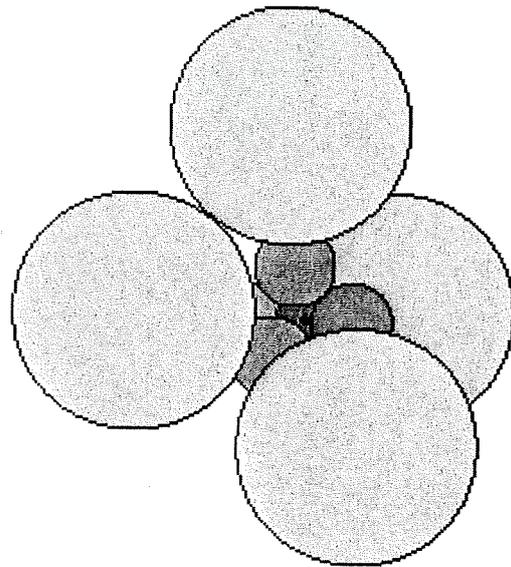


ETH

Eidgenössische Technische Hochschule Zürich
Swiss Federal Institute of Technology Zurich

*Institut für Verhaltenswissenschaft
Fachdidaktik Chemie*

– wichtig ab Seite 23



Leitprogramm

Atombau

für den Chemieunterricht an Mittelschulen

von Paul Kaeser, Kantonsschule Baden

Überarbeitete Version Januar 2011

Inhaltsverzeichnis

Einführung

- Wozu Atombau? 2
- Was ist ein Modell? 2
- Wie arbeitet man mit diesem Leitprogramm? 3

Fundamentum

- ❶ Die Bausteine der Atome
 - Atome 6
 - Elektrische Ladung 6
 - Elementarteilchen 8
- ❷ Kern und Hülle
 - Aufbau und Zusammenhalt des Atoms 11
 - Elemente, Nuklide, Isotope 13
- ❸ Energieniveaus der Elektronen 16
- ❹ Das Kugelwolkenmodell 23
- ❺ Elektronenkonfiguration und Periodensystem
 - Die Elektronenschreibweise 28
 - Das Periodensystem 29

Additum

- ❻ Elektronen als Wellen 1
- ❼ Orbitale 6

Anhang

- Lösungen der Lernaufgaben 1

Einführung

● Wozu Atombau?

Ein Stoff ist eine Ansammlung von Atomen. Keine zufällige Anhäufung allerdings - die meisten Stoffe weisen eine wohlgeordnete Struktur auf. Häufig sind Atome zu Gruppen mit definierter Zusammensetzung, den Molekülen, verbunden. In festen Stoffen folgt ausserdem die Anordnung der Atome meist einem regelmässig sich wiederholenden räumlichen Muster.

Wenn Stoffe Ansammlungen von Atomen sind, hängen ihre Eigenschaften logischerweise von den Eigenschaften ihrer Atome ab. Die physikalischen Eigenschaften eines Stoffes (wie Schmelz- und Siedepunkt, Härte, Farbe), und ebenso sein Verhalten bei chemischen Reaktionen, sind eine Folge seiner Struktur: sie werden bestimmt durch die Atome, aus denen er besteht, und der Art und Weise, wie diese miteinander verbunden sind. Die Bindung zwischen Atomen aber hängt wiederum von deren Aufbau ab. Kenntnisse über den Atombau bilden somit die Grundlage, um Eigenschaften und Verhalten von Stoffen zu erklären und wo möglich voraussagen zu können. Dies aber ist ein Hauptziel der Chemie, und deshalb beschäftigen Sie sich im Chemieunterricht mit dem Bau der Atome.

● Was ist ein Modell?

Für einen Verkehrsplaner, der sich mit der Dimensionierung von Strassen, der Vermeidung von Staus oder der Optimierung von Lichtsignalanlagen beschäftigt, ist ein Auto etwas, das mit verschiedenen Geschwindigkeiten fahren, das beschleunigen, bremsen und anhalten kann. Andere Eigenschaften von Autos sind für ihn belanglos, beispielsweise Farbe, Preis oder Ausstattungen wie elektrische Scheibenheber oder Klimaanlage. Sie sind in seinem „Modell“ eines Autos nicht enthalten.

Ein Modell ist eine vereinfachte Beschreibung eines Objekts (z. B. Auto) im Hinblick auf eine bestimmte Problemstellung (z. B. Verkehrsplanung). Nur die für diese Problemstellung relevanten Eigenschaften werden im Modell berücksichtigt.

Vielleicht haben Sie im Physikunterricht solche Modelle kennengelernt: das Modell des starren Körpers berücksichtigt die Verformbarkeit eines Körpers nicht, das Modell des Massenpunktes vernachlässigt sogar seine räumliche Ausdehnung. Und doch lassen sich mit diesen Modellen in vielen Fällen gute Voraussagen machen, beispielsweise über die Bahn einer Rakete. Wozu also soll man bei der Beschreibung von Objekten irrelevante Eigenschaften „mitschleppen“? Mit einer genauen Beschreibung würde man sich das Leben unnötig schwer machen. In vielen Fällen ist eine solche auch gar nicht möglich, weil

die entsprechenden Informationen über das Objekt fehlen. Für ein gutes Modell gilt: so genau wie nötig, so einfach wie möglich.

Das gilt auch für die Beschreibung von Atomen. Für manche Anwendungen reicht es, sich die Atome als kleine Kugeln ohne innere Struktur vorzustellen. Mit diesem Modell lassen sich beispielsweise die bei chemischen Reaktionen umgesetzten Stoffmengen berechnen. Möchte man aber wissen, wie sich Atome miteinander verbinden, benötigt man ein genaueres Atommodell. Für die an der Mittelschule behandelten Problemstellungen hat sich eines gut bewährt, das man „Kugelwolkenmodell“ oder „Kimballmodell“ (nach dem Namen seines Erfinders) nennt. Sie werden es in diesem Leitprogramm kennenlernen. Es wird zwar gelegentlich beim einen oder anderen Problem versagen. Das sollte aber nicht allzu häufig vorkommen. Und es hat einen entscheidenden Vorteil: es ist sehr einfach. Sie werden sehen, dass es sich rasch lernen lässt. Und man vergisst es auch nicht so leicht, da es im Unterricht häufig angewendet wird.

● Wie arbeitet man mit diesem Leitprogramm?

Diese Unterlagen sind so geschrieben, dass Sie damit allein arbeiten können - in ihrem Tempo, das Sie selber festlegen. Ihr Chemielehrer wird Ihnen mitteilen, wieviel Zeit für die Arbeit in der Schule zur Verfügung steht. Für die meisten Schüler wird sie ausreichen, die anderen müssen den Rest zuhause erledigen.

Prüfungsstoff sind nur die ersten fünf Kapitel (das sogenannte „**Fundamentum**“). Die restlichen beiden Kapitel (das „**Additum**“) sind für diejenigen gedacht, die besonders schnell vorwärts kommen oder besonders interessiert sind. Sie sind nicht obligatorisch - aber nützlich, da sie zum besseren Verständnis beitragen.

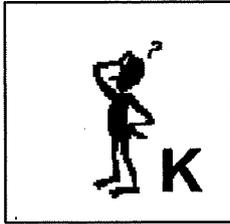
Der Ablauf ist für jedes Kapitel derselbe:

- Sie **Studieren** den Text bis zur ersten Kontrollaufgabe. Es empfiehlt sich, ihn zweimal zu lesen: das erste Mal verschaffen Sie sich einen groben Überblick, worum es geht; beim zweiten Durchgang stellen Sie sicher, dass Sie die Bedeutung eines jeden Satzes richtig erfasst haben. Notieren Sie sich allfällige Fragen, die beim Lesen auftauchen. Vielleicht können Sie sie später selbst beantworten; andernfalls stellen Sie sie bei Gelegenheit einer Kollegin, einem Kollegen oder Ihrer Lehrperson. - **Fett** gedruckte Textstellen bezeichnen wichtige Begriffe oder Fakten, die Sie sich besonders einprägen sollten. - Ab Seite 7 kommen **Fussnoten** vor, die mit hochgestellten Nummern bezeichnet sind. Sie enthalten Zusatzinformationen, die aber für das Verständnis des Stoffes nicht unbedingt nötig sind; ihre Lektüre ist freiwillig.
- Gelegentlich werden Sie aufgefordert, einen Versuch nach entsprechender Anleitung durchzuführen, eine Computerpräsentation anzuschauen oder etwas in einem Buch nachzuschlagen. Das dient nicht nur zur Auflockerung, sondern soll auch das Lernen effizienter machen - nehmen Sie diese Aufgaben ebenso ernst wie den Text.

- Der Text enthält zwei Arten von Aufgaben:
 - Bei **Lernaufgaben** müssen Sie etwas herausfinden, was Voraussetzung für den darauffolgenden Stoff ist. Indem Sie diese Aufgaben lösen, lernen Sie mehr als nur das Ergebnis der Aufgabe - beispielsweise eine bestimmte Art von Problemlösung. Was ist, wenn Sie die Aufgabe nicht schaffen? Damit Sie dennoch weiterarbeiten können, steht die Lösung im Anhang dieses Leitprogramms. Aber schauen Sie dort nicht nach, ohne sich ernsthaft bemüht zu haben. Denken Sie daran, dass in diesem Fall auch der Weg das Ziel ist. Auf manchen Gipfel kommt man zwar schneller und bequemer über den Wanderweg von der Rückseite her statt über die Steilwand - aber klettern lernt man dabei nicht.
 - **Kontrollaufgaben** dienen in erster Linie zur Kontrolle, ob Sie den vorangehenden Text verstanden haben, aber auch zur Repetition und Festigung des Gelernten. Beginnen Sie erst damit, wenn Sie glauben, den betreffenden Stoff verstanden zu haben. Lösen Sie sie auf jeden Fall schriftlich. Anschliessend korrigieren Sie sie selbst - die Lösungen liegen im Schulzimmer auf. Wenn Sie Kontrollaufgaben falsch gelöst haben, müssen Sie den entsprechenden Text noch einmal durcharbeiten, um die offenbar noch vorhandenen Lücken zu füllen.

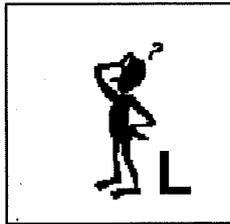
Wenn bei der Bearbeitung der Texte und Aufgaben Probleme auftauchen, die Sie nicht selbst lösen können, wenden Sie sich an einen Mitschüler oder an Ihre Lehrperson.

Es folgt eine Zusammenstellung der im Text auftauchenden Piktogramme:



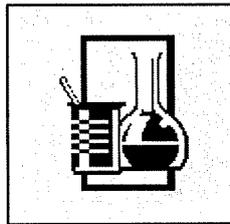
Kontrollaufgaben

Lösen Sie die Aufgaben schriftlich. Kontrollieren Sie Ihre Lösungen anschliessend mit einem der Lösungsordner, die im Schulzimmer aufliegen.



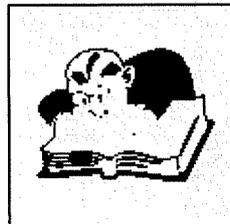
Lernaufgabe

Lösen Sie die Aufgabe schriftlich. Vergleichen Sie Ihre Lösung anschliessend mit derjenigen im Anhang dieses Leitprogramms.



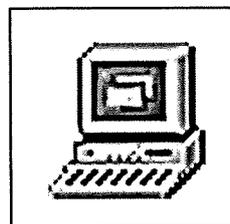
Experiment

Lesen Sie die Anleitung sorgfältig und führen Sie den Versuch mit dem bereitgestellten Material genau nach Vorschrift durch; notieren Sie die Ergebnisse.



Lektüre

Studieren Sie den angegebenen Text im betreffenden Buch oder auf den zur Verfügung stehenden Fotokopien.



Computer

Starten Sie gemäss Anleitung ein Programm oder eine Präsentation oder recherchieren Sie im Internet. Halten Sie sich an die Anleitung und machen Sie sich Notizen; Sie brauchen die Informationen für die Weiterarbeit.

Fundamentum

❶ Die Bausteine der Atome

In diesem Kapitel ...

- ... erfahren Sie, wie gross Atome sind.
- ... lernen Sie, was man unter elektrischer Ladung versteht und welche Kräfte zwischen elektrisch geladenen Körpern wirken.
- ... lernen Sie die Bausteine (die sogenannten Elementarteilchen) kennen, aus welchen die Atome bestehen.

Atome

Atome sind sehr klein. Ihr Durchmesser beträgt, je nach Atomsorte, zwischen 60 und 540 pm. 1 pm („Picometer“) ist der billionste Teil eines Meters (10^{-12} m), also der milliardste Teil eines Millimeters (10^{-9} mm).

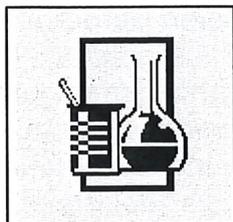
Entsprechend gross ist die Zahl der Atome in einer Stoffportion. Zum Beispiel enthält ein Kubikzentimeter Eisen $8.5 \cdot 10^{22}$ Atome. Könnte man diese Anzahl Atome so vergrössern, dass ihr Durchmesser je 1 cm betragen würde - die Grösse einer Glasmurmel - so würden sie die gesamte Oberfläche der Erde mit einer 118 m hohen Schicht bedecken.

Wegen ihrer geringen Grösse ist es schwierig, einzelne Atome zu beobachten und zu untersuchen; auch heute noch sind die Möglichkeiten hierzu sehr beschränkt. Statt dessen führt man Experimente mit grösseren Stoffmengen durch, die also eine sehr grosse Anzahl von Atomen enthalten, und schliesst aus den Ergebnissen auf die Eigenschaften der einzelnen Atome. Sie werden im Laufe dieses Leitprogramms Beispiele solcher Experimente kennenlernen.

Elektrische Ladung

Da zwei der drei Bausteine, aus denen Atome bestehen, elektrisch geladen sind, müssen Sie zuerst lernen, was elektrische Ladung ist.

Haben Sie schon einmal erlebt, wie widerspenstig frisch gewaschene Haare sein können, wenn man sie zu kämmen versucht? Durch die Reibung am Kamm werden sie elektrisch aufgeladen und stossen sich gegenseitig ab. - Einen ähnlichen Versuch werden Sie jetzt durchführen:



Experiment 1

Legen Sie ein **Blatt Papier** vor sich auf den Tisch und darauf eine **unbeschriftete Hellraumprojektor-Folie**. Halten Sie mit der einen Hand an einer Ecke das Papier fest und reiben Sie mit der anderen die Folie auf dem Papier hin und her. - Wenn Sie jetzt die Folie aufheben, haftet das Papier daran: Papier und Folie ziehen einander an.

Legen Sie jetzt noch ein zweites Papier daneben und ebenfalls eine Folie darauf. Reiben Sie beide Folien am jeweils darunterliegenden Papier. Heben Sie dann die Folien auf (ohne Papier), in dem sie jede mit einer Hand an der Schmalseite anfassen und hängen lassen, und nähern Sie die beiden Folien einander an. Schreiben Sie auf, was Sie beobachten.

Papier und Folie tragen verschiedene Arten elektrischer Ladung, die beiden Folien hingegen sind gleichartig geladen. Es gibt zwei Arten von Ladung, man bezeichnet sie als **positive** und **negative** Ladung. Wie Ihnen das Experiment gezeigt hat, **ziehen sich ungleichartig geladene Gegenstände an, gleichartig geladene hingegen stossen einander ab**.

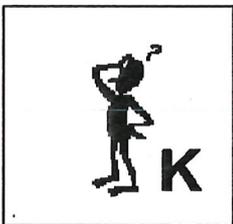
Dass Gegenstände (die Physiker sagen „Körper“) elektrische Ladung tragen, lässt sich an diesen Anziehungs- und Abstossungskräften erkennen. Die **Kräfte sind umso stärker**, je stärker die Körper geladen sind (**je mehr Ladung** sie tragen) und je näher sie einander kommen (**je geringer ihr Abstand** ist)¹.

