



Theodore L. Brown
H. Eugene LeMay
Bruce E. Bursten

Chemie

Studieren kompakt

10., aktualisierte Auflage

Stöchiometrie: Das Rechnen mit chemischen Formeln und Gleichungen

3

3.1	Chemische Gleichungen	79
3.2	Häufig vorkommende chemische Reaktionsmuster	84
3.3	Formelgewicht	88
3.4	Die Avogadrokonstante und das Mol	91
3.5	Bestimmung der empirischen Formel aus Analysen	97
3.6	Quantitative Informationen aus ausgeglichenen Gleichungen	102
3.7	Limitierende Reaktanten	107
	Zusammenfassung und Schlüsselbegriffe	113
	Veranschaulichung von Konzepten	114

ÜBERBLICK

Was uns erwartet

- Wir beginnen mit der Überlegung, wie wir chemische Reaktionen mit Hilfe von Gleichungen, die chemische Formeln enthalten, beschreiben können (*Abschnitt 3.1*).
- Anschließend werden wir einige einfache Reaktionsarten betrachten: *Bildungsreaktionen*, *Zerfallsreaktionen* und *Verbrennungsreaktionen* (*Abschnitt 3.2*).
- Wir werden chemische Formeln verwenden, um eine Beziehung zwischen der Masse einer Substanz und der Anzahl der in ihr enthaltenen Atome, Moleküle oder Ionen aufzustellen. Diese Beziehung wird uns zum wichtigen Konzept der Stoffmenge in Mol führen. Ein Mol ist definiert als $6,022 \times 10^{23}$ Objekte (Atome, Moleküle, Ionen oder andere Objekte) (*Abschnitte 3.3* und *3.4*).
- Wir werden das Konzept der Stoffmenge in Mol anwenden, um aus den Massen der einzelnen Elemente einer bestimmten Menge einer Verbindung die chemische Formel zu ermitteln (*Abschnitt 3.5*).
- Die in chemischen Formeln und Gleichungen enthaltenen quantitativen Informationen werden wir verwenden, um mit Hilfe des Konzepts der Stoffmenge die Mengen der Ausgangsstoffe und Endprodukte chemischer Reaktionen zu berechnen (*Abschnitt 3.6*).
- Eine besondere Situation tritt ein, wenn einer der Reaktanten vor den anderen verbraucht wird und die Reaktion deshalb zum Stillstand kommt. In diesem Fall bleibt ein Teil des überschüssigen Reaktanten zurück (*Abschnitt 3.7*).

Die Untersuchung von chemischen Umwandlungen stellt den Kernbereich der Chemie dar. Einige chemische Umwandlungen sind relativ einfach, andere dagegen recht komplex. Einige haben einen dramatischen Verlauf, andere verlaufen eher langsam oder fast unbemerkt. Auch in diesem Moment, in dem Sie dieses Kapitel lesen, finden in Ihrem Körper chemische Umwandlungen statt. Die chemischen Umwandlungen, die in Ihren Augen und Ihrem Gehirn ablaufen, ermöglichen es Ihnen z. B., diesen Text zu lesen und über seinen Inhalt nachzudenken.

In diesem Kapitel werden wir einige wichtige Aspekte chemischer Umwandlungen betrachten. Wir werden unser Hauptaugenmerk dabei sowohl auf die Verwendung chemischer Formeln zur Beschreibung von Reaktionen als auch auf die quantitativen Informationen über die Mengen der beteiligten Stoffe, die aus diesen entnommen werden können, richten. Das Gebiet der Chemie, das sich mit den Mengen der eingesetzten und gebildeten Stoffe chemischer Reaktionen beschäftigt, wird **Stöchiometrie** genannt. Der Name stammt von den griechischen Wörtern *stoicheion* („Element“) und *metron* („messen“). Die Stöchiometrie ist ein wichtiges Werkzeug der Chemie. Mit ihrer Hilfe können wir z. B. die Konzentration von Ozon in der Atmosphäre messen, die potenzielle Ausbeute einer Goldmine berechnen oder verschiedene Reaktionswege zur Umwandlung von Kohle in gasförmige Treibstoffe miteinander vergleichen.

Die Stöchiometrie basiert auf dem Konzept von Atommassen (siehe Abschnitt 2.4), chemischen Formeln und dem Gesetz der Erhaltung der Masse (siehe Abschnitt 2.1). Der französische Adlige und Wissenschaftler Antoine Lavoisier (► Abbildung 3.1) hat dieses wichtige chemische Gesetz am Ende des 18. Jahrhunderts entdeckt. In einer 1789 erschienenen Veröffentlichung Lavoisiers findet sich eine eloquente Formulierung dieses Gesetzes: „Es kann als unbestreitbare Tatsache festgehalten werden, dass in künstlichen und natürlichen Vorgängen nichts erschaffen wird. Vor wie nach dem Experiment liegt dieselbe Materie vor. Dieses Prinzip begründet die gesamte Kunst chemischer Experimente.“ Mit der Entwicklung der Atomtheorie Daltons wurde die Grundlage dieses Gesetzes für Chemiker verständlich: *Atome werden in chemischen Reaktionen weder erschaffen noch zerstört*. In den in einer Reaktion stattfindenden Umwandlungen werden die Atome lediglich neu angeordnet. Vor wie nach der Reaktion sind die gleichen Atome vorhanden.



Abbildung 3.1: Antoine Lavoisier (1734–1794). Lavoisier hat viele wichtige Studien zu Verbrennungsreaktionen durchgeführt. Unglücklicherweise wurde seine Laufbahn von der Französischen Revolution beendet. Lavoisier war Mitglied des französischen Adels und Steuereintreiber und wurde 1794 in den letzten Monaten der Herrschaft des Terrors auf der Guillotine hingerichtet. Heute wird er angesichts seiner sorgfältig durchgeführten Experimente und quantitativen Messungen als einer der Begründer der modernen Chemie angesehen.

Chemische Gleichungen

3.1

Chemische Reaktionen können durch **chemische Gleichungen** präzise beschrieben werden. Wenn Wasserstoff (H_2) verbrennt, reagiert er z. B. mit dem Sauerstoff (O_2) der Luft und bildet Wasser (H_2O) (Foto am Beginn des Kapitels). Wir können für diese Reaktion die folgende chemische Gleichung aufstellen:



Dabei steht das Zeichen $+$ für „und“ und der Pfeil für „reagieren zu“. Die chemischen Formeln auf der linken Seite des Pfeils sind die Ausgangssubstanzen und werden **Reaktanten** genannt. Die chemischen Formeln auf der rechten Seite des Pfeils sind die Substanzen, die bei der Reaktion entstehen, und werden **Produkte** genannt. Die Zahlen, die vor diesen Formeln stehen, werden **Koeffizienten** genannt. Wie in algebraischen Gleichungen wird dabei die Zahl 1 normalerweise nicht angegeben. Die Koeffizienten geben die relative Anzahl der an der Reaktion beteiligten Moleküle an.

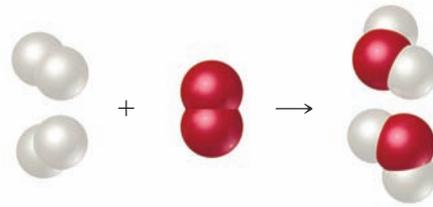


Die Bildung von Wasser

Weil Atome während einer Reaktion weder erschaffen noch zerstört werden, muss die Anzahl der einzelnen Atome auf der linken und der rechten Seite der Gleichung gleich sein. Wenn diese Bedingung erfüllt ist, ist die Gleichung *ausgeglichen*. Auf der rechten Seite der ► Gleichung 3.1 stehen z. B. zwei Moleküle H_2O , von denen jedes aus zwei Atomen Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff besteht. $2 \text{H}_2\text{O}$ (sprich: „zwei Moleküle Wasser“) enthalten $2 \times 2\text{H} = 4 \text{H}$ -Atome und $2 \times 1 = 2 \text{O}$ -Atome. Beachten Sie, dass man die Anzahl der Atome erhält, indem man den Koeffizienten mit dem Index des entsprechenden Atoms aus der chemischen Formel multipliziert. Die Gleichung ist ausgeglichen, weil auf beiden Seiten der Gleichung vier H-Atome und zwei O-Atome stehen. Wir können die ausgeglichene Gleichung mit Hilfe der folgenden Molekülmodelle darstellen, durch die deutlich wird, dass die Anzahl der einzelnen Atome auf beiden Seiten der Gleichung gleich ist.

? DENKEN SIE EINMAL NACH

Wie viele Atome Mg, O und H sind in $3 \text{Mg}(\text{OH})_2$ vorhanden?



Ausgleichen von Gleichungen

Wenn uns die Formeln der Reaktanten und Produkte einer Reaktion bekannt sind, können wir zunächst eine unausgeglichene Reaktionsgleichung aufstellen. Wir gleichen diese Gleichung anschließend aus, indem wir die Koeffizienten der einzelnen Stoffe so wählen, dass auf beiden Seiten der Gleichung die Anzahl der Atome gleich ist. Dabei sollten in den meisten Fällen die kleinsten ganzzahligen Koeffizienten gewählt werden, mit denen die Erfüllung dieser Bedingung möglich ist.

Beim Ausgleichen von Gleichungen ist es wichtig, zwischen einem Koeffizienten vor einer chemischen Formel und den Indizes der Formel zu unterscheiden (► Abbildung 3.2). Beachten Sie, dass sich durch eine Änderung der Indizes der Formel – z. B. von H_2O zu H_2O_2 – die Identität der Chemikalie verändert. Die Substanz H_2O_2 , Wasserstoffperoxid, unterscheidet sich wesentlich von der Substanz H_2O , Wasser. *Beim Ausgleichen einer Gleichung dürfen niemals die Indizes der chemischen Formeln verändert werden.* Durch das Hinzufügen eines Koeffizienten wird dagegen nur die *Menge* der Substanz und nicht ihre *Identität* verändert. $2 \text{H}_2\text{O}$ heißt also zwei Moleküle Wasser, $3 \text{H}_2\text{O}$ heißt drei Moleküle Wasser, usw.

Abbildung 3.2: Unterschied zwischen dem Index einer chemischen Formel und dem vor der chemischen Formel stehenden Koeffizienten. Beachten Sie, dass das Hinzufügen des Koeffizienten 2 vor eine Formel (Zeile 2) andere Auswirkungen auf die Zusammensetzung hat als das Hinzufügen des Index 2 zur Formel (Zeile 3). Man erhält die Anzahl der Atome eines Elements, indem man den Koeffizienten mit dem jeweiligen Index des Elements multipliziert.

Chemisches Symbol	Bedeutung	Zusammensetzung
H_2O	Ein Wassermolekül:	Zwei H-Atome und ein O-Atom
$2 \text{H}_2\text{O}$	Zwei Wassermoleküle:	Vier H-Atome und zwei O-Atome
H_2O_2	Ein Wasserstoffperoxidmolekül:	Zwei H-Atome und zwei O-Atome

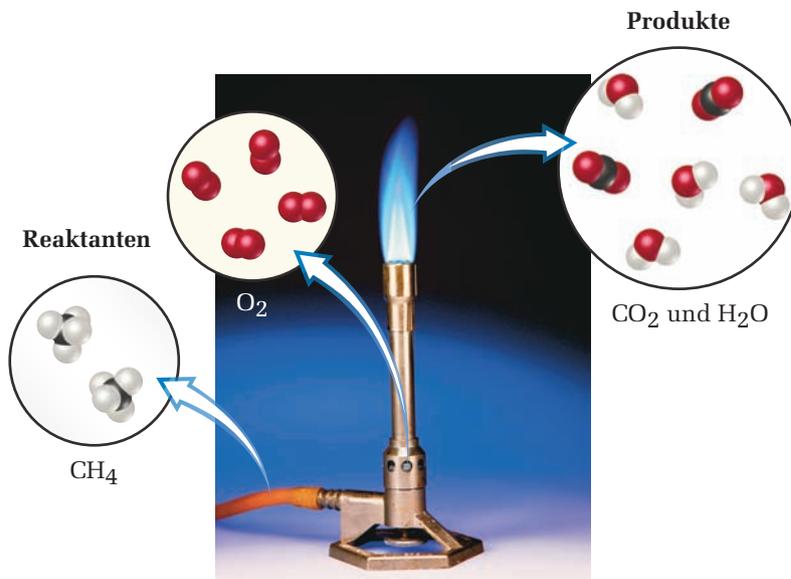
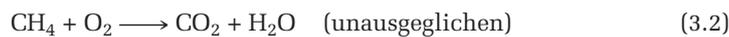


Abbildung 3.3: Methan reagiert mit Sauerstoff in einem Bunsenbrenner unter Bildung einer Flamme. In dieser Reaktion sind das in Erdgas enthaltene Methan (CH_4) und der Sauerstoff (O_2) aus der Luft die Reaktanten und Kohlendioxid (CO_2) und Wasser (H_2O) die Produkte der Reaktion.

Betrachten Sie, um sich die Vorgehensweise beim Ausgleichen von Gleichungen zu verdeutlichen, die in der ► Abbildung 3.3 dargestellte Verbrennung von Methan (CH_4), dem Hauptbestandteil von Erdgas, an Luft. Bei dieser Reaktion entstehen gasförmiges Kohlendioxid (CO_2) und Wasser (H_2O). Beide Produkte enthalten Sauerstoffatome, die aus der Luft stammen. O_2 ist also ein Reaktant und die unausgeglichene Gleichung lautet



Es bietet sich normalerweise an, zunächst die Elemente auszugleichen, die auf beiden Seiten der Gleichung in den wenigsten Formeln vorkommen. In unserem Beispiel kommen C und H nur in einem Reaktanten und jeweils in einem Produkt vor.



Wir konzentrieren uns also auf CH_4 und betrachten zunächst Kohlenstoff und anschließend Wasserstoff.

Ein Molekül des Reaktanten CH_4 enthält dieselbe Anzahl C-Atome (eins) wie ein Molekül des Produkts CO_2 . Die Koeffizienten dieser Substanzen *müssen* also gleich sein. Wir wählen als ersten Schritt für beide Substanzen den Koeffizienten 1. Ein Molekül CH_4 enthält jedoch mehr H-Atome (vier) als ein Molekül des Produkts H_2O (zwei). Wenn wir also vor H_2O den Koeffizienten zwei schreiben, befinden sich auf beiden Seiten der Gleichung vier H-Atome:



Zu diesem Zeitpunkt befinden sich auf der Produktseite mehr O-Atome (vier–zwei aus CO_2 und zwei aus $2\text{H}_2\text{O}$) als auf der Seite der Reaktanten (zwei). Wir können die Gleichung ausgleichen, indem wir den Koeffizienten 2 vor O_2 schreiben, so dass die Anzahl der O-Atome auf beiden Seiten der Gleichung gleich ist:

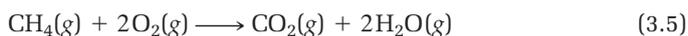


Die molekulare Sichtweise der ausgeglichenen Gleichung ist in ► Abbildung 3.4 dargestellt. Wir erkennen, dass sich auf beiden Seiten des Pfeils ein C-, vier H- und vier O-Atome befinden, die Gleichung also ausgeglichen ist.

Wir haben die ► Gleichung 3.4 im Wesentlichen durch Versuch und Irrtum ermittelt. Die Anzahl der Atome wurde nacheinander ausgeglichen und die entsprechenden Koeffizienten angepasst. Diese Vorgehensweise führt in den meisten Fällen zum Erfolg.

Angabe der Aggregatzustände von Reaktanten und Produkten

Zur Angabe der physikalischen Zustände der Reaktanten und Produkte werden den Formeln in ausgeglichenen Reaktionsgleichungen oft zusätzliche Informationen hinzugefügt. Dabei werden die Symbole (g), (l), (s) und (aq) für Gase, Flüssigkeiten, Festkörper und wässrige Lösungen verwendet. Gleichung 3.4 kann also folgendermaßen geschrieben werden:



Manchmal werden auch die Bedingungen (wie Temperatur oder Druck), unter denen eine Reaktion stattfindet, oberhalb oder unterhalb des Reaktionspfeils angegeben. Das Symbol Δ (der große griechische Buchstabe Delta) wird häufig verwendet, um die Reaktionswärme anzugeben.

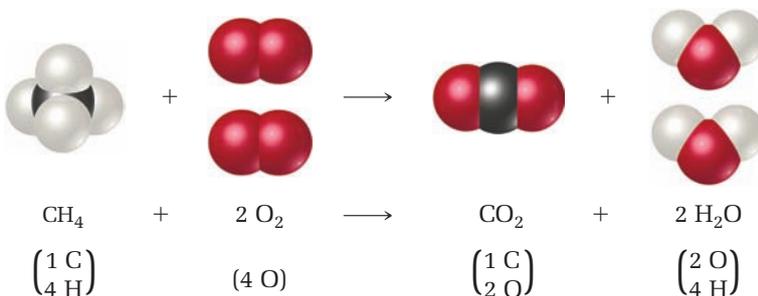
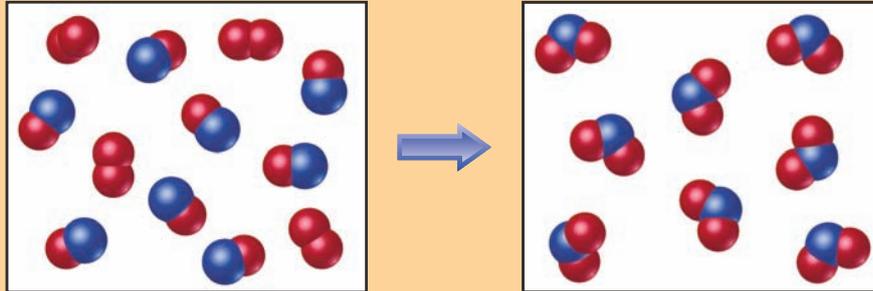


Abbildung 3.4: Ausgeglichenes chemisches Gleichung der Verbrennung von CH_4 . Aus den Zeichnungen der beteiligten Moleküle wird ersichtlich, dass vor und nach der Reaktion die gleichen Atome vorhanden sind.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.1

Chemische Gleichungen verstehen und ausgleichen

In der folgenden Abbildung ist eine chemische Reaktion dargestellt. Die roten Kugeln stehen für Sauerstoff- und die blauen Kugeln für Stickstoffatome. **(a)** Geben Sie die chemischen Formeln der Reaktanten und Produkte an. **(b)** Geben Sie eine ausgeglichene Gleichung dieser Reaktion an. **(c)** Entspricht die Abbildung dem Gesetz der Erhaltung der Masse?



