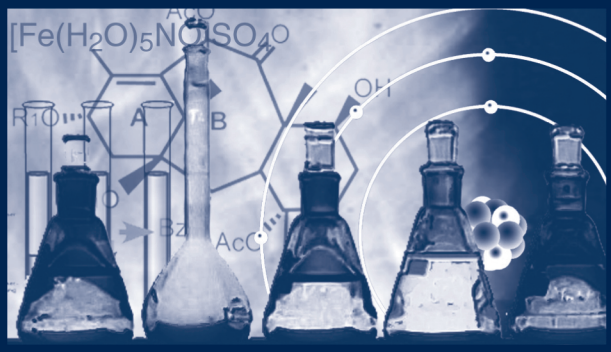
Edgar Wawra
Helmut Dolznig
Ernst Müllner

Chemie verstehen

Allgemeine Chemie

5. Auflage



utb.de
BACHELOR
Bibliothek

facultas wuv
UTB

UTB **8205**

Eine Arbeitsgemeinschaft der Verlage

Böhlau Verlag · Köln · Weimar · Wien
Verlag Barbara Budrich · Opladen · Farmington Hills
facultas.wuv · Wien
Wilhelm Fink · München
A. Francke Verlag · Tübingen und Basel
Haupt Verlag · Bern · Stuttgart · Wien
Julius Klinkhardt Verlagsbuchhandlung · Bad Heilbrunn
Lucius & Lucius Verlagsgesellschaft · Stuttgart
Mohr Siebeck · Tübingen
Orell Füssli Verlag · Zürich
Ernst Reinhardt Verlag · München · Basel
Ferdinand Schöningh · Paderborn · München · Wien · Zürich
Eugen Ulmer Verlag · Stuttgart
UVK Verlagsgesellschaft · Konstanz
Vandenhoeck & Ruprecht · Göttingen
vdf Hochschulverlag AG an der ETH Zürich

Edgar Wawra, Helmut Dolznig, Ernst Müllner

Chemie verstehen

Allgemeine Chemie für Mediziner und Naturwissenschafter

5., aktualisierte Auflage

facultas.wuv

Univ.-Prof. Mag. Dr. Edgar Wawra, Univ.-Prof. Mag. Dr. Ernst Müllner,
Max F. Perutz Laboratories, Department für Medizinische Biochemie an der
Medizinischen Universität Wien.
Priv.-Doz. Mag. Dr. Helmut Dolznig,
Department für Medizinische Genetik an der Medizinischen Universität Wien.

Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek

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

5. Auflage 2009
Copyright © 2001 Facultas Verlags- und Buchhandels AG, Berggasse 5, 1090 Wien, Austria
facultas.wuv Universitätsverlag
Alle Rechte, insbesondere das Recht der Vervielfältigung und der Verbreitung
sowie das Recht der Übersetzung, sind vorbehalten.
Druck: Facultas Verlags- und Buchhandels AG
Einbandgestaltung: Atelier Reichert, Stuttgart
Printed in Austria

UTB-Bestellnummer: ISBN 978-3-8252-8205-9

Für Professor Erhard Wintersberger,
der bis heute nicht aufgehört hat,
uns viele Dinge zu lehren.

UND

Für unsere Familien,
die uns noch immer ertragen.

INHALT

Einleitung ____ 1

1 Aufbau der Materie ____ 5

1.1 Atome ... 6
1.2 Massezahl, Ordnungszahl, Isotope ... 7
1.3 Radioaktivität ... 9
1.4 Atommasse ... 11
1.5 Bohrsches Atommodell ... 14
1.6 Periodensystem ... 16
1.7 Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität ... 20
Über Sinn und Unsinn unserer Vorstellungen von der Welt ... 24
Übungen ... 25

2 Chemische Bindungen ____ 27

2.1 Ionenbindung, Ionengitter ... 28
2.2 Kovalente Bindung (Atombindung) ... 30
2.3 Metallische Bindung, Metallgitter ... 31
Metalle und Legierungen ... 32
2.4 Polare Bindung ... 33
2.5 Koordinative Bindung ... 36
2.6 Komplexe ... 37
2.7 Wasserstoffbrücken ... 38
Molekül oder nicht Molekül ... 40
2.8 Bindungen zwischen Molekülen ... 40
Übungen ... 42

3 Grundlagen der Stöchiometrie ____ 45

3.1 Relative Molekülmassen, Mol ... 45
3.2 Chemische Formeln ... 47
3.3 Reaktionsgleichungen ... 51
3.4 Maßsysteme, Maßeinheiten ... 54
3.5 Chemisches Rechnen ... 57
3.5.1 Stoffmengen, Mol als Rechengröße ... 57
Es geht einfacher mit Proportionen ... 59
3.5.2 Konzentrationsberechnungen ... 59
Eine Eselsbrücke ... 63
3.5.3 Lösen, Mischen, Verdünnen ... 64
Noch ein paar Rechentricks ... 66
Übungen ... 67

4 Chemische Kinetik ____ 69

4.1 Reaktionsgeschwindigkeit ... 69
4.2 Reaktionsfolgen ... 72
4.3 Reaktionsordnung ... 73
Radioaktiver Zerfall ... 76
4.4 Molekularität von Reaktionen ... 77

4.5 Reaktionskinetik und Energie ... 78
Sprengstoffe ... 80
4.6 Katalyse ... 81
Übungen ... 83

5 Thermodynamik ... 85

5.1 Grundlagen ... 85
5.2 Energie und Enthalpie ... 87
5.3 Entropie ... 90
Die unterschätzte Wahrscheinlichkeit ... 91
Entropie und Information ... 94
Entropie und Universum ... 95
5.4 Freie Enthalpie ... 96
Entropie und Leben ... 99
5.5 Chemisches Gleichgewicht ... 100
5.5.1 Kinetische Überlegungen zum Gleichgewicht ... 102
5.5.2 Gleichgewicht als Energiezustand ... 103
5.6 Massenwirkungsgesetz ... 106
5.6.1 Massenwirkungsgesetz und Konzentration ... 108
5.7 Reaktionsketten ... 113
Übungen ... 114

6 Zustandsformen der Materie ... 117

6.1 Gase ... 117
Gasgesetze ... 118
6.2 Phasen ... 120
6.2.1 Phasenumwandlungen ... 123
Anomalie des Wassers ... 124
Eigenschaften von Lösungen ... 126
6.3 Verteilung und Diffusion ... 127
6.4 Osmose ... 130
6.5 Kolloide ... 132
6.6 Adsorption ... 133
6.7 Oberflächenspannung ... 134
Übungen ... 136

7 Elektrolyte ... 139

7.1 Säuren und Basen ... 140
7.1.1 Protolyse ... 142
Säuren und Basen in der chemischen Schreibweise ... 145
7.1.2 Korrespondierende Säure-/Basepaare ... 146
7.1.3 Säurestärke ... 147
7.1.4 Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf Säuren und Basen ... 149
7.1.5 Mehrwertige (mehrprotonige) Säuren und Basen ... 152
7.2 Dissoziation des Wassers ... 153
7.2.1 Ionenprodukt ... 154
7.2.2 pH-Wert ... 155
7.2.3 Berechnung von pH-Werten ... 157
7.2.4 Ampholyte ... 160

