

Lösungen zu den Aufgaben

Kapitel 1

- 1.1** siehe Tabelle 1
- 1.2** Stein und Erdkugel ziehen sich aufgrund der Gravitationskraft gegenseitig an. Je weiter vom Erdmittelpunkt der Stein entfernt ist, desto energiereicher ist er. Ziehen sich zwei Körper an, so sind sie umso energieärmer, je kürzer der Abstand zwischen ihnen ist. Eine minimale potenzielle Energie wird also dadurch erreicht, dass der Stein nach unten rollt.
- 1.3** Der Abstand Erdmittelpunkt–Rakete vergrößert sich. Da sich Erde und Rakete gegenseitig anziehen, nimmt die anziehende Kraft ab und deshalb die potenzielle Energie der Rakete zu.
- 1.4** Iod, Eis
- 1.5** Bei Raumtemperatur ist Butan gasförmig, Hexan flüssig und Octadecan fest. Zwischen den Octadecan-Teilchen wirken die stärksten anziehenden Kräfte (niedrigste potenzielle Energie der drei Stoffe). Deshalb ist in diesem Fall am meisten Energie nötig, um die kleinsten Teilchen voneinander zu trennen.
- 1.6** Erwärmen des Glasstabs führt dazu, dass die Abstände zwischen den kleinsten Gasteilchen grösser und damit die anziehenden Kräfte kleiner werden.
- 1.7** Im warmen Raum ist die Luftfeuchtigkeit sehr hoch (warme Luft kann viel Feuchtigkeit aufnehmen). An den kalten Brillengläsern kühlt sich die Raumluft ab, die maximal mögliche Feuchtigkeit der Luft wird dadurch überschritten. Die Geschwindigkeit der Wasser-Teilchen verlangsamt sich, bis die kinetische Energie nicht mehr ausreicht, um ihre Anziehungskräfte zu überwinden. Gasförmiges Wasser kondensiert zu flüssigem auf den Brillengläsern.
- 1.8** Die zugeführte Energie ist nötig, um die zwischen den kleinsten Teilchen eines Stoffs herrschenden anziehenden Kräfte zu überwinden. Dadurch nimmt die potenzielle Energie der Teilchen zu, sie werden energiereicher.
- 1.9** Durch die Atmung wird Energie freigesetzt (exotherme Reaktion), die der Körper zur Aufrechterhaltung seiner Temperatur sowie für Körpertätigkeit verwendet. Die Produkte Kohlenstoffdioxid und Wasser sind folglich energieärmer als die Ausgangsstoffe.
- 1.10 a)** Um einen festen Stoff in den flüssigen Zustand zu überführen, ist ein Energieaufwand erforderlich. Das Gleiche gilt für den Übergang flüssig-gasförmig. Dies zeigt, dass zwischen den kleinsten Teilchen eines Stoffs anziehende Kräfte herrschen, die durch Energieaufwand überwunden werden müssen, wodurch sich die potenzielle Energie erhöht.
- b)** Ein Gas (z. B. ein Duftstoff) verteilt sich spontan in dem ihm zur Verfügung stehenden Raum. Durch die Brownsche Bewegung kann indirekt die Bewegung von kleinsten Flüssigkeitsteilchen gezeigt werden (z. B. Tusche unter dem Mikroskop). Die Sublimation von Iod lässt sich mithilfe der Stärke eines Kartoffelstücks nachweisen (vgl. Abb. 1.33). Dies ist nur möglich, wenn sich Iodteilchen vom Iod zur Kartoffelscheibe bewegen.
- c)** Beim Erwärmen dehnt sich ein fester Körper aus. Eine Flüssigkeit passt sich jeder ihr zur Verfügung

Tabelle 1 zu Aufgabe 1.1

Vorgang	Chemische Reaktion		endotherm	exotherm
	ja	nein		
Rosten von Eisen ($\Delta H < 0$)	X			X
Kondensation von Wasserdampf		X		X
Verbrennen von Benzin	X			X
Erstarren von Wasser zu Eis		X		X
Sublimation von Iod		X	X	
Reaktion von Wasserstoff- und Sauerstoffgas zu Wasser	X			X
Verdampfen von Wasser		X	X	

stehenden Gefässform an, da die Abstände zwischen den kleinsten Teilchen grösser sind als im Festkörper und die anziehenden Kräfte somit geringer. Beim Übergang flüssig-gasförmig nimmt das Volumen einer bestimmten Stoffmenge erheblich zu. (Ausnahme: Beim Übergang von Eis zu flüssigem Wasser nimmt das Volumen bis $t = 4\text{ °C}$ ab!)

1.11 a) In einem Feststoff sind die anziehenden Kräfte zwischen den kleinsten Teilchen so gross, dass sie sich nicht gegeneinander verschieben lassen (konstante Form und Volumen). In einer Flüssigkeit ist der Abstand zwischen den Teilchen grösser (Ausnahme: Eis/Wasser) und damit sind die anziehenden Kräfte geringer. Die Teilchen haben eine grössere Bewegungsfreiheit.

b) In einer Flüssigkeit gibt es Teilchen mit unterschiedlicher Bewegungsenergie (kinetische Energie). Energiereiche Wasser-Teilchen können die in der Flüssigkeit herrschenden anziehenden Kräfte sowie den auf der Wasseroberfläche lastenden Luftdruck überwinden, den Flüssigkeitsverband verlassen und in den gasförmigen Zustand übergehen.

1.12 Der mittlere Abstand zwischen den Teilchen eines Festkörpers ist viel kleiner als in einem gasförmigen Stoff.

1.13 Die kleinsten, nicht sichtbaren Luftteilchen stossen mit den Staubpartikeln zusammen, die dadurch in dauernder Bewegung sind (Brownsche Bewegung).

1.14 Mit steigender Höhe über dem Meer nimmt der Luftdruck, der auf die Flüssigkeitsoberfläche wirkt, ab. Somit ist immer weniger Energie (Bewegungsenergie) der Wasser-Teilchen nötig, um den Flüssigkeitsverband zu verlassen. (Die Siedetemperatur ist dann erreicht, wenn alle Wasser-Teilchen aufgrund ihrer Bewegungsenergie den Flüssigkeitsverband verlassen können).

1.15 Durch die Erwärmung wird die kinetische Energie der kleinsten Teilchen erhöht (je höher die Temperatur, desto höher ist E_k !). Dadurch nehmen die mittleren Abstände zwischen den Teilchen zu, die Thermometerflüssigkeit dehnt sich aus, sie steigt im Thermometer.

1.16 Beim Übergang gasförmig-flüssig werden die Abstände zwischen den Wasser-Teilchen geringer. Die kinetische Energie reicht dann nicht mehr aus, um die anziehenden Kräfte zu überwinden. Die anziehenden Kräfte nehmen zu, die potenzielle Energie nimmt ab. Die Wasser-Teilchen lagern sich zur Flüssigkeit zusammen. Dabei wird viel Wärme

freigesetzt (Kondensationswärme), die ein weiteres Absinken der Temperatur verhindert.

1.17 Alle drei Merkmale, an denen man chemische Reaktionen erkennt, sind gegeben:

- Änderung der Stoffeigenschaften, wie z. B. der Dichte
- Energieumsatz: Energieaufwand für den Übergang flüssig-gasförmig
- Umkehrbarkeit: Gasförmiges Wasser kondensiert in einem exothermen Vorgang zur Flüssigkeit

Kapitel 2

2.1 Beim Petroleum muss es sich um ein Gemisch handeln. Beim Sieden ändert sich die Zusammensetzung des Petroleums fortlaufend und damit auch die Siedetemperatur.

2.2 Man hält die Flüssigkeit einige Zeit am Sieden. Bleibt die Siedetemperatur konstant, so handelt es sich um einen reinen Stoff. Ein langsames Ansteigen der Siedetemperatur weist auf ein Gemisch hin, da sich seine Zusammensetzung während des Siedens laufend ändert.

2.3 Reinstoffe haben im Gegensatz zu den Gemischen, die aus mehreren Reinstoffen bestehen, eine einheitliche Zusammensetzung und konstante Eigenschaften. Sie können durch Trennverfahren wie Destillation, Chromatografie, Extraktion usw. nicht in verschiedene Stoffe getrennt werden.

2.4 Mit einem Magneten wird das Eisenpulver entfernt (magnetische Eigenschaft). Anschliessend gibt man Wasser zum Gemisch aus Sand und Salz, wobei sich das Salz auflöst (unterschiedliche Lösereigenschaften). Die Suspension aus Salzwasser und Sand wird filtriert, der Sand bleibt im Filterpapier zurück (unterschiedliche Grösse der Sandkörner und Wasser-Teilchen). Durch Destillation kommt es schliesslich zur Trennung von Salz und Wasser (unterschiedliche Siedetemperaturen von Wasser und Salz).

2.5 Bei der Filzstiftfarbe muss es sich um ein Gemisch handeln. Die Trennung erfolgt aufgrund der verschiedenen Löslichkeiten der einzelnen Farbstoffe im Fliessmittel und ihrer unterschiedlichen Adsorption (anziehende Kräfte) an der festen Phase.

2.6 Papierchromatografie: Feste Phase ist Papier und als bewegliche Phase dient eine Flüssigkeit, in der sich das Substanzgemisch lösen muss. Gaschromatografie: Feste Phase ist ein Festkörpergranulat oder eine nicht flüchtige Flüssigkeit, mit

welcher das Granulat getränkt ist. Ein reaktionsträges (inertes) Trägergas (Helium oder Stickstoff) bildet die bewegliche Phase. Das Substanzgemisch muss verdampft werden.

- 2.7**
- Verbindung: ein Reinstoff (einheitliche Zusammensetzung und konstante Eigenschaften), der sich in verschiedene Elemente zerlegen lässt.
 - Element: ein Reinstoff (einheitliche Zusammensetzung und konstante Eigenschaften), der sich nicht in weitere Stoffe zerlegen lässt.
 - Gemisch: aus verschiedenen Reinstoffen zusammengesetzt. Die Eigenschaften variieren je nach der Zusammensetzung.
 - homogener Stoff: Mit dem Auge und dem Lichtmikroskop sind keine unterschiedlichen Bestandteile erkennbar.
- 2.8 a)** Aus der Flüssigkeit werden zwei gasförmige Stoffe (Änderung der Stoffeigenschaften), elektrische Energie muss zugeführt werden (Energieumsatz) und die beiden Gase können zusammen unter Bildung von Wasser reagieren (Umkehrbarkeit).
- b)** Energieaufwand (elektrischer Strom) bedeutet, dass es sich um einen endothermen Vorgang handelt. Die Produkte sind also energiereicher als das Wasser.
- 2.9** Beim Verdampfen von Wasser werden durch Energiezufuhr die kleinsten Wasser-Teilchen (Moleküle) so stark voneinander getrennt, dass sie in den gasförmigen Zustand übergehen können. Die kleinsten Teilchen verändern sich dabei nicht. Es sind immer noch die gleichen Wasser-Teilchen vorhanden, nur ihr Bewegungszustand sowie ihre Abstände zueinander haben sich geändert (kein chemischer Vorgang). Die Zersetzung von Wasser ist dagegen

eine chemische Reaktion (ein chemischer Vorgang). Die Wasser-Teilchen werden dabei in die Bausteine der beiden Elemente Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt.

- 2.10** Die Flüssigkeit wird zum Sieden gebracht. Bleibt die Siedetemperatur konstant und führen Trennverfahren wie Extraktion oder Chromatografie zu keiner Aufspaltung in verschiedene Stoffe, dann ist es ein reiner Stoff. Lässt sich die Flüssigkeit zum Beispiel durch Elektrolyse weiterzerlegen, dann handelt es sich um eine Verbindung und nicht um ein Element.
- 2.11 a)** Die Abstände zwischen den Wasser-Teilchen werden vergrößert = Zunahme der potenziellen Energie.
- b)** Die Kräfte innerhalb der Wasser-Teilchen werden überwunden, sodass sie in die beiden Elemente zerfallen (Wasserstoff und Sauerstoff), aus denen sie entstanden sind.
- 2.12** Die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff ist stark exotherm. Das dabei entstehende gasförmige Wasser ist deshalb energieärmer als die beiden Ausgangsstoffe. Der Übergang gasförmig-flüssig ist nochmals exotherm. Aufgrund der deutlich kleineren Abstände zwischen den Wasser-Teilchen wirken die anziehenden Kräfte stärker: Abnahme der potenziellen Energie bei der Kondensation. Flüssiges Wasser ist energieärmer als gasförmiges.

Kapitel 3

3.1 siehe Tabelle 1

3.2 siehe Tabelle 2

Tabelle 1 zu Aufgabe 3.1

	$^{18}_8\text{O}$	$^{17}_7\text{N}$	$^{16}_6\text{C}$	$^{15}_5\text{B}$	$^{14}_4\text{Be}$
Protonenzahl	8	7	6	5	4
Elektronenzahl	8	7	6	5	4
Neutronenzahl	10	10	10	10	10

Tabelle 2 zu Aufgabe 3.2

Element	Nukleonenzahl	Anzahl Protonen	Anzahl Elektronen	Anzahl Neutronen	Masse eines Atoms in g
Quecksilber	201	80	80	121	$3,34 \cdot 10^{-22}$
Sauerstoff	16	8	8	8	$2,66 \cdot 10^{-23}$
Calcium	40	20	20	20	$6,64 \cdot 10^{-23}$
Wasserstoff	1	1	1	0	$1,66 \cdot 10^{-24}$

3.3	^{32}S	Protonenzahl = Neutronenzahl
	^{35}Cl	Nukleonenzahl = 35
	^{18}O	Protonenzahl = 8
	^1H	Neutronenzahl = 0
	^{40}Ar	Neutronenzahl = 22
	^{31}P	besitzt 15 Elektronen
	^{80}Br	Protonenzahl = 35

3.4 $m(^{14}\text{N}) = 14 \text{ u}$; $m(^{15}\text{N}) = 15 \text{ u}$;
 gewogenes Mittel: $m(\text{N}) = \frac{14 \text{ u} \cdot 99.63}{100} + \frac{15 \text{ u} \cdot 0.37}{100}$
 $= 14.00 \text{ u}$ (gerundete Zahlen; der Wert stimmt deshalb nicht mit der Zahl im PSE überein: 14.01)

3.5 $m_{\text{A}}(\text{Mg}) = 24.31 \text{ u}$; $m_{\text{A}}(\text{Mg}) = 24.31 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}$
 $= 4.04 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
 $m_{\text{A}}(\text{P}) = 30.97 \text{ u}$; $m_{\text{A}}(\text{P}) = 30.97 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}$
 $= 5.14 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
 $m_{\text{A}}(\text{Hg}) = 200.59 \text{ u}$; $m_{\text{A}}(\text{Hg}) = 200.59 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}$
 $= 3.33 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

