

Stöchiometrie

Ein Leitprogramm für die Chemie

Autor:

Dr. Urs Wuthier

Fachliche Beratung:

Prof. Dr. Antonio Togni

Leitprogramm **Stöchiometrie**

Adressaten: Gymnasiasten im ersten Jahr des Grundlagenfachs Chemie

Bearbeitungsdauer: Fundamentum: 8 Lektionen
Additum: 4 Lektionen

Fachliche Vorkenntnisse:

Chemisch-theoretisch:
Konzept der kleinsten Teilchen, Reinstoffe und Gemische, Dalton-Modell des Atoms, Kern/Hülle-Modell des Atoms, Deutung einer chemischen Reaktion als Umgruppierung von Atomen, Aufstellen von Reaktionsgleichungen.

Chemisch-praktisch:
Sicherheitsbestimmungen im Labor, Grundtätigkeiten wie Abwägen, Pipettieren, Erhitzen mit einem Gasbrenner.

Mathematisch:
Einfache algebraische Umformungen von Gleichungen, Rechnen mit Zehnerpotenzen, auch mit Hilfe des Taschenrechners.

Version: Zweite, überarbeitete Fassung, Mai 2003

Inhaltsverzeichnis

Einführung

- Was ist Stöchiometrie? 2
- Wie arbeitet man mit diesem Leitprogramm? 3

Fundamentum

- ❶ Wie man in der Chemie Teilchen zählt 6
- ❷ Von der Reaktionsgleichung zur Massenbilanz 15
- ❸ Kupfer reagiert mit Schwefel 24
- ❹ Die Tabellen-Methode 28

Additum

- ❺ Manchmal muß man mehr wissen 36
- ❻ Erhält man immer die berechneten Mengen? 47

Anhang für die Lehrkraft

- A. Lösungen der Kontrollaufgaben 51
- B. Kapiteltests mit Lösungen 57
- C. Liste der Medien für die Schüler 72
- D. Chemikalien und Geräte für die Experimente 73
- E. Verwendete und weiterführende Literatur 76

Einführung

● Was ist Stöchiometrie?

Wie viel Zink braucht es in einer Batterie, damit sie eine Taschenlampe 50 Stunden lang in Betrieb halten kann? Wie viele Kilogramm der Ausgangsstoffe muß man einkaufen, damit sich daraus ohne Abfall 10 kg des wichtigsten Duftstoffes von Chanel No. 5 herstellen lassen? Wie viele Liter Stickoxide stößt ein Auto auf einer Fahrt von 100 km Länge aus? Wie viel Dünger muß auf ein bestimmtes Feld ausgebracht werden, um ein optimales Pflanzenwachstum zu erzielen, ohne dabei aber den Boden unnötig zu belasten?

Um Fragen dieser Art beantworten zu können, wendet der Chemiker die *Stöchiometrie* an. Hinter diesem ehrfurchterregenden Wort steckt eigentlich etwas ganz Simples: Man rechnet für eine bekannte chemische Reaktion aus den gegebenen Mengen an Edukten die dabei entstehenden Mengen an Produkten aus – oder umgekehrt.

Der Name Stöchiometrie stammt aus dem Griechischen. *Stoicheia* heißt so viel wie Grundstoff, *metron* bedeutet Maß. Somit könnte man Stöchiometrie sehr frei als *Ermittlung von Mengen* übersetzen. Römpfs Chemielexikon definiert Stöchiometrie so: „Bezeichnung für das Arbeitsgebiet der Chemie, das sich mit ... der mathematischen Berechnung chemischer Umsetzungen, d.h. mit der mengenmäßigen Beschreibung chemischer Reaktionen befaßt“.

Damit kommt der Stöchiometrie eine enorm wichtige Bedeutung zu. Nur in den Anfängen der Chemie hat man nämlich einfach einmal so drauf los probiert. Im Zeitalter der Umweltgefährdung und der knapp werdenden Rohstoffe muß jede chemische Reaktion zuerst einmal auf dem Papier durchgespielt werden, bevor sie in der Praxis – im Labor, in der Natur oder in einem Produktionsbetrieb – durchgeführt wird.

Die Mathematik, die hinter der Stöchiometrie steht, ist denkbar einfach. Sie liegt auf dem Niveau von Dreisätzen. Erinnern Sie sich an die Primarschule? Da lösten Sie Aufgaben vom folgenden Stil: »Herr Brause leistet sich ein zwölfbändiges Lexikon. Jeder Band kostet gleich viel. Die ersten fünf Bände sind bereits erschienen, und für sie muß Herr Brause Fr. 680.- bezahlen. Wie teuer wird ihn das Gesamtwerk zu stehen kommen?«

Das ist schon alles! Beruhigend, nicht wahr? Das einzige Problem besteht darin, daß bei chemischen Reaktionen *viel, viel, viel* mehr als nur zwölf oder so Teilchen im Spiel sind. Aber auch das werden Sie mit Bravour meistern. Wetten, daß?

● Wie arbeitet man mit diesem Leitprogramm?

Vermutlich sind Sie sich bislang vor allem den sogenannten *Frontalunterricht* gewohnt: Ihr Lehrer führt etwas Theorie ein, schreibt einiges an die Wandtafel und fragt Sie ab und zu etwas. Sie führen ein Heft und lösen vielleicht zwischendurch mal eine Aufgabe. Die ganze Verantwortung über den Stundenverlauf liegt also beim Lehrer.

Das wird jetzt völlig anders - zumindest für ein paar Lektionen! Mit diesen Unterlagen arbeiten Sie ganz allein, und zwar in dem Tempo, das Sie selber festlegen. Nur die acht Lektionen Bearbeitungsdauer, die für die Behandlung dieses Leitprogramms maximal vorgesehen sind, setzen da eine obere Grenze.

Praktisch die ganze Theorie wird hier drin Schritt für Schritt aufgerollt. Obligatorisch ist für Sie nur das sogenannte *Fundamentum*, d.h. die ersten vier Kapitel. Die beiden letzten Kapitel sind für diejenigen gedacht, die besonders schnell vorwärts kommen, oder die speziell an der Sache interessiert sind. Es soll auch immer wieder Personen geben, die neben der Schulzeit auch noch freiwillig daran arbeiten wollen. Sie sicher nicht, meinen Sie? Warten Sie's ab...

Im einzelnen sieht der Ablauf der nächsten acht Lektionen wie folgt aus:

- ① Sie machen sich hier erst einmal damit vertraut, wie der Unterricht während der nächsten paar Lektionen läuft. Das ist sehr wichtig, sonst profitieren Sie nicht das Maximum! Mehr als 10 Minuten sollten Sie dafür allerdings nicht brauchen, sonst fehlt Ihnen die Zeit dann nachher.
- ② Sie beginnen mit Kapitel ❶ und studieren den Text bis zur ersten Kontrollaufgabe. *Studieren* bedeutet in der Regel, den Text zweimal lesen. Zuerst verschaffen Sie sich einen groben Überblick, worum es eigentlich geht. Beim zweiten Durchgang legen Sie dann jedes Wort und jede Formulierung auf die Goldwaage. Nur nicht vorschnell aufgeben! Manchmal muß man sich etwas durchbeißen, bis man es ganz „gecheckt“ hat. Dafür kann man dann aber nachher auch richtig stolz sein auf seine Leistung!
- ③ Irgendwann kommt dann eine Kontrollaufgabe. Studieren Sie jetzt vorerst nicht weiter! Bearbeiten Sie allenfalls den vorangehenden Text oder Teile davon noch einmal, bis Sie glauben, alles bisher Behandelte wirklich voll verstanden zu haben. Sobald das der Fall ist, lösen Sie die Kontrollaufgabe *schriftlich*. Es ist sehr wichtig, daß Sie es schriftlich machen! Nur mal kurz überlegen und denken, »ja, ja, das könnte ich schon!« genügt (leider!) nicht.
- ④ Sie müssen Ihre Lösungsvorschläge niemandem zeigen. Selbst wenn Sie den größten Unsinn geschrieben haben – niemand merkt es. Sie korrigieren sich nämlich selbst! Im Schulzimmer liegt ein Ordner mit den Lösungen aller Kontrollaufgaben auf. Da schauen Sie selbst nach, ob Sie richtig liegen. Wenn ja: Bravo! Sie können den Text weiter studieren, bis zur nächsten Kontrollaufgabe. Wenn nein: Nicht so schlimm. Aber: Sie müssen den vorangegangenen Text noch einmal durcharbeiten. Nur so können Sie die noch vorhandenen Lücken stopfen!

- ⑤ Verstehen Sie dann immer noch nur Bahnhof, so können Sie einen Kollegen fragen. Aber tun Sie das bitte *erst dann*. Geben Sie also nicht vorschnell auf! Nur, wenn auch Ihr Kollege nicht weiterhelfen kann, dürfen Sie Ihren Lehrer konsultieren. *Das sollte aber im Verlauf dieser acht Lektionen nicht mehr als vielleicht insgesamt zweimal vorkommen.*
- ⑥ Ab und zu ist nicht nur lesen angesagt: Vielmehr müssen Sie zwischendurch auch einmal ein Experiment durchführen, etwas in einem Buch nachblättern oder sich eine Filmsequenz anschauen. Entsprechende Symbole und Anleitungen im Text machen Sie darauf aufmerksam (vgl. die nächste Seite). Fahren Sie anschließend dort mit der Lektüre in diesen Unterlagen weiter, wo die Unterbrechung aufgetreten ist.
- ⑦ Wenn Sie ein Kapitel vollständig abgeschlossen, seinen Inhalt ganz verstanden und alle Kontrollaufgaben richtig gelöst haben, sind Sie reif für den Kapiteltest. Den absolvieren Sie bei Ihrem Lehrer oder einer von ihm bezeichneten Hilfsperson. Sie müssen sich dabei kurz über die von Ihnen erworbenen Kenntnisse ausweisen. Wenn Sie den Kapiteltest bestehen – *und erst dann!* –, können Sie mit dem nächsten Kapitel weiterfahren. Falls nicht, werden Sie zu einer Wiederholung Ihres Studiums verknurrt, und können *frühestens zehn Minuten später* noch einmal zu einem (anderen!) Test über dasselbe Kapitel antreten. Es lohnt sich also nicht, zu einem Kapiteltest zu erscheinen, bevor Sie die Materie wirklich sehr gut beherrschen.
- ⑧ So geht das weiter, bis die ersten vier Kapitel des *Fundamentums* durch sind. Wenn Sie vor Ablauf der maximal vorgesehenen acht Lektionen den vierten Kapiteltest erfolgreich abgeschlossen haben, dann haben Sie Ihr Soll eigentlich erfüllt. Sie sind Mister oder Misses Stöchiometrie! Trotzdem heißt es jetzt aber nicht „ab in die Mensa“! So guten Leuten muß man doch weiteres Gehirnfutter liefern! Daher beginnen Sie jetzt auch noch mit der Bearbeitung der beiden letzten Kapitel des *Additums* für Schnelle und speziell Interessierte (so wie Sie!). Das Vorgehen ist dabei haargenau gleich: Selbststudium, Kontrollfragen, Kapiteltest.
- ⑨ Nach dem Durcharbeiten aller sechs Kapitel sind Sie Weltmeister(in) in Stöchiometrie. Aber auch, wenn es nur für die ersten vier Kapitel gereicht haben sollte: Sie haben den Durchblick. Der Stoff des Fundamentums wird später der Prüfungsstoff sein. Haben Sie auch noch das Additum gemeistert, dann wird es Ihnen besonders leicht fallen, in der Prüfung eine gute Note zu erzielen. Das Fundamentum ist aber indiskutable Pflicht.
- ⑩ Falls Ihnen die vorgesehenen acht Lektionen für die vollständige Bearbeitung des Fundamentums nicht ausreichen, so müssen Sie das Reststudium zu Hause erledigen und sich den noch fehlenden Kapiteltests in der unterrichtsfreien Zeit unterziehen. Das sollte aber eigentlich nicht vorkommen, wenn Sie während der Lektionen voll bei der Sache sind.