7.2.5 Neutralisation 161
Behandlung von Verletzungen mit Säuren oder Basen 164
7.3 Salze 165
7.3.1 Namen von Salzen, Kationen und Anionen 166
7.3.2 Entstehung von Salzen 168
7.3.3 pH-Werte von Salzlösungen 169
7.3.4 Löslichkeit, Löslichkeitsprodukt 172
7.3.5 Einfluss des pH-Wertes auf die Löslichkeit 175
Einige Regeln für Eigenschaften von Säuren und ihrer Anionen 176
7.4 Puffer 181
7.4.1 Berechnung des pH-Wertes 183
7.4.2 Pufferkapazität und Pufferbereich 185
7.4.3 Puffertypen, praktische Herstellung 187
7.5 Volumetrie 190
Beispiel einer Titration 191
7.5.1 Titrationskurven starker Elektrolyte 193
7.5.2 Titrationskurven schwacher Elektrolyte 196
pH-Wert einer schwachen Säure 197
pH-Wert eines hydrolysierenden Salzes 197
7.5.3 Titrationskurven mehrwertiger Säuren 202
7.5.4 Berechnungen 205
Andere Beispiele für Titrationen 207
7.5.5 Indikatoren 209
Übungen 212

8 Oxidation und Reduktion _____ 217

8.1 Korrespondierende Redox-Paare 218
8.2 Oxidationsmittel, Reduktionsmittel 219
Vergleich zwischen Protolyse und Redox-Reaktion 220
8.3 Stöchiometrie und Redox-Paare 221
8.4 Oxidationszahl 223
Ungewöhnliche Oxidationszahlen 226
Übungen 227

9 Elektrochemie _____ 229

Einige elektrische Grundbegriffe 229
9.1 Halbzellen 233
9.2 Normalpotentiale 236
9.3 Konzentrationsabhängigkeit von Potentialen 241
9.4 Konzentrationsketten am Beispiel der Wasserstoffelektrode 242
9.5 Ionenselektive Elektroden 245
9.6 Weitere Anwendungen der Elektrochemie 248
Übungen 251

Anhang _____ 253

A.1 Periodensystem 253
A.2 Logarithmentafel 254
A.3 Lösung der Übungsaufgaben 255
A.4 Stichwortverzeichnis 274

Eigentlich sollte jetzt hier stehen, wie wichtig die Chemie gerade für IHR Studium ist und wie sehr man sich darauf konzentrieren soll usw. Da Sie dieses Buch bereits besitzen, ist das unnötig – Sie haben es ja schon gekauft und wollen es wahrscheinlich auch lesen. Ob das deswegen ist, weil Sie sich für Chemie brennend interessieren, oder deshalb, weil Sie ein möglichst einfaches (und kurzes) Lehrbuch suchten, das Sie durch den gehassten Stoff führt, ohne dass Sie sich allzu sehr anstrengen müssen, ist in diesem Zusammenhang egal.

Einen Freund von mir, amerikanischer Physiker, hat man gefragt, warum er Physik studiert hat. Er hat gesagt: "Weil da brauch' ich nix lernen, ich muss die Sachen nur verstehen."

*Anton Zeillinger (*1945)*

Daher – an Stelle einer Einleitung – Tipps zur Verwendung dieses Buches

Dieses Buch behandelt die Grundbegriffe der Chemie, welche ein Student* am Beginn eines naturwissenschaftlichen Studiums benötigt. Es ist ein unnötiges Buch, denn nahezu alles, was hier steht, ist sowieso Teil des Lehrplanes höherer Schulen. Jeder von Ihnen, der es bis zur Hochschule geschafft hat, müsste das meiste davon eigentlich schon wissen.

* Wir ersuchen die Leserinnen um Verständnis, dass ausschließlich aus Gründen der besseren Lesbarkeit durchgängig die maskuline grammatikalische Form verwendet wird.

Wenn Sie sich also in Chemie einigermaßen sattelfest fühlen, so wird Sie der folgende Text langweilen. Sie werden erstaunt sein, dass man simple Begriffe so weitschweifig erklären kann. In diesem Fall tut es uns leid, dass Sie verleitet worden sind, sich dieses Buch anzuschaffen. *Verkaufen Sie es rasch einem Kollegen weiter, damit Sie keinen finanziellen Verlust haben!*

Viele von Ihnen haben aber am Anfang des Studiums Probleme mit Chemie – **besonders** am Anfang! Dafür gibt es eine Reihe von Gründen: Ihre chemischen Kenntnisse aus der Schulzeit sind lückenhaft oder bestehen nahezu ausschließlich aus Lücken. Oft sind auch die Vortragenden nicht bereit, Ihnen alles vom Anfang an nochmals zu erklären, sondern sie bauen statt dessen auf Ihrem vermeintlichen Vorwissen auf oder geben bestenfalls eine kurze Zusammenfassung der Grundlagen. Zusätzlich haben Sie vielleicht Probleme, sich an den Stil des Vortrags zu gewöhnen oder auch damit, eine einigermaßen übersichtliche Mitschrift anzufertigen. Und ehe Sie sich angepasst haben, ist bereits die erste Prüfung da! Viele Ihrer Kollegen verfallen daher auf den Ausweg, zusammenhanglos eine Sammlung von Weisheiten auswendig zu lernen und hoffen, diese bei der Prüfung an den Mann oder an die Frau zu bringen.

Das geht aber häufig schief und widerspricht auch dem Sinn eines Studiums! Sie wollen dabei ja etwas lernen und nicht nur Prüfungen abhaken. Deshalb werden Prüfungsfragen meist so gestellt, dass man erkennt, ob der Kandidat den Stoff auch verstanden hat. Unreflektierte Wiedergabe von Information wird ohnehin von jedem Videorecorder oder Computer besser bewältigt.

Der vorliegende Text soll das, was Sie bis jetzt an Chemie noch nicht verstanden haben (und sei es deshalb, weil Sie damals gerade geistig oder körperlich abwesend waren), **in voller Ausführlichkeit** erklären. Er entspricht also etwa dem Tonbandprotokoll einer Vorlesung – und ist deshalb auch relativ lang, obwohl nur die wichtigsten Grundlagen behandelt werden. *Allerdings sind es gerade diese Grundlagen, die dem Anfänger zum Verständnis chemischer Vorgänge so oft fehlen. Feinheiten kann man – so man sie einmal brauchen sollte – später erlernen, oder man sieht einfach in einem Buch nach!*

Besonders wichtige Fakten sind mit einem Rahmen versehen und fett gedruckt.

Es gibt in den folgenden Seiten nur ganz wenige Merksätze und Formeln, die Sie wirklich regelrecht auswendig lernen und wissen sollten; diese sind entsprechend als Kasten hervorgehoben, wie nebenstehend zu sehen.

Definitionen und Berechnungen:

Erläuterungen chemischer Begriffe und Rechenbeispiele erscheinen meistens in dieser Form

Eine zweite Art von Hervorhebung, hauptsächlich von Begriffs-Definitionen und für Berechnungen, ist ähnlich gestaltet, aber etwas weniger stark „betont“.

Alles andere sollen Sie so weit wie möglich **verstehen – nicht lernen**. Der gesamte Stoff ist auf jene Grundlagen reduziert, die Sie sehr bald unbedingt brauchen werden, und dabei so weit es geht vereinfacht. Diese Vereinfachungen sollen einerseits bewirken, dass Sie sich chemische Grundgesetze möglichst gut vorstellen können, andererseits gehen wir dabei manchmal schon an die Grenze des Erlaubten. Später werden Sie vielleicht so manches genauer wissen wollen *(müssen)*, dazu haben Sie dann aber länger Zeit. Das hier ist ein Schnellsiedekurs, und dafür müssen einige Marscherleichterungen gestattet sein.

