

Arbeitsunterlagen zur Vorlesung

CHEMISCHES RECHNEN

771.118

(Auflage Oktober 2006)

Einheit 1



**Institut für Chemie
Universität für Bodenkultur**

*T. Prohaska
G. Stingeder*

Allgemeine Hinweise

Der Stoff ist in Themenbereiche gegliedert, wobei in den folgenden Unterlagen ausgewählte Beispiele und die empfohlene Zusatzliteratur für die einzelnen Teilbereiche angeführt sind. Vor den Berechnungen wird empfohlen die Zusatzliteratur zu lesen! Im Endeffekt ist ein Verständnis aller Bereiche notwendig (Kombination z.B.: Stöchiometrie, Berechnung von Gehaltsgrößen und pH-Wert Berechnung; Mischungen, Gehaltsgrößen, Stöchiometrie und Gasgesetz;.....).

Bedenken Sie, daß die Berechnungen in erster Linie logische Überlegungen sind und nicht eine Einsetzübung in auswendig gelernte Formeln. Versuchen Sie daher bei der Vorbereitung für die Prüfung, einzelne Formeln zu erarbeiten.

Die meisten Berechnungen basieren darüber hinaus auf einfachen Schlußrechnungen. Versuchen Sie, die angeführten Beispiele zu verstehen, und lernen Sie diese nicht auswendig.

Zusatzliteratur:

Allgemeine Literatur:

C. E. Mortimer, *Chemie*, Georg Thieme Verlag Stuttgart / New York, 7. Auflage (Anmerkung: Die Angaben in diesem Skriptum beziwhen sich auf die 7. Auflage)

Prof. G. Stinger, Arbeitsunterlagen Analytische Chemie

Ergänzende Unterlagen für die Übungsbeispiele:

E. Wawra, G. Pischek, E. Müllner: Chemie berechnen, Facultas UTB – ISBD 3-8252-8204-X

Präfixe zur Bezeichnung von Vielfachen der Maßeinheiten (Mortimer 1.4)

Präfix	Abkürzung	Faktor
Exa	E	10^{18}
Peta	P	10^{15}
Tera	T	10^{12}
Giga	G	10^9
Mega	M	10^6
Kilo	k	10^3
Hecto	h	10^2
Deca	da	10^1
Deci	d	10^{-1}
Centi	c	10^{-2}
Milli	m	10^{-3}
Micro	μ	10^{-6}
Nano	n	10^{-9}
Pico	p	10^{-12}
Femto	f	10^{-15}
Atto	a	10^{-18}

SI-Einheiten (Mortimer Kapitel 1.4.)

Größe	Einheit	Symbol
Basiseinheiten		
Länge	Meter	m
Masse	Kilogramm	kg
Zeit	Sekunde	s
Elektrischer Strom	Ampère	A
Temperatur	Kelvin	K
Stoffmenge	Mol	mol
Leuchtstärke	Candela	cd
Supplementäre Einheiten*		
Ebener Winkel	Radian	rad
Raumwinkel	Steradian	sr

*ergänzende Information; kommen in den UE, VU und VO der Chemie an der BOKU nicht vor.

Naturkonstanten

Anmerkung: mit Hilfe von N_A , V_m , und e können Sie R , F und u berechnen.

Bezeichnung	Abkürzung (Formel)	Zahlenwert	gerundet
Avogadro Konstante	N_A	$6.022045 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	$6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Avogadro Zahl	Z_A	6.022045×10^{23}	6.022×10^{23}
Allgemeine Gaskonstante	R ($p \times V = n \times R \times T$; p, V, T unter Normal- bedingungen: 101325 Pa; 0.02241 m^3 ; 273.15 K)	$8.31441 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} =$ $8.31441 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	$8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} =$ $8.31 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Molvolumen eines idealen Gases unter Normalbedingungen	V_m	$22.41383 \text{ L mol}^{-1}$	22.41 L mol^{-1}
Faraday Konstante	F (Anm.: entspricht der La- dung von 1 Mol Elektronen) ($F = N_A \times e$)	$9.648456 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$	$96\,500 \text{ C mol}^{-1}$
Atommassen- konstante	u ($u = 1 \text{ g} / Z_A$)	$1.6606 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$1.66 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Elementarladung	e	$1.6021892 \times 10^{-19} \text{ C}$	$1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$

Normalbedingungen: 273.15 K (0°C) und 101325 Pa (1atm) (**für Gase**).

