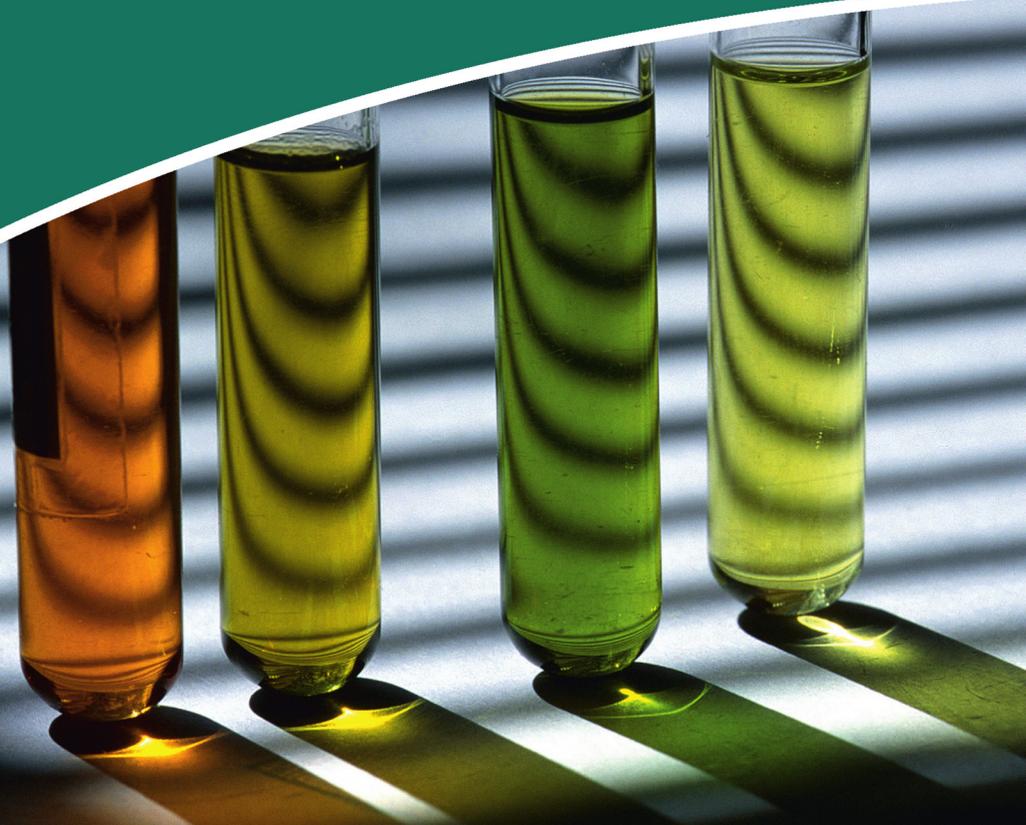


Ivaylo Ivanov

Chemie für Mediziner

einfach • kompakt • verständlich



Chemie für Mediziner

- einfach, kompakt, verständlich -

von

Ivaylo Ivanov

Impressum

Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Angaben sind im Internet unter <http://dnb.ddb.de> abrufbar. Alle Rechte vorbehalten

Dieses Werk, einschließlich aller seiner Teile, ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwertung außerhalb der engen Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist ohne Zustimmung des Verlages unzulässig und strafbar. Das gilt insbesondere für Vervielfältigungen, Übersetzungen, Mikroverfilmungen, Verfilmungen und die Einspeicherung und Verarbeitung auf DVDs, CD-ROMs, CDs, Videos, in weiteren elektronischen Systemen sowie für Internet-Plattformen.

©Lehmanns Media GmbH, Berlin 2017

Helmholtzstr. 2-9

10587 Berlin

Umschlag: Bernhard Bönisch

Satz & Layout: L^AT_EX Ivaylo Ivanov, Köln

Druck und Bindung: Totem • Inowroclaw • Polen

ISBN 978-3-86541-906-4

www.lehmanns.de

Inhaltsverzeichnis

1	Atome und Periodensystem	1
2	Chemische Bindung	13
3	Chemische Summen- und Strukturformeln	25
4	Chemie der Elemente	49
5	Stöchiometrie	63
6	Thermodynamik, Kinetik, chemisches Gleichgewicht	73
7	Säuren und Basen	87
8	Elektrolyte	105
9	Redox	113
10	Komplexe	133
11	Überblick der Organischen Chemie	139
12	Kohlenwasserstoffe	147

13	Alkohole	171
14	Aldehyde und Ketone	187
15	Carbonsäuren	207
16	Amine	223
17	Stereochemie	231

Vorwort

Dieses Lehrbuch ist auf Wunsch der Besucher meines Chemie-für-Mediziner-Tutoriums an der Universität zu Köln entstanden. Sehr oft wurde ich von Studenten nach einer schriftlichen Form meiner Veranstaltung gefragt. Etwas, das die Inhalte auf absolutem Anfänger-Niveau erklärt und alles Schritt für Schritt verständlich erläutert.

Ich wünsche allen Lesern viel Erfolg und Spaß im Medizin-Studium.

Für Anregungen, Kritik und Vorschläge bin ich offen und dankbar.

Ich möchte mich bei KT und meinen Eltern Iliyana und Hristo für die großartige Unterstützung bedanken.

