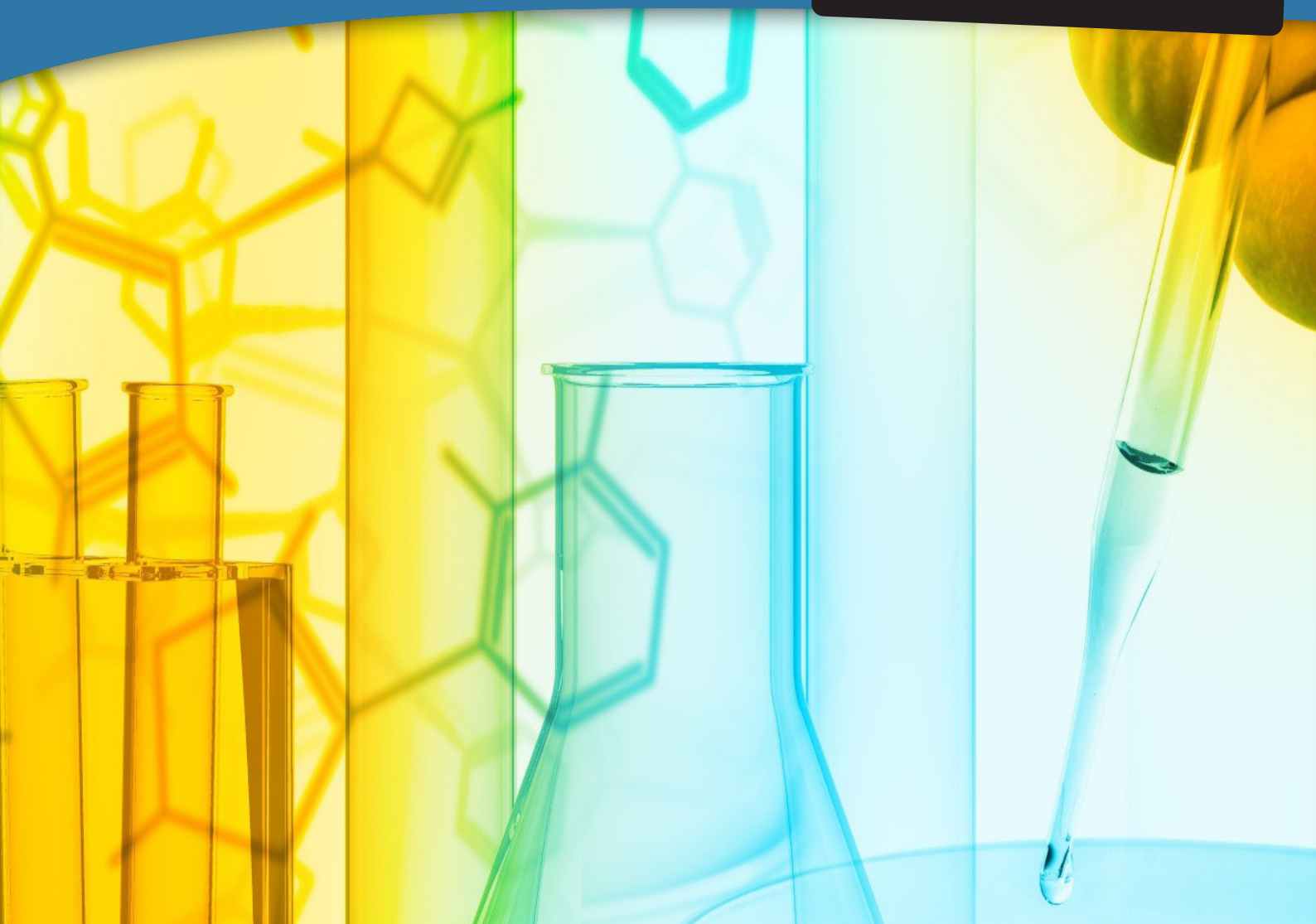


DER NOTFALL SANITÄTER

Theorieband für die Notfallsanitäterausbildung

Lehrbrief



Chemische Grundlagen für Notfallsanitäter



Plus im Web

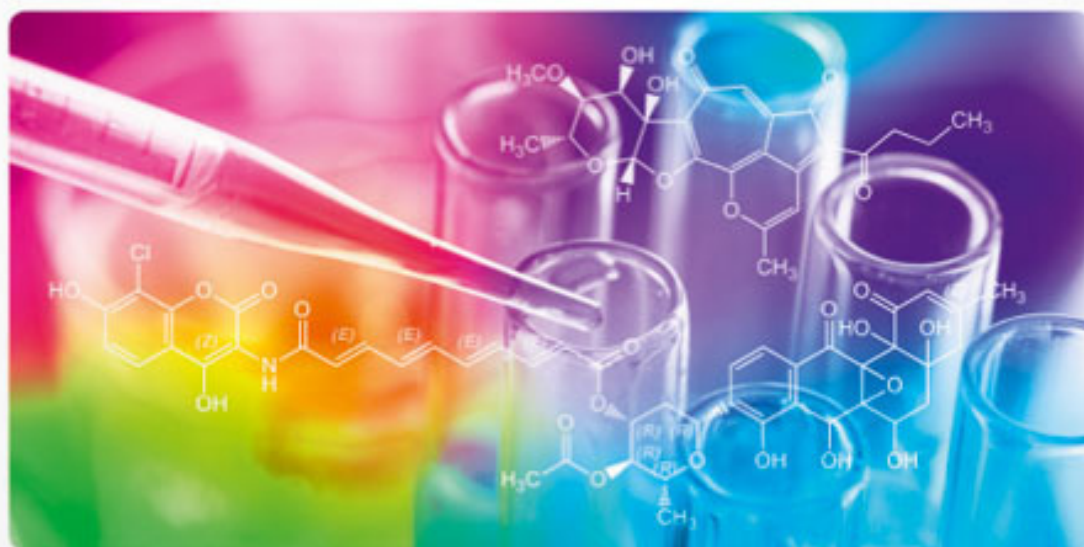
Zeeck

Jetzt mit
Lernvideos

Chemie für Mediziner

A. Zeeck S. Grond S.C. Zeeck

10. Auflage



Urban & Fischer

DER NOTFALL SANITÄTER

Theorieband für die Notfallsanitäterausbildung



Chemische Grundlagen für Notfallsanitäter

Inhaltsverzeichnis

1. Atombau	6
1.1 Elementarteilchen	6
1.2 Aufbau eines Atoms	6
1.3 Isotope	7
1.4 Elemente	8
1.5 Atommasse, Stoffmenge Mol	8
1.6 Aufbau der Elektronenhülle	10
2. Periodensystem der Elemente	15
2.1 Übersicht und Historisches	15
2.2 Beschreibung des Aufbaus	15
2.3 Elektronenkonfiguration als Wegweiser	15
2.4 Hauptgruppen- und Nebengruppenelemente	17
2.5 Biochemisch und medizinisch wichtige Elemente	19
2.6 Radioisotope (= Radionuclide)	22

Autor

Prof. Dr. Axel Zeeck
Institut für Organische und Biomolekulare
Chemie der Universität Göttingen

Impressum

DER NOTFALLSANITÄTER *Lehrbrief*

Anschrift:
LUHRI Bildung und Verlag GmbH
Friesdorfer Str. 194a
53175 Bonn

Kontakt:
info@luhri.de, www.luhri.de
Telefon: 0228 / 947327 20

Geschäftsführer:
Sascha Ringel, André Luhmer

Redaktion:
Stephan Dönitz, Hamburg
Aneke Hannes, Bonn
Andreas Schindele, Bonn

Layout, Grafik & Gestaltung:

Nama Solutions
info@nama-solutions.com
www.nama-solutions.com

Bildnachweise:

LUHRI Bildung und Verlag GmbH
Adobe Stock – stock.adobe.com
Frank Geisler – www.medicalpictures.de

Zur Vereinfachung wurde die masku-
line Schreibweise verwandt. I. d. R. ist
natürlich auch das weibliche Geschlecht
gemeint. Nachdruck und Vervielfältigung
nur mit Genehmigung des Verlages.

