



Jetzt mit
eLearning
*besser
lernen*

Chemie

Studieren kompakt

14., aktualisierte Auflage

Brown • LeMay • Bursten • Murphy
Woodward • Stoltzfus

Deutsche Ausgabe herausgegeben
von Wolfgang Weigand

This page intentionally left blank

Überlegen Sie

Wodurch kommt es zu den Blasen, die sich bei der Reaktion bilden? Wie könnten Sie Ihre Antwort überprüfen?

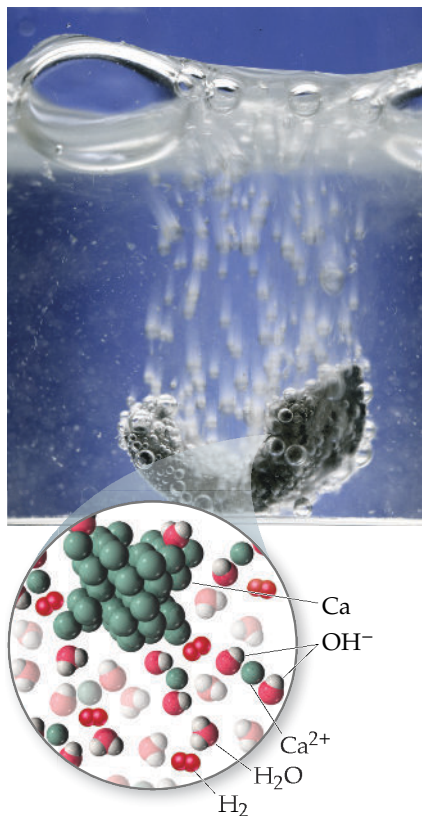
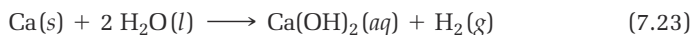
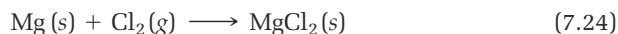


Abbildung 7.26: Elementares Calcium reagiert mit Wasser.

Alkalimetalle, wie in ►Abbildung 7.26 gezeigt. Die Reaktion zwischen Calcium und Wasser ist zum Beispiel:



Die in Gleichungen 7.22 und 7.23 wiedergegebenen Reaktionen illustrieren das dominierende Schema in der Reaktivität der Erdalkalielemente – die Tendenz ihre beiden äußeren *s*-Elektronen zu verlieren und 2+-Ionen zu bilden. Zum Beispiel reagiert Magnesium bei Zimmertemperatur mit Chlor zu MgCl_2 und verbrennt mit blendend hellem Glanz in Luft zu MgO (siehe Abbildung 3.5):



In Gegenwart von O_2 wird Magnesiummetall durch eine dünne Oberflächenschicht von wasserunlöslichem MgO vor vielen Chemikalien geschützt. Damit kann Magnesium, obwohl es hoch in der Aktivitätsreihe steht (Abschnitt 4.4), in Leichtmetalllegierungen, wie z. B. für Autofelgen, verwendet werden. Die schwereren Erdalkalimetalle (Ca, Sr und Ba) sind gegenüber Nichtmetallen noch reaktiver als Magnesium.

Die schwereren Erdalkalimetall-Ionen geben charakteristische Farben ab, wenn sie in einer Flamme stark erhitzt werden. Die von Calcium erzeugte farbige Flamme ist ziegelrot, die von Strontium purpurrot und die von Barium ist grün. Strontiumsalze erzeugen die leuchtendrote Farbe in Feuerwerk und Bariumsalze erzeugen die grüne Farbe.

Sowohl Magnesium als auch Calcium sind für lebende Organismen lebensnotwendig (siehe Abbildung 2.22). Calcium ist besonders wichtig für das Wachstum und den Erhalt von Knochen und Zähnen. Beim Menschen findet man 99 % des Calciums im Skelettsystem.

Gruppentendenzen ausgewählter Nichtmetalle

7.8

Wasserstoff ist kein Alkalimetall

Wir haben gesehen, dass die Chemie der Alkalimetalle davon bestimmt ist, dass sie ihr äußeres ns^1 -Elektron abgeben, um Kationen zu bilden. Die Konfiguration des Wasserstoffs mit einem $1s^1$ -Elektron lässt vermuten, dass seine Chemie einige Ähnlichkeit mit den Alkalimetallen aufweist. Die Chemie des Wasserstoffs ist aber tatsächlich viel abwechslungsreicher und komplexer als die der Alkalimetalle, was hauptsächlich dadurch begründet ist, dass die Ionisierungsenergie von Wasserstoff mit 1312 kJ/mol höher ist als die aller Metalle und vergleichbar ist mit der von Sauerstoff. Entsprechend ist Wasserstoff ein Nichtmetall, das unter den meisten Bedingungen als farbloses zweiatomiges Gas, $\text{H}_2\text{(g)}$, auftritt.

Die Reaktivität von Wasserstoff mit Nichtmetallen zeigt seine im Vergleich zu den Alkalimetallen wesentlich größere Tendenz, sein Elektron zu behalten. Im Gegensatz zu den Alkalimetallen reagiert Wasserstoff mit den meisten Nichtmetallen unter Bildung von molekularen Verbindungen, bei denen sein Elektron eher geteilt als auf das

andere Nichtmetall übertragen wird. Beispielsweise haben wir bereits gesehen, dass das Metall Natrium heftig mit Chlorgas reagiert und dabei die Ionenverbindung NaCl erzeugt, wobei das äußerste Elektron des Natriums komplett auf das Chloratom übertragen wird:



Im Gegensatz dazu reagiert molekularer Wasserstoff mit Chlorgas unter Bildung von Chlorwasserstoffgas, das aus HCl-Molekülen besteht:



Wasserstoff geht also ohne Weiteres molekulare Verbindungen mit anderen Nichtmetallen ein, z. B. bei der Bildung von Wasser, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; Ammoniak, $\text{NH}_3(\text{g})$ und Methan, $\text{CH}_4(\text{g})$. Die Fähigkeit des Wasserstoffs, Bindungen mit Kohlenstoff auszubilden, zählt zu den wichtigsten Aspekten der organischen Chemie, wie wir noch in den späteren Kapiteln sehen werden.

