

Online-Anhang zum Lehrbuch
Ralf Steudel: *Chemie der Nichtmetalle*,
3. Auflage, de Gruyter, Berlin, 2008

Inhalt:

Teil I: Prüfungsfragen

Teil II: Allgemeine Informationen

Teil I: Prüfungsfragen

(zuletzt geändert am 29.07.08)

Zur Überprüfung des gelernten Wissens können die folgenden Aufgaben dienen, bei denen jeweils ein Verweis auf diejenigen Seiten des Lehrbuches angegeben ist, auf denen der entsprechende Stoff behandelt wird, so dass die Lösung erarbeitet werden kann. Sind keine Seiten angegeben, verwenden Sie das Sachregister, das auch als Stichwortgeber für die Selbst-Abfrage dienen kann.

Kapitel 1: Einführung

1. Für welches chemische Verfahren wurden drei Nobelpreise an deutsche Wissenschaftler vergeben? Wie lauten die Namen dieser Laureaten? S. 321
2. Nennen Sie nach Möglichkeit für jedes nichtmetallisches Element eine bedeutende industrielle Anwendung.
3. Welche bedeutenden Chemie-Unternehmen haben ihren Sitz oder einen Standort in Berlin, Bitterfeld, Burghausen, Darmstadt, Düsseldorf, Frankfurt, Hamburg, Hanau, Hannover, Leverkusen, Ludwigshafen, Mannheim, München, Wiesbaden? Lösungen am Ende dieses Anhangs.

Kapitel 2: Chemische Bindung

1. Warum ist die Ionisierungsenergie von Argon kleiner als die von Neon? S. 11.
2. Wie kommt es, dass die auf die Valenzelektronen wirkende effektive Kernladung der Atome im Periodensystem von links nach rechts ansteigt? S. 11.
3. Wie ist die Gitterenthalpie eines Salzes definiert? S. 16.
4. Berechnen Sie die Bildungsenthalpie von NaF nach dem Born-Haber-Kreisprozess in Analogie zur entsprechenden Rechnung für NaCl. S.17. (Die Lösung finden Sie am Ende dieses Fragenkatalogs.)
5. Mit einer Ausnahme kristallisieren alle Erdalkalimetalloxide in der Steinsalz-Struktur. Welches ist die Ausnahme und welche Struktur dürfte es haben? S. 15. (Lösung: A. F. Wells, *Structural Inorganic Chemistry*, 5th ed., Clarendon Press, Oxford, 1984, p. 537.)
6. Warum löst sich MgCl_2 in Wasser, MgO aber nicht? S. 19.
7. Warum ist die Thermit-Reaktion
$$2 \text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$$
so außerordentlich exotherm, so dass das Eisen am Ende der Reaktion geschmolzen vorliegt? S. 19.
8. Welches der beiden Kationen wirkt stärker polarisierend: K^+ oder Ag^+ ; K^+ oder Li^+ ; Li^+ oder Be^{2+} ? S. 22.
9. Mit welchen Methoden lässt sich die Struktur eines gasförmigen Moleküls experimentell bestimmen? S. 25.
10. Welche zwei prinzipiellen Anordnungsmöglichkeiten gibt es für die Substituenten in einem Molekül vom Typ AX_5 ? S. 28.
11. SCl_2 reagiert mit ClF bzw. F_2 zu SCl_3F bzw. SCl_2F_2 . Welche Strukturen haben diese gemischten Schwefelhalogenide gemäß dem VSEPR-Modell? S. 26.
12. Warum ist der Valenzwinkel $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ im Molekül CH_2F_2 größer als in CH_4 , obwohl doch die Fluoratome größer sind als die Wasserstoffatome? S. 33.
13. Warum ist im Sulfurylchlorid-Molekül SO_2Cl_2 der Valenzwinkel OSO größer als der Winkel ClSCl ? S. 34.
14. Ermitteln Sie alle Symmetrieelemente eines Oktaeders. S. 39.
15. Zu welchen Punktgruppen gehören die letzten fünf Buchstaben des Alphabets? Hinweis: Großbuchstaben verwenden. S. 39.
16. Bestimmen Sie die Punktgruppensymmetrie folgender Moleküle: B_2H_6 , $\text{B}(\text{OH})_3$, P_2I_4 , SO_2Cl_2 . S. 39.

17. Welche der folgenden Moleküle müssen aufgrund ihrer Symmetrie ein Dipolmoment haben: BF_3 , OF_2 , CS_2 , ClO_2 , N_2O , XeF_4 ? S. 39.
18. Wie viele Sätze symmetrie-äquivalenter Atome gibt es in folgenden Molekülen: B_4H_{10} , SF_4 , $[\text{NO}_3]^-$? S. 38.
19. Der Komplex $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ist zwar tetraedrisch gebaut, er enthält aber Gruppen, deren lokale Symmetrie nur C_{2v} bzw. $C_{\infty v}$ ist. Welche Gruppen sind das? S. 40.
20. Warum ist die Dissoziationsenthalpie von H_2 größer als die von $[\text{H}_2]^+$? S. 42, 49.
21. Warum ist die Dissoziationsenthalpie von $[\text{He}_2]^+$ kleiner als die von $[\text{H}_2]^+$, obwohl doch die Kernladung von He viel größer ist als die von H? S. 51.
22. Warum ist die Bindung im Molekül Li_2 viel schwächer als die im analogen Molekül H_2 ? S. 57.
23. Vergleichen sie die Teilchen NO und $[\text{NO}]^-$: Welches hat den kleineren Kernabstand und damit die stärkere Bindung und warum? Wie viele ungepaarte Elektronen sind in jedem der beiden Teilchen vorhanden? S. 57.
24. Warum ist das Molekül H_2O gewinkelt und nicht linear? Konstruieren Sie das MO-Diagramm für die Symmetrie $D_{\infty h}$ und begründen Sie die größere Stabilität der C_{2v} -Struktur. S. 68.
25. Warum ist das Molekül CH_4 tetraedrisch gebaut und nicht planar? Konstruieren Sie das MO-Diagramm für die Symmetrie D_{4h} und begründen Sie die größere Stabilität der T_d -Struktur. S. 77. (Lösung: R. Keese, *Chem. Rev.* **2006**, 106, 4787).
26. Was versteht man unter hyperkoordinierten Verbindungen und was sind hypervalente Verbindungen? Können sie Beispiele nennen? S. 83.
27. Zeichnen Sie je ein mindestens vieratomiges Molekül oder Ion, das
- linear,
 - gewinkelt,
 - sternförmig,
 - pyramidal,
 - oktaedrisch,
 - kubanartig,
 - ikosaedrisch
- gebaut ist.
28. Wie kann man die Orbitalenergien der Valenzorbitale von kleinen Molekülen experimentell bestimmen? S. 60.