Allgemeinchemische Grundlagen

1. Atombau

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^+), **Neutronen** (n) und **Elektronen** (e^-). Dies genügt, um die wichtigsten Eigenschaften der Atome und die wichtigsten Unterschiede zwischen verschiedenen Atomen zu verstehen. In der Atomphysik kennt man heute weitere, z.T. sehr kurzlebige Elementarteilchen. Die genannten Elementarteilchen lassen sich

durch ihre Ladung und Masse charakterisieren (Tabelle 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 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, nicht das Proton oder das Neutron ist, sondern 1/12 der Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C .

Tabelle 1: Ladung und Masse der drei wichtigsten Elementarteilchen.

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

1.2 Aufbau eines Atoms

Jedes Atom besitzt einen **Atomkern**, in dem sich Protonen und Neutronen, auch **Nucleonen** genannt, befinden, 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. Ein Atom hat einen Durchmesser von etwa 10^{-10} m (= 0,1 nm = 100 pm): Erst wenn man 108 Atome aneinanderreicht, ergibt sich eine Kette von 1 cm Länge. Der Atomkern hat nur einen Durchmesser von

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 2 vergleichen. Man erkennt, dass der Mensch ziemlich genau zwischen Mikrokosmos und Makrokosmos seinen Platz hat.

Tabelle 2: Größen und Abstände in Mikro- und Makrokosmos (in Metern).

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}
Weltall	Ausdehnung	10^{25}

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:

$$\text{Kernladungszahl} = \text{Ordnungszahl} = \text{Zahl der Protonen im Atomkern} = \text{Zahl der Elektronen in der Elektronenhülle}$$

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. Dies bedeutet, dass der Atomkern neben 8 Protonen noch 8 Neutronen enthalten muss, da die Elektronen zur Masse praktisch nichts beitragen.

16 ist die **Massezahl** (= Nucleonenzahl) eines Sauerstoffatoms. Ein Atom ist bezüglich der enthaltenen Elementarteilchen vollständig charakterisiert, wenn man neben der Ordnungszahl noch die Massezahl angibt. Für Atome der oben genannten Elemente gilt:



1.3 Isotope

Ein Atom mit bestimmter Ordnungs- und Massenzahl wird auch Nuclid genannt. Es gibt Atome, die in der Kernladungszahl (= Ordnungszahl) übereinstimmen, sich jedoch in der Massenzahl unterscheiden.

Dies bedeutet, dass die Atomkerne dieselbe Anzahl Protonen enthalten, jedoch eine unterschiedliche Anzahl Neutronen. Beim Chlor z.B. kennt man die Nuclide ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ und ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ oder beim Uran ${}^{235}_{92}\text{U}$ und ${}^{238}_{92}\text{U}$.

Man bezeichnet die Nuclide eines Elementes als Isotope. Wir haben in den Beispielen Chlor-Isotope (Unterschied: 2 Neutronen) und Uran-Isotope (Unterschied: 3 Neutronen) kennengelernt. Die abgekürzte Schreibweise A_ZM hilft also nicht nur, den Atomaufbau zu beschreiben, sondern ermöglicht auch das

Erkennen von Isotopen, die in der Natur weit verbreitet sind. 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.

1.4 Elemente

Liegt ein Stoff vor, der nur aus Atomen mit ein und derselben Kernladungszahl besteht, spricht man von einem **chemischen Element**. Die bekannten Elemente (z.Z. 109) haben einen Namen und eine Abkürzung (= Elementsymbol). Das Elementsymbol leitet sich nicht immer vom deutschen Namen des Elementes ab (s. Tabelle 3). Man muss die Namen und Abkürzungen wichtiger Elemente kennen, um chemische Gleichungen lesen zu können.

Viele Elemente setzen sich aus mehreren stabilen Isotopen zusammen. Für die Zahl der Isotope gibt es natürlich Grenzen. Bei Elementen mit kleinen Ordnungszahlen stimmt die Zahl der Protonen und Neutronen in etwa überein. Bei Elementen mit hoher Ordnungszahl gibt es einen geringfügigen Neutronenüberschuss: Die Neutronen werden im Atomkern benötigt, um die sich gegenseitig abstoßenden Protonen zusammenzuhalten. Wird von diesem „Gleichgewicht“ mehr oder weniger stark abgewichen, werden die Atomkerne

instabil und versuchen, sich durch Abgabe von Elementarteilchen zu stabilisieren. Es treten Radioisotope auf, die radioaktiv sind.

Man kennt z.B. drei Wasserstoff-Isotope: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ und ${}^3_1\text{H}$ (= Tritium). Die ersten beiden sind instabil. Tritium ist radioaktiv. Beim Kohlenstoff (${}^{11}_6\text{C}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$) sind die Nuclide ${}^{11}_6\text{C}$ und ${}^{14}_6\text{C}$ radioaktiv. Einige Beispiele zeigt Tabelle 3.

Die Isotopenzusammensetzung der 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% ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. ${}_{50}\text{Sn}$ setzt sich aus 10 Isotopen zusammen, während ${}_{15}\text{P}$ ein Reinelement ist.

Der Anteil instabiler Isotope ist, wenn diese nicht nachgebildet werden, wegen des hohen Alters der Erde gering und müsste zukünftig weiter abnehmen.

1.5 Atommasse, Stoffmenge Mol

Ein Wasserstoffatom ${}^1_1\text{H}$ wiegt $1,66 \cdot 10^{-24}\text{g}$, ein Natriumatom ${}^{23}_{11}\text{Na}$ das 23fache.

Diese Massen sind unterschiedlich und unvorstellbar klein. Man definiert deshalb eine relative Atommasse und setzt die Masse des Kohlenstoff-Nuclids ${}^{12}_6\text{C}$ gleich 12,000. Aus dem Massenvergleich ergeben sich alle anderen Werte. Diese relative Atommasse „1“ entspricht somit 1/12 der Masse des genannten Kohlenstoff-Nuclids. Ein Blick in Tabelle 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 (s. Tabelle 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 relative Atommasse wegen des Anteils von ${}^{13}\text{C}$ etwas über 12.

Die genauen relativen Atommassen der Elemente benötigt man, um z.B. bei chemischen Reaktionen genaue Massenbilanzen aufstellen zu können. Die Massen sind für einige Elemente in Tabelle 1/3 angegeben. Man findet sie für alle Elemente im Periodensystem der Elemente.

Nimmt man 12,000 g des Kohlenstoff-Isotops ${}^{12}_6\text{C}$ und dividiert durch die absolute Masse eines C-Atoms ($12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}\text{g}$), so erhält man die Anzahl der C-Atome in der vorgegebenen Menge des Kohlenstoff-Isotops. 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 ihrer Einheit Mol (Einheitszeichen mol) definiert.

Tabelle 3: Liste einiger Elemente mit Namen, Elementsymbol, Ordnungszahl (OZ), relativer Atommasse und Nennung einiger, z.T. künstlicher Isotope.

Element	Symbol	OZ	Relative Atommasse	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 , ^{18}O
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}K , $^{42}\text{K}^*$
Calcium	Ca	20	40,08	^{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 Nuclid ist radioaktiv.

1 mol eines Elements enthält $6,02 \cdot 10^{23}$ Atome. Entsprechend gilt, dass 1 mol einer chemischen Verbindung $6,02 \cdot 10^{23}$ Moleküle enthält. 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: $NA = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Mit der Stoffmengen-Angabe wird es sehr viel leichter, chemische Reaktionen qualitativ zu beschreiben, weil die Stoffmenge

unabhängig ist von äußeren Parametern, wie z.B. Druck und Temperatur.

**1 mol eines Elementes entspricht der relativen Atommasse in Gramm.
1 mol einer Verbindung entspricht der relativen Molekülmasse in Gramm.**

Mit den bekannten Abkürzungen kann man auch kleine Teilmengen beschreiben (Tabelle 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.