Was aber ist Ladung? Ladung ist eine Eigenschaft der Materie, wie beispielsweise die Masse. Allerdings besitzen alle Körper eine Masse, nicht alle aber tragen elektrische Ladung. - Bekannter als die Ladung ist eine andere Grösse der Elektrizitätslehre, der Strom. Strom ist nichts anderes als bewegte Ladung. Wenn sich durch einen Leiter (z. B. durch einen Draht) geladene Teilchen (z. B. Elektronen) bewegen, so sagt man, es fliesst ein Strom.

Die physikalische Einheit der Ladung ist das Coulomb (Abkürzung: C). - Stellen Sie sich vor, Sie könnten die Ladung wahrnehmen, die sich in einem Draht bewegt, in welchem ein elektrischer Strom fliesst, und Sie richten Ihre Aufmerksamkeit auf eine bestimmte Stelle des Drahtes. Wenn an dieser Stelle in einer Sekunde 1 Coulomb vorbeifliesst, so beträgt der elektrische Strom 1 Ampere. Das Ampere (Abkürzung: A) ist die Einheit des elektrischen Stroms. 1 Ampere ist also dasselbe wie 1 Coulomb pro Sekunde (anders geschrieben: $1 \text{ A} = 1 \text{ C} / \text{s}$).

¹ Die Kräfte steigen sehr stark an, wenn sich der Abstand der Ladungen verringert. Halbiert man diesen, so vervierfacht sich die Kraft; macht man den Abstand gar dreimal kleiner, so wird die Kraft neunmal grösser. Die Kraft ist demnach proportional zu $\frac{1}{r^2}$, wobei r den Abstand bezeichnet.

Stellen Sie sich zwei kleine Körper vor, von denen einer positiv, der andere negativ geladen ist. Die Ladungsmengen (gemessen in Coulomb) seien gleich; die Ladungen unterscheiden sich also nicht in ihrer Grösse, sondern nur in ihrem Vorzeichen. Bringt man diese beiden Körper sehr nahe zusammen, so wirken sie nach aussen wie ein ungeladener Körper, sie üben also keine Kräfte aus auf Ladungen in ihrer Umgebung. Man sagt, die beiden Ladungen **neutralisieren** sich. - Dies ist der Grund, warum die meisten Körper als ganzes nicht geladen sind, obwohl die Atome, aus denen sie bestehen, aus geladenen Teilchen aufgebaut sind: die gleichgrossen positiven und negativen Ladungsmengen neutralisieren einander. Nur wenn die positiven und negativen Ladungsmengen unterschiedlich sind, treten die Wirkungen der Ladung nach aussen in Erscheinung. Dies kann beispielsweise geschehen, wenn negativ geladene Bausteine der Atome, die Elektronen, aus den Atomen eines Körpers losgelöst und auf einen anderen übertragen werden. Bei manchen Körpern geschieht dies, wenn man sie aneinander reibt. Darauf beruht der Versuch, den Sie durchgeführt haben.



Kontrollaufgaben 1.1

- 1.) Wieviele Picometer sind 1 Millionstelmillimeter? ✓
- 2.) Ein Körper aus Glas, einer aus Hartgummi und einer aus dem Kunststoff PVC werden durch Reiben an einem Lappen elektrisch aufgeladen. Daraufhin stellt man fest, dass Glas und Hartgummi einander anziehen, Hartgummi und PVC einander abstossen. Werden sich Glas und PVC anziehen oder abstossen? Begründen Sie Ihre Antwort. ✓
- 3.) Welche zwei Arten elektrischer Ladung unterscheidet man? ✓
- 4.) Durch die Glühbirne eines Autoscheinwerfers fliessen pro Sekunde 4.6 C. Wieviel A beträgt der Strom? ✓
- 5.) Warum tragen die meisten Körper keine elektrische Ladung, obwohl die Atome, aus denen sie bestehen, elektrisch geladene Teilchen enthalten? ✓

Elementarteilchen

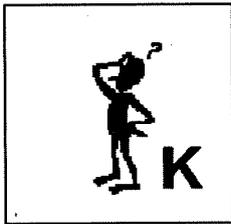
Atome bestehen aus drei Arten von Bausteinen: **Elektronen**, **Protonen** und **Neutronen**. Solche Teilchen nennt man Elementarteilchen. Tabelle 1 zeigt Ihnen Masse und Ladung der Elementarteilchen, aus denen Atome aufgebaut sind:

	Masse in g	Masse in u	Ladung in C
Elektron	$0.91091 \cdot 10^{-27}$	0.000548	$-1.60219 \cdot 10^{-19}$ C
Proton	$1.6725 \cdot 10^{-24}$	1.007267	$+1.60219 \cdot 10^{-19}$ C
Neutron	$1.6748 \cdot 10^{-24}$	1.008665	0

Tabelle 1: Masse und Ladung von Elektron, Proton und Neutron.

Die Massen von Atomen gibt man meist in Atommasseneinheiten an (engl. atomic mass unit - daher die Abkürzung u, für „unit“²): $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. **Proton und Neutron** sind offenbar fast gleich schwer (**je etwa 1 u**), das **Elektron** hingegen ist **viel leichter**.

Die Ladungen von Elektron und Proton haben ein entgegengesetztes Vorzeichen (beim **Elektron negativ**, beim **Proton positiv**), aber den gleichen Betrag, nämlich $1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. Diese Ladungsmenge nennt man elektrische **Elementarladung**. Es handelt sich um die kleinste mögliche Ladungsmenge. Ladung besteht also aus kleinen, unteilbaren Portionen. Jede elektrische Ladung ist ein ganzzahliges Vielfaches der Elementarladung. Mit Ladung verhält es sich ähnlich wie mit Materie - auch die besteht ja aus kleinen „Portionen“, den Atomen. - Das **Neutron** trägt keine elektrische Ladung, es ist **elektrisch neutral**.



Kontrollaufgaben 1.2

- 1.) Wie schwer ist ein Proton, wie schwer ein Neutron (gerundete Werte, in u)? ✓
- 2.) Berechnen Sie, wievielmals kleiner die Masse des Elektrons ist als die des Protons. ✓
- 3.) Welche elektrischen Kräfte (Anziehung oder Abstossung) wirken zwischen
 - a) zwei Elektronen?
 - b) einem Proton und einem Elektron? ✓
 - c) zwei Protonen?
 - d) einem Neutron und einem Elektron?
 - e) zwei Neutronen?
- 4.) Was versteht man unter der Elementarladung? ✓

Vielleicht haben Sie sich gefragt, woher man das alles weiss? Die Entdeckung der Elektronen und Protonen geht auf verschiedene Experimente zurück, die gegen Ende des 19. Jahrhunderts durchgeführt wurden (das Neutron wurde erst 1932 entdeckt). Über zwei dieser Experimente werden Sie sich im folgenden informieren.

² Gelegentlich - vor allem in der Biochemie - wird die Einheit u auch als „Dalton“ bezeichnet und mit d (oder Da) abgekürzt; 1 kd (Kilodalton) = 1000 d.

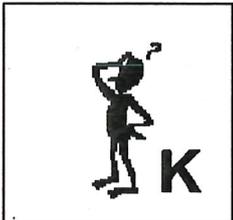


Lektüre

Studieren Sie im Buch „Allgemeine Chemie: Theorie und Praxis“ von G. Baars und H. R. Christen³ den schattiert unterlegten Text auf Seite 53 sowie die Abbildung 4.1.

Anmerkungen:

- Denken Sie daran, dass auch im Kanalstrahlrohr Kathodenstrahlen vorkommen - sie sind es, welche aus den Atomen des Gases Elektronen herausschlagen.
- Atome des Elementes Wasserstoff sind die kleinsten Atome, die es gibt: sie bestehen nur aus einem Proton und einem Elektron (ein kleiner Teil von ihnen enthält ausserdem ein Neutron).



Kontrollaufgaben 1.3 (Partnerarbeit)

Suchen Sie sich einen Partner oder eine Partnerin. Erklären Sie einander anhand einer Skizze die Versuche, über die Sie gelesen haben: A erklärt B das Kathodenstrahlrohr, B erklärt A das Kanalstrahlrohr. - Zum Erklären gehört:

- Wie ist die Versuchseinrichtung aufgebaut?
- Was beobachtet man beim Versuch?
- Wie erklärt man die Beobachtungen, was schliesst man daraus?

alle Aufgaben ist in Bibliothek.

³ hep-Verlag Bern 2008, ISBN 978-3-03905-394-0

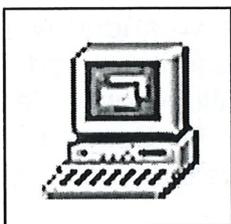
② Kern und Hülle

In diesem Kapitel ...

- ... lernen Sie den Aufbau des Atoms aus Elementarteilchen und seine Unterteilung in Kern und Hülle kennen.
- ... erfahren Sie, welche Kräfte ein Atom zusammenhalten.
- ... erkennen Sie die Bedeutung der Protonen- und Neutronenzahl eines Atoms. Sie lernen, was ein Element ist, und worin sich die Atome eines Elementes unterscheiden können.

Aufbau und Zusammenhalt des Atoms

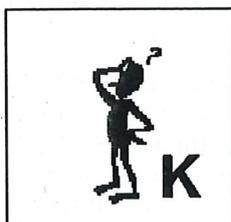
Wie sind die Elektronen, Protonen und Neutronen im Atom angeordnet? Eine erste Antwort auf diese Frage gab ein Versuch, den der Physiker Ernest Rutherford im Jahre 1911 durchführte. Rutherford experimentierte mit Strahlen, die von radioaktiven Elementen ausgesandt werden, beispielsweise von dem in Uranerzen enthaltenen Radium. Radioaktive Strahlung ist zwar unsichtbar, kann aber sichtbar gemacht werden, beispielsweise mit einem Leuchtschirm, der aus einer mit Zinksulfid beschichteten Glasplatte besteht. Bei Strahlen aus sich bewegenden Teilchen verursacht jedes auftreffende Teilchen auf dem Schirm einen Lichtblitz. Eine dieser Strahlenarten, die sogenannten Alpha-Strahlen, bestehen aus schnell fliegenden, positiv geladenen Teilchen. Dies lässt sich aus Experimenten schliessen, bei denen man diese Strahlen durch elektrische Ladungen oder Magnete ablenkt - ähnlich, wie dies in einem Kathodenstrahlrohr mit den Elektronenstrahlen geschieht. Später erkannte man, dass jedes Alpha-Teilchen aus 2 Protonen und 2 Neutronen besteht - zur Zeit dieses Experimentes war das allerdings noch nicht bekannt. Rutherford untersuchte nun Goldatome, indem er Alpha-Strahlen auf eine hauchdünne Goldfolie richtete. Mehr darüber erfahren Sie in der folgenden Präsentation.



Präsentation

Starten Sie auf dem Computer die Powerpoint-Präsentation „Rutherford.pps“. Studieren Sie Versuchsaufbau, Durchführung, Animation, Beobachtung und Schlussfolgerung. Lösen Sie unmittelbar danach die folgenden Kontrollaufgaben. Wenn Ihnen das Mühe bereitet, schauen Sie sich die Präsentation noch einmal an.

funktioniert nicht → ppt



Kontrollaufgaben 2.1

- 1.) Erstellen Sie eine Skizze der Rutherford'schen Versuchsanordnung und beschriften Sie sie.

2.) Fassen Sie zusammen:

- die Beobachtungen, die beim Rutherford'schen Experiment gemacht werden, und
- die Schlüsse, die daraus in Bezug auf den Atombau gezogen werden können.

Aufgrund von Rutherfords Erkenntnissen und weiterer Experimente wurde das folgende Modell entwickelt: Atome enthalten in ihrer Mitte einen kleinen **Kern**, der **aus Protonen und Neutronen** besteht (die Neutronen wurden allerdings erst später entdeckt). Den Rest des Atoms nennt man **Hülle**. Die Hülle besteht **aus Elektronen**. Der Kern ist somit positiv, die Hülle negativ geladen. Der **Kern ist sehr klein** - sein Durchmesser beträgt nur etwa ein Hunderttausendstel des Atomdurchmessers. Dennoch beinhaltet er fast die gesamte Masse des Atoms - die vergleichsweise riesige Hülle enthält ja nur die Elektronen, deren Masse gegenüber der Masse der Protonen und Neutronen vernachlässigbar klein ist.

Ein Atom enthält **gleichviele Elektronen wie Protonen**. Die positive Ladung des Kerns und die negative Ladung der Hülle haben somit den gleichen Betrag und neutralisieren sich gegen aussen; das Atom als ganzes trägt keine elektrische Ladung (Atome können aber zu positiv oder negativ geladenen sogenannten Ionen werden, indem sie Elektronen abgeben oder aufnehmen; darüber werden Sie später mehr erfahren).

Das Atom wird durch die **Anziehung zwischen** dem positiv geladenen **Kern und** der negativ geladenen **Hülle** zusammengehalten.

Warum aber hält der Kern in sich zusammen? Zwischen den positiv geladenen Protonen wirkt ja elektrische Abstoßung - und zwar ziemlich stark, da die Protonen auf sehr kleinem Raum beeinander sind. Der Grund ist, dass im Kern noch eine andere Kraft wirkt, die nichts mit elektrischen Ladungen zu tun hat, die sogenannte **Kernkraft**⁴. Sie wirkt nur zwischen unmittelbar nebeneinander liegenden Kernteilchen (Protonen oder Neutronen). Auf Kernteilchen, die sich zwar im selben Kern befinden, aber nicht in direkter Nachbarschaft, zeigen die Kernkräfte praktisch keine Wirkung⁵. Die Kernkraft ist sehr stark, viel stärker als die Kräfte zwischen elektrischen Ladungen.

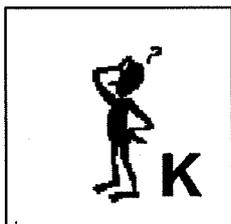
Die Kernkraft entfaltet ihre Wirkung bei Vorgängen, bei denen Atomkerne verändert werden. Zu diesen Vorgängen gehören der Zerfall von Atomkernen unter Aussendung radioaktiver Strahlung, die Spaltung von Kernen in Kernkraftwerken, die Spaltung oder Verschmelzung von Kernen in Atombomben und die Kernverschmelzung in der Sonne und anderen Sternen. Da die Kernkraft sehr stark ist, wird bei solchen Prozessen sehr viel

⁴ In der Natur existieren 4 voneinander unabhängige „Urkräfte“: Die Gravitation (Massenanziehung, Schwerkraft), die elektrischen und magnetischen Kräfte (zu welchen auch die Kräfte zwischen elektrischen Ladungen gehören), die Kernkraft (die sie soeben kennenlernen) und die sogenannte „schwache Wechselwirkung“ (die ebenfalls die Atomkerne betrifft).

⁵ Die Tatsache, dass die Kernkraft nur zwischen benachbarten Kernteilchen wirkt, die gegenseitige Abstoßung der positiv geladenen Protonen jedoch auf grössere Entfernung, hat zur Folge, dass grosse Kerne instabil sind und früher oder später in Bruchstücke zerfallen. Je grösser nämlich der Kern, je mehr Protonen er enthält, umso stärker ist die Abstoßung zwischen den Protonen, während die anziehende Kernkraft zwischen einem Proton und den umgebenden Kernteilchen nicht zunimmt. Bei sehr grossen Kernen kann die Abstoßung überwiegen, sodass sie unter Aussendung radioaktiver Strahlung zerfallen. Der grösste stabile Kern enthält 83 Protonen und 126 Neutronen.