*Es kommen im Text allerdings doch öfter Randbemerkungen, Hinweise auf größere Zusammenhänge und ähnliches vor, die über den unbedingt notwendigen Stoff hinausgehen. Solche Stellen sind **kursiv** gesetzt. Freuen Sie sich also an dem, was sie so geschrieben finden, wichtiger Lernstoff ist es nicht.*

Einschübe

Manchmal finden Sie auch – wenn es sich um längere Einschübe handelt – Text, der in dieser Form hervorgehoben ist. Auch für diese Teile gilt im Wesentlichen dasselbe wie für kursiv geschriebenen Text: hoffentlich interessante Erweiterung, aber eher als Ergänzung zu betrachten.

Nach jedem Kapitel finden Sie **Übungsfragen**. **Beschäftigen Sie sich damit**! Es ist einfach so, dass man durch aktive Beschäftigung mit einem Problem ein wesentlich besseres Verständnis erhält, als durch passives Berieseltwerden mit Information. Und es ist wesentlich weniger langweilig, den Stoff anhand von Beispielen aufzuarbeiten, als stundenlang in den Text zu starren. Einige Probleme sind deutlich schwieriger als alles, was sie je für eine Prüfung brauchen (mit * markiert). Versuchen Sie sich trotzdem daran. Es ist nicht so wichtig, dass Sie tatsächlich die richtige Lösung finden, aber sie sollten sich damit beschäftigt haben. Dabei lernt man nämlich am meisten – vor allem „chemisch denken". Wenn Sie trotz aller Bemühungen ein falsches (oder gar kein) Ergebnis erhalten haben, ist das nicht weiter schlimm. Die Lösungen sind im Anhang angegeben, die bloße Kenntnis der richtigen Antwort nützt aber nichts: bemühen Sie sich, angesichts der Lösung dahinter zu kommen, was Sie falsch gemacht oder übersehen haben. **Sie lernen am meisten aus Ihren eigenen Fehlern!**

Man kann Chemie nicht an einem Wochenende lernen. Fangen sie also **zeitgerecht** vor einer Prüfung zu lernen an. Sie sollten pro Tag höchstens ein Kapitel durcharbeiten, gönnen Sie sich eine längere Pause, wiederholen Sie alles nochmals und versuchen Sie dann, die zu diesem Kapitel gehörenden Übungsfragen zu lösen. Diskutieren Sie den Stoff mit Kollegen, sie werden dabei merken, dass Sie manches eigentlich nur halb verstanden haben und wie leicht sich in solchen Gesprächen Verständnislücken schließen lassen.

Am Ende bleibt uns nur noch, Ihnen für Ihr Studium viel Freude und Durchhaltevermögen zu wünschen.

Edgar Wawra Max F. Perutz Laboratorien
Helmut Dolznig Department für medizinische Biochemie
Ernst W. Müllner Medizinische Universität Wien

Wien, April 2009

1 AUFBAU DER MATERIE

Der Anfang ist die Hälfte des Ganzen.

Aristoteles (384-322 v.Chr.)

Die Eigenschaften aller Stoffe lassen sich auf die Struktur und die Eigenschaften der Teilchen zurückführen, aus denen diese Stoffe bestehen. Die kleinsten Teilchen, die chemisch zugänglich sind, sind die **Atome**. Mit physikalischen Methoden kann man Atome noch weiter zerlegen, und zwar in Protonen, Neutronen und Elektronen. Vor allem die Elektronen sind für chemische Reaktionen bedeutsam, ihre Zahl und Anordnung im Atom prägen das chemische Verhalten dieses Atoms.

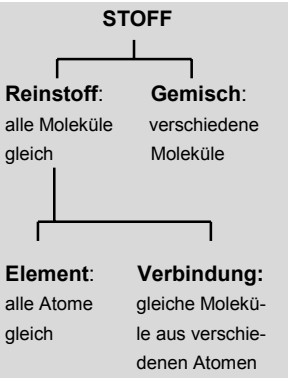
Atome haben die Tendenz, sich mit anderen Atomen zu verbinden. Gebilde, die aus mehreren Atomen aufgebaut sind, heißen **Moleküle**. Es sind dies die kleinsten Teilchen, die alle chemischen Eigenschaften eines Stoffes aufweisen. *Nur in Ausnahmefällen, wie z.B. bei Edelgasen, bleiben Atome unabhängig voneinander und bilden dann „einatomige Moleküle".*

Wenn die Moleküle eines Stoffes aus lauter gleichen Atomen aufgebaut sind, wenn dieser Stoff also nur eine einzige Atomart enthält, spricht man von einem **Element**. *Es ist leicht einzusehen, dass es genau so viele Elemente geben muss, wie es Arten von Atomen gibt.* Beispiele dafür sind Sauerstoff (O_2), Stickstoff (N_2), Eisen (Fe) usw.

Verbinden sich Atome unterschiedlicher Art zu bestimmten Molekülen, so entsteht eine **Verbindung**, z.B. Wasser (H_2O), Schwefelsäure (H_2SO_4), oder Kalk ($CaCO_3$).

Enthält ein Stoff lauter gleiche Moleküle, spricht man von einem **Reinstoff**. Ein Reinstoff kann entweder ein Element oder eine Verbindung sein. Beispiele dafür wären Wasser, Zucker, Kochsalz, Eisen. So ein Reinstoff hat unter gleichen äußeren Bedingungen genau definierte Eigenschaften wie Dichte, Schmelzpunkt, Siedepunkt, Leitfähigkeit, oder Härte.

Sind in einem Stoff verschiedene Moleküle vorhanden, so spricht man von einem **Gemisch** (oder von **Mischung, Lösung, Gemenge**). Da die Zusammensetzung aus den einzelnen Komponenten oft weitgehend variiert werden kann, sind auch die äußeren Eigenschaften je nach Mischungsverhältnis verschieden. *Es gibt allerdings auch Gemische mit sehr genau definierter Zusammensetzung und konstanten Eigenschaften, z.B. manche Legierungen von Metallen.*



Ganz streng genommen bedeutet „Element" eigentlich nur die Gesamtheit einer bestimmten Art von Atomen. Molekularer Sauerstoff (O_2) und Ozon (O_3) wären danach Erscheinungsformen (oder Verbindungen) des Elementes Sauerstoff, Diamant und Graphit wären Erscheinungsformen des Elementes Kohlenstoff.

1.1 Atome

Atome bestehen aus einem **Kern** und der **Atomhülle**. Im Kern befinden sich **Neutronen** und **Protonen** – diese Elementarteilchen werden daher auch als **Nukleonen** bezeichnet, in der Hülle sind nur **Elektronen**. Elektronen sind negativ geladen, Protonen sind positiv geladen, Neutronen haben keine Ladung. Daher sind also alle positiven Ladungen im Kern, alle negativen Ladungen in der Elektronenhülle. Weiters haben Neutronen und Protonen ungefähr die gleiche Masse, Elektronen sind jedoch sehr viel leichter *(die Masse eines Elektrons ist nur etwa 1/1800 der Masse eines Protons)*, also ist praktisch die gesamte Masse des Atoms im Kern konzentriert. So ein Atomkern ist aber im Vergleich zur Elektronenhülle winzig, der Durchmesser der Elektronenhülle ist etwa 100 000 mal so groß wie der Durchmesser des Kerns.

TEILCHEN	MASSE	LADUNG	EIGENSCHAFTEN
Proton	1	+	im Kern: alle + Ladungen, fast die gesamte Masse
Neutron	1	0	
Elektron	> 0	–	Hülle: alle – Ladungen, praktisch keine Masse

Wenn Sie sich so ein Atom riesig vergrößert vorstellen, sagen wir so groß wie ein Fußballstadion, dann würden überall auf den Sitzplätzen und dem Spielfeld Elektronen herumschwirren. Den Atomkern würden wir dann in der Nähe der Mittelauflage finden, er wäre aber nur so groß wie ein Stecknadelkopf.