Tabelle 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 μmol (mikromol)	55,847 μg	$6,02 \cdot 10^{17}$
1 nmol (nanomol)	55,847 ng	$6,02 \cdot 10^{14}$

1.6 Aufbau der Elektronenhülle

1.6.1 Allgemeines

Das Bindungsverhalten einzelner Atome beziehungsweise die chemischen Eigenschaften eines Elementes werden unmittelbar von der Elektronenhülle bestimmt.

Bei der Ausbildung einer chemischen Bindung, d.h. beim Ablauf chemischer Reaktionen, werden Elektronen umgeordnet. Man muss etwas über den Aufbau der Elektronenhülle wissen, also über die Zahl, die Energie und die räumliche Verteilung der Elektronen einzelner Atome. In einem Atom üben die positiv geladenen Atomkerne und die negativ geladenen Elektronen eine Anziehungskraft

aufeinander aus. Will man z.B. ein Elektron weiter vom Atomkern entfernen oder gar ganz ablösen, so muss man Energie aufwenden, wodurch das Elektron energiereicher wird. Ein Beispiel aus der Mechanik soll die Energiebetrachtung veranschaulichen: Um einen Stein vom Fußboden auf einen Tisch zu legen, muss man Energie aufwenden, der Stein wird auf ein höheres Energieniveau angehoben: Er ist um einen Energiebetrag ΔE (sprich: Delta E) energiereicher als vorher. Fällt der Stein vom Tisch, wird die Energie wieder frei – dies spürt man, wenn einem der Stein auf den Fuß fällt.

1.6.2 Quantenzahlen

Elektronen, die den Atomkern einhüllen, haben nicht alle die gleiche Energie. Sie verteilen sich auf verschiedene Energieniveaus. Die Hauptniveaus (= Schalen) 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 verwendet man auch die **Hauptquantenzahlen** $n = 1, 2, 3$ usw.

Innerhalb eines Hauptniveaus 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.

Diese 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., es können drei Zustände eingenommen werden, für die *p*-Elektronen gibt es drei verschiedene Niveaus (p_x, p_y und p_z), die energetisch jedoch gleichwertig sind. Für $l = 2$ ist $m = +2, +1, 0, -1$ oder -2 , was zu fünf energetisch gleichwertigen Niveaus für die *d*-Elektronen führt. 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).

Mit der genannten Regel kann man die maximale Elektronenzahl für jedes Unterniveau und für jede Schale ableiten (Tabelle 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.

Tabelle 5: Maximale Elektronenzahl (e^- -Zahl) pro Schale und pro Unterniveau (abgeleitet aus den Quantenzahlen).

n	l	m	Spin	maximale e^- -Zahl	maximale 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)	x	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)	x	je $\pm 1/2$	10	
	3 (4f)	y	je $\pm 1/2$	14	

$x = +2, +1, 0, -1, -2; y = +3, +1, 0, -1, -2, -3$

1.6.3 Elektronenkonfiguration

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

1. Die Besetzung der Niveaus, sofern man den Normalzustand (= Grundzustand) eines Atoms betrachtet, erfolgt nacheinander. Man beginnt mit dem energieärmsten 1s-Niveau.
2. Mehr als zwei Elektronen pro Unterniveau sind ausgeschlossen.

3. Bei energetisch gleichwertigen Unterniveaus (z.B. p_x, p_y, p_z) erfolgt die Besetzung jedes Niveaus zunächst nur mit einem Elektron, wobei alle drei parallelen Spin (*Hund-Regel*) aufweisen, bevor je ein zweites mit entgegengesetztem Spin dazukommt.

Für die ersten 12 Elemente des Periodensystems (Ordnungszahl 1 bis 12) ist die Elektronenkonfiguration in Tabelle 6 angegeben. Die Elektronen, die sich in der äußeren Schale befinden, heißen **Valenzelektronen**.

Tabelle 6: Elektronenkonfiguration der ersten zwölf Elemente des Periodensystems.

Element	Symbol	Kernladungszahl	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)
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)
Wasserstoff	H	1	$1s^1$	1

Will man für die Elektronen eines Atoms gleichzeitig die Energie der besetzten Niveaus kennzeichnen, benötigt man ein **Energieniveauschema** (Abb. 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 Abb. 2. Die Pfeile auf den Niveaus kennzeichnen jeweils ein Elektron, durch die Pfeilrichtung wird der Spin des Elektrons charakterisiert. Das Kohlenstoffatom besitzt vier Valenzelektronen (Abb. 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.

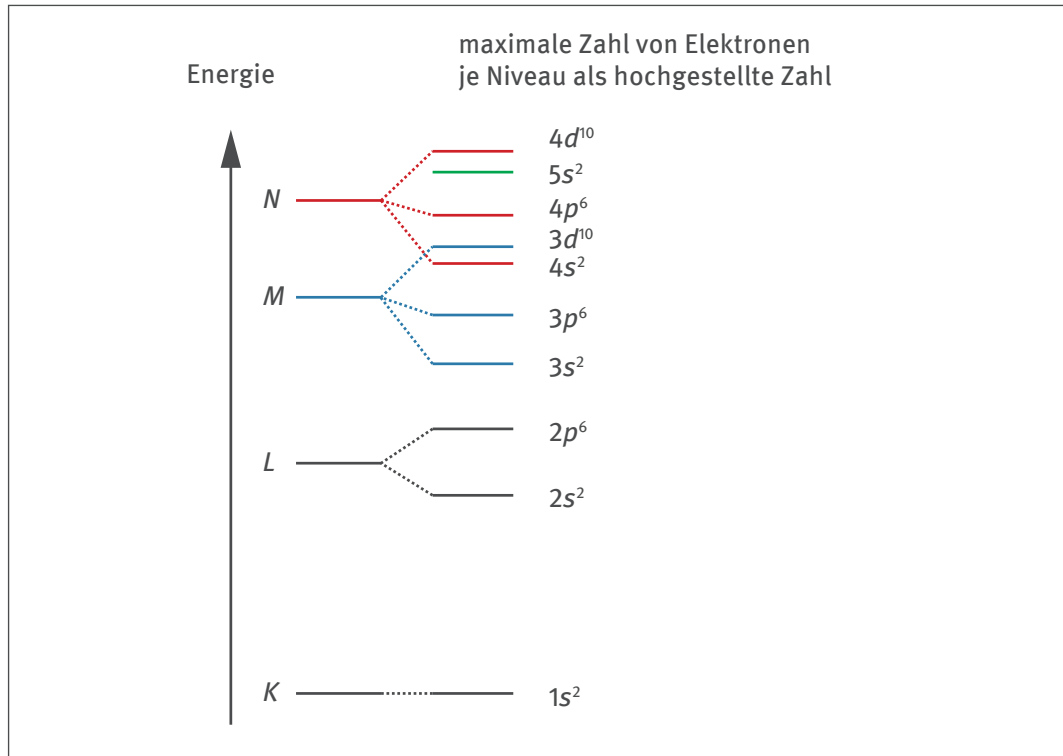


ABB. 1: Energieniveauschema der Elektronenhülle mit Kennzeichnung der Schalen und der Unterniveaus.

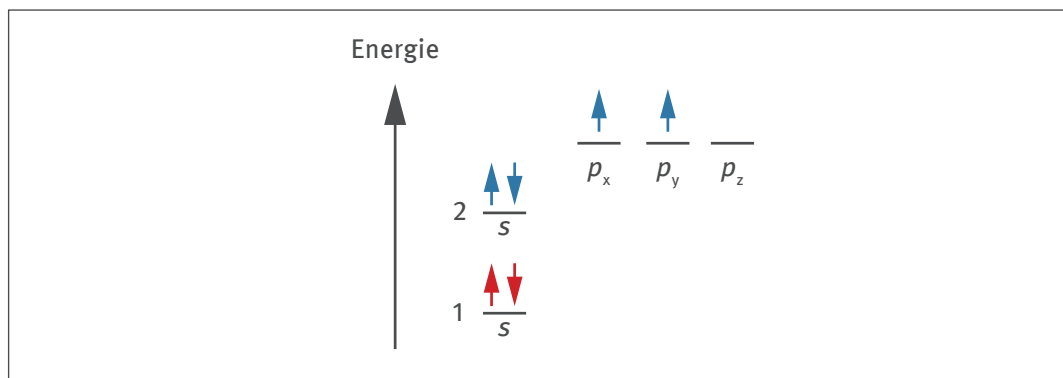


ABB. 2: Elektronenkonfiguration des Kohlenstoffatoms ($1s^2 2s^2 2p^2$).

