

7-10

Elemente Chemie

Lehrerband

Nordrhein-Westfalen | G9



5 Elemente und ihre Ordnung

Die Erforschung des Atombaus (S. 180/181)

Zu den Aufgaben

A1 Der russische Chemiker DMITRI IWANOWITSCH MENDELEJEW wurde am 8. Februar 1834 in Tobolsk im Russischen Kaiserreich geboren und starb am 2. Februar 1907 in Sankt Petersburg (beide Zeitangaben beziehen sich auf den gregorianischen Kalender). MENDELEJEW gilt als der Entwickler des Periodensystems der chemischen Elemente.

Er selbst nannte diese Systematik der chemischen Elemente „periodische Gesetzmäßigkeit“ und stellte einen Zusammenhang zwischen den Atommassen und den chemischen Eigenschaften der Elemente her. Diese Systematik ermöglichte zum einen eine tabellarische Anordnung zum anderen auch die Vorhersage von damals noch unentdeckten Elementen. Ihm zu Ehren erhielt das Element 101 den Namen Mendelewium und auch ein Mondkrater trägt seinen Namen. In Russland nennt man das Periodensystem auch „Tablica Mendelejewa“.

Eine kleine Anekdote: Ferner hat MENDELEJEW die Maßeinheit Gramm für Wodka eingeführt hat, denn 100 Gramm fasst die sogenannte „Stopka“, das traditionelle Wodkaglas.

A2 Ein gesuchtes Element bekam von MENDELEJEW provisorisch den Namen eines bereits bekannten Elements zusammen mit dem Präfix Eka, wenn es eine Periode unterhalb des bekannten Elements stand. Unterhalb des Aluminiums steht das Eka-Aluminium, das heute nach Frankreich (lat. Gallia) benannte Element Gallium.

A3

Element/Name	Forscher	Leistung
Cm Curium	MARIE UND PIERRE CURIE	Entdeckung der Radioaktivität sowie der Elemente Radium und Polonium
Md Mendelewium	DMITRI MENDELEJEW	Entwicklung des Periodensystems
Bh Bohrium	NILS BOHR	Entwicklung des Bohrschen Atommodells
Mt Meitnerium	LISE MEITNER	Entdeckung der Kernspaltung

A4

a) $\frac{67 \cdot 10^{-3} \text{ m}}{348 \cdot 10^{-12} \text{ m}} = 192 \cdot 10^6$

Ein Calcium-Atom müsste rund um den Faktor 192 Millionen vergrößert werden, um die Größe eines Tennisballs zu erreichen.

b) $d = 67 \cdot 10^{-3} \text{ m} \cdot 192 \cdot 10^6 = 12,73 \cdot 10^6 \text{ m} = 12730 \text{ km}$

Der Durchmesser der Erde beträgt 12 714 km (Poldurchmesser) bzw. 12 756 km (Äquatordurchmesser), d.h. gemittelt ca. 12 735 km.

c) Die Skizze kann z. B. ähnlich gestaltet werden wie [B2] im Schülerbuch, mit einem Atom, einem Tennisball und der Erdkugel. Auf den Pfeilen zwischen den Gegenständen steht jeweils der Faktor $192 \cdot 10^6$.

A5 Schmelz- und Siedetemperatur sind Eigenschaften des elementaren Stoffes, die Atommasse ist eine Eigenschaft des Atoms.

A6 Das Elektron wurde nach Bernstein benannt, weil an diesem Elektrizität zum ersten Mal beobachtet wurde.

A7 Weißer Phosphor ist die flüchtigste und reaktivste Modifikation des Phosphors. Wenn die feuchte Oberfläche des Phosphors trocknet, entzündet er sich bei Körpertemperatur von selbst, was bei Sammlern zu schweren Verbrennungen führen kann, wenn die Stücke z. B. in der Hosentasche aufbewahrt werden.

A8 Individuelle Lösung.

A9 Der Geigerzähler, korrekt bezeichnet als Geiger-Müller-Zählrohr, ist ein Nachweisgerät für radioaktive Strahlung. Es dient zur Detektion von Alpha-, Beta- und Gammastrahlung (je nach Bauart).

A10

a) und b)

CERN leitet sich vom französischen Namen des Rates ab, der mit der Gründung der Organisation beauftragt war, dem *Conseil européen pour la recherche nucléaire*, auf deutsch „die Europäische Organisation für Kernforschung“. Die Großforschungseinrichtung befindet sich bei Meyrin im Kanton Genf in der Schweiz. Am CERN wird physikalische Grundlagenforschung betrieben, insbesondere wird mithilfe großer Teilchenbeschleuniger der Aufbau der Materie erforscht.

c) Ein Teilchenbeschleuniger ist ein Gerät, in dem elektrisch geladene Teilchen (z. B. Elementarteilchen, Atomkerne, ionisierte Atome oder Moleküle) durch elektrische Felder auf große Geschwindigkeiten beschleunigt werden. Je nach Teilchenart und Beschleunigertyp können die beschleunigten Teilchen annähernd Lichtgeschwindigkeit erreichen.

Die größten Beschleunigeranlagen werden in der Grundlagenforschung (bspw. in der Hochenergiephysik) eingesetzt, um mit den hochenergetischen Teilchen die fundamentalen Wechselwirkungen von Materie zu untersuchen und allerkleinsten Strukturen zu erforschen.

5.1 Die Alkalimetalle – eine Elementgruppe (S. 182/183)

Zu den Aufgaben

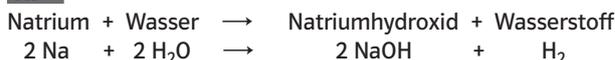
A1

a) Die Dichten von Paraffinölen werden mit 0,81 bis 0,89 g/cm³ angegeben. Legt man eine Dichte bis etwa 0,85 g/cm³ zugrunde, kommt nur Lithium in Frage, welches hier aufschwimmt. Bei höherer Dichte des Paraffinöls kommt allenfalls noch Kalium in Betracht.

b) Caesium (mit einer Schmelztemperatur von 28 °C) würde in der Hand schmelzen. (Natürlich darf ein solcher Versuch nicht durchgeführt werden.)

A2 Rubidium und Caesium reagieren schon an der Luft sehr heftig, deshalb werden sie in zugeschmolzenen Glasampullen aufbewahrt. Kommen die beiden elementaren Stoffe mit Wasser in Berührung reagieren sie explosionsartig.

A3



Zu den Versuchen

V1

a) Da Natrium heftig mit Wasser reagieren kann, ist der Versuch mit der gebotenen Vorsicht auszuführen. Es muss vermieden werden, dass sich ein Stück Natrium für längere Zeit an der Glaswand festsetzt. Man sollte deshalb in die Glaswanne einen Spritzer eines neutralen Tensids geben.

Bei der Reaktion mit Wasser entwickelt sich Wasserstoff, der sich durch die frei werdende Reaktionswärme entzünden kann. Die im Wasser zurückbleibenden Hydroxid-Ionen führen zu einer alkalischen Lösung, was an der Indikatorfarbe erkannt werden kann.

b) Das Natriumstückchen auf dem nassen Filterpapier schmilzt sofort zu einer Kugel, entzündet sich und verbrennt mit gelber Flamme. Lithium reagiert ebenfalls auf dem nassen Filterpapier, es verbrennt aber nicht.

V2 Siehe die Beschreibung [V1] im Schülerbuch, S. 186.

Zusatzversuch zur Reaktion von Natrium mit Wasser

Auf einer ca. 1 cm dicken Gurkenscheibe, die in einer Petrischale liegt, wird mittig ein Würfel Natrium mit ca. 3 mm Kantenlänge aufgesetzt.

Details unter: Wiley Online Library: CHEMKON 2016, 23, Nr. 1, 38–39, Wiley-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA, Weinheim

5.2 Die Erdalkalimetalle (S. 184/185)

Zu den Versuchen

V1 Im Handel sind verschiedenen Korngrößen von Calcium erhältlich. Man sollte sich für die größeren entscheiden, sie lassen sich von den Schülern besser handhaben. Falls man eine Tiegelflange verwendet, sollte diese „umgekehrt“ verwendet werden. Übrigens: Auch Calcium sollte unter Paraffinöl aufbewahrt werden. Da es nicht so häufig eingesetzt wird, hat man bald nur noch Calciumoxid bzw. Calciumhydroxid im Aufbewahrungsgefäß. Vor dem Gebrauch gibt man die Calciumkörner in einen Faltenfilter, in den man mit einer Nadel ein kleines Loch gestochen hat. Man übergießt sie dann mit Benzin. Das aus dem Trichter ablaufende Benzin befreit sie vom Paraffinöl.

V2 Dieser Versuch eignet sich sehr gut als Projektionsversuch. Dem Wasser sollte gleich zu Beginn etwas Phenolphthalein-Lösung zugefügt werden. Man erkennt dann nach einiger Zeit eine Rotfärbung um das Magnesiumband herum; die sich zunächst spärlich bildenden Gasbläschen sind in der Vergrößerung gut zu erkennen.

V3

Beobachtung: Das Magnesiumband verbrennt mit weißem, gleißend hellem Licht zu einem weißen, spröden Produkt. Es sollte niemand direkt in die brennende Flamme schauen.

Auswertung: Magnesium reagiert mit dem Sauerstoff der Luft zu Magnesiumoxid.

Zu den Aufgaben

A1

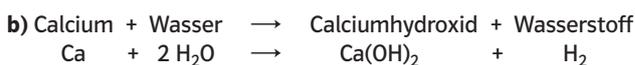
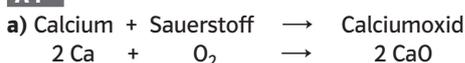
Es kann sich folgende Tabelle ergeben:

Eigenschaft	Natrium	Calcium
Elementgruppe	Alkalimetalle	Erdalkalimetalle
Dichte	0,97 g/cm ³	1,54 g/cm ³
Schmelztemperatur	90 °C	839 °C
Härte	weich	hart
Farbe/Oberfläche	metallisch glänzend	metallisch glänzend
Verhalten an Luft	läuft schnell an	läuft sehr langsam an
Verhalten beim Erhitzen	brennt	brennt
Flammenfärbung	gelb	orangerot
Reaktion mit Wasser	heftig	mäßig
Formel des Hydroxids	NaOH	Ca(OH) ₂

A2 Barium läuft an der Luft sehr schnell an, da es sich mit dem Kohlenstoffdioxid der Luft zu schwarzem Bariumcarbonat verbindet. Es wird daher unter Luftabschluss in Paraffinöl aufbewahrt.

A3 Wenn Calciumoxid-Staub ins Auge gelangt, reagiert er sofort mit der dort vorhandenen Tränenflüssigkeit zu Calciumhydroxid. Die daraus entstehende alkalische Lösung zerstört Bindehaut und Hornhaut im Auge und führt somit zu Entzündungen. Aus diesem Grund ist auch das Tragen einer Schutzbrille beim Arbeiten mit alkalischen Flüssigkeiten bzw. mit Stoffen, die solche bilden können, unabdingbar.

