



Plus im Web

Zeeck

Jetzt mit
Lernvideos

Chemie für Mediziner

A. Zeeck S. Grond S.C. Zeeck

10. Auflage



Urban & Fischer

Inhalt (Kurzfassung)

Allgemeine Chemie

1	Atombau	3
2	Periodensystem der Elemente	15
3	Grundtypen der chemischen Bindung	27
4	Erscheinungsformen der Materie	47
5	Heterogene Gleichgewichte	63
6	Chemische Reaktionen	79
7	Salzlösungen	97
8	Säuren und Basen	109
9	Oxidation und Reduktion	135
10	Metallkomplexe	161

Organische Chemie

11	Einführung und Kohlenwasserstoffe	177
12	Kinetik chemischer Reaktionen	215
13	Verbindungen mit einfachen funktionellen Gruppen	225
14	Aldehyde und Ketone	265
15	Chinone	281
16	Carbonsäuren und Carbonsäurederivate	287
17	Derivate anorganischer Säuren	313
18	Stereochemie	325
19	Aminosäuren und Peptide	341
20	Kohlenhydrate	371
21	Heterocyclen	397
22	Medizinisch relevante Werkstoffe	413
23	Spektroskopie in Chemie und Medizin	421

	Lösungen der Aufgaben	435
	Glossar	481
	Sachverzeichnis	495
	Tabellen zu Basis- und SI-Einheiten	518
	Anhang: Ausgewählte funktionelle Gruppen organischer Moleküle	525



Medizinische relevante Themen

Warum ist Elektromog bedenklich?	13	Inhalationsnarkotika	239
Elementhäufigkeit im menschlichen Körper	21	Benzpyren und Krebs	241
Radioisotope in der Strahlentherapie	25	Schwefel im Knoblauch	245
Metalle als dentale Werkstoffe	29	Catecholamine sind Neurotransmitter	250
Salze für die Gesundheit	34	Designerdrogen: Nutzen und Schaden liegen dicht beieinander	251
Salzkristalle im Ohr für den Gleichgewichtssinn	34	Dioxin in Fleisch und Eiern	255
Was oben fehlt, macht unten krank	42	Formalin in der Anatomie	267
Abkühlung durch Schwitzen	55	Aceton in der Atemluft	268
Haben Zellen eine Wasserleitung?	58	Progesteron im weiblichen Zyklus	268
Tyndall-Effekt im Auge	60	Turboboost beim Aufstehen	270
Taucher leben gefährlich	64	PAS-Reaktion: Was verbirgt sich dahinter?	271
Verteilungsprozesse im Körper	65	Transaminasen in der Diagnose	276
Die Lunge reguliert den Gasaustausch	66	Chemie des Sehens	276
Die Niere kontrolliert den Flüssigkeitshaushalt	68	Die Rolle von Vitamin K bei der Blutgerinnung	285
Osmodiuretika	70	Retinsäure, ein hormonähnlicher Modulator	289
Warum sind Regenwasser oder Meerwasser „giftig“?	71	Darmflora kommuniziert mit dem Gehirn	293
Nervenreizleitung, was ist das?	71	Ursodeoxycholsäure, eine bärenstarke Gallensäure ..	295
Kann der Mensch leuchten?	85	Prostaglandine sind Gewebshormone	297
Die Wärmeregulation – das A und O für Wohlbefinden und Gesundheit	86	Aspirin® ist schon über 100 Jahre alt	301
Gleichgewicht oder Fließgleichgewicht: Was braucht der Mensch?	95	Essentielle Fettsäuren	305
Das Aussalzen von Proteinen	100	Artemisinin hilft bei Malaria	307
Salze als Abführmittel (Laxantien)	100	Acetylcholin – ein wichtiger Neurotransmitter	308
Lithiumsalze in der Psychiatrie	101	Wer bedient Cannabinoid-Rezeptoren?	310
Nierensteine	103	Penicillin, ein β -Lactam-Antibiotikum	311
Knochen- und Zahnbildung	103	Ammoniak ist ein Zellgift	315
Ionenwanderung im Wurzelkanal	106	Sulfonamide	320
Säuren und Laugen rufen Verätzungen hervor	119	Phosphor ist ein „anfeuerndes Element“	323
Lebensmittel beeinflussen den Säure-Base-Haushalt	120	Thalidomid hat zwei Gesichter	338
Allzu viel ist ungesund	123	Es gibt essentielle Aminosäuren	343
Pufferkapazität des Blutes	132	Histamin – ein Mediator bei Allergien	350
Im Notfall hilft eine Plastiktüte	132	Hormone der Schilddrüse	351
Desinfektion ist unverzichtbar	138	Nicht nur Zucker schmeckt süß	355
Stickstoffoxide machen Karriere	144	Prolin im Gluten	360
Stoffwechselenergie als Stromquelle	147	Was führt zur Alzheimer-Erkrankung?	366
Power für die Zellen	158	Ein Peptid reguliert den Zuckerstoffwechsel	369
Platin in der Krebstherapie	164	Vitamin C – ein Zuckerderivat	381
Gift und Botenstoff zugleich	172	Karies und Saccharose	388
Morbus Wilson	173	Lactoseintoleranz und Galaktosämie	389
Paraffine	190	Herzwirksame Glykoside aus dem Fingerhut	390
Chlorethan und Halothan	198	Hyaluronsäure und Heparin – Glykosaminoglykane mit besonderen Eigenschaften	392
Oxidativer Stress	199	Gibt es essentielle Monosaccharide?	396
Benzol ist toxisch	209	Bei Eisen gibt es ein Zuwenig und Zuviel	400
Benzol hat eine Sonderstellung	212	Nicotin – zwischen Pflanzenschutz und Krebs	402
Jedes Enzym hat seine eigene Kinetik	224	Serotonin und Melatonin sind unverzichtbar	404
Unterschiedliche Alkoholwirkungen	224	Coffein macht munter	405
Methanol ist ein starkes Gift	233	Nucleinsäuren als Angriffsorte für Arzneimittel	408
Ethanol ist giftig und macht süchtig	233	Photometrische Blutuntersuchungen	424
Cholesterin und Arteriosklerose	235	Magnetresonanztomographie (MRT)	429
		Röntgendiagnostik	431

Inhalt

Allgemeine Chemie

1	Atombau	3
1.1	Elementarteilchen	3
1.2	Aufbau eines Atoms	4
1.3	Isotope	5
1.4	Elemente	5
1.5	Atommasse, Stoffmenge Mol	6
1.6	Aufbau der Elektronenhülle	8
1.6.1	Allgemeines	8
1.6.2	Quantenzahlen	8
1.6.3	Elektronenkonfiguration	9
1.6.4	Atomorbitale	11
2	Periodensystem der Elemente	15
2.1	Übersicht und Historisches	15
2.2	Beschreibung des Aufbaus	17
2.3	Elektronenkonfiguration als Wegweiser	17
2.4	Hauptgruppen- und Nebengruppenelemente	18
2.5	Biochemisch und medizinisch wichtige Elemente	20
2.6	Radioisotope	22
3	Grundtypen der chemischen Bindung	27
3.1	Oktettregel	27
3.2	Metallische Bindung	27
3.3	Ionenbindung	29
3.3.1	Kationen	29
3.3.2	Anionen	30
3.3.3	Neigung zur Ionenbildung	30
3.3.4	Atom- und Ionenradien	31
3.3.5	Salze	32
3.3.6	Namen wichtiger Ionen/Salze, Molberechnung	33
3.4	Atombindung	35
3.4.1	Schreibweise und Definitionen	35
3.4.2	Moleküle	36
3.4.3	Bindungslänge und Bindungsenergie	37
3.4.4	Molekülorbitale	37
3.4.5	Das Methan-Molekül	38
3.4.6	C–C-Einfachbindungen	39
3.4.7	Mehrfachbindungen	40
3.4.8	Die polarisierte Atombindung	43
3.4.9	Beispiele für Dipolmoleküle	44
4	Erscheinungsformen der Materie	47
4.1	Aggregatzustände	47
4.2	Gase	48
4.2.1	Druck und Druckmessung	48
4.2.2	Gasgesetze	49
4.3	Flüssigkeiten	50
4.4	Feststoffe	51
4.5	Phasenumwandlungen	53
4.6	Eigenschaften von Wasser und Schwefelwasserstoff	56
4.7	Reinstoffe und Stoffgemische	59
4.7.1	Unterscheidungsmerkmale	59
4.7.2	Homogen und heterogen	59
5	Heterogene Gleichgewichte	63
5.1	Gesättigte Lösungen und Löslichkeit	63
5.2	Nernst-Verteilungsgesetz	65
5.3	Henry-Dalton-Gesetz	66
5.4	Adsorption an Oberflächen	67

5.5	Gleichgewichte in Gegenwart von Membranen	67
5.5.1	Membran	67
5.5.2	Diffusion	67
5.5.3	Dialyse	68
5.5.4	Osmose	68
5.5.5	Membranpotenzial	71
5.6	Verfahren zur Stofftrennung	72
6	Chemische Reaktionen	79
6.1	Definition	79
6.2	Chemische Gleichungen	79
6.3	Stöchiometrische Berechnungen	81
6.4	Energetik chemischer Reaktionen	84
6.4.1	Allgemeines	84
6.4.2	Reaktionswärme (= Reaktionsenthalpie)	85
6.4.3	Reaktionsentropie	87
6.4.4	Gibbs-Energie – Triebkraft chemischer Reaktionen	88
6.5	Chemisches Gleichgewicht	89
6.5.1	Allgemeines	89
6.5.2	Massenwirkungsgesetz	90
6.5.3	Prinzip des kleinsten Zwanges	90
6.5.4	Gibbs-Energie und chemisches Gleichgewicht	91
6.6	Gekoppelte Reaktionen	93
6.7	Fließgleichgewichte	94
7	Salzlösungen	97
7.1	Vorgänge beim Lösen von Salzen	97
7.1.1	Dissoziation	97
7.1.2	Hydratation von Ionen	98
7.1.3	Lösungsenthalpie	101
7.2	Löslichkeitsprodukt	102
7.3	Fällungs-Reaktionen	103
7.4	Elektrolyse	105
8	Säuren und Basen	109
8.1	Säure-Base-Definitionen	109
8.2	Konjugierte Säure-Base-Paare und Ampholyte	111
8.3	Eigendissoziation des Wassers, pH-Wert	114
8.4	Stärke von Säuren und Basen	116
8.5	Berechnung von pH-Werten	119
8.5.1	Starke Säuren	119
8.5.2	Schwache Säuren	119
8.6	Messung von pH-Werten	121
8.7	Neutralisation	122
8.8	pH-Wert von Salzlösungen	123
8.9	Säure-Base-Titration	124
8.9.1	Titrationsskurven	124
8.9.2	Gehaltsbestimmung durch Titration	126
8.10	Pufferlösungen	126
8.10.1	Puffersubstanzen und ihre Wirkung	127
8.10.2	Puffergleichung	127
8.10.3	Pufferkapazität	128
8.10.4	pH-Optimum und Pufferbereich	129
8.10.5	Phosphat-Puffer	130
8.10.6	Kohlensäure-Puffer	131
9	Oxidation und Reduktion	135
9.1	Elektronenübergänge bei chemischen Reaktionen	135
9.2	Definitionen	136
9.3	Redox-Teilreaktionen sind umkehrbar	138
9.4	Spannungsreihe	139
9.5	Richtung des Elektronenflusses zwischen Redoxpaaren	140
9.6	Aufstellen von Redoxgleichungen	141
9.6.1	Oxidationsstufen als Hilfsgröße	141
9.6.2	Beispiele für Redoxgleichungen	143
9.7	Elektrochemische Zelle	144
9.8	Elektromotorische Kraft (EMK)	146

