



EUROPA-FACHBUCHREIHE
für Chemieberufe

Fachmathematik für Chemielaboranten

Sabine Meißner
Henning Schnitger
Matthias Weber

VERLAG EUROPA-LEHRMITTEL · Nourney, Vollmer GmbH & Co. KG
Düsseldorfer Straße 23 · 42781 Haan-Gruiten

Europa-Nr.: 27610

Autoren des Werkes „Fachmathematik für Chemielaboranten“

Meißner, Sabine	Dresden
Schnitger, Henning	Wardenburg
Weber, Matthias	Waiblingen

1. Auflage 2014, korrigierter Nachdruck 2021

Druck 5 4 3 2

Alle Drucke derselben Auflage sind parallel einsetzbar, da sie bis auf die Behebung von Druckfehlern identisch sind.

ISBN 978-3-8085-2761-0

Alle Rechte vorbehalten. Das Werk ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwertung außerhalb der gesetzlich geregelten Fälle muss vom Verlag schriftlich genehmigt werden.

© 2021 by Verlag Europa-Lehrmittel, Nourney, Vollmer GmbH & Co.KG, 42781 Haan-Gruiten
www.europa-lehrmittel.de

Satz: rkt, 51379 Leverkusen, www.rktypo.com

Umschlaggestaltung: MediaCreativ, G. Kuhl, 40724 Hilden

Druck: ITC Print, 1035 Riga (Lettland)

Vorwort

Fachmathematik für Chemielaboranten ist ein Lehr- und Übungsbuch, das speziell für fachbezogene Berechnungen der Pflicht- und Wahlqualifikationen in der Ausbildung zur Chemielaborantin/zum Chemielaboranten entwickelt wurde.

Im Vordergrund stehen der Erwerb der erforderlichen Kompetenzen und das Üben anhand von ausführlich erklärten Beispielen sowie zahlreicher Übungsaufgaben in den Bereichen Stöchiometrie, technische Mathematik und Messdatenauswertung.

Alle Kapitel sind einheitlich und übersichtlich gegliedert:

- Einführung in das Stoffgebiet
- Formeln und Gesetzmäßigkeiten zu den im Stoffgebiet erforderlichen Berechnungen
- Beispielaufgaben mit ausführlichem Rechenweg
- Übungsaufgaben

Die Kapitel 1 bis 10 erarbeiten alle Inhalte der **Pflichtqualifikation**. Dabei liegt der Schwerpunkt auf der praxisorientierten Vermittlung der Mathematik.

Im Kapitel 11 sind **Übungsaufgaben zu Testarbeiten** zusammengestellt, die sich an den Prüfungsinhalten im Teil 1 oder Teil 2 der Abschlussprüfungen der Chemielaboranten/Chemielaborantinnen orientieren.

Die Kapitel 12 bis 19 bieten Berechnungen zu den unterschiedlichen **Wahlqualifikationen**.

Den Schwerpunkt bilden die fast 1000 Übungsaufgaben. Diese teilen sich auf in

- ca. 700 Aufgaben zu den Pflichtqualifikationen,
- ca. 300 Aufgaben zu den Wahlqualifikationen.

Zur Vorbereitung auf die unterschiedlichen Übungsaufgaben bietet das Buch mehr als 250 Beispielrechnungen, anhand derer die Methoden und Lösungswege leicht nachzuvollziehen sind.

Die Lösungen zur **Fachmathematik für Chemielaboranten** sind unter der Europa-Nr.: 27665 erhältlich.

Fachmathematik für Chemielaboranten dient auch als Erweiterung und Ergänzung der Fachbücher zur Ausbildung für Chemielaboranten/-innen, womit ein abgerundetes Programm für die Ausbildung angeboten wird:

- Fachtheorie nach Lernfeldern für Chemielaboranten
 - Teil 1, 1. und 2. Ausbildungsjahr (Europa-Nr.: 27214)
 - Teil 2, 3. und 4. Ausbildungsjahr (Europa-Nr.: 27313)
 - Teil 3, Biochemische und mikrobiologische Inhalte (Europa-Nr.: 27412)
- Prüfungsbuch für Chemielaboranten (Europa-Nr.: 27511)
- Fachbegriffe für Chemielaboranten (Europa-Nr.: 27719)
- Tabellen zur Chemie und zur Analytik (Europa-Nr.: 27016)

Verlag und Autoren freuen sich, wenn Ihnen die **Fachmathematik für Chemielaboranten** gefällt. Für kritische konstruktive Hinweise und Verbesserungsvorschläge an lektorat@europa-lehrmittel.de sind wir dankbar.

Sommer 2021

Autoren und Verlag

Inhaltsverzeichnis

Vorwort	3	8 Quantitative Analytik I	131
Inhaltsverzeichnis	4	8.1 Verdünnungen/Verdünnungsreihen	131
		8.2 Gravimetrie	136
1 Stöchiometrie	5	9 Quantitative Analytik II	149
1.1 Molare Masse und Stoffmenge	5	Volumetrie (Maßanalyse)	149
1.2 Empirische Formeln	10	10 Quantitative Analytik III	174
1.3 Aufstellen von Reaktionsgleichungen	17	10.1 Fotometrie	174
2 Charakterisieren von Stoffen	24	10.2 Chromatografie	181
2.1 Dichte	24	10.3 Elektrochemie (Elektroanalytik)	186
2.2 Viskosität	31	10.4 Auswerten von Messwertreihen	200
2.3 Molekularrefraktion	36	11 Gemischte Aufgaben	204
2.4 Siedepunkterhöhung und Gefrierpunktniedrigung	37	Test 1	204
3 Gehaltsangaben	41	Test 2	205
3.1 Anteile und Verhältnisse	41	Test 3	206
3.2 Konzentrationen	46	Test 4	208
3.3 Umrechnen von Gehaltsangaben	54	12 Präparative Chemie	210
4 Lösungen	58	13 Verfahrenstechnische Arbeiten	220
4.1 Herstellen von Lösungen aus Feststoffen	59	14 Probenahme	230
4.2 Verdünnen, Konzentrieren und Mischen von Lösungen	60	15 Chromatografie	239
5 Umsatz und Ausbeute bei chemischen Reaktionen	69	16 Spektroskopie	251
5.1 Umsatz bei chemischen Reaktionen	69	17 Mikrobiologie	263
5.2 Ausbeuteberechnungen bei chemischen Reaktionen	85	18 Beschichtungsstoffe und Lackrohstoffe	275
6 Gase	89	19 Qualitätsmanagement	288
6.1 Gasgesetze	90	Formelzeichen und Größen	302
6.2 Allgemeine Gasgleichung	95	Sachwortverzeichnis	308
7 Massenwirkungsgesetz	104		
7.1 Gleichgewichtskonstante K	104		
7.2 pH-Wert und pOH-Wert	115		
7.3 Löslichkeitsprodukt	124		

1 Stöchiometrie

Die Stöchiometrie ist ein Teilgebiet der Chemie, das sich mit der atomaren Zusammensetzung chemischer Verbindungen und den Stoffmengenverhältnissen, in denen chemische Elemente und Verbindungen miteinander reagieren, befasst.