Da der Kern so klein und unscheinbar ist, wird er von den Elektronen auch nur wegen seiner Ladung wahrgenommen. Die negativ geladenen Elektronen in der Hülle und der positiv geladene Kern ziehen einander natürlich an, die Elektronen bewegen sich also im Kraftfeld des Kernes. Die Masse des Kernes spielt dabei kaum eine Rolle. Wie bereits erwähnt, ist für die chemischen Eigenschaften eines Atoms das Verhalten seiner Elektronen maßgebend. Die Elektronen sind die „sichtbare" Außenseite des Atoms, und alle Wechselwirkungen zwischen Atomen gehen auf Wechselwirkungen der Elektronenhülle zu-

rück. Das Benehmen der Elektronen wird aber vor allem dadurch bestimmt, wie viele Ladungen der Kern besitzt, zu dem sie gehören. Ein Kern muss mindestens eine positive Ladung (= ein Proton) besitzen, die größten bekannten Kerne haben mehr als 100 Protonen (= mehr als 100 positive Ladungen), und alle ganzen Zahlen dazwischen sind auch möglich. Vom Standpunkt eines Elektrons gibt es also 100 verschiedene Arten von Kernen, diese haben 1 – 100 Protonen (die Neutronen sind für ein Elektron uninteressant). Die Elektronenhülle zu jeder dieser Kernarten zeigt ein bestimmtes chemisches Verhalten, so kommt es zu den etwa 100 **chemischen Elementen**.

Die Anzahl von 100 Elementen darf man nicht zu genau nehmen. Man kann nämlich künstlich neue Elemente herstellen, allerdings immer nur wenige Atome davon, und die zerfallen auch sofort wieder. Wenn also, während Sie diese Zeilen lesen, gerade das Element mit – sagen wir – 118 Protonen hergestellt wird, lassen Sie sich davon nicht beeindrucken. Das existierte gerade nur so lange, um es nachweisen zu können, und Sekundenbruchteile später war es bereits wieder zerfallen. In Wirklichkeit gibt es auf der Welt weniger als 100 Elemente, die ständig vorhanden sind, die übrigen wurden für kurze Zeit hergestellt und sind bald wieder verschwunden.

1.2 Massenzahl, Ordnungszahl, Isotope

Ein Element besteht aus lauter Atomen der gleichen Art, die also alle eine ganz bestimmte Anzahl von Protonen aufweisen. Natürlich war es naheliegend, die Elemente nach der Anzahl der in ihren Kernen vorkommenden Protonen zu ordnen. Deshalb wird die Anzahl der Protonen (= Ladungen) in einem Kern als **Kernladungszahl** oder noch häufiger als **Ordnungszahl** bezeichnet. Im Atomkern befinden sich auch noch Neutronen, welche zusammen mit den Protonen die Masse des Kernes ausmachen. Die Anzahl aller Nukleonen (= Protonen + Neutronen) wird daher **Massenzahl** genannt. Durch Ordnungszahl und Massenzahl ist ein Kern eindeutig definiert. Will man wissen, wie viele Neutronen der Kern enthält, muss man die Differenz zwischen Massenzahl und Ordnungszahl berechnen.

Ordnungszahl:

gibt an, wie viele Protonen ein Kern hat, also zu welchem Element er gehört.

Massenzahl:

gibt die Anzahl der Protonen und Neutronen an.

Wenn also die „Art“ eines Atoms durch die Kernladungszahl = Ordnungszahl definiert ist, so kann man eine gegebene Anzahl

Kerne mit der gleichen Ordnungszahl (Protonenzahl) können verschiedene Massenzahlen besitzen.

von Protonen mit einer verschiedenen Menge von Neutronen kombinieren. Man kann also eine bestimmte Atomart noch in mehrere „Rassen“ unterteilen. Kohlenstoff hat z.B. die Ordnungszahl 6, die meisten Kohlenstoffatome haben neben den 6 Protonen auch noch 6 Neutronen; solche Atome kann man wie folgt bezeichnen:

$$^{12}_{6}C$$

Man schreibt das Elementsymbol und dazu die Ordnungszahl (tiefergestellt) und die Massenzahl (hochgestellt). Da die Ordnungszahl aber ja schon durch das Elementsymbol C eindeutig bestimmt ist *(alle Atome mit der Ordnungszahl 6 sind Kohlenstoff und jedes Kohlenstoffatom hat Ordnungszahl 6)* spart man sich die Angabe der Ordnungszahl und kürzt meistens wie folgt ab:

$$^{12}C$$

Vereinzelt kommen in der Natur aber auch Kohlenstoffatome mit 7 oder 8 Neutronen vor, diese haben daher Massenzahl 13 oder 14, das wäre dann:

$$^{13}C \quad \text{und} \quad ^{14}C$$

Wasserstoff (Kernladungszahl 1) kann 0, 1 oder 2 Neutronen besitzen, also ^{1}H, ^{2}H oder ^{3}H.

Isotope:
Kerne des gleichen Elementes mit verschiedener Massezahl

Da solche Atom-„Rassen“ zum gleichen Element gehören und im Periodensystem an der gleichen Stelle stehen, nennt man sie **Isotope**. ^{1}H, ^{2}H, ^{3}H sind also Isotope des Wasserstoffs, ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O sind dann Isotope des Sauerstoffs (Ordnungszahl 8).

Achtung: Isotope gehören immer zu ein und demselben Element. ^{14}C und ^{16}O kann man nicht als Isotope bezeichnen, da sie ja zu verschiedenen Elementen gehören und im Periodensystem an verschiedenen Stellen stehen. *Laien verwenden den Begriff Isotop oft in diesem Zusammenhang, das ist aber falsch! Isotope sind etwas Ähnliches wie Geschwister. Man kann auch nicht mehrere Kinder aus verschiedenen Familien als Geschwister bezeichnen.* Der richtige Name für Kerne wie ^{3}H, ^{14}C oder ^{16}O wäre **Nuklide**. Ein Nuklid ist einfach eine

Nuklide:
beliebige Kerne verschiedener Elemente. Nuklid ist einfach die Bezeichnung für irgendeine Sorte Kern.

bestimmte Sorte Kern, der durch Ordnungszahl und Massenzahl eindeutig definiert ist.

1.3 Radioaktivität

Die Protonen und Neutronen im Atomkern werden von starken Kräften, den sogenannten Kernkräften, zusammengehalten. Es kann aber sein, dass die Anordnung und das Verhältnis von Protonen und Neutronen im Kern ungünstig ist, so dass der Kern das Bestreben hat, diese Anordnung zu ändern und in eine energetisch günstigere (stabilere) Form überzugehen. Dabei wird meist Energie frei, die den Kern verlässt und als **radioaktive Strahlung** nachweisbar ist. Die weitaus meisten Nuklide, die wir kennen, sind auf diese Weise instabil. Fast alle haben sich jedoch in den vergangenen Milliarden von Jahren in stabile Kerne umgewandelt, so dass wir in der Natur vorwiegend stabile Nuklide finden.

Radioaktivität:

die Eigenschaft von Atomen, spontan Strahlung auszusenden.

Man kann aber instabile Nuklide künstlich herstellen. Am einfachsten macht man das, indem man stabile Nuklide mit Neutronen „beschießt". Dann dringt das Neutron in den Kern, der hat dann ein Neutron mehr und infolgedessen oft die Tendenz sich umzulagern, er ist dann instabil (und daher radioaktiv).