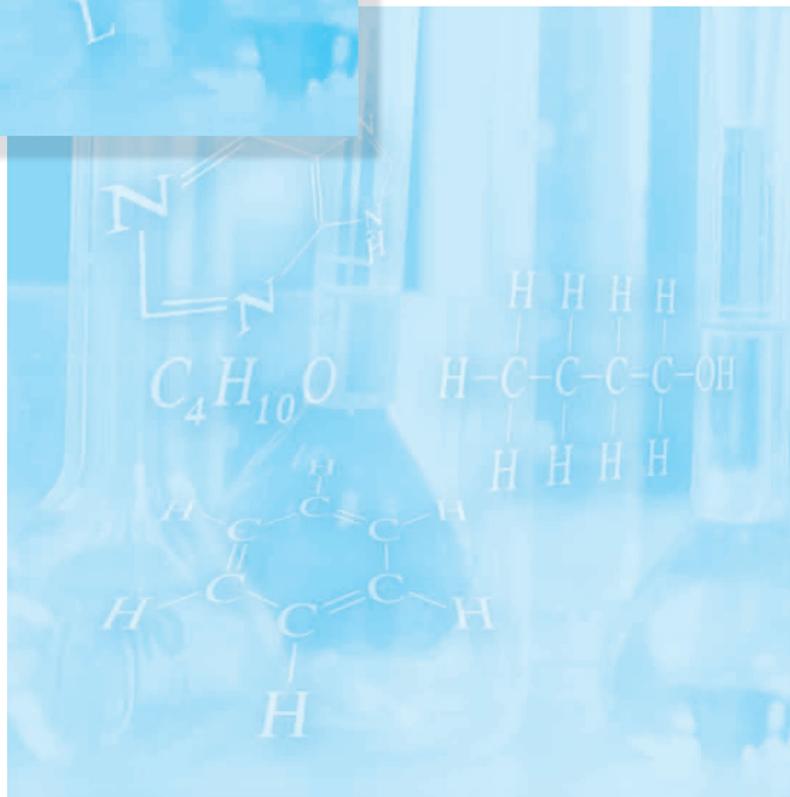
9.9	Elektrodenpotenziale	148
9.10	Nernst-Gleichung	150
9.11	Redox- und Säure-Base-Reaktionen im Vergleich	152
9.12	pH-Abhängigkeit von Redoxpotenzialen	153
9.12.1	Normalpotenziale bei pH = 7	153
9.12.2	pH-Bestimmung durch Potenzialmessung	154
9.13	Knallgasreaktion und Atmungskette	155
10	Metallkomplexe	161
10.1	Koordinative Bindung	161
10.2	Aufbau von Metallkomplexen	162
10.3	Chelatkomplexe	165
10.4	Reaktionen mit Metallkomplexen	166
10.4.1	Ligandenaustausch-Reaktionen	166
10.4.2	Stabilität von Metallkomplexen	167
10.5	Durch Komplexbildung veränderte Eigenschaften von Metallionen	168
10.6	Bedeutung von Chelatkomplexen	170
Organische Chemie		
11	Einführung und Kohlenwasserstoffe	177
11.1	Grundlagen	177
11.1.1	Organische Chemie – die chemische Brücke in die Welt des Lebens	177
11.1.2	Bindungsverhältnisse am Kohlenstoff	178
11.1.3	Funktionelle Gruppen am Kohlenstoff	179
11.1.4	Elementare Reaktionstypen am Kohlenstoff	181
11.1.5	Kohlenstoff ist einzigartig	182
11.2	Alkane	184
11.2.1	Summenformel und Konstitution	184
11.2.2	Nomenklatur	186
11.2.3	Molekülmodelle	187
11.2.4	Konformere	188
11.2.5	Physikalische Eigenschaften	190
11.3	Cycloalkane	191
11.3.1	Struktur	191
11.3.2	Konformationen des Cyclohexans	192
11.3.3	Cyclohexanderivate	192
11.4	Reaktionen der Alkane	194
11.4.1	Homolytischer/heterolytischer Bindungsbruch	194
11.4.2	Radikalische Substitution	195
11.4.3	Oxidation der Alkane	198
11.5	Alkene	200
11.5.1	Konstitution und Nomenklatur	200
11.5.2	Geometrische Isomerie	201
11.5.3	Additions-Reaktionen	202
11.5.4	Diene und Polyene	206
11.6	Alkine	208
11.7	Aromaten (Arene)	208
11.7.1	Molekülbau und Mesomerie des Benzols	208
11.7.2	Reaktionen des Benzols	210
11.7.3	Einzelschritte der elektrophilen aromatischen Substitution	212
12	Kinetik chemischer Reaktionen	215
12.1	Von der Thermodynamik zur Kinetik	215
12.2	Reaktionsgeschwindigkeit	216
12.2.1	Geschwindigkeitsgesetz und Reaktionsordnung	216
12.2.2	Molekularität von Reaktionen	218
12.2.3	Temperaturabhängigkeit	218
12.3	Katalyse	220
12.4	Enzymkinetik	222
13	Verbindungen mit einfachen funktionellen Gruppen	225
13.1	Alkanole und Phenole	225
13.1.1	Klassifizierung und Nomenklatur	225
13.1.2	Eigenschaften und Reaktionen	228

13.1.3	Mehrwertige Alkanole und Phenole	231
13.1.4	Wo spielen Alkanole und Phenole eine Rolle?	232
13.2	Ether	238
13.2.1	Nomenklatur und Eigenschaften	238
13.2.2	Reaktionen	239
13.2.3	Kronenether	241
13.3	Thiole und Thioether	243
13.3.1	Nomenklatur und Eigenschaften	243
13.3.2	Reaktionen	244
13.3.3	Bedeutung des Schwefels	246
13.4	Amine	248
13.4.1	Klassifizierung und Nomenklatur	248
13.4.2	Basizität	249
13.4.3	Salzbildung	249
13.4.4	Beispiele für Amine	250
13.5	Halogenalkane und Halogenaromaten	253
13.6	Nucleophile Substitution	255
13.6.1	Allgemeines	255
13.6.2	Eigenschaften der Reaktionspartner	257
13.6.3	S_N2 -Reaktion	258
13.6.4	S_N1 -Reaktion	258
13.6.5	Vergleich der S_N1 - und S_N2 -Reaktion	259
13.7	Eliminierungen	260
13.7.1	Allgemeines	260
13.7.2	E2-Reaktionen	261
13.7.3	E1-Reaktionen	262
14	Aldehyde und Ketone	265
14.1	Bau und Reaktionsverhalten der Carbonylgruppe	265
14.2	Struktur und Nomenklatur	267
14.3	Herstellung und Eigenschaften	269
14.4	Keto-Enol-Tautomerie	271
14.5	Reaktion mit Alkoholen	273
14.6	Addition primärer Amine	274
14.7	Reduktion der Carbonylgruppe	277
14.8	Aldol-Kondensation (C–C-Verknüpfung)	278
15	Chinone	281
15.1	Strukturen der Chinone	281
15.2	Redoxreaktionen	283
16	Carbonsäuren und Carbonsäurederivate	287
16.1	Carbonsäuren	287
16.1.1	Struktur und Nomenklatur	287
16.1.2	Eigenschaften	289
16.1.3	Salzbildung	292
16.1.4	Carbonsäuren mit zusätzlichen funktionellen Gruppen	294
16.2	Carbonsäurederivate	298
16.2.1	Allgemeines	298
16.2.2	Carbonsäurechloride	299
16.2.3	Carbonsäureanhydride	300
16.2.4	Carbonsäureester	302
16.2.5	Thioester	307
16.2.6	Carbonsäureamide	308
17	Derivate anorganischer Säuren	313
17.1	Kohlensäure und Harnstoff	313
17.2	Phosphorsäure	315
17.3	Schwefel- und Salpetersäure	319
17.4	Gibbs-Energie der Hydrolyse	321
18	Stereochemie	325
18.1	Verbindungen mit einem Chiralitätszentrum	325
18.1.1	Grundbegriffe	325
18.1.2	Optische Aktivität	327
18.1.3	Chirale Erkennung und Stereoselektivität	328
18.1.4	Schreibweise und Nomenklatur chiraler Verbindungen	330

18.2	Verbindungen mit zwei Chiralitätszentren	333
18.2.1	Enantiomere und Diastereomere	333
18.2.2	Racemat und Racematspaltung	334
18.2.3	<i>meso</i> -Weinsäure	335
18.3	Zur Struktur organischer Moleküle	336
18.3.1	Arten der Isomerie	336
18.3.2	Konstitution, Konfiguration und Konformation	336
18.3.3	Chiralität bei Arzneimitteln	338
19	Aminosäuren und Peptide	341
19.1	Einfache Aminosäuren	341
19.1.1	Struktur	341
19.1.2	Chiralität	344
19.1.3	Zwitterion	344
19.1.4	Molekülform in Abhängigkeit vom pH-Wert	345
19.1.5	Chelatkomplexe	346
19.1.6	Titrationkurve und Puffereigenschaften	346
19.1.7	Isoelektrischer Punkt	347
19.1.8	Decarboxylierung zu biogenen Aminen	349
19.1.9	Veresterung und Acylierung	350
19.2	Peptide	353
19.2.1	Peptidbindung und Primärstruktur (Sequenz)	353
19.2.2	Aufbau von Peptidketten	355
19.2.3	Abbau von Peptidketten	359
19.2.4	Sekundärstruktur von Peptiden	359
19.2.5	Zur Raumstruktur von Peptiden und Proteinen	362
19.2.6	Posttranslationale Modifikation von Aminosäuren	366
19.2.7	Insulin	367
20	Kohlenhydrate	371
20.1	Bausteine und Biopolymere	371
20.2	Monosaccharide	372
20.2.1	Triosen	373
20.2.2	Tetrosen	373
20.2.3	Pentosen	374
20.2.4	Hexosen	374
20.2.5	Eigenschaften und Reaktionen der Monosaccharide	376
20.2.6	Bildung cyclischer Halbacetale, Haworth-Formel	377
20.2.7	Sesselform-Schreibweise der Pyranosen	379
20.2.8	Abgewandelte Monosaccharide	381
20.2.9	Glykoside	382
20.3	Disaccharide	385
20.3.1	Allgemeines	385
20.3.2	Beispiele wichtiger Disaccharide	386
20.4	Polysaccharide	390
20.4.1	Cellulose	390
20.4.2	Stärke	391
20.4.3	Glykogen	391
20.5	Glykolipide und Glykoproteine	394
21	Heterocyclen	397
21.1	Fünfgliedrige Heterocyclen	397
21.2	Sechsgliedrige Heterocyclen	403
21.3	Mehrkernige Heterocyclen	404
21.4	Nucleinsäuren	405
21.5	Riboflavin und Folsäure	410
22	Medizinisch relevante Werkstoffe	413
22.1	Allgemeines über Werkstoffe und Biomaterialien	413
22.2	Metalle	414
22.3	Keramische Materialien	416
22.4	Polymere	417
23	Spektroskopie in Chemie und Medizin	421
23.1	Allgemeines	421
23.2	UV/VIS-Spektroskopie	422
23.3	IR-Spektroskopie	425

23.4	NMR-Spektroskopie	427
23.5	Röntgenstrukturanalyse	430
23.6	Massenspektrometrie	432
Lösungen der Aufgaben		435
	Allgemeine Chemie	435
	Organische Chemie	451
Glossar		481
Sachverzeichnis		495
Tabellen zu Basis- und SI-Einheiten		518
Anhang: Ausgewählte funktionelle Gruppen organischer Moleküle		525

Allgemeine Chemie



1

Atombau

Orientierung

Sie schlagen ein Chemiebuch auf und erwarten, dass es mit der Chemie losgeht, mit Formeln, Eigenschaften und Reaktionen chemischer Stoffe. Stattdessen beginnt es mit Atomen, den Bausteinen der Materie. Diese Vorgehensweise bezeichnet man als reduktionistisch und es erwächst die Aufgabe, die Bausteine später wieder zum Ganzen zusammensetzen und die Wirklichkeit des Menschen mit seinen körperlichen, seelischen und geistigen Fähigkeiten wahrzunehmen. Wir starten mit diesem Blick tief in die Materie, weil es die Protonen und Elektronen sind, die viele Eigenschaften und das Reaktionsverhalten chemischer Stoffe vermitteln und erklären.

