

2. Stöchiometrische Berechnungen

Die Änderungen von Eigenschaften der Stoffgemische, welche von der mengenmässigen Zusammensetzung abhängen, spielen in unserem Alltag eine ebenso wichtige Rolle wie die Eigenschaftsveränderungen bei chemischen Reaktionen. Was geschieht aber bei einer chemischen Reaktion mit den Massen der eingesetzten Stoffportionen? Gibt es zwischen der Masse eines Reaktionsproduktes und der Masse eines Ausgangsstoffes eine Beziehung? In diesem Kapitel finden Sie die Antworten auf diese zwei Fragen.

Hinter dem geheimnisvoll klingenden Namen **Stöchiometrie** (griech. stocheion: Bestandteil; griech. metrein: messen) verbirgt sich etwas höchst Einfaches. Es geht in diesem Teilgebiet der Chemie um „chemisches Rechnen“.

Einer der wichtigsten Merkmale in der Stöchiometrie besteht darin, in **Anzahl kleinster Teilchen** zu denken und nicht etwa in Anzahl g. Im Alltag ist dies eine Trivialität: niemand käme auf den Gedanken, dass in einem kg Aprikosen gleich viele Früchte enthalten sein könnten wie in einem kg Johannisbeeren. Trotzdem ist genau diese absurde Verwechslung die Hauptfehlerquelle bei stöchiometrischen Berechnungen. Obwohl wir zur Genüge wissen, dass sich die einzelnen Atomsorten voneinander unterscheiden, insbesondere also auch in ihrer Masse, sind wir infolge der Kleinheit und Nichtsichtbarkeit der Atome gerne versucht, dem Irrtum "Atom ist doch Atom" oder gar - noch folgenschwerer! - "Teilchen ist doch Teilchen" zu verfallen.

Beispiel: Wie viel g der Edukte benötigt man für die Synthese von 10.0 g Ammoniak?

Reaktionsgleichung:

Antwort:

Aufgabe 1: Wie viel g Eisen(II)-sulfid (FeS) entstehen, wenn man 5.0 g Eisen mit ausreichend viel Schwefel zur Reaktion bringt?

Reaktionsgleichung:

Antwort:

Aufgabe 2: Beim Standardzustand (101.325 kPa und 25 °C) sollen 8.0 g Wasser synthetisiert werden. Wie viele Liter Wasserstoff sind dazu erforderlich, und wie viele Liter Luft werden als Sauerstofflieferant benötigt?

Merken Sie sich die folgende Beziehung:

1 mol eines beliebigen Gases enthält $6.02 \cdot 10^{23}$ Teilchen und hat beim Standardzustand ein Volumen von 24.46 Liter.

Reaktionsgleichung:

Antwort:

Aufgabe 3: Wasserstoffperoxid zerfällt spontan zu Wasser und Sauerstoff. Wie viele Liter Sauerstoff können beim Standardzustand maximal aus 50 ml einer Wasserstoffperoxid-Lösung der Konzentration 11,63 mol/l freigesetzt werden?

Reaktionsgleichung:

Antwort:

In manchen Fällen muss noch eine Nebenbedingung berücksichtigt werden. Dann müssen vor oder nach dem Ausfüllen der Tabelle ein paar zusätzliche Überlegungen angestellt werden, wie zum Beispiel in Aufgabe 4. Bestimmen Sie zuerst die Stoffmenge der Moleküle, welche in 5.0 g Stickstoff bzw. 5.0 g Sauerstoff vorliegt. Was für eine Erkenntnis ziehen sie daraus?

Aufgabe 4: Wie viel g Stickstoffdioxid entstehen, wenn man 5.0 g Stickstoff mit 5.0 g Sauerstoff zur Reaktion bringt?

Vorüberlegung:

Reaktionsgleichung:

Antwort:

