

Lösungen zu den Aufgaben

Kapitel 1 Ordnung in der Vielfalt der Stoffe

- 1.1 siehe Tabelle 1
- 1.2 Iod, Eis
- 1.3 Bei Raumtemperatur ist Butan gasförmig, Hexan flüssig und Octadecan fest. Zwischen den Octadecan-Teilchen wirken die stärksten anziehenden Kräfte. (Je höher Schmelz- und Siedetemperatur eines Stoffs, desto stärker sind die anziehenden Kräfte zwischen seinen kleinsten Teilchen.)
- 1.4 Die kleinsten Teilchen eines Stoffs üben untereinander anziehende Kräfte aus.
- 1.5 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.
 b) Ein Gas (z. B. ein Duftstoff) verteilt sich spontan in dem ihm zur Verfügung stehenden Raum. Flüssiges Wasser verdunstet bei Raumtemperatur. Die Sublimation von Iod lässt sich mithilfe der Stärke eines Kartoffelstücks nachweisen (vgl. Abb. 1.18). Dies ist nur möglich, wenn sich Iod-Teilchen vom Iod zur Kartoffelscheibe bewegen.
 c) Beim Erwärmen dehnt sich ein fester Körper aus. Eine Flüssigkeit passt sich jeder ihr zur Verfügung 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 und damit auch die Dichte bis $t = 4\text{ °C}$ ab!).

- 1.6 a) In einem Feststoff sind die anziehenden Kräfte zwischen den kleinsten Teilchen so gross, dass die Teilchen sich nicht gegeneinander verschieben lassen (Form und Volumen konstant). 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 (kinetischer Energie). Energiereiche Wasser-Teilchen können den auf der Wasseroberfläche lastenden Luftdruck überwinden und den Flüssigkeitsverband verlassen.
- 1.7 In einem Festkörper ist der mittlere Abstand zwischen den Teilchen viel kleiner als in einem gasförmigen Stoff.
- 1.8 Beim Übergang gasförmig-flüssig wird aufgrund der zunehmenden anziehenden Kräfte zwischen den Wasser-Teilchen viel Wärme freigesetzt (Kondensationswärme), die ein weiteres Absinken der Lufttemperatur verhindert.
- 1.9 Beim Petroleum muss es sich um ein Gemisch handeln. Beim Sieden ändert sich die Zusammensetzung des Petroleums fortlaufend und damit auch die Siedetemperatur.

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	

- 1.10** Man hält die Flüssigkeit einige Zeit am Sieden. Bleibt die Siedetemperatur konstant, so handelt es sich um einen Reinstoff. Ein langsames Ansteigen der Siedetemperatur weist auf ein Gemisch hin.
- 1.11** Reinstoffe haben im Gegensatz zu Gemischen eine einheitliche Zusammensetzung und konstante Eigenschaften. Sie können durch Trennverfahren wie Destillation, Chromatografie, Extraktion usw. nicht in verschiedene Stoffe getrennt werden.
- 1.12** Mit einem Magneten wird das Eisenpulver entfernt (magnetische Eigenschaft). Anschliessend gibt man Wasser zum Gemisch aus Salz und Sand, wobei sich das Salz auflöst (unterschiedliche Löseeigenschaften). 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).
- 1.13** - 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 Elemente zerlegen lässt.
 - Gemisch: aus verschiedenen Reinstoffen zusammengesetzt. Die Eigenschaften variieren je nach Zusammensetzung.
 - homogener Stoff: Mit dem Auge und dem Lichtmikroskop sind keine unterschiedlichen Bestandteile erkennbar.
- 1.14** 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 dadurch 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 ihre Bausteine, die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt.

- 1.15** 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 zerlegen, dann handelt es sich um eine Verbindung.

Kapitel 2 Die chemischen Elemente und ihre Atome

- 2.1** siehe Tabelle 1

^{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

- 2.3** $m(^{14}\text{N}) = 14 \text{ u}$; $m(^{15}\text{N}) = 15 \text{ u}$;
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 exakt mit dem im PSE überein: 14.01)

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

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

Tabelle 1 zu Aufgabe 2.1

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	$1.66 \cdot 10^{-24}$

- 2.6 a) $m_A(\text{Hg}) = 200.59 \text{ u}$
 $m_A(\text{Hg}) = 200.59 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 3.33 \cdot 10^{-22} \text{ g}$
 b) $M(\text{Hg}) = 200.59 \text{ g/mol}$; in 200.59 g Hg sind $6.02 \cdot 10^{23}$ Hg-Atome enthalten.
 c) $N(\text{Hg}) = n \cdot N_A = 2.5 \text{ mol} \cdot 6.02 \cdot 10^{23} / \text{mol} = 1.51 \cdot 10^{24}$ Hg-Atome
- 2.7 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:
 $m = 46.08 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 7.65 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
- 2.8 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) $n = \frac{N(\text{Pt})}{N_A} = \frac{5.35 \cdot 10^{15} \cdot \text{mol}}{6.02 \cdot 10^{23}} = 8.89 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$
 c) $m = m_A \cdot N = 195.08 \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot 5.35 \cdot 10^{15} = 1.73 \cdot 10^{-6} \text{ g}$
 oder: $m = n \cdot M = 8.89 \cdot 10^{-9} \cdot \text{mol} \cdot 195.08 \text{ g/mol} = 1.73 \cdot 10^{-6} \text{ g}$
- 2.9 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 viermal kleiner als F_1 .
 Sowohl anziehende als auch abstossende Kräfte gehorchen dem Coulomb-Gesetz. Anziehende wie auch abstossende Kräfte sind nach den Veränderungen von Abstand und Ladungen viermal kleiner als F_1 .
- 2.10 Annahme: $Q_1 = Q_2 = 1$; $r_1 = 1$
 $F_1 = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r_1^2} = \frac{1 \cdot 1}{1^2} = 1 \text{ N}$
 $F_2 = 3 \cdot F_1$; $F_2 = \frac{1 \cdot 1}{\left(\frac{1}{\sqrt{3}}\right)^2} = 3 \text{ N}$; der Abstand muss auf $\frac{1}{\sqrt{3}}$
 $\left(= \frac{1}{1.732}\right) = 0.577$ verkleinert werden
 $F_2 = \frac{F_1}{5} = \frac{1 \cdot 1}{(\sqrt{5})^2} = \frac{1}{5} \text{ N}$; der Abstand muss auf $\sqrt{5} = 2.236$ vergrössert werden
- 2.11 Verdoppelt man den Abstand bei gleichbleibenden Ladungen, so wird die Kraft viermal kleiner.
 Ausgangssituation (Abstand $r_1 = 1$): $F_1 = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{1^2} \text{ N}$
 neue Situation ($r_2 = 2$): $F_2 = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{2^2} = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{4} \text{ N}$

