 mol.

$$\mathbf{6/6.} c(X) = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}; \quad c(\text{eq}) = c\left(\frac{1}{z^*} X\right) = z^* \cdot c(X).$$

a) $c(\text{KMnO}_4) = \frac{6,3216 \text{ g}}{158,034 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ l}} = 0,04 \text{ mol/l}, \quad z^* = 5,$

$$c(\text{eq}) = c\left(\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4\right) = 5 \cdot 0,04 \text{ mol/l} = 0,2 \text{ mol/l}.$$

b) $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,5 \text{ mol/l}; z^* = 1, \text{ daher}$

$$c(\text{eq}) = 1 \cdot 0,5 \text{ mol/l} = 0,5 \text{ mol/l}.$$

c) $c(\text{KBrO}_3) = 0,01667 \text{ mol/l}; z^* = 6,$

$$c(\text{eq}) = 6 \cdot 0,01667 \text{ mol/l} = 0,1 \text{ mol/l}.$$

6/7. a) 33,975 g AgNO_3 ; b) 15,224 g NH_4SCN .

6/8. $c\left(\frac{1}{2} \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}\right) = 0,1 \text{ mol/l}$.

6/9. a) 101,3095 g; b) 124,8473 g.

6/10. 34,36 ml.

6/11. $w(\text{KOH}) = 0,9673 = 96,73\%$.

6/12. a) 0,9625; b) 1,0175.

6/13. a) 1,0050; b) 0,9912; c) 1,0130; d) 0,9940; e) 1,0428.

6/14. a) 1,0026; b) 0,9987; c) 0,9952.

6/15. 96,71 ml.

6/16. 43 ml.

6/17. 0,58 ml. Lösungsweg: V_1 gesucht, $c_1 = 2 \text{ mol/l}$; $V_2 = 1 \text{ l}$, $c_2 = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,9890 = 0,0989 \text{ mol/l}$; $V_M = V_1 + V_2$, $c_M = 0,1 \text{ mol/l}$. Aus $c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = c_M \cdot (V_1 + V_2)$ ist

$$V_1 = \frac{V_2 \cdot (c_M - c_2)}{c_1 - c_M} = \frac{1 \text{ l} \cdot 0,0011 \text{ mol/l}}{1,9 \text{ mol/l}} = 0,00058 \text{ l} = 0,58 \text{ ml}.$$

6/18. 100 g 66,2%ige $\text{H}_2\text{SO}_4 = 63,82 \text{ ml}$; $c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$.

$$c\left(\frac{1}{2} \text{ H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{66,2 \text{ g}}{49,04 \text{ g/mol} \cdot 0,06382 \text{ l}} = 21,152 \text{ mol/l} \quad (= c_1).$$

$$V_2 = 9,51, \quad c_2 = 0,5 \text{ mol/l} \cdot 0,9352 = 0,4676 \text{ mol/l}, \quad c_M = 0,5 \text{ mol/l}.$$

$$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = c_M \cdot (V_1 + V_2).$$

$$V_1 = \frac{9,51 \cdot (0,5 - 0,4676) \text{ mol/l}}{(21,152 - 0,5) \text{ mol/l}} = 0,0149 \text{ l}.$$

Es müssen 14,9 ml der 66,2%igen Säure zugesetzt werden.

6/19. a) 200 ml; b) 31,25 ml; c) 128,33 ml; d) 22,08 ml.

6/20. a) 30,59 ml; b) 35,55 ml; c) 13,61 ml.

6/21. Alkalisch, da 0,459 g NaOH im Überschuß sind.

6/22. a) 9,11%; b) 3,39%; c) 7,04%; d) 0,757%.

6/23. 90,0%.

6/24. 96,2%.

6/25. 68,31 g/l NaOH; 6,39%.

6/26. 95,91 g/l Na₂CO₃.

6/27. 82,92%.

6/28. 16,31%.

6/29. 98,40%.

6/30. 100%.

6/31. 1 ml der verbrauchten Kalilauge enthält $56,105 \text{ mg} \cdot 0,3981 = 22,335 \text{ mg KOH}$, 12,7 ml daher $283,7 \text{ mg KOH}$. 3,155 g Elain erfordern 283,7 mg KOH, 1 g Elain 89,9 mg KOH. Die Säurezahl des Elains beträgt $89,9 \approx 90 \text{ mg KOH/g}$.

6/32. Tatsächlicher Verbrauch: $24,2 \text{ ml} - 12,8 \text{ ml} = 11,4 \text{ ml}$ Kalilauge mit $c(\text{KOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$. Verseifungszahl des Leinöls: 197,4 mg KOH/g.

6/33. 270,9 mg CaSO₄ im Liter.

6/34. 486 Liter.

6/35. 5,9% freies SO₃.

6/36. a) 1 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l} \approx 9,7995 \text{ mg H}_3\text{PO}_4$, 15,31 ml daher 150,0 mg H₃PO₄;

b) 1 ml Natronlauge mit $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l} \approx 4,8998 \text{ mg H}_3\text{PO}_4$, 30,53 ml daher 149,6 mg H₃PO₄.
Mittelwert aus a und b = 149,8 mg H₃PO₄.

6/37. 84,91% NaOH und 14,98% Na₂CO₃.

6/38. $2b - a =$ Verbrauch für NaOH; $(b - c) \cdot 2 =$ Verbrauch für Na₂CO₃; $[c - (2b - a)] \cdot 2 =$ Verbrauch für Na₂S. 1 Liter Weißlauge enthält 112,8 g NaOH, 28,1 g Na₂S und 42,4 g Na₂CO₃.

6/39. 86,34%.

6/40. $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ ($+\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$). Änderung der Oxidationszahl (IV \rightarrow VI) = 2, $z^* = 2$,

$$M\left(\frac{1}{2}\text{SO}_2\right) = \frac{64,06 \text{ g/mol}}{2} = 32,03 \text{ g/mol};$$

$$\beta(\text{SO}_2) = 82,9 \text{ g/l.}$$

6/41. $M(\text{eq}) = \frac{M(\text{H}_2\text{O}_2)}{2} = \frac{34,015 \text{ g/mol}}{2} = 17,007 \text{ g/mol.}$

$$\beta(\text{H}_2\text{O}_2) = 26,6 \text{ g/l.}$$

6/42. $2 \text{ KMnO}_4 \doteq 3 \text{ MnSO}_4$, folglich $\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4 \doteq \frac{3}{10} \text{ MnSO}_4 \doteq \frac{3}{10} \text{ Mn}$. 1000 ml Permanganatlösung mit $c\left(\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4\right) = 0,1 \text{ mol/l}$ zeigen 0,03 mol Mn = 1,6481 g Mn an, 37,9 ml daher 0,06246 g Mn. Auf die Einwaage von 0,2788 g bezogen sind dies 22,40% Mn.

6/43. $t = 1,1037$; zu 2,75 l der Maßlösung müssen 285,3 ml Wasser zugesetzt werden.

6/44. 10,06% Ca.

6/45. 1 Liter Probenlösung enthält 1,6866 g Fe(II) und 0,9940 g Fe(III).

6/46. Vorgelegt 10 ml Oxalsäure mit $c\left(\frac{1}{2} \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4\right) = 1 \text{ mol/l}$, zurücktitriert mit 44,2 ml Permanganatlösung mit $c\left(\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4\right) = 0,1 \text{ mol/l} \doteq 4,42 \text{ ml mit } c = 1 \text{ mol/l}$.

Verbrauch: $10 \text{ ml} - 4,42 \text{ ml} = 5,58 \text{ ml}$ Oxalsäure mit $c\left(\frac{1}{2} \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4\right) = 1 \text{ mol/l}$.
 $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$, Änderung der Oxidationszahlen (IV \rightarrow II) = 2, $z^* = 2$.

$$M(\text{eq}) = M\left(\frac{1}{2} \text{ MnO}_2\right) = 43,469 \text{ g/mol.}$$

1000 ml Oxalsäure mit $c\left(\frac{1}{2} \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4\right) = 1 \text{ mol/l} \doteq 43,469 \text{ MnO}_2$, 5,58 ml daher 0,2426 g MnO₂;

$$w(\text{MnO}_2) = \frac{0,2426 \text{ g}}{0,3250 \text{ g}} = 0,7465 = 74,65\%.$$

6/47. $M(\text{eq}) = M\left(\frac{1}{2} \text{ As}\right) = 37,461 \text{ g/mol; } 0,82\% \text{ As.}$

6/48. 3,17% Sb.

6/49. 0,9728.

6/50. $M(\text{eq}) = M\left(\frac{\text{Cl}_2}{2}\right); 0,48\% \text{ Chlor.}$

- 6/51.** $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^+$, Änderung der Oxidationszahl = 1; 67,51 g CuSO_4 im Liter.
- 6/52.** 1,23 g H_2S im Liter.
- 6/53.** $M(\text{eq}) = M(\frac{1}{4}\text{Sb}_2\text{O}_3) \simeq M(\frac{1}{2}\text{Sb})$; 38,37% Sb.
- 6/54.** $M(\text{eq}) = M(\frac{1}{6}\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \simeq M(\frac{1}{3}\text{Cr})$; 8,00% Cr.
- 6/55.** 26,65% NaHSO_3 .
- 6/56.** 10,0% Iod.
- 6/57.** $M(\text{eq}) = M(\frac{1}{2}\text{HCHO})$; 33,54% HCHO.
- 6/58.** 0,1010 mol/l.
- 6/59.** $M(\text{eq}) = M(\text{Fe})$; 98,72% Fe.
- 6/60.** 7,23 g Chlor im Liter.
- 6/61.** 12,91% Sn.
- 6/62.** 0,2289 g KCl.
- 6/63.** 68,72% Brom.
- 6/64.** 96,27% KBr.
- 6/65.** 99,77% NaCl.
- 6/66.** 27,248 g AgNO_3 im Liter; $c(\text{AgNO}_3) = 0,16 \text{ mol/l}$.
- 6/67.** 1000 ml 0,01 M EDTA-Lösung zeigen 0,5893 g Co an; 10,33% Co.
- 6/68.** 37,33% Zn und $100 - 37,33 = 62,67\%$ Cu.
- 6/69.** Verbrauch für Ca^{2+} 20,5 ml, für Mg^{2+} 48,2 ml – 20,5 ml = 27,7 ml 0,01 M EDTA-Lösung.
1000 ml 0,01 M EDTA-Lösung zeigen 0,4008 g Ca^{2+} an, 20,5 ml daher 0,008216 g Ca^{2+} ; 1000 ml 0,01 M EDTA-Lösung zeigen 0,24305 g Mg^{2+} an, 27,7 ml daher 0,006732 g Mg^{2+} . Diese Massen sind enthalten in 50 ml der Probenlösung. 1 Liter enthält 0,1643 g Ca^{2+} und 0,1346 g Mg^{2+} .
- 6/70.** Äquivalent sind: 1 Zn – 1 EDTA – 1 Ba – 1 SO_4 – 1 S. Verbrauch an 0,1 M EDTA-Lösung: 10,0 ml – 3,8 ml = 6,2 ml. 1000 ml 0,1 M EDTA-Lösung zeigen 3,2066 g S an, 6,2 ml daher 0,01988 g S. Das sind, bezogen auf die Einwaage, 11,63% S.

6/71. 16 ml 0,02 M MgSO₄-Lösung \doteq 16 ml 0,02 M EDTA-Lösung.

Tatsächlicher Verbrauch: 25 ml – 16 ml = 9 ml 0,02 M EDTA-Lösung, die vom Ni²⁺-Komplex gebunden wurden.

1 ml 0,02 M EDTA-Lösung zeigt 0,02 mmol Ni²⁺ an, das sind 1,1738 mg Ni²⁺, 9 ml zeigen daher 10,564 mg Ni²⁺ an.

20 ml Probenlösung enthalten 10,564 mg Ni²⁺; 1 Liter enthält 528,2 mg Ni²⁺.

6/72. 11,15% NH₂.

6/73. $t = 0,9933$.

6/74. Durch die Titration wird die Gesamt-Säure (H₂SO₄ + HNO₃) bestimmt und als H₂SO₄ berechnet; davon abgezogen wird die durch Fällung ermittelte H₂SO₄. Die Differenz wird in HNO₃ umgerechnet; 30,42% H₂SO₄ und 10,31% HNO₃.

6/75. 93,07% NaOH, 2,24% Na₂CO₃ und 2,44% NaCl.

6/76. 59,01% Na₂CO₃ und 12,71% Na₂B₄O₇.

6/77. 84,35% BaCl₂ und 1,11% CaCl₂.

6/78. Tatsächlicher Verbrauch: 46,6 ml – 31,6 ml = 15,0 ml.
Iodzahl \sim 69 g Iod/100 g Öl.

7/1. 19,38% NaCl und 80,62% KCl.

7/2. m_1 = Masse des AgCl, m_2 = Masse des AgBr;

$$m_1 + m_2 = 245,0 \text{ mg} \quad (\text{Gleichung 1}).$$

$$\frac{M(\text{Ag})}{M(\text{AgCl})} \cdot m_1 + \frac{M(\text{Ag})}{M(\text{AgBr})} \cdot m_2 = 245,0 \text{ mg} - 97,3 \text{ mg} = 147,7 \text{ mg}.$$

$$0,75263 \cdot m_1 + 0,57446 \cdot m_2 = 147,7 \text{ mg} \quad (\text{Gleichung 2}).$$

Aus den beiden Gleichungen ist $m_1 = 39,047$ mg AgCl und $m_2 = 205,953$ mg AgBr, das sind, bezogen auf die Einwaage 15,94% AgCl und 84,06% AgBr.

7/3. (Rechengang siehe Beispiel 7-2).

$$\begin{aligned} m_1(\text{KCl}) + m_2(\text{KBr}) &= 0,2500 \text{ g} - 0,025 \text{ g} (= 1\% \text{ Feuchtigkeit}) \\ &= 0,2475 \text{ g}. \end{aligned}$$

Darin sind enthalten 0,2336 g KCl und 0,0139 g KBr. Bezogen auf 0,2500 g Einwaage: 93,44% KCl, 5,56% KBr und 1,00% Feuchtigkeit.

7/4. 92,80% KCl und 7,20% NaCl.

7/5. 71,45% KCl und 28,55% K₂SO₄.

7/6. 28,45% MgCO₃ und 71,55% CaCO₃.

8/1. a) + 60 °C; b) + 120 °C; c) 0 °C; d) - 5 °C.

8/2. a) - 238 °C; b) 25,3 °C.

8/3. a) 193 K; b) 293 K; c) 442,5 K.

8/4. a) 131,61 °C; b) 183,92 °C; c) 204,69 °C.

8/5. $Q = 3 \text{ kg} \cdot 0,950 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot 15 \text{ K} = 42,75 \text{ kJ}$.

8/6. $\Delta\vartheta = 3 \text{ K}$; 17 °C.

8/7. 32,8 °C.

8/8. 52,17 °C.