3. Aufgaben

- Ergänzen Sie die folgenden Reaktionsgleichungen stöchiometrisch korrekt:
 - $\text{BCl}_3 + \text{P}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{BP} + \text{HCl}$
 - $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{C}_2\text{HCl}_3 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Zn}_3\text{Sb}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{SbH}_3$
 - $\text{HClO}_4 + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cl}_2\text{O}_7$
 - $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{SiCl}_4 + \text{Na} \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_5)_4\text{Si} + \text{NaCl}$
 - $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{SbCl}_6 + \text{H}_2\text{S}$
 - $\text{IBr} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NI}_3 + \text{NH}_4\text{Br}$
 - $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CO}$
- Warum reagieren 5.0 g Eisen mit 5.0 g Schwefel nicht zu 10.0 g Eisen(II)-sulfid, wo doch dessen Formel FeS lautet?
- Welche Bedeutung kommt der Reaktionsgleichung eines chemischen Vorgangs für stöchiometrische Berechnungen zu?
- Warum werden in der Spalte "Stoff" in der für die Lösung stöchiometrischer Aufgaben vorgeschlagenen Tabelle die Koeffizienten der einzelnen Stoffe in der Reaktionsgleichung nicht auch berücksichtigt?
- Welche Masse an Eisen(III)-oxid (Fe_2O_3) ist für die Gewinnung von 10 Tonnen elementarem Eisen erforderlich?
- Wie viele g Stickstoffmonoxid entstehen, wenn man 20.0 g Stickstoff mit hinreichend viel Sauerstoff zur Reaktion bringt?
- Wie viele g Kochsalz (NaCl) kann man maximal synthetisieren, wenn man 10.0 g Natrium und 15.0 g Chlor zur Verfügung hat?
- Die Analyse von 5.00 g Kupfer(II)-sulfat ergibt 1.99 g Kupfer, 1.00 g Schwefel und 2.01 g Sauerstoff. In welchem Zahlenverhältnis müssen die Atomsorten der drei genannten Elemente demnach am Aufbau von Kupfersulfat beteiligt sein?
- Wie viel g Magnesium kann man beim SZ in 10.0 Litern Luft zu Magnesiumoxid umsetzen?
- Das Gas Wasserstoffbromid (HBr) lässt sich in Wasser lösen. Wie viele Liter Bromwasserstoff muss man beim SZ für einen Liter einer gesättigten Lösung einsetzen, wenn diese eine Dichte von 1.48 g/cm^3 und eine HBr-Konzentration von 48 Massen-% aufweist?
- Wie viele ml Wasser liegen bei 25°C vor (Dichte: 0.99704 g/cm^3), wenn man beim SZ 100.0 Liter Wasserstoff mit genügend Sauerstoff zu Wasser reagieren lässt?

4. Lösungen

1.

- a) $4 \text{ BCl}_3 + \text{P}_4 + 6 \text{ H}_2 \rightarrow 4 \text{ BP} + 12 \text{ HCl}$
 b) $2 \text{ C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow 2 \text{ C}_2\text{HCl}_3 + \text{CaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
 c) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{ H}_2\text{O}$
 d) $\text{Zn}_3\text{Sb}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{ Zn(OH)}_2 + 2 \text{ SbH}_3$
 e) $12 \text{ HClO}_4 + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow 4 \text{ H}_3\text{PO}_4 + 6 \text{ Cl}_2\text{O}_7$
 f) $4 \text{ C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{SiCl}_4 + 8 \text{ Na} \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_5)_4\text{Si} + 8 \text{ NaCl}$
 g) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 12 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ H}_3\text{SbCl}_6 + 3 \text{ H}_2\text{S}$
 h) $3 \text{ IBr} + 4 \text{ NH}_3 \rightarrow \text{NI}_3 + 3 \text{ NH}_4\text{Br}$
 i) $\text{K}_4\text{Fe(CN)}_6 + 6 \text{ H}_2\text{SO}_4 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ K}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 + 3 (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 6 \text{ CO}$

2. Da die Atommassen von Eisen und Schwefel nicht identisch sind, können je 5 g der beiden Elemente nicht die gleiche Anzahl Atome enthalten. Dies müsste aber der Fall sein, wenn alle Atome reagieren sollen, denn die Formel des Produktes ist ja FeS. Folglich bleibt von demjenigen Element etwas übrig, das die kleinere Atommasse hat, im vorliegenden Fall also von Schwefel.
3. Aus der Reaktionsgleichung einer chemischen Umsetzung können zum einen die Formeln aller beteiligten kleinsten Teilchen abgelesen werden, zum anderen geben die stöchiometrischen Koeffizienten gerade das Zahlen-Verhältnis an, in dem diese kleinsten Teilchen miteinander reagieren bzw. entstehen.
4. Die Koeffizienten werden bei der Bestimmung der Stoffmengen schon berücksichtigt. Würde man sie auch in der Spalte Stoff mitnehmen, so bestünde die Gefahr, dass sie bei der Berechnung der molaren Massen der einzelnen Stoffe noch einmal mitgenommen würden, was einerseits schon von sich aus falsch wäre (die molare Masse bezieht sich ja definitionsgemäss auf **ein** kleinstes Teilchen), andererseits aber auch zu falschen Massen-Werten führen würde, da die Koeffizienten dann zweimal in die Berechnung eingegangen wären.