Kapitel 3 Modellvorstellungen über Atome – die Atomstruktur

- 3.1 $\rho = \frac{m}{V}$; $V(\text{Kugel}) = \frac{4 \cdot \pi}{3} \cdot r^3 = \frac{4 \cdot \pi}{3} \cdot (0.00026 \text{ cm})^3 = 7.362 \cdot 10^{-11} \text{ cm}^3$
 $m(\text{Mensch}) = 70 \text{ kg}$
 $\rho = \frac{70 \text{ kg}}{7.362 \cdot 10^{-11} \text{ cm}^3} = 9.51 \cdot 10^{11} \text{ kg/cm}^3$
 Die Dichte der Materie (Atomkerne) würde demnach ca. $10^{12} \text{ kg/cm}^3 (= 1000000 \text{ t/mm}^3!)$ betragen.
- 3.2 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.
- 3.3 Ga^{3+} : 18 Elektronen auf der äussersten Schale, 3 Elektronenschalen
 S^{2-} : 8 Elektronen auf der äussersten Schale, 3 Elektronenschalen
- 3.4 ${}_{12}\text{Mg}$: 1(2), 2(8), 3(2)
 ${}_{31}\text{Ga}$: 1(2), 2(8), 3(8 + 10 = 18), 4(3)
 ${}_{23}\text{V}$: 1(2), 2(8), 3(8 + 3 = 11), 4(2)
 ${}_{53}\text{I}$: 1(2), 2(8), 3(8 + 10 = 18), 4(8 + 10 = 18), 5(7)
 ${}_{74}\text{W}$: 1(2), 2(8), 3(8 + 10 = 18), 4(8 + 10 + 14 = 32), 5(8 + 4 = 12), 6(2)
- 3.5 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.
 ${}^{27}\text{Al}$ und ${}^{28}\text{Si}$: Beide Atome haben 3 Elektronenschalen; die ersten beiden Schalen weisen gleich viele Elektronen auf (2, 8).
- 3.6 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 (zunehmende anziehende Kräfte zwischen Atomkern und den beiden Elektronen).
 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).

- 3.7** Innerhalb der 2. Periode nimmt die Rumpfladung von links nach rechts zu und der Rumpfdurchmesser nimmt ab. Damit nehmen die anziehenden Kräfte der Rumpfe von links nach rechts zu. 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.
- 3.8** $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ und $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
- 3.9** 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
- 3.10** Bei gleicher Rumpfladung (4+) nimmt der (Atom-) Rumpfdurchmesser von oben nach unten zu (Zunahme der Anzahl Elektronenschalen). Damit wird die Anziehungskraft auf Elektronen schwächer und der metallische Charakter verstärkt sich.
- 3.11** siehe Tabelle 1
- 3.12** α -Strahlen bestehen aus zweifach positiven Helium-Kernen, die sich mit den Elektronen der β^- -Strahlen zu Helium-Atomen verbinden: ${}^4_2\text{He}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow {}^4_2\text{He}$
- 3.13** ${}^{131}_{53}\text{I} \rightarrow {}^{131}_{54}\text{Xe} + \beta^-$
- 3.14** ${}^{157}_{72}\text{Hf} \rightarrow {}^{153}_{70}\text{Yb} + \alpha$
- 3.15** Da die Radioaktivität um die Hälfte zurückgegangen ist (die Masse der radioaktiven Nuklide hat sich halbiert), beträgt das Alter der Gewebeprobe gerade die Halbwertszeit von ${}^{14}\text{C}$, nämlich 5730 Jahre.
Für die vorliegende Aufgabe gilt:

$$N_0 = 15.3; N_t = 7.65; T_{1/2}(\text{C}) = 5730 \text{ a (Jahre)}$$

$$\frac{N_t}{N_0} = 2^{\frac{-t}{T_{1/2}}} \rightarrow \frac{7.65}{15.3} = 2^{\frac{-t}{5730}} \quad |\log$$

$$\log \frac{7.65}{15.3} = \frac{-t}{5730} \cdot \log 2 \rightarrow -0.30 = -\frac{t}{5730} \cdot 0.30$$

$$\rightarrow t = 5730 \text{ a}$$

3.16 $\frac{m_t}{m_0} = 2^{\frac{-t}{T_{1/2}}}; T_{1/2}({}^{226}\text{Ra}) = 1600 \text{ a}; m_0 = 0.1 \text{ g}$
 $t = 112 \text{ a (im Jahr 2023)}$
 $m_t = m_0 \cdot 2^{\frac{-t}{T_{1/2}}} = 0.1 \text{ g} \cdot 2^{\frac{-112}{1600}} = 0.1 \text{ g} \cdot 0.953 = 0.0953 \text{ g}$

3.17 $\frac{N_t}{N_0} = 2^{\frac{-t}{T_{1/2}}}; T_{1/2}({}^{14}\text{C}) = 5730 \text{ a}; N_0 = 15.3 \text{ Zerfälle pro Minute}; N_t = 8 \text{ Zerfälle pro Minute}$
 $\frac{8}{15.3} = 2^{\frac{-t}{5730}} \quad |\log; \log \frac{8}{15.3} = \frac{-t}{5730} \cdot \log 2;$
 $-0.28 = \frac{-t}{5730 \text{ a}} \cdot 0.30; t = 5348.0 \text{ a}$

Kapitel 4 Atome verbinden sich: ein Überblick

- 4.1** $8 \text{ O}_2; 2 \text{ Cu}; \text{Cl}_2$
- 4.2** $2 \cdot 6.02 \cdot 10^{23} = 1.20 \cdot 10^{24} \text{ O-Atome};$
 $0.5 \cdot 6.02 \cdot 10^{23} = 3.01 \cdot 10^{23} \text{ S-Atome (man geht nicht vom S}_8\text{-Molekül aus);}$
 $1.5 \cdot 6.02 \cdot 10^{23} = 9.03 \cdot 10^{23} \text{ Fe-Atome}$
- 4.3** Nichtmetallatome haben hohe Ionisierungsenergien, d. h., ihre Atomrümpfe üben stark anziehende Kräfte auf Elektronen aus. Verbinden sich zwei Nichtmetallatome miteinander, so ziehen beide Atomrümpfe (kleine Radien und hohe positive Ladungen) Elektronen des jeweils anderen Atoms stark an. Es bilden sich gemeinsame Elektronenpaare.