Man hat die Strahlung, die von instabilen Nukliden ausgeht, sehr frühzeitig in drei Gruppen eingeteilt, die man (nach dem griechischen Alphabet) Alpha-, Beta- und Gamma-Strahlen nannte. **Alpha-Strahlen** bestehen aus Helium-Kernen (2 Protonen und 2 Neutronen). Nach einem Alpha-Zerfall hat daher der neu entstandene Kern um je zwei Neutronen und Protonen weniger, daher eine Ordnungszahl, die um 2 geringer ist und eine Massenzahl die um 4 geringer ist als das ursprüngliche Nuklid.

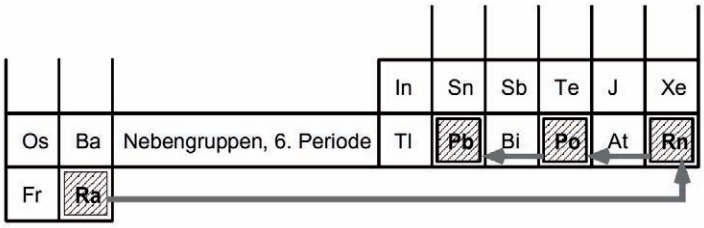
Alpha-Strahlen:

bestehen aus 2 Neutronen und 2 Protonen, der zurückbleibende Kern enthält entsprechend weniger Teilchen.

Der neu entstandene Kern steht im Periodensystem (siehe Abschnitt 1.6) um zwei Positionen weiter links. Diese Art von Strahlung findet man auch bei den natürlich vorkommenden Uran- und Radium-Isotopen, die zum Teil mehrere Alpha-Teilchen hintereinander aussenden können. Dabei entstehen die sogenannten Zerfallsreihen. Im Fall des Radiums sieht ein Ausschnitt aus dieser Reihe z.B. folgendermaßen aus (das Blei am Ende ist auch noch radioaktiv und zerfällt weiter, allerdings auf andere Art):

Nuklid	^{223}Ra	$\longrightarrow$	^{219}Rn	$\longrightarrow$	^{215}Po	$\longrightarrow$	^{211}Pb
Ordnungszahl	88		86		84		82

α-Zerfall im Periodensystem

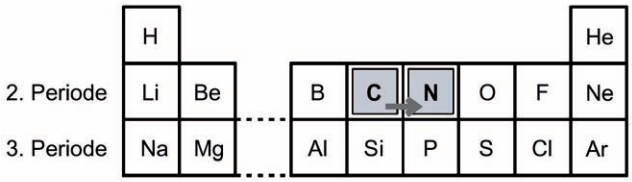


Beta-Strahlen:

bestehen aus Elektronen (manchmal auch Positronen), im zurückbleibenden Kern ändert sich die Ladung.

Beta-Strahlen bestehen aus Elektronen. Im Kern zerfällt ein Neutron in ein Proton und ein Elektron, welches aus dem Kern ausgestoßen wird. Der neue Kern hat daher ein Neutron weniger und ein Proton mehr, daher die gleiche Massezahl (die Masse des ausgesandten Elektrons ist zu klein, um eine Rolle zu spielen), aber um eine positive Ladung mehr als vorher. *Es gibt auch Beta^{+}-Strahlung, die besteht aus Positronen. Das sind „Elektronen" mit positiver Ladung, also gewissermaßen verkehrte Elektronen.*

ß-Zerfall im Periodensystem



Der Kern rückt im Periodensystem um eine Stelle nach rechts. Auch für die Erzeugung dieser Art der Strahlung braucht man nicht unbedingt einen Atomreaktor, sie kommt sehr häufig in den natürlichen Radioisotopen vor. Sie haben bestimmt schon von der sogenannten Radio-Carbon-Methode gehört, mit der man das Alter archäologischer Funde bestimmen kann. Dabei kommt es zur Reaktion:

$$^{14}C \longrightarrow {}^{14}N + e^{-}$$

Gamma-Strahlen:

bestehen aus elektromagnetischer Energie (Photonen).

Gamma-Strahlen sind sehr kurzwellige elektromagnetische Strahlen. Sie entstehen oft als Nebenprodukt eines Alpha- oder Beta-Zerfalles. Es gibt aber auch sogenannte reine Gamma-

Strahler: dann lagert sich ein Kern energetisch nur um und gibt überschüssige Energie als Gamma-Quant (= Photon) ab. Die Neutronen- und Protonenzahl bleibt dabei unverändert.

Alpha-, Beta- und Gamma-Strahlen haben beim Durchtritt durch Materie verschiedene Reichweiten.

Alpha-Teilchen sind sehr schwer, sie haben viel Energie, geben diese aber schnell ab und bleiben sofort stecken, wenn sie auf Materie treffen. Man kann sie leicht aufhalten, ein Blatt Papier genügt. Gefährlich ist diese Strahlung nur für die Oberfläche der Haut oder wenn man strahlendes Material in den Körper bekommt (also einatmet, verschluckt usw.). Beta-Teilchen haben oft weniger Energie. Sie sind imstande, viele Schichten von Atomen zu durchdringen, geben aber ihre Energie doch relativ bald ab. Eine Glasplatte reicht meist zur Abschirmung. Diese Strahlung ist auch für tiefere Hautschichten und vor allem für die Augen gefährlich (und natürlich ebenfalls bei Inkorporation). Gamma-Quanten geben die Energie nur sehr zögernd ab. Man braucht zentimeterdicke Schichten von Blei oder anderem schweren Material, um sie abzuschwächen.

Man kann diese Unterschiede mit einem Wald vergleichen, in den ein Flugzeug (α) hineinfliegt und in den ein Fußball (β) und eine Gewehrkugel (γ) hineingeschossen werden. Das Flugzeug bleibt sicher beim ersten oder zweiten Baum stecken und gibt seine gesamte Bewegungsenergie sofort ab. Der Fußball wird ein Stück eindringen, an einen Baum abprallen, auf einen anderen Baum auftreffen usw. Er gibt seine Energie portionsweise und langsamer ab. Am weitesten wird wahrscheinlich die Gewehrkugel kommen, möglicherweise geht sie sogar durch und kommt auf der anderen Seite wieder heraus.

Die Unterschiede in der Reichweite der Strahlungsarten macht man sich natürlich auch bei Anwendungen der Radioaktivität zunutze. Man kann eine Kapsel mit Beta-Strahlern in den Körper bringen, um einen Tumor lokal zu bekämpfen oder eine Schilddrüsen-Szintigraphie mit einem Gamma-Strahler durchführen, bei der die Strahlung den Körper verlassen muss, um gemessen zu werden.