29. Warum ist die Bindung im Molekül HF viel stärker als die kovalenten Bindungen in den Molekülen H_2 und F_2 ? S. 62.
30. Was versteht man unter den Begriffen isoster, isoelektronisch und isolobal? S. 63.

Kapitel 3: van der Waals-Wechselwirkung

1. Sind van der Waals-Wechselwirkungen in summa (a) immer anziehend, (b) immer abstoßend oder (c) manchmal anziehend und manchmal abstoßend? S. 105.
2. Bei welchen Molekülen (Beispiele) sind van der Waals-Wechselwirkungen besonders stark? S. 106.
3. Welche Geometrie und Symmetrie haben wohl die Cluster Ar_3 und Ar_4 ? S. 108.
4. Wie ist das Dipolmoment eines Moleküls definiert? S. 106.
5. Warum werden die aus kugelförmigen Atomen bestehenden Edelgase bei tiefen Temperaturen flüssig?
6. In der Gasphase wurde das van der Waals-Molekül $Ar \cdot HCl$ identifiziert. Schlagen Sie eine Geometrie vor und begründen Sie die Art der Wechselwirkung zwischen den Komponenten.
7. Ordnen Sie folgende Substanzen nach steigenden Siedepunkten:
BaO H_2 LiF H_2O $SiCl_4$ Xe SiO_2 LiI
8. Berechnen Sie den Abstand der Chloratome im PCl_3 unter Verwendung der Kernabstände in Tabelle 4.3 und der Valenzwinkel in Tabelle 2.5. Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit dem van der Waals-Abstand zweier Chloratome entsprechend den Daten in Tabelle 3.3.
9. Wie kann man den van der Waals-Radius beispielsweise des Germanium-Atoms bestimmen?

Kapitel 4: Bindungseigenschaften

1. Welche messbaren Eigenschaften einer kovalenten Bindung kann man an der Potentialkurve eines zweiatomigen Moleküls ablesen? S. 114.
2. Wie beeinflusst die Nullpunktenergie die Dissoziationsenthalpie eines Moleküls? S. 114.

3. Wie ist die mittlere Bindungsenthalpie im Molekül P_4 definiert und wie kann man sie (im Prinzip) bestimmen? S. 117.
4. Warum nehmen die mittleren Bindungsenthalpien von homonuklearen Einfachbindungen (z.B. C–C, Si–Si usw.) im Periodensystem innerhalb einer Gruppe von oben nach unten ab? S. 120.
5. Ordnen Sie folgende Einfachbindungen nach abnehmender mittlerer Bindungsenthalpie: CS_2 , SiH, I_2 , CH, HF, Br_2 . Begründen Sie Ihre Wahl. S. 119.
6. Warum liegt das Gleichgewicht $S_8(g.) = 4S_2(g.)$ nur bei hohen Temperaturen auf der rechten Seite? Welche thermodynamische Funktion ist hauptsächlich verantwortlich? S. 121.
7. Warum liegt das Gleichgewicht $2H_2 + H_2S = H_6S$ auf der linken Seite, während das analoge Gleichgewicht $2F_2 + SF_2 = SF_6$ auf der rechten Seite liegt (jeweils bei $25^\circ C$ und 1 bar). S. 87, 119.
8. Formulieren Sie eine chemische Reaktion zwischen zwei Stickstoffverbindungen, die stark exotherm ist und zu gasförmigen Produkten führt und die daher für einen Raketenantrieb geeignet sein könnte. S. 318.
9. Bei welchem der beiden Isotopomere ist die Nullpunktsenergie größer und warum: NH_3 oder ND_3 ? S. 130.
10. Tragen Sie in einem Koordinatensystem die Werte der Valenzkraftkonstanten der homonuklearen Halogenmoleküle X_2 (Tab. 4.5) gegen deren Bindungsenthalpien (Tab. 4.1) auf. Können sie die Diskontinuität erklären?
11. Zeichnen Sie die Normalschwingungen des Moleküls CO_2 und geben Sie zu jeder Schwingung die IR- und Raman-Aktivität an. Begründen Sie diese Aktivitäten mit den Eigenschaften der betreffenden Schwingung. S. 129.
12. Was versteht man unter dem Treibhauseffekt? Warum wirkt CO_2 als Treibhausgas? Welche anderen Gase führen ebenfalls zu einer Erwärmung der Atmosphäre? S. 130.
13. Für Deutschland wird bis zum Jahre 2050 ein Bevölkerungsrückgang um 20% prognostiziert. Wie wird sich diese Entwicklung auf die CO_2 -Emissionen auswirken?
14. Zeichnen Sie in ein Koordinatensystem die Abhängigkeit der Wellenzahl der PO-Valenzschwingung von Phosphorylverbindungen von der Elektronegativität der Substituenten, und zwar in Analogie zu Abbildung 4.3, aber unter Verwendung folgender Wellenzahlen (cm^{-1}): POF_3 1395, $POCl_3$ 1290, $POBr_3$ 1261. Verwenden Sie die Elektronegativitäten nach Allred und Rochow (Tab. 4.8). Ermitteln Sie durch

Interpolation die Elektronegativität der Gruppe CF_3 aus der PO-Valenzschwingung der gemischt substituierten Verbindung $\text{POBr}(\text{CF}_3)_2$: 1313 cm^{-1} .

15. Schätzen Sie die Elektronegativitäten der Gruppen $-\text{OF}$, $-\text{NF}_2$ und $-\text{SF}_5$ ab, indem Sie näherungsweise das arithmetische Mittel der Elektronegativitäten der beteiligten Atome verwenden.
16. Im ESCA-Spektrum eines Gemisches von H_2O und O_2 treten im Bereich der O(1s)-Ionisierungsenergien zwei Linien im Abstand von 1.1 eV auf. Wie würden Sie diese beiden Linien den Molekülen zuordnen? S. 134.
17. Die Ionisierungsenergie der 1s-Elektronen des Kohlenstoffatoms von CF_4 ist um 11 eV größer als die von CH_4 . Wie erklären Sie diesen Befund? Welche Differenz erwarten Sie für CH_2F_2 ? S. 141.
18. In welcher Position befindet sich wohl die Trifluormethylgruppe im Phosphoran CF_3PCl_4 , wenn man die Elektronegativitäten der Substituenten berücksichtigt? S. 33.
19. (a) Trägt das Elektronenpaar im HOMO von H_2O (Abb. 2.28) zum Dipolmoment des Moleküls bei? (b) Gibt es bei diesem Molekül ein atomares Dipolmoment? S. 142.
20. Warum ist das Dipolmoment von NOF_3 fast Null, obwohl das Molekül zur Punktgruppe C_{3v} gehört und vier stark polare Bindungen enthält? S. 142.
21. Wenn die Elektronegativität des C-Atoms im CF_4 wegen der positiven Partialladung 3.7 beträgt, wie groß ist dann die Elektronegativität der F-Atome?
22. Bei Nichtmetallen beträgt der maximale Bindungsgrad kovalenter Bindungen 3. Nennen sie fünf anorganische Verbindungen mit einer Dreifachbindung (außer N_2).
23. Was versteht man unter einem Promolekül? S. 144.
24. Was ist die Definition für ein Nichtmetall? Sind Wasserstoff, Sauerstoff und Schwefel unter allen Bedingungen Nichtmetalle? S. 147.