Tabelle 1 zu Aufgabe 3.11

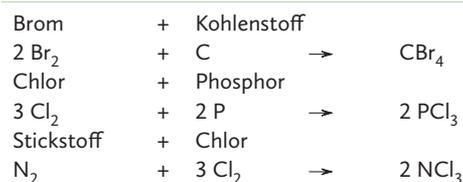
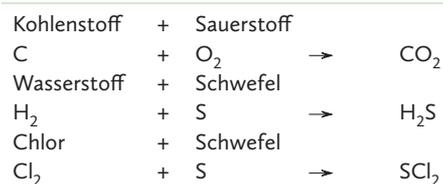
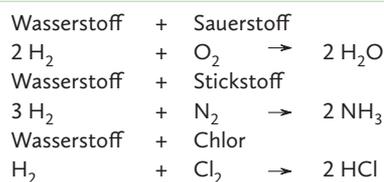
Element	Protonenzahl	Rumpfladung	Anzahl Valenzelektronen	Verteilung der Valenzelektronen auf Elektronenwolken	Anzahl Elektronenschalen
Mg	12	2	2	2 einfach besetzte	3
Zn	30	2	2	2 einfach besetzte	4
Cl	17	7	7	3 doppelt und 1 einfach besetzte	3
S	16	6	6	2 doppelt und 2 einfach besetzte	3
Si	14	4	4	4 einfach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



4.5 siehe Tabelle 1

4.6 siehe Tabelle 2

4.7 Hinsichtlich der Reihenfolge der Elementsymbole in den Summenformeln vgl. Abschnitt 4.5.



4.8 Metallatome haben kleine Rumpfladungen und grosse Rumpfdurchmesser. Ihre Valenzelektronen sind deshalb schwach gebunden und lassen sich leicht abspalten. Nichtmetallatome besitzen hohe Rumpfladungen und kleine Rumpfdurchmesser. Ihre Anziehungskraft auf Elektronen ist stark. Reagieren Metalle mit Nichtmetallen, so kommt es wegen der unterschiedlichen Anziehungskräfte auf Elektronen zu einem Elektronenübergang von den Metall- auf die Nichtmetallatome.

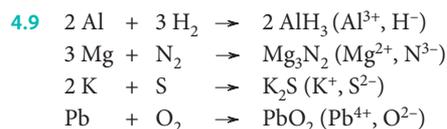


Tabelle 1 zu Aufgabe 4.5

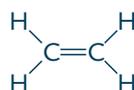
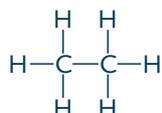
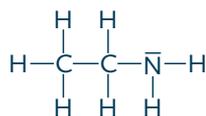
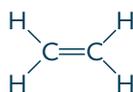
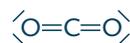
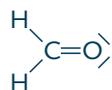
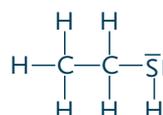
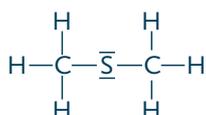
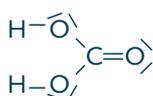
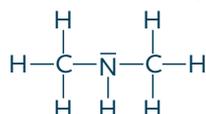
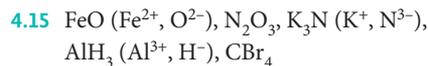
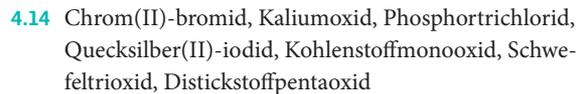
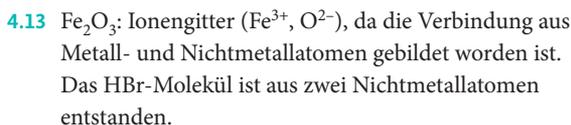
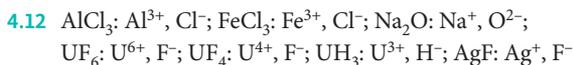
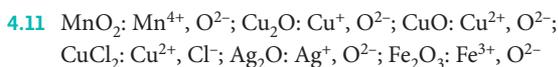
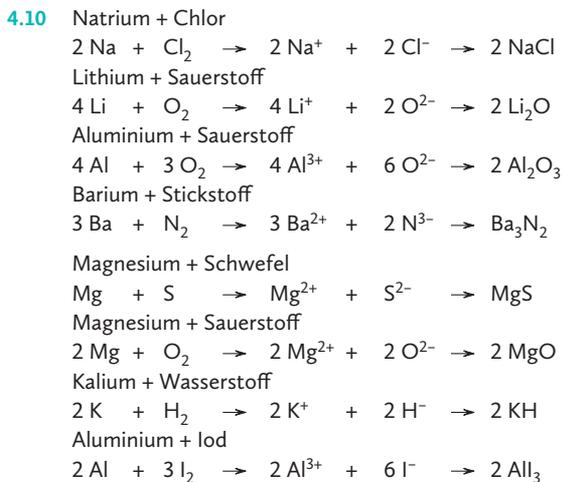


Tabelle 2 zu Aufgabe 4.6



oder





Kapitel 5 Massen, Reaktionsgleichungen und Konzentrationsangaben

5.1 siehe Tabelle 1

5.2 28.02 g Stickstoff (N_2) entsprechen 2 Mol N-Atomen. 40.36 g Neon entsprechen 2 Mol Ne-Atomen.

5.3 Bei Normbedingungen beträgt das Molvolumen 22.4 l mit $6.02 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Pro Liter Gas wären das $2.69 \cdot 10^{22}$ Teilchen, also mehr als die $2.31 \cdot 10^{22}$ der Aufgabenstellung. Da sich Gase mit zunehmender Temperatur ausdehnen, nimmt auch die Anzahl der Teilchen pro Volumeneinheit (hier 1 Liter) ab. Damit ist die Temperatur höher als 0°C .

5.4 siehe Tabelle 2

Tabelle 1 zu Aufgabe 5.1

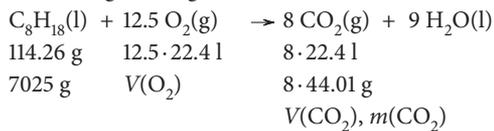
Teilchen/Stoff	<i>m</i> in u	<i>m</i> in g	<i>M</i> in g/mol	<i>V_m</i> in l/mol bei 0°C und 101 325 Pa
$\text{Br}_2(\text{l})$	159.80	$2.65 \cdot 10^{-22}$	159.80	–
$\text{NH}_3(\text{g})$	17.04	$2.83 \cdot 10^{-23}$	17.04	22.4
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	180.18	$2.99 \cdot 10^{-22}$	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 5.4

	2 Mg(s)	+	$\text{CO}_2(\text{g})$	→	2 MgO(s)	+	C(s)
<i>N</i>	2 Atome		1 Molekül		2 Formeleinheiten		1 Atom
<i>m</i>	$2 \cdot 24.31 \text{ u}$		44.01 u		$2 \cdot 40.31 \text{ u}$		12.01 u
<i>m</i>	$2 \cdot 4.04 \cdot 10^{-23} \text{ g}$		$7.31 \cdot 10^{-23} \text{ g}$		$2 \cdot 6.69 \cdot 10^{-23} \text{ g}$		$1.99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
<i>n</i>	2 mol		1 mol		2 mol		1 mol
<i>N</i>	$2 \cdot 6.02 \cdot 10^{23}$ Atome		$6.02 \cdot 10^{23}$ Moleküle		$2 \cdot 6.02 \cdot 10^{23}$ Formeleinheiten $2 \cdot 6.02 \cdot 10^{23}$ Mg^{2+} - und $2 \cdot 6.02 \cdot 10^{23}$ O^{2-} -Ionen		$6.02 \cdot 10^{23}$ Atome
<i>m</i>	$2 \cdot 24.31 \text{ g}$		44.01 g		$2 \cdot 40.31 \text{ g}$		12.01 g
<i>M</i>	24.31 g/mol		44.01 g/mol		40.31 g/mol		12.01 g/mol
<i>V</i>			22.4 l				