1.4 Atommasse

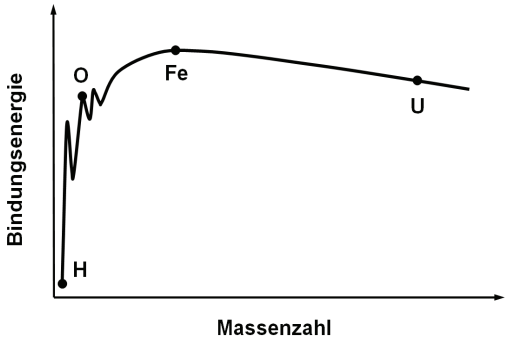
Die Kräfte, die den Atomkern zusammenhalten, sind sehr stark. Die Energien, die frei werden, wenn sich im Kern etwas ändert, sind so ungeheuer groß, dass sie nach der Formel:

$$E = m \times c^2$$

auch als Massenunterschied bemerkt werden. Setzt man daher einen Kern aus einzelnen Protonen und Neutronen zusammen, so hat – wegen der auftretenden Energie, die zwischen den Teilchen wirkt, der gebildete Kern weniger Masse, als die Summe aller Massen von Protonen und Neutronen ergeben würde. Diesen Verlust an Masse nennt man den **Massendefekt.**

Allerdings tritt er nicht bei allen Kerngrößen gleich stark auf. Am stabilsten sind Kerne von mittlerer Größe, die haben daher den stärksten Massendefekt. Sehr große Kerne sind instabiler und haben etwas weniger Massendefekt, und besonders kleine Kerne benötigen deutlich weniger Bindungsenergie für ihre wenigen Nukleonen. Trägt man den Massendefekt (oder die Energie der Kernbindung) pro Nukleon als Kurve in einem Diagramm gegen die Massenzahl auf, erhält man die folgende Kurve:

Massendefekt



Will man diese riesigen Energien nutzbar machen, kann man also prinzipiell zwei Wege gehen. Man kann sehr große Kerne in zwei mittlere Kerne teilen: das ist die sogenannte **Kernspaltung**, wie sie in einer Atombombe oder in einem Kernreaktor stattfindet. Dort werden aus Uran oder Plutonium mittlere Kerne gemacht. Oder man verschmilzt zwei sehr kleine Kerne (am besten Wasserstoff oder Helium) miteinander zu einem etwas größeren: das wäre eine **Kernfusion**, was in einer Wasserstoffbombe, aber auch in der Sonne passiert. *Die Energie, die jeder Stern – also auch unsere Sonne – abstrahlt, stammt praktisch zur Gänze aus Kernfusionen.*

Man muss zwischen relativer und absoluter Atommasse unterscheiden. Die **absolute Atommasse** ist einfach die Masse des

betreffenden Atoms, angegeben in kg oder g. Das ist natürlich ein sehr kleiner und unpraktischer Zahlenwert. In der Chemie kommt es vor allem darauf an, das relative Verhältnis zweier Massen angeben zu können, also z.B. um wievielmal ein Kohlenstoffatom schwerer ist als ein Wasserstoffatom. Es liegt nahe, dafür die bereits erwähnte Massenzahl zu verwenden. Dann wäre also eine bestimmte Anzahl Kohlenstoffatome 12mal schwerer als die gleiche Anzahl Wasserstoffatome *(Kohlenstoff hat 12 Nukleonen, Wasserstoff nur eines)*, und da die Massenzahl immer eine ganze Zahl sein muss (Massenzahl = Anzahl der Nukleonen), würde man sehr einfache Zahlenverhältnisse erhalten.

Absolute Atommasse:

die tatsächliche Masse eines Atoms, z.B. 1.7×10^{-24}g für ein Atom Wasserstoff.

Relative Atommasse:

eine Verhältniszahl (also ohne Einheit), die angibt, wievielmal ein Atom schwerer ist als ein anderes.

Leider funktioniert das nicht richtig, und zwar aus mehreren Gründen:

1. Protonen und Neutronen sind doch nicht ganz genau gleich schwer.
2. Ein Kern mit 20 Nukleonen ist etwas leichter als 20 Kerne mit einem Nukleon – das liegt am Massendefekt.
3. Die meisten Elemente kommen in der Natur in mehreren Isotopen vor. Da man diese chemisch nicht unterscheiden kann, muss man bei der Arbeit mit einem natürlichen Isotopengemisch den Mittelwert der verschiedenen Atommassen verwenden.

Sauerstoff besteht z.B. zu	99.7587 %	aus	^{16}O
	0.0374 %	aus	^{17}O
	0.2039 %	aus	^{18}O
oder Chlor besteht zu	75.529 %	aus	^{35}Cl
	24.471 %	aus	^{37}Cl

Es bleibt also nichts anderes übrig, als die relativen Massenverhältnisse der Elemente untereinander mühsam zu messen. *Das hat man gemacht und es war wirklich mühsam! Nachdem es aber einmal geschehen ist, braucht man heute nur mehr in Tabellen nachzusehen. Wenn man z.B. wissen will, um wie viel schwerer Chlor ist als ein Zwölftel von ^{12}C, findet man dann für Cl den Wert 35.45.* Man könnte trotzdem Wasserstoff als

Bezugspunkt verwenden und bestimmen, wievielfach schwerer die anderen Elemente sind. Aus rein praktischen Gründen hat man aber gefunden, dass es günstiger ist, Kohlenstoff als Basiswert zu verwenden *(das vereinfacht viele Messungen)*, aber nicht den natürlichen Kohlenstoff, sondern das Kohlenstoff-Isotop ^{12}C. Ihm hat man die **relative Atommasse** von genau 12 gegeben. Also:

Relative Atommasse:

gibt an, um wie viel ein Atom schwerer ist als 1/12 des Kohlenstoff-Isotops ^{12}C

$$^{12}C = 12 \quad \text{oder} \quad 1 = \frac{\text{relative Atommasse } ^{12}C}{12}$$

Natürlicher Kohlenstoff ist aber aus ^{12}C, ^{13}C und ^{14}C gemischt. Daher hat natürlicher Kohlenstoff die relative Atommasse 12.01115. Wasserstoff (ein Gemisch von ^{1}H und ^{2}H) hat die relative Atommasse 1.0079.

H = 1
C = 12
N = 14
O = 16

Sie finden im Anhang eine Liste der chemischen Elemente mit ihren Atommassen. Kommen Sie bitte nicht auf die Idee, solche Zahlen auswendig lernen zu wollen. Wer so etwas braucht, schaut nach! Man sollte sich nur ganz wenige Atommassen in gerundeter Form merken.

1.5 Bohrsches Atommodell

Wir haben schon festgestellt, dass das chemische Verhalten von Atomen von ihrer Elektronenhülle abhängt. Also müssen wir uns mit dem Aufbau dieser Elektronenhülle beschäftigen. Das **Bohrsche Atommodell** *(eigentlich „Bohr-Sommerfeldsches Atommodell")* war die erste Theorie, die den Aufbau der Elektronenhülle und einige damit zusammenhängende Phänomene erklären konnte.

Dieses Atommodell ist falsch, es ist widersprüchlich und lässt viele Fragen unbeantwortet. Heute hat man längst viel bessere Modelle, aber die sind nicht so schön anschaulich. Wir geben uns hier und vorläufig damit zufrieden. Bessere Modelle für die Struktur des Atoms gibt es in weiterführenden Lehrbüchern, aber wirklich perfekt ist keines.

Man kann es auch anders sehen: Ein Modell ist dann richtig, wenn man damit das, was einen gerade interessiert, erklären kann, und es ist falsch, wenn

es bei dieser Erklärung zu Widersprüchen kommt. Ändert man die Phänomene, die einen interessieren, so benötigt man dafür dann halt ein anderes Modell. Keines dieser Modelle kann ALLES erklären und daher ist keines dieser Modelle immer und unter allen Umständen richtig. Aber der Glaube, dass es eine absolute und perfekte Wahrheit in der Naturwissenschaft gibt, wurde sowieso innerhalb der letzten hundert Jahre schrittweise aufgegeben.