Und nun wünsche ich Ihnen viel Spaß. Vergessen Sie nicht: Chemistry is fun!

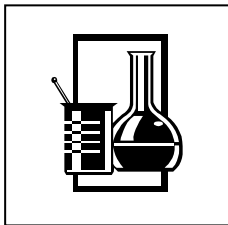
Urs Wuthier

Zum Schluß noch eine Zusammenstellung der im Text auftauchenden Piktogramme:



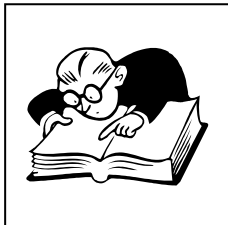
Kontrollaufgabe

Hier müssen Sie eine Aufgabe lösen, welche sicherstellt, daß Sie den unmittelbar vorangegangenen Text auch wirklich verstanden haben. Lösen Sie solche Aufgaben auf jeden Fall *schriftlich*, und kontrollieren Sie Ihre Lösung anschließend im Lösungsordner.



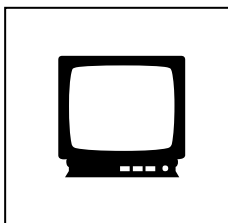
Experiment

Im Schulzimmer oder im Labor ist ein Versuch vorbereitet. Führen Sie den Versuch mit einem Kollegen zusammen durch, der gleich weit ist wie Sie. Lesen Sie die zugehörige *Vorschrift genau* durch und beachten Sie die einschlägigen Sicherheitsbestimmungen.



Lektüre

Im Schulzimmer oder in der Bibliothek liegt ein Buch für Sie bereit, in dem Sie eine bestimmte Passage studieren müssen. Machen Sie sich ein paar stichwortartige Notizen, damit Sie den Inhalt für die Weiterarbeit abrufbereit haben.



Film

Im Schulzimmer oder in einem Nebenraum steht ein Fernsehgerät bereit. Schauen Sie sich die beschriebene Filmsequenz an und machen Sie sich Notizen dazu. Sie brauchen die Informationen für die Weiterarbeit in diesen Unterlagen.

Fundamentum

❶ Wie man in der Chemie Teilchen zählt

In diesem Kapitel erfahren Sie, ...

... daß man die Anzahl der kleinsten Teilchen eines Reinstoffes wie z.B. Moleküle oder Ionen nicht direkt zählen kann.

... daß man in der Chemie die kleinsten Teilchen mit einer speziellen Einheit zählt.

... daß man eine Teilchenzahl auch durch eine Massen-Messung ermitteln kann.

... wie man zwischen Masse und Teilchenzahl hin und her springen kann.

Zählen scheint eine einfache Sache zu sein. Erinnern Sie sich? Als kleines Kind haben Sie die Finger Ihrer Hände als Hilfsmittel dazu benutzt. Der Schein trügt aber. So hat man z.B. herausgefunden, daß der Mensch nur bis zu maximal sieben Objekte auf einen Blick erfassen kann. Niemand kann also auf einen Korb mit Früchten schauen und sofort sagen: »Da sind 19 Orangen drin!«.

Das Problem verschärft sich, wenn man eine riesengroße Anzahl von Objekten abzählen muß. Bis z.B. 2'000 Reiskörner ausgezählt sind, braucht man schon eine ganz ansehnliche Zeit. Und wenn man sich mittendrin verzählt...

Daher hat man nach Alternativen zum eigentlichen Zählen gesucht - und sie auch gefunden. So werden z.B. große Mengen an Schrauben meist nicht abgezählt verkauft, sondern per Masse (Gewicht). Wenn nämlich alle Schrauben dieselbe Masse aufweisen, so ist eine Massen-Angabe auch eine Art Stückzahl-Angabe. Überzeugen Sie sich selbst:

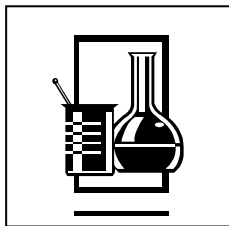
1	Schraube hat eine Masse von	1.4 g.
10	Schrauben haben eine Masse von	14.0 g.
100	Schrauben haben eine Masse von	140.0 g

Masse und Anzahl sind proportional zueinander. Daraus können Sie sofort ablesen, daß 42 g Schrauben 30 Schrauben entsprechen müssen. Aber auch weniger direkt durchschaubare Massen-Angaben können leicht in eine Stückzahl umgerechnet werden. So läßt sich z.B. unschwer ermitteln, daß 193.2 g Schrauben 138 Schrauben entsprechen.

Wie macht man das? Nun, man muß lediglich die Masse *aller* Schrauben durch die Masse *einer* Schraube dividieren. Als Formel ausgedrückt könnte man das etwa so schreiben:

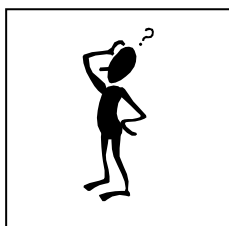
$$N = \frac{m_{\text{total}}}{m_{\text{einzel}}}$$

N	:	Anzahl Schrauben
m_{total}	:	Masse aller zu zählenden Schrauben in g
m_{einzel}	:	Masse einer einzelnen Schraube in g



Experiment 1.1

- ① Wägen Sie die Masse von 10 der aufstehenden gleichartigen Schrauben auf 0.01 g genau. Bestimmen Sie daraus die auf 0.01 g gerundete mittlere Masse einer einzelnen Schraube.
- ② Wägen Sie die Massen der drei mit ①, ② und ③ bezeichneten Schrauben-Proben ebenfalls auf 0.01 g genau.
- ③ Berechnen Sie die Anzahl der Schrauben in den drei Proben.
- ④ Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit der Anzahl der tatsächlich abgezählten Anzahl Schrauben. Sie finden diese Angaben auf einem umgedrehten Kärtchen neben der Waage.



Kontrollaufgabe 1.1

Eine bestimmte Kugelschreiber-Sorte hat eine Masse von je 15 g.

- a) Notieren Sie eine Formel, mit deren Hilfe man aus der Gesamtmasse der zu zählenden Kugelschreiber deren Anzahl bestimmen kann.
- b) Wie viele solche Kugelschreiber sind dann in 780 g enthalten?

Bei einer sehr großen Anzahl an Objekten funktioniert die eben demonstrierte Methode auch dann, wenn die einzelnen Objekte nicht in ihrer Masse übereinstimmen. Dafür müssen aber die folgenden zwei Bedingungen erfüllt sein:

- Es muß eine *genau definierte Anzahl* von unterschiedlichen Massen vorhanden sein.
- Die *Häufigkeit* dieser unterschiedlichen Massen in der Gesamtheit muß bekannt sein.

Dann läßt sich nämlich eine *mittlere Masse* für ein einzelnes Objekt bestimmen. Das ist dann nicht einfach der Mittelwert der unterscheidbaren Einzelmassen, sondern ein *gewichteter Mittelwert* davon; gewichtet nämlich mit der jeweiligen Häufigkeit des Auftretens.

Sie kennen das sicher vom Geographie-Unterricht her: Dort wird manchmal das Pro-Kopf-Einkommen der Erwerbstätigen verschiedener Länder verglichen. Wenn z.B. in einem Wohnblock 18 Personen Fr. 5'000.- pro Monat verdienen und 2 Personen Fr. 25'000.-, so ist das Pro-Kopf-Einkommen in diesem Wohnblock nicht etwa Fr. 15'000.- (d.h. die Hälfte der Summe von Fr. 5'000.- und Fr. 25'000.-), sondern Fr. 7'000.- (d.h. die Summe von 18 mal Fr. 5'000.- und 2 mal Fr. 25'000.- geteilt durch 18 plus 2). Dies nennt man einen mit der Häufigkeit gewichteten Mittelwert.

Wenn man sicher sein kann, daß in einem Land nur diese beiden Einkommen und überall in derselben Häufigkeit vorkommen (was natürlich in der Realität nicht vorkommt!), so läßt sich aus der Angabe der Einkommens-Summe auf die Anzahl der Erwerbstätigen schließen.

Probieren wir das einmal am obigen Zahlenbeispiel aus: Nehmen Sie an, eine ganze Gemeinde, in der nur Einkommen von Fr. 5'000.- (mit einer von Häufigkeit 90 %) bzw. Fr. 25'000.- (mit einer Häufigkeit von 10 %) auftreten, weise eine Lohnsumme von Fr. 28'000'000.- auf. Der gewichtete Mittelwert der Einkommen beträgt dann

$$\frac{90}{100} \cdot \text{Fr. } 5'000.- + \frac{10}{100} \cdot \text{Fr. } 25'000.- = \text{Fr. } 7'000.-$$

Da die Lohnsumme Fr. 28'000'000.- beträgt, muß die Gemeinde 4'000 Erwerbstätige zählen, da $4000 \cdot \text{Fr. } 7'000.- = \text{Fr. } 28'000'000.-$ ergibt. Machen wir die Probe: Von den 4'000 Erwerbstätigen verdienen 90 %, also 3'600 Personen, Fr. 5'000.-. Das macht zusammen Fr. 18'000'000.-. Die restlichen 10 %, also 400 Personen, verdienen Fr. 25'000.-. Dies macht zusammen Fr. 10'000'000.-. Insgesamt kommt man so tatsächlich auf eine Lohnsumme von Fr. 28'000'000.-. Aus der Lohnsumme läßt sich also in der Tat die Anzahl der Erwerbstätigen ableiten!