3.6 $m(\text{Pt}) = 195.08 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} \cdot 10^{10} = 3.24 \cdot 10^{-12} \text{ g}$

3.7 $m(\text{Na}) = 22.99 \text{ g}$; $m(\text{Cu}) = 63.55 \text{ g}$; $m(\text{S}) = 32.07 \text{ g}$

3.8 a) $m_{\text{A}}(\text{Hg}) = 200.59 \text{ u}$;
 $m_{\text{A}}(\text{Hg}) = 200.59 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 3.33 \cdot 10^{-22} \text{ g}$
b) $M(\text{Hg}) = 200.59 \text{ g/mol}$; in 200.59 g Hg sind
 $6.02 \cdot 10^{23}$ Hg-Atome enthalten.
c) $N(\text{Hg}) = n \cdot N_{\text{A}} = 2.5 \text{ mol} \cdot 6.02 \cdot 10^{23}$
 $= 1.51 \cdot 10^{24}$ Hg-Atome

3.9 Masse von 1 Mol der Flüssigkeit:
 $M = \frac{789.30 \text{ g}}{17.13 \text{ mol}} = 46.08 \text{ g/mol}$;
 Masse von 1 Flüssigkeitsteilchen:
 $m = 46.08 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 7.65 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

3.10 a) $n = \frac{m}{M} = \frac{200 \text{ g} \cdot \text{mol}}{55.85 \text{ g}} = 3.58 \text{ mol}$
b) $N = n \cdot N_{\text{A}} = 3.58 \cdot 6.02 \cdot 10^{23}$
 $= 2.16 \cdot 10^{24}$ Fe-Atome

3.11 a) Durchmesser eines Platin-Atoms:
 $d = 2 \cdot 137.30 \cdot 10^{-12} \text{ m} = 2.75 \cdot 10^{-10} \text{ m}$
 Anzahl Pt-Atome auf 1470 km:
 $N = \frac{1470000 \text{ m}}{2.75 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 5.35 \cdot 10^{15}$ Pt-Atome
b) $n = \frac{N(\text{Pt})}{N_{\text{A}}} = \frac{5.35 \cdot 10^{15} \text{ mol}}{6.02 \cdot 10^{23}} = 8.89 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$
c) $m = m_{\text{A}} \cdot N = 195.08 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} \cdot 5.35 \cdot 10^{15}$
 $= 1.73 \cdot 10^{-6} \text{ g}$
 oder: $m = n \cdot M = 8.89 \cdot 10^{-9} \cdot \text{mol} \cdot 195.08 \text{ g/mol}$
 $= 1.73 \cdot 10^{-6} \text{ g}$

3.12 a) $M(\text{Hg}) = 200.59 \text{ g/mol}$; $\rho(\text{Hg}) = 13.6 \text{ g/cm}^3$
 Masse von einem Liter (1000 cm^3) Quecksilber:
 $m = 13.6 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3/\text{l} = 13600 \text{ g/l}$

$$c = \frac{\rho}{M} = \frac{13600 \text{ g} \cdot \text{mol}}{200.59 \text{ g} \cdot \text{l}} = 67.80 \text{ mol/l}$$

b) $\frac{13.6 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} = \frac{100 \text{ g}}{V}$; $V = \frac{100 \text{ g} \cdot 1 \text{ cm}^3}{13.6 \text{ g}} = 7.35 \text{ cm}^3$

c) $m = \frac{13600 \text{ g}}{2} = 6800 \text{ g} = 6.8 \text{ kg}$

3.13 Annahme: $Q_1 = Q_2 = 1$; $r_1 = 1$.

$$F_1 = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r_1^2} = \frac{1 \cdot 1}{1^2} = 1 \text{ N (Newton)}$$

für $Q_1 = Q_2 = 2$ und $r_2 = 4$: $F_2 = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r_2^2} = \frac{2 \cdot 2}{4^2} = \frac{1}{4} \text{ N}$.
 F_2 ist vier Mal kleiner als F_1 .

Nein. Sowohl anziehende als auch abstossende Kräfte gehorchen dem Coulomb-Gesetz. Anziehende wie auch abstossende Kräfte sind nach den Veränderungen von Abstand und Ladungen vier Mal kleiner als F_1 .

3.14 a) Annahme: $Q_1 = Q_2 = 1$; $r_1 = 1$.

$$F_1 = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r_1^2} = \frac{1 \cdot 1}{1^2} = 1 \text{ N}$$

$$F_2 = 3 \cdot F_1; F_2 = \frac{1 \cdot 1}{\left(\frac{1}{\sqrt{3}}\right)^2} = 3 \text{ N}; \text{ der Abstand muss auf } \frac{1}{\sqrt{3}}$$

$$\left(= \frac{1}{1.732} \right) = 0.577 \text{ verkleinert werden.}$$

b) $F_2 = \frac{F_1}{5} = \frac{1 \cdot 1}{(\sqrt{5})^2} = \frac{1}{5} \text{ N}$; der Abstand muss auf $\sqrt{5} = 2.236$ vergrössert werden.

3.15 Wird der Abstand bei gleichbleibenden Ladungen verdoppelt, so wird die Kraft viermal kleiner.

Ausgangssituation (Abstand $r_1 = 1$): $F_1 = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{1^2}$

neue Situation ($r_2 = 2$): $F_2 = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{2^2} = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{4}$

3.16	gegeben sind zwei Elektronen	elektrostatische Kraft		Energie des Elektrons	
		klein	gross	klein	gross
	grosser Abstand	X		X	
	kleiner Abstand		X		X

3.17	gegeben ist ein Elektron in einem Atom	elektrostatische Kraft		Energie des Elektrons	
		klein	gross	klein	gross
	grosser Abstand	X			X
	kleiner Abstand		X	X	

Kapitel 4

4.1 $\rho = \frac{m}{V}$, $V(\text{Kugel}) = \frac{4 \cdot \pi}{3} \cdot r^3$
 $= \frac{4 \cdot \pi}{3} \cdot (0.00026 \text{ cm})^3 = 7.362 \cdot 10^{-11} \text{ cm}^3$
 $m(\text{Mensch}) = 70 \text{ kg}$; $\rho = \frac{70 \text{ kg}}{7.362 \cdot 10^{-11} \text{ cm}^3}$
 $= 9.51 \cdot 10^{11} \text{ kg/cm}^3$
 Die Dichte der Materie (Atomkerne) würde demnach ca. 10^{12} kg/cm^3 ($= 1\,000\,000 \text{ t/mm}^3$) betragen.

4.2 Eine hohe kinetische Energie verhindert, dass das Elektron in den Kern stürzt.
 Die potenzielle Energie ist gering, da der Abstand Kern-Elektron klein ist (die E_p ist umso kleiner, je kürzer der Abstand zwischen Teilchen ist, die sich anziehen).

4.3 Die potenzielle Energie nimmt stärker zu, als die kinetische Energie abnimmt. Damit wird das Elektron insgesamt energiereicher. Dies bedingt einen Energieaufwand.

4.4 Nähert sich ein Elektron einem Atomkern, so nimmt die potenzielle Energie stärker ab, als die kinetische Energie zunimmt. Damit wird die Gesamtenergie des Elektrons kleiner.

4.5 Durch die Aufnahme eines Elektrons nimmt die abstossende Kraft zwischen den Elektronen zu, und sie entfernen sich weiter vom Kern. Dadurch vergrössert sich die Elektronenhülle.

4.6 Durch die Abgabe eines Elektrons wird die abstossende Kraft zwischen den Elektronen kleiner. Sie rücken dadurch näher an den Kern. Die Metallatome der Hauptgruppe I A verlieren bei Abgabe ihres einzigen Valenzelektrons sogar eine ganze Elektronenschale.

4.7 a) Die Atome der Elemente Lithium, Natrium und Kalium besitzen je ein Elektron, das sich mit sehr wenig Energieaufwand abspalten lässt. Die Ionisierungsenergie für das nächste Elektron ist viel höher: Li 5.4 und 75.6 eV; Na 5.1 und 47.3 eV; K 4.3 und 31.6 eV. Dieses erste, jeweils schwach gebundene Elektron ist das einzige Valenzelektron der Lithium-, Natrium- und Kalium-Atome. Die drei Elemente stehen deshalb in der Hauptgruppe I A.

b) Die Atome der Elemente der 4. Periode besitzen alle drei Elektronenschalen. Zum Beispiel Mg: zwei grössere Differenzen in den IE-Werten (15.8/80.1 und 367.5/1761.8).

c) Um die Elektronen eines Metallatoms abzuspalten, ist weniger Ionisierungsenergie nötig als bei den Atomen der Nichtmetalle. Nichtmetallatome ziehen Elektronen stärker an als Metallatome.

Zum Beispiel die erste IE der Atome der 4. Periode.
 Metalle: Na (5.1 eV), Mg (7.6 eV), Al (6.0 eV); Nichtmetalle: P (10.5 eV), S (10.4 eV), Cl (13.0 eV), Ar (15.8 eV)

4.8 Das Aluminium-Atom besitzt eine Schale mehr als das Bor-Atom. Damit sind die Valenzelektronen des Al-Atoms weiter vom Kern entfernt und schwächer gebunden als beim B-Atom, trotz grösserer Kernladung des Al-Atoms (5 bzw. 13 Protonen). Entscheidend ist in diesem Fall der Abstand.

4.9 Verlauf der IE im Bereich a): Vom 1. zum 2. abgespaltenen Elektron ist die Differenz grösser als vom 2. zum 3. Elektron (42.2 bzw. 24.3 eV; vgl. Tabelle 4.1). Dies bedeutet, dass das Na-Atom ein Aussenelektron auf der 3. Schale besitzt. Das zweite abzuspaltende Elektron ist bereits auf der 2. Schale, also näher am Atomkern.

Verlauf der IE im Bereich b): Vom 9. zum 10. abgespaltenen Elektron ist eine sehr grosse Zunahme der IE auffällig. Anschliessend wird die Differenz (10. zum 11. Elektron) wieder geringer (956.8 bzw. 164.8 eV). Die beiden letzten Elektronen, die abgespalten werden können, sind sehr nahe am Kern, auf der 1. Elektronenschale.

4.10 Ga^{3+} : 3 Elektronenschalen, 18 Elektronen auf der äussersten Schale
 S^{2-} : 3 Elektronenschalen, 8 Elektronen auf der äussersten Schale

4.11 ^{12}Mg : 1. Schale (2), 2. Schale (8), 3. Schale (2)
 ^{31}Ga : 1(2), 2(8), 3[18 (8 + 10)], 4(3)
 ^{24}Cr : 1(2), 2(8), 3[12 (8 + 4)], 4(2)
 ^{53}I : 1(2), 2(8), 3[18 (8 + 10)], 4[18 (8 + 10)], 5(7)
 ^{74}W : 1(2), 2(8), 3[18 (8 + 10)], 4[32 (8 + 10 + 14)], 5[12 (8 + 4)], 6(2)

4.12 • Ar und K^+ : Beide Teilchen haben 18 Elektronen, verteilt auf 3 Schalen (2, 8, 8).
 • Fe und Ni: Beide Atome haben 4 Elektronenschalen und 2 Valenzelektronen.
 • ^{27}Al und ^{28}Si : Beide Atome haben 3 Elektronenschalen und in ihren ersten beiden Schalen gleich viele Elektronen (2, 8).

4.13 a) Die Ladungen der Atomrümpfe entsprechen den Hauptgruppennummern. Sie nehmen also von links nach rechts zu, von 1 bis 8.

b) Da die Anzahl der Rumpfelektronen konstant ist (erste Schale mit je zwei Elektronen), die Anzahl der Protonen im Kern jedoch von links nach rechts zunimmt, wird auch der Rumpfdurchmesser kleiner, da die anziehenden Kräfte zwischen Atomkern und den beiden Elektronen zunehmen.

c) Links stehende Atome haben eine kleine Rumpfladung und einen grossen Rumpfdurchmesser: kleine Anziehungskraft auf Elektronen (metallische Elemente). Rechts stehende Atome haben eine grosse Rumpfladung und einen kleinen Rumpfdurchmesser: starke Anziehungskraft auf Elektronen (nichtmetallische Elemente).

4.14 Innerhalb der 2. Periode nimmt die Rumpfladung von links nach rechts zu und der Rumpfdurchmesser wird kleiner. Die anziehenden Kräfte der Rumpfe (die EN) werden deshalb von links nach rechts grösser (Coulomb-Gesetz!).

Innerhalb der VI. Hauptgruppe nimmt der Rumpfdurchmesser bei gleicher Rumpfladung (6+) von oben nach unten zu. Die anziehenden Kräfte nehmen folglich in dieser Richtung ab.

4.15 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ und $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$

4.16 Elemente links in der 4. Periode: kleine Rumpfladung und grosser Rumpfdurchmesser; geringe Anziehungskraft auf Elektronen; Metalle
Elemente rechts in der 4. Periode: grosse Rumpfladung und kleiner Rumpfdurchmesser; starke Anziehungskraft auf Elektronen; Nichtmetalle

4.17 Bei gleicher Rumpfladung (4+) nimmt der (Atom-) Rumpfdurchmesser von oben nach unten zu (Zunahme der Anzahl Elektronenschalen). Damit wird die Anziehungskraft auf Elektronen kleiner und der metallische Charakter verstärkt sich.