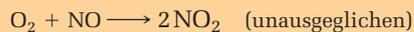
Lösung

(a) Im linken Bild, das die Reaktanten enthält, befinden sich zwei verschiedene Moleküle. Ein Molekül besteht aus zwei Sauerstoffatomen (O_2) und das andere (NO) aus einem Stickstoff- und einem Sauerstoffatom. Im rechten Bild, das die Produkte enthält, befinden sich nur Moleküle, die aus einem Stickstoff- und zwei Sauerstoffatomen (NO_2) bestehen.

(b) Die unausgeglichene chemische Gleichung lautet



In dieser Gleichung befinden sich drei O-Atome auf der linken Seite und zwei O-Atome auf der rechten Seite des Pfeils. Wir können die Anzahl der O-Atome erhöhen, indem wir auf der Produktseite den Koeffizienten 2 hinzufügen:



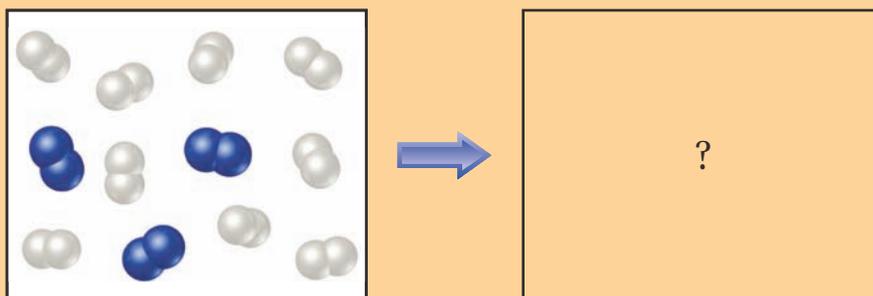
Jetzt befinden sich auf der rechten Seite zwei N- und vier O-Atome. Durch den Koeffizienten 2 vor NO können wir sowohl die N- als auch die O-Atome ausgleichen:



(c) Im linken Bild (Reaktanten) befinden sich vier O_2 -Moleküle und acht NO -Moleküle. Auf ein O_2 kommen also zwei NO , so wie von der ausgeglichenen Reaktionsgleichung erfordert. Im rechten Bild (Produkte) befinden sich acht Moleküle NO_2 . Die Anzahl der NO_2 -Moleküle entspricht der Anzahl der NO -Moleküle auf der linken Seite, so wie es die ausgeglichene Reaktionsgleichung verlangt. Ein Zählen der Atome ergibt, dass sich auf der linken Seite acht N-Atome befinden, die in den acht NO -Molekülen gebunden sind. Im linken Bild befinden sich zudem $4 \times 2 = 8$ O-Atome in den O_2 -Molekülen und acht O-Atome in den NO -Molekülen, so dass insgesamt 16 O-Atome vorhanden sind. Auf der rechten Seite befinden sich acht N-Atome und $8 \times 2 = 16$ O-Atome in den acht NO_2 -Molekülen. Die Darstellung ist im Einklang mit dem Gesetz der Erhaltung der Masse, weil sich auf beiden Seiten gleich viele N- und O-Atome befinden.

ÜBUNGSAUFGABE

Wie viele NH_3 -Moleküle müssten sich auf der rechten Seite der folgenden Reaktionsgleichung befinden, um das Gesetz der Erhaltung der Masse zu erfüllen (weiße Kugeln = H-Atome)?



Antwort: Sechs NH_3 -Moleküle.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.2

Ausgleichen chemischer Gleichungen

Gleichen Sie die folgende Gleichung aus:



Lösung

Wir beginnen, indem wir die Atome auf beiden Seiten des Reaktionspfeils zählen. Die Na- und O-Atome sind ausgeglichen (auf beiden Seiten befinden sich ein Na- und ein O-Atom), auf der linken Seite befinden sich jedoch 2 H-Atome, während sich auf der rechten Seite drei H-Atome befinden. Wir müssen also die Anzahl der H-Atome auf der linken Seite erhöhen. Um dies zu erreichen und H auszugleichen, schreiben wir vor H_2O den Koeffizienten 2.



Damit haben wir die H-Atome zwar noch nicht ausgeglichen, jedoch immerhin die Anzahl der H-Atome der Reaktanten erhöht. Wir werden uns in einem späteren Schritt nach dem Ausgleichen der H-Atome darum kümmern, dass durch diesen Koeffizienten die Anzahl der O-Atome nicht mehr ausgeglichen ist. Nun, da 2 H_2O links steht, können wir die Anzahl der H-Atome ausgleichen, indem wir jetzt auf der rechten Seite den Koeffizienten 2 vor NaOH schreiben:



Durch diesen Schritt wird zufälligerweise auch die Anzahl der O-Atome wieder ausgeglichen, jetzt stimmt aber die Anzahl der Na-Atome auf beiden Seiten nicht mehr überein. Auf der linken Seite befindet sich ein Na-, auf der rechten Seite befinden sich dagegen zwei Na-Atome. Um Na wieder auszugleichen, schreiben wir auf der Seite der Reaktanten vor Na den Koeffizienten 2:

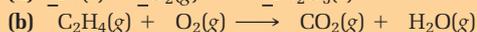
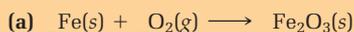


Zum Schluss überprüfen wir die Anzahl der Atome jedes Elements und stellen fest, dass sich auf beiden Seiten der Gleichung zwei Na-, vier H- und zwei O-Atome befinden. Die Gleichung ist also ausgeglichen.

Anmerkung: Beachten Sie, dass wir beim Ausgleichen dieser Gleichung zwischen der linken und rechten Seite hin und her gesprungen sind und dabei zunächst einen Koeffizienten vor H_2O , dann vor NaOH und schließlich vor Na geschrieben haben. Diese Vorgehensweise des Schreibens von Koeffizienten zunächst auf einer und anschließend auf der anderen Seite der Gleichung ist beim Ausgleichen von Reaktionsgleichungen häufig erforderlich, um schließlich alle Atome ausgleichen zu können.

ÜBUNGSAUFGABE

Gleichen Sie die folgenden Reaktionsgleichungen aus, indem Sie die fehlenden Koeffizienten ermitteln:



Antwort: (a) 4, 3, 2; (b) 1, 3, 2, 2; (c) 2, 6, 2, 3.

Häufig vorkommende chemische Reaktionsmuster

3.2

In diesem Abschnitt werden wir uns mit drei chemischen Reaktionstypen beschäftigen, denen wir in diesem Kapitel häufig begegnen werden. Ein Grund dafür, warum wir uns mit diesen Reaktionen beschäftigen, besteht darin, dass wir uns mit chemischen Reaktionen und den zugehörigen ausgeglichenen Reaktionsgleichungen besser vertraut machen wollen. Zudem wird es uns bei einigen Reaktionen eventuell nur mit Hilfe der Kenntnis der Reaktanten gelingen, die Produkte der Reaktionen vorherzusagen. Der Schlüssel liegt dabei darin, allgemeine chemische Reaktionsmuster zu erkennen, die bei einer bestimmten Kombination von Reaktanten immer wieder auftreten. Durch das Erkennen von Mustern des chemischen Verhaltens einer Substanz-

klasse erhalten Sie ein viel umfassenderes Verständnis chemischer Reaktionen als durch das bloße Lernen einer großen Anzahl einzelner Reaktionen.

Bildungs- und Zerfallsreaktionen

In Tabelle 3.1 sind zwei Reaktionsarten zusammengefasst: Bildungs- und Zerfallsreaktionen. In **Bildungsreaktionen** reagieren mindestens zwei Substanzen zu einem Produkt. Es gibt viele Beispiele solcher Reaktionen, wobei insbesondere Reaktionen zu nennen sind, in denen aus zwei Elementen eine Verbindung entsteht. Das Metall Magnesium verbrennt z. B. mit blendend heller Flamme an Luft zu Magnesiumoxid (► Abbildung 3.5):



Diese Reaktion wird verwendet, um helle Flammen für Leuchtsignale zu erzeugen.

Bei einer Bildungsreaktion zwischen einem Metall und einem Nichtmetall bildet sich wie in ► Gleichung 3.6 ein ionischer Festkörper. Erinnern Sie sich daran, dass die Formel einer ionischen Verbindung mit Hilfe der Ladungen der beteiligten Ionen bestimmt werden kann. Bei der Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff gibt Magnesium Elektronen ab und bildet das Magnesiumion Mg^{2+} . Sauerstoff nimmt hingegen Elektronen auf und bildet das Sauerstoffion O^{2-} . Das Produkt der Reaktion ist also MgO. Sie sollten in der Lage sein zu erkennen, in welchen Fällen eine Reaktion eine Bildungsreaktion ist, und die Produkte der Reaktionen zwischen Metallen und Nichtmetallen vorherzusagen.

In einer **Zerfallsreaktion** bildet eine Substanz mindestens zwei andere Substanzen. Viele Verbindungen unterliegen beim Erhitzen Zerfallsreaktionen. Viele Metallcarbonate zerfallen unter Hitzeeinfluss zu Metalloxiden und Kohlendioxid:



Der Zerfall von CaCO_3 ist ein wichtiger industrieller Vorgang. In diesem Prozess werden Kalkstein und Muschelschalen, also CaCO_3 , verwendet, aus denen durch Erhitzen CaO gewonnen wird, eine Substanz die als Branntkalk bekannt ist. In den USA

? DENKEN SIE EINMAL NACH

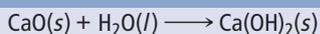
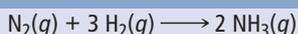
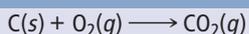
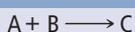
Welche chemische Formel hat das Produkt einer Bildungsreaktion zwischen Na und S?

 Reaktionen mit Sauerstoff

Tabelle 3.1

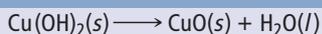
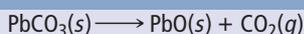
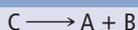
Bildungs- und Zerfallsreaktionen

Bildungsreaktionen



Zwei Reaktanten werden zu einem einzigen Produkt kombiniert. Viele Verbindungen werden auf diese Weise aus ihren Elementen gebildet.

Zerfallsreaktionen



Ein einzelner Reaktant zerfällt in mindestens zwei Substanzen. Viele Verbindungen reagieren auf diese Weise, wenn sie erhitzt werden.

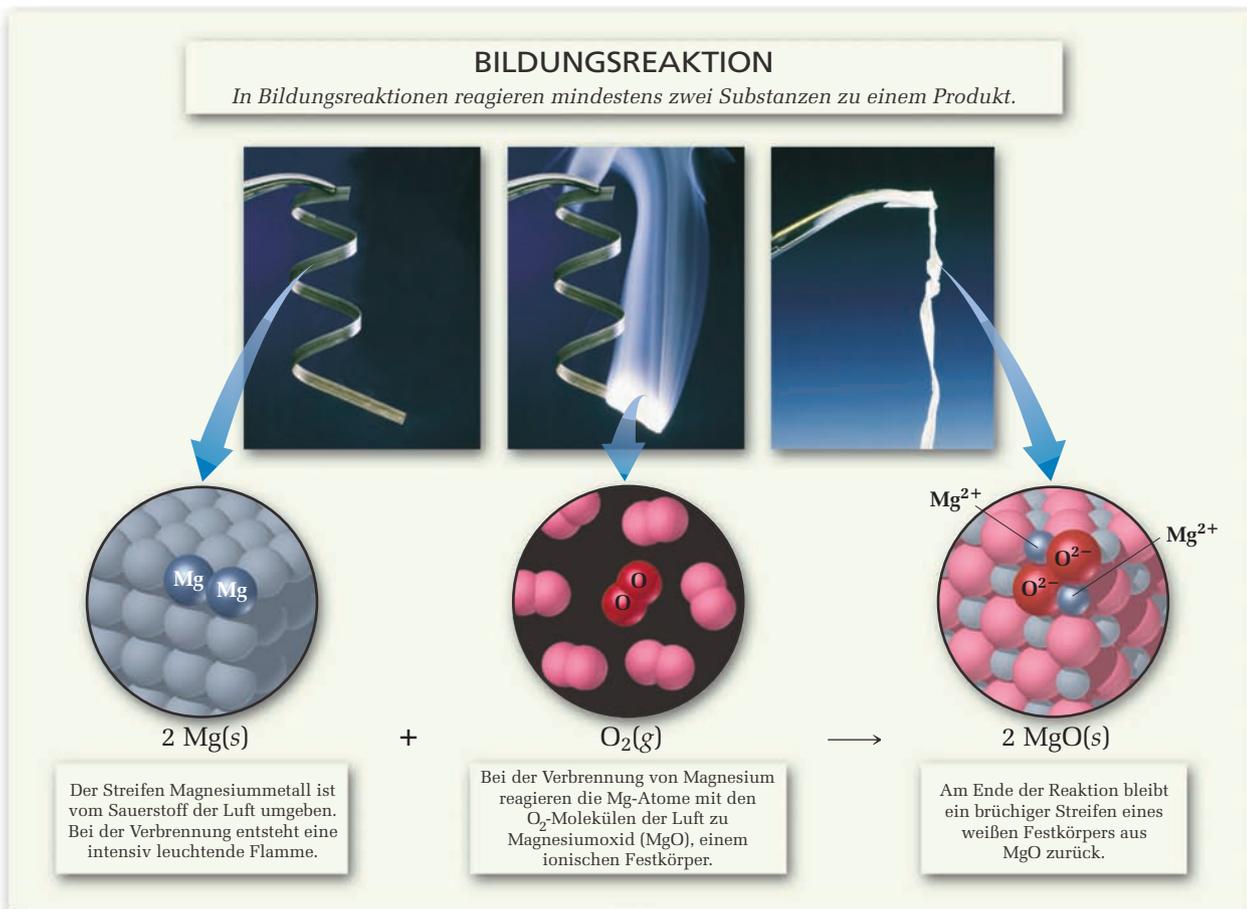


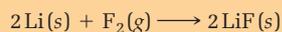
Abbildung 3.5: Verbrennung von Magnesium an Luft.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.3**Aufstellen von ausgeglichenen Reaktionsgleichungen bei Bildungs- und Zerfallsreaktionen**

Schreiben Sie die ausgeglichenen Gleichungen der folgenden Reaktionen auf: **(a)** Die Bildungsreaktion zwischen dem Metall Lithium und Fluorgas. **(b)** Die Zerfallsreaktion von festem Bariumcarbonat unter Hitzeinfluss. Dabei werden zwei Produkte gebildet: ein Festkörper und ein Gas.

Lösung

(a) Lithium hat das chemische Symbol Li. Alle Metalle mit Ausnahme von Quecksilber sind bei Zimmertemperatur Festkörper. Fluor kommt als zweiatomiges Molekül vor (siehe Abbildung 2.19). Die Reaktanten sind also $\text{Li}(s)$ und $\text{F}_2(g)$. Das Produkt wird aus einem Metall und einem Nichtmetall gebildet, es sollte also ein ionischer Festkörper entstehen. Lithiumionen haben die Ladung $1+$, Li^+ -Fluoridionen hingegen die Ladung $1-$, F^- . Die chemische Formel des Produkts lautet also LiF . Die ausgeglichene chemische Gleichung lautet:



(b) Die chemische Formel von Bariumcarbonat lautet BaCO_3 . Wie zuvor beschrieben, zerfallen beim Erhitzen viele Metallcarbonate in Metalloxide und Kohlendioxid. In ► Gleichung 3.7 zerfällt z. B. CaCO_3 in CaO und CO_2 . BaCO_3 sollte also in BaO und CO_2 zerfallen. Sowohl Barium als auch Calcium gehören zur Gruppe 2A des Periodensystems, sollten also auf ähnliche Weise reagieren:

**ÜBUNGSAUFGABE**

Geben Sie die ausgeglichenen chemischen Gleichungen der folgenden Reaktionen an:

- (a)** Festes Quecksilber(II)sulfid zerfällt beim Erhitzen in seine elementaren Bestandteile.
(b) Die Oberfläche eines Metallstücks aus Aluminium geht eine Reaktion mit Luftsauerstoff ein.

Antwort: **(a)** $\text{HgS}(s) \longrightarrow \text{Hg}(l) + \text{S}(s)$; **(b)** $4 \text{Al}(s) + 3 \text{O}_2(g) \longrightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3(s)$.

werden jährlich ca. 2×10^{10} kg (20 Mill. Tonnen) CaO verbraucht, ein Großteil davon für die Glasherstellung, die Gewinnung von Eisen aus Eisenerz und die Herstellung von Mörtel zur Verarbeitung von Ziegelsteinen.

Der Zerfall von Natriumazid (NaN_3) führt zur schnellen Freisetzung von $\text{N}_2(\text{g})$. Diese Reaktion wird z. B. zum Auslösen von Airbags in Autos eingesetzt (► Abbildung 3.6):

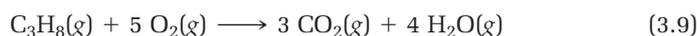


Das System ist so konstruiert, dass bei einem Stoß eine Zündkapsel entzündet wird. Dies wiederum hat den explosionsartigen Zerfall von NaN_3 zur Folge. Aus einer kleinen Menge NaN_3 (ungefähr 100 g) entsteht dabei eine große Menge Gas (ungefähr 50 l). Wir werden uns in Abschnitt 10.5 noch genauer mit den in chemischen Reaktionen entstehenden Gasvolumina auseinander setzen.

Verbrennung an Luft

Verbrennungsreaktionen sind schnell ablaufende Reaktionen, bei denen in der Regel eine Flamme entsteht. Die Mehrzahl der Verbrennungsreaktionen, die wir beobachten, laufen mit O_2 aus der Luft ab. ► Gleichung 3.5 und Übungsaufgabe 3.1b sind Beispiele für eine allgemeine Reaktionsklasse, in der Kohlenwasserstoffe (Verbindungen, die wie CH_4 oder C_2H_4 nur Kohlenstoff und Wasserstoff enthalten) verbrannt werden (siehe Abschnitt 2.9).

Wenn Kohlenwasserstoffe an Luft verbrannt werden, reagieren sie mit O_2 zu CO_2 und H_2O^* . Die Anzahl der für die Reaktion benötigten O_2 -Moleküle und die Anzahl der in der Reaktion gebildeten CO_2 - und H_2O -Moleküle hängen von der Zusammensetzung des Kohlenwasserstoffs ab, der als Treibstoff der Reaktion dient. Die Verbrennung von Propan (C_3H_8), einem Gas, das zum Kochen und Heizen verwendet wird, kann z. B. durch die folgende Gleichung beschrieben werden:



Der Aggregatzustand des Wassers, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ oder $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, hängt von den Bedingungen ab, unter denen die Reaktion stattfindet. Bei hohen Temperaturen und Normaldruck bildet sich gasförmiges Wasser $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Die bei der Verbrennung von Propan entstehende Flamme ist in ► Abbildung 3.7 gezeigt.