Kapitel 5: Wasserstoff

1. In welchen Eigenschaften unterscheidet sich elementarer Wasserstoff von allen anderen Elementen? S. 149, 152.
2. Was sind die drei wichtigsten natürlichen Ressourcen für die Herstellung von elementarem Wasserstoff? S. 149.
3. Warum ist die Bindung im Molekül H_2 stärker als alle anderen homonuklearen Einfachbindungen? S. 49, 120.

4. Wofür wird der großtechnisch erzeugte Wasserstoff verwendet? Mindestens fünf Prozesse. S. 150.
5. Wasserstoff ist ein Reduktionsmittel. Nennen Sie fünf andere Reduktionsmittel (mit Formeln).
6. Warum rekombinieren die im interstellaren Raum vorhandenen H-Atome nicht zu H₂-Molekülen, wie sie das auf der Erde tun?
7. Welche Koordinationszahlen (KZ) hat das H-Atom in den verschiedenen Wasserstoffverbindungen? Nennen Sie Beispiele für KZ>1. Was ist die höchste KZ von H-Atomen?
8. Was versteht man unter einer chemischen Kettenreaktion? Formulieren Sie die Gleichungen bei einem Beispiel. S. 154.
9. Was versteht man unter einem kinetischen Isotopeneffekt? Erklärung an einem Beispiel. S. 152.
10. Ordnen Sie folgende Verbindungen nach steigender Säurestärke in wässriger Lösung: HClO, HNO₃, HClO₄, H₃BO₃, HBr. S. 164.
11. Welche wässrige Säure ist stärker: Flusssäure oder Salzsäure (bei gleicher molarer Konzentration)? Mit Begründung. S. 163.
12. Wie viele Wasserstoffbrücken liegen in dem komplexen Anion [H₂SO₄·HSO₄]⁻ vor? Zeichnen Sie eine Strukturformel. S. 180.
13. Was sind die wichtigsten Eigenschaften einer Wasserstoffbrücken-Bindung?
14. Warum ist das Molekül (HF)₂ nicht linear? S. 183.
15. Wasserstoffatome sind durch Röntgenbeugung nur schwierig zu lokalisieren, vor allem in Gegenwart von Schweratomen. Das Kation des Salzes [H₃F₂][Sb₂F₁₁]⁺ könnte eine der beiden folgenden Strukturen haben:

$$\textit{syn}\text{-}[\text{H}-\text{F}-\text{H}-\text{F}-\text{H}]^+ \text{ oder } \textit{anti}\text{-}[\text{H}-\text{F}-\text{H}-\text{F}-\text{H}]^+$$
 Eine Röntgenstrukturanalyse der Verbindung ergab im Jahre 1988, dass sich das Kation auf einem Symmetriezentrum der Raumgruppe befindet. Welche der beiden obigen Strukturformeln ist mit diesem Befund vereinbar? S. 171, 174.
16. Welche Atomverknüpfung (Konnektivität) und Geometrie könnten wohl die folgenden gasförmigen Addukte haben: HF·NH₃, HF·H₂O, HF·HCl, D₂O·H₂O? S. 183.
17. Welches dreiatomige Molekül liefert bei seiner Assoziation über Wasserstoffbrücken strikt lineare „molekulare Stäbe“? S. 181.
18. Warum nimmt die Bindungsenergie zwischen HBr einerseits und den Aminien MeNH₂, Me₂NH und Me₃N andererseits in dieser Reihenfolge der Amine zu? S. 180.

19. Ordnen Sie die folgenden Teilchen nach steigender Protonenaffinität: Me_3N , S^{2-} , NF_3 , NH_3 , $[\text{N}_3]^-$, $[\text{OH}]^-$. S. 183.
20. Was versteht man unter einem Ionenaustauscher und wie funktioniert z.B. ein Kationenaustauscher?
21. Was versteht man unter Protonenleitfähigkeit? Wieso kann man damit auch die Wanderung von Hydroxid-Ionen im elektrischen Feld erklären? S. 156.
22. Wie unterscheiden sich Oxoniumsalze von isomeren Hydraten? S. 158.
23. Wie ist die Definition für so genannte Supersäuren? Kennen Sie Beispiele für solche Säuren?
24. Warum haben Schneeflocken meistens eine sechszählige Symmetrie? S.175.
25. Warum ist Wasser praktisch nicht in Hexan löslich und warum ist flüssiges Hexan praktisch nicht in Wasser löslich? S. 178.
26. Im Eispanzer, der Grönland bedeckt, sind Gase eingeschlossen, die je nach Tiefe aus der Atmosphäre früherer Jahrhunderte oder Jahrtausende stammen und daher Aufschluss über die Zusammensetzung dieser urzeitlichen Atmosphäre geben können. In welcher Form liegen diese Gase Ihrer Meinung nach im Eis vor? S. 179.
27. Was versteht man unter einem (chemischen) Wasserstoffspeicher? Welche Materialien kommen hierfür in Frage? S. 191.
28. In dem Hydrat $\text{Na}[\text{BH}_4]\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ liegen kurze Diwasserstoffbindungen zwischen dem Anion und den Wassermolekülen vor. Zeichnen Sie diese Struktur ausschnittsweise und erklären Sie das Zustandekommen dieser speziellen Bindungen. (siehe Y. Filinchuk, H. Hagemann, *Eur. J. Inorg. Chem.* **2008**, 3127).

Kapitel 6: Bor

1. Welches theoretische Konzept erlaubt es, die Tatsache zu erklären, dass die Atome im elementaren Bor Koordinationszahlen von bis zu 7 aufweisen, obwohl das Boratom nur über drei Valenzelektronen verfügt? S. 198.
2. Was versteht man unter *chemical vapor deposition* (CVD)? Können sie Beispiele für die Anwendung dieser Methode in Form von Gleichungen beschreiben?
3. Konstruieren Sie die Molekülorbitale der beiden 4-Zentrenbindungen von Diboran unter Verwendung der Regeln zur Konstruktion von MO's, die im Kapitel 4 angegeben wurden. S. 207.