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 – man denke an das Beispiel mit dem Stein. Die aufgenommene Energie kann in Form von Strahlung beim Rückfallen der Elektronen auf die Ausgangsniveaus 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 benötigt oder frei. Dies äußert sich z.B. darin, dass die Energie (ΔE), die bei der Rückkehr eines promovierten Elektrons in den Grundzustand frei wird, als Licht mit einer charakteristischen Frequenz (ν) abgestrahlt wird.

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

$h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Js (h ist das Planck-Wirkungsquantum mit der Einheit Joule \times Sekunde). Für jedes Element gibt es eine begrenzte Zahl von Elektronenübergängen, so dass nach

Anregung in einem Spektrometer ein Linienspektrum auftritt, mit dessen Hilfe man die Elemente erkennen und unterscheiden kann.

1.6.4 Atomorbitale

Um die Bahn eines den Atomkern umkreisenden Elektrons genau vorherzusagen zu können, müsste man Ort und Geschwindigkeit zu jeder Zeit kennen. Das ist nicht möglich, da Elektronen gleichzeitig Wellen- und Teilcheneigenschaft haben. Mathematisch wird dieser Sachverhalt durch die von Heisenberg aufgestellte Unschärferelation ausgedrückt. Den Teilchencharakter beschreibt das Bohr-Atommodell. Den Wellencharakter

drückt die Wellengleichung (Schrödinger-Gleichung) aus: Sie gibt die Wahrscheinlichkeit an, mit der ein Elektron in einer bestimmten Entfernung vom Kern anzutreffen ist. In der Elektronenhülle lässt sich somit für jedes Elektron ein Raum beschreiben, in dem es sich mit großer Wahrscheinlichkeit aufhält. Solche Räume negativer Ladung heißen Orbitale.

Ein Orbital ist ein Raum in der Elektronenhülle, in dem die Aufenthaltswahrscheinlichkeit für ein bestimmtes Elektron zwischen 0 und 1 liegt.

Elektronen sind in dieser quantenmechanischen Betrachtung 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 sind in der quantenmechanischen Berechnung die Orbitale geworden: Aus dem 1s-Niveau wird das 1s-Orbital, aus den 2s- und 2p-Niveaus die 2s- und 2p-Orbitale usw.

s-Orbitale sind kugelsymmetrisch um den Atomkern angeordnet. Sie haben keine Vorzugsrichtung im dreidimensionalen Raum. Abb. 3 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. Das Kugelschalen-Modell ist insoweit eine Vereinfachung, als es innerhalb jedes s-Orbitals je nach Abstand vom Kern unterschiedliche Dichteverteilungen der Elektronen gibt.

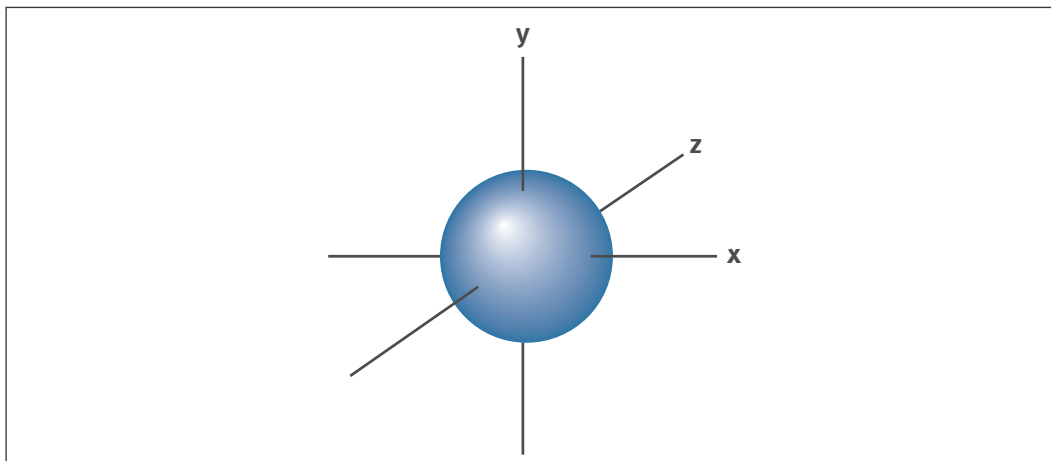


ABB. 3: Dreidimensionale Darstellung eines 1s-Orbitals. Innerhalb der Kugelgrenzen ist das 1s-Elektron mit 90%iger Wahrscheinlichkeit anzutreffen. Der Atomkern befindet sich im Zentrum.

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. 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

mit maximal 2 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.

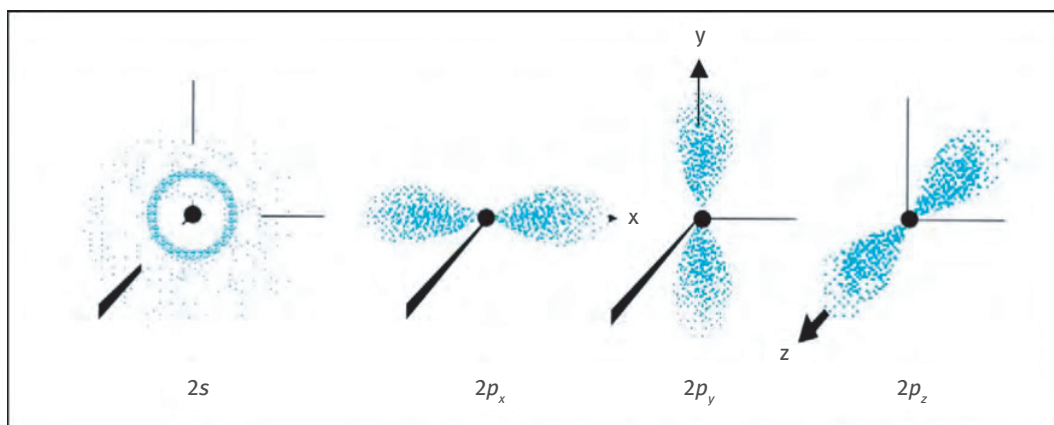


ABB. 4: Form und räumliche Anordnung des $2s$ -Orbitals und der $2p$ -Orbitale.

Auf die Elektronen kommt es an

Bisher wurden nur der Atombau sowie die Größen-, Ladungs- und Massenverhältnisse der Atome und ihrer Bausteine betrachtet. Hier gibt es keinen direkten medizinischen Bezug. Warum eigentlich nicht? Der Mensch besteht aus etwa 1027 Atomen, die zusammen alles bewirken sollen, was das Menschsein ausmacht: Entwicklung, geistige Tätigkeit, Gesundheit und Krankheit. Vielleicht sind die Atome nur die materielle Unterlage, auf der Lebensprozesse ablaufen, gewissermaßen die Tasten und Saiten eines Klaviers, die erst angeschlagen werden müssen, damit das Ganze zu klingen anfängt. Die Tasten sind nicht die Musik und schon gar nicht eine Sinfonie von Mozart oder Beethoven. Die Atommodelle geben auf die Frage, was Atome wirklich sind, keine Antwort, es sind eben nur Modelle. Sie helfen, bestimmte Eigenschaften der Atome zu verstehen, und geben mancherlei nützliche Erklärung für chemische Reaktionsabläufe und Stoffumwandlungen; bezogen auf den ganzen Menschen sind dies jedoch nur Teilaspekte, reduziert auf die submikroskopische Ebene. Wie wir gesehen haben, bilden die Atomkerne Massepunkte in einem ansonsten nahezu leeren Raum. In diesem Raum schwingen die Elektronen mit ihrer negativen Ladung, strukturieren diesen Raum gesetzmäßig und grenzen ihn nach außen weitgehend ab. Von den Atomen eines Elementes, insbesondere von den Elektronen, gehen die elementtypischen Eigenschaften aus, die z.B. Wasserstoff und Kohlenstoff deutlich unterscheidbar machen. Um dies zu verstehen, wird der Dualismus von Welle und Teilchen bemüht, es wurden quantenmechanische Theorien und Rechenansätze erdacht, aber der Raum zwischen Atomkern und äußerer Atomgrenze bleibt im Wesentlichen leer und für die Anschauung gibt es keine Hilfe. Dennoch, der Mensch ist nicht durchsichtig. Bleiben wir bei dem, was die Atommodelle bieten: Unser Körperraum wird von den Elektronen gewebt und durch die Atomkerne stabilisiert.