Für stöchiometrische Berechnungen sind drei Gesetze grundlegend:

- **Gesetz der konstanten Proportionen:** Die Massen der Elemente in einer definierten chemischen Verbindung stehen in einem konstanten Verhältnis zueinander.
- **Gesetz der multiplen Proportionen:** Die Massenanteile der Elemente stehen in allen chemischen Verbindungen gleicher Elemente in einem ganzzahligen Verhältnis.
- **Gesetz zur Erhaltung der Masse:** Bei einer chemischen Reaktion im geschlossenen System ist die Summe der Massen der Reaktionsprodukte gleich der Summe der Massen der Ausgangsstoffe.

Mithilfe dieser Grundsätze können bei Kenntnis der Edukte Reaktionen und Reaktionsmechanismen theoretisch vorausgesagt werden.

In der Stöchiometrie werden Stoffportionen hinsichtlich der Qualität und der Quantität beschrieben.

- Die Qualität einer Stoffportion wird über die chemische Formel definiert: Die chemische Formel ist eine Aneinanderreihung chemischer Symbole, die die Art und die Anzahl der Atome angibt, die ein Molekül aufbauen.
- Die Quantität einer Stoffportion definiert sich über physikalische Größen: die Masse m , das Volumen V oder die Stoffmenge n .

1.1 Molare Masse und Stoffmenge

Die **Masse m** einer Stoffportion kann in der Regel durch Wägen ermittelt werden. Sie wird im Allgemeinen in der SI-Einheit Kilogramm [kg] angegeben.

Die **Stoffmenge n** wird in der SI-Einheit Mol [mol] angegeben. Definitionsgemäß enthält 1 Mol einer Substanz ebenso viele Einheiten wie C-12-Atome in 12 Gramm isotopenreinem C-12-Kohlenstoff enthalten sind. Weiterhin ist über die Avogadro-Zahl definiert, dass 1 Mol einer Substanz $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen dieser Substanz enthält.

Im Periodensystem der Elemente werden die relativen Atommassen im Verhältnis zu einem C-12-Atom angegeben. Beispiel:

15,9994 g Sauerstoff enthalten genauso viele Atome wie 12 g Kohlenstoff des Isotops C-12.

⇒ Sauerstoff wird im Periodensystem mit der Atommasse 15,9994 g angegeben.

⇒ 15,9994 g Sauerstoff enthalten $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Die **molare Masse M** eines Stoffes wird über den Quotienten aus der Masse m einer Stoffportion und der Stoffmenge n berechnet: $M = m/n$. Einheit: Gramm pro Mol [g/mol].

Um die molare Masse einer beliebigen Substanz zu ermitteln, addiert man die relativen Atommassen der einzelnen in der Verbindung befindlichen Atome. Die Indizes in der Summenformel werden in der Berechnung der molaren Masse als Faktoren eingesetzt.

Beispiel H_2O : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ g/mol} + 15,999 \text{ g/mol} = 18,015 \text{ g/mol}$.

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$$M(\text{K}_k\text{A}_a) = k \cdot M(\text{K}) + a \cdot M(\text{A})$$





Beispiele

B 1

Wie groß ist die molare Masse M von NaCl in g/mol?
 $M(\text{Na}) = 22,990 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$

Gegeben: $M(\text{Na}) = 22,990 \text{ g/mol}$
 $M(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$

Gesucht: $M(\text{NaCl})$

Berechnung: $M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = M(\text{NaCl})$
 $22,990 \text{ g/mol} + 35,453 \text{ g/mol} = 58,443 \text{ g/mol}$

B 2

Wie groß ist die molare Masse M von $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ in g/mol?
 $M(\text{Fe}) = 55,845 \text{ g/mol}$, $M(\text{S}) = 32,065 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 15,999 \text{ g/mol}$

Gegeben: $M(\text{Fe}) = 55,845 \text{ g/mol}$
 $M(\text{S}) = 32,065 \text{ g/mol}$
 $M(\text{O}) = 15,999 \text{ g/mol}$

Gesucht: $M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)$

Berechnung: $M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot M(\text{Fe}) + 3 \cdot M(\text{S}) + 12 \cdot M(\text{O})$
 $M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 55,845 \text{ g/mol} + 3 \cdot 32,065 \text{ g/mol} + 12 \cdot 15,999 \text{ g/mol}$
 $M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 399,87 \text{ g/mol}$

B 3

Das Brom-Isotop ^{79}Br kommt in der Natur mit einer Häufigkeit von $w = 50,69 \%$ vor, das Brom-Isotop ^{81}Br mit einer Häufigkeit von $w = 49,31 \%$.

Wie groß ist die mittlere molare Masse M von Brom in g/mol?
 $M(^{79}\text{Br}) = 78,91834 \text{ g/mol}$, $M(^{81}\text{Br}) = 80,91629 \text{ g/mol}$

Gegeben: $M(^{79}\text{Br}) = 78,91834 \text{ g/mol}$, $w(^{79}\text{Br}) = 50,69 \%$
 $M(^{81}\text{Br}) = 80,91629 \text{ g/mol}$, $w(^{81}\text{Br}) = 49,31 \%$

Gesucht: $M(\text{Br})$

Berechnung: $M(\text{Br}) = w(^{79}\text{Br}) \cdot M(^{79}\text{Br}) + w(^{81}\text{Br}) \cdot M(^{81}\text{Br})$
 $M(\text{Br}) = 0,5069 \cdot 78,91834 \text{ g/mol} + 0,4931 \cdot 80,91629 \text{ g/mol} = 79,90 \text{ g/mol}$

B 4

Wie groß ist die Stoffmenge n an Natriumsulfat in mmol bei einer Masse von $m = 2,585 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$?
 $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,0 \text{ g/mol}$

Gegeben: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2,585 \text{ g}$
 $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,0 \text{ g/mol}$

Gesucht: $n(\text{Na}_2\text{SO}_4)$

Berechnung: $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{2,585 \text{ g}}{142,0 \text{ g/mol}} = 0,01820 \text{ mol}$

Umrechnung in mmol: $0,01820 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 1000 \text{ mmol/mol} = 18,20 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4$

