

Maßeinheiten

Das Internationale Einheitensystem (Système International d'Unités, SI) wurde am 2. 7. 1970 durch das "Gesetz über Einheiten im Meßwesen" in der Bundesrepublik eingeführt. Die ergänzende Ausführungsverordnung trat am 5. 7. 1970 in Kraft. Nachfolgend sind die wichtigsten neuen Maßeinheiten zusammen mit den Umrechnungsfaktoren für einige ältere Einheiten angegeben.

1. Basiseinheiten des SI-Systems und der Atomphysik

Größe	Einheit	Zeichen
Länge	Meter	m
Masse	Kilogramm	kg
Zeit	Sekunde	s
Stromstärke	Ampère	A
Temperatur	Kelvin	K
Lichtstärke	Candela	cd
Stoffmenge	Mol	mol
Energie	Elektronenvolt	eV
Teilchenmasse	atomare Masseneinheit	u

2. Abgeleitete Einheiten

Größe	Einheit	Zeichen	Einheitengleichung	Umrechnung
Kraft	Newton	N	$\text{m} \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-2}$	1 kp = 9,81 N
				1 dyn = 10^{-5} N
Druck	Pascal Bar	Pa bar	$\text{m}^{-1} \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-2}$ (1 bar = 10^5 Pa = 100kPa)	1 Torr = 1,333 mbar
				1 mmHg = 1,333 mbar
				1 atm = 1,013 bar
Wärmemenge				
Arbeit	Joule	J	$\text{m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-2}$	1 erg = 10^{-7} J
Energie				1 cal = 4,187 J
Leistung	Watt	W	$\text{m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-3}$	1 kcal · h ⁻¹ = 1,163 W
				1 PS = 735,49 W

Fortsetzung siehe dritte Umschlagseite!

Heidelberger Taschenbücher Band 171
Basistext Medizin



H. P. Latscha H. A. Klein

Chemie für Mediziner

Begleittext zum Gegenstandskatalog
für die Fächer der Ärztlichen Vorprüfung

Sechste, überarbeitete Auflage

Mit 101 Abbildungen und 25 Tabellen

Springer-Verlag
Berlin Heidelberg New York Tokyo 1983

Professor Dr. Hans Peter Latscha
Anorganisch-Chemisches Institut
der Universität Heidelberg,
Im Neuenheimer Feld 270, 6900 Heidelberg 1

Dr. Helmut Alfons Klein
Bundesministerium für Arbeit und Sozialordnung
U.-Abt. Arbeitsschutz/Arbeitsmedizin
Rochusstr. 1, 5300 Bonn 1

CIP-Kurztitelaufnahme der Deutschen Bibliothek

Latscha, Hans P.: Chemie für Mediziner: Begleittext zum Gegenstandskatalog für d. Fächer d. ärztl. Vorprüfung / H. P. Latscha; H. A. Klein. – 6., überarb. Aufl. – Berlin; Heidelberg; New York; Tokyo : Springer, 1983.
(Heidelberger Taschenbücher; Bd. 171: Basistext Medizin)

ISBN-13: 978-3-540-12745-1

e-ISBN-13: 978-3-642-96784-9

DOI: 10.1007/978-3-642-96784-9

NE: Klein, Helmut A.: GT

Das Werk ist urheberrechtlich geschützt. Die dadurch begründeten Rechte, insbesondere die der Übersetzung, des Nachdruckes, der Entnahme von Abbildungen, der Funksendung, der Wiedergabe auf photomechanischem oder ähnlichem Wege und der Speicherung in Datenverarbeitungsanlagen bleiben, auch bei nur auszugsweiser Verwertung, vorbehalten. Die Vergütungsansprüche des § 54 Abs. 2 UrhG werden durch die „Verwertungsgesellschaft Wort“, München, wahrgenommen.

© by Springer-Verlag Berlin Heidelberg 1974, 1975, 1976, 1977, 1980, 1983

Die Wiedergabe von Gebrauchsnamen, Handelsnamen, Warenbezeichnungen usw. in diesem Werk berechtigt auch ohne besondere Kennzeichnung nicht zu der Annahme, daß solche Namen im Sinne der Warenzeichen- und Markenschutz-Gesetzgebung als frei zu betrachten wären und daher von jedermann benutzt werden dürften.