Diese Erkenntnisse lassen sich auch auf unsere Bemühungen, Teilchenzahlen über eine Massen-Messung zu bestimmen, übertragen. Ist von einer Gesamtheit an Objekten bekannt, welche Massen in welcher Häufigkeit auftreten, so läßt sich über eine Massen-Messung die Anzahl der Objekte bestimmen. Als Formel würde man etwa schreiben:

$$N = \frac{m_{\text{total}}}{\sum_{i=1}^n \frac{p_i}{100} \cdot m_i}$$

- N : Anzahl Objekte
 m_{total} : Gesamt-Masse der zu zählenden Objekte in g
 i: : Laufnummer für die einzelnen Objekt-Sorten
 n : Anzahl unterscheidbarer Objekte
 m_i : Masse eines Objekts der Sorte i in g
 p_i : Häufigkeit in %, mit der Objekte der Sorte i auftreten

Erschrecken Sie nicht wegen der Komplexität der obigen Formel. Sehr oft wirkt eine mathematische Formulierung eines an sich einfachen Sachverhalts furchterregend kompliziert. Das ist auch hier der Fall. Der ganze Nenner des Bruchs in der obigen Formel ist aber nichts anderes als der mit der Häufigkeit gewichtete Mittelwert der Einzelmassen aller Objekte.

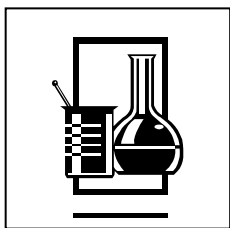
Das Symbol Σ bedeutet in der Mathematik „Summe“. Oben und unten an diesem Symbol steht zudem, was alles summiert werden muß, hier alle Werte für i von 1 bis n. Wäre n z.B. 5, so würden im Nenner 5 Summanden stehen, für jede Objekt-Sorte i einer.

p_i muß daher durch 100 dividiert werden, da es in Prozenten angegeben ist. Prozent stammt vom Lateinischen „pro cento“ und bedeutet „durch 100“. Statt 30 % könnte man also auch 0.3 angeben. Mathematisch bedeutet dies dasselbe.

Wenn Sie die obige Formel nun auf unser Problem „Anzahl Erwerbstätige mit Hilfe des Pro-Kopf-Einkommens berechnen“ anwenden, wobei dann natürlich statt Massen Einkommensbeträge eingesetzt werden müssen, so sieht das konkret wie folgt aus:

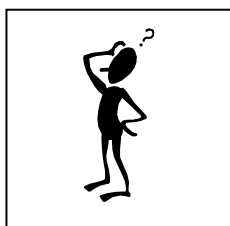
$$N = \frac{\text{Fr. } 28'000'000.-}{0.9 \cdot \text{Fr. } 5'000.- + 0.1 \cdot \text{Fr. } 25'000.-}$$

n ist hier 2 (es gibt zwei Sorten von unterschiedlichen Einkommen), i kann damit nur die Werte 1 oder 2 annehmen (für die erste bzw. zweite Sorte), m₁ ist Fr. 5'000.-, p₁ ist 90 %, m₂ ist Fr. 25'000.- und p₂ ist 10 %. Im Nenner steht dann das bereits früher berechnete durchschnittliche Pro-Kopf-Einkommen der Gemeinde von Fr. 7'000.-. Als N ergibt sich der ebenfalls schon ermittelte Wert von 4'000 Erwerbstätigen.



Experiment 1.2

- ① Wägen Sie von den drei aufliegenden Schrauben-Sorten die Masse von je 10 Stück auf 0.01 g genau. Bestimmen Sie daraus die auf 0.01 g gerundete mittlere Masse einer einzelnen Schraube jeder Sorte.
- ② Die schwersten Schrauben machen 25 %, die mittelschweren 50 % und die leichtesten 25 % aller Schrauben aus. Bestimmen Sie mit Hilfe dieser Angaben den gewichteten Mittelwert der Einzelmasse einer einzelnen Schraube.
- ③ Wägen Sie die Massen der drei aufstehenden Schrauben-Proben ebenfalls auf 0.01 g genau.
- ④ Berechnen Sie die Anzahl der Schrauben in den drei Proben.
- ⑤ Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit der Anzahl der tatsächlich abgezählten Schrauben. Sie finden diese Angaben auf einem umgedrehten Kärtchen neben der Waage.



Kontrollaufgabe 1.2

In einer Sporthalle werden drei Sorten von Bällen verwendet. Die Bälle ein und derselben Sorte sind jeweils gleich schwer. Sie wiegen 200 g, 250 g bzw. 300 g. Von der leichtesten Sorte sind 50 Bälle, von der mittelschweren Sorte 40 Bälle und von der schwersten Sorte 10 Bälle vorhanden.

- a) Berechnen Sie den gewichteten Mittelwert der Masse eines Balles.
- b) Wie viele Bälle sind in einer Box enthalten, wenn sie zusammen 5'750 g wiegen – vorausgesetzt, der prozentuale Anteil jeder Ball-Sorte ist derselbe wie bei allen Bällen zusammen?

Vielleicht fragen Sie sich mittlerweile, ob Sie im falschen Film sitzen. Was hat das alles mit Chemie zu tun? Nun, in der Chemie ist die Bestimmung der Anzahl kleinster Teilchen einer Stoffprobe oft *nur* über eine Massen-Messung möglich. Es ist dann also keine Frage der Bequemlichkeit oder der Geschwindigkeit, sondern die einzige gangbare Variante.

Das liegt daran, daß selbst in kleinsten Mengen einer Stoffprobe wie etwa 10 ml Wasser oder 1 g Kochsalz unvorstellbar große Mengen an kleinsten Teilchen vorliegen. Sie zu zählen wäre selbst dann unmöglich, wenn man sie einzeln sehen und handhaben könnte – was aber auch nicht der Fall ist. In einem Liter Wasser z.B. befinden sich nach heutigem Wissen rund $3.342 \cdot 10^{25}$ Wasser-Moleküle. Als Zahl ausgeschrieben wären das 33'420'000'000'000'000'000'000'000 Stück! Selbst wenn Sie pro Sekunde 1'000 Moleküle zählen könnten, was natürlich völlig illusorisch ist, so würden Sie zum Auszählen dieser großen Zahl an Molekülen über 1 Billiarde (= 1 Million Milliarden = 10^{15}) Jahre brauchen!

Man muß also die Masse eines kleinsten Teilchens kennen, damit – wie in den vorangegangenen „unchemischen“ Beispielen – aus der Messung der Gesamtmasse aller Teilchen auf die Anzahl dieser Teilchen geschlossen werden kann.

Genau wie bei den drei Schrauben-Sorten in Experiment 1.2 gibt es nun aber in aller Regel auch bei den kleinsten Teilchen eines Reinstoffes nicht nur eine einzige Sorte. Das liegt daran, daß es fast von jedem Element mehrere Isotope gibt, wie Sie aus der Besprechung des Kern/Hülle-Modells des Atoms von früher her wissen. Die Protonenzahl (und damit auch die Elektronenzahl) ist zwar dieselbe, jedoch kann die Anzahl der Neutronen im Atomkern variieren.

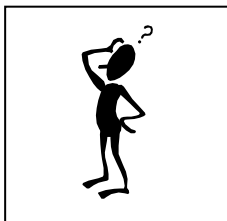
Zum Glück kennt man aber von allen Elementen sowohl die Einzelmassen aller vorkommenden Isotope als auch deren natürliche Häufigkeit. Damit lassen sich also gewichtete mittlere Atommassen bestimmen. Ein Beispiel soll das zeigen.

<i>Isotop</i>	<i>Relative Masse</i>	<i>Natürliche Häufigkeit</i>
^{35}Cl	34.9689 u	75.77 %
^{37}Cl	36.9659 u	24.23 %

$$m_{\text{rel}}(\text{Cl}) = 0.7577 \cdot 34.9689 \text{ u} + 0.2423 \cdot 36.9659 \text{ u} = \mathbf{35.4528 \text{ u}}$$

Zwar gibt es kein Chlor-Atom mit der Masse des gewichteten Mittelwertes $m_{\text{rel}}(\text{Cl})$, aber aus ihm läßt sich bei bekannter Gesamtmasse auf die Anzahl der Chlor-Atome in einer Probe schließen.

Die Masseneinheit u ist definiert als ein Zwölftel der Masse eines Kohlenstoff-Isotops ^{12}C . Umgerechnet in Gramm entspricht sie $1.66 \cdot 10^{-24}$ g. Dies kommt daher, weil der Umrechnungsfaktor zwischen der Einheit der *relativen Masse* (in u) und der Einheit der *absoluten Masse* (in g) $6.022 \cdot 10^{23}$ ist. (Diese Zahl nennt man die *Avogadrosche Zahl*.) Im Periodensystem finden Sie für jedes Element nur diesen (meist gerundeten) gewichteten Mittelwert für die Atommasse, den man aus den einzelnen Isotopenmassen und den natürlichen Häufigkeiten dieser Isotope berechnet hat. Die einzelnen Isotopenmassen selbst sind nicht verzeichnet.

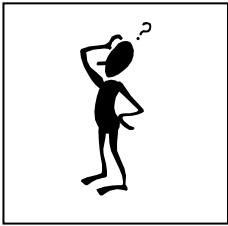


Kontrollaufgabe 1.3

Berechnen Sie

- die absolute Masse eines Isotops ^{35}Cl in der Einheit g.
- die absolute Masse eines Isotops ^{37}Cl in der Einheit g.
- die absolute gewichtete mittlere Masse eines Chlor-Atoms in der Einheit g.

Wenn schon die Atommassen gewichtete Mittelwerte sind, dann muß das natürlich auch für alle Teilchenmassen gelten, die aus ihnen berechnet werden. Berücksichtigt man bei den mittleren Atommassen nur die ersten beiden Nachkommastellen, so erhält man z.B. für das Wasser-Molekül eine mittlere Teilchenmasse von 18.02 u. Es hat ja die Formel H_2O , besteht also aus zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom, und $2 \cdot 1.01 \text{ u} + 1 \cdot 16.00 \text{ u}$ ergibt 18.02 u. Es gibt aber kein Wasser-Molekül, das wirklich *genau* diese Teilchenmasse besitzt. Aus dem gewichteten Mittelwert läßt sich aber auf die Anzahl der Wasser-Moleküle schließen, wenn deren Gesamtmasse bekannt ist – und exakt das wollen wir ja.



Kontrollaufgabe 1.4

- Berechnen Sie auf zwei Nachkommastellen genau den gewichteten Mittelwert der relativen Teilchenmasse (also in u) eines Ammoniak-Moleküls. Seine Formel ist NH_3 .
- Wie viele Ammoniak-Moleküle sind demnach in einer Probe enthalten, die eine relative Masse von 1'704 u aufweist?