4.18 siehe Tabelle 1

Kapitel 5

5.1 Da Stickstoff als zweiatomiges Molekül in der Natur vorkommt, ist die molare Masse grösser als die von Ammoniak: $m(\text{N}_2) = 28.02 \text{ g/mol}$, $m(\text{NH}_3) = 17.04 \text{ g/mol}$. Aus diesem Grund ist auch die Dichte

von Stickstoff grösser als die von Ammoniak:
 $\rho(\text{N}_2) = 1.25 \text{ g/cm}^3$, $\rho(\text{NH}_3) = 0.73 \text{ g/cm}^3$

5.2 $8 \text{ O}_2; 2 \text{ Cu}; \text{Cl}_2$

5.3 $\text{H} \cdot \cdot \bar{\text{Cl}} | \longrightarrow \text{H} - \bar{\text{Cl}} | \quad (\text{HCl})$

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$

$\begin{array}{c} | \bar{\text{Br}} | \\ \cdot \text{N} \cdot \cdot \bar{\text{Br}} | \\ | \bar{\text{Br}} | \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{Br} \\ | \\ \text{N} - \text{Br} \\ | \\ \text{Br} \end{array} \quad (\text{NBr}_3)$

$\text{N}_2 + 3 \text{Br}_2 \longrightarrow 2 \text{NBr}_3$

$\begin{array}{c} | \bar{\text{Se}} \cdot \cdot \bar{\text{Cl}} | \\ | \bar{\text{Cl}} | \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} | \bar{\text{Se}} - \bar{\text{Cl}} | \\ | \bar{\text{Cl}} | \end{array} \quad (\text{SeCl}_2)$

$\text{Se} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{SeCl}_2$

5.4 $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$

5.5 $\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C} = \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array} \quad \text{H} - \text{C} \equiv \text{N} \quad \langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$

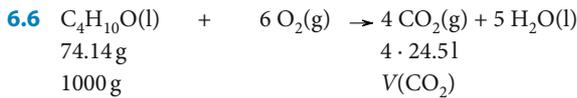
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$

$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \bar{\text{N}} - \text{H} \\ | \quad | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \text{oder} \quad \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} - \text{C} - \bar{\text{N}} - \text{C} - \text{H} \\ | \quad | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

$\begin{array}{c} \text{H} - \bar{\text{O}} \\ \diagdown \\ \text{C} = \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} - \bar{\text{O}} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H} - \text{C} - \bar{\text{S}} - \text{C} - \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \bar{\text{S}} \\ | \quad | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

Tabelle 1 zu Aufgabe 4.18

Element	Protonenzahl	Rumpfladung	Anzahl Valenzelektronen	Verteilung auf Elektronenwolken	Anzahl Elektronenschalen
Mg	12	2	w	2 einfach besetzte	3
Zn	30	2	2	2 einfach besetzte	4
Cl	17	7	7	3 doppelt und 1 einfach besetzte	3
S	16	6	6	2 doppelt und 2 einfach besetzte	3
Si	14	4	4	4 einfach besetzte	3



74.14 g

1000 g

4 · 24.51

V(CO₂)

$$\frac{4 \cdot 24.51}{74.14 \text{ g}} = \frac{V(\text{CO}_2)}{1000 \text{ g}}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{4 \cdot 24.51 \cdot 1000 \text{ g}}{74.14 \text{ g}} = 1321.821$$

6.7 $M(\text{CaCl}_2) = 40.08 + 70.9 = 110.98 \text{ g/mol}$. Man löst 110.98 g Calciumchlorid in Wasser auf und ergänzt die Lösung auf einen Liter.

6.8 $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12.01 + 12 \cdot 1.01 + 6 \cdot 16.00 = 180.18 \text{ g/mol}$. In einem Liter der Glucose-Lösung sind 80.10 g Glucose enthalten.

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{m}{M} = \frac{80.10 \text{ g} \cdot \text{mol}}{180.18 \text{ g}} = 0.44 \text{ mol}$$

$$c(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{0.44 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0.44 \text{ mol/l}$$

6.9 $\beta(\text{Ca}^{2+}) = \frac{m}{V} = \frac{0.008 \text{ g}}{0.11} = 0.08 \text{ g/l}$

6.10 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18.02 \text{ g/mol}$; $n = \frac{m}{M}$;
 $n = \frac{1000 \text{ g} \cdot \text{mol}}{18.02 \text{ g} \cdot \text{l}} = 55.49 \text{ mol/l}$

6.11 Dichte bezogen auf einen Liter Brom:

$$\rho(\text{Brom}) = \frac{3.12 \text{ g} \cdot 1000 \text{ cm}^3}{\text{cm}^3 \cdot \text{l}} = 3120 \text{ g/l}$$

Molare Masse von Brom: $M(\text{Br}_2) = 159.80 \text{ g/mol}$

$$c = \frac{\rho}{M} = \frac{3120 \text{ g} \cdot \text{mol}}{159.80 \text{ g} \cdot \text{l}} = 19.52 \text{ mol/l}$$

6.12 Masse von einem Liter Helium:

$$m = \frac{0.3570 \text{ g}}{2} = 0.1785 \text{ g}$$

$$\text{Dichte } \rho = \frac{m}{V} = \frac{0.1785 \text{ g}}{11} = \frac{0.1785 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3} = 0.0002 \text{ g/cm}^3$$

Kapitel 7

7.1 a) Stimmt nicht. Oft haben zu wenig kleinste Teilchen von reaktionsfähigen Stoffen bei Raumtemperatur die nötige Aktivierungsenergie für eine genügend schnelle Reaktion.

b) Stimmt. Beim Übergang vom flüssigen in den festen Zustand nehmen die Abstände zwischen den kleinsten Stoffteilchen ab (Ausnahme: Wasser) und damit die anziehenden Kräfte zu (kleinere potenzielle Energie).

c) Stimmt nicht. Ein Reinstoff kann sowohl eine Verbindung als auch ein elementarer Stoff sein. Nur die Verbindungen lassen sich weiter in Elemente zerlegen.

d) Stimmt. Da die an einer Elektronenpaarbindung beteiligten Nichtmetallatome Elektronen stark anziehen, gehört das bindende Elektronenpaar (die bindenden Elektronenpaare einer Doppel- oder Dreifachbindung) beiden Atomen (= Elektronenpaarbindung).

Tabelle 1 zu Aufgabe 6.1

Teilchen/Stoff	m in u	m in g	M in g/mol	V_m in l/mol bei 0 °C und 101 325 Pa
$\text{Br}_2(\text{l})$	159.80	$2.65 \cdot 10^{-22}$	159.80	–
$\text{NH}_3(\text{g})$	17.04	$2.83 \cdot 10^{-23}$	17.04	22.4
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	180.18	$2.99 \cdot 10^{-22}$	180.18	–
$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$	101.96	$1.69 \cdot 10^{-22}$	101.96	–
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	100.09	$1.66 \cdot 10^{-22}$	100.09	–

Tabelle 2 zu Aufgabe 6.4

2 Mg(s)	+	CO ₂ (g)	→	2 MgO(s)	+	C(s)
N 2 Atome		1 Molekül		2 Formeleinheiten		1 Atom
m 2 · 24.31 u		44.01 u		2 · 40.31 u		12.01 u
m 2 · 4.04 · 10 ⁻²³ g		7.31 · 10 ⁻²³ g		2 · 6.69 · 10 ⁻²³ g		1.99 · 10 ⁻²³ g
n 2 mol		1 mol		2 mol		1 mol
N 2 · 6.02 · 10 ²³ Atome		6.02 · 10 ²³ Moleküle		2 · 6.02 · 10 ²³ Formeleinheiten 2 · 6.02 · 10 ²³ Mg ²⁺ - und 2 · 6.02 · 10 ²³ O ²⁻ -Ionen		6.02 · 10 ²³ Atome
m 2 · 24.31 g		44.01 g		2 · 40.31 g		12.01 g
M 24.31 g/mol		44.01 g/mol		40.31 g/mol		12.01 g/mol
V		22.4 l				

7.2 Für ein Mol Wasserstoff (= 2 g) werden 436 kJ benötigt, für 1 g entsprechend die Hälfte: 218 kJ.

7.3 Energieaufwand E_1 zur Spaltung von 2 Mol C_2H_6 (2 mol Bindungen C–C und 12 mol Bindungen C–H) sowie 7 Mol O_2 (7 mol Bindungen O=O):
 $E_1 = 2 \cdot 348 \text{ kJ} + 12 \cdot 413 \text{ kJ} + 7 \cdot 498 \text{ kJ} = 9138 \text{ kJ}$
 Energiegewinn E_2 bei der Bildung von 6 Mol Wasser (12 mol Bindungen O–H) und 4 Mol Kohlenstoffdioxid (8 mol Bindungen C=O):
 $E_2 = 12 \cdot (-463 \text{ kJ}) + 8 \cdot (-820 \text{ kJ}) = -12116 \text{ kJ}$
 Reaktionsenthalpie ΔH
 $\Delta H = E_2 + E_1 = -12116 \text{ kJ} + 9138 \text{ kJ} = -2978 \text{ kJ}$
 (pro Mol Wasser: $\Delta H = -496.33 \text{ kJ/mol}$)

7.4 Reaktionsgleichung: $2 \text{ CO(g)} + \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2\text{(g)}$
 $\Delta H^0 = [2 \cdot \Delta H_f^0(\text{CO}_2)] - [2 \cdot \Delta H_f^0(\text{CO})]$
 $= 2 \cdot -393.5 - 2 \cdot (-111.0) = -785.0 - (-222.0)$
 $= -565.0 \text{ kJ}$ (ein stark exothermer Vorgang)

7.5 siehe Tabelle 1

7.6 siehe Tabelle 2

7.7 3. Periode: Alle Atomrümpfe dieser Periode haben 10 Elektronen, wobei die Anzahl der Protonen (positive Ladung) von links nach rechts zunimmt. Die 10 Elektronen werden deshalb durch die zunehmende positive Ladung immer näher zum Kern gezogen. Dies hat eine Abnahme des Rumpfdurchmessers von links nach rechts zur Folge. Damit nimmt auch in dieser Richtung die Rumpfladung von 1+ bis 8+ zu, entsprechend der Hauptgruppennummer (gemäss der Anzahl Valenzelektronen!). Kleine Rümpfe und hohe Rumpfladung bewirken eine starke Anziehungskraft (eine hohe EN) auf Elektronen.

IV. Hauptgruppe: Alle Atomrümpfe einer Hauptgruppe haben die gleiche Rumpfladung, in diesem Fall also 4+. Da von oben nach unten jeweils eine Elektronenschale hinzukommt, werden die Rümpfe immer grösser. Gleiche Rumpfladung und grösser werdende Durchmesser bedeuten eine immer schwächere Anziehungskraft (EN) auf Elektronen (vgl. auch Abschnitt 3.5; Coulomb-Gesetz).

7.8 a) Der Rumpf des Fluor-Atoms hat innerhalb der 2. Periode die höchste Rumpfladung (7+) und den kleinsten Durchmesser. Damit ist gemäss dem Coulomb-Gesetz die Anziehungskraft des Atomrumpfs auf Elektronen am grössten.

b) Bei gleicher Rumpfladung innerhalb der VII. Hauptgruppe (7+) ist der Rumpfdurchmesser des Fluor-Atoms am kleinsten und damit die anziehende Kraft auf Elektronen am grössten.

7.9 a) Bei gleicher Rumpfladung innerhalb der I. Hauptgruppe (1+) ist der Rumpfdurchmesser des Lithium-Atoms am kleinsten und damit die anziehende Kraft auf Elektronen am grössten. Damit ist gemäss dem Coulomb-Gesetz die Anziehungskraft des Atomrumpfs auf Elektronen am kleinsten.

b) Der Rumpf des Lithium-Atoms hat innerhalb der 2. Periode die kleinste Rumpfladung (1+) und den grössten Durchmesser.

7.10 a) Die bei der Bildung einer Elektronenpaarbindung frei werdende bzw. für die Spaltung einer Elektronenpaarbindung aufzuwendende Energie heisst Bindungsenthalpie.

b) Energiebilanz einer chemischen Reaktion.

Tabelle 1 zu Aufgabe 7.5

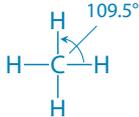
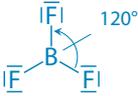
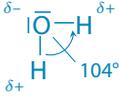
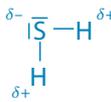
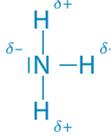
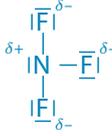
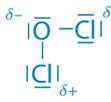
		
4 bindende Elektronenwolken tetraedisch	3 bindende Elektronenwolken trigonal, planar	2 bindende Elektronenwolken gewinkelt

Tabelle 2 zu Aufgabe 7.6

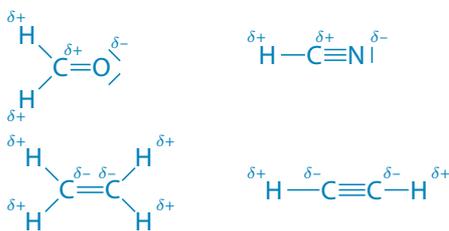
					
linear	gewinkelt	pyramidal	pyramidal	tetraedisch	gewinkelt

7.11 a) Zunahme der Anzahl bindender Elektronenpaare und damit auch Zunahme der Anziehungskräfte zwischen den Atomrümpfen der Kohlenstoff-Atome und den bindenden Elektronenpaaren (Abnahme der potenziellen Energie).

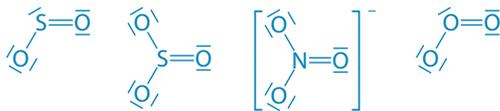
b) Abnahme der Polarität der Bindungen von C–F über C–O zu C–N (ΔEN : 1.9; 1.0; 0.4). Die Partialladungen werden immer kleiner, wodurch sich die anziehenden Kräfte zwischen $\delta+$ und $\delta-$ verringern (Zunahme der potenziellen Energie).

c) Zunahme der Bindungslänge von Cl–Cl über Br–Br zu I–I. Durch die grösseren Abstände der geladenen Teilchen (Coulomb-Gesetz) werden die anziehenden Kräfte zwischen den Atomrümpfen und dem bindenden Elektronenpaar immer kleiner (Zunahme der potenziellen Energie).

7.12



7.13



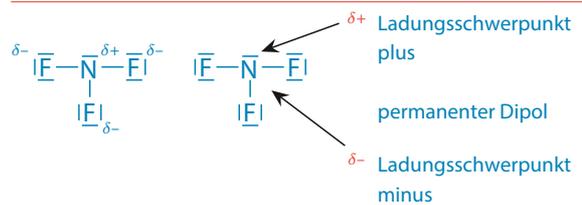
Kapitel 8

8.1 In der Reihe Fluor, Chlor, Brom und Iod wird das Elektronensystem der Moleküle F_2 , Cl_2 , Br_2 und I_2 immer grösser, da jeweils eine neue Elektronenschale hinzukommt. Die dadurch stärker werdenden Van-der-Waals-Kräfte erhöhen die Schmelz- und Siedetemperaturen.

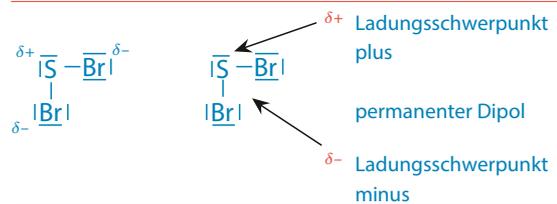
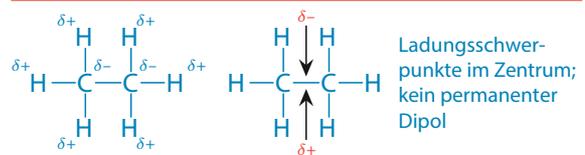
8.2 a) Hauptgruppe VII A (Halogene): Zunahme der Siedetemperaturen von oben nach unten mit der Zunahme der Grösse des Elektronensystems. Hauptgruppe VIII A: Zunahme der Siedetemperaturen von oben nach unten mit der Zunahme der Grösse des Elektronensystems.

b) Die Edelgase sind, wie der Name schon ausdrückt, im Gegensatz zu den Halogenen bei Raumtemperatur alle gasförmig. Dies rührt davon her, dass die Elemente der Hauptgruppe VII A zweiatomige Moleküle bilden, die Edelgase jedoch als Atome existieren. Die Schmelz- und Siedetemperaturen der Halogene sind deshalb innerhalb einer Periode immer höher als die der Edelgase (grösseres Elektronensystem der Halogen-Moleküle und damit grössere Van-der-Waals-Kräfte).