- 5.5 Masse von 10 000 cm³ Octan: $\rho = \frac{m}{V}$;
 $m = \rho \cdot V = 0.7025 \text{ g/cm}^3 \cdot 10\,000 \text{ cm}^3 = 7025 \text{ g}$

a) Reaktionsgleichung:



Volumen des verbrauchten Sauerstoffs:

$$\frac{12.5 \cdot 22.4 \text{ l}}{114.26 \text{ g}} = \frac{V(\text{O}_2)}{7025 \text{ g}}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{7025 \text{ g} \cdot 12.5 \cdot 22.4 \text{ l}}{114.26 \text{ g}} = 17\,215.12 \text{ l O}_2$$

b) Volumen des entstandenen Kohlenstoffdioxids:

$$\frac{8 \cdot 22.4 \text{ l}}{114.26 \text{ g}} = \frac{V(\text{CO}_2)}{7025 \text{ g}}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{7025 \text{ g} \cdot 8 \cdot 22.4 \text{ l}}{114.26 \text{ g}} = 11\,017.68 \text{ l CO}_2$$

Masse des entstandenen Kohlenstoffdioxids:

$$\frac{8 \cdot 44.01 \text{ g}}{114.26 \text{ g}} = \frac{m(\text{CO}_2)}{7025 \text{ g}}$$

$$m(\text{CO}_2) = \frac{7025 \text{ g} \cdot 8 \cdot 44.01 \text{ g}}{114.26 \text{ g}} = 21\,646.79 \text{ g CO}_2$$

$$= 21.65 \text{ kg}$$

- 5.6 a) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
 0.012 kg 0.044 kg, 24.5 l
 1000 kg $V(\text{CO}_2), m(\text{CO}_2)$

b) Volumen des gebildeten Kohlenstoffdioxids:

$$\frac{24.5 \text{ l}}{0.012 \text{ kg}} = \frac{V(\text{CO}_2)}{1000 \text{ kg}}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{1000 \text{ kg} \cdot 24.5 \text{ l}}{0.012 \text{ kg}} = 2\,041\,666.67 \text{ l} = 2\,041.67 \text{ m}^3$$

Masse des gebildeten Kohlenstoffdioxids:

$$\frac{0.044 \text{ kg}}{0.012 \text{ kg}} = \frac{m(\text{CO}_2)}{1000 \text{ kg}}$$

$$m(\text{CO}_2) = \frac{1000 \text{ kg} \cdot 0.044 \text{ kg}}{0.012 \text{ kg}} = 3\,666.67 \text{ kg CO}_2 = 3.67 \text{ t}$$

- 5.7 $\text{Fe}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{FeCl}_2(\text{s})$
 55.85 g 22.4 l
 80 g $V(\text{Cl}_2)$
 $\frac{22.4 \text{ l}}{55.85 \text{ g}} = \frac{V(\text{Cl}_2)}{80 \text{ g}}; V(\text{Cl}_2) = \frac{22.4 \text{ l} \cdot 80 \text{ g}}{55.85 \text{ g}} = 32.09 \text{ l}$

- 5.8 $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}(\text{l}) + 6 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{ CO}_2(\text{g}) + 5 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$
 74.14 g 4 · 24.5 l
 1000 g $V(\text{CO}_2)$
 $\frac{4 \cdot 24.5 \text{ l}}{74.14 \text{ g}} = \frac{V(\text{CO}_2)}{1000 \text{ g}}$
 $V(\text{CO}_2) = \frac{4 \cdot 24.5 \text{ l} \cdot 1000 \text{ g}}{74.14 \text{ g}} = 1\,321.82 \text{ l}$

- 5.9 $M(\text{CaCl}_2) = 40.08 + 70.9 = 110.98 \text{ g/mol}$. Man löst 110.98 g Calciumchlorid in Wasser auf und ergänzt die Lösung auf einen Liter.

- 5.10 $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12.01 + 12 \cdot 1.01 + 6 \cdot 16.00$
 $= 180.18 \text{ g/mol}$. In 1 Liter der Glucose-Lösung sind 80.10 g Glucose enthalten.

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

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

- 5.11 $\beta(\text{Ca}^{2+}) = \frac{m}{V} = \frac{0.008 \text{ g}}{0.1 \text{ l}} = 0.08 \text{ g/l}$

- 5.12 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18.02 \text{ g/mol}$; $n = \frac{m}{M}$
 $n = \frac{1000 \text{ g} \cdot \text{mol}}{18.02 \text{ g} \cdot \text{l}} = 55.49 \text{ mol/l}$

- 5.13 Dichte bezogen auf 1 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: $M(\text{Br}_2) = 159.80 \text{ g/mol}$

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

- 5.14 a) $M(\text{Hg}) = 200.59 \text{ g/mol}$; $\rho(\text{Hg}) = 13.6 \text{ g/cm}^3$

Dichte bezogen auf einen Liter Quecksilber:

$$\rho(\text{Hg}) = 13.6 \cdot 1000 = 13\,600 \text{ g/l}$$

$$c = \frac{\rho}{M} = \frac{13\,600 \text{ g} \cdot \text{mol}}{200.59 \text{ g} \cdot \text{l}} = 67.80 \text{ mol/l}$$

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

c) $m = \frac{13\,600 \text{ g}}{2} = 6800 \text{ g} = 6.8 \text{ kg}$

- 5.15 Masse von 1 Liter Helium: $m = \frac{0.3570 \text{ g}}{2} = 0.1785 \text{ g}$

$$\text{Dichte } \rho = \frac{m}{V} = \frac{0.1785 \text{ g}}{1 \text{ l}} = \frac{0.1785 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3} = 0.0002 \text{ g/cm}^3$$

- 5.16 Da der Druck konstant bleibt, vereinfacht sich die allgemeine Gasgleichung zu $\frac{V}{T} = \text{konstant}$. Mit $V_n = 22.4 \text{ l}$, $T_n = 273.15 \text{ K}$ und $T_1 = 297.15 \text{ K}$ erhält man:

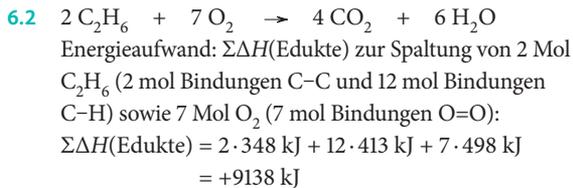
$$\frac{V_n}{T_n} = \frac{V_1}{T_1} \rightarrow V_1 = \frac{V_n \cdot T_1}{T_n} = \frac{22.4 \text{ l} \cdot 297.15 \text{ K}}{273.15 \text{ K}} = 24.45 \text{ l}$$