2127/3140-543210

Vorwort zur sechsten Auflage

Diese Auflage basiert auf der fünften Auflage aus dem Jahre 1980. Sie berücksichtigt alle bis jetzt eingegangenen Korrekturvorschläge. Darüber hinaus wurde das SI-System durchgehend verwendet.

Besonderen Dank sagen möchten wir den Herren Prof. F. P. Emmenegger, Freiburg (Schweiz) und Dr. H. Schick, Heidelberg für viele hilfreiche Anregungen.

Heidelberg, im September 1983

H. P. LATSCHA
H. A. KLEIN

Vorwort zur vierten Auflage

Die gute Aufnahme, die unser Buch bei den Studenten gefunden hat, machte innerhalb kurzer Zeit mehrere Auflagen notwendig. Die hier vorgelegte vierte Auflage wurde von uns eingehend überarbeitet, wobei die Wünsche unserer Leser soweit wie möglich berücksichtigt wurden.

Wie schon die vorangegangenen Auflagen lehnt sich auch dieses Buch eng an den Gegenstandskatalog an. Es geht in der Thematik selten über diesen Rahmen hinaus. Das Buch ist kein allgemeines Lehrbuch der Chemie, sondern als Lernhilfe für Medizinstudenten gedacht. Es unterscheidet sich von Lehrbüchern u. a. dadurch, daß mit Ausnahme spezieller Beispiele weder Vorkommen noch Darstellung noch Verwendung chemischer Substanzen berücksichtigt werden.

Wir wollten aber auch kein reines Antwortbuch zum Gegenstandskatalog schreiben. Dies erschien uns nicht sinnvoll, da die logische Abfolge der Lehrinhalte (bzw. Lernziele) eine Änderung der im Katalog angegebenen Reihenfolge in mehreren Fällen notwendig macht.

Um die Koordinierung mit dem neuen Lernzielkatalog zu erleichtern, sind die Lernzielnummern am Seitenrand angegeben. Außerdem wurde eine Zuordnungstabelle Lernziel-Seitenzahl aufgenommen. Einige Lernzielnummern treten mehrfach auf, weil es notwendig war, bestimmte Lernziele an mehreren Stellen des Buches zu berücksichtigen. Die Stichworte der Lernziele sind in der Regel im Text unterstrichen. Zum besseren Verständnis wurden zusätzlich Querverweise in den Text eingefügt. Für die Maßeinheiten sind nur noch die SI-Einheiten verwendet worden (Erläuterung siehe 2. und 3. Umschlagseite). Das Buch stellt eine komprimierte Zusammenfassung des geforderten chemischen Grundwissens dar und verlangt daher im besonderen Maße eine aktive Mitarbeit des Lesers. Bei der Lektüre empfiehlt es sich, zuerst das jeweilige Kapitel ganz zu lesen und anschließend die Lernziele einzeln zu bearbeiten. Um interessierten Lesern die Möglichkeit zu geben, sich über den Rahmen des Buches hinaus zu informieren, wurde die verwendete Literatur gesondert zusammengestellt.

Auf Übungsfragen zu den einzelnen Kapiteln wurde verzichtet, denn das Buch Examens-Fragen „Chemie für Mediziner“ von Latscha, Schilling und Klein, das im J. F. Lehmanns-Verlag und im Springer-Verlag erschienen ist, enthält 400 multiple choice-Fragen zu dem angegebenen Stoffgebiet, aufgeteilt nach verschiedenen Fragetypen.

Wir bedanken uns bei unseren Lesern für wertvolle Anregungen. Besonderen Dank schulden wir den Herren Prof. W. Mayer, Prof. D. Hellwinkel, Prof. H. Ludwig, Heidelberg, für kritische Anmerkungen und Herrn Prof. W. Tochtermann, Kiel, für eine kritische Durchsicht größerer Teile des Manuskripts.