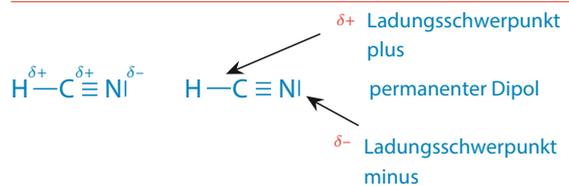
8.3



$\delta+$ $H-\underline{Br}$ $\delta-$ zweiatomiges Molekül mit polarer Atombindung; permanentener Dipol



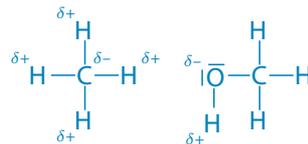
$\delta+$ $H-\underline{Cl}$ $\delta-$ permanentener Dipol



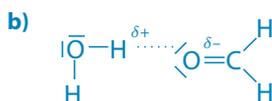
8.4 Hydrogenfluorid hat die höhere Siedetemperatur, da die HF-Moleküle im Gegensatz zu den HCl-Molekülen Wasserstoffbrücken ausbilden können.

8.5 Die Wasser-Moleküle sind permanente Dipole, die untereinander Wasserstoffbrücken bilden. Die Kohlenstoffdioxid-Moleküle sind keine permanenten Dipole. Ihre Siedetemperatur wird deshalb von den schwächeren Van-der-Waals-Kräften bestimmt.

8.6 a)



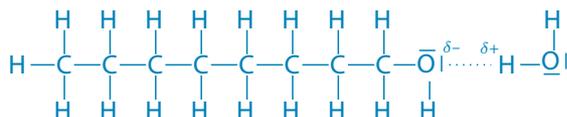
Methan CH_4 ist kein permanentener Dipol, da der Schwerpunkt der positiven Partialladungen mit dem $\delta-$ im Kern des C-Atoms zusammenfällt. Das Methan-Molekül wirkt nach aussen wie ein neutrales Molekül und kann deshalb nur Van-der-Waals-Kräfte ausbilden. Wasserstoffbrücken sind also nicht möglich.



Beide Bedingungen für H-Brücken sind gegeben: Das H_2O -Molekül enthält an O gebundene H-Atome und das CH_2O -Molekül besitzt ein O-Atom mit nicht bindenden Elektronenpaaren.

- 8.7** Siedetemperaturen: Zwischen Glykol-Molekülen sind mehrere Wasserstoffbrücken möglich. Die Siedetemperatur ist deshalb sehr hoch. Pentan-Moleküle sind keine permanenten Dipole. Hier wirken nur schwache Van-der-Waals-Kräfte.
Mischbarkeit: Glykol-Moleküle bilden mit Wasser-Molekülen Wasserstoffbrücken, im Gegensatz zu den Pentan-Molekülen, die keine Wasserstoffbrücken ausbilden können.

- 8.8** zwischenmolekulare Kräfte:
Wasser: schwache VdW, Dipol-Dipol, H-Brücken
Octanol: starke VdW, Dipol-Dipol, H-Brücken
Wasser/Octanol: schwache VdW, Dipol-Dipol, H-Brücken



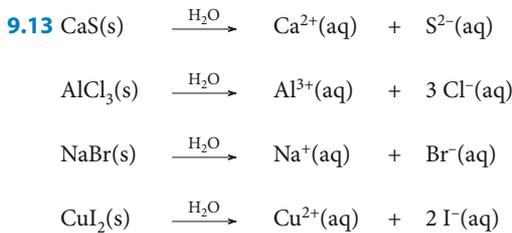
Die Octanol-Moleküle sind sehr lange Moleküle mit einem grossen Elektronensystem; es wirken starke Van-der-Waals-Kräfte. Zwischen Octanol- und Wasser-Molekülen sind hingegen nur schwache VdW-Kräfte möglich, da das Wasser-Molekül ein kleines Elektronensystem aufweist. Dipol-Kräfte und H-Brücken zwischen den verschiedenen Molekülen können sich nur an einem Ende des Alkoholmoleküls, an der OH-Gruppe, ausbilden. Die Energiebilanz ist deshalb ungünstig (stark endotherm), die Stoffe sind nicht mischbar.

Kapitel 9

- 9.1** Die Gitterenthalpie, die bei der Reaktion Metall + Nichtmetall frei wird, ist grösser als die Summe der gesamten bei diesem Vorgang aufzuwendenden Energie.
- 9.2** a) AlCl_3 : Al^{3+} , Cl^- ; Fe_2O_3 : Fe^{3+} , O^{2-} ; FeCl_3 : Fe^{3+} , Cl^- ; Cu_2O : Cu^+ , O^{2-} ; CuO : Cu^{2+} , O^{2-}
b) Na_2O : Na^+ , O^{2-} ; UF_6 : U^{6+} , F^- ; UF_4 : U^{4+} , F^- ; UH_3 : U^{3+} , H^- ; AgF : Ag^+ , F^-
c) AgF_2 : Ag^{2+} , F^- ; PtF_2 : Pt^{2+} , F^- ; PtF_6 : Pt^{6+} , F^- ; PtI_4 : Pt^{4+} , I^- ; PtO : Pt^{2+} , O^{2-}

d) PtO_2 : Pt^{4+} , O^{2-} ; AuBr_3 : Au^{3+} , Br^- ; AuCl : Au^+ , Cl^- ; Au_2O_3 : Au^{3+} , O^{2-} ; Au_2S : Au^+ , S^{2-}

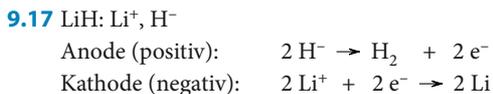
- 9.3** Die Atomradien der Metalle Li, Na, K, Rb und Cs werden in dieser Reihenfolge grösser. Somit ist das Valenzelektron immer weiter vom Kern entfernt und wird deshalb immer schwächer gebunden.
- 9.4** Die Chlor-Atome sind kleiner als die Iod-Atome. Somit ist die Anziehungskraft der Chlor-Atome auf die Elektronen der Valenzschale grösser.
- 9.5** Abnahme der Gitterenthalpie, weil die Metallionen immer grösser werden. Dadurch nehmen die anziehenden Kräfte zwischen den Ionen ab.
- 9.6** In beiden Salzen haben die Metallionen eine dreifach positive Ladung (Al^{3+} bzw. Fe^{3+}). Ausserdem sind die Oxid-Ionen zweifach negativ geladen. Entsprechend dem Coulomb-Gesetz wirken damit sehr starke anziehende Kräfte zwischen diesen hoch geladenen Ionen.
- 9.7** Ca^{2+} (2, 8, 8); Al^{3+} (2, 8); Cr^{2+} (2, 8, 12); Ga^{3+} (2, 8, 18); P^{3-} (2, 8, 8); O^{2-} (2, 8); Br^- (2, 8, 18, 8)
- 9.8** Wenn die Chlor-Atome je ein Elektron aufnehmen, werden die abstossenden Kräfte zwischen den Valenzelektronen stärker. Ihre Abstände voneinander nehmen zu, sodass das Ion grösser ist als das Atom. Die Natrium-Atome verlieren hingegen bei der Abgabe ihrer Valenzelektronen eine Elektronenschale. Das Ion ist kleiner als das Atom.
- 9.9** Die Grösse der Nichtmetallionen nimmt in dieser Reihenfolge zu. Deshalb werden die Abstände zwischen Kationen und Anionen grösser und die anziehenden Kräfte immer kleiner.
- 9.10** Calciumchlorid mit Kristallwasser enthält schon hydratisierte Ionen. Beim Auflösen des Salzes wird folglich wenig Hydrationsenthalpie frei.
- 9.11** Beide Ionen haben die höchste positive Ladung: 3+. Damit erreichen die anziehenden Kräfte zwischen den Ionen und den Wasser-Dipolen ein Maximum.
- 9.12** Da die Metallionen im Allgemeinen kleiner sind als die Nichtmetallionen, ist in diesem Fall die Hydrationsenthalpie für die vier Salze etwa gleich gross. Durch die Zunahme der Radien der Nichtmetallionen werden hingegen die anziehenden Kräfte zwischen den Ionen immer schwächer und damit die Gitterenthalpie kleiner. Damit ist beim Lösevorgang weniger Energieaufwand zur Überwindung der Gitterenthalpie nötig.



9.14 Im Natriumchlorid liegen einfach geladene (Na^+ , Cl^-), im Magnesiumoxid hingegen doppelt geladene Ionen vor (Mg^{2+} , O^{2-}). Je stärker geladen die Ionen, desto grösser sind die Anziehungskräfte (Gitterenthalpie) zwischen ihnen. Sie sind im MgO grösser und folglich ist die Siedetemperatur höher. Wegen der höheren Gitterenthalpie löst sich Magnesiumoxid schlechter in Wasser als Natriumchlorid. Die Gitterenthalpie ist in diesem Fall wichtiger als die Hydrationsenthalpie.

9.15 Die Grösse der Ionen nimmt in der Reihenfolge Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ und Cs^+ bei gleicher Ionenladung zu (grössere Abstände zwischen den Ladungsschwerpunkten) und damit die Anziehungskraft auf die Wasserdipole ab.

9.16 Schmelzen des Salzes und Nachweis der elektrischen Leitfähigkeit.



Kapitel 10

10.1 Die Metalle bilden ein Gitter aus positiv geladenen Atomrümpfen. Der Zusammenhalt geschieht durch die frei beweglichen Valenzelektronen (Elektronengas). Legt man eine Spannung an, so bewegen sich die Elektronen auf den Pluspol zu (elektrische Leitfähigkeit).

10.2 In Metallgittern ist nur eine einzige Art Teilchen vorhanden. Die Zahl der um ein bestimmtes Atom angeordneten anderen Atome (die Koordinationszahl KZ) wird weder durch den nötigen Ladungsausgleich wie bei den Salzen, noch durch eine bestimmte Bindungsrichtung (wie in Atomgittern, z. B. Grafit oder Diamant) beschränkt. Ein Metallatom kann sich deshalb mit so vielen anderen Atomen umgeben, wie aus geometrischen Gründen überhaupt möglich.

10.3 Die wichtigsten Gittertypen der Metalle:

- Dichtest gepackte Kugelebenen (Bauelemente der kubisch und hexagonal dichtesten Kugelpackungen): Koordinationszahl = 6.

- Kubisch dichteste Kugelpackung: Die jeweils vierte Kugelschicht hat die gleiche Lage wie die erste (Kupferstruktur). Koordinationszahl = 12. Die vier dichtest gepackten Kugelebenen stehen senkrecht zu den Diagonalen eines Würfels (kubisch flächenzentriertes Gitter).
- Hexagonal dichteste Kugelpackung: Die Lage der dritten Kugelschicht ist identisch mit der ersten (Magnesiumstruktur). Koordinationszahl = 12.
- Kubisch innenzentriertes Gitter: Die kleinste Einheit ist ein Würfel mit acht Atomen an den Ecken und einem Atom im Zentrum (Wolframstruktur). Koordinationszahl = 8.

10.4 Chrom, Wolfram und die Platinmetalle haben ziemlich viele Valenzelektronen und kristallisieren in der Magnesium- oder Wolframstruktur. Die Alkalimetalle (Goldstruktur) besitzen nur ein einziges Valenzelektron. Der Zusammenhalt des Metallgitters ist daher geringer.

10.5 In erster Linie wirken dichtest besetzte Ebenen als Gleitebenen, weil in ihnen der Zusammenhalt besonders gross ist. Ausserdem kommen beim Übereinandergleiten solcher Ebenen, im Gegensatz zu den Salzen, keine gleichartig geladenen Teilchen (Ionen) übereinander zu liegen, die ein Auseinanderbrechen des Gitters verursachen würden.

10.6 In der kubisch dichtesten Kugelpackung, in der die Metalle Kupfer, Blei und Silber auskristallisieren, liegen senkrecht zu den Würfeldiagonalen vier dichtest gepackte Kugelebenen. In den Gittern polykristalliner Metalle mit Kupferstruktur ist daher bei der Verformung die Wahrscheinlichkeit grösser, dass Gleitebenen in eine günstige Lage zur Angriffskraft zu liegen kommen als bei Metallen mit der Magnesiumstruktur. Metalle, die in der Kupferstruktur kristallisieren, sind aus diesem Grund leichter verformbar.

10.7 Eisen wandelt sich bei 906°C von der Wolfram- in die Kupferstruktur um. Es kann deshalb durch Wärmebehandlung die Eigenschaften der Kupferstruktur annehmen und weich sowie gut schmiedbar werden, oder die grössere Härte der Wolframstruktur zeigen.

10.8 a) Einlagerungsmischkristalle: Einlagerung fremder, kleiner Atome in Lücken zwischen die Atome des Gitters (geregelt bzw. ungergelt).

b) Ersatzmischkristalle: Ersatz von Atomen im Gitter durch ähnlich grosse andere Atome (geregelt bzw. ungergelt).

10.9 Gold-Atome besitzen eine Elektronenschale mehr als die Silber-Atome. Die dichtest gepackten Kuglebenen sind also mit unterschiedlich grossen Atomen besetzt. Dies erschwert ein Übereinandergleiten der Ebenen.

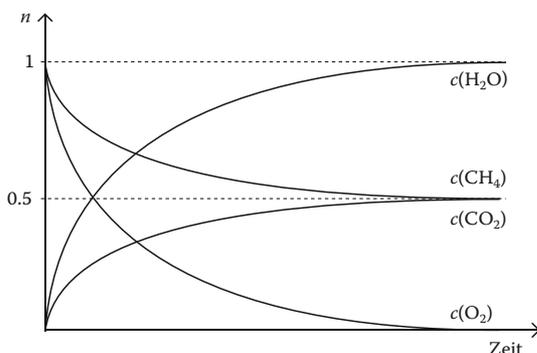
Kapitel 11

11.1 a) $2 \text{Na(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2 \text{NaOH(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$
b) Die Reaktion von Kalium mit Wasser weist eine höhere Reaktionsgeschwindigkeit auf. Wegen des grösseren Atomradius braucht es weniger Energie, um das Valenzelektron des Kalium-Atoms zu entfernen. Das Elektron ist schwächer gebunden. Damit ist die Aktivierungsenergie der Reaktion niedriger.
c) Bei der Reaktion von Kalium mit Wasser ist die minimale kinetische Energie, die Aktivierungsenergie, die die Teilchen beim Zusammenstoss aufweisen müssen, kleiner als bei der Reaktion von Natrium mit Wasser. Damit ist die Erfolgsquote, d. h. der Anteil der erfolgreichen Zusammenstösse, im Vergleich zur gesamten Anzahl Zusammenstösse bei Kalium grösser.

