

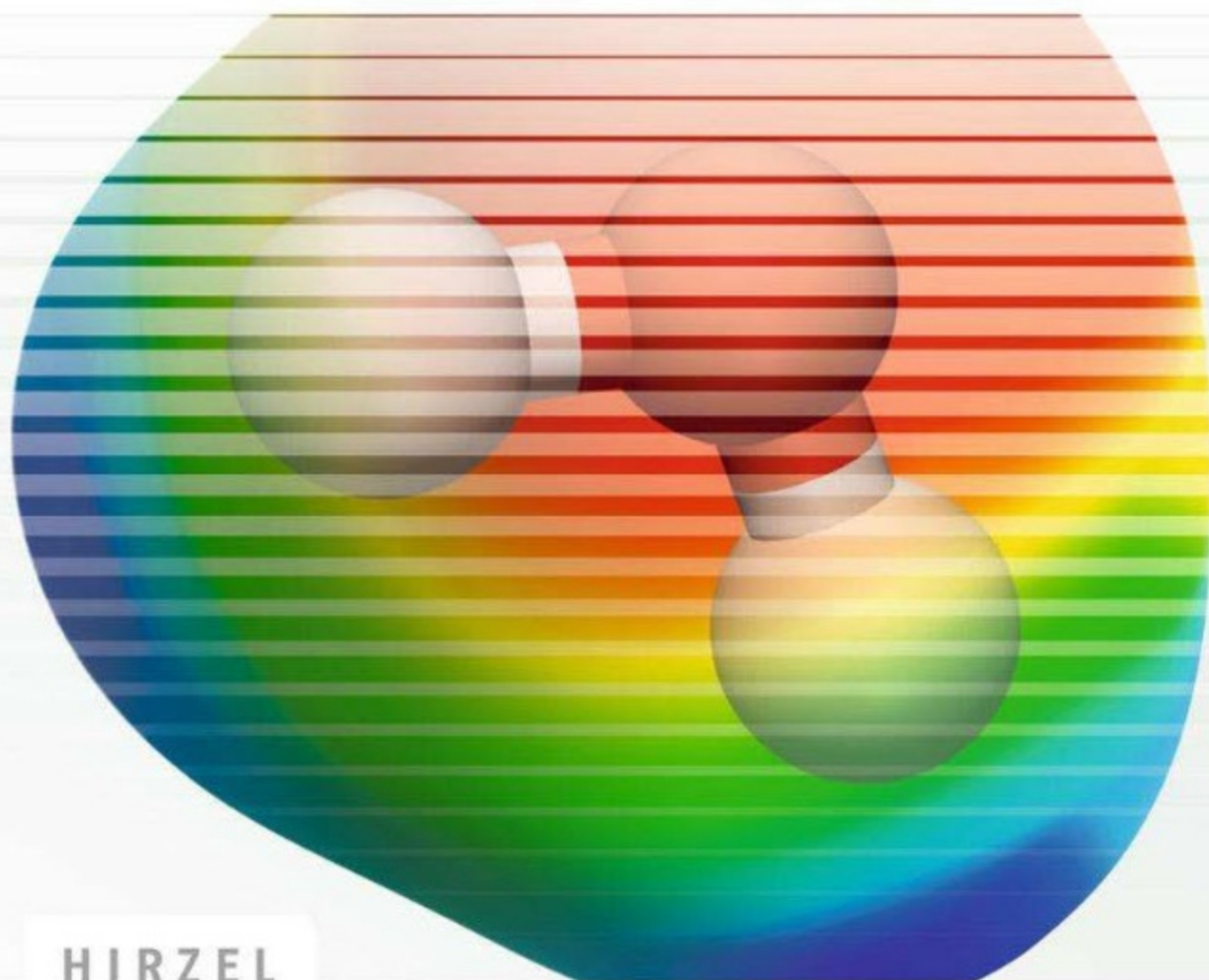


Katherina Standhartinger

CHEMIE

FÜR AHNUNG?LOSE

7. AUFLAGE



HIRZEL

Katherina Standhartinger
Dickenreiser Weg 48
87700 Memmingen
kstandhartinger@web.de

Katherina Standhartinger wurde 1959 im bayerisch-schwäbischen Memmingen geboren. Dort schloss sie im Jahr 1978 die Schulzeit mit dem Abitur ab. Nach dem Lehramtstudium für Biologie und Chemie an der Ludwig-Maximilian-Universität in München und dem staatlichen Vorbereitungsdienst für das Lehramt am Gymnasium beendete sie ihre Ausbildung im Jahr 1988. Sie unterrichtete seitdem in München, Kaufbeuren, Füssen und Memmingen. Während einer Familienpause verfasste sie die „Chemie für Ahnungslose“.



Bibliografische Information Der Deutschen Nationalbibliothek

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

1. Auflage 2000
2. Auflage 2002
- 3., unveränderte Auflage 2003
- 4., korrigierte Auflage 2004
- 5., unveränderte Auflage 2005
- 6., korrigierte und erweiterte Auflage 2008
7. Auflage 2010

ISBN 978-3-7776-1792-3

Jede Verwertung des Werkes außerhalb der Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist unzulässig und strafbar. Dies gilt insbesondere für Übersetzung, Nachdruck, Mikroverfilmung oder vergleichbare Verfahren sowie für die Speicherung in Datenverarbeitungsanlagen.

© 2010 S. Hirzel Verlag, Birkenwaldstraße 44, 70191 Stuttgart
Printed in Germany
www.hirzel.de

Satz: Claudia Wild, Stuttgart
Druck: Djurcic, Schorndorf
Umschlaggestaltung: deblik, Berlin

Vorwort

Wie bitte? Eine Chemieprüfung muss ich machen? Von Chemie hatte ich doch schon in der Schule keine Ahnung!

Immer wieder mischt sich mit diesem Aufschrei ein besonderes Entsetzen in die Unsicherheit, die die meisten Studienanfänger ohnehin schon empfinden, wenn sie im Anschluss an den gewohnten schulischen Ablauf oder nach einer Phase der Berufstätigkeit ein Universitäts- oder Fachhochschulstudium aufnehmen: Denn tatsächlich verlangen die meisten naturwissenschaftlich oder technisch ausgerichteten Studienfächer im Verlauf des Studienganges eine oder gar mehrere schriftliche Prüfungen in Chemie.

Studenten, die *Chemie im Nebenfach* belegen müssen, können in der Regel verhältnismäßig wenig Engagement für dieses Fach aufbringen, da die vorrangigen Hauptfächer die meiste Energie während des Semesters beanspruchen: Die Vorbereitungen auf die Chemieprüfung müssen oft innerhalb einer sehr engen Zeitspanne erfolgen, wobei sich dann „Altücken“ aus der Schulzeit ganz besonders schmerzlich bemerkbar machen.

Doch auch Studenten der *Chemie im Hauptfach* sind oft mit dem Tempo der Wissensvermittlung stark gefordert und wünschen sich ein überschaubares Nachschlagewerk für ganz grundlegendes Wissen.

Das vorliegende Buch behandelt die fachlichen Grundlagen der Chemie, wie sie von einer Universität oder Fachhochschule als selbstverständliches, in jeder weiterführenden Schule obligatorisch erworbenes Wissen vorausgesetzt werden. Es richtet sich demnach an alle Studierenden oder Schüler, die entweder das chemische Basiswissen mit möglichst geringem zeitlichem Aufwand erarbeiten oder gezielt einzelne grundlegende Details nachschlagen wollen.

Es ist das Hauptanliegen des Buches, verständliche Erklärungen anzubieten, andererseits wurde ganz bewusst eine möglichst knappe Art der Darstellung gewählt, um zeitliche Engpässe zu berücksichtigen. Wichtige und in der chemischen Praxis häufig gebrauchte Verbindungen wurden mit Namen und Formel in die Erklärungen einbezogen, um stoffliche Bezüge zu schaffen. Vom Schulbuch unterscheidet sich dieses Buch dadurch, dass die chemischen Zusammenhänge nicht über den Versuch erschlossen, sondern als solche ohne Umschweife präsentiert und erklärt werden.

Zu den obligatorisch in den Prüfungen abgefragten Anwendungen des Wissens zur Stöchiometrie, zu den Säure-Base- sowie den Redoxreaktionen finden sich ausgewählte Übungsaufgaben unterschiedlichen Schwierigkeitsgrades. Die ausführlichen Lösungen sollen das Einüben einer korrekten schriftlichen Formulierung chemischer Sachverhalte unterstützen.

Chemisches Vorwissen ist für die Arbeit mit dem Buch von großem Nutzen, jedoch nicht unabdingbare Voraussetzung – es soll auch dem echten Neuling den Einstieg ermöglichen.

Die große Nachfrage, Beweis für die Notwendigkeit, dieses Buch zu verfassen und zu verlegen, machte eine Neuauflage erforderlich.

Inhaltsverzeichnis

	Vorwort	V
1	Einführung	1
2	Übersicht über die Aggregatzustände	1
3	Stoffe, Gemische, Reinstoffe, Elemente	2
4	Die Einteilung der Reinstoffe – einige wichtige Begriffe	2
5	Elemente und ihre Symbole	3
5.1	Die ersten zwanzig Elemente (<i>Ordnungszahl 1–20</i>)	3
5.2	Weitere wichtige Elemente	4
6	Der Bau des Atoms	5
6.1	Das Kern-Hülle-Modell	5
6.2	Bestandteile von Atomkern und Elektronenhülle	5
6.3	Der Bau des Atomkerns bei den einzelnen Elementen	6
6.3.1	Protonen	6
6.3.2	Neutronen und Isotope	7
6.3.3	Schreibweise	7
7	Das Schalenmodell der Atomhülle	8
7.1	Die Besetzung der Energiestufen mit Elektronen	9
7.2	Die Verwendung des Periodensystems der Elemente	9
8	Grundlagen des Orbitalmodells	12
8.1	Energiestufen und Energieniveaus	12
8.2	Atomhüllen mit mehreren Elektronen	12
8.2.1	Die Nebenquantenzahl l	13
8.2.2	Elektronenanzahl auf den Unterniveaus	14
8.2.3	Die magnetische Quantenzahl m	14
8.2.4	Die Spinquantenzahl s	15
8.2.5	Zusammenfassung	16
8.3	Atomorbitale	16
8.3.1	Atomorbitale und Kästchenschreibweise	16
8.3.2	Die Reihenfolge der Orbitalbesetzung	17
8.3.3	Die Elektronenkonfiguration in der Kästchenschreibweise	18
8.3.4	Die Elektronenkonfiguration in der Kurzschreibweise	20
9	Ionen	21
9.1	Die Ionisierungsenergie	21
9.2	Die Elektronenaffinität	21
9.3	Die Ionisierung des Aluminium-Atoms	22
9.4	Schreibweise	22
9.5	Zusammenfassung und wichtige Fachbegriffe	23
10	Das Reaktionsschema	23
11	Das Gesetz von der Erhaltung der Masse	24

12	Chemische Gleichungen	24
12.1	Ihre Aufgabe in der Chemie	24
12.2	Die Formeln chemischer Verbindungen – der Molekülbegriff	25
12.3	Das „Aufstellen“ von chemischen Gleichungen	26
12.4	Übungen	27
13	Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen	29
13.1	Beispiele	29
13.1.1	Die Knallgasreaktion	29
13.1.2	Die Zerlegung von Wasser mittels Gleichstrom	30
13.2	Die exotherme Reaktion	30
13.3	Die endotherme Reaktion	30
13.4	Die Reaktionsenthalpie ΔH_R	31
14	Die atomare Masseneinheit u	32
15	Die Masse von Molekülen	32
16	Das Mol	33
17	Die Avogadro- oder Loschmidt'sche Zahl	34
18	Stoffmengen und Stoffportionen	34
19	Das molare Volumen	35
20	Die verschiedenen Aussagen chemischer Gleichungen	36
21	Gebräuchliche stöchiometrische Größen und Formeln	37
22	Dezimale Vielfache und Teile von Einheiten	38
23	Stöchiometrische Berechnungen und Übungen	38
23.1	Tipps zur systematischen Vorgehensweise	39
23.2	Beispiele für immer wiederkehrende stöchiometrische Berechnungen	40
24	Die Elementgruppen des „verkürzten“ Periodensystems	44
24.1	Die Hauptgruppen	44
24.2	Kurzcharakteristik der Hauptgruppen	44
25	Die Bindungswertigkeit	46
25.1	Definition der stöchiometrischen Wertigkeit	47
25.2	Praktische Anwendung	48
26	Edelgaskonfiguration und Oktettregel	49
26.1	Die Elektronenkonfiguration der Edelgase	49
26.2	Das Elektronenoktett	50
26.3	Die Valenzelektronen	51
26.4	Ausblick auf die Vorgänge in den Elektronenhüllen während chemischer Reaktionen	51
26.4.1	Alkalimetalle	52
26.4.2	Erdalkalimetalle	52
26.4.3	Halogene	52
27	Salze	53
27.1	Bedeutung der Salze	53

27.2	Leitfähigkeit von Salzlösungen	54
27.2.1	Leitfähigkeitsprüfer	55
27.2.2	Folgerungen aus der Leitfähigkeit einer Salzlösung oder -schmelze	55
27.3	Bindungsverhältnisse und räumliche Strukturen in Salzen	56
27.3.1	Die Ionenbindung	56
27.3.2	Das Ionengitter	56
27.4	Chemische Formeln für Salze	57
27.5	Wichtige Salze in der anorganischen Chemie	58
27.5.1	Salze der Hauptgruppenelemente aus einatomigen Ionen	58
27.5.2	Salze mit wechselnden Wertigkeiten	58
27.5.3	Salze mit mehratomigen Ionen	59
27.6	Eigenschaften von Ionenverbindungen	60
28	Die Atombindung	61
28.1	Die Valenzstrichformel	61
28.1.1	LEWIS-Formeln der Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Fluor	61
28.1.2	Nicht bindende Elektronenpaare	62
28.2	Bindungsverhältnisse und PSE am Beispiel der zweiten Periode	62
28.3	Beispiele	63
28.4	Zusammenfassung	64
29	Diamant und Graphit – Modifikationen des Kohlenstoffs.	65
29.1	Atomgitter	65
29.2	Modifikationen eines Elementes	65
29.3	Diamant und Graphit im Vergleich	65
30	Die Elektronegativität	66
30.1	Elektronegativitäten und PSE	67
30.2	Elektronegativität und Reaktivität	68
31	Die polare Atombindung	69
31.1	Die Bindung im Chlorwasserstoffmolekül	69
31.2	Die Bindungen im Wassermolekül	69
31.3	Die Bindungen im Ammoniakmolekül	70
31.4	Moleküle mit polaren Bindungen ohne Dipoleigenschaften	70
32	Der räumliche Bau von Molekülen	70
32.1	Regeln zur Ermittlung des Molekülbaus	70
32.2	Molekülbeispiele mit vier Elektronenpaaren	71
32.3	Übersicht über geometrische Formen in Molekülen	72
33	Wechselwirkungen zwischen Stoffteilchen	72
33.1	Van-der-Waals-Kräfte	73
33.1.1	Van-der-Waals-Kräfte am Beispiel der Halogene	73
33.2	Wasserstoffbrückenbindungen	74
33.3	Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	74
33.4	Lösungsvorgänge und Lösungsmittel	75
33.4.1	Wasser als Lösungsmittel für Salze	75
33.4.2	Unpolare Lösungsmittel	76
33.4.3	Zusammenfassung und Fachausdrücke	76

34	Massenanteil und Volumenanteil	77
35	Die Stoffmengenkonzentration	78
36	Das Aufspalten von Atombindungen	78
36.1	Homolyse	79
36.1.1	Der Reaktionsmechanismus der Chlorwasserstoffherstellung	79
36.1.2	Zusammenfassung und Fachbegriffe	80
36.2	Heterolyse	80
36.2.1	Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser	80
36.2.2	Zusammenfassung und Fachbegriffe	81
37	Protonenübergänge	81
37.1	Grundlegendes zu Säuren und Basen	82
37.2	Die Säure-Base-Reaktion	83
37.2.1	Beispiele	83
37.3	Ampholyte	84
37.3.1	Wasser – Ampholyt und Lösungsmittel	84
37.3.2	Andere Ampholyte	85
37.4	Die Stärke von Säuren und Basen	86
37.5	Saure und alkalische Lösungen	87
37.6	Der Neutralpunkt einer Lösung	87
37.7	Der pH-Wert	88
37.8	Zusammenhänge zwischen der Oxoniumionenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und der Hydroxidionenkonzentration $c(\text{OH}^-)$	89
37.9	Indikatoren	90
37.10	Die Neutralisationsreaktion	91
37.10.1	Die Bedeutung der H_3O^+ - und OH^- -Ionen	91
37.10.2	Salzbildung durch Neutralisation	91
37.11	Die Säure-Base-Titration	92
37.12	Die Berechnungen zur Säure-Base-Titration	93
37.12.1	Grundlegende Betrachtungen	93
37.12.2	Aufgaben	94
37.12.3	Lösungen	94
38	Elektronenübergänge	97
38.1	Die Bedeutungsentwicklung der Begriffe Oxidation und Reduktion	98
38.2	Einige typische Redoxreaktionen	99
38.3	Formaler Umgang mit Redoxvorgängen	100
38.3.1	Grundsätzliches	100
38.3.2	Oxidationszahlen	100
38.3.3	Übungen zur Ermittlung von Oxidationszahlen	102
38.3.4	Oxidationszahlen in sauerstoffhaltigen Salzen	103
38.3.5	Die Erstellung von Redoxgleichungen	104
38.3.6	Das „Aufstellen von Redoxgleichungen“ an Beispielen	105
	Weiterführende Literatur	110
	Stichwortverzeichnis	111

1 Einführung

Zunächst stellt sich die Frage:
Was ist eigentlich Chemie?

Man kann bei einer chemischen Reaktion mit den Sinnen Veränderungen wahrnehmen. Zunächst bleibt jedoch verborgen, was genau geschieht. Dieses zu erforschen ist das Aufgabengebiet der Chemie.

Die Chemie ist eine exakte Naturwissenschaft, d. h. die Fragestellungen werden durch Experimente und Messungen gelöst.

Der Forschungsgegenstand ist der Stoff und seine Veränderungen bei chemischen Vorgängen:

- Die Chemie ist die Lehre von den Stoffen und den Stoffänderungen.
- Soweit sich die Physik mit den Stoffen befasst, untersucht sie Zustände und Zustandsänderungen.

2 Übersicht über die Aggregatzustände

Stoffe können in drei Aggregatzuständen vorkommen: *fest, flüssig, gasförmig*.

Die Begriffe *Schmelzen, Erstarren, Verdampfen, Kondensieren, Sublimieren* und *Resublimieren* bezeichnen die Übergänge zwischen den Aggregatzuständen.

Beispielsweise versteht man unter einer **Sublimation** den Übergang *fest – gasförmig*, wie es z. B. beim Trocknen gefrorener Straßen möglich ist.

Der Vorgang in der umgekehrten Richtung ist die **Resublimation** und geschieht bei der Bildung von Raureif.

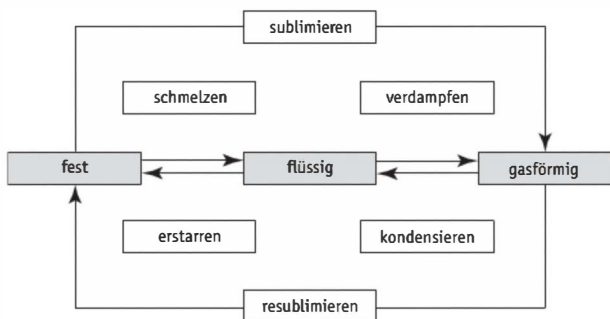


Abb. 2.1: Die Aggregatzustände und ihre Übergänge

Der Übergang *fest → flüssig → gasförmig* erfolgt unter *Energiezufuhr*.

Der Übergang *gasförmig → flüssig → fest* geschieht unter *Entzug von Energie*.

Es gelten folgende Abkürzungen: (g) = gasförmig, (l) = flüssig, engl. liquid, (s) = fest, engl. solid

3 *Stoffe, Gemische, Reinstoffe, Elemente*

Früher glaubte man, die verschiedenen „Stoffe“, wie auch ihre Eigenschaften, seien das Ergebnis unterschiedlicher Mischungen von Feuer, Wasser, Erde und Luft.

Heute ordnet man die Stoffe aufgrund ihrer chemischen Zusammensetzung ein:

Tab. 3.1: Einteilung der Stoffe

Stoff	bezeichnet jegliche Art von Materie
(Stoff-)Gemisch	kann durch verschiedene physikalische bzw. chemische Maßnahmen in seine Bestandteile (Reinstoffe) zerlegt werden
Reinstoffe	sind chemische Verbindungen bzw. Elemente
Verbindungen	bestehen aus zwei oder mehreren chemischen Elementen, die über chemische Bindungen verknüpft sind
Elemente	sind mit den gängigen chemischen Methoden nicht weiter zerlegbar

4 *Die Einteilung der Reinstoffe – einige wichtige Begriffe*

- **Reinstoffe** sind chemisch reine Substanzen, d. h. sie sind nicht mit anderen Stoffen vermischt.
Sie besitzen bei gleichbleibenden äußeren Bedingungen (*Druck, Temperatur*) immer die gleichen Eigenschaften, wie *Siedepunkt, Schmelzpunkt, Dichte* usw.
- Sowohl chemische *Verbindungen* als auch chemische *Elemente* sind Reinstoffe.

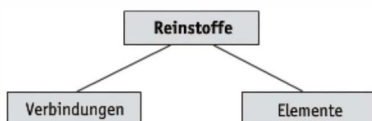


Abb. 4.1: Was sind Reinstoffe?

- Reinstoffe, die *Verbindungen* sind, können durch spezielle chemische Maßnahmen *noch weiter zerlegt* werden.
Durch diese Zerlegungen entstehen im Endeffekt die an einer Verbindung beteiligten Elemente.
- Reinstoffe, die bereits *Elemente* sind, können *nicht weiter zerlegt* werden.

5 Elemente und ihre Symbole

Das heute gebräuchliche Formelsystem, das den einzelnen Elementen Kürzel aus einem oder zwei Buchstaben zuweist, geht auf den Chemiker *Berzelius* zurück, der damit eine *international verwendete chemische Zeichensprache* schuf:

Jedes chemische Element erhielt ein Symbol, das von seinem lateinischen oder griechischen Namen abgeleitet wurde.

Nachfolgend werden die gebräuchlichsten und am häufigsten verwendeten Elementsymbole vorgestellt, deren sichere Beherrschung für eine weitere erfolgreiche Beschäftigung mit chemischen Grundlagen absolut erforderlich ist.

5.1 Die ersten zwanzig Elemente (Ordnungszahl 1–20)

Tab. 5.1: Die Symbole der ersten zwanzig Elemente

H	Wasserstoff
He	Helium
Li	Lithium
Be	Beryllium
B	Bor
C	Kohlenstoff
N	Stickstoff
O	Sauerstoff
F	Fluor
Ne	Neon
Na	Natrium
Mg	Magnesium
Al	Aluminium
Si	Silicium
P	Phosphor
S	Schwefel
Cl	Chlor
Ar	Argon
K	Kalium
Ca	Calcium

5.2 Weitere wichtige Elemente

Die nachstehend genannten Elemente werden erfahrungsgemäß häufig bei der Behandlung chemischer Grundlagen gebraucht. Die Zahl in Klammern bezeichnet jeweils die Ordnungszahl. Im PSE (Periodensystem der Elemente) steht sie links unten neben dem Elementsymbol.

Tab. 5.2: Symbole und Ordnungszahlen wichtiger Elemente

Cr	Chrom	(24)
Mn	Mangan	(25)
Fe	Eisen	(26)
Co	Kobalt	(27)
Ni	Nickel	(28)
Cu	Kupfer	(29)
Zn	Zink	(30)
Br	Brom	(35)
Ag	Silber	(47)
Cd	Cadmium	(48)
Sn	Zinn	(50)
Sb	Antimon	(51)
I	Iod	(53)
Ba	Barium	(56)
Au	Gold	(79)
Hg	Quecksilber	(80)
Pb	Blei	(82)
Ra	Radium	(88)

Die Symbole werden zum einen dazu verwendet, die Elementnamen zu repräsentieren, zum anderen, um Einzelatome eines jeweiligen Elementes zu bezeichnen.

6 Der Bau des Atoms

Die wesentlichen Aussagen des frühen Dalton-Atommodells, bei dem die Atome als winzige Massekügelchen angesehen werden, lauten wie folgt:

- Die verschiedenen Elemente bestehen aus kleinsten, bei chemischen Vorgängen ungeteilt bleibenden Atomen.
- Die Atome eines Elementes sind gleich. Sie besitzen die gleiche Masse.
- Atome *verschiedener Elemente* sind verschieden. Sie besitzen unterschiedliche Massen.

Diese Modellvorstellung wurde inzwischen erweitert (z. B. kennt man heute zusätzlich das Schalenmodell, siehe Kap. 7, und das Orbitalmodell, s. Kap. 8) und zum Teil korrigiert.

6.1 Das Kern-Hülle-Modell

Der Nobelpreisträger *Rutherford* kam durch seine Untersuchungen zu einer Modellvorstellung für den Bau der Atome, die von einem positiv geladenen Atomkern und einer negativ geladenen Atomhülle ausgeht.

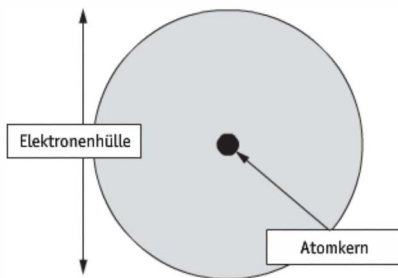
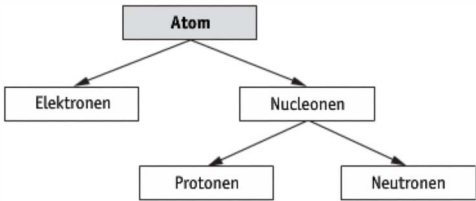


Abb. 6.1: Rutherford'sches Atommodell

6.2 Bestandteile von Atomkern und Elektronenhülle

Mit Hilfe von Hochspannung lassen sich im Hochvakuum an Atomen Ladungstrennungen durchführen, was zu folgender Interpretation führte:

- Die Atomkerne vereinigen zwei Arten von *Nucleonen*, die **positiv** geladenen *Protonen* und die **neutralen** *Neutronen*.
- In der Hülle befinden sich die *Elektronen* mit ihrer **negativen** Ladung.
- Protonen, Neutronen und Elektronen bezeichnet man als *Elementarteilchen*.



Elementarteilchen	Abkürzung	Ladung
Elektron	e^-	-1 negativ
Proton	p^+ , p	+1 positiv
Neutron	n	0 neutral

Abb. 6.2: Übersicht über die Elementarteilchen

Atome sind nach außen hin *neutral*, d. h. *ungeladen*, also ist die *Anzahl der Protonen* gleich der *Zahl der Elektronen*.

6.3 Der Bau des Atomkerns bei den einzelnen Elementen

6.3.1 Protonen

Die Zugehörigkeit eines Atoms zu einem Element richtet sich streng nach der Protonenzahl im Kern!

Also steht z. B. fest, dass Atome mit 35 Protonen im Kern *ausschließlich* dem Element *Brom* zuzuordnen sind.

Die Protonenzahl heißt auch *Ordnungszahl* oder *Kernladungszahl*.

Im Periodensystem der Elemente (= PSE) sind die Elemente nach der steigenden Protonenzahl in den jeweiligen Atomkernen angeordnet.

Tab. 6.1: Beispiele für Protonenzahlen in den Kernen verschiedener Elemente

Element	Protonenzahl p = Ordnungszahl (OZ)
Wasserstoff	1
Kohlenstoff	6
Brom	35
Blei	82

6.3.2 Neutronen und Isotope

In den Atomkernen ist die Neutronenanzahl n *ungefähr gleich* der Protonenzahl p .

Aber:

Die Kerne der Atome **eines** Elementes (sie besitzen die gleiche Protonenzahl p) können sich in der Zahl der Neutronen n unterscheiden.

Man bezeichnet diese unterschiedlichen Atome (Masse!) als *Isotope* ein- und desselben Elementes.

Tab. 6.2: Verschiedene Isotopenarten bei unterschiedlichen Elementen

Element	H	He	Li	C	N	O	F
p	1	2	3	6	7	8	9
$n1 < p$	0	–	–	–	–	7	–
$n2 = p$	1	2	3	6	7	8	9
$n3 > p$	2	3	4	7	8	–	10
$n4 > p$	–	–	–	8	–	–	–

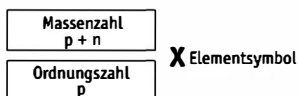
n = Neutronenanzahl, p = Protonenzahl

Man unterscheidet *Reinelemente*, die in allen Kernen dieselbe Neutronenzahl aufweisen, von den *Mischelementen*, die wesentlich häufiger sind und in deren Kernen sich die Neutronenzahlen unterscheiden.

Die Summe $p + n$ wird als **Massenzahl** bezeichnet.

6.3.3 Schreibweise

Um auf einen Blick die Kernsituation des jeweiligen Elementes erfassen zu können, wird im PSE nachstehende Schreibweise verwendet:



Beispiel:

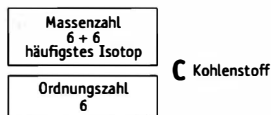


Abb 6.3: Schreibweise eines Elementes im Periodensystem

Die Dezimalbrüche für die genaue Massenzahl kommen durch eine Durchschnittsbildung der Massenzahlen „aller“ Atome (= Isotope) des betreffenden Elementes zustande.

7 Das Schalenmodell der Atomhülle

Die Elektronen e^- (nachfolgend wird immer wieder diese Abkürzung verwendet werden) ordnen sich in der Elektronenhülle des jeweiligen Atoms nach bestimmten Gesetzmäßigkeiten an.

Die Modellvorstellung geht davon aus, dass sich die energetischen Zustände (Energienstufen), denen die einzelnen e^- zugeordnet sind, zunächst vereinfacht mit **Schalen** beschreiben lassen, die **konzentrisch um den Atomkern** angeordnet sind.

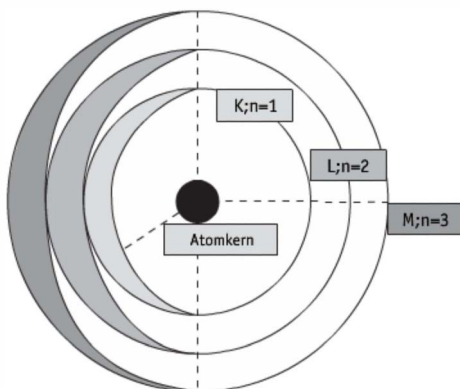


Abb 7.1: Ansicht des Schalenmodells für die ersten drei Schalen K, L, M

- Bei den schwersten Atomen sind bis zu **7 Energienstufen** mit e^- besetzt.
- Auf jeder dieser Energienstufen hat eine festgelegte Zahl von e^- „Platz“.

7.1 Die Besetzung der Energiestufen mit Elektronen

Tab. 7.1: Hauptquantenzahlen und deren maximale Elektronenbesetzung

Bezeichnung der Schalen	Hauptquantenzahl n	maximale Anzahl von e^-
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
O	5	50
P	6	72
Q	7	98

Die Übersicht zeigt, wieviele e^- jeweils *maximal* auf den Schalen K–Q (Hauptquantenzahlen 1–7) Platz finden könnten, für den Fall, dass diese *alle vollständig* besetzt würden.

Dieses ist aber *nur* bei den Schalen K, L, M, N (Hauptquantenzahlen 1–4) der Fall. Das bedeutet, es gibt *nicht ein Atom*, bei dem die O-, P- oder Q-Schale *vollständig* besetzt ist.

Für die Ermittlung der e^- -Zahl, die pro Schale prinzipiell möglich ist, gilt die einfache Formel

$$2n^2$$

(n = Hauptquantenzahl).

7.2 Die Verwendung des Periodensystems der Elemente

Das vorn im Buchumschlag abgedruckte Periodensystem der Elemente eignet sich besonders zum Einüben der Besetzung der Hauptschalen mit e^- , da die farbige Unterlegung der Elemente die „Zuweisung der e^- zu den jeweiligen Hauptschalen“ verdeutlicht.

Wir erinnern uns:

- Die Elemente sind im PSE nach steigender Ordnungszahl p angeordnet.
- Beim Element mit der Ordnungszahl $p+1$ tritt im Kern ein Proton und in der Hülle ein e^- hinzu.
- Die *Ordnungszahl p* gibt somit auch *Auskunft über die Anzahl der e^- in der Hülle der Atome eines Elementes*.

Folgende Überlegungen sollen Klarheit schaffen:

- Die K-Schale fasst $2 e^-$;
sie wird bei den Elementen Wasserstoff H und Helium He besetzt.
He besitzt mit seinen $2 e^-$ eine *abgeschlossene* Hauptschale K (siehe auch Ausnahme von der Oktettregel, Kap. 26).
Die der K-Schale zugeordnete Farbe ist blau
→ bei den blau unterlegten Elementen wird die K-Schale (Hauptquantenzahl $n=1$) mit e^- besetzt.
- Die L-Schale fasst $8 e^-$;
sie wird bei den Elementen Lithium Li bis Neon Ne besetzt.
Allerdings ist auch bei diesen Elementen die K-Schale *vorhanden* und bereits mit e^- besetzt. Diese e^- dürfen auf keinen Fall vergessen werden.
Die „neue“ Schale L umschließt die K-Schale!
Die der L-Schale zugeordnete Farbe ist orange
→ bei den orange unterlegten Elementen wird die L-Schale besetzt.

Das Element Ne besitzt demzufolge $10 e^-$: Zwei e^- sind auf der K-Schale, $8 e^-$ sind auf der L-Schale.

Tab. 7.2: Zuordnung der Hauptquantenzahl zur Farbe im PSE

Schale	maximale e^- -Zahl	Farbe	Bemerkung
K	2	blau	wird voll bei He
L	8	orange	wird voll bei Ne
M	18	rot	wird voll bei Zn
N	32	gelb	wird voll bei Yb
O	(50)	lila	wird bis zu 32 e^- besetzt (No)
P	(72)	hellgrün	wird bis zu 15 e^- besetzt (Mt)
Q	(98)	braun	wird nur mit einem oder zwei e^- besetzt (Fr, Ra)

Die Anzahl und Anordnung der e^- auf den Schalen der Atome ist für jedes Element charakteristisch und wird als **Elektronenkonfiguration** bezeichnet.