Beispiele



B 5	<p>Wie groß ist die Stoffmenge n an Chlor in mol bei einer Masse von $m = 172,9$ g FeCl_3? $M(\text{FeCl}_3) = 162,2$ g/mol</p> <p>Gegeben: $m(\text{FeCl}_3) = 172,9$ g $M(\text{FeCl}_3) = 162,2$ g/mol</p> <p>Gesucht: $n(\text{Cl})$</p> <p>Berechnung $n(\text{FeCl}_3)$: $n(\text{FeCl}_3) = \frac{m(\text{FeCl}_3)}{M(\text{FeCl}_3)} = \frac{172,9 \text{ g}}{162,2 \text{ g/mol}} = 1,066 \text{ mol}$</p> <p>Berechnung $n(\text{Cl})$: $n(\text{Cl}) = 3 \cdot n(\text{FeCl}_3)$ $n(\text{Cl}) = 3 \cdot 1,066 \text{ mol} = 3,198 \text{ mol}$</p>
B 6	<p>Wie groß ist die Masse m an Bariumsulfat in g bei einer Stoffmenge von $n = 1,275$ mol BaSO_4? $M(\text{BaSO}_4) = 233,4$ g/mol</p> <p>Gegeben: $n(\text{BaSO}_4) = 1,275$ mol $M(\text{BaSO}_4) = 233,4$ g/mol</p> <p>Gesucht: $m(\text{BaSO}_4)$</p> <p>Berechnung: $m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4) = 1,275 \text{ mol} \cdot 233,4 \text{ g/mol} = 297,6 \text{ g}$</p>
B 7	<p>Wie groß sind die Massen an $m(\text{Eisen(III)oxid})$, $m(\text{Eisen})$ und $m(\text{Sauerstoff})$ in g bei einer Stoffmenge von $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2,525$ mol? $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,7$ g/mol, $M(\text{Fe}) = 55,85$ g/mol, $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol</p> <p>Gegeben: $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2,525$ mol $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,7$ g/mol $M(\text{Fe}) = 55,85$ g/mol $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol</p> <p>Gesucht: $m(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ $m(\text{Fe})$ $m(\text{O})$</p> <p>Berechnung $m(\text{Fe}_2\text{O}_3)$: $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2,525 \text{ mol} \cdot 159,7 \text{ g/mol} = 403,2 \text{ g}$</p> <p>Berechnung $n(\text{Fe})$: $n(\text{Fe}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ $n(\text{Fe}) = 2 \cdot 2,525 \text{ mol} = 5,050 \text{ mol}$</p> <p>Berechnung $m(\text{Fe})$: $m(\text{Fe}) = 5,050 \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 282,0 \text{ g}$</p> <p>Berechnung $n(\text{O})$: $n(\text{O}) = 3 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ $n(\text{O}) = 3 \cdot 2,525 \text{ mol} = 7,575 \text{ mol}$</p> <p>Berechnung $m(\text{O})$: $m(\text{O}) = 7,575 \text{ mol} \cdot 16,00 \text{ g/mol} = 121,2 \text{ g}$</p>



Übungsaufgaben

Ü 1 Berechnen Sie in g/mol die molaren Massen M folgender Verbindungen:

- | | |
|-----------------------------|--|
| a) MgCl_2 | g) KClO_4 |
| b) CaCO_3 | h) $\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7$ |
| c) K_2SO_4 | i) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ |
| d) Na_3PO_4 | j) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ |
| e) AlCl_3 | k) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ |
| f) BaCrO_4 | l) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ |

Molare Massen M verschiedener Elemente:

$M(\text{Al}) = 26,982 \text{ g/mol}$	$M(\text{Ba}) = 137,33 \text{ g/mol}$
$M(\text{C}) = 12,011 \text{ g/mol}$	$M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$
$M(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$	$M(\text{Co}) = 58,933 \text{ g/mol}$
$M(\text{Cr}) = 51,996 \text{ g/mol}$	$M(\text{H}) = 1,0079 \text{ g/mol}$
$M(\text{K}) = 39,098 \text{ g/mol}$	$M(\text{Mg}) = 24,305 \text{ g/mol}$
$M(\text{N}) = 14,007 \text{ g/mol}$	$M(\text{Na}) = 22,990 \text{ g/mol}$
$M(\text{O}) = 15,999 \text{ g/mol}$	$M(\text{P}) = 30,974 \text{ g/mol}$
$M(\text{S}) = 32,06 \text{ g/mol}$	$M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol}$

Ü 2 In der Natur kommen das Silber-Isotop ^{107}Ag mit einer Häufigkeit von $w = 51,8390 \%$ und das Silber-Isotop ^{109}Ag mit einer Häufigkeit von $w = 48,1610 \%$ vor.

Berechnen Sie in g/mol die mittlere molare Masse M von Silber.

$$M(^{107}\text{Ag}) = 106,905093 \text{ g/mol}, M(^{109}\text{Ag}) = 108,904756 \text{ g/mol}$$

Ü 3 In der Natur kommen vom Magnesium folgende drei Isotope vor:

Isotop	Häufigkeit	Molare Masse
^{24}Mg	$w = 78,9900 \%$	$M = 23,9850419 \text{ g/mol}$
^{25}Mg	$w = 10,0000 \%$	$M = 24,9858370 \text{ g/mol}$
^{26}Mg	$w = 11,0100 \%$	$M = 25,9825930 \text{ g/mol}$

Berechnen Sie in g/mol die mittlere molare Masse M von Magnesium.

Ü 4 Das Silicium-Isotop ^{28}Si kommt mit einer Häufigkeit von $w = 92,2300 \%$, das Silicium-Isotop ^{29}Si mit einer Häufigkeit von $w = 4,67000 \%$ und das Silicium-Isotop ^{30}Si mit einer Häufigkeit von $w = 3,10000 \%$ in der Natur vor.