Heidelberg, im August 1977

H. P. LATSCHA
H. A. KLEIN

Inhaltsverzeichnis

Vorwort	V
Allgemeine Chemie	1
Chemische Elemente und chemische Grundgesetze	2
Chemische Grundgesetze	3
Aufbau der Atome	5
Atomkern	5
Elektronenhülle	9
Atommodell von N. Bohr	9
Bohrsches Modell vom Wasserstoff-Atom	9
Atomspektren	11
Verbesserungen des Bohrschen Modells	11
Wellenmechanisches Atommodell des Wasserstoffatoms	12
Elektronenspin	14
Graphische Darstellung der Atomorbitale	14
Mehrelektronenatome	15
Periodensystem der Elemente	18
Einteilung der Elemente auf Grund ähnlicher Elektronenkonfiguration	22
Periodizität einiger Eigenschaften	24
Moleküle, chemische Verbindungen und Reaktionsgleichungen	28
Reaktionsgleichungen	29
Stöchiometrische Rechnungen	31
Oxidationszahl	33
Chemische Bindung	35
Ionische (polare, heteropolare) Bindung, Ionenbeziehung	35
Kovalente Bindung (Atombindung)	38

MO-Theorie der kovalenten Bindung	39
VB-Theorie der kovalenten Bindung	41
Gesättigte Kohlenwasserstoffe	42
Ungesättigte Kohlenwasserstoffe	45
Metallische Bindung	47
Van der Waalsche Bindung	49
Komplexe und Komplexbindung	50
Materie und ihre Eigenschaften	54
Heterogene und homogene Stoffe	54
Zustandsformen der Materie (Aggregatzustände)	55
Gasförmiger Zustand	55
Flüssiger Zustand	59
Fester Zustand	61
Wechselwirkung zwischen Licht und Materie	62
Chemisches Gleichgewicht	65
Beeinflussung von Gleichgewichtslagen	68
Lösungen	71
Eigenschaften von Lösungsmitteln	71
Verhalten und Eigenschaften von Lösungen	74
Säuren und Basen	81
Elektrolytische Dissoziation	81
Broenstedsäuren und -basen und der Begriff des pH-Wertes	82
Säuren- und Basenstärke	85
Neutralisationsreaktionen	89
Konzentrationsmaße	90
Titrationen	98
pH-Abhängigkeit von Säuren- und Basen-Gleichgewichten	100
pH-Messung	104
Redoxvorgänge	107
Reduktion und Oxidation	107
Normalpotentiale von Redoxpaaren	109
Normalpotential und Reaktionsrichtung	113
Nernstsche Gleichung	115

Heterogene Gleichgewichte	119
Adsorption	120
Trennverfahren	120
Zerlegung homogener Stoffe	120
Ionenaustauscher	125
Kinetik und Energetik chemischer Reaktionen	127
Reaktionsordnung	128
Molekularität einer Reaktion	130
Konzentration-Zeit-Diagramme	131
Arrhenius-Gleichung	132
Parallelreaktionen	134
Thermodynamik	137
I. Hauptsatz der Thermodynamik	137
Anwendung des I. Hauptsatzes auf chemische Reaktionen	139
II. Hauptsatz der Thermodynamik (Teil 1)	140
Statistische Deutung der Entropie	144
II. Hauptsatz der Thermodynamik (Teil 2)	144
Zusammenhang zwischen ΔG und EMK	145
Anwendung des II. Hauptsatzes auf Lösungsvorgänge	146
Organische Chemie	151
Struktur, Stereochemie und Reaktionen von Kohlenwasserstoffen	152
Gesättigte Kohlenwasserstoffe	152
Offenkettige Alkane	152
Bau der offenkettigen Alkane	155
Cyclische Alkane und ihre Molekülstruktur	158
Das Steran-Gerüst	161
Eigenschaften und chemische Reaktionen der Alkane	164
Ungesättigte Kohlenwasserstoffe	166
Chemische Reaktionen	169
Aromatische Kohlenwasserstoffe	172
Wichtige organisch-chemische Reaktionsmechanismen	175
Heterocyclen	179
Verbindungen mit einfachen funktionellen Gruppen	182
Sauerstoff-Verbindungen	182
Alkohole (Alkanole)	182

Reaktionen mit Alkoholen	184
Ether	186
Phenole	188
Schwefel-Verbindungen	189
Thiole und Sulfide	189
Sulfonsäuren	190
Stickstoff-Verbindungen	192
Amine	192
Nitro-, Azo- und Diazo-Verbindungen	195
Verbindungen mit ungesättigten funktionellen Gruppen	198
Aldehyde und Ketone	199
Gemeinsame Reaktionen	199
Unterschiede in den Reaktionsweisen	204
Chinone	204
Carbonsäuren	207
Wichtige Carbonsäuren	208
Derivate der Carbonsäuren und ihre Reaktionen	210
Spezielle Ester	216
Lactone	216
Phosphorsäureester- und anhydride	216
Triglyceride und Phospholipide	219
Nitrile und Imine	221
Stereoisomerie	223
Molekülchiralität und Nomenklatur	224
R-S-Nomenklatur	225
D-L-Nomenklatur	228
Beispiele zur Stereochemie	229
Einige polyfunktionelle, natürliche Verbindungen	231
Hydroxy- und Ketocarbonsäuren	231
Aminosäuren	234
Peptide	238
Kohlenhydrate	241
Biopolymere	249
Polysaccharide	250