Kapitel 6 Stoffe aus Nichtmetallen

- 6.1 a) Zunahme der Anzahl gemeinsamer Elektronenpaare und damit auch Zunahme der Anziehungskräfte zwischen den Atomrümpfen der Kohlenstoff-Atome und den gemeinsamen Elektronenpaaren.

b) Abnahme der Polarität der Bindungen von C-F über C-O zu C-N (ΔEN : 1.4; 0.8; 0.4). Der Abstand zwischen dem gemeinsamen Elektronenpaar und dem stärker elektronegativen Atom wird dadurch immer grösser. Die anziehenden Kräfte sind deshalb schwächer, die Bindungsenthalpien nehmen ab. Ausserdem werden die Partialladungen immer kleiner, wodurch sich die anziehenden Kräfte zwischen δ^+ und δ^- verringern.

c) Zunahme der Bindungslänge von Cl-Cl über Br-Br zu I-I. Damit werden die anziehenden Kräfte zwischen den Atomrümpfen und dem gemeinsamen Elektronenpaar immer kleiner.



Energiegewinn: $\Sigma\Delta H(\text{Produkte})$ bei der Bildung von 6 Mol Wasser (12 mol Bindungen O-H) und 4 Mol Kohlenstoffdioxid (8 mol Bindungen C=O):
 $\Sigma\Delta H(\text{Produkte}) = 12 \cdot (-463 \text{ kJ}) + 8 \cdot (-820 \text{ kJ})$
 $= -12116 \text{ kJ}$

Reaktionsenthalpie ΔH für 2 Mol Ethan:
 $\Delta H = \Sigma\Delta H(\text{Produkte}) + \Sigma\Delta H(\text{Edukte})$
 $= -12116 \text{ kJ} + 9138 \text{ kJ} = -2978 \text{ kJ}$

Für die Verbrennung von 1 Mol Ethan:
 $\Delta H = -1489 \text{ kJ}$

6.3 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. Ausserdem nimmt in dieser Richtung die Rumpfladung von 1+ bis 8+ entsprechend der Hauptgruppennummer (gemäss der Anzahl Valenzelektronen!) zu. 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 bei grösser werdendem Durchmesser bedeutet eine immer schwächere Anziehungskraft (EN) auf Elektronen (vgl. auch Abschnitt 2.5; Coulomb-Gesetz).

6.4 siehe Tabelle 1

Tabelle 1 zu Aufgabe 6.4

$\delta^- \text{H}-\text{Cl} \delta^-$	$\delta^- \text{I}-\text{S}-\text{H} \delta^+$ $\delta^+ \text{H}$	$\text{H} \delta^+$ $\delta^- \text{N}-\text{H} \delta^+$ $\text{H} \delta^+$	$\text{I} \delta^-$ $\delta^+ \text{N}-\text{F} \delta^-$ $\text{I} \delta^-$	$\text{I} \delta^-$ $\delta^- \text{Cl}-\text{C} \delta^+ \delta^-$ $\text{Cl} \delta^-$	$\delta^- \text{O}-\text{Cl} \delta^+$ $\text{Cl} \delta^+$
linear	gewinkelt	pyramidal	pyramidal	tetraedrisch	gewinkelt

Tabelle 2 zu Aufgabe 6.5

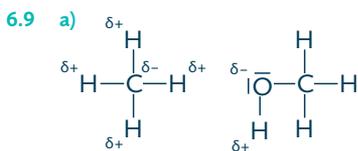
$\delta^- \text{F}-\text{N} \delta^+ \delta^- \text{F} \delta^-$ $\text{F} \delta^-$	$\text{F}-\text{N}-\text{F}$ F	δ^+ Ladungsschwerpunkt plus permanent Dipol δ^- Ladungsschwerpunkt minus	$\delta^+ \text{H}-\text{Br} \delta^-$	zweiatomiges Molekül mit polarer Elektronenpaarbindung; permanenter Dipol
$\delta^+ \text{H}-\text{C} \delta^- \delta^- \text{C} \delta^- \text{H} \delta^+$ $\delta^+ \text{H} \delta^+$	$\text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H}$ $\text{H} \delta^- \delta^+$	Ladungsschwerpunkte im Zentrum; kein permanenter Dipol		
$\delta^+ \text{I}-\text{S}-\text{Br} \delta^-$ $\delta^- \text{Br}$	$\text{I}-\text{S}-\text{Br}$ Br	δ^+ Ladungsschwerpunkt plus permanent Dipol δ^- Ladungsschwerpunkt minus		

6.5 siehe Tabelle 2

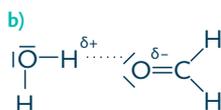
6.6 In der Reihe Fluor, Chlor, Brom und Iod wird das Elektronensystem der Moleküle F_2 , Cl_2 , Br_2 und I_2 immer grösser, da jeweils eine neue Elektronenschale hinzukommt. Die dadurch stärker werdenden V. d. W.-Kräfte erhöhen die Schmelz- und Siedetemperaturen.

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

6.8 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.



Methan CH_4 ist kein permanenter Dipol, da der Schwerpunkt der positiven Partialladungen mit dem δ^- 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.



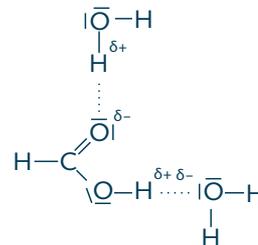
Beide Bedingungen für H-Brücken sind gegeben: Das H_2O -Molekül enthält an O gebundene H-Atome und das CH_2O -Molekül besitzt ein O-Atom mit nicht bindenden Elektronenpaaren.

6.10 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.

6.11

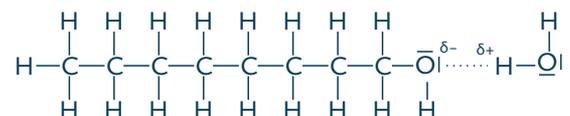
	Wasser	Methansäure	Wasser/Methansäure
zwischenmolekulare Kräfte	V. d. W. Dipol-Dipol H-Brücken	V. d. W. Dipol-Dipol H-Brücken	V. d. W. Dipol-Dipol H-Brücken

Die Methansäure-Moleküle können wie die Wasser-Moleküle sowohl Dipolkräfte als auch Wasserstoffbrücken ausbilden. Zwischen den beiden Molekülen sind ebenfalls alle drei zwischenmolekularen Kräfte möglich; vollständige Mischbarkeit.