Der Umrechnungsfaktor zwischen g und u ist - wie bereits erwähnt - $6.022 \cdot 10^{23}$. Es gilt also, daß $6.022 \cdot 10^{23}$ u gerade 1 g entsprechen. Da es mühsam ist, ständig diese Zahl zu sagen oder zu schreiben, ist man übereingekommen, sie abzukürzen. So wie man die Zahl „12“ mit „1 Dutzend“ abkürzt, kürzt man die Zahl „ $6.022 \cdot 10^{23}$ “ mit „1 mol“ ab*).

$$1 \text{ mol} \quad \text{t} \quad 6.022 \cdot 10^{23} \text{ Stück}$$

Was nützt einem das? Zwei Vorteile lassen sich daraus ableiten.

Zum einen brauchen wir nicht mehr so riesige und damit unhandliche Zahlen zu verwenden, wenn wir die Anzahl Teilchen in einer Stoffprobe angeben. Die oben mitgeteilte Anzahl Wasser-Moleküle z.B., die in einem Liter Wasser enthalten sind, kann man jetzt wie folgt angeben:

$$3.342 \cdot 10^{25} \text{ Wasser-Moleküle} \quad \text{t} \quad 55.5 \text{ mol Wasser-Moleküle}$$

Dies kann man berechnen, indem man die $3.342 \cdot 10^{25}$ Wasser-Moleküle durch $6.022 \cdot 10^{23}$ Wasser-Moleküle dividiert, die ja definitionsgemäß in einem mol enthalten sind. 55.5 ist eine Zahl, mit der man bedeutend besser umgehen kann als mit $3.342 \cdot 10^{25}$.

*) Streng genommen stellt dies eine Vereinfachung dar. Eine präzisere Fassung der Größe, die hinter der Einheit *mol* steckt, finden Sie am Ende dieses Kapitels auf Seite 14 unten.

Zum andern aber können wir mit dieser Abmachung eine Größe einführen, die wir in den folgenden Kapiteln häufig benötigen werden, und die einen enorm wichtigen Beitrag zur Lösung von stöchiometrischen Aufgaben leisten wird: Die *molare Masse* eines Reinstoffs. Ein Beispiel sagt hier mehr als jede Definition. Rechnen Sie mit!

Ein Wasser-Molekül hat eine relative (gewichtete mittlere) Masse von 18.02 u. Da 1 u $1.66 \cdot 10^{-24}$ g entspricht, besitzt ein Wasser-Molekül demnach eine absolute (gewichtete mittlere) Masse von $18.02 \cdot 1.66 \cdot 10^{-24}$ g = $2.99 \cdot 10^{-23}$ g. Nimmt man nun aber gerade 1 mol Wasser-Moleküle, d.h. $6.022 \cdot 10^{23}$ Stück, so besitzen diese eine absolute Masse von $6.022 \cdot 10^{23} \cdot 2.99 \cdot 10^{-23}$ g = 18.02 g.

Fällt Ihnen etwas auf? Richtig: Es kommt dieselbe Zahl heraus, die bereits bei der relativen (gewichteten mittleren) Masse *eines* Wasser-Moleküls stand. Das ist natürlich kein Zufall. Das liegt an der geschickt gewählten Definition der zählenden Einheit „mol“.

Nehmen wir den allgemeinen Fall, daß die relative Masse einer Teilchensorte x u betrage. Dann berechnet sich die absolute Masse von 1 mol dieser Teilchen wie folgt:

$$m_{\text{abs}}(1 \text{ mol}) = 6.022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{m_{\text{rel}}}{6.022 \cdot 10^{23}}$$

Absolute Masse von 1 mol Teilchen in g
Relative Masse eines Teilchens in u

So viele Teilchen sind in einem mol enthalten
Umrechnungsfaktor zwischen g und u

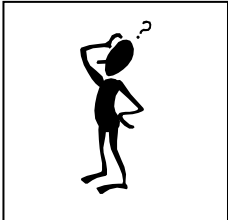
Man sieht sofort: Die absolute Masse von 1 mol dieser Teilchen wird x g. Der Term $6.022 \cdot 10^{23}$ kürzt sich weg. Das ist auch der Grund, warum man für die Teilchenzahl 1 mol nicht eine „runde“ Zehnerpotenz wie etwa 10^{23} gewählt hat, sondern die auf den ersten Blick „schwierige“ Zahl $6.022 \cdot 10^{23}$.

Zusammenfassend können wir sagen:

Dieselbe Zahl, welche die relative mittlere Masse *eines* Teilchens in der Einheit u angibt, gibt auch die absolute Masse von 1 mol dieser Teilchen in der Einheit g an.

Hat also das Molekül der Glucose (Formel: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), auch Traubenzucker genannt, eine relative (gewichtete mittlere) Masse von 180.18 u, so besitzen 1 mol Glucose-Moleküle eine absolute Masse von 180.18 g. Man sagt, Glucose-Moleküle hätten eine *molare Masse* von 180.18 g/mol. Diese Angabe besagt nichts anderes, als daß 1 mol Glucose-Moleküle eine absolute Masse von 180.18 g haben.

Wie bereits oben erwähnt, spielen die molaren Massen der Teilchen, die an einer betrachteten chemischen Reaktion teilnehmen, eine Schlüsselrolle bei der Lösung stöchiometrischer Probleme. Sie bildet das Bindeglied zwischen der wägbaren (absoluten) Masse einer Stoffprobe in g und der in ihr enthaltenen Anzahl Teilchen, gezählt in mol, also Portionen von je $6.022 \cdot 10^{23}$ Stück.



Kontrollaufgabe 1.5

- Berechnen Sie auf zwei Nachkommastellen genau die molare Masse von Wasserstoff-Molekülen.
- Wie viele Wasserstoff-Moleküle – gezählt in mol - sind demnach in einer Probe enthalten, die eine (absolute) Masse von 10.10 g aufweist?
- Wie viele Wasserstoff-Moleküle sind das als *absolute Zahl*, d.h. *nicht* in mol gezählt?

Sie sind durch? Alles verstanden? Alle Experimente durchgeführt? Alle Kontrollaufgaben richtig gelöst? Dann sind Sie jetzt reif für den Test zum ersten Kapitel. Bitte melden Sie sich jetzt bei Ihrer Lehrkraft zu diesem Test an.

Anmerkung:

Nach der International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) ist *mol* die Einheit für die sogenannte *Stoffmenge*. Darunter versteht man eine „Basis-Größe, mit der die Quantität einer Stoffportion auf der Grundlage der Anzahl der darin enthaltenen Teilchen bestimmter Art angegeben wird“ (Römpf's Chemie-Lexikon). Eine *Stoffportion* ist dabei definiert als „abgegrenzter Materie-Bereich, der aus einem Stoff oder mehreren Stoffen oder definierten Bestandteilen von Stoffen bestehen kann“ (Römpf's Chemie-Lexikon).

Für den ersten Kontakt mit stöchiometrischen Berechnungen ist es jedoch erfahrungsgemäß sinnvoll, anstelle dieser doch reichlich abstrakt anmutenden Definition 1 mol mit einer Anzahl von $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen gleich zu setzen.

② Von der Reaktionsgleichung zur Massenbilanz

In diesem Kapitel erfahren Sie, ...

- ... daß es eine Formel gibt, mit Hilfe derer die Umrechnung zwischen der direkt meßbaren Masse in g und der Teilchenzahl in mol gelingt.
- ... daß die Reaktionsgleichung eines chemischen Vorgangs das Teilchen-Verhältnis der darin auftretenden Reaktanden widerspiegelt.
- ... daß zur Lösung eines stöchiometrischen Problems immer auf der Teilchen-Ebene überlegt werden muß.
- ... daß im Verlauf einer chemischen Reaktion die Gesamtmasse aller Reaktanden unverändert bleibt.

Im letzten Kapitel haben Sie gesehen, daß mit Hilfe der molaren Masse eines Reinstoffes aus einer absoluten Masse in g elegant auf die Anzahl der darin enthaltenen kleinsten Teilchen in mol geschlossen werden kann. Schauen wir noch einmal ein Beispiel an:

- ☞ Natürlich vorkommender Sauerstoff (O_2 !) hat die molare Masse 32.00 g/mol.
- ☞ Das heißt, daß 1 mol Sauerstoff-Moleküle die absolute Masse 32.00 g aufweisen.
- ☞ Das bedeutet auch, daß in 32.00 g Sauerstoff 1 mol O_2 -Moleküle enthalten sind.
- ☞ Daraus folgt, daß in 16.00 g Sauerstoff 0.5 mol O_2 -Moleküle enthalten sind.
- ☞ Daraus folgt auch, daß in 128.00 g Sauerstoff 4 mol O_2 -Moleküle enthalten sind.

Kann man das nicht auch in eine Formel packen? Natürlich! Dazu müssen wir aber den vorkommenden Größen erst einmal ein unverwechselbares Symbol zuordnen. Wir legen fest:

- n : Anzahl kleinste Teilchen in mol, d.h. in Portionen von $6.022 \cdot 10^{23}$ Stück.
- m : Absolute, d.h. auf einer Waage bestimmbare Masse in g.
- M : Molare Masse des betrachteten Stoffes in g/mol.

Dann gilt:

$$n = \frac{m}{M}$$

Überprüfen wir schnell die Richtigkeit dieser Formel. Zuerst einmal stimmt es mit den Einheiten. Man erhält „mol“, wenn man „g“ durch „g/mol“ dividiert, also mit „mol/g“ multipliziert. Man erhält zudem 4 mol, wenn man 128.00 g durch 32.00 g/mol dividiert. Auch bekommt man 0.5 mol, wenn man 16.00 g durch 32.00 g/mol dividiert.

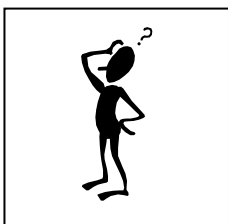
Die obige Formel heißt *Grundgleichung der Stöchiometrie*. Sie liefert den Zusammenhang zwischen der Masse eines Reinstoffes in g und der darin enthaltenen Teilchenzahl in mol. Ohne viel überlegen zu müssen, kann man also mit Hilfe dieser Formel aus der Masse die Teilchenzahl berechnen. Ein weiterer Vorteil liegt darin, daß man die Gleichung auch nach der absoluten Masse m in g oder nach der molaren Masse in g/mol auflösen kann, sollten jeweils die anderen beiden Größen gegeben sein.

In aller Regel ist es aber die Teilchenzahl n oder die absolute Masse m , die mit der Grundgleichung der Stöchiometrie berechnet wird. Man weiß ja normalerweise, mit welchem Stoff man es zu tun hat, so daß die molare Masse leicht aus der Formel des kleinsten Teilchens und den Atommassen im Periodensystem bestimmt werden kann.

