

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:

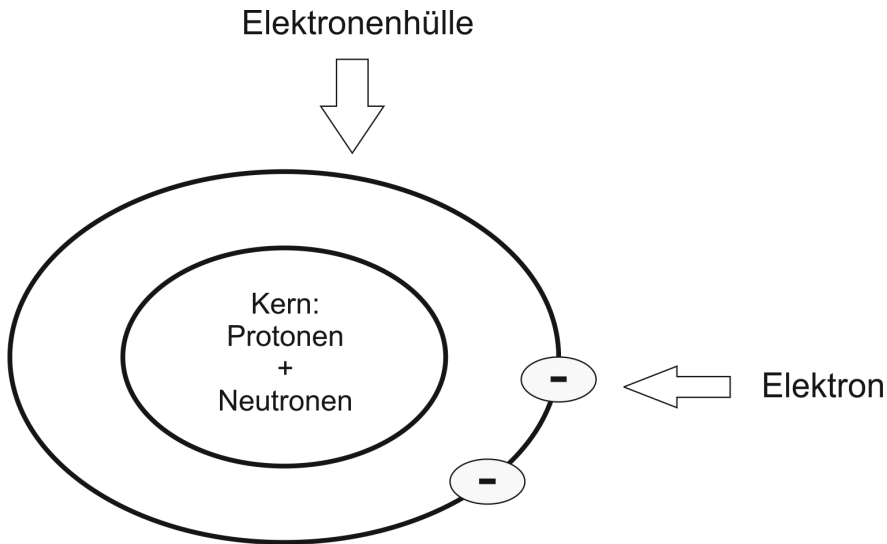


Abb. 1.1 Schematische Darstellung der Struktur eines Atoms (Details s. Text)

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 (3x2), d 10 Elektronen (5x2), f - 14 Elektronen (7x2), 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:

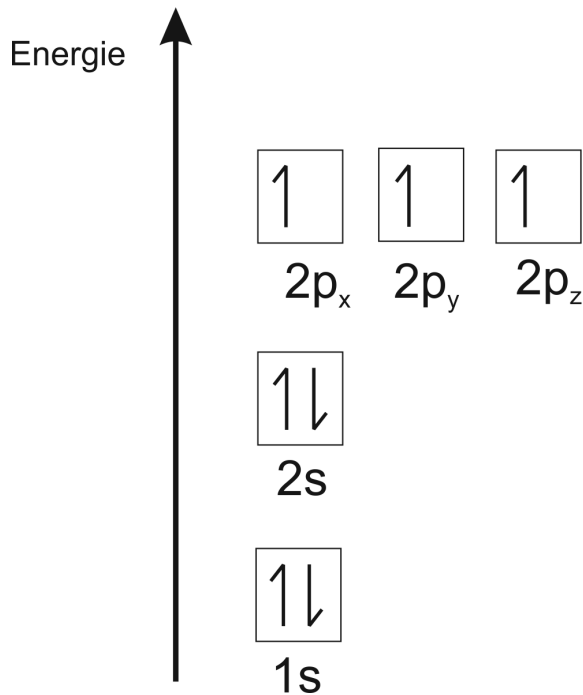


Abb. 1.2 Elektronenkonfiguration des N-Atoms

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:

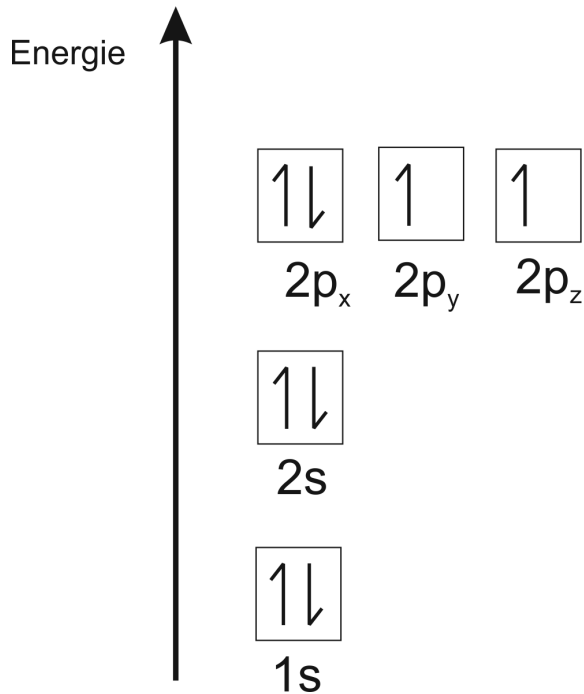


Abb. 1.3 Elektronenkonfiguration des O-Atoms

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.