Standardbedingungen: 101325 Pa (1atm); Standardangaben gelten MEISTENS für 298.15 K (25°C) und 1 Mol falls Temperatur und Stoffmenge nicht gesondert angegeben werden (**für Thermodynamik**).

1 MOLARE MASSEN, FORMELN UND ZUSAMMENSETZUNGEN, STÖCHIOMETRIE UND REAKTIONSGLEICHUNGEN

1.1 Grundlagen (Theorie)

Mortimer Kapitel 3.2., 4.1., 4.3.

- Die Stoffmengen einer Substanz wird in Mol angegeben.
- 1 Mol entspricht 6.022×10^{23} Teilchen.
- Die relative Atommasse gibt das Verhältnis der Massen der einzelnen Atome an. Die Summeder relativen Atommassen in einem Molekül ergibt die relative Molekülmasse.
- Die relative Atommasse oder relative Molekülmasse in g/mol ergibt die Masse, die genau 1 Mol (d.h. 6.022×10^{23} Teilchen) dieser Substanz hat.

Nomenklatur

- $N(X)$ = Anzahl der Teilchen (Atome, Moleküle) des Stoffes X
Maßeinheit: Teilchen...
- $m(X)$ = Masse des Stoffes X;
Maßeinheit: Gramm (g)
- $M(X)$ = molare Masse des Stoffes X;
Maßeinheit Gramm pro mol (g/mol)
- $n(X)$ = Stoffmenge des Stoffes X;
Maßeinheit: Mol (mol)

Mit:

$$n(X) = N(X)/N_A$$

$$n(X) = m(X)/M(X)$$

1.2 Beispiele

Mortimer Übungsbeispiele 3.1.-3.33, 4.1-4.11

weitere Beispiele:

- 1.2.1 Die massenspektrometrische Analyse ergab für alle natürlich vorkommenden Siliziumverbindungen folgende relative Isotopenverteilung: 92,21% ^{28}Si ; 4,70% ^{29}Si und 3,09% ^{30}Si . Die Kernmassen dieser Isotope sind: 27,977; 28,976 und 29,974. Berechnen Sie aus diesen Daten die molare Masse von Silizium!

Ergebnis: Die molare Masse ist die mittlere Masse der 3 Nuklide:

$$A_r = \frac{(92,21 \times 27,977) + (4,70 \times 28,976) + (3,09 \times 29,974)}{100} = 28,086$$

- 1.2.2 Natürlich vorkommender Kohlenstoff besteht aus den Isotopen ^{12}C und ^{13}C , deren Nuklidmassen 12,00000 und 13,0034 betragen. Wie groß ist das relative Vorkommen dieser Isotope in einer Kohlenstoffprobe mit der molaren Masse 12,01112 ?

Ergebnis:

Prozentgehalt $^{13}\text{C} = a$, d.h. Prozentgehalt $^{12}\text{C} = (100-a)$

$$\begin{aligned} A_r = 12,01112 &= \frac{12,00000(100 - a) + 13,0034a}{100} \\ &= 12,00000 + \frac{(13,0034 - 12,00000)a}{100} = 12,00000 + 0,010034a \end{aligned}$$

$$a = \frac{12,01112 - 12,00000}{0,010034} = \frac{0,01112}{0,010034} = 1,109\% \quad ^{13}\text{C}$$

$$100 - a = 98,891\% \quad ^{12}\text{C}$$

- 1.2.3 Bei einer chemischen Bestimmung der molaren Masse von Vanadium wurden 2,8934 g reines VOCl_3 einer Reihe von Reaktionen unterworfen, bei denen schließlich das gesamte Chlor dieser Verbindung in insgesamt 7,1801 g AgCl übergeführt wurde. Welche molare Masse des Vanadiums ergibt sich aus diesem Experiment, wenn die Kenntnis der molaren Massen von Ag und Cl mit 107,870 und 35,453 vorausgesetzt wird?