8/9. 120 kg.

8/10. $9 \text{ kg} \cdot c(\text{Cu}) \cdot 100 \text{ K} + 10 \text{ kg} \cdot 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot 18 \text{ K} =$
 $= 9 \text{ kg} \cdot c(\text{Cu}) \cdot 24,46 \text{ K} + 10 \text{ kg} \cdot 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot 24,46 \text{ K}$.
Daraus $c(\text{Cu}) = 0,3978 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K})$.

8/11. 520 °C.

8/12. Abgegebene Wärmemenge (Silberkugel)

$$Q_1 = 0,3 \text{ kg} \cdot c(\text{Ag}) \cdot (200 - 21,44) \text{ K}.$$

Aufgenommene Wärmemenge (Wasser + Messingkalorimeter)

$$Q_2 = 1,2 \text{ kg} \cdot 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot (21,44 - 19) \text{ K} + \\ + 0,55 \text{ kg} \cdot 0,393 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot (21,44 - 19) \text{ K}.$$

$$Q_1 = Q_2;$$

Ergebnis: $c(\text{Ag}) = 0,239 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K})$.

8/13. a) Wärmekapazität des Kalorimeters:

$$C = 0,55 \text{ kg} \cdot 0,393 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) = 0,2162 \text{ kJ/K}.$$

b) $Q_1 = 0,30 \text{ kg} \cdot c(\text{Ag}) \cdot (200 - 21,44) \text{ K};$

$$Q_2 = 1,2 \text{ kg} \cdot 4,187 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot (21,44 - 19) \text{ K} + \\ + 0,2162 \text{ kJ/K} \cdot (21,44 - 19) \text{ K}.$$

$$Q_1 = Q_2.$$

Ergebnis: $c(\text{Ag}) = 0,239 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K})$.

8/14. $418,7 \text{ kJ} : 335 \text{ kJ/kg} = 1,25 \text{ kg.}$

8/15. $25,2 \text{ kg.}$

8/16. $q = \frac{17,08 \text{ kJ/mol}}{0,13614 \text{ kg/mol}} = 125,46 \text{ kJ/kg.}$

8/17. $146,7 \text{ kJ/kg.}$

8/18. $Q_1 = 7 \text{ kg} \cdot 0,133 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot (327,4 - 20) \text{ K;}$

$$Q_2 = 7 \text{ kg} \cdot 23,0 \text{ kJ/kg;}$$

$$Q_3 = 7 \text{ kg} \cdot 0,142 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K}) \cdot (350 - 327,4) \text{ K.}$$

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 = 469,7 \text{ kJ.}$$

8/19. $Q = 439 \text{ kg} \cdot 394,7 \text{ kJ/kg} = 173273 \text{ kJ.}$

8/20. $22\Omega.$

8/21. 10 A.

8/22. $I = 14,67 \text{ A};$ der Ofen darf nicht angeschlossen werden.

8/23. $85,2\Omega.$

8/24. $2,68\Omega.$

8/25. $9,96\Omega.$

8/26. a) $1 \text{ A};$ **b)** $2,17\Omega.$

8/27. $1,24 \text{ A.}$

8/28. Gemessen werden soll das 20fache der Spannung; das 20fache von 25Ω ist $500\Omega,$ der Vorschaltwiderstand daher $500\Omega - 25\Omega = 475\Omega.$

8/29. $\frac{1}{R} = \frac{1}{2,4\Omega} + \frac{1}{6\Omega}; \quad R = 1,71\Omega.$

8/30. $2,4\Omega.$

8/31. a) $1600\Omega;$ **b)** $25\Omega.$

8/32. $I = \frac{5 \cdot 1,9 \text{ V}}{\frac{5 \cdot 0,24\Omega}{4} + 2\Omega} = 4,13 \text{ A.}$

8/33. Durch das Amperemeter dürfen nur 5 A fließen ($= \frac{1}{4}$ der Gesamtstromstärke). Der Nebenwiderstand muß dann $I_n = 20 \text{ A} - 5 \text{ A} = 15 \text{ A}$ aufnehmen. $I_i : I_n = R_n : R_i$, daraus

$$R_n = \frac{5 \text{ A} \cdot 0,03\Omega}{15 \text{ A}} = 0,01\Omega.$$

8/34. a) $\frac{1}{R} = 3 \cdot \frac{1}{400\Omega} + \frac{1}{125\Omega} + \frac{1}{25\Omega} = 0,0555\Omega$; $R = 18,02\Omega$.

b) 12,21 A.

8/35. $R_x = \frac{a}{b} \cdot R_0 = \frac{320 \text{ mm}}{680 \text{ mm}} \cdot 60\Omega = 28,2\Omega$.

8/36. 1 mm.

8/37. $25,8\Omega$.

8/38. 4,9 mm.

8/39. 440 Watt.

8/40. $W = P \cdot t$; $t = \frac{5000 \text{ Wh}}{75 \text{ W}} = 66,6 \text{ h}$.

8/41. $W = 1,6 \text{ kW} \cdot 5 \text{ h} = 8 \text{ kWh}$.

8/42. $P = I^2 \cdot R = 15^2 \text{ A} \cdot 2\Omega = 450 \text{ Watt}$.

8/43. $I = \frac{P}{U} = \frac{75 \text{ W}}{220 \text{ V}} = 0,34 \text{ A}$.

8/44. $P = \frac{U^2}{R} = \frac{110^2 \text{ V}}{2\Omega} = 6050 \text{ Watt}$.

8/45. 880 Watt.

8/46. 1440 kJ.

8/47. $W = 2,2^2 \text{ A} \cdot 12,5 \Omega \cdot 60 \text{ s} = 3630 \text{ J}$.

8/48. $R = \frac{U^2}{W} \cdot t = \frac{230^2 \text{ V}}{8374000 \text{ J}} \cdot 600 \text{ s} = 3,79\Omega$.

8/49. $W = P \cdot t$; um 1 kg Wasser um 1 K zu erwärmen, sind 4,1868 kJ nötig, für 2 kg Wasser um 70 K daher $586,152 \text{ kJ} = 586152 \text{ J}$. $586152 \text{ J} = 586152 \text{ Ws} = 1200 \text{ W} \cdot t$, daraus $t = 488,5 \text{ s} = 8,14 \text{ min}$.

$$8/50. \quad t = \frac{1,56 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} \cdot \text{s}}{(2,390 - 1,148) \text{ g/cm}^3 \cdot 0,0131 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} \cdot \text{s} \cdot \text{cm}^3 / (\text{g} \cdot \text{s})} = \\ = 95,9 \text{ s.}$$

9/1. $21,71 \text{ cm}^3$.

9/2. $50,50 \text{ Liter}$.

9/3. 100 cm^3 .

9/4. $1\frac{1}{3} \text{ bar}$.

9/5. Um $202,65 \text{ mbar}$ auf $810,6 \text{ mbar}$.

9/6. a) $1,93 \text{ Liter}$; b) $2,085 \text{ Liter}$.

9/7. $1,054 \text{ m}^3$.

9/8. a) $1027,0 \text{ mbar}$; b) $936,1 \text{ mbar}$.

$$9/9. \quad T = \frac{160 \text{ cm}^3 \cdot 273 \text{ K}}{150 \text{ cm}^3} = 291,2 \text{ K};$$

$$\text{Temperaturerhöhung} = 291,2 \text{ K} - 273 \text{ K} = 18,2 \text{ K}.$$

$$9/10. \quad \text{Luft im Exsikkator } 2,4 \text{ l} - \frac{2,4 \text{ l}}{5} = 1,92 \text{ l.}$$

$$V_2 = \frac{1,92 \text{ l} \cdot 325 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 2,13 \text{ l.}$$

$$\text{Es entweichen } 2,13 \text{ l} - 1,92 \text{ l} = 0,21 \text{ l} = 210 \text{ cm}^3 \text{ Luft.}$$

9/11. $2,01 \text{ bar}$.

9/12. $0,676 \text{ m}^3$.

9/13. $29,96 \text{ cm}^3$.

9/14. a) $30,80 \text{ cm}^3$; b) $224,28 \text{ cm}^3$; c) $56,39 \text{ cm}^3$.

9/15. a) $355,9 \text{ cm}^3$; b) $352,5 \text{ cm}^3$; c) $364,3 \text{ cm}^3$; d) $370,7 \text{ cm}^3$.

9/16. $0,642 \text{ Liter}$.

9/17. $17,61 \text{ cm}^3$.

9/18. $1084,1 \text{ mbar}$.

9/19. $99,36 \text{ cm}^3$.

$$9/20. \quad T_2 = \frac{p_2 \cdot V_2 \cdot T_1}{p_1 \cdot V_1} = 344,1 \text{ K} \hat{=} 71,1^\circ\text{C}.$$

9/21. (20 Liter auf den Normzustand umrechnen); 1,607 g.

9/22. a) 1,952 g; b) 1,849 g.

9/23. 15894 cm³.

9/24. 1,446 Liter.

9/25. a) 1,250 g; b) 1,159 g.

9/26. a) 3,1654 g; b) 3,2142 g; c) 1,52%.

9/27. 134,9 Liter.

9/28. a) 11,09 Liter; b) 12,23 Liter.

9/29. 224,8 g CaCO₃ und 546 g 30%ige Salzsäure.

9/30. 33,57 g.

9/31. a) 4,02 g; b) 3,57 g.

9/32. a) 19,46 g; b) 17,81 g.

9/33. 8,52 g.

9/34. 13,7 Liter.

9/35. a) 26,1 g; b) 24,0 g.

9/36. 2802 cm³.

9/37. 2799,4 m³ SO₂; 18,57 t 66%ige Schwefelsäure.

9/38. 2,168 kg.

9/39. In 100 Liter Luft sind 29,857 g Sauerstoff und 98,948 g Stickstoff enthalten, Summe = 128,805 g. Massenanteile w(Sauerstoff) = 23,18%, w(Stickstoff) = 76,82%.

9/40. 2633 cm³.

9/41. a) 88,71%ig; b) 81,57%ig.

9/42. $V = 1 \text{ Liter Trinitroglycerin (TNG), } M(\text{TNG}) = 227,1 \text{ g/mol}$;
 $2 \text{ mol} \cdot 227,1 \text{ g/mol} = 454,2 \text{ g TNG geben } (6 + 5 + 3 + 0,5) \cdot 22,4 \text{ l} = 324,8 \text{ l Explosionsgase. Aus } 1 \text{ l TNG} = 1596 \text{ g werden erzeugt}$

$$\frac{1596 \text{ g} \cdot 324,8 \text{ l}}{454,2 \text{ g}} = 1141,3 \text{ l Explosionsgase.}$$

$$p = \frac{p_0 \cdot V_0}{V} \cdot \frac{T}{T_0} = \frac{1,01325 \text{ bar} \cdot 1141,3 \text{ l}}{11} \cdot \frac{2873 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 12170 \text{ bar}.$$

$$\begin{aligned} \mathbf{9/43.} \quad m &= \frac{M \cdot p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,02802 \text{ kg/mol} \cdot 3 \text{ bar} \cdot 100000 \text{ l}}{0,08314 \text{ bar} \cdot \text{l/(mol} \cdot \text{K}) \cdot 228 \text{ K}} = \\ &= 443,45 \text{ kg, das sind } 546,12 \text{ Liter.} \end{aligned}$$

9/44. Das Volumen V hat sich durch die Entnahme nicht geändert.

$$m_1 = \frac{M \cdot p_1 \cdot V}{R \cdot T}, \quad m_2 = \frac{M \cdot p_2 \cdot V}{R \cdot T}.$$

Daraus ist

$$V = \frac{m_1 \cdot R \cdot T}{M \cdot p_1} = \frac{m_2 \cdot R \cdot T}{M \cdot p_2},$$

daher

$$\frac{m_1}{p_1} = \frac{m_2}{p_2}$$

und

$$m_2 = \frac{m_1 \cdot p_2}{p_1} = \frac{9 \text{ kg} \cdot 40 \text{ bar}}{90 \text{ bar}} = 4 \text{ kg Sauerstoff,}$$

die in der Flasche verblichen sind.

9/45. 2,6486 g/l.

9/46. 1,189 g/l.

9/47. 28,96.

$$\begin{aligned} \mathbf{9/48.} \quad \frac{p(\text{H}_2)}{p(\text{Gem})} &= \frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{Gem})}; \quad p(\text{H}_2) = \frac{1013,25 \text{ mbar} \cdot 11}{11 + 31} = 253,31 \text{ mbar,} \\ &p(\text{NH}_3) = 759,94 \text{ mbar.} \end{aligned}$$

$$\mathbf{9/49.} \quad \frac{p(\text{CO})}{p(\text{Gem})} = \varphi(\text{CO}), \text{ daraus } p(\text{CO}) = 5 \text{ bar} \cdot 0,3 = 1,5 \text{ bar,}$$

$$p(\text{H}_2) = 0,6 \text{ bar}, \quad p(\text{N}_2) = 2,9 \text{ bar.}$$

$$\mathbf{9/50.} \quad p(\text{CO}_2) = 307 \text{ mbar}; \quad p(\text{N}_2) = \frac{973 \text{ mbar} \cdot 2,4 \text{ l}}{3,2 \text{ l}} = 729,7 \text{ mbar;}$$

$$p(\text{H}_2) = 1232,5 \text{ mbar}; \quad p(\text{Gem}) = 2269,2 \text{ mbar.}$$

$$9/51. \ n(\text{Benzol}) = \frac{100 \text{ g}}{78,11 \text{ g/mol}} = 1,280 \text{ mol}; \ n(\text{Toluol}) = 1,085 \text{ mol};$$

Summe 2,365 mol.

$$\text{Stoffmengenanteil } x(\text{Benzol}) = \frac{1,280 \text{ mol}}{2,365 \text{ mol}} = 0,541,$$

$$x(\text{Toluol}) = 0,459; \quad \frac{p(\text{Benzol})}{p(\text{Gem})} = x(\text{Benzol});$$

$$\text{Partialdruck } p(\text{Benzol}) = 160,27 \text{ mbar} \cdot 0,541 = 86,71 \text{ mbar};$$

$$p(\text{Toluol}) = 48,93 \text{ mbar} \cdot 0,459 = 22,46 \text{ mbar};$$

$$p(\text{Gem}) = 86,71 \text{ mbar} + 22,46 \text{ mbar} = 109,17 \text{ mbar}.$$

$$9/52. \ p(\text{Benzol}) = 100 \text{ mbar} \cdot 0,60 = 60 \text{ mbar}, \ p(\text{Toluol}) = 29,3 \text{ mbar} \times 0,40 = 11,72 \text{ mbar}, \ \text{Summe} = 71,72 \text{ mbar}.$$

In der Dampfphase ist

$$x(\text{Benzol}) = \frac{60 \text{ mbar}}{71,72 \text{ mbar}} = 0,837,$$

$$x(\text{Toluol}) = 1 - 0,837 = 0,163.$$

Da in idealen Gasgemischen $\varphi(\text{Benzol}) = x(\text{Benzol})$, enthält der Dampf über dem Flüssigkeitsgemisch die Volumenanteile $\varphi(\text{Benzol}) = 0,837 = 83,7\%$, analog $\varphi(\text{Toluol}) = 0,163 = 16,3\%$.

$$9/53. \ \text{Teildruck } p(\text{Sauerstoff}) = 989 \text{ mbar} - 21,97 \text{ mbar} = 967,03 \text{ mbar}.$$

$$V(\text{Sauerstoff}) = \frac{4,31 \cdot 967,03 \text{ mbar}}{989 \text{ mbar}} = 4,204 \text{ Liter}.$$

$$9/54. \ 2,048 \text{ Liter}.$$

$$9/55. \ 5,43 \text{ Liter}.$$

$$9/56. \ 2040 \text{ m}^3.$$

$$9/57. \ 89,35\%.$$

$$9/58. \ 0,687 \text{ g}.$$

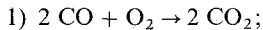
$$9/59. \ 74,88\% \text{ Zn}.$$

$$9/60. \ \text{Volumenanteile: } 0,5\% \text{ CO}_2, \ 18,9\% \text{ O}_2, \ 80,6\% \text{ N}_2.$$

9/61. 30 cm³ Gas bestehen aus x cm³ CO, y cm³ CH₄ und z cm³ H₂;

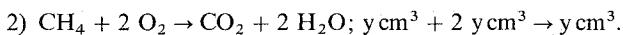
$$x + y + z = 30 \text{ cm}^3.$$

Verbrennungsgleichungen:

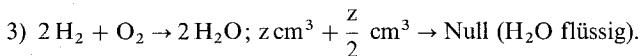


$$\text{Volumenverhältnis } x \text{ cm}^3 + \frac{x}{2} \text{ cm}^3 \rightarrow x \text{ cm}^3.$$

Die Volumenabnahme beträgt somit $\frac{x}{2}$ cm³.