Ivaylo Ivanov, Februar 2017

Kapitel 1

Atome und Periodensystem

Lernziele

- Aufbau und Bestandteile der Atome
- Isotope
- Periodensystem der chemischen Elemente

Atomaufbau und Isotope

Nach dem Atommodell von Rutherford besteht das Atom eines jeden chemischen Elementes aus zwei Bestandteilen, dem Atomkern und der Elektronenhülle:

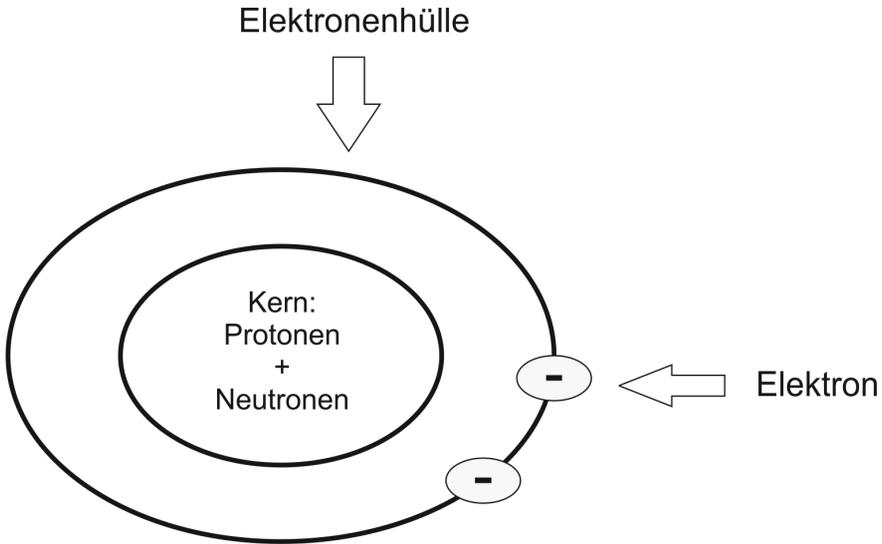


Abb. 1.1 Schematische Darstellung der Struktur eines Atoms (Details s. Text)

Im Kern befinden sich Protonen p^+ und Neutronen n^0 . Aus der Schreibweise wird ersichtlich, dass jedes Proton einfach positiv geladen ist und jedes Neutron elektroneutral ist, also keine Ladung trägt. Da folglich der Atomkern aus positiven und elektroneutralen Teilchen besteht, ist er positiv geladen. Die Elektronenhülle besteht wie der Name schon sagt aus Elektronen e^- . Jedes Elektron besitzt eine negative Ladung. Die Elektronenhülle ist demnach als Ganzes negativ geladen.

In der Praxis wird gerne folgende Schreibweise für chemische Elemente benutzt: ${}^A_Z\text{E}$. Unten links steht die jeweilige Ordnungszahl Z (Kernladungszahl). Anhand des Periodensystems der chemischen Elemente (PSE) kann auf diese Weise identifiziert werden, um welches Element es sich handelt. Beispielfhaft handelt es sich bei $Z = 6$ um das Element Kohlenstoff C. Die Ordnungszahl ist gleich der Anzahl der Protonen im Atom des Elementes. Links oben wird die Massenzahl A angegeben. Sie entspricht der Summe der Protonen und Neutronen: $A = p^+ + n^0$. Ist das Atom des jeweiligen Elementes geladen, steht

rechts oben die Angabe für die jeweilige Ladung: z.B. +2 oder -3. Geladen ist das Atom, wenn die Anzahl der positiven Teilchen (Protonen) nicht mit der Anzahl der negativen Teilchen (Elektronen) übereinstimmt. Dabei kann lediglich die Anzahl der Elektronen variieren. Das heißt, es können nur Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden können, wenn man beim selben Element bleiben möchte. Würde die Anzahl der Protonen geändert, ergäbe sich ein anderes Element, da sich auch die Ordnungszahl (Protonenzahl) ändert.

Klassische Aufgaben zum Thema sehen folgendermaßen aus: Bestimmen Sie die Anzahl der Protonen, Neutronen, Elektronen, die Massenzahl sowie um welches Element es sich handelt für ${}_{20}^{42}\text{E}$. Lösung: Am Einfachsten ist es, wenn man mit der Ordnungszahl anfängt. Sie steht links unten: 20. Anhand PSE ergibt sich für das Element mit Ordnungszahl 20 Calcium Ca. Die Ordnungszahl ist immer gleich der Protonenzahl, also ist letztere gleich 20. Die Formel für die Massenzahl lautet $A = p^+ + n^0$. Da die Massenzahl A links oben angegeben und gleich 42 ist, erhält man für die obige Formel: $42 = 20 + n^0$. Die Anzahl der Neutronen n^0 ist demnach $42 - 20 = 22$. Da nun dieses Ca-Atom keine Ladung trägt (rechts oben steht keine Angabe der Ladung), gilt $p^+ = e^-$. Da $p^+ = 20$ ist, ist die Anzahl der Elektronen ebenfalls 20. Somit ist die Aufgabe gelöst.