6.12

	Wasser	Octanol	Wasser/Octanol
zwischenmolekulare Kräfte	schwache V. d. W. Dipol-Dipol H-Brücken	starke V. d. W. Dipol-Dipol H-Brücken	schwache V. d. W. Dipol-Dipol H-Brücken



Octanol-Moleküle sind sehr lange Moleküle mit einem grossen Elektronensystem. Dies bedingt starke Van-der-Waals-Kräfte. Zwischen Octanol- und Wasser-Molekülen sind hingegen nur schwache V. d. W.-Kräfte möglich, da das Wasser-Molekül nur ein kleines Elektronensystem aufweist. Dipol-Dipolkräfte und H-Brücken zwischen den verschiedenen Molekülen können sich nur an einem Ende des Alkohol-Moleküls ausbilden, und zwar an der OH-Gruppe. Die Energiebilanz wäre deshalb ungünstig (stark endotherm), die Stoffe sind nicht mischbar.

Kapitel 7 Salze und ihre Eigenschaften

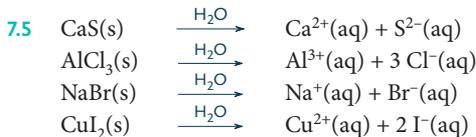
7.1 Ca^{2+} (2, 8, 8); Al^{3+} (2, 8); Cr^{2+} (2, 8, 12)
 Ga^{3+} (2, 8, 18); P^{3-} (2, 8, 8); O^{2-} (2, 8); Br^- (2, 8, 18, 8)

7.2 Wenn jedes Chlor-Atom ein Elektron aufnimmt, dann werden die abstossenden Kräfte zwischen den Elektronen der äussersten Schale stärker. Die Abstände zwischen diesen Elektronen nehmen deshalb zu, sodass das Ion grösser ist als das Atom. Ein Natrium-

Atom hingegen hat nach Abgabe des Valenzelektrons eine Elektronenschale weniger. Das Ion ist kleiner als das Atom.

7.3 Die Grösse der Nichtmetallionen nimmt in dieser Reihenfolge zu. Deshalb werden die Abstände zwischen positiv und negativ geladenen Ionen grösser, die anziehenden Kräfte schwächer und die Gitterenthalpien immer kleiner.

7.4 Abnahme der Gitterenthalpie, weil die Metallionen immer grösser werden. Dadurch nehmen die anziehenden Kräfte zwischen den Ionen ab.



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

7.7 Die Grösse der Ionen nimmt in dieser Reihenfolge bei gleicher Ionenladung zu (grössere Abstände zwischen den Ladungsschwerpunkten) und damit die Anziehungskraft auf die Wasserdipole ab.

7.8 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^-

7.9 KOH : K^+ , OH^- ; Na_2SO_4 : Na^+ , SO_4^{2-} ; CaCO_3 : Ca^{2+} , CO_3^{2-} ; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$: Ba^{2+} , NO_3^-

7.10 LiH : Li^+ , H^-
 Anode (positiv): $2 \text{H}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{e}^-$
 Kathode (negativ): $2 \text{Li}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Li}$

Kapitel 8 Metalle

8.1 Die Atomradien der Metalle Be, Mg und Ca werden in dieser Reihenfolge grösser. Somit ist das Valenzelektron immer weiter vom Kern entfernt und wird folglich immer schwächer gebunden.

8.2 Metalle haben in ihren Gittern leicht bewegliche Valenzelektronen (Elektronengas). Dies erklärt u. a. den metallischen Glanz sowie die gute Leitfähigkeit für Wärme und elektrischen Strom. Metalle lassen sich leicht verformen.

8.3 a) Nach der gängigen Modellvorstellung bilden die Atomrümpfe der Metalle ein dreidimensionales Gitter, in dem die Valenzelektronen frei beweglich sind (grosse Atomrümpfe und kleine Rumpfladungen; schwach gebundene Valenzelektronen). Legt man eine Spannung an und verbindet Minus- und Pluspol miteinander, so bewegen sich die Elektronen auf die Anode zu (elektrische Leitfähigkeit).

b) Bei zunehmender Temperatur stossen die Elektronen häufiger mit den Atomrümpfen zusammen. Dies erschwert die Beweglichkeit der Elektronen, wodurch die elektrische Leitfähigkeit abnimmt.

8.4 In erster Linie wirken dichtest besetzte Ebenen als Gleitebenen, weil in ihnen der Zusammenhalt besonders gross ist (jedes Metallatom ist von 6 anderen umlagert; grösstmögliche Anzahl; minimaler Abstand; maximale Anziehung). Ausserdem kommen beim Übereinandergleiten derartiger Ebenen, im Gegensatz zu den Salzen, keine gleichartig geladenen Teilchen (Ionen) übereinander zu liegen, die ein Auseinanderbrechen des Gitters verursachen würden (vgl. Abb. 8.3).

8.5 Schmelztemperatur: Wolfram (${}_{74}\text{W}$), $t_m = 3422 \text{ }^\circ\text{C}$; Quecksilber (${}_{80}\text{Hg}$), $t_m = -39 \text{ }^\circ\text{C}$
 Siedetemperatur: Rhenium (${}_{75}\text{Re}$), $t_b = 5596 \text{ }^\circ\text{C}$; Quecksilber (${}_{80}\text{Hg}$), $t_b = 357 \text{ }^\circ\text{C}$

8.6 Die drei Valenzelektronen sind in den Aluminium-Atomen schwächer gebunden als in den Bor-Atomen (grösserer Atomrumpf der Al-Atome).

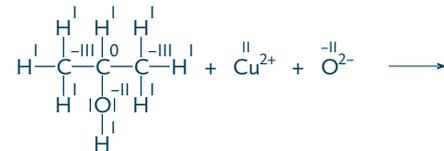
Kapitel 9 Redoxreaktionen: Elektronen werden verschoben

9.1 Metallatome ziehen ihre Valenzelektronen schwach an, da die Atomrümpfe gross sind und nur kleine positive Rumpfladungen aufweisen (kleine EN). Bei chemischen Reaktionen geben die Metallatome Elektronen ab und wirken somit als Reduktoren.