(H₂O flüssig hat das Volumen Null). Volumenabnahme 2 y cm³.



Volumenabnahme $\frac{3}{2} z$ cm³.

Gesamtvolumen = 30 cm³ Gas + 60 cm³ zugemischter Sauerstoff
= 90 cm³.

$$\begin{aligned} \text{Gesamtverbrauch} &= \frac{x}{2} \text{ cm}^3 + 2 y \text{ cm}^3 + \frac{3}{2} z \text{ cm}^3 = 90 \text{ cm}^3 - 38 \text{ cm}^3 \\ &= 52 \text{ cm}^3. \end{aligned}$$

Durch Absorption mit Kalilauge wird das CO₂ entfernt, es verbleiben 10 cm³, das heißt,

$$x \text{ cm}^3 + y \text{ cm}^3 = 38 \text{ cm}^3 - 10 \text{ cm}^3 = 28 \text{ cm}^3.$$

Aus den Gleichungen

$$x + y + z = 30 \text{ cm}^3, \frac{x}{2} + 2 y + \frac{3}{2} z = 52 \text{ cm}^3 \text{ und } x + y = 28 \text{ cm}^3$$

errechnet sich die Zusammensetzung: 4,67 cm³ CO, 23,33 cm³ CH₄ und 2 cm³ H₂.

9/62. Die Volumenanteile φ sind: 3,4% CO₂, 5,0% C_nH_{2n}, 0% O₂, 9,6% CO, 29,8% CH₄, 49,7% H₂ und 2,5% N₂.

9/63. Volumenanteile $\varphi = 5,8\%$ CO₂, 0,1% C_nH_{2n}, 0% O₂, 22,6% CO, 7,2% H₂, 2,8% CH₄ und 61,5% N₂.

10/1. $41,18 \frac{\text{Grad}}{\text{dm} \cdot \text{g/ml}}$.

10/2. $V(\text{Ls}) = \frac{100 \text{ g}}{1,0805 \text{ g/ml}} = 92,550 \text{ ml}; \beta = \frac{19,9 \text{ g}}{92,550 \text{ ml}} = 0,2150 \text{ g/ml};$

$$[\alpha] = 66,5 \frac{\text{Grad}}{\text{dm} \cdot \text{g/ml}}.$$

10/3. 99,1%.

- 10/4.** a) $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$; 0,0671 g Ag.
 b) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$; 0,0198 g Cu.

10/5. 5,95 g CuSO_4 .

10/6. 4,97 A.

10/7. 2,371 g Cu; 1,185 g Cu; 0,695 g Fe.

10/8. 1 h 52 min 4 s.

10/9. Für die Bildung von 1 mol ($\approx 122,55 \text{ g}$) KClO_3 sind $6 \cdot 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s} = 579\,000 \text{ A} \cdot \text{s}$ erforderlich. Ein Strom von 3 A gibt in 12 h 129 600 A · s, durch ihn werden

$$\frac{122,55 \text{ g} \cdot 129\,600 \text{ A} \cdot \text{s}}{579\,000 \text{ A} \cdot \text{s}} = 27,431 \text{ g } \text{KClO}_3$$

gebildet, entsprechend werden 16,687 g KCl oxidiert.

10/10. 7,658 kg.

10/11. 0,622 Liter.

10/12. 1,018 Liter.

10/13. $K_c = \frac{c(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot c(\text{CH}_3\text{COOH})} = 4.$

a) Es wurde ein Überschuß an $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (2 mol) auf 1 mol CH_3COOH eingesetzt. Im Gleichgewicht sind vorhanden x mol $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ und x mol H_2O , (2 - x) mol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ und (1 - x) mol CH_3COOH . Nach dem MWG ist

$$\frac{x \cdot x}{(2-x) \cdot (1-x)} = 4.$$

Es resultiert die quadratische Gleichung

$$x^2 - 4x + \frac{8}{3} = 0$$

(Lösung quadratischer Gleichungen s. S. 40).

$$x_{1,2} = 2 \pm \sqrt{\frac{4}{3}} = 2 \pm 1,155$$

(die Wurzel kann z. B. logarithmisch errechnet werden, s. S. 47).

$$x_1 = 3,155 \text{ mol CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5;$$

$$x_2 = 0,845 \text{ mol CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5.$$

Der Wert x_1 scheidet aus, denn aus 1 mol CH_3COOH kann nach der Reaktionsgleichung nicht mehr als 1 mol $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ entstehen.

b) 0,987 mol $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$.

- 10/14.** 20 g $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \approx 0,434 \text{ mol}$, 20 g $\text{CH}_3\text{COOH} \approx 0,333 \text{ mol}$. Im Gleichgewicht sind vorhanden: x mol $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ und x mol H_2O sowie $(0,434 - x)$ mol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ und $(0,333 - x)$ mol CH_3COOH .

$$\frac{x \cdot x}{(0,434 - x) \cdot (0,333 - x)} = 4,$$

daraus $x = 0,249 \text{ mol CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$, daher auch $0,249 \text{ mol H}_2\text{O}$. Es sind vorhanden:

$$0,434 \text{ mol} - 0,249 \text{ mol} = 0,185 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \approx 8,52 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH},$$

$$0,333 \text{ mol} - 0,249 \text{ mol} = 0,084 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

$$\approx 5,04 \text{ g CH}_3\text{COOH},$$

$$0,249 \text{ mol CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 \approx 21,94 \text{ g CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$$

und

$$0,249 \text{ mol H}_2\text{O} \approx 4,49 \text{ g H}_2\text{O},$$

Summe 39,99 g $\approx 40 \text{ g}$.

Probe:

$$\frac{0,249 \text{ mol} \cdot 0,249 \text{ mol}}{0,185 \text{ mol} \cdot 0,084 \text{ mol}} \approx 4.$$

$$10/15. K_c = \frac{c^2(\text{HI})}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)}$$

Gebildet werden $2x$ mol HI aus x mol H_2 und x mol I_2 . Im Gleichgewicht vorhanden (Annahme $V = 1 \text{ l}$):

$$(7,50 - x) \text{ mol H}_2 = c(\text{H}_2), \quad (2,50 - x) \text{ mol I}_2 = c(\text{I}_2)$$

und

$$2x \text{ mol HI} = c(\text{HI}).$$

Gebildet wurden $4,82$ mol HI = $2x$ mol, daraus $x = 2,41$ mol HI.

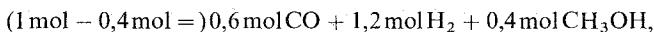
$$K_c = \frac{(2x)^2}{(7,50 - x) \cdot (2,50 - x)} = \frac{4,82^2}{5,09 \cdot 0,09} = 50,7.$$

- 10/16. Von 1 mol HI sind x mol zerfallen, folglich $\frac{x}{2}$ mol H_2 und $\frac{x}{2}$ mol I_2 gebildet. Im Gleichgewicht vorhanden $(1 - x)$ mol HI.

$$K_c = \frac{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)}{c^2(\text{HI})} = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{(1 - x)^2} = 0,02.$$

Daraus ist $x = 0,220$ mol HI. Der Anteil an zerfallenem HI beträgt 22,0%.

- 10/17. Anfangszustand: 1 mol CO und 2 mol H_2 ; umgesetzt sind 40% H_2 , das sind 0,8 mol H_2 und gemäß Reaktionsgleichung 0,4 mol CO; gebildet sind 0,4 mol CH_3OH . Im Gleichgewicht vorhanden:



Summe 2,2 mol.

Nach dem Daltonschen Gesetz ist

$$\frac{p(\text{A})}{p(\text{Ges})} = \frac{n(\text{A})}{n(\text{Ges})}.$$

$$p(\text{CO}) = \frac{0,6 \text{ mol}}{2,2 \text{ mol}} \cdot 200 \text{ bar} = 54,5 \text{ bar},$$

$$p(\text{H}_2) = \frac{1,2 \text{ mol}}{2,2 \text{ mol}} \cdot 200 \text{ bar} = 109,1 \text{ bar}$$

und

$$p(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{0,4 \text{ mol}}{2,2 \text{ mol}} \cdot 200 \text{ bar} = 36,4 \text{ bar}.$$

$$K_p = \frac{p(\text{CH}_3\text{OH})}{p(\text{CO}) \cdot p^2(\text{H}_2)} = \frac{36,4 \text{ bar}}{(54,5 \cdot 109,1^2) \text{ bar}} = 5,6 \cdot 10^{-5}.$$

- 10/18.** Die Reaktion verläuft ohne Änderung der Molzahl, folglich $K_p = K_c$, und es können Volumenanteile an Stelle der Teildrücke eingesetzt werden.

1 Liter Gasgemisch enthält vor der Reaktion 0,5 l CO, 0,2 l H₂O, 0,3 l H₂ und kein CO₂. Neu gebildet wurden x Liter CO₂. Im Gleichgewicht sind vorhanden: (0,5 - x) l CO, (0,2 - x) l H₂O, x l CO₂ und (0,3 + x) l H₂.

$$K = \frac{(0,5 - x) \cdot (0,2 - x)}{(0,3 + x) \cdot (0 + x)} = 1,4,$$

daraus

$$x = 0,086 \hat{=} \varphi(\text{CO}_2) = 8,6\%.$$

Zusammensetzung des Gasgemisches im Gleichgewicht in Volumenanteilen φ : 50% - 8,6% = 41,4% CO, 20% - 8,6% = 11,4% H₂O, 30% + 8,6% = 38,6% H₂ und 8,6% CO₂.

- 10/19.** $c(\text{HCOOH}) = 10^{-1} \text{ mol/l}$;

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{c}} = \sqrt{\frac{1,77 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}}{10^{-1} \text{ mol/l}}} = 0,042.$$

- 10/20.** $K_D = c \cdot \alpha^2$; $K_{D,\text{I}} = 0,1 \text{ mol} \cdot 0,102^2 = 1,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$,

$$K_{D,\text{II}} = 4,54 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}.$$

- 10/21.** a) 1,04; b) 12,92; c) 11,32; d) 12,0; e) 1,4.

- 10/22.** a) 7,68; b) 3,73.

- 10/23.** a) $c(\text{H}^+) = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$, $c(\text{OH}^-) = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}$;

$$\text{b) } c(\text{H}^+) = 1,59 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}, c(\text{OH}^-) = 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l};$$

$$\text{c) } c(\text{H}^+) = 5,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}, c(\text{OH}^-) = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}.$$

- 10/24.** a) 2,87; b) 2,91; c) 1,67; d) 2,24; e) 11,12.

- 10/25.** $K_D = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$; $1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l} = \frac{0,5 \text{ mol/l} \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$,

daraus

$$\alpha^2 + 0,0028 \cdot \alpha - 0,0028 = 0 \quad \text{und} \quad \alpha = 0,0515$$

(aufgerundet 0,052). Würde die Näherungsformel $K_D = c \cdot \alpha^2$ angewendet, erhielte man für $\alpha = 0,0529$.

pH-Wert-Berechnung:

$$c(H^+) = c \cdot \alpha = 0,5 \text{ mol/l} \cdot 0,052 = 0,026 \text{ mol/l}.$$

$$pH = -\lg c(H^+) = -\lg 0,026 = -(0,41 - 2) = 1,59.$$

- 10/26.** $pK_s = -\lg(1,76 \cdot 10^{-5}) = 4,75$; $c(B) = c(S)$, daher

$$\lg \frac{c(B)}{c(S)} = 0; \quad pH\text{-Wert} = 4,75 + 0 = 4,75.$$

- 10/27.** $pK_s = 7,2$; $pH\text{-Wert} = pK_s + \lg \frac{c(B)}{c(S)} = 7,2 + 0 = 7,2$.

- 10/28. a)** $pH = pK_s + \lg \frac{c(B)}{c(S)} = 4,75 + 2 = 6,75$;

$$\text{b)} \quad pH = \frac{pK_s}{2} - \frac{1}{2} \lg c(S) = \frac{3,68}{2} - \frac{1}{2} \lg 1 = 1,84;$$

$$\text{c)} \quad pH = 7 + \frac{pK_s}{2} + \frac{1}{2} \lg c(B) = 11,6.$$

- 10/29.** 100 ml enthalten 0,01 mol Essigsäure. Nach Zusatz von 20 ml 0,5 M Natronlauge sind 120 ml Lösung entstanden, die 0,01 mol Natriumacetat enthalten; Stoffmengenkonzentration dieser Lösung $c = 0,0833 \text{ mol/l}$.

$$pH = 7 + \frac{pK_s}{2} + \frac{1}{2} \lg c(B) = 7 + \frac{4,75}{2} + \frac{1}{2} \lg 0,0833 = 8,84.$$

- 10/30.** In 250 ml 0,02 M Ameisensäure sind 0,005 mol HCOOH enthalten. Nach Zugabe von 25 ml 0,2 M Natronlauge beträgt das Volumen der Lösung 275 ml, darin sind 0,005 mol Natriumformiat enthalten; die Lösung ist 0,0182 M.