Wäre das geladene Atom ${}_{19}^{41}\text{E}^+$ (positiv geladen = Kation) und müsste man die Anzahl der Protonen, Neutronen, Elektronen, die Massenzahl sowie das betreffende Element bestimmen, sollte man bei der Berechnung der Elektronen aufpassen. da das Teilchen geladen ist, wird ihre Anzahl nicht mit der der Protonen übereinstimmen! Man fängt wie üblich mit der Ordnungszahl = Protonenzahl an. Sie ist 19 und wird links unten angegeben. Es handelt sich um das Element Kalium. Die Massenzahl (links oben) ist 41 und da $A = p^+ + n^0$, wobei $A = 41$ und $p^+ = 19$ sind, ist $n^0 = 41 - 19 = 22$. Nun muss man aufpassen. Wäre dieses Atom ungeladen (elektroneutral), würde die Elektro-

nenzahl mit der Protonenzahl übereinstimmen, also beides gleich 19 sein. Da aber dieses Kalium-Atom einfach positiv geladen ist (=Kalium-Kation), muss die Anzahl der negativen Ladungen (= Elektronen) um 1 weniger sein als die Anzahl der positiven Ladungen (= Protonen). Da die Protonen = 19 sind, sind $e^- = 18$. Somit ist das Teilchen einfach positiv geladen, da 19 Protonen (+) und 18 Elektronen (-) insg. +1 ergeben.

An dieser Stelle möchten wir uns ebenfalls mit dem Begriff Isotop beschäftigen. Isotope sind Atome eines chemischen Elementes, die (im Kern) die gleiche Anzahl von Protonen, aber unterschiedliche Anzahl von Neutronen haben und folglich unterschiedliche Massenzahlen besitzen, da $A = p^+ + n^0$. Die Atome z.B. ^{38}K , ^{39}K und ^{40}K sind Isotope. Ihre Protonenzahlen (= Ordnungszahlen) sind gleich (= 19), da es sich bei jedem Atom offenbar um das Element Kalium handelt. Ihre Ordnungszahlen sind allerdings unterschiedlich (38, 39, 40). Dies liegt an der unterschiedlichen Neutronenanzahl in den Atomen. Da es sich bei Isotopen immer um das gleiche Element handelt, haben sie weitgehend ähnliche chemische Eigenschaften. Sie unterscheiden sich aber in ihrer Stabilität. Manche Isotope eines Elementes zerfallen schneller zu anderen chemischen Elementen. Dieser Prozess ist durch radioaktive Strahlung begleitet (s. Lehrbücher der Physik). Isotope werden in der Medizin u. a. bei Krebstherapien angewendet. Dabei werden Krebszellen bestrahlt.

Periodensystem der chemischen Elemente

Bevor man sich den unterschiedlichen chemischen Elementen und Stoffklassen sowie ihren speziellen Eigenschaften widmet, sollte man sich eine Übersicht verschaffen. Dazu dient das Periodensystem der chemischen Elemente (PSE).

Im PSE werden die Elemente nach steigender Ordnungszahl (= Anzahl der Protonen im Atomkern) angeordnet. Demnach ist Wasserstoff das erste chemische Element, weil es im Kern des H-Atoms ein Proton gibt; bei He sind es 2 usw.

Im PSE unterscheidet man zwischen Perioden und Gruppen.

Die Perioden sind die horizontalen Zeilen im PSE. Es gibt insg. 7 Perioden. Jede davon entspricht der jeweiligen Hauptquantenzahl, d.h. Periode = Hauptquantenzahl. Die 1. Periode umfasst nur 2 Elemente, H und He. Alle anderen Perioden (2.-7.) enthalten jeweils 8 Hauptgruppenelemente. Ab der 4. Periode enthält jede zusätzlich zu den 8 Hauptgruppenelementen jeweils 10 Nebengruppenelemente (Übergangsmetalle). Diese Tatsachen muss man natürlich nicht auswendig lernen. In Prüfungen wird üblicherweise ein PSE zur Verfügung gestellt, woraus die Elemente ersichtlich werden.

Unter Gruppen versteht man die Spalten im PSE. Es gibt insg. 18 Gruppen: 8 Hauptgruppen + 10 Nebengruppen. Man kann sich merken, dass die Übergangsmetalle (d-Block) die Nebengruppen des PSE darstellen. Wirft man einen Blick auf das PSE, stellt man fest, dass dies die Gruppen 3-12 sind. Alle anderen Gruppen (1, 2, 13-18) sind Hauptgruppen.

In Gruppen werden Elemente angeordnet, die ähnliche chemische Eigenschaften aufweisen. Diese Gesetzmäßigkeit ist v. a. in den Hauptgruppen vorhanden, z.B. Alkali-Metalle. Es lohnt sich durchaus, sich zu merken, dass die 1. Gruppe Alkali-Metalle und die 2. Gruppe Erdalkali-Metalle genannt werden. Die 17. Gruppe (7. Hauptgruppe) sind die sog. Halogene, die 18. Gruppe (8. Hauptgruppe) sind die Edelgase. Die Bezeichnungen der anderen Hauptgruppen (z. B. Chalkogene für die 16. Gruppe bzw. 6 Hauptgruppe) sind nicht wirklich relevant.

Die Elemente innerhalb einer Gruppe besitzen die gleiche Anzahl an Valenzelektronen und haben aus diesem Grund ähnliche chemische Eigenschaften.