2. Periodensystem der Elemente

2.1 Übersicht und Historisches

Man kennt heute 111 Elemente, die mit den Ordnungszahlen von 1 bis 111 belegt sind. Elemente bis zur Ordnungszahl 92 (Uran) kommen in der Natur vor. Elemente, die eine höhere Ordnungszahl haben, können nur künstlich durch kernchemische Synthesen, z.B. in Atomreaktoren oder Zyklotrons „erbrütet“ werden. Sie sind radioaktiv und haben z.T. sehr kurze Halbwertszeiten. Das Periodensystem hat also eine Obergrenze, die mit der Instabilität der größer werdenden Atomkerne zusammenhängt: Alle bekannten Nuclide der Elemente 84 bis 92 sind radioaktiv, ebenso wie die der Elemente 43 (Technetium, Tc) und 61 (Promethium, Pm). Die beiden letztgenannten Elemente gibt es heute in der Natur nicht mehr.

Die Elemente werden in einem zweidimensionalen Schema angeordnet, das man Periodensystem nennt (Abb. 5). Früher war man der Meinung, dass mit steigender

Ordnungszahl auch die Atommasse regelmäßig zunimmt. Heute weiß man, dass es Ausnahmen gibt und die Atommasse sich durch den Anteil der natürlichen Isotope von Element zu Element unterschiedlich ändern kann. Die Atommasse ist als Ordnungskriterium der Elemente nicht geeignet, die Protonen- bzw. Elektronenzahl ist wesentlich hilfreicher. Das Ordnungsprinzip, nach dem man die Elemente in Perioden untereinander schreibt, wurde 1869 von L. Meyer und D. Mendelejew erkannt. Ihre Einsicht erwuchs aus dem eingehenden Studium der Eigenschaften der Elemente. Die Beobachtungen waren so fundiert, dass man die Existenz bis dahin unbekannter Elemente vorhersagen konnte. Grundlage der chemischen Eigenschaften der Elemente und ihrer Anordnung im Periodensystem ist die Elektronenkonfiguration. Wir wollen versuchen, diese Ordnung zu beschreiben und zu verstehen.

2.2 Beschreibung des Aufbaus

Die Abb. 5 zeigt das Periodensystem der Elemente. In jedem Kästchen stehen das Elementsymbol und darunter der Name des Elementes. In chemischen Formeln und Gleichungen finden nur die Elementsymbole Verwendung. Links unten an jedem Elementsymbol steht die Ordnungszahl, die der Kernladungszahl entspricht. Über dem Elementsymbol steht die relative Atommasse. Sie ist bei künstlichen, radioaktiven Elementen keine natürliche Konstante. Die Elemente stehen in waagerechten Reihen, die Perioden

heißen. Die Reihen eins bis sieben heißen 1. bis 7. Periode. Die senkrechten Reihen der Elemente nennt man Gruppen: Sie unterteilen sich in Hauptgruppen (1, 2, 13–18) und Nebengruppen (3–12). Zu den Nebengruppen gehören auch die je 14 Elemente der Lanthanoiden und Actinoiden, die dem Lanthan ($_{57}\text{La}$) bzw. Actinium ($_{89}\text{Ac}$) folgen. Früher gebräuchliche Gruppenbezeichnungen (römische Zahlen) sind im Periodensystem (Abb. 5) in Klammern angegeben.

2.3 Elektronenkonfiguration als Wegweiser

Wie lassen sich die Elemente nun den Perioden und Gruppen zuordnen? Unter Beachtung der Regeln, die aus der Quantenmechanik hervorgegangen sind, lässt sich für jedes Element die Elektronenkonfiguration angeben. Wir erinnern uns, dass 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 8 Elektronen ($2s^2 2p^6$) aufzunehmen. Bei den Elementen der 2. Periode werden die Orbitale dieser Schale nacheinander mit Elektronen aufgefüllt. In die 3. Schale werden zunächst bis zu 8 Elektronen ($3s^2 3p^6$) aufgenommen (Elemente der 3. Periode).

Bevor die restlichen 10 Elektronen der 3. Schale nacheinander die zugehörigen *d*-Orbitale besetzen, werden zunächst zwei Elektronen in das 4*s*-Niveau aufgenommen (Elemente Kalium und Calcium) – dann erst erfolgt die Auffüllung der inneren 3. Schale ($3d^{10}$) und danach die Ergänzung der 4. Schale ($4p^6$). Insgesamt gehören 18 Elemente zur 3. Periode. Dieses „Einschieben“ von Elementen durch das Auffüllen innen liegender Schalen wiederholt sich in den höheren Perioden in ähnlicher Weise (Tabelle 7). In der 6. und 7. Periode müssen zusätzlich noch die Lanthanoide und Actinoide eingeschoben werden, die durch die Auffüllung der 4*f*- und 5*f*-Orbitale (maximale Besetzung: $4f^{14}$ bzw. $5f^{14}$) gekennzeichnet sind, obwohl sich schon Elektronen in der 6. und 7. Schale befinden.

Die Elektronenkonfiguration mit ihrem gesetzmäßigen, wiederkehrenden Raster innerhalb der Perioden (Tabelle 7) ist gewissermaßen der quantenmechanische Wegweiser durch das Periodensystem. Die Reihenfolge der Auffüllung der Orbitale ist beim Durchgang durch die Perioden (Tabelle 7, links) schlecht zu merken. Dazu ist nochmals der Schalen Aufbau angegeben (Tabelle 7, rechts). Folgt man den Parallelen von rechts unten nach links oben jeweils zur Spitze (beginnend bei 1*s*), dann hat man die Reihenfolge der Schalenbesetzung, z.B. folgt auf 2*p* 3*s*, dann 3*p*, dann 4*s*, bevor es mit 3*d* weitergeht.

Tabelle 7: Reihenfolge bei der Auffüllung der Orbitale mit Elektronen innerhalb der Perioden des Periodensystems (links) und innerhalb der Schalen (rechts).

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

2.4 Hauptgruppen- und Nebengruppenelemente

Werden Elektronen in eine äußere Schale aufgenommen, liegen Hauptgruppenelemente vor. Bleibt die Zahl der äußeren Elektronen gleich und es treten Änderungen in der Elektronenbesetzung einer weiter innen liegenden Schale auf, kommt man zu Nebengruppenelementen.

Zunächst zu den Hauptgruppen: Die Elektronen der äußeren Schalen heißen Valenzelektronen. Abgesehen vom Helium stimmen die Elemente einer Hauptgruppe in der Zahl ihrer Valenzelektronen überein. Die Elemente der 1. Hauptgruppe verfügen über ein Valenzelektron, die der 2. Hauptgruppe über zwei, die der 13. Gruppe (ebenfalls ein Hauptgruppenelement) über drei Valenzelektronen. Bei den Elementen der 18. Gruppe sind es acht Valenzelektronen. Acht Valenzelektronen sind ein Oktett und geben in dieser Elektronenkonfiguration der äußeren Schale

eine besondere Stabilität (Oktettregel). Die Elemente von Gruppe 13 bis 18 sind Hauptgruppenelemente, hier entspricht die zweite Ziffer in der Gruppennummer der Zahl der 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 wusste man jedoch noch nichts von Elektronen und Orbitalen, sondern hatte beobachtet, dass mit zunehmender Atommasse nach einer Anzahl von Elementen wieder eines mit ähnlichen Eigenschaften wie das zuerst betrachtete folgte. Diese Periodizität der Eigenschaften spiegelt sich im Aufbau der Elektronenschalen wider.