Bevor es weiter geht, hier noch zwei interne Abmachungen für dieses Leitprogramm:

- Molare Massen bestimmen wir stets auf *genau zwei* Nachkommastellen. Elementarer Sauerstoff hat also die molare Masse 32.00 g/mol, und nicht 32 g/mol oder 31.999 g/mol.
- Berechnete absolute Massen von Produkten geben wir mit genau der gleichen Anzahl an Nachkommastellen an, wie sie auch bei den bekannten Massen der Edukte auftreten. Wenn also ein Edukt mit 23.8 g in die Reaktion eingeht, dann wäre ein mögliches Ergebnis für die Produkt-Masse 44.7 g, nicht aber 45 g oder 44.68756 g.

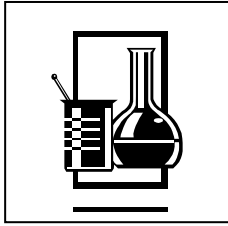
Auf diese Art können wir sicherstellen, daß wir beim Rechnen die gleichen Zahlen erhalten. Außerdem sind Werte nach dieser Abmachung auch chemisch sinnvoll.



Kontrollaufgabe 2.1

- Berechnen Sie die molare Masse von Schwefeltrioxid (Formel: SO_3).
- Wie viele Moleküle sind in 400.30 g Schwefeltrioxid enthalten?
- Welche Masse besitzen 1.2 mol Schwefeltrioxid-Moleküle?

Im Labor, wo man eine bestimmte Teilchenzahl (Molzahl) eines Reinstoffes fast immer über eine Massen-Messung abzählt, kommt der Grundgleichung der Stöchiometrie eine enorm wichtige Bedeutung zu.



Experiment 2.1

- ① Berechnen Sie zuerst, wie viele g Wasser Sie abwägen müssen, um 2.5 mol Wasser zu haben.
- ② Wägen Sie dann die berechnete Masse an Wasser möglichst präzise auf einer Waage ab, die Gramm-Werte auf zwei Nachkommastellen genau anzeigen kann. Verwenden Sie dazu eine Pipette und ein Becherglas 100 ml.
- ③ Wie viele Teilchen als *absolute* Zahl (d.h. *nicht* in mol gezählt) haben Sie da im Becherglas?
- ④ Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit den Antworten, die Sie auf einem umgedrehten Kärtchen neben der Waage finden.

Sie haben soeben zum ersten Mal schnell und elegant eine riesengroße, aber eindeutig festgelegte Anzahl Teilchen einer bestimmten Sorte - hier Wasser-Moleküle - über eine Massen-Messung abgezählt. Sie direkt zu zählen wäre nicht nur umständlicher, sondern schlicht unmöglich. Natürlich stimmt die Anzahl nicht auf ein einzelnes Teilchen genau, aber bei der ungeheuren Menge an Teilchen spielt das auch gar keine Rolle.

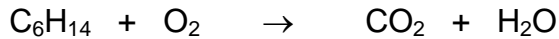
Nun müssen wir noch sicherstellen, daß Sie Reaktionsgleichungen chemischer Vorgänge korrekt aufstellen können.

Folgende Bedingungen muß eine Reaktionsgleichung erfüllen:

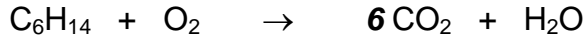
- Die reagierenden Stoffe (Edukte und Produkte) treten alle mit ihrer einschlägigen Formel auf, die beim Richtigstellen der Koeffizienten nicht verändert werden darf. Für Wasser wäre das also beispielsweise H_2O , für Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ und für Schwefelblumen S_8 .
- Links und rechts vom Reaktionspfeil müssen von jeder Atomsorte gleich viele Vertreter vorkommen. Dabei können Koeffizienten (vor einer Formel) und Indices (tiefgestellt nach einem Atomsymbol) als Faktoren für eine Atomsorte auftreten.
- Die endgültigen Koeffizienten der Reaktionsgleichung müssen ganzzahlig und teilerfremd sein, d.h. 1 als größten gemeinsamen ganzzahligen Teiler haben.

Frischen wir das an einem Beispiel auf: Der Autobenzin-Bestandteil Hexan (Formel: C_6H_{14}) reagiert mit elementarem Sauerstoff (Formel: O_2) zu Kohlendioxid (Formel: CO_2) und Wasser (Formel: H_2O). Wie lautet die korrekte Reaktionsgleichung dieses chemischen Vorgangs?

Wir starten mit dem Ansatz für die Reaktionsgleichung:



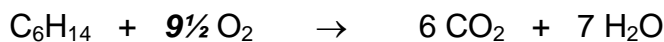
Dann stellen wir zuerst die Anzahl der C-Atome richtig:



Jetzt schauen wir, daß wir auf beiden Seiten des Reaktionspfeils gleich viele H-Atome haben:

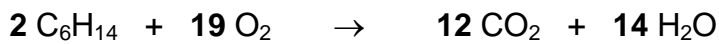


Zum Schluß muß es auch noch für die O-Atome stimmen:



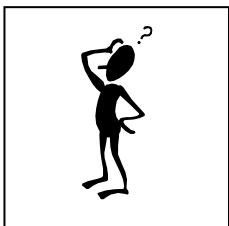
Wie man sieht, ist der Koeffizient von O_2 noch eine gebrochene Zahl. Mathematisch gesehen „stimmt“ die Reaktionsgleichung, chemisch dagegen ist sie noch nicht sinnvoll. Es gibt schließlich keine halben Sauerstoff-Moleküle!

Daher muß die gesamte Reaktionsgleichung noch mit 2 multipliziert werden, damit ausschließlich ganzzahlige Koeffizienten auftreten:



Erst jetzt sind alle Koeffizienten ganzzahlig und teilerfremd. Es gibt keine ganze Zahl außer 1, durch die alle Koeffizienten gleichzeitig teilbar (und damit kürzbar) wären.

Da die korrekte Reaktionsgleichung unabdingbar für die Lösung eines stöchiometrischen Problems ist, wollen wir kurz noch einmal üben, wie man solche Reaktionsgleichungen aufstellt.



Kontrollaufgabe 2.2

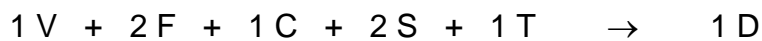
- Gewöhnlicher Sauerstoff (Formel: O_2) kann zu Ozon (Formel: O_3) reagieren. Stellen Sie die Reaktionsgleichung dieses Vorgangs auf.
- Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasser. Wie lautet die zugehörige Reaktionsgleichung?
- Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Octan (Formel: C_8H_{18}) in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser auf.

Warum ist die Reaktionsgleichung so wichtig? Sie enthält eine Information, die für stöchiometrische Probleme von unabdingbarer Bedeutung ist: Sie gibt an, in welchem *Teilchen-Verhältnis* die beteiligten Stoffe miteinander reagieren.

Um das zu verstehen, wollen wir für einen gänzlich unchemischen Vorgang eine „Reaktionsgleichung“ aufstellen. Die gängigen Heimkino-Sets mit Dolby Digital[®] 5.1 - Ton benötigen die folgenden Komponenten:

1 Verstärker mit 6 unabhängigen Lautsprecherausgängen	(Formel: V)
2 Front-Lautsprecher	(Formel: F)
1 Center-Lautsprecher	(Formel: C)
2 Surround-Lautsprecher (hinter dem Zuhörer)	(Formel: S)
1 Tiefton-Lautsprecher (Subwoofer)	(Formel: T)

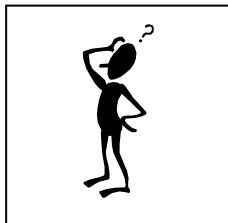
Für die Zusammenstellung eines solchen Dolby Digital[®] 5.1 – Systems (Formel: D) kann man also die folgende „Reaktionsgleichung“ aufstellen:



Dies besagt, daß ein Händler von solchen Anlagen die einzelnen oben aufgeführten Komponenten im Verhältnis 1 zu 2 zu 1 zu 2 zu 1 einkaufen muß. Will er nicht auf einer Kiste voll Center-Lautsprechern sitzen bleiben, muß er halb so viele davon einkaufen wie Surround-Lautsprecher. Daher ist der Koeffizient der Surround-Lautsprecher doppelt so groß wie derjenige der Center-Lautsprecher. Kauft er 27 Center-Lautsprecher, so sollte er auch 54 Surround-Lautsprecher kaufen, damit es aufgeht.

Ganz bestimmt wäre es aber absoluter Blödsinn, einen Center-Lautsprecher zu wägen, und dann doppelt so viele kg Surround-Lautsprecher zu kaufen. Das würde nur hinhauen, wenn die beiden Lautsprecher-Sorten genau gleich schwer wären, was in aller Regel nicht zutrifft – oder höchstens zufälligerweise.

Die Quintessenz: Baut man etwas zusammen, so ist wichtig zu wissen, wie viele *Stück* der einzelnen Bauteile verwendet werden müssen.

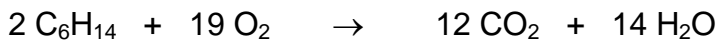


Kontrollaufgabe 2.3

- Wie viele Tiefton-Lautsprecher muß ein Händler einkaufen, damit er 20 Dolby Digital[®] 5.1 – Systeme zusammenstellen kann?
- In welchem Zahlen-Verhältnis steht die Anzahl Surround-Lautsprecher zur Anzahl fertiger Dolby Digital[®] 5.1 – Systeme?
- Wie viele Center-Lautsprecher müssen beschafft werden, wenn bereits 28 Front-Lautsprecher an Lager sind?

In der Chemie ist es nicht anders. Hier baut man neue kleinste Teilchen aus Atomen zusammen. Meistens liegen die dazu erforderlichen Atome zu Beginn aber nicht einzeln vor, sondern sind selbst in anderen kleinsten Teilchen enthalten. Wie viele der ursprünglichen Teilchen eingesetzt werden müssen, um die richtige Anzahl der neuen kleinsten Teilchen bilden zu können, ist nun aber gerade die Information aus der Reaktionsgleichung.

Die oben hergeleitete Reaktionsgleichung



bedeutet, daß man genau 12 Kohlendioxid-Moleküle und 14 Wasser-Moleküle bekommt, wenn man 2 Hexan-Moleküle mit 19 Sauerstoff-Molekülen zur Reaktion bringt. Sie bedeutet **nicht** (= !!! =), daß 2 g Hexan mit 19 g Sauerstoff zu 12 g Kohlendioxid und 14 g Wasser reagieren. Das würde ja auch dem Massenerhaltungssatz widersprechen, den Sie bereits kennen: Wir hätten 21 g Edukte, aber 26 g Produkte, was unmöglich ist.