Antwort erhalten Sie u. a. auf folgende Fragen:

- Welche Eigenschaften haben Protonen und Elektronen?
- Wie sind Atome aufgebaut?
- Wann spricht man von einem chemischen Element?
- Wie ist die Elektronenhülle der Atome aufgebaut?
- Warum ist Elektromog bedenklich?

1.1 Elementarteilchen

Die **Atome** sind die Bausteine der Materie. *Leukipp* und sein Schüler *Demokrit* kamen im 4. Jahrhundert vor Christus durch Gedankenexperimente zu dieser Einsicht. Sie waren der Meinung, dass sich die kleinsten „Elemente der Einzeldinge“ nicht mehr teilen lassen (griech. *atomos* = unteilbar). Dies erwies sich als unzutreffend. Heute wissen wir, dass man bei der Zerlegung von Atomen zahlreiche subatomare Partikel (= Elementarteilchen) nachweisen kann. Von diesen betrachten wir nur drei: **Protonen** (p^{\oplus}), **Neutronen** (n) und **Elektronen** (e^{\ominus}). Diese reichen aus, um die wichtigsten Eigenschaften der Atome zu verstehen. In der Atomphysik kennt man heute weitere, z. T. sehr kurzlebige Elementarteilchen.

Proton, Elektron,
Neutron

Die genannten Elementarteilchen lassen sich durch ihre *Ladung* und *Masse* charakterisieren (Tab. 1/1). Die Elementarladung beträgt absolut $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C (= Coulomb) für ein Elektron und $+1,6 \cdot 10^{-19}$ C für ein Proton. Das Neutron ist ungeladen. Da jede messbare Ladung ein ganzzahliges Vielfaches der Elementarladung ist, genügt es zur Verständigung, relative Ladungen ($-1/+1$) anzugeben.

Proton und Neutron haben ungefähr die gleiche Masse, ein Elektron besitzt nur etwa $1/2000$ der Masse eines Protons. Die absoluten Massen in Gramm sind wegen ihrer Kleinheit schwer zu handhaben, man verwendet deshalb relative Massen. Diese sind beim Proton und Neutron etwa gleich 1. Die Stellen hinter dem Komma ergeben sich, weil der Bezugspunkt, die **atomare Masseneinheit u**, nicht das Proton oder das Neutron ist, sondern $1/12$ der Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C (☞ Kap. 1.5).

Tab. 1/1 Ladung und Masse der drei wichtigsten Elementarteilchen.

Name	Symbol	relative Ladung	relative Masse (u)	absolute Masse (g)
Proton	p^{\oplus}	+1	1,0073	$1,66 \cdot 10^{-24}$
Neutron	n	0	1,0087	$1,66 \cdot 10^{-24}$
Elektron	e^{\ominus}	-1	$5 \cdot 10^{-4}$	$9,10 \cdot 10^{-28}$

Aus der Kernphysik ist bekannt, dass es zu Protonen (p^+) und Elektronen (e^-) sog. *Antiteilchen* gibt, das Antiproton (p^-) und das Positron (e^+). Sie haben die gleiche Masse, aber entgegengesetzte Ladung. Aus Antiteilchen lässt sich *Antimaterie* aufbauen. Treffen Elementarteilchen und deren Antiteilchen aufeinander, löschen sie sich gegenseitig aus und setzen dabei große Mengen Energie frei. Das Positron wird Ihnen in einem medizinischen Diagnoseverfahren (PET = Positronen-Emissions-Tomographie) begegnen (☞ Kap. 2.6).

1.2 Aufbau eines Atoms

Jedes Atom besitzt einen **Atomkern**, der sich aus Protonen und Neutronen, den **Nucleonen**, zusammensetzt, und eine **Elektronenhülle**, in der sich Elektronen aufhalten. Der Atomkern ist positiv geladen und vereinigt nahezu die gesamte Masse eines Atoms in sich. Die Elektronen umgeben den Kern als Wolke negativer Ladung.

! Jedes Atom ist nach außen hin *neutral*.

Atomkern,
Elektronenhülle

Der Durchmesser eines Atoms beträgt etwa 10^{-10} m (= 0,1 nm = 100 pm; 0,1 Nanometer = 100 Picometer): Erst wenn man 10^{10} Atome aneinanderreihet, ergibt sich eine Kette von 1 m Länge. Der Atomkern ist deutlich kleiner und hat einen Durchmesser von etwa 10^{-15} m (= 1 fm; 1 Femtometer). Die Größenrelation von Gesamtatom zu Atomkern ist wie die einer großen Sporthalle zu einem Tischtennisball, es gibt also sehr viel Platz in einem Atom. Dieser Platz steht den Elektronen zur Verfügung, die bei einer dichten Atompackung, wie z.B. in einem Stück Metall, die Atomkerne auf Distanz halten. Um einen Eindruck von den atomaren Dimensionen zu erhalten, kann man Größen und Abstände in der Welt wie in Tabelle 1/2 vergleichen. Man erkennt, dass der *Mensch* ziemlich genau zwischen *Mikrokosmos* und *Makrokosmos* seinen Platz hat.

Tab. 1/2 Größen und Abstände in Mikro- und Makrokosmos (in Meter).

Atomkern	Durchmesser	10^{-15}
Atom	Durchmesser	10^{-10}
Hämoglobin	Ausdehnung	10^{-8}
Zellkern	Durchmesser	10^{-6}
Erythrozyten	Durchmesser	10^{-5}
Mensch	Größe	1,7
Erde	Durchmesser	10^7
Sonne	Durchmesser	10^9
Erde – Sonne	Abstand	10^{11}
Milchstraße	Ausdehnung	10^{21}



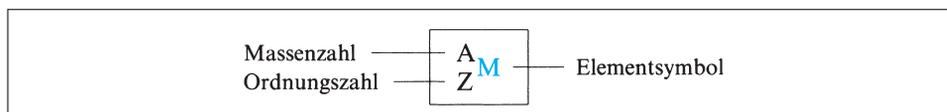
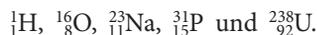
Kernladungszahl,
Ordnungszahl

Der Atomkern ist positiv geladen. Die Summe der Protonen im Atomkern ergibt die sog. **Kernladungszahl (KLZ)**. Ordnet man die Atome nach steigender KLZ, entsteht daraus als gleichwertiger Begriff die **Ordnungszahl (OZ)** der Elemente. Das einfachste Atom ist das Wasserstoffatom (Elementsymbol H), es hat die Kernladungszahl 1 und damit auch die Ordnungszahl 1. Natriumatome (Na) haben die Kernladungszahl 11, Phosphoratome (P) 15, Uranatome (U) 92. Da Atome nach außen hin neutral sind, wird die Ladung eines Atomkerns durch die entsprechende Anzahl Elektronen in der Umgebung des Atomkerns ausgeglichen. Für Atome gilt also:

! Kernladungszahl = Ordnungszahl = Zahl der Protonen im Atomkern = Zahl der Elektronen in der Elektronenhülle.

Massenzahl

Sauerstoff hat die Ordnungszahl 8. Damit ist klar, dass ein Sauerstoffatom 8 Protonen im Atomkern enthält und 8 Elektronen in der Elektronenhülle. Ein Sauerstoffatom besitzt jedoch die relative Atommasse 16 u. Dies bedeutet, dass der Atomkern neben den 8 Protonen noch 8 Neutronen enthalten muss, da die Elektronen zur Masse praktisch nichts beitragen. 16 ist die **Massenzahl** (= Nucleonenzahl) eines Sauerstoffatoms. Ein Atom ist bezüglich der enthaltenen Elementarteilchen vollständig charakterisiert, wenn man neben der Ordnungszahl noch die Massenzahl angibt. Für Atome der oben genannten Elemente ergibt sich folgende Schreibweise:



1.3 Isotope

Es gibt Atome, die in der *Kernladungszahl* (= *Ordnungszahl*) übereinstimmen, sich jedoch in der *Massenzahl* unterscheiden. Die Atomkerne solcher Atome enthalten dieselbe Anzahl Protonen, jedoch eine unterschiedliche Anzahl Neutronen. Die Anzahl der Neutronen im Atomkern ist die Differenz aus Massenzahl und Ordnungszahl ($A - Z$).

Isotope

! Atome mit gleicher Ordnungszahl, die sich in der Massenzahl unterscheiden, werden als **Isotope** bezeichnet.

Vom Chlor z. B. kennt man die Isotope ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ und ${}^{37}_{17}\text{Cl}$, vom Uran ${}^{235}_{92}\text{U}$ und ${}^{238}_{92}\text{U}$. Die Chlor-Isotope unterscheiden sich um zwei Neutronen im Atomkern, die Uran-Isotope um drei Neutronen. Die abgekürzte Schreibweise ${}^A_Z\text{M}$ hilft also nicht nur, den Atomaufbau abzuleiten, sondern ermöglicht auch das Erkennen von Isotopen.

Die Isotope eines Elementes können *stabil* oder *instabil* (= radioaktiv) sein. Sie können *natürlichen* Ursprungs sein oder werden *künstlich* hergestellt, z. B. durch Kernspaltung oder durch Beschuss von Atomen mit Elementarteilchen. Die Isotope eines Elementes haben sehr ähnliche chemische Eigenschaften und können im Stoffwechsel normalerweise nicht unterschieden werden.

1.4 Elemente

Chemisches Element

Besteht ein Stoff nur aus Atomen mit derselben Kernladungszahl, dann spricht man von einem **chemischen Element**.

! In einem chemischen Element haben alle Atome dieselbe Ordnungszahl (Kernladungszahl).

Derzeitig sind 118 chemische Elemente bekannt, die alle einen Namen und eine Abkürzung (= *Elementsymbol*) haben. Das Elementsymbol leitet sich nicht immer vom deutschen Namen des Elements ab (Tab. 1/3). Man muss die Namen und Abkürzungen wichtiger Elemente kennen, um chemische Gleichungen lesen zu können.

Viele Elemente setzen sich aus zwei oder mehr stabilen Isotopen zusammen, d. h. aus Atomen mit gleicher Ordnungszahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl. Für die Zahl der Isotope gibt es natürliche Grenzen. Bei Elementen mit kleinen Ordnungszahlen stimmt die Zahl der Protonen und Neutronen in etwa überein. Bei Elementen mit hoher Ord-

nungszahl gibt es einen geringfügigen Neutronenüberschuss: Die Neutronen werden im Atomkern benötigt, um die sich gegenseitig abstoßenden Protonen zusammenzuhalten. Wird von dieser Ausgewogenheit abgewichen, werden die Atomkerne *instabil* und versuchen, sich durch Abgabe von Elementarteilchen zu stabilisieren. Es treten *Isotope* auf, die *radioaktiv* sind (☞ Kap. 2.6).

! Es gibt drei **Wasserstoff-Isotope**: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ (= *Deuterium*) und ${}^3_1\text{H}$ (= *Tritium*). Die ersten beiden sind stabil. Tritium ist radioaktiv.

Vom Kohlenstoff (${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$) gibt es vier Isotope, von denen ${}^{13}_6\text{C}$ und ${}^{14}_6\text{C}$ radioaktiv sind. Weitere Beispiele zeigt Tabelle 1/3.