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

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

Tabelle 8:

1. Gruppe	= Alkalimetalle	(1 Valenzelektron)
2. Gruppe	= Erdalkalimetalle	(2 Valenzelektronen)
13. Gruppe	= Erdmetalle	(3 Valenzelektronen)
14. Gruppe	= Kohlenstoffgruppe	(4 Valenzelektronen)
15. Gruppe	= Stickstoffgruppe	(5 Valenzelektronen)
16. Gruppe	= Chalkogene	(6 Valenzelektronen)
17. Gruppe	= Halogene	(7 Valenzelektronen)
18. Gruppe	= Edelgase	(8 Valenzelektronen)

Die Nebengruppenelemente besitzen in der Regel zwei Valenzelektronen, die die chemischen Eigenschaften wesentlich bestimmen, z.B. sind alle Nebengruppenelemente Metalle. Sie unterscheiden sich in der Elektronenzahl einer inneren Schale, was vergleichsweise kleine Änderungen in den Eigenschaften bewirkt. Da die Elemente im

Periodensystem weltweit nach dem gleichen Schema angeordnet und aufgeschrieben werden, ist es zulässig, von links nach 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.

Hauptgruppenelement:

Beim Durchlaufen eine äußere Schalen mit Elektronen aufgefüllt.

Nebengruppenelemente:

Beim Durchlaufen innere Schalen mit Elektronen aufgefüllt.

Umwelt–Technik–Alltag

Die Ordnung im Periodensystem: Durch das Periodensystem wird eine Ordnung in die Materie gebracht, die einen erstaunen lässt. Gefunden wurde sie empirisch und theoretisch untermauert durch die Gesetzmäßigkeiten beim Aufbau der Elektronenhülle der Elemente. Greifen wir nochmals auf das Schalenmodell zurück, dann existiert eine bestimmte Anzahl Elemente, bis eine Schale mit Elektronen voll besetzt ist (Tabelle 9).

Dies ist 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 deutlicher ins Auge. Zerlegt man die Gesamtzahl der Elemente einer vollständigen Schale in einfache Zahlenfaktoren (Tabelle 9), dann wirkt nichts mehr zufällig, eher 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 Edelgas Helium. Es tritt zwischen den beiden Elementen ein Reaktivitätsunterschied auf, der sich bei den Elementen der anderen Schalen über mehrere Elemente hin stufenweise entwickelt. Der Wasserstoff an der Spitze einer Art Pyramide (Tabelle 9, zweite Spalte) ist ein durch und durch kosmisches Element und steht am Anfang aller Materiebildung, die durch Kernfusion und Kernspaltung zu den anderen Elementen führt. Je weiter man in der Element-pyramide nach unten kommt, desto schwerer, erdgebundener wird die Materie, bis ein Punkt erreicht ist, wo sie instabil wird und durch Aussendung von Strahlung zerfällt. Die Basis der Pyramide zerstrahlt gewissermaßen, d.h., nur an der Spitze der Pyramide ist das System stabil, dort, wo sich das Eingangstor zur Materie befindet. Die für die Lebensprozesse neben Wasserstoff wichtigsten Elemente (C, N, O) stehen nahe diesem Tor.

Tabelle 9: Einordnung der Elemente des gemäß der Besetzung der Elektronenschalen den Zahlen folgende Faktorenbildung.

Schale	maximale Besetzung der Orbitale mit e ⁰				Gesamtzahl der Elemente einer Schale	Zahlenfaktoren
	s	p	d	f		
1.	2				2	2 = 2 · 1 · 1
2.	2 + 6				8	8 = 2 · 2 · 2
3.	2 + 6 + 10				18	18 = 2 · 3 · 3
4.	2 + 6 + 10 + 14				32	32 = 2 · 4 · 4
5.	2 + 6 + 10 + 14				32 (unvollständig)	
6.	2 + 6 + 9				17 (unvollständig)	
7.	2				2 (unvollständig)	

Summe: 111

2.5 Biochemisch und medizinisch wichtige Elemente

Von den 81 stabilen Elementen des Periodensystems sind nur etwa 20 für den Menschen sowie für andere Lebewesen auf der Erde notwendig. Die Elemente entfalten ihre Wirkung nicht in elementarer Form, sondern als Bestandteil chemischer Verbindungen. Um Übersicht zu gewinnen, kann man das vollständige Periodensystem (Abb. 5) zu einem „Periodensystem des Lebens“ (Abb. 6)

vereinfachen. Dabei fällt auf, dass die Mehrzahl dieser Elemente in den ersten vier Perioden anzusiedeln ist. Nach dem Zink (₃₀Zn) gibt es nur noch wenige lebenswichtige Elemente. Viele der Elemente mit höherer Ordnungszahl sind als wasserlösliche Verbindungen starke Gifte für die Lebensprozesse (z.B. Ba [Barium], Hg [Quecksilber], Pb [Blei]).

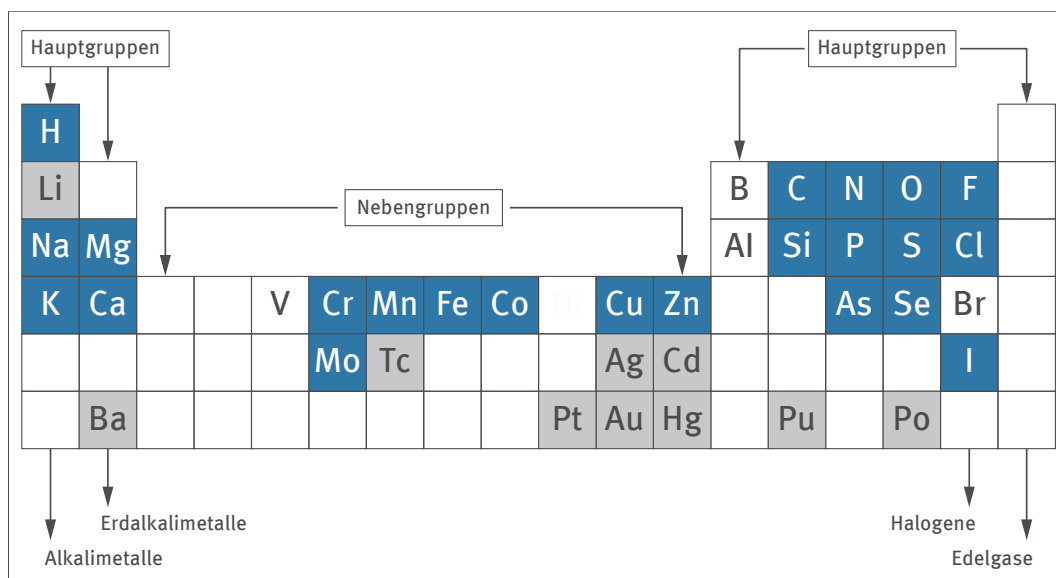


ABB. 6: Ausschnitt aus dem Periodensystem. Blau unterlegt: biochemisch wichtige Elemente; grau unterlegt: pharmakologisch oder toxikologisch bedeutsame Elemente; Sonstige: Elemente, die außerdem in Naturstoffen bzw. Lebewesen vorkommen.

Für die Auswahl der lebensnotwendigen Elemente während der Evolution mussten zwei Bedingungen erfüllt sein: die Verfügbarkeit in der Umwelt und die Bindungseigenschaften, die für den Aufbau von Molekülen mit bestimmten Funktionen erforderlich sind. Die sog. Bioverfügbarkeit der Elemente wird bestimmt von ihrer Häufigkeit in der Biosphäre und von der Leichtigkeit, mit der sie sich z.B. aus Mineralien in Lösung bringen lassen. Schlecht verfügbar sind z.B. die

auf der Erde sehr häufigen Elemente Aluminium, Silicium und Titan – sie kommen als wasserunlösliche Oxide im Erdboden vor. Auf der anderen Seite sind die gut wasserlöslichen Alkali- und Erdalkalisalze (z.B. Natriumchlorid: NaCl, Kaliumchlorid: KCl, Magnesiumchlorid: MgCl₂, Calciumchlorid: CaCl₂) sehr wichtig. Ihre Ionen sind an zentralen Stoffwechselprozessen aller Lebewesen beteiligt.