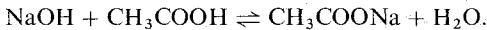
$$pH = 7 + 1,84 - 0,87 = 7,97.$$

- 10/31.** NaH_2PO_4 dissoziert in Na^+ und H_2PO_4^- (= Base). Im zweiten Gleichgewicht ist H_2PO_4^- Säure. Es liegt ein Ampholyt vor.

$$pK_{s,\text{I}} = 2,12, \quad pK_{s,\text{II}} = 7,21; \quad pH = \frac{2,12 + 7,21}{2} = 4,67.$$

- 10/32.** Erforderlich x ml Natronlauge mit

$$c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l} \equiv 0,5 \text{ mmol/ml}.$$



Anzahl mmol vor der Reaktion:

$$\text{NaOH} \dots \dots \dots x \text{ ml} \cdot 0,5 \text{ mmol/ml},$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} \dots \dots \dots 100 \text{ ml} \cdot 1 \text{ mmol/ml}.$$

Im Gleichgewicht:

$$\text{CH}_3\text{COOH} \dots \dots \dots 100 \text{ ml} - x \text{ ml} \cdot 0,5 \text{ mmol/ml},$$

$$\text{CH}_3\text{COONa} \dots \dots \dots x \text{ ml} \cdot 0,5 \text{ mmol/ml}.$$

$$pK_s = 4,75, \quad c(B) = x \text{ ml} \cdot 0,5 \text{ mmol/ml},$$

$$c(S) = 100 \text{ ml} - x \text{ ml} \cdot 0,5 \text{ mmol/ml}.$$

$$pH = pK_s + \lg \frac{c(B)}{c(S)}; \quad 6,0 = 4,75 + \lg \frac{x \cdot 0,5}{100 - x \cdot 0,5},$$

$$1,25 = \lg \frac{x \cdot 0,5}{100 - x \cdot 0,5};$$

auf beiden Seiten die Numeri aufsuchen:

$$17,78 = \frac{x \cdot 0,5}{100 - x \cdot 0,5},$$

daraus $x = 189,35 \text{ ml}$.

$$10/33. \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot \frac{1 \text{ mol/l}}{2 \text{ mol/l}} = 8,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l};$$

$$pH = 5,06.$$

10/34. pH-Wert der NH_4OH -Lösung = 11,11 (s. Beispiel 10-16).

$$c(\text{Salz}) = \frac{1 \text{ g}}{53,49 \text{ g/mol} \cdot 11} = 0,0187 \text{ mol/l} \text{ NH}_4\text{Cl}.$$

$$c(\text{OH}^-) = K_B \cdot \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Salz})} = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot \frac{0,1 \text{ mol/l}}{0,0187 \text{ mol/l}} \\ = 9,57 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l};$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{10^{-14} (\text{mol/l})^2}{9,57 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}} = 1,04 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}; \quad pH = 9,98.$$

Der pH-Wert ist von 11,11 auf 9,98 gesunken.

10/35. pH-Wert der Ameisensäure = 2,34 (s. Beispiel 10-17).

Nach Zusatz des Natriumformiats ist

$$c(\text{Salz}) = \frac{3 \text{ g}}{68,01 \text{ g/mol} \cdot 0,21} = 0,2206 \text{ mol/l};$$

$$\begin{aligned} c(\text{H}_3\text{O}^+) &= 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \cdot \frac{0,1 \text{ mol/l}}{0,2206 \text{ mol/l}} \\ &= 9,52 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}; \quad \text{pH} = 4,02. \end{aligned}$$

10/36. Aus pH = 5 ist $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-5} \text{ mol/l}$;

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ mol/l}.$$

$$10^{-5} \text{ mol/l} = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot \frac{0,1 \text{ mol/l}}{c(\text{Salz})},$$

daraus

$$c(\text{Salz}) = 0,176 \text{ mol/l};$$

$$m(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,176 \text{ mol} \cdot 82,04 \text{ g/mol} = 14,44 \text{ g}.$$

Die Aufgabe könnte auch nach der Näherungsformel (Säure + + korrespondierende Base) gelöst werden.

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{S}} + \lg \frac{c(\text{B})}{c(\text{S})};$$

$$\lg c(\text{B}) = \text{pH} - \text{p}K_{\text{S}} + \lg c(\text{S}) = 5 - 4,754 + (-1) = 0,246 - 1;$$

$$c(\text{B}) = 0,176 \text{ mol/l}$$

(und weiter wie oben).

10/37. a) $c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{2,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{233,39 \text{ g/mol} \cdot 11} = 1,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}.$

$$L(\text{BaSO}_4) = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = 1,06 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2.$$

b) $9,9 \text{ g PbCl}_2 \cong 0,0356 \text{ mol}; c(\text{Pb}^{2+}) = 0,0356 \text{ mol/l},$

$$c(\text{Cl}^-) = 2 \cdot 0,0356 \text{ mol/l} = 0,0712 \text{ mol/l}.$$

$$\begin{aligned} L(\text{PbCl}_2) &= c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{Cl}^-) = 0,0356 \text{ mol/l} \cdot 0,0712^2 (\text{mol/l})^2 \\ &= 1,80 \cdot 10^{-4} (\text{mol/l})^3. \end{aligned}$$

c) $\text{Ag}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3 \text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-};$

$$c(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = \frac{6,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{418,58 \text{ g/mol} \cdot 11} = 1,55 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l},$$

daher auch

$$c(\text{PO}_4^{3-}) = 1,55 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l.}$$

$$c(\text{Ag}^+) = 3 \cdot c(\text{PO}_4^{3-});$$

$$\begin{aligned} L(\text{Ag}_3\text{PO}_4) &= c^3(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{PO}_4^{3-}) = 27 \cdot c^3(\text{PO}_4^{3-}) \cdot c(\text{PO}_4^{3-}) \\ &= 27 \cdot c^4(\text{PO}_4^{3-}) = 27 \cdot (1,55 \cdot 10^{-5})^4 (\text{mol/l})^4 \\ &= 1,56 \cdot 10^{-18} (\text{mol/l})^4. \end{aligned}$$

- 10/38.** $c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-})$, daher

$$\begin{aligned} L(\text{PbSO}_4) &= c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = c^2(\text{Pb}^{2+}) \\ &= 1,58 \cdot 10^{-8} (\text{mol/l})^2; \end{aligned}$$

$$c(\text{Pb}^{2+}) = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \doteq c(\text{PbSO}_4);$$

$$\begin{aligned} m(\text{PbSO}_4) &= 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \cdot 303,3 \text{ g/mol} \\ &= 0,0382 \text{ g/l PbSO}_4. \end{aligned}$$

- 10/39.** a) 6,5 mg CaC₂O₄; b) 5,4 mg CaC₂O₄; c) 1,8 mg AgCl;
d) $4,4 \cdot 10^{-9}$ mg PbS;
e) $\text{PbCl}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^-$; $c(\text{Cl}^-) = 2c(\text{Pb}^{2+})$;

$$\begin{aligned} L(\text{PbCl}_2) &= c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{Cl}^-) = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot (2c)^2(\text{Pb}^{2+}) \\ &= 4c^3(\text{Pb}^{2+}) = 2,12 \cdot 10^{-5} (\text{mol/l})^3. \end{aligned}$$

Daraus

$$c(\text{Pb}^{2+}) = 1,743 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} \doteq c(\text{PbCl}_2).$$

$$\begin{aligned} m(\text{PbCl}_2) &= 1,743 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} \cdot 278,1 \text{ g/mol} \\ &= 4,847 \text{ g/l} = 4847 \text{ mg/l PbCl}_2. \end{aligned}$$

- 10/40.** a) $\frac{L(\text{AgCl})}{L(\text{AgI})} = \frac{1,61 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2}{0,97 \cdot 10^{-16} (\text{mol/l})^2} \doteq \frac{c(\text{Cl}^-)}{c(\text{I}^-)} = 1,66 \cdot 10^6$.
b) $\frac{L(\text{AgCl})}{L(\text{AgBr})} \doteq \frac{c(\text{Cl}^-)}{c(\text{Br}^-)} = 255$.

Im Fall a ist eine Trennung durchführbar, auch wenn $c(\text{Cl}^-)$ in großem Überschuß vorliegt; der Fall b ist ungünstig.

- 10/41.** $L(\text{AgCl}) = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$; $L(\text{AgSCN}) = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{SCN}^-)$.

Bei Beginn der Fällung des AgCl muß $c(\text{Ag}^+)$ für beide Reaktionen gleich sein, und es wird

$$c(\text{Ag}^+) = \frac{L(\text{AgCl})}{c(\text{Cl}^-)} = \frac{L(\text{AgSCN})}{c(\text{SCN}^-)}.$$

Das Verhältnis

$$\frac{c(\text{SCN}^-)}{c(\text{Cl}^-)} = \frac{L(\text{AgSCN})}{L(\text{AgCl})} = \frac{1 \cdot 10^{-12}}{1 \cdot 10^{-10}} = 1 \cdot 10^{-2}$$

Wenn also $c(\text{SCN}^-)$ auf $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$ gesunken ist, beginnt bereits die Mitfällung der Cl^- -Ionen. (Eine quantitative Trennung ist auf diesem Wege nicht möglich).

- 10/42.** Für Pufferlösungen aus schwachen Basen und deren Salzen ($\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Cl}$) gilt

$$\begin{aligned} c(\text{OH}^-) &= K_B \cdot \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Salz})} = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot \frac{0,1 \text{ mol/l}}{0,1 \text{ mol/l}} \\ &= 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}. \end{aligned}$$

Das Ionenprodukt des $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ist

$$\begin{aligned} c(\text{Mg}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-) &= 0,05 \text{ mol/l} \cdot (1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l})^2 \\ &= 1,60 \cdot 10^{-11} (\text{mol/l})^3. \end{aligned}$$

Das Ionenprodukt ist größer als das Löslichkeitsprodukt

$$L = 5,5 \cdot 10^{-12} (\text{mol/l})^3,$$

es entsteht ein Niederschlag.

- 10/43.** 200 ml Mischung enthalten 2 g MgCl_2 ($\cong 10 \text{ g/l}$).

$$c(\text{MgCl}_2) = \frac{10 \text{ g}}{95,21 \text{ g/mol} \cdot 11} = 0,105 \text{ mol/l},$$

daher auch

$$c(\text{Mg}^{2+}) = 0,105 \text{ mol/l}.$$

Aus

$$L(\text{Mg}(\text{OH})_2) = c(\text{Mg}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-)$$

ist

$$c^2(\text{OH}^-) = \frac{5,5 \cdot 10^{-12} (\text{mol/l})^3}{0,105 \text{ mol/l}}$$

und

$$c(\text{OH}^-) = 7,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}.$$

100 ml 1 M NH_4OH -Lösung $\cong c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,1 \text{ mol/l}$; nach dem

Mischen beträgt das Volumen 200 ml, es entsteht eine Lösung, die 0,05 mol/l NH₄OH enthält.

$$c(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{x}{53,49 \text{ g/mol} \cdot 11}.$$

Es liegt ein Puffergemisch vor, daher

$$c(\text{OH}^-) = K_B \cdot \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Salz})};$$

$$7,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l} = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot \frac{0,05 \text{ mol/l}}{\frac{x}{53,49 \text{ g/mol}}},$$

daraus $x = 6,61 \text{ g/l NH}_4\text{Cl}$, die zuzumischen sind.

- 10/44.** Ca(OH)₂ ⇌ Ca²⁺ + 2 OH⁻; die Konzentration an OH-Ionen beträgt das Zweifache der Konzentration an Ca-Ionen, das heißt, $c(\text{OH}^-)$ kann durch $2 \cdot c(\text{Ca}^{2+})$ ersetzt werden.

$$\begin{aligned} L(\text{Ca(OH)}_2) &= c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-) \\ &= c(\text{Ca}^{2+}) \cdot (2 \cdot c)^2(\text{Ca}^{2+}) = 4 \cdot c^3(\text{Ca}^{2+}) \\ &= 5,47 \cdot 10^{-6} (\text{mol/l})^3. \end{aligned}$$

Daraus

$$\begin{aligned} c(\text{Ca}^{2+}) &= \sqrt[3]{\frac{5,47 \cdot 10^{-6} (\text{mol/l})^3}{4}} \\ &= \sqrt[3]{1,3675 \cdot 10^{-6} (\text{mol/l})^3} = 1,11 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}. \end{aligned}$$

(Logarithmisch berechnet: $\lg 1,3675 \cdot 10^{-6} = 0,1359 - 6$, dividiert durch 3 gibt $0,0453 - 2$, daraus $N = 1,11 \cdot 10^{-2}$).

$$c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c(\text{Ca}^{2+}) = 2,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}.$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg \frac{K_W}{c(\text{OH}^-)} = -\lg \frac{10^{-14}}{2,22 \cdot 10^{-2}} = -\lg 0,450 \cdot 10^{-12} \\ &= -\lg 4,50 \cdot 10^{-13}; \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 0,65 - 13 = 12,35.$$

- 10/45.** $c(\text{Fe}^{2+}) = \frac{10^{-44} (\text{mol/l})^6 \cdot 0,1 \text{ mol/l}}{(0,1 \text{ mol/l})^6} = 10^{-39} \text{ mol/l}.$

Bei Zugabe von 0,1 mol S^{2-} (als Na_2S) wird das Ionenprodukt
 $c(Fe^{2+}) \cdot c(S^{2-}) = 10^{-39} \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 10^{-40} (\text{mol/l})^2$.

Das Ionenprodukt ist kleiner als das Löslichkeitsprodukt von FeS ;
 FeS fällt nicht aus.

10/46. $K = 0,265 \text{ g/l} : 0,250 \text{ g/l} = 1,060$.

10/47. $K = 7,51 \text{ mol/l} : 0,18 \text{ mol/l} = 41,7$.

10/48. $\beta_1 = g$ Bernsteinsäure in 1 l Wasser, $\beta_2 = g$ Bernsteinsäure in 1 l Ether. $K = \frac{\beta_1}{\beta_2} = 5,3$. Die Totalkonzentration an Bernsteinsäure beträgt $2,4 \text{ g/l} = \beta_1 + 3 \cdot \beta_2$. Aus beiden Gleichungen ist $\beta_2 = 0,289 \text{ g}$ in 1 Liter Ether, $\beta_1 = 1,532 \text{ g}$ in 1 Liter Wasser.

10/49. $M = \frac{0,412 \text{ g} \cdot 0,08314 \text{ bar} \cdot 1/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 288 \text{ K}}{0,974 \text{ bar} \cdot 0,03931} = 257,7 \text{ g/mol Iod}$.

Molare Masse des Iod-Atoms = 126,9 g/mol, daher

$$\frac{257,7 \text{ g/mol}}{126,9 \text{ g/mol}} \approx 2,$$

das Iod-Molekül ist 2-atomig.

10/50. $M(Mannit) = 182,4 \text{ g/mol}$.