Proteine (Polypeptide)	254
Nucleinsäuren (DNA, RNA)	259
Funktionelle Gruppen in Naturstoffen (Beispiele)	262
Hinweise zur Nomenklatur organischer Verbindungen	265
Stammsysteme	265
Substituierte Systeme	266
Anwendungsbeispiel	270
Literaturauswahl an weiterführenden Werken und Literaturnachweis	271
Sachverzeichnis	273
Zuordnungstabelle: Lernziel-Seitenzahl	283
Abbildungsnachweis	285
Maßeinheiten	2. und 3. Umschlagseite

Allgemeine Chemie

Chemische Elemente und chemische Grundgesetze

Die Chemie ist eine naturwissenschaftliche Disziplin. Sie befaßt sich mit der Zusammensetzung, Charakterisierung und Umwandlung von Materie. Unter Materie wollen wir dabei alles verstehen, was Raum einnimmt und Masse besitzt.

Die übliche Einteilung der Materie zeigt Abb. 1.

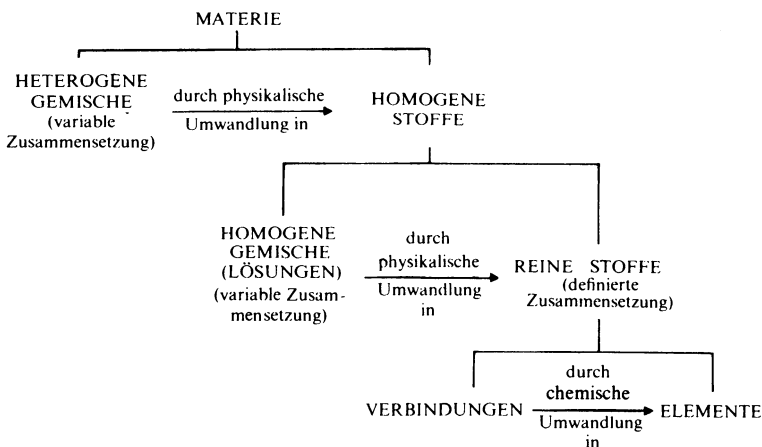


Abb. 1. Einteilung der Materie

Die chemischen Elemente in Abb. 1 sind Grundstoffe, die mit chemischen Methoden nicht weiter zerlegt werden können.

Die *Elemente* lassen sich unterteilen in *Metalle* (z.B. Eisen, Aluminium), *Nichtmetalle* (z.B. Kohlenstoff, Wasserstoff, Schwefel) und sog. *Halbmetalle* (z.B. Arsen, Antimon), die weder ausgeprägte Metalle noch Nichtmetalle sind.

Zur Zeit sind 107 chemische Elemente bekannt. Davon zählen 83 zu den Metallen, 17 zu den Nichtmetallen und 7 zu den Halbmetallen. Bei 20°C sind von 92 natürlich vorkommenden Elementen 11 Elemente gasförmig (Wasser-

stoff, Stickstoff, Sauerstoff, Chlor, Fluor, Edelgase), 2 flüssig (Quecksilber und Brom) und 79 fest. Die Elemente werden durch die Anfangsbuchstaben ihrer latinisierten Namen gekennzeichnet.

Beispiele: Wasserstoff H (hydrogenium), Sauerstoff O (oxygenium), Gold Au (aurum).

Chemische Grundgesetze

Schon recht früh versuchte man eine Antwort auf die Frage zu finden, in welchen Volumen- oder Gewichtsverhältnissen sich Elemente bei einer chemischen Umsetzung (Reaktion) vereinigen.

Die quantitative Auswertung von Gasreaktionen und Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff ergab, daß bei chemischen Umsetzungen die Masse der Ausgangsstoffe (Edukte) gleich der Masse der Produkte ist, daß also die Gesamtmasse der Reaktionspartner im Rahmen der Meßgenauigkeit erhalten bleibt.