4. Welche Strukturen lassen sich für die Anionen $[\text{B}_2\text{H}_7]^-$ und $[\text{B}_3\text{H}_8]^-$ vorhersagen? S. 212.
5. Diboran und Ethylen reagieren miteinander unter Hydroborierung. Wie könnte der Übergangszustand dieser bimolekularen Reaktion aussehen? S. 214.
6. Wie kann man die Acidität einer Lewis-Säure BX_3 ($\text{X} = \text{Halogen}$) experimentell bestimmen? Wie verhalten sich die Aciditäten von BF_3 und BBr_3 zueinander, d.h. welche ist größer und warum? S. 196.
7. Wie ändert sich die Geometrie am Zentralatom von BX_3 -Verbindungen bei der Reaktion mit einer Base? S. 197.
8. Welche chemischen und physikalischen Eigenschaften haben die Chloride BCl_3 , SiCl_4 , AsCl_3 und SCl_2 gemeinsam?
9. Halten Sie BCl_3 oder Me_3B für die stärkere Lewis-Säure und warum? S. 196.
10. In welcher Form kommt das Element Bor in der Natur vor? Was sind die wichtigsten Mineralien?
11. Welche Bor-Sauerstoff-Verbindungen werden kommerziell genutzt und wofür? S. 221.
12. Warum ist Orthoborsäure in Wasser nur mäßig löslich, während die meisten Oxosäuren der Nichtmetalle mit Wasser unbegrenzt mischbar sind? S. 222.
13. Wie unterscheidet sich eine Metasäure von der entsprechenden Orthosäure des gleichen Elements? Nennen Sie mehrere Beispiele. S. 222.
14. Was versteht man unter Polyanionen von Oxosäuren der Nichtmetalle? Kennen Sie Beispiele?
15. Wie viele theoretisch denkbare Isomere gibt es für Dimethylborazin $\text{Me}_2\text{H}_4\text{B}_3\text{N}_3$? S. 227.
16. Wie unterscheiden sich die physikalischen und chemischen Eigenschaften der strukturell verwandten Materialien Graphit und α -Bornitrid? S. 229.
17. Nennen Sie drei praktische Anwendungen von Borverbindungen, die keinen Sauerstoff enthalten. S. 205, 229.
18. Bringt man eine sperrige Lewis-Base mit einer ebensolchen Lewis-Säure zusammen, entsteht ein so genanntes „frustriertes Lewis-Paar“, da die sperrigen Substituenten die Errichtung einer dativen Bindung verhindern. Beispiele sind 2,2,6,6-Tetramethylpiperidin als Base und Tris(pentafluorphenyl)boran als starke Säure. Zeichnen sie die Strukturformel eines mögliche Adduktes, um die sterische Hinderung zu demonstrieren. (Siehe B. Rieger et al., *Angew. Chem.* **2008**, 120, 6090).

Kapitel 7: Kohlenstoff

1. Warum ist Graphit weich und Diamant hart? S. 238.
2. Natürliche als auch synthetische Diamanten sind oft gefärbt. Welche Farben kommen vor und wie sind sie zu erklären? S. 241.
3. Das Fulleren C_{60} hat 90 CC-Bindungen, von denen die 60 zwischen den 6-Ringen einen Kernabstand von 139 pm und die restlichen 30 zwischen einem 6-Ring und einem 5-Ring Abstände von 145 pm aufweisen. Vergleichen Sie diese CC-Kernabstände mit den Werten für andere ungesättigte und aromatische Kohlenstoffverbindungen (siehe Tab. 4.7) und schließen Sie daraus auf die mittlere Bindungsenthalpie (Abb. 4.5).
4. Wie viele Linien beobachtet man in den ^{13}C -NMR-Spektren von C_{60} und C_{70} ? S. 245.
5. Was versteht man unter der *isolated pentagon rule* bei Fullerenen? S. 245.
6. Was versteht man unter einwandigen und mehrwandigen Kohlenstoff-Nanoröhren? S. 247.
7. Wie wird Ruß industriell hergestellt und wofür wird er verwendet? S. 249.
8. Welche radioaktiven Isotope von Nichtmetallen sind von großem Nutzen? S. 233.
9. Schreiben Sie die Reaktionsgleichung für die technische Herstellung von Calciumcarbid aus Kalkstein auf. S. 235.
10. Für welche großtechnischen Synthesen wird Methan verwendet (mindestens drei Beispiele)? Schreiben Sie die entsprechenden Reaktionsgleichungen auf. S. 149, 257, 260, 264.
11. Warum ist CO für Menschen schon in geringer Konzentration sehr giftig und CO_2 dagegen kaum? S. 257.
12. Ethan verbrennt in Sauerstoff zu CO_2 und H_2O . Berechnen sie für diese Reaktion die Standard-Reaktionsenthalpie unter Verwendung der mittleren Bindungsenthalpien in Tabelle 4.1. Berechnen Sie auch die Enthalpie für den Fall, dass CO statt CO_2 gebildet wird.
13. In der Europäischen Union stößt ein PkW durchschnittlich 160 g CO_2 pro Kilometer aus (Stand 2008). Wie viel CO_2 wird danach bei einer jährlichen Laufleistung von 10 000 km pro Fahrzeug produziert? Wie viel Kilogramm Kraftstoff (Benzin oder

Dieselöl) werden dabei pro Jahr verbrannt, wenn der Durchschnittsverbrauch 8 L/km beträgt?

14. Was versteht man unter einem überkritischen Lösungsmittel? Kennen Sie Beispiele und Anwendungen?
15. Wie lässt sich mechanistisch erklären, dass die Aktivierungsenergie der Zersetzung von gasförmigem H_2CO_3 zu CO_2 und H_2O sinkt, wenn von vornherein ein Molekül H_2O zugegen ist? S. 261.
16. Zeichnen Sie die Lewis-Strukturformel der Anionen im festen Salz KHCO_3 . Welche Konformation hat der Ring? S. 180, 263.
17. Als saurer Regen wird jeder Niederschlag mit einem pH-Wert von <5.6 bezeichnet. Warum 5.6 und nicht 7.0? S. 261.
18. Der Gehalt der Atmosphäre an CO_2 steigt seit vielen Jahren stark an. Wie hoch ist die CO_2 -Konzentration zurzeit ungefähr? S. 233.
19. Wie wird Hydrogencyanid industriell hergestellt und wofür wird diese Verbindung in großem Umfang verwendet? S. 264.