A4



5.3 Flammenfärbung (S. 186)

Zu den Versuchen

V1 Alkalimetalle und Erdalkalimetalle in der Brennerflamme

Zur Flammenfärbung

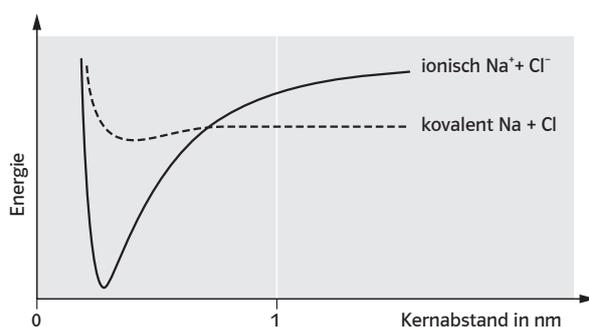
Wenn die Salze von Alkalimetallen in die Flamme gebracht eine Farbe zeigen, so müssen auch dann ganz offensichtlich Alkalimetall-*Atome* vorliegen. Ein Natrium-Ion kann keine Flammenfärbung hervorrufen, da ihm das Wichtigste dazu fehlt, nämlich das *Leuchtelektron* (Außenelektron).

Es ist dieses äußerste Elektron, das in der Flamme angeregt wird, zurückfällt und damit ein Atomspektrum erzeugt. Es sind natürlich **Atome** und *nicht* etwa *Ionen*, welche die Flammenfärbung hervorrufen.

Was passiert also im Einzelnen? Das Salz wird so weit erhitzt, dass es verdampft. Im Dampf sind dann keine einzelnen Ionen vorhanden, sondern Ionenpaare bzw. NaCl-Moleküle.

Bei diesen kann man sich prinzipiell eine Dissoziation in Atome oder in Ionen vorstellen. Die beiden Dissoziationskurven (Potenzialkurven) für eine Dissoziation der Moleküle in Atome bzw. in Ionen verlaufen so, dass bei etwas größeren Abständen die Kurve für die Dissoziation in Atome unterhalb der anderen verläuft. Das muss deshalb so sein, weil die Potenzialkurve für die Dissoziation in Atome schon bei kleinen Abständen asymptotisch horizontal verläuft. Wegen der verhältnismäßig kleinen Reichweite der kovalenten chemischen Bindung wird das praktisch vollständige Einmünden in die Asymptote bei einem Abstand von wenigen Atomdurchmessern erreicht. Die Kurve für die Dissoziation in Ionen steigt nach dem Coulomb-Gesetz noch kräftig an. Die lange Reichweite der Coulomb-Wechselwirkung bringt mit sich, dass das Einmünden in die hoch gelegene Asymptote erst bei viel größeren Abständen erfolgt. Insgesamt würde die Dissoziation in Ionen viel mehr Energie erfordern als die Dissoziation in Atome.

Daher gibt es im Dampf des Salzes außer den Molekülen auch Alkalimetall-Atome einschließlich ihres Leuchtelektrons, und mit diesem „leuchtet“ das Atom dann.



Potenzialkurven für NaCl-Gruppen

Dass die ionische Potenzialkurve bei größeren Abständen oberhalb der kovalenten liegt, ist wieder nur Ausdruck der Tatsache, dass die Gesamtheit von getrennten Ionen energetisch viel höher liegt als die Gesamtheit von Atomen, „obwohl“ die Ionen alle Edelgaskonfigurationen haben. Die Edelgaskonfigurationen führen entgegen einem weitverbreiteten Missverständnis eben nicht zu einem besonders energiearmen Zustand, sondern die Gesamtheit der Atome, deren Elektronenhüllen sich (in diesem Falle) jeweils gerade um ein Elektron von der edelgasähnlichen Elektronenhülle unterscheiden, liegen energetisch deutlich tiefer. Diese Überlegung zeigt, dass die Bildung von Alkalihalogeniden aus den elementaren Stoffen nicht durch das Erreichen von Edelgaskonfigurationen herbeigeführt wird, auch wenn diese falsche Darstellung immer noch in vielen Büchern zu finden ist.

Aufgabenlösungen

1. Aussehen der Flammen:

Chlorid	Flammenfarbe
Lithiumchlorid	rote Flamme
Natriumchlorid	gelborange Flamme
Kaliumchlorid	hellviolette Flamme
Strontiumchlorid	rote Flamme
Bariumchlorid	grüne Flamme

Probe	Flammenfarbe	Hinweis auf:
Backpulver	gelb / gelborange	Natrium
Schmierseife	hellviolett	Kalium
Kernseife	gelb / gelborange	Natrium
Brausepulver	gelb / gelborange	Natrium

Hinweis:

Die Flammenfarbe von Lithiumchlorid und Strontiumchlorid unterscheiden sich deutlich. Die Flammenfarbe des Lithiumchlorids ist intensiver. Das Farbempfinden ist individuell, deshalb sollten die Schülerinnen und Schüler zunächst die Proben mit den bekannten Verbindungen durchführen, bevor unbekannte Verbindungen mit der Flammenfärbung identifiziert werden.

2. Individuelle Schülerleistung.

3. Das Cobaltglas ist bei Proben von Nutzen, die durch die Natriumflamme verunreinigt sind. Das blaue Cobaltglas verschluckt das gelborange Licht des Natriums.

5.4 Feuerwerk (S. 187)

Zu den Aufgaben

A1

Feuerwerkskörper sollte man nur im Freien zünden! Beim Betrachten des Feuerwerks sollte ein Mindestabstand eingehalten werden, der auf der Packung empfohlen wird. Feuerwerk sollte man nicht am Körper tragen, z. B. im Rucksack oder der Hosentasche, denn bei einer Explosion drohen schwere Verbrennungen. Ein Feuerwerk brennt man nicht in der Nähe brandgefährdeter Einrichtungen (Gastank, Reetdach usw.) ab. Fenster und Türen sollten geschlossen sein, damit sich eine Rakete nicht in ein Haus verirrt. Größere Menschenmassen, in denen wild Feuerwerke gezündet werden, sind unbedingt zu meiden.

Raketen sollte man mit einem Stabfeuerzeug oder Zündstäben anzünden. Ein Wasserkasten mit einer leeren Flasche eignet sich gut zum Abschießen, eine leere Sektflasche kann z. B. leicht umkippen.

Blindgänger sollte man nicht noch einmal anzünden.

Sehr sinnvoll ist es, eine Schutzbrille zu tragen. Vorsicht vor illegalen Böllern. Diese können schwere Verletzungen verursachen. Die schlimmsten Unfälle passieren aber mit selbst gebastelten Böllern.

Zusatzinformation:

In Deutschland unterliegen pyrotechnische Sätze und Gegenstände dem Gesetz über explosionsgefährliche Stoffe (Sprengstoffgesetz – SprengG). Es regelt den Umgang, Verkehr (Handel) und Beförderung (Transport) von festen oder flüssigen Stoffen und Zubereitungen, die durch eine nicht außergewöhnliche Beanspruchung (thermisch, mechanisch oder andere) zur Explosion gebracht werden können (explosionsgefährliche Stoffe, § 1 Anwendungsbereich).

Neben dem Sprengstoffgesetz gibt es weitere Vorschriften und Gesetze, die das Sprengstoffgesetz näher erklären oder in angrenzende Rechtsgebiete gehören. Neben den Verordnungen und der

Verwaltungsvorschrift zum Sprengstoffgesetz sind z.B. das Landesemissionsschutz- und Waffengesetz, die Gefahrgutverordnung Straße sowie die Gewerbeordnung zu beachten. Die Unfall-Vorhütungs-Vorschriften 55 a – m regeln die Bauweise, Ausführung und Sicherheitsabstände von Produktionsstätten für Explosivstoffe.

Feuerwerkskörper enthalten Sprengstoff und sind kein Spielzeug.

Feuerwerkskörper der **Klasse I** sind das ganze Jahr über frei verkäuflich, die übliche Abgabeempfehlung ist ab 12 Jahre. Diese dürfen „nur“ maximal 3 g Satzmenge (Anfeuerung, Treib- und Effektsatz, also z.B. 3 g Schwarzpulver) enthalten

Feuerwerkskörper der **Klasse II** dürfen nur in der Zeit vom 28. bis 31. Dezember von Personen über 18 Jahren gekauft und von diesen am 31. Dezember und 1. Januar abgebrannt werden. Bei diesen Feuerwerkskörpern liegt die Grenze der Satzmenge bei 200 g (50 g pro Effekt, 20 g bei Raketen).

5.5 Halogene – eine Elementgruppe (S. 188/189)

Hinweis:

Bei der Durchführung der Experimente muss sichergestellt sein, dass keine Gase in den Chemieraum gelangen. Apparaturen müssen deshalb mit einem Filter (z.B. Kohlefilter) ausgestattet sein, oder die Experimente werden im Abzug ausgeführt. Wenn alle nötigen Sicherheitsvorkehrungen getroffen sind, sind auch Schülerversuche zugelassen (Liste zur Einstufung von Chemikalien gemäß Gefahrstoffverordnung).

Eine besondere Schwierigkeit und oft ungeliebte Tätigkeit stellt die Reinigung der benutzten Apparaturen dar. Die folgenden Vorgehensweisen haben sich bewährt: Nach Abschluss der Experimente wird Aktivkohle (pulverisiert) in die Apparatur gegeben. Dann wird sie für kurze Zeit in den Abzug gestellt, bis Chlor bzw. Brom vollständig adsorbiert sind. Anschließend kann die Reinigung erfolgen, ohne dass Schadstoffe in nennenswertem Maße freigesetzt werden. Die mit Halogenen beladene Aktivkohle wird abfiltriert und der Entsorgung zugeführt. Alternativ kann auch Natriumthiosulfat zugesetzt werden. Es reduziert Chlor-Moleküle zu Chlorid-Ionen. Der Vorteil ist, dass keine Entsorgung eines mit Halogen beladenen Stoffes anfällt; ein Nachteil ist, dass den Schülerinnen und Schüler die ablaufenden komplizierten Redoxreaktionen nur sehr schwer zu erklären sind.

Zu den Versuchen

V1 Um in der Apparatur nach B5 das Auftreten eines Überdruckes durch Stau zu vermeiden, darf keine feinpulverige Aktivkohle als Füllung verwendet werden. Die Apparatur wird auch noch für weitere Experimente mit Chlor benötigt.

V2 Die eingebrachten farbigen Gegenstände verlieren ihre Farbe nach kurzer Zeit durch die bleichende Wirkung des Chlors. Diese besteht in einer oxidativen Zerstörung der Farbstoffe.

V3 Die Aktivkohle kann in beträchtlichem Ausmaß Halogene durch Adsorption an der großen Oberfläche aufnehmen. Man erkennt es hier an der Entfärbung im Gasraum.

V4

a) In Wasser ist Iod nur sehr wenig löslich, die Lösung ist leicht bräunlich.

b) In Alkohol ist die Löslichkeit gut, die Lösung ist braun.

Zu den Aufgaben

A1 Die elementaren Stoffe Fluor, Chlor und Brom sind sehr reaktiv (am meisten das Fluor). Sie gehen also mit vielen anderen potenziellen Reaktionspartnern Reaktionen ein und bilden dabei Halogenverbindungen.

A2

Eigenschaften der Halogene:

	Farbe	Reaktionsfähigkeit	Aggregatzustand	Schmelztemperatur (°C)	Siedetemperatur (°C)
Fluor	schwach gelblich	sehr heftig	gasförmig	-219	-188
Chlor	gelbgrün	sehr heftig	gasförmig	-101	-35
Brom	rotbraun	heftig	flüssig	-7	59
Iod	violett-schwarz	weniger heftig	fest	113	184

A3 Grundsätzlich ist Iod ein wichtiges Spurenelement, das der Körper für die Hormonherstellung benötigt. Da der menschliche Organismus Iod nicht selbst bilden kann, muss es über die Nahrung zugeführt werden. Iodmangel kann ansonsten zu einer Schilddrüsenunterfunktion oder zu einem Kropf führen.