Übung:

Tragen Sie in die folgende Tabelle die Elektronenkonfiguration für die Atome der genannten Elemente ein!

Element	K-Schale	L-Schale	M-Schale	N-Schale
He				
C				
F				
Ne	2	8	0	0
Na	2	8	1	0
Al				
Ar				
Ca				

Achtung:

Bei den auf das Ar (Ordnungszahl 18) folgenden Elementen wird mit der Besetzung „neuer“ Schalen durch e^- begonnen, *bevor* die vorangegangene voll besetzt ist.

So kommt beim K das neu hinzutretende e^- auf die N-Schale, obwohl die M-Schale mit $8e^-$ noch nicht einmal zur Hälfte gefüllt ist.

Mit wachsender Ordnungszahl werden die Verhältnisse zunehmend unübersichtlich, wobei die „Farbe“ des Elementes stets Auskunft darüber gibt, auf welcher Schale das neu hinzukommende e^- eingebaut wird.

Titan im PSE:

rot unterlegt → neues e^- wird auf der M-Schale eingebaut, es ist das zehnte e^- auf dieser Schale (rote Elementkästchen bis zum Ti abzählen!).

Ti besitzt jedoch auch bereits zwei e^- auf der N-Schale ($n=4$)!

Hinweis: Periodennummer (links im PSE) und Hauptquantenzahl n sind gleich!

Tab. 7.3: Beispiele für Elemente, die mehrere nicht voll besetzte Schalen besitzen.

Element, OZ, Farbe	K	L	M	N	O	P	Q
Ti (22), rot	2	8	10	2			
Ag (47), gelb	2	8	18	17	2		
Pb (82), hellgrün	2	8	18	32	18	4	
Ra (88), braun	2	8	18	32	18	8	2

- Vollbesetzte Schalen sind grau unterlegt.

8 Grundlagen des Orbitalmodells

8.1 Energiestufen und Energieniveaus

Der im Kapitel 7.1 (Die Besetzung der Energiestufen mit Elektronen) eingeführte Begriff der Hauptquantenzahl n beschreibt die Besetzung der Elektronenschalen der Atome mit Elektronen (Schalenmodell) auf einfache Weise.

Eine wesentlich komplexere Sicht auf den Atombau und die Verteilung der Elektronen in der Hülle liefert das so genannte *Orbitalmodell*.

In einer Begriffserweiterung werden die Elektronenschalen des Schalenmodells zu *Elektronenniveaus*, die die Verhältnisse innerhalb der jeweiligen Energiestufen wesentlich detaillierter beschreiben.

Die Entwicklung dieses modernen Atommodells stützt sich auf Experimente mit Wasserstoffatomen, die mittels Lichtenergie angeregt werden (Ermittlung der Linienspektren des Wasserstoffs, siehe die Lehrbücher der Anorganischen Chemie oder die Chemiebücher der gymnasialen Oberstufe). Hierbei stellte sich heraus, dass das einzige Elektron des Wasserstoffatoms nur *definierte Energiebeträge* aufnimmt oder abgibt. Die zugeführte Energie hebt das Elektron von seinem *Grundzustand* auf einen *angeregten Zustand*. Genau derselbe Energiebetrag wird wieder frei, wenn das Elektron in seinen ursprünglichen Zustand zurückfällt. Entsprechend gequantelte Energiebeträge werden gemessen, wenn das Elektron in einen anderen, vom Grundzustand abweichenden Zustand zurückkehrt.

Alle Zustände, die das Elektron einzunehmen vermag – Grundzustand oder angeregte Zustände – nennt man *Energieniveaus*.

8.2 Atomhüllen mit mehreren Elektronen

Die Atome der höheren Elemente, die im PSE auf den Wasserstoff folgen, besitzen in ihrer Elektronenhülle die ihrer Ordnungszahl p entsprechende Elektronenzahl.

Versuche wie beim Wasserstoff, die die Anregung der „Mehrelektronensysteme“ durch Lichtenergie untersuchten, lieferten Ergebnisse, die die Grundzustände sowie die angeregten Zustände in den Atomhüllen äußerst unübersichtlich erscheinen ließen.

So wurden zur Beschreibung der Energiezustände der Elektronen in Atomhüllen, die mit mehr als einem Elektron besetzt sind, neben der Hauptquantenzahl n weitere charakterisierende Angaben eingeführt.

Es wird nachfolgend nur soweit auf Details eingegangen werden, soweit sie zum Verständnis der Elektronenbesetzung der Energiestufen im Rahmen des Orbitalmodells erforderlich sind.

8.2.1 Die Nebenquantenzahl l

Zur Hauptquantenzahl n gibt es jeweils n Werte der Nebenquantenzahl l , d. h. die „Hauptstufen“ sind mit Ausnahme der K-Schale in Unterniveaus eingeteilt:

Tab. 8.1: Anzahl der Unterniveaus in den einzelnen Hauptschalen

n	Schale	Zahl der Unterniveaus (entspricht der Zahl der Werte, die die Nebenquantenzahl l annehmen kann)
1	K	nur ein Niveau
2	L	2 Unterniveaus
3	M	3 Unterniveaus
4	N	4 Unterniveaus
5	O	theoretisch existieren 5 Unterniveaus (nur 4 werden mit Elektronen besetzt)
6	P	theoretisch existieren 6 Unterniveaus (3 werden mit Elektronen besetzt)
7	Q	theoretisch existieren 7 Unterniveaus (eines wird mit Elektronen besetzt)

Die Nebenquantenzahl l gibt die Anzahl der möglichen Unterniveaus einer Hauptschale n an.

Betrachtet man die Elemente aufsteigend vom Rubidium $_{37}\text{Rb}$, so fällt auf, dass die Hauptschalen O–Q maximal vier mit Elektronen besetzte Unterniveaus enthalten.

Die anderen – theoretisch möglichen – Unterniveaus bleiben „leer“, d. h. es gibt in den Hauptschalen der bisher bekannten Elemente nur bis zu vier verschiedene Unterniveaus. Die entsprechenden Energiezustände bekamen die Bezeichnungen *s-Zustand*, *p-Zustand*, *d-Zustand* und *f-Zustand*.

Die Elektronen, die diese Energiezustände annehmen, werden demzufolge *s*-, *p*-, *d*- und *f*-Elektronen genannt.

Tab. 8.2: Übersicht über die Unterniveaus der Hauptschalen

Hauptschale	n	Unterniveaus bzw. Energiezustände, die mit Elektronen besetzt werden	Arten von Elektronen
K	1	1s	nur s-Elektronen
L	2	2s 2p	s- und p-Elektronen
M	3	3s 3p 3d	s-, p-, d-Elektronen
N	4	4s 4p 4d 4f	s-, p-, d- und f-Elektronen
O	5	5s 5p 5d 5f	s-, p-, d- und f-Elektronen
P	6	6s 6p 6d	s-, p-, d-Elektronen
Q	7	7s	nur s-Elektronen

8.2.2 Elektronenanzahl auf den Unterniveaus

Versuche mit im Magnetfeld angeregten Atomen ergaben, dass die s-, p-, d- und f-Niveaus jeweils eine *festgelegte, maximale Elektronenzahl* aufnehmen können:

Auf dem s-Unterniveau finden	2 Elektronen Platz,
auf dem p-Niveau	6 Elektronen,
auf dem d-Niveau	10 Elektronen und
auf dem f-Niveau	14 Elektronen.

8.2.3 Die magnetische Quantenzahl m

Diese Zahl unterteilt die s-, p-, d- und f-Elektronen der jeweiligen Unterniveaus in *Zweiergruppen*. Auch diese Erkenntnis lieferten Versuche, die angeregte Atome einem Magnetfeld aussetzten.

Tab. 8.3: Elektronenverteilung auf den Unterniveaus aller Hauptschalen

Schale	n	Elektronenzahl bei maximaler Besetzung	Elektronen auf den Unterniveaus	Zweiergruppen (diese Summe entspricht der Zahl der Werte, die m annehmen kann)
K	1	2	2 auf 1s	1
L	2	8	2 auf 2s 6 auf 2p	1+3
M	3	18	2 auf 3s 6 auf 3p 10 auf 3d	1+3+5
N	4	32	2 auf 4s 6 auf 4p 10 auf 4d 14 auf 4f	1+3+5+7
O	5	32	2 auf 5s 6 auf 5p 10 auf 5d 14 auf 5f	1+3+5+7
P	6	15	2 auf 6s 6 auf 6p 7 auf 6d	1+3+3 ½
Q	7	2	2 auf 7s	1

8.2.4 Die Spinquantenzahl s

Alle Elektronen eines Atoms bewegen sich auf den durch ihren jeweiligen energetischen Zustand bedingten Bahnen um den Atomkern.

Die in einer „Zweiergruppe“ eines Unterniveaus zusammengefassten Elektronen sind identisch bezüglich ihrer Hauptquantenzahl n , ihrer Nebenquantenzahl l und der magnetischen Quantenzahl m .

Beispiel:

${}_2\text{He}$ besitzt 2 Elektronen auf der K-Schale. Mit den beiden Elektronen ist das 1 s-Unterniveau aufgefüllt, d. h. es existiert eine „Zweiergruppe“, für die n , l und m gleich sind.

Da jedoch keine zwei Elektronen eines Atoms in allen Eigenschaften übereinstimmen, besitzt jedes Elektron einen Eigendrehimpuls, der dem Uhrzeigersinn folgt oder ihm entgegengerichtet ist.

In einer „Zweiergruppe“ ist dieser Drehimpuls stets gegenläufig.

Die Spinquantenzahl s nimmt dementsprechend nur zwei Werte an.

8.2.5 Zusammenfassung

Durch die vier Quantenzahlen, Hauptquantenzahl n , Nebenquantenzahl l , magnetische Quantenzahl m und Spinquantenzahl s ist der *energetische Zustand eines jeden Elektrons in einem Atom eindeutig charakterisiert*:

Zwei Elektronen eines Atoms sind bezüglich ihres energetischen Zustands niemals völlig identisch. Sie unterscheiden sich in mindestens einem Wert ihrer vier Quantenzahlen.

Nach ihrem Begründer, dem Physiker W. Pauli nennt sich diese Regel *Pauli-Prinzip*.

8.3 Atomorbitale

Die Quantenzahlen n , l , und m weisen jeweils *zwei Elektronen* einen *Raum im Anziehungsbereich des Atomkerns* zu, in dem sie sich mit *höchster Wahrscheinlichkeit* aufhalten. Innerhalb dieses Raumes bewegen sich die beiden Elektronen mit *unvorstellbar hoher Geschwindigkeit* und *entgegengesetztem Drehimpuls*, dem *Spin*.

Ein solcher Raum wird als *Atomorbital* oder kurz als *Orbital* bezeichnet.

Jedes Orbital kann maximal zwei Elektronen aufnehmen.

Auf diese Weise werden im chemischen Sprachgebrauch aus den s -, p -, d - und f -Unterniveaus die *s -, p -, d - und f -Orbitale*.

Die Forschungen und Berechnungen, die den Elektronen eines Atoms statt der Kreis- oder Ellipsenbahnen um den Atomkern („Schalenmodell“, siehe Kap. 7) die Atomorbitale als Räume für ihre höchste Aufenthaltswahrscheinlichkeit („*Orbitalmodell*“) zuwiesen, werden den wissenschaftlichen Spezialdisziplinen der *Quanten-* oder *Wellenmechanik* zugeordnet.

De Broglie, *Schrödinger*, *Heisenberg* und *Dirac* sind namhafte Forscher, die sich um die mathematische Beschreibung der Zustände der sich um den Kern bewegendenden Elektronen große Verdienste erworben haben. Diese hochkomplexen Zusammenhänge sind allerdings in leicht fasslicher Form nicht darstellbar und übersteigen bei weitem das Anliegen dieses Buches.

8.3.1 Atomorbitale und Kästchenschreibweise

Das Ziel dieses Buches ist es, die wissenschaftlich eingeführte Darstellung der Elektronenkonfigurationen der Atome unter Einbeziehung der wichtigsten Eigenschaften der Orbitale transparent und verständlich zu machen.

Auf Anregung des Chemikers Linus Pauling werden die Atomorbitale (AO) durch Kästchen symbolisiert. Die Elektronen werden nach steigendem Energieinhalt (je „weiter“ vom Kern entfernt, desto energiereicher) in die übereinander angeordneten Kästchen eingetragen:

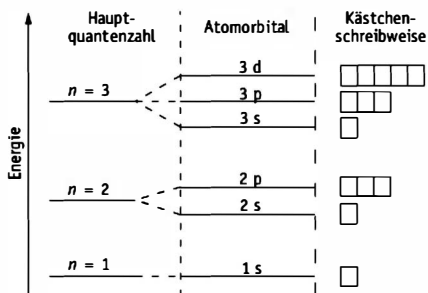


Abb. 8.1: Hauptquantenzahl bis $n=3$, Atomorbitale und Kästchenschreibweise
(nach „Elemente Chemie“ für Klasse 11, Klett-Verlag)

8.3.2 Die Reihenfolge der Orbitalbesetzung

Die Orbitale eines Atoms im Grundzustand werden ihrem ansteigenden Energieinhalt folgend schrittweise mit Elektronen besetzt.

Im Kapitel 7.2 wurde bereits darauf hingewiesen, dass bei den dem Argon $_{18}\text{Ar}$ im PSE folgenden Elementen mit der Besetzung „neuer Hauptschalen“ durch Elektronen begonnen wird, bevor die vorangegangene Schale voll besetzt ist.

Dies wird verständlich, wenn man nun die Besetzung nach steigendem Energieinhalt der Elektronen und die Unterteilung der Hauptniveaus in die entsprechenden Unterniveaus s, p, d und f weiß:

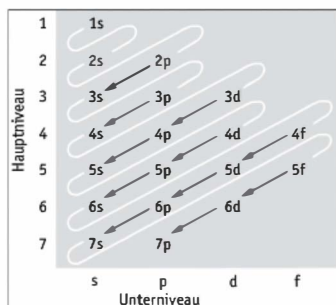


Abb. 8.2: Merkschema zur energetischen Abfolge der Orbitale (vgl. PSE)
(nach „Elemente Chemie“ für Klasse 11, Klett-Verlag)

Die Elektronen im $4s$ -Orbital sind „energieärmer“ als die im $3d$ -Orbital. Aus diesem Grund wird beim $_{19}\text{K}$ und $_{20}\text{Ca}$ mit der Besetzung der 4. Schale angefangen (vgl. PSE), obwohl das $3d$ -Orbital noch keine Elektronen enthält!

Die Farben des PSE geben diese Reihenfolge der schrittweisen Besetzung wieder:

- Bei den jeweils **8 Hauptgruppenelementen** einer Periode erfolgt die *Besetzung der s- und p-Orbitale* (2 und 6 Elektronen) der „äußersten Schale“.
- Bei den jeweils **10 Nebengruppenelementen** wird das *d-Orbital* (10 Elektronen) der „vorangegangenen Schale“ aufgefüllt.
- Bei den Elementen der **14 Actinoiden** und **14 Lanthanoiden** füllen sich die *f-Orbitale* (14 Elektronen) der „vorletzten Schale“.

An der *Farbe*, mit der das jeweilige Element im PSE unterlegt ist, wird deutlich, welchem *Hauptniveau* n das bei diesem Element neu hinzukommende Elektron zugeordnet wird.

8.3.3 Die Elektronenkonfiguration in der Kästchenschreibweise

Zur Wiedergabe der Elektronenkonfiguration durch Orbitale in der *Kästchenschreibweise* gilt es folgende Regeln zu beachten:

1. Die Zahl der Elektronen ist gleich der Ordnungszahl des Elementes.
2. Die Auffüllung der Orbitale mit Elektronen erfolgt nach steigender Energie.
3. Jedes Orbital fasst maximal zwei Elektronen.
4. Die Orbitale der p-, d- und f-Unterniveaus werden zunächst *einfach* mit Elektronen parallelen Spins besetzt (*Hund'sche Regel* nach dem Physiker F. Hund).

Tabelle 8.4 gibt die Elektronenkonfiguration der ersten 18 Elemente des PSE in der ausführlichsten Darstellungsweise wieder.

Tab. 8.4: Besetzung der Orbitale bei den Elementen ${}_1\text{H}$ – ${}_{18}\text{Ar}$

Orbitale		1s		2s		2p			3s		3p		
Elemente													
H		↑											
He		↑↓											
Li		↑↓		↑									
Be		↑↓		↑↓									
B		↑↓		↑↓		↑							
C		↑↓		↑↓		↑	↑						
N		↑↓		↑↓		↑	↑	↑					
O		↑↓		↑↓		↑↓	↑	↑					
F		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑					
Ne		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓					
Na		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓	↑				
Mg		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓				
Al		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		↑		
Si		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		↑	↑	
P		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		↑	↑	↑
S		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		↑↓	↑	↑
Cl		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		↑↓	↑↓	↑
Ar		↑↓		↑↓		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		↑↓	↑↓	↑↓

Bei der Darstellung der Elektronenkonfigurationen von Atomen mit höheren Ordnungszahlen „klammert man die Konfiguration des vorangegangenen Edelgases aus“, um die Übersicht über allzu viele Kästchen nicht zu verlieren. Man beachte die Abfolge der Orbitale nach wachsendem Energieinhalt (vgl. Kap. 8.3.2)

Beispiele:

	4s	3d	
Ca (Ar)	$\uparrow\downarrow$	unbesetzt	
	4s	3d	
Sc (Ar)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ 	
	4s	3d	
Mn (Ar)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	
	4s	3d	4p
Br (Ar)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$
	6s	4f	5d
Hg (Xe)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

8.3.4 Die Elektronenkonfiguration in der Kurzschreibweise

Ist ein gewisser Übungseffekt beim Lernenden eingetreten, ist es in der Regel nicht mehr erforderlich, alle Elektronen durch Pfeile in „Orbitalkästchen“ auszudrücken.

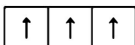
Die jeweilige Elektronenanzahl in einem Orbital wird dann durch hochgestellte Zahlen nach der Orbitalbezeichnung symbolisiert:



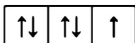
wird zu $1s^1$, $2s^1$, $3s^1$, $4s^1$, $5s^1$, $6s^1$ oder $7s^1$



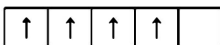
wird zu $1s^2$, $2s^2$, $3s^2$, $4s^2$, $5s^2$, $6s^2$ oder $7s^2$



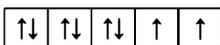
wird zu $2p^3$, $3p^3$, $4p^3$, $5p^3$ oder $6p^3$



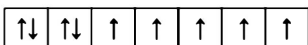
wird zu $2p^5$, $3p^5$, $4p^5$, $5p^5$ oder $6p^5$



wird zu $3d^4$, $4d^4$ oder $5d^4$



wird zu $3d^8$, $4d^8$ oder $5d^8$



wird zu $4f^9$ oder $5f^9$



wird zu $4f^{14}$ oder $5f^{14}$

Beispiele für Elektronenkonfigurationen in der Kurzschreibweise:

${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$
${}_{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
${}_{28}\text{Ni}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
${}_{53}\text{I}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
${}_{67}\text{Ho}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{11}$

Die Summe aller hochgestellten Zahlen ist die Gesamtzahl der Elektronen und muss mit der Ordnungszahl übereinstimmen.

9 Ionen

Bei Ionen handelt es sich um geladene Teilchen, die durch Elektronenaufnahme oder Elektronenabgabe aus neutralen Atomen entstehen.

9.1 Die Ionisierungsenergie

- Sollen aus der Hülle eines neutralen Atoms ein oder mehrere e^- entfernt werden, so muss *gegen die Anziehungskraft des (positiv geladenen) Atomkernes Arbeit geleistet werden*.
- Die Energie, die zur Abtrennung eines Elektrons aus einem Atom benötigt wird, heißt *Ionisierungsenergie*.
- Die verbleibenden „Restatome“ heißen *Ionen* und sind *in diesem Fall positiv geladen*. Die Ladung der Ionen steigt mit jedem e^- , das aus dem Atom entfernt wird, um +1. Positiv geladene Ionen heißen *Kationen*.

9.2 Die Elektronenaffinität

- Den mit *der Aufnahme* von einem oder mehreren e^- durch ein Atom verbundenen Energieumsatz nennt man *Elektronenaffinität*.
- Aus Atomen entstehen dabei *negativ geladene Ionen*, die *Anionen* genannt werden. Mit jedem e^- , das in die Hülle eines zunächst neutralen Atoms aufgenommen wird, steigt die Ladung des Ions um *eine negative Einheit*.

9.3 Die Ionisierung des Aluminium-Atoms

In der nachstehenden Grafik wird eine hypothetische komplette Abtrennung *aller* e^- aus der Hülle des Al-Atoms betrachtet, um eine Vorstellung von den energetischen Zuständen der e^- zu vermitteln.

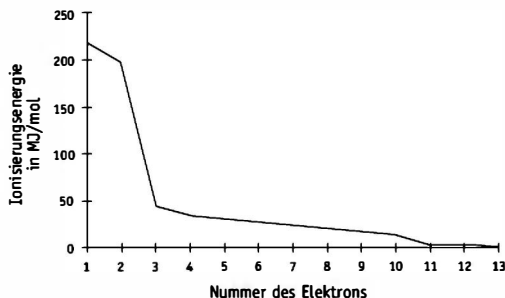


Abb 9.1: Ionisierungsenergie für alle Elektronen des Al-Atoms

- In der e^- -Hülle des Al-Atoms finden sich 13 e^- :
 - * K-Schale 2 e^-
 - * L-Schale 8 e^-
 - * M-Schale 3 e^-
- Zuerst erfolgt die Abspaltung der e^- aus der M-Schale, also Nr. 13, 12, 11. Der Energieaufwand dafür ist gering.
- Darauf folgend werden die e^- Nr. 10 bis einschließlich Nr. 3 von der L-Schale entfernt. Aus der Abbildung ist ein Anstieg des jeweils erforderlichen Energiebetrages ersichtlich.
- Die Abspaltung der e^- Nr. 2 und 1 erfordert einen vergleichsweise sehr hohen Energieaufwand, da diese e^- von der kernnahen K-Schale entfernt werden müssen.

9.4 Schreibweise

Die Ladung der Ionen wird durch hochgestellte, natürliche Zahlen und das Ladungsvorzeichen nach dem Elementsymbol gekennzeichnet.

Beispiele:

$\text{Na}^{(1)+}$, Mg^{2+} , Al^{3+} ... usw. **Kationen**

$\text{F}^{(1)-}$, S^{2-} , $\text{Cl}^{(1)-}$... usw. **Anionen**

Ist ein Ion lediglich einfach (negativ oder positiv) geladen, so entfällt die Ladungszahl.

9.5 Zusammenfassung und wichtige Fachbegriffe

- Prinzipiell gilt, dass die e^- mit steigender Hauptquantenzahl immer weniger stark vom Kern angezogen werden, d. h. je höher die Hauptquantenzahl n ist, desto geringer ist die Ionisierungsenergie:

kleiner Abstand (vom Kern) – große Anziehungskraft

großer Abstand (vom Kern) – kleine Anziehungskraft

- Weiter fällt auf, dass die Abspaltung von e^- aus abgeschlossenen Hauptschalen immer mit einem erhöhten Energieaufwand verbunden ist.
- Die Zunahme der Ionisierungsenergien für die e^- innerhalb einer Hauptschale beruht auf dem zunehmenden Überwiegen der positiven Kernladung.

Die positiv geladenen Ionen heißen *Kationen* und entstehen durch e^- -Abgabe aus neutralen Atomen.

Die negativ geladenen Ionen heißen *Anionen* und entstehen durch Aufnahme von e^- in die Hülle neutraler Atome.

10 Das Reaktionsschema

Chemische Reaktionen lassen sich durch eine Kurzschreibweise darstellen, die man als Reaktionsschema bezeichnet.

Beispiel:



Wasserstoff und Sauerstoff reagieren zu Wasser.

Die vielfach gebräuchliche Bezeichnung „Reaktionsgleichung“ ist im Grunde nicht zutreffend, da das Reaktionsschema eine stoffliche Veränderung beschreibt und auf der Seite der Ausgangsstoffe = Edukte meist vollkommen andere Gegebenheiten anzutreffen sind als auf der Seite der Endstoffe = *Produkte*. Trotzdem spricht man in der Regel von „chemischen Gleichungen“, da die Zahl der Atome auf beiden Seiten übereinstimmen muss (siehe Kap. 11).

Der *Reaktionspfeil* zwischen Edukten und Produkten bezeichnet die *Richtung der chemischen Reaktion*.

Bei den quantitativen Betrachtungen chemischer Reaktionen werden zusätzliche Aussagen des Reaktionsschemas ersichtlich (siehe Kap. 20).

11 Das Gesetz von der Erhaltung der Masse

Der französische Chemiker *Lavoisier* (1743–1794) stellte fest, dass bei chemischen Reaktionen, die in geschlossenen Apparaturen durchgeführt werden (um das Entweichen entstehender Gase zu vermeiden), keine Veränderungen der Masse zu beobachten sind.

Das heißt, die Summe der Massen der Ausgangsstoffe ist gleich der Summe der Massen der Endstoffe und so ergibt sich das Gesetz von der Erhaltung der Masse:

Bei jeder chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse der Stoffe erhalten.

Scheinbare Ausnahmen sind folgende Reaktionen:

- Eine Kerze brennt auf einer Waage, die Masse nimmt ständig ab.

Erklärung: Das fortlaufend in die Umgebung entweichende Kohlenstoffdioxid lässt die Masse schwinden.

- Eisenwolle wird auf einer Waage verbrannt, die Masse nimmt zu.

Erklärung: Aus der Luft wird Sauerstoff gebunden, aus dem Element Eisen entsteht die chemische Verbindung Eisenoxid.

12 Chemische Gleichungen

12.1 Ihre Aufgabe in der Chemie

Chemische Vorgänge sind, wie bereits bekannt, stoffliche Veränderungen, die sowohl von quantitativen bzw. qualitativen Voraussetzungen als auch von den Reaktionsbedingungen (Druck, Temperatur u. Ä.) beeinflusst werden.

Um alle diese Aussagen, die eine chemische Reaktion charakterisieren, in eine allgemein verständliche und mit einem Blick erfassbare Form zu bringen, bedient man sich der „chemischen Gleichung“.

Diese umfasst das Reaktionsschema, welches die Edukte und Produkte durch *chemische Formeln* (siehe Kap. 12.2) wiedergibt und je nach Notwendigkeit verschiedene Zusatzinformationen über die Reaktionsbedingungen und energetischen Hintergründe (siehe Kap. 13) gibt.

In bestimmter Hinsicht ist der Ausdruck chemische „Gleichung“ an dieser Stelle vollkommen korrekt:

Entsprechend dem Gesetz von der Erhaltung der Masse kann während der chemischen Reaktion *kein Atom* verloren gehen. Das bedeutet, dass die *Anzahl der Atome auf beiden Seiten identisch* sein muss.

Edukt A + Edukt B + Edukt C + ... →

Produkt 1 + Produkt 2 + Produkt 3 + ...

12.2 Die Formeln chemischer Verbindungen – der Molekülbegriff

In den kleinsten Einheiten der chemischen Verbindungen sind Atome zweier oder mehrerer Elemente miteinander zu so genannten *Molekülen* verbunden.

Es gibt jedoch auch Elemente, deren kleinste Teilchen aus Molekülen bestehen. Hier sind gleiche Atome zu Molekülen verknüpft:

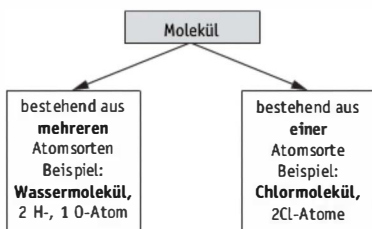


Abb. 12.1: Aufbau von Molekülen

Für die nachstehenden Ausführungen ist es von entscheidender Bedeutung, dass das jeweilige *Elementsymbol* in der Reaktionsgleichung für *ein Atom* des Elementes steht! Die wichtigsten Elementsymbole wurden bereits vorgestellt (siehe Kap. 5).

Die chemischen Formeln für Verbindungen werden aus den entsprechenden Elementsymbolen und den *Indexzahlen* gebildet.

Die Formeln sagen aus, *welche Elemente* in den Molekülen enthalten sind, die Indexzahlen geben Aufschluss über die *Anzahl der Atome der einzelnen Elemente*.

Die Indexzahl 1 entfällt.

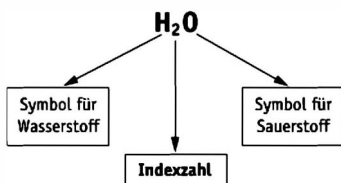


Abb. 12.2: Aufbau chemischer Formeln

Tab. 12.1: Formel, Name und Zusammensetzung einiger chemischer Verbindungen

Verbindungsformel Name	enthält in einem Molekül die Elemente	davon jeweilige Atomzahl
H₂O Wasser	Wasserstoff, Sauerstoff	2 H, 1 O
FeS Eisensulfid	Eisen, Schwefel	1 Fe, 1 S
KCN Kaliumcyanid	Kalium, Kohlenstoff, Stickstoff	1 K, 1 C, 1 N
NH₃ Ammoniak	Stickstoff, Wasserstoff	1 N, 3 H
C₂H₆O Ethanol	Kohlen-, Wasser-, Sauerstoff	2 C, 6 H, 1 O
KMnO₄ Kaliumpermanganat	Kalium, Mangan, Sauerstoff	1 K, 1 Mn, 4 O

12.3 Das „Aufstellen“ von chemischen Gleichungen

Entsprechend dem „*Massenerhaltungssatz*“ geht während einer chemischen Reaktion kein Atom verloren – deshalb muss auch beim „Aufstellen“ der Reaktionsgleichung darauf geachtet werden, dass *die Zahl der Atome auf der Edukt- und Produktseite gleich ist!*

Die nachstehende Zusammenstellung von Regeln ist als Hilfe für das oftmals mit großem Unverständnis angepackte Richtigestellen von chemischen Gleichungen gedacht.

Bis ein gewisser Übungseffekt eingetreten ist, ist es ratsam, die Regeln stets neben der Arbeit parat zu haben.

- 1. Formeln der Verbindungen dürfen nicht verändert werden!**
- 2. Aufschreiben der Formeln bzw. Symbole der beteiligten Stoffe (Verbindungen, Elemente):**

Edukte → Produkte

- 3. „Ausgleich“ der Atomzahlen durch entsprechende Vorzahlen = Koeffizienten**

Koeffizienten haben die Bedeutung von Multiplikatoren, d. h. steht vor einer Molekülformel ein Koeffizient, so nimmt die gesamte Atomzahl um den Faktor des Koeffizienten zu:

5 H₂O sind **5 Moleküle Wasser**

Das entspricht

5×2 Atomen Wasserstoff = 10 H-Atome

5×1 Atom Sauerstoff = 5 O-Atome

4. Prüfung der Atomzahlen eines jeden Elementes auf beiden Seiten des Reaktionsschemas.

- Die Atomzahlen müssen für jedes Element rechts und links identisch sein.
- Sie errechnen sich als **Produkt aus Koeffizient und Indexzahl**.

5. Bei Elementen ist folgendes zu beachten:

Alle Metalle sowie feste Nichtmetalle und Edelgase werden als **einatomig** angesehen (Index 1 entfällt).

Beispiele:

Fe, Ag, Cu, Zn, C, S, He, Ne usw.

6. Sieben Nichtmetalle liegen als zweiatomige Moleküle vor und werden in den Reaktionsgleichungen (fast) ausnahmslos als solche dargestellt:

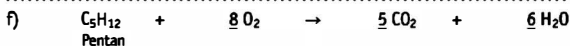
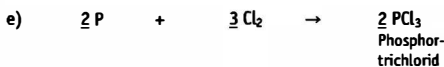
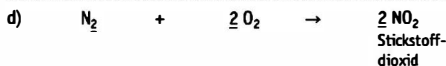
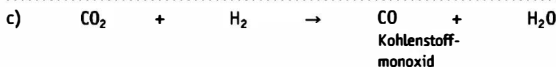
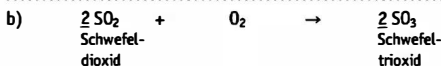
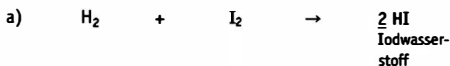
H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂

12.4 Übungen

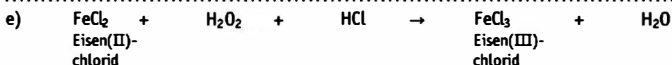
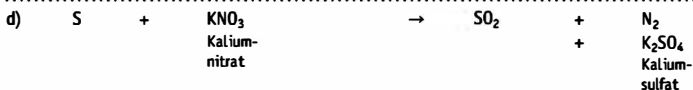
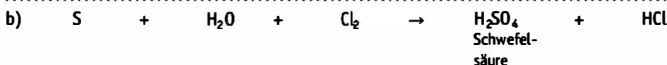
1. Ergänzen Sie die nachstehenden Gleichungen und stellen Sie sie richtig! Achten Sie auf die Elemente, die als **zweiatomige Moleküle** vorliegen!

a)	H ₂	+	I	→	HI		
					Iodwasser-		
					stoff		
b)	SO ₂	+	O	→	SO ₃		
	Schwefel-				Schwefel-		
	dioxid				trioxid		
c)	CO ₂	+	H ₂	→	CO	+	H ₂ O
					Kohlenstoff-		
					monoxid		
d)	N	+	O	→	NO ₂		
					Stickstoff-		
					dioxid		
e)	P	+	Cl ₂	→	PCl ₃		
					Phosphor-		
					trichlorid		
f)	C ₅ H ₁₂	+	O	→	CO ₂	+	H ₂ O
	Pentan						
g)	KClO ₃			→	KCl	+	O ₂
	Kalium-				Kalium-		
	chlorat				chlorid		

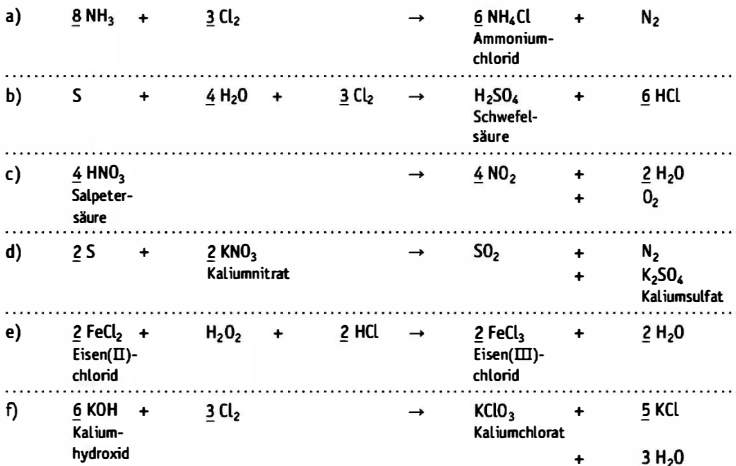
Lösung:



2. Stellen Sie folgende Gleichungen richtig!



Lösung:



13 Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

Betrachtet man unterschiedliche chemische Reaktionen, z. B. im Experiment, so stellt man fest, dass es Reaktionen gibt, die unter Energiefreisetzung bzw. Energieaufwand ablaufen.