Diese Aufgabe berechnet sich analog der vorhergehenden, mit der Ausnahme, daß n_{Cl} zunächst über n_{AgCl} bestimmt werden muß. Die drei in VOCl_3 enthaltenen Cl-Atome finden sich in Form von drei AgCl -Formeleinheiten wieder, deren molare Masse 143,323 beträgt.

$$n_{\text{AgCl}} = \frac{7,1801 \text{ g}}{143,323 \text{ g/mol}} = 0,050097 \text{ mol AgCl}$$

Aus der Formel folgt: $n_{\text{Cl}} = n_{\text{AgCl}} = 0,050097 \text{ mol Cl}$

Aus der Formel des VOCl_3 ergibt sich:

$$n_V = \frac{1}{3} n_{Cl} = \frac{1}{3} (0,050097) = \text{mol V}$$

Um den Massenanteil an Vanadium in der VOCl_3 -Probe zu ermitteln, müssen die Massenanteile an Chlor und Sauerstoff hiervon subtrahiert werden. Bezeichnet man die Masse irgendeiner Substanz oder chemischen Verbindung X durch m_x , dann ergibt sich diese zu $m_x = n_x \times M_x$, wobei M_x die molare Masse von X darstellt.

$$m_{Cl} = n_{Cl} \times M(Cl) = 0,050097 \text{ mol} \times 35,453 \text{ g/mol} = 1,7761 \text{ g Cl}$$

Aus der Formel VOCl_3 folgt: $n_o = n_v$

$$m_o = n_o \times M(O) = 0,016699 \text{ mol} \times 15,999 \text{ g/mol} = 0,2672 \text{ g O}$$

$$\begin{aligned} \text{Subtrahieren liefert: } m_v &= m_{\text{VOCl}_3} - m_o - m_{Cl} \\ &= (2,8934 - 0,2672 - 1,7761) \text{ g} = 0,8501 \text{ g V} \end{aligned}$$

$$\text{Also: } M(V) = \frac{m_v}{n_v} = \frac{0,8501 \text{ g}}{0,016699 \text{ g/mol}} = 50,9 \text{ g/mol}$$

Als molare Masse des Vanadiums ergibt sich der Zahlenwert 50,91.

- 1.2.4. (a) Wieviel H_2S sind in 0,400 mol H_2S enthalten?
 (b) Wieviel mol an H und S sind in 0,400 mol H_2S enthalten?
 (c) Wieviel g an H und S sind in 0,400 mol H_2S enthalten?
 (d) Wieviele H_2S -Moleküle sind in 0,400 mol H_2S enthalten?
 (e) Wieviele H- und S-Atome sind in 0,400 mol H_2S enthalten?

Molare Massen: H = 1,01; S = 32,06; molare Masse des H_2S : $2 \times 1,01 + 32,06 = 34,08$.

Beachten Sie, daß es nicht nötig war, die molare Masse auf 0,001 u genau anzugeben, obgleich die molaren Massen mit dieser Genauigkeit bekannt sind. Da der limitierende Faktor in dieser Aufgabe $n_{\text{H}_2\text{S}}$ mit einem Teil in 400 vorgegeben ist, ist die Angabe der molaren Masse 34,08 (ausgedrückt in einem Teil in über 3000) mehr als ausreichend zur genauen Lösung der Aufgabe (vgl. Kap 1.)