Um Iodmangel auszugleichen, versucht die Schilddrüse das Defizit durch eine Vergrößerung auszugleichen. Die sichtbaren Vergrößerungen treten aber oft nur in einzelnen Bereichen auf, es entstehen Schilddrüsenknoten. Im schlimmsten Fall muss die Schilddrüse operiert werden.

Da die Böden in Deutschland zu wenig Iod (Iod-Verbindungen) enthalten sollen und es somit in der tierischen und menschlichen Nahrung fehle, stuft die Weltgesundheitsorganisation (WHO) Deutschland vor einigen Jahrzehnten als Iodmangelgebiet ein. Als Konsequenz wurde die Iodierung von Lebensmitteln in Deutschland empfohlen.

In Deutschland ist der Gebrauch von Iodsalz nicht gesetzlich vorgeschrieben, jedoch wird es mittlerweile von der Mehrzahl der Haushalte und Gastronomiebetriebe verwendet.

Da viele oder gar die meisten Nahrungsmittel unter Verwendung von jodiertem Speisesalz hergestellt werden, kann es zur Akkumulation von Iod kommen. Menschen mit einer Schilddrüsenüberfunktion können unbewusst zu viel Iod aufnehmen. Daher hat die Europäische Behörde für Lebensmittelsicherheit empfohlen, die erlaubte Iodierung des Tierfutters einzuschränken. Per EU-Verordnung wurden daraufhin die Obergrenzen für die Iodierung des Tierfutters für Hühner und Kühe halbiert. Die Iodierung kann auch weitere Probleme mit sich bringen. So zeigen Daten aus Österreich, wo es eine gesetzlich verpflichtende Salziodierung gibt, dass es während der ersten Jahre nach der Einführung zu einer Verstärkung von Autoimmunerkrankungen der Schilddrüse kommen kann. Nach Meinung einiger Ärzte reicht in der Regel eine abwechslungsreiche Ernährung aus, um einem Iodmangel vorzubeugen. Eine Aufnahme von Iod über jodiertes Speisesalz sei nicht notwendig oder sinnvoll.

A4 Die Berechnung kann über die im Text genannte untere Grenze für die Chlorierung von 1 l Schwimmbadwasser mit 0,3 mg Chlor erfolgen.

$$V(\text{Chlor}) = \frac{m}{\rho} = \frac{0,0003 \text{ g} \cdot \text{ml}}{0,003 \text{ g}} = 0,1 \text{ ml}$$

Unter Beachtung der Obergrenze werden also 0,1 ml bis 0,2 ml Chlor (20 °C, 1013 hPa) benötigt.

A5 Als Alternative zur Behandlung von z. B. Wasser mit Chlor oder Chlordioxid kommt der Einsatz von Ozon, O₃, in Betracht. Auch bei der Bleichung von Papier wird Ozon eingesetzt. Seine Erzeugung erfordert allerdings Energie, und es sind geeignete Schutzmaßnahmen erforderlich.

„Äquivalentgewichten“ enthielt. Ähnliche Vorschläge wie GLADSTONE machte 1854 auch J. P. COOKE. Die älteste Darstellung eines Systems der chemischen Elemente, das auch nach dem heutigen Verständnis als „periodisch“ bezeichnet werden kann, wurde von dem französischen Mineralogen A. E. BÉGUER DE CHANCOURTOIS entwickelt. Er schlug 1862 eine dreidimensionale Darstellung vor, um die periodische Beziehung zwischen den Eigenschaften der Elemente und ihren Atomgewichten zu veranschaulichen. Die Elemente wurden nach der Größe der Zahlenwerte ihrer Atomgewichte auf einer einen Zylinder umlaufenden Schraubenlinie angeordnet, wobei chemisch ähnliche Elemente jeweils in senkrechten Gruppen untereinander standen („tellurische Helix“). Diese Anordnung nach zunehmenden Atomgewichten war erst nach dem Vorliegen der korrigierten Atomgewichte durch CANNIZZARO 1860 möglich geworden, wie L. MEYER beschreibt (zitiert nach Ostwalds Klassiker der exakten Wissenschaften Nr. 66, Leipzig 1895 (Reprint Geest & Portig, 1983), S. 43):

Es mußten zuerst die Grundsätze aufgefunden werden, nach denen die Atomgewichte aus den stöchiometrischen Bestimmungen sicher hergeleitet werden können, und dies gelang erst Cannizzaro ein Menschenalter nach der ersten Aufstellung der Triaden durch Döbereiner ...

W. ODLING (1829 – 1921) veröffentlichte 1865 eine Tabelle der bis dahin etwa 70 bekannten Elemente, wobei in waagerechten Reihen verwandte Elemente zu Gruppen zusammengefasst waren (z. B. Kohlenstoff – Silicium – Zinn – Blei; Stickstoff – Phosphor – Arsen – Antimon – Bismut). Zuvor hatte J. A. R. NEWLANDS (1837 – 1898) 1864 hervorgehoben, dass bei der Anordnung der Elemente nach steigenden Atomgewichten nach jedem siebten Element ein Element folgt, das dem Anfangsglied der Reihe chemisch sehr ähnlich ist: „Gesetz der Oktaven“ (zitiert nach M. M. Pattison Muir, A History of Chemical Theories and Laws, Wiley, New York 1907, 359):

... the eighth element, starting from a given one, is a kind of repetition of the first, like the eighth note of an octave in music ...

Da NEWLANDS annahm, dass jede Verwandtschaftsgruppe aus acht Elementen bestehen müsse, erwies sich sein System als zu eng. Es bot für die später entdeckten Elemente keinen Platz, da es nur sieben Oktaven (entsprechend 56 Elemente) umfasste.

Die im Dunkel liegenden Beziehungen zwischen den zu gleichen Gruppen gehörenden Elementen (Kenntnisse über den Bau der Elektronenhülle lagen zu dieser Zeit noch nicht vor) beschäftigten die Fantasie vieler Chemiker sehr intensiv. So schrieb F. WÖHLER am 7.6. 1866 seinem Freund J. v. LIEBIG (zitiert nach Fierz-David, a. a. O., S. 307):

... ich spiele täglich ein bißchen mit Ruthenium, Osmium und Iridium. Namentlich die beiden ersteren sind doch sehr merkwürdige Körper. Warum sind sie das? Wozu? Was magst Du mit dem Tellur vorhaben? Es ist ebenfalls ein merkwürdiger Körper; merkwürdig ist zumal auch, dass bei seinen übrigen Analogien mit dem Schwefel sein Äquivalentgewicht gerade viermal so groß ist ...

Die nahezu endgültige Ausgestaltung erhielt das Periodensystem der Elemente im Jahre 1869 durch L. MEYER (1830 – 1895) und D. MENDELEJEV (1834 – 1907), die unabhängig voneinander ein Periodensystem entwickelten. Im Gegensatz zu der heute üblichen Anordnung sind bei ODLING, NEWLANDS, MEYER und MENDELEJEV die verwandten Elemente nicht in senkrechten, sondern in waagerechten Gruppen zusammengefasst. Für die Neuauflage seines Lehrwerkes „Moderne Theorien“ entwickelte L. MEYER auch ein Periodensystem mit verwandten Elementen in senkrechten Spalten, das jedoch damals nicht zur Veröffentlichung kam.

I	II		III		IV		V		VI		VII		VIII		IX	
	B	11	Al	27,3	—	—	—	—	—	?	In	113	—	—	Tl	202,7
	C	11,97	Si	28	—	—	—	—	—	—	Sn	117,8	—	—	Pb	206,4
	—	—	—	—	Ti	48	—	—	Zr	89,7	—	—	—	—	—	—
	N	14	P	31	—	—	As	74,9	—	—	Sb	122	—	—	Bi	207,5
	—	—	—	—	V	51	—	—	Nb	93	—	—	Ta	182	—	—
	O	16	S	32	—	—	Se	78	—	—	Te	128	—	—	—	—
	—	—	—	—	Cr	52	—	—	Mo	95,6	—	—	W	182,2	—	—
	F	19	Cl	35,4	—	—	Br	79	—	—	J	126,5	—	—	—	—
	—	—	—	—	Mn	55	—	—	Ru	103	—	—	Os	198,6?	—	—
	—	—	—	—	Fe	55,9	—	—	Rh	104,1	—	—	Ir	196,7	—	—
	—	—	Co	—	Ni	58,6	—	—	Pd	106,2	—	—	Pt	196,7	—	—
Li	7	Na	23	K	39	—	—	Rb	85	—	—	Cs	132,7	—	—	—
—	—	—	—	—	—	Cu	63,3	—	—	Ag	107,6	—	—	Au	197,7	—
Be	9	Mg	24	Ca	40	—	—	Sr	87	—	—	Ba	137	—	—	—
—	—	—	—	—	—	Zn	64,9	—	—	Cd	111,6	—	—	Hg	200	—

Periodensystem nach L. MEYER

MENDELEJEWS Anordnung beruhte im Gegensatz zu der von MEYER streng auf der Klassifizierung nach Atomgewichten und erlaubte zusätzliche Interpretationen: Einige Atomgewichte mussten überprüft, und im Falle Tellur/Iod musste ein Standorttausch vorgenommen werden. Beide Systeme blieben zunächst ziemlich unbeachtet. Erst mit der Entdeckung einiger von MENDELEJEV vorausgesagter Elemente (Gallium 1875, Scandium 1879, Germanium 1886, Polonium 1898) fand das Gesetz von der Periodizität der chemischen und physikalischen Eigenschaften der Elemente eine hervorragende Bestätigung.

MEYER und MENDELEJEV war es auf der Basis des Gedankenguts dieser Zeit gelungen, ohne tiefere Kenntnisse über den Bau der Atome, die Elemente im Periodensystem auch für die heutigen Verhältnisse „richtig“ anzuordnen. MENDELEJEV bemerkte hierzu (zitiert nach Fierz-David, a. a. O., S. 314):

... es ist vielmehr anzunehmen, dass die periodische Änderung der einfachen und zusammengesetzten Körper irgendeinem höheren Gesetz unterliegt; bis jetzt fehlen uns aber noch die Mittel, um die Natur und desto mehr die Ursache dieses Gesetzes zu erfassen. Aller Wahrscheinlichkeit nach liegt die Ursache in der inneren Mechanik der Atome und Moleküle. Da das periodische System erst seit einigen Jahren zu allgemeiner Annahme gelangt ist, so erscheint es natürlich, dass weitere Fortschritte in der Erklärung desselben nur von der Erweiterung unserer Erkenntnisse, die sich auf dieses Gesetz beziehen, zu erwarten sind ...

Das Periodensystem der Elemente brachte zum ersten Mal eine rationale Ordnung und Übersicht in die Vielfalt der elementaren Stoffe, und man konnte aufgrund von Analogien innerhalb der Gruppen auf noch unbekannte Verbindungen schließen. Auch war das Periodensystem von Anfang an richtungsweisend für die systematische wissenschaftliche Darstellung der gesamten anorganischen Chemie. Es besaß und besitzt auch heute noch einen hohen didaktischen Wert zur Bündelung des Wissens, das sich Schülerinnen und Schüler als bedeutendes Basiswissen anzueignen haben.