Nun zu ein paar Zusammenhängen, die man direkt am PSE ablesen kann. Sie werden hier kurz aufgeführt. Wichtig ist vor allem, dass man vorhersagen kann, wie sich die jeweiligen Eigenschaften innerhalb einer Gruppe/Periode ändern (und dies argumentiert).

Der **Atomradius** ist eine den Elementen zugeschriebene Größe. Dies liegt daran, dass es aus quantenmechanischen Gründen nicht möglich ist, den Radius zwischen dem Kern und dem äußersten Elektron zu messen. Die Atomradien steigen innerhalb einer Gruppe von oben nach unten. Dies liegt daran, dass die Anzahl der Elektronenschichten von oben nach unten in der Gruppe steigt. Demnach wird der Radius auch größer. Innerhalb einer Periode nehmen die Atomradien von links nach rechts ab. Dies ist darauf zurückzuführen, dass in einer Periode die Anzahl der Protonen, also der positiven Ladung des Kerns, steigt. Somit ziehen sie stärker die negativen Ladungen (die Elektronen) an, was die Radien verkürzt.

Die **Elektronegativität** wird (klassisch) als die Fähigkeit eines Atoms, in einer Verbindung Elektronenpaare an sich heranzuziehen, definiert. Dies erklärt auch den Namen des Begriffs. Die Elektronegativität dient v. a. zum Einschätzen der Polarität einer Verbindung, z. B. H_2O : Je höher der Unterschied der Elektronegativitäten der gebundenen Elemente, desto polarer ist die (Ver-)Bindung. (Dabei wird nicht beachtet, dass im H_2O -Molekül das H-Atom zweifach vorkommt. Man vergleicht also die Elektronegativität eines H-Atoms mit der eines O-Atoms. Diese Annäherung führt zu keinen nennenswerten Abweichungen von der Realität.) Es gibt unterschiedliche Elektronegativitäts-Skalen. Die jeweiligen Werte werden in Tabellen angegeben und müssen keineswegs auswendig gelernt werden. Wichtig ist, dass man sich merkt, dass F das elektronegativste Element ist. Ausgehend von seiner Position im PSE lässt sich leicht herleiten, dass die Elektronegativität in einer Periode von links nach rechts steigt und in einer Gruppe von unten nach oben zunimmt.

Die **Ionisierungsenergie** ist die Energie, die benötigt wird, um von einem (elektroneutralen) Atom oder einem ganzen Molekül ein Elektron zu trennen. Da auf diese Weise das Atom/Molekül geladen bzw. ionisiert wird, nennt man den Begriff Ionisierungsenergie. Nehmen wir ein elektroneutrales (gleiche Anzahl von Protonen und Elektronen) Atom eines chemischen Elementes, z. B.

Ca. Es hat 20 Protonen (Ordnungszahl 20) und 20 Elektronen, die positiven und die negativen Ladungen heben sich also gegenseitig auf. Wird von ihm ein Elektron getrennt, wird das Ca-Atom zu einem Mono-Kation Ca^+ , ist also einfach positiv geladen, und hat weiterhin 20 Protonen, aber 19 Elektronen. Da Ca zwei Valenzelektronen hat, besteht nun die Möglichkeit, ein weiteres davon zu trennen. Somit entsteht das Calcium-Dikation Ca^{2+} . Dies ist die zweite Ionisierungsenergie für das Ca-Atom. Sie ist deutlich höher als die erste, da die Protonen in einem Kation zahlreicher als die Elektronen sind und somit die Elektronen stärker anziehen. Die (ersten) Ionisierungsenergie(n) (genau wie die Elektronegativität) steigt innerhalb einer Periode von links nach rechts: Die Anzahl der Protonen im Kern wird in diese Richtung größer und die Elektronen werden stärker angezogen. In einer Gruppe nimmt sie (von oben nach unten) ab, da die Elektronenschalen in den Perioden steigen und somit die Elektronen schwächer von den Protonen angezogen werden. Dieser Zusammenhang ist also ähnlich dem der Elektronegativität.

Unter **Elektronenaffinität** versteht man die Ionisierungsenergie eines Anions. Dies ist also die benötigte Energie, um von einem Anion ein Elektron zu trennen. Die Zusammenhänge im PSE sind identisch mit denen der Ionisierungsenergie.

Allgemein lässt sich sagen, dass die Elektronegativität, die Ionisierungsenergie sowie die Elektronenaffinität innerhalb einer Periode von links nach rechts steigen und innerhalb einer Gruppe von oben nach unten sinken. Die Atomradien verhalten sich umgekehrt.

Elektronenkonfiguration

Zum Abschluss möchten wir uns der Elektronenkonfiguration widmen. Sie dient zur Beschreibung der Elektronenverteilung eines Atoms auf unterschiedliche Energiezustände (Orbitale). (An dieser Stelle werden die Leser um Verständnis dafür gebeten, dass im Lehrbuch auf die Behandlung der vier

Quantenzahlen und des Bohr-Atommodells verzichtet wird. Diesen Stoff kann man sich durch selbstständige Lektüre im Internet beibringen. Außerdem werden hierzu selten Fragen gestellt).