Elementhäufigkeit im menschlichen Körper

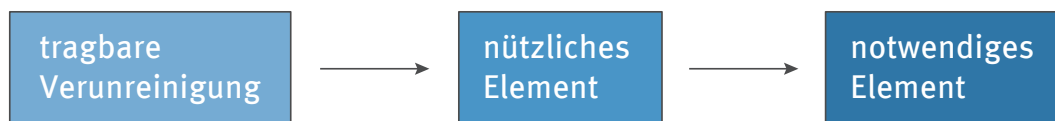
Die am Aufbau des menschlichen Körpers beteiligten Hauptgruppenelemente zeigt Tabelle 9/10. Man muss dazu wissen, dass der Mensch zu 55–60% aus Wasser besteht und die Körpersubstanz überwiegend organischer und nur zu 5% mineralischer Natur ist. Am häufigsten sind die Elemente Sauerstoff, Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff. Metalle in Form ihrer Kationen sind z.B. für die Osmoregulation der Zellen, für die Potenzialbildung an Membranen und für katalytische Prozesse unentbehrlich. Magnesium wird z.B. für Reaktionen benötigt, an denen energiereiche Nucleosidtriphosphate (z.B. ATP) beteiligt sind (s. Kap. 17.4). Calcium ist ein wichtiger sekundärer Botenstoff in der Zelle. Natrium- und Kaliumkanäle spielen für den Ionentransport und bei der Nervenreizleitung eine wichtige Rolle. Phosphor taucht in den Phosphaten auf, auch beim ATP, und ist ein Hilfselement im Zuckerstoffwechsel.

Tabelle 10: Massenanteil wichtiger Hauptgruppenelemente im menschlichen Körper.

Element	Symbol	Anteil in %	Element	Symbol	Anteil in %
Sauerstoff	O	61	Schwefel	S	0,2
Kohlenstoff	C	23	Kalium	K	0,2
Wasserstoff	H	10	Natrium	Na	0,14
Stickstoff	N	2,6	Chlor	Cl	0,12
Calcium	Ca	1,4	Magnesium	Mg	0,03
Phosphor	P	1,1	Andere		0,21

Es ist zu vermuten, dass die Natur es im Laufe der Evolution erst „gelernt“ hat, einzelne Elemente für bestimmte Aufgaben optimal zu nutzen. Dies gilt insbesondere für diejenigen Nebengruppenelemente, die für

die Funktion bestimmter Enzyme unerlässlich sind (Tabelle 11). Es erscheint zumindest plausibel, dass diese Elemente bezüglich ihrer Bedeutung für das Leben folgende Entwicklung erfahren haben:



Lebensnotwendige Nebengruppenelemente müssen in Form geeigneter Verbindungen regelmäßig mit der Nahrung bzw. dem Trinkwasser aufgenommen werden. Da hier die pro Tag benötigte Menge vergleichsweise

gering ist, spricht man von Spurenelementen. Sie haben für die Aufrechterhaltung der Lebensfunktionen eine ähnliche Bedeutung wie Vitamine. Zu den Spurenelementen gehören auch Fluor, Iod und Selen.

Tabelle 11: Biochemisch wichtige Nebengruppenelemente
(Gesamtmenge bei einem 70 kg schweren Erwachsenen).

Element	Symbol	Gesamtmenge	Aufgabe
Eisen	Fe	4–5 g	Wichtiges Element bei Redoxvorgängen in der Zelle (Cytochrome) und für den O ₂ -Transport im Hämoglobin.
Zink	Zn	1,4–2,3 g	Essenzielles Element für Wachstum, Reifung, Kohlenhydrat- und Proteinstoffwechsel. Wichtig für DNA- und RNA-Bildung und den Hormonstoffwechsel. Es ist z.B. in der Speicherform des Insulins enthalten.
Kupfer	Cu	75–150 mg	Bestandteil vieler Oxidasen, spielt z.B. bei der Melanin- (Hautfarbstoff-) Synthese eine Rolle.
Mangan	Mn	12–20 mg	Rolle bei der Bildung von Kollagen und Glykosaminoglykanen. Es wird für die Blutgerinnung benötigt, bei seinem Fehlen verlängert sich die Prothrombinzeit.
Molybdän	Mo	5–9 mg	Wichtig in der Atmungskette als Bestandteil der Flavoproteine, Xanthin-Oxidase.
Cobalt	Co	1–1,5 mg	Bestandteil von Vitamin B ₁₂ .
Chrom	Cr	0,6–1,4 mg	Phosphogluco-Mutase, Insulinwirkung.

Elemente mit verschiedener Bedeutung

Neben den genannten Elementen, deren Funktion man kennt, gibt es andere, deren Bedeutung noch unklar ist (z.B. Aluminium, Silicium, Arsen). Außerdem sind Elemente zu nennen, deren Verbindungen in der Diagnostik oder Therapie angewandt werden oder uns als Umweltgifte gefährden (s. Tabelle 9/12). Hier sind die Grenzen jedoch fließend, weil positive oder negative Wirkung von den Konzentrationen der Stoffe abhängen, mit der diese Elemente auf den menschlichen Körper einwirken. Arsen-, Zinn- oder Bleiverbindungen z.B. sind in höherer Konzentration giftig

– in niedriger (homöopathischer) Dosierung werden sie zur Therapie verwendet. Das Fortschreiten der Erkenntnis hängt u. a. davon ab, wo die Nachweisgrenze für bestimmte Elemente liegt. Zahl und Bedeutung von Umweltgiften nehmen seit Beginn der Industrialisierung rasant zu – besonders seit der zweiten Hälfte des letzten Jahrhunderts. Schleichende Schäden und Beeinträchtigungen des Lebens in unvorhersehbarer Weise, wie es sich z.B. in der Zunahme von Allergien zeigt, sind zu befürchten.

Tabelle 12: Pharmakologisch und toxikologisch wichtige Elemente.

Element	Symbol	Wirkung/Verwendung
Lithium	Li	Spurenelement, Behandlung manisch-depressiver Erkrankungen
Aluminium	Al	Spurenelement, Wundbehandlung, essigsäure Tonerde, fördert vermutlich Altersdemenz
Arsen	As	Spurenelement, Umweltgift
Nickel	Ni	Kontaktdermatitis
Chrom	Cr	Spurenelement, Allergien
Cadmium	Cd	Spurenelement, Umweltgift, östrogene Wirkung (Metalloestrogen)
Barium	Ba	wasserlösliche Salze sind starke Gifte, unlösliches Bariumsulfat (Bariumbrei) dient als Röntgen-Kontrastmittel
Quecksilber	Hg	Umweltgift
Blei	Pb	Umweltgift
Iod	I	Spurenelement, Desinfektionsmittel
Platin	Pt	zur Behandlung von Krebs (Cisplatin)
Xenon	Xe	Edelgas, schonende Narkose bei gleichzeitiger Schmerzhemmung

2.6 Radioisotope (= Radionuclide)

Bestimmte Elemente besitzen die Eigenschaft, ohne äußeres Zutun unter Aussendung von Strahlung zu zerfallen. Diese Erscheinung wurde 1896 von Becquerel entdeckt und als Radioaktivität bezeichnet. 1898 isolierte Marie Curie in mühevoller

Arbeit geringe Mengen des radioaktiven Elementes Radium. Später stellte sich heraus, dass Radioaktivität auf einen Zerfall der Atomkerne zurückzuführen ist.

Radioaktive Elemente können drei verschiedene Arten von Strahlen aussenden:

1. α -Strahlen, die aus positiv geladenen Heliumkernen bestehen.
2. β -Strahlen, die aus Elektronen des Atomkerns bestehen. Sie entstehen durch den Zerfall eines Neutrons in ein Proton und ein Elektron.
3. γ -Strahlen, eine elektromagnetische Strahlung mit z.T. sehr kurzer Wellenlänge.