Bei der Verbrennung von Kohlenwasserstoffderivaten, wie z. B. CH_3OH , werden ebenfalls CO_2 und H_2O gebildet. Durch die einfache Regel, dass Kohlenwasserstoffe und verwandte Sauerstoffderivate von Kohlenwasserstoffen bei der Verbrennung an Luft CO_2 und H_2O bilden, wird das Verhalten von ungefähr 3 Millionen Verbindungen zusammengefasst. Viele Substanzen, die unser Körper als Energiequelle nutzt (wie z. B. Glukose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)), unterliegen in unserem Körper ähnlichen Reaktionen mit O_2 , in denen CO_2 und H_2O gebildet werden. Im Körper finden diese Reaktionen jedoch schrittweise statt und laufen bei Körpertemperatur ab. Sie werden daher nicht als Verbrennungsreaktionen, sondern als *Oxidationsreaktionen* bezeichnet.

* Bei einem Mangel an O_2 wird neben CO_2 auch Kohlenmonoxid (CO) gebildet. Eine solche Reaktion wird *unvollständige* Verbrennung genannt. Wenn die vorhandene Menge O_2 sehr gering ist, entstehen kleine Kohlenstoffteilchen, die wir als Ruß kennen. Bei einer *vollständigen* Verbrennung entstehen nur CO_2 und H_2O . Wenn nichts anderes angegeben ist, bezeichnen wir mit dem Wort *Verbrennung* immer eine *vollständige* Verbrennung.



Abbildung 3.6: Airbag eines Autos. Der Zerfall von Natriumazid, $\text{NaN}_3(\text{s})$, wird zum Aufblasen von Airbags verwendet. NaN_3 zerfällt nach der Zündung schnell unter Bildung von gasförmigem Stickstoff, $\text{N}_2(\text{g})$, der den Airbag füllt.



Abbildung 3.7: An Luft verbrennendes Propan. Das flüssige Propan, C_3H_8 , verdampft und vermischt sich beim Austreten aus der Düse mit Luft. Bei der Verbrennungsreaktion von C_3H_8 und O_2 entsteht eine blaue Flamme.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.4

Aufstellen von ausgeglichenen Reaktionsgleichungen bei Verbrennungsreaktionen

Geben Sie die ausgeglichene Reaktionsgleichung der Verbrennung von Methanol $\text{CH}_3\text{OH}(l)$ an Luft an.

Lösung

Bei der Verbrennung einer Substanz, die nur C, H und O enthält, reagiert diese Substanz mit dem $\text{O}_2(g)$ der Luft zu $\text{CO}_2(g)$ und $\text{H}_2\text{O}(g)$. Die unausgeglichene Reaktionsgleichung lautet daher



Auf beiden Seiten der Gleichung steht ein C-Atom, d. h. die Anzahl der C-Atome ist ausgeglichen. Weil CH_3OH vier H-Atome enthält, schreiben wir vor H_2O den Koeffizienten 2 und gleichen damit die Anzahl der H-Atome aus:



Dadurch sind zwar die H-Atome ausgeglichen, auf der Produktseite befinden sich jetzt jedoch vier O-Atome. Weil sich auf der Seite der Reaktanten lediglich 3 O-Atome befinden (eins in CH_3OH und zwei in O_2), ist die Gleichung noch nicht vollständig ausgeglichen. Wir können die Anzahl der O-Atome ausgleichen, indem wir den Bruch $\frac{3}{2}$ als Koeffizient vor O_2 schreiben und so auf der Seite der Reaktanten ebenfalls vier O-Atome erhalten:



Obwohl die Gleichung jetzt ausgeglichen ist, entspricht ihre Form aufgrund des in ihr enthaltenen Bruchs noch nicht der üblichen Schreibweise. Wir können den Bruch entfernen, indem wir beide Seiten der Gleichung mit 2 multiplizieren, und erhalten die folgende ausgeglichene Gleichung:



ÜBUNGSAUFGABE

Geben Sie die ausgeglichene Reaktionsgleichung der Verbrennung von Ethanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l)$, an Luft an.

Antwort: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + 3 \text{O}_2(g) \longrightarrow 2 \text{CO}_2(g) + 3 \text{H}_2\text{O}(g)$.

Formelgewicht

3.3

Sowohl chemische Formeln als auch chemische Gleichungen enthalten *quantitative* Informationen. Durch die in Formeln angegebenen Indizes und die Koeffizienten chemischer Gleichungen werden genaue Stoffmengen angegeben. Die Formel H_2O zeigt an, dass ein Molekül dieser Substanz genau zwei Atome Wasserstoff und ein Atom Sauerstoff enthält.

Auf ähnliche Weise geben die Koeffizienten in ausgeglichenen chemischen Gleichungen das Verhältnis der Reaktanten und Produkte zueinander an. Wie hängt die Anzahl der Atome oder Moleküle jedoch von den Größen ab, die wir bei der Arbeit im Labor messen können? Obwohl wir die Atome und Moleküle nicht unmittelbar zählen können, ist es möglich, ihre Anzahl zu bestimmen, wenn uns ihre Massen bekannt sind. Bevor wir uns also weiter mit den quantitativen Aspekten chemischer Formeln und Gleichungen beschäftigen, werden wir im folgenden Abschnitt die Massen von Atomen und Molekülen genauer untersuchen.

Formel- und Molekulargewichte

Das **Formelgewicht** einer Substanz ergibt sich aus der Summe der Atomgewichte der in der chemischen Formel enthaltenen Atome. Aus den in einem Periodensystem ent-

haltenen Atommassen können wir z.B. entnehmen, dass das Formelgewicht von Schwefelsäure (H_2SO_4) gleich 98,1 ame ist*:

$$\begin{aligned}\text{FG von H}_2\text{SO}_4 &= 2(\text{AG von H}) + (\text{AG von S}) + 4(\text{AG von O}) \\ &= 2(1,0 \text{ ame}) + 32,1 \text{ ame} + 4(16,0 \text{ ame}) \\ &= 98,1 \text{ ame}\end{aligned}$$

Zur Vereinfachung haben wir bei der Berechnung alle Atomgewichte auf die erste Nachkommastelle gerundet. Wir werden Atomgewichte in den meisten behandelten Aufgaben auf diese Weise runden.

Wenn die chemische Formel nur aus dem chemischen Symbol eines Elements besteht (wie z.B. Na), entspricht das Formelgewicht dem Atomgewicht des Elements. Wenn es sich um eine chemische Formel eines Moleküls handelt, wird das Formelgewicht auch **Molekulargewicht** genannt. Das Molekulargewicht von Glukose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) ist z.B. gleich:

$$\text{MG von C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6(12,0 \text{ ame}) + 12(1,0 \text{ ame}) + 6(16,0 \text{ ame}) = 180,0 \text{ ame}$$

Weil ionische Substanzen wie NaCl als dreidimensionaler Verbund aus Ionen vorliegen (Abbildung 2.23), ist es unpassend, von Molekülen zu sprechen. Wir sprechen in diesen Fällen stattdessen von *Formeleinheiten*, die der chemischen Formel der Substanz entsprechen. Die Formeleinheit von NaCl besteht aus einem Na^+ -Ion und einem Cl^- -Ion. Das Formelgewicht von NaCl ist gleich der Masse einer Formeleinheit:

$$\text{FG von NaCl} = 23,0 \text{ ame} + 35,5 \text{ ame} = 58,5 \text{ ame}$$

ÜBUNGSBEISPIEL 3.5

Berechnung von Formelgewichten

Berechnen Sie die Formelgewichte von **(a)** Saccharose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (Rohrzucker) und **(b)** Calciumnitrat, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Lösung

(a) Durch Summieren der Atomgewichte der in Saccharose enthaltenen Atome erhalten wir ein Formelgewicht von 342,0 ame:

$$\begin{array}{r} 12 \text{ C-Atome} = 12(12,0 \text{ ame}) = 144,0 \text{ ame} \\ 22 \text{ H-Atome} = 22(1,0 \text{ ame}) = 22,0 \text{ ame} \\ 11 \text{ O-Atome} = 11(16,0 \text{ ame}) = 176,0 \text{ ame} \\ \hline 342,0 \text{ ame} \end{array}$$

(b) Wenn eine chemische Formel Klammern enthält, bezieht sich der Index außerhalb der Klammer auf alle Atome, die innerhalb der Klammern stehen. Wir erhalten also für $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ das folgende Formelgewicht:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ Ca-Atom} = 1(40,1 \text{ ame}) = 40,1 \text{ ame} \\ 2 \text{ N-Atome} = 2(14,0 \text{ ame}) = 28,0 \text{ ame} \\ 6 \text{ O-Atome} = 6(16,0 \text{ ame}) = 96,0 \text{ ame} \\ \hline 164,1 \text{ ame} \end{array}$$

ÜBUNGSAUFGABE

Berechnen Sie die Formelgewichte von **(a)** $\text{Al}(\text{OH})_3$ und **(b)** CH_3OH .

Antwort: **(a)** 78,0 ame; **(b)** 32,0 ame.

* Die Abkürzung AG steht für Atomgewicht, FG für Formelgewicht und MG für Molekulargewicht.

Berechnung der prozentualen Zusammensetzung mit Hilfe von Formeln

Manchmal ist es notwendig, die *prozentuale Zusammensetzung* einer Verbindung (d. h. die Massenanteile der einzelnen Elemente einer Substanz) zu ermitteln. Um z. B. die Reinheit einer Verbindung zu überprüfen, können wir die berechnete prozentuale Zusammensetzung einer Substanz mit experimentell ermittelten Werten vergleichen. Die Berechnung der prozentualen Zusammensetzung ist recht einfach, wenn die chemische Formel der Substanz bekannt ist. Der prozentuale Anteil eines Elements ergibt sich aus dem Formelgewicht der Substanz, dem Atomgewicht des betrachteten Elements und der Anzahl der Atome dieses Elements in der chemischen Formel:

% Element =

$$\frac{(\text{Anzahl der Atome dieses Elements})(\text{Atomgewicht des Elements})}{\text{Formelgewicht der Verbindung}} \times 100\% \quad (3.10)$$

ÜBUNGSBEISPIEL 3.6

Berechnung der prozentualen Zusammensetzung

Berechnen Sie die prozentualen Massenanteile von Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff in $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Lösung

Wir wollen diese Frage mit Hilfe der im Artikel „Strategien in der Chemie: Problemlösungen“ angegebenen Lösungsschritte beantworten.

Analyse: Es ist eine chemische Formel angegeben $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, aus der wir die prozentualen Massenanteile der elementaren Bestandteile (C, H und O) berechnen sollen.

Vorgehen: Wir können ► Gleichung 3.10 verwenden und die Atomgewichte der einzelnen elementaren Bestandteile aus dem Periodensystem entnehmen. Mit Hilfe der Atomgewichte können wir zunächst das Formelgewicht der Verbindung berechnen. In Übungsbeispiel 3.5 wurde das Formelgewicht der Substanz $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (342,0 ame) bereits berechnet. Anschließend führen wir für jedes Element die Berechnung jeweils separat durch.

Lösung: Durch Einsetzen in Gleichung 3.10 erhalten wir

$$\%C = \frac{(12)(12,0 \text{ ame})}{342,0 \text{ ame}} \times 100\% = 42,1\%$$

$$\%H = \frac{(22)(1,0 \text{ ame})}{342,0 \text{ ame}} \times 100\% = 6,4\%$$

$$\%O = \frac{(11)(16,0 \text{ ame})}{342,0 \text{ ame}} \times 100\% = 51,5\%$$

Überprüfung: Die prozentualen Anteile der einzelnen Elemente müssen zusammen 100 % ergeben. Dies ist bei unserer Berechnung der Fall. Um für die prozentuale Zusammensetzung mehr signifikante Stellen angeben zu können, hätten wir für unsere Atomgewichte mehr signifikante Stellen verwenden müssen. Wir sind jedoch der zuvor angegebenen Richtlinie gefolgt, Atomgewichte auf eine Nachkommastelle zu runden.

ÜBUNGSAUFGABE

Berechnen Sie den prozentualen Massenanteil von Stickstoff in $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Antwort: 17,1 %.

Die Avogadrokonstante und das Mol

3.4

Selbst die kleinsten Proben, mit denen wir im Labor arbeiten, bestehen aus einer ungeheuer großen Anzahl an Atomen, Ionen oder Molekülen. Ein Teelöffel Wasser (ungefähr 5 ml) enthält z. B. 2×10^{23} Wassermoleküle, eine Zahl, die unsere Vorstellungskraft übersteigt. Aus diesem Grund haben Chemiker eine Zählereinheit entwickelt, mit der solche großen Zahlen einfacher beschrieben werden können.

Wir verwenden im täglichen Leben Zählereinheiten wie z. B. das Dutzend (12 Stück), um eine größere Anzahl von Objekten zu beschreiben. In der Chemie wurde zur Beschreibung einer großen Anzahl von Atomen, Ionen oder Molekülen, wie sie in einer normalen Probe auftreten, die Einheit Mol eingeführt.* Ein Mol ist die Stoffmenge, die so viele Objekte (Atome, Moleküle oder beliebige andere Objekte) enthält, wie Atome in genau 12 g des reinen Kohlenstoffisotops ^{12}C vorhanden sind. Wissenschaftler haben in Experimenten ermittelt, dass diese Anzahl gleich $6,0221421 \times 10^{23}$ ist. Diese Zahl wird zu Ehren von Amedeo Avogadro (1776–1856), einem italienischen Wissenschaftler, **Avogadrokonstante** genannt. Für die meisten Zwecke werden wir die Avogadrokonstante auf $6,02 \times 10^{23}$ oder $6,022 \times 10^{23}$ runden.

Ein Mol Atome, ein Mol Moleküle oder ein Mol anderer Objekte enthält eine Anzahl an Objekten, die der Avogadrokonstante entspricht:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol } ^{12}\text{C}\text{-Atome} &= 6,02 \times 10^{23} \text{ } ^{12}\text{C}\text{-Atome} \\ 1 \text{ mol H}_2\text{O}\text{-Moleküle} &= 6,02 \times 10^{23} \text{ H}_2\text{O}\text{-Moleküle} \\ 1 \text{ mol NO}_3^-\text{-Ionen} &= 6,02 \times 10^{23} \text{ NO}_3^-\text{-Ionen} \end{aligned}$$

Die Avogadrokonstante ist so groß, dass es schwer fällt, sich eine Vorstellung von ihrer Dimension zu machen. Wenn man $6,02 \times 10^{23}$ Murmeln über die gesamte Erd-

Strategien in der Chemie ■ Problemlösungen

Der Schlüssel zum Erfolg bei der Lösung von Problemen liegt in der Übung. Sie werden bei Problemlösungen die folgende Vorgehensweise hilfreich finden:

Schritt 1: *Analysieren Sie die Aufgabe.* Lesen Sie sich die Aufgabenstellung genau durch. Welche Informationen sind in ihr enthalten? Fertigen Sie Skizzen oder Diagramme an, mit deren Hilfe Sie das Problem bildhaft darstellen können. Schreiben Sie sowohl die angegebenen Daten als auch die gewünschte Größe (die Unbekannte) auf.

Schritt 2: *Entwickeln Sie Ihr Vorgehen bei der Problemlösung.* Betrachten Sie die möglichen Wege, um von den angegebenen Informationen zur Unbekannten zu gelangen. Durch welche Gesetze bzw. Gleichungen sind die angegebenen Daten mit den unbekanntenen Daten verknüpft? Berücksichtigen Sie, dass benötigte Daten womöglich nicht explizit angegeben sind. Es wird vielleicht die Kenntnis von bestimmten Größen (wie die Avogadrokonstante, die wir später betrachten werden) vorausgesetzt. Einige Größen (wie Atomge-

wichte) können Sie auch in Tabellen nachschlagen. Ihr Vorgehen bei der Problemlösung kann entweder aus einem einzigen Schritt oder einer Abfolge von Schritten (mit Zwischenergebnissen) bestehen.

Schritt 3: *Lösen Sie die Aufgabe.* Verwenden Sie die angegebenen Informationen und die entsprechenden Gleichungen und Beziehungen zwischen den Größen, um die Unbekannte zu ermitteln. Die Dimensionsanalyse (Abschnitt 1.6) ist dabei ein sehr wichtiges Hilfsmittel zur Lösung einer Vielzahl von Aufgaben. Achten Sie insbesondere auf die richtige Anzahl signifikanter Stellen und die korrekte Angabe von Vorzeichen und Einheiten.

Schritt 4: *Überprüfen Sie Ihre Lösung.* Lesen Sie sich die Aufgabenstellung erneut durch und vergewissern Sie sich, dass Sie alle in der Aufgabe gefragten Lösungen gefunden haben. Ist Ihre Antwort plausibel? Ist Ihre Lösung eine viel zu große oder zu kleine Zahl oder entspricht die Größenordnung Ihren Erwartungen? Hat sie die richtigen Einheiten und die korrekte Anzahl signifikanter Stellen?

* Der Ausdruck *Mol* stammt vom lateinischen Wort *moles*, das so viel bedeutet wie „eine Masse“. Das Wort Molekül ist die diminutive Form des Begriffes und bedeutet „eine kleine Masse“

ÜBUNGSBEISPIEL 3.7

Abschätzen der Anzahl an Atomen

Ordnen Sie, ohne einen Taschenrechner zu verwenden, die folgenden Proben nach der Anzahl der in ihnen enthaltenen Kohlenstoffatome: 12 g ^{12}C , 1 mol C_2H_2 , 9×10^{23} Moleküle von CO_2 .

Lösung

Analyse: Die Mengen der verschiedenen Substanzen sind in Gramm, Mol und Anzahl der Moleküle angegeben. Wir sollen die Proben nach der Anzahl der in ihnen enthaltenen C-Atome ordnen.

Vorgehen: Um die Anzahl der C-Atome der Proben zu bestimmen, müssen wir g ^{12}C , 1 mol C_2H_2 und CO_2 -Moleküle in die Anzahl der C-Atome umrechnen. Zu diesem Zweck verwenden wir die Definition eines Mols und die Avogadrokonstante.

Lösung: Ein Mol ist definiert als die Stoffmenge, die so viele Einheiten des Stoffs enthält wie C-Atome in 12 g von ^{12}C enthalten sind. 12 g von ^{12}C enthalten daher 1 mol C-Atome (also $6,02 \times 10^{23}$ C-Atome). In 1 mol C_2H_2 sind 6×10^{23} C_2H_2 -Moleküle. Weil in jedem C_2H_2 -Molekül zwei C-Atome enthalten sind, enthält diese Probe 12×10^{23} C-Atome. Weil jedes CO_2 -Molekül ein C-Atom enthält, enthält die Probe von CO_2 9×10^{23} C-Atome. Die Reihenfolge lautet also 12 g ^{12}C (6×10^{23} C-Atome) $<$ 9×10^{23} CO_2 -Moleküle (9×10^{23} C-Atome) $<$ 1 mol C_2H_2 (12×10^{23} C-Atome).