13.1 Beispiele

13.1.1 Die Knallgasreaktion

Bringt man Sauerstoff und Wasserstoff im entsprechenden Mengenverhältnis (zwei Volumenteile H, ein Volumenteil O) in einem Behälter zusammen und aktiviert sie mittels eines Funkens, so vereinigen sich beide Elemente unter *Freisetzung eines gewaltigen Energiebetrages* zu Wasser (Reaktionsschema siehe Kap. 10).

Die beteiligten Energiearten sind:

- *mechanische Energie (Knall)*
- *Lichtenergie (Stichflamme)*
- *thermische Energie (Wärme-, Hitzeentwicklung)*

Hinweis:

Die Knallgasreaktion gehört zu den *Nachweisreaktionen*.

13.1.2 Die Zerlegung von Wasser mittels Gleichstrom

Nachdem die Vereinigung der Elemente zu Wasser ein energieliefernder Vorgang ist, leuchtet es ein, dass *der umgekehrte Prozess nur unter Energieaufwand* abläuft.

Wird Wasser also der kontinuierlichen Wirkung von Gleichstrom ausgesetzt, so scheiden sich an den Elektroden Wasserstoff und Sauerstoff im Volumenverhältnis 2 : 1 ab. Der Vorgang kommt bei Unterbrechung der Stromzufuhr unmittelbar zum Stillstand.

Beteiligte Energieart:

- *elektrische Energie*

13.2 Die exotherme Reaktion

- Bei der Knallgasreaktion handelt es sich um einen chemischen Vorgang, der *mittels einer initiiierenden Energiegabe in Gang gesetzt wird* (der „zündende“ Funke) – man spricht von der so genannten *Aktivierungsenergie* E_A .
 - Der freigesetzte Energiebetrag übersteigt diese Aktivierungsenergie jedoch um ein Vielfaches, sodass die Gesamtbilanz einen beachtlichen *Energiegewinn aus der Reaktion* verzeichnet.
 - Eine solche Reaktion ist *exotherm*.
 - Die Produkte sind energieärmer als die Edukte (in ihnen ist weniger Energie „stofflich“ gebunden).
- (siehe Abb. 13.1)

13.3 Die endotherme Reaktion

- Ist für einen merklichen Stoffumsatz bei einer chemischen Reaktion eine *fortlaufende Energiezufuhr* unabdingbare Voraussetzung, so spricht man von einer *endothermen* Reaktion.
- Prinzipiell kann man auch in diesem Fall den Begriff der Aktivierungsenergie verwenden, um auszudrücken, dass die Edukte durch Energiezufuhr in Reaktionsbereitschaft versetzt werden.
- Der Energiebetrag, der von der Gesamtreaktion bis zu den endgültigen Produkten auch im Fall der endothermen Reaktion freigesetzt wird, ist jedoch so gering, dass er *von der insgesamt aufgewendeten Energie deutlich überstiegen wird*.
- Die Produkte sind hier energiereicher als die Edukte.

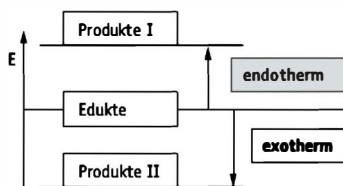


Abb. 13.1: Energieunterschiede zwischen Edukten und Produkten bei chemischen Reaktionen

13.4 Die Reaktionsenthalpie ΔH_R

Energetische Betrachtungen sind, wenn man in Details vorstoßen möchte, komplizierten Bereichen der physikalischen Chemie zuzuordnen. An dieser Stelle soll lediglich eine kurze Definition gegeben werden:

Die Reaktionswärme, die bei konstantem Druck abgegeben oder aufgenommen wird, ist die Reaktionsenthalpie ΔH_R der entsprechenden Reaktion.

Hinweis:

Sehr häufig wird die Reaktionsenthalpie mit der verkürzten Bezeichnung ΔH versehen.

Man hat sich darauf geeinigt, dass die Reaktionsenthalpie einer *exothermen* Reaktion mit einem *negativen Vorzeichen* angegeben wird:

$$\Delta H_R = - x \text{ kJ}$$

Das *Minuszeichen* drückt aus, dass das reagierende Stoffsystem *Energie* an die Umgebung *verliert*.

Bei *endothermen* Reaktionen ist die Reaktionsenthalpie mit einem *positiven Vorzeichen* gekennzeichnet, welches darauf verweist, dass zum Ablaufen dieser Reaktion eine ständige *Energieaufnahme* aus der Umgebung erfolgt:

$$\Delta H_R = + x \text{ kJ}$$

Später wird zusätzlich deutlich werden, dass der einem Reaktionsschema angefügte Betrag der Reaktionsenthalpie ΔH_R auf die Stoffmengen (siehe Kap. 18) des reagierenden Systems bezogen ist.

14 Die atomare Masseneinheit u

Atome sind unvorstellbar klein und entsprechend leicht. Im absoluten Wägesystem, welches aus dem Alltag vertraut ist, wäre die Masse des häufigsten H-Isotops ^1H (der Kern besteht aus nur einem Proton) mit $1,674 \cdot 10^{-24}$ g anzugeben. Die Masse eines Neutrons ist nahezu identisch.

Man erkennt sofort, dass derartige Zahlen sehr unhandlich sind und sich für eine häufige Verwendung nicht anbieten. Zudem entziehen sie sich völlig unserer Vorstellung.

Aufgrund verschiedener Überlegungen erschien es sinnvoll, die *atomare Masseneinheit u* als ein Zwölftel der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C festzulegen.

Die Gesamtmasse der zwölf Nucleonen, $6p + 6n$, im Kern dieses Kohlenstoff-Isotops wird durch zwölf geteilt – somit ergibt sich gewissermaßen die Durchschnittsmasse für **ein** Nucleon, d. h. die atomare Masseneinheit u wird zu einem einfachen Maß für die Masse eines Nucleons.

Die **atomaren Massen m_a** der verschiedenen **Atome** werden nachfolgend stets in der Einheit u ausgedrückt:

$$m_a(^{12}\text{C}) = 12 \text{ u}$$

Die atomare Masse $m_a(\text{C})$, sprich die *Atommasse des Elementes Kohlenstoff*, wird folgendermaßen ausgedrückt:

$$m_a(\text{C}) = 12,011 \text{ u}$$

Der Dezimalbruch ergibt sich aus
der Berücksichtigung aller Isotope!

Diese genauen Atommassen für die Elemente sind jedem ausführlichen PSE zu entnehmen.

15 Die Masse von Molekülen

Die Masse des einzelnen Moleküls m_a einer chemischen Verbindung (oder auch eines Elementes) errechnet sich als *Summe der Atommassen m_a aller im Molekül enthaltenen Atome*.

Für die Berechnung verwendet man in der Regel die Massenzahlen des jeweils häufigsten Isotops eines Elementes, wie sie im PSE des Buches angegeben werden.

Beispiele:

$$\begin{aligned}\text{Wasser} \quad m_a(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O}) \\ &= 2 \cdot 1\text{u} + 1 \cdot 16\text{u}; \\ m_a(\text{H}_2\text{O}) &= 18\text{ u}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Schwefelsäure} \quad m_a(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{S}) + \\ &\quad 4 \cdot m_a(\text{O}) \\ &= 2\text{ u} + 32\text{ u} + 4 \cdot 16\text{u} \\ m_a(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 98\text{ u}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Glucose} \quad m_a(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 6 \cdot m_a(\text{C}) + 12 \cdot \\ &\quad m_a(\text{H}) + 6 \cdot m_a(\text{O}) \\ &= 6 \cdot 12\text{ u} + 12\text{ u} + 6 \cdot 16\text{ u} \\ m_a(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 180\text{ u}\end{aligned}$$

- Die Indexpzahlen in der Formel sind die Multiplikatoren für die Atommassen.
- Die Bezeichnung m_a gilt für Atom- und Molekülmassen.

16 Das Mol

Die atomare Masseneinheit u ist eine Größe, die sich zur Beschreibung sehr kleiner Stoffportionen eignet:

- Masse von Atomen
- Masse von Molekülen

Zur Arbeit mit laborgebräuchlichen Stoffmengen lernen wir eine neue Größe kennen – das *Mol*:

Ein Mol eines Elementes oder einer Verbindung entspricht der jeweiligen *Atommasse* oder *Molekülmasse* ausgedrückt in Gramm.

Die so genannte *molare Masse* M wird in der Einheit g/mol angegeben.

Tab. 16.1: Gegenüberstellung von Atom- bzw. Molekülmassen und molaren Massen

Atom-, bzw. Molekülmasse m_a			Molare Masse M		
$m_a(\text{H}_2\text{O})$	=	18 u	$M(\text{H}_2\text{O})$	=	18 g/mol
$m_a(\text{H}_2\text{SO}_4)$	=	98 u	$M(\text{H}_2\text{SO}_4)$	=	98 g/mol
$m_a(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$	=	180 u	$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$	=	180 g/mol
$m_a(\text{Na})$	=	23 u	$M(\text{Na})$	=	23 g/mol
$m_a(\text{O}_2)$	=	32 u	$M(\text{O}_2)$	=	32 g/mol

17 Die Avogadro- oder Loschmidt'sche Zahl

Im Hinblick auf das vorangegangene Kapitel stellt sich zwangsläufig die Frage, wieso der Begriff des Mols ausgerechnet so und nicht anders definiert wurde.

Tatsächlich ist nur eine Stoffmengenangabe zweckmäßig, die zwischen dem makroskopischen Bereich (labor- oder technikgeeignete Stoffmengen) und der Teilchenebene (Atome, Moleküle) einen eindeutigen und einfach nachvollziehbaren Bezug herstellt.

So enthält die Stoffmenge „ein Mol“ die *immer gleiche Teilchenzahl*:

Die Zahl ist die so genannte Loschmidt'sche oder Avogadro'sche Zahl N_A (auch Avogadro-Konstante) und sie besagt, dass in einem Mol eines Stoffes immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthalten sind:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol}$$

- Ein Mol *Wasserstoff* enthält N_A , also $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen, das sind in diesem Fall Wasserstoffmoleküle H_2 . Dasselbe gilt für die Elemente N, O, F, Cl, Br, I (siehe auch Kap. 12.3).
- Ein Mol *Kohlenstoff* enthält N_A , also $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen, hier sind es Kohlenstoffatome C.
- Ein Mol Wasser, Schwefelsäure, Traubenzucker usw. enthält N_A , also $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen; hier spricht man von N_A , also $6,022 \cdot 10^{23}$ Molekülen.

18 Stoffmengen und Stoffportionen

Die Einheit Mol (**mol** ist die korrekte Benennung für numerische Molangaben, z. B. 5 mol) wird für die quantitative Handhabung chemischer Stoffmengen verwendet.

Die *Stoffmenge* unterscheidet sich von der *Stoffportion*:

- Stoffmengen beschreiben stets einen Bruchteil oder ein Vielfaches eines Mols, wie z. B. $7 \text{ mol Kohlenstoff}$.

Der Stoffmenge als chemischer Größe ist der Buchstabe **n** zugeordnet, das bedeutet für das obige Beispiel:

$$n(C) = 7 \text{ mol}$$

- Stoffportionen sind Grammangaben des betreffenden Stoffes, der der Stoffportion zugeordnete Buchstabe ist **m**.

Für das Beispiel gilt: $m(C) = 84 \text{ g}$

An unserem Beispiel wird deutlich, dass

- Stoffportion
- Stoffmenge
- molare Masse eines Stoffes

in einem direkten Zusammenhang stehen:

$$\frac{84 \text{ g}}{7 \text{ mol}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow \frac{m(\text{C})}{n(\text{C})} = M(\text{C})$$

Die Beziehung zwischen Stoffmenge, Stoffportion und molarer Masse ist Grundlage für eine Vielzahl quantitativer Betrachtungen in der chemischen Theorie und der Laborpraxis:

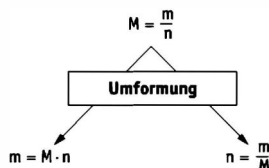


Abb. 18.1: Molare Masse, Stoffportion und Stoffmenge stehen im direkten Zusammenhang!

Die nachstehende Gleichung zur Berechnung der Stoffmenge n sollte man unbedingt im Kopf haben:

$$n(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$$

Diese Formel ist die wichtigste Grundlage für eine Vielzahl stöchiometrischer Berechnungen!

Durch einfache Umformungen ist es möglich, die Größen

- *Stoffmenge* n (Einheit mol) und die
- *Stoffportion* m (Einheit g) zu bestimmen.

Die *molare Masse* M (Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$) ist aus dem PSE ablesbar.

19 Das molare Volumen

Es leuchtet ein, dass für ein Mol eines jeden Reinstoffs ein bestimmter Raumbedarf besteht.

Dieser ist bei Feststoffen und Flüssigkeiten eine stoffspezifische Größe (z. B. nimmt 1 mol H_2SO_4 bei Normalbedingungen ein Volumen von 0,053 l ein.). Anders verhält es sich bei *Gasen*:

1 mol eines Gases beansprucht bei Normbedingungen immer ein Volumen von 22,4 Litern.

Grundlegend erkannt wurde dieser Zusammenhang zwischen Stoffmenge und Volumen bei Gasen von Amedeo Avogadro und wurde von ihm folgendermaßen formuliert:

Gleiche Volumen verschiedener Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen.

Die stoffmengenrelevante Größe des *molaren Volumens* V_m ist bei stöchiometrischen Berechnungen, an denen gasförmige Stoffe beteiligt sind, mitunter sehr hilfreich.

Die Einheit für V_m ist $\frac{\text{l}}{\text{mol}}$

$$V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$$

$$V_m = \frac{V}{n} \leftarrow V = V_m \cdot n \rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

20 Die verschiedenen Aussagen chemischer Gleichungen

Chemische Gleichungen bieten eine Vielzahl von Informationen: Man kann ihnen sowohl *qualitative*, d. h. die Art der Stoffe betreffende, als auch *quantitative*, d. h. Mengenverhältnisse bezeichnende Aussagen entnehmen.

Reaktionsgleichung	2 H_2	$+ \text{ O}_2$	$\rightarrow$	$2 \text{ H}_2\text{O}$
Qualitative Aussage	Wasserstoff	+ Sauerstoff	$\rightarrow$	Wasser
Quantitative Aussagen				
Anzahl	2 Moleküle $2 \cdot 2 \text{ Atome}$	+ 1 Molekül $+ 1 \cdot 2 \text{ Atome}$	$\rightarrow$	2 Moleküle $2 \cdot 3 \text{ Atome}$
Stoffmenge	2 mol	+ 1 mol	$\rightarrow$	2 mol
Atommasse	$2 \cdot 2 \text{ u}$	$+ 1 \cdot 32 \text{ u}$	$\rightarrow$	$2 \cdot 18 \text{ u}$
Stoffportion	$2 \cdot 2 \text{ g}$	$+ 1 \cdot 32 \text{ g}$	$\rightarrow$	$2 \cdot 18 \text{ g}$
Volumen	$2 \cdot 22,4 \text{ l}$	$+ 1 \cdot 22,4 \text{ l}$	$\rightarrow$	$2 \cdot 22,4 \text{ l}$ Wasserdampf!

Bei den *Stoffmengen* gilt es zu beachten, dass die Anzahl der Mole rechts bzw. links des Reaktionspfeils *nicht* übereinstimmt, da sich die beteiligten Atome aus zweiatomigen Molekülen auf der Eduktseite in dreiatomige auf der Produktseite umlagern. Dies wirkt sich auf die *Teilchenanzahl* aus! Die Atomzahl jedoch stimmt überein.

21 Gebräuchliche stöchiometrische Größen und Formeln

	Symbol (X steht für Element oder Verbindung)	Einheit	Bemerkung
Atommasse	$m_a(X)$	u	1 u entspricht etwa der Masse von 1 p bzw. 1 n;
Molekülmasse	$m_a(X)$	u	u ist definiert als 1/12 der Masse von ^{12}C
Molare Masse	$M(X)$	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$	entspricht der Atom- bzw. Molekülmasse in g
Stoffportion	$m(X)$	g	ist die wägbare Größe in der chemischen Praxis
Stoffmenge	$n(X)$	mol	1 mol enthält N_A Teilchen
Stoffmengen- konzentration	$c(X)$	mol/l	Näheres siehe Kap. 35
Teilchenzahl	N_A	$\frac{\text{Teilchen}}{\text{mol}}$	$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{Teilchen}}{\text{mol}}$
Molares Volumen	V_m	$\frac{\text{l (Liter)}}{\text{mol}}$	$V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ nur bei Gasen !!!
Berechnung von Stoffmenge und Stoffportion	$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$		$M(X)$ kann aus dem PSE abgelesen werden; durch Umformung der Formel errechnet sich die Stoffportion.
Berechnung von Stoffmenge und Volumen b. Gasen	$n(X) = \frac{V(X)}{V_m}$		Diese Formel stellt den Zusammenhang zwischen (Gas-)Volumen und Stoffmenge her.
Berechnung von Stoffmenge und Teilchenzahl	$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$		Aus einer gegebenen Stoffmenge kann die Teilchenzahl eines Stoffes berechnet werden oder umgekehrt.

22 Dezimale Vielfache und Teile von Einheiten

Oft begegnet man in der chemischen Praxis gerade im Bereich von Massen-, Volumen- bzw. Längenangaben sehr kleinen (oder seltener sehr großen) Werten, deren Benennungen dann besondere Kürzel beigegeben werden. Bei **Milligramm** und **Dezimeter** sind hier schon oft die Grenzen der Erkenntnis erreicht. Die nachstehende Tabelle gibt die häufiger benutzten Zusätze zu numerischen Einheiten wieder.

Tab. 22.1: Faktoren bei Zahlenangaben.

Zusatz	Faktor	Beispiele
p Piko	10^{-12}	$7 \text{ pg} = 7 \cdot 10^{-12} \text{ g}$ $= 0,000\,000\,000\,007 \text{ g}$
n Nano	10^{-9}	$9,5 \text{ nm} = 9,5 \cdot 10^{-9} \text{ m}$ $= 0,000\,000\,009\,5 \text{ m}$
μ Mikro	10^{-6}	$45 \text{ }\mu\text{g} = 45 \cdot 10^{-6} \text{ g}$ $= 0,000\,045 \text{ g}$
m Milli	10^{-3}	$95,5 \text{ ml} = 95,5 \cdot 10^{-3} \text{ l}$ $= 0,095\,5 \text{ l}$
c Zenti	10^{-2}	
d Dezi	10^{-1}	
h Hekto	10^2	
k Kilo	10^3	
M Mega	10^6	

23 Stöchiometrische Berechnungen und Übungen

Das Arbeiten in der chemischen Praxis ist immer mit der Berechnung stöchiometrischer Größen verbunden.

Auch wird in den Prüfungen der Schule sowie des Grund- und sogar des Hauptstudiums das Bestimmen von Stoffmengen, Stoffportionen, Gasvolumina und Teilchenzahlen wiederholt verlangt.

Da immer wieder auffällt, welche immensen Probleme das Formulieren und Lösen stöchiometrischer Aufgaben bereitet, soll an dieser Stelle ausführlich auf die Bearbeitung derartiger Aufgaben eingegangen werden.

Die ausgewählten Aufgaben berühren viele der immer wiederkehrenden Problemstellungen. Aufgrund der Musterlösungen, die alle Rechenschritte ausformulieren, kann sich der Lernende auch die spezielle Art des „Ausdrucks“ aneignen: Als Lehrperson erlebt man sehr häufig, dass Lernende zwar in der Lage sind, zu einem kor-

rekten Ergebnis einer Aufgabe zu gelangen, jedoch nicht imstande sind, ihre Überlegungen in irgendeiner, geschweige denn in der richtigen Form zu Papier zu bringen!

Auch wenn es am Anfang schwer fällt:

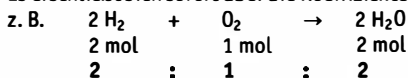
Gewöhnen Sie sich an, systematisch an die Bearbeitung heranzugehen und immer die korrekten Kürzel und Benennungen für die Bezeichnung von stöchiometrischen Größen zu verwenden!

Sie selbst, die Sie mit den Aufzeichnungen und Ergebnissen Ihrer Berechnungen praktisch arbeiten müssen, können sich viel Laborfrust ersparen und ein Prüfer, der Ihre Arbeit korrigieren muss, wird Ihnen gewogener sein, wenn er Ihre geistigen Ergüsse in ansprechender und nachvollziehbarer Form präsentiert bekommt. Sie tun also lediglich sich selbst einen Gefallen!

23.1 Tipps zur systematischen Vorgehensweise

1. Ist in der Aufgabe eine chemische Reaktion beschrieben, so *erstellen Sie zuallererst eine stöchiometrisch korrekte Reaktionsgleichung!* Zu den hilfreichsten Informationen, die Sie dieser Reaktionsgleichung entnehmen können, gehört das Stoffmengenverhältnis, in dem die Edukte und Produkte zueinander stehen (siehe auch Kap. 20):

Es erschließt sich sofort über die Koeffizienten!



2. *Notieren Sie die bekannten (gegebenen) Größen* mit entsprechendem Kürzel und Benennung:
z. B. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$
3. *Notieren Sie ebenfalls die gefragten Größen* mit Kürzel und Benennung!
4. Schreiben Sie sich auch die *Formeln*, die Sie zur *Berechnung unbekannter Größen* einsetzen wollen, an den Anfang Ihrer Bemühungen!
5. Schreiben Sie bei der Durchführung Ihrer Berechnungen auf, was Sie gerade tun – scheuen Sie zumindest am Anfang diese zusätzliche Schreibarbeit nicht! Diese Vorgehensweise hilft Ihnen, den Überblick zu behalten, vor allem, wenn Sie später doch einen Fehler suchen müssen.

23.2 Beispiele für immer wiederkehrende stöchiometrische Berechnungen

- Ermitteln Sie die molaren Massen von
 - ZnS Zinksulfid
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3$ Eisen(III)-hydroxid
 - $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ Propanol
- Wieviele und welche Teilchen enthalten
 - 0,8 Mol Gold Au
 - 1500 Liter Schwefelwasserstoff $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$
 - 125 Gramm Kupfer(I)-sulfid Cu_2S ?
- Ermitteln Sie die Masse von 0,4 Mol Propanol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$!
- Quecksilberoxid HgO wird aus den Elementen synthetisiert (= hergestellt). Reichen dabei 200 g Quecksilber aus, um 100 g Sauerstoff zu binden? Falls nicht, berechnen Sie die benötigte Masse an Quecksilber!
- Berechnen Sie:
 - Wieviele Liter Sauerstoff (Normvolumen, d. h. Sie brauchen nichts umrechnen!) braucht ein Lebewesen, damit es 20,0 Gramm Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) in seinem Stoffwechsel vollständig zu CO_2 und H_2O verbrennen kann?
 - Wieviele Gramm Wasser entstehen dabei?

Lösungen:

- Die molare Masse $M(\text{X})$ errechnet sich aus der Summe der molaren Massen der beteiligten Elemente und erhält die Benennung g/mol (siehe Kap. 16).

In aller Regel können zur Berechnung der molaren Massen die Massenzahlen des im Buch abgedruckten, farbigen Periodensystems herangezogen werden. Lediglich im Fall einer Anwendung der molaren Massen für besonders präzise analytische Zwecke bedarf es des Gebrauchs der Dezimalzahlen, die die ausführlichen PSE in den Lehrbüchern enthalten.

$$\begin{aligned}
 \text{a) } M(\text{ZnS}) &= 1 \cdot M(\text{Zn}) + 1 \cdot M(\text{S}) \\
 &= 64 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} \\
 &= \underline{96 \text{ g/mol}}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{b) } M(\text{Fe}(\text{OH})_3) &= 1 \cdot M(\text{Fe}) + 3 \cdot M(\text{O}) + 3 \cdot M(\text{H}) \\
 &= 56 \text{ g/mol} + 3 \cdot 16 \text{ g/mol} + 3 \cdot 1 \text{ g/mol} \\
 &= (56 + 48 + 3) \text{ g/mol} \\
 &= \underline{107 \text{ g/mol}}
 \end{aligned}$$

Bei einer Verbindung, die Elementsymbole in Klammern enthält, werden für Berechnungen alle Atomsorten innerhalb der Klammer mit dem Index außerhalb multipliziert.

$$\begin{aligned}
 \text{c) } M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) &= 3 \cdot M(\text{C}) + 8 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) \\
 &= 3 \cdot 12 \text{ g/mol} + 8 \cdot 1 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} \\
 &= (36 + 8 + 16) \text{ g/mol} \\
 &= \underline{60 \text{ g/mol}}
 \end{aligned}$$

2. In dieser Aufgabe sind durchgehend Teilchenzahlen zu berechnen (siehe Kap. 17 und 21). Die für jede Teilaufgabe benötigte Formel ist:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A} \text{ bzw. deren Umformung}$$

- a) Bekannt: $n(\text{Au}) = 0,8 \text{ mol}$
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$
 Gesucht: $N(\text{Au}) = ?$
 Formel, bereits angepasst: $N(\text{Au}) = n(\text{Au}) \cdot N_A$
 Berechnung: $N(\text{Au}) = 0,8 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$
 $= \underline{4,82 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}}$

Die Teilchen sind Goldatome.

- b) Bekannt: $V(\text{H}_2\text{S}) = 1500 \text{ l}$
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$
 Gesucht: $N(\text{H}_2\text{S}) = ?$
 Formel: $N(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2\text{S}) \cdot N_A$

In diesem Fall ist $n(\text{H}_2\text{S})$ noch unbekannt.

Die Berechnung erfolgt über die Formel, die Stoffmenge und Gasvolumina in Zusammenhang bringt!

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_m}$$

Angepasst ergibt sich:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{V_m}$$

Berechnung von $n(\text{H}_2\text{S})$:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{1500 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 67 \text{ mol}$$

Berechnung von $N(\text{H}_2\text{S})$:

$$\begin{aligned} N(\text{H}_2\text{S}) &= n(\text{H}_2\text{S}) \cdot N_A \\ &= 67 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol} \\ &= \underline{40,35 \cdot 10^{24} \text{ Teilchen}} \end{aligned}$$

In diesem Fall handelt es sich um Schwefelwasserstoffmoleküle!

c) Kupfer(I)-sulfid besitzt die stöchiometrische Formel Cu_2S .

- Bekannt: $m(\text{Cu}_2\text{S}) = 125 \text{ g}$
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$
 $M(\text{Cu}_2\text{S}) = (2 \cdot 63 + 32) \text{ g/mol} = 158 \text{ g/mol}$
 Gesucht: $N(\text{Cu}_2\text{S}) = ?$

Um die Teilchenzahl berechnen zu können, ist es auch hier erforderlich, die Stoffmenge $n(\text{Cu}_2\text{S})$ zu kennen.

Da die Masse $m(\text{Cu}_2\text{S})$ gegeben ist, errechnet sich $n(\text{Cu}_2\text{S})$ durch die nachstehende Formel:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$$\text{d. h. } n(X) = \frac{125 \text{ g}}{158 \text{ g/mol}} = 0,8 \text{ mol}$$

Berechnung von $N(\text{Cu}_2\text{S})$:

$$\begin{aligned} N(\text{Cu}_2\text{S}) &= n(\text{Cu}_2\text{S}) \cdot N_A \\ &= 0,8 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol} \\ &= \underline{4,82 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}} \end{aligned}$$

Da Cu_2S ein Salz ist, handelt es sich bei der Teilchenzahl um so genannte *Formel-einheiten!* (siehe Kap. 27.4).

$$\begin{aligned} 3. \text{ Bekannt: } M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) &= 60 \text{ g/mol} \\ n(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) &= 0,4 \text{ mol} \end{aligned}$$

Gesucht: $m(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) = ?$

Formel, bereits angepasst:

$$m(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) = n(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) \cdot M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O})$$

Berechnung von $m(\text{C}_3\text{H}_8\text{O})$:

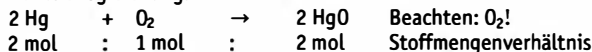
$$m(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) = 0,4 \text{ mol} \cdot 60 \text{ g/mol} = \underline{24 \text{ g}}$$

0,4 mol reines Propanol (Alkohol, flüssig) wiegen 24 g.

Die Umrechnung von Stoffmengen in Stoffportionen und umgekehrt ist eine der häufigsten Rechenoperationen bei stöchiometrischen Berechnungen!

4. Soll vor Beginn einer Arbeit (im Labor oder im großtechnischen Maßstab) festgestellt werden, wie groß die Mengen der eingesetzten Edukte sein müssen, ist die Berechnung mittels der nachstehenden Vorgehensweise möglich.

Reaktionsgleichung:



$$\text{Bekannt: } m(\text{O}_2) = 100 \text{ g} \quad M(\text{Hg}) = 202 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

Stoffmengenverhältnis $\text{Hg} : \text{O}_2 = 2:1$

Gesucht: $m(\text{Hg}) = ?$, um 100 g Sauerstoff zu binden.

Formel:

$$n = \frac{m}{M}$$

Um mit dem Stoffmengenverhältnis rechnen zu können, erfolgt zunächst die Berechnung von $n(\text{O}_2)$:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{100 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 3,125 \text{ mol}$$

Berechnung von $n(\text{Hg})$:

$$n(\text{Hg}) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$$

$$n(\text{Hg}) = 2 \cdot n(\text{O}_2) = 2 \cdot 3,125 \text{ mol} = 6,25 \text{ mol}$$

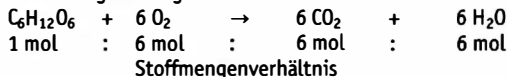
Für den Verbrauch der vorgegebenen Masse Sauerstoffs sind 6,25 mol Quecksilber erforderlich. Welcher Masse an Quecksilber entspricht das?

Berechnung von $m(\text{Hg})$:

$$m(\text{Hg}) = n(\text{Hg}) \cdot M(\text{Hg}) = 6,25 \text{ mol} \cdot 202 \text{ g/mol} = \underline{1262,5 \text{ g}}$$

Für eine vollständige Reaktion von 100 g Sauerstoff mit Quecksilber zu Quecksilberoxid benötigt man 1262,5 g Hg.

5. Reaktionsgleichung:



a) Bekannt: $m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 20 \text{ g}$ $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$
 $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$

Gesucht: $V(\text{O}_2) = ?$

Formeln:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{V}{V_m}$$

Berechnung von $n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$:

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{20 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0,11 \text{ mol}$$

Berechnung von $n(\text{O}_2)$:

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) : n(\text{O}_2) = 1 : 6$$

$$n(\text{O}_2) = 6 \cdot n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 0,11 \text{ mol} = 0,66 \text{ mol}$$

Berechnung von $V(\text{O}_2)$:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,66 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = \underline{14,78 \text{ l}}$$

Für die stoffwechselbedingte Umsetzung von 20 g Glucose sind 14,78 l reiner Sauerstoff erforderlich.

b) Bekannt: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$

Gesucht: $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Formel: $m = n \cdot M$

Das Stoffmengenverhältnis $n(\text{O}_2) : n(\text{H}_2\text{O}) = 6 : 6$
 bzw. $1 : 1$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,66 \text{ mol}$$

Berechnung von $m(\text{H}_2\text{O})$:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,66 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 11,88 \text{ g} \approx \underline{12 \text{ g}}$$

Bei der Umsetzung von 20 g Glucose im Körper entstehen 12 g Wasser.

(Hier ist eine Rundung des Ergebnisses erlaubt, da das Ergebnis nicht analytischen Zwecken dient.)

24 Die Elementgruppen des „verkürzten“ Periodensystems

24.1 Die Hauptgruppen

Das so genannte „verkürzte“ Periodensystem enthält die Elemente der *acht Hauptgruppen*.

Die Spalten der Hauptgruppen werden im PSE mit den römischen Zahlen I bis VIII überschrieben.

Aus der chemischen Tradition heraus haben die Hauptgruppen Namen bekommen, die auch heute noch verwendet werden:

- I. Die Gruppe der Alkalimetalle
- II. Die Gruppe der Erdalkalimetalle
- III. Die Borgruppe
- IV. Die Kohlenstoffgruppe
- V. Die Stickstoffgruppe
- VI. Die Sauerstoffgruppe (Chalkogene)
- VII. Die Gruppe der Halogene
- VIII. Die Edelgase

Die übrigen Elemente des PSE gehören den

- *Nebengruppenelementen (Übergangsmetalle) bzw.*
- *Lanthanoiden und Actinoiden an.*

Die Nebengruppenelemente sind aufgrund ihres metallischen Charakters am Aufbau vieler, in der Chemie bedeutender Salze beteiligt (siehe Kap. 27).