Der Reaktionsgleichung kann man also leicht entnehmen, wie viele Teilchen einer beteiligten Sorte einzusetzen sind, wenn man von einer anderen Sorte die entsprechende Anzahl Teilchen bereits kennt. Setzen wir z.B. 260 Hexan-Moleküle um, was 130 mal so viele wie in der Reaktionsgleichung sind, so müssen wir eben 2'470 Sauerstoff-Moleküle verwenden – auch 130 mal so viele wie in der Reaktionsgleichung. Selbstverständlich bekommen wir dann auch je 130 mal so viele Produkt-Teilchen, d.h. 1'560 Kohlendioxid-Moleküle und 1'820 Wasser-Moleküle.

Obwohl solche Zahlen auf den ersten Blick groß scheinen, sind sie in Tat und Wahrheit extrem klein - verglichen mit den tatsächlich an chemischen Reaktionen beteiligten Teilchenzahlen. 1'820 Wasser-Moleküle könnte man selbst mit dem besten Lichtmikroskop nicht sehen. Schon ein winziges Wassertröpfchen enthält etwa $3 \cdot 10^{20}$ Wasser-Moleküle. Sie erinnern sich, das sind ausgeschrieben 300'000'000'000'000'000'000 Stück. Daher gibt man die Teilchenzahlen, die in chemischen Reaktionen von Belang sind, nicht als absolute Zahl an, sondern in mol. So kann man mit an sich großen Zahlen hantieren, ohne sie aber wirklich ausschreiben zu müssen. Sie kennen das ja schon aus dem ersten Kapitel!

Die Information, die man aus der obigen Reaktionsgleichung ziehen kann, lautet dann z.B. wie folgt: Setzt man 3 mol Hexan-Moleküle ein, so benötigt man 28.5 mol Sauerstoff-Moleküle und erhält nach der Verbrennung 18 mol Kohlendioxid-Moleküle und 21 mol Wasser-Moleküle.

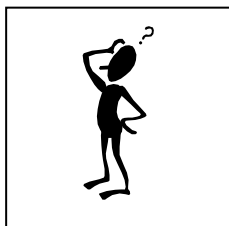
Wie kommt man auf diese Zahlen? Mit einem einfachen Dreisatz! Sie erinnern sich bestimmt an das Beispiel des Lexikons von Herrn Brause in der Einführung zu diesem Leitprogramm auf Seite 2. Dort würde man rechnen:

5	Bände kosten	Fr.	680.-	
1	Band kostet	Fr.	136.-	(= Fr. 680.- : 5)
12	Bände kosten	Fr.	1'632.-	(= Fr. 136.- · 12)

Für unsere Hexan-Verbrennung würde das analog heißen:

2	Hexan-Moleküle benötigen	19	Sauerstoff-Moleküle	
1	Hexan-Molekül benötigt	9.5	Sauerstoff-Moleküle	(= 19 : 2)
3 mol	Hexan-Moleküle benötigen	28.5 mol	Sauerstoff-Moleküle	(= 9.5 · 3 mol)

Das ist schon alles! Das einzige, woran Sie denken müssen, ist, daß die Anzahl Teilchen eben nicht wie bei Büchern oder Lautsprechern in „echten“ Zahlen gezählt werden, sondern in mol, d.h. in Portionen von $6.022 \cdot 10^{23}$ Stück - weil es eben so viele sind. Aber das ist reine Gewöhnungssache!



Kontrollaufgabe 2.4

- Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Herstellung von Ammoniak (Formel: NH_3) aus den Elementarstoffen Stickstoff und Wasserstoff auf.
- In welchem Teilchen-Verhältnis reagieren hier Stickstoff-Moleküle und Wasserstoff-Moleküle miteinander?
- Wie viele mol Ammoniak-Moleküle würden Sie erhalten, wenn Sie 6 mol Wasserstoff-Moleküle und hinreichend viele Stickstoff-Moleküle miteinander reagieren lassen würden?

Im Labor „zählt“ man nun aber die Anzahl Teilchen über eine Massen-Messung, wie schon mehrfach erwähnt. Die zu Beginn dieses Kapitels eingeführte Grundgleichung der Stöchiometrie liefert bekanntlich den Zusammenhang zwischen diesen beiden Größen. Wenn wir also wissen wollen, wie viele g Ammoniak entstehen, wenn wir von 10.00 g Wasserstoff und hinreichend viel Stickstoff (wir nehmen an, wir hätten davon im Überfluß!) ausgehen, dann müssen wir das wie folgt machen:

- Wie vielen Wasserstoff-Molekülen entsprechen 10.00 g Wasserstoff?
(\Rightarrow Grundgleichung der Stöchiometrie, aufgelöst nach der Teilchenzahl)
- Wie viele Ammoniak-Moleküle entstehen aus dieser Anzahl Wasserstoff-Molekülen?
(\Rightarrow Teilchen-Verhältnis in der Reaktionsgleichung)
- Wie viele g Ammoniak bringt diese Anzahl Ammoniak-Moleküle auf die Waage?
(\Rightarrow Grundgleichung der Stöchiometrie, aufgelöst nach der absoluten Masse)

Sie sehen: Kennen Sie die molaren Massen der beteiligten Stoffe sowie die Reaktionsgleichung des zur Diskussion stehenden chemischen Vorgangs, dann ist die ganze Berechnung nur mehr ein Dreisatz.

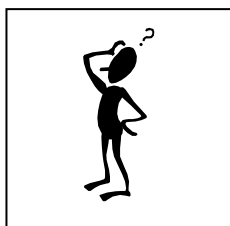
Führen wir die drei oben aufgeführten Schritte nun praktisch durch.

- ① Wasserstoff (H_2) hat die molare Masse $M = 2.02 \text{ g/mol}$. Nach der Teilchenzahl n aufgelöst lautet die Grundgleichung der Stöchiometrie: $n = m/M$. Für $m = 10.00 \text{ g}$ erhält man somit $n = 4.95 \text{ mol H}_2$ -Moleküle.
- ② Die Reaktionsgleichung der Ammoniak-Synthese lautet:

$$1 \text{ N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$$
 3 Wasserstoff-Moleküle liefern also nach Ablauf der Reaktion 2 Ammoniak-Moleküle. Somit erhält man aus 4.95 mol Wasserstoff-Molekülen 3.30 mol Ammoniak-Moleküle.
- ③ Ammoniak (NH_3) besitzt eine molare Masse von 17.04 g/mol . Nach der absoluten Masse m aufgelöst lautet die Grundgleichung der Stöchiometrie: $m = n \cdot M$. Die 3.30 mol Ammoniak-Moleküle besitzen damit eine Masse von 56.24 g .

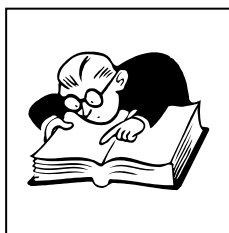
Damit ist das Problem gelöst: Bei Verwendung von 10.00 g Wasserstoff und hinreichend viel Stickstoff kann man 56.24 g Ammoniak herstellen. Damit müssen nach dem Massenerhaltungssatz offenbar 46.24 g Stickstoff reagiert haben. Diese Zahl kann man auch auf anderem Wege ermitteln: Das Teilchen-Verhältnis in der Reaktionsgleichung zeigt, daß für 4.95 mol Wasserstoff-Moleküle 1.65 mol Stickstoff-Moleküle erforderlich sind. Da die molare Masse von Stickstoff (N_2) 28.02 g/mol beträgt, ergibt sich aus der Grundgleichung der Stöchiometrie – aufgelöst nach der absoluten Masse m – eine Stickstoff-Masse von 46.24 g – wie erwartet.

Beachten Sie bitte, daß in der obigen Berechnung alle molaren Massen auf zwei Nachkommastellen gerundet verwendet wurden, und alle absoluten Massen auf zwei Nachkommastellen gerundet angegeben wurden, weil auch die gegebene Wasserstoff-Masse auf 2 Nachkommastellen bekannt war. Dies entspricht unserer internen Abmachung von Seite 16.



Kontrollaufgabe 2.5

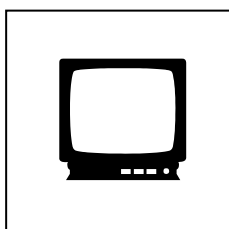
- a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Methan (Formel: CH_4) in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser auf.
- b) Berechnen Sie die molaren Massen aller in der Reaktionsgleichung vorkommenden Teilchen-Sorten.
- c) Wie viele g Sauerstoff werden benötigt, um 8.00 g Methan zu verbrennen?
- d) Wie viele g Kohlendioxid werden dabei gebildet?
- e) Wie viele g Wasser entstehen dabei?
- f) Zeigen Sie, daß der Massenerhaltungssatz erfüllt ist.



Lektüre 2.1

- a) Betrachten Sie im Buch »Chemie heute – S1 Gesamtband« oben auf Seite 128 die grafische Veranschaulichung der Reaktion zwischen Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser. Stellen Sie sicher, daß Sie den Unterschied zwischen „Atom“ und „Teilchen“ (hier auch: „Molekül“) verstehen.
- b) Studieren Sie auf der gleichen Seite den kurzen Text, der mit „In Reaktionsgleichungen“ beginnt. Fassen Sie seinen Inhalt in maximal 2 Sätzen zusammen.
- c) Spielen Sie die beiden unten auf der gleichen Seite abgedruckten Rechenbeispiele *langsam* durch, bis Sie die dort vorgestellten Berechnungen auch allein durchführen könnten.

Alles klar? Wunderbar! Dann gibt es vor dem Kapiteltest zur Belohnung noch eine kleine Filmsequenz.



Film 2.1

Eine Videokassette ist mit »Ammoniaksynthese – Der Griff in die Luft« beschriftet. Schauen Sie sich die ungefähr 14-minütige Filmsequenz an. Wozu nutzt man bei der im Film gezeigten chemischen Reaktion die Stöchiometrie?

Bitte spulen Sie die Kassette am Schluß wieder zurück und schalten Sie alle Geräte aus.

Und jetzt: Der Kapiteltest!

3 Kupfer reagiert mit Schwefel

In diesem Kapitel erfahren Sie, ...

... wie man die Stöchiometrie auf ein konkretes Problem anwenden kann.

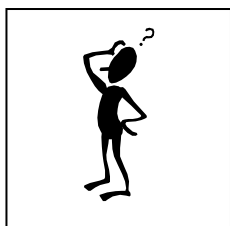
... daß es notwendig ist, stöchiometrische Berechnungen durchzuführen, um Umwelt und Geldbeutel zu schonen.