Kapitel 8: Silicium und Germanium

1. Was sind die fünf häufigsten Elemente in der Erdkruste, gemessen in Massenanteilen. S. 267.
2. Wie und warum ändert sich die elektrische Leitfähigkeit von elementarem Silicium, wenn einige Fremdatome wie B oder P in der Struktur vorhanden sind? S. 275.
3. Für die Solarindustrie ist elementares Silicium ein wichtiger Rohstoff, der wegen der starken Nachfrage knapp und daher teuer ist. Warum ist es so schwierig, reines Si herzustellen?
4. Nennen Sie vier halbleitende Materialien, die nur aus nichtmetallischen Elementen bestehen.
5. Was sind Silane, Silylene, Silene, Disilene, Siline und Disiline? S. 268, 272.
6. Zeichnen Sie in ein Koordinatensystem das vollständige Torsionspotential eines Disilens vom Typ $\text{R}'_2\text{R}_2\text{Si}_2$ (höchste mögliche Symmetrie) und begründen Sie das Zustandekommen aller Extremwerte. S. 273.
7. Warum sind Silane thermisch weniger beständig als entsprechende Alkane? Zeigen Sie am Beispiel von Disilan, wie die Zersetzung mechanistisch abläuft. S. 279.

8. Warum sind Silane gegenüber Wasser weniger beständig als entsprechende Alkane? Wie läuft die Hydrolyse mechanistisch ab? S. 271.
9. Was versteht man unter Zintl-Ionen? Kennen Sie Beispiele? S. 277.
10. Schlagen Sie je eine Synthese für das polymer $(\text{MePhSi})_n$ und für das Copolymer $(\text{MePhSi})_n(\text{Me}_2\text{Si})_m$ vor. S. 300.
11. Warum sind Quarz und Silicate thermisch so außerordentlich stabil? S. 270.
12. Was ist der Unterschied zwischen Kieselgel und Quarz, die oft beide mit der Formel SiO_2 beschrieben werden?
13. Zeichnen sie die Strukturformeln von $[\text{SiO}_4]^{4-}$, $[\text{Si}_2\text{O}_7]^{6-}$, $[(\text{SiO}_3)_n]^{2n-}$ und $(\text{SiO}_2)_n$. S. 285-290.
14. Edelstein-Qualitäten von Beryll sind Aquamarin (blau), Emerald (grün) und Goldberyll (gelb). Amethyst ist ein violetter Quarz, und Saphir (blau) und Rubin (rot) bestehen im Wesentlichen aus Al_2O_3 . Die reinen Verbindungen Beryll ($\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$), Quarz (SiO_2) und Korund (Al_2O_3) sind jedoch farblos. Erklären Sie diese Befunde. S. S. 289.
15. Was sind Zeolithe und wofür werden sie industriell verwendet? S. 292.
16. Warum sollte man Kieselglas nicht als Quarzglas bezeichnen? S. 285, 294, 296.
17. Warum erstarrt flüssiges SiO_2 beim Abkühlen als Glas? Nennen sie weitere Beispiele für dieses Verhalten. S. 294.
18. Wie und warum hängt die Glasübergangstemperatur von Silikatgläsern vom Verhältnis M:Si ab (M: Na, Mg, etc.)? S. 295.
19. Warum bleiben polymere Dimethylsiloxane (Silikone) im Gegensatz zu organischen Polymeren wie Polypropylen auch bei tiefen Temperaturen elastisch? S. 304.
20. Nennen Sie drei wichtige nichtoxidische keramische Materialien und beschreiben Sie deren Synthesen durch Reaktionsgleichungen. Kennen sie Anwendungen dieser Verbindungen? S. 205, 229, 305, 306.

Kapitel 9: Stickstoff

1. Wie unterscheidet sich das Molekül N_2 als Ligand in Metallkomplexen vom isoelektronischen Kohlenmonoxid? S. 311.
2. Warum wird beim Haber-Bosch-Verfahren ein sehr hoher Druck angewandt? S. 320.

3. Was sind die wesentlichen Eigenschaften von Ammoniak (a) als Gas, (b) in Wasser gelöst und (c) in verflüssigter Form? S. 320, 330.
4. Wozu wird Ammoniak industriell in großem Umfang verwandt? S. 320.
5. Beschreiben Sie mit Worten und mit wenn möglich auch mit Gleichungen was passiert, (a) wenn wenig metallisches Kalium in flüssigem Ammoniak gelöst wird, (b) wenn mehr Kalium zugesetzt wird, (c) wenn diese Lösung im Vakuum vorsichtig eingengt wird, und (d) wenn der nach (a) hergestellten Lösung etwas Fe_2O_3 zugesetzt wird. S. 331.
6. Was sind Alkalide und Elektride? S. 332.
7. Stellen Sie die Reaktionsgleichungen auf für die Eigendissoziation folgender wasserfreier Lösungsmittel: Schwefelsäure, Essigsäure, Hydrogenfluorid, Ammoniak. Geben Sie für jedes Solvens jeweils eine starke Base und eine starke Säure an.
8. Welche Verbindungen werden als Stickstoffdünger eingesetzt? Wie lauten deren Strukturformeln? S. 322, 323.
9. Warum ist eine Überdüngung von Feldern mit Stickstoffverbindungen schädlich?
10. Das Stickstoffatom kann in Verbindungen in allen Oxidationsstufen zwischen -3 und $+5$ auftreten. Nennen sie für jede Stufe eine entsprechende Verbindung mit Strukturformel.
11. Vom Phosphor, Arsen und Antimon kennt man die Pentafluoride vom Typ EF_5 . Warum ist NF_5 nicht bekannt?
12. Welche Verbindungen mit einer N–N-Einfachbindung kennen Sie? S. 314.
13. Welche Moleküle oder Ionen kennen Sie, deren Stickstoffgehalt größer ist als 90 Massen-%? Welche gemeinsamen Eigenschaften haben diese Teilchen? S. 327.
14. Das HOMO von $[\text{NO}_2]^-$ ist schwach antibindend. Was für eine Abstufung der NO-Kernabstände erwarten Sie auf dieser Grundlage für die Teilchen $[\text{NO}_2]^+$, NO_2 und $[\text{NO}_2]^-$? Wie viele ungepaarte Elektronen enthält jedes dieser Teilchen? S. 315.
15. Die Säuren HNO_2 , HNO_3 (2 Isomere) und HNO_4 bilden in der Gasphase mit je einem Molekül H_2O Komplexe. Schlagen Sie Strukturen für die stabilsten Formen dieser 1:1-Addukte vor (Lösung: M. Staikova, D. J. Donaldson, *PCCP* **2001**, 3, 1999).
16. Beim Lösen von 1 mol N_2O_5 in wasserfreier Schwefelsäure entstehen 6 mol Ionen, wie man durch Leitfähigkeitsmessungen festgestellt hat. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. S. 347.
17. Wenn Stickstoff-Verbindungen wie NH_3 oder N-Oxide in die Atmosphäre gelangen oder dort auf natürliche Weise entstehen, haben sie sowohl positive als auch negative

- Auswirkungen. (a) Was sind die positiven und was die negativen? (b) Welche natürliche Entstehung dieser Substanzen in der Luft ist denkbar? S. 343.
18. Wie werden N-Oxide (a) aus Rauchgasen von Kraftwerken und (b) aus Kfz-Abgasen entfernt? S. 344.
19. Was versteht man in der Reaktionskinetik unter einem vorgelagerten Gleichgewicht? S. 342.
20. Normalerweise werden chemische Reaktionen durch Temperaturerhöhung beschleunigt. Tritt das Gegenteil ein, spricht man von einer negativen Aktivierungsenergie. Unter welchen Bedingungen kann es bei einer chemischen Reaktion zu einer negativen Aktivierungsenergie kommen? S. 342.