Bohrsches Atommodell

Bei diesem Modell kreisen die Elektronen um den Kern (so ähnlich wie Planeten, die um eine Sonne kreisen). Die Elektronen dürfen sich aber nur in einigen wenigen Abständen um den Kern bewegen. Man muss sich das so vorstellen, als ob nur einige dünne Schichten (= Schalen) mit Elektronen besetzt sind. Dazwischen ist immer eine breite Zone, die für die Elektronen verboten ist. Man kann sogar feststellen, wie viele Elektronen in jeder dieser Schalen Platz finden. Nummeriert man die Schalen von innen nach außen mit 1, 2, 3 usw. und bezeichnet die Schalennummer mit „n“, so gilt für die maximale Zahl der Elektronen „z“ in einer Schale:

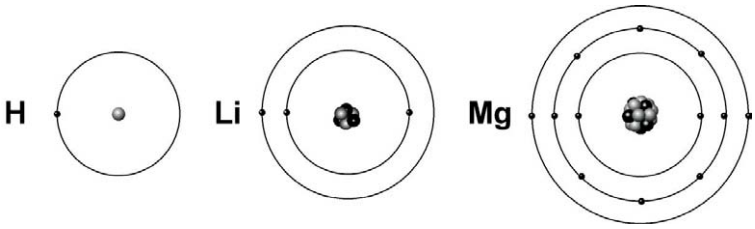
$$z = 2n^2$$

In der ersten Schale haben also $2 \times 1^2 = 2$ Elektronen Platz, in der zweiten 8 Elektronen (2×2^2), in der dritten 18 (2×3^2), dann 32, 50 usw. Da die innersten Schalen die energetisch günstigsten sind, haben alle Elektronen das Bestreben, in einer Schale mit möglichst niedriger Nummer zu sein. *(Diese Nummer „n“ gibt es auch in wesentlich exakteren Beschreibungen des Atombaues. Dort heißt „n“ dann Hauptquantenzahl.)*

Die erste Schale kann maximal 2 Elektronen enthalten, die folgenden Schalen können 8, 18, 32, 50 usw. Elektronen aufnehmen.

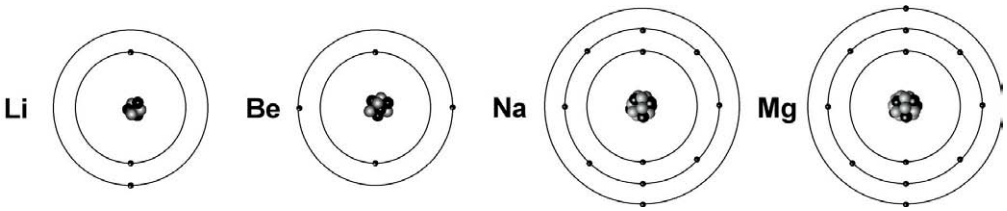
Die Energie eines Elektrons ist um so niedriger, je weiter innen die Schale ist, in der es sich aufhält.

Ein neutrales Wasserstoffatom, das aus einem Proton und einem Elektron besteht, wird dieses Elektron also in der ersten Schale enthalten. Lithium (mit 3 Elektronen) wird 2 Elektronen in der ersten Schale und ein weiteres in der zweiten Schale haben. Magnesium (12 Elektronen) braucht bereits 3 Schalen, um seine Elektronen unterzubringen (2 in der ersten, 8 in der zweiten und 2 in der dritten Schale).



1.6 Periodensystem

Die Elektronenhülle ist für die chemischen Reaktionen eines Atoms verantwortlich. Nun sind aber keineswegs alle Elektronen gleichmäßig daran beteiligt, sondern es sind jeweils die Elektronen in der äußersten besetzten Schale, die dazu neigen, mit ihrer Umgebung Kontakt aufzunehmen. Im Lithium-Atom z.B. sind die beiden inneren Elektronen mit ihrem Los sehr zufrieden und bleiben gerne an ihrem Platz. Dagegen ist das einsame Elektron in der zweiten Schale sehr unternehmungslustig. Dieses Elektron bestimmt die chemischen Eigenschaften des Lithiums.



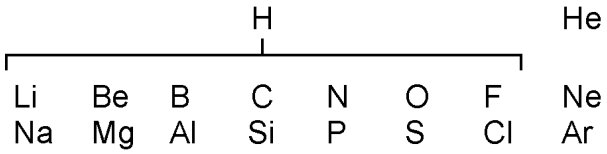
Valenzelektronen:

die Elektronen der äußersten, nur teilweise besetzten Schale.

Im Atom mit der nächsthöheren Ordnungszahl, dem Beryllium, gibt es eben zwei solche reaktionsfähige „**Außenelektronen**“ oder auch „**Valenzelektronen**“, im Bor gibt es 3 usw. Schließlich ist auch die zweite Schale mit 8 Elektronen voll besetzt und die dritte Schale wird begonnen. Im Natrium (Ord-

nungszahl 11) haben wir 2 Elektronen in der ersten, 8 in der zweiten und ein Außenelektron (= Valenzelektron) in der dritten Schale. Wieder bestimmt vor allem das eine Außenelektron die chemischen Eigenschaften. Da aber sowohl Lithium als auch Natrium je ein Valenzelektron besitzen, müssen die chemischen Eigenschaften dieser beiden Elemente sehr ähnlich sein – und so ist es auch. Ebenso zeigt Magnesium (Ordnungszahl 12) ein sehr ähnliches chemisches Verhalten wie Beryllium. Man hat diese Regel ausgenützt, um ein System in die Vielfalt der chemischen Elemente zu bringen. So schreibt man in der Art einer Tabelle immer die Elemente, die wegen der gleichen Anzahl von Valenzelektronen verwandte chemische Eigenschaften haben, untereinander. Das dabei erhaltene Schema wird das **Periodensystem der Elemente** oder kurz **Periodensystem** genannt. Für die ersten 18 Elemente sieht es so aus:

Das Bohr-Sommerfeldsche Atommodell beschreibt stark vereinfacht die Anordnung der Elementarteilchen im Atom. Mit steigender Ordnungszahl kommt es zu einer periodischen Wiederholung der Elektronenkonfiguration in den äußeren Schalen. Daraus kann man das periodische System der Elemente ableiten, welches Voraussagen über das chemische Verhalten der einzelnen Elemente erlaubt.



Die waagrechten Reihen werden **Perioden**, die senkrechten Spalten werden **Gruppen** genannt. Wasserstoff wird gerne über die erste Gruppe (also oberhalb von Lithium) geschrieben. In Wirklichkeit kann man ihn aber keiner Gruppe richtig zuordnen und müsste ihn über 7 Gruppen schreiben. Helium mit 2 Elektronen hat dagegen bereits eine voll besetzte Schale (es hat formal nicht 2 sondern 0 Valenzelektronen) und entspricht sehr gut den übrigen Edelgasen wie Neon, Argon usw.

← **Perioden** →

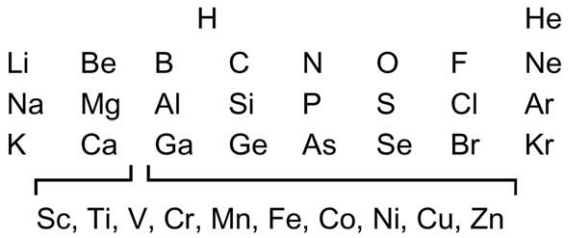
↑

Gruppen

↓

Ab dem Element mit der Ordnungszahl 19 (= Kalium) wird es plötzlich kompliziert. Wir haben gesagt, dass die dritte Schale bis zu 18 Elektronen enthalten kann. Also müssten wir die dritte Periode bis zur Ordnungszahl 28 *(= erste Schale 2, zweite Schale 8, dritte Schale 18 Elektronen)* fortsetzen und dürften erst mit dem Element der Ordnungszahl 29 die nächste Periode beginnen. Tatsächlich haben die Elektronen die schlampige Eigenheit, eine neue Schale bereits zu beginnen, bevor noch die vorhergehende komplett gefüllt ist. *Warum das so ist, wissen die Elektronen selber nicht. Physiker und Chemiker müssen den Grund dafür kennen, sie werden während ihrer*

Ausbildung damit auch lange genug gequält! Wenn die dritte Schale mit 8 Elektronen gefüllt ist, werden die nächsten 2 Elektronen also in die vierte Schale eingelagert, dann wird plötzlich die dritte Schale beendet (mit weiteren 10 Elektronen, gibt in Summe 18) und danach wird erst die vierte Schale fertig gestellt. Das bedeutet aber, dass wir im Periodensystem zwischen dem zweiten und dritten Element der vierten Periode irgendwo noch 10 Elemente dazwischenquetschen müssen.