Energie umgesetzt - millionenmal mehr als bei chemischen Reaktionen. Bei der Spaltung aller Atomkerne in 1 kg Uran-235 - einem Stoff, der in Kernkraftwerken und Atombomben verwendet wird - wird gleichviel Energie frei wie bei der Verbrennung von 2000 Tonnen Steinkohle! Bei **chemischen Reaktionen** (z. B. der erwähnten Verbrennung von Kohle) werden die **Atomkerne nicht verändert**, sondern nur die Anzahl oder Anordnung der Elektronen in der Hülle.

In der im Vergleich zum Atomkern riesigen Hülle befinden sich gleichviele Elektronen, wie der winzige Kern Protonen enthält. Die Hülle besteht also grösstenteils aus leerem Raum, die Elektronen sind weit voneinander entfernt. Warum fallen dann die Elektronen nicht in den Kern, von dem sie angezogen werden? Ein bekanntes Modell erklärt dies damit, dass die Elektronen um den Kern kreisen wie die Planeten um die Sonne. Leider taugt dieses Modell nicht für die Mittelschule - manche grundlegenden Dinge wie beispielsweise der Bau von Molekülen lassen sich damit nicht erklären. Genauere Modelle, zum Beispiel das Kugelwolkenmodell, das Sie in diesem Leitprogramm kennenlernen werden, berücksichtigen, dass Elektronen nicht um den Atomkern kreisen - ja, sich nicht einmal auf voraus-sagbaren Bahnen bewegen. Welche Antwort solche Modelle auf die Frage liefern, warum die Elektronen nicht in den Kern fallen, können Sie im Additum erfahren.



Kontrollaufgaben 2.2

- 1.) Woraus besteht der Kern eines Atoms, woraus seine Hülle? ✓
- 2.) Würde man ein massstabgetreues Modell eines Atoms bauen und für den Kern einen Durchmesser von 1 cm wählen - wie gross wäre der Durchmesser des ganzen Atoms? ✓
- 3.) Welche Kräfte sind am Zusammenhalt des Atoms beteiligt? Zwischen welchen Teilchen wirken sie? ✓
- 4.) Welche Teile des Atoms erfahren Veränderungen bei chemischen Reaktionen: Der Kern? Die Hülle? ✓
- 5.) Nennen Sie Vorgänge, bei denen Atomkerne verändert werden. ✓

Elemente, Nuklide, Isotope

Wie haben Sie bisher ein Element definiert? Vermutlich als einen Stoff, der sich nicht in andere Stoffe zerlegen lässt. Oder als einen Stoff, der aus lauter gleichen Atomen besteht. Die zweite Definition muss allerdings noch etwas verändert werden, damit sie korrekt ist. Zwar haben alle Atome eines Elementes dieselben chemischen Eigenschaften, aber sie können sich dennoch unterscheiden, und zwar in der Anzahl der Neutronen, die sich in ihrem Kern befinden.

Die chemischen Eigenschaften eines Atoms werden durch seine Elektronen bestimmt, denn es sind die Elektronen der äusseren Hüllenbereiche, mit welchen andere Atome in Kontakt kommen. Diese Elektronen sind verantwortlich für die Kräfte, die zwischen Ato-

men wirken, auch für die chemischen Bindungen. Die Anzahl der Elektronen hängt ihrerseits ab von der Zahl der Protonen im Kern. Indirekt ist also die Protonenzahl für die Eigenschaften eines Atoms verantwortlich. Die Neutronen hingegen haben keinen Einfluss auf die Hülle. Das ist der Grund, weshalb Atome, die sich nur in ihrer Neutronenzahl unterscheiden, dieselben chemischen Eigenschaften besitzen. Sie unterscheiden sich aber in ihrer Masse (je mehr Neutronen, umso schwerer das Atom) sowie in anderen Eigenschaften, die vom Atomkern abhängen. Dazu gehört insbesondere die Stabilität ihrer Kerne. Es gibt stabile (beständige) Kerne und instabile - die letzteren wandeln sich unter Aussendung radioaktiver Strahlung in andere Kerne um.

Damit lautet die Definition eines Elementes: Ein **Element** ist ein Stoff, der **aus Atomen mit derselben Protonenzahl** besteht. Die Protonenzahl eines Atoms heisst auch **Kernladungszahl**, da sie die Ladung des Kerns (in Anzahl Elementarladungen) angibt, oder **Ordnungszahl**, da nach ihr die Elemente im Periodensystem geordnet sind. - Tabelle 2 zeigt Beispiele einiger Elemente und ihrer Ordnungszahl:

Name	Symbol	Ordnungszahl
Wasserstoff	H	1
Kohlenstoff	C	6
Stickstoff	N	7
Sauerstoff	O	8
Natrium	Na	11
Magnesium	Mg	12
Aluminium	Al	13

Silicium	Si	14
Phosphor	P	15
Schwefel	S	16
Chlor	Cl	17
Kalium	K	19
Calcium	Ca	20
Eisen	Fe	26
Kupfer	Cu	29

Tabelle 2: Symbol und Ordnungszahl ausgewählter Elemente.

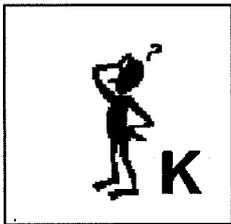
Eine einzelne Atomsorte mit einer bestimmten Protonen- und Neutronenzahl nennt man ein **Nuklid**. Ein Nuklid besteht also aus lauter gleichen Atomen - im Unterschied zu einem Element, bei welchem ja nur die Protonenzahl der Atome gleich sein muss, nicht aber ihre Neutronenzahl. Nuklide bezeichnet man mit dem Symbol des Elementes und der **Massenzahl**. Die Massenzahl ist die auf ganze Zahlen gerundete Atommasse in u. Sie entspricht der Summe der Protonen und Neutronen im Kern, da die Protonen- und Neutronenmasse je etwa 1 u beträgt und die Elektronenmasse vernachlässigbar klein ist. Die Massenzahl wird als kleine Zahl links oberhalb des Elementsymbols geschrieben, die Ordnungszahl als kleine Zahl links unterhalb des Elementsymbols.

Beispiel: Das Nuklid mit der Bezeichnung ${}_{13}^{27}\text{Al}$ enthält 27 Kernteilchen (da die Massenzahl - hier 27 - die Summe der Protonen- und Neutronenzahl angibt). Davon sind 13 Protonen (da Aluminium die Ordnungszahl 13 besitzt); die Neutronenzahl beträgt demnach $27 - 13 = 14$. Häufig wird bei dieser Schreibweise die Ordnungszahl weggelassen, da sie eigentlich überflüssig ist: kennt man nämlich das Element, so kann man die Ordnungszahl nachschlagen. Die Bezeichnung lautet dann in unserem Beispiel ${}^{27}\text{Al}$, gelegentlich wird auch die Schreibweise Al-27 verwendet.

Die Atome eines Elementes besitzen alle dieselbe Protonenzahl; die Anzahl der Neutronen muss hingegen nicht für alle Atome dieselbe sein. Die meisten Elemente sind Gemische verschiedener Nuklide, die sich in ihrer Neutronenzahl unterscheiden. Solche Nuklide, die zum selben Element gehören, heissen **Isotope**. Der Begriff kann auch als Adjektiv gebraucht werden: „isotop“ bedeutet „zum selben Element gehörend“ (also gleichviele

Protonen besitzend). So sind beispielsweise die Nuklide ^{12}C , ^{13}C und ^{14}C Isotope, ^{16}O und ^{18}O sind Isotope, aber ^{14}C und ^{16}O sind keine Isotope, da es sich bei ihnen um Nuklide verschiedener Elemente handelt. Der Ausdruck „Isotop“ bezeichnet also eine Beziehung zwischen Nukliden, wie der Ausdruck „Geschwister“ eine Beziehung zwischen Menschen bezeichnet: Geschwister sind Menschen, welche dieselben Eltern besitzen; Isotope sind Nuklide, welche zum selben Element gehören.

Gewinnt man ein Element aus verschiedenen natürlichen Quellen (Beispiel: Stickstoff aus der Luft, aus Nitratlagerstätten und aus Eiweissen), so findet man darin im allgemeinen die verschiedenen Isotope immer etwa im selben Verhältnis (bei Stickstoff sind es 99.6% ^{14}N und 0.4% ^{15}N) - egal, aus welcher Quelle das Element stammt. Wägt man nun eine Probe eines Elementes und teilt ihre Masse durch die Anzahl der darin enthaltenen Atome, so erhält man die durchschnittliche Masse seiner Atome (welche ja nicht alle gleich schwer sind, da sie verschiedenen Isotopen angehören). Diese **durchschnittlichen Atommassen** sind es, die in Atommassentabellen (oder im Periodensystem) angegeben werden. Sie gelten unabhängig davon, aus welcher Quelle das Element gewonnen wurde, da ja das Verhältnis der Isotope unabhängig von der Quelle ist.



Kontrollaufgaben 2.3

- 1.) Definieren Sie die Begriffe Element, Nuklid und Isotop. ✓
- 2.) Was versteht man unter der Ordnungszahl, was unter der Massenzahl eines Nuklids? ✓
- 3.) Natürliches Uran besteht zu 0.7% aus dem Isotop $^{235}_{92}\text{U}$, welches zur Energiegewinnung in Kernkraftwerken dient, und zu 99.3% aus $^{238}_{92}\text{U}$, welches sich hierzu nicht eignet. Wieviele Neutronen enthalten die Kerne der beiden Isotope? ✓
- 4.) Vom Element Kohlenstoff findet man in der Natur 2 stabile Isotope - eines mit 6, das andere mit 7 Neutronen im Kern - sowie ein radioaktives Isotop mit 8 Neutronen⁶. Schreiben Sie die Symbole dieser drei Isotope auf. ✓
- 5.) Zu welchem Nuklid gehört ein Teilchen aus
 - a) 8 Elektronen, 8 Protonen und 8 Neutronen? ✓
 - b) 19 Elektronen, 19 Protonen und 20 Neutronen?

⁶ Dieses radioaktive Kohlenstoffnuklid weicht von der Regel ab, dass Isotopenverhältnisse in der Natur konstant sind: in Lebewesen ist sein Gehalt erhöht. Da es nach deren Tod zerfällt, kann man aus seinem Gehalt auf das Alter von Material biologischer Herkunft (z. B. Holz) schliessen, wovon in der Archäologie Gebrauch gemacht wird (Altersbestimmung nach der Radiokarbonmethode).

③ Energieniveaus der Elektronen

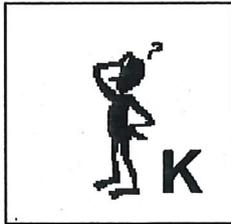
In diesem Kapitel ...

- ... erfahren Sie, dass die Elektronen im Atom sich in ihrem Energiegehalt unterscheiden, und wie man solche Energieunterschiede messen kann.
- ... lernen Sie, dass die Elektronenhülle in verschiedene Energieniveaus gegliedert ist, die jeweils einer bestimmten Anzahl Elektronen Platz bieten können.
- ... lernen Sie das Schalenmodell des Atoms (und eine seiner Grenzen) kennen.

Alle chemischen Reaktionen lassen sich auf Vorgänge in der Elektronenhülle der beteiligten Atome zurückführen. Bei chemischen Reaktionen werden bekanntlich Bindungen zwischen Atomen gebrochen und es werden neue Bindungen gebildet: eine chemische Reaktion ist eigentlich ein Umordnen von Atomen. Die Bindungen zwischen Atomen werden aber, wie Sie später lernen werden, durch Elektronen bewerkstelligt. Aus diesem Grunde ist die Elektronenhülle für die Chemie von grundlegender Bedeutung. Man könnte sogar sagen: Chemie ist die Wissenschaft von den Elektronen im Atom. Das ist zwar nicht der Eindruck, den man von der Chemie bekommt, wenn man die chemischen Phänomene beobachtet. Will man diese Phänomene aber erklären, so kommt man nicht darum herum, letztlich auf die Theorie der Elektronen im Atom zurückzugreifen.

Wie aber lässt sich die Elektronenhülle der Atome untersuchen? Eine Möglichkeit besteht darin, dass man Elektronen aus dem Atom entfernt und misst, wieviel Energie man dazu benötigt. Trennt man von einem Atom ein Elektron ab, so bleibt ein positives **Ion** zurück (ein elektrisch geladenes Atom nennt man Ion). Ein Atom ionisieren heißt, es in ein Ion verwandeln; die zum Entfernen eines Elektrons nötige Energie heißt deshalb **Ionisierungsenergie**.

Diese Energie lässt sich beispielsweise messen, indem man einen Strahl aus rasch fliegenden Elektronen auf ein Gas einwirken lässt. Die Elektronen des Strahls schlagen den Atomen des Gases Elektronen aus der Hülle, sofern ihre Bewegungsenergie dazu ausreicht (d. h. sofern sie sich rasch genug bewegen). Sie haben diesen Effekt beim Kanalstrahlrohr kennengelernt. Die Bewegungsenergie der Elektronen lässt sich aus der elektrischen Spannung berechnen, welche beim Erzeugen des Strahls zum Beschleunigen der Elektronen dient. Man schickt nun einen Elektronenstrahl durch das Gas und erhöht allmählich die Geschwindigkeit der Elektronen (und damit ihre Energie) - solange, bis sich im Gas Ionen bilden, was man an einer Zunahme der elektrischen Leitfähigkeit des Gases feststellen kann. Die Energie, welche die Elektronen des Strahls zu diesem Zeitpunkt besitzen, entspricht der Ionisierungsenergie der Gasatome.



Kontrollaufgaben 3.1

- 1.) Warum beschäftigt sich die Chemie mit der Elektronenhülle der Atome? ✓
- 2.) Definieren Sie den Begriff Ionisierungsenergie. ✓

In Tabelle 3 sind die Ionisierungsenergien der Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 20 zusammengestellt. In der ersten Spalte stehen die Werte für die Abtrennung nur eines Elektrons vom elektrisch neutralen Atom, in der zweiten Spalte für die Abspaltung eines weiteren Elektrons vom bereits einfach positiv geladenen Ion, in der dritten Spalte für ein drittes Elektron usw. - bis zum 10. abgespaltenen Elektron.

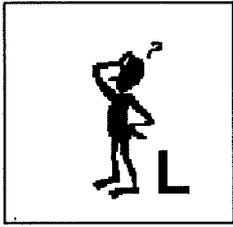
OZ	Element	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.
									abgespaltenes Elektron		
1	H	13.6									
2	He	24.6	54.4								
3	Li	5.4	75.6	122.5							
4	Be	9.3	18.2	153.9	217.7						
5	B	8.3	25.2	37.9	259.4	340.2					
6	C	11.3	24.4	47.9	64.5	392.1	490.0				
7	N	14.5	29.6	47.5	77.5	97.9	552.1	667.0			
8	O	13.6	35.1	54.9	77.4	113.9	138.1	739.3	871.4		
9	F	17.4	35.0	62.7	87.1	114.2	157.2	185.2	953.7	1103.1	
10	Ne	21.6	41.0	63.5	97.1	126.2	157.9	207.3	239.0	1195.8	1362.2
11	Na	5.1	47.3	71.6	98.9	138.4	172.2	208.5	264.2	299.9	1465.1
12	Mg	7.6	15.0	80.1	109.2	141.3	186.5	224.9	265.9	328.0	367.5
13	Al	6.0	18.8	28.4	120.0	153.7	190.5	241.4	284.6	330.2	398.6
14	Si	8.1	16.3	33.5	45.1	166.8	205.0	246.5	303.2	351.1	404.4
15	P	10.5	19.7	30.2	51.4	65.0	220.4	263.2	309.4	371.7	424.5
16	S	10.4	23.3	34.8	47.3	72.7	88.0	280.9	328.2	379.1	447.1
17	Cl	13.0	23.8	39.6	53.5	67.8	97.0	114.2	348.3	400.1	455.6
18	Ar	15.8	27.6	40.7	59.8	75.0	91.0	124.3	143.5	422.4	478.7
19	K	4.3	31.6	45.7	60.9	82.7	100.0	117.6	154.9	175.8	503.4
20	Ca	6.1	11.9	50.9	67.1	84.4	108.8	127.7	147.2	188.5	211.3

Tabelle 3: 1. bis 10. Ionisierungsenergie der ersten 20 Elemente in eV. „OZ“ = Ordnungszahl. - Quelle: Baars & Christen, Allgemeine Chemie - Theorie & Praxis.