- (a) Gramm der Verbindung = Stoffmenge \times Masse eines mol
 Gramm H_2S = $0,400 \times 34,08 \text{ g/mol} = 13,63 \text{ g H}_2\text{S}$
- (b) 1 mol H_2S enthält 2 mol H und 1 mol S.
 Damit enthalten 0,400 mol H_2S $2 \times 0,400 \text{ mol} = 0,800 \text{ mol H}$ und $0,400 \text{ mol S}$.
- (c) Gramm des Elementes = Stoffmenge \times Masse eines mol
 Gramm H = $0,800 \text{ mol} \times 1,008 \text{ g/mol} = 0,806 \text{ g H}$
 Gramm S = $0,400 \text{ mol} \times 32,06 \text{ g/mol} = 12,82 \text{ g S}$
- (d) Molekülzahl = Stoffmenge \times Anzahl der Moleküle in 1 mol
 = $0,400 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ Moleküle/mol} = 2,41 \times 10^{23} \text{ Moleküle}$
- (e) Atomzahl des Elementes = Anzahl an mol \times Anzahl der Atome pro mol
 Atomzahl H = $0,800 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ Atome/mol} = 4,82 \times 10^{23} \text{ Atome H}$
 Atomzahl S = $0,400 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ Atome/mol} = 2,41 \times 10^{23} \text{ Atome S}$

- 1.2.5 Natürlich vorkommendes Argon besteht aus drei Isotopen, deren Atome in folgender Häufigkeit auftreten: 0,337% ^{36}Ar , 0,063% ^{38}Ar und 99,600% ^{40}Ar . Die Nuklidmassen dieser

Isotope betragen 35,968; 37,963 und 39,962. Errechnen Sie aus diesen Daten die molare Masse des Argons.

Lösung: 39,947

- 1.2.6. Bei einer Bestimmung molarer Massen auf chemischen Wege wurde der Zinngehalt von 3,7692 g SnCl_4 zu 1,7170 g bestimmt. Welches ist der experimentell ermittelte Wert für die molare Masse von Zinn, wenn die molare Masse des Chlors mit 35,453 eingesetzt wird?

Lösung: 118,64

- 1.2.7 Berechnen Sie die Masse in g, die in 1 mol der folgenden bekannten Substanzen enthalten ist: (a) Kalkspat CaCO_3 , (b) Quarz SiO_2 , (c) Rohrzucker: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, (d) Gips $\text{CaSO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ und (e) Bleiweiß $\text{Pb}(\text{OH})_2 \cdot 2 \text{PbCO}_3$!

Lösung: 100,9 g, 60,09 g, 342,3 g, 172,2 g, 775,7 g

- 1.2.8 Wieviel kg sind in einem kmol der folgenden Erze jeweils enthalten: (a) Bleiglanz PbS , (b) Zinkspat ZnCO_3 und (c) Malachit $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$?

Lösung: 239 kg, 125 kg, 221 kg

- 1.2.9. Wieviel mol sind enthalten in (a) 24,5 g H_2SO_4 , (b) 4,00 g O_2 ?

Lösung: 0,250 mol, 0,125 mol

- 1.2.10 Wieviel mol Fe und S enthält: (a) 1 mol Pyrit FeS_2 , (b) 1 kg FeS_2 ? (c) Wieviel g S sind in genau 1 kg FeS_2 enthalten?

Lösung: (a) 1 mol Fe, 2 mol S (b) 8,33 mol Fe, 16,7 mol S (c) 535 g S

- 1.2.11. (a) Berechnen Sie den Prozentgehalt von CaO in CaCO_3 .

(b) Wieviel kg CaO können aus 1000 kg Kalkstein, der 97,0% CaCO_3 enthält, hergestellt werden?

(a) Molare Massen: $\text{CaCO}_3 = 100,1$; $\text{CaO} = 56,1$.