Überprüfung: Wir können unser Ergebnis überprüfen, indem wir die Mol C-Atome in den einzelnen Proben berechnen, weil diese Zahl zur Anzahl der Atome proportional ist. 12 g von ^{12}C enthalten ein Mol C-Atome; 1 mol enthält von C_2H_2 2 mol C-Atome und 9×10^{23} Moleküle von CO_2 enthalten 1,5 mol C-Atome. Wir erhalten also die gleiche Reihenfolge wie oben: 12 g ^{12}C (1 mol C) $<$ 9×10^{23} CO_2 -Moleküle (1,5 mol C) $<$ 1 mol C_2H_2 (2 mol C).

ÜBUNGSAUFGABE

Ordnen Sie, ohne einen Taschenrechner zu verwenden, die folgenden Proben nach der Anzahl der in ihnen enthaltenen Sauerstoffatome: 1 mol H_2O , 1 mol CO_2 , 3×10^{23} Moleküle O_3 .

Antwort: 1 mol H_2O (6×10^{23} O-Atome) $<$ 3×10^{23} O_3 -Moleküle (9×10^{23} O-Atome) $<$ 1 mol CO_2 (12×10^{23} O-Atome).

ÜBUNGSBEISPIEL 3.8

Umrechnen der Stoffmenge in Mol in die Anzahl der Atome

Berechnen Sie die Anzahl der H-Atome in 0,350 mol von $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Lösung

Analyse: Es sind die Menge einer Substanz (0,350 mol) und ihre chemische Formel $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ angegeben. Die Unbekannte ist die Anzahl der H-Atome in der Probe.

Vorgehen: Wir können mit Hilfe der Avogadrokonstante die Stoffmenge in Mol $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ in die Anzahl der Moleküle von $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ umrechnen. Wenn uns die Anzahl der Moleküle $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ bekannt ist, machen wir von der chemischen Formel Gebrauch, die uns verrät, dass jedes Molekül $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 12 H-Atome enthält. Wir rechnen also die Stoffmenge von $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ in Mol in Moleküle $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ um und bestimmen anschließend aus der Anzahl der Moleküle die Anzahl der H-Atome $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$:



Lösung:

$$\text{H-Atome} = (0,350 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ Moleküle } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{12 \text{ H-Atome}}{1 \text{ Moleküle } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) = 2,53 \times 10^{24} \text{ H-Atome}$$

Überprüfung: Der Betrag entspricht unseren Erwartungen: Es handelt sich um eine große Zahl in der Größenordnung der Avogadrokonstante. Wir können auch die folgende Abschätzung machen: Durch Multiplikation von $0,35 \times 6 \times 10^{23}$ erhalten wir ungefähr 2×10^{23} Moleküle. Wenn wir dieses Ergebnis mit 12 multiplizieren, erhalten wir $24 \times 10^{23} = 2,4 \times 10^{24}$ H-Atome. Dieses Ergebnis stimmt mit der vorherigen, detaillierteren Berechnung überein. Es wurde nach der Anzahl der H-Atome gefragt, die Einheit unserer Antwort ist also richtig. Die Ausgangsdaten haben drei signifikante Stellen, wir geben unsere Antwort also mit drei signifikanten Stellen an.

ÜBUNGSAUFGABE

Wie viele Sauerstoffatome sind in (a) 0,25 mol $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ und (b) 1,50 mol Natriumcarbonat enthalten?

Antwort: (a) 9×10^{23} , (b) $2,71 \times 10^{24}$.

Tabelle 3.2

Stoffmengen

Substanzname	Formel	Formelgewicht (ame)	Molare Masse (g/mol)	Anzahl und Art der in einem Mol vorhandenen Teilchen
Atomarer Stickstoff	N	14,0	14,0	$6,022 \times 10^{23}$ N-Atome
Molekularer Stickstoff	N ₂	28,0	28,0	$6,022 \times 10^{23}$ N ₂ -Moleküle $2(6,022 \times 10^{23})$ N-Atome
Silber	Ag	107,9	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ Ag-Atome
Silberionen	Ag ⁺	107,9*	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ Ag ⁺ -Ionen
Bariumchlorid	BaCl ₂	208,2	208,2	$6,022 \times 10^{23}$ BaCl ₂ -Einheiten $6,022 \times 10^{23}$ Ba ²⁺ -Ionen $2(6,022 \times 10^{23})$ Cl ⁻ -Ionen

* Erinnern Sie sich daran, dass die Masse des Elektrons vernachlässigt werden kann und Ionen und Atome daher im Wesentlichen die gleiche Masse haben.

Die Masse in Gramm eines Mols einer Substanz (d. h. die Masse in Gramm pro Mol) wird die **molare Masse** dieser Substanz genannt. *Die molare Masse (in g/mol) einer Substanz ist numerisch immer gleich dem Formelgewicht der Substanz (in ame).* Die Substanz NaCl hat z. B. ein Formelgewicht von 58,5 ame und eine molare Masse von 58,5 g/mol. In Tabelle 3.2 sind weitere Beispiele zu Berechnungen mit der Ein-

ÜBUNGSBEISPIEL 3.9

Berechnung der molaren Masse

Welche Masse in Gramm hat 1,000 mol Glukose, C₆H₁₂O₆?

Lösung

Analyse: Es ist die chemische Formel angegeben und wir sollen daraus die molare Masse berechnen.

Vorgehen: Die molare Masse einer Substanz lässt sich berechnen, indem die Atomgewichte der atomaren Bestandteile zusammenaddiert werden.

Lösung:

$$\begin{array}{l} 6 \text{ C-Atome} = 6(12,0 \text{ ame}) = 72,0 \text{ ame} \\ 12 \text{ H-Atome} = 12(1,0 \text{ ame}) = 12,0 \text{ ame} \\ 6 \text{ O-Atome} = 6(16,0 \text{ ame}) = \frac{96,0 \text{ ame}}{180,0 \text{ ame}} \end{array}$$

Glukose hat ein Formelgewicht von 180,0 ame. Ein Mol dieser Substanz hat eine Masse von 180,0 g, die Substanz C₆H₁₂O₆ hat also eine molare Masse von 180,0 g/mol.

Überprüfung: Die Größenordnung unserer Antwort erscheint plausibel und g/mol ist die richtige Einheit zur Angabe der molaren Masse.

Anmerkung: Glukose wird manchmal Dextrose genannt. Auch als Blutzucker bekannt, kommt Glukose vielfach in der Natur vor (z. B. in Honig und Früchten). Andere Zuckerarten werden vor ihrer Nutzung im Körper als Energiequellen im Magen oder in der Leber in Glukose umgewandelt. Glukose kann direkt im Körper verwertet werden und wird deshalb Patienten, die dringend Zucker benötigen, oft intravenös verabreicht.

ÜBUNGSAUFGABE

Berechnen Sie die molare Masse von Ca(NO₃)₂.

Antwort: 164,1 g/mol.

heit Mol und in ► Abbildung 3.9 je ein Mol einiger gebräuchlicher Substanzen dargestellt.

Die Einträge für N und N₂ in Tabelle 3.2 machen deutlich, dass es wichtig ist, bei der Angabe einer Stoffmenge in Mol die chemische Form einer Substanz exakt zu benennen. Nehmen Sie einmal an, es wird angegeben, dass in einer bestimmten Reaktion 1 mol Stickstoff entsteht. Sie könnten daraus schlussfolgern, dass damit 1 mol Stickstoffatome gemeint sind (14,0 g). Wenn nichts anderes angegeben ist, sind jedoch wahrscheinlich 1 mol Stickstoffmoleküle gemeint N₂ (28,0 g), weil N₂ die übliche chemische Form des Elements ist. Um solche Missverständnisse zu vermeiden, sollte die chemische Form der Substanz explizit angegeben werden. Durch die Angabe der chemischen Formel N₂ werden derartige Missverständnisse vermieden.

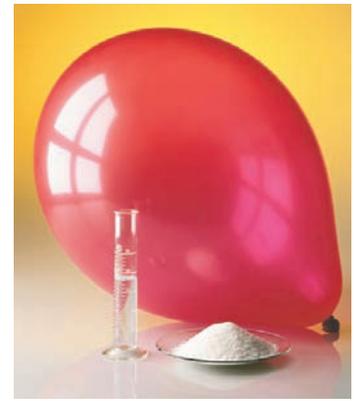


Abbildung 3.9: Ein Mol eines Festkörpers, einer Flüssigkeit und eines Gases. Ein Mol des Festkörpers NaCl hat eine Masse von 58,45 g. Ein Mol H₂O, der Flüssigkeit, hat eine Masse von 18,0 g und nimmt ein Volumen von 18,0 ml ein. Ein Mol des Gases O₂ hat eine Masse von 32,0 g und füllt einen Luftballon, dessen Durchmesser 35 cm beträgt.

Umrechnung zwischen Massen und Stoffmengen

Häufig ist es notwendig, Massen in Stoffmengen und Stoffmengen in Massen umzurechnen. Diese Berechnungen können, wie in den Übungsbeispielen 3.10 und 3.11 gezeigt wird, mit Hilfe der Dimensionsanalyse einfach durchgeführt werden.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.10

Umrechnung von Gramm in Mol

Wie viel Mol enthält Glukose (C₆H₁₂O₆) in 5,380 g von C₆H₁₂O₆?

Lösung

Analyse: Es sind die Masse einer Substanz und ihre chemische Formel angegeben. Wir sollen daraus die Stoffmenge berechnen.

Vorgehen: Die molare Masse einer Substanz liefert uns den Umrechnungsfaktor zwischen Gramm und Mol. Die molare Masse von C₆H₁₂O₆ ist 180,0 g/mol (Übungsbeispiel 3.9).

Lösung: Mit Hilfe der Beziehung 1 mol C₆H₁₂O₆ = 180,0 g C₆H₁₂O₆ stellen wir den geeigneten Umrechnungsfaktor auf und erhalten

$$\text{Mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = (5,380 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) = 0,02989 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Überprüfung: 5,380 g ist weniger als die molare Masse, es ist daher plausibel, dass wir als Antwort weniger als ein Mol erhalten. Die Einheit unserer Antwort (Mol) ist korrekt. Die Ausgangsdaten haben vier signifikante Stellen, wir geben unsere Antwort also mit vier signifikanten Stellen an.

ÜBUNGSAUFGABE

Wie viele Mol Natriumhydrogencarbonat (NaHCO₃) sind in 508 g NaHCO₃ enthalten?

Antwort: 6,05 mol NaHCO₃.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.11

Umrechnung von Mol in Gramm

Berechnen Sie die Masse (in Gramm) von 0,433 mol Calciumnitrat.

Lösung

Analyse: Es sind die Stoffmenge und der Name einer Substanz angegeben. Wir sollen daraus die Masse berechnen.

Vorgehen: Um Mol in Gramm umzurechnen, benötigen wir die molare Masse, die wir mit der chemischen Formel und den Atomgewichten berechnen können.

Lösung: Das Calciumion hat die Formel Ca^{2+} und das Nitration die Formel NO_3^- . Calciumnitrat hat also die Formel $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Durch Addieren der Atomgewichte der Elemente in der Verbindung erhalten wir ein Formelgewicht von 164,1 ame. Mit Hilfe der Beziehung $1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164,1 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2$ stellen wir den geeigneten Umrechnungsfaktor auf und erhalten

$$\text{Gramm Ca}(\text{NO}_3)_2 = \left(0,433 \cancel{\text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}\right) \left(\frac{164,1 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \cancel{\text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}}\right) = 71,1 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Überprüfung: Die angegebene Stoffmenge ist kleiner als 1 mol. Wir sollten also eine Masse erhalten, die geringer als die molare Masse von 164,1 g ist. Wenn wir die Berechnung mit gerundeten Zahlen durchführen, erhalten wir $0,5 \times 150 = 75 \text{ g}$. Die Größenordnung unserer Antwort ist also richtig. Sowohl die Einheit (g) als auch die Anzahl der signifikanten Stellen (3) sind korrekt.

ÜBUNGSAUFGABE

Welche Masse in Gramm haben (a) 6,33 mol von NaHCO_3 und (b) $3,0 \times 10^{-5}$ mol von Schwefelsäure?

Antwort: (a) 532 g, (b) $2,9 \times 10^{-3}$ g.

Umrechnung von Massen und Teilchenzahlen

Mit Hilfe des Konzepts der Stoffmenge steht uns eine Beziehung zwischen der Masse und der Anzahl der Teilchen zur Verfügung. Um zu verdeutlichen, wie wir die Masse in die Anzahl der Teilchen umrechnen können, lassen Sie uns berechnen, wie viele Kupferatome sich in einem antiken Kupferpfennig befinden. Ein solcher Pfennig wiegt ungefähr 3 g und wir nehmen an, dass er zu 100 % aus Kupfer besteht.

$$\begin{aligned} \text{Cu-Atome} &= (3 \cancel{\text{ g Cu}}) \left(\frac{1 \cancel{\text{ mol Cu}}}{63,5 \cancel{\text{ g Cu}}}\right) \left(\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ Cu-Atome}}{1 \cancel{\text{ mol Cu}}}\right) \\ &= 3 \times 10^{22} \text{ Cu-Atome} \end{aligned}$$

Beachten Sie, wie wir die Anzahl der Atome mit Hilfe der Dimensionsanalyse (siehe Abschnitt 1.6) einfach aus der Masse berechnen können. Wir verwenden dabei die molare Masse und die Avogadrokonstante als Umrechnungsfaktoren für die Umrechnungen Gramm \longrightarrow Mol \longrightarrow Atome. Beachten Sie, dass unsere Antwort eine sehr große Zahl ist. Immer wenn Sie die Anzahl der Atome, Moleküle oder Ionen einer gewöhnlichen Probe einer Substanz berechnen, sollten Sie eine sehr große Zahl als Antwort erwarten. Die Stoffmenge einer Probe in Mol ist dagegen normalerweise viel kleiner (oft kleiner als 1). In ► Abbildung 3.10 ist die allgemeine Vorgehensweise für die Umrechnung zwischen der Masse und der Anzahl der Formeleinheiten (Atome, Moleküle, Ionen oder einer anderen Einheit, die durch die Formel repräsentiert wird) zusammengefasst.



Abbildung 3.10: Vorgehensweise bei der Umrechnung der Masse und der Anzahl der Formeleinheiten einer Substanz. Die Stoffmenge einer Substanz spielt bei der Berechnung eine zentrale Rolle. Das Stoffmengenkonzept kann daher als Verknüpfung der Masse einer Substanz in Gramm mit der Anzahl der Formeleinheiten angesehen werden.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.12

Berechnung der Anzahl der Moleküle und der Anzahl der Atome aus der Masse

- (a) Wie viele Glukosemoleküle befinden sich in 5,23 g $C_6H_{12}O_6$?
 (b) Wie viele Sauerstoffatome befinden sich in der Probe?

Lösung

Analyse: Es sind die Masse und die chemische Formel angegeben. Wir sollen (a) die Anzahl der Moleküle und (b) die Anzahl der O-Atome in der Probe berechnen.

(a) Vorgehen: Um die Anzahl der Moleküle in einer bestimmten Menge einer Substanz zu berechnen, gehen wir wie in Abbildung 3.10 vor. Wir rechnen zunächst 5,23 g $C_6H_{12}O_6$ in Mol um und können mit Hilfe dieser Zahl die Anzahl der Moleküle $C_6H_{12}O_6$ bestimmen. Für die erste Umrechnung verwenden wir die molare Masse von $C_6H_{12}O_6$: $1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 = 180,0 \text{ g } C_6H_{12}O_6$, für die zweite Umrechnung die Avogadrokonstante.

Lösung: Moleküle $C_6H_{12}O_6$

$$= (5,23 \text{ g } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180,0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ Moleküle } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \right)$$

$$= 1,75 \times 10^{22} \text{ Moleküle } C_6H_{12}O_6$$

Überprüfung: Der Betrag unserer Antwort entspricht unseren Erwartungen. Weil die Ausgangsmasse weniger als einem Mol entspricht, sollte unsere Antwort weniger als $6,02 \times 10^{23}$ Moleküle betragen. Wir können die Größenordnung unserer Antwort abschätzen: $5/200 = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $2,5 \times 10^{-2} \times 6 \times 10^{23} = 15 \times 10^{21} = 1,5 \times 10^{22}$ Moleküle. Die Einheit (Moleküle) unserer Antwort und die signifikanten Stellen (drei) sind korrekt.

(b) Vorgehen: Um die Anzahl der O-Atome zu berechnen, berücksichtigen wir, dass sich in einem Molekül von $C_6H_{12}O_6$ sechs O-Atome befinden. Wir können also die Anzahl der O-Atome berechnen, indem wir die Anzahl der Moleküle $C_6H_{12}O_6$ mit dem Faktor (6 Atome O / 1 Molekül $C_6H_{12}O_6$) multiplizieren.

Lösung:

$$\text{Atome O} = (1,75 \times 10^{22} \text{ Moleküle } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{6 \text{ Atome O}}{1 \text{ Molekül } C_6H_{12}O_6} \right)$$

$$= 1,05 \times 10^{23} \text{ Atome O}$$

Überprüfung: Die Anzahl ist sechs Mal größer als die Antwort zu Teil (a). Die Anzahl der signifikanten Stellen (drei) und die Einheit (Sauerstoffatome) der Antwort sind korrekt.

ÜBUNGSAUFGABE

- (a) Wie viele Salpetersäuremoleküle befinden sich in 4,20 g von HNO_3 ?
 (b) Wie viele Sauerstoffatome befinden sich in der Probe?

Antwort: (a) $4,01 \times 10^{22}$ Moleküle HNO_3 ; (b) $1,20 \times 10^{23}$ O-Atome.

Bestimmung der empirischen Formel aus Analysen

3.5

Wie wir in Abschnitt 2.6 erfahren haben, ist in der empirischen Formel einer Substanz die relative Anzahl der Atome der einzelnen Elemente angegeben. Die empirische Formel H_2O gibt z. B. an, dass Wasser zwei H-Atome pro O-Atom enthält. Dieses Verhältnis ist auch auf der molaren Ebene gültig. 1 mol von H_2O enthält 2 mol H-Atome und 1 mol O-Atome. Wir können umgekehrt aus dem Molverhältnis der Elemente einer Verbindung die Indizes der empirischen Formel der Verbindung berechnen. Mit Hilfe des Konzepts der Stoffmenge ist es uns also wie in den folgenden Beispielen möglich, die empirische Formel einer chemischen Substanz zu bestimmen.