Wir haben gesehen, dass Wasserstoffatome in Verbindungen, insbesondere in Gegenwart von Wasser, leicht H^+ -Ionen bilden, bei denen das Wasserstoffatom sein Elektron verloren hat (Abschnitt 4.3). $\text{HCl}(\text{g})$ löst sich beispielsweise in H_2O und bildet dabei eine Lösung von Salzsäure, $\text{HCl}(\text{aq})$, bei der das Elektron des Wasserstoffatoms auf das Chloratom übertragen ist – eine Salzsäure-Lösung besteht größtenteils aus $\text{H}^+(\text{aq})$ -Ionen und $\text{Cl}^-(\text{aq})$ -Ionen, die durch H_2O als Lösungsmittel stabilisiert werden.* Tatsächlich handelt es sich bei der Fähigkeit molekularer Verbindungen von Wasserstoff mit Nichtmetallen, Säuren in Wasser zu bilden, um einen der wichtigsten Aspekte der Chemie in wässrigen Lösungen. Die Chemie der Säuren und Basen werden wir später noch genauer erkunden, speziell in Kapitel 16.

Schließlich hat Wasserstoff – was typisch für Nichtmetalle ist – auch noch die Fähigkeit, ein Elektron von einem Metall mit einer niedrigen Ionisierungsenergie aufzunehmen. Ein Beispiel dafür haben wir in Gleichung 7.16 gesehen, wo Wasserstoff mit einem unedlen Metall unter Bildung eines festen Metallhydrids, welches das Hydrid-Ion (H^-) enthält, reagiert. Die Tatsache, dass Wasserstoff ein Elektron aufnehmen kann, zeigt wieder, dass es sich viel eher wie ein Nichtmetall als wie ein Alkalimetall verhält.

Gruppe 6A: Die Sauerstoffgruppe

Wenn wir in der Gruppe 6A abwärts gehen, gibt es einen Wechsel von nichtmetallischem zu metallischem Charakter (siehe Abbildung 7.13). Sauerstoff, Schwefel und Selen sind typische Nichtmetalle. Tellur hat einige metallische Eigenschaften und wird als Halbmetall eingestuft. Polonium, das radioaktiv und sehr selten ist, ist ein Metall.

Sauerstoff ist bei Zimmertemperatur ein farbloses Gas, alle anderen Mitglieder der Gruppe 6A sind Feststoffe. Einige der physikalischen Eigenschaften der Elemente der Gruppe 6A sind in Tabelle 7.6 aufgelistet.

Wie wir in Abschnitt 2.6 gesehen haben, kommt Sauerstoff in zwei molekularen Formen vor, als O_2 und O_3 . Die O_2 -Modifikation ist die übliche Form. Die meisten

* Eine wahrheitsgetreuere Beschreibung lautet, dass das H^+ -Ion von HCl auf H_2O übertragen wird, sodass Cl^- und H_3O^+ entstehen. Die Details dieser Chemie werden wir in Kapitel 16 noch kennenlernen.

Überlegen Sie

Warum kann Wasser in einer normalen Flasche ohne Druckausgleich aufbewahrt werden?

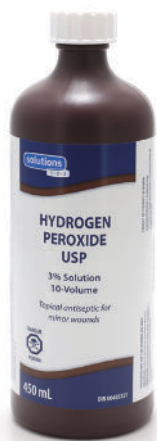
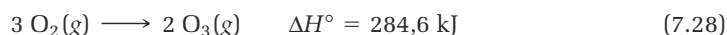


Abbildung 7.27: Wasserstoffperoxidlösung. Flaschen dieses üblichen Antiseptikums haben eine Kappe, die jeden Überdruck, der aus $O_2(g)$ entsteht, aus der Flasche entweichen lässt. Wasserstoffperoxid wird oft in dunklen oder opaken Flaschen aufbewahrt, um die Lichteinwirkung zu minimieren, die seine Zersetzung beschleunigt.

Menschen meinen O_2 , wenn sie „Sauerstoff“ sagen, obwohl der Name *Disauerstoff* passender wäre. Die O_3 -Form wird **Ozon** genannt. Die beiden Formen von Sauerstoff sind Beispiele für *Allotrope*. Allotrope sind verschiedene Formen desselben Elements im gleichen Zustand. (In diesem Fall sind beide Formen Gase.) Etwa 21 % trockener Luft besteht aus O_2 -Molekülen. Ozon, das giftig ist und einen stechenden Geruch besitzt, kommt in sehr kleinen Mengen in der oberen Atmosphäre und in verschmutzter Luft vor. Es wird ebenfalls aus O_2 bei elektrischen Entladungen, wie z. B. Blitzen, gebildet:

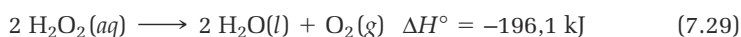


Diese Reaktion ist endotherm, was uns sagt, dass O_3 weniger stabil als O_2 ist.

Auch wenn sowohl O_2 als auch O_3 farblos sind und somit kein sichtbares Licht absorbieren, absorbiert O_3 im Gegensatz zu O_2 bestimmte Wellenlängen des ultravioletten Lichts. Aus diesem Grund ist das Vorkommen von Ozon in der oberen Atmosphäre sehr nützlich, da es schädliches UV-Licht herausfiltert. Ozon und Sauerstoff besitzen auch sonst unterschiedliche chemische Eigenschaften. Ozon hat einen stechenden Geruch und ist ein starkes Oxidationsmittel. Wegen dieser Eigenschaft wird Ozon manchmal Wasser zugeleitet, um Bakterien abzutöten, oder es wird in kleiner Dosis zur Luftreinigung eingesetzt. Wegen seiner hohen Reaktivität ist Ozon aber auch schädlich für die menschliche Gesundheit, wenn es z. B. in verunreinigter Luft in der Nähe der Erdoberfläche auftritt.

Sauerstoff hat eine starke Tendenz, Elektronen von anderen Elementen anzuziehen (sie zu *oxidieren*). Sauerstoff in Verbindung mit einem Metall ist fast immer als Oxid-Ion O^{2-} vorhanden. Dieses Ion hat eine Edelgaskonfiguration und ist besonders stabil. Wie in Abbildung 5.14 gezeigt, ist die Bildung von Nichtmetalloxiden oft sehr exotherm und daher energetisch günstig.

In unserer Diskussion der Alkalimetalle erwähnten wir zwei weniger übliche Sauerstoffanionen – das Peroxid (O_2^{2-})-Ion und das Hyperoxid (O_2^-)-Ion. Verbindungen dieser Ionen reagieren oft mit sich selbst unter Bildung eines Oxids und O_2 . Zum Beispiel zersetzt sich wässriges Wasserstoffperoxid, H_2O_2 , bei Zimmertemperatur langsam zu Wasser und O_2 .



Aus diesem Grund haben Flaschen für wässriges Wasserstoffperoxid Kappen, die das entstandene $O_2(g)$ entweichen lassen können, bevor der Innendruck zu groß wird (► Abbildung 7.27).