24.2 Kurzcharakteristik der Hauptgruppen

I. Die Gruppe der Alkalimetalle

- Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Caesium, Francium
- silbrig-weiße, niedrig schmelzende Metalle
- weich und leicht schneid- und verformbar
- sehr reaktionsfreudig, kommen in der Natur nur gebunden vor, nicht elementar
- Aufbewahrung unter Petroleum, Oxidschicht entsteht auf der Oberfläche

II. Die Gruppe der Erdalkalimetalle

- Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium
- leichte Metalle, geringes spezifisches Gewicht
- silbrig-weiß, ohne Oxidschicht

- reaktionsfreudig, können jedoch an der Luft aufbewahrt werden
- in der Natur in mineralischen Verbindungen (Mg auch als Zentralion im Blattfarbstoff Chlorophyll), nicht elementar

III. Die Borgruppe

- Bor, Aluminium, Gallium, Indium, Thallium
- B ist ein hartes Nichtmetall, Al und die übrigen Elemente der Gruppe sind weiche Metalle
- Al ist in der Natur an einer großen Zahl der Verbindungen der Erdkruste beteiligt, elementar kommt es nicht vor
- B, Ga, In, Tl sind selten
- B ist im Gegensatz zu den anderen Elementen reaktionsträge

IV. Die Kohlenstoffgruppe

- Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn, Blei
- die Elemente C, Si und Ge sind Nichtmetalle, die Übrigen haben ausgeprägten Metallcharakter
- die elementaren Eigenschaften sind sehr unterschiedlich
- in der mineralischen Erdkruste kommt Si am häufigsten vor
- C ist allgegenwärtiger Bestandteil der Stoffe der belebten Natur
- Pb hat eine große Dichte – das Metall und seine Verbindungen sind sehr schwer

V. Die Stickstoffgruppe

- Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon, Wismut
- der Metallcharakter nimmt innerhalb der Gruppe nach unten zu:
N ist ein typisches Nichtmetall (gasförmig), die Elemente P und As treten in metallischen und nichtmetallischen Varianten (= Modifikationen, siehe auch Kap. 29.2) auf, Sb und Bi sind Metalle
- N ist Hauptbestandteil der Luft (78,09 %)

VI. Die Sauerstoffgruppe (Chalkogene)

- Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur, Polonium
- O ist ein gasförmiges Nichtmetall von hellblauer Farbe
- S ist ein festes, gelbes Nichtmetall
- Se, Te, Po treten auch in metallischen Varianten auf
- O ist lebenswichtiger Bestandteil der Luft und des Wassers (dort ist es in riesigen Mengen gebunden)
- die Gesamtmasse des O entspricht etwa der Masse aller übrigen Elemente

VII. Die Gruppe der Halogene

- Fluor, Chlor, Brom, Iod, Astat
- alle Halogene sind Nichtmetalle
- alle Aggregatzustände sind (bei Normalbedingungen) innerhalb dieser Hauptgruppe anzutreffen:
F und Cl sind gasförmig, Br ist flüssig, I ist fest
- die Halogene sind reaktionsfreudige Elemente, sie gehen mit nahezu allen anderen Elementen Verbindungen ein
- ihre Verbindungen mit Metallen heißen **Salze** (Halogen = Salzbildner)
- F ist das reaktivste aller Elemente

VIII. Die Edelgase

- Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon
- alle Edelgase sind gasförmig und außerordentlich *reaktionsträge*
- nur die schwereren Edelgasatome (Kr, Xe, Rn) bilden Verbindungen mit den reaktivsten Halogenen bzw. O und N
- sie kommen in Spuren in der Luft vor oder sind in winzigen Blasen in Mineralien eingeschlossen
- sie finden breite Verwendung in der Beleuchtungsindustrie, z. B. als Füllung von Glühlampen oder als farbgebende Komponente in Leuchtstoffröhren

Die Grundidee, im PSE Elemente mit ähnlichen Eigenschaften zu den Hauptgruppen zusammenzufassen, wird besonders in den Gruppen I, VII und VIII deutlich.

Hier erkennen wir in ersterer ausschließlich reaktive Metalle, in VII nur reaktionsfreudige Nichtmetalle und in VIII reaktionsträge Gase.

In den anderen Hauptgruppen nimmt der Nichtmetallcharakter von oben nach unten ab.

25 Die Bindungswertigkeit

Alle bisherigen Betrachtungen gaben keinerlei Aufschluss darüber, wie die einzelnen Verbindungen zustande kommen:

- Wie kommt es zu „Stoffteilchen“ wie H_2O , NH_3 , H_2SO_4 , C_2H_6O ... usw.?
- Warum treten die Atome gerade in dieser Anzahl und in diesem Verhältnis zusammen?
- Aus welchen Gründen können zwei Elemente mehrere unterschiedliche Verbindungen bilden, wie z. B. $FeCl_2$ und $FeCl_3$?

Diese Fragen beschäftigten natürlich auch viele Forscher in der Frühzeit der Chemie. Nachdem jedoch zu dieser Zeit noch kein konkretes Wissen über Atome und Moleküle bzw. deren Bau existierte, waren die wissenschaftlichen Experimente und Gedankengänge an die makroskopischen, meist physikalischen Möglichkeiten gebunden. Die Ergebnisse dieser Arbeiten wiesen den richtigen Weg und sind auch in heutiger Zeit mit den so genannten „Verbindungsgesetzen“ Bestandteil eines jeden Chemie-Anfangsunterrichtes, wobei an dieser Stelle die chemische Lust des aufstrebenden Adepten einen ersten und meist dauerhaften Dämpfer erfährt.

In diesem Skriptum wird aus diesen und anderen Gründen auf eine Herleitung verzichtet. Der Lernende soll auf möglichst einfache Weise eine Vorstellung erhalten, wie die Atome zu Molekülen zusammenfinden.

Das Hilfsmittel der so genannten *Wertigkeit*, das in den folgenden Abschnitten behandelt wird, basiert auf den tatsächlichen Bindungseigenschaften der Atome und kann eine erste, eher schematische Vorstellung vom Entstehen einer bestimmten Molekülart vermitteln.

25.1 Definition der stöchiometrischen Wertigkeit

Unter der stöchiometrischen oder Bindungswertigkeit (kurz: Wertigkeit) eines Elementes versteht man die Anzahl an Wasserstoff-Atomen, die ein Atom des Elementes an sich binden kann oder zu ersetzen vermag.

Beispiele:

Tab. 25.1: Wertigkeiten, bezogen auf Wasserstoff

Verbindung	Name der Verbindung	Anzahl der gebundenen H-Atome	zweites, in der Verbindung enthaltenes Element	Wertigkeit der Atome des zweiten Elements
H ₂ O	Wasser	2	O	2
NH ₃	Ammoniak	3	N	3
H ₂ S	Schwefelwasserstoff	2	S	2
CH ₄	Methan	4	C	4
HCl	Chlorwasserstoff	1	Cl	1

25.2 Praktische Anwendung

Die Wertigkeit ermöglicht es, einer Vielzahl von chemischen Verbindungen ein erstes, ordnendes Prinzip bezüglich der qualitativen und quantitativen Zusammensetzung ihrer Moleküle zugrunde zu legen.

Da nicht alle Verbindungen Wasserstoff enthalten oder auch aus mehr als zwei Elementen aufgebaut sind, helfen die nachstehenden Grundregeln weiter:

- I. H hat stets die Wertigkeit 1.
- II. O ist fast immer zweiwertig (Ausnahme ist H_2O_2 – Wasserstoffperoxid).
- III. F, Cl, Br, I sind einwertig.
- IV. Innerhalb der Formeln binärer Verbindungen (= Verbindungen, bestehend aus 2 Elementen) ergeben die Produkte aus Indexzahl und Wertigkeit jeweils denselben Wert!
- V. Ein und dasselbe Element kann in verschiedenen Wertigkeitsstufen vorkommen.

„Wertigkeiten“ in Verbindungen, deren Moleküle *mehr als zwei Elemente* aufweisen, werden zweckmäßigerweise als Oxidationszahlen ermittelt. (Die Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen, siehe Kap. 38.3.2, ähneln obigen Grundregeln).

Allerdings stellt sich mit zunehmender Kenntnis des PSE und gewohnheitsmäßiger Anwendung auch ein „Gespür“ für die Wertigkeiten „Dritter“ ein.

Um eine gewisse Sicherheit im Umgang mit Wertigkeiten zu erlangen, werden in Tabelle 25.2 **binäre** Verbindungen betrachtet. Vergleichen Sie die Beispiele mit den Grundregeln!

Tab. 25.2: Beispiele zur Berechnung von Wertigkeiten

Verbindung	Name der Verbindung	bekannte Wertigkeit (Regeln I – III)	Ermittlung der unbekannten Wertigkeit (Regel IV)	neu ermittelte Wertigkeit
AgBr	Silberbromid	Br = 1	$1 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Ag = 1
Al_2O_3	Aluminiumoxid	O = 2	$3 \cdot 2 = 2 \cdot ?$	Al = 3
BaCl_2	Bariumchlorid	Cl = 1	$2 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Ba = 2
CO	Kohlenstoffmonoxid	O = 2	$1 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	C = 2
CO_2	Kohlenstoffdioxid	O = 2	$2 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	C = 4
FeCl_2	Eisen(II)-chlorid	Cl = 1	$2 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Fe = 2
FeCl_3	Eisen(III)-chlorid	Cl = 1	$3 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Fe = 3

Verbindung	Name der Verbindung	bekannte Wertigkeit (Regeln I – III)	Ermittlung der unbekannten Wertigkeit (Regel IV)	neu ermittelte Wertigkeit
HgO	Quecksilberoxid	O = 2	$1 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	Hg = 2
MnCl ₂	Mangan(II)-chlorid	Cl = 1	$2 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Mn = 2
MnO ₂	Mangan(IV)-oxid	O = 2	$2 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	Mn = 4
NO	Stickstoff(II)-oxid	O = 2	$1 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	N = 2
NH ₃	Ammoniak	H = 1	$3 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	N = 3
N ₂ O ₄	Stickstoff(IV)-oxid	O = 2	$4 \cdot 2 = 2 \cdot ?$	N = 4
PCl ₃	Phosphor(III)-chlorid	Cl = 1	$3 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	P = 3
PCl ₅	Phosphor(V)-chlorid	Cl = 1	$5 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	P = 5
H ₂ S	Schwefelwasserstoff	H = 1	$2 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	S = 2
SO ₂	Schwefeldioxid	O = 2	$2 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	S = 4
SO ₃	Schwefeltrioxid	O = 2	$3 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	S = 6

26 Edelgaskonfiguration und Oktettregel

26.1 Die Elektronenkonfiguration der Edelgase

Tab. 26.1: Die Elektronenkonfigurationen aller Edelgase

Edelgas	Ordnungszahl p	Elektronenanzahl auf den Hauptschalen					
		n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	n = 5	n = 6
He	2	2					
Ne	10	2	8				

Edelgas	Ordnungs- zahl p	Elektronenanzahl auf den Hauptschalen					
		n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	n = 5	n = 6
Ar	18	2	8	8			
Kr	36	2	8	18	8		
Xe	54	2	8	18	18	8	
Rn	86	2	8	18	32	18	8

Bei den Edelgasen ist die „äußerste“ Schale mit $8 e^-$ besetzt.
Eine Ausnahme bildet das Element He ($2 e^-$).

In der Tabelle wird durch die graue Unterlegung auf dieses Charakteristikum der Edelgaskonfiguration aufmerksam gemacht.

Nur bei den Edelgasen He und Ne ist die äußerste Schale zudem mit der maximal möglichen e^- -Zahl besetzt.

Kursiv dargestellte Zahlen weisen auf vollbesetzte Schalen hin.

26.2 Das Elektronenoktett

Die „8- e^- -Besetzung“ (= Elektronenoktett) in den äußersten Schalen der Edelgasatomhüllen, gemeinhin als *Edelgaskonfiguration* bezeichnet, erweist sich in der chemischen Praxis als sehr *stabil*, da sie *einen besonders günstigen energetischen Zustand* darstellt. Daraus erklärt sich die beeindruckende Reaktionsträgheit dieser Elemente.

Für die anderen Elemente gilt:

Eine äußerst intensive *Triebkraft* für das Zustandekommen chemischer Reaktionen der Elemente zu Verbindungen besteht darin, dass die reagierenden Atome das *Elektronenoktett* zu erreichen suchen oder die Beteiligung daran anstreben.

Die Elemente aller anderen Gruppen des PSE verfügen von Natur aus nicht über ein Elektronenoktett der äußersten Schale.

Die Atome erlangen es in ihren Verbindungen durch Elektronenaufnahme oder -abgabe (siehe Kap. 27) bzw. sie beanspruchen Elektronen durch gemeinsame „Nutzung“ (siehe Kap. 28).

Diese Vorgänge in den Elektronenhüllen bewirken zwischen den beteiligten Atomen eine *chemische Bindung*.

26.3 Die Valenzelektronen

Die Elektronen der äußersten Schale werden als Außenelektronen oder *Valenzelektronen* bezeichnet.

Elemente einer Hauptgruppe haben dieselbe Anzahl von Valenzelektronen:

I.	Die Gruppe der Alkalimetalle	1 e ⁻
II.	Die Gruppe der Erdalkalimetalle	2 e ⁻
III.	Die Borgruppe	3 e ⁻
IV.	Die Kohlenstoffgruppe	4 e ⁻
V.	Die Stickstoffgruppe	5 e ⁻
VI.	Die Sauerstoffgruppe (Chalkogene)	6 e ⁻
VII.	Die Gruppe der Halogene	7 e ⁻
VIII.	Die Edelgase	8 e ⁻

Die Aufzählung verdeutlicht, dass die (Haupt-)Gruppennummer mit der Zahl der Valenzelektronen identisch ist:

Gruppennummer = Anzahl der Valenzelektronen

26.4 Ausblick auf die Vorgänge in den Elektronenhüllen während chemischer Reaktionen

Wir wissen bereits um die Ähnlichkeit der chemischen Eigenschaften (siehe Kap. 24.2) und die identische Konfiguration der Valenzelektronen bei den Elementen einer Hauptgruppe.

Nachstehend sollen nun die charakteristischen Eigenschaften von Hauptgruppenelementen mit den Vorgängen zur Erlangung der Edelgaskonfiguration in den Atomhüllen in Zusammenhang gebracht werden.

Drei Hauptgruppen dienen als Beispiele:

- Die Gruppe der Alkalimetalle (I)
- Die Gruppe der Erdalkalimetalle (II)
- Die Gruppe der Halogene (VII)

26.4.1 Alkalimetalle

Sie erreichen das *Oktett des voranstehenden Edelgases* durch die *Abgabe eines e^-* . Dabei entstehen *einfach positiv geladene Ionen* (siehe Kap. 9.4): Li^+ , Na^+ , K^+ ... usw.

- Li^+ besitzt also Heliumkonfiguration,
- Na^+ Neonkonfiguration und
- K^+ Argonkonfiguration.

26.4.2 Erdalkalimetalle

Hier erreichen die Atome das *Oktett des voranstehenden Edelgases* durch die *Abgabe von 2 e^-* .

Dabei entstehen *zweifach positiv geladene Ionen*:

Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , ... usw.

Übung:

Welchen **Elementen** entsprechen jeweils die Elektronenkonfigurationen auf den **Valenzschalen** der Erdalkalitionen?

26.4.3 Halogene

Den Halogenatomen *fehlt* bei einer Valenzelektronenzahl von sieben *nur noch ein Elektron zur Edelgaskonfiguration*, d. h. sie erreichen das Elektronenoktett durch *Aufnahme eines Elektrons*. Dadurch entstehen *einfach negativ geladene Anionen*: F^- , Cl^- , Br^- , I^- (At ist im chemischen Alltag selten.)

Übung:

Geben Sie die *Gesamtelektronenkonfiguration* für die Anionen an und nennen Sie die Namen *der Elemente*, denen diese Elektronenkonfiguration entspricht!

Beachten Sie:

Die negativ geladenen Ionen der Halogene heißen **Halogenidionen**!

Lösungen:

- zu 26.4.2:

Die Erdalkalitionen Mg^{2+} , Ca^{2+} und Ba^{2+} besitzen die Elektronenkonfigurationen von **Ne**, **Ar** und **Xe**.

- zu 26.4.3:

Die Lösung lässt sich am besten tabellarisch darstellen:

Tab. 26.2: Elektronenkonfigurationen der Halogenidionen

Halogenidion	n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	n = 5	Elektronen- konfiguration von
F⁻ Fluoridion	2	8				Ne
Cl⁻ Chloridion	2	8	8			Ar
Br⁻ Bromidion	2	8	18	8		Kr
I⁻ Iodidion	2	8	18	18	8	Xe

Die Überprüfung der Elektronenanzahl ist anhand der im PSE angegebenen Ordnungszahl für die Edelgaskonfigurationen möglich!

27 Salze

Blickt man sich in der Umwelt mit chemisch interessierten Augen um, so wird man feststellen, dass die wenigsten Stoffe, die uns begegnen, Elemente sind, sondern in aller Regel Verbindungen darstellen.

In den vorangegangenen Kapiteln war bereits mehrfach die Rede vom Zusammentreten der Elemente zu Verbindungen und den damit einhergehenden Veränderungen in den Elektronenhüllen (siehe Kap. 25 und 26).

In diesem und den folgenden Kapiteln werden nun Verbindungen zwischen den verschiedenen Elementen einer genaueren Betrachtung unterworfen.

Am Beginn stehen die Verbindungen, die durch die *Reaktion eines Metalls mit einem Nichtmetall* zustande kommen (siehe auch Kap. 24.2, Kurzcharakteristik der Hauptgruppen).

- Dabei wird deutlich werden, dass die Struktur solcher Verbindungen durch das Vorhandensein *entgegengesetzt geladener Ionen* erklärt werden kann.
- Die Eigenschaften dieser als *Salze* bekannten Stoffe resultieren aus ihrem Aufbau im atomaren Bereich (= Anordnung der Ionen und der zwischen ihnen wirkenden Kräfte).

27.1 Bedeutung der Salze

Salze sind weitverbreitete Verbindungen, ihre Bedeutung ist in vielen Lebensbereichen fundamental.

- Einige Beispiele:

Tab. 27.1: Einige Salze und ihre Verwendung

(Trivial-)Name	Formel	Verwendungszweck
Bleiglanz	PbS	z. B. Herstellung des Metalloxids und Reduktion mit Kohlenstoff zum Metall
Calcit	CaCO ₃	Herstellung von Mörtel und Zement
Kochsalz	NaCl	Produktion von Natrium, Chlor und Natriumhydroxid
Pyrit	FeS ₂	Schwefelsäureproduktion
Soda	Na ₂ CO ₃	Herstellung von Glas, Seife, Waschmitteln, Farbstoffen
Salpeter	KNO ₃	Herstellung von Schwarzpulver und früher Salpetersäure
Tonerde	Al ₂ O ₃	Schmelzelektrolyse zur Aluminiumgewinnung

- Koch- oder *Steinsalz* (Natriumchlorid) ist eine für die Industrie bedeutsame Ausgangschemikalie und für den menschlichen Körper ein unverzichtbarer, auch der Geschmacksentfaltung dienlicher Nahrungszusatz.

Wirft man einen Blick in die Geschichte, so wird man feststellen, dass die Gewinnung und der Handel mit dem Kochsalz die Geschichte ganzer Städte und Landstriche maßgeblich beeinflusst haben. Früher war Kochsalz vor allem für Konservierungszwecke enorm wichtig.

Die Gewinnung erfolgt in großem Umfang aus dem Meerwasser und in Bergwerken.

- *Mineralien* und *Gesteine* sind aus mehr oder weniger schwer löslichen Salzen aufgebaut und stellen vielfach Rohstoffe für wichtige chemische Erzeugnisse (z. B. Düngemittel) dar.

Außerdem kommt vielen Mineralsalzen eine große Bedeutung in den physiologischen Körperabläufen zu. Ihre Aufnahme erfolgt über Mineralwässer oder vollwertige Nahrungsmittel.

27.2 Leitfähigkeit von Salzlösungen

Um sicher nachzuweisen, dass Salze aus Ionen bestehen, müssen zuallererst elektrische Ladungen festgestellt werden.

Dies geschieht mittels einer *Leitfähigkeitsprüfung*: Dazu taucht ein Leitfähigkeitsprüfer in eine Salzlösung.

27.2.1 Leitfähigkeitsprüfer

Ein Leitfähigkeitsprüfer besteht aus zwei Elektroden in einem einfachen Stromkreis. Der Stromkreis wird erst beim Eintauchen in eine leitende Flüssigkeit geschlossen. Ein Stromfluss wird durch das Aufleuchten einer in der Versuchsanordnung zwischengeschalteten Glühbirne angezeigt.

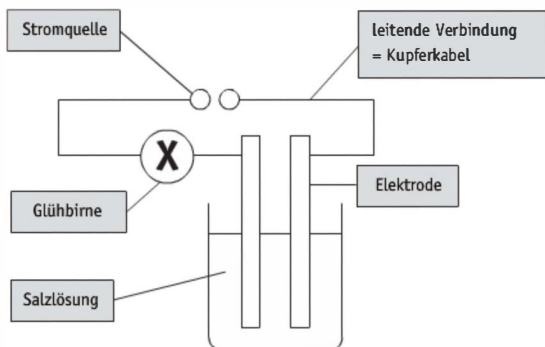


Abb 27.1.: Anordnung zur Leitfähigkeitsprüfung

Dabei sind die Kupferdrahtverbindungen zwischen den Elektroden Leiter erster Klasse.

Die Lösung, deren frei bewegliche Ionen den Stromfluss zwischen den Elektroden verursachen, ist ein *Leiter zweiter Klasse*.

Leiter erster Klasse erfahren beim Stromdurchgang keine stoffliche Veränderung, Leiter zweiter Klasse verändern sich.

27.2.2 Folgerungen aus der Leitfähigkeit einer Salzlösung oder -schmelze

Ist in der wässrigen Lösung (oder der Schmelze) einer chemischen Verbindung eine Leitfähigkeit nachweisbar, so kann geschlossen werden:

- Die Lösung (oder Schmelze) enthält *frei bewegliche Teilchen, die Ladungen transportieren*, sodass sich ein geschlossener Stromkreis aufbaut.
- Da die Lösung (oder Schmelze) *nach außen neutral* ist, heben sich die positiven und negativen Ladungen quantitativ auf, d. h. es gibt genauso viele positive wie negative Ladungen:
 $\text{Ladungssumme der Kationen} = \text{Ladungssumme der Anionen}$
- Salze sind aus *Ionen* aufgebaut, die sich aufgrund ihrer gegensätzlichen Ladung anziehen und im festen Zustand regelmäßige *Kristallstrukturen* ausbilden.

27.3 Bindungsverhältnisse und räumliche Strukturen in Salzen

Im Zusammenhang mit dem Streben der Atome nach dem stabilen, energetisch günstigen Elektronenoktett (Edelgaskonfiguration) wurde im Kap. 26.4 auf die Möglichkeit von Elektronenabgabe bzw. -aufnahme (= Elektronenübergang, siehe Kap. 37.11) hingewiesen.

Das Erreichen der Edelgaskonfiguration im Zusammenhang mit der Verbindungsbildung ist als Faustregel anzusehen, die bei den Elementen mit niedrigen Ordnungszahlen gut anwendbar, jedoch bei den schwereren (Metall-) Atomen mit Vorsicht zu genießen ist.

27.3.1 Die Ionenbindung

Die in einer Reaktion mit Elektronenübergang entstehenden Kationen (aus Metallatomen) und Anionen (aus Nichtmetallatomen) üben eine *elektrostatische Wechselwirkung* aufeinander aus:

Die Kationen umgeben sich mit Anionen und gleichermaßen umgeben sich die Anionen mit Kationen, da sich *gegensätzliche Ladungen* anziehen. Die zwischen den Ionen wirkenden Anziehungskräfte führen zu einem Zusammenhalt, den man mit dem Fachausdruck *Ionenbindung* bezeichnet.

Die wichtige chemische Bindungsart der *Ionenbindung* beruht auf den starken *elektrostatischen Anziehungskräften* zwischen gegenseitlich geladenen Ionen.

27.3.2 Das Ionengitter

Aufgrund ihrer *Größe* (Ionenradius, -durchmesser) und ihrer *Ladung* (einfach, doppelt, dreifach ... positiv bzw. negativ) bilden Kationen und Anionen in der Art, wie sie sich umeinander gruppieren, ganz *charakteristische, räumlich streng regelmäßige Ionenverbände* aus, die man als *Ionengitter* bezeichnet. Die Regelmäßigkeit führte zu Begriffen wie

- *kristalline Struktur*, wenn vom Aufbau eines Ionengitters die Rede ist oder
- *Salzkristall*, wenn ein makroskopisches Stück eines solchen Ionengitters gemeint ist.

Die Vielfalt der Kombinationsmöglichkeiten zwischen Metallkationen und Nichtmetallanionen bedingt die Existenz einer unüberschaubaren Zahl von Salzen bzw. Typen von Ionengittern.

An dieser Stelle sei lediglich gesagt, dass sich die Ionen in einem Ionengitter stets so anordnen, dass

- sich die positiven und negativen Ladungen insgesamt neutralisieren,
- eine so genannte *dichteste Kugelpackung* (die Ionen werden in der Modellvorstellung als geladene Kugeln angesehen) auftritt, die eine maximale Raumerfüllung bewirkt,
- bei der Entstehung des Ionenverbandes *Energie freigesetzt wird* – dieser Gewinn von *Gitterenthalpie* ist die *entscheidende Komponente* bezüglich die Triebkraft der Salzbildung, nicht unbedingt das Erlangen des Elektronenoktetts.
(Beim Auflösen eines Salzes muss die Gitterenthalpie, siehe Kap. 33.4.1, wieder zugeführt werden.)

Hinweis: Die Lehrbücher der Anorganischen Chemie bieten umfangreiche Informationen zu den Salzen und Abbildungen zu verschiedenen Typen von Ionengittern.

27.4 Chemische Formeln für Salze

Aus Kap. 27.3.2 ist bekannt, dass sich Salzkristalle dergestalt ausbilden, dass *nach außen elektrische Neutralität* herrscht.

Dieser Sachverhalt muss auch in der chemischen Formel, die ein Salz charakterisiert, zum Ausdruck gebracht werden.

Der Begriff des Moleküls, der bisher selbstverständlich für die kleinste Einheit einer Verbindung verwendet wurde, ist bei den Salzen nicht anwendbar, da die Ionen innerhalb eines Gitterverbandes nicht gleichartigen, abgegrenzten Einheiten zuzuordnen sind. Hier haben wir es mit *Endlosstrukturen* zu tun, in deren Zusammensetzung die *Kationen und Anionen in einem bestimmten Zahlenverhältnis* zueinander stehen.

Die Formeln für die Salze werden zwar im stöchiometrischen Gebrauch wie Molekülformeln gehandhabt, sind jedoch *Verhältnisformeln*.

Mit den Erkenntnissen, die wir bereits über die Elektronenhüllen der Atome (siehe Kap. 26) gewinnen konnten, wird es nun möglich sein, chemische (Verhältnis-)Formeln unter Zuhilfenahme des PSE eigenständig aufzustellen.

Mit zunehmender Übung werden auch die Zusammenhänge zur Bindungswertigkeit (siehe Kap. 25) deutlich.

Beispiele:

Überlegen Sie unter Zuhilfenahme der nachstehenden Tabelle 27.2,

- wie und warum die genannten Ionen zustande kommen,
- warum die Verhältnisformel für das resultierende Salz so und nicht anders lauten muss!

Tab. 27.2: Ermittlung der Verhältnisformeln bei einigen Salzen

Elemente, die zum Salz verknüpft werden		Ionen mit Elektronenoktett (siehe PSE und Kap. 26.4)		Verhältnisformel für das Salz	Name des Salzes
Na	F	Na ⁺	F ⁻	NaF	Natriumfluorid
Li	S	Li ⁺	S ²⁻	Li ₂ S	Lithiumsulfid
Ca	O	Ca ²⁺	O ²⁻	CaO	Calciumoxid
Ba	I	Ba ²⁺	I ⁻	BaI ₂	Bariumiodid
Al	Br	Al ³⁺	Br	AlBr ₃	Aluminiumbromid
Al	S	Al ³⁺	S ²⁻	Al ₂ S ₃	Aluminiumsulfid

Die am Aufbau des Salzes beteiligten Ionen werden so kombiniert, dass sich die Ladungen aufheben!

27.5 Wichtige Salze in der anorganischen Chemie

Es gibt einige Salze, die häufig im chemischen Gebrauch sind.

Anhand der nachstehend ausgewählten Beispiele sollen zudem zusätzliche Besonderheiten der Salzbildung besprochen werden.

27.5.1 Salze der Hauptgruppenelemente aus einatomigen Ionen

Diese Gruppe von Salzen kann in sehr vielen Fällen entsprechend der Oktettregel gehandhabt werden. Die an den (häufig verwendeten) Salzen dieser Kategorie beteiligten Elemente finden sich vorzugsweise in den Gruppen I, II, VI und VII des PSE.

NaCl	Natriumchlorid
KBr	Kaliumbromid
MgCl ₂	Magnesiumchlorid
Na ₂ S	Natriumsulfid

27.5.2 Salze mit wechselnden Wertigkeiten

In Kap. 25.2 wurde darauf hingewiesen, dass in Verbindungen, die aus denselben Elementen bestehen, unterschiedliche Wertigkeiten auftreten können. Nebengruppenelemente bilden vorzugsweise derartige Salze.

FeCl ₂	Eisen(II)-chlorid
FeCl ₃	Eisen(III)-chlorid

Hg_2Cl_2	Quecksilber(I)-chlorid
HgCl_2	Quecksilber(II)-chlorid
Cu_2O	Kupfer(I)-oxid
CuO	Kupfer(II)-oxid

27.5.3 Salze mit mehratomigen Ionen

Mehratomige Ionen sind *geladene Atomverbände*, die mit entgegengesetzt geladenen Einzelionen oder anderen mehratomigen Ionen Salze bilden können. Auf ihre Bildung wird an dieser Stelle nicht eingegangen.

Wichtige Beispiele sind (siehe auch Kap. 37.3.2):

Tab. 27.3: Beispiele für Salze mit mehratomigen Ionen

Formel des mehratomigen Ions	Name des mehratomigen Ions	Beispiel für ein entsprechendes Salz	Bemerkung zum Salz (z. B. Trivialname, Verwendung u. Ä.)
NH_4^+	Ammoniumion	NH_4Cl Ammoniumchlorid	Salmiak
CO_3^{2-}	Carbonation	Na_2CO_3 Natriumcarbonat	Soda, Herstellung von Glas, Seife, Waschmitteln u. Farbstoffen
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dichromation	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Kaliumdichromat	ein leuchtend oranges Salz, Oxidationsmittel (siehe Kap. 38.3.6)
OH^-	Hydroxidion	NaOH Natriumhydroxid	Die Formel steht für das feste Salz und seine wässrige Lösung (Natronlauge).
NO_3^-	Nitration	KNO_3 Kaliumnitrat	Chilesalpeter, früher zur Herstellung von Schießpulver, heute als Mineraldünger
MnO_4^-	Permanganation	KMnO_4 Kaliumpermanganat	ein tiefviolett es Salz, dessen wässrige Lösung häufig als Oxidationsmittel eingesetzt wird (siehe Kap. 38.3.6)

Formel des mehratomigen Ions	Name des mehratomigen Ions	Beispiel für ein entsprechendes Salz	Bemerkung zum Salz (z. B. Trivialname, Verwendung u. Ä.)
PO_4^{3-}	Phosphation	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ Ammoniumphosphat	ein weißes Salz, das aus zwei Arten mehratomiger Ionen besteht
SO_4^{2-}	Sulfation	CuSO_4 Kupfersulfat	ein weißes Salz, das in Verbindung mit Flüssigkeit einen leuchtend blauen Aquakomplex bildet

(Weitere Beispiele finden sich in den Lehrbüchern der Anorganischen Chemie.)

27.6 Eigenschaften von Ionenverbindungen

Ionenverbindungen (Salze) haben gemeinsame charakteristische Eigenschaften:

- Salzschnmelzen und wässrige Lösungen *leiten den elektrischen Strom* (vgl. Kap. 27.2).
- Die in ihnen enthaltenen Ionen ordnen sich zu *regelmäßigen Kristallstrukturen*, die sowohl mikroskopisch als auch makroskopisch charakteristische Formen für jedes Salz hervorrufen.
- Salzkristalle sind *hart* und *spröde*. Eine plastische Verformung ist nicht möglich, da Verschiebungen im Gitterverband gleichnamige Ladungen zusammenbringen, wobei deren wechselseitige Abstoßung ein Auseinanderbrechen des Gitters und damit des Salzkristalls bewirkt.
- Zum *Schmelzen von Salzen* sind *hohe Temperaturen* erforderlich, z. B. schmilzt NaCl bei 801 °C.

Die Anziehungskräfte zwischen den Ionen innerhalb des Ionengitters sind sehr stark. Bei Temperaturerhöhung schwingen die Ionen zunehmend um ihre Gitterplätze, wobei sie diese erst bei einer ausreichenden und in diesem Fall sehr hohen Energiezufuhr verlassen können.

In der Schmelze herrschen jedoch immer noch erhebliche Wechselwirkungskräfte zwischen den Ionen.

Die recht unterschiedlichen Schmelztemperaturen werden von der Größe und der Ladung der beteiligten Ionen stark mitbeeinflusst: So zeigen z. B. Oxide (= Salze mit Sauerstoffanionen O^{2-}) aufgrund der zweifachen Ladung der Sauerstoffanionen besonders hohe Schmelzpunkte.

28 Die Atombindung

Neben der Möglichkeit, das energetisch günstige Elektronenoktett durch Elektronenübergang und der damit einhergehenden Ausbildung von Ionenbindungen zu erreichen, gibt es die Bindungsbildung durch die „gemeinsame Nutzung“ von e^- der an der Bindung beteiligten Atome:

- Diese *Bindungen* sind, im Gegensatz zur räumlich nach allen Seiten wirksamen Ionenbindung, *zwischen den beiden an der Bindung beteiligten Atomen lokalisiert*, d. h. die Bindungselektronen halten sich vorzugsweise im Raum zwischen den Atomen auf.
- Beide Bindungspartner rechnen sich die Bindungselektronen auf ihr jeweiliges Elektronenoktett an.
- Die Bindungselektronen sind stets Valenzelektronen (siehe Kap. 26.3).

28.1 Die Valenzstrichformel

Um Moleküle mit Atombindungen entsprechend verständlich und einfach darstellen zu können, entwickelte sich im Lauf der Zeit die *Valenzstrichformelschreibweise*. Die resultierenden Formeln heißen *Lewis-Formeln*.

28.1.1 LEWIS-Formeln der Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Fluor

Die Elemente H, N, O und die Halogene F, Cl, Br, I liegen im elementaren Zustand als zweiatomige Moleküle vor (siehe auch Kap. 12.3). Diese Tatsache ist aus dem Erreichen der Edelgaskonfiguration bei der Molekülbildung einfach zu erklären.

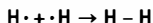
- **Wasserstoff:**

Die Atome besitzen ein Elektron, symbolisiert durch einen Punkt neben dem Elementsymbol.

Die Elektronen bilden *zusammen* die Bindung zwischen den beiden Atomen aus, jedes der H-Atome nimmt somit Einfluss auf zwei Elektronen und erreicht quasi die Heliumkonfiguration.

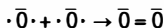
Dargestellt wird ein solches *Elektronenpaar* als einfacher Strich, als so genannter *Valenzstrich*.