Da 1 mol CaO die gleiche Menge an Ca (1 mol) enthält wie 1 mol CaCO_3 , ergibt sich:

$$\text{Anteil an CaO in } \text{CaCO}_3 = \frac{\text{molare Masse CaO}}{\text{molare Masse CaCO}_3} = \frac{56,1}{100,1} = 0,560 = 56,0\%$$

(b) In 1000 kg Kalkstein sind enthalten $1000 \times 0,970 = 970 \text{ kg CaCO}_3$.

$$\begin{aligned} \text{Masse an CaO} &= \text{Anteil an CaO in } \text{CaCO}_3 \times \text{Masse des CaCO}_3 \\ &= 0,560 \times 970 = 543,2 \text{ kg CaO.} \end{aligned}$$

- 1.2.12. (a) Wieviel H_2SO_4 kann aus 500 kg Schwefel gewonnen werden?

(b) Wieviel kg Glaubersalz, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, können aus 1,000 kg H_2SO_4 hergestellt werden?

Molare Massen: $\text{S} = 32,06$, $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98,08$ und $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} = 322,2$.

(a) Aus der Formel H_2SO_4 geht hervor, daß 1 mol S (32,06 g S) genau 1 mol H_2SO_4 (98,08 g H_2SO_4) liefert. Daraus folgt:

$$32,06 \text{ kg S ergeben } 98,08 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$$

$$1 \text{ kg S ergibt } \frac{98,08}{32,06} \text{ kg H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{und } 500 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \text{ ergeben } 500 \times \frac{98,08}{32,06} \text{ kg H}_2\text{SO}_4 = 1530 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$$

(b) 1 mol H₂SO₄ (98,08 g H₂SO₄) ergibt 1 mol Na₂SO₄ · 10 H₂O (322,2 g Na₂SO₄ · 10 H₂O), da beide Substanzen jeweils eine Sulfatgruppe (SO₄²⁻) enthalten. Daraus folgt:

$$98,08 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \text{ liefern } 322,2 \text{ kg Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \text{ liefert } \frac{322,2}{98,08} = 3,285 \text{ kg Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$$

2. Methode

(a) Die Anzahl an kg H₂SO₄, die sich aus 500 kg S herstellen lässt, ergibt sich zu

$$500 \text{ kg S} \times \frac{\text{molare Masse H}_2\text{SO}_4}{\text{molare Masse S}} = 500 \text{ kg} \times \frac{98,08}{32,06} = 1530 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$$

Durch Wegfall des S bei dieser Rechnung resultiert die Lösung unmittelbar in kg H₂SO₄

(b) Die Anzahl an kg Na₂SO₄ · 10 H₂O, die man aus 1 kg H₂SO₄ gewinnen kann, berechnet sich zu

$$= 1 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \times \frac{\text{molare Masse Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}}{\text{molare Masse H}_2\text{SO}_4} = 1 \text{ kg} \times \frac{322,2}{98,08} = 3,285 \text{ kg Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$$

Auch hier wird die Lösung direkt in kg Na₂SO₄ · 10 H₂O erhalten.

1.2.13. Welchen Prozentsatz an reinem ZnS enthält ein sulfidisches Erz, dessen Zinkgehalt zu 42,34% bestimmt wurde?

$$\text{Molare Masse Zn} = 65,37; \text{ molare Masse ZnS} = 97,43.$$

Aus der Formel ZnS geht hervor, daß in 1 mol ZnS 1 mol Zn enthalten ist.

$$\text{Zinkanteil in ZnS} = \frac{\text{molare Masse Zn}}{\text{molare Masse ZnS}} = \frac{65,37}{97,43} = 0,6709 = 67,09\%$$