11.2 a) Die Aussage ist falsch. Die Aktivierungsenergie ist als Mass für die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion unabhängig von der Reaktionsenthalpie. Es gibt sowohl exotherme Reaktionen mit grosser Aktivierungsenergie (langsame Reaktionen) wie auch exotherme Reaktionen mit kleiner Aktivierungsenergie (schnelle Reaktionen).
b) Die Aussage ist falsch. Es können zwar alle Reaktionen, die freiwillig ablaufen, auf diese Weise beschleunigt werden. Daneben gibt es aber auch unfreiwillig ablaufende Reaktionen.

11.3 Bei einer Geraden wäre die Abnahme der Eduktkonzentration – und damit auch die Reaktionsgeschwindigkeit – konstant. Da die Reaktionsgeschwindigkeit aber von der Eduktkonzentration abhängt und diese ständig kleiner wird, nimmt auch die Reaktionsgeschwindigkeit ab. Dies entspricht einem exponentiellen Verlauf.

11.4 a) $\text{CH}_4\text{(g)} + 2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O(g)}$
b) $\text{CH}_4\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 0.5 \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} + 0.5 \text{CH}_4\text{(g)}$



11.5 – Oberfläche: Grosse Oberflächen fester Stoffe ermöglichen eine hohe Anzahl wirksamer Zusammenstösse.
 – Stoffmengenkonzentration: bestimmt die Anzahl wirksamer Zusammenstösse zwischen den Teilchen.
 – Temperatur: Hohe Temperaturen vergrössern die Anzahl Teilchen mit der nötigen Aktivierungsenergie.
 – Katalyse: Katalysatoren bewirken Teilreaktionen mit niedrigerer Aktivierungsenergie als eine nicht katalysierte Reaktion. Je niedriger die Aktivierungsenergie, desto mehr Teilchen können reagieren.

11.6 Eine Vergrösserung der Oberfläche des Holzes erhöht die Anzahl erfolgreicher Zusammenstösse zwischen Holz und Luftsauerstoff.

11.7 Der Anteil der Teilchen, die mindestens die minimale kinetische Energie aufweisen, nimmt mit steigender Temperatur stark zu. Bei höheren Temperaturen besitzt daher eine grössere Teilchenzahl die für eine bestimmte Reaktion nötige Aktivierungsenergie. Pro Zeiteinheit können sich daher mehr Teilchen umsetzen, sodass der betreffende Vorgang mit grösserer Geschwindigkeit abläuft.

11.8 Die chemischen Vorgänge beim Kochen – z. B. Denaturieren von Eiweiss – geschehen aufgrund der erhöhten Temperatur. Da die Siedetemperatur auf dem Titlis bei etwa 90 °C liegt, dauert das Kochen eines Dreiminuteneis aufgrund der RGT-Regel rund doppelt so lang, d. h. etwa 6 Minuten. Man müsste also von einem Sechsinutenei sprechen.

11.9 Katalysatoren führen zu reaktionsfähigen Zwischenverbindungen, deren Bildung eine geringere Aktivierungsenergie erfordert als eine nicht katalysierte Reaktion.

11.10 a) Erhöhung des Zerteilgrads oder Erhöhung der Edukt-Konzentration
b) Einsatz eines Katalysators
c) Erhöhung der Temperatur

Kapitel 12

12.1 a) Zunahme der Entropie, da die Anzahl Gasteilchen grösser wird.
b) Zunahme der Entropie. Die gelösten Ionen eines Stoffsystems entsprechen einer grösseren Wahrscheinlichkeit als ein stark geordnetes, festes Ionengitter.
c) Abnahme der Entropie. Aus zwei Gasen entsteht ein fester Stoff, ein Salz.

- 12.2 a)** Die Aussage ist falsch. Die Reaktionsgeschwindigkeit hängt von der Aktivierungsenergie ab, die Freiwilligkeit hingegen von der Enthalpie und der Entropie. Eine freiwillige Reaktion kann durchaus auch sehr langsam verlaufen, wie zum Beispiel die Reaktion zwischen Papier und Sauerstoff bei Raumtemperatur.
- b)** Die Aussage ist falsch. Die Freiwilligkeit hängt auch von der Entropie ab. Es gibt viele endotherme Reaktionen, die freiwillig verlaufen.



$\Delta H > 0$: Die Reaktion zwischen Wasserstoff und Sauerstoff ist exotherm, also muss die Umkehrung endotherm sein. Aus energiearmen Wasser-Molekülen mit stark polaren Bindungen entstehen energiereiche Wasserstoff- und Sauerstoff-Moleküle mit unpolaren Bindungen.

$\Delta S > 0$: Die Anzahl Teilchen bleibt zwar konstant, aber der Aggregatzustand ändert sich. Aus einer Flüssigkeit entstehen zwei Gase.

Da die Bedeutung der Entropie gemäss der Gleichung von Gibbs-Helmholtz mit steigender Temperatur zunimmt, wird die Zersetzung von Wasser mit ungünstiger Enthalpie und günstiger Entropie oberhalb einer bestimmten Temperatur freiwillig.

- 12.4** Ein Katalysator senkt die Aktivierungsenergie, hat aber weder Einfluss auf die Enthalpie noch auf die Entropie. Er beschleunigt deshalb zwar die Reaktionsgeschwindigkeit, verändert die Freiwilligkeit einer Reaktion aber nicht.

- 12.5** Das hängt vom Typ der Reaktion ab:

- a)** Wenn sowohl die Enthalpie wie auch die Entropie ungünstig sind, wird die Reaktion nie freiwillig ablaufen. Findet die Reaktion aber in einem offenen System statt, z. B. unter ständiger Energiezufuhr oder gekoppelt mit einer freiwilligen Reaktion, kann sie durchaus zum Laufen gebracht werden (z. B. Fotosynthese, Laden einer Batterie, viele biochemische Reaktionen). Da ständig Energie zugeführt werden muss, handelt es sich dabei aber nicht um einen freiwilligen Verlauf.
- b)** Wenn die Enthalpie günstig, aber die Entropie ungünstig ist, kann die Reaktion durch Senken der Temperatur freiwillig werden, wie z. B. Kondensieren von Gasen (Nebelbildung nachts), Erstarren von Flüssigkeiten, Bildung von Wasser aus Wasserstoff- und Sauerstoffgas.
- c)** Wenn die Enthalpie ungünstig, die Entropie aber günstig ist, kann die Reaktion durch Erhöhen der Temperatur freiwillig werden, wie z. B. Schmelzen von Feststoffen, Sieden von Flüssigkeiten, Brennen von Kalk, Zersetzung von Wasser in Wasserstoff- und Sauerstoffgas.

- 12.6** Bei $T = 0 \text{ K}$, da beim absoluten Nullpunkt die Entropie eines Stoffs null ist.

- 12.7 a)** Mischen der beiden Gase: Zunahme der Entropie
- b)** Reaktion: $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$: Abnahme der Entropie, da aus 3 Volumina gasförmiger Stoffe 2 Volumina entstehen.
- c)** Abkühlung: Abnahme der Entropie
- d)** Kondensation des Wasserdampfs unterhalb von 100°C : Abnahme der Entropie durch die Aggregatzustandsänderung $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

- 12.8** Bei hohen Temperaturen nimmt die Bedeutung der Entropie gemäss der Gleichung von Gibbs-Helmholtz zu, da ΔS mit der Temperatur multipliziert wird:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Wenn die Entropie günstig ist ($\Delta S > 0$), gibt es somit für endotherme Reaktionen eine Grenztemperatur. Wird diese überschritten, läuft die Reaktion freiwillig ab.

- 12.9** Die Reaktionsgleichung lautet:



Die Reaktion verläuft aufgrund der stark polaren Doppelbindungen von Kohlenstoffdioxid endotherm; die Entropie nimmt jedoch zu, da sich die Anzahl gasförmiger Teilchen vergrössert. Bei höherer Temperatur dominiert die Entropie, sodass die Reaktion freiwillig wird, wodurch das giftige Kohlenstoffmonooxid entsteht.

- 12.10 a)** Verbrennungsreaktionen von organischen Stoffen, z. B. Pentan:

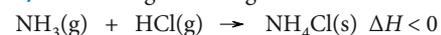


- b)** Zersetzung von energiearmen Stoffen bei hohen Temperaturen, z. B. von Salzen:



Brennen von Kalk; $\Delta H > 0$

- c)** Entstehung von energiearmen Stoffen aus Gasen:



Kapitel 13

- 13.1 a)** Die Aussage ist richtig: Nachdem das chemische Gleichgewicht erreicht ist, laufen die Hin- und Rückreaktionen immer noch ab, allerdings gleich schnell. Darum ändert sich die Zusammensetzung nicht mehr, sodass die Konzentration aller Stoffe konstant bleibt.
- b)** Die Aussage ist falsch: Die Konzentrationen der beteiligten Stoffe sind im Gleichgewicht zwar konstant, können aber sehr verschieden sein. Der Begriff «chemisches Gleichgewicht» bedeutet, dass die Reaktionsgeschwindigkeit der Hin- und Rückreaktion gleich gross ist.

13.2 a)
$$K = \frac{c^d(D) \cdot c^e(E) \cdot c^f(F)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$$

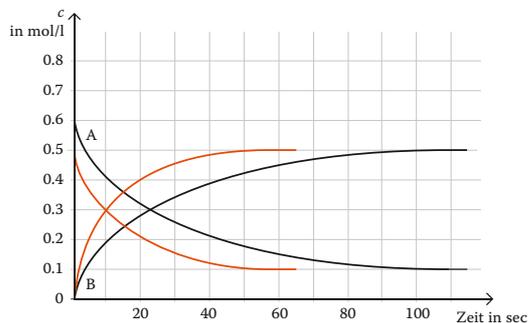
b) Das Gleichgewicht liegt auf der rechten Seite.

13.3 a) Aus dem Diagramm lassen sich die Gleichgewichtskonzentrationen für die beiden Stoffe A und B bestimmen:

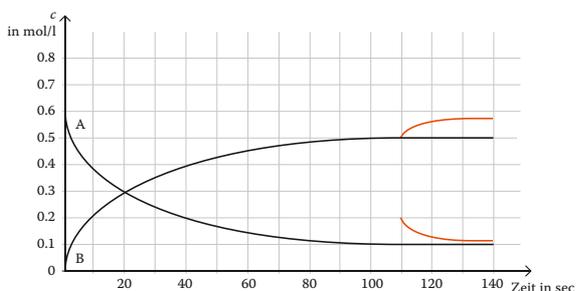
$c(A) = 0.1 \text{ mol/l}, c(B) = 0.5 \text{ mol/l}$

$K = c(B)/c(A) = 0.5 \text{ mol/l} / 0.1 \text{ mol/l} = 5$

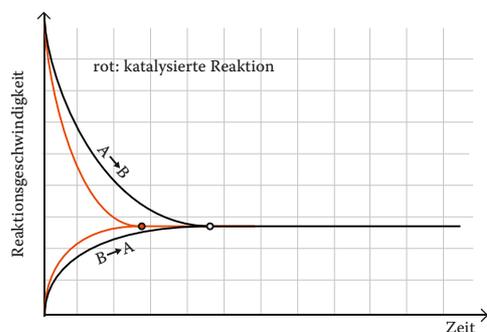
b) Ein Katalysator hat keinen Einfluss auf die Lage des Gleichgewichts, beschleunigt aber die Hin- und Rückreaktion, sodass das Gleichgewicht schneller erreicht wird.



c) Zunächst erhöht sich die Konzentration von A um 0.1 mol/l auf 0.2 mol/l. Dadurch beschleunigt sich die Hinreaktion, sodass mehr vom Produkt B gebildet wird, bis sich wieder ein Gleichgewicht bei höheren Konzentrationen für A und B einstellt.



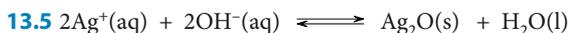
d) Die Reaktionsgeschwindigkeit für die Hinreaktion nimmt exponentiell ab, diejenige für die Rückreaktion exponentiell zu, bis beide Reaktionsgeschwindigkeiten identisch sind. Wird die Reaktion katalysiert, werden beide Vorgänge beschleunigt, sodass das Gleichgewicht früher erreicht wird.



braun farblos

a) Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Reaktion, also das Edukt NO_2 . An heißen Tagen haben die Fabrikabgase eine braune Farbe.

b) Erhöht man den Druck, so nimmt die Konzentration von NO_2 stärker zu als die von N_2O_4 , da vom Edukt zwei Volumeneinheiten vorliegen, vom Produkt nur eine. Somit ist nach der Neueinstellung des Gleichgewichts mehr N_2O_4 vorhanden als vorher (K ändert sich bei gleichbleibender Temperatur nicht).



Da die Reaktion $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+(\text{aq})$ einseitig in Richtung des Silberdiammin-Komplexes verläuft, entzieht diese Reaktion dauernd der Ausgangsreaktion $\text{Ag}^+(\text{aq})$ -Ionen. Damit verschiebt sich dieses Gleichgewicht fortlaufend nach links, der schwarze Niederschlag an $\text{Ag}_2\text{O}(\text{s})$ löst sich auf.



Mehr Edukte, da eine Temperaturerhöhung die endotherme Reaktion begünstigt.



Mehr Produkte, da die endotherme Reaktion begünstigt wird.



Mehr Produkte, da die endotherme Reaktion begünstigt wird.

13.7 a) Die Zahl x muss grösser sein als 1, damit die Anzahl gasförmiger Teilchen auf der rechten Seite grösser ist als auf der linken Seite.

b) Zusätzliches D erhöht die Geschwindigkeit der Rückreaktion, sodass sich das Gleichgewicht nach links verschiebt. Dadurch verringern sich die Konzentrationen von D und C, während diejenigen von A und B zunehmen, bis die Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktion wieder gleich gross sind.

c) Nein, K bleibt konstant, sodass mit dem Massenwirkungsgesetz die Konzentrationen der Edukte und Produkte im neuen Gleichgewicht berechnet werden können.

13.8 Offenbar haben $0.125 \text{ mol} - 0.075 \text{ mol} = 0.05 \text{ mol}$ N_2O_4 reagiert. Da zwei Teilchen NO_2 aus einem Molekül N_2O_4 entstehen, hat sich 0.1 mol NO_2 gebildet. Damit sind die Konzentrationen von N_2O_4 bzw. NO_2 im Gleichgewicht: 0.075 mol/l bzw. 0.1 mol/l .