Berechnen Sie in g/mol die mittlere molare Masse M von Silicium.

$$M(^{28}\text{Si}) = 27,97692653 \text{ g/mol}$$

$$M(^{29}\text{Si}) = 28,97649472 \text{ g/mol}$$

$$M(^{30}\text{Si}) = 29,97377022 \text{ g/mol}$$

Ü 5 Berechnen Sie in mol die Stoffmenge n verschiedener Verbindungen mit den folgenden Massen m :

- | | |
|---|---|
| a) $m = 6,250 \text{ mg NaCN}$, | $M(\text{NaCN}) = 49,01 \text{ g/mol}$ |
| b) $m = 45,69 \text{ mg Mg}(\text{OH})_2$, | $M(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 58,32 \text{ g/mol}$ |
| c) $m = 248,2 \text{ mg } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, | $M((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 96,09 \text{ g/mol}$ |
| d) $m = 7145 \text{ mg NiSO}_4$, | $M(\text{NiSO}_4) = 154,8 \text{ g/mol}$ |
| e) $m = 0,1710 \text{ g CaF}_2$, | $M(\text{CaF}_2) = 78,08 \text{ g/mol}$ |
| f) $m = 2,482 \text{ g PbCl}_2$, | $M(\text{PbCl}_2) = 278,1 \text{ g/mol}$ |

Übungsaufgaben



Ü 5	g) $m = 57,35$ g CuS,	$M(\text{CuS})$	= 95,61 g/mol
	h) $m = 872,5$ g KBr,	$M(\text{KBr})$	= 119,0 g/mol
	i) $m = 1674$ g AgNO_3 ,	$M(\text{AgNO}_3)$	= 169,9 g/mol
	j) $m = 0,6255$ kg BaSO_4 ,	$M(\text{BaSO}_4)$	= 233,4 g/mol
	k) $m = 3,755$ kg $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$,	$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O})$	= 278,0 g/mol
	l) $m = 12,55$ kg V_2O_5 ,	$M(\text{V}_2\text{O}_5)$	= 181,9 g/mol

Ü 6 Von dem Salz Natriumnitrat liegt die Masse $m = 132,6$ g vor.
Berechnen Sie in mol die Stoffmengen n der Verbindung und von jedem der in der Verbindung vorkommenden Elemente.
 $M(\text{NaNO}_3) = 85,00$ g/mol, $M(\text{Na}) = 22,99$ g/mol, $M(\text{N}) = 14,01$ g/mol,
 $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol

Ü 7 Die Masse $m = 250,00$ g Kaliumchromat wird eingewogen.
Berechnen Sie in mol die Stoffmengen n der Verbindung und von Kalium, Chrom und Sauerstoff.
 $M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 194,19$ g/mol, $M(\text{K}) = 39,098$ g/mol, $M(\text{Cr}) = 51,996$ g/mol,
 $M(\text{O}) = 15,999$ g/mol

Ü 8 Berechnen Sie in g die Masse m verschiedener Verbindungen mit den folgenden Stoffmengen:

a)	$n(\text{KOH}) = 0,262$ mol,	$M(\text{KOH}) = 56,1$ g/mol
b)	$n(\text{CaCl}_2) = 2,18$ mol,	$M(\text{CaCl}_2) = 111$ g/mol
c)	$n(\text{KMnO}_4) = 0,107$ mol,	$M(\text{KMnO}_4) = 158$ g/mol
d)	$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,162$ mol,	$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1$ g/mol
e)	$n(\text{KNO}_3) = 1,04$ mol,	$M(\text{KNO}_3) = 101$ g/mol
f)	$n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,500$ mol,	$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 90,0$ g/mol
g)	$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 1,72$ mol,	$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5$ g/mol
h)	$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,624$ mol,	$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 158$ g/mol
i)	$n(\text{KCl}) = 0,412$ mol,	$M(\text{KCl}) = 74,5$ g/mol
j)	$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,67$ mol,	$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$ g/mol
k)	$n(\text{KBrO}_3) = 0,0321$ mol,	$M(\text{KBrO}_3) = 167$ g/mol
l)	$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,50$ mol,	$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98,0$ g/mol

Ü 9 Von der Verbindung Ammoniumhydrogensulfat liegt die Stoffmenge $n = 1,2500$ mol vor.
Berechnen Sie in g die Masse m der Verbindung und die Massen m in g von jedem der darin vorkommenden Elemente.
 $M(\text{NH}_4\text{HSO}_4) = 115,16$ g/mol, $M(\text{N}) = 14,007$ g/mol, $M(\text{H}) = 1,0079$ g/mol,
 $M(\text{S}) = 32,065$ g/mol, $M(\text{O}) = 15,999$ g/mol

Ü 10 Von der vorliegenden Stoffportion der Verbindung Natriumhexafluoroaluminat-(III) ist bekannt, dass darin die Stoffmenge $n(\text{Na}) = 0,475$ mol enthalten ist.

Berechnen Sie in g die Masse m der Verbindung und die Massen m in g von jedem der darin vorkommenden Elemente.
 $M(\text{Na}_3[\text{AlF}_6]) = 209,94$ g/mol, $M(\text{Na}) = 22,990$ g/mol, $M(\text{Al}) = 26,982$ g/mol,
 $M(\text{F}) = 18,998$ g/mol

1.2 Empirische Formeln

Eine empirische Formel gibt das einfachste Zahlenverhältnis an, in dem zwei Elemente in einer Verbindung zueinander stehen können.

Empirische Formeln können durch chemische Versuche ermittelt werden. Aus der analytisch ermittelten prozentualen Zusammensetzung ist es möglich, die dazugehörige chemische Formel aufzustellen.



$$M(\text{Gas}) = \rho(\text{Gas}) \cdot V_{\text{mn}}(\text{Gas})$$

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$$M(\text{K}_k\text{A}_a) = k \cdot M(\text{K}) + a \cdot M(\text{A})$$



Beispiele

B 8

Bei einer chemischen Analyse werden für eine Verbindung die Massenanteile $w(\text{Ca}) = 54,09 \%$, $w(\text{H}) = 2,720 \%$ und $w(\text{O}) = 43,19 \%$ ermittelt.

Welche Molekülformel hat diese Verbindung?

$M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$,
 $M(\text{Verbindung}) = 74,10 \text{ g/mol}$

Gegeben:	$w(\text{Ca})$	=	54,09 %
	$w(\text{H})$	=	2,720 %
	$w(\text{O})$	=	43,19 %
	$M(\text{Ca})$	=	40,08 g/mol
	$M(\text{H})$	=	1,008 g/mol
	$M(\text{O})$	=	16,00 g/mol
	$M(\text{Verbindung})$	=	74,10 g/mol

Gesucht: Molekülformel(Verbindung)

Berechnung
Stoffmengen: Bei der Berechnung wird von $m(\text{Verbindung}) = 100 \text{ g}$ ausgegangen.
Summe aller Bestandteile = 100 %.