100% reines ZnS würden damit 67,09 Zn enthalten. Da die Erzprobe jedoch nur einen

$$\text{Zinkgehalt von } 42,34\% \text{ besitzt, ergibt sich der Prozentgehalt an ZnS zu } \frac{42,34}{67,09} \times 100\%$$

$$= 63,11\% \text{ reinem ZnS}$$

1.2.14 Eine Pennsylvanische Fettkohle wurde folgendermaßen analysiert: Genau 2,500 g wurden in einen Quarztiegel eingewogen und 1 h bei 100°C getrocknet. Der wasserfreie Rückstand wog nun 2,415 g. Anschließend wurde der Tiegel mit einem durchbohrten Deckel versehen und durch starkes Erhitzen alle flüchtigen Bestandteile entfernt, wobei als Rückstand 1,528 g Koks verblieben. Nach Entfernen des Deckels wurde der Tiegel so lange weiter erhitzt, bis keine Kohlenstoffpartikel mehr zu erkennen waren. Das Gewicht der resultierenden Asche betrug 0,245 g. Welche Analysendaten, d.h. welche Prozentgehalte an Feuchtigkeit, flüchtigen brennbaren Bestandteilen, nicht flüchtigem Kohlenstoff und Asche, ergeben sich für diese Kohle?

Feuchtigkeit	= 2,500 g – 2,415 g	= 0,085 g
Flüchtige brennbare Bestandteile	= 2,415 g – 1,528 g	= 0,887 g
Nicht flüchtiger Kohlenstoff	= 1,528 g – 0,245 g	= 1,283 g
Asche		= <u>0,245 g</u>
	Summe	= 2,500 g Kohle

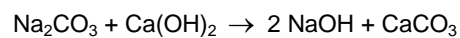
$$\text{Anteil an Feuchtigkeit} = \frac{\text{Masse an Feuchtigkeit}}{\text{Masse der Kohle}} = \frac{0,085 \text{ g}}{2,500 \text{ g}} = 0,034 = 3,4\%$$

$$\text{Anteil an flüchtigen brennbaren Bestandteilen} = \frac{\text{Masse dieser Bestandteile}}{\text{Masse der Kohle}} = \frac{0,887 \text{ g}}{2,500 \text{ g}} = 0,355 = 35,5\%$$

Die anderen Prozentgehalte errechnen sich analog zu 51,3% nicht flüchtiger Kohlenstoff und 9,8% Asche.

1.2.15. Natriumhydroxid, NaOH, wurde früher im industriellen Maßstab durch Umsetzung von Soda, Na_2CO_3 , mit gelöschtem Kalk, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, gewonnen. Wieviel NaOH können durch die Umsetzung von 1 kg Na_2CO_3 mit $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hergestellt werden?

Die vollständige Gleichung für diese Reaktion lautet:



Molare Massen: $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106,0 \text{ g}$; $\text{NaOH} = 40 \text{ g}$.

Nach der Gleichung reagiert 1 mol Na_2CO_3 mit 1 mol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ unter Bildung von 2 mol NaOH. Zur Lösung der Aufgabe werden lediglich die Massenverhältnisse zwischen NaOH und Na_2CO_3 benötigt, während die übrigen beiden Verbindungen, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ und CaCO_3 , aufgrund des Vorliegens einer vollständigen Reaktionsgleichung bei den nachfolgenden Rechnungen unberücksichtigt bleiben können.

1. Methode:

Nach der Reaktionsgleichung liefert 1 mol Na_2CO_3 (106,0 g) 2 mol NaOH (80,0 g). Daraus folgt: 106,0 g Na_2CO_3 ergeben 80,0 g NaOH

$$1 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \text{ ergibt } \frac{80,0}{106,0} \text{ g NaOH}$$

$$\text{und } 1000 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \text{ ergeben } 1000 \times \frac{80,0}{106,0} \text{ g} = 755 \text{ g NaOH}$$

2. Methode

Wie im vorigen Kapitel wird das Symbol n mit einem Index zur Angabe der Anzahl an mol einer Substanz verwendet. Unter Berücksichtigung der vorgegebenen 1000 g Na_2CO_3 ergibt sich