Die weiteren Stationen in der Entwicklung des PSE in Schlagworten:

- 1880 L. MEYER: Einordnung der „Seltene Erden“ in die dritte Spalte des PSE
- 1884 LORD RAYLEIGH und Sir W. RAMSAY: Entdeckung der Edelgase, weitere Komplettierung
- 1905 A. WERNER: „Langperiodensystem“, die meistbenutzte Form des PSE
- 1908 B. BRAUNER: Vorschlag eines periodischen Systems der Lanthanoiden
- 1913 Aus dem Moseley'schen Gesetz ergibt sich, dass für die Einordnung der Elemente in das Periodensystem nicht das Atomgewicht, sondern die Ordnungszahl (Kernladungszahl) maßgebend ist.
- 1913 N. BOHR und E. RUTHERFORD: Das Atommodell führt, zusammen mit der Elektronenspin-Hypothese (GOUDSMIT 1923) und dem Pauli-Prinzip (PAULI 1925) zum Aufbauprinzip der Atome und zu einer Bestätigung des „periodischen Gesetzes“.

Weitere Auffüllung der Lücken im PSE:

- 1917/18: Protactinium
- 1922: Hafnium
- 1925/26: Rhenium
- 1936/37: Technetium
- 1939: Francium
- 1940: Astat
- 1945/46: Promethium

Weiterer Ausbau des PSE durch Einordnen der ab 1940 (Neptunium) hergestellten radioaktiven Elemente als Actinoide und Transactinoide durch G.T. Seaborg (1949) bis Element 118 (Stand 2008).

Literatur zur historischen Entwicklung des Periodensystems:

Doebereiner, J.W.; Pettenkofer, M.: Die Anfänge des natürlichen Systems der chemischen Elemente, Reihe: „Ostwalds Klassiker der exakten Naturwissenschaften“, Nr. 66, Leipzig 1895, Reprint 1983 (Geest & Portig, jetzt Verlag Harri Deutsch, Frankfurt/Main)

Meyer, L.; Mendelejew, D.: Das natürliche System der chemischen Elemente, Reihe: „Ostwalds Klassiker der exakten Naturwissenschaften“, Nr. 68, Leipzig 1895, Reprint 1996 (Verlag Harri Deutsch, Frankfurt/Main)

Boeck, G.; Zott, R.: Dmitrij Ivanovič Mendeleev, Chemie in unserer Zeit **41** (2007), 12.

Zu den Aufgaben

A1

Hauptgruppe	
IV	VI
Kohlenstoff	Sauerstoff
Silicium	Schwefel
Germanium	Selen
Zinn	Tellur
Blei	Polonium

A2

Ordnungszahl	Element
3	Lithium
6	Kohlenstoff
9	Fluor
56	Barium

A3 Das Element Aluminium hat eine Atommasse von 27 u.

A4

Element	Hauptgruppe	Periode	Ordnungszahl	Atommasse
Stickstoff	V	2	7	14,0 u
Magnesium	II	3	12	24,3 u

A5 Bei der Aufstellung des PSE wurden die Elemente nach steigender Atommasse angeordnet. Verwandte Elemente wurden dabei in eine Reihe (MENDELEJEV), später in Elementgruppen untereinander gestellt. Da dem Ordnungsprinzip chemische Verwandtschaft Vorrang eingeräumt wurde, mussten an einigen Stellen die Plätze von jeweils zwei Elementen vertauscht werden. Die Elementgruppen enthielten anfangs freie Plätze für noch nicht entdeckte Elemente.

A6

a) Im Periodensystem stehen die Elemente mit ähnlichen Eigenschaften in **(Haupt-)Gruppen untereinander**.

b) Die **Ordnungszahl** legt die Position eines Elements im Periodensystem fest.

c) Die waagerechten Reihen im Periodensystem bezeichnet man als **Perioden**.

A7 Als Erdmetalle bezeichnet man die chemischen Elemente der 3. (Haupt-)Gruppe des Periodensystems. Dieser Name ist wohl von der Tonerde, dem Aluminiumoxid Al_2O_3 , abgeleitet worden. Erdmetalle ist insofern irreführend, weil Bor nicht zu den Metallen, sondern Halbmetallen zählt. Heute werden nur die Elemente Aluminium, Gallium, Thallium und Nihonium zu den Erdmetallen gezählt.

Die Erdkruste besteht zu ca. 7% aus Oxiden dieser Metalle, allerdings entfallen fast 99,9% davon auf das Aluminiumoxid.

5.7 Die Edelgase – zu träge zum Reagieren (S. 192)

Zu den Aufgaben

A1 Die Atome, bei denen die äußere Schale mit acht Elektronen besetzt ist, gehen (fast) keine chemischen Verbindungen ein. Bei Metallen wie Gold und Platin führt ein analoges Verhalten dazu, dass sie nicht anlaufen und damit einen mehr oder weniger hässlichen Überzug bekommen. Dies wird als eine „edle“ Eigenschaft geschätzt. Ähnlich pflegt man die Gase, die sich als wenig reaktionsfähig erweisen, als edel zu bezeichnen.

A2

Die Dichte der Luft beträgt bei 0 °C und 1013 hPa $\rho = 1,293 \text{ g/l}$, die Dichte des Heliums $\rho = 0,178 \text{ g/l}$. Die Dichte des Neons beträgt bei 0 °C und 1013 hPa $\rho = 0,9 \text{ g/l}$, die Dichte der Luft beträgt bei 20 °C und 1013 hPa $\rho = 1,204 \text{ g/l}$, die Dichte des Heliums $\rho = 0,17 \text{ g/l}$, die Dichte des Neons $\rho = 0,84 \text{ g/l}$, die des Argons $\rho = 1,66 \text{ g/l}$. Helium und Neon haben eine kleinere Dichte als Luft.

A3

Ein Gemisch aus Helium und Sauerstoff wird von Tiefseetauchern genutzt. Befindet sich ein Taucher in großer Tiefe, so lastet auf seinen Körper ein enormer Druck. Die Lunge wird zusammengedrückt und um überhaupt noch atmen zu können, braucht man Druckluft. Durch den hohen Atemluftdruck beim Tauchen in großer Tiefe gelangt vermehrt Stickstoff ins Blut und ins Gewebe. Das Abtauchen ist kein Problem, doch das Auftauchen: Wenn der Druckausgleich nämlich zu rasch erfolgt, kann das Blut den eingelagerten Stickstoff nicht schnell genug wieder abbauen, der Stickstoff bildet Blasen und die schädigen Adern und Gewebe. Dabei kann es sogar zu einer gefährlichen Gefäßverstopfung kommen. Der Taucher darf nur sehr langsam aufsteigen, um diese Blasenbildung zu vermeiden. Verwendet er ein Sauerstoff-Helium-Gemisch tritt diese Blasenbildung nicht auf, da sich Helium nicht so gut im Blut löst wie Stickstoff. Auch die Gefahr der Blasenbildung ist dadurch kleiner. Stickstoff kann auch auf einen Taucher schon ab einer Tauchtiefe von 30 m berauschende Wirkung ausüben. Dieser Tiefenrausch kann dazu führen, dass der Taucher die Selbstkontrolle verliert und leichtsinnig wird. Mit Helium anstelle von Stickstoff tritt dieser Tiefenrausch nicht auf. Helium ist teuer. Je höher der Heliumanteil im Atemgas wird, desto teurer ist auch die Mischung. Noch teurer sind Sauerstoff-Neon-Gemische. Auch Helium als Bestandteil des Atemgases ist nicht unumstritten. In größeren Tiefen wirkt es negativ auf das Nervensystem, es kommt zum sogenannten Heliumzittern. Diesen Nachteil weist das sehr selten verwendete Neon nicht auf.

5.8 Elemente ordnen (S. 193)

Zu den Versuchen

V1

Anfertigen von Elementkarten

Sollten neben den abgebildeten Elementen weitere Elemente verwendet werden, können diese dem Periodensystem im Anhang des Schülerbuches oder auf der CD entnommen werden. Bei wiederholtem Einsatz der Elementkarten ist es sinnvoll, diese zum Schutz zu laminieren oder mit Bucheinbindefolie zu überziehen.

Auf der Suche nach einer Ordnung

Die Elementkarten können nach verschiedenen Gesichtspunkten geordnet werden, z. B.:

- alphabetische Ordnung nach Elementnamen oder Elementsymbolen,
- Ordnung nach Metallen und Nichtmetallen,
- Ordnung nach Aggregatzuständen bei Raumtemperatur,
- Ordnung nach steigender Dichte.

Die Ordnungsprinzipien sollten von den Schülerinnen und Schülern beschrieben und auch begründet werden.

V2

Bei der Aufstellung des PSE wurden die Ordnungsprinzipien chemische Ähnlichkeit und Atommasse berücksichtigt. Die Elemente werden nach steigender Atommasse angeordnet. Verwandte Elemente wurden dabei in eine Reihe (MENDELEJEV), später in Elementgruppen untereinander gestellt.

5.9 Elektrische Ladung im Atom (S. 194/195)

Zu den Aufgaben

A1 Die Ladungsart des Luftballons lässt sich durch Berühren mit einer Glimmlampe nachweisen. Blitzt der Pol, der den Luftballon berührt, auf, so ist dieser negativ geladen. Wurde der Luftballon positiv aufgeladen, so blitzt der andere Pol auf. Die Haare sind entgegengesetzt zum Luftballon geladen.

A2 Werden zwei entgegengesetzt geladene, baugleiche Elektroskope durch einen metallischen Leiter verbunden, so gehen jeweils gleiche Zeigerausschläge auf Null zurück.

A3 2000 Elektronen haben zusammen ungefähr die Masse eines Protons. Berechnung mit der Masse eines Protons und der Masse eines Elektrons aus der Abbildung [B2] des Schülerbuchs S. 195:

$$\frac{1,0073 \text{ u}}{0,0005 \text{ u}} = 2015$$

bzw.

$$\frac{1,673 \cdot 10^{-27} \text{ g}}{9,109 \cdot 10^{-31} \text{ g}} = 1837$$

A4 Da ein Neutron nicht geladen ist, erhält es auch kein hochgestelltes Zeichen für eine Ladung.

A5 Führt man den glühelektrischen Effekt mit einem negativ aufgeladenen Elektroskop durch, so geht der Zeigerausschlag nicht zurück. Beim glühelektrischen Effekt sendet ein Metalldraht in dem luftleeren Glaskolben Elektronen aus. Diese sind negativ geladen. Damit sind sowohl die Metallplatte in dem luftleeren Glaskolben als auch das Elektroskop negativ aufgeladen. Der Zeigerausschlag geht nicht zurück, weil das Elektroskop nicht entladen wird. (Der Ausschlag müsste größer werden. Allerdings ist eine Zunahme des Ausschlags durch die geringe Zunahme an Ladung nicht zu beobachten.)

Zusatzinformation

Die Masse der Elektronen wird gegenüber der Masse des Atomkerns im Unterricht oft als so klein angesehen, dass die Elektronenmasse vernachlässigt wird.

Ein Mol Elektronen hat die Masse

$$1 \text{ mol} \cdot m_e = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 9,109 \cdot 10^{-28} \text{ g} = 0,5485 \cdot 10^{-3} \text{ g}.$$

Da normalerweise grob gerechnet auf ein Proton und ein Neutron zusammen ein Elektron kommt, sind von einem Gramm Materie etwa 0,27 mg den Elektronen zuzurechnen, also 0,27 Promille. So gehen zum Beispiel in 12 g Kohlenstoff etwa 3,3 mg auf das Konto der Elektronen.

Das liegt durchaus im Bereich des mit üblichen Mitteln Wägbaren. Zwischen der Masse eines Atomkerns und der Masse des Atoms ist also durchaus zu unterscheiden. Der menschliche Körper enthält ungefähr 15 bis 25 g Elektronen.