⇒ $w \triangleq$ Masse in g

$$n(\text{Ca}) = \frac{54,09 \text{ g}}{40,08 \text{ g/mol}} = 1,350 \text{ mol} \quad n(\text{H}) = \frac{2,720 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 2,698 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{43,19 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 2,699 \text{ mol}$$

Berechnung
Stoffmengen-
verhältnisse: $\frac{1,350 \text{ mol}}{1,350 \text{ mol}} = 1,000 \text{ Ca}$ $\frac{2,698 \text{ mol}}{1,350 \text{ mol}} = 1,999 \text{ H}$ $\frac{2,699 \text{ mol}}{1,350 \text{ mol}} = 1,999 \text{ O}$

$$n(\text{Ca}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) \approx 1 : 2 : 2$$

Empirische
Formel der
Verbindung:





Beispiele

B 9

b) Gegeben:

$M(\text{Verbindung}) = 146,1 \text{ g/mol}$
 empirische Formel (Verbindung) = $(\text{CaC}_2\text{H}_2\text{O}_5)_n$, siehe a)
 $M(\text{Elemente})$, siehe a)

Gesucht:

Molekülformel(Verbindung)

Berechnung

$$M(\text{Verbindung}) = M(\text{Ca}) + 2 \cdot M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{H}) + 5 \cdot M(\text{O})$$
 $M(\text{Verbindung})$:
$$M(\text{Verbindung}) = 40,08 \text{ g/mol} + 2 \cdot 12,01 \text{ g/mol} + 2 \cdot 1,008 \text{ g/mol} + 5 \cdot 16,00 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Verbindung}) = 146,1 \text{ g/mol}$$
Molekülformel
der Verbindung: $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

B 10

Eine Verbindung enthält die Elemente Stickstoff, Wasserstoff und Chlor. Bei der Analyse dieser Verbindung werden folgende Werte ermittelt: $m(\text{N}) = 0,6286 \text{ g}$, $m(\text{H}) = 0,1809 \text{ g}$ und $m(\text{Cl}) = 1,591 \text{ g}$.

Welche Molekülformel ergibt sich aus diesen Analysewerten?

**$M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g/mol}$,
 $M(\text{Verbindung}) = 53,49 \text{ g/mol}$**

Gegeben:

$m(\text{N}) = 0,6286 \text{ g}$
 $m(\text{H}) = 0,1809 \text{ g}$
 $m(\text{Cl}) = 1,591 \text{ g}$
 $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$
 $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$
 $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g/mol}$
 $M(\text{Verbindung}) = 53,49 \text{ g/mol}$

Gesucht:

Molekülformel(Verbindung)

Berechnung

$$m(\text{Verbindung}) = m(\text{N}) + m(\text{H}) + m(\text{Cl})$$
 $m(\text{Verbindung})$:
$$m(\text{Verbindung}) = 0,6286 \text{ g} + 0,1809 \text{ g} + 1,591 \text{ g} = 2,4005 \text{ g}$$

Berechnung

 $w(\text{N, Cl und H})$:

$$w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{Verbindung})} \quad w(\text{N}) = \frac{0,6286 \text{ g}}{2,4005 \text{ g}} = 0,2619$$

$$w(\text{H}) = \frac{0,1809 \text{ g}}{2,4005 \text{ g}} = 0,07536 \quad w(\text{Cl}) = \frac{1,591 \text{ g}}{2,4005 \text{ g}} = 0,6628$$

Berechnung

Stoffmengen:

Bei der Berechnung wird von $m(\text{Verbindung}) = 100 \text{ g}$ ausgegangen.
 Summe aller Bestandteile = 100 %.
 $\Rightarrow w \hat{=} \text{Masse in g}$

$$n(\text{N}) = \frac{26,19 \text{ g}}{14,01 \text{ g/mol}} = 1,869 \text{ mol} \quad n(\text{H}) = \frac{7,536 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 7,476 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{66,28 \text{ g}}{35,45 \text{ g/mol}} = 1,870 \text{ mol}$$

Beispiele



B 10

Berechnung
Stoffmengen-
verhältnisse:

$$\frac{1,869 \text{ mol}}{1,869 \text{ mol}} = 1,000 \text{ N}$$

$$\frac{7,476 \text{ mol}}{1,869 \text{ mol}} = 4,000 \text{ H}$$

$$\frac{1,870 \text{ mol}}{1,869 \text{ mol}} = 1,001 \text{ Cl}$$

Empirische
Formel der
Verbindung:

$$n(\text{N}) : n(\text{H}) : n(\text{Cl}) \approx 1 : 4 : 1$$

Berechnung
 $M(\text{Verbindung})$:

$$M(\text{Verbindung}) = M(\text{N}) + 4 \cdot M(\text{H}) + M(\text{Cl})$$

$$M(\text{Verbindung}) = 14,01 \text{ g/mol} + 4 \cdot 1,008 \text{ g/mol} + 35,45 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Verbindung}) = 53,49 \text{ g/mol}$$

Molekülformel
der Verbindung:

B 11

Gegeben:

$$w(\text{C}) = 85,63 \%$$

$$w(\text{H}) = 14,37 \%$$

$$M(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$$

$$\rho = 1,252 \text{ g/L}$$

$$V_{\text{mn}}(\text{Gas}) = 22,4 \text{ L/mol}$$

Gesucht:

Molekülformel(Gas)

Berechnung
Stoffmengen:Bei der Berechnung wird von $m(\text{Gas}) = 100 \text{ g}$ ausgegangen.

Summe aller Bestandteile = 100 %.

 $\Leftrightarrow w \triangleq$ Masse in g

$$n(\text{C}) = \frac{85,63 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 7,130 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{14,37 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 14,26 \text{ mol}$$

Berechnung
Stoffmengen-
verhältnisse:

$$\frac{7,130 \text{ mol}}{7,130 \text{ mol}} = 1,000 \text{ C}$$

$$\frac{14,26 \text{ mol}}{7,130 \text{ mol}} = 2,000 \text{ H}$$

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) \approx 1 : 2$$

Empirische
Formel(Gas):Berechnung
 $M(\text{Gas})$:

$$M(\text{Gas}) = \rho \cdot V_{\text{mn}}(\text{Gas})$$

$$M(\text{Gas}) = 1,252 \text{ g/L} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 28,04 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Gas}) = 2 \cdot M(\text{C}) + 4 \cdot M(\text{H})$$

$$M(\text{Gas}) = 2 \cdot 12,01 \text{ g/mol} + 4 \cdot 1,008 \text{ g/mol} = 28,04 \text{ g/mol}$$

Molekül-
formel(Gas):



Beispiele

B 12

Von einer Verbindung, die Kohlenstoff, Wasserstoff und Chlor enthält, werden $m_1 = 0,538$ g vollständig verbrannt. Dabei entstehen $m_2 = 0,469$ g Kohlenstoffdioxid und $m_3 = 0,288$ g Wasser. Welche empirische Formel hat die Verbindung?