Die Werte in Tabelle 3 sind angegeben in der Einheit Elektronenvolt (eV). Dass Sie diese Einheit nicht kennen, spielt keine Rolle, denn es geht jetzt nur darum, verschiedene Ionisierungsenergien miteinander zu vergleichen⁷.

Vom Element H gibt es nur eine Ionisierungsenergie, da ein H-Atom nur ein Elektron besitzt. Vom Element He, dessen Atome zwei Elektronen besitzen, gibt es eine erste und eine zweite Ionisierungsenergie, vom Element Li auch eine dritte, undsoweiter. Elemente mit Ordnungszahlen über 10 besitzen dementsprechend mehr als 10 Ionisierungsenergien, aber in der Tabelle sind jeweils nur die ersten 10 dargestellt.

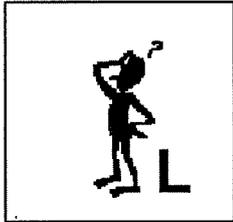
⁷ Wenn Sie es doch wissen möchten: Ein Elektronenvolt ist die Energie, die ein Elektron erhält, wenn man es mit einer Spannung von 1 Volt beschleunigt. Umrechnung in die Energieeinheit Joule:
 $1 \text{ eV} = 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.



Lernaufgabe 3.1

Betrachten Sie die Werte in Tabelle 3 für ein beliebiges Element: Warum nehmen sie von links nach rechts zu? - Anders gefragt: Warum benötigt jedes Elektron mehr Energie zur Abtrennung vom Atom als das vorherige?

Vergleichen Sie Ihre Lösung mit derjenigen im Anhang



Lernaufgabe 3.2

Die Ionisierungsenergie nimmt von Elektron zu Elektron (von links nach rechts in Tabelle 3) nicht gleichmässig zu. Häufig kommt es vor, dass sie von einem Elektron zum nächsten unverhältnismässig stark steigt. Betrachten Sie als Beispiel das Element Nr. 4 (Be): hier tritt ein solcher Energiesprung zwischen dem 2. und 3. Elektron auf: die Ionisierungsenergie steigt dabei auf das $8\frac{1}{2}$ -fache, während sie sich vom 1. zum 2. und vom 3. zum 4. Elektron nicht einmal verdoppelt. Suchen Sie nach solchen Fällen und markieren Sie sie in der Tabelle. Suchen Sie dann nach Regelmässigkeiten beim Auftreten dieser Energiesprünge - kommen sie etwa in bestimmten Abständen vor?

Vergleichen Sie Ihre Erkenntnisse mit der Lösung im Anhang (Tabelle A1 und darauffolgender Text), bevor Sie weiterlesen.

Aus der Lösung geht hervor, dass die Elektronen verschieden stark an den Kern gebunden sind. Man spricht von unterschiedlichen **Energieniveaus** der Elektronen. Je stärker ein Elektron an den Kern gebunden ist, umso tiefer ist nämlich seine Energie - es befindet sich also auf einem niedrigeren Energieniveau. Das wird verständlich, wenn man sich überlegt, dass man einem stärker gebundenen Elektron mehr Energie zuführen muss, um es vom Atom zu entfernen, als einem schwächer gebundenen. Das schwächer gebundene Elektron befindet sich auf einem höheren Niveau, besitzt also schon mehr Energie - und benötigt deshalb eine geringere zusätzliche Energiezufuhr von aussen, um sich loszureissen, d. h. um das Energieniveau eines vom Atom entfernten Elektrons zu erreichen.

Eine Analogie aus der Physik möge dies verdeutlichen. Vielleicht haben Sie im Physikunterricht gelernt, dass die Lageenergie eines Körpers (auch potentielle Energie genannt) zunimmt, wenn man ihn in die Höhe hebt. Fällt er auf die Erde zurück, so nimmt sein Energiegehalt wieder ab, er gibt nämlich Energie an die Umgebung ab, d. h. er verrichtet Arbeit (z. B. indem er ein Loch in den Fussboden schlägt). - Versucht man nun, einen Körper ganz von der Erde zu entfernen (hinaus in den Weltraum), so benötigt man hierzu umso weniger Energie, je weiter sich der Körper bereits von der Erde entfernt hat, d. h. je mehr Lageenergie er bereits besitzt. Ähnlich verhält es sich mit einem Elektron im Atom: je höher seine Energie, umso weniger Energie erfordert seine Entfernung aus dem Atom.

Was für die Erde gilt, könnte auch für das Atom gelten: Man kann sich vorstellen, dass die stark gebundenen Elektronen deshalb stark gebunden sind, weil sie sich näher am Kern befinden (je geringer der Abstand zwischen geladenen Körpern, umso stärker ist ja die Anziehungskraft zwischen ihnen). Die Elektronen auf tiefen Energieniveaus befinden sich

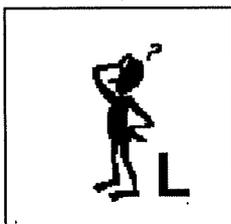
also nahe am Kern; je höher das Energieniveau, umso grösser der Abstand zum Kern. Wie sie in der letzten Lernaufgabe erkannt haben, nimmt die Energie sprunghaft zu - das selbe müsste also auch für den Abstand der Elektronen vom Kern gelten. Die Elektronen besitzen demnach nicht beliebigen Abstand vom Kern, sondern sind in sogenannten **Schalen** angeordnet. Eine Schale enthält Elektronen, die sich in derselben Entfernung vom Kern befinden. Die innerste Schale entspricht dem tiefsten Energieniveau, die äusserste dem höchsten.

Wie ebenfalls aus der letzten Lernaufgabe hervorgeht, **bietet jede Schale nur einer beschränkten Anzahl Elektronen Platz**. Erinnern Sie sich noch an die Anzahl der Elektronen auf den verschiedenen Energieniveaus? Schauen Sie andernfalls nochmals in der Lösung nach, bevor Sie weiterlesen.

Sie haben recht: die erste Schale (man nummeriert die Schalen von innen nach aussen) enthält maximal 2 Elektronen, die zweite höchstens 8. Die dritte scheint ebenfalls nur 8 Elektronen aufnehmen zu können - eine Vermutung, die wir später korrigieren werden müssen.

Ein Körper, den man in der Höhe festhält, wird auf die Erde fallen, wenn man ihn loslässt: er wechselt von einem Zustand hoher Lageenergie zu einem energieärmeren Zustand, wenn er die Möglichkeit dazu hat. Genauso „fällt“ ein Elektron von einer äusseren Schale auf eine weiter innen liegende, sofern diese Schale nicht schon die maximal zulässige Anzahl Elektronen enthält. Mit andern Worten: die **Elektronen streben möglichst tiefe Energieniveaus an**.

Mit dem, was Sie bisher gelernt haben, können Sie nun die Verteilung der Elektronen auf die verschiedenen Schalen ableiten, die sogenannte Elektronenanordnung oder „**Elektronenkonfiguration**“ eines Atoms.



Lernaufgabe 3.3

Bestimmen Sie für die Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 20 die Anzahl der Elektronen auf den einzelnen Schalen und tragen Sie die Ergebnisse in die folgende Tabelle ein.

OZ	Element	1. Schale	2. Schale	3. Schale	4. Schale
1	H				
2	He				
3	Li				
4	Be				
5	B				
6	C				
7	N				
8	O				
9	F				
10	Ne				

11	Na				
12	Mg				
13	Al				
14	Si				
15	P				
16	S				
17	Cl				
18	Ar				
19	K				
20	Ca				

Vergleichen Sie nun Ihre Ergebnisse mit der Lösung im Anhang (Tabelle A2).

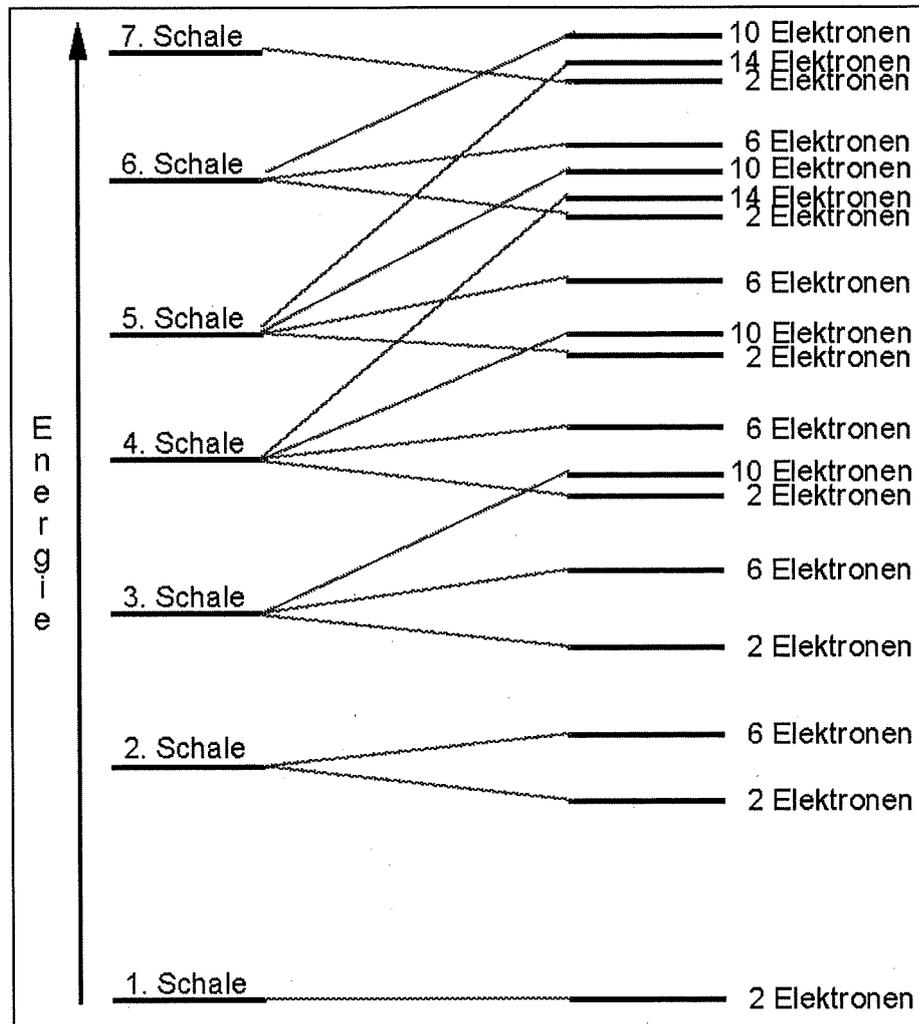
Tabelle A2 enthält ausser den von Ihnen bearbeiteten Elementen noch weitere - bis zum Element mit der Ordnungszahl 88. Allerdings sind etliche Elemente weggelassen, wodurch Lücken in der Abfolge der Elemente entstehen; sie sind mit dicken waagrechten Linien bezeichnet. Ohne diese Lücken wäre die Tabelle sehr lang, und um die Elektronenkonfiguration der weggelassenen Elemente brauchen Sie sich jetzt noch nicht zu kümmern.

Die erste Lücke umfasst die Elemente mit den Ordnungszahlen 21 bis 30. Das darauffolgende Element Nr. 31 (Ga) besitzt 11 Elektronen mehr als das Element Nr. 20 (Ca). Von diesen zusätzlichen 11 Elektronen befindet sich eines auf der äussersten, die übrigen 10 aber auf der zweitäussersten Schale. Die neu hinzukommenden Elektronen werden offenbar nicht in die äusserste, sondern in die zweitäusserste Schale eingefüllt, deren Inhalt so nach und nach von 8 auf 18 Elektronen zunimmt. - Anscheinend kann die dritte Schale mehr als 8 Elektronen aufnehmen. Wenn dem so ist - werden Sie sich fragen - wieso enthalten dann die Elemente ab Nr. 19 Elektronen auf der 4. Schale, wo doch noch freie Plätze in der dritten Schale existieren?

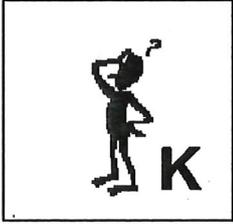
Ähnlich verhält es sich bei den beiden anderen Lücken (Elemente Nrn. 39 bis 48 und 57 bis 80). In beiden Fällen wird die zweitäusserste Schale von 8 auf 18 Elektronen erweitert. Bei den Elementen Nrn. 57 bis 80 nimmt zusätzlich der Umfang der drittäussersten Schale von 18 auf 32 Elektronen zu. Wieder stellt sich die Frage, warum äussere Schalen Elektronen enthalten, ohne dass das Fassungsvermögen der inneren Schalen voll ausgeschöpft ist.

Der Grund für dieses scheinbar regelwidrige Verhalten der Elektronen liegt darin, dass auch innerhalb von Schalen Unterschiede im Energieniveau der Elektronen existieren. Manche Schalen sind nämlich unterteilt in verschiedene Niveaus mit leicht unterschiedlicher Energie, man könnte sie „Unterschalen“ nennen. Die dritte Schale fasst tatsächlich bis zu 18 Elektronen, aber 10 davon befinden sich auf einem Niveau, das höher liegt als das tiefste Niveau der vierten Schale, welches 2 Elektronen Platz bietet. Deshalb werden zuerst die beiden energetisch tiefen Plätze auf der vierten Schale besetzt, bevor die 10 höheren Plätze auf der dritten Schale an der Reihe sind. Die dritte und vierte Schale überlappen sich also hinsichtlich ihrer Energie. Entsprechende Überlappungen sind verantwortlich für die scheinbaren Unregelmässigkeiten bei den anderen beiden Lücken in Ta-

belle A2. Eine Übersicht über die Aufspaltung der Schalen in verschiedene Energieniveaus und die maximale Anzahl von Elektronen in diesen Niveaus gibt die folgende Darstellung.



Wie soll man das verstehen? Wie ist es möglich, dass gewisse Elektronen der vierten Schale eine tiefere Energie besitzen als andere, die zur dritten Schale gehören, obwohl sie weiter vom Kern entfernt sind? Unser Schalenmodell stösst hier an seine Grenzen. „Unterschalen“ lassen sich mit ihm nicht erklären. Elektronenenergie hat eben nicht nur mit dem Abstand zum Kern zu tun. Die Analogie zum Körper, der von der Erde weggehoben wird, ist nicht ganz korrekt. Das braucht Sie nicht weiter zu kümmern, denn das Atommodell, das Sie im nächsten Kapitel kennenlernen werden, vernachlässigt die Energieunterschiede zwischen Elektronen derselben Schale (wie gesagt: das beste Modell ist nicht das genaueste, sondern das für den jeweiligen Verwendungszweck ausreichend genaue, aber nicht unnötig komplizierte). Nur noch einmal werden wir auf die „Unterschalen“ zu sprechen kommen, nämlich bei der Behandlung des Periodensystems. - Falls Ihnen aber doch lieber wäre, Sie könnten sich unter einer „Unterschale“ etwas vorstellen: Lesen Sie das Additum!