10/51. $M(Benzaldehyd) = 108,3 \text{ g/mol}$; aus der Molekülformel errechnet sich 106,1 g/mol.

10/52. $M(Phenetol) = 122,4 \text{ g/mol}$.

10/53. $\Delta \vartheta_b = \frac{0,0044 \text{ kg} \cdot 2,64 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,09313 \text{ kg/mol} \cdot 0,075 \text{ kg}} = 1,66 \text{ K}$;

$$\vartheta_b = 80,12^\circ\text{C} + 1,66^\circ\text{C} = 81,78^\circ\text{C}$$
.

10/54. $\Delta H = \Delta H_2 + \Delta H_3 - \Delta H_1 = + 183 \text{ kJ/mol}$. Für 1000 g $CaCO_3$ ergibt sich

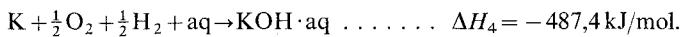
$$\frac{183 \text{ kJ/mol} \cdot 1000 \text{ g}}{100,09 \text{ g/mol}} = 1828 \text{ kJ}$$

(die zugeführt werden müssen).

10/55. Summengleichung $C + O_2 + H_2 \rightarrow HCOOH$, erhalten aus Gleichung II – III + I.

$$\begin{aligned} \Delta H &= -286,4 \text{ kJ/mol} - (-276,0 \text{ kJ/mol}) + (-394,0 \text{ kJ/mol}) \\ &= -404,4 \text{ kJ/mol}. \end{aligned}$$

10/56. I + II = IV . . .



IV - III = V . . .



10/57. $7 \cdot \text{I} + 3 \cdot \text{II} - \text{III}$ gibt $7\text{C} + 3\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$

$$\Delta H = 7 \cdot (-394,0) + 3 \cdot (-286,4) - (-3233,0)$$

$$= -384,2 \text{ kJ/mol}$$

10/58. Aufzustellen sind die thermochemischen Reaktionsgleichungen:



die Bildungsenthalpie des festen NH_4Cl .

10/59. 1 mol $\text{C}_6\text{H}_6 \approx 78,11 \text{ g}$ liefert 3140 kJ, 1 kg daher 40 200 kJ.

10/60. 1 m^3 Wassergas enthält 0,033 m^3 CO_2 , 0,440 m^3 CO , 0,004 m^3 CH_4 , 0,486 m^3 H_2 und 0,037 m^3 N_2 . Für die Erzeugung von Wärme kommen nur die brennbaren Gase CO , CH_4 und H_2 in Betracht. Diese Volumina umgerechnet in Massen: 22,4 m^3 CO sind 1 kmol = 28,0 kg, folglich $0,44 \text{ m}^3 = 0,550 \text{ kg CO}$, analog: 0,003 kg CH_4 und 0,044 kg H_2 .

Es werden folgende Wärmemengen geliefert:

$$\text{CO} \dots 0,550 \text{ kg} \cdot 10170 \text{ kJ/kg} = 5593,5 \text{ kJ}$$

$$\text{CH}_4 \dots 0,003 \text{ kg} \cdot 50120 \text{ kJ/kg} = 150,4 \text{ kJ}$$

$$\text{H}_2 \dots 0,044 \text{ kg} \cdot 119560 \text{ kJ/kg} = 5260,6 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ m}^3 \text{ Wassergas gibt} \dots = 11004,5 \text{ kJ}$$

12 Tabellen und Tafeln

Tabelle 1. Flüssigkeitsinhalte liegender Zylinder, S. 71.

Tabelle 2. Trigonometrische Funktionen, S. 74.

Tabelle 3. Zusammenhang SI-Einheiten/frühere Einheiten, S. 240.

Tabelle 4. Atommassen der Elemente,
bezogen auf die Atommasse des Kohlenstoff-Nuklids $^{12}\text{C} = 12$
(Stand 1985)

Ac	Actinium . . .	(227)	Es	Einsteinium . . .	(252)
Ag	Silber	107,8682 \pm 2	Eu	Europium . . .	151,965 \pm 9
Al	Aluminium	26,981539 \pm 5	F	Fluor	18,9984032 \pm 9
Am	Americium	(243)	Fe	Eisen	55,847 \pm 3
Ar	Argon	39,948	Fm	Fermium	(257)
As	Arsen	74,92159 \pm 2	Fr	Francium	(223)
At	Astatin	(210)	Ga	Gallium	69,723 \pm 4
Au	Gold	196,96645 \pm 3	Gd	Gadolinium	157,25 \pm 3
B	Bor	10,811 \pm 5	Ge	Germanium	72,61 \pm 2
Ba	Barium	137,327 \pm 7	H	Wasserstoff	1,00794 \pm 7
Be	Beryllium	9,012182 \pm 3	<i>Hydrogen</i>		
Bi	Bismut	208,98037 \pm 3	He	Helium	4,002602 \pm 2
Bk	Berkelium	(247)	Hf	Hafnium	178,49 \pm 2
Br	Brom	79,904	Hg	Quecksilber	200,59 \pm 3
C	Kohlenstoff	12,011	Ho	Holmium	164,93032 \pm 3
	<i>Carbon</i>		I	Iod	126,90447 \pm 3
Ca	Calcium	40,078 \pm 4	In	Indium	114,82
Cd	Cadmium	112,411 \pm 8	Ir	Iridium	192,22 \pm 3
Ce	Cer	140,115 \pm 4	K	Kalium	39,0983
Cf	Californium	(251)	Kr	Krypton	83,80
Cl	Chlor	35,4527 \pm 9	La	Lanthan	138,9055 \pm 2
Cm	Curium	(247)	Li	Lithium	6,941 \pm 2
Co	Cobalt	58,93320 \pm 1	Lr	Lawrencium	(260)
Cr	Chrom	51,9961 \pm 6	Lu	Lutetium	174,967
Cs	Cäsium	132,90543 \pm 5	Md	Mendelevium	(258)
Cu	Kupfer	63,546 \pm 3	Mg	Magnesium	24,3050 \pm 6
Dy	Dysprosium	162,50 \pm 3	Mn	Mangan	54,93805 \pm 1
Er	Erbium	167,26 \pm 3	Mo	Molybdän	95,94

Tabelle 4 (Fortsetzung)

N	Stickstoff . . .	14,00674 ± 7	Ru	Ruthenium . . .	101,07 ± 2
<i>Nitrogen</i>					
Na	Natrium . . .	22,989768 ± 6	S	Schwefel . . .	32,066 ± 6
Nb	Niob	92,90638 ± 2	Sb	Antimon . . .	121,75 ± 3
Nd	Neodym . . .	144,24 ± 3	Sc	Scandium . . .	44,955910 ± 3
Ne	Neon	20,1797 ± 6	Se	Selen	78,96 ± 3
Ni	Nickel	58,69	Si	Silicium	28,0855 ± 3
No	Nobelium . . .	(259)	Sm	Samarium . . .	150,36 ± 3
Np	Neptunium . . .	(237)	Sn	Zinn	118,710 ± 7
O	Sauerstoff . . .	15,9994 ± 3	Sr	Strontium . . .	87,62
<i>Oxygen</i>					
Os	Osmium	190,2	Ta	Tantal	180,9479
P	Phosphor	30,973762 ± 4	Tb	Terbium	158,92534 ± 3
Pa	Proctactinium . . .	(231)	Tc	Technetium . . .	(98)
Pb	Blei	207,2	Te	Tellur	127,60 ± 3
Pd	Palladium . . .	106,42	Th	Thorium	232,0381
Pm	Promethium . . .	(145)	Ti	Titan	47,88 ± 3
Po	Polonium	(209)	Tl	Thallium	204,3833 ± 2
Pr	Praseodym	140,90765 ± 3	Tm	Thulium	168,93421 ± 3
Pt	Platin	195,08 ± 3	U	Uran	238,0289
Pu	Plutonium	(244)	V	Vanadium	50,9415
Ra	Radium	(226)	W	Wolfram	183,85 ± 3
Rb	Rubidium	85,4678 ± 3	Xe	Xenon	131,29 ± 2
Re	Rhenium	186,207	Y	Yttrium	88,90585 ± 2
Rh	Rhodium	102,90550 ± 3	Yb	Ytterbium	173,04 ± 3
Rn	Radon	(222)	Zn	Zink	65,39 ± 2
			Zr	Zirconium	91,224 ± 2

Die Genauigkeit der letzten Ziffer ist ± 1 , sofern nicht anders angegeben.

In Klammer gesetzte Zahlenwerte: von diesen Elementen existieren keine stabilen Nuklide.

Tabelle 5. *Molare Massen häufiger verwendeter Verbindungen* in g/mol
a) Anorganische Verbindungen

AgBr	187,772	As ₂ O ₃	197,841
AgSCN	165,952	BaCl ₂	208,232
AgCl	143,321	BaCl ₂ · 2 H ₂ O	244,263
AgNO ₃	169,873	BaSO ₄	233,391
Al ₂ O ₃	101,961	CO	28,010

Tabelle 5 (Fortsetzung)

CO ₂	44,010	MgCl ₂	95,210
CaCO ₃	100,087	MgO	40,304
CaO	56,077	MnO ₂	86,937
Ca(OH) ₂	74,093	MnSO ₄	151,002
CaSO ₄	136,142	NH ₃	17,031
Cr ₂ O ₃	151,990	NH ₄ SCN	76,122
CuSO ₄	159,610	NH ₄ Cl	53,492
CuSO ₄ · 5 H ₂ O	249,686	NH ₄ OH	35,046
FeCl ₂	126,752	Na ₂ CO ₃	105,989
FeCl ₃	162,205	NaCl	58,443
Fe ₂ O ₃	159,692	NaHCO ₃	84,007
FeSO ₄	151,911	NaH ₂ PO ₄	119,978
HBr	80,912	Na ₂ HPO ₄	141,959
HCl	36,461	NaHSO ₄	120,062
HI	127,913	NaNO ₂	68,996
HNO ₃	63,013	NaNO ₃	84,995
H ₂ O	18,015	NaOH	39,997
H ₂ O ₂	34,015	Na ₂ SO ₄	142,044
H ₃ PO ₄	97,995	Na ₂ S ₂ O ₃	158,110
H ₂ S	34,082	Na ₂ S ₂ O ₃ · 5 H ₂ O	248,186
H ₂ SO ₄	98,080	PCl ₃	137,332
HgO	216,59	PCl ₅	208,237
KBr	119,002	P ₂ O ₅	141,945
KBrO ₃	167,000	PbS	239,3
KCN	65,116	PbSO ₄	303,3
KCl	74,551	SO ₂	64,065
KClO ₃	122,549	SO ₃	80,064
K ₂ Cr ₂ O ₇	294,185	SnCl ₂	189,615
KMnO ₄	158,034	SnCl ₄	260,521
KOH	56,105	ZnCl ₂	136,30
K ₂ SO ₄	174,260	ZnSO ₄	161,45
MgCO ₃	84,314		

b) Organische Verbindungen

Aceton (Propanon)	CH ₃ COCH ₃	58,080
Acetylen (Ethin)	C ₂ H ₂	26,038
Ameisensäure (Methansäure)	HCOOH	46,026
Anilin	C ₆ H ₅ NH ₂	93,129
Benzol	C ₆ H ₆	78,114

Tabelle 5 (Fortsetzung)

Benzoesäure	C ₆ H ₅ COOH	122,124
Chloroform	CHCl ₃	119,378
Diethylether	C ₂ H ₅ – O – C ₂ H ₅	74,123
Essigsäure (Ethansäure)	CH ₃ COOH	60,053
Ethanol	C ₂ H ₅ OH	46,069
Methanol	CH ₃ OH	32,042
Naphthalin	C ₁₀ H ₈	128,17
Oxalsäure (Ethandisäure)	C ₂ O ₄ H ₂	90,036
	C ₂ O ₄ H ₂ · 2 H ₂ O	126,067
Phenol	C ₆ H ₅ OH	94,113
Propan	C ₃ H ₈	44,097
Toluol	C ₆ H ₅ CH ₃	92,141

Tabelle 6. Stöchiometrische (analytische) Faktoren

Gesucht	Gegeben	Faktor
Ag	AgCl	0,7526
Al	Al ₂ O ₃	0,5293
As	As ₂ S ₃	0,6090
	Mg ₂ As ₂ O ₇	0,4827
As ₂ O ₃	As	1,3203
	As ₂ S ₃	0,8041
	Mg ₂ As ₂ O ₇	0,6373
Ba	BaCrO ₄	0,5421
	BaSO ₄	0,5884
BaCl ₂	BaSO ₄	0,8922
BaO	BaCrO ₄	0,6053
	BaSO ₄	0,6570
Br	AgBr	0,4255
	AgCl	0,5575
C	CO ₂	0,2729
CO ₂	CaO	0,7848
Ca	CaCO ₃	0,4004
	CaO	0,7147
CaO	CO ₂	1,2742
	CaSO ₄	0,4119
Cl	Ag	0,3287
	AgCl	0,2474

Tabelle 6 (Fortsetzung)

Gesucht	Gegeben	Faktor
Cr	BaCrO ₄	0,2053
	Cr ₂ O ₃	0,6842
Cu	CuSCN	0,5225
	CuO	0,7989
CuO	CuSCN	0,6540
Fe	Fe ₂ O ₃	0,6994
FeCl ₃	Fe ₂ O ₃	2,0315
Fe ₂ O ₃	Fe	1,4297
H	H ₂ O	0,1119
H ₂ C ₂ O ₄	CaO	1,6056
H ₂ SO ₄	BaSO ₄	0,4202
I	AgCl	0,8855
	AgI	0,5405
K	KCl	0,5244
	K ₂ SO ₄	0,4487
K ₂ SO ₄	BaSO ₄	0,7466
Mg	Mg ₂ P ₂ O ₇	0,2184
MgCl ₂	Mg ₂ P ₂ O ₇	0,8556
MgO	CO ₂	0,9158
	Mg ₂ P ₂ O ₇	0,3622
	MgSO ₄	0,3348
Mn	MnSO ₄	0,3638
NO ₃	NO	2,0664
Na	NaCl	0,3934
	Na ₂ SO ₄	0,3237
Na ₂ CO ₃	CO ₂	2,4083
	NaOH	1,3250
NaCl	AgCl	0,4078
	Na ₂ SO ₄	0,8229
NaHCO ₃	Na ₂ CO ₃	1,5852
Na ₂ SO ₄	BaSO ₄	0,6086
O ₂	KMnO ₄	0,2531
P	Mg ₂ P ₂ O ₇	0,2784
P ₂ O ₅	Mg ₂ P ₂ O ₇	0,6378
Pb	PbSO ₄	0,6832
PbO	PbSO ₄	0,7359
S	BaSO ₄	0,1374
SO ₃	BaSO ₄	0,3430
SO ₄	BaSO ₄	0,4116

Tabelle 6 (Fortsetzung)