Kapitel 10: Phosphor und Arsen

1. Warum ist das Molekül P_2 in Analogie zum N_2 bei $25^\circ C/1$ bar nicht stabil, sondern dimerisiert zu P_4 ? Warum wandelt sich N_2 nicht auch in N_4 um? Begründung mit Hilfe der Bindungsenthalpien in Tab. 4.1. S. 359.
2. Warum ist schwarzer Phosphor schwarz, während weißer Phosphor nahezu farblos ist?
3. Vom Molekül P_4H_6 gibt es zwei Isomere. Zeichnen Sie deren Strukturformeln. Mit welcher modernen Meßmethode kann man die beiden Isomere innerhalb einer Stunde identifizieren und wie wird dabei argumentiert?
4. Schlagen Sie Strukturen für die Teilchen P_7H_3 und $[P_7]^{3-}$ vor. S. 363, 366.
5. Schlagen Sie eine Synthese für das cyclische Organophosphan $(PhP)_6$ vor, ausgehend von elementarem Phosphor und Brombenzol. S. 369.
6. Was sind Diphosphene, Phosphaalkine und Phosphorane? S. 370, 375, 379.
7. Zeichnen Sie die Strukturformeln von $Me_2P(CF_3)_3$ und $Me_3P(CF_3)_2$. Erwarten Sie bei diesen Molekülen eine Pseudorotation? S. 374.
8. Erläutern Sie die Begriffe oxidative Addition und reduktive Eliminierung an Beispielen. S. 374.
9. In der anorganischen Nichtmetallchemie gibt es eine Reihe von Verbindungen mit käfigartiger Molekülstruktur („Käfigverbindungen“). Kennen Sie Beispiele? S. 381, 385, 481.
10. Phosphorpentoxid ist ein stark wasserentziehendes Mittel, das man benutzt, um bestimmte Oxosäuren in ihre Anhydride zu überführen. Schreiben Sie die

entsprechenden Gleichungen für die Entwässerung von Salpetersäure und Perchlorsäure auf. S. 382.

11. Bei welchen Oxosäuren der Nichtmetalle gibt es so genannte „saure Salze“? S. 388.
12. Formulieren Sie die Produkte, die bei der Alkoholyse von P_4O_{10} mit 2, 4 bzw. 6 Äquivalenten EtOH entstehen. S. 383.
13. Was sind Ihrer Meinung nach die drei wichtigsten Phosphorverbindungen in der Industrie? Wozu werden diese verwendet? S. 388, 389.
14. Welche Phosphorverbindungen kommen in höheren Organismen vor? Was ist ihre Funktion? S. 389.
15. Was sind „kondensierte“ Phosphate Silicate und Borate? Warum gibt es keine kondensierten Nitrate oder Chlorate? S. 390.
16. Monophosphazene $R_3P=NR'$ entstehen bei der Kondensation von R_3PCl_2 mit primären Aminen. Schreiben Sie eine ausgeglichene Reaktionsgleichung für eine derartige Reaktion auf. S. 394.
17. Was versteht man bei entsprechenden Molekülen unter (a) Pseudorotation, (b) Inversion und (c) Torsion? Je ein Beispiel erläutern.
18. Bestimmte ringförmige Nichtmetallverbindung neigen zur Polymerisation, wenn die Aktivierungsenergie für den ersten Schritt, nämlich die Ringöffnung, zur Verfügung gestellt wird (ROP: ringöffnende Polymerisation). Kennen Sie Beispiele? S. 397.

Kapitel 11: Sauerstoff

1. Woraus besteht die Luft (so genannte Reinluft)? Mit ungefähren Volumenprozenten. S. 399.
2. Was sind die fünf wichtigsten, d.h. in größtem Umfang produzierten Industriegase? S. 149, 399, 499.
3. Warum reagiert molekularer Sauerstoff bei 25°C nicht spontan mit (fast) allen organischen Verbindungen zu CO_2 und H_2O , obwohl diese Reaktionen in der Regel stark exotherm und exergonisch sind? S. 400.
4. Warum wird das O_2 -Molekül bei der Koordination an ein Metallatom chemisch aktiviert? S. 402.
5. Wie entsteht das Ozon in der Stratosphäre und wie wird es auf natürliche Weise wieder abgebaut? 408.

6. Es gibt kovalente und ionische Ozonide. Nennen Sie je ein Beispiel mit Strukturformel. S. 402, 416.
7. Wo spielen Hydroxylradikale in der Natur eine wichtige Rolle? Wie werden sie gebildet und was ist ihr Verbleib? S. 425.
8. Das Sauerstoffatom ist in den meisten Verbindungen wegen seiner großen Elektronegativität negativ polarisiert. Es gibt jedoch auch Sauerstoffverbindungen mit O-Atomen in positiven Oxidationsstufen. Kennen Sie Beispiele? S. 417, 426.
9. Was sind die wichtigsten Methoden, um natürlich vorkommendes Wasser in Trinkwasser zu verwandeln? S. 420.
10. Warum ist das Molekül H_2O_2 nicht planar gebaut? S. 422.
11. Wozu wird H_2O_2 verwendet? S. 421.
12. Welche der folgenden Verbindungen sind paramagnetisch und warum? K_2O , K_2O_2 , KO_2 , KO_3 . S. 418.
13. Bei der Protonierung von H_2O_2 mit einem HF- AsF_5 -Gemisch entstehen Salze mit den Kationen $[\text{H}_3\text{O}_2]^+$ und $[\text{H}_5\text{O}_4]^+$. Wie ist die Atomverknüpfung in diesen Ionen? S. 423.
14. Betrachten Sie die Bildung von $[\text{O}_2][\text{PtF}_6]$ aus O_2 und PtF_6 . Ist es denkbar, dass auf analoge Weise eine Verbindung $[\text{N}_2][\text{PtF}_6]$ hergestellt werden könnte? Vergleichen Sie hierzu die Ionisierungsenergien von O_2 und N_2 . S. 417.
15. Welche kovalenten Peroxide außer H_2O_2 kennen Sie? Wo spielen diese Verbindungen eine Rolle?
16. Warum kann der Valenzwinkel am O-Atom in Verbindungen des Typs $\text{R}-\text{O}-\text{R}$ je nach der Natur von R im Bereich $100-180^\circ$ liegen? S. 413.
17. Was versteht man unter anodischer Oxidation? Welche Verbindungen werden mit dieser Methode industriell hergestellt?