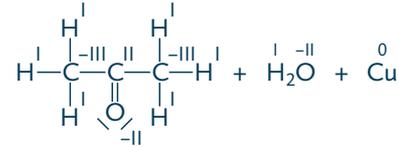
9.2

$$\begin{array}{cccccc} \text{I} & \text{VI} & \text{-II} & \text{I} & \text{III} & \text{-II} & \text{I} & \text{-I} & \text{II} & \text{IV} & \text{-I} & \text{VI} & \text{-II} \\ \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7; & \text{NaNO}_2; & \text{LiH}; & \text{CaPtCl}_6; & (\text{SO}_4)^{2-}; & & & & & & & & & \\ \text{III} & \text{V} & \text{-II} & \text{I} & \text{V} & \text{-II} & \text{I} & \text{V} & \text{-II} & \text{IV} & \text{-II} & \text{VII} & \text{-II} \\ \text{Al}(\text{NO}_3)_3; & \text{KClO}_3; & \text{Na}_3\text{PO}_4; & (\text{CO}_3)^{2-}; & (\text{ClO}_4)^- & & & & & & & & & \end{array}$$

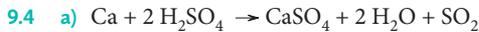
9.3



Reduktor Oxidator

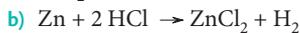


$\text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{\text{II}}$ (Oxidation); $\text{Cu}^{\text{II}} \rightarrow \text{Cu}^0$ (Reduktion)



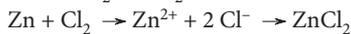
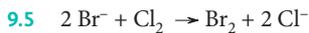
Redoxreaktion

$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^-$ (Oxidation); $\text{S}^{\text{VI}} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{\text{IV}}$ (im SO_2 ; Reduktion)



Redoxreaktion

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ (Oxidation); $2 \text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{H}_2$ (keine Partialladung; Reduktion)



9.6 2 Halbzellen: $\text{Fe}(\text{s})/\text{FeSO}_4(\text{aq})$ und $\text{Cu}(\text{s})/\text{CuSO}_4(\text{aq})$, getrennt durch eine poröse Wand. Elektronen fließen von der Eisen- zur Kupferelektrode.

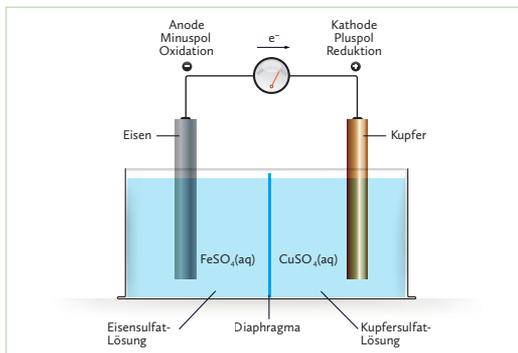
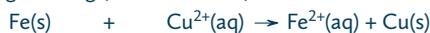
Minuspole (Anode, Oxidation):



Pluspol (Kathode, Reduktion):



Gesamtgleichung (Redoxreaktion):



9.7 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.

9.8 Die Lithium-Ionen dienen dem Ladungsausgleich. Beim Ladevorgang gelangen Elektronen aus dem Metalloxid (Oxidation von Me^{3+} - zu Me^{4+} -Ionen) in die Grafit-schichten. 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.

9.9 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.

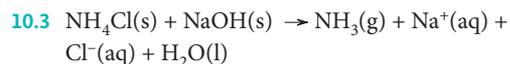
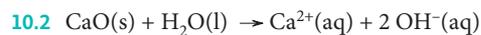
9.10 Cl^- -Ionen katalysieren die Oxidation von Eisen und verringern auch die Konzentration der Fe^{3+} -Ionen durch die Bildung von löslichen Chlorokomplexen wie z. B. $[\text{Fe}(\text{Cl})_6]^{3-}(\text{aq})$.

9.11 Schutz Elektroden 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 Schutz elektrode, die Elektronen werden dabei über das edlere Metall abgeleitet.

9.12 Wasser und Sauerstoff müssen vorhanden sein.

Kapitel 10 Säure-Base-Reaktionen: Protonen werden ausgetauscht

10.1 Wenn die Lösung den elektrischen Strom leitet, Universalindikator rot färbt und mit einem unedlen Metall unter Wasserstoffentwicklung reagiert, dann handelt es sich um eine saure Lösung.



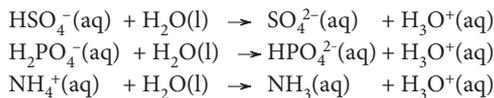
Das NH_4^+ -Ion reagiert als Säure zu NH_3 , das OH^- -Ion als Base zu H_2O .

10.4 Beim Auflösen von Natriumchlorid werden die schon im Gitter vorhandenen Ionen hydratisiert und können sich so im Wasser frei bewegen:

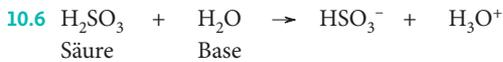
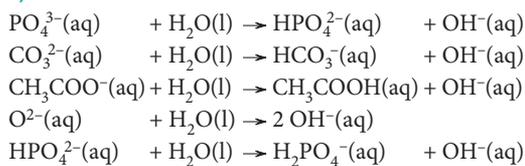


Beim «Lösen» von $\text{HCl}(\text{g})$ in Wasser findet eine Säure-Base-Reaktion statt, es entsteht eine saure Lösung: $\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

10.5 a)

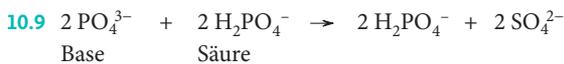


b)



10.7 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:
 $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
 Base (CO_3^{2-}) Säure
 $\rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 gelöster Kalk

10.8 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{s}) + \text{NH}_3(\text{g})$
 Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine typische Protolyse, bei der das Ammonium-Ion (NH_4^+) als Säure ein Proton an die Base CO_3^{2-} abgibt. Das dabei gebildete Ammoniumhydrogencarbonat NH_4HCO_3 besteht aus den Ionen NH_4^+ und HCO_3^- . Früher stellte man das Salz durch trockenes Erhitzen von Horn, Klauen, Leder usw. her. Daher stammt auch der Name Hirschhornsalz. Es fand Verwendung als Rietsalz gegen Ohnmachtsanfälle. Der abgegebene Ammoniak wirkt als Analeptikum (gr. *analambanein* = wiederherstellen, erquicken), d. h. als wiederbelebendes und anregendes Mittel.



10.10

pH	pOH	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ in mol/l	$c(\text{OH}^-)$ in mol/l
1	13	$0.1 (10^{-1})$	10^{-13}
12	2	10^{-12}	$0.01 (10^{-2})$
4	10	$0.0001 (10^{-4})$	10^{-10}
12.7	1.3	$10^{-12.7}$	$0.05 (10^{-1.3})$
13	1	10^{-13}	$0.1 (10^{-1})$
2	12	$0.01 (10^{-2})$	10^{-12}

10.11 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:
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7}$ mol/l. Damit wird der pH-Wert < 7 (z. B. 10^{-4} mol/l \rightarrow pH = 4).

Kapitel 11 Chemische Reaktionen laufen oft nicht vollständig ab; das chemische Gleichgewicht

11.1 Reaktionen finden dann statt, wenn Teilchen mit genügend grosser Energie (Aktivierungsenergie) zusammenstossen. Nun gibt es auch bei den Produkten einer chemischen Reaktion Teilchen mit überdurchschnittlich hoher Energie. Stossen solche Produktteilchen zusammen, so reagieren sie zurück zu den Edukten.

11.2 a) Bei einem chemischen Gleichgewicht laufen beide Vorgänge mit gleicher Geschwindigkeit weiter, wobei sich die Zusammensetzung des Gemischs nicht ändert. Das System bleibt äusserlich in Ruhe (dynamisches Gleichgewicht).
 b) Hin- und Rückreaktion sind gleich schnell.