Gesucht	Gegeben	Faktor
Sb	Sb ₂ S ₃	0,7168
Sb ₂ O ₃	Sb ₂ S ₃	0,8581
Si	SiO ₂	0,4674
Sn	SnO ₂	0,7877
SnO ₂	Sn	1,2696
Zn	ZnO	0,8034
ZnO	Zn	1,2447

Tabelle 7. Maßanalytische Äquivalente

1 Liter Maßlösung (Titrator) zeigt Gramm des zu bestimmenden Stoffes (Titrand) an.

Maßlösung	Zu bestimmen
Natronlauge $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$	HCl. 36,461 HNO ₃ 63,013 H ₂ SO ₄ 49,040 SO ₃ 40,032 CH ₃ COOH 60,053 H ₂ C ₂ O ₄ 45,018 H ₂ C ₂ O ₄ · 2 H ₂ O 63,034 NaHSO ₄ 120,062
Salzsäure $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$ bzw. Schwefelsäure $c(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$	KOH. 56,105 K ₂ CO ₃ 69,103 NaOH. 39,997 NaHCO ₃ 84,007 Na ₂ CO ₃ 52,995 Na ₂ CO ₃ · 10 H ₂ O 143,071 NH ₃ 17,031 NH ₄ Cl 53,492 CO ₂ 22,005 CaCO ₃ 50,044

Tabelle 7 (Fortsetzung)

Maßlösung	Zu bestimmen	
Kaliumpermanganat $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 1 \text{ mol/l}$	H_2O_2 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. . . Ca Fe Fe_2O_3	17,007 45,018 63,034 20,039 55,847 79,846
Natriumthiosulfat $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 \text{ mol/l}$	As Cl I Cr Cr_2O_3 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Cu CuSO_4 Fe	37,461 35,453 126,905 17,332 25,332 49,031 63,546 159,610 55,847
Silbernitrat $c(\text{AgNO}_3) = 1 \text{ mol/l}$	Cl HCl KCl NaCl NH_4Cl CaCl_2 Br I	35,453 36,461 74,551 58,443 53,492 55,492 79,904 126,905
Ammoniumthiocyanat $c(\text{NH}_4\text{SCN}) = 1 \text{ mol/l}$	Ag AgNO_3	107,868 169,873

Tabelle 8. Löslichkeit einiger Salze in Wasser
(Gramm reine Substanz in 100 g Wasser)

	NaCl	KCl	NH_4Cl	NaNO_3	KNO_3	NH_4NO_3
0 °C	35,6	28,5	29,9	73,0	13,3	118
10 °C	35,7	31,2	33,3	80,5	21,1	144
20 °C	35,8	34,2	37,2	88,0	31,2	177
30 °C	36,1	37,4	41,4	96,0	44,5	243

Tabelle 8 (Fortsetzung)

	NaCl	KCl	NH ₄ Cl	NaNO ₃	KNO ₃	NH ₄ NO ₃
40 °C	36,4	40,3	45,8	104,9	64	297
50 °C	36,7	43,1	50,4	114,1	86	355
60 °C	37,1	45,6	55,3	124,6	111	432
70 °C	37,5	48,4	60,3	135,8	139	514
80 °C	38,0	51,1	65,6	148,1	172	625
90 °C	38,5	53,6	71,2	161,1	206	793
100 °C	39,2	56,3	77,3	174,0	247	1011

Tabelle 9. Dichte und Gehalt von Säuren und Basen

a) Schwefelsäure

ρ_{20}	% H ₂ SO ₄	g H ₂ SO ₄ im Liter	ρ_{20}	% H ₂ SO ₄	g H ₂ SO ₄ im Liter	ρ_{20}	% H ₂ SO ₄	g H ₂ SO ₄ im Liter
1,000	0,261	2,609	1,100	14,73	162,03	1,200	27,72	332,64
1,005	0,986	9,904	1,105	15,41	170,28	1,205	28,33	341,38
1,010	1,731	17,483	1,110	16,08	178,49	1,210	28,95	350,29
1,015	2,485	25,223	1,115	16,76	186,87	1,215	29,57	359,28
1,020	3,242	33,068	1,120	17,43	195,22	1,220	30,18	368,20
1,025	4,000	41,000	1,125	18,09	203,51	1,225	30,79	377,18
1,030	4,746	48,884	1,130	18,76	211,99	1,230	31,40	386,22
1,035	5,493	56,852	1,135	19,42	220,42	1,235	32,01	395,32
1,040	6,237	64,865	1,140	20,08	228,91	1,240	32,61	404,36
1,045	6,956	72,690	1,145	20,73	237,36	1,245	33,22	413,59
1,050	7,704	80,892	1,150	21,38	245,87	1,250	33,82	422,75
1,055	8,415	88,778	1,155	22,03	254,45	1,255	34,42	431,97
1,060	9,129	96,767	1,160	22,67	262,97	1,260	35,01	441,13
1,065	9,843	104,828	1,165	23,31	271,55	1,265	35,60	450,34
1,070	10,56	112,99	1,170	23,95	280,21	1,270	36,19	459,61
1,075	11,26	121,04	1,175	24,58	288,81	1,275	36,78	468,94
1,080	11,96	129,17	1,180	25,21	297,48	1,280	37,36	478,21
1,085	12,66	137,36	1,185	25,84	306,20	1,285	37,95	487,66
1,090	13,36	145,62	1,190	26,47	314,99	1,290	38,53	497,04
1,095	14,04	153,74	1,195	27,10	323,85	1,295	39,10	506,34

Tabelle 9 (Fortsetzung)

ρ_{20}	% H_2SO_4	g H_2SO_4 im Liter	ρ_{20}	% H_2SO_4	g H_2SO_4 im Liter	ρ_{20}	% H_2SO_4	g H_2SO_4 im Liter
1,300	39,68	515,84	1,450	55,45	804,03	1,600	69,09	1105,44
1,305	40,25	525,26	1,455	55,93	813,78	1,605	69,53	1115,96
1,310	40,82	534,74	1,460	56,41	823,59	1,610	69,96	1126,36
1,315	41,39	544,28	1,465	56,89	833,44	1,615	70,39	1136,80
1,320	41,95	553,74	1,470	57,36	843,44	1,620	70,82	1147,28
1,325	42,51	563,26	1,475	57,84	853,14	1,625	71,25	1157,81
1,330	43,07	572,83	1,480	58,31	862,99	1,630	71,67	1168,22
1,335	43,62	582,33	1,485	58,78	872,88	1,635	72,09	1178,67
1,340	44,17	591,88	1,490	59,24	882,68	1,640	72,52	1189,33
1,345	44,72	601,48	1,495	59,70	892,52	1,645	72,95	1200,03
1,350	45,26	611,01	1,500	60,17	902,55	1,650	73,37	1210,61
1,355	45,80	620,59	1,505	60,62	912,33	1,655	73,80	1221,39
1,360	46,33	630,09	1,510	61,08	922,31	1,660	74,22	1232,05
1,365	46,86	639,64	1,515	61,54	932,33	1,665	74,64	1242,75
1,370	47,39	649,24	1,520	62,00	942,40	1,670	75,07	1253,67
1,375	47,92	658,90	1,525	62,45	952,36	1,675	75,49	1264,45
1,380	48,45	668,61	1,530	62,91	962,52	1,680	75,92	1275,46
1,385	48,97	678,23	1,535	63,36	972,58	1,685	76,34	1286,33
1,390	49,48	687,77	1,540	63,81	982,67	1,690	76,77	1297,41
1,395	49,99	697,36	1,545	64,26	992,81	1,695	77,20	1308,54
1,400	50,50	707,00	1,550	64,71	1003,01	1,700	77,63	1319,71
1,405	51,01	716,69	1,555	65,15	1013,09	1,705	78,06	1330,92
1,410	51,52	726,43	1,560	65,59	1023,20	1,710	78,49	1342,18
1,415	52,02	735,58	1,565	66,03	1033,37	1,715	78,93	1353,65
1,420	52,51	745,64	1,570	66,47	1043,58	1,720	79,37	1365,16
1,425	53,01	755,39	1,575	66,91	1053,84	1,725	79,81	1376,72
1,430	53,50	765,05	1,580	67,35	1064,13	1,730	80,25	1388,33
1,435	54,00	774,90	1,585	67,79	1074,47	1,735	80,70	1400,15
1,440	54,49	784,66	1,590	68,23	1084,86	1,740	81,16	1412,18
1,445	54,97	794,32	1,595	68,66	1095,12	1,745	81,62	1424,27

Tabelle 9 (Fortsetzung)

ρ_{20}	% H ₂ SO ₄	g H ₂ SO ₄ im Liter	ρ_{20}	% H ₂ SO ₄	g H ₂ SO ₄ im Liter
1,750	82,09	1436,58	1,800	87,69	1578,42
1,755	82,57	1449,11	1,805	88,43	1596,16
1,760	83,06	1461,86	1,810	89,23	1615,06
1,765	83,57	1475,11	1,815	90,12	1635,68
1,770	84,08	1488,22	1,820	91,11	1658,20
<hr/>					
1,775	84,61	1501,83	1,822	91,56	1668,22
1,780	85,16	1515,85	1,824	92,00	1678,08
1,785	85,74	1530,46	1,826	92,51	1689,23
1,790	86,35	1545,67	1,828	93,03	1700,59
1,795	86,99	1561,47	1,830	93,64	1713,61

b) Salzsäure

ρ_{20}	% HCl	g HCl im Liter	ρ_{20}	% HCl	g HCl im Liter	ρ_{20}	% HCl	g HCl im Liter
1,000	0,36	3,6	1,075	15,48	166,41	1,150	30,14	346,61
1,005	1,36	13,67	1,080	16,47	177,88	1,155	31,14	359,67
1,010	2,36	23,84	1,085	17,45	189,33	1,160	32,14	372,82
1,015	3,37	34,21	1,090	18,43	200,89	1,165	33,16	386,32
1,020	4,39	44,78	1,095	19,41	212,54	1,170	34,18	399,91
<hr/>								
1,025	5,41	55,45	1,100	20,39	224,29	1,175	35,20	413,60
1,030	6,43	66,23	1,105	21,36	236,03	1,180	36,23	427,51
1,035	7,46	77,21	1,110	22,33	247,86	1,185	37,27	441,65
1,040	8,49	88,30	1,115	23,29	259,68	1,190	38,32	456,01
1,045	9,51	99,38	1,120	24,25	271,60	1,195	39,37	470,47
<hr/>								
1,050	10,52	110,46	1,125	25,22	283,72			
1,055	11,52	121,54	1,130	26,20	296,06			
1,060	12,51	132,61	1,135	27,18	308,49			
1,065	13,50	143,78	1,140	28,18	321,25			
1,070	14,49	155,04	1,145	29,17	334,00			

Tabelle 9 (Fortsetzung)

c) Salpetersäure

ρ_{20}	% HNO ₃	g HNO ₃ im Liter	ρ_{20}	% HNO ₃	g HNO ₃ im Liter	ρ_{20}	% HNO ₃	g HNO ₃ im Liter
1,000	0,333	3,33	1,150	25,48	293,02	1,300	48,42	629,46
1,005	1,255	12,61	1,155	26,24	303,07	1,305	49,21	642,19
1,010	2,164	21,86	1,160	27,00	313,20	1,310	50,00	655,00
1,015	3,073	31,19	1,165	27,76	323,41	1,315	50,85	668,68
1,020	3,982	40,62	1,170	28,51	333,57	1,320	51,71	682,57
1,025	4,883	50,05	1,175	29,25	343,69	1,325	52,56	696,42
1,030	5,784	59,57	1,180	30,00	354,00	1,330	53,41	710,35
1,035	6,661	68,94	1,185	30,74	364,27	1,335	54,27	724,50
1,040	7,530	78,31	1,190	31,47	374,49	1,340	55,13	738,74
1,045	8,398	87,76	1,195	32,21	384,91	1,345	56,04	753,74
1,050	9,259	97,22	1,200	32,94	395,38	1,350	56,95	768,83
1,055	10,12	106,77	1,205	33,68	405,84	1,355	57,87	784,14
1,060	10,97	116,28	1,210	34,41	416,36	1,360	58,78	799,41
1,065	11,81	125,78	1,215	35,16	427,20	1,365	59,69	814,76
1,070	12,65	135,36	1,220	35,93	438,35	1,370	60,67	831,18
1,075	13,48	144,91	1,225	36,70	449,58	1,375	61,69	848,23
1,080	14,31	154,55	1,230	37,48	461,00	1,380	62,70	865,26
1,085	15,13	164,16	1,235	38,25	472,39	1,385	63,72	882,53
1,090	15,95	173,86	1,240	39,02	483,85	1,390	64,74	899,89
1,095	16,76	183,52	1,245	39,80	495,51	1,395	65,84	918,47
1,100	17,58	193,38	1,250	40,58	507,25	1,400	66,97	937,58
1,105	18,39	203,21	1,255	41,36	519,07	1,405	68,10	956,81
1,110	19,19	213,01	1,260	42,14	530,96	1,410	69,23	976,14
1,115	20,00	223,00	1,265	42,92	542,94	1,415	70,39	996,02
1,120	20,79	232,85	1,270	43,70	554,99	1,420	71,63	1017,15
1,125	21,59	242,89	1,275	44,48	567,12	1,425	72,86	1038,25
1,130	22,38	252,89	1,280	45,27	579,46	1,430	74,09	1059,49
1,135	23,16	262,87	1,285	46,06	591,87	1,435	75,35	1081,28
1,140	23,94	272,92	1,290	46,85	604,37	1,440	76,71	1104,62
1,145	24,71	282,93	1,295	47,63	616,81	1,445	78,07	1128,11

Tabelle 9 (Fortsetzung)

ρ_{20}	% HNO ₃	g HNO ₃ im Liter
1,450	79,43	1151,74
1,455	80,88	1176,80
1,460	82,39	1202,89
1,465	83,91	1229,29
1,470	85,50	1256,85
1,475	87,29	1287,52
1,480	89,07	1318,24
1,485	91,13	1353,28
1,490	93,49	1393,00
1,495	95,46	1427,12
1,500	96,73	1450,95
1,505	97,99	1474,75
1,510	99,26	1498,83

d) Natriumhydroxid

ρ_{20}	% NaOH	g NaOH im Liter	ρ_{20}	% NaOH	g NaOH im Liter	ρ_{20}	% NaOH	g NaOH im Liter
1,000	0,159	1,59	1,075	6,93	74,48	1,150	13,73	157,88
1,005	0,602	6,05	1,080	7,38	79,68	1,155	14,18	163,80
1,010	1,045	10,55	1,085	7,83	84,92	1,160	14,64	169,76
1,015	1,49	15,12	1,090	8,28	90,28	1,165	15,09	175,80
1,020	1,94	19,76	1,095	8,74	95,64	1,170	15,54	181,80
1,025	2,39	24,44	1,100	9,19	101,08	1,175	15,99	187,88
1,030	2,84	29,24	1,105	9,65	106,56	1,180	16,44	194,00
1,035	3,29	34,04	1,110	10,10	112,08	1,185	16,89	200,16
1,040	3,75	38,84	1,115	10,56	117,68	1,190	17,35	206,40
1,045	4,20	43,88	1,120	11,01	123,28	1,195	17,80	212,68
1,050	4,66	48,88	1,125	11,46	128,96	1,200	18,26	219,04
1,055	5,11	53,88	1,130	11,92	134,68	1,205	18,71	225,44
1,060	5,56	58,96	1,135	12,37	140,40	1,210	19,16	231,84
1,065	6,02	64,08	1,140	12,83	146,20	1,215	19,62	238,32
1,070	6,47	69,24	1,145	13,28	152,04	1,220	20,07	244,88