Zwischen den H-Atomen findet sich eine *Einfachbindung*.



- **Sauerstoff:**

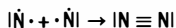
Die Atome besitzen sechs Valenzelektronen, d. h. zum Erreichen des Oktetts mangelt es den Einzelatomen am „Einfluss“ auf zwei weitere Elektronen.



Jedes O-Atom bringt in die Bindung *zwei* Elektronen ein, die damit von zwei Elektronenpaaren (vier e^-) gebildet wird. Jedes O-Atom erhält so sein Oktett. Die beiden Valenzstriche symbolisieren eine *Doppelbindung*.

- Stickstoff:

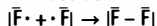
Mit seinen lediglich fünf Valenzelektronen ist das Erreichen des Oktetts für Stickstoffatome nur möglich, wenn jedes der beiden an der Bindung beteiligten N-Atome *drei* Elektronen in die gemeinsame Elektronenbilanz einbringt:



Zwischen Stickstoffatomen befindet sich im elementaren Zustand eine *Dreifachbindung*.

- Halogene am Beispiel Fluor:

Die Halogenatome sind mit sieben Valenzelektronen nahe am Oktett, d. h. der Einfluss über *ein* zusätzliches Elektron reicht zur Bindungsbildung aus.



In den zweiatomigen Molekülen der Halogene finden sich Einfachbindungen.

28.1.2 Nicht bindende Elektronenpaare

Valenzelektronenpaare, die an der Bindung nicht beteiligt sind, werden in den Valenzstrichformeln als Striche eingetragen, die sich nicht zwischen den Elementsymbolen befinden.

Solche Elektronenpaare werden auch als *freie Elektronenpaare* bezeichnet.

28.2 Bindungsverhältnisse und PSE am Beispiel der zweiten Periode

Betrachtungen der Bindungsbildung der Elemente der zweiten Periode des PSE (Li–Ne) mit anderen Atomen führen uns zu folgenden Erkenntnissen:

- Li und Be verbinden sich mit Nichtmetallen zu Salzen und gehen aus diesem Grund Ionenbindungen (siehe auch Kap. 26.4) ein.
- Es sei hier erwähnt, dass B (= Bor) das Elektronenoktett über Atombindungen und *nur* durch besondere Wechselwirkungen mit seinen drei Bindungspartnern erreicht.

- **C nimmt eine wichtige Sonderstellung ein:**

Das Element C besitzt vier Valenzelektronen. Es benötigt dementsprechend zur Ausbildung des „höheren“ Oktetts die Beteiligung an vier weiteren Elektronen. (Die theoretische „Vierfachbindung“ zu *einem* anderen Kohlenstoffatom ist aus Gründen der räumlichen Anordnung von Atombindungen nicht möglich. Die Abgabe bzw. Aufnahme von vier Elektronen ist energetisch ungünstig.)

Für C gilt dementsprechend:

Kohlenstoffatome bilden vier Atombindungen aus (Ausnahmen: Kohlenstoffmonoxid siehe auch Kap. 28.3, Graphit siehe Kap. 29.3).

Diese vier Atombindungen unterhält ein C-Atom zu

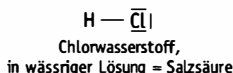
- vier Partnern in der Form von vier *Einfachbindungen*,
- drei Partnern mit einer Doppel- und zwei *Einfachbindungen*,
- zwei Partnern mit einer *Dreifach-* und einer *Einfachbindung* (Ausnahme Kohlenstoffdioxid).

(Beispiele siehe Kap. 28.3)

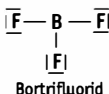
- N, O, F gehen mit den Atomen des eigenen Elements *und auch anderer Elemente* Atombindungen (N drei, O zwei, F eine) ein.
- Ne ist ein Edelgas und völlig reaktionsträge.

28.3 Beispiele

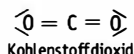
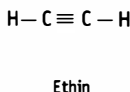
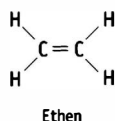
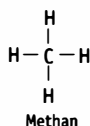
1. **Wasserstoff** bildet eine Atombindung:



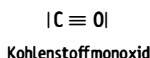
2. **Bor** bildet drei Atombindungen:



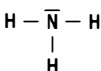
3. **Kohlenstoff** bildet vier Atombindungen:



wichtige Ausnahme:

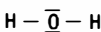


Außer zu H und O kann C auch zu anderen Elementen Bindungen ausbilden.

4. Stickstoffbildet *häufig* drei Atombindungen:

Ammoniak

Da das N-Atom über fünf Valenzelektronen verfügt, gibt es auch Verbindungen des Stickstoffs, in denen mehr als drei Bindungen in den Molekülen auftreten.

5. Sauerstoffbildet *häufig* zwei Atombindungen:

Wasser

Hier gilt wie bei N, dass aufgrund der Anzahl der Valenzelektronen auch mehr als zwei Bindungen möglich sind.

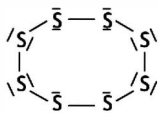
Jedoch tritt O gerade in den *organischen Verbindungen fast ausschließlich zweibindig* auf.

6. Fluor

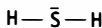
bildet eine Atombindung:



Fluorwasserstoff

7. Schwefelbildet *oft* zwei Atombindungen aus

elementarer Schwefel
bei Temperaturen unter
160°C



Schwefelwasserstoff

S bildet elementar S_8 -Ringe, in denen jedes S-Atom mit zwei anderen S-Atomen verknüpft ist.

In den vielen Verbindungen, die der Schwefel einzugehen vermag, unterhalten die Atome bis zu sechs Atombindungen.

28.4 Zusammenfassung

- Atombindungen entstehen durch gemeinsame Beteiligung zweier Atome an einem bzw. bis zu drei Elektronenpaaren.
- Die bindenden Elektronenpaare halten sich bevorzugt im Raum zwischen den Bindungspartnern auf, man bezeichnet Atombindungen deswegen auch *als Elektronenpaarbindungen*.

- Die entstehenden Teilchen sind in der Regel *elektrisch neutrale Moleküle* von definierter Geometrie, in denen die Einzelatome fest aneinander gebunden sind.
- Zwischen zwei Atomen sind bis zu drei Atombindungen möglich; Es gibt *Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen*.
- In den bisherigen Betrachtungen über Atombindungen wurde *nicht* auf die geometrischen Aspekte innerhalb der Bindungsgefüge eingegangen (siehe Kap. 31 und 32).

29 Diamant und Graphit – Modifikationen des Kohlenstoffs

29.1 Atomgitter

Atombindungen halten nicht nur die Atome räumlich begrenzter Moleküle zusammen; auch in Zusammenschlüssen unvorstellbar großer Zahlen von Atomen sind mitunter Atombindungen wirksam.

Dabei entstehen *regelmäßige Gitterverbände*, die als *Atomgitter* bezeichnet werden.

Klassische Beispiele für Atomgitter sind die beiden Varianten, in denen das Element Kohlenstoff vorliegen kann.

29.2 Modifikationen eines Elementes

Diamant und Graphit bestehen *ausschließlich* aus Kohlenstoffatomen, obwohl sich die beiden Stoffe in ihren Eigenschaften extrem unterscheiden.

Die verschiedenen Erscheinungsformen ein- und desselben Elementes bezeichnet man als *Modifikationen*.

Auch bei anderen Elementen finden sich unterschiedliche Modifikationen:

- Das Element P ist in den Varianten *roter Phosphor* (ungiftig und chemisch harmlos) und *weißer Phosphor* (sehr giftig und außerordentlich reaktiv) zu finden.
- Beim Element S unterscheidet man den *rhombischen* vom *monoklinen* Schwefel. Die Modifikationen unterscheiden sich z. B. in der Form ihrer Kristalle.

29.3 Diamant und Graphit im Vergleich

Die gravierenden Unterschiede in den Eigenschaften der beiden Kohlenstoffmodifikationen beruhen auf der unterschiedlichen Anordnung der C-Atome in den beiden Atomgittern.

Tab. 29.1: Gegenüberstellung der Eigenschaften von Diamant und Graphit

Eigenschaft	Diamant	Graphit
atomarer Aufbau	jedes C-Atom unterhält vier Einfachbindungen zu anderen C-Atomen; die Bindungen weisen in die Ecken eines regelmäßigen Tetraeders . Der Atomverband ist dreidimensional vernetzt.	jedes C-Atom besitzt drei Einfachbindungen zu anderen C-Atomen; sie sind jeweils in die Ecken eines gleichseitigen Dreiecks gerichtet. Die C-Atome ordnen sich in zweidimensionalen Schichten an. Die Gesamtheit der Elektronen, die nicht an den Atombindungen beteiligt sind (4. Valenzelektron!), bildet ein „Elektronengas“ zwischen den Schichten.
Aussehen	farblos, durchsichtig, stark lichtbrechend	schwarz, glänzend
Härte	sehr hart	sehr weich
Spaltbarkeit	schwer spaltbar	leicht entlang der Schichten spaltbar
elektrische Leitfähigkeit	keine	gut, aufgrund des „Elektronengases“ zwischen den Schichten
Dichte	3,5 g/cm ³	2,3 g/cm ³
Schmelztemperatur	schmilzt nicht, wandelt sich in Graphit um	ca. 3700 °C
Verwendung	Bohr-, Schleif- oder Schneidewerkzeug, Schmuck	Herstellung von Elektroden, Schmelzgefäßen, Bleistiftminen, als Schmiermittel

Die Lehrbücher der Anorganischen Chemie bieten Abbildungen der Diamant- und Graphitgitterstruktur.

30 Die Elektronegativität

Üben innerhalb einer Elektronenpaarbindung beide Bindungspartner einen gleich starken Einfluss auf die Bindungselektronen aus, so werden diese bevorzugt in der Mitte des Abstands zwischen den beiden Atomkernen anzutreffen sein. Dies ist stets der Fall, wenn die Bindungspartner demselben Element angehören.

Sind jedoch Atome unterschiedlicher Elemente zu Molekülen verknüpft, so ist der Aufenthalt der bindenden Elektronenpaare in der Bindungsmitte der Ausnahmefall, da die *Atome eines jeden Elementes eine individuelle Anziehungskraft auf die Bindungselektronen* ausüben.

Die individuelle Anziehungskraft der Atome eines Elementes auf die Bindungselektronen einer (Atom-)Bindung heißt *Elektronegativität* = *EN*.

Die *Werte für die Elektronegativitäten* der einzelnen Elemente sind *Vergleichszahlen ohne Benennung*.

Sie wurden von dem Chemiker L. Pauling festgeschrieben (siehe Tab. 30.1):

- Ein *hoher EN-Wert* verweist auf ein starkes Bestreben des entsprechenden Elements, *die Bindungselektronen auf seine Seite der Bindung zu verlagern*.
- Ein *niedriger EN-Wert* für ein Element drückt aus, dass dieses *die Bindungselektronen* in der Relation *nur wenig beansprucht*.
- Der *Differenzbetrag der EN-Werte* = ΔEN der an einer Bindung beteiligten Atomsorten gibt Aufschluss über die so genannte *Bindungspolarität*, d. h. es wird ersichtlich, in welchem Ausmaß die Bindungselektronen von der Bindungsmittle zum Atom mit der höheren EN hin verschoben sind.

30.1 Elektronegativitäten und PSE

Tab. 30.1: Die Elektronegativitäten für die Hauptgruppenelemente nach Pauling

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H 2,20							He –
Li 0,79	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne –
Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,44	Cl 2,83	Ar –
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr –
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21	Xe –
Cs 0,86	Ba 0,97	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,96	Rn –
Fr 0,86	Ra 0,97						

30.2 Elektronegativität und Reaktivität

Mit Hilfe der Tabelle 30.1 können mit etwas Übung Eigenschaften der Elemente des PSE interpretiert und Prognosen über das Reaktionsverhalten gestellt werden:

- Die niedrigen EN-Werte in der Gruppe der *Alkalimetalle* (Ausnahme H) weisen auf das bereits bekannte Bestreben dieser Elemente hin, zur Erlangung des Oktetts in einer Verbindung das einzige Valenzelektron abzugeben (vgl. Kap. 26.4).

Die in der Gruppe nach unten abnehmende Tendenz der EN-Werte (Cs und Fr haben die geringsten Werte im PSE) verdeutlicht, dass durch die steigende Zahl der Elektronenschalen, durch die die Valenzelektronen vom positiv geladenen Kern und seiner Anziehungskraft abgeschirmt werden, die Elektronenabgabe erleichtert wird.

→ In dieser Elementgruppe werden *Ionenverbindungen* mit anderen Elementen (vorzugsweise Nichtmetallen) gebildet (Ausnahme H).

Als Faustregel gilt:

Ist die Differenz der EN-Werte ΔEN zweier Elemente *größer als 1,5*, so gehen deren Atome *Ionenbindungen* miteinander ein.

- In der Gruppe der *Halogene* finden sich die höchsten EN-Werte des PSE, d. h. das Bestreben, Elektronen an sich zu ziehen, ist bei diesen Elementen besonders stark ausgeprägt.

F besitzt die höchste EN von allen Elementen. Das ist dem Umstand zuzuschreiben, dass die sieben Valenzelektronen beim F kaum vom positiven Kern abgeschirmt sind und damit das Bestreben, mit einem weiteren Elektron das Oktett aufzufüllen, uneingeschränkt zur Wirkung kommt.

Mit der Zunahme der Elektronenschalen innerhalb der Gruppe erhöht sich die Abschirmung des Kerns und die EN sinkt.

Die Halogene bilden, abhängig von ΔEN , sowohl Ionenbindungen als auch Atombindungen zu den Atomen anderer Elemente aus.

- In der Gruppe der *Edelgase* finden sich keine Eintragungen, da diese Elemente aufgrund ihrer Edelgaskonfiguration (siehe auch Kap. 26) nur unter extremen Bedingungen Verbindungen eingehen.
- Für *alle anderen Elementgruppen* gilt:

Die Werte für die EN nehmen aufgrund der Abschirmung des Atomkernes nach unten ab.

Ausschlaggebend für die *Bindungspolarität* (siehe auch folgendes Kap. 31) ist der jeweilige Wert von ΔEN .

- Innerhalb einer Periode* liegt der EN-Wert umso höher, je mehr Valenzelektronen die äußerste Schale trägt, d. h. der „Elektronenhunger“ steigt mit der Annäherung der Elektronenkonfiguration an das energetisch günstige Oktett.
- Ausnahme Wasserstoff:*

Da H bereits mit dem Einfluss auf zwei Elektronen die *Heliumkonfiguration* erlangt, ist seine EN für seinen Platz in der ersten Gruppe untypisch und als Sonderfall einzustufen.

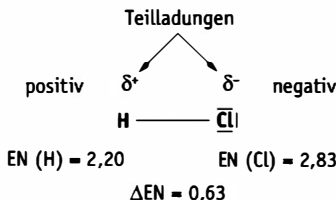
31 Die polare Atombindung

Bei *Atombindungen zwischen Atomen verschiedener Elemente* ist die Verteilung der Elektronen in aller Regel wegen der unterschiedlichen EN der Bindungspartner nicht symmetrisch.

So halten sich die Bindungselektronen vorzugsweise im Bereich des Atoms mit der größeren EN auf. Dadurch entstehen innerhalb der Bindung getrennte *Ladungsschwerpunkte*, d. h. es bildet sich *ein positiver und ein negativer Pol (δ^+ und δ^-)* aus. Die auftretenden Ladungen sind positive und negative *Teilladungen*.

Nach außen sind Moleküle mit polaren Atombindungen *elektrisch neutral*. Sie besitzen allerdings häufig *Dipoleigenschaften* und können dann z. B. durch ein von außen wirksames elektrisches Feld beeinflusst werden.

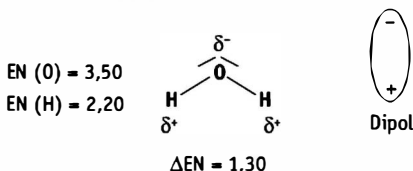
31.1 Die Bindung im Chlorwasserstoffmolekül



↓

Die Bindungselektronen der Atombindung zwischen H und Cl halten sich im Mittel deutlich häufiger im Bereich des Chloratoms auf!
Das Chlorwasserstoffmolekül ist damit ein Dipol!

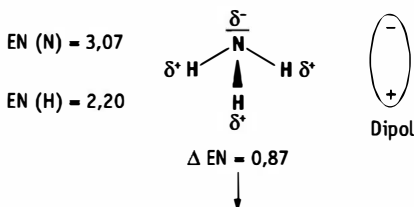
31.2 Die Bindungen im Wassermolekül



↓

Die Bindungen im Wasserstoffmolekül sind aufgrund des großen Elektronegativitätsunterschieds der Bindungspartner stark polar. Das Wasserstoffmolekül ist ein Dipol, da die drei Atome winkelförmig angeordnet sind.

31.3 Die Bindungen im Ammoniakmolekül



Da die vier Atome mit ihren drei polaren Bindungen eine dreiseitige Pyramide bilden, besitzt auch das Ammoniakmolekül Dipoleigenschaften.

31.4 Moleküle mit polaren Bindungen ohne Dipoleigenschaften

Heben sich in einem Molekül die *Dipolmomente der einzelnen polaren Bindungen* durch die *Geometrie des Gesamtmoleküls* auf, so kann „nach außen“ keine Dipoleigenschaft festgestellt werden, z. B. CO_2 und CH_4 (siehe Kap. 32).

32 Der räumliche Bau von Molekülen

Die LEWIS-Formeln zeigen die bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare in den Molekülen mit Atombindungen an, geben jedoch zunächst keinen Aufschluss über die räumliche Anordnung der Atome im Molekül.

Im Kap. 31 wurde diese in den Beispielen vorgegeben, um die Dipoleigenschaften erklären zu können.

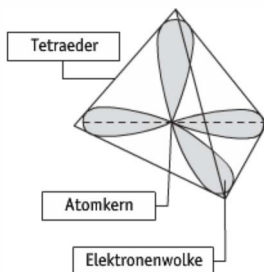
Anschaulich und erklärbar wird die räumliche Struktur von Molekülen anhand des *Elektronenpaarabstoßungs-Modells*. Hier werden die *Valenzelektronenpaare als jeweils räumlich gerichtete Elektronenwolken* betrachtet.

32.1 Regeln zur Ermittlung des Molekülbaus

- Bindende und nichtbindende (= freie) Elektronenpaare der Lewis-Formel müssen Berücksichtigung finden.
- Die Elektronenpaare stoßen sich aufgrund ihrer gleichnamigen, negativen Ladung ab und ordnen sich dementsprechend, unter Einhaltung des größtmöglichen Abstands voneinander, geometrisch an.
- Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende Elektronenpaare.
- Doppel- und Dreifachbindungen können geometrisch (näherungsweise) eingestuft werden wie Einfachbindungen.

32.2 Molekülbeispiele mit vier Elektronenpaaren

Vier von einem Atom ausgehende Elektronenwolken richten sich häufig in die *Ecken eines Tetraeders* aus, da so der maximale Abstand gleicher Ladungen gewährleistet ist.



Methan	Ammoniak	Wasser	Chlorwasserstoff (= Hydrogenchlorid)	Kohlenstoffdioxid
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$	$\text{H} - \text{Cl}$	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$
Lewis-Formeln				
Der Bindungswinkel HCH beträgt 109,5° = idealer Tetraederwinkel.	Der Bindungswinkel HNH beträgt 107°. Er ist kleiner als der Tetraederwinkel.	Der Bindungswinkel HOH beträgt 104°. Er ist kleiner als der Tetraederwinkel.		Durch die beiden Doppelbindungen ist ein besonderes Bindungsgefüge gegeben
tetraedrisch	pyramidal	gewinkelt	linear	linear
Molekül als Ganzes unpolar , die Dipolmomente der vier Einfachbindungen heben sich durch die regelmäßige Geometrie auf.	Molekül polar , negativer Pol bei Stickstoff	Molekül polar , negativer Pol bei Sauerstoff	Molekül polar , negativer Pol bei Chlor	Molekül unpolar , Dipolmomente der polaren Doppelbindungen heben sich auf.

Abb 32.1: Beispiele für die räumliche Ausrichtung bei Molekülen mit vier Elektronenpaaren

32.3 Übersicht über geometrische Formen in Molekülen

Die Formenvielfalt in der Molekülgeometrie ist beachtlich, da zwischen zwei und acht Elektronenpaare der Valenzschale eines entsprechenden zentralen Atoms einen Einfluss auf die räumliche Struktur eines Moleküls ausüben. Da die resultierenden Verbindungen zum Teil ausgesprochen exotisch sind und in der gängigen Chemie eher selten eingesetzt werden, sollen hier nur Stichworte gegeben werden.

Tab. 32.1: Molekülstruktur bezogen auf die Zahl der Valenzelektronen des zentralen Atoms im Molekül

Gesamtanzahl der bindenden bzw. nicht bindenden Elektronenpaare	Möglichkeiten der geometrischen Molekülstruktur
2	linear
3	trigonal-planar, gewinkelt
4	tetraedisch, trigonal-pyramidal, gewinkelt, linear
5	trigonal-bipyramidal, T-förmig, linear
6	oktaedrisch, quadratisch-pyramidal, quadratisch-planar
8	quadratisch-antiprismatisch

Eine Vielzahl von Beispielen und Abbildungen bieten die Lehrbücher der Anorganischen Chemie!

33 Wechselwirkungen zwischen Stoffteilchen

Zwischen den Stoffteilchen der Materie (= Ionen, Atome, Moleküle) bestehen meist mehr oder weniger starke Beeinflussungen und Anziehungskräfte:

- In Kap. 27.3.1 wurden die Anziehungskräfte zwischen Ionen in Salzen behandelt.
- Atome verbinden sich zu kleineren oder größeren Verbänden (Moleküle, Atomgitter) (siehe auch Kap. 28).
- Zum Schmelzen, zum Verdampfen und zur Sublimation von Stoffen (vgl. Kap. 2) muss Energie aufgewendet werden, die zur Überwindung der zwischen den Teilchen wirksamen Kräfte erforderlich ist.

(Smp., Fp. = Schmelzpunkt, Festpunkt; Sdp., Kp. = Siedepunkt, Kochpunkt)

Je höher diese stoffspezifischen Temperaturwerte liegen, desto fester ist der Zusammenhalt bzw. stärker ist die Wechselwirkung zwischen den Stoffteilchen.

- Bei den *gasförmigen Elementen* (atomar: Edelgase – sowie molekular: Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Chlor) ist die gegenseitige Beeinflussung der Teilchen *gering*:

Die Edelgasatome besitzen ihre stabile Elektronenkonfiguration der Valenzschale. Die übrigen gasförmigen Elemente bestehen aus unpolaren, relativ stabilen zweiatomigen Molekülen.

Neben den „echten“ Bindungen, wie wir sie mit der Ionenbindung und der Atombindung kennen gelernt haben, gibt es also eine Reihe von Kräften zwischen den Teilchen, die am treffendsten mit dem Begriff Wechselwirkungen überschrieben werden können. Dabei wird deutlich, wie sich Stoffteilchen gegenseitig beeinflussen, jedoch wirken sich diese Kräfte nicht auf die Verknüpfung der Atome innerhalb von Molekülen aus.

33.1 Van-der-Waals-Kräfte

Diese Kräfte wirken zwischen *unpolaren Molekülen* (oder auch den Edelgasatomen) und sind *sehr schwach*. Bei einer entsprechend großen Zahl von Molekülen stellen sie jedoch in der Summe eine wichtige Form der zwischenmolekularen Wechselwirkung dar.

Besondere Bedeutung kommt den Van-der-Waals-Kräften in der Organischen Chemie zu (s. a. Kap. 39.6), die ganze Stofffamilien unpolarer Moleküle erschließt.

Die Anziehungskräfte zwischen unpolaren Molekülen, wie z. B. den Methanmolekülen (s. Kap. 32.2) oder den Halogenmolekülen F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 erklärt man durch eine zeitlich *nicht immer symmetrische Verteilung der Elektronen* innerhalb des Moleküls. So entstehen für sehr kurze Zeit schwache Dipole, so genannte *spontane Dipole*, die auf die Elektronen benachbarter Teilchen Anziehungs- bzw. Abstoßungskräfte ausüben und diese dadurch ebenfalls polarisieren. Diese Teilchen sind dann *induzierte Dipole*. Aus den gegensätzlichen Teilladungen der spontanen und induzierten Dipole resultieren die schwachen, elektrostatischen *Van-der-Waals-Kräfte*.

Die Van-der-Waals-Kräfte (abgekürzt: VdW-Kräfte) sind *abhängig von der Moleküloberfläche, sie nehmen mit steigender Oberfläche zu!*

33.1.1 Van-der-Waals-Kräfte am Beispiel der Halogene

Betrachtet man die Elemente in der Gruppe der Halogene, so stellt man fest, dass F und Cl gasförmig, Br flüssig und I fest (bei Zimmertemperatur) vorliegen.

Dies lässt sich mit Hilfe der oberflächenwirksamen Van-der-Waals-Kräfte begründen:

1. Die Molekülgröße nimmt mit der Ordnungszahl zu, da die Elektronenhüllen der Einzelatome größer werden.
2. Die elektrostatischen Van-der-Waals-Kräfte können zunehmend stärker wirksam werden.
3. Die Eigenbewegung der Moleküle wird zunehmend eingeschränkt, der Zusammenhalt wird stärker.
4. Aus diesem Grund ist elementares Brom flüssig, der trotz allem wirksame, unpolare Charakter der Brommoleküle zeigt sich jedoch in der starken Neigung des Broms zum Verdampfen.

Iod ist ein Feststoff, in dem die Iodmoleküle ein regelmäßiges Molekülgitter ausbilden (in dem die Teilchen jedoch wesentlich weniger fest zusammenhalten, als in einem Atom- bzw. Ionengitter). Allerdings zeigt sich auch bei Iod, dass die Moleküle prinzipiell unpolar und die Van-der-Waals-Kräfte schwach sind, da es sublimierbar ist, d. h. die Moleküle gehen verhältnismäßig leicht aus dem Gitterverband in die Gasphase über.

In diesem Zusammenhang erscheint der Hinweis nützlich, dass die Eigenbewegung der Teilchen eines Stoffes in der Reihenfolge der Aggregatzustände

gasförmig → flüssig → fest

abnimmt, der *Zusammenhalt* und die gegenseitige Beeinflussung dagegen *zunimmt*.

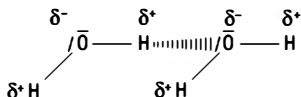
33.2 Wasserstoffbrückenbindungen

Vergleicht man die Siedepunkte der Wasserstoffverbindungen einiger Elementgruppen, so fallen Beispiele mit bemerkenswert erhöhten Siedepunkten auf: Dies sind NH_3 , H_2O und HF (Fluorwasserstoff) in den Hauptgruppen V, VI und VII.

Zwischen den Molekülen dieser Verbindungen bestehen offensichtlich besonders *starke Wechselwirkungen*, die folgendermaßen zu interpretieren sind:

1. Die ΔEN -Werte (s. Kap. 30) der Bindungen zwischen H-Atomen und den Atomen von N, O bzw. F sind sehr groß.
2. Die Moleküle besitzen dementsprechend ausgeprägte Dipoleigenschaften.
3. An den „Moleküleenden“, an denen die H-Atome lokalisiert sind, findet sich eine starke positive Teilladung δ^+ , der am Gegenpol eine entsprechende negative Teilladung δ^- gegenübersteht.
4. Die Molekülpole ziehen jeweils die gegensätzlich geladenen Pole von *Nachbarmolekülen* an.
5. Es entsteht ein intensiver Zusammenhalt zwischen den Molekülen.

Diese starke Wechselwirkung zwischen benachbarten Molekülen heißt Wasserstoffbrückenbindung



Wasserstoffbrückenbindung

33.3 Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

Zwischen den polaren Molekülen von Verbindungen, wie z. B. der Halogenwasserstoffe HF , HCl , HBr (Bromwasserstoff) und HI (Iodwasserstoff), die aufgrund ihrer Molekülgeometrie so genannte *permanente Dipole* darstellen, bestehen *anziehende Wechselwirkungen*, die als *Dipol-Dipol-Wechselwirkungen* bezeichnet werden.

Die Intensität der Dipol-Dipol-Wechselwirkungen wird von mehreren Faktoren beeinflusst:

1. ΔEN (s. Kap. 30) der Atombindungen drückt die innerhalb eines Moleküls vorhandene Polarität quantitativ aus und vermittelt ein relatives Maß für die Stärke der Dipoleigenschaften.
2. Zusätzlich machen sich zwischen den Molekülen u. U. auch andere Wechselwirkungen bemerkbar, d. h. eine isolierte Betrachtung ist oft gar nicht möglich.

Die Dipol-Dipol-Wechselwirkungen sind *relativ schwache zwischenmolekulare Kräfte*, die jedoch auf die Siede- und Schmelzpunkte der Verbindungen Auswirkungen besitzen oder auch, vor allem bei Makromolekülen organischer Verbindungen (z. B. bei Eiweißstoffen), einen Einfluss auf die räumliche Anordnung von Molekülabschnitten ausüben.

33.4 Lösungsvorgänge und Lösungsmittel

Prinzipiell gilt die einfache Grundregel:

Ähnliches löst sich in Ähnlichem!

33.4.1 Wasser als Lösungsmittel für Salze

Salze oder auch Stoffe, deren Moleküle polare Eigenschaften besitzen, lösen sich in der Regel in „polaren“ Lösungsmitteln, wie z. B. im Wasser (s. Kap. 31.2).

Löst sich z. B. ein farbloses Salz in Wasser, so ist nach dem Lösungsvorgang der Feststoff nicht mehr zu sehen, die Flüssigkeit scheint ihn vollständig aufgenommen zu haben. Prüft man die Eigenschaften der entstandenen wässrigen *Lösungen*, so fällt auf:

- U. U. hat sich die Temperatur der Flüssigkeit erhöht oder erniedrigt, da auch Lösungsvorgänge mit Energieumsätzen verbunden sind.
- Die Dichte und die lichtbrechenden Eigenschaften haben sich verändert.
- Siedepunkte liegen höher (*Siedepunktserhöhung*) und Gefrierpunkte niedriger (*Gefrierpunktserniedrigung*) als beim reinen Lösungsmittel.

Diese Veränderungen der Eigenschaften *beider* am Lösungsvorgang beteiligten Stoffe lässt auf weitere Formen der Wechselwirkung zwischen Teilchen schließen.

Hier ist es die *Wechselwirkung zwischen Wassermolekülen und Ionen*, mit der das Lösungsvermögen des Wassers stellvertretend einer genaueren Betrachtung unterzogen werden soll:

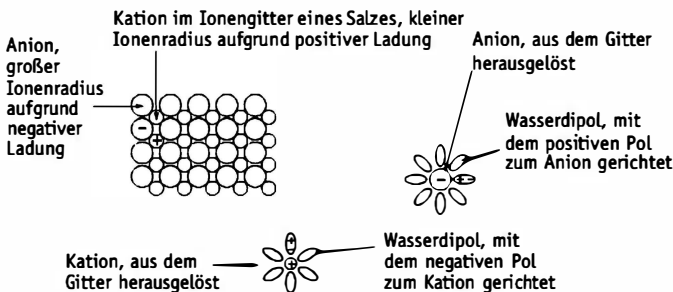


Abb. 33.1: Hydratation von Ionen beim Lösen eines Salzkristalls

Die durch die Wirkung von polaren Wassermolekülen aus der Oberfläche des Ionengitters herausgedrängten Kationen und Anionen werden sofort vollständig mit Wassermolekülen umgeben, wobei sich *die jeweils entgegengesetzten Ladungen bzw. Teilladungen annähern*.

Die Wassermoleküle bilden um jedes Ion eine *Hydrathülle*. Der Vorgang dieser Umhüllung heißt *Hydratation*.

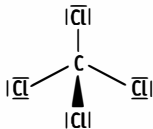
Beim Lösungsvorgang in Wasser gehen die Ionen entsprechend der *Löslichkeit* (siehe auch Kap. 33.4.3) eines Salzes aus dem Verband des Ionengitters in einzelne, *hydratisierte Ionen* über.

Der Lösungsvorgang ist mit Energieumsätzen verbunden. Der Energiebetrag, der zur Auflösung des Gitterverbandes eines Salzes aufgebracht werden muss, heißt *Gitterenthalpie*, der Energiegewinn bei der Hydratation ist die *Hydratationsenthalpie*. Die Differenz aus beiden Größen ist die *Lösungsenthalpie*, welche das Lösungsverhalten insgesamt mitbestimmt und die am Anfang erwähnten Temperaturänderungen verursacht.

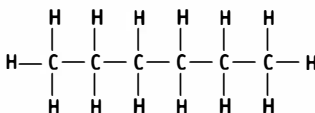
33.4.2 Unpolare Lösungsmittel

Lösungsmittel, deren Moleküle keine Teilladungen besitzen oder in deren Molekülen sich die Dipoleigenschaften einzelner Atombindungen durch die Molekülgeometrie aufheben (siehe Kap. 32.2), werden als „unpolare“ Lösungsmittel bezeichnet.

Beispiele:



Tetrachlormethan oder
Tetrachlorkohlenstoff,
das Molekül ist
insgesamt unpolar



n-Hexan
ist ein organisches,
lang gestrecktes Molekül ohne
polare Eigenschaften

Nach der Grundregel „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“ lösen sich Stoffe mit weitgehend unpolaren Molekülen, wie z. B. die Fette, in Lösungsmitteln wie Benzin, dessen Hexanmoleküle ebenfalls unpolar sind (Prinzip des „Fleckenwassers“).

Unpolare Lösungsmittel wie Tetrachlormethan vermögen Salze oder polare Stoffe **nicht** zu lösen!

33.4.3 Zusammenfassung und Fachausdrücke

- Polare und unpolare Stoffe lösen sich nicht ineinander (Man orientiere sich an den Fettaggen auf der wässrigen Suppe!).
- Die Stoffmenge, die ein bestimmtes Lösungsmittel aufnehmen kann, ist von Stoff zu Stoff unterschiedlich – es gibt *schwerlösliche* und *leichtlösliche* Stoffe.

- Salze sind in Wasser oder auch anderen Lösungsmitteln mengenmäßig unterschiedlich gut löslich. Die so genannte *Löslichkeit* L eines Stoffes gibt an, wieviel Gramm eines Stoffes in einer Lösungsmittelportion der Masse 100 g bei einer bestimmten Temperatur gelöst werden können.

Die Einheit ist g/100 g.