Kontrollaufgaben 3.2

- 1.) Ein Atom des Elementes Helium besitzt 2 Elektronen. Ist die Ionisierungsenergie für beide Elektronen dieselbe? Begründen Sie Ihre Antwort. ✓
- 2.) Das Element Kohlenstoff hat die Ordnungszahl 6.
 - a) Wieviele Elektronen besitzt ein Kohlenstoffatom?
 - b) Wieviele dieser Elektronen befinden sich auf der ersten, wieviele auf der zweiten Schale?
 - c) Welche Elektronen besitzen mehr Energie (befinden sich auf dem höheren Energieniveau): die der ersten oder die der zweiten Schale? ✓
 - d) Für welche Elektronen ist die Ionisierungsenergie höher: für diejenigen der ersten oder der zweiten Schale?
- 3.) Geben Sie die Verteilung der Elektronen auf die Schalen an für
 - a) ein Fluoratom (Ordnungszahl: 9). ✓
 - b) ein Magnesiumatom (Ordnungszahl: 12).
 - c) ein Schwefelatom (Ordnungszahl: 16).
- 4.) Wieviele Elektronen fasst die dritte Schale höchstens
 - a) solange sie die äußerste Schale darstellt?
 - b) wenn die vierte Schale schon mindestens 2 Elektronen enthält? ✓

4 Das Kugelwolkenmodell

In diesem Kapitel ...

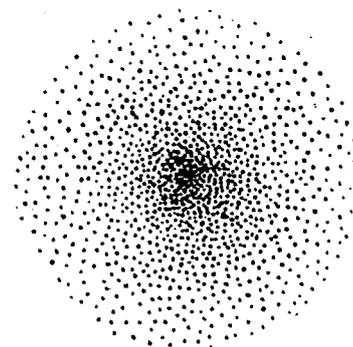
- ... erfahren Sie, dass sich die Elektronen im Atom innerhalb von Elektronenwolken bewegen.
- ... lernen Sie das Atommodell kennen, welches Ihnen in Zukunft zur Beschreibung von Atomen dienen wird: das sogenannte Kugelwolkenmodell oder Kimballmodell.

Vielleicht haben Sie schon Darstellungen von Atomen gesehen, in denen die Elektronen um den Kern kreisen wie Planeten um die Sonne. Dieses „Planetenmodell“ ist zwar recht anschaulich, aber für uns ungeeignet. Es kann viele an der Mittelschule behandelte Sachverhalte nicht erklären. Insbesondere versagt es bei der Beschreibung von Bindungen zwischen Atomen in Molekülen.

Elektronen sind keine Planeten. Sie kreisen nicht um den Kern. Sie bewegen sich überhaupt nicht auf bestimmten Bahnen. Ihre Bewegung kann nicht vorausgesagt werden wie die eines Planeten oder einer Geschosskugel. Nicht, weil die Wissenschaftler das bisher noch nicht geschafft haben, sondern weil es grundsätzlich unmöglich ist. Das mag unverständlich klingen; die Lektüre des Additums wird es Ihnen verständlicher machen.

Zwar lässt sich die Bewegung eines Elektrons nicht voraussagen, wohl aber die Wahrscheinlichkeit, mit der es an einem bestimmten Punkt angetroffen werden kann. Für jeden Punkt im Raum kann die Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons berechnet werden. Daraus ergibt sich der Raum, in welchem sich das Elektron aufhalten kann. Man nennt diesen Raum eine **Elektronenwolke** oder ein Orbital.

Wie kann man eine solche Elektronenwolke darstellen? Stellen Sie sich vor, man könnte das Elektron im Atom fotografieren. Man würde viele Momentaufnahmen machen; auf jeder wäre das Elektron an einem anderen Ort zu sehen - als kleiner schwarzer Punkt auf einem durchsichtigen Film. Legt man nun all diese Filme übereinander, so erkennt man eine Wolke von Punkten (vgl. nebenstehende Abbildung). Dort, wo die Punkte dichter liegen, befindet sich das Elektron häufiger; wo sie weiter voneinander entfernt liegen, ist das Elektron seltener anzutreffen. Elektronenwolken besitzen also dichtere und weniger dichte Stellen. Nach aussen nimmt ihre Dichte ab; sie besitzen keine scharfe Begrenzung.



Wir benötigen ein Atommodell, welches berücksichtigt, dass Elektronen sich nicht auf Bahnen, sondern in Wolken bewegen, denn nur ein solches Modell kann den Aufbau von Molekülen aus Atomen erklären. Wir brauchen andererseits kein genaues Modell, mit dem sich Berechnungen durchführen lassen (etwa von Länge oder Stärke von Bindungen), wie dies mit dem sogenannten wellenmechanischen Atommodell möglich ist, welches von Wissenschaftlern verwendet wird. Dieses Modell ist für uns nicht nur unnötig genau, son-

dern auch unnötig kompliziert - aber es gibt davon zum Glück eine Vereinfachung: das Kugelwolkenmodell (nach seinem Erfinder auch Kimballmodell genannt), welches sich für unsere Zwecke gut eignet.

Das Kugelwolkenmodell vernachlässigt die Energieunterschiede zwischen Elektronen derselben Schale, also die Unterteilung der Schalen in verschiedene Energieniveaus („Unterschalen“, vgl. Kapitel 3). Diese Vereinfachung wirkt sich zum Glück bei den meisten Problemstellungen, für die an der Mittelschule ein Atommodell benötigt wird, nicht oder nur geringfügig aus⁸. Gelegentlich werden Sie zwar erleben, dass das Kugelwolkenmodell versagt. Dafür ist es ein sehr einfaches Modell, und dieser Vorteil macht seine Beschränktheit wett.

Das Kugelwolkenmodell lässt sich durch folgende Regeln beschreiben:

- 1.) Die Elektronenwolken sind kugelförmig** (sie werden deshalb als Kugelwolken bezeichnet).
- 2.) Eine Wolke kann höchstens 2 Elektronen enthalten** (diese Regel heisst Pauli-Prinzip; sie gilt für alle Wolkenmodelle).
- 3.) Die erste Schale besteht aus einer Wolke, in deren Zentrum sich der Kern befindet.**
- 4.) Die äusserste Schale besteht aus höchstens 4 Wolken** (somit kann sie höchstens 8 Elektronen enthalten).
- 5.) Doppelt besetzte Wolken kommen nur vor, wenn die übrigen Wolken der Schale mindestens einfach besetzt sind.** Für alle Schalen ausser der ersten bedeutet das, dass Wolken nur doppelt besetzt sein können, wenn die Schale mindestens 4 Wolken enthält.
- 6.) Die Wolken stossen sich gegenseitig ab** und ordnen sich deshalb innerhalb der Schale so an, dass sie möglichst grossen Abstand voneinander haben.

Mit diesen sechs Regeln können Sie für alle Atome ableiten, wie sie im Kugelwolkenmodell darzustellen sind. Dies wird im folgenden vorgeführt für die Atome mit den Ordnungszahlen 1 bis 11. Hierzu werden die Elektronenkonfigurationen dieser Atome benötigt. Sie finden sie in Tabelle A2 (in der Lösung zu Aufgabe 3.3 im Anhang). Halten Sie diese Tabelle bereit, wenn Sie den folgenden Text durcharbeiten. Aus ihr geht hervor, wie die

⁸ „Unterschalen“ sind von Bedeutung für:

- die Chemie der Übergangsmetalle, das sind die Elemente, die in Tabelle A2 im Anhang (Lösung zu Aufgabe 3.3) fehlen. Über die Lücken in dieser Tabelle haben Sie im letzten Kapitel gelesen; es handelt sich um Elemente, bei denen die zweit- oder drittäusserste Schale mit zusätzlichen Elektronen aufgefüllt wird. Eine wichtige Rolle spielen die Unterschalen aber nur bei den sogenannten Komplexverbindungen dieser Elemente (und der Erklärung, warum diese meist farbig sind) - im Mittelschulunterricht werden diese Verbindungen aber normalerweise nur am Rande behandelt.
- Doppelbindungen zwischen Atomen. Diese sind zwar für den Molekülbau wichtig. Ihre vereinfachte Beschreibung durch das Kugelwolkenmodell ist aber ausreichend genau, solange es sich nicht um sogenannte delokalisierte Bindungen handelt, das sind Bindungen, die sich über mehr als zwei Atome erstrecken (auch die sind in farbigen Verbindungen häufig) - bei ihnen versagt das Kugelwolkenmodell völlig.

Elektronen auf die verschiedenen Schalen verteilt sind; jetzt geht es noch darum, wie sich innerhalb einer Schale die Elektronen auf die Wolken verteilen. - Malen Sie in den folgenden Abbildungen die Elektronenwolken mit verschiedenen Farben aus, je nachdem, wieviele Elektronen sie enthalten (beispielsweise einfach besetzte Wolken hellblau, doppelt besetzte dunkelblau). Die Abkürzung OZ bedeutet Ordnungszahl.

Wasserstoff (OZ = 1): Das H-Atom besitzt ein einziges Elektron. Es bewegt sich in einer Kugelwolke, in deren Zentrum sich der Kern befindet (Regel 3).

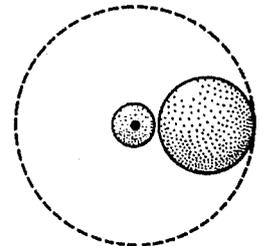


Helium (OZ = 2): Das He-Atom besitzt zwei Elektronen, die sich in der gleichen Wolke bewegen. Diese Wolke bildet die innerste Elektronenschale, die nun voll besetzt ist (Regeln 2, 3).



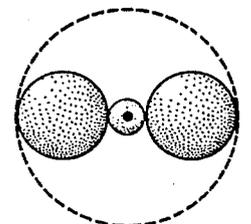
Mit steigender Ordnungszahl wird diese Wolke immer kleiner, da der stärker geladene Kern die Elektronen näher zu sich heranzieht. - Dieses Schrumpfen der Wolkengrösse mit steigender Ordnungszahl tritt nicht nur bei der ersten, sondern auch bei allen weiteren Schalen auf.

Lithium (OZ = 3): Das dritte Elektron des Li-Atoms bewegt sich in einer weiter aussen gelegenen Wolke, die zur zweiten Schale gehört.

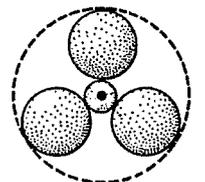


Die Wolken der zweiten und höherer Schalen befinden sich in ständiger Bewegung um den Atomrumpf (unter **Atomrumpf** versteht man das Atom ohne die Elektronen der äussersten Schale, die sogenannten **Aussenelektronen**). Aus diesem Grund wirken die Atome nach aussen wie Kugeln, was durch die gestrichelten Linien in den Abbildungen angedeutet ist.

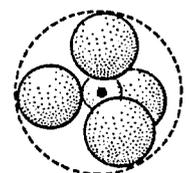
Beryllium (OZ = 4): Im Be-Atom bewegen sich die beiden Elektronen der zweiten Schale in zwei Wolken (nicht in einer einzigen: Regel 5). Da sich diese gegenseitig abstossen (Regel 6), liegen sie einander gegenüber; die äusseren Elektronenwolken und der Atomrumpf liegen also auf einer Geraden, d. h. sie sind **linear** angeordnet.

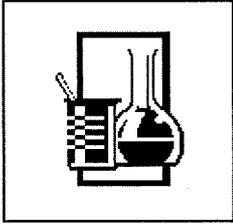


Bor (OZ = 5): Die zweite Schale des B-Atoms enthält drei einfach besetzte Wolken (Regel 5), die wegen der gegenseitigen Abstossung (Regel 6) ein gleichseitiges Dreieck (mit dem Atomrumpf im Zentrum) bilden: man nennt das **trigonale** Anordnung.



Kohlenstoff (OZ = 6): Das C-Atom enthält vier einfach besetzte Wolken in der zweiten Schale. Auf Grund der Abstossung (Regel 6) sind die Abstände zwischen ihnen gleich gross. Sie sind somit **tetraedrisch** angeordnet, d. h. sie liegen an den Ecken eines gedachten Tetraeders, in dessen Zentrum sich der Atomrumpf befindet.





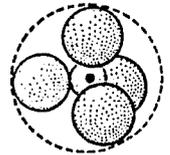
Experiment 2

Bauen Sie mit dem bereitgestellten Material einen Tetraeder; das ist ein Körper, der von vier gleichseitigen Dreiecken begrenzt wird.⁹ Wieviele Kanten besitzt er? Wieviele Ecken?

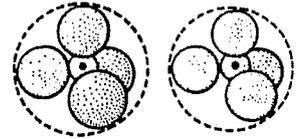
Vergleichen Sie Ihren Tetraeder mit der Darstellung des C-Atoms im Kugelwolkenmodell. Vergewissern Sie sich, dass bei einer tetraedrischen Anordnung die Abstände zwischen den vier Kugelwolken alle gleich sind.

Bei den bisher betrachteten Elementen mit zwei Schalen führt jedes zusätzliche Elektron zu einer zusätzlichen Wolke; doppelt besetzte Wolken kommen in der äusseren Schale bisher keine vor (Regel 5). Das wird nun anders:

Stickstoff (OZ = 7): Da die äusserste Schale höchstens vier Elektronenwolken enthalten kann (Regel 4), ist im N-Atom, das fünf AussenElektronen besitzt, eine der vier äusseren Wolken doppelt besetzt (Regel 5). Die vier Wolken sind wiederum tetraedrisch angeordnet (Regel 6).



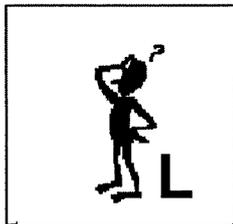
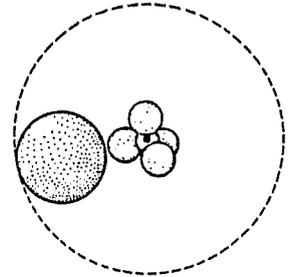
Sauerstoff (OZ = 8) und **Fluor** (OZ = 9): Von den vier tetraedrisch angeordneten Wolken der zweiten Schale sind im O-Atom zwei, im F-Atom drei doppelt besetzt.



Neon (OZ = 10): Mit vier doppelt besetzten Wolken ist die äusserste Schale des Ne-Atoms gefüllt.



Natrium (OZ = 11): Da das elfte Elektron des Na-Atoms in der zweiten Schale keinen Platz mehr findet, bewegt es sich in einer noch weiter aussen gelegenen Wolke, die zur dritten Schale gehört. - Die Elektronenanordnung ähnelt derjenigen des Lithiums (OZ = 3, siehe oben); der Unterschied besteht darin, dass der Atomrumpf nicht nur eine, sondern bereits zwei Schalen enthält.



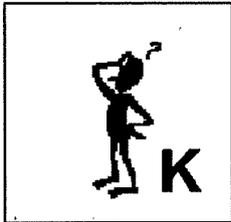
Lernaufgabe 4.1

Skizzieren Sie die Atome der Elemente mit Ordnungszahl von 11 bis 18, wie sie im Kugelwolkenmodell dargestellt werden.

Vergleichen Sie Ihre Lösung mit derjenigen im Anhang.

⁹ Der Tetraeder ist der kleinste der fünf sogenannten platonischen Körper; das sind Körper, die von lauter gleichen gleichseitigen Vielecken begrenzt werden. Die platonischen Körper sind: Der Tetraeder (begrenzt von 4 gleichseitigen Dreiecken), der Würfel (begrenzt von 6 Quadraten), der Oktaeder (begrenzt von 8 gleichseitigen Dreiecken), der Dodekaeder (begrenzt von 12 gleichseitigen Fünfecken) und der Ikosaeder (begrenzt von 20 gleichseitigen Dreiecken).