Das Massenwirkungsgesetz lautet:

$$K = \frac{c^2(\text{NO}_2)}{c(\text{N}_2\text{O}_4)} = 0.133$$

13.9 $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO(g)$: Druckerhöhung führt zu einer grösseren Konzentration von $CO_2(g)$, da im ursprünglichen Gleichgewicht auf der Produktseite zwei Volumina CO vorhanden sind, auf der Eduktseite jedoch nur eine Volumeneinheit CO_2 auftritt. (Druckerhöhung erhöht die Konzentration von CO stärker als die von CO_2).

13.10 $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g) \quad \Delta H < 0$

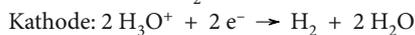
a) Das N_2 -Molekül enthält eine sehr starke Dreifachbindung, d. h. die Aktivierungsenergie für die Reaktion ist sehr hoch.

b) Möglichst hoher Druck, da dadurch die Konzentrationen der Edukte stärker erhöht werden als die Konzentration des Produkts (4 Volumina bei den Edukten, 2 Volumina beim Produkt). Auf diese Weise erhält man eine grössere Ausbeute an NH_3 . Möglichst niedrige Temperaturen, da diese den exothermen Vorgang begünstigen.

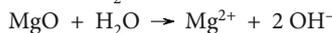
c) Soll das Gleichgewicht auf der rechten Seite liegen, darf die Temperatur nicht zu hoch sein. Es braucht einen Katalysator, damit die Reaktionsgeschwindigkeit für eine ökonomische Durchführung der Reaktion doch noch genügend hoch ist.

Kapitel 14

14.1 a) Zersetzung einer sauren Lösung mithilfe von elektrischem Strom (Elektrolyse). Am negativen Pol, der Kathode, entsteht elementarer Wasserstoff. Die saure Lösung muss folglich H_3O^+ -Ionen enthalten, die an der Kathode durch Aufnahme von Elektronen Wasserstoff-Atome bilden. Diese verbinden sich anschliessend zu H_2 -Molekülen:



b) Löst man ein Metallhydroxid wie z. B. Natriumhydroxid ($NaOH$: Na^+ - und OH^- -Ionen) in Wasser auf, so zeigt die Lösung basische Eigenschaften: elektrische Leitfähigkeit und eine bläuviolette Verfärbung des Universalindikators. Die gleichen Eigenschaften zeigen wässrige Lösungen von Calcium- oder Magnesiumoxid, die folglich Hydroxid-Ionen enthalten (CaO , MgO : Ca^{2+} , Mg^{2+} und O^{2-} -Ionen).



14.2 a) HSO_4^- ; Cl^- ; HCO_3^- ; H_2O ; NO_3^- ; OH^-

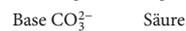
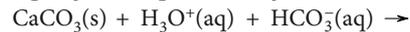
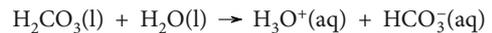
b) H_2O ; NH_4^+ ; H_3O^+ ; HSO_4^- ; HCO_3^-

14.3 a) $HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$

b) $PO_4^{3-}(aq) + H_2O(l) \rightarrow HPO_4^{2-}(aq) + OH^-(aq)$

14.4 Saurer Regen enthält in geringen Mengen die aus dem Kohlenstoffdioxid gebildete Kohlensäure (H_2CO_3), die mit Wasser zu einer sauren Lösung

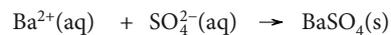
reagiert. Diese löst dann den Kalk im Sandstein auf. Das Gestein zerfällt, da die Quarzkörner nicht mehr durch den Kalk zusammengehalten werden.



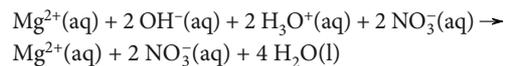
gelöster Kalk

14.5 $(NH_4)_2CO_3(s) \rightarrow NH_4HCO_3(s) + NH_3(g)$

14.6 Durch die Bildung von schwerlöslichem $BaSO_4$ werden die SO_4^{2-} -Ionen dem Säure-Base-Gleichgewicht entzogen. Das Gleichgewicht verschiebt sich deshalb laufend nach rechts und liefert so die Sulfat-Ionen nach.



14.7 a) $Mg(OH)_2(aq) + 2 HNO_3(aq) \rightarrow$
 $Mg(NO_3)_2(aq) + 2 H_2O(l)$



Eindampfen ergibt das Salz Magnesiumnitrat:



14.8 In reinem Wasser und in neutralen, verdünnten wässrigen Lösungen beträgt die Konzentration der H_3O^+ -Ionen 10^{-7} mol/l. Reagiert eine Säure mit Wasser oder einer neutralen wässrigen Lösung, so nimmt die Konzentration der Oxonium-Ionen zu: $c(H_3O^+) > 10^{-7}$ mol/l. Damit wird der pH-Wert < 7 (z. B. 10^{-4} mol/l \rightarrow pH = 4).

14.9 Salzsäure: pH = $-\log 0.2 = 0.7$;

Natronlauge: pH = $14 - pOH = 14 - (-\log 10^{-2}) = 12$

14.10 Ein Liter der Lösung enthält 10^{-2} mol H_3O^+ - und 10^{-12} mol OH^- -Ionen.

14.11 a) $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$

18.23 g

0.5 mol

0.5 mol in 1 Liter

$c(H_3O^+) = 0.5$ mol/l; pH = $-\log 0.5 = 0.30$

b) $Ca(OH)_2(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(aq) + 2 OH^-(aq)$

74.10 g

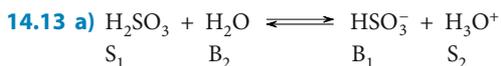
1 mol

2 mol in

2 Litern

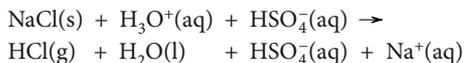
$c(OH^-) = 1$ mol/l; pOH = 0; pH = 14

14.12 Da die Reaktion endotherm verläuft, verschiebt sich das Gleichgewicht bei zunehmender Temperatur auf die Seite der energiereicheren Stoffe, also nach rechts. K_w wird grösser.



b) H_2SO_3 ist eine schwächere Säure als H_3O^+ und die Base H_2O ist schwächer als die Base HSO_3^- . Das Gleichgewicht liegt deshalb auf der linken Seite.

14.14 HCl entweicht fortwährend aus dem offenen Reaktionsgefäß. Dadurch wird das Gleichgewicht vollständig nach rechts verschoben.



14.15 Hydrogenfluorid ist die stärkere Säure, während die konjugierte Base der Propansäure die stärkere Base ist: $\text{p}K_b(\text{F}^-) = 10.86$; $\text{p}K_b(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-) = 9.2$

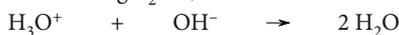
14.16 Ausgangsstoffe: NH_4Cl (NH_4^+ - und Cl^- -Ionen) und eine NH_3 -Lösung. Man geht z. B. von 0.5 Liter einer NH_3 -Lösung aus, die 0.5 mol NH_3 enthält und fügt dazu 0.5 mol NH_4Cl (s). Anschliessend ergänzt man die Lösung mit Wasser auf 1 Liter und hat damit eine Lösung mit $c(\text{NH}_3) = 0.5 \text{ mol/l}$ und $c(\text{NH}_4^+) = 0.5 \text{ mol/l}$, eine Pufferlösung.

14.17 Der Umschlagsbereich eines Indikators liegt bei $\text{p}K_s = \pm 1$. Der K_s -Wert für Bromthymolblau ist folglich 10^{-7} .

14.18 Der Pufferungsbereich liegt bei 4.76 ± 1 , entsprechend dem $\text{p}K_s$ -Wert der Ethansäure.

14.19 Natronlauge: $c_1 = 0.1 \text{ mol/l}$; $V_1 = 12 \text{ ml}$;

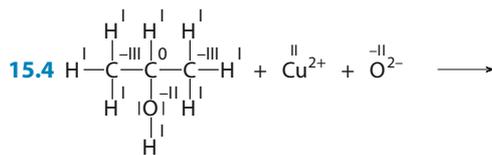
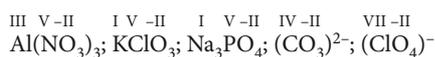
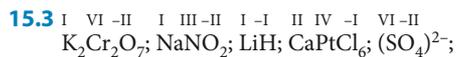
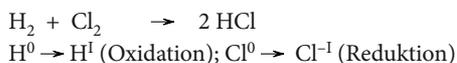
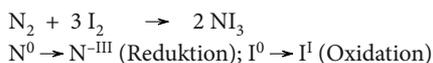
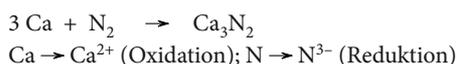
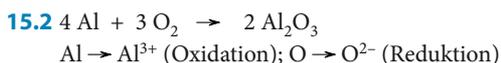
HCl-Lösung: $c_2 = ?$; $V = 25 \text{ ml}$



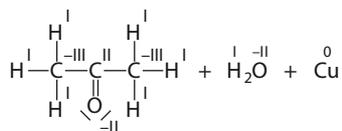
$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2; \quad c_2(\text{HCl}) = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0.1 \text{ mol} \cdot 12 \text{ ml}}{25 \text{ ml} \cdot 1} = 0.048 \text{ mol/l}$$

Kapitel 15

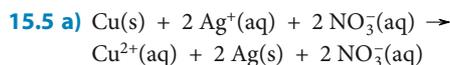
15.1 Metallatome ziehen ihre Valenzelektronen schwach an, da die Atomrümpfe gross sind und nur kleine positive Rumpfladungen aufweisen (kleine EN). Bei chemischen Reaktionen verlieren die Metallatome Elektronen an die Oxidatoren.



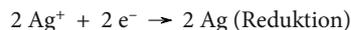
Reduktor Oxidator



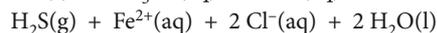
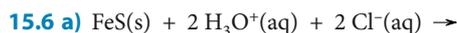
$\text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{\text{II}}$ (Oxidation); $\text{Cu}^{\text{II}} \rightarrow \text{Cu}^0$ (Reduktion)



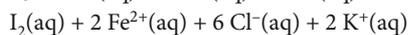
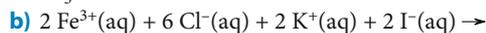
b) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{ e}^-$ (Oxidation);



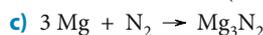
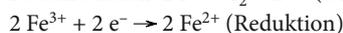
Silber-Atome sind die Oxidatoren, Kupfer-Atome die Reduktoren.



Es handelt sich um eine Säure-Base-Reaktion:



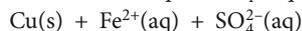
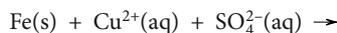
Redoxreaktion: $2 \text{ I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{ e}^-$ (Oxidation);



Redoxreaktion: $3 \text{ Mg} \rightarrow 3 \text{ Mg}^{2+} + 6 \text{ e}^-$ (Oxidation);



15.7 Man stellt das Eisenblech in eine Kupfersulfat-Lösung:



15.8 a) Die Rumpfdurchmesser der Metallatome nehmen in der genannten Reihenfolge bei gleicher Rumpfladung von $1+$ zu. Damit werden die Anziehungskräfte auf das Valenzelektron kleiner und dieses lässt sich somit immer leichter abspalten.

b) Die Standard-Redoxpotenziale der Metalle beinhalten auch die Hydratisierung der Metallionen nach der Elektronenabgabe. Deshalb spielt die Grösse der Hydrationsenthalpie eine wichtige Rolle. Da das Lithium-Ion einen sehr kleinen Atomrumpf aufweist (1. Elektronenschale mit zwei Elektronen), ist die Hydrationsenthalpie entsprechend gross: Starke Anziehungskräfte der Li-Ionen auf die permanenten Wasserdipole.

15.9 Die Rumpfdurchmesser der Metallatome nehmen in der genannten Reihenfolge bei gleicher Rumpfladung von $2+$ zu. Damit werden die Anziehungskräfte auf die Valenzelektronen kleiner. Sie lassen sich deshalb immer leichter abspalten.

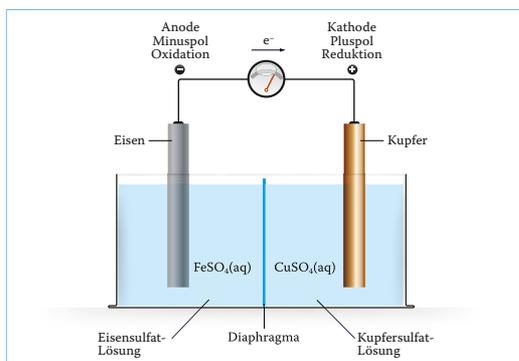
15.10 Bei gleicher Rumpfladung nimmt der Rumpfdurchmesser in der genannten Reihenfolge zu. Damit nehmen die anziehenden Kräfte des Atomrumpfs auf Elektronen ab.

15.11 a) $3 \text{Zn(s)} + 2 \text{AuCl}_3(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{Au(s)}$
 Redoxreaktion: $3 \text{Zn} \rightarrow 3 \text{Zn}^{2+} + 6 \text{e}^-$ (Oxidation);
 $2 \text{Au}^{3+} + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Au}$ (Reduktion)
b) Keine Reaktion zwischen Ag und Na^+
c) Keine Reaktion zwischen Pb und Mg^{2+}
d) $\text{Mg(s)} + 2 \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$
 Redoxreaktion: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$ (Oxidation);
 $2 \text{Ag}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag}$

15.12 $2 \text{Br}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{Cl}^-$
 $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{ZnCl}_2$
 $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$

15.13 a) Cu^{2+} zu Cu: durch Reduktoren mit $E^0 < +0.34 \text{ V}$ (z. B. Fe)
 S zu S^{2-} : durch Reduktoren mit $E^0 < -0.51$ (z. B. Zn)
 Fe^{3+} zu Fe^{2+} : durch Reduktoren mit $E^0 < +0,77$ (z. B. I^-)
b) S^{2-} zu S: durch Oxidatoren mit $E^0 > -0.51$ (z. B. O_2)
c) Cl^- zu Cl_2 : durch Oxidatoren mit $E^0 > 1.36$ (z. B. MnO_4^-)

15.14 2 Halbzellen: $\text{Fe(s)}/\text{FeSO}_4(\text{aq})$ und $\text{Cu(s)}/\text{CuSO}_4(\text{aq})$, getrennt durch eine poröse Wand. Elektronen fließen von der Eisen- zur Kupferelektrode.
 Anode (Minuspol, Oxidation):
 $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
 Kathode (Pluspol, Reduktion):
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$
 Gesamtgleichung (Redoxreaktion):
 $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$



15.15 Unedleres Metall: Die Metallatome geben Elektronen ab und werden dadurch oxidiert. Die dabei entstehenden Metallionen gehen in Lösung. Am edleren Metall kommt es zu einer Reduktion der in der Lösung vorhandenen Metallionen. Die dabei gebildeten Atome lagern sich an der Elektrode ab.