Man unterscheidet zwischen vier Orbitalen (die Wellenfunktion des Elektrons im Raum): s, p, d und f. (Die g- und h-Orbitale lassen wir außer Acht.) Jedes davon kann maximal eine unterschiedliche Anzahl an Elektronen beherbergen: s - 2 Elektronen, p - 6 Elektronen (3×2), d - 10 Elektronen (5×2), f - 14 Elektronen (7×2), s.u. graphische Darstellung. Die jeweilige Anzahl an Elektronen im jeweiligen Orbital wird als Potenz angegeben, z. B. p^4 , also gibt es im jeweiligen p-Orbital 4 Elektronen.

Was hat das Ganze mit der Elektronenkonfiguration zu tun? Nehmen wir an, wir möchten die Elektronenkonfiguration des Stickstoffs N bestimmen. Dazu muss man erst einmal die Ordnungszahl (anhand des PSE) ermitteln — sie ist 7. Dies ist auch die Protonenzahl (s. o.). Da aber in diesem Atom keine Ladung vorliegt, ist dies auch die Anzahl der Elektronen. Die Frage ist nun: Wie sind diese sieben Elektronen im Atom des Stickstoffs verteilt? Dazu dient die Elektronenkonfiguration.

Generell kann man sich merken, dass die Elektronen folgendermaßen nach Perioden verteilt werden:

- 1. Periode: 1s
- 2. Periode: 2s 2p
- 3. Periode: 3s 3p
- 4. Periode: 4s 3d 4p
- 5. Periode: 5s 4d 5p
- 6. Periode: 6s 4f 5d 6p
- 7. Periode: 7s 5f 6d

Generell wird lediglich die Elektronenkonfiguration der Elemente bis zur maximal dritten Periode in Klausuren abgefragt, da es v. a. bei den Übergangs-

metallen (d-Block des PSE) einige Ausnahmen gibt. Somit muss man sich eigentlich nur die ersten drei bis vier Perioden merken.

Nun zurück zum N-Atom. Da wir insg. 7 Elektronen haben, wird das 1s-Orbital vollständig belegt sein — mit 2 Elektronen — da es maximal so viele Elektronen beherbergen kann. Genauso ist es bei dem 2s-Orbital. Wir haben dann schon 4 von insg. 7 Elektronen bestimmt, müssen uns also noch um 3 Elektronen kümmern. Das p-Orbital kann maximal 6 Elektronen aufnehmen, hier werden wir aber lediglich drei haben, da nur noch so viele übrig sind. Insgesamt: $1s^2 2s^2 2p^3$. Möchte man das graphisch darstellen, sieht das folgendermaßen aus:

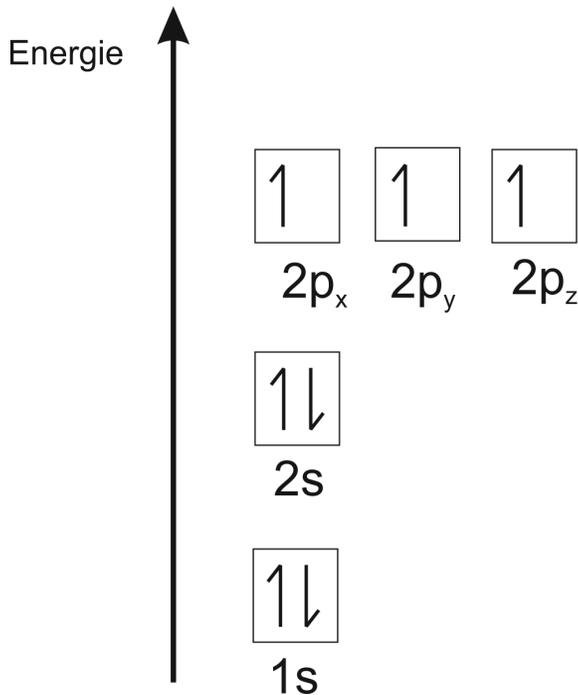


Abb. 1.2 Elektronenkonfiguration des N-Atoms

Was fällt bei Abbildung 1.2 sofort ins Auge? Vom s-Orbital (egal ob 1s oder 2s etc.) gibt es nur einen einzigen Typ. Vom p-Orbital dagegen drei, die

werden mit den Indices x , y und z gekennzeichnet. Woher weiß man aber, wie viele Subtypen es von jedem Orbital gibt? Man kann das entweder auswendig lernen oder sich merken, dass sich die Anzahl der Subtypen eines Orbitals daraus ergibt, dass man die maximale Elektronenanzahl für dieses Orbital durch 2 dividiert. Für das s-Orbital gibt es $2/2 = 1$ Subtypen, für das p-Orbital $6/2 = 3$ Subtypen, für das d-Orbital $10/2 = 5$ Subtypen, für das f-Orbital $14/2 = 7$ Subtypen. Warum ist das so? Dies hat mit dem Pauli-Verbot zu tun. Es besagt klassischerweise (und es gibt neuere quantenmechanische Definitionen, die für uns unwichtig sind), dass keine Elektronen in einem Atom in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen dürfen. Was heißt das für jeden Orbitalsubtyp? In jedem Orbitalsubtyp (z. B. $2p_x$, s. Abb. o.) dürfen sich maximal zwei Elektronen aufhalten. Die beiden Elektronen stimmen in allen Quantenzahlen (außer in der Spinquantenzahl) überein. Deswegen ist ein Elektron nach oben, das andere nach unten gerichtet. Würde man jetzt einfach ein drittes Elektron zu diesem Subtyp „addieren“, wäre es entweder *nach unten* oder *nach oben* gerichtet und würde somit in allen vier Quantenzahlen mit einem der beiden anderen Elektronen übereinstimmen. Laut dem Pauli-Verbot ist dies aber ausgeschlossen, deswegen maximal zwei Elektronen in einem Orbitalsubtyp. Nachdem man sich dieser Tatsache bewusst wurde, kann man sich leicht herleiten, dass z.B. das d-Orbital, welches maximal 10 beherbergen kann, aus insg. 5 Subtypen besteht, da ja jeder Subtyp 2 Elektronen haben darf. Denn 10 durch 2 ist 5 .