Zusatzinformation

Im Chemieunterricht der Sekundarstufe I beschränken sich die Bauteilchen der Materie auf Proton, Elektron und Neutron. Dass auch die Teilchen, die in der Chemie als die letzten Bausteine der Materie erwähnt werden, zum Teil noch eine weitere Innenstruktur haben, könnte angedeutet werden. Proton und Neutron bauen sich aus Quarks auf, denen Drittelladungen zugeschrieben werden. Das Up-Quark (u) hat die elektrische Ladung $+2/3$, das Down-Quark (d) die elektrische Ladung $-1/3$ (jeweils der Elementarladung). Dies bedeutet zum Beispiel, dass man nicht ganz streng behaupten sollte, elektrische Ladungen, die betragsmäßig kleiner als die Elementarladung sind, kämen überhaupt nicht vor. (Sie kommen allerdings frei nicht vor.) Ferner können mit diesen beiden Quarks das Proton und das Neutron dargestellt werden: Das Proton ist ein Zusammenschluss uud, das Neutron udd.

Der Zusammenhalt der Quarks geschieht durch unterschiedliche „Farbladungen“ der starken Wechselwirkung. Die drei Farbladungen stehen in gewisser Analogie zu den beiden elektrischen Ladungen der Coulomb-Wechselwirkung.

Zu den Versuchen

V1 Man kann beobachten, dass sich die beiden Folien abstoßen.

V2 Beim Auflegen der geriebenen Folie auf die Metallplatte des Elektroskops zeigt dieses einen Zeigerausschlag. Bei der Prüfung mit der Glimmlampe zeigt sich, dass die Folie positiv, das Papier negativ geladen ist.

5.10 Das Kern-Hülle-Modell (S. 196/197)

Zu den Aufgaben

A1

Aussage	Begründung
Die Masse des Atoms ist fast vollständig im Atomkern vereinigt, dabei beträgt der Kerndurchmesser nur etwa 1/100 000 des Atomdurchmessers.	Der Großteil der α -Teilchen konnte die Goldfolie ungehindert durchdringen.
Der Atomkern ist positiv geladen.	Wenige der positiv geladenen α -Teilchen wurden abgelenkt.

A2 Da der Durchmesser des Atomkerns nur etwa 1/100 000 des Atomdurchmessers beträgt, hätte der Metallstab eine Länge von etwa:

$$\frac{1\text{m}}{100\,000} = \frac{1000\text{mm}}{100\,000} = \frac{1}{100}\text{mm}$$

Den verkleinerten Metallstab könnte man nicht zeichnen.

Zu dem Versuch

V1 Man kann beobachten, dass die kleine Kugel auf ihrer Bahn der großen Kugel ausweicht, da beide Kugeln gleichsinnig aufgeladen sind.

5.11 Der Atomkern (S. 198)

Zu den Aufgaben

A1 Die Anzahlen sind für:

${}^{19}_9\text{F}$ Nukleonenzahl (Massenzahl) = 19; 9 p^+ ; 10 n ; 9 e^-

${}^{127}_{53}\text{I}$ Nukleonenzahl (Massenzahl) = 127; 53 p^+ ; 74 n ; 53 e^-

${}^{197}_{79}\text{Au}$ Nukleonenzahl (Massenzahl) = 197; 79 p^+ ; 118 n ; 79 e^-

A2 Aus dem Periodensystem benötigt man die Nukleonenzahl (Massenzahl) und die Ordnungszahl, um die Anzahl der Elektronen, Protonen und Neutronen eines Atoms zu ermitteln.

Die Ordnungszahl gibt die Anzahl der Protonen und zugleich die Anzahl der Elektronen in einem Atom an. Aus der Differenz der Nukleonenzahl (Massenzahl) und der Protonenzahl ergibt sich die Anzahl der Neutronen:

Nukleonenzahl (Massenzahl) – Anzahl der Protonen = Anzahl der Neutronen.

5.12 Isotope (S. 199)

Zu den Aufgaben

A1

Aluminium	Reinelement
Natrium	Reinelement
Chlor	Mischelement
Kohlenstoff	Mischelement

Hinweis: Da es sich um Hauptgruppenelemente handelt, kann die Lösung aus [B3] im Schülerbuch ermittelt werden.

A2

Isotop	Verwendung
Deuterium	<ul style="list-style-type: none"> - Es wird eingesetzt als Moderator in Kernreaktoren (hier in Form von schwerem Wasser), - als Brennstoff in Wasserstoffbomben und in Kernfusionsreaktoren, - als Ersatz für gewöhnlichen Wasserstoff in Lösungsmitteln für die $^1\text{H-NMR}$-Spektroskopie und - als Tracer in der Chemie und Biologie.
Tritium	<ul style="list-style-type: none"> - Unter anderem in der Biologie, Chemie und Medizin wird Tritium als Tracer zur Markierung bestimmter Substanzen verwendet. Ionisationsrauchmelder arbeiten teilweise mit einer Tritiumgas-Ampulle als Ionisator. - Ein 1 : 1-Gemisch von Deuterium und Tritium (D-T) hat die günstigsten Eigenschaften als Brennstoff für die Fusionsenergie. - Ferner ist Tritium auch ein wesentlicher Bestandteil bestimmter Kernwaffen. - Wegen seiner relativ kurzen Halbwertszeit von 12,3 Jahren wird Tritium zur Altersbestimmung von oberflächennahem Grundwasser oder zur Untersuchung von hydrologischen Fließbedingungen verwendet.

A3 $m_r(\text{Cl}) = 35 \text{ u} \cdot 0,758 + 37 \text{ u} \cdot 0,242 = 35,484 \text{ u}$

Die mittlere Atommasse von Chlor beträgt 35,484 u und deckt sich mit dem im Periodensystem angegebenen gerundeten Wert von 35,5 u.

Anmerkung

Bei Behandlung des Themas „Isotope“ ist zu empfehlen, das Verfahren der Mittelung etwas ausführlicher zu behandeln, als es im Schülerbuch geschehen ist. Das Auftreten der Teilchenzahlanteile als Faktoren bei den Nuklidmassen bedarf wohl durchaus einer Demonstration an einfachen Beispielen. Man denke etwa daran, dass die mittlere Länge von Bleistiften festgestellt werden soll, wobei die hundert Bleistifte teilweise gleiche Längen haben sollen. Dann läuft die Summation dieser Längen auf eine Multiplikation der Länge mit der Anzahl der Bleistifte hinaus, die diese Länge haben. Diese Anzahl wiederum dividiert durch die Gesamtanzahl ergibt den Anteil. So kommen die Produkte aus Anteil und (hier:) jeweiliger Länge zustande; bei den Atomen sind es Produkte aus Anteil und jeweiliger Atommasse.

Schließlich kann noch einmal zusammengefasst werden, aus welchen Gründen die (mittleren) Atommassen keine ganzzahligen Werte haben:

1. Schon die Massen von Proton und Neutron sind unterschiedlich. Deshalb ist es nicht möglich, eine atomare Einheit so zu wählen, dass auch nur zwei verschiedene Atome zugleich ganzzahlige Massenwerte bekommen. Entsprechendes gilt auch für die Masse von Proton mit Elektron zusammen gegenüber der Masse des Neutrons.
2. Der relativistische Massendefekt verhindert die Ganzzahligkeit. (Dies wirkt sich in gewisser Weise schon auf den zuerst genannten Punkt aus: Wenn man ein Neutron als Zusammenschluss von Proton und Elektron auffassen will, kann das Neutron wegen des Massendefekts nicht die Masse haben, die Proton und Elektron in der Summe haben.)
3. Die Isotopie kann zu starken Abweichungen von der Ganzzahligkeit führen, sodass im Prinzip aus den mittleren Massen nicht mehr auf die Nuklidmassen zurückgeschlossen werden kann.

Noch eine weitere Unterscheidung könnte hervorgehoben werden, die im Schülerbuch nicht so prägnant zum Ausdruck kommen kann, die aber einigermaßen konsequent verwirklicht wurde: Zu einer Atomart (Element) gehören alle Atome gleicher Kernladungszahl. Innerhalb einer Atomart gibt es noch verschiedene Atomsorten: die Nuklide unterschiedlicher Nukleonenzahl. C-12 und C-14 verkörpern nach dieser Sprachregelung verschiedene Atomsorten, gehören aber zu derselben Atomart. Ohne diese Unterscheidung wäre man zumindest indirekt in Gefahr zu sagen, dass es zu einer Atomart (Element) mehrere Atomarten (Nuklide) gibt. Man sieht, dass man ohne diese Unterscheidung kaum auskommt.

Beim Umgang mit Atommassen kommen ganze Zahlen und rationale Zahlen unterschiedlich starker Rundung vor. Im PSE hinten im Buch steht für die Atommasse des Sauerstoffs der Wert 16,0 u. In der Tabelle „Chemische Elemente“ findet man den Wert 15,9994 u. Die Atommassen, die zum Teil auf acht Dezimalstellen bekannt sind, werden im Unterricht mit zwei oder drei Stellen verwendet.

5.13 Ötzi und die Radiocarbonmethode (S. 200/201)

Zu den Aufgaben

A1 Halbwertszeit von Radium $T_{1/2} = 1600$ Jahre; 3200 Jahre entsprechen daher 2 Halbwertszeiten, daraus folgt:

$$\frac{0,1\text{g}}{2 \times 2} = 0,025\text{g} = 25\text{mg}$$

Von dem Präparat wären nach 3200 Jahren noch 25 mg übrig.

A2

Durch die Einsätze und atmosphärischen Tests von Kernwaffen zwischen 1945 und 1963 wurde die Menge an ^{14}C in der Atmosphäre stark erhöht.

Zu radioaktiver Zerfall und Halbwertszeit

In der Sekundarstufe I kann der Begriff „Halbwertszeit“ zu Schwierigkeiten führen, die sich zum Beispiel in folgender Frage niederschlagen können:

Wenn in 5730 Jahren die eine Hälfte der Atomkerne zerfällt, warum zerfällt dann in den nächsten 5730 Jahren nicht die zweite Hälfte? Bei einem solchen Problem ist zu überlegen, wie man die Exponentialfunktion intuitiv und anschaulich plausibel machen kann, ohne auf eine mathematisch unzugängliche Herleitung einzugehen.

Der entscheidende Punkt, der ein Missverständnis zu vermeiden hilft, dürfte die Klarstellung sein, dass in einer bestimmten Zeitspanne von einer beliebigen Teilchengesamtheit nicht eine bestimmte (konstante) Anzahl zerfällt, sondern ein bestimmter (konstanter) Anteil. Dieser Anteil, der also die relative Abnahme in einer gegebenen Zeitspanne ergibt, ist unabhängig von der Größe der Ausgangsportion. Man kann sich also eine größere Gesamtheit von zerfallsfähigen Atomkernen vorstellen und sie in mehrere kleinere Portionen aufteilen und wird dann wieder für jede Teilportion feststellen, dass in ihr der gleiche Anteil zerfallen ist wie in der gesamten Portion. Wer bereit ist, die Voraussetzung zu akzeptieren, dass im Verlauf der Halbwertszeit von einer beliebigen Ausgangsportion die Hälfte zerfällt, hat das radioaktive Zerfallsgesetz schon implizit mit akzeptiert. Dabei liegt der Kern der Sache darin, dass das Konstante des Vorgangs der immer gleiche Anteil ist.