Bei einer chemischen Reaktion ist die Masse der Produkte gleich der Masse der Edukte.

Dieses *Gesetz von der Erhaltung der Masse* wurde 1785 von Lavoisier ausgesprochen. Die Einsteinsche Beziehung $E = m \cdot c^2$ zeigt, daß das Gesetz ein Grenzfall des Prinzips von der Erhaltung der Energie ist. Weitere Versuchsergebnisse sind das Gesetz der multiplen Proportionen (Dalton, 1803) und das Gesetz der konstanten Proportionen (Proust, 1810).

Gesetz der multiplen Proportionen: Die Gewichtsverhältnisse von zwei Elementen, die sich zu verschiedenen chemischen Substanzen vereinigen, stehen zueinander im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen.

Gesetz der konstanten Proportionen: Chemische Elemente vereinigen sich in einem konstanten Gewichtsverhältnis.

Beispiel: Die Elemente Stickstoff und Sauerstoff bilden miteinander verschiedene Produkte. Die Gewichtsverhältnisse von Stickstoff und Sauerstoff verhalten sich in diesen Produkten wie 1:1, 1:2, 1:3 usw.

Auskunft über Volumenänderungen gasförmiger Reaktionspartner bei chemischen Reaktionen gibt das *chemische Volumengesetz* von Gay-Lussac (1808): Das Volumenverhältnis gasförmiger, an einer chemischen Umsetzung beteiligter Stoffe läßt sich bei gegebener Temperatur und gegebenem Druck durch einfache ganze Zahlen wiedergeben.

Ein einfaches Beispiel liefert hierfür die Elektrolyse von Wasser (Wasserzersetzung). Es entstehen zwei Volumenteile Wasserstoff auf ein Volumenteil

Sauerstoff. Entsprechend bildet sich aus zwei Volumenteilen Wasserstoff und einem Volumenteil Sauerstoff wieder Wasser.

Ein weiteres aus Experimenten abgeleitetes *Gesetz* wurde von *Avogadro* (1811) aufgestellt:

Gleiche Volumina „idealer“ Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen. (Zur Definition eines idealen Gases, s. S. 55).

Wenden wir dieses Gesetz auf die Umsetzung von Wasserstoff mit Chlor zu Chlorwasserstoff an, so folgt daraus, daß die Elemente Wasserstoff und Chlor aus zwei Teilchen bestehen müssen, denn aus je einem Volumenteil Wasserstoff und Chlor bilden sich zwei Volumenteile Chlorwasserstoff (Abb. 2):

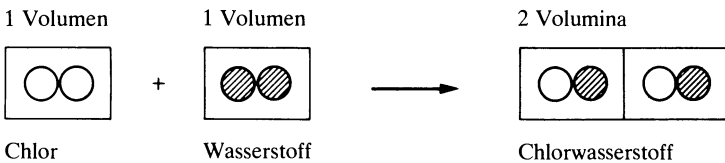


Abb. 2

Auch Elemente wie Fluor, Brom, Iod, Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff oder z.B. Schwefel bestehen aus mehr als einem Teilchen. Eine einfache und plausible Erklärung dieser Gesetzmäßigkeiten war mit der 1808 von J. Dalton veröffentlichten *Atomhypothese* möglich. Danach sind die chemischen Elemente aus kleinsten, chemisch nicht weiter zerlegbaren Teilchen, den **Atomen** aufgebaut.

Aufbau der Atome

1.1.1 Zu Beginn des 20. Jahrhunderts war aus Experimenten bekannt, daß **Atome** aus mindestens zwei Arten von Teilchen bestehen müssen, aus negativ geladenen **Elektronen** und positiv geladenen **Protonen**. Über ihre Anordnung im Atom informierten Versuche von Lenard (1903), Rutherford (1911) u. a. Danach befindet sich im Zentrum eines Atoms der **Atomkern**. Er enthält den größten Teil der Masse (99,95–99,98%) und die gesamte positive Ladung des Atoms. Den Kern umgibt die **Atomhülle**. Sie besteht aus Elektronen (**Elektronenhülle**) und macht das Gesamtvolumen des Atoms aus.