Was fällt bei Abbildung 1.2 noch ins Auge? Evident ist, dass die Subtypen des p-Orbitals ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$) erst einmal einzeln mit Elektronen gleichen Spins besetzt werden. Erst wenn jeder Subtyp mit einem Elektron besetzt worden ist, werden sie mit einem zweiten Elektron besetzt. Dies gilt natürlich nicht nur für das p-Orbital, sondern auch für die d- und f-Orbitale. Dieses Gesetz nennt man Hundsche-Regel. (Spin ist ein Charakteristikum der Elektronen und Gegenstand der Quantenmechanik. Man kann sich natürlich im

Internet ausführlich informieren, für die chemischen Zwecke muss man sich aber Folgendes merken: Wenn zwei Elektronen unterschiedliche Spins haben, sind sie graphisch unterschiedlich gerichtet – eins nach oben, eins nach unten; haben sie dagegen gleiche Spins, stehen beide nach unten oder nach oben.)

Zur Übung könnt ihr nun die Elektronenkonfiguration eines Sauerstoff-Atoms formulieren und eure Arbeit mit der folgenden Lösung kontrollieren:

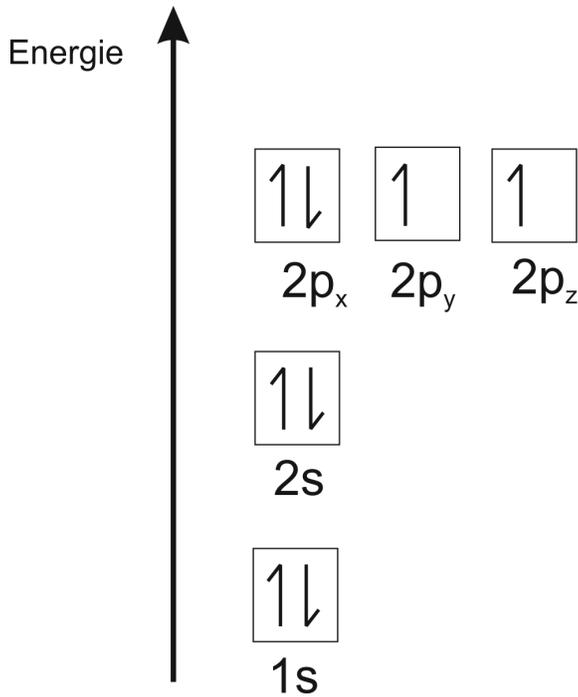


Abb. 1.3 Elektronenkonfiguration des O-Atoms

Vielen von euch mag der Text v. a. zur Elektronenkonfiguration wie nach dem „Kochbuch-Prinzip“ verfasst vorkommen. Stimmt, aber diese Methode soll dem einfacheren Verständnis dienen. Sich mit den absoluten Grundlagen zu beschäftigen, würde in solch einem Buch zu weit führen. Denn zum einen würde man so etwas nicht in einer Mediziner-Prüfung abfragen, zum anderen braucht man dafür ausführlichere mathematische Kenntnisse.



Kapitel 2

Chemische Bindung

Lernziele

- Bindungstypen (u.a. kovalent, ionisch) in Verbindungen

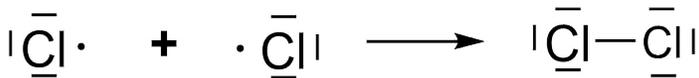
Zum Thema *Chemische Bindung* können primär nicht so viele Aufgaben gestellt werden, im Unterschied z. B. zu Bereichen wie pH oder Redox. Trotzdem ist dies ein essenzielles Thema für das Verständnis der Struktur der Verbindungen und sehr wichtig, wenn man sich z. B. Strukturformeln herleiten (Kapitel *Chemische Summen- und Strukturformeln*) möchte, ohne sie auswendig zu lernen. Außerdem spielen die unterschiedlichen Bindungsarten im menschlichen Körper eine große Rolle bei der Stabilisierung von Proteinen, sodass es sich durchaus lohnt, die chemischen Bindungen näher kennenzulernen. Es gibt unterschiedliche Arten chemischer Bindungen. Sie werden im Folgenden erläutert.

Kovalente Bindung

Beginnen wir mit der einfachsten Bindung, der kovalenten Bindung. Sie wird noch Atom- oder Elektronenpaarbindung genannt. Diese Bezeichnungen

erklären sich vom Aufbau. Kovalente Bindung tritt zwischen **Nicht-Metall-Atomen** auf.