Molekülmodelle

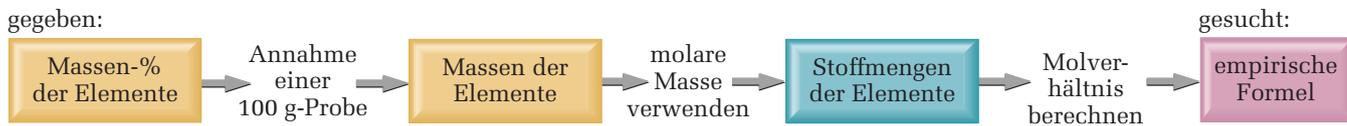


Abbildung 3.11: Vorgehensweise bei der Berechnung einer empirischen Formel aus der prozentualen Zusammensetzung. Der zentrale Bestandteil der Berechnung besteht in der Bestimmung der Stoffmengen der in der Verbindung enthaltenen Elemente.

Quecksilber und Chlor reagieren zu einer Verbindung, die aus 73,9 Massen-% Quecksilber und 26,1 Massen-% Chlor besteht. Eine Probe von 100,0 g des Festkörpers würde also 73,9 g Quecksilber (Hg) und 26,1 g Chlor (Cl) enthalten. (Für die Lösung von Aufgaben dieses Typs kann eine beliebige Probengröße verwendet werden, wir werden jedoch im Allgemeinen Proben von 100,0 g verwenden, um die Berechnung der Masse aus der Prozentzahl zu vereinfachen.) Wir erhalten die molaren Massen der Elemente aus den Atomgewichten und können damit die Stoffmengen der beiden Elemente der Probe berechnen:

$$(73,9 \text{ g Hg}) \left(\frac{1 \text{ mol Hg}}{200,6 \text{ g Hg}} \right) = 0,368 \text{ mol Hg}$$

$$(26,1 \text{ g Cl}) \left(\frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \right) = 0,735 \text{ mol Cl}$$

Wenn wir die größere Zahl (0,735 mol) durch die kleinere (0,368 mol) teilen, erhalten wir ein Cl:Hg-Molverhältnis von 1,99:1:

$$\frac{\text{Mol von Cl}}{\text{Mol von Hg}} = \frac{0,735 \text{ mol Cl}}{0,368 \text{ mol Hg}} = \frac{1,99 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Hg}}$$

Aufgrund von experimentellen Fehlern erhalten wir eventuell keine genauen ganzzahligen Werte für das Molverhältnis. Die Zahl 1,99 liegt sehr nahe bei 2, so dass wir mit großer Sicherheit davon ausgehen können, dass die empirische Formel der Verbindung HgCl_2 lautet. Es handelt sich um die empirische Formel, weil die Indizes die kleinsten ganzzahligen Werte sind, mit denen das Verhältnis der in der Verbindung vorhandenen Atome zueinander ausgedrückt werden kann (siehe Abschnitt 2.6). Die allgemeine Vorgehensweise zur Bestimmung von empirischen Formeln ist in ► Abbildung 3.11 dargestellt.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.13

Berechnung einer empirischen Formel

Ascorbinsäure (Vitamin C) hat Massenanteile von 40,92 % C, 4,58 % H und 54,50 % O. Welche empirische Formel hat Ascorbinsäure?

Lösung

Analyse: Wir sollen aus den Massenanteilen der Elemente die empirische Formel einer Verbindung berechnen.

Vorgehen: Die Vorgehensweise zur Ermittlung einer empirischen Formel umfasst drei Schritte, die in Abbildung 3.11 zusammengefasst sind.

Lösung: Wir nehmen *zunächst* aus Gründen der Einfachheit an, dass genau 100 g des Materials vorliegen (wir könnten jedoch auch jede andere Masse verwenden). In 100 g Ascorbinsäure sind 40,92 g C, 4,58 g H und 54,50 g O enthalten.

Anschließend berechnen wir die Stoffmengen der jeweiligen Elemente:

$$\text{Mol C} = (40,92 \text{ g C}) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \right) = 3,407 \text{ mol C}$$

$$\text{Mol H} = (4,58 \text{ g H}) \left(\frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} \right) = 4,54 \text{ mol H}$$

$$\text{Mol O} = (54,50 \text{ g O}) \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \right) = 3,406 \text{ mol O}$$

Zum Schluss bestimmen wir das einfachste ganzzahlige Molverhältnis, indem wir die Stoffmengen durch die kleinste Stoffmenge (3,406 mol) teilen:

$$\text{C:} \frac{3,407}{3,406} = 1,000 \quad \text{H:} \frac{4,54}{3,406} = 1,33 \quad \text{O:} \frac{3,406}{3,406} = 1,000$$

Das Verhältnis von H ist zu weit von 1 entfernt, als dass wir die Differenz mit experimentellen Fehlern erklären könnten. Es liegt vielmehr ziemlich nahe bei $1\frac{1}{3}$. Wir könnten das Verhältnis also mit 3 multiplizieren und würden auf diese Weise ganze Zahlen erhalten:

$$\text{C:H:O} = 3(1:1,33:1) = 3:4:3$$

Das ganzzahlige Molverhältnis gibt uns die Indizes der empirischen Formel an: $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$

Überprüfung: Eine gewisse Sicherheit ergibt sich daraus, dass wir bei unseren Berechnungen relativ kleine ganzzahlige Werte erhalten. Ansonsten lässt sich unsere Antwort nur schwer überprüfen.

ÜBUNGSAUFGABE

Eine Probe von 5,325 g Methylbenzoat, einer Verbindung, die zur Herstellung von Parfüms verwendet wird, enthält 3,758 g Kohlenstoff, 0,316 g Wasserstoff und 1,251 g Sauerstoff. Welche empirische Formel hat die Substanz?

Antwort: $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}$.

Bestimmung der Molekülformel aus der empirischen Formel

Aus der prozentualen Zusammensetzung einer Substanz erhalten wir stets die empirische Formel. Wir können die Molekülformel aus der empirischen Formel bestimmen, wenn uns das Molekulargewicht bzw. die molare Masse der Verbindung bekannt ist. *Die Indizes der Molekülformel einer Substanz sind stets ganzzahlige Vielfache der entsprechenden Indizes ihrer empirischen Formel* (siehe Abschnitt 2.6). Wir können den Faktor zwischen den beiden Indizes bestimmen, indem wir das empirische Formelgewicht mit dem Molekulargewicht vergleichen:

$$\text{ganzzahliger Faktor} = \frac{\text{Molekulargewicht}}{\text{empirisches Formelgewicht}} \quad (3.11)$$

In Übungsbeispiel 3.13 haben wir für Ascorbinsäure die empirische Formel $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ bestimmt, aus der sich ein empirisches Formelgewicht von $3(12,0 \text{ ame}) + 4(1,0 \text{ ame}) + 3(16,0 \text{ ame}) = 88,0 \text{ ame}$ ergibt. Das experimentell bestimmte Formelgewicht ist 176 ame. Das Molekulargewicht ist 2-mal so groß wie das empirische Formelgewicht ($176/88,0 = 2,00$). Die Molekülformel muss also 2-mal so viele Atome jedes Elements enthalten wie die empirische Formel. Um die Molekülformel $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ zu erhalten, multiplizieren wir also die Indizes der empirischen Formel mit 2:

ÜBUNGSBEISPIEL 3.14

Bestimmung einer Molekülformel

Mesitylen, ein Kohlenwasserstoff, der in kleinen Mengen in Erdöl vorkommt, hat die empirische Formel C_3H_4 . Das experimentell ermittelte Molekulargewicht dieser Substanz ist 121 ame. Welche Molekülformel hat Mesitylen?

Lösung

Analyse: Es sind die empirische Formel und das Molekulargewicht einer Substanz angegeben. Wir sollen daraus die Molekülformel bestimmen.

Vorgehen: Die Indizes der Molekülformel einer Substanz sind ganzzahlige Vielfache der Indizes ihrer empirischen Formel. Um den entsprechenden ganzzahligen Faktor zu bestimmen, vergleichen wir das Molekulargewicht mit dem Formelgewicht der empirischen Formel.

Lösung: Wir berechnen zunächst das Formelgewicht der empirischen Formel C_3H_4 .

$$3(12,0 \text{ ame}) + 4(1,0 \text{ ame}) = 40,0 \text{ ame}$$

Anschließend teilen wir das Molekulargewicht durch das empirische Formelgewicht und erhalten so den Faktor, mit dem wir die Indizes von C_3H_4 multiplizieren müssen.

$$\frac{\text{Molekulargewicht}}{\text{empirisches Formelgewicht}} = \frac{121}{40,0} = 3,02$$

Nur ganzzahlige Verhältnisse sind physikalisch sinnvoll, weil wir es mit ganzen Atomen zu tun haben. Das Ergebnis 3,02 lässt sich in diesem Fall auf kleinere Fehler bei der Bestimmung des Molekulargewichts zurückführen. Wir multiplizieren also die Indizes der empirischen Formel mit 3 und erhalten so die Molekülformel: C_9H_{12} .

Überprüfung: Wir können dem Ergebnis vertrauen, weil der Quotient aus Molekulargewicht und Formelgewicht nahezu eine ganze Zahl ist.

ÜBUNGSAUFGABE

Ethylenglykol, eine Substanz, die in Frostschutzmitteln verwendet wird, besteht aus 38,7 Massen-% C, 9,7 Massen-% H und 51,6 Massen-% O. Die molare Masse der Substanz beträgt 62,1 g/mol.

(a) Welche empirische Formel hat Ethylenglykol? (b) Welche Molekülformel hat die Substanz?

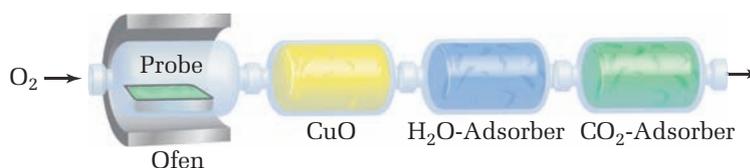
Antwort: (a) CH_3O , (b) $C_2H_6O_2$.

Verbrennungsanalyse

Die empirische Formel einer Verbindung basiert auf Experimenten, in denen die Stoffmengen der einzelnen Elemente einer Probe der Verbindung bestimmt werden. Wir verwenden daher auch das Wort „empirisch“, was so viel wie „basierend auf Beobachtungen und Experimenten“ bedeutet. Chemiker haben eine Reihe von experimentellen Techniken entwickelt, mit deren Hilfe sich empirische Formeln bestimmen lassen. Eine dieser Techniken ist die Verbrennungsanalyse, die vielfach für Verbindungen eingesetzt wird, die hauptsächlich aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen.

Bei der vollständigen Verbrennung einer Verbindung, die Kohlenstoff und Wasserstoff enthält, in einer der ► Abbildung 3.12 entsprechenden Vorrichtung wird der in der Verbindung enthaltene Kohlenstoff in CO_2 und der enthaltene Wasserstoff in H_2O umgewandelt (siehe Abschnitt 3.2). Die entstehenden Mengen von CO_2 und H_2O wer-

Abbildung 3.12: Vorrichtung zur Bestimmung der prozentualen Anteile von Kohlenstoff und Wasserstoff in einer Verbindung. Die Verbindung wird zu CO_2 und H_2O verbrannt. Das Kupferoxid dient dazu, Restspuren von Kohlenstoff und Kohlenmonoxid zu Kohlendioxid sowie Wasserstoff zu Wasser zu oxidieren.



den bestimmt, indem man die Massenzunahme in den CO_2 - und H_2O -Adsorbern misst. Mit Hilfe der Massen von CO_2 und H_2O können wir die Stoffmengen von C und H in der Ausgangsverbindung berechnen und so die empirische Formel bestimmen. Wenn die Verbindung noch ein drittes Element enthält, können wir seine Masse berechnen, indem wir die Massen von C und H von der Masse der Ausgangssubstanz abziehen. In Übungsbeispiel 3.15 wird gezeigt, wie die empirische Formel einer Substanz bestimmt werden kann, die aus C, H und O besteht.

? DENKEN SIE EINMAL NACH

Wie können Sie die Tatsache erklären, dass sich in Übungsbeispiel 3.15 anstelle des ganzzahligen Verhältnisses C:H:O (3:8:1) das Verhältnis 2,98:7,91:1,00 ergibt?

ÜBUNGSBEISPIEL 3.15

Bestimmung der empirischen Formel mittels Verbrennungsanalyse

Isopropylalkohol besteht aus den Elementen C, H und O. Bei der Verbrennung von 0,255 g Isopropylalkohol entstehen 0,561 g CO_2 und 0,306 g H_2O . Bestimmen Sie die empirische Formel von Isopropylalkohol.

Lösung

Analyse: In der Aufgabe ist angegeben, dass Isopropylalkohol nur C-, H- und O-Atome enthält. Ferner sind die Mengen an CO_2 und H_2O angegeben, die bei der Verbrennung einer bestimmten Menge des Alkohols entstehen. Wir sollen mit Hilfe dieser Informationen die empirische Formel von Isopropylalkohol bestimmen. Zu diesem Zweck müssen wir die Stoffmengen von C, H und O in der Probe ermitteln.

Vorgehen: Wir berechnen mit Hilfe des Stoffmengenkonzepts die in der CO_2 -Menge enthaltene Masse Kohlenstoff und die in der H_2O -Menge enthaltene Masse Wasserstoff. Diese Mengen an C und H entsprechen den Mengen, die vor der Verbrennung im Isopropylalkohol vorhanden waren. Die in der Verbindung enthaltene Masse Sauerstoff ist gleich der Masse des Isopropylalkohols minus der Summe der Massen von C und H. Wenn uns die Massen von C, H und O in der Probe bekannt sind, können wir wie in Übungsbeispiel 3.13 fortfahren: Wir berechnen die Stoffmengen der Elemente, bestimmen ihr Verhältnis zueinander und erhalten so die Indizes der empirischen Formel.

Lösung: Um die Masse von C zu bestimmen, rechnen wir zunächst die Masse von CO_2 in die Stoffmenge um ($1 \text{ mol } \text{CO}_2 = 44,0 \text{ g } \text{CO}_2$). Weil in jedem CO_2 Molekül genau 1 C-Atom vorhanden ist, entspricht die Stoffmenge der CO_2 -Moleküle der Stoffmenge der C-Atome. Wir können also die Stoffmenge von CO_2 in die Stoffmenge von C umrechnen. Mit Hilfe der molaren Masse von C ($1 \text{ mol } \text{C} = 12,0 \text{ g } \text{C}$) rechnen wir schließlich die Stoffmenge von C in die Masse um. Wenn wir diese drei Umrechnungen zusammenfassen, erhalten wir:

$$\text{Gramm C} = (0,561 \text{ g } \text{CO}_2) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,0 \text{ g } \text{CO}_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \right) \left(\frac{12,0 \text{ g } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{C}} \right) = 0,153 \text{ g } \text{C}$$

Bei der Berechnung der Masse von H gehen wir auf ähnliche Weise vor. Wir achten dabei darauf, dass sich in einem H_2O -Molekül zwei H-Atome befinden:

$$\text{Gramm H} = (0,306 \text{ g } \text{H}_2\text{O}) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{2 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{1,01 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}} \right) = 0,0343 \text{ g } \text{H}$$

Die Gesamtmasse der Probe von 0,255 g ist gleich der Summe der Massen von C, H und O. Wir können also die Masse von O berechnen:

$$\begin{aligned} \text{Masse von O} &= \text{Masse der Probe} - (\text{Masse von C} + \text{Masse von H}) \\ &= 0,255 \text{ g} - (0,153 \text{ g} + 0,0343 \text{ g}) = 0,068 \text{ g } \text{O} \end{aligned}$$

Anschließend berechnen wir die in der Probe enthaltenen Stoffmengen von C, H und O:

$$\text{Mol C} = (0,153 \text{ g } \text{C}) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}}{12,0 \text{ g } \text{C}} \right) = 0,0128 \text{ mol } \text{C}$$

$$\text{Mol H} = (0,0343 \text{ g } \text{H}) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{H}}{1,01 \text{ g } \text{H}} \right) = 0,0340 \text{ mol } \text{H}$$

$$\text{Mol O} = (0,068 \text{ g } \text{O}) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{O}}{16,0 \text{ g } \text{O}} \right) = 0,0043 \text{ mol } \text{O}$$

Wir erhalten die empirische Formel, indem wir die Stoffmengen der einzelnen Elemente zueinander ins Verhältnis setzen. Dazu teilen wir die Stoffmengen der Elemente durch die kleinste ermittelte Stoffmenge, also durch 0,0043 und erhalten das Stoffmengenverhältnis. Das Stoffmengenverhältnis von C:H:O erreicht somit 2,98:7,91:1,00. Die ersten beiden Zahlen liegen nahe an den ganzen Zahlen 3 und 8, so dass sich die empirische Formel $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ ergibt.

Überprüfung: Die Indizes sind erwartungsgemäß relativ kleine ganze Zahlen.

ÜBUNGSAUFGABE

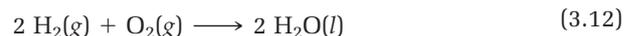
- (a) Capronsäure, die für den unangenehmen Geruch getragener Socken verantwortlich ist, besteht aus C-, H- und O-Atomen. Bei der Verbrennung einer Probe von 0,225 g dieser Verbindung entstehen 0,512 g CO₂ und 0,209 g H₂O. Welche empirische Formel hat Capronsäure?
- (b) Capronsäure hat eine molare Masse von 116 g/mol. Welche Molekülformel hat die Verbindung?

Antworten: (a) C₃H₆O, (b) C₆H₁₂O₂.

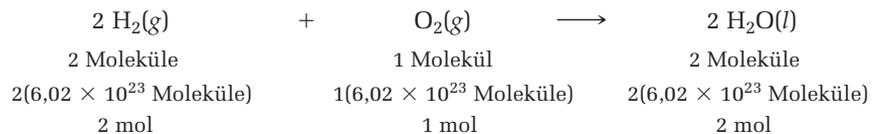
Quantitative Informationen aus ausgeglichenen Gleichungen

3.6

Die Koeffizienten einer chemischen Gleichung geben die relative Anzahl der an der Reaktion beteiligten Moleküle an. Mit Hilfe des Stoffmengenkonzepts können wir aus diesen Informationen die Massen der Substanzen gewinnen. Betrachten Sie die folgende ausgeglichene Gleichung:



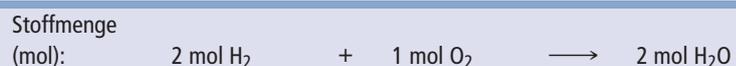
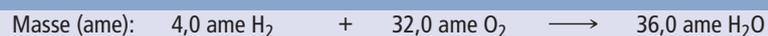
Die Koeffizienten geben an, dass je zwei H₂-Moleküle mit einem O₂-Molekül zu zwei H₂O-Molekülen reagieren. Das Verhältnis der Stoffmengen entspricht der relativen Anzahl der Moleküle:



Wir können diese Beobachtung für alle ausgeglichenen chemischen Reaktionen verallgemeinern: *Die Koeffizienten einer ausgeglichenen chemischen Reaktion geben sowohl die relative Anzahl der an einer Reaktion beteiligten Moleküle (oder Formeleinheiten) als auch das Verhältnis der Stoffmengen an.* In Tabelle 3.3 ist dieses Ergebnis zusammengefasst. Aus der Tabelle wird auch der Zusammenhang mit dem Gesetz der Erhaltung der Masse deutlich. Achten Sie darauf, dass die Gesamtmasse der Re-

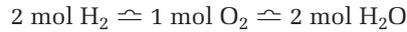
Tabelle 3.3

Informationen aus einer ausgeglichenen Reaktionsgleichung



aktanten (4,0 g + 32,0 g) der Gesamtmasse der Produkte (36,0 g) entspricht. (Die Umwandlung von Materie in Energie gemäß $E = mc^2$ ist hier unwägbare klein und darf unberücksichtigt bleiben.)