$M(\text{C}) = 12,01$ g/mol, $M(\text{H}) = 1,008$ g/mol, $M(\text{Cl}) = 35,45$ g/mol
 $M(\text{CO}_2) = 44,01$ g/mol, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02$ g/mol

Gegeben:

$m(\text{Verbindung}) = m_1 = 0,538$ g
 $m(\text{CO}_2) = m_2 = 0,469$ g
 $m(\text{H}_2\text{O}) = m_3 = 0,288$ g
 $M(\text{C}) = 12,01$ g/mol
 $M(\text{H}) = 1,008$ g/mol
 $M(\text{Cl}) = 35,45$ g/mol
 $M(\text{CO}_2) = 44,01$ g/mol
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02$ g/mol

Gesucht:

empirische Formel(Verbindung)

Berechnung
w(C, H und Cl):

$$w(\text{C}) = \frac{0,469 \text{ g} \cdot 12,01 \text{ g/mol}}{44,01 \text{ g/mol} \cdot 0,538 \text{ g}} = 0,238$$

$$w(\text{H}) = \frac{0,288 \text{ g} \cdot 2 \cdot 1,008 \text{ g/mol}}{18,02 \text{ g/mol} \cdot 0,538 \text{ g}} = 0,0599$$

$$w(\text{Cl}) = 1,00 - 0,238 - 0,0599 = 0,702$$

Berechnung
Stoffmengen:

Bei der Berechnung wird von $m(\text{Verbindung}) = 100$ g ausgegangen.
 Summe aller Bestandteile = 100 %.
 $\Rightarrow w \triangleq$ Masse in g

$$n(\text{C}) = \frac{23,8 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 1,982 \text{ mol} \quad n(\text{H}) = \frac{5,99 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 5,942 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{70,2 \text{ g}}{35,45 \text{ g/mol}} = 1,980 \text{ mol}$$

Berechnung
Stoffmengen-
verhältnisse:

$$\frac{1,982 \text{ mol}}{1,980 \text{ mol}} = 1,001 \text{ C}$$

$$\frac{5,942 \text{ mol}}{1,980 \text{ mol}} = 3,001 \text{ H}$$

$$\frac{1,980 \text{ mol}}{1,980 \text{ mol}} = 1,000 \text{ Cl}$$

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{Cl}) \approx 1 : 3 : 1$$

Empirische
Formel
(Verbindung):

Übungsaufgaben



- Ü 11** Geben Sie die Molekülformel für die Verbindung mit der Zusammensetzung, $w(\text{Mn}) = 36,38\%$, $w(\text{S}) = 21,24\%$ und $w(\text{O}) = 42,38\%$ an.
 $M(\text{Mn}) = 54,94 \text{ g/mol}$, $M(\text{S}) = 32,07 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$,
 $M(\text{Verbindung}) = 151,0 \text{ g/mol}$
- Ü 12** Eine chemische Verbindung enthält die Massenanteile $w(\text{K}) = 28,22\%$, $w(\text{Cl}) = 25,59\%$ und $w(\text{O}) = 46,19\%$.
 Geben Sie die einfachste mögliche Formel für die Verbindung mit dieser Zusammensetzung an.
 $M(\text{K}) = 39,10 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$
- Ü 13** Bei der Analyse einer Verbindung werden die Massenanteile $w(\text{Ca}) = 40,04\%$ und $w(\text{C}) = 12,00\%$ ermittelt. Der Rest ist Sauerstoff.
 Geben Sie die empirische Formel der Verbindung an.
 $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$
- Ü 14** Ein Stickstoffoxid hat die molare Masse $M = 108,0 \text{ g/mol}$. Bei der Elementaranalyse wird der Massenanteil $w(\text{N}) = 25,93\%$ ermittelt.
 Geben Sie die Molekülformel der Verbindung an.
 $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$
- Ü 15** Eine Verbindung hat folgende Zusammensetzung: $w(\text{Mn}) = 38,72\%$, $w(\text{P}) = 21,82\%$ und $w(\text{O}) = 39,46\%$. Die molare Masse der Verbindung beträgt $M = 283,8 \text{ g/mol}$.
 Geben Sie die Molekülformel der Verbindung an.
 $M(\text{Mn}) = 54,94 \text{ g/mol}$, $M(\text{P}) = 30,97 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$
- Ü 16** Bei der Analyse eines kristallwasserhaltigen Orthophosphats mit der molaren Masse $M = 380,1 \text{ g/mol}$ werden folgende Massenanteile gefunden:
 $w(\text{Na}) = 18,14\%$, $w(\text{P}) = 8,146\%$, $w(\text{H}) = 6,364\%$ und $w(\text{O}) = 67,35\%$.
 Geben Sie die Molekülformel des kristallwasserhaltigen Orthophosphats an.
 $M(\text{Na}) = 22,99 \text{ g/mol}$, $M(\text{P}) = 30,97 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$
- Ü 17** Eine Eisenverbindung mit der molaren Masse $M = 399,9 \text{ g/mol}$ besteht aus den chemischen Elementen Eisen, Schwefel und Sauerstoff. Die Massenanteile dieser Elemente betragen:
 $w(\text{Fe}) = 27,93\%$, $w(\text{S}) = 24,06\%$ und $w(\text{O}) = 48,01\%$.
 Geben Sie die Molekülformel der Eisenverbindung an.
 $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$, $M(\text{S}) = 32,07 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$
- Ü 18** Bei der Elementaranalyse einer einprotonigen, gesättigten Carbonsäure werden die Massenanteile $w(\text{C}) = 58,80\%$, $w(\text{H}) = 9,870\%$, $w(\text{O}) = 31,33\%$ festgestellt.
 Geben Sie die Molekülformel der Carbonsäure an.
 $M(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$