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{1000 \text{ g}}{106,0 \text{ g/mol}} = 9,43 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Aufgrund der Koeffizienten in der vollständigen Reaktionsgleichung ist

$$\text{Masse an NaOH} = 18,86 \text{ mol NaOH} \times 40,0 \text{ g NaOH/mol NaOH} = 754 \text{ g NaOH.}$$

Beachten Sie, daß die Lösungen nach Methode 1 und 2: 755 und 754 innerhalb der Genauigkeit der verwendeten Faktoren übereinstimmen und nur um ein Teil auf 800 von einander abweichen.

3. Methode

Die Grammzahl an NaOH, die aus 1000 g Na_2CO_3 herstellbar ist, soll mit x bezeichnet werden.

Die Aufgabe stellt sich nun folgendermaßen: 106,0 g Na₂CO₃ (1 mol Na₂CO₃) ergeben 80,0 g NaOH (2 mol NaOH), dann ergeben 1000g Na₂CO₃ x g NaOH. Durch Verhältnisbildung:

$$\frac{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{80,0 \text{ g NaOH}} = \frac{1000 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{x}$$

$$\text{errechnet sich } x = 1000 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{80,0 \text{ g NaOH}}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 755 \text{ g NaOH}$$

es ist offensichtlich, daß die Umsetzung von 1000 g Na₂CO₃ entsprechend zu 755 kg NaOH und die Reaktion von 1000 t Na₂CO₃ zu 755 t NaOH führt.

4. Methode

Wie bei der vorigen Methode soll x die erzielbare Menge an NaOH bezeichnen. Die Aufgabe wird nun als Gleichung geschrieben, in der x mit den 100 g Na₂CO₃ in Beziehung gesetzt wird und die rechte Seite dieser Gleichung durch schrittweises Einführen von Umrechnungsfaktoren so lange umgeformt wird, bis auch hier die „g NaOH“ als Einheit erscheinen.

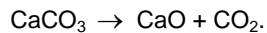
$$X = 1000 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 755 \text{ g NaOH}$$

1.2.16. Berechnen Sie die Masse an gebranntem Kalk (CaO), die durch Erhitzen von 200kg Kalkstein mit einem CaCO₃-Gehalt von 95% hergestellt werden kann.

Masse an reinem CaCO₃ in 200 kg Kalkstein = 0,95 x 200 kg = 190 kg CaCO₃.

Molare Massen: CaCO₃ = 100; CaO = 56,1.

Die vollständige Reaktionsgleichung lautet



$$1 \text{ mol} = 100\text{g} \quad 1 \text{ mol} = 56,1\text{g}$$

1. Methode

Nach der Reaktionsgleichung liefert 1 mol CaCO₃ (100 g) 1 mol CaO (56,1 g). Folglich:

100 kg CaCO₃ ergeben 56,1 kg CaO

$$1 \text{ kg CaCO}_3 \text{ ergibt } \frac{56,1}{100} \text{ kg CaO}$$

und $190 \text{ kg CaCO}_3 \text{ ergeben } 190 \times \frac{56,1}{100} \text{ kg} = 107 \text{ kg CaO}$

2. Methode

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{190 \text{ kg CaCO}_3}{100 \text{ kg CaCO}_3 / 10^3 \text{ mol CaCO}_3} = 1,90 \times 10^3 \text{ mol CaCO}_3$$

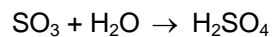
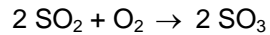
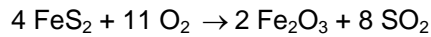
$$n_{\text{CaO}} = n_{\text{CaCO}_3} = 1,90 \times 10^3 \text{ mol CaCO}_3$$

$$\text{Masse an CaO} = 1,90 \times 10^3 \text{ mol CaO} \times 56,1 \text{ kg CaO/l} \times 10^3 \text{ mol CaO} = 107 \text{ kg CaO}$$