Reichweite und Durchdringungsfähigkeit nehmen in der Reihenfolge $\alpha \rightarrow \beta \rightarrow \gamma$ zu. Die Energie der Strahlung kann sehr unterschiedlich sein, man unterscheidet „harte“ und „weiche“ Strahlung. α - und β -Strahler sind besonders gefährlich, wenn sie in den Körper aufgenommen werden. Im Allgemeinen gilt, je energiereicher die Strahlung, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit, dass Biomoleküle irreversibel geschädigt werden.

Radioaktive Elemente haben eine begrenzte Lebensdauer. Man definiert die Halbwertszeit ($t_{1/2}$) als diejenige Zeit, in der die Hälfte einer bestimmten Zahl radioaktiver Atome zerfallen ist. Dies bedeutet, wenn ein radioaktives Element eine Halbwertszeit von 1 Jahr hat, dass von 1000 Atomen dieses Elementes nach 1 Jahr noch 500 vorhanden sind, nach 2 Jahren noch 250, nach 3 Jahren noch 125 usw. Die Abnahme der Atome folgt einer e -Funktion.

Mit Hilfe der Halbwertszeit kann man eine Vorstellung gewinnen, wie lange radioaktives Material erhalten bleibt, bis sich seine Strahlung verloren hat.

Im Periodensystem sind die natürlichen und künstlichen radioaktiven Elemente markiert. Ein Blick auf die Halbwertszeiten von Radium und Radon macht deutlich, dass es diese Elemente auf der Erde nicht mehr geben dürfte. Sie werden jedoch beim Zerfall des langlebigen ^{238}U in einer sehr komplexen Zerfallsreihe ständig nachgebildet.

Von den Elementen mit kleinerer Ordnungszahl existieren nebeneinander stabile und instabile radioaktive Isotope (Beispiele s. Tabelle 10). Besprochen werden sollen die Radioisotope ^3_1H (Tritium) und $^{14}_6\text{C}$, die beide in kleinen Mengen unter der Einwirkung von Neutronen (Bestandteil der Höhenstrahlung) aus Stickstoff ($^{14}_7\text{N}$) hervorgehen.

Tabelle 13: Einige biochemisch und medizinisch wichtige Radioisotope (= Radionuclide).

Isotop	$t_{1/2}$	Strahlung	Anwendung
^3H	12,3 a	β	Tracer
^{14}C	5730 a	β	Tracer
^{32}P	14,3 d	β	Tracer, Strahlentherapie (Knochen)
^{35}S	87 d	β	Tracer, Tumordiagnostik
^{60}Co	6,2 a	β, γ	Strahlentherapie
^{90}Sr	28 a	β	Strahlentherapie
^{90}Y	64 h	β	Strahlentherapie
$^{90\text{m}}\text{Tc}$	6 h	γ	Diagnostik (breite Anwendung)
^{123}I	13 h	γ	Radioiodtest (Schilddrüse)
^{125}I	60 d	γ	Tracer für Proteine (in vitro)
^{131}I	8 d	β, γ	Radioiodtherapie (Schilddrüse)
^{222}Rn	3,8 d	α	Kurzwecke (Radonquelle)
^{226}Ra	1622 a	α	Strahlentherapie
^{238}U	$4,5 \cdot 10^9\text{a}$	$\alpha (\beta, \gamma)$	Zur Herstellung von Transuranen

a = Jahre, d = Tage, h = Stunden

Tritium und $^{14}_6\text{C}$ werden in der biochemischen und medizinischen Forschung verwendet, z.B. um den Weg nachzuspüren, den bestimmte Moleküle (Arzneistoffe, Biosynthese-Vorläufer) im Stoffwechsel nehmen (Tracer-Methode). Dazu ersetzt man in einem organischen Molekül einen Teil der stabilen Isotope $^{12}_6\text{C}$ bzw. ^1_1H durch die radioaktiven, das Molekül ist dann markiert.

Die Enzyme des Stoffwechsels können in der Regel zwischen den Isotopen eines Elementes, d.h. zwischen markierten und unmarkierten Molekülen, nicht unterscheiden.

Sie bauen auch die Radioisotope ein, so dass deren Weg z.B. in bestimmte Organe durch Messung der Radioaktivität verfolgt werden kann. In der lebenden Pflanze ist der Anteil von $^{14}_6\text{C}$ im Zellmaterial durch die ständige Aufnahme von CO_2 aus der Luft konstant. Stirbt die Pflanze ab, nimmt der Anteil an $^{14}_6\text{C}$ entsprechend der Halbwertszeit ab. Durch Messung der Radioaktivität kann der Gehalt an $^{14}_6\text{C}$ und damit das Alter von totem Pflanzenmaterial bis zu mehrere Tausend Jahre zurück bestimmt werden (Radiocarbonmethode).

Radioisotope in der Diagnostik

Neben den natürlichen Radioisotopen gibt es zahlreiche künstliche, die durch kernchemische Synthesen hergestellt werden und in der medizinischen Diagnostik eine bedeutende Rolle spielen (Tabelle 13). In der Diagnostik muss das verwendete Radioisotop als Teil einer chemischen Verbindung (Radiopharmakon) bestimmte Zielorgane erreichen, so dass diese dann abgebildet werden können (Abb. 8). Um die Strahlenbelastung der Patienten niedrig zu halten, sollten die verwendeten Radioisotope eine kurze Halbwertszeit haben und möglichst weiche Strahlung aussenden. $^{99\text{m}}\text{Tc}$ (m = metastabil) stellt zur Zeit das mit Abstand am häufigsten verwendete Radioisotop in der In-vivo-Diagnostik dar. Es wird aus radioaktivem ^{99}Mo in einem speziellen „Generator“ ständig gebildet und vom Molybdän vor der Verwendung abgetrennt. $^{99\text{m}}\text{Tc}$ geht in kurzer Zeit durch γ -Strahlung in das längerlebige ^{99}Tc über, das als weicher β -Strahler nicht mehr gefährlich ist.

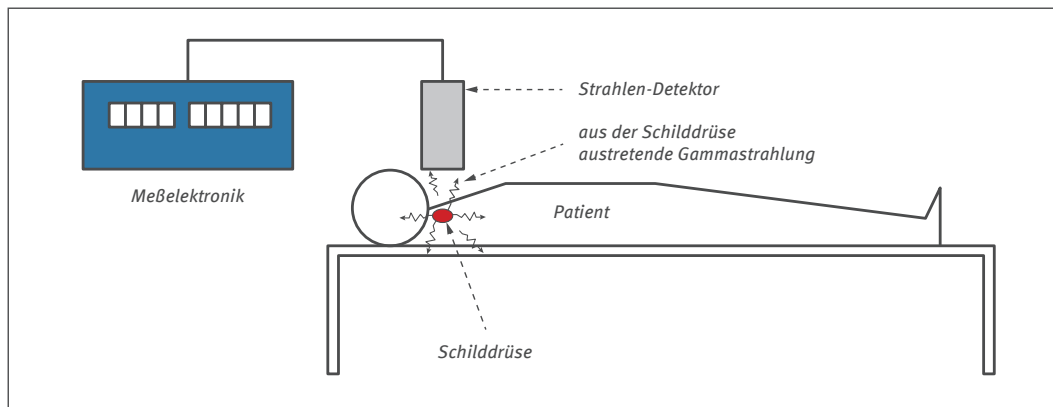


ABB. 7: Messplatz für die Aufnahme eines Szintigramms. Der Patient ist mit einem Radiopharmakon behandelt worden, das in der Schilddrüse angereichert ist und dem Stoffwechsel unterliegt. Die über jeder Stelle gemessene Strahlung ist der Stoffwechselaktivität für diesen Stoff an dieser Stelle proportional, so dass der Kliniker gesunde von kranken Organen unterscheiden kann (z.B. Kalter Knoten in der Schilddrüse) [Abbildung nach Goretzki, G.; Med. Strahlenkunde. Urban & Schwarzenberg, München 1987.]

Lehrbrief



LUHRI

Bildung & Verlag GmbH