Übungsaufgaben

- Ü 19** Eine organische Verbindung besteht aus $w(\text{C}) = 39,556\%$, $w(\text{H}) = 7,7460\%$ und $w(\text{O}) = 52,698\%$. Die molare Masse der Verbindung beträgt $M = 182,17\text{ g/mol}$.
- a) Geben Sie die empirische Formel der organischen Verbindung an.
 b) Geben Sie die Molekülformel der organischen Verbindung an.
 $M(\text{C}) = 12,01\text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008\text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00\text{ g/mol}$
- Ü 20** Bei der Elementaranalyse einer organischen Verbindung werden folgende Werte ermittelt: $m(\text{C}) = 145,7\text{ mg}$, $m(\text{O}) = 194,1\text{ mg}$ und $m(\text{Cl}) = 860,2\text{ mg}$.
- Geben Sie die Molekülformel der organischen Verbindung an.
 $M(\text{C}) = 12,01\text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00\text{ g/mol}$, $M(\text{Cl}) = 35,45\text{ g/mol}$,
 $M(\text{Verbindung}) = 98,91\text{ g/mol}$
- Ü 21** Eine Verbindung mit der molaren Masse $M = 142,0\text{ g/mol}$ besteht aus den chemischen Elementen Natrium, Schwefel und Sauerstoff. Bei der Analyse dieser Verbindung werden die Massen $m(\text{Na}) = 2,464\text{ g}$, $m(\text{S}) = 1,719\text{ g}$ und $m(\text{O}) = 3,431\text{ g}$ festgestellt.
- Geben Sie die Molekülformel der Verbindung an.
 $M(\text{Na}) = 22,99\text{ g/mol}$, $M(\text{S}) = 32,07\text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00\text{ g/mol}$
- Ü 22** Bei der Analyse eines Gases werden die Massenanteile $w(\text{C}) = 92,26\%$ und $w(\text{H}) = 7,740\%$ gefunden. Die Dichte dieses Gases beträgt im Normzustand $\rho = 1,162\text{ g/L}$.
- Geben Sie die Molekülformel des Gases an.
 $M(\text{C}) = 12,01\text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008\text{ g/mol}$, $V_{\text{mn}}(\text{Gas}) = 22,4\text{ L/mol}$
- Ü 23** Ein organisches Gas hat folgende Zusammensetzung: $w(\text{C}) = 81,71\%$ und $w(\text{H}) = 18,29\%$. Die Dichte dieses Gases beträgt im Normzustand $\rho = 1,968\text{ g/L}$.
- Geben Sie die Molekülformel des Gases an.
 $M(\text{C}) = 12,01\text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008\text{ g/mol}$, $V_{\text{mn}}(\text{Gas}) = 22,4\text{ L/mol}$
- Ü 24** Von einer Verbindung, die Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff enthält, werden $m_1 = 0,464\text{ g}$ vollständig verbrannt. Dabei entstehen $m_2 = 0,906\text{ g}$ Kohlenstoffdioxid und $m_3 = 0,649\text{ g}$ Wasser.
- Geben Sie die empirische Formel der Verbindung an.
 $M(\text{C}) = 12,01\text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008\text{ g/mol}$, $M(\text{N}) = 14,01\text{ g/mol}$,
 $M(\text{CO}_2) = 44,01\text{ g/mol}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02\text{ g/mol}$
- Ü 25** Bei der Elementaranalyse einer organischen Verbindung, die Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff enthält, werden $m_1 = 0,7780\text{ g}$ vollständig verbrannt. Dabei entstehen $m_2 = 2,259\text{ g}$ Kohlenstoffdioxid und $m_3 = 0,3963\text{ g}$ Wasser.
- Geben Sie die empirische Formel der Verbindung an.
 $M(\text{C}) = 12,01\text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008\text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00\text{ g/mol}$,
 $M(\text{CO}_2) = 44,01\text{ g/mol}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02\text{ g/mol}$

1.3 Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Alle Berechnungen chemischer Umsetzungen basieren auf Reaktionsgleichungen. Dabei gelten die in der Einführung zur Stöchiometrie genannten drei Gesetze, s. S. 5.

Bei Änderung des Massenverhältnisses innerhalb einer chemischen Verbindung wandelt sich diese in eine andere um. Die Reaktionsgleichung kann deshalb sowohl eine qualitative als auch eine quantitative Bedeutung haben.

- Die qualitative Aussage ist die Gleichung, z. B.:
 $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
- Ein quantitativer Zusammenhang ist gegeben, wenn man in einer Reaktionsgleichung den Edukten entweder die miteinander reagierenden Massen und die dazugehörigen molaren Massen oder die Stoffmengen zuordnet.

Um eine Reaktionsgleichung formulieren zu können, müssen folgende Sachverhalte bekannt sein:

- die reagierenden Edukte mit ihren Elementsymbolen oder Molekülformeln
- die Symbole oder Formeln der Produkte
- der chemische Sachverhalt, d. h. der Ablauf der chemischen Reaktion

Als weitere Regeln gelten:

- die Edukte stehen auf der linken Seite, die Produkte auf der rechten Seite
- der Reaktionspfeil gibt die Richtung des Reaktionsablaufes an und zeigt dem Stoffumsatz entsprechend nach rechts
- Gleichgewichtsreaktionen erhalten einen Doppelpfeil

Teilgleichungen

Reaktionen laufen oftmals unter Bildung von Zwischenprodukten ab. Deshalb müssen die einzelnen Stufen einer Reaktion als Teilgleichungen aufgestellt werden. Für die Berechnung des Gesamtumsatzes ist abschließend nur die Summengleichung erforderlich.

Auch Teilgleichungen werden nach den bisher dargestellten Regeln aufgestellt. Bei der Addition der Teilgleichungen treten die Zwischenprodukte auf beiden Seiten des Reaktionspfeils auf und können so rein mathematisch gestrichen werden. Als Endergebnis erhält man die Summengleichung.

Redoxgleichungen

Bei Redoxgleichungen kommt es zwischen den reagierenden Edukten und den entstehenden Produkten zu einem Wertigkeitsausgleich, d. h., die Summe aller Oxidationszahlen ist auf der Eduktseite genauso groß wie auf der Produktseite.

Das oxidierend wirkende Edukt (Oxidationsmittel) nimmt Elektronen auf, die das reduzierend wirkende Edukt (Reduktionsmittel) abgibt. Durch diesen Elektronenaustausch sind Reduktion und Oxidation zu einem einheitlichen gleichzeitigen Vorgang verbunden, der Redoxreaktion.

Um den Redoxvorgang übersichtlich darzustellen, werden beide Teilgleichungen formuliert. Das Verhältnis von Reduktionsmittel und Oxidationsmittel ist durch den Austausch einer konkreten Anzahl an Elektronen zwischen den Edukten festgelegt und darf beim Ausgleich beider Seiten nicht verändert werden.

Neutralisationsreaktionen

Ähnlich wie Elektronen bei den Redoxreaktionen, werden bei Neutralisationsreaktionen Protonen zwischen abgebendem Edukt und aufnehmendem Edukt ausgetauscht. Hierbei ändern sich die Oxidationszahlen der beteiligten Stoffe jedoch nicht. Vereinfacht kann man Neutralisationsreaktionen wie folgt formulieren: Säure + Base \rightarrow Salz + Wasser.