11.3 Stoffebene: Die Zusammensetzung des Gemischs ändert sich nicht mehr.
 Teilchenebene: Pro Zeiteinheit reagieren gleich viele Teilchen der Produkte wie der Edukte (die Geschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktion sind gleich gross).



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

b) Bei Zunahme des Drucks wird die Konzentration von NO_2 stärker erhöht als die von N_2O_4 , da vom Ausgangsstoff zwei Volumeneinheiten vorliegen, vom Produkt nur eine Volumeneinheit. Somit ist nach der Neueinstellung des Gleichgewichts mehr N_2O_4 vorhanden als vorher.

11.5 $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 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, werden der Ausgangsreaktion dauernd $\text{Ag}^+(\text{aq})$ -Ionen entzogen. Damit verschiebt sich dieses Gleichgewicht fortlaufend nach links, der schwarze Niederschlag an $\text{Ag}_2\text{O}(\text{s})$ löst sich auf.

11.6 a) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H < 0$
 Mehr Edukte, da Temperaturerhöhung die endotherme Reaktion begünstigt.

b) $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g}) \quad \Delta H > 0$
 Mehr CO; das energiereiche Kohlenstoffmonooxid wird bevorzugt.

c) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H > 0$
 Mehr Produkte, da sie energiereicher sind als die Edukte.

11.7 Im neuen Gleichgewicht sind grössere Mengen von C und D und weniger B vorhanden.

11.8 In einem offenen Gefäss, damit D entweicht. Das Gleichgewicht wird derartig gestört, dass mehr Produkte gebildet werden.

11.9 In einem offenen System können ständig Stoffe entweichen oder hinzukommen.

11.10 $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$
 $\quad \quad \quad 1 \text{ V} \quad \quad \quad \quad \quad \quad 2 \text{ V}$
 Druckerhöhung führt zu einer höheren Konzentration von $\text{CO}_2(\text{g})$, da im ursprünglichen Gleichgewicht auf der Produktseite zwei Volumina CO vorhanden sind, die Eduktseite jedoch nur eine Volumeneinheit CO_2 enthält.

11.11 a) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 $\quad \quad \quad \text{S}_1 \quad \quad \quad \text{B}_2 \quad \quad \quad \quad \quad \quad \text{B}_1 \quad \quad \quad \text{S}_2$

b) Das Gleichgewicht liegt auf der linken Seite (B_1 und S_2 sind stärker als B_2 und S_1).

Kapitel 12 Warum laufen chemische Reaktionen ab?

- 12.1 a) Zunahme, da die Anzahl Gasteilchen grösser wird.
 b) Entropie ändert sich nicht (gleich viele Gasteilchen bei Edukten wie Produkten).
 c) Zunahme. Die Ionen des Kochsalzes können das Gitter verlassen und sind in der Lösung frei beweglich. Die Ordnung des Ionengitters wird zerstört.
 d) Zunahme; grössere Bewegungsfreiheit der I_2 -Moleküle im gasförmigen Zustand.
 e) Abnahme; aus 3 mol Gas entsteht nur 1 mol eines gasförmigen Stoffs.
 f) Abnahme; aus 1 mol Feststoff und 1 mol Gas entsteht 1 mol Feststoff.

12.2 Bei hoher Temperatur ist die Entropiezunahme oft wesentlich grösser als die Zunahme der Energie der Stoffe (im Gaszustand: freie Beweglichkeit der Teilchen und damit Zunahme ihrer Anordnungsmöglichkeiten; neben Translationsbewegungen auch Schwingungen und Rotationen möglich).

12.3 Aus den unpolaren Bindungen H-H und Cl-Cl bilden sich die polaren Bindungen H-Cl ($\Delta \text{EN} = 1.0$). Der Grund für die Freiwilligkeit ist der exotherme Verlauf dieser Reaktion (Zunahme der Bindungsenthalpie).

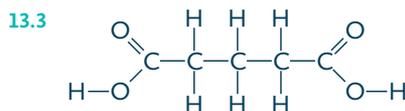
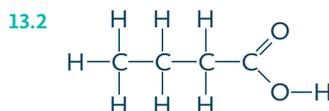
12.4 Bei dieser Reaktion entstehen aus 1 mol eines Feststoffs 2.5 mol gasförmige Stoffe; Zunahme der Anordnungsmöglichkeiten ihrer Teilchen. Die damit stark zunehmende Entropie bedingt die Freiwilligkeit des Vorgangs.

12.5 Durch den Lösevorgang in Wasser bilden sich frei bewegliche, hydratisierte Ionen. Die Anzahl der Anordnungsmöglichkeiten der hydratisierten Ionen ist grösser als im Gitter des Salzes. Dadurch nimmt die Entropie zu. Sie ist für die Freiwilligkeit des Vorgangs wichtiger als die Reaktionsenthalpie.

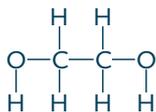
12.6 Der endotherme Vorgang läuft freiwillig ab, da die Wasser-Moleküle im gasförmigen Zustand eine grössere Bewegungsfreiheit aufweisen als in der Flüssigkeit. Ausserdem ist die Wahrscheinlichkeit, dass die Wasser-Moleküle in die Flüssigkeit zurückkehren, kleiner als die Bewegung in alle anderen Raumrichtungen. Die Anordnungsmöglichkeiten der Wasser-Moleküle sind im Gaszustand grösser als in der Flüssigkeit. Die Entropie nimmt dabei stark zu.

Kapitel 13 Kohlenstoffverbindungen (organische Stoffe), ein Überblick

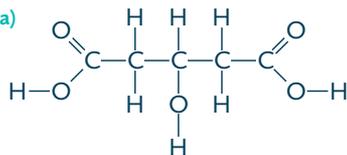
13.1 Die Moleküle von Glucose und Sauerstoff haben viele unpolare und schwach polare Elektronenpaarbindungen (C-C, C-H und O=O). Dies entspricht einem energiereichen Zustand (hohe potenzielle Energie).



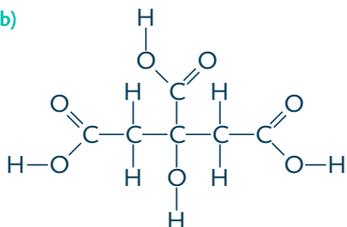
13.4



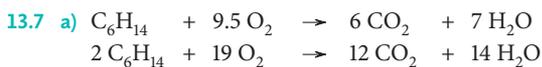
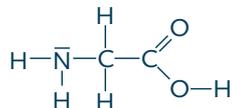
13.5 a)



b)



13.6



- b) Aus den schwach polaren 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 und damit eine Abnahme der potenziellen Energie; Energie wird frei.
- c) Entstehen bei einer Reaktion aus schwach polaren bis unpolaren Bindungen stark polare Bindungen, so ist diese Reaktionen meist exotherm.