Nach Sauerstoff ist Schwefel das wichtigste Mitglied der Gruppe 6A. Dieses Element existiert auch in verschiedenen allotropen Formen, die häufigste und stabilste

Tabelle 7.6 Eigenschaften der Elemente der Gruppe 6A

Element	Elektronen-konfiguration	Schmelzpunkt (°C)	Dichte	Atomradius (Å)	I_1 (kJ/mol)
Sauerstoff	$[\text{He}]2s^22p^4$	−218	1,43 g/L	0,66	1314
Schwefel	$[\text{Ne}]3s^23p^4$	115	1,96 g/cm ³	1,05	1000
Selen	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$	221	4,82 g/cm ³	1,20	941
Tellur	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^4$	450	6,24 g/cm ³	1,38	869
Polonium	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$	254	9,20 g/cm ³	1,40	812

ist der gelbe Feststoff mit der Summenformel S_8 . Dieses Molekül besteht aus einem achttatigen Schwefelring, wie in ► Abbildung 7.28 gezeigt. Obwohl fester Schwefel aus S_8 -Ring besteht, schreiben wir ihn üblicherweise in chemischen Gleichungen einfach als $S(s)$, um die stöchiometrischen Koeffizienten zu vereinfachen.

Wie Sauerstoff hat Schwefel eine Tendenz zur Aufnahme von Elektronen von anderen Elementen unter Bildung von Sulfiden, die das S^{2-} -Ion enthalten. Tatsächlich kommt der meiste Schwefel in der Natur in Metallsulfiden vor. Schwefel steht im Periodensystem unter Sauerstoff und die Tendenz von Schwefel, Sulfid-Anionen zu bilden, ist nicht so groß wie die von Sauerstoff, Oxid-Ionen zu bilden. Die Chemie des Schwefels ist dennoch komplexer als die von Sauerstoff. Tatsächlich können Schwefel und seine Verbindungen (einschließlich der in Kohle und Petroleum) in Sauerstoff verbrannt werden. Das Hauptprodukt ist das umweltschädliche Schwefeldioxid:



Unterhalb von Schwefel steht in Gruppe 6A Selen, Se. Dieses relativ seltene Element ist in Spuren für das Leben essenziell, aber in höherer Dosis giftig. Es gibt viele Allotrope von Se, unter anderem mehrere achteilige Ring-Strukturen, die dem S_8 -Ring ähneln.

Das folgende Element in der Gruppe ist Tellur, Te. Seine Struktur ist noch komplexer als die von Se, es besteht aus langen, spiralig angeordneten Ketten aus Te-Te-Einheiten. Sowohl Se als auch Te bevorzugen die Oxidationsstufe -2 , so wie auch O und S.

Von O über S und Se bis zu Te bilden die Elemente immer längere Moleküle und werden mehr und mehr metallisch. Die thermische Stabilität der Verbindungen von Elementen der Gruppe 6A mit Wasserstoff nimmt innerhalb der Gruppe ab: $H_2O > H_2S > H_2Se > H_2Te$, wobei H_2O die stabilste Verbindung dieser Reihe ist.

Gruppe 7A: Die Halogene

Die Elemente der Gruppe 7A sind die **Halogene**, nach den griechischen Wörtern *halos* und *gennao*, was „Salzbildner“ bedeutet. Einige der Eigenschaften dieser Elemente sind in Tabelle 7.7 aufgelistet. Astat, das sowohl radioaktiv als auch extrem selten ist, ist nicht aufgeführt, da viele seiner Eigenschaften bislang noch nicht bekannt sind.

Im Gegensatz zu den Elementen der Gruppe 6A sind alle Halogene typische Nichtmetalle. Ihre Schmelz- und Siedepunkte nehmen mit steigender Ordnungszahl zu. Fluor und Chlor sind bei Zimmertemperatur Gase, Brom ist eine Flüssigkeit und Iod ist ein Feststoff. Jedes Element besteht aus zweiatomigen Molekülen. F_2 , Cl_2 , Br_2 und I_2 . Fluorgas ist blassgelb, Chlorgas ist gelbgrün, Brom ist eine rötlichbraune

Überlegen Sie

Überlegen Sie einmal, wo der S_8 -Ring geglättet werden könnte. Welche Form würden Sie für diesen planierten Ring erwarten?

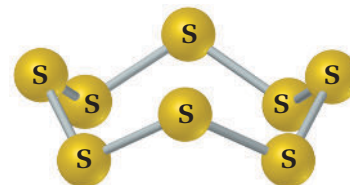


Abbildung 7.28: Elementarer Schwefel. Bei Zimmertemperatur ist die häufigste vorkommende allotrope Form von Schwefel ein Achterring, S_8 .

Tabelle 7.7 Eigenschaften der Halogene

Element	Elektronen-konfiguration	Schmelz-punkt (°C)	Dichte	Atom-radius (Å)	I_1 (kJ/mol)
Fluor	$[He]2s^22p^5$	-220	1,69 g/L	0,57	1681
Chlor	$[Ne]3s^23p^5$	-102	3,21 g/L	1,02	1251
Brom	$[Ar]3d^{10}4s^24p^5$	-7,3	3,12 g/cm ³	1,20	1140
Iod	$[Kr]4d^{10}5s^25p^5$	114	4,94 g/cm ³	1,39	1008

Überlegen Sie

Warum sind in der molekularen Ansicht von I_2 mehr Moleküle gezeigt als bei Cl_2 ?

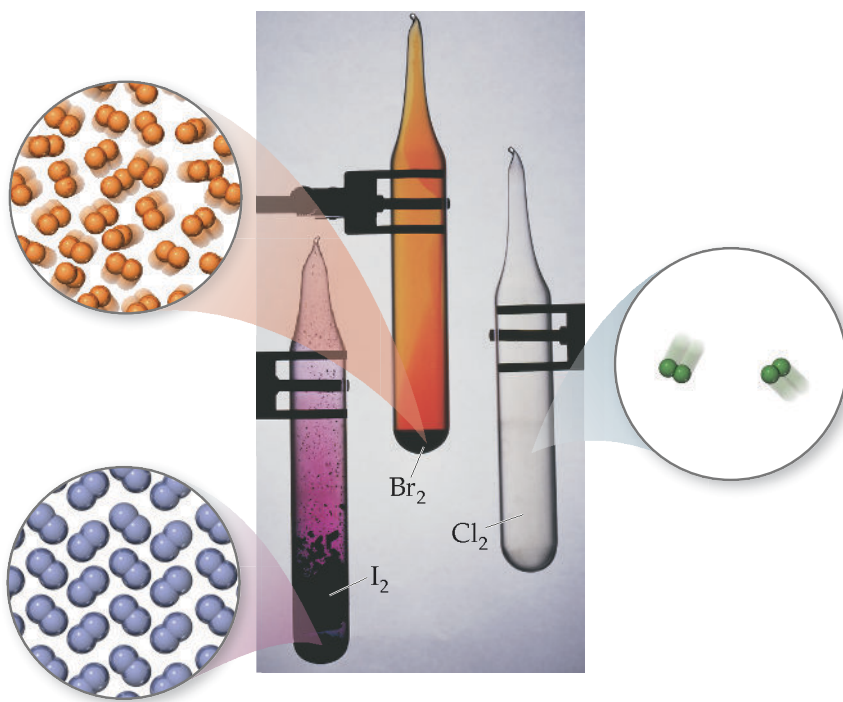


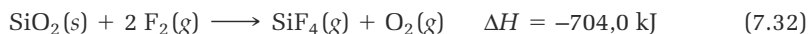
Abbildung 7.29: Elementare Halogene. Alle drei Elemente – von links nach rechts Iod (I_2), Brom (Br_2) und Chlor (Cl_2) – liegen als zweiatomige Moleküle vor.