Für die Elemente mit Ordnungszahl 11 bis 18 (Auffüllen der dritten Schale bis auf acht Elektronen) wiederholt sich also alles analog zu den Elementen mit Ordnungszahl 3 bis 10 (Auffüllen der zweiten Schale). Bei $OZ = 19$ wird dann die vierte Schale begonnen. Bei $OZ = 20$ besitzt sie zwei einfach besetzte Elektronenwolken, und dabei bleibt es bis zu $OZ = 30$, da bei den Ordnungszahlen 21 bis 30 (= erste Lücke in Tabelle A2) die neu dazukommenden Elektronen nicht in die äusserste (= vierte), sondern in die zweitäusserste (= dritte) Schale eingefüllt werden. Diese erhält so zusätzliche Elektronenwolken, und zwar maximal fünf - bei $OZ = 30$ sind sie alle doppelt besetzt, sodass die dritte Schale von nun an insgesamt 9 doppelt besetzte Elektronenwolken enthält. Regel 4, welche die Anzahl der Elektronenwolken pro Schale auf vier beschränkt, gilt ja nur für die äusserste Schale, und inzwischen ist die dritte Schale nicht mehr die äusserste, sondern die zweitäusserste. Bei $OZ = 31$ wird dann das Auffüllen der vierten Schale fortgesetzt, bis sie bei $OZ = 36$ vier doppelt besetzte Wolken besitzt. - Wie es weiter geht, sollten Sie nun mit Hilfe von Tabelle A2 selber herausfinden können.



Kontrollaufgaben 4.1

- 1.) Was versteht man unter einer Elektronenwolke? Was bedeutet ihre Dichte?
- 2.) Was ist ein Atomrumpf?
- 3.) Wieviele einfach besetzte und wieviele doppelt besetzte Elektronenwolken enthalten die Atome der Elemente O, Mg, K, Br, Kr, In, Pb, Bi in ihrer äussersten Schale? Wie sind diese Wolken geometrisch angeordnet? - Die Elektronenkonfiguration der Elemente können Sie Tabelle A2 entnehmen.

5 Elektronenkonfiguration und Periodensystem

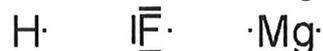
In diesem Kapitel ...

- ... lernen Sie die Elektronenschreibweise für Atome kennen (welche die Grundlage für die Strukturformeln von Molekülen bildet).
- ... erfahren Sie, welcher Zusammenhang besteht zwischen dem Aufbau der Atome und ihrer Stellung im Periodensystem.

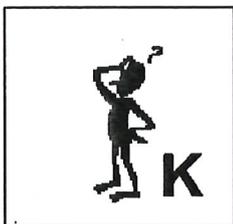
Die Elektronenschreibweise

Die bildhafte Darstellung von Atomen im Kugelwolkenmodell ist zwar anschaulich, aber häufig zu umständlich. Wollte man zur Darstellung grösserer Moleküle jedes einzelne Atom mit allen seinen Kugelwolken räumlich abbilden, so würde dies ziemlich viel Zeichenaufwand erfordern. Man verwendet darum eine vereinfachte Darstellungsform, die Elektronenschreibweise.

Wie schon im letzten Kapitel erwähnt wurde, besteht ein Atom aus einem Atomrumpf und den Elektronen der äussersten Schale, den Aussenelektronen. An der Bildung chemischer Bindungen zwischen Atomen beteiligen sich nur die Aussenelektronen. Deshalb beschränkt man sich bei der Elektronenschreibweise auf deren Darstellung. Der **Atomrumpf** wird durch das **Symbol** des betreffenden Elementes dargestellt; um ihn herum schreibt man die **Aussenelektronen** als Punkte und Striche. Dabei symbolisiert ein **Punkt** eine einfach besetzte Kugelwolke, ein **Strich** eine doppelt besetzte. Somit werden beispielsweise Atome der Elemente Wasserstoff, Fluor und Magnesium wie folgt dargestellt:

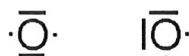


Vergleichen Sie diese Schreibweise mit den Kugelwolken-Darstellungen der betreffenden Elemente im letzten Kapitel.



Kontrollaufgaben 5.1

- 1.) Stellen Sie die Atome der folgenden Elemente mit der Elektronenschreibweise dar: C, N, O, P, S, Cl, Br. Die Elektronenkonfiguration dieser Elemente können Sie Tabelle A2 entnehmen. ✓
- 2.) Möglicherweise waren Sie bei Aufgabe 1 unsicher, wie Sie die Punkte und Striche anordnen sollen. Bei Sauerstoff beispielsweise kommen verschiedene Darstellungen in Frage: ✓



Spielt es eine Rolle, welche Darstellung man wählt? ✓

→ siehe Modell Thebaeder!

Das Periodensystem

Im 19. Jahrhundert wurde eine grosse Zahl von Elementen entdeckt. 1869 gelang es zwei Chemikern, Ordnung in die Vielfalt zu bringen. Dimitrij Mendelejew und Lothar Meyer entwickelten unabhängig voneinander das sogenannte Periodensystem der Elemente. Sie ordneten die Elemente nach steigender Atommasse. Indem Sie die Reihenfolge an bestimmten Stellen unterbrachen, um eine neue Zeile zu beginnen, erhielten sie eine Tabelle, in welcher häufig Elemente mit ähnlichen Eigenschaften in derselben Spalte untereinander stehen¹⁰. Beispiele solcher Gruppen einander ähnelnder Elemente (z. B. Alkalimetalle, Erdalkalimetalle, Halogene, Edelgase) haben Sie entweder im Chemieunterricht bereits behandelt oder werden es noch tun.

Jetzt geht es aber um einen anderen Aspekt des Periodensystems. Es ordnet die Elemente nämlich nicht nur bezüglich ihrer Eigenschaften, sondern bildet auch ein Schema, aus welchem ihre Elektronenkonfiguration abgelesen werden kann. Dies zeigt, dass die chemischen Eigenschaften eines Atoms durch seine Elektronenanordnung bestimmt werden; diese entscheidet nämlich über die Bindung zu anderen Atomen. Als das Periodensystem entdeckt wurde, konnte man seine Gesetzmässigkeiten nicht erklären. Dies wurde erst möglich, als der Aufbau der Atome und die Struktur der Elektronenhülle aufgeklärt waren.

1 H																	2 He																
3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne										
11 Na	12 Mg																	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar										
19 K	20 Ca																	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr																	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113	114	115	116	117	118		

f-Uberschale wurde aus Platzgründen beim normalen PS herausgeschnitten!

Tabelle 4: Periodensystem der Elemente.

Die waagrechten Zeilen im Periodensystem nennt man **Perioden**. Nummerieren Sie in Tabelle 4 die sieben Perioden von oben nach unten.

Die senkrechten Spalten im Periodensystem nennt man Gruppen. Die zwei ersten und die sechs letzten Spalten bilden die sog. **Hauptgruppen**. Nummerieren Sie in Tabelle 4 die acht Hauptgruppen von links nach rechts mit römischen Zahlen (es ist üblich, für die Hauptgruppennummern römische Zahlen zu verwenden).

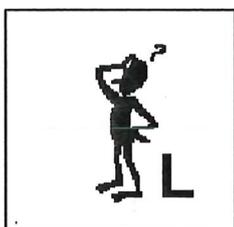
Wie Sie sehen, enthalten die ersten drei Perioden nur Hauptgruppenelemente. Ab der vierten Periode gibt es zusätzlich sog. **Nebengruppen** - das sind die Gruppen, in denen sich zuoberst die Elemente mit den Nummern 21 bis 30 befinden. Die Nebengruppenele-

¹⁰ Um ähnliche Elemente untereinander platzieren zu können, mussten gelegentlich Lücken in der Tabelle gelassen werden. Es handelte sich um damals noch nicht entdeckte Elemente, die später gefunden wurden. Ihre Eigenschaften konnten aufgrund ihrer Stellung im Periodensystem zum Teil recht genau vorausgesagt werden.

mente bezeichnet man auch als äussere Übergangsmetalle. Heute werden normalerweise die Haupt- und Nebengruppen gemeinsam von 1 bis 18 durchnummeriert (mit arabischen Zahlen). Die Hauptgruppen tragen dann die Nummern 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18. Die ältere Zählweise, bei welcher die Hauptgruppen allein nummeriert werden (von I bis VIII) hat aber Vorteile, wenn es um die Bestimmung der Elektronenanzahl geht - wie Sie noch sehen werden (in Lernaufgabe 5.1.c und Kontrollaufgabe 5.2.2).

In den letzten beiden Perioden kommen zusätzlich zu den Haupt- und Nebengruppenelementen noch weitere Elemente dazu: Die **Lanthanide** (Nummern 57 bis 70) und die **Actinide** (Nummern 89 bis 102). Lanthanide und Actinide werden zusammen auch innere Übergangsmetalle genannt.

Malen Sie in Tabelle 4 mit verschiedenen Farben die Hauptgruppenelemente, die äusseren Übergangsmetalle und die inneren Übergangsmetalle aus.

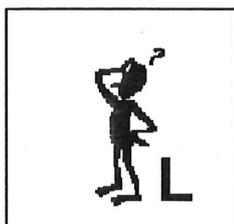


Lernaufgabe 5.1

Betrachten Sie das Periodensystem (Tabelle 4).

- Die Elemente sind fortlaufend nummeriert. Was bedeutet die Elementnummer?
- Welche Gemeinsamkeit im Aufbau ihrer Atome besitzen die Elemente einer Periode?
- Welche Gemeinsamkeit im Aufbau ihrer Atome besitzen die Elemente einer Hauptgruppe?

Vergleichen Sie Ihre Lösung mit derjenigen im Anhang.



Lernaufgabe 5.2

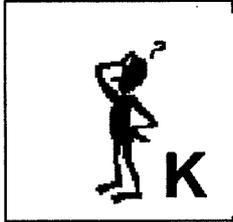
Vergleichen Sie nun Tabelle 4 (Periodensystem) mit Tabelle A2 (Elektronenkonfiguration, im Anhang). Wie entwickelt sich die Elektronenkonfiguration der Elemente innerhalb einer Periode

- bei den Hauptgruppenelementen?
- bei den äusseren Übergangsmetallen?
- bei den inneren Übergangsmetallen?

Studieren Sie nun die Lösungen zu dieser Aufgabe im Anhang.

Bisher benötigten Sie Tabelle A2, um die Elektronenkonfiguration eines Elementes nachzuschlagen, und die Darstellung auf Seite 21, um diese zu verstehen. Wenn Sie den Zusammenhang zwischen Elektronenkonfiguration und Periodensystem verstanden haben, kommen Sie in Zukunft ohne diese Darstellungen aus, da Sie alle darin enthaltenen Informationen aus dem Periodensystem ablesen können. Und ein Periodensystem hat man

normalerweise immer zur Hand, wenn man sich mit Chemie beschäftigt. Ihre Lehrperson wird Ihnen eines aushändigen, das ausser Ordnungszahlen und dem Elementsymbolen noch weitere Informationen wie beispielsweise Elementnamen und Atommassen enthält.



Kontrollaufgaben 5.2

Lösen Sie die folgenden Aufgaben mit Hilfe Ihres Periodensystems (ohne andere Hilfsmittel!):

- 1.) Wie kann man im Periodensystem die Gesamtzahl der Elektronen im Atom eines bestimmten Elementes ablesen?
- 2.) Wie kann man im Periodensystem die Anzahl der Aussenelektronen eines Hauptgruppenelementes ablesen?
- 3.) In welche Schale werden Elektronen eingefüllt bei den Elementen mit den Ordnungszahlen
 - a) 11 bis 18 ?
 - b) 21 bis 30 ?
 - c) 49 bis 54 ?
 - d) 71 bis 80 ?
 - e) 89 bis 102 ?
- 4.) Bestimmen Sie die Elektronenkonfiguration (die Verteilung der Elektronen auf die verschiedenen Schalen) für die folgenden Elemente:
 - a) Li (OZ = 3)
 - b) N (OZ = 7)
 - c) Al (OZ = 13)
 - d) Ca (OZ = 20)
 - e) Fe (OZ = 26)
 - f) Br (OZ = 35)
 - g) Sn (OZ = 50)
 - h) Hg (OZ = 80)

Additum

⑥ Elektronen als Wellen

In diesem Kapitel ...

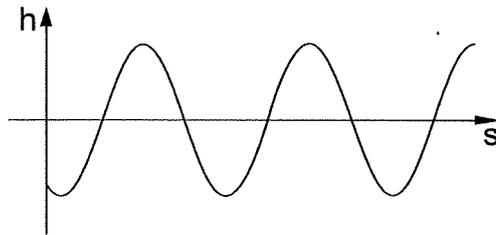
- ... erfahren Sie, was Wellen sind, und lernen eine ihrer typischen Eigenschaften kennen.
- ... begegnet Ihnen das Elektron als etwas, das sich deutlich von dem unterscheidet, was man landläufig unter einem Teilchen versteht.

Aus dem Fundamentum haben Sie ein einfaches und doch leistungsfähiges Atommodell mitgenommen - aber auch einige unbeantwortete Fragen:

- 1.) Warum können sich die Elektronen im Atom nur auf bestimmten Energieniveaus (auch als Schalen und „Unterschalen“ bezeichnet) befinden - warum kann ihre Energie nicht beliebige Werte annehmen?
- 2.) Warum bietet jede Schale bzw. jedes Energieniveau nur einer beschränkten Anzahl Elektronen Platz?
- 3.) Wie soll man sich die Unterteilung der Schalen in „Unterschalen“ vorstellen?
- 4.) Warum bewegen sich Elektronen in nicht bestimmbarer Weise in „Wolken“ - warum kreisen sie nicht auf Bahnen um den Kern?

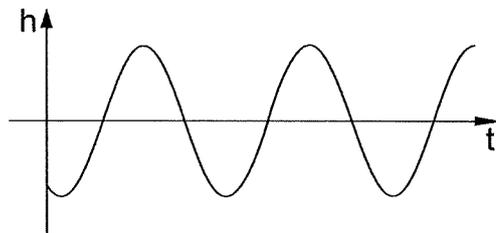
Das Additum soll Ihnen diese Fragen beantworten - soweit das im gegebenen Rahmen möglich ist. Dazu müssen Sie sich zunächst mit einem Gegenstand befassen, von dem Sie vermutlich nicht erwarten, dass er mit dem Bau der Atome zu tun hat: mit dem Begriff der Welle.

Eine **Welle** ist eine zeitliche und örtliche periodische Änderung einer physikalischen Größe. Dies wird im folgenden erläutert am Beispiel der Wasserwelle in einem See. Ein Querschnitt durch die Wasseroberfläche ergibt folgendes Bild:



Die periodisch sich ändernde Grösse h ist der Wasserstand (die Höhe der Wasseroberfläche). Die auf der waagrechten Achse aufgetragene Grösse s ist der Weg im physikalischen Sinn, z. B. der Abstand vom Ufer; hier wird also die *örtliche* periodische Änderung des Wasserstandes dargestellt.

Es gibt aber auch eine *zeitliche* Änderung des Wasserstandes bei der Wasserwelle. Stellen Sie sich vor, Sie lesen an einem Pfosten im See laufend den Wasserstand ab und tragen ihn in ein Achsenkreuz ein; auf der waagrechten Achse wird nun die Zeit t aufgetragen. Sie erhalten folgende Darstellung:



Ein anderes Beispiel für eine Welle ist die Schallwelle. Die sich periodisch ändernde physikalische Grösse ist hier der Luftdruck. Damit die obigen beiden Darstellungen statt einer Wasserwelle eine Schallwelle beschreiben, brauchen Sie nur h durch p (das in der Physik übliche Zeichen für den Druck) zu ersetzen.