Denn: Wenn von einer Ausgangsportion mit N_0 zerfallsfähigen Atomen nach dem Verstreichen der Halbwertszeit nur noch $N_0/2$ dieser Atome vorliegen, so kann in diesem selben Vorgang auch erkannt werden, dass von der Hälfte der ursprünglichen Portion nach einer Halbwertszeit nur noch $N_0/4$ der ursprünglichen Atome vorliegen. Hieraus ergibt sich, dass auch die $N_0/2$ Atome, die nach der ersten Halbwertszeit vorliegen, in der nächsten gleich großen Zeitspanne zu $N_0/4$ zerfallen sein werden, da aus gleichen Voraussetzungen immer gleiche Resultate folgen. Ob man also eine Teilchengesamtheit von $N_0/2$ Atomen vor der ersten Halbwertszeit oder vor der zweiten betrachtet, ist das Gleiche. Dies lässt sich fortsetzen, sodass die fortwährende Halbierung in jeweils gleicher Zeit bewiesen ist.

Man erhält also ein Produkt von n lauter gleichen Faktoren: $\left(\frac{1}{2}\right) \cdot \left(\frac{1}{2}\right) \cdot \dots \cdot \left(\frac{1}{2}\right) = \left(\frac{1}{2}\right)^n = 2^{-n}$.

Mithin ist also die Zahl $N(n)$ der noch nicht zerfallenen Atome nach n Schritten (von der jeweiligen Dauer einer Halbwertszeit):

$$N(n) = N_0 \cdot 2^{-n}$$

Damit ist der exponentielle Verlauf im Wesentlichen geklärt. Man kann noch beachten, dass sich die Zeit t durch $t = n \cdot T_{1/2}$ darstellen lässt ($T_{1/2}$ ist die Halbwertszeit). n ist dann offensichtlich $t = n \cdot T_{1/2}$, wobei dieser Quotient jetzt nicht mehr auf ganzzahlige Werte beschränkt sein soll, sodass schließlich wird:

$$N(t/T_{1/2}) = N_0 \cdot 2^{-t/T_{1/2}}$$

Man ist also vom Halbieren der Ausgangsportion zur Zeitabhängigkeit der Atomanzahl gelangt. Die Verwendung der Basis 2 macht noch einmal die Rolle der Halbwertszeit ganz klar: Wenn die verstrichene Zeit $t = n \cdot T_{1/2}$ ist, so ist $N = N_0/2$.

In der Literatur ist es üblich, im Zerfallsgesetz die Basis e zu verwenden, was sich zwanglos ergibt, wenn man die Herleitung des Zerfallsgesetzes über die Differentialgleichung $\Delta N/dt = -\lambda \cdot N$ vornimmt (die Zerfallsrate ist proportional der Anzahl N der vorhandenen Kerne).

Bei der oben gegebenen Plausibilitätsbetrachtung bietet sich ein Übergang auf die Basis e für die Schüler nicht an.

5.14 Das Energiestufenmodell und das Schalenmodell (S.202/203)

Zu den Aufgaben

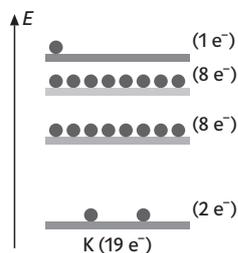
A1

- Die beiden Elektronen des Helium-Atoms **besetzen die 1. Energiestufe.**
- Die 2. Energiestufe kann mit maximal **acht Elektronen besetzt werden.**
- Von den sechs Elektronen des Kohlenstoff-Atoms besetzen **zwei Elektronen die 1. Energiestufe und vier Elektronen die 2. Energiestufe.**

A2

Atom	Anzahl Elektronen		
	1. Energiestufe	2. Energiestufe	3. Energiestufe
Helium	2	–	–
Magnesium	2	8	2

A3 Die Elektronen für ein Kalium-Atom sind wie folgt auf die Energiestufen verteilt:



A4

- Die Schalen entsprechen kugelförmigen Aufenthaltsräumen der Elektronen um den Atomkern.
- Mit zunehmender Energiestufe wird der Aufenthaltsraum größer. Die Elektronen derselben Energiestufe bilden einen Aufenthaltsraum, eine Schale.

5.15 Abspaltung von Elektronen aus der Atomhülle (S.204)

Zu den Aufgaben

A1 Die Abspaltung von Elektronen aus der Atomhülle bezeichnet man als Ionisierung.

A2

- Die Ionisierungsenergie des Lithium-Atoms kann man in zwei Gruppen einteilen. Die erste Ionisierungsenergie ist klein und bezieht sich auf die Abspaltung des Elektrons aus der 2. Energiestufe. Diese Ionisierungsenergie, die sich auf das weiter vom Atomkern entfernte Elektron bezieht, ist kleiner als die Ionisierungsenergien für die beiden Elektronen der 1. Energiestufe.
- Die 11 Elektronen des Natrium-Atoms verteilen sich auf drei Energiestufen:
 1. Energiestufe: 2 Elektronen,
 2. Energiestufe: 8 Elektronen,
 3. Energiestufe: 1 Elektron.Dementsprechend lassen sich auch die Ionisierungsenergien in drei Gruppen einteilen.

A3

- Das gesuchte Atom/Element hat fünf Ionisierungsenergien, wobei zwei um ein vielfaches höher sind, als die ersten drei. Mithilfe des PSE³ findet man unter der ersten Ionisierungsenergie von 1,33 aJ das gesuchte Element mit der OZ 5, also Bor. Es steht in der 2. Periode, was auch die beiden hohen Ionisierungsenergien erklärt.
- Individuelle Lösung analog zu [B2].

Mit der Abspaltung jedes Elektrons nimmt die Ionisierungsenergie zu, weil die Abspaltung gegen die Anziehung des immer stärker positiv geladenen Ions erfolgt. Auffällig ist jedoch das sprunghafte Ansteigen der Ionisierungsenergie zwischen der dritten und vierten Ionisierungsenergie. Eine große Ionisierungsenergie bedeutet, dass sich das Elektron nah am Atomkern befindet. Da es vom Atomkern stark angezogen wird, benötigt man viel Energie, um es zu entfernen. Eine kleinere Ionisierungsenergie bedeutet, dass das Elektron weiter vom Atomkern entfernt ist und deshalb schwächer angezogen wird.

Anhand der Ionisierungsenergien kann man die fünf Elektronen des Bor-Atoms in zwei Gruppen einteilen, die den Energiestufen bzw. Schalen entsprechen:

- Die 1., 2. und 3. Ionisierungsenergien sind klein. Drei Elektronen werden nur schwach angezogen (2. Energiestufe).
- Die Beträge der 4. und 5. Ionisierungsenergien sind sehr groß. Zwei Elektronen werden sehr stark angezogen (1. Energiestufe).

5.16 Atome – genauere Einblicke (S. 205)

Zu den Aufgaben

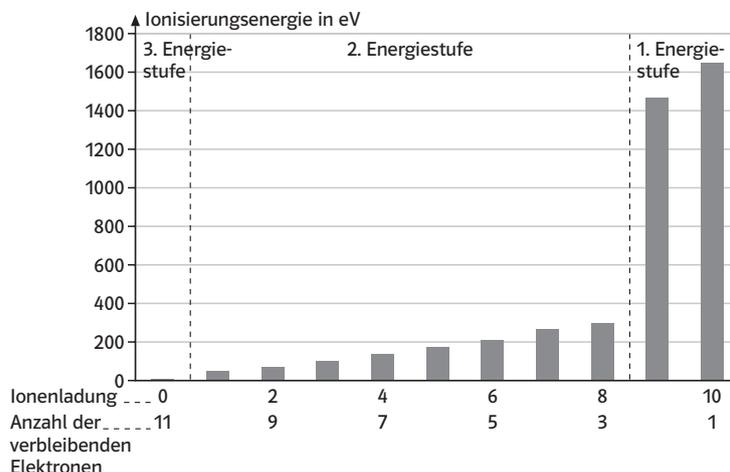
A1 Caesium gehört zu den Reinelementen, d.h., es kommt in der Natur nur in einer Atomkernsorte als ^{55}Cs vor, deshalb erhält man im Massenspektrum nur ein Signal. Magnesium gehört zu den Mischelementen. Es gibt drei Sorten von Magnesium-Atomen. Ihre Atomkerne weisen alle 12 Protonen auf, aber 12, 13 oder 14 Neutronen. Jedes dieser drei Magnesium-Isotope weist ein Signal im Massenspektrum auf.

A2

a)

Na	$\rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	5,1 eV bzw.	0,8 aJ
Na^+	$\rightarrow \text{Na}^{2+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	47,3 eV bzw.	7,6 aJ
Na^{2+}	$\rightarrow \text{Na}^{3+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	71,6 eV bzw.	11,5 aJ
Na^{3+}	$\rightarrow \text{Na}^{4+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	98,9 eV bzw.	15,8 aJ
Na^{4+}	$\rightarrow \text{Na}^{5+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	138,4 eV bzw.	22,2 aJ
Na^{5+}	$\rightarrow \text{Na}^{6+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	172,1 eV bzw.	27,6 aJ
Na^{6+}	$\rightarrow \text{Na}^{7+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	208,4 eV bzw.	33,4 aJ
Na^{7+}	$\rightarrow \text{Na}^{8+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	264,1 eV bzw.	42,3 aJ
Na^{8+}	$\rightarrow \text{Na}^{9+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	299,9 eV bzw.	48,0 aJ
Na^{9+}	$\rightarrow \text{Na}^{10+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	1460,0 eV bzw.	233,9 aJ
Na^{10+}	$\rightarrow \text{Na}^{11+} + \text{e}^-$	Ionisierungsenergie:	1634,6 eV bzw.	261,9 aJ

b)



c) Die Ionisierungsenergien lassen sich in drei Gruppen einteilen. Am leichtesten lässt sich das Elektron der 3. Energiestufe, das am weitesten vom Atomkern entfernt ist, abspalten. Die Ionisierungsenergien zur Abspaltung der Elektronen der 2. Energiestufe steigen an, sie lassen sich aber zu einer Gruppe mittelstark angezogener Elektronen zusammenfassen. Ein kräftiger Anstieg zur Abspaltung der Elektronen der 1. Energiestufe, die sehr stark angezogen werden, ist festzustellen.

5.17 Periodensystem und Atombau (S. 206/207)

Zu den Aufgaben

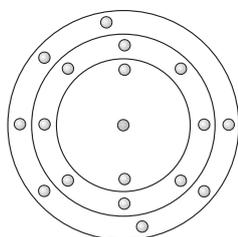
Hinweis zu Außenelektronen und Valenzelektronen

Wir haben es vermieden zu sagen, ein Neon-Atom habe acht Valenzelektronen, da man den Ausdruck Valenzelektronen bevorzugt im Zusammenhang mit der chemischen *Bindungsfähigkeit* (Valenz) verwendet und weniger dann, wenn keine Bindungen ausgebildet werden. Deshalb ist der Ausdruck Außenelektronen für die Elektronen der äußersten besetzten Schale immer anwendbar, der Ausdruck Valenzelektronen eher für die ersten vier Hauptgruppen.

Allerdings sind wir nicht so weit gegangen, nur diejenigen Elektronen als Valenzelektronen zu bezeichnen, die unmittelbar mit der chemischen Bindung zu tun haben. Auch nicht bindende (freie) Elektronenpaare könnten Valenzelektronen genannt werden. Dazu äußert sich der Text im Schülerbuch bewusst nicht explizit. Dies trägt der Tatsache Rechnung, dass der Sprachgebrauch in der Chemie nicht ganz klar geregelt zu sein scheint.

A1

- a) Die Atome derselben Hauptgruppe besitzen jeweils dieselbe Anzahl an Außenelektronen.
b) Die Atome derselben Periode besitzen jeweils dieselbe Anzahl an besetzten Schalen.



Chlor-Atom

A2 Das Chlor-Atom besitzt drei besetzte Schalen; in der äußersten Schale befinden sich sieben Außenelektronen.

A3 Das Wasserstoff-Atom besitzt wie die Atome der Alkalimetalle ein Außenelektron.