DENKEN SIE EINMAL NACH

Brom ist unter Normalbedingungen 1000 Mal dichter als Chlor. Durch welchen Faktor könnte dieser dramatische Unterschied maßgeblich hervorgerufen sein? (a) Die größere Masse des Bromatoms. (b) Die Tatsache, dass Brom als Flüssigkeit vorliegt und Chlor als Gas. (c) Der größere Atomradius von Brom.

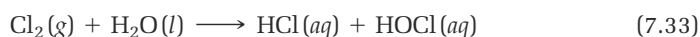
Flüssigkeit und bildet leicht einen rötlichbraunen Dampf, und festes Iod ist gräulich-schwarz und bildet leicht einen violetten Dampf (► Abbildung 7.29).

Die Halogene haben hohe negative Elektronenaffinitäten (► Abbildung 7.12). Daher ist es nicht überraschend, dass die Chemie der Halogene von ihrer Tendenz, unter Bildung von Halogenid-Ionen, X^- , Elektronen von anderen Elementen zu erhalten, geprägt ist. In vielen Gleichungen wird X für irgendeines der Halogenelemente verwendet. Fluor und Chlor sind reaktiver als Brom und Iod. Fluor entzieht fast allen Substanzen, mit denen es in Berührung kommt, Elektronen, einschließlich Wasser, und gewöhnlich ist dieser Vorgang sehr exotherm, wie in den folgenden Beispielen:



Als Ergebnis ist der Umgang mit Fluor im Labor schwierig und gefährlich und bedarf einer besonderen Ausrüstung.

Chlor ist das industriell wichtigste der Halogene. Im Jahr 2003 betrug die Produktion 12 Millionen Tonnen, was es zur achthäufigsten produzierten Chemikalie in den USA machte. Im Gegensatz zu Fluor reagiert Chlor langsam mit Wasser unter Bildung von stabilen wässrigen Lösungen von HCl und HOCl (hypochlorige Säure).

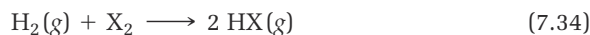


Chlor wird häufig Trinkwasser und Swimmingpools zugefügt, wobei das gebildete $\text{HOCl}(aq)$ als Desinfektionsmittel dient.



Physikalische Eigenschaften
der Halogene

Die Halogene reagieren direkt mit den meisten Metallen unter Bildung von ionischen Halogeniden. Die Halogene reagieren ebenfalls mit Wasserstoff unter Bildung von gasförmigen Wasserstoffhalogenid-Verbindungen:



Diese Verbindungen sind in Wasser alle sehr gut löslich und lösen sich unter Bildung der Halogenwasserstoffsäuren auf. Wie wir in Abschnitt 4.3 diskutiert haben, sind $\text{HCl}(\text{aq})$, $\text{HBr}(\text{aq})$ und $\text{HI}(\text{aq})$ starke Säuren, während $\text{HF}(\text{aq})$ eine schwache Säure ist.

Gruppe 8A: Die Edelgase

Die Elemente der Gruppe 8A, bekannt als **Edelgase**, sind alle Nichtmetalle, die bei Zimmertemperatur gasförmig sind. Sie sind einatomig, d.h. sie bestehen aus einzelnen Atomen. Einige physikalische Eigenschaften der Edelgaselemente sind in Tabelle 7.8 aufgeführt. Die hohe Radioaktivität von Radon (Rn, Ordnungszahl 86) hat das Studium seiner Chemie und einiger seiner Eigenschaften beschränkt.

Die Edelgase besitzen vollständig gefüllte *s*- und *p*-Unterschalen. Alle Elemente der Gruppe 8A besitzen hohe erste Ionisierungsenergien und wir sehen die erwartete Abnahme, wenn wir uns in der Gruppe abwärts bewegen. Da die Edelgase eine stabile Elektronenkonfiguration besitzen, sind sie außergewöhnlich unreaktiv. Bis in die frühen 60er Jahre wurden diese Elemente Inertgase genannt, weil man glaubte, dass sie keine chemischen Verbindungen eingehen könnten. 1962 überlegte Neil Bartlett an der Universität von British Columbia, dass die Ionisierungsenergie von Xe niedrig genug sein müsste, um Verbindungen eingehen zu können. Damit dies erfolgen könnte, müsste Xe mit einer Substanz reagieren, die eine extrem hohe Fähigkeit hätte, anderen Substanzen Elektronen zu entziehen, wie z. B. Fluor. Bartlett stellte die erste Edelgasverbindung her, indem er Xe mit der fluorhaltigen Verbindung PtF_6 kombinierte. Xenon reagiert auch direkt mit $\text{F}_2(\text{g})$ unter Bildung der Molekularverbindungen XeF_2 , XeF_4 und XeF_6 . Krypton besitzt einen höheren I_1 -Wert als Xenon und ist daher weniger reaktiv. Nur eine einzige stabile Verbindung von Krypton ist bekannt, KrF_2 . Im Jahr 2000 veröffentlichten finnische Wissenschaftler das erste neutrale Argon enthaltende Molekül, das HArF Molekül, das nur bei niedrigen Temperaturen stabil ist.

DENKEN SIE EINMAL NACH

Können Sie die Daten in Tabelle 7.7 verwenden, um Schätzwerte für den Atomradius und die erste Ionisierungsenergie für ein Astat-Atom anzugeben?

Tabelle 7.8 Eigenschaften der Edelgase

Element	Elektronenkonfiguration	Siedepunkt (K)	Dichte (g/L)	Atomradius* (Å)	I_1 (kJ/mol)
Helium	$1s^2$	4,2	0,18	0,28	2372
Neon	$[\text{He}]2s^22p^6$	27,1	0,90	0,58	2081
Argon	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	87,3	1,78	1,06	1521
Krypton	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$	120	3,75	1,16	1351
Xenon	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$	165	5,90	1,40	1170
Radon	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$	211	9,73	1,50	1037

* Nur die schwersten der Edelgaselemente bilden chemische Verbindungen. Folglich sind die Atomradien der leichteren Edelgaselemente geschätzte Werte.