Einzelschritte zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen

- Reaktionsgleichung mit den Formeln der Edukte und Produkte ohne stöchiometrische Koeffizienten aufstellen
- Ermittlung der Oxidationszahlen
- Ausgleich der Elemente
- Ausgleich der Ladungen
- Wasserstoff- und Sauerstoffbilanz durchführen – Ausgleich mit Wasser
- Aufstellen der bilanzierten Reaktionsgleichung

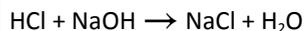


Beispiele

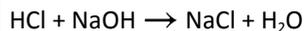
B 13

Formeln der Edukte und Produkte:

Wie lautet die Reaktionsgleichung für die Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge?



Bilanzierte Reaktionsgleichung:

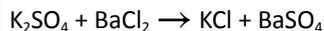


B 14

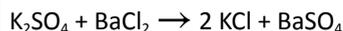
Formeln der Edukte und Produkte:

Von einer chemischen Reaktion sind folgende Angaben bekannt:
 $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow _ _ _ + _ _ _$

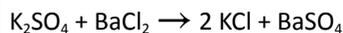
Wie lautet die vollständige und stöchiometrisch richtige Reaktionsgleichung?



Ausgleich von K und Cl:



Bilanzierte Reaktionsgleichung:



Beispiele



<p>B 15</p> <p>Formeln der Edukte und Produkte:</p> <p>Ausgleich von H_2O, NaOH und H_2:</p> <p>Ausgleich von Na:</p> <p>Bilanzierte Reaktionsgleichung:</p>	<p>Wie lautet die Reaktionsgleichung für die Umsetzung von Natrium mit Wasser?</p> $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$ $\text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$ $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$ $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
<p>B 16</p> <p>Formeln der Edukte und Produkte:</p> <p>Ermittlung der Oxidationszahlen:</p> <p>Reduktion:</p> <p>Oxidation:</p> <p>Ladungsausgleich:</p> <p>Ausgleich von Cl:</p> <p>Bilanzierte Reaktionsgleichung:</p>	<p>Welche Koeffizienten müssen in folgende Redoxgleichung eingesetzt werden, damit die Gleichung stöchiometrisch richtig ist?</p> $_ \text{FeCl}_3 + _ \text{H}_2\text{SO}_3 + _ \text{H}_2\text{O} \rightarrow _ \text{FeCl}_2 + _ \text{H}_2\text{SO}_4 + _ \text{HCl}$ $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ <p>Fe in FeCl_3: $3 \cdot -\text{I}$ für Cl $\Leftrightarrow +\text{III}$ für Fe S in H_2SO_3: $2 \cdot +\text{I}$ für H, $3 \cdot -\text{II}$ für O $\Leftrightarrow +\text{IV}$ für S Fe in FeCl_2: $2 \cdot -\text{I}$ für Cl $\Leftrightarrow +\text{II}$ für Fe S in H_2SO_4: $2 \cdot +\text{I}$ für H, $4 \cdot -\text{II}$ für O $\Leftrightarrow +\text{VI}$ für S</p> $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^-$ $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} (\cdot 2)$ $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^- (\cdot 1)$ $2 \text{FeCl}_3 \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + 2 \text{Cl}^-$ $2 \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$
<p>B 17</p> <p>Formeln der Edukte und Produkte:</p> <p>Ermittlung der Oxidationszahlen:</p>	<p>Arsensulfid reagiert mit Salpetersäure zu Schwefel, Stickstoff(II)-oxid und Arsen(III)-säure. Wie lautet die Gleichung für diese Redoxreaktion?</p> $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{S} + \text{NO}$ <p>As in As_2S_3: $3 \cdot -\text{II}$ für S $\Leftrightarrow +\text{III}$ für As N in HNO_3: $+\text{I}$ für H, $3 \cdot -\text{II}$ für O $\Leftrightarrow +\text{V}$ für N As in H_3AsO_4: $3 \cdot +\text{I}$ für H, $4 \cdot -\text{II}$ für O $\Leftrightarrow +\text{V}$ für As</p>



Beispiele

B 17

	N in NO: -II für O ⇔ +II für N	
	S als Element: ⇔ 0 für S	
Reduktion:	$2 \text{HNO}_3 + 6 \text{e}^- + 6 \text{H}^+$	$\rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
Oxidation:	2As^{3+}	$\rightarrow 2 \text{As}^{5+} + 4 \text{e}^-$
	3S^{2-}	$\rightarrow 3 \text{S} + 6 \text{e}^-$
Ladungs- ausgleich:	$\text{HNO}_3 + 6 \text{e}^- + 6 \text{H}^+$	$\rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O} (\cdot 5)$
	2As^{3+}	$\rightarrow 2 \text{As}^{5+} + 4 \text{e}^- (\cdot 3)$
	3S^{2-}	$\rightarrow 3 \text{S} + 6 \text{e}^- (\cdot 3)$
Ausgleich von H und O:	Zur Bildung von 1 Mol H_3AsO_4 werden 3 H-Atome und 4 O-Atome benötigt. Zur Bildung von 1 Mol NO wird 1 O-Atom benötigt.	
Berechnung für 6 Mol H_3AsO_4 :	$3 \text{H} + 4 \text{O}$	$\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 (\cdot 6)$
Berechnung für 10 Mol NO:	O	$\rightarrow \text{NO} (\cdot 10)$
Bilanzierte Reaktions- gleichung:	$3 \text{As}_2\text{S}_3 + 10 \text{HNO}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{H}_3\text{AsO}_4 + 9 \text{S} + 10 \text{NO}$	

B 18

	Kupfer reagiert in saurer Lösung mit Nitraten. Wie lautet die Ionengleichung für diese Redoxreaktion?	
Formeln der Edukte und Produkte:	$\text{Cu} + \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	
Ermittlung der Oxidations- zahlen:	N in NO_3^- : $3 \cdot -\text{II}$ für O, $-\text{I}$ für Ion ⇔ $+\text{V}$ für N	
	N in NO: $-\text{II}$ für O ⇔ $+\text{II}$ für N	
	Cu als Element: ⇔ 0 für Cu	
	Cu^{2+} : $+\text{II}$ für Ion ⇔ $+\text{II}$ für Cu	
Reduktion:	$\text{NO}_3^- + 3 \text{e}^-$	$\rightarrow \text{NO}$
Oxidation:	Cu	$\rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Ladungs- ausgleich:	$\text{NO}_3^- + 3 \text{e}^-$	$\rightarrow \text{NO} (\cdot 2)$
	Cu	$\rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- (\cdot 3)$
Ausgleich von H:	8 H^+ fehlen; sie entstehen durch Zugabe von Säure.	
	$8 \text{H}_3\text{O}^+$	$\rightarrow 8 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{H}^+$
Bilanzierte Reaktions- gleichung:	$3 \text{Cu} + 2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{NO} + 12 \text{H}_2\text{O}$	