A4 Das Phosphor-Atom steht in der V. Hauptgruppe und 3. Periode. Die Ordnungszahl ist 15. Das Atom weist damit 15 Protonen und 15 Elektronen auf. Die Protonen gehören zum Atomkern. Die 15 Elektronen verteilen sich auf drei Schalen. 2 Elektronen bilden die 1. Schale, 8 Elektronen bilden die 2. Schale und 5 Elektronen die 3. Schale. Die Nukleonenzahl (Massenzahl) ist 31. Also weist der Atomkern 16 Neutronen auf. Diese Anzahl ergibt sich als Differenz aus der Nukleonenzahl und der Protonenzahl: $31 - 15 = 16$.

5.18 Atommodelle haben sich verändert (S. 208/209)

A1 Mit dem Kugel-Modell nach DALTON lassen sich z.B. nicht erklären:

- Ionisierbarkeit der Atome/Bildung von Ionen, Elektrolyse
- Aufbau der Atome, radioaktiver Zerfall
- Periodizität der Eigenschaften der Elemente
- Streuchversuch von RUTHERFORD
- Ionenbindung, Elektronenpaarbindung, Metallbindung

A2

Masse-Modell	Masse-Ladungs-Modell	Zentren-Hülle-Modell
Kugel-Modell nach DALTON	Rosinenkuchen-Modell nach JOSEPH JOHN THOMPSON	Kern-Hülle-Modell nach ERNEST RUTHERFORD Schalen-Modell nach NIELS BOHR

A3 Am Anfang des 20. Jahrhunderts entdeckte man die beiden Grundbausteine der Atome: Protonen und Neutronen.

Protonen tragen eine positive Elementarladung, Neutronen sind nicht geladen. Heute weiß man, dass diese beiden Grundbausteine aus noch kleineren Bausteinen aufgebaut sind, die man als *Quarks* bezeichnet.

In Neutronen und Protonen befinden sich je zwei Arten von Quarks, die Up-Quarks (u) und die Down-Quarks (d). Das Proton besteht aus zwei Up- und einem Down-Quark, das Neutron aus einem Up- und zwei Down-Quarks.

Quarks tragen auch eine elektrische Ladung. Die Ladung des Up-Quark ist positiv und beträgt genau zwei Drittel der Elementarladung. Die Ladung des Down-Quark ist negativ und beträgt ein Drittel der Elementarladung.

5.19 Die Metallbindung (S. 210/211)

Zu den Aufgaben

A1

- a) Bei Metallen bilden die Atomrümpfe ein Metallgitter. Zwischen den Metallrümpfen können sich die Valenzelektronen frei bewegen. Beim Anlegen einer Gleichspannung bewegen sich die Elektronen in einer Richtung zum Pluspol.
- b) Erhitzt man ein Metallstück, so wird sowohl den Atomrümpfen als auch dem Elektronengas Energie zugeführt. Die thermische Energie breitet sich zum einen durch Stöße zwischen den Atomrümpfen aus, zum anderen durch die frei beweglichen Elektronen. Da die Energie von den Elektronen sehr schnell transportiert wird, haben Metalle eine hohe Wärmeleitfähigkeit und man spürt die Wärme der Flamme.

A2

- Hohe elektrische Leitfähigkeit: Metalle in der Elektrotechnik, z. B. Kupfer in elektrischen Kabeln, Wicklungen von Motoren und Transformatoren, Leiterbahnen von Platinen
- Hohe Wärmeleitfähigkeit: Kupfer in Wärmetauschern, Aluminium und Kupfer in Kühlkörpern, z. B. in Computern
- Plastische Verformbarkeit: Drahtseil aus Stahl, Blumendraht, Pressen von Stahlblech zu Auto-karosserien

A3 Wenn in einem Draht Elektronen fließen, so stoßen diese auf Atomrümpfe. Die Elektronen bringen die Atomrümpfe zu stärkerem Schwingen. Diese macht sich als Erwärmung bemerkbar.

A4 Wenn in einem Draht Elektronen fließen, so stoßen diese auf Atomrümpfe. Die Elektronen bringen die Atomrümpfe zu stärkerem Schwingen. Diese macht sich als Erwärmung bemerkbar. In einem Föhn befinden sich dünne Heizdrähte, die sich beim Fließen des elektrischen Stroms sehr stark erwärmen. Mit einem Gebläse wird Luft über diese Heizdrähte geleitet. Diese Luft erwärmt sich und trocknet das Haar. Die Feuchtigkeit verdunstet.

5.20 Das Periodensystem in drei Ebenen (S. 212)

Zu den Aufgaben

A1

a), b) und c)

Element	Atomsymbol	Formel	Verknüpfung	Stoffklasse
Lithium	Li	Li	Metallgitter	Metalle
Stickstoff	N	N ₂	Moleküle	Nichtmetalle
Neon	Ne	Ne	Atome	Nichtmetalle

A2

a) und b)

Element	1. Ionisierungsenergie [aJ]	Aggregatzustand
Lithium	1,19	fest
Stickstoff	2,33	gasförmig
Neon	3,45	gasförmig

5.21 Chemische Elemente im Internet (S.213)

A1 Die Deutsche Gesellschaft für Ernährung (DGE) sowie die europäische Behörde für Lebensmittelsicherheit (EFSA) geben als Referenzwert für den Magnesiumbedarf von Frauen ab 25 Jahren 300 mg pro Tag und von Männern 350 mg pro Tag an. Junge Männer im Alter von 15 bis 25 Jahren benötigen etwa 400 mg pro Tag. Auch bei starkem Schwitzen durch Leistungssport oder der Hitzearbeit sowie bei Stress kann der Bedarf höher sein.

A2 Zwar ist eine die Aussage wie „Magnesium trägt zur normalen psychischen Funktion bei“ erlaubt, aber nicht eine Werbung „Magnesium hilft gegen Depressionen“. Dies ist nicht rechtens. Für Nahrungsergänzungsmittel sowieso nicht und auch nicht für Arzneimittel, denn es fehlt jeglicher Wirknachweis.

A3

- a) Nach einer anstrengenden Sportstunde ist die Aufnahme der Mineralstoffe Natrium, Calcium und Magnesium besonders wichtig. Denn sie werden über den Schweiß aus dem Körper ausgeschieden. Diese Verluste gilt es auszugleichen. Das gewählte Mineralwasser muss also die Mineralstoffe in ausreichender Menge enthalten. Mineralwasser mit Kohlensäure löst allerdings unter Umständen unangenehmes Aufstoßen aus.
- b) Viele Sportler wählen isotonische Sportgetränke und Fitnessdrinks. Doch nur Leistungssportler, die mehrere Stunden täglich trainieren, benötigen spezielle Fitnessgetränke. Allen anderen reicht natriumreiches Mineral- oder Leitungswasser. Durch eine gesunde und ausgewogene Ernährung bestehen im Körper genügend Reserven, um den Mineralstoffverlust wieder auszugleichen.

A4

Besonders magnesiumreiche Lebensmittel sind Weizenkleie, Kürbiskerne und Sonnenblumenkerne:

- Weizenkleie: circa 550 mg Magnesium / 100 g Weizenkleie
- Kürbiskerne: circa 535 mg Magnesium / 100 g Kürbiskerne
- Sonnenblumenkerne: circa 420 mg Magnesium / 100 g Sonnenblumenkerne

Auch Vollkornprodukte sind magnesiumreiche Nahrungsmittel.

- Vollkornmehl: circa 155 mg Magnesium / 100 g Vollkornmehl
- Haferflocken: circa 140 mg Magnesium / 100 g Vollkornmehl
- Vollkornbrot: circa 90 mg Magnesium / 100 g Vollkornbrot

A5

- a) Calcium ist der mengenmäßig am stärksten vertretene Mineralstoff im menschlichen Organismus. 99 Prozent des im Körper vorkommenden Calciums wird in Knochen und Zähnen gespeichert, denen es Stabilität und Festigkeit verleiht. Außerdem spielt Calcium (neben Kalium und Natrium) eine wichtige Rolle bei der Reizübertragung in Nervenzellen, ebenso ist es an der Blutgerinnung sowie an der Aktivierung einiger Enzyme und Hormone beteiligt. Der erwachsene menschliche Körper benötigt täglich eine Zufuhr von etwa 1000 mg Calcium.
- b) Wer aus gesundheitlichen, weltanschaulichen oder anderen Gründen keine Milchprodukte zu sich nehmen möchte oder darf, muss nicht automatisch zur Calciumtablette greifen. Verstärkt sollten dann allerdings alternative Calciumlieferanten wie Grünkohl, Brokkoli, Mandeln, Sesam und calciumreiches Mineralwasser in die Kost eingebaut werden.

Eine unkontrollierte, überhöhte Calciumaufnahme durch Calciumtabletten kann mehr Schaden als Nutzen bringen. Sie verschlechtert die Aufnahme von Eisen, Zink und Magnesium und kann eine Unterversorgung mit diesen wichtigen Mineralien zur Folge haben. Werden mehr als 1500 Milligramm Calcium pro Tag zugeführt, scheidet der Körper den Überschuss mit dem Urin aus. Dies kann z. B. vor allem bei Menschen mit entsprechender Veranlagung oder eingeschränkter Nierenfunktion die Bildung von Nierensteinen und -verkalkungen fördern.

A6

- a) Als Metalle für Uhren (Uhrengehäuse) werden Stahl, Titan, Silber, Gold und Platin sowie Legierungen der Edelmetalle verwendet.
- b) Das Gewicht des Uhrengehäuses hängt von der Dichte des Metalls bzw. der Metallegierung ab. Von den aufgeführten Metallen hat Titan die kleinste Dichte ($4,51 \text{ g/cm}^3$), Uhren aus einem Titangehäuse sind deshalb eher leicht. Die hohe Dichte von Platin ($21,4 \text{ g/cm}^3$) oder Gold ($19,32 \text{ g/cm}^3$) führt auch zu einem hohen Gewicht einer Uhr. Alle aufgeführten Metalle weisen eine hohe Haltbarkeit auf. Auch eine Stahluhr rostet nicht, es sei denn, dass das Metall beschädigt ist. Silber kann schwarz werden. Das preisgünstigste Metall für eine Uhr ist Stahl, sehr teuer sind die Edelmetalle Platin und Gold, auch Titan ist aufgrund der aufwändigen Gewinnung nicht preisgünstig.
- Prinzipiell wird bei der Gewinnung eines jeden Metalls in die Natur eingegriffen, mit meist nachhaltigen und die Natur erheblich negativ beeinträchtigenden Folgen. Die Gewinnung von Stahl für Uhrengehäuse ist ein zu vernachlässigender Aspekt im Vergleich zur Stahlerzeugung z. B. für Fahrzeuge oder den Hausbau. Die Goldgewinnung durch Cyanidlaugung oder das Amalgamverfahren birgt sehr große Gefahren für die Umwelt, insbesondere die Goldgewinnung in illegalen Minen („dreckiges Gold“). Auch die Silbergewinnung durch Cyanidlaugung oder das Amalgamverfahren bergen diese enormen Gefahren für die Umwelt. Das meiste Silber fällt allerdings bei der Elektrolyse von Kupfererzen als Anodenschlamm an, der dann aufgearbeitet wird. Die Silbergewinnung ist damit mit der Gewinnung anderer Metalle aus Erzen verknüpft. Platin wird meistens in Kupfer- und Nickelbergwerken als Nebenprodukt abgebaut. Da die Nachfrage die Förderung übersteigt, wird ein großer Teil der Nachfrage durch Recycling ausgeglichen.
- Titan steht an 10. Stelle der Elementhäufigkeit (Massenanteil ca. 0,4%) in der Erdkruste. Titan tritt in der Natur nicht elementar auf, sondern nur in Form verschiedener Oxide. Da es aber weit verbreitet ist, findet es sich in zahlreichen Gesteinen und Mineralen, überwiegend in geringer Konzentration und häufig vergesellschaftet mit Eisenerzen. Die Gewinnung des Metalls bedarf vieler Reaktionsschritte und ist enorm aufwändig.