Nehmen wir als einfaches Beispiel das Chlor-Molekül Cl_2 . Im Elementarzustand ist Chlor gasförmig und ein diatomares (= aus zwei Atomen bestehendes) Molekül (*dasselbe gilt übrigens für alle anderen Halogene (Elemente der 7. Hauptgruppe): F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2*). Da im Cl_2 -Molekül offenbar nur Nicht-Metall-Atome vorkommen (zwei Cl-Atome), handelt es sich um eine kovalente Bindung. Wie kommt sie zustande? Jedes der beiden im Chlor-Molekül vorhandenen Atome hat 7 Außenelektronen, da Chlor in der 7. Hauptgruppe steht. 6 von den 7 Außenelektronen sind gepaart, d. h. es gibt 3 freie Elektronenpaare (lone pairs, als Striche zu sehen) und ein ungepaartes, einzelnes Elektron:



Indem sich die beiden freien Elektronen vereinen, entsteht eine Bindung zwischen den beiden Cl-Atomen. Der Strich dazwischen symbolisiert die beiden gepaarten Elektronen. Prinzipiell könnte man dies ebenfalls mit der Kugelchen-Schreibweise darstellen, die Striche haben sich aber eingebürgert und sehen etwas übersichtlicher aus. An dieser Stelle merkt man sich also: Ein Strich zwischen zwei Atomen heißt eine kovalente Bindung zwischen diesen Atomen, die durch zwei gepaarte Elektronen entstanden ist. Im CO_2 -Molekül gibt es zwischen dem C- und jedem der beiden O-Atome jeweils 2 Striche, was natürlich für zwei Doppelbindungen steht: $\text{O} = \text{C} = \text{O}$. Eine Dreifachbindung stellt man als drei Striche dar, z. B. im N_2 -Molekül: $|\text{N} \equiv \text{N}|$.

Man unterscheidet zwischen nicht polarisierter („idealisierter“) kovalenter Bindung und polarisierter kovalenter Bindung. Die Begriffe „polarisiert“/„nicht polarisiert“ beziehen sich auf den Unterschied der Elektronegativitäten der Elemente in der kovalenten Verbindung. Einfacher ausgedrückt: Wenn im (kovalenten) Molekül Atome **eines und desselben** Elementes vorhanden sind,

z. B. Cl_2 , N_2 , O_3 , S_8 etc., handelt es sich um eine **nicht** polarisierte kovalente Bindung, da der Unterschied der Elektronegativitäten der beteiligten Atome gleich null ist, weil es sich bei den Bindungspartnern um dasselbe Element handelt. Kommen im (kovalenten) Molekül unterschiedliche Elemente vor, wie z.B. in HCl , SO_2 , CH_4 etc., handelt es sich um eine polarisierte kovalente Bindung, da der Unterschied der Elektronegativitäten der beteiligten Atome ungleich 0 ist.

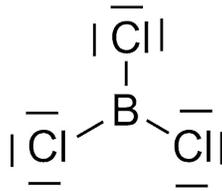
An dieser Stelle fragt man sich häufig, welche anderen Elemente (außer der Halogene, s.o.) im Elementarzustand diatomar vorliegen? Dies sind die Gase Stickstoff N_2 , Sauerstoff O_2 , Wasserstoff H_2 . Möchte man nun erklären, warum dies so ist, muss man das anhand des Bindungsordnungsprinzips machen. Da aber dieses für Mediziner nicht relevant ist, empfehle ich, die wenigen Beispiele auswendig zu lernen. Elementarschwefel liegt übrigens als S_8 vor — eine Tatsache, die ebenfalls wissenswert ist. Bei all diesen Beispielen handelt es sich, wie eben erklärt, um kovalente nicht polarisierte Bindungen.

Prinzipiell könnte man nun das Thema „Kovalente Bindung“ abschließen, da man hierbei v. a. kovalente (Ver-)Bindungen erkennen und erklären (polarisiert?/nicht polarisiert?) muss. Im Folgenden wird noch auf Feinheiten eingegangen, die das Lernen mit Sicherheit erleichtern werden. Ziel dieses Kapitels ist es, **nicht** zu lernen, wie man sich Summenformeln herleiten kann, damit man sie nicht auswendig zu lernen braucht. Dies ist Gegenstand des Kapitels *Chemische Summen- und Strukturformeln*. Trotzdem möchten wir uns mit ein paar kovalenten Beispielen beschäftigen, da man somit viel leichter mit dem Stoff umgehen kann.

Beginnen wir mit der Verteilung der Elektronen. Die Elemente der ersten beiden Hauptgruppen sind weniger relevant, da es sich um klassische Metalle handelt und Metalle prinzipiell keine kovalenten (sondern ionische, s. u.) Bindungen eingehen. (*Der Wasserstoff zählt zwar zur 1. Hauptgruppe, ist aber kein Alkali-Metall, sondern ein Nicht-Metall. Das H-Atom hat ein einzelnes*

Elektron.)