Verknüpfen von Konzepten

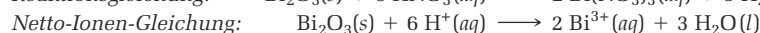
ÜBERGREIFENDE BEISPIELAUFGABE

Das Element Bismut (Bi, Ordnungszahl 83) ist das schwerste Mitglied der Gruppe 5A. Ein Salz dieses Elements, Bismutsubsalicylat, ist der aktive Bestandteil in Pepto-Bismol, ein in den USA rezeptfreies Medikament bei Magenreizung.

- Die kovalenten Radien von Thallium (Tl) und Blei (Pb) sind 1,48 Å und 1,47 Å. Sagen Sie unter Verwendung dieser und der Werte aus ► Tabelle 7.6 den kovalenten Radius für das Element Bismut (Bi) voraus. Erklären Sie Ihre Antwort.
- Was bedingt den generellen Anstieg des Atomradius der Elemente der Gruppe 5A von oben nach unten?
- Eine weitere wichtige Anwendung von Bismut war, dass es als Komponente in niedrigschmelzenden Metalllegierungen, wie in Sprinkleranlagen und beim Schriftsatz, verwendet wurde. Das Element selbst ist ein spröder, weißer kristalliner Feststoff. Wie passen diese Charakteristiken zu der Tatsache, dass Bismut in derselben Gruppe des Periodensystems steht wie die Nichtmetallelemente Stickstoff und Phosphor?
- Bi_2O_3 ist ein basisches Oxid. Schreiben Sie eine chemische Gleichung für seine Reaktion mit verdünnter Salpetersäure. Wenn 6,77 g Bi_2O_3 in verdünnter Säure gelöst wird, so dass 500 mL Lösung entstehen, wie groß ist die Molarität der Lösung von Bi^{3+} -Ionen?
- ^{209}Bi ist das schwerste stabile Isotop aller Elemente. Wie viele Protonen und Neutronen enthält dieser Kern?
- Die Dichte von Bismut beträgt bei 25 °C 9,808 g/cm³. Wie viele Bismutatome befinden sich in einem Würfel des Elements mit einer Kantenlänge von 5,00 cm? Wie viele Mole des Elements sind vorhanden?

Lösung

- Beachten Sie, dass eine relativ gleichmäßige Abnahme des Elementradius in der Reihe In–Sn–Sb erfolgt. Es ist vernünftig, eine Abnahme von ca. 0,02 Å beim Übergang von Pb nach Bi zu erwarten, dies führt zu einer Annahme von 1,45 Å. Der tabellierte Wert ist 1,46 Å.
- Die allgemeine Zunahme der Radien mit zunehmender Ordnungszahl bei den Elementen der Gruppe 5A tritt auf, da zusätzliche Schalen von Elektronen hinzugefügt werden (mit einer korrespondierenden Zunahme der Kernladung). Die kernnahen Elektronen schirmen in jedem Fall die äußersten Elektronen vom Kern ab, so dass die effektive Kernladung sich nicht großartig ändert, wenn wir zu höheren Ordnungszahlen gehen. Allerdings nimmt die Hauptquantenzahl, n , des äußersten Elektrons stetig zu, mit einem korrespondierenden Anstieg des Orbitalradius.
- Der Unterschied in den Eigenschaften von Bismut und denen von Stickstoff und Phosphor veranschaulicht die generelle Regel, dass es eine Tendenz zu zunehmendem metallischen Charakter gibt, wenn wir in einer gegebenen Gruppe abwärts gehen. Bismut ist tatsächlich ein Metall. Der erhöhte metallische Charakter tritt auf, weil die äußersten Elektronen beim Eingehen einer Bindung leichter verloren gehen, eine Tendenz, die mit niedrigerer Ionisierungsenergie einhergeht.
- Wenn wir dem Prozedere folgen, das in Abschnitt 4.2 zum Formulieren von Reaktions- und Netto-Ionen-Gleichungen beschrieben wurden, haben wir Folgendes:



In der Netto-Ionen-Gleichung ist Salpetersäure eine starke Säure und $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ist ein lösliches Salz, folglich müssen wir nur die Reaktion des Feststoffs mit dem Wasserstoff-Ion zum $\text{Bi}^{3+}(\text{aq})$ -Ion und Wasser zeigen.

Um die Konzentration der Lösung zu berechnen, gehen wir wie folgt vor (Abschnitt 4.5):

$$\frac{6,77 \text{ g Bi}_2\text{O}_3}{0,500 \text{ L Lösung}} \times \frac{1 \text{ mol Bi}_2\text{O}_3}{466,0 \text{ g Bi}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Bi}^{3+}}{1 \text{ mol Bi}_2\text{O}_3} = \frac{0,0581 \text{ mol Bi}^{3+}}{\text{L Lösung}} = 0,0581 \text{ mol/L}$$

- Wir können wie in Abschnitt 2.3 vorgehen. Bismut ist Element 83, daher sind 83 Protonen im Kern vorhanden. Da die Nukleonenzahl 209 ist, befinden sich $209 - 83 = 126$ Neutronen im Kern.
- Wir gehen wie in den Abschnitten 1.4 und 3.4 vor: Das Volumen des Würfels ist $(5,00)^3 \text{ cm}^3 = 125 \text{ cm}^3$. Dann haben wir

$$125 \text{ cm}^3 \text{ Bi} \times \frac{9,780 \text{ g Bi}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ mol Bi}}{209,0 \text{ g Bi}} = 5,87 \text{ mol Bi}$$

$$5,87 \text{ mol Bi} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atom Bi}}{1 \text{ mol Bi}} = 3,54 \times 10^{24} \text{ Atome Bi}$$

Zusammenfassung und Schlüsselbegriffe

Entwicklung des Periodensystems (Abschnitt 7.1) Das Periodensystem wurde von Mendeleev und Meyer zuerst aufgrund der Ähnlichkeiten chemischer und physikalischer Eigenschaften, die bestimmte Elemente zeigten, entwickelt. Moseley stellte fest, dass jedes Element eine eindeutige Ordnungszahl hat, was mehr Ordnung in das Periodensystem brachte.

Wir erkennen heute, dass Elemente in derselben Spalte des Periodensystems die gleiche Zahl von Elektronen in ihren **Valenzorbitalen** haben. Die Ähnlichkeiten in der Valenzelektronenstruktur führen zu den Ähnlichkeiten zwischen den Elementen in derselben Gruppe. Die Unterschiede zwischen den Elementen in derselben Gruppe entstehen dadurch, dass ihre Valenzorbitale sich in verschiedenen Schalen befinden.