3. Methode

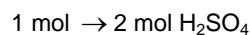
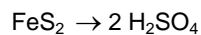
$$\text{Masse an CaO} = 190 \text{ kg CaCO}_3 \times \frac{1 \times 10^3 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ kg CaCO}_3} \times \frac{1 \times 10^3 \text{ mol CaO}}{1 \times 10^3 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{56,1 \text{ kg CaO}}{1 \times 10^3 \text{ mol CaO}}$$

1.2.17 Wieviel kg reine H₂SO₄ lassen sich entsprechend der nachstehenden Reaktionsfolge aus 1 kg reinem Pyrit (FeS₂) darstellen?



Molare Massen: FeS₂ = 120; H₂SO₄ = 98.

Unter der Voraussetzung, daß keine Nebenprodukte gebildet werden oder ein sonstiger Verlust an Schwefel eintritt, ergibt sich nicht die Notwendigkeit einer weiteren Berücksichtigung dieser Reaktionsgleichungen. Da jedes in die Reaktionsgleichung eingesetzte Schwefelatom zur Bildung eines Moleküls H₂SO₄ führt, und da weiterhin jede Formeleinheit FeS₂ zwei S-Atome, jedes H₂SO₄-Molekül jedoch nur ein S-Atom enthält, ergibt sich:



$$n_{\text{FeS}_2} = \frac{1000 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}} = 8,33 \text{ mol FeS}_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 n_{\text{FeS}_2} = 2 \times 8,33 = 16,66 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Masse an H}_2\text{SO}_4 = 16,66 \text{ mol} \times 98 \text{ g/mol} = 1630 \text{ g} = 1,63 \text{ kg H}_2\text{SO}_4.$$

2. Methode:

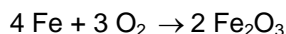
1 mol FeS₂ (120g FeS₂) ergibt 2 mol H₂SO₄ (2 x 98 = 196 g H₂SO₄). Daher
120 kg FeS₂ liefern 196 kg H₂SO₄

und 1 kg FeS₂ liefert $\frac{196}{120}$ kg = 1,63 kg H₂SO₄

1.2.18 Welche Menge an KClO₄ muß zur Freisetzung von 3,50 g Sauerstoff erhitzt werden?

Lösung: 7,6 g KClO₄

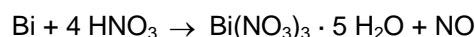
1.2.19 Wieviel g Eisen(III)oxid werden bei der vollständigen Oxidation von 100 g Eisen gebildet?



Lösung: 143 g

1.2.20 (a) Welche Menge an Wismutnitrat, Bi(NO₃)₃ · 5 H₂O, kann aus einer Lösung von 10,4 g Wismut in Salpetersäure isoliert werden?

Lösung: (a) 24,1 g



(b) Welche Menge an 30,0% Salpetersäure (eine Säure, die 30,0 Massenprozent HNO₃ enthält) ist zur Umsetzung der angegebenen Wismutmengung erforderlich? *Lösung: (b) 41,8 g*

1.2.21 Beim Erhitzen von Kupfer mit überschüssigem Schwefel bildet sich Cu_2S . Wieviel g Cu_2S resultieren beim Erhitzen einer Mischung aus 100 g Cu und 50 g S? *Lösung: 125 g Cu_2S*

1.2.22 1 g (Trockenmasse) einer Grünalge vermag durch Photosynthese stündlich $4,7 \times 10^{-3}$ mol CO_2 zu absorbieren. Wie lange benötigt die Alge zur Verdopplung ihrer eigenen Masse, wenn der gesamte aufgenommene Kohlenstoff in Form von Stärke, $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, fixiert wird? Zu vernachlässigen ist hierbei der mit der zunehmenden Menge an lebender Materie ebenfalls gesteigerte Umfang der Photosynthese. *Lösung: 7,9 Stunden*