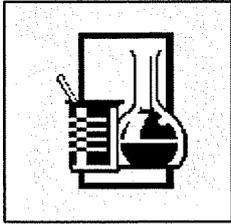
Wasserwelle und Schallwelle sind Beispiele mechanischer Wellen. Es gibt auch elektromagnetische Wellen; zu ihnen gehören beispielsweise Radiowellen, Licht und Röntgenstrahlung. Bei ihnen gibt es zwei sich periodisch ändernde Grössen: die elektrische Feldstärke und die magnetische Feldstärke. Diese geben an, wie stark die Kraft ist, die am betreffenden Ort auf eine elektrische Ladung bzw. auf einen Magnetpol wirkt¹¹. So werden beispielsweise die Elektronen in einer Antenne durch das sich periodisch ändernde elektrische Feld der Radiowellen in Bewegung versetzt.

Eine für alle Wellen typische Eigenschaft ist die sogenannte **Beugung**. Dieses Phänomen werden Sie im folgenden Experiment kennenlernen.

Wenn Sie eine Wand beleuchten, und zwischen die Lichtquelle und die Wand ein Stück Karton oder Blech halten, aus dem Sie eine Figur ausgeschnitten haben, so werden Sie auf der Wand eine Lichtfigur sehen, welche der ausgeschnittenen Form entspricht. Dies ent-

¹¹ Das elektrische und das magnetische Feld mögen Ihnen fremd vorkommen. Vielleicht werden Sie leichter begreifbar durch den Vergleich mit einem Ihnen vermutlich besser bekannten Feld, dem Schwerfeld oder Gravitationsfeld der Erde. Hier geht es um eine andere Kraft (die Schwerkraft hat nichts mit der Anziehung zwischen elektrischen Ladungen oder Magneten zu tun); aber der Feldbegriff ist derselbe: die Feldstärke gibt in diesem Fall an, wie stark die Gewichtskraft ist, die am betreffenden Ort auf einen Körper mit einer bestimmten Masse wirkt.

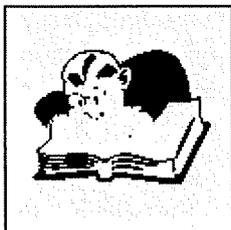
spricht jedenfalls der normalen Alltagserfahrung. Gilt dies auch, wenn es sich bei der ausgeschnittenen Figur um zwei sehr feine, nahe beieinander liegende Spalte handelt?



Experiment 3

Richten Sie den Laserstrahl auf den Doppelspalt und beobachten Sie das Lichtmuster auf einer dahinterliegenden weissen Fläche.

Was Sie beobachtet haben, nennt man ein Beugungsmuster. Wie es zustande kommt, erfahren Sie durch die folgende Lektüre.

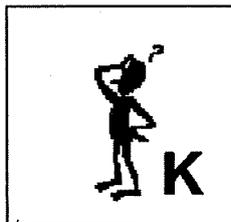


Lektüre

Sie erhalten eine Kopie aus dem Buch „Elemente Chemie II“ (Klett-Verlag). Lesen Sie den Text von Seite 52 rechte Spalte siebte Zeile („Wirft man einen Stein ...“) bis Seite 53 linke Spalte neuntunterste Zeile („...entlang des Schirms auf, so erhält man >B3b.“), sowie die zugehörigen Abbildungen.

Im Text kommt der Begriff „Amplitude“ vor. Unter der Amplitude einer Welle versteht man den Maximalwert der sich periodisch verändernden Grösse. Anders gesagt: die Amplitude ist die Höhe eines Wellenberges.

Die Tatsache, dass beim Doppelspaltexperiment mit Licht Beugung auftritt, beweist die Wellennatur des Lichtes.



Kontrollaufgaben 6.1

- 1.) Was versteht man unter einer Welle?
- 2.) Welches ist die periodisch sich ändernde Grösse
 - a) bei einer Wasserwelle?
 - b) bei einer Schallwelle?
 - c) beim Licht?
- 3.) Wie kommt das Streifenmuster beim Doppelspaltexperiment zustande?
- 4.) Was sagt das Doppelspaltexperiment aus über die Natur des Lichts?

Was hat das alles mit den Elektronen im Atom zu tun? Erstaunlich viel: erzeugt man nämlich einen Strahl aus bewegten Elektronen (wie Sie ihn vom Kathodenstrahlrohr her kennen), so lassen sich damit Experimente ähnlich dem Doppelspaltexperiment durchführen - und dabei beobachtet man Beugungsmuster! Die Ergebnisse solcher Experimente zeigen eindeutig: Elektronenstrahlen verhalten sich wie Wellen.

Diese Erkenntnis steht im krassen Gegensatz zum bisher Gelernten, dass nämlich Elektronen Teilchen sind. Und das gilt weiterhin - ein Ionisierungsexperiment etwa lässt sich nur erklären, wenn man Elektronen als Teilchen betrachtet.

Anscheinend besitzen **Elektronen** eine Doppelnatur: sie vereinigen **Teilchen- und Welleneigenschaften**. Zu ihrer Beschreibung benötigt man zwei Modelle, das Wellen- und das Teilchenmodell. Beide beschreiben wichtige Teilaspekte des Elektrons - keines von beiden reicht allein aus, um alle seine Eigenschaften zu erfassen. Dass uns dies fremd erscheint, liegt daran, dass in der uns vertrauten Welt Teilchen und Wellen als grundverschiedene Dinge erscheinen. In subatomaren Dimensionen hingegen ist die Vereinigung von Wellen- und Teilcheneigenschaften verbreitet.¹²

Was ist nun bei einem als Welle aufgefassten Elektronenstrahl die sich periodisch ändernde physikalische Grösse? Die ungeheuerliche Antwort lautet: es gibt sie nicht. Anders als bei den elektromagnetischen Wellen, bei denen das elektromagnetische Feld schwingt (d. h. seine Grösse ändert), gibt es bei den Elektronenwellen nichts, was schwingt. Dennoch verhalten sie sich wie Wellen, und sind auch durch dieselben mathematischen Gleichungen beschreibbar wie andere Wellentypen. Natürlich tritt in diesen Gleichungen die „nichtexistierende“ schwingende Grösse auf, man bezeichnet sie mit dem griechischen Buchstaben ψ (Psi).

Allerdings gibt es eine Interpretation der Elektronenwellen, welche diese Ungeheuerlichkeit mildert und gleichzeitig das Wellen- und das Teilchenmodell des Elektrons miteinander verbindet. Betrachtet man nämlich das Elektron als Teilchen, so bekommt die Grösse ψ (die aus der Betrachtung des Elektrons als Welle stammt) eine Bedeutung: Ihr Quadrat ist proportional zur Wahrscheinlichkeit, mit welcher sich das Elektron (als Teilchen) am betreffenden Ort aufhält. - Während nämlich ein Teilchen sich entlang einer bestimmbar Bahn bewegt, ist dies bei einer Welle nicht der Fall. Die Welleneigenschaften des Elektrons verhindern das Erfassen einer Bahn. Bestimmbar ist lediglich die **Aufenthaltswahrscheinlichkeit** des Elektrons an einem bestimmten Ort - und diese wird durch die Grösse ψ geliefert.

Möglicherweise klingt das alles recht unverständlich. Es ist nur natürlich, wenn sich Ihr Verstand gegen solche scheinbaren Ungereimtheiten sträubt. Kann man solcherlei überhaupt verstehen? Die Antwort auf diese Frage hängt davon ab, was mit „verstehen“ gemeint ist.

Wenn einen Sachverhalt zu verstehen bedeutet, die ihn bestimmenden Gesetzmässigkeiten zu kennen, dann versteht man das Verhalten der Elektronen sogar sehr gut. Mit den

¹² Die Doppelnatur findet man nicht nur bei den Elektronen, sondern auch bei Protonen und Neutronen. - Andererseits besitzt Licht nicht nur Wellen-, sondern auch Teilcheneigenschaften (die Licht-Teilchen bezeichnet man als Photonen). Dasselbe gilt auch für andere elektromagnetische Wellen.

verfügbaren mathematischen Modellen (welche die Teilchen- ebenso wie die Welleneigenschaften berücksichtigen) lässt sich das Verhalten der Elektronen berechnen, voraussetzen also. Was will man mehr?

Wenn verstehen hingegen bedeutet, den betreffenden Sachverhalt in die bekannte, gewohnte Welt einzuordnen und mit geläufigen Begriffen zu beschreiben: nein, in diesem Sinn lässt sich die Doppelnatur der Elektronen nicht verstehen. Die subatomare Welt wird uns immer fremd bleiben, denn in ihr manifestieren sich Naturgesetze, die in der uns sinnlich erfahrbaren Welt nicht zutage treten.

Auf die immer noch unbeantworteten Fragen aus dem Fundamentum, die den Ausgangspunkt für das Additum darstellen, werden Sie im nächsten Kapitel (dem letzten) endlich Antworten erhalten - die Wellennatur der Elektronen spielt darin eine zentrale Rolle.

7 Orbitale

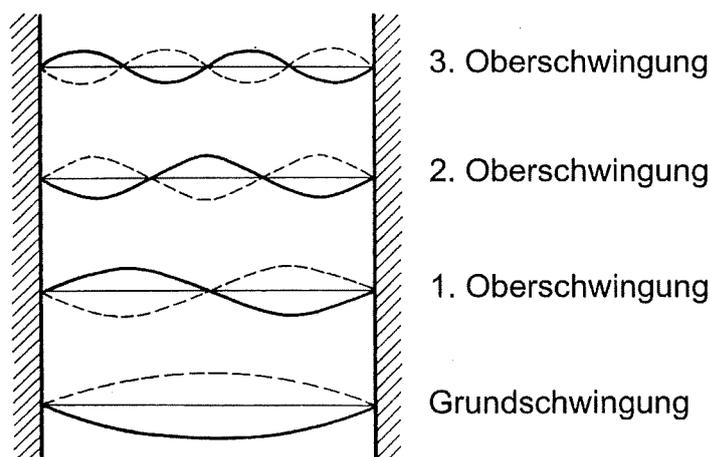
In diesem Kapitel ...

- ... lernen Sie das Elektron im Atom als stehende Welle kennen.
- ... werden die Fragen beantwortet, die zu Beginn des vorigen Kapitels aufgeworfen wurden.

Aus dem letzten Kapitel wissen Sie, dass ein Elektronenstrahl sich wie eine Welle verhält. Aber auch wenn das Elektron Bestandteil eines Atoms ist, zeigt sich sein Wellencharakter. Anders als im Strahl ist das Elektron im Atom jedoch an den Kern gebunden - durch dessen Anziehung wird es im Atom „eingeschlossen“. Das Elektron im Atom stellt deshalb eine sogenannte **stehende Welle** dar. Im Unterschied zu den bisher betrachteten Wellen breiten sich stehende Wellen nicht aus.

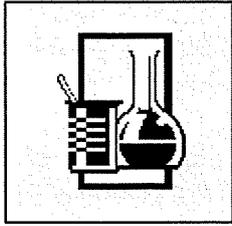
Was stehende Wellen sind, soll an einigen Beispielen aus der Mechanik gezeigt werden. Zunächst an einer schwingenden Saite: da ihre beiden Enden fest eingespannt sind, muss die Welle stehen, statt sich der Saite entlang fortzubewegen wie eine Wasserwelle über einen See. Auch die schwingende Luftsäule in einer tönenden Flöte ist eine stehende Welle. Oder das schwingende Fell einer Trommel. Beim letzten Beispiel handelt es sich um eine zweidimensionale Welle, während die beiden erstgenannten Wellen eindimensional sind.

Eine Saite kann auf verschiedene Arten schwingen, wie die folgende Abbildung zeigt:



Bei stehenden Wellen gibt es Orte, an denen die Amplitude null ist, sogenannte **Knoten**. Bei der **Grundschwingung** einer Saite befinden sich Knoten nur an den beiden Enden, bei der ersten **Oberschwingung** existiert ein weiterer Knoten in der Saitenmitte, bei der zweiten Oberschwingung kommt nochmals ein Knoten hinzu, undsoweiter¹³.

¹³ Grund- und verschiedene Oberschwingungen können gleichzeitig auf einer Saite vorhanden sein, wobei die Intensität der verschiedenen Schwingungen sehr unterschiedlich ist. Das Intensitätsmuster dieser



Experiment 4

- 1.) Ein Gummischlauch ist an einem Ende an der Wand befestigt. Nehmen Sie das andere Ende in die Hand, spannen Sie den Schlauch und bewegen Sie das Schlauchende derart auf- und abwärts, dass der Schlauch auf- und abschwingt. Versuchen Sie, auf diese Weise nicht nur die Grundschiwingung, sondern - durch schnellere Bewegung des Schlauch-Endes - auch die erste und schliesslich die zweite Oberschiwingung zu erzeugen.
- 2.) Wenn Sie den Ring aus dem Teller mit der Seifenlösung heben, ist er mit einer Seifenhaut bespannt. Versetzen Sie diese durch Auf- und Abbewegen des Ringes in Schwingung. Auch hier lässt sich durch schnelleres Bewegen eine Oberschiwingung erzeugen. Bei dieser schwingt ein Teil der Seifenmembran nach unten, während ein anderer Teil sich abwärts bewegt.
- 3.) Halten Sie das flexible Kunststoffrohr an einem Ende fest und schwingen Sie es im Kreis herum (Ihre Hand beschreibt einen kleinen Kreis, das freie Rohrende einen grossen). Sie hören einen Ton, da die Luftsäule im Innern des Rohres durch die Bewegung in Schwingung versetzt wird. Wenn Sie das Rohr rascher rotieren lassen, steigt die Tonhöhe plötzlich sprunghaft an: die Luftsäule hat von der Grund- zur ersten Oberschiwingung gewechselt. Durch noch raschere Rotation lässt sich die zweite Oberschiwingung anregen.

Das Elektron im Atom bildet eine dreidimensionale stehende Welle, die nur eine örtliche, aber keine zeitliche Änderung beinhaltet. Sie lässt sich mathematisch durch eine Gleichung beschreiben, die jedem Punkt im Raum einen Wert ψ zuordnet¹⁴. Wie Sie im letzten Kapitel erfahren haben, ist ψ^2 ein Mass für die **Aufenthaltswahrscheinlichkeit** des (als Teilchen betrachteten) Elektrons an. Durch die Wellengleichung wird also ein Raum definiert, in dem sich das Elektron aufhält - an manchen Orten häufiger, an anderen seltener, je nachdem, welchen Wert ψ^2 am betreffenden Ort annimmt. Solche Aufenthaltsräume nennt man **Orbitale** oder Elektronenwolken - Sie haben sie im Fundamentum (Kapitel 4) kennengelernt.

Bei stehenden Wellen sind nur bestimmte Schwingungszustände möglich. So kann bei einer Seilwelle, wie Sie sie in Experiment 4 untersucht haben, die Länge eines schwingenden Seilabschnittes nur ein ganzzahliger Bruchteil der gesamten Seillänge sein: bei der Grundschiwingung die ganze Länge, bei der ersten Oberschiwingung die halbe, bei der zweiten Oberschiwingung ein Drittel undsoweiter. Die verschiedenen Schwingungszustände

Schwingungen ist typisch für das jeweilige Musikinstrument und hat einen entscheidenden Einfluss auf seine Klangfarbe.

¹⁴ Wellen lassen sich mit mathematischen Gleichungen beschreiben. Bei einer schwingenden Saite beispielsweise ordnet die Gleichung jedem Ort auf der Saite eine von der Zeit abhängige Auslenkung zu, bei einer Schallwelle jedem Punkt im Raum einen ebenfalls zeitlich abhängigen Luftdruck. Die Gleichung für eine Elektronenwelle hingegen beschreibt einen sich zeitlich nicht verändernden Zustand. Sie ist sehr viel komplizierter als die Wellengleichungen der erwähnten mechanischen Wellen. Nach ihrem Entdecker, der sie um 1925 entwickelte, wird sie Schrödinger-Gleichung genannt.