Die Isotopenzusammensetzung der auf der Erde natürlich vorkommenden Elemente ist praktisch konstant. Es gibt eine definierte **Isotopenhäufigkeit**. Wasserstoff z. B. enthält 99,99% ${}^1_1\text{H}$ und 0,01% ${}^2_1\text{H}$, Kohlenstoff 98,9% ${}^{12}_6\text{C}$ und 1,1% ${}^{13}_6\text{C}$, Chlor 75% ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ und 25% ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. Zinn (${}_{50}\text{Sn}$) setzt sich aus 10 Isotopen zusammen, während Phosphor (${}_{15}\text{P}$) ein *isotopenreines Element* ist. Der Anteil radioaktiver Isotope ist wegen des hohen Alters der Erde gering und müsste zukünftig weiter abnehmen. Atomare Katastrophen wie in Tschernobyl und Fukushima können diese Entwicklung natürlich verändern.

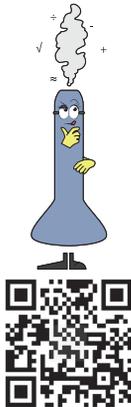
1.5 Atommasse, Stoffmenge Mol

Atommasse

Atommasse. Ein Wasserstoffatom ${}^1_1\text{H}$ hat die Masse $1,67 \cdot 10^{-24}$ g, ein Natriumatom ${}^{23}_{11}\text{Na}$ etwa das 23-Fache. Diese Massen sind unvorstellbar klein und für den Alltagsgebrauch ungeeignet. Man definiert deshalb eine relative Atommasse (A_r) mit der Einheit u (unified atomic mass unit) und setzt die Masse des Kohlenstoffisotops ${}^{12}_6\text{C}$ gleich 12,000 u. Aus dem Massenvergleich mit diesem Isotop ergeben sich alle anderen Atommassen.

! Die relative Atommasse 1 u entspricht $1/12$ der Masse eines Atoms des Kohlenstoffisotops ${}^{12}_6\text{C}$.

Calcularius
(chemisch Rechnen)



<https://else4.de/7a5>

Absolut hat ein ${}^{12}_6\text{C}$ -Atom die Masse $1,99265 \cdot 10^{-23}$ g. Nimmt man davon $1/12$, ergibt sich $1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24}$ g.

Ein Blick in Tabelle 1/3 lässt erkennen, dass kein Element eine glatte Atommasse aufweist. Hierfür gibt es drei Gründe:

1. Die Masse eines Protons oder Neutrons ist nicht genau gleich 1 u (Tab. 1/1).
2. Die Massen der Elementarteilchen addieren sich nicht genau, weil es eine atomare Bindungsenergie gibt, die zu einer Massenabnahme führt (Massendefekt).
3. Die Zahlen in den Tabellenwerken spiegeln zugleich die natürliche *Isotopenhäufigkeit* eines Elements wider. Beim Kohlenstoff z. B. liegt die mittlere Atommasse wegen des Anteils von ${}^{13}_6\text{C}$ etwas über 12 u.

Die mittleren Atommassen der Elemente benötigt man, um z. B. bei chemischen Reaktionen Massenbilanzen aufstellen zu können. Die Massen sind für einige Elemente in Tabelle 1/3 angegeben. Man findet sie für alle Elemente im Periodensystem oberhalb des Namens (Abb. 2/1 in ☞ Kap. 2).

Tab. 1/3 Liste einiger chemischer Elemente mit Namen, Elementsymbol, Ordnungszahl (OZ), mittlerer Atommasse und Nennung einiger, z.T. künstlicher Isotope*.

Element	Symbol	OZ	Atommasse (u)	Isotope (= Nuclide)
Wasserstoff	H	1	1,008	^1H , ^2H , $^3\text{H}^*$
Kohlenstoff	C	6	12,011	$^{11}\text{C}^*$, ^{12}C , ^{13}C , $^{14}\text{C}^*$
Stickstoff	N	7	14,007	$^{13}\text{N}^*$, ^{14}N , ^{15}N
Sauerstoff	O	8	15,999	^{16}O , $^{17}\text{O}^*$, ^{18}O
Fluor	F	9	18,998	$^{17}\text{F}^*$, $^{18}\text{F}^*$, ^{19}F , $^{20}\text{F}^*$, $^{21}\text{F}^*$
Natrium	Na	11	22,990	^{23}Na , $^{24}\text{Na}^*$
Magnesium	Mg	12	24,305	^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg
Phosphor	P	15	30,974	^{31}P , $^{32}\text{P}^*$
Schwefel	S	16	32,066	^{32}S , $^{35}\text{S}^*$
Chlor	Cl	17	35,453	^{35}Cl , ^{37}Cl
Kalium	K	19	39,102	^{39}K , $^{40}\text{K}^*$, $^{42}\text{K}^*$
Calcium	Ca	20	40,080	^{40}Ca , $^{45}\text{Ca}^*$, $^{47}\text{Ca}^*$
Eisen	Fe	26	55,847	$^{55}\text{Fe}^*$, ^{56}Fe , $^{59}\text{Fe}^*$
Cobalt	Co	27	58,932	$^{58}\text{Co}^*$, ^{59}Co , $^{60}\text{Co}^*$
Iod	I	53	126,904	$^{125}\text{I}^*$, ^{127}I , $^{131}\text{I}^*$
Uran	U	92	238,029	$^{235}\text{U}^*$, $^{238}\text{U}^*$

* Das Isotop ist radioaktiv.

Stoffmenge

Mol. Nimmt man 12,000 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C und dividiert durch die absolute Masse eines C-Atoms (s. o.), so erhält man die Anzahl der C-Atome, die in 12 g enthalten sind. Das Ergebnis lautet $6,02 \cdot 10^{23}$. Die Zahl ist eine Naturkonstante und heißt **Avogadro-Konstante** N_A (früher Loschmidt-Zahl). Von ihr ausgehend wird die **Stoffmenge** n mit der Bezeichnung **Mol** (Einheitszeichen mol) definiert.

- ! Ein Mol eines chemischen Elements enthält $6,02 \cdot 10^{23}$ Atome.
- Ein Mol einer chemischen Verbindung enthält $6,02 \cdot 10^{23}$ Moleküle.

Die Avogadro-Konstante gibt also an, wie viele Teilchen in der Stoffmenge 1 mol enthalten sind. Anders ausgedrückt: Gleiche Stoffmengen verschiedener Stoffe enthalten die gleiche Anzahl Teilchen.

Avogadro-Konstante

- ! **Avogadro-Konstante:** $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Mit der Stoffmengen-Angabe wird es sehr viel leichter, chemische Reaktionen quantitativ zu beschreiben, weil die Stoffmenge unabhängig ist von äußeren Parametern, wie z. B. Druck und Temperatur. Ein Mol eines Elements entspricht der mittleren Atommasse in Gramm (Beispiel Natrium: 1 mol = 23 g). Ein Mol einer chemischen Verbindung entspricht der Molekülmasse in Gramm (Beispiel Wasser: 1 mol = 18 g).

Mit den bekannten Abkürzungen kann man auch kleine Teilmengen beschreiben (Tab. 1/4). Selbst 1 nmol (= 1 Nanomol = 10^{-9} mol) enthält immer noch ca. $6 \cdot 10^{14}$ Teilchen des betrachteten Stoffes, das sind mehr Teilchen, als es Menschen auf der Erde gibt (ca. 10^{10}). Sich diese Größenordnungen zu verdeutlichen wird wichtig, wenn über die Dosierung von Arzneimitteln gesprochen wird oder wenn man sich mit der *Homöopathie* beschäftigt. Erst ab einer Konzentration von 10^{-24} mol/L kann man davon ausgehen, dass kein Molekül einer Verbindung mehr in der Lösung enthalten ist.

Tab. 1/4 Stoffmenge n (mol) und Teilmengen davon am Beispiel des Elementes Eisen (Fe).

Stoffmenge (n)	Masse (m)	Anzahl der Eisenatome
1 mol	55,847 g	$6,02 \cdot 10^{23}$
1 mmol (millimol)	55,847 mg	$6,02 \cdot 10^{20}$
1 μ mol (mikromol)	55,847 μ g	$6,02 \cdot 10^{17}$
1 nmol (nanomol)	55,847 ng	$6,02 \cdot 10^{14}$

1.6 Aufbau der Elektronenhülle

1.6.1 Allgemeines

Elektronenhülle

Das Bindungsverhalten einzelner Atome bzw. viele Eigenschaften eines chemischen Elementes werden von der **Elektronenhülle** bestimmt. Bei der Ausbildung einer chemischen Bindung im Verlauf einer chemischen Reaktion werden Elektronen umgeordnet. Um dies zu verstehen, muss man etwas über den Aufbau der Elektronenhülle wissen, also über die Zahl, die Energie und die räumliche Verteilung der Elektronen bei den Atomen einzelner Elemente.

In einem Atom üben die positiv geladenen Atomkerne und die negativ geladenen Elektronen eine Anziehungskraft aufeinander aus. Um ein Elektron vom Atomkern abzulösen, muss man Energie aufwenden. Interessant ist nun die Tatsache, dass die Elektronen nicht in den positiv geladenen Atomkern „stürzen“. Die Elektronen ordnen sich stabil und nach festen Regeln im Raum um den jeweiligen Atomkern. Das sog. *Bohr'sche Atommodell*, das die Elektronen als geladene Masseteilchen sieht, die den Atomkern umkreisen, ist für manche Betrachtungen hilfreich, aber in vieler Hinsicht nicht korrekt, weil es dem „Geheimnis“ der Elektronen zu wenig Beachtung schenkt. Dies wird u. a. deutlich, wenn wir uns im Folgenden die Regeln anschauen, die für Elektronen in der Elektronenhülle gelten.

1.6.2 Quantenzahlen

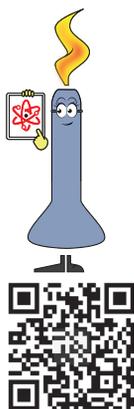
Elektronenschalen Quantenzahlen

Elektronen, die den Atomkern einhüllen, haben nicht die gleiche Energie. Sie verteilen sich auf verschiedene *Energieniveaus*, die u. a. mit dem Abstand der Elektronen vom Atomkern zusammenhängen.

Hauptquantenzahl. Die *Haupt-Energieniveaus* (= Schalen) der Elektronenhülle werden mit zunehmendem Abstand vom Atomkern durch die Buchstaben *K, L, M, N* usw. gekennzeichnet: Elektronen der *K*-Schale befinden sich dichter am Atomkern, sind somit energieärmer als Elektronen auf der *L*- oder *M*-Schale. Alternativ zur Schalen-Bezeichnung durch Buchstaben spricht man von *Hauptquantenzahlen* (n), die aufsteigend gezählt werden ($n = 1, 2, 3$ usw.).

Nebenquantenzahl. Innerhalb eines Haupt-Energieniveaus gibt es für die Elektronen verschiedene *Unterniveaus*, charakterisiert durch die *Nebenquantenzahl* l . Sie ist abhängig von der Hauptquantenzahl und reicht für jede Schale von $l = 0$ bis $l = n - 1$. Die Unterniveaus werden durch die Buchstaben *s* ($l = 0$), *p* ($l = 1$), *d* ($l = 2$) und *f* ($l = 3$) gekennzeichnet. Mit anderen Worten: Die *K*-Schale (1. Schale) enthält nur *s*-Elektronen, die *L*-Schale (2. Schale) *s*- und *p*-Elektronen, die *M*-Schale (3. Schale) *s*-, *p*- und *d*-Elektronen usw.

Magnetquantenzahl. Die Unterniveaus lassen sich entsprechend ihrer *Magnetquantenzahl* m weiter aufspalten: m nimmt jeden Wert zwischen $+l$ und $-l$ (einschließlich 0) ein. Für $l = 0$ ist $m = 0$, d. h., bei den *s*-Elektronen gibt es keine Aufspaltung des Niveaus. Für $l = 1$ ist $m = +1, 0$ oder -1 , d. h., die *p*-Elektronen können drei verschiedene *Zustände* einnehmen (p_x, p_y und p_z), die energetisch jedoch gleichwertig sind. Für $l = 2$ gilt $m = +2, +1, 0, -1$ oder -2 , was zu fünf energetisch gleichwertigen Zuständen für die *d*-Elektronen führt.