Kapitel 12: Schwefel, Selen und Tellur

1. Die unter Standardbedingungen thermodynamisch stabile Form des Schwefels ist S_8 . Bei sehr hohem Druck und gleichzeitig erhöhter Temperatur wandelt sich S_8 aber in S_6 um. Wie lässt sich das thermodynamisch begründen? S. 438.
2. Warum ist der Ring von S_8 nicht planar gebaut? 441.

3. Warum sind beim Selen und Tellur die unter Standardbedingungen stabilen Modifikationen nicht aus S_8 -analogen Homocyclen wie Se_8 und Te_8 aufgebaut, sondern aus kettenförmigen Polymeren? S. 443.
4. Die Elemente Schwefel und Selen bilden zahlreiche Heterocyclen des Typs Se_nS_m , deren Strukturen denen der entsprechenden Schwefelhomocyclen ähneln. Zeichnen Sie alle möglichen Isomere von Se_4S_4 .
5. Im Gegensatz zum kronenförmigen Se_8 -Molekül liegt das Kation $[Se_8]^{2+}$ in einer *exo-endo*-Konformation vor. Wie viele Signale erwarten Sie in den ^{77}Se -NMR-Spektren beider Verbindungen? S. 445.
6. In allen Raffinerien fallen bei der Entschwefelung von Rohöl gewaltige Mengen H_2S an. Wie wird dieser Schwefelwasserstoff „entsorgt“? S. 434.
7. Wie kann man ein organisches Disulfan R_2S_2 quantitativ in das entsprechende Monosulfan R_2S überführen, d.h. „entschwefeln“? S. 447.
8. Natriumtetrasulfid ist der Elektrolyt in Natrium-Schwefel-Batterien, die in Wirklichkeit Akkumulatoren sind und die gegenwärtig als fortschrittliche Stromspeicher genutzt werden. Wie würden Sie diese Verbindung auf preiswerte Weise herstellen? Welche Elektrodenprozesse spielen sich wohl in der genannten Batterie beim Aufladen ab? S. 452.
9. Schwefel ist das Element mit den meisten Oxiden. Nennen Sie fünf entsprechende Verbindungen mit Strukturformel. S. 455.
10. Schwefelhalogenide gibt es mit allen Oxidationsstufen des S-Atoms zwischen 0 und +6. Nennen sie einige Beispiele mit Strukturformeln.
11. Die beiden Sulfonylchloride CH_3SO_2Cl und CF_3SO_2Cl geben bei der Fluorierung mit AgF_2 bei $0^\circ C$ zwei Produkte mit folgenden Analysendaten:
 Produkt I aus CH_3SO_2Cl : C 11.5%, H 2.8%, S 30.8%, F 54.8%.
 Produkt II aus CF_3SO_2Cl : C 7.6%, H 0.1%, S 20.2%, F 72.2%.
 Schlagen Sie Formeln und Strukturformeln für diese Produkte vor. Lösung: A. J. Downs et al, *Inorg. Chem.* **1989**, 28, 3286. S. 474.
12. Nennen Sie fünf großtechnische Prozesse, bei denen es sich um eine heterogene Katalyse handelt. Welche Zusammensetzung hat der Katalysator?
13. Schwefelsäure wird in riesigen Mengen hergestellt. Wozu wird diese Verbindung hauptsächlich gebraucht? S. 466.
14. Von vielen Nichtmetallen gibt es nicht nur Oxosäuren, sondern auch Thio- und Peroxosäuren bzw. deren Salze. Welche Beispiele kennen Sie? S. 468, 470.

15. Welche Verfahren zur Rauchgasentschwefelung kennen Sie? Wie lauten die entsprechenden Reaktionsgleichungen? S. 45.
16. Wie wird in den Raffinerien das Rohöl entschwefelt? S. 424.
17. Viele Nichtmetalle (E) bilden nicht nur homoatomare Anionen, sondern auch Kationen des Typs $[E_m]^{n+}$. Welche Beispiele kennen Sie und wie kann man diese Verbindungen herstellen?
18. Was versteht man unter Hyperkonjugation oder negativer Hyperkonjugation?
19. Früher hat man angenommen, dass die schwereren Nichtmetalle keine Doppelbindungen miteinander eingehen können. Diese Ansicht wurde aber schon vor mehreren Jahrzehnten widerlegt. Nennen Sie Beispiele für derartige Verbindungen, die unter Standardbedingungen in reiner Form isoliert werden können. S. 272, 370, 475.
20. Nennen Sie drei anorganische Hückel-Aromaten und skizzieren Sie deren Elektronenformeln.
21. Vergleicht man die Chemie von Tellur mit der von Schwefel, stellt man eine Neigung des Te-Atoms zu höheren Koordinationszahlen fest. Können Sie für diese Beobachtung Beispiele nennen?
22. Metallische Leitfähigkeit ist nicht an das Vorhandensein von Metallen gebunden. Welche Materialien kennen Sie, die nur aus Nichtmetallen bestehen und dennoch bei 25°C/1 bar metallische Leitfähigkeit zeigen? S. 239, 482.

Kapitel 13: Halogene

1. Die Edelgase sind unter Standardbedingungen alle gasförmig, während die im Periodensystem benachbarten Halogene X_2 teils gasförmig, teils flüssig oder sogar fest sind. Woran liegt das? S. 486.
2. Warum ist elementares Fluor reaktiver als die übrigen Halogene? S. 487.
3. Warum enthalten viele pharmazeutische Präparate heutzutage Fluor-haltige Substituenten? S. 495.
4. Warum kann man elementares Fluor nicht in Analogie zu Cl_2 durch Elektrolyse wässriger NaF-Lösungen herstellen? S. 490.
5. Was ist der Unterschied zwischen einer Fluorierung und einer Fluoridierung?
6. Nennen Sie vier gängige Fluorierungsmittel. S. 492.