A7 Als positive Wirkungen werden in der Zahnmedizin meist angegeben:

- Fluoride unterstützen die Remineralisation des Zahnschmelzes. Sie helfen dabei, die Calciumphosphate schneller in den Zahnschmelz einzubauen. *Vorteil:* Die Zeit für Bakterien, die Schwachstellen im Schmelz zu nutzen, wird kürzer und das Risiko für die Entstehung von Karies dadurch geringer.
- Fluoride werden auch selbst in den Zahnschmelz eingelagert, genau wie die Calciumphosphate. *Vorteil:* Wenn durch eine saure Lösung im Mund wieder eine Demineralisation beginnt, sind sofort Fluoride zur Stelle, um die Remineralisation zu beschleunigen.
- Fluoride, die über Zahnpasta oder ein entsprechendes Gel auf die Zähne gelangen, bilden eine Art Schutzfilm um die Zähne. *Vorteil:* Wenn eine saure Lösung im Mund entsteht oder vorliegt, gelangt diese nicht an den Zahnschmelz.
- Fluoride dringen auch in die Bakterien ein und stören ihren Stoffwechsel. *Vorteil:* Die zahngefährliche Säureproduktion wird gehemmt.

Die ideale Zeit für den Einsatz von Fluoriden liegt im Kindesalter, wenn die Zähne noch nicht durchgebrochen sind. Solange die Zahnbildung im Kieferknochen läuft, kann über die Blutbahn Fluorid aus der Nahrung (oder aus Tabletten) in den Zahnschmelz eingebaut werden. *Vorteil:* Es entsteht von Anfang an eine stabile Mikrostruktur im Zahn, die Mineralien werden schwerer herauslösbar und der Zahn dadurch widerstandsfähiger gegen Zerstörung durch saure Lösungen.

A8 In manchen Ländern wird Fluorid dem Trinkwasser zugegeben. Durch diese Fluoridierung des Trinkwassers soll die Bevölkerung besser vor der Volkskrankheit Zahnkaries geschützt werden. In Deutschland wird eine Fluoridierung des Trinkwassers nicht vorgenommen. Trinkwasser soll so natürlich wie möglich und damit auch frei von Zusätzen sein.

Die Trinkwasserfluoridierung käme einer zwangsweisen Verabreichung von Medikamenten gleich, da jeder davon betroffen wäre. In Deutschland kann jede Person frei entscheiden, ob sie z. B. fluoridierte Speisesalz oder fluoridhaltige Zahnpflegeprodukte verwenden oder ihren Kindern geben möchte. In Ländern mit fluoridiertem Trinkwasser haben Studien gezeigt, dass die Karieshäufigkeit in der Bevölkerung um 50 bis 60% gesunken ist. Das kann als eine Folge des direkten Kontakts des Fluorids mit dem Zahnschmelz angenommen werden. Manche Experten führen die Wirkung aber auch auf den Einbau von Fluorid in die Zahnkeime zurück, also auf die verstärkte Fluoridierung von Zähnen im Entwicklungsstadium.

Allerdings treten in Ländern, die schon länger das Trinkwasser fluoridieren, mehr Fälle von Fluorose auf. Unter Fluorose werden verschiedene Symptome zusammengefasst, die durch zu viel Fluorid entstehen können. Bei der Zahnfluorose oder Dentalfluorose kann es durch zu viel Fluorid zu weißlichen oder bräunlichen Zahnverfärbungen kommen. Ist die Fluorid-Konzentration im Körper viel

zu hoch, ist die Fluorose schädlich für die Zahngesundheit, da sie die Widerstandskraft des Zahnschmelzes schwächt.

Fluorid lagert sich nicht nur im Zahnschmelz, sondern auch in den Knochen und in vielen anderen Geweben ein. Es verändert verschiedene Enzyme im Organismus, und eine zu hohe Fluorid-Konzentration kann das Immunsystem, den Blutkreislauf, die Atmungsorgane, Leber und Nieren sowie die Gehirnfunktionen beeinträchtigen. Den günstigen Auswirkungen auf die Karieshäufigkeit stehen demnach viele schädliche und noch mehr unklare Wirkungen entgegen.

5.22 Zusammenfassung und Übung (S. 214–216)

Zu den Aufgaben

A1

Element	Elementgruppe	Hauptgruppen-Nr.
Argon	Edelgase	8
Calcium	Erdalkalimetalle	2
Kalium	Alkalimetalle	1
Lithium	Alkalimetalle	1
Barium	Erdalkalimetalle	2
Neon	Edelgase	8
Krypton	Edelgase	8
Magnesium	Erdalkalimetalle	2

A2 Natrium reagiert eher mit dem Wasserdampf in der Luft als mit Sauerstoff.

A3 Alle Alkali- und Erdalkalimetalle reagieren mit Wasser, Sauerstoff und den Halogenen, die auch gegenüber anderen Stoffen sehr reaktionsfähig sind. Sollten sich diese elementaren Stoffe irgendwann in der Erdgeschichte einmal gebildet haben, würden sie längst zu energieärmeren Verbindungen reagiert haben.

A4 Da die Lampen gelbes Licht aussenden, kann es sich bei dem Metall nur um Natrium handeln.

A5 Die meisten Verwendungsmöglichkeiten für Edelgase ergeben sich aus deren Reaktionsträgheit. Diese, gekoppelt mit den jeweiligen spezifischen Eigenschaften, ergibt spezielle Anwendungsbereiche für die einzelnen Elemente, z. B.:

Helium: Geringere Dichte als Luft, daher Füllgas für Ballons.

Argon: Größere Dichte als Luft und relativ großer Anteil in der Luft; Verwendung als Schutzgas beim Schweißen.

A6 Der Detektiv untersucht die Suppe mithilfe der Flammenfärbung. Wenn sich die Flamme rot färbt, hat der Koch die Knochen ein weiteres Mal verwendet. (Lithiumverbindungen werden in der Medizin bei psychischen Erkrankungen eingesetzt. Sie haben antidepressive Wirkung. Die Schülerinnen und Schüler sollten vor einer Nachahmung des Versuchs gewarnt werden.)

A7

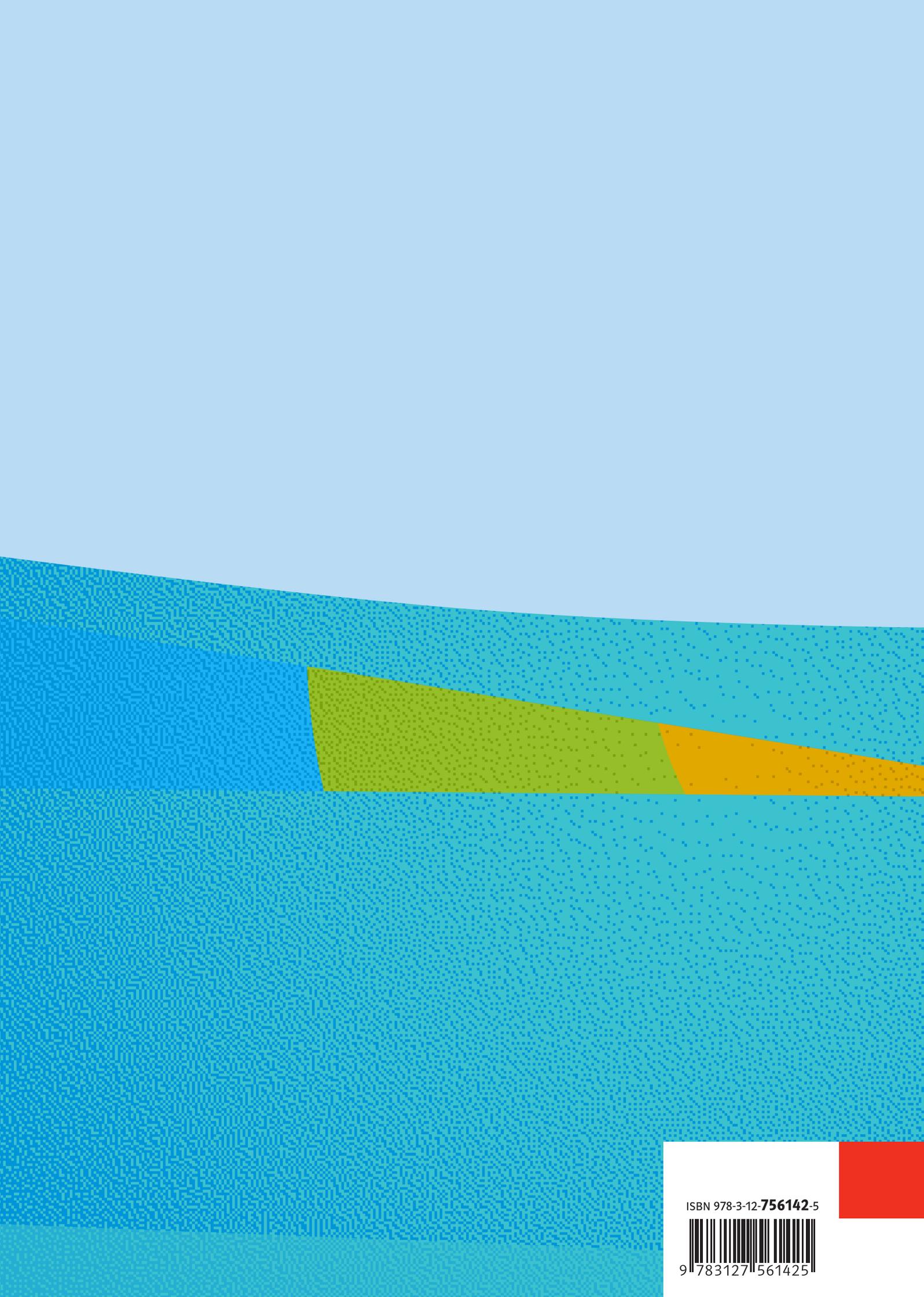
- a) Stickstoff
- b) Fluor
- c) Schwefel

A8

- a) Für die Zunahme der Atomdurchmesser innerhalb einer Gruppe ist die Zunahme der Schalenanzahl verantwortlich, für die Abnahme der Atomdurchmesser innerhalb einer Periode die zunehmende Kernladungszahl.
- b) Aluminium- und Gallium-Atome besitzen in der äußersten Schale jeweils drei Elektronen. Während die Kernladungszahl des Aluminium-Atoms gegenüber einem Magnesium-Atom, das auf der gleichen Schale zwei Außenelektronen besitzt, um eine positive Ladung zunimmt, unterscheidet sich die Kernladungszahl des Gallium-Atoms von der des Calcium-Atoms um 10 positive Ladungen. Auf die Elektronen des Gallium-Atoms wirkt eine so starke Anziehungskraft, dass der Durchmesser dieses Atoms kleiner ist als der des Aluminium-Atoms, welches eine Schale weniger besitzt.

A9

1. H E L I U M
2. K A L I U M
3. X E N O N
4. A T O M
5. E L E K T R O N
6. N E O N
7. L I T H I U M
8. N E U T R O N



ISBN 978-3-12-756142-5



9 783127 561425