<https://else4.de/dtg>

Spinquantenzahl. Ein letztes Unterscheidungsmerkmal für Elektronen ist die *Spinquantenzahl*, die der Drehrichtung eines Elektrons um seine eigene Achse entspricht und nur die Werte $+1/2$ und $-1/2$ annehmen kann. Ein einzelnes Elektron wird dadurch zu einem kleinen Magneten.

! Kein Elektron eines Atoms stimmt in allen vier Quantenzahlen mit einem anderen überein (*Pauli-Prinzip*).

maximale Elektronenzahl

Mit der genannten Regel kann man die **maximale Elektronenzahl** für jede Schale und für jedes Unterniveau ableiten (Tab. 1/5). Die maximale Elektronenzahl einer Schale ergibt sich nach der Formel $2n^2$ aus der zugehörigen Hauptquantenzahl n . Haupt- und Unterniveau werden durch die Schreibweise $1s, 2s, 2p, 3s$ usw. gekennzeichnet. Will man zusätzlich angeben, wie viele Elektronen sich auf einem Niveau befinden, schreibt man die Elektronenzahl als Hochzahl. Für die maximale Elektronenzahl der Niveaus ergibt sich: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6$ usw. Im folgenden Kapitel 1.6.3 werden Beispiele gezeigt.

Tab. 1/5 Maximale Elektronenzahl (e^- -Zahl) pro Schale und pro Unterniveau (abgeleitet aus den Quantenzahlen).

Hauptquantenzahl n	Nebenquantenzahl l	Magnetquantenzahl m	Spin	maximale e^- -Zahl	e^- -Zahl pro Schale ($2n^2$)
1 (K-Schale)	0 (1s)	0	$\pm 1/2$	2	2
2 (L-Schale)	0 (2s)	0	$\pm 1/2$	2	} 8
	1 (2p)	+1, 0, -1	je $\pm 1/2$	6	
3 (M-Schale)	0 (3s)	0	$\pm 1/2$	2	} 18
	1 (3p)	+1, 0, -1	je $\pm 1/2$	6	
	2 (3d)	+2, +1, 0, -1, -2	je $\pm 1/2$	10	
4 (N-Schale)	0 (4s)	0	$\pm 1/2$	2	} 32
	1 (4p)	+1, 0, -1	je $\pm 1/2$	6	
	2 (4d)	+2, +1, 0, -1, -2	je $\pm 1/2$	10	
	3 (4f)	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	je $\pm 1/2$	14	

1.6.3 Elektronenkonfiguration

Elektronenkonfiguration

Die **Elektronenhülle** eines beliebigen Atoms lässt sich mit den vorgenannten Regeln genau beschreiben. Man kommt zur **Elektronenkonfiguration** eines Atoms, wenn man dessen Ordnungszahl kennt und drei Hinweise berücksichtigt:

1. Die Besetzung der Energieniveaus, sofern man den Grundzustand eines Atoms betrachtet, erfolgt nacheinander. Man beginnt mit dem energieärmsten Niveau (1s).
2. s-Unterniveaus werden zunächst mit zwei Elektronen besetzt, bevor die Besetzung des p-Unterniveaus derselben Schale beginnt.
3. Die energetisch gleichwertigen p-Zustände (p_x, p_y, p_z) werden zunächst nur mit einem Elektron besetzt, die alle drei parallelen Spin (*Hund-Regel*) aufweisen, bevor je ein zweites Elektron mit entgegengesetztem Spin dazukommt.

Für die ersten 12 Elemente des Periodensystems (Ordnungszahl 1 bis 12) ist die Elektronenkonfiguration in Tabelle 1/6 angegeben. Die Anordnung erfolgt von unten nach oben entsprechend dem Anstieg der Energieniveaus. Es gibt in Tab. 1/6 nur zwei Elemente mit einer voll besetzten äußeren Schale (Helium und Neon), bei allen anderen Elementen ist die äußere Schale nicht vollständig mit Elektronen aufgefüllt.

Valenzelektronen

! Elektronen, die sich in der äußeren Schale eines Atoms befinden, heißen **Valenzelektronen**.

Tab. 1/6 Elektronenkonfiguration der ersten zwölf Elemente des Periodensystems*.

Element	Symbol	Ordnungszahl	Elektronenkonfiguration	Valenzelektronen
Magnesium	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2
Natrium	Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1
Neon	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	8 (volle Schale)
Fluor	F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7
Sauerstoff	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6
Stickstoff	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5
Kohlenstoff	C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4
Bor	B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	3
Beryllium	Be	4	$1s^2 2s^2$	2
Lithium	Li	3	$1s^2 2s^1$	1
Helium	He	2	$1s^2$	2 (volle Schale)
Wasserstoff	H	1	$1s^1$	1

* Die vier für die Biochemie wichtigsten Elemente sind blau markiert.

Energieniveauschema. Will man für die Elektronen eines Atoms gleichzeitig die Energie der besetzten Niveaus kennzeichnen, benötigt man ein *Energieniveauschema* (Abb. 1/1). Aus diesem ist ersichtlich, dass sich bis zum $3p$ -Niveau alles so ordnet, wie man es erwartet. Dann überschneiden sich die Energieniveaus der Schalen. Das $4s$ -Niveau ist *energieärmer* als das $3d$ -Niveau. Es werden erst Elektronen in die 4. Schale eingebaut, bevor die restlichen Niveaus der 3. Schale aufgefüllt werden. Beim $5s$ - und $4d$ -Niveau ist es ähnlich. In den Fällen sind die $4s$ - bzw. $5s$ -Elektronen die Valenzelektronen.

Ein detailliertes Energieniveauschema für das Kohlenstoffatom zeigt Abbildung 1/2. Die Pfeile auf den Niveaus kennzeichnen jeweils ein Elektron, durch die Pfeilrichtung wird der

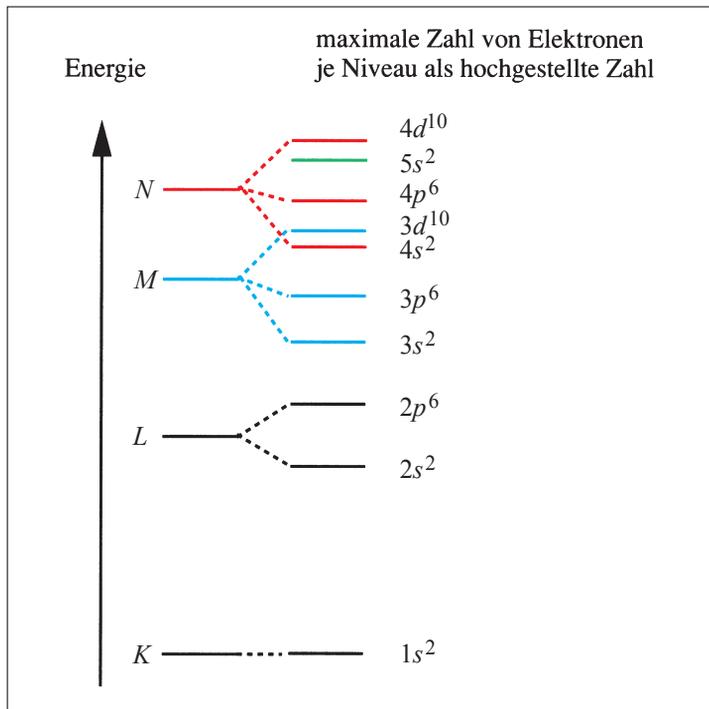


Abb. 1/1 Energieniveauschema der Elektronenhülle mit Kennzeichnung der Schalen und der Unterniveaus.

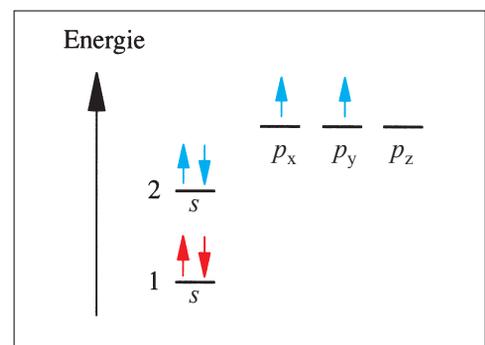


Abb. 1/2 Elektronenkonfiguration des Kohlenstoffatoms ($1s^2 2s^2 2p^2$).

Atomorbital-Schema



<https://else4.de/f0k>

Eisenatom

Tilarius
(zum Lachen)



<https://else4.de/agn>

Spin des Elektrons charakterisiert. Das Kohlenstoffatom besitzt vier Valenzelektronen (Abb. 1/2, blaue Pfeile). Als komplizierteres Beispiel wollen wir uns noch die Elektronenkonfiguration des **Eisenatoms** (${}_{26}\text{Fe}$) ansehen. Sie lautet: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Das Eisenatom hat zwei Valenzelektronen. Das $3d$ -Niveau ist noch nicht voll aufgefüllt: Zur vollen Besetzung dieses Unterniveaus fehlen vier Elektronen.

Angeregte Atome. Durch Zufuhr von Energie können Atome aus ihrem *Grundzustand* in einen *angeregten Zustand* überführt werden. Dies geschieht durch Anheben (= Promovieren) von Elektronen auf höhere Energieniveaus. Die aufgenommene Energie kann beim Rückfallen der Elektronen auf das Ausgangsniveau in Form von *Strahlung* wieder abgegeben werden. Die Energiebeträge, um die es hier geht, sind *gequantelt*, d. h., für jeden Übergang von einem Niveau zu einem anderen wird ein ganz bestimmter Energiebetrag (ΔE) benötigt bzw. frei, den man als *Quant* bezeichnet. Die Energie E eines Quants ist direkt proportional der Frequenz ν der Strahlung, die aufgenommen oder abgegeben wird. Dies äußert sich z. B. darin, dass angeregte Atome *Licht* mit charakteristischen Frequenzen (ν) abstrahlen.

! Für die Energie der Quantenstrahlung gilt:
• $E = h \cdot \nu$ mit $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ (*Planck*-Konstante mit der Einheit Joule · Sekunde).

Für jedes Element gibt es eine begrenzte Zahl von möglichen Elektronenübergängen, so dass nach Anregung in einem Spektrometer ein *Linienspektrum* auftritt, mit dessen Hilfe man die Elemente erkennen und unterscheiden kann (Lehrbücher der Physik).

Ein einzelnes Lichtquant kann man sich auch als Teilchen vorstellen, das sich mit Lichtgeschwindigkeit bewegt, man nennt es dann **Photon**. Man stößt hier auf den *Welle/Teilchen-Dualismus* des Lichts. Solche Beschreibungen sind Modelle, die Wirklichkeit des Lichts als Quantenstrom entzieht sich bis heute einer genauen Beschreibung.

1.6.4 Atomorbitale

Um die Bahn eines den Atomkern umkreisenden Elektrons genau vorherzusagen zu können, müsste man Ort und Geschwindigkeit des Elektrons zu jedem Zeitpunkt kennen. Das ist nicht möglich, da Elektronen gleichzeitig Welle und Teilchen sind. Mathematisch wird dieser Sachverhalt durch die von *Heisenberg* aufgestellte *Unschärferelation* ausgedrückt. Den Teilchencharakter beschreibt das *Bohr-Atommodell*, den Wellencharakter die *Quantenphysik* (Quantenmechanik), die sich nicht anschaulich, sondern nur mathematisch darstellen lässt. Dabei wird u. a. die Wahrscheinlichkeit erfasst, mit der ein Elektron in einer bestimmten Entfernung vom Atomkern anzutreffen ist. Aus quantenmechanischen Berechnungen folgt, dass es in der Elektronenhülle für jedes Elektron einen Raum gibt, in dem es sich mit großer Wahrscheinlichkeit aufhält. Solche Räume negativer Ladung nennt man **Orbitale**.