Bei den Elementen der 3. Hauptgruppe (z. B. B) sind die drei Außenelektronen einzeln verteilt. Es werden bei diesen Elementen generell drei einfache Bindungen eingegangen und es gibt keine Besonderheiten, z. B. bei BCl_3 :

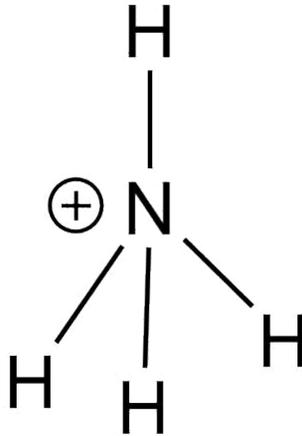


Aus der 4. Hauptgruppe ist das C-Atom relevant. Es hat 4 Außenelektronen, die meistens als vier einzelne (Ausnahmen s. Organische Chemie → Doppel- und Dreifachbindungen) Elektronen verteilt sind — wie z. B. in CH_4 , welches Gegenstand der Organik ist. Das C-Atom ist speziell und in Bezug auf die Anorganik solltet ihr v. a. seine beiden Oxide CO und CO_2 , die Kohlensäure H_2CO_3 und ihre Salze Carbonate und Hydrogencarbonate kennen.

Aus der 5. Hauptgruppe ist v. a. der Stickstoff N relevant. Er hat 5 Außenelektronen, verteilt als 1 freies Elektronenpaar (lone pair) und 3 einzelne Elektronen:



Der Stickstoff hat demnach normalerweise drei Bindungen (da er mit jedem der drei Elektronen eine Bindung eingeht), kann aber maximal 4 Bindungen eingehen, wenn er zur Ausbildung der vierten Bindung sein lone pair benutzt, z. B. im Ammonium-Ion:

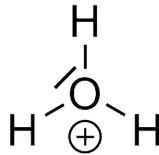


Da das lone pair als solches „verloren geht“ und in eine „echte“ Bindung überführt wird, wird das N-Atom positiv geladen. Der Grund dafür ist, dass das N-Atom dann 4 Elektronen (anstelle von 5) hat, also eines zu wenig.

Aus der 6. Hauptgruppe ist O relevant (S auch, im Kapitel „*Chemische Summen- und Strukturformeln*“ behandelt), mit 6 Außenelektronen. Der Sauerstoff hat zwei freie Elektronenpaare sowie zwei einzelne Elektronen, bildet demnach normalerweise zwei Bindungen aus:



Wenn dem O-Atom eine Bindung fehlt und nur 1 Bindung bzw. 7 (anstelle von 6) Elektronen hat, ist es einfach negativ geladen. Maximal kann der Sauerstoff 3 Bindungen ausbilden, dafür benutzt er eines seiner lone pairs und wird einfach positiv geladen, wie z.B. im Oxoniumion-Ion:



Die Elemente der 7. Hauptgruppe haben 7 Außenelektronen, die generell als 3 Elektronenpaare und ein einzelnes Elektron verteilt sind:



Hier bilden z. B. die Halogenoxosäuren (s. Kapitel *Chemische Summen- und Strukturformeln*) eine Ausnahme.

Man kann sich also zur Elektronenverteilung grob merken, dass bis zur 4. Hauptgruppe die Elektronen einzeln vorliegen. In der 5. Hauptgruppe gibt es 1 Elektronenpaar und 3 einzelne Elektronen, in der 6. Hauptgruppe 2 Elektronenpaare und 2 einzelne Elektronen, in der 7. Hauptgruppe 3 Elektronenpaare und 1 einzelnes Elektron. Von dieser ‘„Regel“ gibt es eine Reihe Ausnahmen.

Wie kann man nun diese Informationen in Aufgaben benutzen? Hier schauen wir uns zwei Beispiele an. Weiterführende Informationen findet ihr im Kapitel *Chemische Summen- und Strukturformeln*.

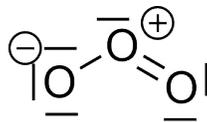
Wie sieht die Strukturformel von Ozon O₃ aus? Man sollte mit dem Grundaufbau eines O-Atoms anfangen. O ist in der 6. Hauptgruppe, d.h. 6 Außenelektronen, also 2 Elektronenpaare und 2 einzelne Elektronen:



Wenn man ein zweites Atom zeichnet, entsteht zwischen den beiden Atomen eine Doppelbindung, da jedes davon zwei einzelne Elektronen besitzt:



Nun hat man aber das O₂-Molekül, nicht O₃. Demnach muss noch ein O-Atom benutzt werden. Jetzt muss man etwas „kombinativ“ denken. Das eine O-Atom kann eins seiner beiden Elektronenpaare benutzen, um an das dritte (neue) O-Atom zu binden. Es verliert somit ein Elektronenpaar und wird einfach positiv geladen. Da aber andererseits das „neue“ O-Atom lediglich eine Bindung hat (und nicht, wieüblich, zwei), wird es einfach negativ geladen:



Im gesamten Molekül hat man eine positive und eine negative Ladung, ist also nach außen elektroneutral. Das stimmt mit der Summenformel O₃ überein.

Aufgabe: Zeichnen Sie die Strukturformel von Stickstoffmonoxid NO?

Lösung

Man fängt damit an, die beiden Atome zu zeichnen: O hat 2 Elektronenpaare und 2 einzelne Elektronen, N hat 1 Elektronenpaar und 3 einzelne Elektronen:



Zwischen den beiden Atomen entsteht eine Doppelbindung, denn das