Tabelle 9 (Fortsetzung)

ρ_{20}	% NaOH	g NaOH im Liter	ρ_{20}	% NaOH	g NaOH im Liter	ρ_{20}	% NaOH	g NaOH im Liter
1,225	20,53	251,44	1,325	29,73	393,88	1,425	39,50	562,8
1,230	20,98	258,04	1,330	30,20	401,6	1,430	40,00	572,0
1,235	21,44	264,76	1,335	30,67	409,2	1,435	40,52	581,2
1,240	21,90	271,52	1,340	31,14	417,2	1,440	41,03	590,8
1,245	22,36	278,32	1,345	31,62	425,2	1,445	41,55	600,4
1,250	22,82	285,16	1,350	32,10	433,2	1,450	42,07	610,0
1,255	23,28	292,08	1,355	32,58	441,2	1,455	42,59	619,6
1,260	23,73	299,00	1,360	33,06	449,6	1,460	43,12	629,6
1,265	24,19	306,00	1,365	33,54	458,0	1,465	43,64	639,2
1,270	24,65	312,96	1,370	34,03	466,0	1,470	44,17	649,2
1,275	25,10	320,00	1,375	34,52	474,4	1,475	44,70	659,2
1,280	25,56	327,12	1,380	35,01	483,2	1,480	45,22	669,2
1,285	26,02	334,28	1,385	35,51	491,6	1,485	45,75	679,2
1,290	26,48	341,56	1,390	36,00	500,4	1,490	46,27	689,2
1,295	26,94	348,88	1,395	36,50	509,2	1,495	46,80	699,6
1,300	27,41	356,24	1,400	36,99	518,0	1,500	47,33	710,0
1,305	27,87	363,68	1,405	37,49	526,8	1,505	47,85	720,0
1,310	28,33	371,12	1,410	37,99	535,6	1,510	48,38	730,4
1,315	28,80	378,64	1,415	38,49	544,4	1,515	48,91	740,8
1,320	29,26	386,24	1,420	38,99	553,6	1,520	49,44	751,2
						1,525	49,97	762,0
						1,530	50,50	772,4

e) Ammoniak

ρ_{20}	% NH ₃	g NH ₃ im Liter	ρ_{20}	% NH ₃	g NH ₃ im Liter	ρ_{20}	% NH ₃	g NH ₃ im Liter
0,998	0,047	0,463	0,988	2,35	23,21	0,978	4,76	46,55
0,996	0,512	5,10	0,986	2,82	27,81	0,976	5,25	51,24
0,994	0,977	9,70	0,984	3,30	32,47	0,974	5,75	56,01
0,992	1,43	14,19	0,982	3,78	37,11	0,972	6,25	61,75
0,990	1,89	18,71	0,980	4,27	41,85	0,970	6,75	65,48

Tabelle 9 (Fortsetzung)

ρ_{20}	% NH ₃	g NH ₃ im Liter	ρ_{20}	% NH ₃	g NH ₃ im Liter	ρ_{20}	% NH ₃	g NH ₃ im Liter
0,968	7,26	70,28	0,938	15,47	145,10	0,908	24,68	224,09
0,966	7,77	75,05	0,936	16,06	150,32	0,906	25,33	229,49
0,964	8,29	79,91	0,934	16,65	155,51	0,904	26,00	235,04
0,962	8,82	84,85	0,932	17,24	160,67	0,902	26,67	240,56
0,960	9,34	89,66	0,930	17,85	166,01	0,900	27,33	245,97
0,958	9,87	94,55	0,928	18,45	171,21	0,898	28,00	251,44
0,956	10,41	99,42	0,926	19,06	176,49	0,896	28,67	256,88
0,954	10,95	104,47	0,924	19,67	181,74	0,894	29,33	262,21
0,952	11,49	109,39	0,922	20,27	186,88	0,892	30,00	267,60
0,950	12,03	114,29	0,920	20,88	192,10	0,890	30,69	273,05
0,948	12,58	119,25	0,918	21,50	197,37	0,888	31,37	278,56
0,946	13,14	124,31	0,916	22,13	202,62	0,886	32,09	284,31
0,944	13,71	129,42	0,914	22,75	207,94	0,884	32,84	290,30
0,942	14,29	134,61	0,912	23,39	213,32	0,882	33,60	296,26
0,940	14,88	139,87	0,910	24,03	218,67	0,880	34,35	302,28

Tabelle 10. Dichte des Wassers (g/cm³) in Abhängigkeit
von der Temperatur
(Siehe dazu Bemerkung auf S. 53)

°C	Dichte	°C	Dichte	°C	Dichte	°C	Dichte
0	0,999840	8	0,999848	16	0,998942	24	0,997295
1	0,999899	9	0,999780	17	0,998773	25	0,997043
2	0,999940	10	0,999699	18	0,998595	26	0,996782
3	0,999964	11	0,999604	19	0,998403	27	0,996531
4	0,999972	12	0,999497	20	0,998203	28	0,996231
5	0,999964	13	0,999376	21	0,997991	29	0,995943
6	0,999940	14	0,999243	22	0,997769	30	0,995645
7	0,999901	15	0,999099	23	0,997537		

Tabelle 11. Dichte einiger Gase im Nz (g/Liter)

Luft	1,2930	Cl_2	3,214	CO_2	1,9769
O_2	1,4289	NH_3	0,7714	CO	1,2500
N_2	1,2505	NO	1,3402	SO_2	2,9262
H_2	0,08989	HCl	1,6392	CH_4	0,7168

Tabelle 12. Dampfdruck des Wassers in Abhängigkeit von der Temperatur

$^{\circ}\text{C}$	$p(\text{H}_2\text{O})$ mbar	$^{\circ}\text{C}$	$p(\text{H}_2\text{O})$ mbar	$^{\circ}\text{C}$	$p(\text{H}_2\text{O})$ mbar
0	6,108	18	20,62	36	59,40
2	7,055	20	23,37	38	66,24
4	8,129	22	26,42	40	73,75
6	9,345	24	29,82	50	123,35
8	10,720	26	33,60	60	199,20
10	12,270	28	37,78	70	311,6
12	14,014	30	42,41	80	473,6
14	15,973	32	47,53	90	701,1
16	18,168	34	53,18	100	1013,25

Tabelle 13. Logarithmentafel (Vierziffrige Mantissen)

N	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
10	0000	0043	0086	0128	0170	0212	0253	0294	0334	0374
11	0414	0453	0492	0531	0569	0607	0645	0682	0719	0755
12	0792	0828	0864	0899	0934	0969	1004	1038	1072	1106
13	1139	1173	1206	1239	1271	1303	1335	1367	1399	1430
14	1461	1492	1523	1553	1584	1614	1644	1673	1703	1732
15	1761	1790	1818	1847	1875	1903	1931	1959	1987	2014
16	2041	2068	2095	2122	2148	2175	2201	2227	2253	2279
17	2304	2330	2355	2380	2405	2430	2455	2480	2504	2529
18	2553	2577	2601	2625	2648	2672	2695	2718	2742	2765
19	2788	2810	2833	2856	2878	2900	2923	2945	2967	2989
20	3010	3032	3054	3075	3096	3118	3139	3160	3181	3201
21	3222	3243	3263	3284	3304	3324	3345	3365	3385	3404
22	3424	3444	3464	3483	3502	3522	3541	3560	3579	3598
23	3617	3636	3655	3674	3692	3711	3729	3747	3766	3784
24	3802	3820	3838	3856	3874	3892	3909	3927	3945	3962
25	3979	3997	4014	4031	4048	4065	4082	4099	4116	4133
26	4150	4166	4183	4200	4216	4232	4249	4265	4281	4298
27	4314	4330	4346	4362	4378	4393	4409	4425	4440	4456
28	4472	4487	4502	4518	4533	4548	4564	4579	4594	4609
29	4624	4639	4654	4669	4683	4698	4713	4728	4742	4757
30	4771	4786	4800	4814	4829	4843	4857	4871	4886	4900
31	4914	4928	4942	4955	4969	4983	4997	5011	5024	5038
32	5051	5065	5079	5092	5105	5119	5132	5145	5159	5172
33	5185	5198	5211	5224	5237	5250	5263	5276	5289	5302
34	5315	5328	5340	5353	5366	5378	5391	5403	5416	5428
35	5441	5453	5465	5478	5490	5502	5514	5527	5539	5551
36	5563	5575	5587	5599	5611	5623	5635	5647	5658	5670
37	5682	5694	5705	5717	5729	5740	5752	5763	5775	5786
38	5798	5809	5821	5832	5843	5855	5866	5877	5888	5899
39	5911	5922	5933	5944	5955	5966	5977	5988	5999	6010
40	6021	6031	6042	6053	6064	6075	6085	6096	6107	6117
41	6128	6138	6149	6160	6170	6180	6191	6201	6212	6222
42	6232	6243	6253	6263	6274	6284	6294	6304	6314	6325
43	6335	6345	6355	6365	6375	6385	6395	6405	6415	6425
44	6435	6444	6454	6464	6474	6484	6493	6503	6513	6522
45	6532	6542	6551	6561	6571	6580	6590	6599	6609	6618
46	6628	6637	6646	6656	6665	6675	6684	6693	6702	6712
47	6721	6730	6739	6749	6758	6767	6776	6785	6794	6803
48	6812	6821	6830	6839	6848	6857	6866	6875	6884	6893
49	6902	6911	6920	6928	6937	6946	6955	6964	6972	6981
50	6990	6998	7007	7016	7024	7033	7042	7050	7059	7067
51	7076	7084	7093	7101	7110	7118	7126	7135	7143	7152
52	7160	7168	7177	7185	7193	7202	7210	7218	7226	7235
53	7243	7251	7259	7267	7275	7284	7292	7300	7308	7316
54	7324	7332	7340	7348	7356	7364	7372	7380	7388	7396
55	7404	7412	7419	7427	7435	7443	7451	7459	7466	7474
N.	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9

Tabelle 13 (Fortsetzung)

N.	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
55	7404	7412	7419	7427	7435	7443	7451	7459	7466	7474
56	7482	7490	7497	7505	7513	7520	7528	7536	7543	7551
57	7559	7566	7574	7582	7589	7597	7604	7612	7619	7627
58	7634	7642	7649	7657	7664	7672	7679	7686	7694	7701
59	7709	7716	7723	7731	7738	7745	7752	7760	7767	7774
60	7782	7789	7796	7803	7810	7818	7825	7832	7839	7846
61	7853	7860	7868	7875	7882	7889	7896	7903	7910	7917
62	7924	7931	7938	7945	7952	7959	7966	7973	7980	7987
63	7993	8000	8007	8014	8021	8028	8035	8041	8048	8055
64	8062	8069	8075	8082	8089	8096	8102	8109	8116	8122
65	8129	8136	8142	8149	8156	8162	8169	8176	8182	8189
66	8195	8202	8209	8215	8222	8228	8235	8241	8248	8254
67	8261	8267	8274	8280	8287	8293	8299	8306	8312	8319
68	8325	8331	8338	8344	8351	8357	8363	8370	8376	8382
69	8388	8395	8401	8407	8414	8420	8426	8432	8439	8445
70	8451	8457	8463	8470	8476	8482	8488	8494	8500	8506
71	8513	8519	8525	8531	8537	8543	8549	8555	8561	8567
72	8573	8579	8585	8591	8597	8603	8609	8615	8621	8627
73	8633	8639	8645	8651	8657	8663	8669	8675	8681	8686
74	8692	8698	8704	8710	8716	8722	8727	8733	8739	8745
75	8751	8756	8762	8768	8774	8779	8785	8791	8797	8802
76	8808	8814	8820	8825	8831	8837	8842	8848	8854	8859
77	8865	8871	8876	8882	8887	8893	8899	8904	8910	8915
78	8921	8927	8932	8938	8943	8949	8954	8960	8965	8971
79	8976	8982	8987	8993	8998	9004	9009	9015	9020	9025
80	9031	9036	9042	9047	9053	9058	9063	9069	9074	9079
81	9085	9090	9096	9101	9106	9112	9117	9122	9128	9133
82	9138	9143	9149	9154	9159	9165	9170	9175	9180	9186
83	9191	9196	9201	9206	9212	9217	9222	9227	9232	9238
84	9243	9248	9253	9258	9263	9269	9274	9279	9284	9289
85	9294	9299	9304	9309	9315	9320	9325	9330	9335	9340
86	9345	9350	9355	9360	9365	9370	9375	9380	9385	9390
87	9395	9400	9405	9410	9415	9420	9425	9430	9435	9440
88	9445	9450	9455	9460	9465	9469	9474	9479	9484	9489
89	9494	9499	9504	9509	9513	9518	9523	9528	9533	9538
90	9542	9547	9552	9557	9562	9566	9571	9576	9581	9586
91	9590	9595	9600	9605	9609	9614	9619	9624	9628	9633
92	9638	9643	9647	9652	9657	9661	9666	9671	9675	9680
93	9685	9689	9694	9699	9703	9708	9713	9717	9722	9727
94	9731	9736	9741	9745	9750	9754	9759	9763	9768	9773
95	9777	9782	9786	9791	9795	9800	9805	9809	9814	9818
96	9823	9827	9832	9836	9841	9845	9850	9854	9859	9863
97	9868	9872	9877	9881	9886	9890	9894	9899	9903	9908
98	9912	9917	9921	9926	9930	9934	9939	9943	9948	9952
99	9956	9961	9965	9969	9974	9978	9983	9987	9991	9996
100	00000	00043	00087	00130	00173	00217	00260	00303	00346	00389
N.	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9