Effektive Kernladung (Abschnitt 7.2) Viele Eigenschaften der Atome beruhen auf dem Durchschnittsabstand der äußeren Elektronen vom Kern und der effektiven Kernladung, die diese Elektronen erfahren. Die kernnahen Elektronen sind sehr effektiv bei der Abschirmung der äußeren Elektronen von der vollen Kernladung, während Elektronen in der gleichen Schale sich gegenseitig nicht sehr effektiv abschirmen. Als Ergebnis steigt die **effektive Kernladung**, die Valenzelektronen erfahren, wenn wir uns von links nach rechts in einer Periode bewegen.

Größen von Atomen und Ionen (Abschnitt 7.3) Die Größe eines Atoms kann anhand seines **Bindungsradius**, ausgehend von Messungen der Abstände der Atome in ihren chemischen Verbindungen, abgeschätzt werden. Im Allgemeinen nehmen Atomradien zu, wenn wir eine Spalte abwärts gehen und nehmen ab, wenn wir uns von links nach rechts in einer Periode bewegen.

Kationen sind kleiner als ihre Ausgangsatome, Anionen sind größer als ihre Ausgangsatome. Bei Ionen mit der gleichen Ladung nimmt die Größe zu, wenn wir im Periodensystem eine Spalte abwärts gehen. Eine **isoelektronische Reihe** ist eine Gruppe von Ionen, die die gleiche Anzahl von Elektronen enthalten. In einer solchen Reihe nimmt die Größe mit zunehmender Kernladung ab, da die Elektronen stärker vom Kern angezogen werden.

Ionisierungsenergie (Abschnitt 7.4) Die erste **Ionisierungsenergie** eines Atoms ist die Energie, die notwendig ist, um ein Elektron vom Atom in der Gasphase, unter Bildung eines Kations, zu entfernen. Die zweite Ionisierungsenergie ist die Energie, die notwendig ist, um ein zweites Elektron zu entfernen,

usw. Die Ionisierungsenergien zeigen eine starke Zunahme, nachdem alle Valenzelektronen entfernt wurden, da die Kernelektronen eine viel höhere effektive Kernladung erfahren. Die ersten Ionisierungsenergien der Elemente zeigen periodische Tendenzen, die entgegengesetzt zu den beobachteten Atomradien sind, wobei kleinere Atome eine höhere erste Ionisierungsenergie aufweisen. Folglich nehmen die ersten Ionisierungsenergien ab, wenn wir eine Spalte abwärts gehen, und sie nehmen zu, wenn wir uns von links nach rechts in einer Periode bewegen.

Wir können die Elektronenkonfigurationen für Ionen schreiben, indem wir zuerst die Konfiguration des neutralen Atoms schreiben und dann die entsprechende Anzahl von Elektronen hinzufügen oder entfernen. Bei der Kationenbildung werden zuerst Elektronen vom neutralen Atom von den Orbitalen mit dem höchsten n -Wert abgezogen. Wenn es zwei Valenzorbitale mit dem gleichen n -Wert gibt (z. B. $4s$ und $4p$), werden zuerst die Elektronen des Orbitals mit dem höheren l -Wert (in diesem Fall $4p$) abgegeben. Bei der Anionenbildung werden Elektronen in der umgekehrten Reihenfolge in die Orbitale aufgenommen.

Elektronenaffinitäten (Abschnitt 7.5) Die **Elektronenaffinität** eines Elements ist die Energieänderung durch das Hinzufügen eines Elektrons zum Atom in der Gasphase unter Bildung eines Anions. Eine negative Elektronenaffinität bedeutet, dass das Anion stabil ist, eine positive Elektronenaffinität bedeutet, dass das Anion, relativ zum separierten Atom und Elektron, nicht stabil ist. Im Allgemeinen werden Elektronenaffinitäten negativer, wenn wir uns von links nach rechts in einer Periode bewegen. Die Halogene haben die negativste Elektronenaffinität. Die Elektronenaffinitäten der Edelgase sind alle positiv, da das hinzugefügte Elektron eine neue Unterschale mit höherem Energieniveau besetzen müsste.

Metalle, Nichtmetalle und Halbmetalle (Abschnitt 7.6)

Die Elemente können als Metalle, Nichtmetalle und Halbmetalle eingestuft werden. Die meisten Elemente sind Metalle; sie besetzen die linke Seite und die Mitte des Periodensystems. Nichtmetalle treten im oberen rechten Abschnitt des Periodensystems auf. Halbmetalle besetzen ein schmales Band zwischen Metallen und Nichtmetallen. Die Tendenz eines Elements, die Eigenschaften von Metallen aufzuweisen, genannt **metallischer Charakter**, nimmt zu, wenn wir uns eine Spalte abwärts bewegen, und sie nimmt ab, wenn wir uns in einer Periode von links nach rechts bewegen.

Metalle haben einen charakteristischen Glanz und sie sind gute Wärme- und Stromleiter. Wenn Metalle mit Nichtmetallen reagieren, werden die Metallatome zu Kationen oxidiert und es werden im Allgemeinen ionische Substanzen gebildet. Die meisten Metalloxide sind basisch, sie reagieren mit Säuren unter Bildung von Salzen und Wasser.

Nichtmetalle glänzen nicht und sind schlechte Wärme- und Stromleiter. Etliche sind bei Zimmertemperatur Gase. Verbindungen, die nur aus Nichtmetallen zusammengesetzt sind, sind im Allgemeinen molekulare Substanzen. Nichtmetalle bilden bei ihren Reaktionen mit Metallen gewöhnlich Anionen. Nichtmetalloxide sind sauer, sie reagieren mit Basen unter Bildung von Salzen und Wasser. Halbmetalle besitzen Eigenschaften, die zwischen denen von Metallen und Nichtmetallen liegen.

Gruppentendenzen der unedlen Metalle (Abschnitt 7.7)

Die periodischen Eigenschaften der Elemente können uns helfen, die Eigenschaften der Gruppen und der Hauptgruppenelemente zu verstehen. Die **Alkalimetalle** (Gruppe 1A) sind weiche Metalle mit geringer Dichte und niedrigem Schmelzpunkt. Sie haben die niedrigsten Ionisierungsenergien der Elemente. Als Folge sind sie sehr reaktiv gegenüber Nichtmetallen, wobei sie leicht ihr äußeres *s*-Elektron verlieren, um 1+-Ionen zu bilden.

Die **Erdalkalimetalle** (Gruppe 2A) sind härter und dichter und haben einen höheren Schmelzpunkt als die Alkalimetalle. Sie sind auch sehr reaktiv gegenüber Nichtmetallen, allerdings nicht so reaktiv wie die Alkalimetalle. Die Erdalkalimetalle verlieren leicht ihre beiden äußeren *s*-Elektronen

unter Bildung von 2+-Ionen. Sowohl Alkali- als auch Erdalkalimetalle reagieren mit Wasserstoff unter Bildung von ionischen Substanzen, die das Hydrid-Ion, H^- , enthalten.