Die in den Koeffizienten der ► Gleichung 3.12 angegebenen Größen 2 mol H_2 , 1 mol O_2 und 2 mol H_2O werden *stöchiometrische Verhältniszahlen* genannt. Die Beziehungen zwischen diesen Größen können wie folgt ausgedrückt werden:



wobei das Symbol \simeq für „entspricht stöchiometrisch“ steht. Mit anderen Worten zeigt ► Gleichung 3.12, dass aus 2 mol H_2 und 1 mol O_2 2 mol H_2O gebildet werden. Wir können diese stöchiometrischen Beziehungen verwenden, um die Mengen der Reaktanten und Produkte einer chemischen Reaktion miteinander ins Verhältnis zu setzen. So können wir z. B. die Stoffmenge an H_2O berechnen, die bei der Reaktion von 1,57 mol von O_2 entsteht:

$$\text{Mol } H_2O = (1,57 \text{ mol } O_2) \left(\frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \right) = 3,14 \text{ mol } H_2O$$

Betrachten Sie als weiteres Beispiel die Verbrennung von Butan, C_4H_{10} , das für Einwegfeuerzeuge verwendet wird:



Wir wollen die Masse von CO_2 berechnen, die bei der Verbrennung von 1,00 g C_4H_{10} entsteht. Die Koeffizienten aus ► Gleichung 3.13 verraten uns, wie die Menge des verbrauchten C_4H_{10} und die Menge des gebildeten CO_2 zusammenhängen: 2 mol $C_4H_{10} \simeq 8 \text{ mol } CO_2$. Wir müssen jedoch zunächst mit Hilfe der molaren Masse C_4H_{10} die angegebene Masse von C_4H_{10} in die Stoffmenge von C_4H_{10} umrechnen. Mit Hilfe der Beziehung 1 mol $C_4H_{10} = 58,0 \text{ g } C_4H_{10}$ erhalten wir:

$$\begin{aligned} \text{Mol } C_4H_{10} &= (1,00 \text{ g } C_4H_{10}) \left(\frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{58,0 \text{ g } C_4H_{10}} \right) \\ &= 1,72 \times 10^{-2} \text{ mol } C_4H_{10} \end{aligned}$$

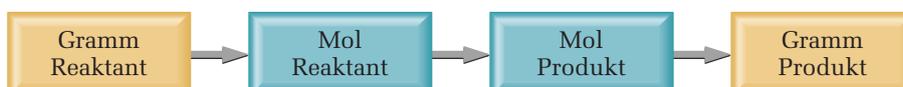
Wir verwenden den stöchiometrischen Faktor der ausgeglichenen Gleichung (2 mol $C_4H_{10} \simeq 8 \text{ mol } CO_2$), um die Stoffmenge von CO_2 zu berechnen:

$$\begin{aligned} \text{Mol } CO_2 &= (1,72 \times 10^{-2} \text{ mol } C_4H_{10}) \left(\frac{8 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_4H_{10}} \right) \\ &= 6,88 \times 10^{-2} \text{ mol } CO_2 \end{aligned}$$

Mit Hilfe der molaren Masse von CO_2 können wir schließlich die Masse von CO_2 in Gramm berechnen (1 mol $CO_2 = 44,0 \text{ g } CO_2$):

$$\begin{aligned} \text{Gramm } CO_2 &= (6,88 \times 10^{-2} \text{ mol } CO_2) \left(\frac{44,0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \right) \\ &= 3,03 \text{ g } CO_2 \end{aligned}$$

Die Umrechnungsfolge lautet also:



? DENKEN SIE EINMAL NACH

Wenn 1,57 mol O_2 mit H_2 reagiert und dabei H_2O entsteht, wie viele Mole von H_2 werden verbraucht?

ÜBUNGSBEISPIEL 3.16

Berechnung von Reaktant- und Produktmengen

Wie viel Gramm Wasser entstehen bei der Oxidation von 1,00 g Glukose $C_6H_{12}O_6$?



Lösung

Analyse: Es ist die Masse eines Reaktanten angegeben. Wir sollen daraus mit Hilfe einer Reaktionsgleichung die Masse eines Produkts berechnen.

Vorgehen: Wie in ► Abbildung 3.13 gezeigt, gehen wir in drei Schritten vor. Wir rechnen zunächst die angegebene Masse von $C_6H_{12}O_6$ in Mol um. Anschließend verwenden wir die ausgeglichene Gleichung, um das Verhältnis der Stoffmengen von $C_6H_{12}O_6$ und H_2O zu bestimmen ($1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 \rightleftharpoons 6 \text{ mol } H_2O$). Zum Schluss der Berechnung müssen wir schließlich die erhaltene Stoffmenge von H_2O wieder in Gramm umrechnen.

Lösung: Wir verwenden zunächst die molare Masse von $C_6H_{12}O_6$, um die Masse von $C_6H_{12}O_6$ in die Stoffmenge von $C_6H_{12}O_6$ umzurechnen:

$$\text{Mol } C_6H_{12}O_6 = (1,00 \text{ g } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180,0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right)$$

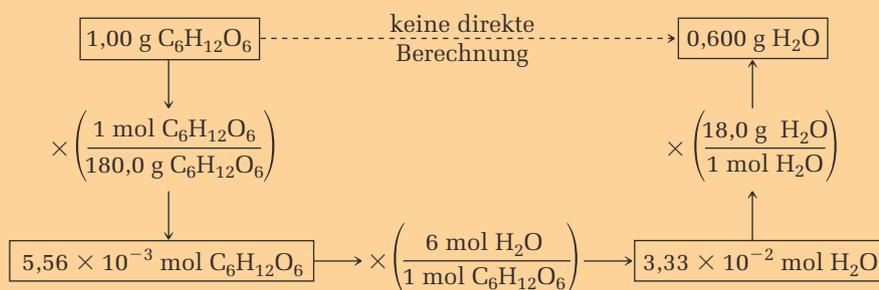
Anschließend rechnen wir mit Hilfe der ausgeglichenen Reaktionsgleichung die Stoffmenge von $C_6H_{12}O_6$ in die Stoffmenge von H_2O um:

$$\text{Mol } H_2O = (1,00 \text{ g } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180,0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{6 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \right)$$

Wir verwenden schließlich die molare Masse von H_2O , um die Stoffmenge von H_2O in die Masse von H_2O umzurechnen:

$$\text{Gramm } H_2O = (1,00 \text{ g } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180,0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{6 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{18,0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \right) = 0,600 \text{ g } H_2O$$

Diese Schritte können analog zu ► Abbildung 3.13 in einem Diagramm zusammengefasst werden:



Überprüfung: Eine Abschätzung der Antwort ($18/180 = 0,1$ und $0,1 \times 6 = 0,6$) stimmt mit der exakten Berechnung überein. Die Einheit (Gramm H_2O) ist korrekt. Die Ausgangsdaten sind mit drei signifikanten Stellen angegeben. In der Antwort sollten also ebenfalls drei signifikante Stellen angegeben werden.

Anmerkung: Ein durchschnittlicher Mensch nimmt täglich 2 l Wasser auf und scheidet 2,4 l Wasser aus. Die Differenz zwischen 2 l und 2,4 l ergibt sich aus der Bildung von Wasser beim Metabolismus der aufgenommenen Nahrungsmittel (wie z. B. der Oxidation von Glukose). *Metabolismus* ist ein allgemeiner Ausdruck zur Beschreibung der chemischen Vorgänge, die in einem lebenden Tier oder einer lebenden Pflanze auftreten. Die Wüstenratte (Kängururatte) nimmt gar kein Wasser auf und überlebt vollständig mit Hilfe von metabolisiertem Wasser.

ÜBUNGSAUFGABE

Um kleine Mengen von O_2 im Labor herzustellen, wird häufig die Zerfallsreaktion von $KClO_3$ verwendet: $2 KClO_3 \longrightarrow 2 KCl(s) + 3 O_2(g)$. Wie viel Gramm O_2 erhält man aus 4,50 g von $KClO_3$?

Antwort: 1,77 g.

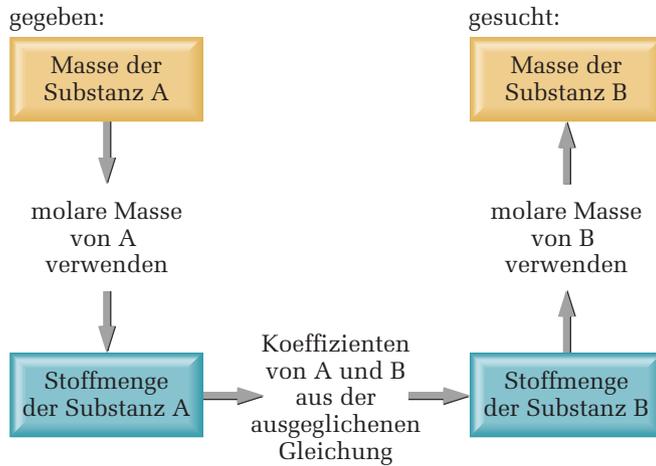


Abbildung 3.13: Prozedur zur Berechnung der Reaktant- und Produktmengen einer Reaktion. Die Masse eines in einer Reaktion verbrauchten Reaktanten oder gebildeten Produkts kann mit Hilfe der Masse eines der anderen Reaktanten oder eines Produkts berechnet werden. Beachten Sie, wie die molaren Massen und die Koeffizienten der ausgeglichenen Reaktionsgleichung in die Berechnung einfließen.

Wir können die einzelnen Schritte in einer einzigen Gleichung zusammenfassen:

$$\begin{aligned} \text{Gramm CO}_2 &= (1,00 \text{ g C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \right) \\ &= 3,03 \text{ g CO}_2 \end{aligned}$$

Auf ähnliche Weise können wir die Mengen von O₂ und H₂O berechnen, die in dieser Reaktion verbraucht bzw. gebildet werden. Um z. B. die Menge des verbrauchten O₂ zu berechnen, verwenden wir wiederum die Koeffizienten der ausgeglichenen Reaktionsgleichung und erhalten daraus den entsprechenden stöchiometrischen Faktor: 2 mol C₄H₁₀ \approx 13 mol O₂

$$\begin{aligned} \text{Gramm O}_2 &= (1,00 \text{ g C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right) \\ &= 3,59 \text{ g O}_2 \end{aligned}$$

In ► Abbildung 3.13 ist die allgemeine Vorgehensweise bei der Berechnung der in chemischen Reaktionen verbrauchten oder gebildeten Substanzmengen zusammengefasst. Wir erhalten das Verhältnis der Stoffmengen der an der Reaktion beteiligten Reaktanten und Produkte aus der ausgeglichenen chemischen Gleichung.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.17

Berechnung von Reaktant- und Produktmengen

In Raumfahrzeugen wird festes Lithiumhydroxid verwendet, um ausgeatmetes Kohlendioxid aus der Luft zu entfernen. Lithiumhydroxid reagiert dabei mit gasförmigem Kohlendioxid zu festem Lithiumcarbonat und flüssigem Wasser. Wie viel Gramm Kohlendioxid werden von 1,00 g Lithiumhydroxid absorbiert?

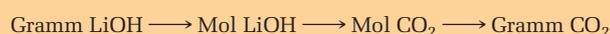
Lösung

Analyse: Es ist eine verbale Beschreibung einer Reaktion angegeben. Wir sollen berechnen, wie viel Gramm eines Reaktanten mit 1,00 g eines anderen Reaktanten reagieren.

Vorgehen: Wir stellen mit Hilfe der verbalen Beschreibung der Reaktion eine ausgeglichene Reaktionsgleichung auf:



Wir sollen mit Hilfe der Masse von LiOH die Masse von CO₂ berechnen. Wir können diese Aufgabe lösen, indem wir die folgenden Umrechnungen durchführen:



Für die Umrechnung der Masse von LiOH in die Stoffmenge der Substanz benötigen wir die molare Masse von LiOH ($6,94 + 16,00 + 1,01 = 23,95 \text{ g/mol}$). Für die Umrechnung der Stoffmenge von LiOH in die Stoffmenge von CO_2 verwenden wir die ausgeglichene chemische Gleichung: $2 \text{ mol LiOH} \rightleftharpoons 1 \text{ mol CO}_2$. Um die Stoffmenge von CO_2 in Gramm umzurechnen, benötigen wir die molare Masse von CO_2 : $12,01 + 2(16,00) = 44,01 \text{ g/mol}$.

Lösung:

$$(1,00 \text{ g LiOH}) \left(\frac{1 \text{ mol LiOH}}{23,95 \text{ g LiOH}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol LiOH}} \right) \left(\frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \right) = 0,919 \text{ g CO}_2$$

Überprüfung: Beachten Sie, dass $23,95 \approx 24 \times 2 = 48$ und $44/48$ etwas kleiner als 1 sind. Die Größenordnung der Antwort ist daher plausibel. Auch die Anzahl der signifikanten Stellen und die Einheit der Antwort sind korrekt.

ÜBUNGSAUFGABE

Propan C_3H_8 ist ein Brennstoff, der häufig zum Kochen und zur Beheizung von Wohnungen verwendet wird. Welche Masse von O_2 wird bei der Verbrennung von 1,00 g Propan verbraucht?

Antwort: 3,64 g.

Chemie im Einsatz ■ CO_2 und der Treibhauseffekt

Kohle und Öl liefern uns die Energie, die wir zur Erzeugung von Elektrizität und für unsere Industrie benötigen. Diese Treibstoffe bestehen hauptsächlich aus Kohlenwasserstoffen und anderen Substanzen, die Kohlenstoff enthalten. Wie wir bereits festgestellt haben, entstehen bei der Verbrennung von 1,00 g von C_4H_{10} 3,03 g CO_2 . Bei der Verbrennung von einer Gallone (3,78 l) Benzin (Dichte = $0,70 \text{ g/ml}$ und die ungefähre Zusammensetzung von C_8H_{18}) entstehen ungefähr 8 kg CO_2 . Über die Verbrennung derartiger Treibstoffe werden jährlich ungefähr 20 Mrd. Tonnen CO_2 in die Atmosphäre freigesetzt.

Der Großteil dieser Menge wird von den Weltmeeren aufgenommen oder von Pflanzen für die Photosynthese verwendet. Nichtsdestotrotz wird zurzeit viel mehr CO_2 erzeugt als gebunden. Chemiker haben seit 1958 die Konzentration von CO_2 in der Atmosphäre aufgezeichnet. Durch die Analyse von in antarktischen und grönländischem Eis eingeschlossenen Luftbläschen ist es möglich, die atmosphärische Konzentration von CO_2 bis zu 160.000 Jahre zurückzuverfolgen. In derartigen Messungen wurde festgestellt, dass die Konzentration von CO_2 seit der letzten Eis-

zeit vor ungefähr 10.000 Jahren bis vor kurzem nahezu konstant geblieben ist. Dies hat sich mit der vor ca. 300 Jahren einsetzenden industriellen Revolution geändert. Seit dieser Zeit hat die Konzentration von CO_2 um ungefähr 25 % zugenommen (► Abbildung 3.14).

Obwohl CO_2 nur einen geringen Bestandteil der Atmosphäre ausmacht, spielt es bei der Rückhaltung von Wärme eine große Rolle und verhält sich dabei ähnlich wie das Glas eines Treibhauses. Aus diesem Grund werden CO_2 und andere wärmeabsorbierende Gase häufig als Treibhausgase und der von diesen Gasen verursachte Effekt als *Treibhauseffekt* bezeichnet. Die Mehrzahl der Wissenschaftler, die sich mit der Atmosphäre beschäftigen, ist davon überzeugt, dass die Anreicherung von CO_2 und anderen wärmeabsorbierenden Gasen in der Atmosphäre zu einer Änderung des Klimas unseres Planeten führt. Es wird jedoch eingeräumt, dass die Faktoren, die unser Klima beeinflussen, komplex und nur unvollständig verstanden sind.

Wir werden uns in Kapitel 18 näher mit dem Treibhauseffekt beschäftigen.

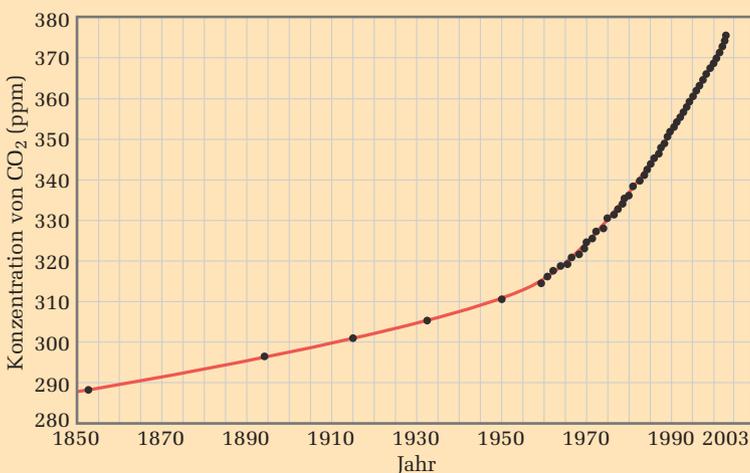
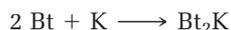


Abbildung 3.14: Steigende Konzentration von CO_2 in der Atmosphäre. Die weltweite Konzentration von CO_2 hat in den letzten 150 Jahren von 290 ppm auf über 370 ppm zugenommen. Die Konzentration in ppm gibt die Anzahl der Moleküle von CO_2 an, die in einer Million (10^6) Luftmoleküle vorhanden sind. Daten vor 1958 wurden durch Analysen von in Gletschereis eingeschlossenen Luftbläschen gewonnen.

Limitierende Reaktanten

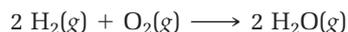
3.7

Nehmen Sie an, Sie wollen mehrere belegte Brote zubereiten und verwenden dafür jeweils eine Scheibe Käse und zwei Scheiben Brot, Bt = Brot, K = Käse und Bt₂K = Käsebrot. Wenn wir die Abkürzungen verwenden, kann das Rezept zur Zubereitung eines belegten Brotes wie eine chemische Gleichung aufgestellt werden:



Wenn Sie 10 Scheiben Brot und 7 Scheiben Käse haben, können Sie nur 5 belegte Brote zubereiten, bevor Ihnen das Brot ausgeht. Es bleiben 2 Scheiben Käse übrig. Die Anzahl der belegten Brote wird von der Anzahl des vorhandenen Brots begrenzt.