Orbitale

! Ein **Atomorbital** ist ein Raum in der Elektronenhülle, in dem die **Aufenthaltswahrscheinlichkeit** für ein bestimmtes Elektron des Atoms zwischen 0 und 1 liegt.

Elektronen sind in der quantenmechanischen Betrachtung somit keine definierten Partikel mehr, sondern Wolken negativer Ladung (*Orbitale = Ladungswolken*). Um deren Form dreidimensional zu beschreiben, werden die *Orbitalgrenzen* so gelegt, dass sich das betrachtete Elektron mit *90%iger Wahrscheinlichkeit* innerhalb dieser Grenzen bewegt. Aus den Energieniveaus für Elektronen (☞ Kap. 1.6.3) sind Orbitale geworden: Aus dem $1s$ -Niveau wird das $1s$ -Orbital, aus den $2s$ - und $2p$ -Niveaus die $2s$ - und $2p$ -Orbitale usw.

s-Orbitale. *s-Orbitale* sind *kugelsymmetrisch* um den Atomkern angeordnet. Sie haben keine Vorzugsrichtung im dreidimensionalen Raum. Abbildung 1/3a veranschaulicht die Ladungswolke eines $1s$ -Elektrons. *s-Orbitale* gibt es für alle Schalen der Elektronenhülle. Sie ordnen sich wie Kugelschalen ineinander mit dem Atomkern als Zentrum, wobei das

1s-Orbital innen liegt, gefolgt von 2s-, 3s-Orbitalen usw. (Abb. 1/3 b). Das Kugelschalen-Modell ist insoweit eine Vereinfachung, als es innerhalb jedes s-Orbitals je nach Abstand vom Kern unterschiedliche Dichteverteilungen der Elektronen gibt.

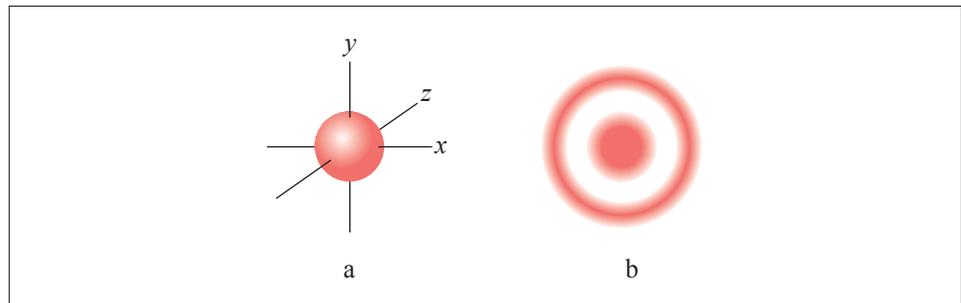


Abb. 1/3 a) Dreidimensionale Darstellung eines 1s-Orbitals. Innerhalb der Kugelgrenzen ist das 1s-Elektron mit 90%iger Wahrscheinlichkeit anzutreffen. Der Atomkern befindet sich im Zentrum. **b) Querschnitt durch die Ladungswolken.** Der Innenkreis stammt vom 1s-, der Außenkreis vom 2s-Orbital.

p-Orbitale. In der 2. Schale (L-Schale) wird zunächst das 2s-Orbital besetzt, gefolgt von drei 2p-Orbitalen (p_x , p_y und p_z). Die p-Orbitale sind *hantelförmig* um den Atomkern geordnet in Richtung der x-, y- und z-Achse (Abb. 1/4). In Richtung der jeweiligen Achse ist das p-Orbital *rotationssymmetrisch*. Die drei p-Orbitale sind energetisch gleichwertig, sie stehen *senkrecht* aufeinander und jedes kann (wie in Kap. 1.6.3 erläutert) mit maximal zwei Elektronen besetzt werden. Die 3p- oder 4p-Orbitale haben ein ähnliches Aussehen, die größte Ladungsdichte liegt jedoch entsprechend weiter vom Atomkern entfernt.

Bei den d- und f-Orbitalen der höheren Schalen gibt es für die 5 bzw. 7 energetisch gleichwertigen Atomorbitale eine noch komplexere Raumerfüllung. Bei dieser Betrachtung ist verwirrend, dass sich die Orbitale bei größeren Atomen durchdringen und räumlich keine klare Trennung mehr möglich ist. Dies bedeutet, dass die Anschauung des Menschen, die sich am dreidimensionalen Raum orientiert, bei den Elementarteilchen für das Verständnis nicht ausreicht. Als Bild bietet sich an, dass die Elektronen den Atomkern wie ein Netz einhüllen, wobei Größe und Zahl der Maschen verschieden sind. Die Elektronen in diesem Netz wissen allerdings in jedem Moment, wo sie hingehören.

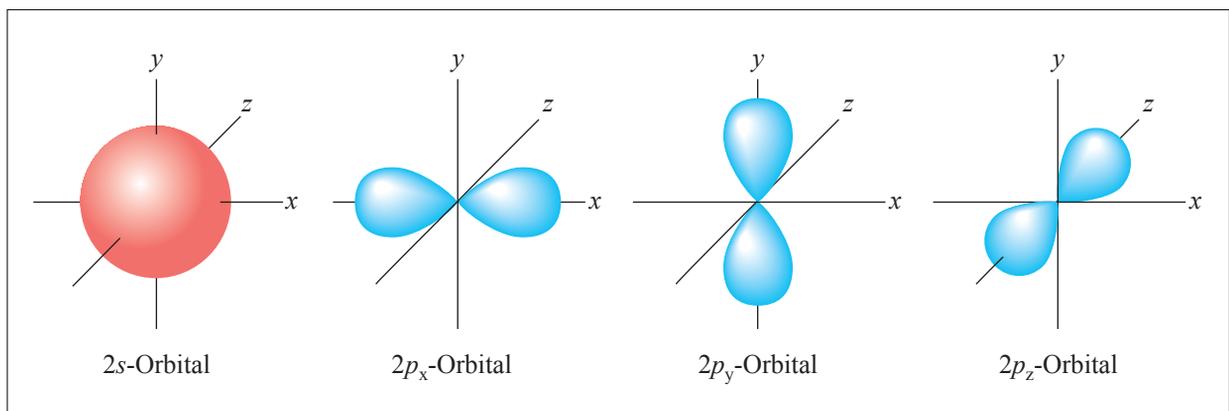


Abb. 1/4 Form und räumliche Anordnung des 2s-Orbitals und der 2p-Orbitale.



Warum ist Elektrosmog bedenklich?

Der Mensch besteht aus etwa 10^{27} Atomen, die in den Molekülen der Körpersubstanz eingebunden sind und die Grundlage bilden für alles, was den Menschen ausmacht: Wachstum, körperliche und geistige Tätigkeit, Gesundheit und Krankheit. Gehen wir von Atommodellen aus, dann wird der Körper mit seinen Zellen und Organen von Elektronenwolken gewebt und durch 10^{27} Atomkerne stabilisiert. Interessanterweise ist der Raum zwischen Atomkern und äußerer Atomgrenze im Wesentlichen leer. In ihm wirken die Elektronen, die nach bestimmten Regeln Orbitale besetzen und die durch die ständigen Veränderungen, die der Stoffwechsel bewirkt, dem Menschen Impulse verleihen. Allem liegt ein permanenter „Ladungsfluss“ zugrunde.

Zur Verdeutlichung: In lebenden Zellen bildet sich an fast allen Membranen ein *elektrochemisches Potenzial*, das durch den Transport von Elektronen, Protonen oder anderen geladenen Teilchen (Ionen) unter Aufwendung von Energie aufrechterhalten wird. Das Potenzial im mV-Bereich unterliegt im Stoffwechsel Schwankungen, indem geladene Teilchen durch Kanäle in der Membran abfließen oder in die Zellen „gepumpt“ werden. Dieser Ladungsfluss ist ein Charakteristikum lebender Zellen und kann z. B. an der inneren Mitochondrienmembran, wo die *Atmungskette* (☞ Kap. 9.13) und die *ATP-Synthase* lokalisiert sind, oder bei der Nervenreizleitung besonders gut beobachtet werden. Gehirnströme lassen sich in einem **Elektroenzephalogramm (EEG)** dokumentieren und dienen der Diagnose in der Neurologie.

Wird der menschliche Körper durch elektromagnetische Felder, die u. a. von Stromleitungen, Mobilfunkmasten oder Mobiltelefonen ausgehen, belastet, so liegt es angesichts der elektrochemischen Situation im Körper nahe, dass diese Belastung auf Dauer nicht gesund sein kann. Die Menschen reagieren auf diesen sog. **Elektrosmog** sehr unterschiedlich, deshalb werden die Gesundheitsrisiken kontrovers diskutiert. Man weiß heute, dass hormonelle und andere Regelmechanismen im menschlichen Körper gestört werden können, was bei einzelnen Menschen z. B. zu Kopfschmerzen oder Schlafstörungen, zu einer verminderten Spermienqualität oder auch zu Krebserkrankungen führen kann. Selbst das Bundesamt für Strahlenschutz gibt inzwischen Hinweise zum verantwortungsbewussten Gebrauch elektrischer Geräte heraus, wobei die Zielrichtung klar ist: Nähe meiden, nur bei Bedarf benutzen, nachts abschalten.

Checkliste

Folgende Bezeichnungen/Begriffe sollten Sie erklären oder definieren (s. a. Glossar) und – wo möglich – Abkürzungen oder Beispiele angeben können:

Proton – Elektron – Neutron – Atomkern – Elektronenhülle – Kernladungszahl – Ordnungszahl – Isotope – Nuklide – chemisches Element – relative Atommasse – Avogadro-Konstante – Mol – Elektronenschalen – Quantenzahlen – Elektronenkonfiguration – Valenzelektronen – Orbital – Elektrosmog.

Aufgaben

1. Wie viele *Elektronen* entsprechen der Masse eines Protons?
2. Wie viele *Atome* muss man etwa aneinanderreihen, um eine *Kette* von *1 m Länge* zu erhalten? Wie lang ist die Kette, wenn man alle Atome des menschlichen Körpers aneinanderreicht?
3. Was lässt sich der Abkürzung ${}_{15}^{31}\text{P}$ entnehmen?
 - a) Wie heißt das *Element* und welche *Ordnungszahl* hat es?
 - b) Wie lauten die Zahlenwerte für die *Kernladung*, die *Protonen*, die *Nucleonen*, die *Elektronen* und die *Masse*?
4. Was ist ein *chemisches Element*?
5. Warum sind die Atome ${}_{5}^{10}\text{B}$ und ${}_{6}^{12}\text{C}$ keine Isotope?
6. Was versteht man unter Isotopenhäufigkeit? Geben Sie zwei Beispiele! Nennen Sie ein Reinelement!