Diese 10 Elemente haben alle bereits 2 Elektronen in der vierten Schale, während sich in der dritten Schale zwischen 9 und 18 Elektronen befinden. Da aber immer vor allem die äußersten Elektronen (also die 2 in der vierten Schale) die chemischen Eigenschaften bestimmen, sind diese Elemente untereinander alle sehr ähnlich, ähnlicher jedenfalls als 2 beliebige Elemente, die in den ersten 3 Perioden nebeneinander stehen. Da diese 10 Elemente formal am Beginn von 10 weiteren Gruppen stehen, hat man sie früher als **Nebengruppenelemente** bezeichnet. Diese Gruppen sind dann eben die Nebengruppen zum Unterschied von den 8 **Hauptgruppen**, die im Periodensystem von Anfang an vorhanden sind. Die modernere und korrektere Bezeichnung für diese Elemente ist der Ausdruck **Übergangselemente**.

Übergangselemente:

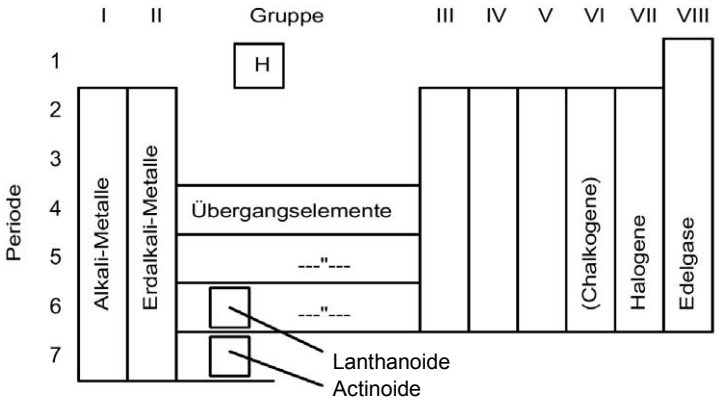
besitzen eine unterschiedliche Zahl von e^- in einer inneren Schale und $2\ e^-$ in der äußersten Schale.

Wir können jetzt unsere Schalen weiter und weiter auffüllen. Auch die vierte Schale wird zunächst nur mit 8 Elektronen besetzt, die nächsten 2 kommen in die fünfte Schale. Dann wird die vierte Schale wieder mit weiteren 10 Elektronen gefüllt (das kennen wir schon; diese 10 Elemente sind weitere Übergangselemente und stehen im Periodensystem genau unter den bereits erwähnten) und danach die fünfte Schale fortgesetzt.

Wer bisher genau aufgepasst hat müsste jetzt protestieren! Die vierte Schale kann ja insgesamt 32 Elektronen aufnehmen, bis jetzt haben wir aber erst 18 untergebracht. Tatsächlich werden

die restlichen 14 erst sehr viel später aufgefüllt, nämlich dann, wenn bereits die sechste Schale begonnen wurde. Man müsste jetzt also noch weitere 14 „Neben-Nebengruppenelemente" definieren. Man bezeichnet diese Elemente aber einfach als Lanthanoide, weil sie nach dem Element Lanthan kommen. Die analogen 14 Elemente, die eine Periode später aufgefüllt werden, heißen Actinoide (folgen auf das Element Actinium). Lanthaniden bzw. Actiniden sind untereinander chemisch noch sehr viel ähnlicher als die einfachen Übergangselemente. *Es ist eine ziemliche Kunst, sie voneinander zu unterscheiden. Glücklicherweise spielen sie in der Natur keine besonders wichtige Rolle.*

Nachdem wir alle bekannten Elemente im Periodensystem eingetragen haben (vergleichen Sie bitte mit dem Periodensystem im Anhang!) sieht das Ganze stark vereinfacht etwa so aus:



Periodensystem

Merken Sie sich unbedingt die Bezeichnungen für einige der Hauptgruppen: **Alkali-Metalle** (I. Hauptgruppe), **Erdalkali-Metalle** (II. Hauptgruppe)**, Halogene** (VII. Hauptgruppe**)** und **Edelgase** (VIII. Hauptgruppe).

Andere Gruppennamen werden kaum mehr verwendet, es ist heute üblich, Gruppen einfach nach dem ersten Element zu bezeichnen (also Kohlenstoffgruppe, Stickstoffgruppe, Sauerstoffgruppe).

Versuchen Sie, die Eigenschaften der Elemente immer auf Grund des Periodensystems zu verstehen, dann wird die anorganische Chemie logisch und übersichtlich. Nehmen Sie z.B. die Farben von Salzen! Alle Salze, in denen nur Elemente der Hauptgruppen enthalten sind, sind meistens farblos bzw. weiß.

Nur selten haben sie schwache und stumpfe Farben wie gelblich, bräunlich, schwarz. Anorganische Verbindungen, die in leuchtenden Farben strahlen, enthalten immer mindestens ein Übergangselement.

1.7 Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität

Bei allen unseren bisherigen Überlegungen haben wir stillschweigend angenommen, dass gleich viele Elektronen in der Hülle sind wie Protonen im Kern. Das gilt aber nur für ein ungeladenes, **neutrales Atom**. Es kommt durchaus vor, dass so ein neutrales Atom entweder eines oder mehrere seiner Elektronen abgibt (natürlich werden das Valenzelektronen sein), oder auch, dass es aus seiner Umgebung Elektronen aufnimmt und in seine Elektronenhülle einbaut. Ein Atom hat dann entweder zu viele oder zu wenige negative Ladungen im Vergleich zu den positiven Ladungen des Kerns. Atome oder auch Verbindungen von mehreren Atomen, die auf diese Weise nach außen eine Ladung zeigen, nennt man **Ionen**. Positiv geladene Atome (die zuwenig Elektronen haben) werden **Kationen**, negativ geladene Atome (mit einem Elektronenüberschuss) werden **Anionen** genannt.

Ionen:

Teilchen, die eine Ladung zeigen.

Kationen sind positiv, Anionen negativ geladen.

Wir haben bereits erwähnt, dass eine bestimmte Menge an Energie notwendig ist, um in einem Atom ein Elektron aus einer inneren in eine äußere Schale zu bringen. Man braucht natürlich noch mehr Energie, um das Elektron ganz zu entfernen. Schließlich wird ja das Elektron von der Umgebung des positiv geladenen Kernes weggezerrt.

Die Energie, die man braucht, um aus einem Atom oder Ion das am wenigsten fest gebundene Elektron zu entfernen, nennt man **Ionisierungsenergie** oder **Ionisierungspotenzial**. *Man kann natürlich dann noch ein weiteres Elektron entfernen und dann noch ein drittes usw. Man spricht dann von der zweiten, dritten usw. Ionisierungsenergie. Da die leichtest gebundenen Elektronen natürlich zuerst entfernt werden, werden die benötigten Energien immer größer. Die zweite Ionisierungsenergie ist also größer als die erste, die dritte größer als die zweite. Wenn man nur einfach von der Ionisierungsenergie eines Elementes spricht, meint man immer die erste Ionisierungsenergie des neutralen Atoms.*

Ionisierungsenergie:

Energie die notwendig ist, um ein Elektron zu entfernen.