Eine analoge Situation tritt in chemischen Reaktionen auf, wenn einer der Reaktanten vor den anderen verbraucht wird. Die Reaktion kommt zum Erliegen, wenn einer der Reaktanten vollständig verbraucht ist. Von den anderen Reaktanten bleibt ein Überschuss zurück. Nehmen Sie z. B. an, es liegt eine Mischung von 10 mol H₂ und 7 mol O₂ vor, die zu Wasser reagieren:



Aus der Beziehung 2 mol H₂ \rightleftharpoons 1 mol O₂ ergibt sich die Stoffmenge von O₂, die für die Reaktion mit H₂ benötigt wird:

$$\text{Mol O}_2 = (10 \text{ mol H}_2) \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} \right) = 5 \text{ mol O}_2$$

Zu Beginn der Reaktion liegen 7 mol O₂ vor, so dass 7 mol O₂ – 5 mol O₂ = 2 mol O₂ übrig bleiben, wenn das gesamte H₂ verbraucht ist. Das betrachtete Beispiel ist in ► Abbildung 3.15 auf molekularer Ebene dargestellt.

Der Reaktant, der in einer Reaktion vollständig verbraucht wird, wird entweder **limitierender Reaktant** oder *limitierendes Reagenz* genannt, weil er die Menge des gebildeten Produkts begrenzt bzw. limitiert. Die anderen Reaktanten werden manchmal mit *Überschussreaktanten* oder *Überschussreagenzien* bezeichnet. In unserem Beispiel ist der limitierende Reaktant H₂. Wenn also das gesamte H₂ verbraucht ist, kommt die Reaktion zum Stillstand. O₂ ist ein Überschussreaktant und nach dem Erliegen der Reaktion bleibt ein Teil des O₂ zurück.

Es gibt keine Einschränkungen für die Ausgangsmengen der Reaktanten einer Reaktion. Viele Reaktionen werden mit einem Überschuss eines Reaktanten durchge-

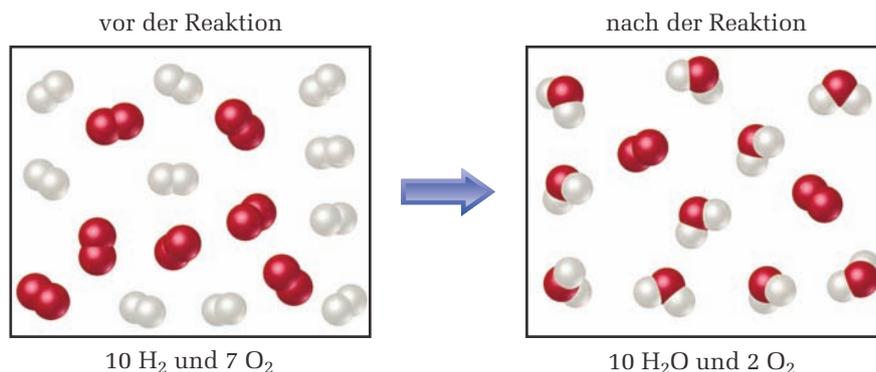


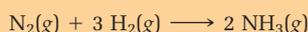
Abbildung 3.15: Beispiel eines limitierenden Reaktanten. H₂ wird vollständig in der Reaktion verbraucht und ist daher der limitierende Reaktant. Weil am Beginn der Reaktion mehr als die stöchiometrische Menge an O₂ vorhanden war, bleibt ein Teil am Ende der Reaktion zurück. Die Menge des gebildeten H₂O hängt direkt von der Menge des verbrauchten H₂ ab.

führt. Die Mengen der verbrauchten Reaktanten und der gebildeten Produkte sind jedoch von der Menge des limitierenden Reaktanten abhängig. Bei der Verbrennung an freier Luft ist Sauerstoff reichlich vorhanden und daher ein Überschussreaktant. Eventuell sind Sie schon einmal mit dem Auto liegen geblieben, weil Sie keinen Treibstoff mehr hatten. Das Auto bleibt stehen, weil Ihnen der limitierende Reaktant der Verbrennungsreaktion (der Treibstoff) ausgegangen ist.

ÜBUNGSBEISPIEL 3.18

Berechnung der von einem limitierenden Reaktanten gebildeten Produktmenge

Der wichtigste kommerzielle Vorgang, um N_2 aus der Luft in stickstoffhaltige Verbindungen umzuwandeln, basiert auf der Reaktion von N_2 und H_2 zu Ammoniak (NH_3):



Wie viel Mol NH_3 können aus 3,0 mol N_2 und 6,0 mol H_2 gebildet werden?

Lösung

Analyse: Wir sollen mit Hilfe der angegebenen Stoffmengen der Reaktanten N_2 und H_2 einer Reaktion die Stoffmenge des Produkts (NH_3) berechnen. Es handelt sich also um eine Aufgabe mit einem limitierenden Reaktanten.

Vorgehen: Wenn wir annehmen, dass ein Reaktant vollständig verbraucht wird, können wir berechnen, welche Menge des zweiten Reaktanten in der Reaktion benötigt wird. Durch einen Vergleich der berechneten Größe mit der verfügbaren Menge bestimmen wir, welcher Reaktant limitierend ist. Wir fahren unter Verwendung der Stoffmenge des limitierenden Reaktanten mit der Berechnung fort.

Lösung: Die Stoffmenge an H_2 , die zum vollständigen Verbrauch von 3,0 mol N_2 benötigt wird, ist

$$\text{Mol } H_2 = (3,0 \text{ mol } N_2) \left(\frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } N_2} \right) = 9,0 \text{ mol } H_2$$

Es sind nur 6,0 mol H_2 vorhanden, so dass das gesamte H_2 verbraucht wird, bevor uns das N_2 ausgeht. H_2 ist also der limitierende Reaktant. Wir verwenden die Stoffmenge des limitierenden Reaktanten H_2 , um die Stoffmenge des gebildeten NH_3 zu berechnen:

$$\text{Mol } NH_3 = (6,0 \text{ mol } H_2) \left(\frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2} \right) = 4,0 \text{ mol } NH_3$$

Anmerkung: Dieses Beispiel ist in der Tabelle zusammengefasst:

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	\longrightarrow	$2 NH_3(g)$
Ausgangsgrößen	3,0 mol		6,0 mol		0 mol
Änderungen (Reaktion)	-2,0 mol		-6,0 mol		+4,0 mol
Endgrößen	1,0 mol		0 mol		4,0 mol

Beachten Sie, dass wir nicht nur die Stoffmenge des gebildeten NH_3 , sondern auch die Stoffmengen der Reaktanten berechnen können, die nach der Reaktion zurückbleiben. Beachten Sie außerdem, dass trotz der größeren Stoffmenge von H_2 gegenüber N_2 zu Beginn der Reaktion aufgrund des größeren Koeffizienten in der ausgeglichenen Reaktionsgleichung der limitierende Reaktant H_2 ist.

Überprüfung: In der Tabelle stimmt das Verhältnis von Reaktanten und Produkten mit den Koeffizienten der ausgeglichenen Reaktionsgleichung 1:3:2 überein. Weil H_2 der limitierende Reaktant ist, wird er in der Reaktion vollständig verbraucht, so dass 0 mol übrig bleiben. Weil 2,0 mol H_2 zwei signifikante Stellen hat, geben wir in unserer Antwort ebenfalls zwei signifikante Stellen an.

ÜBUNGSAUFGABE

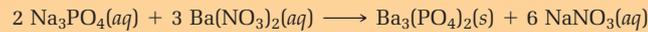
Betrachten Sie die Reaktion $2 Al(s) + 3 Cl_2(g) \longrightarrow 2 AlCl_3(s)$. Ein Gemisch von 1,50 mol Al und 3,00 mol Cl_2 wird zur Reaktion gebracht. **(a)** Welcher Reaktant ist limitierend? **(b)** Wie viel Mol $AlCl_3$ werden gebildet? **(c)** Wie viel Mol des Überschussreaktanten liegen am Ende der Reaktion noch vor?

Antworten: **(a)** Al; **(b)** 1,50 mol; **(c)** 0,75 mol Cl_2 .

ÜBUNGSBEISPIEL 3.19

Berechnung der von einem limitierenden Reaktanten gebildeten Produktmenge

Betrachten Sie die folgende Reaktion:



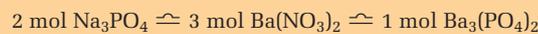
Nehmen Sie an, eine Lösung, die 3,50 g Na_3PO_4 enthält, wird mit einer Lösung gemischt, die 6,40 g $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ enthält. Wie viel Gramm $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ können in der Reaktion gebildet werden?

Lösung

Analyse: Wir sollen mit Hilfe der Mengen zweier Reaktanten die Menge des Produkts berechnen. Es handelt sich also um eine Aufgabe mit einem limitierenden Reaktanten.

Vorgehen: Zunächst müssen wir herausfinden, welcher Reaktant limitierend ist. Dazu berechnen wir die Stoffmengen der einzelnen Reaktanten und vergleichen ihr Verhältnis mit dem der ausgeglichenen Reaktionsgleichung. Wir verwenden anschließend die Menge des limitierenden Reaktanten, um die Masse des gebildeten $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ zu berechnen.

Lösung: Aus der ausgeglichenen Reaktionsgleichung erhalten wir die folgenden stöchiometrischen Beziehungen:



Mit Hilfe der molaren Massen der einzelnen Reaktanten können wir ihre Stoffmengen berechnen:

$$\text{Mol Na}_3\text{PO}_4 = (3,50 \text{ g Na}_3\text{PO}_4) \left(\frac{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}{164 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} \right) = 0,0213 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4$$

$$\text{Mol Ba}(\text{NO}_3)_2 = (6,40 \text{ g Ba}(\text{NO}_3)_2) \left(\frac{1 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2}{261 \text{ g Ba}(\text{NO}_3)_2} \right) = 0,0245 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2$$

Die Stoffmenge von $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ist also etwas größer als die Stoffmenge von Na_3PO_4 . Die Koeffizienten in der ausgeglichenen Reaktionsgleichung zeigen jedoch an, dass in der Reaktion pro 2 mol Na_3PO_4 3 mol $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ benötigt werden. Es werden 1,5-mal mehr Mol $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ als Mol Na_3PO_4 benötigt. Es liegt also zu wenig $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ vor, um das Na_3PO_4 zu verbrauchen, und $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ist der limitierende Reaktant. Wir verwenden daher die Stoffmenge von $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, um die Menge des gebildeten Produkts zu berechnen. Wir können diese Berechnung mit der Masse von $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ beginnen, können uns jedoch einen Schritt ersparen, indem wir mit der zuvor bereits berechneten Stoffmenge von $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ beginnen:

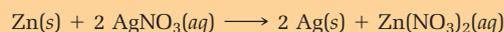
$$\text{Gramm Ba}_3(\text{PO}_4)_2 = (0,0245 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2) \left(\frac{1 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{3 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2} \right) \left(\frac{602 \text{ g Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2} \right) = 4,92 \text{ g Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

Überprüfung: Der Betrag unserer Antwort scheint plausibel zu sein: Wenn wir mit den beiden rechts stehenden Umrechnungsfaktoren beginnen, erhalten wir $600/3 = 200$; $200 \times 0,025 = 5$. Die Einheit ist korrekt und die Anzahl der signifikanten Stellen (drei) entspricht der Anzahl der signifikanten Stellen in der Menge von $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Anmerkung: Mit Hilfe der Menge des limitierenden Reaktanten $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ können auch die Mengen des gebildeten NaNO_3 (4,16 g) und des verbrauchten Na_3PO_4 (2,67 g) berechnet werden. Die Masse des überschüssigen Reaktanten Na_3PO_4 ist gleich der Ausgangsmasse abzüglich der in der Reaktion verbrauchten Masse, $3,50 \text{ g} - 2,67 \text{ g} = 0,82 \text{ g}$.

ÜBUNGSAUFGABE

Ein Streifen Zinkmetall mit einer Masse von 2,00 g wird in eine wässrige Lösung von 2,50 g Silbernitrat gegeben. Es findet die folgende Reaktion statt:



- Welcher Reaktant ist limitierend?
- Wie viel Gramm Ag werden gebildet?
- Wie viel Gramm $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ werden gebildet?
- Wie viel Gramm des Überschussreaktanten liegen am Ende der Reaktion noch vor?

Antwort: (a) AgNO_3 ; (b) 1,59 g; (c) 1,39 g; (d) 1,52 g Zn.



Limitierende Reaktanten

Lassen Sie uns vor dem Abschluss des Themas die Daten unseres Beispiels in tabellarischer Form zusammenfassen:

	2 H ₂ (g)	+ O ₂ (g)	→ 2 H ₂ O(g)
Ausgangsmengen	10 mol	7 mol	0 mol
Änderungen (Reaktion)	-10 mol	-5 mol	+10 mol
Endmengen	0 mol	2 mol	10 mol

Die Ausgangsmengen der Reaktanten sind die Mengen, die beim Start der Reaktion vorliegen (10 mol H₂ und 7 mol O₂). In der zweiten Zeile der Tabelle (Änderungen) sind die Mengen der Reaktanten, die verbraucht werden, und die Menge des Produkts, das gebildet wird, aufgeführt. Diese Mengen werden von der Menge des limitierenden Reaktanten begrenzt und hängen von den Koeffizienten der ausgeglichenen Reaktionsgleichung ab. Das Stoffmengenverhältnis H₂:O₂:H₂O = 10:5:10 entspricht dem Verhältnis der Koeffizienten der ausgeglichenen Reaktionsgleichung, 2:1:2. Die Änderungen sind bei den Reaktanten negativ, weil diese während der Reaktion verbraucht werden, bei den Produkten dagegen positiv, weil diese während der Reaktion gebildet werden. Die Mengen in der dritten Zeile der Tabelle (Endmengen) hängen schließlich von den Ausgangsmengen und den während der Reaktion auftretenden Änderungen ab. Wir erhalten diese Einträge, indem wir die Einträge der Ausgangsmengen und Änderungen jeder Spalte addieren. Am Ende der Reaktion ist der limitierende Reaktant (H₂) vollständig verbraucht. Es bleiben nur 2 mol O₂ und 10 mol H₂O übrig.

Theoretische Ausbeute

Die Menge des Produkts, die rechnerisch gebildet werden sollte, wenn der limitierende Reaktant vollständig verbraucht wird, wird **theoretische Ausbeute** genannt. Die tatsächlich in einer Reaktion gebildete Produktmenge wird *tatsächliche Ausbeute* genannt. Die tatsächliche Ausbeute ist fast immer geringer (und kann nie größer sein) als die theoretische Ausbeute. Der Unterschied zwischen diesen beiden Größen kann viele Ursachen haben. Ein Teil der Reaktanten kann z. B. nicht oder auf eine Weise reagieren, die von der gewünschten Reaktion abweicht (Nebenreaktionen). Zudem ist es nicht immer möglich, aus dem Reaktionsgemisch das gesamte Produkt zu gewinnen. Die prozentuale Ausbeute gibt das Verhältnis zwischen der tatsächlichen und der theoretischen (berechneten) Ausbeute an:

$$\text{prozentuale Ausbeute} = \frac{\text{tatsächliche Ausbeute}}{\text{theoretische Ausbeute}} \times 100\% \quad (3.14)$$

Im in Übungsbeispiel 3.19 beschriebenen Experiment haben wir z. B. berechnet, dass bei der Mischung von 3,50 g Na₃PO₄ mit 6,40 g Ba(NO₃)₂ 4,92 g Ba₃(PO₄)₂ gebildet werden sollten. 4,92 g ist also die theoretische Ausbeute Ba₃(PO₄)₂ der Reaktion. Wenn die tatsächliche Ausbeute 4,70 g sein sollte, wäre die prozentuale Ausbeute gleich

$$\frac{4,70 \text{ g}}{4,92 \text{ g}} \times 100\% = 95,5\%$$

ÜBUNGSBEISPIEL 3.20

Berechnung der theoretischen und der prozentualen Ausbeute einer Reaktion

Adipinsäure $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4$ wird für die Herstellung von Nylon verwendet. Die Säure wird kommerziell in einer gesteuerten Reaktion von Cyclohexan (C_6H_{12}) mit O_2 hergestellt:



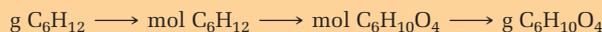
- (a) Nehmen Sie an, dass Sie die Reaktion mit 25,0 g Cyclohexan beginnen und Cyclohexan der limitierende Reaktant ist. Wie hoch ist die theoretische Ausbeute an Adipinsäure?
 (b) Wie hoch ist die prozentuale Ausbeute, wenn Sie in Ihrer Reaktion 33,5 g Adipinsäure erhalten?

Lösung

Analyse: Es sind die chemische Gleichung und die Menge des limitierenden Reaktanten (25,0 g C_6H_{12}) angegeben. Wir sollen zunächst die theoretische Ausbeute des Produkts ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4$) und anschließend die prozentuale Ausbeute berechnen, wenn wir tatsächlich nur 33,5 g der Substanz erhalten.

Vorgehen:

- (a) Wir können die theoretische Ausbeute, die gleich der rechnerisch ermittelten Menge der in der Reaktion gebildeten Adipinsäure ist, mit Hilfe der folgenden Umrechnungen berechnen:



- (b) Wir erhalten die prozentuale Ausbeute, indem wir die tatsächliche Ausbeute (33,5 g) mit der theoretischen Ausbeute vergleichen (► Gleichung 3.14).

Lösung:

(a)

$$\text{Gramm C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4 = (25,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}}{84,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}} \right) \times \left(\frac{2 \text{ mol C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4}{2 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}} \right) \left(\frac{146,0 \text{ g C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4} \right) = 43,5 \text{ g C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4$$

(b)

$$\text{Prozentuale Ausbeute} = \frac{\text{tatsächliche Ausbeute}}{\text{theoretische Ausbeute}} \times 100\% = \frac{33,5 \text{ g}}{43,5 \text{ g}} \times 100\% = 77,0\%$$

Überprüfung: Die Größenordnung, die Einheit und die Anzahl der signifikanten Stellen unserer Antwort zu Teil (a) sind korrekt. Die Antwort zu Teil (b) ist erwartungsgemäß kleiner als 100 %.