Beispiel:

L (Rohrzucker in Wasser) = 203,9 g/100 g

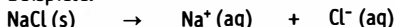
L (Gips in Wasser) = 0,2 g/100 g

- Eine tiefergehende quantitative Erfassungs- und Einschätzungsmöglichkeit bietet das so genannte *Löslichkeitsprodukt*.

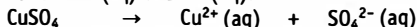
(Weitere Ausführungen zum Löslichkeitsprodukt sind den Lehrbüchern der Anorganischen Chemie zu entnehmen!)

- Man unterscheidet *ungesättigte* und *gesättigte* Lösungen: Erstere vermögen weitere Portionen des zu lösenden Stoffes (bis zum Erreichen der Löslichkeit) ohne Rückstand aufzunehmen, in letzteren setzt sich die zusätzliche Substanz als Bodenkörper im Gefäß ab.
- Erfolgt kein gesonderter Hinweis auf das Lösungsmittel, so kann von einer wässrigen Lösung ausgegangen werden.
- Mitunter ist es erforderlich, in den Reaktionsgleichungen Hinweise auf die Aggregatzustände der Reaktionspartner oder auf die Hydrathüllen der in einer Lösung vorhandenen Ionen unterzubringen.

Beispiele:



Festes NaCl (Natriumchlorid) geht in Lösung und es entstehen hydratisierte Ionen $\text{Na}^+ (\text{aq})$ und $\text{Cl}^- (\text{aq})$.



Festes CuSO_4 (Kupfersulfat) geht in Lösung und es entstehen hydratisierte Ionen.

- Mehratomige Ionen* wie das Sulfation SO_4^{2-} bleiben in *Lösung als Verband* erhalten!

34 Massenanteil und Volumenanteil

Gerade bei der chemischen Laborarbeit ist es oft vonnöten, Lösungen herzustellen, die einen bestimmten Gehalt an einem gelösten Stoff aufweisen.

Der *Massenanteil* w einer Lösung ist der Quotient aus der Masse $m(X)$ des gelösten Stoffes X in g und der Masse der *Lösung* $m(Ls)$ in g.

$$w = \frac{m(X)}{m(Ls)}$$

Der Massenanteil wird in Prozent % angegeben:

Eine 5 %ige Kochsalzlösung enthält somit 5 g Natriumchlorid in 100 g Lösung.

Bei gelösten Flüssigkeiten wird der *Volumenanteil* ϕ zur Angabe des Gehaltes der Lösung verwendet.

Der Volumenanteil ϕ ist der Quotient aus dem Volumen $V(X)$ der gelösten Flüssigkeit X und dem Volumen der *Lösung* $V(Ls)$, jeweils in ml.

$$\phi = \frac{V(X)}{V(Ls)}$$

Auch der Volumenanteil wird in der Regel in % ausgedrückt:

Eine Lösung mit einem Volumenanteil von 35 % wird hergestellt, indem 35 ml einer Flüssigkeit mit dem Lösungsmittel (möglichst im Eichgefäß) auf 100 ml aufgefüllt werden.

35 Die Stoffmengenkonzentration

Diese quantitative Größe ist für stöchiometrische Berechnungen mit Lösungen sehr wichtig und wird entsprechend in den nachfolgenden Kapiteln häufig gebraucht werden. Sie gibt Auskunft über die *Stoffmenge eines gelösten Stoffes* ($=n(X)$ in mol, vgl. Kap. 21) in einem bestimmten Lösungsvolumen ($=V(Ls)$ in l) bei Raumtemperatur.

Die Einheit für die Stoffmengenkonzentration $c(X)$ ist $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)}$$

Die Konzentrationsangabe bezieht sich auf das *Volumen der Lösung* $= V(Ls)$ und *nicht* auf das Volumen des Lösungsmittels!

Stellt man z. B. eine Lösung der (Stoffmengen-)Konzentration $c(X) = 1 \text{ mol/l}$ her, so wird 1 mol des Stoffes X in ein Einliter-Eichgefäß eingebracht und sodann mit dem Lösungsmittel genau bis zur Einlitermarke aufgefüllt.

Beispiel:

Eine Natriumhydroxid-Lösung (= Natronlauge) der Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$ enthält:

V (NaOH)	n (NaOH)	m (NaOH) Einwaage ermittelt aus $m = n \cdot M$
in 1,0 l Lösung	0,5 mol	20 g
in 0,5 l Lösung	0,25 mol	10 g
in 2 l Lösung	1 mol	40 g

Allgemein:

Der Quotient aus Stoffmenge $n(X)$ und $V(Ls)$ ergibt stets denselben Wert und entspricht dem Wert der Stoffmengenkonzentration.

36 Das Aufspalten von Atombindungen

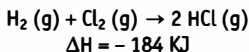
Um wichtige Reaktionstypen der Organischen wie auch der Anorganischen Chemie verstehen zu können, ist das Wissen um die Möglichkeiten einer Aufspaltung von Molekülen mit Atombindungen von Bedeutung.

Da Atombindungen von einem oder mehreren Elektronenpaaren gebildet werden, kommt es bei einer Spaltung darauf an, ob die Elektronen *gleichmäßig* oder *unsymmetrisch* auf die bisherigen Bindungspartner aufgeteilt werden.

Auch bei der *Trennung von Bindungen im Verlauf einer chemischen Reaktion* ist es die *Bindungspolarität* (siehe Kap. 31), die die Art und Weise des weiteren Reaktionsverlaufs entscheidend mitbeeinflusst.

36.1 Homolyse

Bei der Herstellung von Chlorwasserstoff HCl läuft die nachstehende Reaktion ab:



(Die exotherme Reaktion kann mit Licht als Aktivierungsenergie in Gang gesetzt werden!)

Im Reaktionsverlauf müssen die unpolare Wasserstoff- und Chlormoleküle aufgespalten werden, um sich zu den polaren Chlorwasserstoffmolekülen vereinigen zu können.

Das Gemisch aus H_2 und Cl_2 heißt *Chlorknallgas* und reagiert entsprechend explosiv.

36.1.1 Der Reaktionsmechanismus der Chlorwasserstoffherstellung

Beabsichtigt man, den Ablauf einer chemischen Reaktion auf atomarer Ebene genauer zu studieren, so erweist es sich als günstig, einen so genannten *Reaktionsmechanismus* zu formulieren: Dabei wird der Gesamtverlauf einer Reaktion, wie ihn die Reaktionsgleichung wiedergibt, in *Einzelschritte* zerlegt.

Für diese werden dann eigenständige solcher Reaktions-(Abschnitts-)gleichungen erstellt, die auf Details des Reaktionsablaufs eingehen.

Besonders häufig bedient man sich solcher Reaktionsmechanismen zur Aufklärung des Reaktionsgeschehens in der Organischen Chemie.

Die Entstehung von HCl aus den Elementen lässt sich in folgende Teilschritte zerlegen:

Kettenstart:



Chlor-Radikale,
äußerst reaktiv

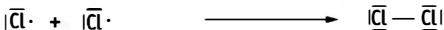
Kettenfortpflanzung:



Wasserstoff-
Radikal

Kettenabbruch:

Radikale treffen aufeinander und vereinigen sich vorzugsweise zu HCl-, aber auch wieder zu Cl_2 und H_2 -Molekülen.



36.1.2 Zusammenfassung und Fachbegriffe

Bei der Reaktion von Wasserstoff und Chlor zu Chlorwasserstoff handelt es sich um einen *Radikalkettenmechanismus*, der nach dem Hinzutreten von Aktivierungsenergie *explosionsartig* verläuft.

Die Trennung der bindenden Elektronenpaare der Einzelbindungen erfolgt *homolytisch*, die Elektronen werden also gleichmäßig auf die ehemaligen Bindungspartner verteilt.

Die entstehenden *Radikale* sind kurzlebige Teilchen, die sich mit ihrem *ein-samen, ungepaarten Elektron* in einem energetisch höchst ungünstigen Zustand befinden. Dies ist jedoch der Grund für ihre *außerordentlich hohe Reaktivität*.

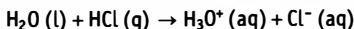
Der *Zusammenschluss von Radikalen* zu energetisch bevorzugten, stabilen Molekülen, im betrachteten Fall zu den Chlorwasserstoffmolekülen, *setzt viel Energie frei*, d. h. die Reaktion ist insgesamt exotherm (siehe dazu auch Kap. 13.2).

36.2 Heterolyse

Neben der homolytischen Trennung von Atombindungen ist eine Aufspaltung mit *einseitiger Zuteilung der Bindungselektronen an einen Bindungspartner* möglich.

36.2.1 Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser

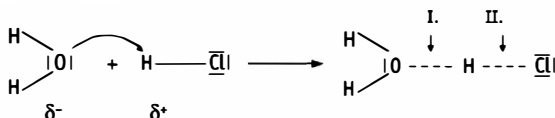
Die Reaktion zwischen $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ und $\text{HCl} (\text{g})$ verläuft spontan und kräftig:



Die nähere Betrachtung des Reaktionsablaufes zeigt, dass sich zum einen Chlorwasserstoff in Wasser aufgrund der polaren Eigenschaften beider Stoffe in riesigen Mengen löst und dass sich zum anderen eine wichtige chemische Reaktion zwischen den Molekülen beider Stoffe abspielt:

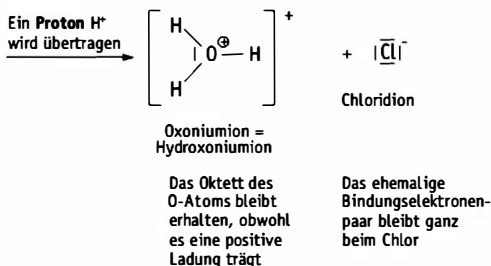
Die Lösung besitzt nämlich *elektrische Leitfähigkeit* und es lassen sich *Ionen nachweisen*, d. h. aus Molekülen mit polaren Bindungen (siehe Kap. 31) sind geladene Teilchen entstanden.

Reaktionsmechanismus:



Zwischen einem freien Elektronen-paar des Sauerstoffs des Wasser-moleküls und dem positiven Pol des Wasserstoffs des HCl-Moleküls erfolgt eine Annäherung

Übergangszustand:
Die Bindung I. ist noch nicht geschlossen, die Bindung II. noch nicht vollständig gelöst



36.2.2 Zusammenfassung und Fachbegriffe

Bei der *heterolytischen* Spaltung einer Atombindung *erhält das elektronegativere Atom das bindende Elektronenpaar* ganz und es entstehen Ionen aus vormalig neutralen Teilchen.

- Die Reaktion zwischen gasförmigem Chlorwasserstoff und Wasser ist geprägt von der großen *Löslichkeit* (siehe Kap. 33.4.3) beider Stoffe ineinander und der starken Tendenz zum *Protonenübergang* (siehe auch Kap. 37) zwischen den Molekülen beider Stoffe.
- Ein *Proton* ist ein Wasserstoffion H^+ , d. h. ein *Wasserstoffatom hat sein einziges Elektron abgegeben*.
- Die resultierende Lösung enthält negativ geladene Chloridionen Cl^- und positiv geladene Oxoniumionen H_3O^+ (= Hydroxoniumionen), wobei letztere die *sauren Eigenschaften* der Lösung (siehe Kap. 37) bedingen.
- Eine Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser heißt *Salzsäure*, wird wie die reine, gasförmige Verbindung mit der Formel *HCl* bezeichnet und in dieser Form auch in den Reaktionsgleichungen verwendet.
- Die starke Triebkraft der Reaktion liegt beispielsweise darin, dass das Chloridion mit seiner Edelgaskonfiguration als Produkt entsteht und dass die beiden Ionensorten aufgrund der Ladungen eine umfangreiche Hydrathülle ausbilden, wobei eine beachtliche *Hydratationsenthalpie* (siehe Kap. 33.4.1) freigesetzt wird.

37 Protonenübergänge

Bei der in Kap. 36.2 betrachteten Heterolyse wird ein Proton aus den Molekülen einer Verbindung (Chlorwasserstoff) herausgelöst und auf die Moleküle einer anderen Verbindung (Wasser) übertragen.

Es handelt sich dabei um ein Beispiel für einen sehr häufig auftretenden Reaktionstyp, der durch solche *Protonenübergänge* charakterisiert ist:

- *Stoffe, die Protonen abgeben* (im Bsp. Chlorwasserstoff) werden als *Säuren = Protonendonatoren* bezeichnet.
- *Desgleichen sind Stoffe, die Protonen aufnehmen* (im Bsp. Wasser) als *Basen = Protonenakzeptoren* definiert.
- Der Reaktionstyp, dem Protonenübergänge zugrunde liegen, heißt *Säure-Base-Reaktion*.

Der Austritt von Protonen aus Molekülen ist das gebräuchlichste Beispiel einer Heterolyse und wird dementsprechend als Protolyse bezeichnet.

Es ist ausgesprochen wichtig, sich neben dem charakteristischen, „mechanischen“ Platzwechsel eines Protons während einer solchen Reaktion über das Ausmaß der grundsätzlichen Bereitschaft der beteiligten Teilchen einerseits zur Protonenabgabe und andererseits zur Protonenaufnahme klar zu werden. Hier existieren gewaltige Unterschiede, die bei quantitativen Betrachtungen Berücksichtigung finden müssen (vgl. Kap. 37.4).

37.1 Grundlegendes zu Säuren und Basen

Früher erkannte man Säuren als Stoffe, die sich entweder durch ihren sauren Geschmack, wie z. B. die Essigsäure und die Zitronensäure, oder durch ihre ätzenden Eigenschaften, wie die Salzsäure oder die Schwefelsäure auszeichneten.

Basen waren Stoffe, die die Wirkung von Säuren aufheben = *neutralisieren* (vgl. Kap. 37.10) können, deren Geschmack als seifig einzustufen ist und die in entsprechender Konzentration ihrerseits ätzende Wirkung entfalten können. Wichtige Beispiele sind Natriumhydroxid (Ätznatron) und Ammoniak.

Von den früher üblichen Geschmacksproben ist allerdings entschieden abzuraten!

Die Begriffe Säure und Base werden heute vor dem Hintergrund der eingangs erwähnten Definition des Protonenübergangs nach dem Chemiker Brönsted verwendet:

Teilchen, die bei Reaktionen Protonen abgeben, sind *Brönsted-Säuren* und Teilchen, die Protonen aufzunehmen vermögen, sind *Brönsted-Basen*.

Der *Säure-Base-Begriff* nach *Brönsted* beschränkt sich aufgrund des obligatorischen Protonenübergangs auf *Wasserstoffverbindungen*!

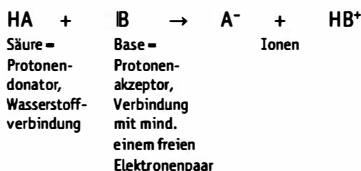
Die folgenden Ausführungen beziehen sich stets auf Brönsted-Säuren bzw. -Basen!

(Informationen zum noch weiter gefassten *Säure-Base-Konzept nach Lewis* sind den Lehrbüchern der Anorganischen Chemie zu entnehmen!)

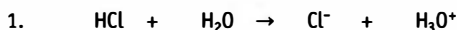
37.2 Die Säure-Base-Reaktion

Die Zuordnung von Stoffen bzw. Teilchen zu einem der Begriffe „Säure“ oder „Base“ erfolgt aufgrund ihres Vermögens Protonen abzugeben oder aufzunehmen, entspricht also einer *Teilchenfunktion*.

Dies drückt sich in der nachstehenden allgemeinen „Funktionsgleichung“ für Säure-Base-Reaktionen aus:

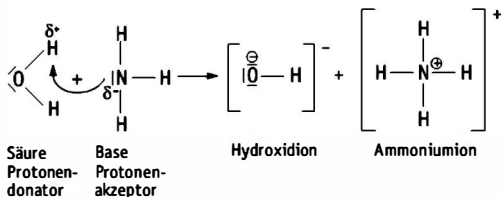
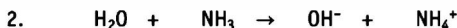


37.2.1 Beispiele



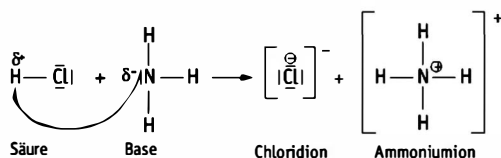
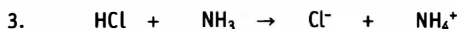
(siehe Kap. 36.2 Heterolyse)

Achtung: Bei dieser Reaktion ist Wasser die Base!



Das freie Elektronenpaar des N-Atoms knüpft eine neue Bindung zu einem H-Atom des Wassermoleküls, das bindende Elektronenpaar bleibt beim O-Atom.

Bei diesem Protonenübergang ist Wasser die Säure!



Säure
Protonen-
donator

Base
Protonen-
akzeptor

Chloridion

Ammoniumion

Das freie Elektronenpaar des N-Atoms knüpft eine neue Bindung zu einem H-Atom des HCl-Moleküls, das bindende Elektronenpaar bleibt beim Cl-Atom.

Innerhalb der Klammer geben die Plus- und Minuszeichen an, wo die Ladung lokalisiert sind:
Beim Ammoniumion trägt der Stickstoff die positive Ladung.

Bei diesem Protonenübergang ist Chlorwasserstoff (Salzsäure) der Protonenspender!

Den Beispielen 1–3 entsprechend sind folgende Aussagen festzuhalten:

- Durch *Säure-Base-Reaktionen* entstehen in der Regel aus Molekülen Ionen! (Ausnahmen siehe Bemerkung unten!)
- Ein freies Elektronenpaar des *Basenteilchens* bildet eine neue Atombindung zu einem Proton des *Säureteilchens* aus. Dabei verliert das zentrale, „basische“ Atom nicht das Elektronenoktett, übernimmt jedoch die *positive Ladung*, die das Proton „mitbringt“.
- Das ehemals bindende Elektronenpaar im *Säureteilchen* bleibt vollständig dort zurück und verursacht durch das überzählige Elektron eine *negative Ladung*. Der vormalige Bindungspartner des Wasserstoffs besitzt nach wie vor ein Elektronenoktett, kann jedoch ein zusätzliches Elektron quasi „ganz“ für sich beanspruchen.
- Wassermoleküle können je nach Reaktionspartner Protonen aufnehmen bzw. abgeben (siehe auch Kap. 37.3).

Bemerkung:

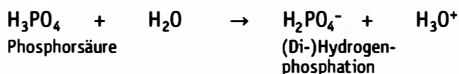
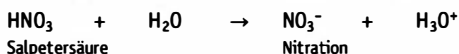
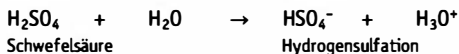
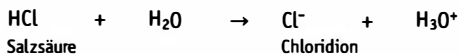
Da auch *Ionen* als Säuren oder Basen wirksam werden können, wenn sie mit dem entsprechenden Reaktionspartner konfrontiert sind, können andere Ladungsverhältnisse auftreten: So ist beispielsweise das positiv geladene Ammoniumion eine potentielle Säure und geht durch eine Protonenabgabe in das neutrale Ammoniakmolekül über!

37.3 Ampholyte

37.3.1 Wasser – Ampholyt und Lösungsmittel

Mit dem Wassermolekül ist ein Teilchen bereits bekannt (siehe Kap. 37.2.1), das je nach Reaktionspartner als *Säure* oder als *Base* wirksam werden kann. Solche Teilchen bezeichnet man als *Ampholyte*.

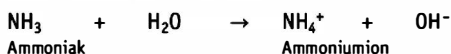
- Wird nun in Wasser ein Stoff gelöst, dessen Teilchen eine stärkere Neigung haben, ein Proton abzugeben als die Wassermoleküle, so ist dieser Stoff eine *stärkere Säure* (schwächere Base) *als Wasser*. In diesen Fällen ist die Säure-Base-Reaktion von einem Protonenübergang zum Wassermolekül gekennzeichnet:



Die Wassermoleküle reagieren in allen oben genannten Fällen als Base! Auf der *Produktseite* finden sich stets *Oxoniumionen*, deren Konzentration sich im Verlauf der Reaktion erhöht!

Die Oxoniumionenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ (siehe auch Kap. 35) wirkt sich auf die Eigenschaften der Lösung aus.

- Ist ein gelöster Stoff dagegen bereit, Protonen von den Wassermolekülen aufzunehmen, so ist er eine *schwächere Säure* (stärkere Base) *als Wasser*. Hier verläuft die Säure-Base-Reaktion als *Protonenübergang vom Wassermolekül zu den Teilchen des gelösten Stoffes*:



(vgl. Kap. 37.2.1)

Hier reagieren die Wassermoleküle als Säure!

Auf der Produktseite erhöht sich die *Hydroxidionenkonzentration* $c(\text{OH}^-)$ (siehe auch Kap. 35) im Verlauf der Reaktion. Auch diese beeinflusst die Eigenschaften der Lösung.

37.3.2 Andere Ampholyte

Hierbei handelt es sich zum Beispiel um *mehratomige Ionen* (vgl. Kap. 27.5.3), die durch Protonenabgabe (= Protolyse) aus den so genannten *mehrprotonigen Säuren* entstehen können. Letztere weisen mehr als ein Wasserstoffatom im Molekül auf:

Tab. 37.1: Ampholyte

mehrprotonige Säure vor der Protolyse	Ampholyt-Teilchen	durch Protonenaufnahme entsteht	durch Protonenabgabe entsteht
H ₂ CO ₃ Kohlensäure	HCO ₃ ⁻ Hydrogen-carbonation	H ₂ CO ₃ Kohlensäure	CO ₃ ²⁻ Carbonation
H ₂ SO ₄ Schwefelsäure	HSO ₄ ⁻ Hydrogen-sulfation	H ₂ SO ₄ Schwefelsäure	SO ₄ ²⁻ Sulfation
H ₂ SO ₃ Schweflige Säure	HSO ₃ ⁻ Hydrogen-sulfition	H ₂ SO ₃ Schweflige Säure	SO ₃ ²⁻ Sulfition
H ₂ S Schwefelwasserstoff(säure)	HS ⁻ Hydrogen-sulfidion	H ₂ S Schwefelwasserstoff(säure)	S ²⁻ Sulfidion
H ₃ PO ₄ Phosphorsäure	HPO ₄ ²⁻ Hydrogen-phosphation	H ₂ PO ₄ ⁻ Dihydrogen-phosphation	PO ₄ ³⁻ Phosphation

Die Namen der vorgestellten mehratomigen Ionen gehören zum Grundwissen der Anorganischen Chemie, da sie sehr häufig in den Namen von Salzen vorkommen!

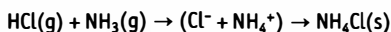
37.4 Die Stärke von Säuren und Basen

Es gibt sehr starke, starke, schwache und sehr schwache Säuren und entsprechend auch sehr starke, starke, schwache und sehr schwache Basen.

Das bedeutet, dass *das Bestreben, Protonen abzugeben oder aufzunehmen, bei den potentiellen Säuren und Basen deutlich unterschiedlich ausgeprägt ist*. Darauf wurde bereits im Kap. 37.3.1 am Beispiel des Ampholyten Wasser hingewiesen.

Auch im Fall einer Reaktion, in deren Reaktionsgleichung Wasser nicht direkt als Reaktionspartner erscheint, ist es von entscheidender Bedeutung, *welches der Edukte das intensivere Bestreben zur Protolyse hat*.

Bei der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Ammoniak (3. Beispiel, Kap. 37.2.1) zu Ammoniumchlorid NH₄Cl



erfolgt der Protonenübergang vom Chlorwasserstoff zum Ammoniak und nicht umgekehrt, obwohl beide Moleküle sowohl H-Atome als auch freie Elektronenpaare besitzen. Somit ist HCl die stärkere Säure als NH₃.

Man könnte jedoch auch sagen:

NH_3 ist die stärkere Base als HCl oder

NH_3 ist die schwächere Säure als HCl oder

HCl ist die schwächere Base als NH_3

Faktisch hat HCl keinerlei Tendenz ein Proton aufzunehmen. Genauso ist das Bestreben zur Protonenabgabe bei NH_3 unter gewöhnlichen Bedingungen gleich Null!

Zur Beachtung: Erfolgt die Reaktion in wässriger Lösung, ändern sich bei näherer Betrachtung $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ in der Lösung, da NH_4^+ -Ionen Protonen an H_2O -Moleküle abgeben.

37.5 Saure und alkalische Lösungen

Durch eine Säure-Base-Reaktion verändern sich in der wässrigen Lösung die Konzentrationen der Oxonium- und Hydroxidionen:

- Eine Lösung mit erhöhter Oxoniumionenkonzentration *reagiert sauer!*
- Eine Lösung mit erhöhter Hydroxidionenkonzentration *reagiert basisch* (hier verwendet man auch den Ausdruck *alkalisch*)!

Um sich vor Verwirrung zu schützen, beachte man den Unterschied zwischen

- der *Funktion von Teilchen als Säure bzw. als Base* (entsprechend der Vorgänge von Protonenaufnahme oder -abgabe) und
- der *Eigenschaft einer Lösung, die sauer oder basisch = alkalisch reagiert!*

Es ist also festzuhalten:

- Eine Lösung, in der eine Säure-Base-Reaktion stattgefunden hat, kann saure oder alkalische Eigenschaften besitzen.
- Auch Säure-Base-Reaktionen, in deren Reaktionsgleichung Wasser nicht erscheint, beeinflussen die Oxonium- und die Hydroxidionenkonzentration einer Lösung und damit deren saure oder alkalische Qualitäten.

Die Teilchenfunktion wurde in den vorangegangenen Kapiteln (37.1 bis 37.3) besprochen, die Lösungsqualitäten sauer bzw. basisch = alkalisch können mit geeigneten chemischen Reagenzien (siehe Kap. 37.9, Indikatoren) nachgewiesen werden.

37.6 Der Neutralpunkt einer Lösung

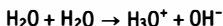
Da der saure oder alkalische Charakter einer Lösung von der Konzentration der Oxonium- $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ bzw. Hydroxidionen $c(\text{OH}^-)$ abhängt, ist es für quantitative Betrachtungen erforderlich, stöchiometrische Bezüge zu schaffen.

Zwischen den Extremen sehr sauer und sehr alkalisch kann man sich, ähnlich wie bei der Temperaturskala, einen fortschreitenden Übergang vorstellen, dessen „Nullpunkt“ der so genannte *Neutralpunkt* ist. An diesem Punkt ist $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ genauso groß wie $c(\text{OH}^-)$.

Am Neutralpunkt finden sich bezüglich der Konzentrationen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ auch in Lösungen Verhältnisse, die wie beim reinen Wasser handzuhaben sind:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 0,0000001 \text{ mol/l} = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Im reinen Wasser gibt es also Oxonium- und Hydroxidionen, wenn auch in äußerst geringer Konzentration (sie ist so klein, dass reines Wasser den elektrischen Strom nur unmerklich zu leiten vermag). Die Ursache für das Vorhandensein der Ionen ist im Vorgang der so genannten *Autoprotolyse des Wassers* zu suchen:



Dieser Protonenübergang passiert, gemessen an der Gesamtzahl, allerdings nur bei sehr wenigen Wassermolekülen und so ist die Konzentration der Ionen entsprechend klein.

Ist $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ größer als im reinen Wasser, so reagiert die Lösung sauer.

Ist $c(\text{OH}^-)$ größer als im reinen Wasser, so ist die Lösungsqualität alkalisch.

Die Verhältnisse, wie sie im Wasser anzutreffen sind, wurden gewählt, da bei Brönsted-Säuren und -Basen Wasser als Lösungsmittel dient.

37.7 Der pH-Wert

Die Konzentration der Oxoniumionen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ wird in Form einer mathematischen Potenz mit der Basis 10 angegeben, da man bei zunehmender Anzahl von Dezimalstellen leicht den Überblick verliert:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/l} = 10^{-1} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,01 \text{ mol/l} = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,001 \text{ mol/l} = 10^{-3} \text{ mol/l usw.}$$

Es hat sich in der chemischen Praxis eingebürgert, dass man mit dem *negativen Wert des Exponenten*

arbeitet. Diese Zahl ist nichts anderes als der zugehörige negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration und wird als *pH-Wert* bezeichnet.

Es gilt also folgender Zusammenhang:

$$\text{pH} = -\lg(c(\text{H}_3\text{O}^+))$$

Tab. 37.2: Oxoniumionenkonzentration, pH-Wert und Qualität einer Lösung

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ als Dezimalbruch (mol/l)	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ als Potenz zur Basis 10 (mol/l)	pH-Wert	Qualität der Lösung	Beispiele aus dem Alltag
0,1	10^{-1}	1	sauer	Sauerkraut, Cola Mineralwasser Speichel, Milch
0,0001	10^{-4}	4	sauer	
0,00001	10^{-5}	5	sauer	
0,000001	10^{-6}	6	sauer	
0,0000001	10^{-7}	7	neutral	destilliertes Wasser, Blut
0,00000001	10^{-8}	8	basisch	Darmsaft, Meerwasser
0,000000000000001	10^{-14}	14	basisch	

Bei einem pH-Wert von 12 übersteigt die Zahl der OH^- -Ionen die der H_3O^+ -Ionen um das 10 000 000 000fache!

37.8 Zusammenhänge zwischen der Oxoniumionenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und der Hydroxidionenkonzentration $c(\text{OH}^-)$

Im reinen Wasser und mit hinreichender Genauigkeit auch in neutralen wässrigen Lösungen gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l} \rightarrow \text{pH} = 7$$

Durch Überlegungen, die an dieser Stelle nicht näher ausgeführt werden sollen (vgl. Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtskonstanten) kann ein direkter Zusammenhang zwischen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$, auch bei Lösungen, die von 7 abweichende pH-Werte aufweisen, festgestellt werden:

Eine Zunahme von $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ bedingt automatisch eine Abnahme von $c(\text{OH}^-)$ und umgekehrt, da sich die negativen Werte der Exponenten beider Konzentrationen (pH-Wert und der für $c(\text{OH}^-)$ in gleicher Weise definierte pOH-Wert) immer auf den Wert 14 addieren!

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \quad \text{und} \quad \text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-)$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Tab. 37.3: Zusammenhänge zwischen pH-Wert und pOH-Wert

pH-Wert	pOH-Wert	Qualität
2	12	sauer
7	7	neutral
9	5	basisch, alkalisch

In Lösungen mit $\text{pH} < 0$ oder $\text{pH} > 14$ sind die Wechselwirkungen zwischen den Ionen so stark, dass die Summenbildung $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ nicht mehr stimmt!

37.9 Indikatoren

Um in der chemischen Praxis auf einfache Art nachweisen zu können, welche Qualität (sauer, neutral, alkalisch) eine Lösung besitzt, bedient man sich einer Reihe von Stoffen, deren Zugabe den Lösungen, je nach vorherrschender Ionenart H_3O^+ bzw. OH^- , eine charakteristische Farbe verleiht.

Derartige Farbstoffe heißen *Säure-Base-Indikatoren*:

- Sie *wechseln* innerhalb eines für den jeweiligen Farbstoff charakteristischen pH-Bereiches *die Farbe*. Diesen Bereich nennt man *Umschlagsbereich*.
- Sie ermöglichen eine *annähernde Ermittlung des pH-Wertes*.
- Sie sind in der Regel selbst Stoffe, die Säure-Base-Reaktionen eingehen und sich aufgrund ihrer besonderen molekularen Struktur der $\text{c}(\text{H}_3\text{O}^+)$ bzw. $\text{c}(\text{OH}^-)$ ihrer jeweiligen chemischen Umgebung *farblich* anpassen.

Früher war man bei der pH-Bestimmung weitgehend auf diese Farbstoffe angewiesen, wobei sich mittels der klassischen Indikatoren der pH-Wert lediglich auf einen Bereich von zwei pH-Einheiten einengen lässt.

Die heute gebräuchlichen *Universalindikatoren* sind ein Gemisch aus mehreren Farbstoffen mit unterschiedlichen Umschlagsbereichen, sodass die einzelnen pH-Werte durch farbliche Übergänge veranschaulicht werden. Dies ermöglicht eine hinreichend genaue Bestimmung des pH-Wertes, wenn keine exakte quantitative Analyse vorgenommen werden soll.

Tab. 37.4: Indikatoren und ihr Umschlagsbereich

Indikator	Umschlagsbereich (pH)	Farbänderung von sauer nach basisch
Lackmus	5,0–8,0	rot – blauviolett
Bromthymolblau	6,0–7,5	gelb – blau
Phenolphthalein	8,4–10,0	farblos – purpur
Universalindikator	fließend	rot – gelb – grün – blau

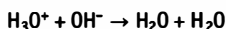
37.10 Die Neutralisationsreaktion

37.10.1 Die Bedeutung der H_3O^+ - und OH^- -Ionen

Vereinigt man Portionen von Lösungen, die sauer reagieren, kurz als *Säuren* bezeichnet, mit solchen, die *alkalische Eigenschaften* besitzen, im chemischen Gebrauch *Laugen* genannt, so kann man unter bestimmten Voraussetzungen zu einer *neutralen Lösung* gelangen:

Die *Stoffmengen* der H_3O^+ -Ionen $n(H_3O^+)$ aus der Säure und der OH^- -Ionen $n(OH^-)$ aus der Lauge *müssen übereinstimmen*, da dann identische Zahlen beider Ionenarten aufeinander treffen und sich zu Wasser ($pH = 7$) vereinigen.

Die Ionen aus den Lösungen *neutralisieren* sich also gegenseitig bezüglich ihrer Auswirkungen auf pH-Wert und Ladung. Infolgedessen wird die Reaktion als *Neutralisation* bezeichnet:



Treffen gleiche Stoffmengen (= *äquimolare Mengen*) von H_3O^+ -Ionen und OH^- -Ionen zusammen, so reagieren sie in einer Neutralisationsreaktion zu (neutralem) Wasser.

Wichtige Merkmale:

- Die *Neutralisationsreaktion* ist ebenfalls eine *Säure-Base-Reaktion*, da ein Protonenübergang von den H_3O^+ -Ionen auf die OH^- -Ionen stattfindet.
- Sie setzt Energie frei, ist also *exotherm*.
- Sie wird in der chemischen Praxis eingesetzt, um mittels Säuren bzw. Laugen bekannter Konzentration die unbekannte Konzentration anderer Laugen bzw. Säuren zu ermitteln. Der Vorgang ist ein *maßanalytisches Verfahren* und wird als *Säure-Base-Titration* (siehe Kap. 37.11) bezeichnet.

Die Ausführungen in diesem Buch beschränken sich auf Reaktionen starker Säuren mit starken Basen.