7. Ergänzen Sie die fehlenden Angaben:

Symbol	A	Z	Protonen	Neutronen	Elektronen
		6			
Na	23		11		
H	2				
Cl		17		18	
U			92	143	

8. Was sagen Sie zu einem Teilchen, das 9 Protonen, 10 Neutronen und 10 Elektronen aufweist?
9. Wodurch entsteht *Radioaktivität*?
10. Geben Sie die abgekürzte Schreibweise und die Namen der drei *Wasserstoffisotope* an! Welches Isotop ist *radioaktiv*?
11. Warum sind die mittleren Atommassen der Elemente keine *glatten* Zahlen?
12. Wie viele *Atome* enthält 1 mol festes *Magnesium*, wie viele 2 mol gasförmiges *Helium*? Wie viel Gramm entspricht die jeweilige Stoffmenge?
13. Wodurch werden die *chemischen Eigenschaften* eines Elementes bestimmt?
14. Mit wie vielen *Elektronen* können die *K*-, *L*- und *M*-Schale maximal besetzt werden?
15. Nennen Sie die vier *Quantenzahlen*, mit denen sich jedes Elektron in der Elektronenhülle eines Atoms beschreiben lässt! Gibt es Elektronen, die in *allen* Quantenzahlen übereinstimmen?
16. Geben Sie möglichst genau die *Elektronenkonfiguration* eines Kohlenstoff- und eines Natriumatoms an! Welches Elektron eines Natriumatoms ist am energiereichsten?
17. Was ist ein *Atomorbital*?
18. Worin gleichen und worin unterscheiden sich die *Elektronenkonfigurationen* von Sauerstoff und Stickstoff?
19. Ein *2s*-Elektron soll auf ein leeres *2p*-Niveau wechseln. Wird dazu Energie benötigt?
20. Ordnen Sie die folgenden Atomorbitale in der Reihenfolge ihrer Besetzung (beginnend mit dem energieärmsten) und geben Sie die maximal mögliche Besetzung mit Elektronen an!
 $3s, 2p, 3d, 4s, 3p, 1s, 4p, 2s$

2

Periodensystem der Elemente

Orientierung

Die chemischen Elemente, die am Aufbau der Materie beteiligt sind, lassen sich wie auf einer Landkarte anordnen. Die Ordnung basiert auf der Anzahl der Protonen im Atomkern und dem Aufbau der Elektronenhülle. Hinsichtlich dieser Merkmale sind alle Elemente verschieden, was in unterschiedlichen chemischen und physikalischen Eigenschaften zum Ausdruck kommt. Elemente, die auf dieser Landkarte nahe beieinanderstehen (z. B. Natrium und Kalium), ähneln sich in ihren Eigenschaften, bei größerer Entfernung voneinander (z. B. Natrium und Chlor) werden erhebliche Unterschiede sichtbar. Am Anfang benötigen Sie einen „Reiseführer“, um sich auf der Landkarte der Elemente zurechtzufinden. Sobald Sie die innere Ordnung, die dem Periodensystem der Elemente zugrunde liegt, erkannt haben, wird die Landkarte zu einem wichtigen Hilfsmittel, um sich bei der Betrachtung der Materie zu orientieren und chemische Reaktionen zu verstehen.

Antwort erhalten Sie u. a. auf folgende Fragen:

- Welches Ordnungsprinzip liegt dem Periodensystem zugrunde?
- Welche Bedeutung haben Perioden und Gruppen?
- Welche Elemente sind medizinisch wichtig und wo stehen sie im Periodensystem?
- Welchen Anteil haben bestimmte Elemente im menschlichen Körper?
- Was sind Radioisotope und welche Rolle spielen sie in der Diagnostik und Therapie?

2.1 Übersicht und Historisches

Man kennt heute 118 chemische Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 118. Elemente bis zur Ordnungszahl 94 (*Plutonium*, Pu) kommen z. T. in sehr geringer Menge in der Natur vor. Elemente mit größeren Ordnungszahlen können nur künstlich, d. h. durch kernchemische Synthesen, in einem Atomreaktor oder Zyklotron „erbrütet“ werden. Das Periodensystem hat also eine Obergrenze, die mit der Instabilität der größer werdenden Atomkerne zusammenhängt. Alle bekannten Isotope der Elemente ab der Ordnungszahl 83 (*Bismut*, Bi) sind radioaktiv, d. h., sie zerfallen mit der Zeit. Bei den Elementen mit kleinerer Ordnungszahl gibt es zwei Ausnahmen: Element 43 (*Technetium*, Tc) und Element 61 (*Promethium*, Pm). Auch bei diesen sind alle Isotope radioaktiv, jedoch ist die Halbwertszeit deutlich kleiner als das Alter der Erde (ca. 4,5 Mrd. Jahre). Man findet sie in der Natur nur deshalb, weil sie beim Zerfall des Urans (${}_{92}\text{U}$) nachgebildet werden. Gleiches gilt für die Elemente 84 (*Polonium*, Po) bis 94 (*Plutonium*, Pu), die in der Nähe des Urans stehen.

Periodensystem

Die 118 bekannten Elemente werden in einem Schema angeordnet, das man **Periodensystem** nennt. Früher war man der Meinung, dass mit steigender Ordnungszahl auch die Atommasse regelmäßig zunehme. Heute weiß man, dass es wegen der natürlichen Isotopenverteilung Ausnahmen gibt (siehe z. B. Tellur/Iod). Daher bestimmt nicht die Atommasse, sondern allein die Protonen- bzw. Elektronenzahl in den Atomen die Reihenfolge der Elemente und die Elektronenkonfiguration die Anordnung in Perioden und Gruppen.

D. Mendelejew und *L. Meyer* entdeckten 1869/70 die Ordnung der Elemente durch eingehendes Studium ihrer chemischen Eigenschaften. Ihre Beobachtungen zur Periodizität der Elemente waren so fundiert, dass sie sogar die Existenz bis dahin unbekannter Elemente vorhersagen konnten.

2.2 Beschreibung des Aufbaus

Periodensystem

Abbildung 2/1 zeigt das *Periodensystem der Elemente*. In jedem Kästchen stehen das *Elementsymbol* und darüber der *Name des Elementes*. Links unten an jedem Elementsymbol steht die *Ordnungszahl*, die der Kernladungszahl entspricht (☞ Kap. 1.2). Über dem Elementsymbol steht die *mittlere Atommasse* (☞ Kap. 1.5). In chemischen Formeln und Gleichungen finden nur die Elementsymbole Verwendung.

Die Elemente stehen in waagerechten Reihen, die **Perioden** heißen. In Abb. 2/1 erkennen Sie die 1. bis 7. Periode. Die senkrechten Reihen der Elemente nennt man **Gruppen**. Diese unterteilen sich in *Hauptgruppen* (1, 2, 13 – 18) und *Nebengruppen* (3 – 12). Zu den Nebengruppen gehören auch die je 14 Elemente der *Lanthanoide* und *Actinoide*, die dem Lanthan ($_{57}\text{La}$) bzw. Actinium ($_{89}\text{Ac}$) folgen. Früher gebräuchliche Gruppenbezeichnungen (römische Zahlen) sind im Periodensystem (Abb. 2/1) in Klammern angegeben.

! Die waagerechten Reihen im Periodensystem heißen **Perioden**, die senkrechten **Gruppen**.

2.3 Elektronenkonfiguration als Wegweiser

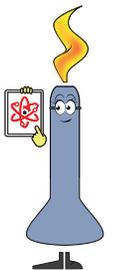
Elektronenkonfiguration

Besetzung der Schalen. Unter Beachtung der Regeln für den Aufbau der Elektronenhülle (☞ Kap. 1.6) lässt sich für jedes Element die *Elektronenkonfiguration* angeben, wobei die Atomorbitale der einzelnen Schalen nach steigendem Energieinhalt besetzt werden.

- Die 1. Schale ist mit zwei *s*-Elektronen ($1s^2$) schon voll besetzt, entsprechend findet man in der ersten Periode nur die Elemente Wasserstoff (H) und Helium (He).
- Die 2. Schale vermag maximal acht Elektronen ($2s^2 2p^6$) aufzunehmen. Bei den Elementen der 2. Periode werden vom Lithium zum Neon die Orbitale der 2. Schale nacheinander mit Elektronen aufgefüllt.
- Die 3. Schale wird vom Natrium bis zum Argon zunächst mit bis zu acht Elektronen ($3s^2 3p^6$) besetzt (Elemente der 3. Periode).
- Jetzt erfolgt die Aufnahme von ein und zwei *4s*-Elektronen in die 4. Schale (Elemente Kalium und Calcium), bevor die nächsten 10 Elektronen die noch freien *d*-Orbitale der 3. Schale (maximal $3d^{10}$) besetzen. Am Ende dieses Prozesses steht das Zink. Erst dann erfolgt die Ergänzung der 4. Schale mit *p*-Elektronen bis zum Krypton. Insgesamt gehören 18 Elemente zur 4. Periode.

Dieses „Einschieben“ von Elementen durch das Auffüllen innen liegender Schalen wiederholt sich in den höheren Perioden in ähnlicher Weise (Tab. 2/1). In der 6. und 7. Periode werden hinter dem Lanthan ($_{57}\text{La}$) die sog. Lanthanoide (= seltene Erden) bzw. hinter dem Actinium ($_{89}\text{Ac}$) die sog. *Actinoide* eingeschoben. Kennzeichen dieser Elemente ist, dass die *4f*- bzw. *5f*-Orbitale (maximale Besetzung: $4f^{14}$ bzw. $5f^{14}$) aufgefüllt werden, obwohl sich schon Elektronen in der 6. bzw. 7. Schale befinden.

Elektra
(Elektronen ordnen)



<https://else4.de/dtg>

Tab. 2/1 Reihenfolge bei der Auffüllung der Orbitale mit Elektronen: innerhalb der Perioden des Periodensystems (links)* und eine Hilfskonstruktion (rechts), um die Auffüllung der Orbitale leichter zu erinnern.

7. Periode	$7s^1$ bis 2	$5f^1$ bis 14	$6d^1$ bis 10	$7p^1$ bis 6	$7s$ $7p$
6. Periode	$6s^1$ bis 2	$4f^1$ bis 14	$5d^1$ bis 10	$6p^1$ bis 6	$6s$ $6p$ $6d$
5. Periode	$5s^1$ bis 2	$4d^1$ bis 10	$5p^1$ bis 6		$5s$ $5p$ $5d$ $5f$
4. Periode	$4s^1$ bis 2	$3d^1$ bis 10	$4p^1$ bis 6		$4s$ $4p$ $4d$ $4f$
3. Periode	$3s^1$ bis 2	$3p^1$ bis 6			$3s$ $3p$ $3d$
2. Periode	$2s^1$ bis 2	$2p^1$ bis 6			$2s$ $2p$
1. Periode	$1s^1$ bis 2				$1s$

* Rot markiert sind die Energieniveaus der Nebengruppenelemente (Abb. 2/1).

Darstellung der Reihenfolge. Die Elektronenkonfiguration mit ihrem gesetzmäßigen, wiederkehrenden Raster innerhalb der Perioden (Tab. 2/1) ist gewissermaßen der *quantenmechanische Wegweiser* durch das Periodensystem. Die Reihenfolge der Auffüllung der Orbitale ist beim Durchgang durch die Perioden (Tab. 2/1, links) schlecht zu merken. Dazu gibt es in der rechten Spalte, von unten beginnend, eine Hilfe. Folgt man den schrägen blauen Pfeilen bei 1s beginnend jeweils bis zur Spitze und geht dann zum Anfang des nächsten Pfeils, so ergibt sich die Reihenfolge der Besetzung der Elektronenschalen. Auf 2p,3s folgen 3p,4s, bevor es mit 3d weitergeht. Die Perioden sind in Tab. 2/1 von unten nach oben angeordnet, um zu verdeutlichen, dass sich in der ersten Periode die energieärmsten Elektronen befinden und der Energieinhalt der folgenden Elektronen zunehmend größer wird.

2.4 Hauptgruppen- und Nebengruppenelemente

! Elemente, die Elektronen in der äußeren Schale aufnehmen, bezeichnet man als **Hauptgruppenelemente**. Dies ist bei den Elementen der Gruppen 1, 2 sowie 13 – 18 der Fall (in Abb. 2/1 blau markiert).

Hauptgruppen

Hauptgruppen. Die Elemente *einer* Hauptgruppe stimmen in der Zahl ihrer *Valenzelektronen* überein. Die Elemente aus Gruppe 1 (Alkalimetalle) verfügen über *ein* Valenzelektron, die aus Gruppe 2 (Erdalkalimetalle) über *zwei*, die aus Gruppe 13 über *drei* Valenzelektronen. Bei den Elementen der Gruppe 18 (Edelgase) sind es *acht* Valenzelektronen mit Ausnahme des Heliums, das nur zwei Valenzelektronen aufweist. Acht Valenzelektronen (s^2p^6) sind ein **Oktett**, das sich als eine besonders stabile Elektronenkonfiguration erweist (*Oktettregel*). Bei den Elementen von Gruppe 13 bis 18 entspricht die zweite Ziffer in der Gruppennummer der Zahl der Valenzelektronen.