15.16 a) Die Natrium-Ionen sind sehr schwache Oxidatoren. Damit bleibt nur das Wasser, dessen Moleküle leichter Elektronen aufnehmen. Ebenso sind es Wasser-Moleküle, die als Reduktoren wirken.

Anode: $6 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$
 $E^0 = +0.82$

Kathode: $2 \text{H}_2\text{O(l)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
 $E^0 = -0.42$

b) Die Natrium-Ionen sind schwächere Oxidatoren, die Fluorid-Ionen schwächere Reduktoren als Wasser. Die Anoden- und Kathodenreaktionen sind folglich die gleichen wie unter a).

c) Bromid-Ionen geben leichter Elektronen ab als Wasser und Oxonium-Ionen nehmen sie leichter auf. Wasser wird also in diesem Beispiel nicht zersetzt.

Anode: $2 \text{Br}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
 $E^0 = +1.07$

Kathode: $2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2(\text{g})$
 $E^0 = -0.42$

Kapitel 16

16.1 Bei der Gewinnung von Metallen muss die Gitterenthalpie, die starken anziehenden Kräfte zwischen den Ionen in den Salzen der Erze, überwunden werden. Die dabei auf die Metallatome übertragenen Elektronen, die Valenzelektronen, sind schwach gebunden (hohe potenzielle Energie) und besitzen die Fähigkeit, Arbeit zu verrichten. Beim Betreiben eines Geräts werden sie von einem starken Oxidator aufgenommen. Auch die Erzeugung der Oxidatoren, wie z. B. vierfach positive Metallionen (Mn^{4+} , Co^{4+} , Ni^{4+} oder Pb^{4+}), ist meist mit einem beträchtlichen Energieaufwand verbunden. Zu ihrer Herstellung sind die starken anziehenden Kräfte der meist zweifach positiv geladenen Metallionen auf ihre Elektronen zu überwinden.



Die zugeführte Energie ist dann in beiden Fällen als chemische Energie gespeichert.

16.2 Am edleren Metall kommt es zu einer Reduktion der vorhandenen Metallionen. Die dabei gebildeten Atome lagern sich an der Elektrode ab. Unedleres Metall: Die Metallatome geben Elektronen ab und werden dadurch oxidiert. Die dabei entstehenden Metallionen gehen in Lösung.

16.3 Bei Akkumulatoren können, im Gegensatz zu den Batterien, die bei der Stromentnahme abgelaufenen Vorgänge durch Umkehrung der Stromrichtung wieder rückgängig gemacht werden («Aufladen» der Akkus).

16.4 An der negativen Elektrode kann Blei rekristallisieren, d. h. grössere Kristalle bilden, wodurch die aktive Oberfläche verringert wird, während an der positiven Elektrode das Blei(IV)-oxid nicht mehr gut am Gitter haftet und abfällt. Zudem bildet das Bleisulfat manchmal grössere Kristalle, die dann beim Laden nicht mehr ganz aufgelöst werden.

16.5 Die Bildung vierfach positiv geladener Ionen sowie die Verschiebung der dabei frei werdenden Elektronen in ein Grafitgitter erfordert einen Energieaufwand. Dadurch bildet sich ein grosses Gefälle an potenzieller Energie zwischen den schwach gebundenen und damit energiereichen Elektronen im Grafit sowie den vierfach positiv geladenen Metallionen, die eine starke Anziehungskraft auf Elektronen ausüben.

16.6 Die Lithium-Ionen dienen dem Ladungsausgleich. Beim Ladevorgang gelangen Elektronen aus dem Metalloxid (Oxidation von Me^{3+} zu Me^{4+} -Ionen) in die Grafitsschichten. Die deshalb erhöhte negative Ladung im Grafit wird durch Lithium-Ionen ausgeglichen. Umgekehrt bewegen sich Lithium-Ionen beim Entladen des Akkus gleichzeitig mit den Elektronen, die vom Verbraucher genutzt werden, aus den Grafit- in die Metalloxidschichten. Die dort ankommenden Elektronen reduzieren die Me^{4+} zu Me^{3+} -Ionen.

16.7 Vorteile: Hoher Wirkungsgrad (etwa 80%); permanenter Betrieb durch dauernde Zufuhr der «Brennstoffe» möglich; keine schädlichen Abgase. Nachteile: Grosser Energieaufwand zur Gewinnung von Wasserstoff.

16.8 Weissblech enthält Zinn als Überzugsmetall von Eisen. Im Gegensatz zu Zn^{2+} sind die Sn^{2+} -Ionen nicht giftig. Da Zinn edler ist als Eisen, kommt es bei einer Verletzung des Überzugsmetalls jedoch zu einer Korrosion des Eisens.

16.9 Eisen/Zink: Da Zink unedler ist als Eisen, korrodiert der Zinküberzug, während das Eisen nicht verändert wird. Eisen/Zinn: Da Eisen unedler ist als Zinn, korrodiert das Eisen bei einer Verletzung des Zinnüberzugs.

16.10 Cl^- -Ionen katalysieren die Oxidation von Eisen und verringern auch die Konzentration der Fe^{3+} -Ionen durch die Bildung von löslichen Chlorokomplexen wie z. B. $[\text{Fe}(\text{Cl})_6]^{3-}(\text{aq})$.

16.11 Schutzelektroden bestehen aus einem unedleren Metall (z. B. Magnesium) als die zu schützende Anlage (z. B. Eisen) und sind mit dieser elektrisch leitend verbunden. Bodenfeuchtigkeit führt zu einer Oxidation der Schutzelektrode, die Elektronen werden dabei über das edlere Metall abgeleitet.

16.12 Wasser und Sauerstoff müssen vorhanden sein.

Kapitel 17

17.1 a) Reaktionsträgheit: In den Alkan-Molekülen treten ausschliesslich C–C- und C–H-Bindungen auf, die bei Raumtemperatur ausgesprochen reaktionsträge sind. Dies hängt damit zusammen, dass die bindenden Elektronenwolken der beiden Bindungsarten etwa gleich kompakt sind. Daraus ergibt sich eine maximale Symmetrieverteilung der negativen Ladung, die zu einer idealen Abschirmung der Kohlenstoff-Atomrümpfe führt. Reaktionen an diesen Bindungen erfordern deshalb eine grosse Aktivierungsenergie.

b) Geringe Wärmebeständigkeit: Die C–C- und C–H-Bindungen sind unpolar bzw. schwach polar. Die Bindungsenthalpien sind deshalb nicht sehr gross (hohe potenzielle Energie).

17.2 Heptan



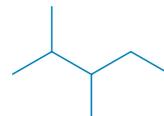
2-Methylhexan



3-Methylhexan



2,3-Dimethylpentan



2,4-Dimethylpentan



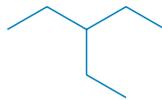
2,2-Dimethylpentan



3,3-Dimethylpentan



3-Ethylpentan



2,2,3-Trimethylbutan



2,5-Dimethylhexan



Die Siedetemperatur liegt zwischen den beiden anderen: weniger verzweigt als das Tetramethylbutan und stärker verzweigt als 2-Methylheptan.

$$t_b = 109.12^\circ\text{C}$$

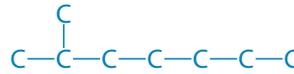
17.3 Summenformel der gesuchten Verbindungen: C_6H_{14}

Hexan

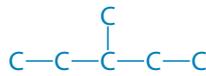


2-Methylheptan

2-Methylpentan



3-Methylpentan



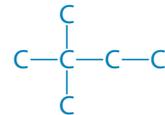
Höchste Siedetemperatur, da es sich um ein langgestrecktes Molekül mit nur einer Verzweigung handelt (grosse Oberfläche, starke Van-der-Waals-Kräfte).

$$t_b = 117.66^\circ\text{C}$$

2,3-Dimethylbutan



2,2-Dimethylbutan



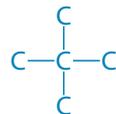
17.4 Pentan



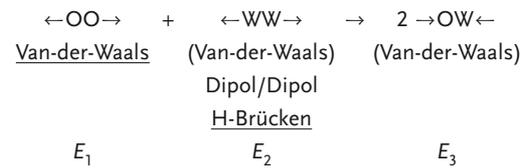
2-Methylbutan



2,2-Dimethylpropan



17.7 Octan (C_8H_{18}) O / Wasser W



$$E_1 + E_2 > E_3 \quad \text{nicht mischbar}$$

Van-der-Waals: starke Kräfte (Octan-Moleküle haben eine grosse Oberfläche)

(Van-der-Waals): schwache Kräfte (kleine Wasser-Moleküle)

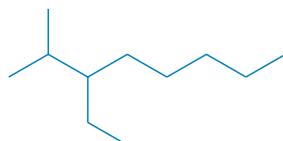
H-Brücken: starke Kräfte

Die Octan-Moleküle sind keine permanenten Dipole. Also wirken zwischen ihnen und den H_2O -Molekülen nur schwache Van-der-Waals-Kräfte, da diese sich immer nach dem kleineren Molekül, in diesem Fall den Wasser-Molekülen, richten. Um die beiden Stoffe zu mischen, müssten starke Van-der-Waals- und Dipol-Kräfte sowie H-Brücken gelöst werden, wobei sich neu nur schwache Van-der-Waals-Kräfte bilden.

17.5 2,2-Dimethylheptan



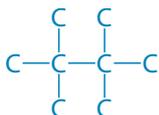
3-Ethyl-2-methyloctan



17.6 Alle drei Moleküle haben die gleiche Summenformel:



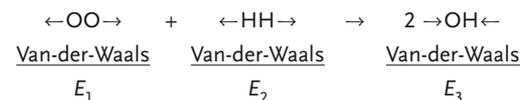
Tetramethylbutan



Niedrigste Siedetemperatur, da das Molekül eine kugelförmige Gestalt aufweist (kleine Oberfläche!, schwache Van-der-Waals-Kräfte).

$$t_b = 106.45^\circ\text{C}$$

Octan (C_8H_{18}) O/Hexan H



$$E_1 + E_2 \cong E_3 \quad \text{mischbar}$$

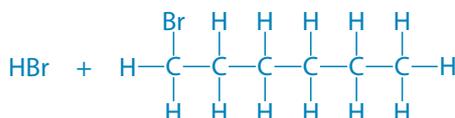
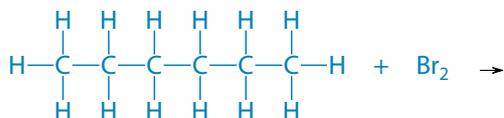
Starke Van-der-Waals-Kräfte müssen beim Mischen gelöst werden. Sie bilden sich jedoch zwischen Octan- und Hexan-Molekülen wieder aus.



b) Aus den schwachen bzw. unpolaren Bindungen C-H, C-C und O=O entstehen die stark polaren Bindungen O-H und C=O. Dies bedeutet eine Zunahme der Bindungsenthalpien, da die potenzielle Energie abgenommen hat (Prinzip vom Energieminimum).

c) Entstehen bei einer Reaktion aus schwach bis unpolaren Bindungen stark polare Bindungen, so sind derartige Reaktionen meist exotherm.

17.9 Es findet eine freiwillig ablaufende Substitutionsreaktion statt.

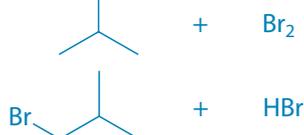


Neben dem 1-Bromhexan entstehen noch 2- und 3-Bromhexan.

Das Sonnenlicht spaltet die Brom-Moleküle in Brom-Atome (Brom-Radikale), die dann mit den Hexan-Molekülen weiterreagieren.

Die Reaktion ist schwach exotherm, da neu stärker polare Bindungen entstehen. Ausserdem nimmt die Entropie zu, weil ein gasförmiger Stoff gebildet wird.

17.10



c) a) 1-, 2- und 3-Brompentan

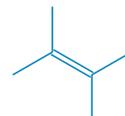
b) 1-Brom-2-methylpropan und 2-Brom-2-methylpropan

Kapitel 18

18.1 In Alkan-Molekülen sind die Atomrümpfe der C-Atome durch vier doppelt besetzte, bindende Elektronenwolken maximal abgeschirmt. Die gleichmässige Verteilung der Elektronen erschwert die Reaktion mit Teilchen anderer Stoffe.

In Alken-Molekülen ist die negative Ladung der Elektronen nicht gleichmässig verteilt. Die beiden bindenden Elektronenpaare einer Doppelbindung ragen oberhalb und unterhalb der Ebene der Atomrümpfe in den Raum. Hier können Teilchen anderer Stoffe gut angreifen, v. a. wenn sie positiv geladen sind oder eine positive Partialladung aufweisen.