ÜBUNGSAUFGABE

Stellen Sie sich vor, Sie wollen einen Prozess verbessern, in dem aus Eisenerz, das Fe_2O_3 enthält, Eisen gewonnen wird. Als Testexperiment führen Sie die folgende Reaktion in kleinem Maßstab durch:



- (a) Wenn Sie mit 150 g Fe_2O_3 limitierendem Reaktant beginnen, wie groß ist dann die theoretische Ausbeute an Fe?
 (b) Wie groß wäre die prozentuale Ausbeute, wenn Ihre tatsächliche Ausbeute an Fe 87,9 g wäre?

Antwort: (a) 105 g Fe; (b) 83,7 %.

Strategien in der Chemie ■ Prüfungsstrategien

Die beste Art und Weise, sich auf eine Prüfung vorzubereiten, besteht darin, gewissenhaft zu lernen und die im Kurs behandelten Aufgaben sorgfältig zu bearbeiten. Jegliche Unklarheiten und Unsicherheiten sollten Sie mit Hilfe Ihres Dozenten ausräumen. Beachten Sie dazu auch die im Vorwort des Buches gegebenen Ratschläge für das Studium der Chemie. Im Folgenden finden Sie einige allgemeine Hinweise, die Sie in Prüfungen beachten sollten. Je nach Art Ihres Kurses wird Ihre Prüfung aus verschiedenen Fragetypen bestehen. Wir werden die am häufigsten vorkommenden Fragetypen betrachten und uns überlegen, wie Sie diese am besten bearbeiten sollten.

1. Multiple-Choice-Fragen

In Kursen mit vielen Teilnehmern werden als Prüfungsinstrument oft Multiple-Choice-Fragen eingesetzt. Ihnen wird eine Aufgabe gestellt und Sie sollen aus vier oder fünf möglichen Antworten die richtige auswählen. Zunächst sollten Sie sich bewusst machen, dass der Dozent die Frage so stellt, dass auf den ersten Blick alle Antwortmöglichkeiten richtig erscheinen. Es wäre nicht sehr sinnvoll, Antwortmöglichkeiten anzugeben, die Sie ohne große Kenntnis des zu Grunde liegenden Konzepts ausschließen könnten. Sie sollten sich daher nicht davon verleiten lassen, eine Antwort auszuwählen, nur weil sie Ihnen auf den ersten Blick richtig erscheint.

Wenn eine Multiple-Choice-Frage eine Berechnung beinhaltet, führen Sie diese Berechnung durch, überprüfen Sie kurz Ihre Arbeit und vergleichen Sie erst dann Ihre Antwort mit den angegebenen Antwortmöglichkeiten. Wenn Ihre Antwort mit einer der Antwortmöglichkeiten übereinstimmt, haben Sie wahrscheinlich die richtige Antwort gefunden. Denken Sie jedoch daran, dass Ihr Dozent die am häufigsten gemachten Fehler bei der Bearbeitung der Aufgabe berücksichtigt und wahrscheinlich Antwortmöglichkeiten angegeben hat, die sich aus diesen Fehlern ergeben würden. Überprüfen Sie daher immer Ihre Problemlösungsstrategie und verwenden Sie die Dimensionsanalyse, um zur richtigen Antwort mit den richtigen Einheiten zu gelangen.

Bei Multiple-Choice-Fragen, in denen keine Berechnung vorkommt, besteht eine mögliche Vorgehensweise darin, zunächst alle Antwortmöglichkeiten auszuschließen, die mit Sicherheit falsch sind. Die Begründungen, die Sie für den Ausschluss der falschen Möglichkeiten verwendet haben, helfen Ihnen vielleicht auch dabei, die richtige Antwort auszuwählen.

2. Berechnungen, bei denen Sie den Lösungsweg mit angeben müssen

Ihr Dozent könnte Ihnen eine Rechenaufgabe stellen, bei der Sie den Lösungsweg mit angeben müssen. Bei Fragen dieser Art erhalten

Sie, je nachdem, ob der Dozent Ihren Lösungsweg nachvollziehen kann, eventuell auch dann einen Teil der Punkte, wenn die gefundene Lösung selbst nicht korrekt ist. Es ist daher wichtig, so sorgfältig und übersichtlich zu arbeiten, wie es angesichts des Prüfungsdrucks möglich ist.

Bei Fragen dieser Art ist es hilfreich, sich zunächst kurz die Richtung zu überlegen, die Sie für die Lösung der Aufgabe einschlagen werden. Sie sollten Ihre Gedanken vielleicht sogar schriftlich festhalten oder ein Diagramm zeichnen, aus dem Ihr Lösungsansatz hervorgeht. Führen Sie anschließend Ihre Berechnungen so sorgfältig wie möglich durch. Geben Sie bei jeder Zahl die Einheiten an und verwenden Sie so oft wie möglich die Dimensionsanalyse, um zu zeigen, wie sich Einheiten aus der Berechnung herauskürzen.

3. Fragen, bei denen Zeichnungen angefertigt werden müssen

Manchmal müssen Sie bei der Beantwortung einer Prüfungsfrage eine chemische Struktur, ein Diagramm zur chemischen Bindung oder eine Abbildung anfertigen, in der ein chemischer Vorgang grafisch dargestellt wird. Wir werden Fragen dieser Art im späteren Verlauf des Kurses behandeln. Es ist jedoch hilfreich, diese schon jetzt anzusprechen. Sie sollten sich diese Ratschläge vor jeder Prüfung ins Gedächtnis rufen und für alle Prüfungen verinnerlichen. Beschriften Sie Ihre angefertigten Zeichnungen so vollständig und umfassend wie möglich.

4. Andere Fragetypen

Andere Fragetypen, die Ihnen begegnen könnten, sind Ja-Nein-Fragen und Fragen, in denen Sie aus einer Liste möglicher Antworten diejenigen auswählen sollen, die einem bestimmten Kriterium entsprechen. Studenten beantworten solche Art Fragen oft falsch, weil sie unter Zeitdruck die Frage missverstehen. Wie auch immer die Frage aussieht, werden Sie sich zunächst über die folgenden Punkte klar: Welches Wissen wird in der Frage geprüft? Welches Stoffgebiet sollte ich beherrschen, um diese Frage beantworten zu können?

Verwenden Sie schließlich nicht zu viel Zeit mit einer Frage, bei der Sie keinen sinnvollen Lösungsansatz erkennen können. Machen Sie sich eine Markierung und fahren Sie mit der nächsten Frage fort. Wenn Ihnen genügend Zeit bleibt, können Sie am Schluss der Prüfung zu unbeantworteten Fragen zurückkehren. Wenn Sie sich jedoch zu lange mit einer Frage beschäftigen, zu denen Ihnen nichts einfällt, verlieren Sie Zeit, die Ihnen am Ende der Prüfung fehlen könnte.

Zusammenfassung und Schlüsselbegriffe

Einführung und Abschnitt 3.1 Das Studium der quantitativen Beziehungen zwischen chemischen Formeln und chemischen Gleichungen wird **Stöchiometrie** genannt. Ein wichtiges Konzept in der Stöchiometrie ist das Gesetz der Erhaltung der Masse. Dieses Gesetz sagt aus, dass die Gesamtmasse der Produkte einer chemischen Reaktion gleich der Gesamtmasse der Reaktanten ist. Vor einer chemischen Reaktion liegen die gleichen Atome vor wie nach der Reaktion. In einer ausgeglichenen **chemischen Gleichung** befinden sich auf beiden Seiten der Gleichung die gleichen Atome. Gleichungen werden ausgeglichen, indem vor die chemischen Formeln der **Reaktanten** und **Produkte** einer Reaktion Koeffizienten geschrieben werden. Die Indizes der chemischen Formeln werden *nicht* verändert.

Abschnitt 3.2 In diesem Kapitel werden u. a. die folgenden Reaktionstypen behandelt: (1) **Bildungsreaktionen**, bei denen zwei Reaktanten zu einem Produkt reagieren, (2) **Zerfallsreaktionen**, bei denen aus einem einzigen Reaktant mehrere Produkte entstehen und (3) **Verbrennungsreaktionen** mit Sauerstoff, bei denen ein Kohlenwasserstoff oder verwandte Verbindungen mit O_2 zu CO_2 und H_2O reagieren.

Abschnitt 3.3 Wir können mit Hilfe von Atomgewichten aus chemischen Formeln und ausgeglichenen chemischen Reaktionsgleichungen eine Vielzahl an quantitativen Informationen bestimmen. Das **Formelgewicht** einer Substanz ergibt sich aus der Summe der Atomgewichte der in ihr enthaltenen Atome. Wenn die Formel eine Molekülformel ist, wird das Formelgewicht auch **Molekulargewicht** genannt. Atom- und Formelgewichte können verwendet werden, um die elementare Zusammensetzung einer Verbindung zu bestimmen.

Abschnitt 3.4 Ein **Mol** einer Substanz ist gleich der Anzahl der Formeleinheiten der Substanz, die der **Avogadrokonstante** ($6,02 \times 10^{23}$) entspricht. Die Masse eines Mols Atome,

Moleküle oder Ionen (die **molare Masse**) ist gleich dem numerischen Formelgewicht der Substanz mit der Einheit Gramm. Wenn die Masse eines Moleküls H_2O z.B. 18 amu ist, ist die Masse von 1 mol H_2O 18 g. Die molare Masse von H_2O ist also gleich 18 g/mol.

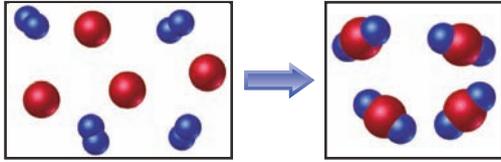
Abschnitt 3.5 Die empirische Formel einer Substanz kann aus der prozentualen Zusammensetzung bestimmt werden, indem man die Stoffmengen der einzelnen Atome in 100 g der Substanz bestimmt. Wenn die Substanz aus Molekülen besteht und das Molekulargewicht bekannt ist, kann aus der empirischen Formel die Molekülformel bestimmt werden.

Abschnitt 3.6 und 3.7 Mit Hilfe des Stoffmengenkonzepts lassen sich die relativen Mengen der an einer chemischen Reaktion beteiligten Reaktanten und Produkte berechnen. Die Koeffizienten einer ausgeglichenen Gleichung geben das Verhältnis der Stoffmengen der Reaktanten und Produkte zueinander an. Um die Masse eines Produkts aus der Masse eines Reaktanten zu berechnen, müssen wir daher zunächst die Masse des Reaktanten in die Stoffmenge des Reaktanten umrechnen. Wir verwenden anschließend die Koeffizienten der ausgeglichenen Reaktionsgleichung, um die Stoffmenge des Reaktanten in die Stoffmenge des Produkts umzurechnen. Im letzten Schritt rechnen wir schließlich die Stoffmenge des Produkts in die Masse des Produkts um.

Ein **limitierender Reaktant** wird in einer Reaktion vollständig verbraucht. Sobald er verbraucht ist, kommt die Reaktion zum Erliegen, so dass die Menge des gebildeten Produkts von diesem Stoff begrenzt wird. Die **theoretische Ausbeute** einer Reaktion ist die Produktmenge, die man rechnerisch erhält, wenn der gesamte limitierende Reaktant verbraucht worden ist. Die tatsächliche Ausbeute einer Reaktion ist immer geringer als die theoretische Ausbeute. Mit der **prozentualen Ausbeute** wird das Verhältnis von tatsächlicher zu theoretischer Ausbeute angegeben.

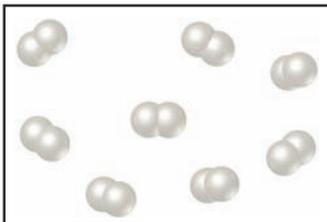
Veranschaulichung von Konzepten

- 3.1** Im folgenden Diagramm ist die Reaktion zwischen einem Reaktanten A (blaue Kugeln) und einem Reaktanten B (rote Kugeln) dargestellt:

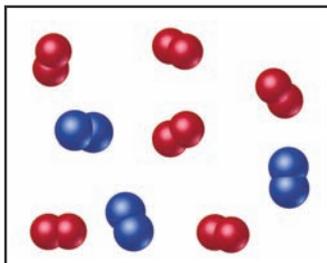


Welche Reaktionsgleichung ergibt sich aus dem Diagramm? (Abschnitt 3.1)

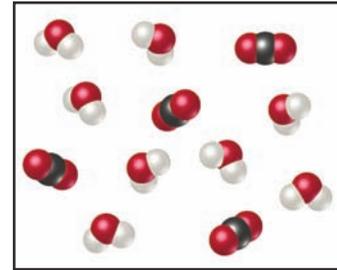
- (a) $A_2 + B \longrightarrow A_2B$; (b) $A_2 + 4 B \longrightarrow 2 AB_2$;
 (c) $2 A + B_4 \longrightarrow 2 AB_2$; (d) $A + B_2 \longrightarrow AB_2$
- 3.2** Unter geeigneten Bedingungen reagieren H_2 und CO in einer Bildungsreaktion zu CH_3OH . In der unten stehenden Zeichnung ist eine Probe H_2 abgebildet. Fertigen Sie eine entsprechende Zeichnung für CO an, so dass dieses vollständig mit dem dargestellten H_2 reagieren würde. Wie haben Sie die Anzahl der CO-Moleküle in Ihrer Zeichnung bestimmt? (Abschnitt 3.2)



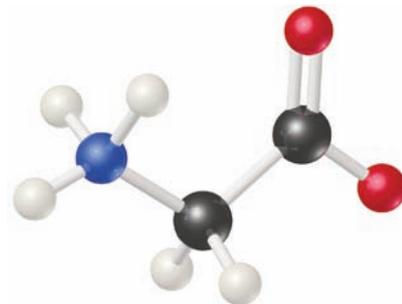
- 3.3** Im folgenden Diagramm sind mehrere Elemente dargestellt, die aus einer Zerfallsreaktion hervorgegangen sind. (a) Wie ist die empirische Formel der ursprünglichen Verbindung, wenn Sie annehmen, dass die blauen Kugeln für N-Atome und die roten Kugeln für O-Atome stehen? (b) Sind Sie in der Lage, ein Diagramm zu zeichnen, in dem die Moleküle der ursprünglichen Verbindung dargestellt sind? Warum oder warum nicht? (Abschnitt 3.2)



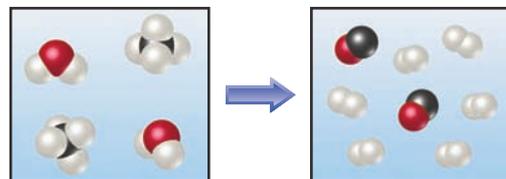
- 3.4** Im folgenden Diagramm sind CO_2 - und H_2O -Moleküle dargestellt, die bei der vollständigen Verbrennung eines bestimmten Kohlenwasserstoffs entstehen. Welche empirische Formel hat dieser Kohlenwasserstoff? (Abschnitt 3.2)



- 3.5** Im Molekülmodell unten ist Glycin dargestellt, eine Aminosäure, die in Organismen zur Synthese von Proteinen benötigt wird. (a) Geben Sie die Molekülformel von Glycin an. (b) Bestimmen Sie die Molekülmasse. (c) Berechnen Sie den prozentualen Massenanteil von Stickstoff in Glycin (Abschnitte 3.3 und 3.5).

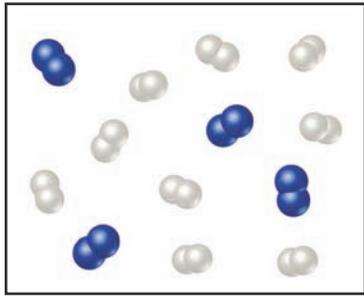


- 3.6** Im folgenden Diagramm ist eine Hochtemperaturreaktion zwischen CH_4 und H_2O dargestellt. Wie viel Mol der beiden Produkte erhält man, wenn man von 4,0 mol CH_4 ausgeht? (Abschnitt 3.6)



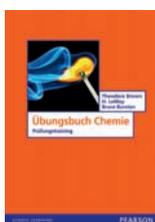
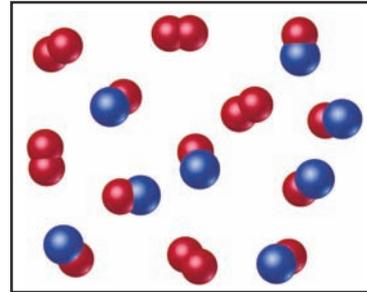
- 3.7** Stickstoff (N_2) und Wasserstoff (H_2) reagieren zu Ammoniak (NH_3). Betrachten Sie das im folgenden Diagramm dargestellte Gemisch aus N_2 und H_2 . Die blauen Kugeln stehen für N-Atome und die weißen für H-Atome. Zeichnen Sie das Produktgemisch. Nehmen Sie dabei an, dass die Reaktion vollständig abläuft. Wie sind

Sie auf Ihre Darstellung gekommen? Welcher Reaktant ist in diesem Fall limitierend? (*Abschnitt 3.7*)



3.8 Stickstoffmonoxid und Sauerstoff reagieren zu Stickstoffdioxid. Betrachten Sie das im folgenden Diagramm dargestellte Gemisch aus NO und O₂. Die blauen Kugeln stehen für N-Atome und die roten Kugeln für O-Atome.

(a) Zeichnen Sie das Produktgemisch. Nehmen Sie dabei an, dass die Reaktion vollständig abläuft. Welcher Reaktant ist in diesem Fall limitierend? (b) Wie viele NO₂-Moleküle würden Sie als Produkt darstellen, wenn die Reaktion eine prozentuale Ausbeute von 75 % hätte? (*Abschnitt 3.7*)



Übungsaufgaben
mit ausführlichen Lösungshinweisen



Multiple Choice-Aufgaben
Lösungen zu den Übungsaufgaben
im Kapitel

Copyright

Daten, Texte, Design und Grafiken dieses eBooks, sowie die eventuell angebotenen eBook-Zusatzdaten sind urheberrechtlich geschützt. Dieses eBook stellen wir lediglich als **persönliche Einzelplatz-Lizenz** zur Verfügung!

Jede andere Verwendung dieses eBooks oder zugehöriger Materialien und Informationen, einschließlich

- der Reproduktion,
- der Weitergabe,
- des Weitervertriebs,
- der Platzierung im Internet, in Intranets, in Extranets,
- der Veränderung,
- des Weiterverkaufs und
- der Veröffentlichung

bedarf der **schriftlichen Genehmigung** des Verlags. Insbesondere ist die Entfernung oder Änderung des vom Verlag vergebenen Passwortschutzes ausdrücklich untersagt!

Bei Fragen zu diesem Thema wenden Sie sich bitte an: info@pearson.de

Zusatzdaten

Möglicherweise liegt dem gedruckten Buch eine CD-ROM mit Zusatzdaten bei. Die Zurverfügungstellung dieser Daten auf unseren Websites ist eine freiwillige Leistung des Verlags. **Der Rechtsweg ist ausgeschlossen.**

Hinweis

Dieses und viele weitere eBooks können Sie rund um die Uhr und legal auf unserer Website herunterladen:

<http://ebooks.pearson.de>