5. Reaktionsgleichung: $2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2$

Stoff	Fe_2O_3	Fe	O_2
M	159.70 g/mol	55.85 g/mol	32.00 g/mol
m	14.3 t	10.0 t	4.3 t
n	89'526 mol	179'051 mol	134'288 mol

Antwort: Für die Gewinnung von 10.0 t reinem Eisen sind **14.3 t** Eisen(III)-oxid erforderlich

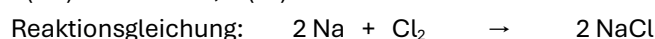
6. Reaktionsgleichung: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}$

Stoff	N_2	O_2	NO
M	28.02 g/mol	32.00 g/mol	30.01 g/mol
m	20.0 g	22.8 g	42.8 g
n	0.713776 mol	0.713776 mol	1.427552 mol

Antwort: Es entstehen **42.8 g** Stickstoffmonoxid.

7. Hier muss erst berechnet werden, von welcher Atomsorte weniger Vertreter vorliegen. Die Atome müssen nämlich im Verhältnis 1:1 miteinander reagieren.

$$n(\text{Na}) = 0.435 \text{ mol}; n(\text{Cl}) = 0.423 \text{ mol.}$$



Stoff	Na	Cl ₂	NaCl
M	22.99 g/mol	70.90 g/mol	58.44 g/mol
m	9.7 g	15.0 g	24.7 g
n	0.423131 mol	0.211566 mol	0.423131 mol

Antwort: Man kann maximal **24.7 g** Kochsalz synthetisieren.

8. Da nach dem Zahlenverhältnis der einzelnen Atomsorten gefragt ist, ist es hier sinnvoller, direkt die Stoffmengen an Atomen zu bestimmen, unabhängig davon, wie die kleinsten Teilchen der beteiligten Elemente aufgebaut sind. Man erhält:

$$n(\text{Cu}) = 0.0313 \text{ mol}; \quad n(\text{S}) = 0.0312 \text{ mol}; \quad n(\text{O}) = 0.1256 \text{ mol}$$

Diese Stoffmengen verhalten sich wie 1 : 1 : 4. Dieses Verhältnis muss gerade das Atomzahlen-Verhältnis Cu : S : O in Kupfer(II)-sulfat sein.

Antwort: Aus der Analyse ergibt sich für Kupfer(II)-sulfat die Formel **CuSO₄**.

9. Luft enthält 20.95 Vol-% Sauerstoff, welcher der eigentliche Reaktionspartner von Magnesium ist. 10 Liter Luft entsprechen damit 2.095 Litern reinem Sauerstoff. Beim SZ erhält man $n(\text{O}_2)$ den Wert 0.0856 mol.



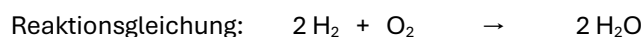
Stoff	Mg	O ₂	MgO
M	24.31 g/mol	32.00 g/mol	40.31 g/mol
m	4.2 g	2.7 g	6.9 g
n	0.171 mol	0.0856 mol	0.171 mol

Antwort: Bei den gegebenen Bedingungen lassen sich **4.2 g** Mg umsetzen.

10. Der Liter HBr-Lösung besitzt eine Masse von 1480 g, da ihre Dichte 1.48 g/cm³ beträgt. Davon sind 48 Massen-% reines HBr, d.h. also 710.4 g. Aus der molaren Masse von HBr (80.91 g/mol) erhält man die Teilchenzahl an HBr, nämlich 8.780 mol. Mit dem molaren Volumen von Gasen erhält man daraus für V den Wert 214.76 Liter.

Antwort: Für die Herstellung von einem Liter gesättigter HBr-Lösung benötigt man bei den gegebenen Bedingungen **214.76 Liter** gasförmiges HBr.

11. Zuerst wird die Stoffmenge an gasförmigem H₂ berechnet. Man erhält: $n(\text{H}_2) = 4.088 \text{ mol}$.



Stoff	H ₂	O ₂	H ₂ O
M	2.02 g/mol	32.00 g/mol	18.02 g/mol
m	8.3 g	65.4 g	73.7 g
n	4.088 mol	2.044 mol	4.88 l

Bei 25 °C ist das Volumen von 73.7 g Wasser 73.92 ml.

Antwort: Bei den gegebenen Bedingungen erhält man aus 100.0 Litern gasförmigem Wasserstoff, der mit genügend gasförmigem Sauerstoff reagieren kann, **73.92 ml** flüssiges Wasser.