7. Nennen Sie drei Fluorverbindungen von großer praktischer Bedeutung. S. 485-498.
8. In welcher Form kommt das Element Fluor in der Natur vor? S. 490.
9. Was versteht man unter subvalenten Verbindungen („Subverbindungen“)? Kennen Sie Beispiele? S. 497.
10. Durch Fluorierung kann man viele Elemente zu den höchsten Oxidationsstufen oxidieren. Nennen Sie dafür einige Beispiele. S. 492, 496.
11. Was versteht man unter Elektrofluorierung? S. 492.
12. Warum wurde die Herstellung der Fluor-Chlor-Kohlenwasserstoffe eingestellt, die doch hervorragende Lösungsmittel und Kältemittel sind?
13. Halogenatome bilden oft Brücken zwischen anderen, meistens positiv geladenen Zentralatomen. Können Sie Beispiele für solche Strukturen nennen und zeichnen?
14. In der Gasphase ist elementares Iod violett, ebenso in CCl_4 , CHCl_3 und Benzol. Lösungen von I_2 in Aceton, Dimethylsulfoxid und Diethylether sind aber braun. Wie ist die Farbdifferenz zu erklären? S. 502.
15. Wie kann man das bei organischen Chlorierungen in großem Umfang gebildete HCl auf ökonomische Weise recyceln und wieder in Cl_2 umwandeln? S. 500.
16. Wie gelangen Chloratome in die Stratosphäre, wo sie am Ozon-Abbau beteiligt sind?
17. Für welches Halogen würden Sie am ehesten die Bildung eines Kations erwarten? Diskrete X^+ -Ionen sind in chemischen Verbindungen unbekannt, aber die Spezies X_2^+ , X_3^+ und X_5^+ sind in Form von Salzen hergestellt worden. Warum sind diese Ionen stabiler als X^+ ? S. 507.
18. Geben Sie die Gleichungen für die Eigendissoziation von flüssigem BrF_3 und BrF_5 an. Welche Strukturen haben die entstehenden Ionen? S. 510.
19. Elementares Chlor wird zur Entkeimung von Trinkwasser verwendet. Was passiert dabei mit dem Cl_2 ? Wenn ClO_2 für diesen Zweck eingesetzt wird, was wird aus dem ClO_2 ?
20. Wie viele Isomere sind für das Oxidfluorid ClO_2F_3 denkbar? Welches wird das stabilste sein? Ermitteln Sie für jedes Isomer die Punktgruppensymmetrie. S. 521.
21. Welche industriellen Elektrolyse-Verfahren kennen Sie? Wie lauten die Produkte, wie sind die Elektrolyten zusammengesetzt?
22. Nennen Sie zehn gängige Oxidationsmittel.
23. Elementarer Wasserstoff (H_2) reagiert mit D_2 zu HD , mit Cl_2 zu HCl und mit I_2 zu HI . Nach welchem einheitlichen Mechanismus verlaufen alle diese Reaktionen? S. 52, 503.

24. Was versteht man unter Interhalogenverbindungen? Kennen Sie Beispiele und Anwendungen derartiger Verbindungen? S. 509.
25. Wo werden Chloroxide praktisch angewandt? S. 513.
26. Was sind Pseudohalogene? S. 523.
27. Wird ein 1:1-Gemisch aus H_2 und Cl_2 bei 25°C mit rotem Licht bestrahlt, passiert nichts. Verwendet man weißes Licht, tritt Explosion ein. Wie erklären Sie diesen Befund?

Kapitel 14: Edelgase

1. Wozu werden Edelgase in größerem Umfang verwendet? S. 526.
2. Wie kommt es, dass Helium zwar im Universum weit verbreitet, in der Luft aber nur in minimaler Konzentration vorhanden ist? S. 526.
3. Wie viele Linien erwarten Sie im XPS-Spektrum von Argon? S. 60.
4. Was ist das häufigste Edelgas in der Luft? Wie hoch ist seine Konzentration? S. 526.
5. Nennen Sie fünf Nuklide von Nichtmetallen, die sich aufgrund ihres Kernspins und ihrer natürlichen Häufigkeit für NMR-spektroskopische Messungen eignen.
6. Das Atomverhältnis He:Ar wird zur Altersbestimmung von Grundwasser benutzt. Woran liegt es, dass dieses Verhältnis vom Alter des Wassers abhängt? Hinweis: Grundwasser stammt ursprünglich aus dem Regen.
7. Eine einfache Synthese von XeF_2 nutzt die Photolyse eines Gemisches aus Xenon und Fluor mit sichtbarem Licht. Welche Komponente wird dabei wohl photochemisch aktiviert und warum? S. 528.
8. In diesem Kapitel wurde betont, dass Xenon nur zu stark elektronegativen Elementen oder Gruppen kovalente Bindungen eingeht. Wie verträgt sich diese Feststellung mit der Existenz des Kations $[\text{Xe}_2]^+$?
9. Wasser weist eine ungewöhnlich große Molwärme auf. Das gleiche gilt für flüssiges XeF_6 im Vergleich zu normalen Flüssigkeiten wie Kohlenstofftetrachlorid oder Benzol. Erklären Sie die anormale Molwärme von XeF_6 aus Ihrer Kenntnis der Molekülgröße im festen und gasförmigen Zustand. S. 528.
10. Warum ist ArF_2 keine bei 25°C stabile Verbindung wie XeF_2 ? S. 535, 541.
11. Die Elektronegativität der Edelgase (E) ist größer als die der im Periodensystem benachbarten Halogene. Wir wissen aber, dass die Edelgase nicht wie die Halogene

mit elementarem Natrium zu Salzen des Typs Na^+E^- reagieren. Wie kann man diesen scheinbaren Widerspruch auflösen? Hinweis: Man verwende die Elektronegativitäts-Bestimmung nach Mulliken.

12. Welche maximalen Koordinationszahlen kennen Sie bei Nichtmetallatomen wie B, C, Se, Te, Xe? Je ein Beispiel.

Lösungen:

Bildungsenthalpie von NaF: -571 kJ mol^{-1}

Teil II: Allgemeine Informationen

(zuletzt geändert am 25.07.08)

Eine umfangreiche Liste von Chemie-Unternehmen mit Sitz oder Produktionsstandorten in Deutschland findet man auf der Internetseite des *Verbandes der Chemischen Industrie* (www.vci.de), der über 90% der deutschen Chemie vertritt, mit folgendem Link:

http://www.vci.de/Die_Branche/Chemie_Unternehmen/default2~cmd~lst~lst~1~lstname~Chemie-Unternehmen~lstparent~Die%20Branche~mode~A~nd~,n01~,snd~n013.htm

Bedeutende Chemie-Unternehmen mit (einem) Standort (auch) in Deutschland und einem Sektor Anorganische Chemie sind beispielsweise:

Air Liquide, Düsseldorf

Akzo Nobel GmbH, Düren

BASF AG, Ludwigshafen

Bayer AG, Leverkusen

Dynamit Nobel GmbH, Troisdorf

Evonik Degussa GmbH, Frankfurt und Hanau

Henkel AG & Co. KGaA, Düsseldorf

Kali und Salz AG (K+S AG), Hannover

Linde AG, München

Merck KGAA, Darmstadt

Norddeutsche Affinerie AG, Hamburg

SGL Carbon Group, Wiesbaden

Solvay GmbH, Hannover

H. C. Stark GmbH, Goslar

Süd-Chemie AG, München

Wacker Chemie AG, München