Gruppentendenzen ausgewählter Nichtmetalle (Abschnitt 7.8)

Wasserstoff ist ein Nichtmetall mit Eigenschaften, die verschieden von allen Elementen des Periodensystems sind. Es bildet Molekularverbindungen mit anderen Nichtmetallen, wie z.B. Sauerstoff und Halogenen.

Sauerstoff und Schwefel sind die wichtigsten Elemente in Gruppe 6A. Sauerstoff findet man gewöhnlich als zweiatomiges Molekül, O_2 . **Ozon**, O_3 , ist ein wichtiges Allotrop von Sauerstoff. Sauerstoff hat eine starke Tendenz, Elektronen von anderen Elementen aufzunehmen (sie zu oxidieren). Man findet Sauerstoff in Verbindung mit Metallen gewöhnlich als Oxid-Ion, O^{2-} , obwohl manchmal Salze des Peroxid-Ions, O_2^{2-} , und Hyperoxid-Ions, O_2^- , gebildet werden. Elementaren Schwefel findet man am häufigsten als S_8 -Moleküle. In Verbindung mit Metallen findet man ihn am häufigsten als Sulfid-Ion, S^{2-} .

Die **Halogene** (Gruppe 7A) sind Nichtmetalle, die als zweiatomige Moleküle vorkommen. Die Halogene haben die negativste Elektronenaffinität der Elemente. Folglich ist ihre Chemie durch die Tendenz 1--Ionen zu bilden geprägt, besonders bei Reaktionen mit Metallen.

Die **Edelgase** (Gruppe 8A) sind Nichtmetalle, die als einatomige Gase auftreten. Sie sind sehr unreaktiv, da sie vollständig gefüllte *s*- und *p*-Unterschalen haben. Es ist nur von den schwersten Edelgasen bekannt, dass sie Verbindungen mit sehr reaktiven Nichtmetallen, wie z. B. Fluor, eingehen.

Lernziele

Nach dem Durcharbeiten dieses Kapitels sollten Sie hierzu in der Lage sein:

- Erklärung der Bedeutung von effektiver Kernladung, Z_{eff} , und wie Z_{eff} von der Kernladung und Elektronenkonfiguration abhängt (Abschnitt 7.2)
- Verwendung des Periodensystems, um die Trends bei Atomradien, Ionenradien, Ionisierungsenergien und Elektronenaffinitäten vorherzusagen (Abschnitte 7.2, 7.3, 7.4 und 7.5)
- Erklärung, wie sich der Radius eines Atoms verändert, wenn Elektronen zur Kationenbildung abgegeben werden oder Elektronen zur Anionenbildung aufgenommen werden (Abschnitt 7.3)
- Verwendung des Periodensystems, um die Elektronenkonfiguration von Ionen zu bestimmen (Abschnitt 7.3)
- Vorhersage der Trends der Ionisierungsenergie, wenn nach und nach Elektronen entfernt werden, einschließlich des unsteten Anstiegs, welcher bei Entfernen eines inneren Elektrons auftritt (Abschnitt 7.4)
- Erklärung, wie Elektronenaffinität und Ionisierungsenergie zusammenhängen und wie Unregelmäßigkeiten in den periodischen Trends der Elektronenaffinität mit der Elektronenkonfiguration zusammenhängen (Abschnitt 7.5)
- Erklärung der chemischen und physikalischen Unterschiede von Metallen und Nichtmetallen, einschließlich

des basischen Verhaltens von Metalloxiden und des sauren Verhaltens von Nichtmetalloxiden (*Abschnitt 7.6*)

- Erklärung, wie atomare Eigenschaften wie die Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität mit der chemischen Reaktivität und den physikalischen Eigenschaften der Alkali- und Erdalkalimetalle (Gruppen 1A und 2A) zusammenhängen (*Abschnitt 7.7*)
- Aufstellen ausgeglichener Reaktionsgleichungen für Reaktionen von Metallen der Gruppen 1A und 2A mit Was-

ser, Sauerstoff, Wasserstoff und den Halogenen (*Abschnitte 7.7 und 7.8*)

- Auflistung und Erklärung der besonderen Eigenschaften von Wasserstoff (*Abschnitt 7.7*)
- Erklärung, wie die atomaren Eigenschaften wie Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität von Elementen der Gruppen 6A, 7A und 8A mit deren chemischer Reaktivität und physikalischen Eigenschaften zusammenhängen (*Abschnitt 7.8*)

Die wichtigsten Gleichungen

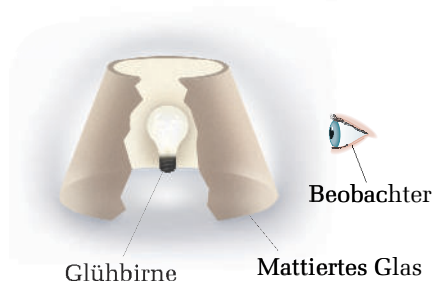
- Abschätzung der effektiven Kernladung

$$Z_{\text{eff}} = Z - S \quad (7.1)$$

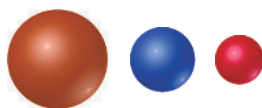
Veranschaulichung von Konzepten

7.1 Wie im Text beschrieben können wir eine Analogie zwischen der Anziehung eines Elektrons zum Kern und der Wahrnehmung des Lichts einer Glühbirne, die von einem Lampenschirm mit mattiertem Glas umgeben ist, ziehen.

Unter Verwendung der einfachen Methode zum Abschätzen der effektiven Kernladung, Gleichung 7.1, wie ändert sich die Helligkeit und/oder die Dicke der mattierten Glasscheibe in den folgenden Fällen: **(a)** Übergang von Bor zu Kohlenstoff? **(b)** Übergang von Bor zu Aluminium? (*Abschnitt 7.2*)"

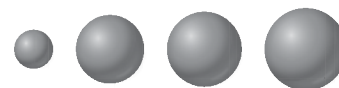


7.2 Welche dieser Kugeln soll F darstellen, welche Br und welche Br⁻? (*Abschnitt 7.3*)

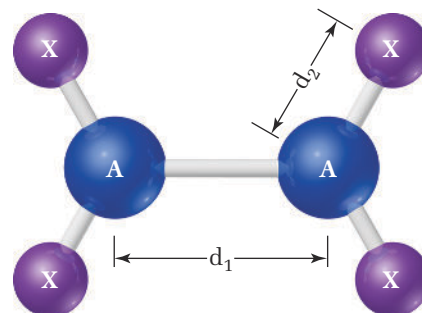


7.3 "Stellen Sie sich die Ionen Mg²⁺, Cl⁻, K⁺ und Se²⁻ vor. Die vier unten abgebildeten Kugeln repräsentieren