Oktett

Valenzelektronen

Da die **Valenzelektronen** die chemischen Eigenschaften der Elemente bestimmen, liegt es nahe, dass die Elemente einer Hauptgruppe ähnliche Eigenschaften besitzen und sich damit deutlich von den Elementen anderer Hauptgruppen abgrenzen lassen. Zu dieser Schlussfolgerung sind wir über die Elektronenkonfiguration gelangt. Bei der Aufstellung des Periodensystems im Jahre 1869/70 wusste man jedoch noch nichts von Elektronen und Orbitalen, sondern hatte beobachtet, dass mit zunehmender Atommasse nach einer gewissen Anzahl von Elementen wieder eines mit ähnlichen Eigenschaften folgt. Diese *Periodizität* der Eigenschaften ist eng mit dem Aufbau der Elektronenschalen verknüpft.

! Das Periodensystem entsteht durch Reihung der Elemente nach steigender Ordnungszahl und Zusammenfassung chemisch verwandter Elemente in Gruppen.

Die Hauptgruppenelemente haben gemeinsame Eigenschaften, man kennzeichnet sie zusätzlich durch triviale Gruppennamen:

Gruppe 1 (Li, Na, K, Rb, Cs)	= <i>Alkalimetalle</i>	(1 Valenzelektron)
Gruppe 2 (Be, Mg, Ca usw.)	= <i>Erdalkalimetalle</i>	(2 Valenzelektronen)
Gruppe 13 (B, Al usw.)	= <i>Erdmetalle</i>	(3 Valenzelektronen)
Gruppe 14 (C, Si, Ge usw.)	= <i>Kohlenstoffgruppe</i>	(4 Valenzelektronen)
Gruppe 15 (N, P, As usw.)	= <i>Stickstoffgruppe</i>	(5 Valenzelektronen)
Gruppe 16 (O, S, Se usw.)	= <i>Chalkogene</i>	(6 Valenzelektronen)
Gruppe 17 (F, Cl, Br, I usw.)	= <i>Halogene</i>	(7 Valenzelektronen)
Gruppe 18 (He, Ne, Ar, Kr usw.)	= <i>Edelgase</i>	(8 Valenzelektronen, He: 2)

Nebengruppen

Nebengruppen. Bleibt die Zahl der Valenzelektronen gleich und werden der Ordnungszahl folgend von einem Element zum nächsten Elektronen in einer innen liegenden Schale hinzugefügt, kommt man zu *Nebengruppenelementen* (Gruppe 3 – 12). Alle Nebengruppenelemente sind *Metalle*. Sie besitzen in der Regel zwei Valenzelektronen (ab $4s^2$) und unter-

scheiden sich in der Elektronenzahl einer inneren Schale, was vergleichsweise kleine Änderungen in den chemischen Eigenschaften bewirkt. Die Nebengruppenelemente stehen in den Perioden zwischen den Hauptgruppenelementen, sie sind erkennbar Übergangselemente, genauer: *Übergangsmetalle*.

! Alle Nebengruppenelemente sind Metalle (in Abb. 2/1 rot markiert).

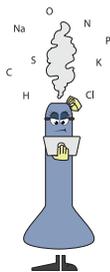
Richtungsangaben. Da die Elemente im Periodensystem weltweit nach dem gleichen Schema angeordnet und aufgeschrieben werden (Abb. 2/1), ist es zulässig, von *links* und *rechts* sowie *oben* und *unten* zu sprechen. Links oben bedeutet z. B., dass man Elemente mit kleiner Ordnungszahl am Anfang einer Periode meint. Die folgenden Definitionen sind damit eindeutig.

! **Hauptgruppenelemente:** Beim Durchlaufen einer Periode von links nach rechts werden äußere Schalen mit Elektronen aufgefüllt.

! **Nebengruppenelemente:** Beim Durchlaufen einer Periode von links nach rechts werden innere Schalen mit Elektronen aufgefüllt.

Zahlenordnung im Periodensystem. Durch das Periodensystem der Elemente wird eine Ordnung in die Materie gebracht. Greifen wir nochmals auf das Schalenmodell zurück, dann benötigt man eine bestimmte Anzahl Elemente, bis eine Schale mit Elektronen voll besetzt ist (Tab. 2/2). Bei den 118 bekannten Elementen ist dies nur bis zur 4. Schale gegeben. Ab der 5. Schale ist die Besetzung unvollständig, weil es keine Elemente gibt, deren Elektronen in der 5. Schale nach $5f$ ein weiteres Energieniveau auffüllen. Bei der 6. und 7. Schale fällt die unvollständige Besetzung noch deutlicher ins Auge.

Zerlegt man die Gesamtzahl der Elektronen einer vollständigen Schale in einfache Zahlenfaktoren (Tab. 2/2, rechts), dann scheint sich ein Naturgesetz abzubilden. Innerhalb der Schalen fällt immer wieder die „Oktave“ ($2 + 6$) auf, d. h., bei acht Valenzelektronen stößt man auf die wenig reaktiven Edelgase. Lediglich am Anfang folgt auf den hoch reaktiven Wasserstoff gleich das reaktionsträge Edelgas Helium, das mit zwei Valenzelektronen die Stabilität erreicht, die nachfolgend für eine Achterschale typisch ist (☞ Kap. 3).



Tab. 2/2 Zahlenordnung im Periodensystem der Elemente, abgeleitet aus der maximalen Besetzung der Elektronenschalen.

Schale	Maximale Besetzung der Orbitale mit e^- $s \quad p \quad d \quad f$	Gesamtzahl der Elektronen einer Schale	Zerlegung der Gesamtzahl in Zahlenfaktoren
1. (K)	2	2	$2 = 2 \cdot 1 \cdot 1$
2. (L)	$2 + 6$	8	$8 = 2 \cdot 2 \cdot 2$
3. (M)	$2 + 6 + 10$	18	$18 = 2 \cdot 3 \cdot 3$
4. (N)	$2 + 6 + 10 + 14$	32	$32 = 2 \cdot 4 \cdot 4$
5. (O)	$2 + 6 + 10 + 14$	32 (unvollständig)	
6. (P)	$2 + 6 + 10$	18 (unvollständig)	
7. (Q)	$2 + 6$	8 (unvollständig)	
Summe: 118 (= Zahl der bisher bekannten Elemente)			

2.5 Biochemisch und medizinisch wichtige Elemente

Periodensystem des Lebens

Von den 80 stabilen Elementen des Periodensystems bilden nur 20 bis 30 die materielle Basis für das Leben auf der Erde. Diese Elemente beteiligen sich in der Regel nicht in elementarer Form an den Lebensprozessen, sondern „verstecken“ sich in chemischen Verbindungen. Ausnahmen bilden Sauerstoff und Stickstoff in der Atmosphäre. Vereinfacht man das Periodensystem zu einem „Periodensystem des menschlichen Körpers“ (Abb. 2/2), fällt auf, dass die meisten Lebenselemente in den Perioden 1 bis 4 bis zum Zink ($_{30}\text{Zn}$) angesiedelt sind. Mit weiter ansteigender Ordnungszahl werden die wasserlöslichen Verbindungen vieler Elemente häufig giftig, z. B. Barium (Ba), Quecksilber (Hg) oder Blei (Pb) und ab Element 83 (Bismut, Bi) bedrohen sie das Leben durch die hinzukommende Radioaktivität.

Hauptgruppen																		Hauptgruppen			
H		Nebengruppen																C	N	O	F
Li																		Si	P	S	Cl
Na	Mg			V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn			As	Se	Br					
K	Ca			Zr		Mo								Sn		I					
Rb	Sr																				
	Ba																				
↓																		↓		↓	
Erdalkalimetalle																		Halogene		Edelgase	
Alkalimetalle																					

Abb. 2/2 Ausschnitt aus dem Periodensystem. ■ Hauptgruppenelemente, die ca. 96% der menschlichen Körpermasse ausmachen; ■ weitere wichtige Elemente und Spurenelemente; ■ potenzielle Spurenelemente.

Evolution lebenswichtiger Elemente. Der Wasserstoff links oben auf der Landkarte des Periodensystems ist ein kosmisches Element. Seit dem Urknall ist er da und steht am Eingangstor der Materiebildung. Im weiteren Verlauf sind die anderen Elemente durch Kernfusion und Kernspaltung aus ihm hervorgegangen. Je weiter man auf der Landkarte nach unten kommt, desto schwerer, erdgebundener zeigen sich die Elemente, bis ein Punkt erreicht wird, von dem ab sie durch Aussendung von Strahlung zerfallen.

Für die Entwicklung des Lebens auf der Erde standen prinzipiell 80 stabile Elemente zur Verfügung. Die neben Wasserstoff (H) wichtigsten Elemente Kohlenstoff (C), Stickstoff (N) und Sauerstoff (O) stehen nahe dem Eingangstor des Periodensystems (Abb. 2/1) und finden sich in großen Mengen im Wasser (H_2O), Kohlendioxid (CO_2), Methan (CH_4) und Luftstickstoff (N_2). Auch bei der Auswahl der anderen Elemente waren zwei Bedingungen zu erfüllen: Verfügbarkeit in der Umwelt (*Bioverfügbarkeit*) und die Fähigkeit, Verbindungen zu bilden, die Lebensprozesse ermöglichen und fördern (*Struktur- und Stoffwechselfynamik*).

Bioverfügbarkeit

Die **Bioverfügbarkeit** wird u. a. von dem Anteil der Elemente in der Biosphäre bestimmt und von der Tendenz, sich z. B. aus Mineralien mit Wasser herauszulösen. Schlecht verfügbar sind z. B. die in der Erdkruste sehr häufigen Elemente *Aluminium*, *Silicium* und *Titan*, die als wasserunlösliche Oxide vorkommen. Dagegen sind die gut wasserlöslichen Alkali- und Erdalkalisalze (z. B. NaCl , KCl , MgCl_2 , CaCl_2 ; *Natrium-*, *Kalium-*, *Magnesium-*, *Calciumchlorid*) gut verfügbar und für Stoffwechselprozesse sehr wichtig geworden.

Für die Struktur- und Stoffwechselfynamik kommt der spezifische Charakter einzelner

Chemie für Mediziner



Der "Zeeck" ist nicht umsonst das Standardwerk in der Chemie. Es ist Ihr perfekter Begleiter beim Einstieg in das Fach, aber auch bestens geeignet für alle schriftlichen oder mündlichen Testate während des Semesters und natürlich auch später für alle Examina sowie zum Nachschlagen.

Neu in der 10. Auflage:

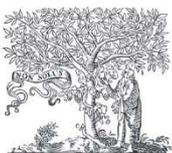
- Zu 20 chemischen Vorgängen und Prozessen gibt es online audiovisuelle Lernhilfen, die sich über QR-Codes im Buch aktivieren lassen. In diesen Videos werden chemische Reaktionen in kleinen Animationen in ihren Einzelschritten erklärt und so das Verständnis schwieriger Sachverhalte wesentlich erleichtert.
- Die wichtigsten funktionellen Gruppen organischer Moleküle werden am Ende des Buches auf zwei Seiten übersichtlich und einprägsam dargestellt.
- Auch der Spaß kommt nicht zu kurz: hinter einigen QR-Codes verbirgt sich ein animierter Bunso

Chemie für Mediziner

Zeeck, A.

10. Aufl. 2020. 544 S., kt.

ISBN: 978-3-437-42402-1



ELSEVIER

elsevier.de

Empowering Knowledge