37.10.2 Salzbildung durch Neutralisation

Neben den H_3O^+ -Ionen und den OH^- -Ionen in den Säuren und Laugen, die zu Neutralisationszwecken vereinigt werden, bedürfen die dort zusätzlich vorhandenen Ionen der genaueren Betrachtung.

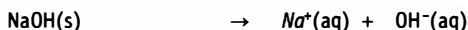
Diese Ionen entstammen entweder einer in der ursprünglichen Lösung vorangegangenen Säure-Base-Reaktion, z. B.



Chlorwasserstoff

Chloridion

oder resultieren aus dem Lösen eines Stoffes in Wasser, z. B.



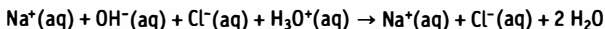
Natriumhydroxid

An diesem Beispiel wird deutlich, dass ein einfaches Auflösen eines Salzes eine Erhöhung von $c(OH^-)$ bedingen kann und damit eine alkalische Eigenschaft der Lösung hervorruft!

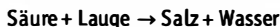
An einer Neutralisationsreaktion sind also mindestens vier Ionensorten als Edukte beteiligt:

- Oxoniumionen H_3O^+ -Ionen
- Hydroxidionen OH^- -Ionen
- Kation (Metallion, mehratomiges Kation)
- Anion (Nichtmetallion, mehratomiges Anion)

Die Gesamtgleichung für die Neutralisation von HCl (= *Salzsäure*) mit NaOH (= *Na-tronlauge*) lautet demgemäß:



Folglich ist durch Neutralisation eine Lösung des Salzes Natriumchlorid in Wasser entstanden:



37.11 Die Säure-Base-Titration

Die meisten praxisrelevanten Fragestellungen zu Säure-Base-Reaktionen behandeln Titrationsen. Dieses *maßanalytische Verfahren* nutzt die Neutralisationvorgänge (Kap. 37.10), um unbekannte Stoffmengen $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ oder $n(\text{OH}^-)$ bzw. Stoffmengenkonzentrationen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ oder $c(\text{OH}^-)$ in sauren oder alkalischen Lösungen zu ermitteln. Dies erfolgt durch Zugabe bekannter Stoffmengen des jeweils neutralisierenden „Gegenions“.

Da in einer *neutralen Lösung* der folgende Zusammenhang gilt

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-),$$

kann also die zum Erreichen des Neutralpunktes (= *Äquivalenzpunkt*) in der „unbekannten“ sauren oder alkalischen Lösung erforderliche Stoffmenge $n(\text{OH}^-)$ bzw. $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ durch eine dosierte, tropfenweise Zugabe einer „bekannten“ Lösung exakt bestimmt werden. Die ermittelte Stoffmenge entspricht der unbekannten Stoffmenge.

In den Lösungen, die zu Neutralisationszwecken vereinigt werden, muss allerdings stets der Bezug zum Volumen der Lösung gewahrt bleiben – aus diesen Gründen werden stets *Stoffmengenkonzentrationen* $c(X)$ (Kap. 35) für die Lösungen angegeben.

Veranschaulicht wird das *Erreichen des Äquivalenzpunktes* bei einer Titration entweder durch einen geeigneten *Indikator*, der dann die Farbe wechselt, oder durch das Feststellen eines *Leitfähigkeitsminimums*, da am Äquivalenzpunkt auch die Iongesamtkonzentration in der Lösung ein Minimum durchläuft. Im zweiten Fall spricht man von einer *Leitfähigkeitstitration*.

Die praxisrelevanten Einzelheiten der Durchführung einer Titration im Labor entnehmen Sie bei Bedarf am besten einem Schulbuch der gymnasialen Mittelstufe!

37.12 Die Berechnungen zur Säure-Base-Titration

37.12.1 Grundlegende Betrachtungen

Für die Bearbeitung von stöchiometrischen Aufgaben, denen Säure-Base-Reaktionen zugrunde liegen, gibt es einige entscheidende Grundüberlegungen (vergleiche auch Kap. 23.1):

1. Die *gebräuchlichen Größen* für die Berechnungen sind:

Masse m

Volumen V

Stoffmenge n

molare Masse M (siehe Kap. 21)

Stoffmengenkonzentration c (siehe Kap. 35)

2. Beachten Sie den Informationsgehalt von Stoffmengenkonzentrationsangaben:

Eine Natronlauge NaOH oder eine Salzsäure HCl der Stoffmengenkonzentration

$c(X) = 0,1 \text{ mol/l}$

$c(X)$ für $c(\text{NaOH})$ bzw. $c(\text{HCl})$,

enthalten pro Liter sowohl $0,1 \text{ mol Na}^+$ -(bzw. H_3O^+)-Ionen als auch OH^- -(bzw. Cl^- -Ionen).

Bei einer Lösung von Calciumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2$ dagegen verhalten sich die Ionensorten in der Lösung zahlenmäßig wie 1 : 2!

$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ OH}^-(\text{aq})$

Der Liter einer Lösung der Stoffmengenkonzentration

$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,1 \text{ mol/l}$

enthält $0,1 \text{ mol Calciumionen Ca}^{2+}$ und

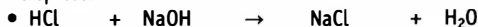
$0,2 \text{ mol Hydroxidionen OH}^-$!

3. Bei Berechnungen zur Säure-Base-Titration formulieren Sie zuerst eine Reaktionsgleichung nach dem Vorbild der Neutralisationsreaktion:

Säure + Lauge $\rightarrow$ Salz + Wasser

Aus dieser können Sie das Stoffmengenverhältnis Säure: Lauge entnehmen, das sich aus den Koeffizienten automatisch ergibt (vgl. Kap. 23.1) und das Ihnen hilft die Mengen von Säure und Lauge in Bezug zu setzen.

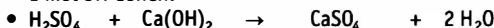
Beispiele:



1 : 1 : 1 : 1

Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge = 1 : 1

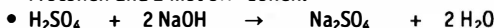
1 mol NaOH reagiert mit 1 mol HCl, dabei neutralisieren sich 1 mol Protonen und 1 mol OH⁻-Ionen.



1 : 1 : 1 : 2

Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge = 1 : 1

Bei der Reaktion von 1 mol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ mit 1 mol H_2SO_4 neutralisieren sich 2 mol Protonen und 2 mol OH⁻-Ionen.



1 : 2 : 1 : 2

Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge = 1 : 2

Bei dieser Reaktion ist das Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge 1 : 2, d. h. zur Neutralisation von 1 mol H_2SO_4 benötigt man 2 mol NaOH. Gleichzeitig neutralisieren sich 2 mol Protonen und 2 mol OH^- -Ionen.

Diese vereinfachten Neutralisationsgleichungen berücksichtigen nicht die genauen Ionengegebenheiten in den Lösungen, bevor sie bei der Titration zusammengegeben werden (siehe Kap. 37.10), geben jedoch wertvolle Hinweise zur mengenmäßigen Berechnung.

37.12.2 Aufgaben

- Herstellung einer Lösung mit vorgegebener Stoffmengenkonzentration $c(\text{X})$:
Aus NaOH(s) und Wasser soll eine 0,75 molare Lösung hergestellt werden, d. h. $c(\text{NaOH}) = 0,75 \text{ mol/l}$.
Wie ist vorzugehen? (siehe auch Kap. 35)
- Titration von Natronlauge unbekannter Konzentration mit Salzsäure bekannter Konzentration:
Zu 125 ml der Natronlauge wird tropfenweise Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$ gegeben. Am Umschlagpunkt des Indikators wird ein Verbrauch von 98 ml der Säure festgestellt.
 - Formulieren Sie die zugrunde liegende Reaktionsgleichung.
 - Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH})$ der Natronlauge.
 - Ermitteln Sie $m(\text{NaOH})$ in der Analysenlösung (125 ml).
- Titration einer wässrigen Calciumhydroxidlösung mit Schwefelsäure, d. h. $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)$ ist unbekannt, $c(\text{H}_2\text{SO}_4)$ bekannt:
Bei der Titration von 50 ml der Calciumhydroxidlösung werden 35 ml Schwefelsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4 \text{ mol/l}$ verbraucht.
Berechnen Sie die Masse des in der Analysenlösung gelösten Calciumhydroxids und $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)$.
- „Rücktitration“ eines Überschusses bis zum Neutralpunkt:
Zu 100 ml einer Salzsäure ist versehentlich 1 g Natriumhydroxid gegeben worden. Jetzt reagiert die Lösung alkalisch. Die überschüssige Natronlauge wird durch 5 ml Schwefelsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ mol/l}$ neutralisiert.
Berechnen Sie die Stoffmenge $n(\text{NaOH})$ des überschüssigen Natriumhydroxids und die Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl})$ der vorgelegten Salzsäure!

Die zu den Aufgaben 2–4 gehörenden Neutralisationsgleichungen können Sie Kap. 37.12.1 entnehmen!

37.12.3 Lösungen

Lösung Aufgabe 1

Bekannt:

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,75 \text{ mol}$$

Gesucht:

$$m(\text{NaOH}) = ?$$

Formel:

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Berechnung von $m(\text{NaOH})$:

$$m(\text{NaOH}) = 0,75 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = \underline{30 \text{ g}}$$

Vorgehensweise:

Man wiegt 30 g NaOH (s) ab, gibt die Stoffportion in ein Einliter-Eichgefäß, füllt genau bis zur Eichmarke auf und löst den Feststoff durch Umschütteln.

Lösung Aufgabe 2

Bekannt:

$$V(\text{NaOH}) = 0,1251$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$$

$$V(\text{HCl}) = 0,098 \text{ l}$$

Gesucht:

$$c(\text{NaOH}) = ?$$

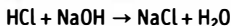
$$m(\text{NaOH}) = ?$$

Formeln:

$$m = n \cdot M$$

$$c = \frac{n}{V}$$

Neutralisation:



Säure: Lauge = 1:1

Berechnung von $n(\text{HCl})$:

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,098 \text{ l} = 0,0098 \text{ mol}$$

Aufgrund des Stoffmengenverhältnisses gilt

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = 0,0098 \text{ mol}$$

Berechnung von $c(\text{NaOH})$:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,0098 \text{ mol}}{0,125 \text{ l}} = 0,0784/\text{l} \approx \underline{0,08 \text{ mol/l}}$$

Berechnung von $m(\text{NaOH})$:

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \\ &= 0,0098 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = \underline{0,392 \text{ g}} \end{aligned}$$

Die Stoffmengenkonzentration der vorgelegten Natronlauge beträgt 0,08 mol/l, in 125 ml dieser Lösung sind 0,392 g NaOH enthalten.

Lösung Aufgabe 3

Bekannt:

$$V(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,05 \text{ l}$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ g/mol}$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,035 \text{ l}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4 \text{ mol/l}$$

Gesucht:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = ?$$

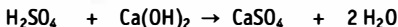
$$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = ?$$

Formeln:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$m = n \cdot M$$

Neutralisation:



Säure: Lauge = 1:1

Berechnung von $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4 \text{ mol/l} \cdot 0,035 \text{ l} = 0,014 \text{ mol}$$

Aufgrund des Stoffmengenverhältnisses gilt:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,014 \text{ mol}$$

Berechnung von $m(\text{Ca}(\text{OH})_2)$:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2) \\ 0,014 \text{ mol} \cdot 74 \text{ g/mol} = \underline{1,036 \text{ g}}$$

Berechnung von $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)$:

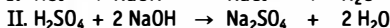
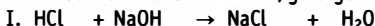
$$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{n(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{V(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \frac{0,014 \text{ mol}}{0,05 \text{ l}} = \underline{0,28 \text{ mol/l}}$$

Die vorgelegte Analysenlösung enthält 1,036 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ und besitzt eine Stoffmengenkonzentration $c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,28 \text{ mol/l}$.

Lösung Aufgabe 4

Bei einer so genannten Rücktitration ist die vorgelegte Säure bzw. Lauge über den Neutralpunkt hinaus mit einer *bekannten* Menge des neutralisierenden Reagens versetzt worden. Der Grund dafür liegt darin, dass es mitunter praktischer ist, den nicht umgesetzten Überschuss zu titrieren und anschließend auf den vorgelegten Stoff zurückzurechnen, oder aber der Neutralpunkt wurde tatsächlich unbeabsichtigt überschritten.

In einem solchen Fall sind am Gesamtvorgang zwei Reaktionen beteiligt, zum einen eine erste Säure-Base-Reaktion, gefolgt vom eigentlichen Neutralisationsgeschehen:



Säure: Lauge = 1 : 2

Bekannt:

$$V(\text{HCl}) = 0,1 \text{ l} \quad V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,005 \text{ l}$$

$$m(\text{NaOH}) = 1 \text{ g} \quad c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ mol/l}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

Gesucht:

$n(\text{NaOH})_{\text{Überschuss}} = ?$, d. h. welche Stoffmenge NaOH ist über den Neutralpunkt hinaus zugegeben worden?

$$c(\text{HCl}) = ?$$

Formeln:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

Um auf die Stoffmenge $n(\text{NaOH})_{\text{Überschuss}}$ schließen zu können, erfolgt als erster Schritt die

Berechnung von $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ mol/l} \cdot 0,005 \text{ l} = 0,001 \text{ mol}$$

Das Stoffmengenverhältnis beträgt

$$n(\text{NaOH})_{\text{Überschuss}} : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 : 1$$

Berechnung von $n(\text{NaOH})_{\text{überschuss}}$:

$$n(\text{NaOH})_{\text{überschuss}} = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$n(\text{NaOH})_{\text{überschuss}} = 2 \cdot 0,001 \text{ mol} = \underline{0,002 \text{ mol}}$$

0,002 mol überschüssiges NaOH waren vor der Titration in der Lösung vorhanden, wurden also durch die vorgelegte Salzsäure nicht neutralisiert.

Die Differenz zwischen der gesamten Stoffmenge $n(\text{NaOH})_{\text{gesamt}}$ und der überschüssigen Stoffmenge $n(\text{NaOH})_{\text{überschuss}}$ ergibt die Stoffmenge $n(\text{NaOH})_{\text{neutralisierend}}$. Diese entspricht aufgrund des Stoffmengenverhältnisses Säure: Lauge = 1 : 1 der Stoffmenge $n(\text{HCl})$.

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})_{\text{neutralisierend}} = n(\text{NaOH})_{\text{gesamt}} - n(\text{NaOH})_{\text{überschuss}}$$

Berechnung von $n(\text{NaOH})_{\text{gesamt}}$:

$$n(\text{NaOH})_{\text{gesamt}} = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{1 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,025 \text{ mol/l}$$

Berechnung von $n(\text{NaOH})_{\text{neutralisierend}}$:

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH})_{\text{neutralisierend}} &= n(\text{NaOH})_{\text{gesamt}} - n(\text{NaOH})_{\text{überschuss}} \\ &= 0,025 \text{ mol} - 0,002 \text{ mol} = 0,023 \text{ mol} \end{aligned}$$

Berechnung von $c(\text{HCl})$:

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})_{\text{neutralisierend}} = 0,023 \text{ mol}$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{HCl})} = \frac{0,023 \text{ mol}}{0,1 \text{ l}} = \underline{0,23 \text{ mol/l}}$$

Die Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl})$ der vorgelegten Salzsäure betrug 0,23 mol/l.

38 Elektronenübergänge

Im Kap. 26.4 (Ausblick auf die Vorgänge in den Elektronenhüllen während chemischer Reaktionen) wurde besprochen, dass die Tendenzen zur Elektronenabgabe bzw. -aufnahme bei bestimmten Elementen mit dem Bestreben der Atome, die Edelgaskonfiguration zu erreichen, zu begründen sind.

Durch die folgenden Ausführungen soll ersichtlich werden, dass eine Ausweitung dieser Betrachtungen und die daraus resultierenden Erkenntnisse zu einem weiteren und sehr wichtigen Reaktionsprinzip der Chemie führen.

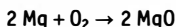
Der Vorgang, dass Elektronen in einer chemischen Reaktion von den einen Atomen quasi abgegeben und von anderen aufgenommen werden, ist neben den Protonenübergängen ein zweiter, zentraler Reaktionstyp in der Chemie.

Die Reaktionen, die von *Elektronenübergängen* gekennzeichnet sind, heißen *Redoxreaktionen*.

Der Ausdruck *Redoxreaktion* ist eine Verschmelzung aus den Begriffen *Reduktion* und *Oxidation*.

38.1 Die Bedeutungsentwicklung der Begriffe Oxidation und Reduktion

Ursprünglich verstand man unter einer *Oxidation* die Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff, z. B. die Vereinigung von Magnesium mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid:



Eine *Reduktion* war ein chemischer Vorgang, bei dem einer Metallverbindung Sauerstoff entzogen werden konnte.

Oxidation leitet sich begrifflich von Oxygenium (= Sauerstoff in der alten Bezeichnung) ab, Reduktion ist auf das lateinische „*reducere*“ (= zurückführen) bezogen.

In der modernen Chemie werden die beiden Begriffe in einer Art und Weise angewandt, die die *Bereitschaft der an einer Reaktion beteiligten Atome (oder Ionen) zur Elektronenabgabe bzw. -aufnahme* berücksichtigt.

Diese Tendenzen hängen bei den Atomen (oder auch den Ionen) von zwei Hauptfaktoren ab:

- Elektronegativität EN (siehe Kap. 30)
- Reaktionspartner (vor allem dessen EN)

Dabei spricht man von *Oxidation*,

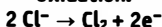
wenn von einem Atom oder Ion während einer chemischen Reaktion *Elektronen abgegeben* werden

und von *Reduktion*,

wenn von einem Atom oder Ion *Elektronen aufgenommen* werden.

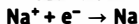
Beispiel:

Oxidation:



Die beiden Chloridionen geben je ein e^- ab (wobei die e^- unmittelbar von anderen Teilchen aufgenommen werden) und gehen vom Ionenzustand in den elementaren Zustand (zweiatomige Moleküle!) über.

Reduktion:



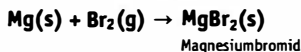
Ein Natriumion nimmt ein e^- auf und geht in den atomaren, elementaren Zustand über.

Sollen beide betrachteten Vorgänge *stöchiometrisch gekoppelt* werden, so ist es außerordentlich wichtig, dass die *Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen e^- übereinstimmt!*

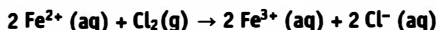
Im betrachteten Fall ist dazu die Reduktionsgleichung mit dem Faktor „zwei“ zu multiplizieren!

38.2 Einige typische Redoxreaktionen

1. Magnesium reagiert mit Brom,
d. h. ein Magnesiumstück wird in Bromdampf verbrannt:

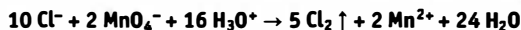


2. Eisen(II)-Ionen reagieren mit Chlor,
d. h. in eine Lösung von Eisen(II)-sulfat FeSO_4 wird Chlorgas eingeleitet:



Hier handelt es sich um eine Schreibweise, die die Ionen weglässt, die nicht am Redoxvorgang beteiligt sind.

3. Chloridionen reagieren mit Permanganationen,
d. h. Kaliumpermanganat wird mit Salzsäure zur Reaktion gebracht:

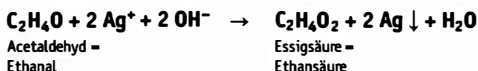


Da sehr viele Redoxvorgänge in wässriger Lösung stattfinden, wird der (in Klammern befindliche) Hinweis auf die Hydratisierung der Ionen in den meisten Redoxgleichungen eingespart. In der Regel entfällt auch die Bezeichnung des Aggregatzustandes.

Ebenfalls weggelassen werden hier die Ionen, die nicht an der Redoxreaktion beteiligt sind.

Der nach oben weisende Pfeil $\uparrow$ bedeutet, dass Chlorgas entweicht.

4. Ethanal reagiert mit Silberionen, d. h. Ethanal wird mit Silbernitrat AgNO_3 zur Reaktion gebracht:



Der nach unten weisende Pfeil zeigt an, dass sich elementares Silber an der Wand des Reaktionsgefäßes niederschlägt.

Allgemein ist der nach unten zeigende Pfeil das Symbol für das „Ausfällen“ eines Feststoffs.

Das Auftreten von Oxoniumionen bzw. Hydroxidionen in Redoxgleichungen weist auf eine *pH-Wert-Abhängigkeit des Redoxvorganges* hin!

38.3 Formaler Umgang mit Redoxvorgängen

38.3.1 Grundsätzliches

Da sehr viele chemische Vorgänge Redoxreaktionen sind, ist es von enormer Wichtigkeit den formalen Umgang mit den entsprechenden Redoxgleichungen zu beherrschen. Erfahrungsgemäß hat der Lernende hier mit großen Einstiegsproblemen zu kämpfen; dabei sind gerade hier die formalen Regeln so klar umrissen, dass derjenige, der sie beherrscht, kaum mehr fehlgehen kann.

- **Reduktion = Elektronenaufnahme**

Ein Teilchen wird reduziert, indem es e^- aufnimmt.

- **Oxidation = Elektronenabgabe**

Ein Teilchen wird oxidiert, indem es e^- abgibt.

- **Reduktions- und Oxidationsvorgang sind grundsätzlich gekoppelt**, da isolierte Elektronen im „chemischen Hausgebrauch“ nicht vorkommen.

- Die Zahl der e^- , die der Oxidationsvorgang liefert, entspricht genau der e^- -Anzahl, die im Reduktionsvorgang verbraucht werden:

Zahl der abgegebenen e^- = Zahl der aufgenommenen e^-

- Problembegriffe Reduktionsmittel – Oxidationsmittel

Ein *Reduktionsmittel* ist ein Teilchen, das einem anderen Teilchen in einer Redoxreaktion e^- vermittelt: Das andere Teilchen *bekommt e^- vom Reduktionsmittel* – das andere Teilchen *wird also reduziert, das Reduktionsmittel wird oxidiert!*

Ein *Oxidationsmittel* ist ein Teilchen, das einem anderen Teilchen e^- in einer Redoxreaktion abnimmt: Das andere Teilchen *gibt e^- an das Oxidationsmittel ab* – das andere Teilchen *wird also oxidiert, das Oxidationsmittel wird reduziert!*

38.3.2 Oxidationszahlen

Für den Anfänger ist es in der Regel bei der Betrachtung von Redoxvorgängen nicht möglich, die *Richtung des Elektronenflusses* (siehe Kap. 38.3.5 und 38.3.6) anhand der Reaktionsgleichung auszumachen.

Zum Zweck der Aufhellung bedient man sich der so genannten *Oxidationszahlen*, die (formal betrachtet) die „Elektronensituation“ der Einzelatome innerhalb eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion, mehratomiges Ion) beschreiben.

Die Oxidationszahlen basieren auf den bereits bekannten Wertigkeiten (siehe Kap. 25.2) und werden unter Zuhilfenahme ähnlicher Regeln ermittelt.

Sie werden durch *römische Ziffern* ausgedrückt.

- Für *Einzelatome* und *-Ionen* gelten die nachstehenden, einfachen Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen:

1. *Elemente* erhalten stets die *Oxidationszahl Null*.

(auch H_2 , N_2 , O_2 und die Halogene)

2. Bei Ionen ist die *Oxidationszahl gleich der Ionenwertigkeit*.

(z. B. hat Na^+ hat die OxZ + I, S^{2-} die OxZ -II)

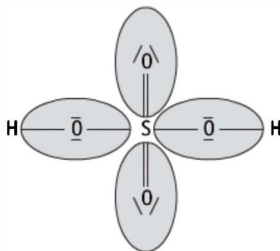
3. *Metallionen haben stets positive Oxidationszahlen*.

K^+	OxZ	+ I
Fe^{2+}	OxZ	+ II
Cr^{3+}	OxZ	+ III

- Für jedes zu einem *mehratomigen Teilchen* (Molekül, mehratomiges Ion) gehörenden Atom wird eine eigene Oxidationszahl ermittelt:
Dazu stellt man sich vor, ein Teilchen bestünde aus Ionen. Man erhält diese „Ionen“, indem man die Elektronenpaare der Atombindungen dem jeweils elektronegativeren Atom zuordnet.

Diese Hilfovstellung dient der Veranschaulichung; in der Praxis bedient man sich der nachstehenden Regeln zur Erstellung von Oxidationszahlen.

Beispiel:
Oxidationszahlen
der Schwefelsäure



Oxidationszahlen:
Sauerstoff **- II**
Schwefel **+ VI**
Wasserstoff **+ I**

Die Sauerstoffatome besitzen von allen beteiligten Atomen die höchste EN (siehe Kap. 30.1). Aus diesem Grund werden die Bindungselektronen aller Atombindungen (zwei Doppelbindungen, vier Einfachbindungen) formal den Sauerstoffatomen zugeordnet (siehe Ellipsen).

Damit hat jedes Sauerstoffatom über seine sechs Valenzelektronen hinaus zwei zusätzliche Bindungselektronen „gewonnen“, ist damit als formales Ion zweifach negativ geladen und bekommt in der Folge die Oxidationszahl - II.

Das Schwefelatom ist formal aller sechs Valenzelektronen beraubt und erhält somit die Oxidationszahl + VI.

Den Wasserstoffatomen wird ebenfalls ihr Elektron formal aberkannt, da sie eine geringere EN als Sauerstoff besitzen, und sie erhalten dementsprechend die Oxidationszahl + I.

Regeln:

4. *Wasserstoff* hat stets die Oxidationszahl + I,
Sauerstoff hat stets die Oxidationszahl - II

(einzige Ausnahme ist H_2O_2 – hier hat Sauerstoff die OxZ - I)

5. In den *Formeln von neutralen Molekülen* ist die *Summe der Oxidationszahlen gleich Null*.

Für H_2SO_4 (Beispiel, s. o.) gilt

für Sauerstoff $4 \cdot -\text{II} = -8$

für Wasserstoff $2 \cdot +\text{I} = +2$

für Schwefel $1 \cdot +\text{VI} = +6$

6. In den *Formeln mehratomiger Ionen* ist die *Summe der Oxidationszahlen gleich der Ionengesamtladung*.

Für MnO_4^- (Permanganation) gilt:

für Sauerstoff $4 \cdot -\text{II} = -8$

für Mangan $1 \cdot +\text{VII} = +7$, da die Summe der OxZ den Wert -1 (Ionenladung) ergeben muss.

38.3.3 Übungen zur Ermittlung von Oxidationszahlen

Übersicht: Die Regeln zur Erstellung von Oxidationszahlen

1. *Elemente* erhalten stets die *Oxidationszahl Null*.
2. Bei *Ionen* ist die *Oxidationszahl gleich der Ionenwertigkeit*.
3. *Metallionen* haben stets *positive Oxidationszahlen*
4. *Wasserstoff* hat stets die *Oxidationszahl + I*,
Sauerstoff hat stets die *Oxidationszahl -II* (Ausnahme H_2O_2)
5. In den *Formeln von neutralen Molekülen* ist die *Summe der Oxidationszahlen gleich Null*.
6. In den *Formeln mehratomiger Ionen* ist die *Summe der Oxidationszahlen gleich der Ionengesamtladung*.

Erarbeiten Sie unter Zuhilfenahme der „Regeln zur Erstellung von Oxidationszahlen“ für die nachstehenden Verbindungen die Oxidationsstufen für die einzelnen Elemente!

a) HClO_2

Chlorige Säure

b) HClO_4

Perchlorsäure

c) ClO_2

Chlordioxid

d) N_2H_4

Hydrazin

e) H_3PO_2

Hypophosphorige Säure

f) H_2S

Schwefelwasserstoff

g) H_2SO_3

Schweflige Säure

h) SO_2

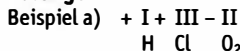
Schwefeldioxid

i) NO_2

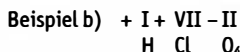
Stickstoffdioxid

j) H_3P

Phosphorwasserstoff

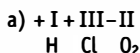
Lösungen:

Aus den Regeln ist bekannt, dass H die OxZ +1 und O die OxZ -II (zwei O-Atome berücksichtigen!) besitzt. Da in neutralen Molekülen die Summe der OxZ gleich Null sein muss, bleibt für das Cl die OxZ + III: $1 + 3 - 4 = 0$

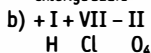


Die Berechnung erfolgt genauso wie im Beispiel a), es sind allerdings vier O-Atome zu berücksichtigen: $1 + 7 - 8 = 0$

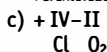
Die Beispiele zeigen, dass Chlor in ganz unterschiedlichen Oxidationsstufen vorkommen kann (-1 bis +VII).



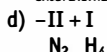
Chlorige Säure



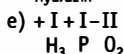
Perchlorsäure



Chlordioxid



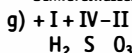
Hydrazin



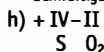
Hypophosphorige Säure



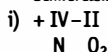
Schwefelwasserstoff



Schweflige Säure



Schwefeldioxid



Stickstoffdioxid



Phosphorwasserstoff

Verschiedene Oxidationsstufen eines Elementes entsprechen also verschiedenen Wertigkeiten (siehe Kap. 25.2)!

38.3.4 Oxidationszahlen in sauerstoffhaltigen Salzen

In den Formeln von sauerstoffhaltigen Salzen sind mitunter zwei Elemente enthalten, deren Oxidationszahlen aufgrund der Regeln nicht auf Anhieb klarzustellen sind: z. B.

- $KMnO_4$ (Kaliumpermanganat),
- Na_2SO_4 (Natriumsulfat),
- $KCrO_4$ (Kaliumchromat)

Da die Redoxvorgänge in der Praxis meistens in wässriger Lösung stattfinden, liegen die Salze gelöst (also in Form hydratisierter Ionen, siehe Kap. 33.4) vor:

- $KMnO_4 \rightarrow K^+(aq) + MnO_4^-(aq)$
- $Na_2SO_4 \rightarrow 2 Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
- $KCrO_4 \rightarrow K^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$

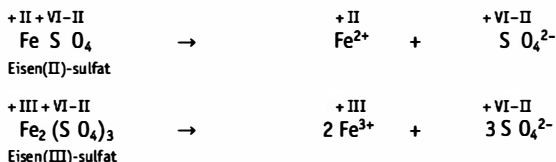
An der eigentlichen Redoxreaktion nimmt oft das Anion teil. Die OxZ des Anions können entsprechend der Regeln bestimmt werden:

- + VII-II
• Mn O_4^- (Permanganation), $7-8 = -1$ (Ladung!)
- + VI-II
• S O_4^{2-} (Sulfation), $6-8 = -2$ (Ladung!)
- + VII-II
• Cr O_4^- (Chromation) $7-8 = -1$ (Ladung!)

Die OxZ der Kationen entsprechen, gemäß den Regeln, ihrer Ladung. In den Reaktionsgleichungen werden die Kationen weggelassen, wenn sie nicht mitreagieren.

Beachten Sie:

- Bei den Metallen der Hauptgruppenelemente stimmt die OxZ der Kationen (= Ladungszahl) meistens mit der Gruppennummer überein.
- Bei Metallen der Nebengruppenelemente werden variable Oxidationsstufen der Kationen durch römische Ziffern im Namen des Salzes eindeutig bezeichnet:



38.3.5 Die Erstellung von Redoxgleichungen

Die Oxidationszahl ermöglicht es, auch komplizierte Redoxvorgänge relativ einfach nachzuvollziehen.

Das Erstellen von Redoxgesamtgleichungen ist ein immer in der gleichen Weise abzuhandelnder Vorgang:

- Zunächst werden *Teilgleichungen* für die Oxidation bzw. für die Reduktion erstellt. Die Teilgleichungen geben Aufschluss über die *Richtung des Elektronenflusses*.
- In einem zweiten Schritt werden die Teilgleichungen zur *Gesamtgleichung* vereinigt, die die stöchiometrischen Verhältnisse wiedergibt. Hier wird vor allem die *Zahl der abgegebenen e^- mit der Zahl der aufgenommenen e^- abgeglichen*.

Wichtig ist lediglich, dass die Regeln, die dazu zur Hilfe genommen werden, genau beachtet und konsequent angewendet werden:

I. Formulierung der Teilvorgänge

- 1) Notieren des Ausgangs- und Endstoffes
- 2) Ermittlung der Oxidationszahlen und Zuordnung zu Oxidation bzw. Reduktion
- 3) Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen ausgleichen
- 4) Ladungsvergleich

- 5) *Ladungsausgleich* unter Beachtung des sauren oder alkalischen Milieus
 6) Stöchiometrische Berichtigung durch H_2O -Moleküle

Die Teilgleichung für den anderen Vorgang gemäß den Regeln 1–6 erstellen!

II. Teilvorgänge nach Abgleich der Elektronenzahlen zur Gesamtgleichung summieren

38.3.6 Das „Aufstellen von Redoxgleichungen“ an Beispielen

- Die nachstehend behandelten Redoxvorgänge sind als „Musteraufgaben“ zu verstehen, um sich an die Abfolge der Lösungsschritte zu gewöhnen.
- Der Schwierigkeitsgrad nimmt von Aufgabe 1 nach Aufgabe 3 zu.
- Für den Ladungsausgleich unter Beachtung des sauren oder alkalischen Milieus (Schritt 5 der Regeln unter I.) werden hier H_3O^+ - und OH^- -Ionen verwendet.

Mancherorts wird gelehrt, im Sauren H^+ - statt H_3O^+ -Ionen zum Ausgleich zu verwenden: Die Vorgehensweise bleibt dadurch nahezu identisch. Lediglich im Schritt 6 ändert sich die Anzahl der zur stöchiometrischen Berichtigung benötigten H_2O -Moleküle.

Formulieren Sie für die nachstehenden Aufgaben jeweils *die Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion* und entwickeln Sie daraus eine *stöchiometrisch korrekte Gesamtgleichung!* Ordnen Sie außerdem die Begriffe Oxidationsmittel und Reduktionsmittel den richtigen Teilchen zu!

- 1) Aluminium reagiert mit Chlor zu Aluminiumchlorid AlCl_3 .
- 2) Wird Kaliumpermanganat KMnO_4 mit konzentrierter Salzsäure versetzt, entweicht elementares Chlor und die MnO_4^- -Ionen gehen in Mangan(II)-Ionen Mn^{2+} über.
- 3) Kaliumdichromat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reagiert in saurer Lösung mit Wasserstoffperoxid H_2O_2 unter Sauerstoffentwicklung. Die Dichromationen $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ werden in Cr^{3+} -Ionen überführt.

Beachten Sie:

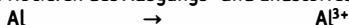
Oft enthält die Aufgabenstellung bereits Hinweise auf das Reaktionsmilieu und verweist damit auf den entsprechenden Ausgleich mit H_3O^+ - bzw. OH^- -Ionen.