Sachverzeichnis

- | | |
|-----------------------------------|---------------------------------|
| Abszisse 77 | Bildungsenthalpie 310 |
| Acidimetrie 184 | Boyle-Mariottesches Gesetz 197 |
| Aktivitätsfaktor 283 | Brennwert 313 |
| Algebra 25 | Bromatometrische Titration 194 |
| Aliquoter Teil 20 | Brüche, Addieren 7 |
| Alkalimetrie 184 | –, Dividieren 9 |
| Ampholyte 286, 290 | –, Kürzen und Erweitern 6 |
| Analyse, indirekte 210 | –, Multiplizieren 8 |
| Analytischer Faktor 135, 167, 362 | –, Subtrahieren 8 |
| Anteile 129, 135, 139, 143 | –, Umformen 5 |
| Äquivalent 124, 171 | Bruchrechnen 5 |
| –, elektrochemisches 270 | |
| –, maßanalytisches 173, 364 | Chelat 203 |
| –, molare Masse 126, 175 | Chemische Formeln 102 |
| Äquivalentmasse 126 | – Grundrechnungen 95 |
| Äquivalentteilchen 124 | – Reaktionsgleichungen 109 |
| Äquivalentzahl 124, 172 | Chemisches Gleichgewicht 274 |
| Arbeit, elektrische 233 | |
| Arithmetisches Mittel 19 | Daltonsches Gesetz 256 |
| Atomare Masseneinheit 100 | Dampfdichte 254 |
| Atomgewicht 102 | Dampfdruck des Wassers 259, 373 |
| Atommasse 97, 359 | – über Salzlösungen 260 |
| Auftriebsmethode (Dichte) 88 | Dampfdruckerniedrigung 305 |
| Avogadro-Konstante 98 | Dezimalbruch 1, 5 |
| Avogadrosches Gesetz 249 | Dezimale Teile 4 |
| | – Vielfache 4 |
| Barometerstand, Reduzieren 239 | Dezimalzahlen 1 |
| Basenexponent 288 | Diazotierungs-Titration 207 |
| Basenkonstante 287 | Dichte 85, 254 |
| Basiseinheiten 51 | –, Bestimmung 88 |
| Benennung anorganischer | – der Gase 254, 373 |
| Verbindungen 117 | – – – und molare Masse 255 |
| Beschleunigung 238 | – des Wassers 372 |

- , Temperaturabhängigkeit 86, 87
– und Gehalt von Säuren und Basen 366
Dissoziation, elektrolytische 279
–, thermische 278
Dissoziationsgrad 280
Dissoziationskonstante 279, 300
Doppelbruch 10
Doppelleiter 80
Drehung, molare 268
–, spezifische 267
Drehvermögen, optisches 267
Dreieck 59
Dreieck-Koordinaten 83
Dreisatz 11
–, abgekürzter 13
Dreistoffgemische 83
Druck 238, 239, 256
Ebullioskopische Konstante 307
Einheiten (Meßwesen) 51, 239
Einheitenzeichen 3
Elektrische Arbeit 233
– Spannung 225
– Stromstärke 225
Elektrischer Leitwert 229
– Widerstand 225
Elektrizität, Grundgesetze 225
Elektrochemisches Äquivalent 270
Elektrolyse 269
Elektrolytgleichgewichte 279
Elektrolytische Dissoziation 279
Elektronenbilanz 112
Elektronengleichungen 112, 269
Elektronenladung 269
Elektronenmasse 98
Ellipse 63
Empirische Formel 103, 107
Energie, elektrische 233
–, Wärme 218, 235
Erstarrungswärme 222
Fadenkorrektur bei Thermometern 216
Faktor, analytischer 135, 167, 362
–, stöchiometrischer 135, 362
Fallbeschleunigung 238
Fällungs-Titration 201
Faradaysche Gesetze 270
– Konstante 269
Feuchtigkeit 163, 259
Flächen, unregelmäßige 63
Flächenberechnung 56
Flächeneinheiten 52
Fluchtentafel 80
Flüssigkeitsinhalt liegender Zylinder 70
Formeleinheit 105
Formeln, chemische 102
–, empirische 103, 107
Formelzeichen 3

Gasanalyse 262, 263
Gasdichte 254
–, Abhängigkeit von Druck und Temperatur 254
Gase, Sättigung mit Feuchtigkeit 259
–, spezifische Wärmekapazität 219
Gasgemische 256
Gasgesetze 241
Gasgleichgewichte 276
Gasgleichung, allgemeine 246
Gaskonstante 252
Gasreduktionstabelle 248
Gasvolumina 238
–, Reduktion auf Normzustand 246, 260
Gay-Lussacsche Gesetze 242
Gefäße mit eingebauten Apparaturen 188
Gefrierpunkterniedrigung 307
Gehaltsgrößen 129
–, Berechnen 135
–, Umrechnen 143
Gemische, binäre 81
–, ternäre 83

- Genauigkeit im Zahlenrechnen 1
- Geschwindigkeit 238
- Gesetz der einfachen Volumenverhältnisse 262
 - konstanten Proportionen 104
 - multiplen Proportionen 104
 - von der Erhaltung der Masse 104, 109
 - Hess 310
- Gewichtsanalyse 164
- Gewichtsprozent 130
- Gleichgewicht, chemisches 274
 - , elektrolytisches 279
- Gleichgewichtskonstante 274, 286
- Gleichungen mit einer Unbekannten 33
 - 2 Unbekannten 38
 - , quadratische 40
- Glührückstand 166
- Glühverlust 163, 166
- Gramm-Äquivalent 125
- Gramm-Atom 96
- Graphische Darstellung von Meßergebnissen 76
 - – – Mischsystemen 81
 - Interpolation 78
 - Rechentafeln 79
- Graphisches Rechnen 76
- Gravimetrie 163, 208
- Gravimetrische Analysen 166
- Griechisches Alphabet 4
- Heizwert 313
- Herausragender Faden 216
- Hydrolyse 286
- Indirekte Analyse 210
- Inhalt von Gefäßen mit Apparaten teilen 188
- Interpolation, graphische 78
 - , rechnerische 21
- Iodometrische Titration 196
- Iodzahl 209
- Ionenaktivität 283
- Ionen-Äquivalent 125
- Ionenladung 269
- Ionenprodukt 282, 297
- Kalorie 218
- Kegel 68
- Kegelstumpf 69
- Kehrwert 6
- Kelvin 215
- Kilopond 239
- Kirchhoffsche Gesetze 228, 229
- Klammerauflösen 27
- Koeffizienten einer Reaktionsgleichung 109
- Komplex-Gleichgewicht 300
- Komplexometrische Titration 203
- Kondensationswärme 222
- Kontrolle des Rechenergebnisses 2
- Konzentrationsangaben 132, 140, 142, 145
- Konzentrieren 160
- Koordinatensystem 77
- Körperberechnung 64
- Korrektur des Barometerstandes 239
 - – Siedepunktes 218
- Kraft 238, 239
- Kreis 61
- Kreisabschnitt 62
- Kreisausschnitt 62
- Kreisring 63
- Kreissektor 62
- Kryoskopische Konstante 307
- Kugel 69
- Kugelkalotte 70
- Kugelsegment 70
- Kugelsektor 70
- Kugelzone 70
- Ladungszahl 112
- Längeneinheiten 52
- Leistung, elektrische 233

- Leitfähigkeit 232
Leitwert, elektrischer 229
Litergewicht 85
Litermasse 85
Logarithmen 41
Logarithmentafel 43, 374
Löslichkeit 134, 149
– einiger Salze 365
Löslichkeitskurve 151
Löslichkeitsprodukt 296
Lösungen 130
–, Mischen 153
–, Verdünnen 154
–, Verstärken 160
Lösungen zu den Aufgaben 317
Lösungsenthalpie 310
- Manganometrische Titration 191
Maßanalyse 171
Maßanalytisches Äquivalent 173, 364
Masse, Einheiten 55, 100
–, molare 95, 96, 255, 360
Massenanteil 105, 129, 130, 135, 143
Masseneinheit, atomare 100
Massenkonzentration 132, 140, 145
Massenprozent 130
Massenverhältnis 134, 157
–, stöchiometrisches 134
Massenwirkungsgesetz 274, 279
Maßlösungen 171, 177
–, Herstellung 178
Mathematische Schreibweise 1
– Zeichen 3
Meßeinheiten 51, 240
Meßergebnis, graphische
Darstellung 76
Mischphasen 129
Mischsysteme, graphische
Darstellung 81
Mischungsgleichung 153
- für Stoffmengenkonzentrationen 183
Mischungskreuz 157
Mischungsrechnen 153
Mischungsregel 158
Mittelwert 19
Mol 95, 96
Molalität 135, 147, 307
Molare Drehung 268
– Masse 95, 96, 255, 303, 360
– –, Bestimmung 303
– – von Äquivalenten 126, 175
– – – Ionen 98
– Wärmekapazität 219
Molares Volumen 249
Molarität 132, 135, 147, 171, 177
Molekulargewicht 97, 102
Molekülmasse 97, 102
Molenbruch 131
Molprozent 131, 256
Molvolumen 249
- Näherungsformeln für pH-Werte 288
Netztafeln 79
Neutralisations-Äquivalent 125, 172
Neutralisations-Titration 184
Newton 238
Nomogramme 79
Normalität 171, 177
Normallösung 171
Normalsiedetemperatur 218
Normzustand der Gase 246, 260
- Ohmsches Gesetz 225
Oleum, Analyse 187
–, Verdünnen 161
Optisches Drehvermögen 267
Ordinate 77
Ostwaldsches Verdünnungsgesetz 280
Oxidationszahl 115, 117, 174, 269

- Parallelogramm 59
 Parallelschaltung 228
 Partialdichte 132
 Partialdruck 256, 276
 pH-Wert 281
 –, Näherungsformeln 288
 Physikalisch-chemische Rechnungen 267
 Physikalische Rechnungen 215
 Potentialdifferenz 225
 Potenzen, negative 24, 33
 Potenzieren 23, 29, 46
 ppm 16, 18
 Prisma 64
 Promille 16, 18
 Proportionen 11, 12
 –, umgekehrte 14
 Prozent 14, 16
 Prozentgehalt 130
 Pufferung 293
 Pyknometer 90
 Pyramide 67
 Pyramidenstumpf 69
 Pythagoreischer Lehrsatz 56
 Quadrat 58
 Quadratische Gleichung 40
 Quadratwurzel 25
 Quadrieren 23
 Quecksilberthermometer, Fadenkorrektur 216
 Radizieren 23, 47
 Raoult'sches Gesetz 305
 Reaktionsenergie 309
 Reaktionsenthalpie 309
 Reaktionsgleichung 109, 110, 112, 115, 117, 120
 –, Elektronenbilanz 112
 –, stöchiometrische Zahlen 109, 135
 –, Stoffbilanz 110
 –, Umsatzberechnung 120
 Rechenschieber 48
 Rechentafeln, graphische 79
 Rechnen, allgemeines 1
 –, graphisches 76
 – mit Logarithmen 45
 Rechteck 58
 Redox-Äquivalent 125, 174
 Redoxpaar 113
 Redox-Reaktionen 112, 174, 191
 Redox-Titration 191, 199
 Reduzieren des Barometerstandes 239
 – von Gasvolumina auf Normzustand 246, 260
 Reihenschaltung 226
 Relative Dichte von Gasen 254
 Reziproker Wert 6
 Runden von Zahlen 2
 Sättigung eines Gases mit Feuchtigkeit 259
 Säureexponent 288
 Säurekonstante 287
 Säuren-Basen-Gleichgewicht 285
 Säurezahl 190
 Schlußrechnung 11
 Schmelzwärme 221
 Schüttdichte 94
 Siedepunkterhöhung 307
 Siedepunkts-Korrektur 218
 SI-Einheiten 51, 239, 240
 Siemens 229
 Spannung, elektrische 225
 Spezifische Schmelzwärme 222
 – Verdampfungswärme 222
 – Wärmekapazität 218
 Spezifischer elektrischer Widerstand 232
 Spezifisches Gewicht 85
 Stampfdichte 94
 Stöchiometrische Grundgesetze 102, 104
 – Zahlen 109, 135
 Stöchiometrischer Faktor 135, 362

Stöchiometrisches Massenverhältnis 134	Umrechnung auf Trockensubstanz 164
Stoffbilanz 110	– der Gehaltsgrößen 143
Stoffmenge 95, 129	– – Quantitätsgrößen 98
– von Äquivalenten 125	– , SI-Einheiten/frühere Einheiten 239
Stoffmengenanteil 129, 130, 139, 143	Umsatzberechnung 120
Stoffmengenkonzentration 132, 140, 146, 171	Urtitersubstanz 178
–, Mischungsgleichung 183	
Stoffmengenverhältnis 133, 134	Val 125, 171
Stoffportion 95	Valenz 104
Stromausbeute 271	Verbrennungsenthalpie 310
Stromkreis, unverzweigter 226	Verdampfungswärme 221
–, verzweigter 228	Verdünnen von Lösungen 154
Stromstärke 225, 269	– – Oleum 161
Summenformel 103, 107	Verdünnungsgesetz nach Ostwald
Summengleichung 111	280
Symbole der Elemente 102	Verhältnis-Angaben 133
Tabellen 359	Verhältnisgleichungen 11, 12
Taschenrechner 49	Verhältnisse, umgekehrte 14
Teildruck 256, 276	Verseifungszahl 190
Temperaturdifferenz 216	Verstärken von Lösungen 160
Temperaturmessung 215	Verteilungsgleichgewicht 301
Temperaturskalen 215	Verteilungskoeffizient 301
Textgleichungen 36	Verteilungssatz von Nernst 301
Thermische Dissoziation 278	Vieleck 61
Thermochemische Rechnungen 309	Vielstellige Zahlen 1
Titer 179	Viereck, unregelmäßiges 60
Titerstellung 180	Viskosität, dynamische 236
Titrand 172	– , kinematische 236
Titration 171	Volumenanteil 129, 131, 139, 145
Titrator 172	Volumenausdehnung 86, 216, 242
Tom 96	Volumenberechnung 64
Trapez 60	Volumeneinheiten 53
Trapezoid 60	Volumenkontraktion 133
Trigonometrie 72	Volumenkonzentration 132, 133, 142
Trigonometrische Funktionen 73, 74	Volumenprozent 131, 256
Trockensubstanz 164	Volumenverhältnis 133, 135
–, Umrechnungsfaktor 165	Volumetrie 171, 208
	Vorsätze 4
	Wärmeenergie 218, 235

- | | |
|--|---|
| Wärmekapazität, molare 219
–, spezifische 218
Wärmemischung 220
Wärmetönung chemischer
Reaktionen 309
Wärmewirkung des elektrischen
Stromes 235
Wasserdampfdestillation 257
Wasserdampfdruck 373
Wasserstoffionenkonzentration
282
Wasserwert des Kalorimeters 221
Wertigkeit 104, 117, 125
Wheatstonesche Brücke 231
Wichte 85
Widerstand, elektrischer 225, 231
–, –, spezifischer 232
Widerstandsmessung 231
Winkeleinheit 54 | Winkelfunktionen 73
Würfel 64
Wurzelziehen 23, 25, 47

Zähigkeit 236
Zahlen, allgemeine 25
–, gemischte 5
–, relative 25, 26
–, Schreibweise 1
–, stöchiometrische 109, 135
Zeiteinheit 55
Zustandsdiagramm 82
Zustandsgleichung der Gase 246,
303
Zweistoffgemische 81
Zwischenwerte aus Tabellen 21
Zylinder 65
–, liegende 70 |
|--|---|