18.2 a) 2,3-Dimethyl-2-buten



b) 2-Methyl-3-penten



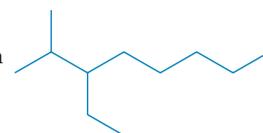
c) 2-Methyl-1,3,5-hexatrien



d) 2,2-Dimethylheptan



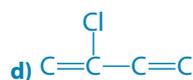
e) 3-Ethyl-2-methyloctan

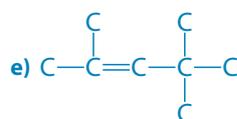


18.3 a) C=C—C=C—C

b) C=C—C—C=C

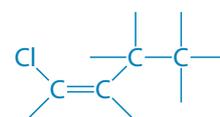
c) C=C—C=C—C=C

d) 

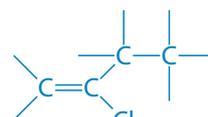
e) 

f) 

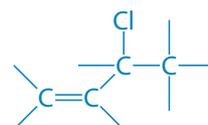
18.4 1-Chlor-1-buten

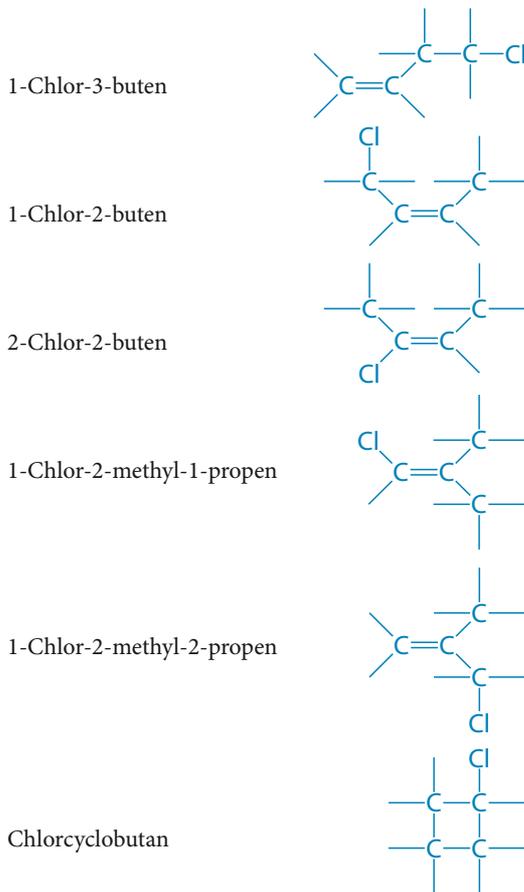


2-Chlor-1-buten

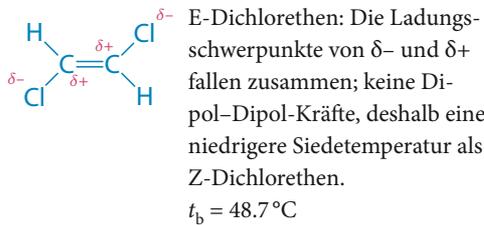
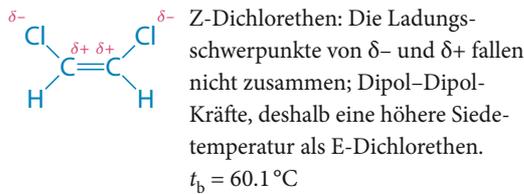


3-Chlor-1-buten

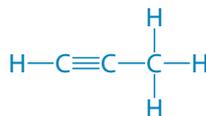




18.5



18.6 Lewis-Formel:



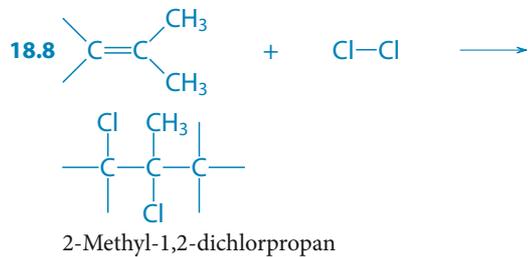
Da sich um den Atomrumpf jedes C-Atoms der Dreifachbindung jeweils nur zwei negativ geladene Wolken befinden (eine Dreifachbindung zählt als eine Wolke), die sich maximal mit einem Winkel von 180° abstoßen, ist das Molekül linear. Das C-Atom der Methylgruppe weist hingegen eine tetraedrische Struktur auf: im Zentrum der Rumpf des C-Atoms, an drei Ecken

die Protonen der H-Atome, in der vierten Ecke der Atomrumpf des C-Atoms der Dreifachbindung.

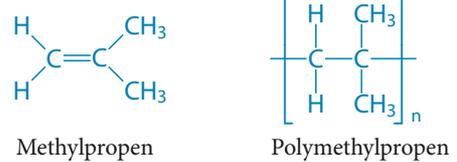
- 18.7 a) Trifluormethan, Trifluormethan
 b) E-2-Buten, Z-2-Buten
 c) Z-2-Buten, 2-Methyl-1-propen
 d) Butan, 2-Methylpropan

b)

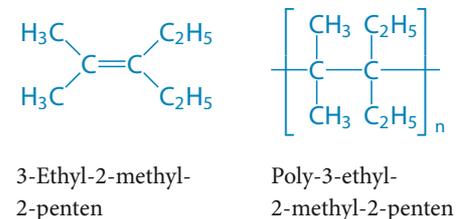
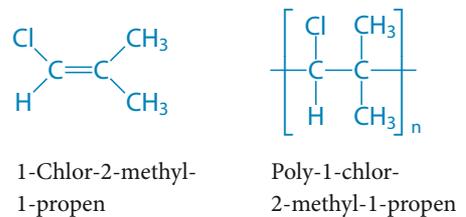
	Gleich	Z/E-Isomere	Konstitutionsisomere
a)	X		
b)		X	
c)			X
d)			X



18.9

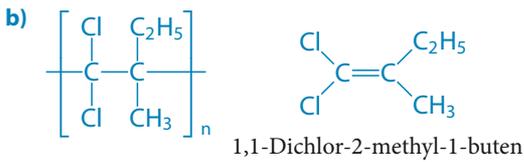
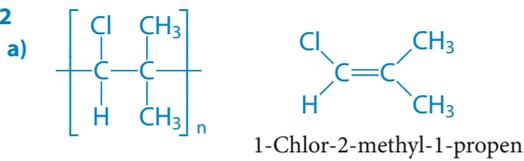


18.10



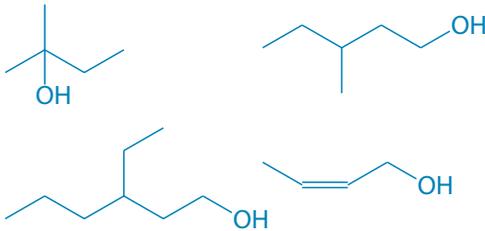
18.11 Die Makromoleküle der Kunststoffe sind unterschiedlich lang und kristalline sowie amorphe Teile wechseln sich ab. Zuerst lockern sich die amorphen, später auch die kristallinen Bereiche. Hochmolekulare Stoffe erweichen deshalb beim Erwärmen innerhalb eines bestimmten Temperaturbereichs.

18.12



Kapitel 19

19.1



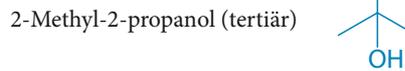
19.2 a) Propanol-Moleküle bilden untereinander Wasserstoffbrücken, im Gegensatz zu den Butan-Molekülen.

b) Ethanol-Moleküle bilden mit Wasser Wasserstoffbrücken; zwischen Ethanol- und Hexan-Molekülen gibt es zwar keine Wasserstoffbrücken, jedoch relativ starke Van-der-Waals-Kräfte (die C_2H_5 -Gruppe ist genügend lipophil). Anders ausgedrückt: Die zwischenmolekularen Kräfte innerhalb der Reinstoffe sind von ähnlicher Größenordnung wie die Kräfte im Gemisch.

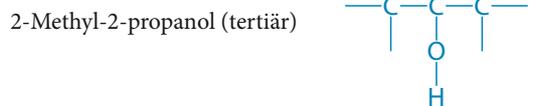
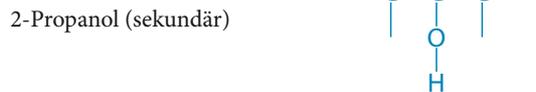
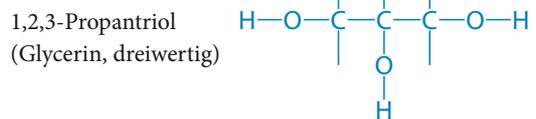
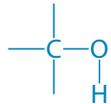
	VdW	Dipol-Dipol	H-Brücken
Ethanol	stark	ja	ja
Wasser	schwach	ja	ja
Hexan	stark	nein	nein
Ethanol/ Wasser	schwach	ja	ja
Ethanol/ Hexan	stark	nein	nein

c) Hexan-Moleküle (mit Van-der-Waals-Kräften untereinander) bilden mit Wasser-Molekülen keine Wasserstoffbrücken. Ausserdem sind die Van-der-Waals-Kräfte zwischen Hexan- und Wasser-Molekülen gering. Die Wasser-Moleküle sind klein, mit kleinen VdW-Kräften, aber starken H-Brücken. Zwischen Wasser-Molekülen wirken also starke anziehende Kräfte.

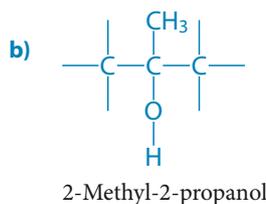
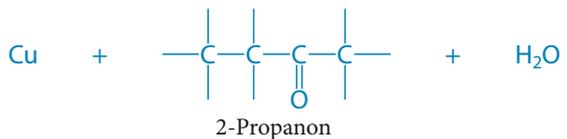
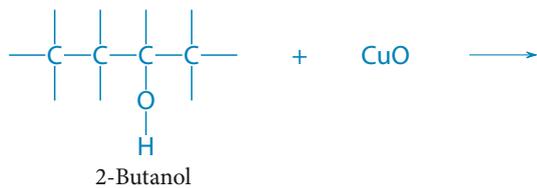
19.3 $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$



19.4 a), b) Methanol (einwertig)

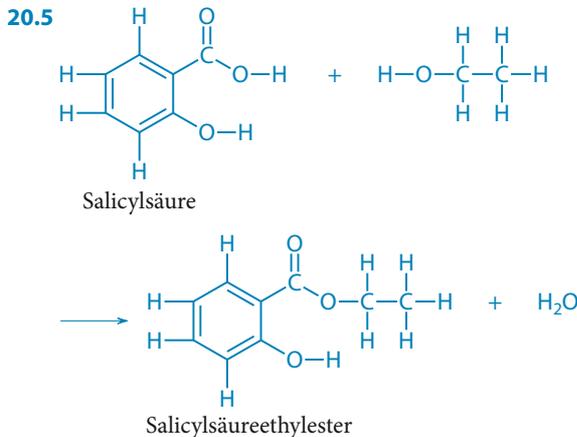
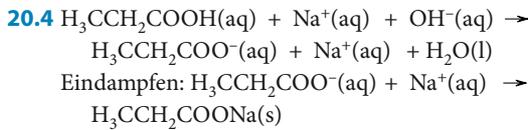


19.5 a)

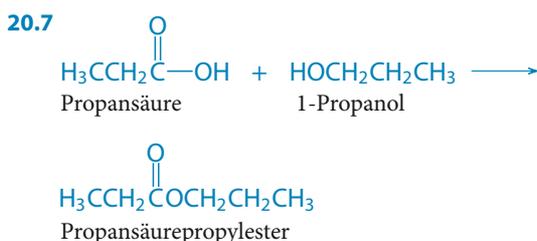
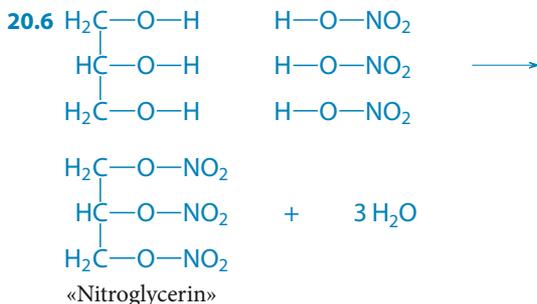


b) Mischbarkeit mit Wasser: Nur die Pentansäure mischt sich (mässig) mit Wasser. Obwohl die Carbonsäuremoleküle Wasserstoffbrücken mit den Wasser-Molekülen eingehen können, ist ab der Hexansäure der wasserunlösliche hydrophobe bzw. lipophile Kohlenwasserstoffrest zu gross.

c) Mit Hexan sind alle Carbonsäuren mässig bis gut mischbar. Entscheidend dafür sind in diesem Fall die Van-der-Waals-Kräfte, die bei allen beteiligten Stoffen gross sind. Die Teilchenbewegung verhindert ausserdem, dass die H-Brücken zwischen den Carbonsäuremolekülen stark ins Gewicht fallen.



Im Gegensatz zur Synthese von Acetylsalicylsäure reagiert die Salicylsäure in diesem Fall bei der Veresterung als Säure.

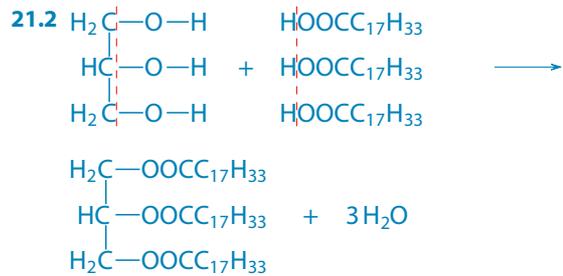


Kapitel 21

21.1 Fette sind fest und enthalten in den Triglyceriden nur wenige ungesättigte Fettsäuren.

Fette Öle sind flüssig, da ihre Triglyceride viele ungesättigte Fettsäuren aufweisen.

Trocknende Öle haben einen besonders hohen Anteil an ungesättigten Fettsäuren.



21.3 Fette sind stets Gemische verschiedener Triglyceride.

21.4 Aus Fetten mit ungesättigten Fettsäuren lassen sich durch Addition von Wasserstoff gehärtete Fette herstellen.

Essenzielle Fettsäuren sind ungesättigte Säuren, die der Körper nicht selbst aufbauen kann.

21.5 Kohlenhydrate sind Verbindungen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, oft im Atomzahlenverhältnis wie im Wasser-Molekül. Die Ausgangsverbindung aller Kohlenhydrate ist die Glucose, die bei der Photosynthese gebildet wird.

21.6 Monosaccharide: Glucose, Fructose, Galactose

Disaccharide: Saccharose, Maltose, Lactose

Polysaccharide: Stärke, Cellulose

21.7 Glucose und Fructose, Verknüpfung zwischen C-1 und C-2

21.8 Bausteine der Saccharose: ein Glucose- und ein Fructose-Molekül; Bausteine der Maltose: zwei Moleküle Glucose.

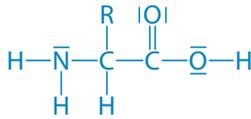
21.9 α-Glucose; Nachweis der Stärke mit Iod-Lösung (blau- bis schwarze Färbung).

21.10 Zuerst entstehen Polysaccharide von kürzerer Kettenlänge, dann Maltose und schliesslich α-Glucose.

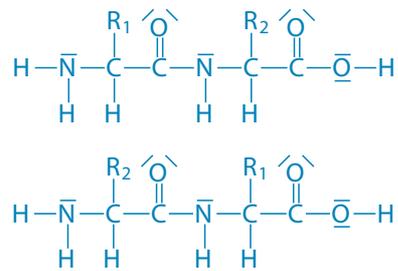
21.11 Sie werden durch die Enzyme von Bakterien und Pilzen in einfachere Verbindungen zerlegt oder vergoren und letztlich zu CO₂, H₂O und Mineralsalzen umgewandelt.

21.12 Sie sind Bau- und Gerüststoffe des menschlichen und des tierischen Körpers; als Enzyme regeln sie den Stoffwechsel der Lebewesen.

21.13 Unterschied in den Resten R:



21.14



21.15 Organische Katalysatoren. Sie setzen die Reaktionen bei 37°C in Gang, indem sie die erforderliche Aktivierungsenergie herabsetzen und dadurch die Reaktionen beschleunigen.