Der Durchmesser eines Atoms beträgt ungefähr 10^{-8} cm (= 0,1 nm = 100 pm = 1 Å). Der Durchmesser eines Atomkerns liegt bei 10^{-12} cm, d.h. er ist zehntausendmal kleiner. Die Dichte des Atomkerns hat etwa den Wert 10^{14} g/cm³.

Atomkern

Nach der Entdeckung der Radioaktivität (Becquerel, 1896) fand man, daß aus den Atomen eines Elements (z. B. Radium) Atome anderer Elemente (z. B. Blei und Helium) entstehen können. Daraus schloß man, daß die Atomkerne aus gleichen Teilchen aufgebaut sind. Tatsächlich bestehen die Kerne aller Atome aus den gleichen Kernbausteinen (Nucleonen), den **Protonen** und den **Neutronen** (Tabelle 1). (Diese vereinfachte Darstellung genügt für unsere Zwecke.)

Tabelle 1. Wichtige **Elementarteilchen** (subatomare Teilchen)

	Ladung	Relative Masse	Ruhemasse
Elektron	-1 (-e)	10^{-4}	0,0005 u; $m_e = 9,110 \cdot 10^{-31}$ kg
Proton	+1 (+e)	1	1,0072 u; $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$ kg
Neutron	0 (n) (elektrisch neutral)	1	1,0086 u; $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27}$ kg

Aus den Massen von Elektron und Proton sieht man, daß das Elektron nur den $\frac{1}{1837}$ Teil der Masse des Protons besitzt. Über die Bedeutung von u s. S. 8. Die Ladung eines Elektrons wird auch „elektrische Elementarladung“ (e_0) genannt. Sie beträgt:

$$e_0 = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s} \quad (1 \text{ A} \cdot \text{s} = 1 \text{ C}).$$

C = Coulomb
A = Ampère
s = Sekunde

1.1.2 Jedes chemische Element ist durch die Anzahl der Protonen im Kern seiner Atome charakterisiert. Die Protonenzahl heißt auch **Kernladungszahl**. Ein chemisches Element besteht also aus Atomen gleicher Kernladung. Da ein Atom elektrisch neutral ist, ist die Zahl seiner Protonen gleich der Zahl seiner Elektronen. Diese Zahl ist gleich der **Ordnungszahl**, nach der die Elemente im Periodensystem (s. S. 18) angeordnet sind. Die Anzahl der Protonen nimmt von Element zu Element jeweils um 1 zu.

Es wurde bereits erwähnt, daß der Atomkern praktisch die gesamte Atommasse in sich vereinigt und nur aus Protonen und Neutronen besteht. Die Summe aus der Zahl der Protonen und Neutronen wird **Nucleonenzahl (Massenzahl)** genannt. Sie ist stets ganzzahlig und entspricht ungefähr der Atommasse:

$$\text{Nucleonenzahl} - \text{Protonenzahl} = \text{Neutronenzahl}.$$

Diese Art der Berechnung stößt jedoch bei Elementen wie Chlor mit der Atommasse 35,45 auf Schwierigkeiten. Genauere Untersuchungen ergaben, daß Chlor in der Natur mit zwei Atomarten (**Nucliden**) vorkommt, die 18 bzw. 20 Neutronen neben jeweils 17 Protonen im Kern enthalten.

1.1.3 Derartige Atome mit unterschiedlicher Massenzahl, aber gleicher Protonenzahl heißen **Isotope** des betreffenden Elements. Nur 20 der natürlich vorkommenden Elemente sind sog. *Reinelemente* (keine Isotopengemische). Beispiele: F, Na, Al, P. Alle Isotope eines Elements haben chemisch die gleichen Eigenschaften. Wir ersehen daraus, daß ein Element nicht durch seine Massenzahl, sondern durch seine Kernladungszahl charakterisiert werden muß. Sie ist bei allen Atomen eines Elements gleich, während die Anzahl der Neutronen variieren kann. Es ist daher notwendig, zur Kennzeichnung der Nuclide und speziell der Isotope eine besondere Schreibweise zu verwenden. Die vollständige Kennzeichnung eines Elements ist auf folgende Weise möglich:

Nucleonenzahl	Ladungszahl
(Massenzahl)	
Elementsymbol	
Ordnungszahl	Atomzahl

Beispiele:

${}^{16}_8\text{O}_2^{\ominus}$ besagt: doppelt negativ geladenes, aus zwei Atomen Sauerstoff der Kernladungszahl 8 und der Masse 16 aufgebautes Ion. Es handelt sich hierbei um das Peroxid-Ion, kurz O_2^{\ominus} .