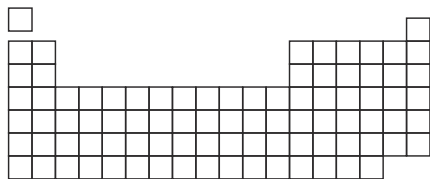
diese vier Ionen, indem sie die relative Größe der Ionen darstellen. **(a)** Ordnen Sie jedem Ion die passende Kugel zu, ohne die Werte in Abbildung 7.8 nachzuschlagen. **(b)** Wenn Sie die Größe betrachten, zwischen welchen Kugeln würden Sie die Ionen (i) Ca²⁺ und (ii) S²⁻ einordnen. (*Abschnitt 7.3*)



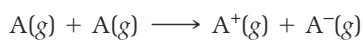
7.4 Betrachten Sie das unten dargestellte Molekül A₂X₄, wobei A und X Elemente sind. Die A—A-Bindungslänge in diesem Molekül ist d₁ und die vier A—X-Bindungslängen sind jeweils d₂. **(a)** Wie können Sie im Hinblick auf d₁ und d₂ die Bindungsradien der Atome A und X definieren? **(b)** Was würden Sie für die X—X-Bindungslänge eines X₂-Moleküls in Hinblick auf d₁ und d₂ vorhersagen? (*Abschnitt 7.3*)



- 7.5** Fertigen Sie eine einfache Skizze des Hauptteils des Periodensystems wie gezeigt an. **(a)** Ignorieren Sie H und He und zeichnen Sie einen einzelnen geraden Pfeil von dem Element mit dem kleinsten Bindungsradius zum Element mit dem größten. **(b)** Ignorieren Sie H und He und zeichnen Sie einen einzelnen geraden Pfeil von dem Element mit der kleinsten ersten Ionisierungsenergie zum Element mit der größten. **(c)** Welche signifikante Beobachtung können Sie aus den Pfeilen, die Sie in Teil (a) und (b) gezeichnet haben, machen? (Abschnitte 7.3 und 7.4)

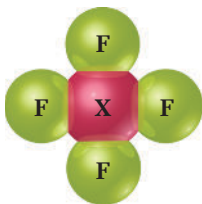


- 7.6** In dem *Elektronentransfer* genannten chemischen Prozess wird ein Elektron von einem Atom oder Molekül zu einem anderen transferiert (wir werden über Elektronentransfer extensiv in Kapitel 20 sprechen). Eine einfache Elektronentransferreaktion ist

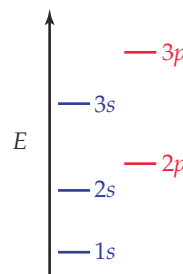


Wie ist die Energieänderung für diese Reaktion in Hinblick auf die Ionisierungsenergie und die Elektronenaffinität von Atom A? (Abschnitte 7.4 und 7.5)

- 7.7** Ein Element X reagiert mit $F_2(g)$ zu dem unten gezeigten molekularen Produkt. **(a)** Schreiben Sie eine ausgeglichene Gleichung für diese Reaktion (stören Sie sich nicht an den Phasen von X und dem Produkt). **(b)** Glauben Sie, dass X ein Metall oder ein Nichtmetall ist? Erklären Sie (Abschnitt 7.6).



- 7.8** Unten sehen Sie das qualitative Diagramm der Atomorbitalenergien eines Natriumatoms. Die Zahl der Orbitale in jeder Unterschale ist nicht gezeigt. **(a)** Sind alle Unterschalen für $n = 1$, $n = 2$ und $n = 3$ gezeigt? Wenn nicht, welche fehlt? **(b)** Die Energieniveaus von $2s$ und $2p$ unterscheiden sich. Welche der folgenden ist die beste Erklärung dafür? (i) Die Energieniveaus von $2s$ und $2p$ sind unterschiedlich im Wasserstoffatom, also unterscheiden sie sich natürlich auch im Natriumatom. (ii) Das Energieniveau des $2p$ -Orbitals ist in allen Mehr-Elektronen-Atomen höher als das des $2s$ -Orbitals. (iii) Das $2s$ -Energieniveau in Na ist mit Elektronen besetzt, während $2p$ nicht besetzt ist. **(c)** Welches der Energieniveaus enthält die energiereichsten Elektronen in einem Natriumatom? **(d)** Eine Natriumdampflampe (Abbildung 7.24) funktioniert, indem elektrische Energie benutzt wird, um das energiereichste Elektron anzuregen, sich auf das nächsthöhere Energieniveau zu begeben. Licht wird dann erzeugt, wenn das angeregte Elektron wieder auf das niedrigere Energieniveau zurückfällt. Welche zwei Energieniveaus sind beim Natriumatom in diesen Prozess involviert? (Abschnitt 7.7)



- 7.9** Welche der folgenden Tabellen zeigt die grundsätzlichen periodischen Trends jeweils für die im Folgenden genannten Eigenschaften der Hauptgruppenelemente (kleine Abweichungen bei der Bewegung innerhalb einer Periode oder Gruppe des Periodensystems können vernachlässigt werden)? (i) Bindungsradius, (ii) erste Ionisierungsenergie, (iii) effektive Kernladung. (Abschnitte 7.2–7.6)

Copyright

Daten, Texte, Design und Grafiken dieses eBooks, sowie die eventuell angebotenen eBook-Zusatzdaten sind urheberrechtlich geschützt. Dieses eBook stellen wir lediglich als **persönliche Einzelplatz-Lizenz** zur Verfügung!

Jede andere Verwendung dieses eBooks oder zugehöriger Materialien und Informationen, einschließlich

- der Reproduktion,
- der Weitergabe,
- des Weitervertriebs,
- der Platzierung im Internet, in Intranets, in Extranets,
- der Veränderung,
- des Weiterverkaufs und
- der Veröffentlichung

bedarf der **schriftlichen Genehmigung** des Verlags. Insbesondere ist die Entfernung oder Änderung des vom Verlag vergebenen Passwort- und DRM-Schutzes ausdrücklich untersagt!

Bei Fragen zu diesem Thema wenden Sie sich bitte an: **info@pearson.de**

Zusatzdaten

Möglicherweise liegt dem gedruckten Buch eine CD-ROM mit Zusatzdaten oder ein Zugangscode zu einer eLearning Plattform bei. Die Zurverfügungstellung dieser Daten auf unseren Websites ist eine freiwillige Leistung des Verlags. **Der Rechtsweg ist ausgeschlossen.** Zugangscodes können Sie darüberhinaus auf unserer Website käuflich erwerben.

Hinweis

Dieses und viele weitere eBooks können Sie rund um die Uhr und legal auf unserer Website herunterladen:

<https://www.pearson-studium.de>