... was man unter der Ausbeute einer chemischen Reaktion versteht.

Sie verfügen bereits über alle Grundlagen, um die Stöchiometrie auf konkrete Probleme anwenden zu können. Im folgenden wollen wir das für ein Beispiel tun, das Sie selber im Labor durchführen können. Dabei handelt es sich um die Reaktion von metallischem Kupfer mit elementarem Schwefel zu einem Salz namens Kupfer(I)-sulfid. Dieses Salz besitzt die Formel Cu_2S . Wenn Sie die Edukte genügend stark und lang erhitzen, läuft die Reaktion vollständig ab.

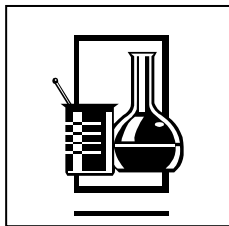
In der folgenden Experimentier-Vorschrift wird außerdem ein Überschuß an Schwefel eingesetzt, damit sicher alles Kupfer wegereagieren kann. Damit die Menge an Schwefel, die dann zwangsläufig noch zurückbleibt, unsere Massen-Bestimmung des Produkts nicht stören kann, wird sie durch kräftiges Erhitzen mit dem Sauerstoff der Luft zu Schwefeldioxid (Formel: SO_2) umgesetzt.

Dieses Produkt ist ein Gas, das aus dem Reaktionsgemisch entweicht. Leider ist Schwefeldioxid aber auch giftig, weswegen das gesamte Experiment – abgesehen natürlich von den Wägungen – bei laufender Ventilation im Abzug durchgeführt werden muß.



Kontrollaufgabe 3.1

- Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Umsetzung von Kupfer mit Schwefel zu Kupfer(I)-sulfid auf.
- Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Umsetzung von Schwefel mit Sauerstoff zu Schwefeldioxid auf.
- Bestimmen Sie die molaren Massen von Kupfer, Schwefel, Kupfer(I)-sulfid, Sauerstoff und Schwefeldioxid.



Experiment 3.1

Tragen Sie für dieses Experiment eine Schutzbrille und einen Labormantel.

Die in der folgenden Vorschrift zu ermittelnden Daten können Sie in die Tabelle auf der nächsten Seite eintragen.

- ① Wägen Sie die Masse eines der aufliegenden Kupfer-Bleche auf 1 mg genau ab.
Fassen Sie dabei das Blech - auch in den folgenden Arbeitsschritten - *ausschließlich* mit einer Pinzette an, da Ablagerungen Ihres Handschweißes bereits zu einer meßbaren Massendifferenz führen können.
- ② Wägen Sie in eines der aufstehenden, hitzebeständigen Reagenzgläser ca. einen Polylöffel voll Schwefel ebenfalls auf 1 mg genau ein.
Dazu müssen Sie das Reagenzglas – ohne es je mit Ihren Fingern zu berühren – vor und nach dem Einfüllen der Schwefel-Portion auf 1 mg genau abwägen. Verwenden Sie dazu – und auch für das spätere Erhitzen – einen Reagenzglashalter aus Holz.
- ③ Biegen Sie das Kupferblech der Länge nach in einen Winkel. Wenn Sie es geschickt anstellen, klemmt das Blech dann gerade leicht im Reagenzglas. So können Sie es auf einer beliebigen Höhe fixieren, ohne daß es in den Schwefel am Reagenzglasboden rutscht.
Schieben Sie nun das Kupferblech so hinunter, daß es rund 1 cm über dem Schwefel hängen bleibt.
- ④ Gehen Sie nun zum Abzug und schalten Sie die Ventilation ein. Nun wird der Gasbrenner angezündet und auf die rauschende, heißeste Flamme eingestellt.
Der Reagenzglasboden wird nun so lange erhitzt, bis der Schwefel zu sieden beginnt. Kurze Zeit später sollte das Kupferblech aufzuglühen beginnen. Sobald das der Fall ist, werden der Schwefel und das Blech abwechselungsweise stark erhitzt.
Das ganze Blech muß von unten bis oben durchglühen. Nur wenn das passiert ist, ist die Reaktion vollständig abgelaufen.
- ⑤ Nun muß der überschüssige Schwefel in Form von gasförmigem Schwefeldioxid ausgetrieben werden. Erhitzen Sie das Reagenzglas überall dort sehr stark, wo noch Schwefelreste erkennbar sind. Gehen Sie dabei vom Reagenzglasboden in Richtung Reagenzglasöffnung vor. Es kann sein, daß zwischenzeitlich verdampfter Schwefel wieder kondensiert und im oberen Teil des Glases erneut eine Ablagerung bildet. In diesem Fall muß er dort wieder erhitzt und Richtung Öffnung getrieben werden.

- ⑥ Lassen Sie das Reagenzglas etwas abkühlen. Nun holen Sie *vorsichtig* mit einer Pinzette das Reaktionsprodukt aus dem Reagenzglas. Geben Sie es in eine tarierte (d.h. vorgängig auf 1 mg genau abgewogene) Porzellanschale. Allfällige Brösel, die im Reagenzglas zurückgeblieben sind, werden ebenfalls in die Porzellanschale gegeben.
Es ist enorm wichtig, daß Sie wirklich *jeden kleinsten Krümel* vom Reaktionsprodukt in der Porzellanschale haben, da sonst die Massenbilanz natürlich nicht stimmen kann.
Um allfällig noch anhaftende Schwefel-Spuren auf der Oberfläche des Reaktionsprodukts zu entfernen, streichen Sie mit der rauschenden Gasbrennerflamme über den Festkörper in der Porzellanschale. Dazu müssen Sie den Brenner am Fuß packen und umdrehen. Seien Sie vorsichtig!
- ⑦ Setzen Sie nun den Gasbrenner ordnungsgemäß außer Betrieb. Lassen Sie das Produkt vollständig auf Raumtemperatur abkühlen. Dann wägen Sie Ihr Reaktionsprodukt wieder auf 1 mg genau.
- ⑧ Das entstandene Kupfer(I)-sulfid entsorgen Sie in den bereit gestellten Behälter für Festkörper-Abfälle. Das Reagenzglas und die Porzellanschale werden zum Waschen gegeben.
- ⑨ Bevor Sie den Arbeitsplatz verlassen, räumen Sie ihn auf, wischen Sie allfällige Verunreinigungen weg und schalten Sie den Ventilator des Abzugs aus.

In der folgenden Tabelle können Sie Ihre experimentellen Daten bzw. die in Kontrollaufgabe 3.1 c) berechneten Werte festhalten:

<i>Stoff</i>	<i>Gewogene Masse</i>	<i>Berechnete molare Masse</i>
Kupfer		
Schwefel		
Kupfer(I)-sulfid		
Sauerstoff	Keine Eintragung möglich	
Schwefeldioxid	Keine Eintragung möglich	

Und nun wollen wir dieses Experiment stöchiometrisch auswerten. Dazu beantworten wir die folgenden Fragen:

- ① Wie viele g Kupfer(I)-sulfid kann man aus dem verwendeten Kupferblech erhalten?
- ② Wie viele g Schwefel hätte man dafür eigentlich einsetzen müssen?
- ③ Wie viele g Schwefel wurden demnach mit Sauerstoff zu Schwefeldioxid verbrannt?
- ④ Wie viele g Schwefeldioxid wurden folglich gebildet?

Die Antwort auf Frage ① zeigt uns, ob wir das Experiment sorgfältig genug durchgeführt haben. Man kann so die *Ausbeute* am Reaktionsprodukt bestimmen. Unter der Ausbeute versteht man die Anzahl Prozente, welche die im Experiment tatsächlich erhaltene Masse von der Masse ausmacht, die man theoretisch – gemäß stöchiometrischer Berechnung – hätte bekommen sollen. Erhält man z.B. in einem Experiment nur 6.4 g, wo man 8.0 g hätte erhalten können, so beträgt die Ausbeute 80 %.

Aus der Antwort auf Frage ② kann man herauslesen, ob man tatsächlich mit einem Überschuß an Schwefel gearbeitet hat, und wie viele g Schwefel man gerade einsetzen müßte, um die anschließende Bildung von (giftigem!) Schwefeldioxid zu vermeiden. Dies wäre, wenn die Reaktion dann dennoch vollständig ablaufen würde, ein wichtiger Beitrag für den Schutz unserer Umwelt.

Eine ähnliche Information liefert die Antwort auf Frage ③. Sie läßt sich aber auch wirtschaftlich deuten: Welchen Überschuß an Schwefel, und damit welchen Geldbetrag, haben wir beim Experiment buchstäblich in die Luft verpufft?

Die Antwort auf Frage ④ schließlich zeigt dem Umweltinteressierten, wie stark wir die Luft mit Schwefeldioxid belastet haben. Das kann beispielsweise dazu genutzt werden, um eine Abluftanlage zu dimensionieren, die möglichst alles Schwefeldioxid abfangen kann.

Versuchen Sie nun, diese Fragen auf einem separaten Blatt zu beantworten. Dokumentieren Sie Ihren Lösungsweg klar und für eine andere Person nachvollziehbar. Tragen Sie dann Ihre Antworten in die untenstehende Tabelle ein.

<i>Frage</i>	<i>Antwort</i>
Wie viele g Kupfer(I)-sulfid kann man aus dem verwendeten Kupferblech erhalten?	
Wie viele g Schwefel hätte man dafür eigentlich einsetzen müssen?	
Wie viele g Schwefel wurden demnach mit Sauerstoff zu Schwefeldioxid verbrannt?	
Wie viele g Schwefeldioxid wurden folglich gebildet?	

Bringen Sie Ihre experimentellen Daten, Ihr Blatt mit den Lösungswegen sowie die Antworten auf die Auswerte-Fragen zum Kapiteltest mit. Dort werden Sie nämlich über Ihr Experiment ausgefragt!

4 Die Tabellen-Methode

In diesem Kapitel erfahren Sie, ...

... wie man stöchiometrische Berechnungen systematisch anpackt.

... daß es eine Methode gibt, mit deren Hilfe Sie stöchiometrische Probleme schnell und sicher bewältigen können.

... wie Sie Ihre stöchiometrischen Berechnungen am Schluß selber überprüfen können.

Im letzten Kapitel haben Sie sich davon überzeugen können, wie nützlich die Stöchiometrie für die Planung, Durchführung und Auswertung chemischer Reaktionen sein kann. Da wäre es an sich sehr hilfreich, wenn es eine Art Rezept gäbe, mit dem man stöchiometrische Standardprobleme unkompliziert bewältigen könnte.

Dieses Rezept gibt es! Es heißt *Tabellen-Methode* und wird im folgenden vorgestellt.