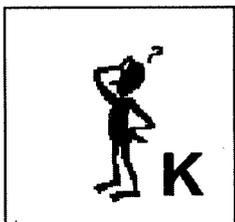
de unterscheiden sich in der Anzahl der Knoten. Diese Knotenzahl ist eine Variable, die nur positive ganzzahlige Werte annehmen kann. Jeder Knotenzahl entspricht ein Schwingungszustand.

Auch die Gleichungen, welche die Elektronenwellen beschreiben, enthalten solche Variablen, die wie die Knotenzahl nur bestimmte Werte annehmen können. Man nennt sie **Quantenzahlen**. Eine davon, die Hauptquantenzahl, kennen Sie: es handelt sich um die Schalennummer (sie beträgt also für die erste Schale 1, für die zweite 2, etc.). Die übrigen Quantenzahlen bestimmen die Art und Anzahl der Zustände in den „Unterschalen“¹⁵.

Die Anzahl der möglichen Quantenzahlkombinationen ist beschränkt. Jeder Quantenzahlkombination entspricht ein Schwingungszustand. Jedem Schwingungszustand entspricht ein bestimmter Energieinhalt, wobei manche Zustände dieselbe Energie besitzen, also zum selben **Energieniveau** gehören. Die Energieniveaus haben wir im Fundamentum auch als Schalen und „Unterschalen“ bezeichnet.

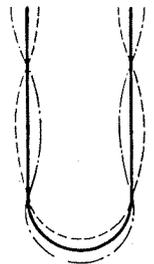
Das energieärmste Niveau einer Schale kann man sich als Grundschwingung vorstellen, die energiereicheren „Unterschalen“ derselben Schale als Oberschwingungen. Die Oberschwingung einer kernnahen Schale kann mehr Energie beinhalten als die Grundschwingung einer äusseren Schale: dies erklärt, warum Schalen einander energetisch überlappen können.

In einem Atom können sich nie mehrere Elektronen im exakt selben Schwingungszustand befinden, sie müssen sich vielmehr im Wert mindestens einer Quantenzahl unterscheiden. Damit ist die Anzahl der Elektronen, die ein bestimmtes Energieniveau besetzen können, beschränkt.



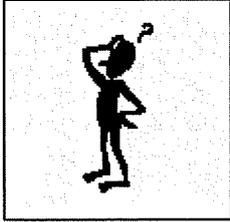
Kontrollaufgaben 7.1

- 1.) Geben Sie 3 Beispiele aus der Mechanik für stehende Wellen.
- 2.) Die Grundschwingung einer Saite zeichnet sich durch 2 Knoten aus (je einer an jedem Ende der Saite). Wieviele Knoten besitzt die n-te Oberschwingung?
- 3.) Die nebenstehende Abbildung zeigt die 1. Oberschwingung einer Stimmgabel. Skizzieren Sie entsprechende Darstellungen für die Grundschwingung und die 2. Oberschwingung.
- 4.) Welche Grösse bezeichnet man mit ψ ? Welche Bedeutung hat ihr Quadrat?



¹⁵ Das wellenmechanische Atommodell kennt vier Quantenzahlen: Hauptquantenzahl, Nebenquantenzahl, Magnetquantenzahl und Spinquantenzahl. Die Hauptquantenzahl ist wie gesagt die Schalennummer, die Nebenquantenzahl unterscheidet zwischen s-, p-, d- und f-Zustand (das sind die „Unterschalen“), die Magnetquantenzahl ist verantwortlich für die Anzahl der Orbitale in diesen „Unterschalen“. Die Spinquantenzahl kann zwei Werte annehmen, die als Drehrichtung der Eigenrotation des Elektrons interpretiert werden können.

5.) Was gibt die Hauptquantenzahl an?



Schlussaufgabe Additum

Beantworten Sie die vier zu Beginn des Additums gestellten Fragen.

Die Lösungen finden Sie im Anhang.

Anhang

Lösungen der Lernaufgaben

Lösung zur Aufgabe 3.1

Wenn das erste Elektron vom Atom abgetrennt ist, bleibt ein Ion zurück. Wegen seiner positiven Ladung zieht es Elektronen besonders stark an. Diese Anziehungskraft muss beim Entfernen eines weiteren Elektrons überwunden werden, was zusätzliche Energie benötigt. - Je mehr Elektronen entfernt werden, umso stärker ist die positive Ladung des entstehenden Ions, umso stärker wird das nächste Elektron zurückgehalten.

Lösung zur Aufgabe 3.2

In Tabelle A1 sind die Energiesprünge durch senkrechte Striche markiert:

OZ	Element	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.
											abgespaltenes Elektron
1	H	13.6									
2	He	24.6	54.4								
3	Li	5.4	75.6	122.5							
4	Be	9.3	18.2	153.9	217.7						
5	B	8.3	25.2	37.9	259.4	340.2					
6	C	11.3	24.4	47.9	64.5	392.1	490.0				
7	N	14.5	29.6	47.5	77.5	97.9	552.1	667.0			
8	O	13.6	35.1	54.9	77.4	113.9	138.1	739.3	871.4		
9	F	17.4	35.0	62.7	87.1	114.2	157.2	185.2	953.7	1103.1	
10	Ne	21.6	41.0	63.5	97.1	126.2	157.9	207.3	239.0	1195.8	1362.2
11	Na	5.1	47.3	71.6	98.9	138.4	172.2	208.5	264.2	299.9	1465.1
12	Mg	7.6	15.0	80.1	109.2	141.3	186.5	224.9	265.9	328.0	367.5
13	Al	6.0	18.8	28.4	120.0	153.7	190.5	241.4	284.6	330.2	398.6
14	Si	8.1	16.3	33.5	45.1	166.8	205.0	246.5	303.2	351.1	404.4
15	P	10.5	19.7	30.2	51.4	65.0	220.4	263.2	309.4	371.7	424.5
16	S	10.4	23.3	34.8	47.3	72.7	88.0	280.9	328.2	379.1	447.1
17	Cl	13.0	23.8	39.6	53.5	67.8	97.0	114.2	348.3	400.1	455.6
18	Ar	15.8	27.6	40.7	59.8	75.0	91.0	124.3	143.5	422.4	478.7
19	K	4.3	31.6	45.7	60.9	82.7	100.0	117.6	154.9	175.8	503.4
20	Ca	6.1	11.9	50.9	67.1	84.4	108.8	127.7	147.2	188.5	211.3

Tabelle A1: 1. bis 10. Ionisierungsenergie der ersten 20 Elemente.

Es wird deutlich, dass bei allen Elementen zur Abtrennung der beiden letzten Elektronen besonders viel Energie nötig ist; sie halten also fester am Kern als die vorher abgetrennten. - Beim elften Element (Na) und allen darauffolgenden ist ein weiterer Sprung erkennbar: die zehn letzten Elektronen halten wiederum fester am Kern als die vorher abgetrennten.

Zählt man die Elektronen in umgekehrter Reihenfolge (das zuletzt abgetrennte als erstes und das zuerst abgetrennte als letztes), so lässt sich folgende Regelmässigkeit erkennen: Der erste Energiesprung erfolgt nach dem zweiten Elektron, der nächste nach dem zehnten, der dritte nach dem achtzehnten (letzteres wird ab dem neunzehnten Element (K) ersichtlich). - Die ersten beiden Elektronen werden demnach am stärksten vom Kern festgehalten, die nächsten acht schon etwas schwächer, die darauffolgenden acht noch schwächer.

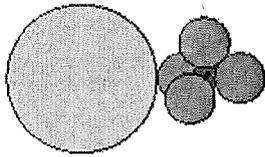
Lösung zur Aufgabe 3.3

		1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.
1	H	1						
2	He	2						
3	Li	2	1					
4	Be	2	2					
5	B	2	3					
6	C	2	4					
7	N	2	5					
8	O	2	6					
9	F	2	7					
10	Ne	2	8					
11	Na	2	8	1				
12	Mg	2	8	2				
13	Al	2	8	3				
14	Si	2	8	4				
15	P	2	8	5				
16	S	2	8	6				
17	Cl	2	8	7				
18	Ar	2	8	8				
19	K	2	8	8	1			
20	Ca	2	8	8	2			
31	Ga	2	8	18	3			
32	Ge	2	8	18	4			

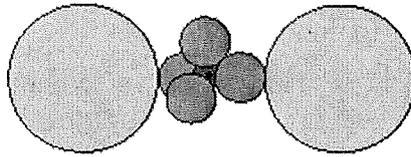
		1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.
33	As	2	8	18	5			
34	Se	2	8	18	6			
35	Br	2	8	18	7			
36	Kr	2	8	18	8			
37	Rb	2	8	18	8	1		
38	Sr	2	8	18	8	2		
49	In	2	8	18	18	3		
50	Sn	2	8	18	18	4		
51	Sb	2	8	18	18	5		
52	Te	2	8	18	18	6		
53	I	2	8	18	18	7		
54	Xe	2	8	18	18	8		
55	Cs	2	8	18	18	8	1	
56	Ba	2	8	18	18	8	2	
81	Tl	2	8	18	32	18	3	
82	Pb	2	8	18	32	18	4	
83	Bi	2	8	18	32	18	5	
84	Po	2	8	18	32	18	6	
85	At	2	8	18	32	18	7	
86	Rn	2	8	18	32	18	8	
87	Fr	2	8	18	32	18	8	1
88	Ra	2	8	18	32	18	8	2

Tabelle A2: Elektronenkonfiguration der Hauptgruppenelemente¹⁶.

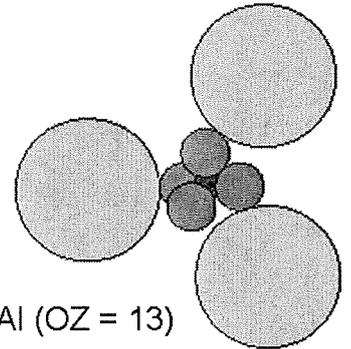
¹⁶ Die hier aufgeführten Elemente bezeichnet man als Hauptgruppenelemente; die weggelassenen (vgl. die mit dicken Linien markierten Lücken in der Abfolge der Elemente) heissen Nebengruppenelemente oder Übergangsmetalle. Diese Begriffe werden in Kapitel 5 erklärt.

Lösung zur Aufgabe 4.1

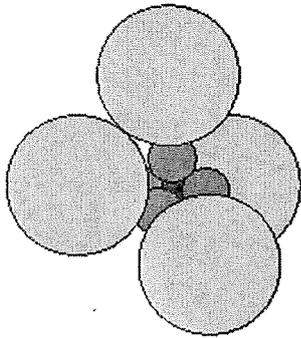
Na (OZ = 11)



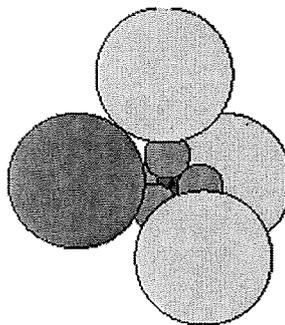
Mg (OZ = 12)



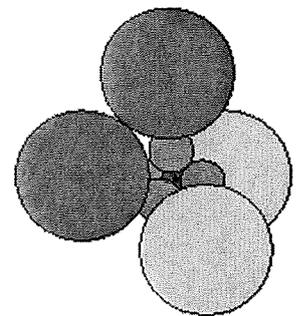
Al (OZ = 13)



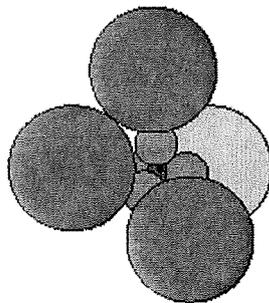
Si (OZ = 14)



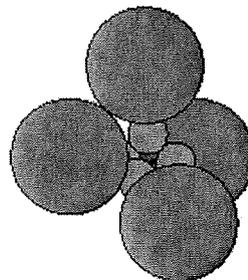
P (OZ = 15)



S (OZ = 16)



Cl (OZ = 17)



Ar (OZ = 18)

Lösung zur Aufgabe 5.1

- a) Die Nummer eines Elementes im Periodensystem ist gleich seiner Ordnungszahl.¹⁷
- b) Die Atome der Elemente einer Periode besitzen die gleiche Anzahl Schalen. Diese Anzahl entspricht der Nummer der Periode.
- c) Die Atome der Elemente einer Hauptgruppe besitzen die gleiche Anzahl Außenelektronen. Diese Anzahl entspricht der Hauptgruppennummer.

Lösung zur Aufgabe 5.2

- a) Bei den Hauptgruppenelementen wird innerhalb einer Periode die äußerste Schale von 1 auf 8 Elektronen aufgefüllt (in der ersten Periode von 1 auf 2).
- b) Bei den äusseren Übergangsmetallen wird innerhalb einer Periode die zweitäußerste Schale von 9 auf 18 Elektronen aufgefüllt.
- c) Bei den inneren Übergangsmetallen wird innerhalb einer Periode die drittäußerste Schale von 19 auf 32 Elektronen aufgefüllt.¹⁸

Lösung zur Schlüsselaufgabe des Additums

- 1.) Da für Elektronenwellen nur bestimmte Schwingungszustände möglich sind (die sich aus den möglichen Quantenzahlkombinationen ergeben), kann die Energie der Elektronen nur die Werte annehmen, welche diesen Schwingungszuständen entsprechen.
- 2.) Da in einem Atom alle Elektronen sich in ihrer Quantenzahlkombination unterscheiden müssen, und die Anzahl möglicher Quantenzahlkombinationen für jedes Energieniveau beschränkt ist, können sich nicht beliebig viele Elektronen auf demselben Energieniveau befinden.

¹⁷ Ursprünglich wurden die Elemente im Periodensystem nach ihrer Atommasse geordnet; der Atombau und damit die Ordnungszahl (= Kernladungszahl) waren ja damals noch nicht bekannt. Die Reihenfolge, die sich dabei ergab, ist aber dieselbe - abgesehen von wenigen Ausnahmen. Eine solche Ausnahme bilden beispielsweise die Elemente Nr. 52 (Te) und 53 (I): I hat die kleinere Atommasse als Te. Dass die Reihenfolge sich hier nicht nach der Atommasse richten kann, zeigen auch die Eigenschaften von I, aufgrund derer es in die siebte Hauptgruppe eingeteilt werden muss.

¹⁸ Wenn Sie ein Periodensystem betrachten, in welchem die Elektronenkonfiguration der einzelnen Elemente eingetragen ist, fallen Ihnen möglicherweise Abweichungen auf von dem Elektronenauffüllschema, wie es in diesem Leitprogramm beschrieben ist. Die (inneren und äusseren) Übergangsmetalle besitzen nämlich nicht alle in ihrer äusseren Schale zwei Elektronen - in manchen Fällen sind es nur eines oder gar keines. Die betreffenden Elektronen befinden sich statt dessen auf der zweit- oder drittäußersten Schale. Tatsächlich reichen die hier behandelten Regeln nicht in allen Fällen aus, um die günstigste (d. h. energieärmste) Elektronenkonfiguration zu bestimmen. Diese Abweichungen zu erklären, würde den Rahmen dieses Leitprogramms sprengen. Sie müssen sich darum nicht kümmern. Ebenso wenig brauchen Sie sich daran zu stören, dass in manchen Periodensystemen die Elemente Nr. 21 und 39 oberhalb des Elementes Nr. 57 stehen.

- 3.) Alle Schwingungszustände mit derselben Hauptquantenzahl bilden zusammen eine Schale. Wenn eine Schale Schwingungszustände beinhaltet, die sich in ihrer Energie unterscheiden, sprechen wir von „Unterschalen“.
- 4.) Teilchen können bestimmbare Bahnen besitzen, nicht aber Wellen. Als stehende Wellen beanspruchen die Elektronen ausgedehnte Aufenthaltsräume.