Untersucht man das Verhalten isotoper Nuclide, findet man Unterschiede. Diese sind im allgemeinen recht klein, können jedoch zur Isotopentrennung genutzt werden.

Unterschiede zwischen isotopen Nucliden auf Grund verschiedener Masse nennt man **Isotopieeffekte**.

Die Isotopieeffekte sind bei den Wasserstoff-Isotopen H, D und T größer als bei den Isotopen anderer Elemente, weil das Verhältnis der Atommassen 1:2:3 ist. Die Tabellen 2 und 3 zeigen einige Beispiele für Unterschiede in den physikalischen Eigenschaften von H_2 , HD, D_2 und T_2 sowie von H_2O (Wasser) und D_2O (schweres Wasser).

Tabelle 2. Physikalische Eigenschaften von Wasserstoff

Eigenschaften	H_2	HD	D_2	T_2
Siedepunkt in K	20,39	22,13	23,67	25,04
Gefrierpunkt in K	13,95	16,60	18,65	—
Verdampfungswärme beim Siedepunkt in $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$	904,39	—	1226,79	1394,27

Tabelle 3. Physikalische Eigenschaften von H_2O und D_2O

Eigenschaften	H_2O	D_2O
Siedepunkt in $^{\circ}\text{C}$	100	101,42
Gefrierpunkt in $^{\circ}\text{C}$	0	3,8
Temperatur des Dichtemaximums in $^{\circ}\text{C}$	3,96	11,6
Verdampfungswärme bei 25°C in $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	44,02	45,40
Schmelzwärme in $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	6,01	6,34
Dichte bei 20°C in $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$	0,99823	1,10530

Die Isotope werden auf Grund ihrer Eigenschaften in **stabile** und **instabile Isotope** eingeteilt. Stabile Isotope zerfallen nicht. Der größte stabile Kern ist ${}^{209}_{83}\text{Bi}$.

Instabile Isotope (Radionuclide) sind **radioaktiv**, d.h. sie zerfallen in andere Nuclide und geben beim Zerfall Helium-Kerne, Elektronen, Photonen usw. ab. Man nennt die Erscheinung **radioaktive Strahlung**.

Für uns wichtig sind folgende Strahlungsarten:

α -Strahlung: Es handelt sich um Teilchen, die aus zwei Protonen und zwei Neutronen bestehen. Sie können als Helium-Atomkerne betrachtet werden: ${}^4_2\text{He}^{2+}$ (Ladung +2, Masse 4u). Die kinetische Energie von α -Teilchen liegt, je nach Herkunft, zwischen 4 und 6 MeV.

β -Strahlung: β -Strahlen bestehen aus Elektronen (Ladung -1, Masse 0,0005 u). Energie: 0,02–4 MeV.

γ -Strahlung: Elektromagnetische Strahlung sehr kleiner Wellenlänge (sehr harte Röntgenstrahlung). Sie besitzt keine Ladung und hat eine verschwindend kleine Masse (Photonenmasse). Kinetische Energie: 0,1–2 MeV.

Beispiele für natürliche und künstliche Isotope:

Erläuterungen: Die Prozentzahlen geben die natürliche Häufigkeit an. In der Klammer hinter der Strahlenart ist die Energie der Strahlung angegeben. $t_{1/2}$ ist die Halbwertszeit, a = Jahre, d = Tage. Medizinisch wichtige Isotope sind halbfett gedruckt.

Wasserstoffisotope: ${}^1_1\text{H}$ oder H (leichter Wasserstoff), 99,985%.

${}^2_1\text{H}$ oder D (Deuterium, schwerer Wasserstoff), 0,0148%.

${}^3_1\text{H}$ oder T (Tritium), β (0,0186 MeV), $t_{1/2} = 12,3$ a.

Kohlenstoffisotope: ${}^{12}_6\text{C}$, 98,892%; ${}^{13}_6\text{C}$, 1,108%; ${}^{14}_6\text{C}$, β (0,156 MeV), $t_{1/2} = 5730$ a.

Phosphorisotope: ${}^{31}_{15}\text{P}$, 100%; ${}^{32}_{15}\text{P}$, β (1,71 MeV), $t_{1/2} = 14,3$ d.