Auch gibt der Aufgabentext in aller Regel die jeweiligen Edukte und Produkte des Redoxvorganges an. Nur von fortgeschrittenen Chemielernenden kann ansatzweise erwartet werden, dass sie die Produkte einer Reaktion wissen.

Aufgabe 1)

I. Ermittlung der Teilvorgänge

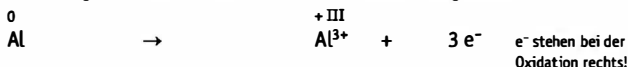
1. Notieren des Ausgangs- und Endstoffes:



2. Ermittlung der Oxidationszahlen



3. Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen ausgleichen



Die *Elektronen* werden vom Aluminiumatom *abgegeben*: Dadurch sind sie quasi Produkte und stehen auf der *rechten* Seite! Der Vorgang ist eine *Oxidation*!

4. Ladungsvergleich



Ladung 0

Ladung: $(+3) + (-3) = 0 \rightarrow$ sind gleich!!

5. Ladungsausgleich

entfällt

6. Berichtigung der Gleichung durch H_2O -Moleküle

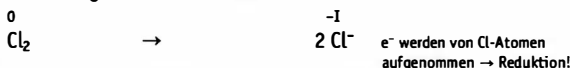
entfällt

Teilgleichung für die *Reduktion*:

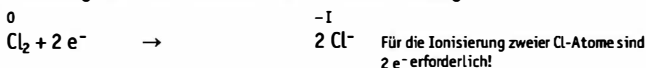
1. Notieren des Ausgangs- und Endstoffes:



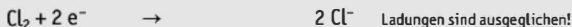
2. Ermittlung der Oxidationszahlen



3. Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen ausgleichen

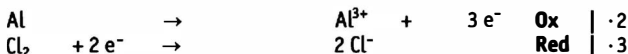


4. Ladungsvergleich



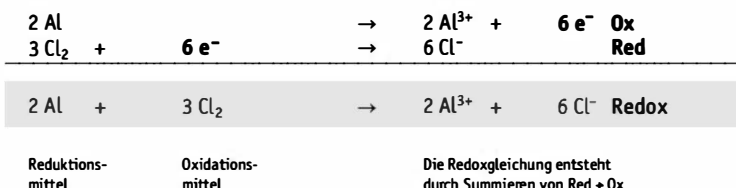
5. + 6. entfällt

II. Teilvorgänge nach Abgleich der Elektronenzahlen zur Gesamtgleichung summieren



Die e^- -Zahl muss bei beiden Gleichungen übereinstimmen:

Zu diesem Zweck bildet man das *kleinste gemeinsame Vielfache* der e^- -Zahlen von Oxidation und Reduktion und multipliziert die gesamten Teilgleichungen mit diesen Faktoren:



Die e^- -Zahlen heben sich auf und fallen so aus einer korrekt erstellten Gesamtgleichung heraus!

Beachten Sie:

- Sind aufgrund stöchiometrischer Gesetzmäßigkeiten *mehrere gleiche Teilchen* (hier die Chloratome beim Reduktionsvorgang) *vom Wechsel der Oxidationsstufe betroffen*, so ist dies *unbedingt beim Einfügen der e^- -Zahl zu berücksichtigen!*
- Ist beim Ladungsvergleich die Zahl auf beiden Seiten der Teilgleichung identisch, so entfallen der Ladungsausgleich und der Ausgleich mit H₂O-Molekülen!
- Entfallen bei der einen Teilgleichung die Schritte 5. und 6., können sie bei der anderen Teilgleichung trotzdem erforderlich sein.
- Die Übereinstimmung der e^- -Zahl beim Erstellen der Gesamtgleichung erreicht man, indem man die Faktoren vor den e^- -Zahlen aus den Teilgleichungen miteinander multipliziert: Man bildet das kleinste gemeinsame Vielfache.
- Gewöhnen Sie sich an, die bezüglich der e^- -Zahlen angepassten Teilgleichungen nochmals aufzuschreiben, da gerade diese oft geschmähte Zusatzarbeit den Überblick sichert. Das ist vor allem bei Ungeübten im Umgang mit komplizierten Redoxvorgängen von entscheidender Wichtigkeit!

Aufgabe 2)

I. Ermittlung der Teilvorgänge

1. Notieren des Ausgangs- und Endstoffes:



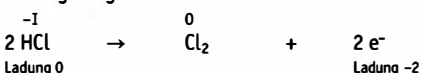
2. Ermittlung der Oxidationszahlen



3. Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen ausgleichen



4. Ladungsvergleich



5. Ladungsausgleich erfolgt mit H_3O^+ -Ionen, da im Sauren

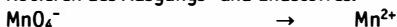


6. Berichtigung der Gleichung durch H_2O -Moleküle

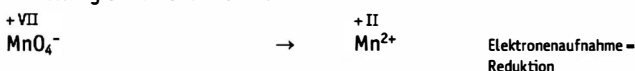


Teilgleichung für die *Reduktion*:

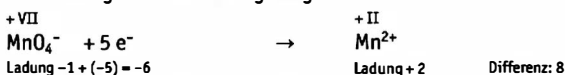
1. Notieren des Ausgangs- und Endstoffes:



2. Ermittlung der Oxidationszahlen



3. + 4. e^- -Ausgleich und Ladungsvergleich



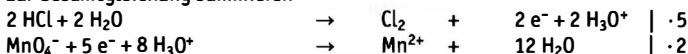
5. Ladungsausgleich mit H_3O^+ -Ionen



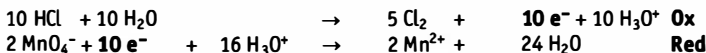
6. Berichtigung der Gleichung durch H_2O -Moleküle



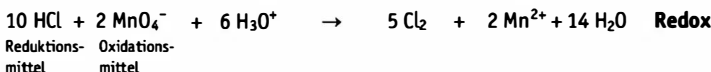
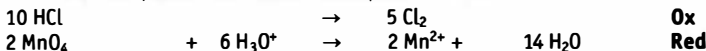
II. Teilvorgänge nach Abgleich der Elektronenzahlen
zur Gesamtgleichung summieren



Die e^- -Zahl muss bei beiden Gleichungen übereinstimmen: Zu diesem Zweck bildet man das *kleinste, gemeinsame Vielfache der e^- -Zahlen von Oxidation und Reduktion* und multipliziert die gesamten Teilgleichungen mit diesen Faktoren:



Die e^- und alle Stoffe, die auf beiden Seiten vorkommen, werden verrechnet:



Vergessen Sie nicht:

- Die Teilchen auf den beiden Seiten einer Teilgleichung enthalten zu Beginn der Aufstellungsarbeit oft unterschiedliche Zahlen von H-Atomen bzw. O-Atomen. Konzentrieren Sie Ihre Anstrengungen zunächst auf die Atome, die die Oxidati-

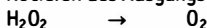
onsstufe ändern; die Anzahl und Gegenwart der H-Atome bzw. O-Atome regelt sich mit dem Ladungsausgleich und dem Abgleich durch Wassermoleküle!

- Beim Erstellen der Gesamtgleichung ist nach erfolgter Abstimmung der e^- -Zahl eine Verrechnung der auf beiden Seiten vorkommenden identischen Teilchenarten erforderlich: Dazu wird die Differenz, z. B. zwischen den Koeffizienten der Wassermoleküle, gebildet. Auf der Seite mit der größeren Zahl verbleibt der Differenzbetrag, auf der anderen Seite entfällt die Teilchensorte ganz.
- Das *Oxidationsmittel* ist das Teilchen, das e^- dazugewinnt, also *reduziert* wird – es ist ein Mittel zur Oxidation eines anderen Teilchens. Das *Reduktionsmittel* ist das Teilchen, das e^- verliert, es wird also *oxidiert* – es ist ein Mittel, das einem anderen Teilchen e^- verschafft.

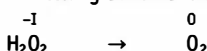
Aufgabe 3)

I. Ermittlung der Teilvorgänge

1. Notieren des Ausgangs- und Endstoffes:



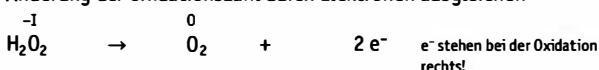
2. Ermittlung der Oxidationszahlen



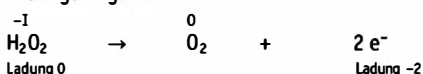
In H_2O_2 hat Sauerstoff die OxZ -II!

Elektronenabgabe = Oxidation!

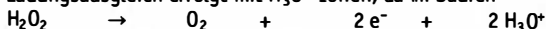
3. Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen ausgleichen



4. Ladungsvergleich



5. Ladungsausgleich erfolgt mit H_3O^+ -Ionen, da im Säuren

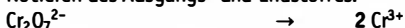


6. Berichtigung der Gleichung durch H_2O -Moleküle



Teilgleichung für die Reduktion:

1. Notieren des Ausgangs- und Endstoffes:



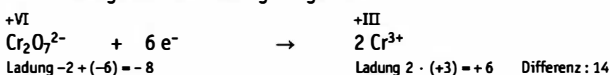
Stöchiometrie beachten!

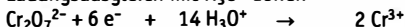
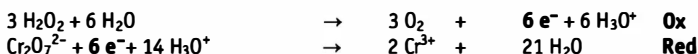
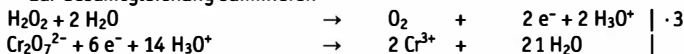
2. Ermittlung der Oxidationszahlen



Elektronenaufnahme = Reduktion

3. + 4. e^- -Ausgleich und Ladungsvergleich



5. Ladungsausgleich mit H_3O^+ -Ionen6. Berichtigung der Gleichung durch H_2O -MoleküleII. Teilvorgänge nach Abgleich der Elektronenzahlen
zur Gesamtgleichung summieren

Reduktions- Oxidations-
mittel mittel

Zusammenfassung:

- Bei der Teilgleichung für die *Oxidation* stehen die e^- auf der rechten Seite, da sie formal als Produkt der e^- -Abgabe gelten.
- Entsprechend finden sich die e^- bei der Teilgleichung für die *Reduktion* auf der linken Seite, da sie formal als Edukt für die Vereinigung mit einem zu reduzierenden Teilchen gesehen werden können.
- Beim *Oxidationsvorgang* ist die entscheidende Oxidationszahl auf der Eduktseite kleiner als auf der Produktseite.
- Beim *Reduktionsvorgang* ist die entscheidende OxZ auf der Eduktseite größer als auf der Produktseite.
- Die H_3O^+ -Ionen sind beim Ladungsausgleich auf der Seite mit der kleineren Ladungszahl zu platzieren.
- Die OH^- -Ionen stehen auf der Seite mit der größeren Ladungszahl.

Weiterführende Literatur

Lautenschläger K-H, Schröter W, Wanninger A. Taschenbuch der Chemie. 890 Seiten. 20., überarbeitete und erweiterte Auflage, Verlag Harri Deutsch 2005.

Mortimer CE, Müller U. Das Basiswissen der Chemie. 766 Seiten. Mit Übungsaufgaben. 9. Auflage, Thieme 2007.

Riedel E. Allgemeine und Anorganische Chemie. 410 Seiten. 9. Auflage, de Gruyter 2008.

Hollemann/Wiberg. Lehrbuch der Anorganischen Chemie. 2149 Seiten. 102., stark umgearbeitete und verbesserte Auflage, de Gruyter 2007.

Hilfreich sind neben den Standardwerken oft auch Schulbücher der gymnasialen Mittelstufe/Oberstufe!

Stichwortverzeichnis

A

Acetaldehyd 99
 Actinoide 18, 44
 Aggregatzustände 1, 46, 74, 77
 Aktivierungsenergie 30
 Alkalimetalle 44, 51 f., 68
 Aluminium 3, 45
 –, Gewinnung 54
 Aluminiumatom, Ionisierung 22
 Aluminiumbromid 58
 Aluminiumoxid 48
 Aluminiumsulfid 58
 Ammoniak 26, 47, 49, 64, 82–86
 –, räumlicher Bau 71
 –, Wasserstoffbrückenbindung 74
 Ammoniakmolekül, Bindungspolarität 70
 Ammoniumchlorid 28–29, 59, 86
 Ammoniumion 59, 84 f.
 Ammoniumphosphat 60
 Ampholyt 84 ff.
 Anion 22 f., 75, 92, 104
 Antimon 4, 45
 Aquakomplex 60
 Äquivalenzpunkt 92
 Argon 3, 46, 50
 Astat 46
 atomare Masseneinheit 32
 Atombau 5, 12
 –, Modellvorstellung 5
 –, Schalenmodell 8 ff.
 Atombindung 61 ff., 81, 84
 –, Dipoleigenschaften 69
 –, polare 69 f.
 –, Spaltung 78
 –, durch Heterolyse 80
 –, durch Homolyse 79
 Atome 5, 6, 12, 24 f.
 –, Ladungstrennung 5

–, Verknüpfung zu Molekülen 25
 Atomhülle 5, 8, 12, 51 f.
 –, Besetzung mit Elektronen 9 f.
 –, Schalenmodell 5, 8 ff.
 Atomkern 5 ff., 8, 16, 21
 Atommasse 32 f., 37
 Atommodell 5
 Atomorbital s. Orbital
 Ätznatron 82
 Außenelektronen 51
 Autoprotolyse des Wassers 88
 Avogadro'sche Zahl 34

B

Barium 4, 44
 Bariumchlorid 48
 Bariumiodid 58
 Bariumion 52
 Base 82 ff., 87
 –, Protonenakzeptor 83
 –, Stärke 86
 Basenbegriff nach Brönstedt, Definition 82
 Beryllium 3, 44
 Berzelius, Formelsprache 3
 binäre Verbindung 48
 Bindung, chemische 50, 56, 69
 Bindungselektron 61, 66
 Bindungspolarität 67 f., 69 f., 74, 78
 Bindungswertigkeit 46 f., 57
 Bindungswinkel 71
 Blei 4, 6, 45
 Bleiglanz 54
 Blut, pH-Wert 89
 Bor 3, 45, 62 f.
 Borgruppe 44, 45, 51
 Bortrifluorid 63
 Brom 4, 6, 27, 46, 73, 99
 Bromidion 53
 Bromthymolblau 90
 Brönsted-Basen 82

Brönsted-Säuren 82

C

Cadmium 4
 Caesium 44
 Calcit 54
 Calcium 3, 44
 Calciumhydroxid, Titration 93
 Calciumion 52, 93
 Calciumoxid 58
 Carbonation 59, 86
 Chalkogene 44, 45, 51
 chemische Bindung 50, 56, 69
 –, Formeln 25, 57
 –, Gleichungen 24 ff.
 Chilesalpeter 59
 Chlor 3, 27, 46, 54, 72, 99, 103, 105
 Chlordioxid 102
 Chloridion 53, 81
 Chlorige Säure 102
 Chlorknallgas 79
 Chlorophyll 45
 Chlorwasserstoff (s.a. Salzsäure) 47, 63, 79 f., 83, 86, 91
 –, räumlicher Bau 71
 Chlorwasserstoffmolekül, Bindungspolarität 69
 Chrom 4
 Cola, pH-Wert 89

D

d-Elektronen 13
 Dalton, Atommodell 5
 Darmsaft, pH-Wert 89
 Diamant 65–66
 Dichromation 59
 dichteste Kugelpackung 57
 Dihydrogenphosphation 85 f.

Dipol 69 ff.
 –, Eigenschaften in einer Lösung 75
 –, induzierter 73
 –, permanenter 74
 –, spontaner 73
 Dipol-Dipol-Wechselwirkung 74 f.
 Dipoleigenschaften 70
 Dipolmoment 70
 Doppelbindung 62
 Dreifachbindung 62

E

Edelgase 27, 44, **46**, 49 ff., 68
 –, Elektronenkonfiguration 49 f.
 –, Verbindungen mit anderen Elementen 46, 68
 Edelgaskonfiguration 50 ff., 56
 Edukt 24, **26**, 30 f., 39, 110
 Eigenbewegung der Teilchen 74
 Einfachbindung **61**, 63
 Einheiten 38
 Eisen 4, 24, 26
 Eisen(II)-chlorid 28 f., 48, 58
 Eisen(II)-sulfat 104
 Eisen(III)-chlorid 28–29, 48, 58
 Eisen(III)-sulfat 104
 Eisensulfid 26
 Elektron 5, **6**, **12–21**, 52, 62, 68, 80 f., 84, 98, 101
 –, Drehimpuls 16
 –, Spin 16
 Elektronegativität 66 ff., 98
 Elektronegativitätsdifferenz 68 f.
 Elektronenabgabe 21, 23, 52, 56, 68, **97 f.**, **100**
 Elektronenaffinität 21
 Elektronenaufnahme 21, 50, 52, 56, **97 f.**, **100**

Elektronenhülle 5, **8 f.**, 12, **51 ff.**
 Elektronenkonfiguration **10**, **18–21**, 52–53
 –, Kästschenscheibweise 16
 –, Kurzschreibweise 20 f.
 Elektronenoktett **50 f.**, 52, 56, 61 f., 84
 Elektronenpaar **61 f.**, 81, 84
 –, bindendes **61 f.**, 70, 72
 –, freies **62**, 86
 –, nicht bindendes **62**, 70, 72
 –, räumliche Ausdehnung 71
 Elektronenpaarabstoßungsmodell 70
 Elektronenpaarbindung 66
 Elektronenübergänge 97–110
 Elektronenverteilung 15
 Elektronenwolke 70 f.
 Elektronenzahl 12 ff.
 elektrostatische Wechselwirkung 56
 Element 2, **3 f.**, 6 f., **9 ff.**, 18 f., 27
 –, Bindungsbildung 62
 –, Modifikationen 65 f.
 –, Wertigkeit 47 f.
 Elementarteilchen 5
 Elementgruppen des Periodensystems 44
 Elementnamen 3 f.
 Elementsymbole **3 f.**, 7, 22, 25
 endotherme Reaktion 30
 Endstoff 24
 Energie, elektrische 30
 –, mechanische 29
 –, thermische 29
 Energieaufnahme 31
 Energiebeteiligung 29
 Energiebeträge, gequantelte 12
 Energiefreisetzung 29
 Energiegewinn 30, 76
 Energieniveau 12
 Energiestufen 8 f., 12

Energieumsatz 21, 76
 Energieverlust 30
 Energiezufuhr 1, 30
 Energiezustände 13
 Erdalkalimetalle **44**, 51 f.
 Essigsäure 82, 99
 Ethanal 99
 Ethanol 26, 109
 Ethansäure 99
 Ethen 63
 Ethin 63
 exotherme Reaktion 30

F

f-Elektronen 13
 Faktoren bei Zahlenangaben 38
 Farbstoffe als Säure-Base-Indikatoren 90
 Festpunkt 72
 Fette, Lösungen in Benzin 76
 Fleckenwasser 76
 Fluor 3, 27, 46, 61 f., 64, 72
 Fluoridion 53
 Fluorwasserstoff 64
 –, Wasserstoffbrückenbindungen 74
 Formeln, Aufbau 25
 –, chemische 25, 57
 Formelsprache nach Berzelius 3
 Francium 44
 freie Elektronenpaare 62, 86
 funktionelle Gruppen 118

G

Gallium 45
 Gas, Volumengesetz 35 f.
 Gasvolumen bei Normalbedingungen 35 f.
 Gefrierpunktniedrigung 75
 Gemisch 2

Germanium 45
 Gesetz von der Erhaltung der
 Masse 24
 Gesteine 54
 Gips, Löslichkeit in Wasser
 77
 Gitterenthalpie 57, 76
 Gleichstrom 30
 Gleichungen, chemische
 24 ff.
 Glucose 40, 43
 –, Berechnung der Molekül-
 masse 33
 Gold 4, 40 f.
 Graphit 65 f.
 Gruppen, funktionelle 118
 Gruppennummer 51, 104

H

H-Isotop 32
 Halogenatom 52
 Halogene 44, 46, 51, 52 f.,
 61 f., 68, 73, 100
 Halogenidion 53
 Hauptgruppen im Perioden-
 system 44 ff., 51
 Hauptgruppenelement
 51 f.
 Hauptquantenzahl 9 ff.,
 16 f., 23
 Hauptschale 9 f., 13 f., 23
 –, Besetzung mit Elek-
 tron 11, 12–16,
 49 f.
 –, Unterniveaus 13 f.
 Helium 3, 10, 46, 49
 –, Elektronenkonfigu-
 ration 10
 Heterolyse 80 f.
 Homolyse 79 f.
 Hydratation 76 f.
 Hydratationsenthalpie 76
 Hydrathülle 76, 81
 Hydrazin 102
 Hydrogencarbonation 86
 Hydrogenphosphation 86
 Hydrogensulfation 85 f.
 Hydrogensulfidion 86

Hydrogensulfition 86
 Hydroxidion 59
 –, Titration 93
 Hydroxidionenkonzentra-
 tion 89
 Hypophosphorige Säure
 102

I

Indexzahl 25, 27, 33, 48
 Indikator 90, 92
 Indium 45
 Iod 4, 27, 46, 73
 –, Übergang in die Gas-
 phase 73
 Iodidion 53
 Iodwasserstoff 27 f.
 Ionen 21 ff., 52, 59 f.
 –, hydratisierte 76 f.
 –, mehratomige 59, 77
 Ionenbindung 56, 68
 Ionengitter 56 f., 60, 75
 Ionenradius 56
 Ionenverband 57
 Ionenverbindung 60, 68
 Ionisierungsenergie 22 f.
 Isotop 7 f., 32
 Isotopenarten 7

K

K-Schale 8 ff., 13 ff., 22
 Kalium 3, 26, 44
 Kaliumbromid 58
 Kaliumchlorat 27 ff.
 Kaliumchlorid 27 f.
 Kaliumchromat 103
 Kaliumcyanid 26
 Kaliumdichromat 59, 105
 Kaliumhydroxid 28
 Kaliumion 52
 Kaliumnitrat 28 f., 59
 Kaliumpermanganat 26,
 59, 99, 103, 105
 Kaliumsulfat 28 f.
 Kästchenschreibweise 16 f.
 – der Orbitale 16

–, Elektronen-
 konfiguration 18
 Kationen 21 f., 75
 Kern-Hülle-Modell 5
 Kernladungszahl 6
 Knallgasreaktion 29 f.
 Kobalt 4
 Kochpunkt 72
 Kochsalz 54
 Koeffizient 26 f.
 Kohlendioxid s. Kohlenstoff-
 dioxid
 Kohlensäure 86
 Kohlenstoff 3, 6, 26, 32,
 45, 63, 65 f.
 –, Bindung zu weiteren
 Atomen 63
 –, Sonderstellung im
 PSE 63
 Kohlenstoffdioxid 24, 48,
 63
 –, räumlicher Bau 71
 Kohlenstoffgruppe 44, 45,
 51
 Kohlenstoffisotop ^{12}C 32
 Kohlenstoffmonoxid 27 f.,
 48, 63
 Kräfte zwischen Stoff-
 teilchen 73
 Krypton 46, 50
 Kugelpackung, dichteste
 57
 Kupfer 4
 Kupfer(I)-oxid 59
 Kupfer(II)-oxid 59
 Kupfersulfat 60, 77

L

L-Schale 10 f., 22
 Lackmus 90
 Ladungstrennung von
 Atomen 5
 Lanthanoide 18, 44
 Laue 91 ff.
 Lavoisier 24
 Leiter erster und zweiter
 Klasse 55

Leitfähigkeit von Salzlösungen 54 f., 60
 Leitfähigkeitsprüfung 54 f.
 Lewis-Formel 61 ff., 70
 Lichtenergie 12, 29
 Lithium 3, 10, 44
 Lithiumion 52
 Lithiumsulfid 58
 Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration 88
 Löslichkeit 77
 Löslichkeitsprodukt 77
 Lösung, gesättigte 77
 –, Neutralpunkt 87 f.
 –, ungesättigte 77
 Lösungsenthalpie 76
 Lösungsmittel 75 ff., 84, 88
 –, unpolare 76
 –, Wasser 75 f.
 Lösungsqualität, alkalisch 87 ff.
 –, basisch 87 ff.
 –, Nachweis durch Indikatoren 90
 –, neutral 89 ff.
 –, sauer 87 ff.
 Lösungsvorgang 75 f.
 –, Energieumsatz 75
 – in Wasser 75–76
 –, Temperaturänderung 75 f.
 Loschmidt'sche Zahl 34

M

M-Schale 9 ff., 22
 Magnesium 3, 44, 98 f.
 Magnesiumchlorid 58
 Magnesiumion 52
 Magnesiumoxid 98
 magnetische Quantenzahl 14
 Mangan 4, 26, 102
 Mangan(II)-chlorid 49
 Mangan(IV)-oxid 49
 Masse, molare 33, 35, 37
 Massenanteil 77

Masseneinheit, atomare 32 f.
 Massenzahl 7, 8, 32
 –, Dezimalbruch 8
 Meerwasser, pH-Wert 89
 Metall 27, 45, 54
 Methan 47, 63
 Milch, pH-Wert 89
 Mineraldünger 59
 Mineralien 54
 Mineralwasser 54
 –, pH-Wert 89
 Mischelement 7
 Mol 33 ff.
 molare Masse 33, 35, 37
 molares Volumen 37
 Moleküle 25 ff., 34, 70 ff.
 Molekülgeometrie 70 ff.
 Molekülgitter 73
 Molekülmasse 32 f., 37
 Molekülstruktur 70 ff.
 Mörtel 54

N

N-Schale 10 f.
 Nachweisreaktionen 29
 Natrium 3, 44, 54
 Natriumcarbonat 59
 Natriumchlorid 54, 58, 77, 92
 Natriumfluorid 58
 Natriumhydroxid 54, 59, 82, 91, 94
 –, Lösung 78
 Natriumion 52, 98
 Natriumsulfat 103
 Natriumsulfid 58
 Natronlauge 59, 78, 92 ff.
 –, Titration 93
 Nebengruppenelemente 44, 58, 104
 –, Oxidationsstufen 103
 Nebenquantenzahl 13 f.
 Neon 3, 10, 46, 49
 –, Elektronenkonfiguration 10
 Neutralisationsreaktion 91 f.

Neutralpunkt 87 f., 92
 Neutron 5 ff., 32
 Neutronenanzahl 7
 Nichtmetall 27, 45 f.
 Nickel 4
 Nitration 59, 85
 Nucleon 32
 numerische Einheiten 38

O

O-Schale 9 f.
 Oktettregel 49 ff., 58
 Orbital 16
 Orbitalbesetzung 17
 Orbitalmodell 12–20
 Ordnungszahl 3 f., 6 f., 9, 11, 21, 49
 O-Schale 9 f.
 Oxidation 98
 Oxidationsmittel 100
 Oxidationszahlen 100 ff.
 Oxidschicht 44
 Oxoniumionenkonzentration 88 f.
 Oxygenium 98

P

p-Elektronen 13
 P-Schale 9 f.
 Pauli-Prinzip 16
 Pauling 16, 67
 Pentan 28
 Penten 105
 Perchlorsäure 102
 Periodensystem der Elemente (PSE) 4, 6, 9 ff., 44
 –, Bindungsverhältnisse 62
 –, Farbgestaltung 10
 –, Elektronegativität 67
 –, Elementgruppen 44
 –, Elementsymbol 7
 –, Hauptgruppen 44 ff.
 –, Massenzahl 7
 –, Nebengruppenelemente 44

–, Ordnungszahl 7
 –, Schreibweise 8
 –, verkürztes 44
 –, Verwendung 9
 Permanganation 59, 104 f.
 Phenolphthalein 90
 Phosphation 60, 86
 Phosphor 3, 45, 65
 Phosphor(III)-chlorid 49
 Phosphor(V)-chlorid 49
 Phosphorsäure 85 f.
 Phosphortrichlorid 27 f.
 Phosphorwasserstoff 102
 pH-Wert 88 ff.
 pOH-Wert 89 f.
 Polarität von Atombindungen 69 f.
 Polonium 45
 Produkt 24, 26, 27, 30 f., 39, 110
 Propanol 40, 42
 Protolyse 82, 85 f.
 Proton 5 f., 9, 32, 85
 Protonenabgabe 82, 84 f., 87
 Protonenakzeptoren 82 f.
 Protonenaufnahme 82, 85 f.
 Protonendonatoren 82 f.
 Protonenübergang 81–97
 Protonenzahl 6 f.
 Pyrit 54

Q

Q-Schale 9 f.
 Quantenzahl 14, 16
 Quecksilber 4
 Quecksilber(I)-chlorid 59
 Quecksilber(II)-chlorid 59
 Quecksilberoxid 49

R

Radium 4, 44
 Radon 46, 50
 Reaktionen, endotherme 30

–, Energiebeteiligung 29 ff.
 –, exotherme 30
 Reaktionsbedingungen 24
 Reaktionsenthalpie 31
 Reaktionsgleichung 24–29, 36
 –, qualitative und quantitative Aussagen 36
 –, Regeln zur Richtigkeit 26 ff.
 Reaktionspfeil 23
 Reaktionsschema 24 ff.
 Reaktionswärme 31
 Redoxgleichung 104 ff.
 Redoxreaktion 97, 99 ff.
 Reduktion 98 ff.
 Reduktionsmittel 100
 Reinelement 7
 Reinstoff 2
 Resublimation 1
 Rohrzucker, Löslichkeit in Wasser 77
 Rubidium 13, 44
 Rücktitration 94, 96
 Rutherford'sches Atommodell 5

S

s-Elektronen 13
 Salpeter 54
 Salpetersäure 28 f., 54, 85
 Salzbildner 46
 Salzbildung 57 f.
 – durch Neutralisation 91 f.
 Salze 44, 46, 53–60, 75–77, 103
 –, Bindungsverhältnisse 56
 –, Bindungswertigkeit 56
 –, charakteristische Eigenschaften 60
 –, chemische Formeln 57
 –, Kristallstruktur 55, 60
 –, Lösungsvorgang im Wasser 75 ff.
 –, mehratomige Ionen 59
 –, räumliche Strukturen 56
 –, Sauerstoff-haltige 103 f.
 –, Schmelzverhalten 60
 –, wichtige Beispiele 58
 Salzkristalle 57, 60
 –, Hydratation 75
 Salzlösungen, Leitfähigkeit 54 ff.
 Salzsäure 63, 81 f., 84 f., 92 ff., 99, 105
 –, Titration 93
 Sauerkraut, pH-Wert 89
 Sauerstoff 3, 23 f., 26 f., 29 f., 36, 40, 45, 61, 64, 101 f.
 Sauerstoffgruppe 44, 45, 51
 Säure 82–87, 92 ff.
 –, Grundlegendes 82 ff.
 –, mehrprotonige 86
 –, Protonendonatoren 82 f.
 Säure-Base-Indikatoren 90
 Säure-Base-Konzept nach Lewis 82
 Säure-Base-Reaktion 83, 87
 – nach Brönstedt 82
 Säure-Base-Titration 92 ff.
 Säurebegriff nach Brönstedt, Definition 82
 Säurestärke 86
 Schalen 8 ff., 50
 Schalenmodell 8 ff.
 Schießpulver 59
 Schmelze 55, 60
 Schmelzpunkt 2, 72
 Schmelztemperatur 60
 Schwarzpulver 54
 Schwefel 3, 26, 45, 64 f., 102
 –, Ringform 64
 Schwefeldioxid 27 f., 49, 102
 Schwefelsäure 28 f., 33, 54, 82, 85 f., 101
 –, Berechnung der Molekülmasse 33

–, Titration 94
 Schwefeltrioxid 27 f., 49
 Schwefelwasserstoff 47, 49, 64, 86, 102
 Schwefelwasserstoff(säure) 86
 Schweflige Säure 86, 102
 Selen 45
 Siedepunkt 2, 72
 Siedepunktserhöhung 75
 Siedetemperatur 114
 Silber 4, 99
 Silberbromid 48
 Silbernitrat 99
 Silicium 3, 45
 Soda 54, 59
 Speichel, pH-Wert 89
 Spin 16
 Spinquanzenzahl 15
 Steinsalz 54
 Stickstoff 3, 26, 45, 61, 64, 72
 Stickstoff(II)-oxid 49
 Stickstoff(IV)-oxid 49
 Stickstoffdioxid 27 f., 102
 Stickstoffgruppe 44, 45, 51
 stöchiometrische Berechnung 35 f., 39 f., 78
 –, Beispiele 40
 –, Formeln 37 f.
 –, Größen 37, 39
 –, systematische Vorgehensweise 39
 –, Wertigkeit 47
 Stoff 1 f.
 Stoffmenge 34 ff., 41, 76, 78, 92 ff., 96 f.
 Stoffmengenkonzentration 37, 78
 Stoffmengenverhältnis 39
 Stoffportion 33, 34 f.
 Stoffteilchen, Kräfte 73
 –, Wechselwirkung 72
 Strontium 44
 Sublimation 1

Sulfation 60, 77, 86, 104
 Sulfidion 86
 Sulfition 86

T

Teilchen, Eigenbewegung 74
 Teilchenzahl 34, 37, 41 f.
 Teilladung 69, 74
 Tellur 45
 Tetrachlorkohlenstoff 76
 Tetrachlormethan 76
 Tetraeder 66, 71
 Thallium 45
 Titan 11
 Titration 92
 Tonerde 54

U

Übergangsmetalle
 s. Nebengruppenelemente
 Universalindikator 90
 Unterniveau 13 ff.

V

Valenzelektronen 51, 61 f., 64, 72
 Valenzelektronenpaar 70
 Valenzstrichformel 61 f.
 Van-der-Waals-Kräfte 73
 Verbindung 2, 24 f., 47 ff., 60, 68
 –, binäre 48
 Verbindungsgesetze 47
 Verhältnisformel 57
 Volumen, molares 37
 Volumenanteil 77–78
 Volumengesetz bei Gasen 35 f.

W

Waschmittel 111
 Wasser 23, 26, 29 f., 47, 75 f., 80 f., 83 ff.
 –, Autoprotolyse 88
 –, Berechnung der Molekülmasse 33
 –, destilliertes, pH-Wert 89
 –, Lösungsmittel 75, 77
 –, räumlicher Bau 71
 Wasserdipol 75
 Wassermolekül, Bindungspolarität 69
 –, Wechselwirkung mit Ionen 75
 Wasserstoff 3, 6, 10, 12, 23, 29 f., 61, 63
 –, Elektronenkonfiguration 10
 Wasserstoffbrückenbindung 74
 Wasserstoffperoxid 48, 105
 Wertigkeit, stöchiometrische 47 ff.
 Wertigkeitsstufe 47
 Wismut 45

X

Xenon 46, 50

Z

Zement 54
 Zink 4
 Zinn 4, 45
 Zitronensäure 82