Cobaltisotope: ${}^{59}_{27}\text{Co}$, 100%; ${}^{60}_{27}\text{Co}$, β (0,314 MeV), γ (1,173 MeV, 1,332 MeV), $t_{1/2} = 5,26$ a.

Iodisotope: ${}^{125}_{53}\text{I}$, u. a., γ (0,035 MeV), $t_{1/2} = 60$ d; ${}^{127}_{53}\text{I}$, 100%; ${}^{129}_{53}\text{I}$, β (0,150 MeV), γ (0,040 MeV), $t_{1/2} = 1,7 \cdot 10^7$ a; ${}^{131}_{53}\text{I}$, β (0,0606 MeV, 0,33 MeV, 0,25 MeV, ...), γ (0,364 MeV, 0,637 MeV, 0,284 MeV ...), $t_{1/2} = 8,05$ d

Messung radioaktiver Strahlung: Die meisten Meßverfahren nutzen die **ionisierende Wirkung** der radioaktiven Strahlung aus. *Photographische Techniken* (Schwärzung eines Films) sind nicht sehr genau, lassen sich aber gut zu Dokumentationszwecken verwenden. *Szintillationszähler* enthalten Stoffe (z. B. Zinksulfid, ZnS), welche die Energie der radioaktiven Strahlung absorbieren und in sichtbare Strahlung (Lichtblitze) umwandeln, die photoelektrisch registriert wird. Weitere bekannte Meßgeräte sind die *Wilsonsche Nebelkammer* und das *Geiger-Müller-Zählrohr*.

Die *Zerfallsgeschwindigkeiten* aller radioaktiven Substanzen folgen einem Gesetz erster Ordnung: Die Zerfallsgeschwindigkeit hängt von der Menge des radioaktiven Materials ab (vgl. S. 129).

1.1.4 s. S. 30

1.1.5 Die **Atommasse** ist die durchschnittliche Masse eines Atoms eines bestimmten chemischen Elements in der gesetzlichen atomphysikalischen Einheit: atomare Masseneinheit, Kurzzeichen: *u*.

Eine atomare Masseneinheit u ist $1/12$ der Masse des Kohlenstoffisotops der Masse 12 (^{12}C). In Gramm ausgedrückt ist $u = 1,66053 \cdot 10^{-24}$ g.

Beispiele:

Die Atommasse von Wasserstoff ist:

$$A_{\text{H}} = 1,0079 u \text{ bzw. } 1,0079 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

Die Atommasse von Chlor ist:

$$A_{\text{Cl}} = 35,435 u \text{ bzw. } 35,435 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

In der Chemie rechnet man ausschließlich mit Atommassen, die in atomaren Einheiten u ausgedrückt sind und läßt die Einheit meist weg. Man rechnet also mit den Zahlenwerten 1,0079 für Wasserstoff (H), 15,999 für Sauerstoff (O), 12,011 für Kohlenstoff (C) usw.

Diese Zahlenwerte sind identisch mit den früher üblichen (dimensionslosen) **relativen** Atommassen. Die früher ebenfalls gebräuchlichen **absoluten** Atommassen sind identisch mit den in Gramm ausgedrückten Atommassen. (Z. B. ist $1,0079 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24}$ g die absolute Atommasse von Wasserstoff.)

Elektronenhülle

Erhitzt man Gase oder Dämpfe chemischer Substanzen in der Flamme eines Bunsenbrenners oder im elektrischen Lichtbogen, so strahlen sie Licht aus. Wird dieses Licht durch ein Prisma oder Gitter zerlegt, erhält man ein diskontinuierliches Spektrum, d. h. ein Linienspektrum. Trotz einiger Ähnlichkeiten hat jedes Element ein charakteristisches Linienspektrum (Bunsen, Kirchhoff, 1860). Die Spektrallinien entstehen dadurch, daß die Atome Licht nur in diskreten Quanten (Photonen) ausstrahlen. Dies hat seinen Grund in der Struktur der Elektronenhülle.

Atommodell von N. Bohr (1913)

Von den klassischen Vorstellungen über den Bau der Atome wollen wir hier nur das Bohrsche Atommodell skizzieren.

Bohrsches Modell vom Wasserstoff-Atom

Das Wasserstoff-Atom besteht aus einem Proton und einem Elektron. Das Elektron (Masse m , Ladung $-e$) bewegt sich auf einer Kreisbahn vom Radius r