Die Grundidee darin ist, daß man im Labor handhabbare Massen immer zuerst in eine Teilchenzahl in mol umrechnet. Dies, damit man die Koeffizienten der Reaktionsgleichung benutzen kann, um die anderen Teilchenzahlen zu bestimmen. Die Reaktionsgleichung gibt ja bekanntlich das Verhältnis der Teilchenzahlen – und *nicht* das Verhältnis der Massen - der reagierenden Stoffe wieder. Um dann wieder im Labor weiter arbeiten zu können, müssen die neu erhaltenen Teilchenzahlen zuletzt wieder in eine handhabbare Masse zurückgerechnet werden.

Am besten lernt man die Tabellen-Methode an einem Beispiel kennen. Dazu wählen wir gerade unsere Reaktion zwischen Kupfer und Schwefel zu Kupfer(I)-sulfid aus Kapitel 3.

Nehmen wir an, wir wollten zu Experiment 3.1 die folgende Frage beantworten:

Wie viele g Kupfer(I)-sulfid kann man aus einem Kupferblech von 0.623 g Masse maximal herstellen?

Zuerst einmal benötigen wir dazu wiederum die Reaktionsgleichung dieses Vorgangs:



„Überflüssigerweise“ ist hier auch die 1 vor der Formel des Schwefel-Moleküls hingeschrieben. Das erleichtert später das Ablesen des Teilchen-Verhältnisses.

Dann stellen wir die folgende Tabelle auf:

Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Anzahl kleinste Teilchen n
Cu			
S ₈			
Cu ₂ S			

In der ersten Spalte stehen die Formeln sämtlicher Stoffe, die an der Reaktion teilnehmen. Beachten Sie bitte, daß hier die zugehörigen Koeffizienten aus der Reaktionsgleichung *nicht* mitgenommen werden. Diese werden erst später zum Zug kommen, wenn wir das Teilchen-Verhältnis der auftretenden Teilchen-Sorten benützen werden.

Fällt Ihnen bei den restlichen, noch leeren Spalten etwas auf? Richtig: Hier stehen die Größen, welche in der Grundgleichung der Stöchiometrie auftreten. Sollten Sie sich nicht mehr daran erinnern, so schlagen Sie zur Repetition in Kapitel 2 auf Seite 15 nach. Es lohnt sich, diese Gleichung auswendig zu wissen!

Nun füllen wir in die Tabelle alles ein, was wir schon kennen, bzw. sehr leicht ermitteln können. Wir kennen die Masse des eingesetzten Kupferblechs. Und sehr leicht ermitteln lassen sich die molaren Massen der Teilchen-Sorten in der ersten Spalte. Damit sieht die Tabelle dann so aus:

Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Anzahl kleinste Teilchen n
Cu	63.55 g/mol	0.623 g	
S ₈	256.48 g/mol		
Cu ₂ S	159.16 g/mol		

In der ersten Datenzeile der Tabelle ist sowohl die molare Masse als auch die absolute (wägbare) Masse von Kupfer bekannt. Damit läßt sich mit Hilfe der Grundgleichung der Stöchiometrie die Anzahl Teilchen, d.h. hier die Anzahl der Kupfer-Atome im Blech, ermitteln. Dies natürlich wie immer nicht als absolute Zahl, sondern in Paketen von $6.022 \cdot 10^{23}$ Stück, also in mol.

Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Anzahl kleinste Teilchen n
Cu	63.55 g/mol	0.623 g	0.009803304 mol
S ₈	256.48 g/mol		
Cu ₂ S	159.16 g/mol		

Beachten Sie, daß die berechnete Teilchenzahl mit geradezu „unanständig“ vielen Nachkommastellen aufgeführt ist. Dies ist eine Genauigkeit, die sicherlich nicht ernst genommen werden darf. Trotzdem ist das Vorgehen sinnvoll. Es handelt sich hier ja lediglich um ein Zwischenergebnis innerhalb eines Lösungswegs mit mehreren Schritten, und noch nicht um das Endergebnis. Zwischenergebnisse sollten nun aber noch nicht auf die gleiche Anzahl Nachkommastellen gerundet werden wie später das Endergebnis, da sonst Rundungsfehler angehäuft werden könnten. Bei der Berechnung mit dem Taschenrechner empfiehlt es sich daher, solche Zwischenergebnisse abzuspeichern und unverändert, d.h. mit all ihren „sinnlosen“ Stellen für die Weiterberechnung abzurufen.

Nun kommt wieder die Reaktionsgleichung ins Spiel. Kupfer-Atome reagieren mit Schwefel-Molekülen im Zahlen-Verhältnis 16 zu 1. Also muß die Anzahl der Schwefel-Moleküle nur ein Sechzehntel so groß sein wie die Anzahl der Kupfer-Atome. Wir müssen also die Molzahl an Kupfer-Atomen durch 16 dividieren und haben die Molzahl an Schwefel-Molekülen.

Analog bei den Kupfer(I)-sulfid-Einheiten (die übrigens keine Moleküle sind – aber das spielt hier keine Rolle!). Pro 16 Kupfer-Atome entstehen 8 solche Einheiten, also gerade halb so viele. Folglich muß die Molzahl an Kupfer-Atomen durch 2 dividiert werden, und wir erhalten die Molzahl an Kupfer(I)-sulfid-Einheiten.

Nun sieht die Tabelle wie folgt aus – wiederum mit „zu vielen“ Stellen bei der Teilchenzahl:

Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Anzahl kleinste Teilchen n
Cu	63.55 g/mol	0.623 g	0.009803304 mol
S ₈	256.48 g/mol		0.000612706 mol
Cu ₂ S	159.16 g/mol		0.004901652 mol

Der aktuelle Stand der Tabelle zeigt, daß nun erneut zwei Zeilen vorliegen, in denen je zwei der drei Größen, die in der Grundgleichung der Stöchiometrie auftreten, bekannt sind. Die dritte läßt sich also berechnen. Dazu muß man die Gleichung lediglich nach m auflösen. Sie lautet dann $m = n \cdot M$. Da die so berechenbaren Massen das Schlussergebnis enthalten, müssen sie gemäß Abmachung auf eben so viele Stellen gerundet werden, wie bei der anfänglichen Angabe der Kupfer-Masse gegeben waren, d.h. hier also auf drei Nachkommastellen. Dann sieht die Tabelle wie folgt aus:

Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Anzahl kleinste Teilchen n
Cu	63.55 g/mol	0.623 g	0.009803304 mol
S ₈	256.48 g/mol	0.157 g	0.000612706 mol
Cu ₂ S	159.16 g/mol	0.780 g	0.004901652 mol

Jetzt kann man die Antwort auf unsere ursprüngliche Frage herauslesen: Mit einem Kupferblech von 0.623 g Masse lassen sich 0.780 g Kupfer(I)-sulfid herstellen.

Haben wir uns nicht vielleicht verrechnet? Das passiert ja bekanntlich schnell einmal. Die obige Tabelle erschließt eine tolle Möglichkeit, diese Unsicherheit zu beseitigen und das erhaltene Ergebnis zu überprüfen.

Die Masse an Kupfer(I)-sulfid, die man bei der Reaktion maximal erhalten kann, und die Masse an Schwefel, die erforderlich ist, um diese Masse an Kupfer(I)-sulfid zu bekommen, haben wir aus den Teilchenzahlen dieser Stoffe in mol errechnet. Nicht berücksichtigt wurde dabei die Tatsache, daß bei chemischen Reaktionen stets der Massenerhaltungssatz erfüllt sein muß. Dieser besagt bekanntlich, daß bei einer chemischen Reaktion weder Masse erschaffen noch vernichtet werden kann. Im Klartext: Die Summe aus den Massen an Kupfer und Schwefel, die als Edukte für die Reaktion eingesetzt wurden, muß gerade der Masse an erhaltenem Produkt Kupfer(I)-sulfid entsprechen.

In der Tabelle läßt sich sehr leicht überprüfen, ob das stimmt: Die einschlägigen Werte stehen ja unmittelbar untereinander.

Edukt-Seite : 0.623 g Kupfer + 0.157 g Schwefel = 0.780 g Edukte

Produkt-Seite : 0.780 g Kupfer(I)-sulfid = 0.780 g Produkte

Tatsächlich! Der Massenerhaltungssatz ist erfüllt. Es bräuchte schon eine äußerst unglückliche Verkettung von Zufällen, daß bei Fehlberechnungen im Lösungsweg der Massenerhaltungssatz trotzdem erfüllt wäre. Daher kann der Massenerhaltungssatz dazu herangezogen werden, die Berechnungen auf ihre Richtigkeit zu überprüfen. Wenn am Ende der Massenerhaltungssatz erfüllt ist, können Sie fast todsicher sein, daß auch Ihre anderen Berechnungen stimmen.

Natürlich könnte man mit dem Massenerhaltungssatz auch herausfinden, wie viele g Schwefel für die vollständige Umsetzung von 0.623 g Kupfer zu Kupfer(I)-sulfid nötig sind. Man würde dann lediglich die erzielbare Masse an Kupfer(I)-sulfid berechnen, hier also die 0.780 g, und davon die eingesetzte Masse an Kupfer abziehen, hier also 0.623 g. Das wäre völlig korrekt. Damit würde man sich aber die Möglichkeit nehmen, die Berechnungen zu überprüfen. Denn wenn Sie den Massenerhaltungssatz für die Berechnungen selbst verwenden, dann ist er selbstredend am Ende auf jeden Fall erfüllt – auch wenn die Berechnungen falsch sind.

Daher die dringende Empfehlung:

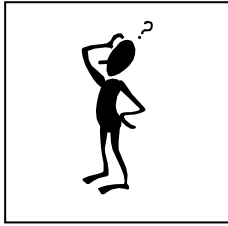
*Füllen Sie die Tabelle immer **vollständig** aus. Tun Sie das auch dann, wenn Sie für die Beantwortung einer konkreten Frage gar nicht alle Werte benötigen, die am Schluß in der Tabelle stehen. Verwenden Sie für Ihre Berechnungen aber **nicht** den Massenerhaltungssatz. Überprüfen Sie erst am Ende mit seiner Hilfe, ob Ihre Berechnungen auch stimmen können.*

Und hier nun endlich das versprochene Rezept:

Rezept zur Lösung stöchiometrischer Probleme:

- ① Stellen Sie die korrekte Reaktionsgleichung des betrachteten chemischen Vorgangs auf.
- ② Erstellen Sie eine Tabelle mit vier Spalten. Die Spaltenköpfe lauten, in dieser Reihenfolge: Stoff-Formel, molare Masse M , absolute Masse m , Teilchenzahl n .
- ③ Tragen Sie in die Spalte „Stoff-Formel“ auf je einer neuen Zeile die Formeln aller in der Reaktionsgleichung vorkommenden Reinstoffe ein. Das können Atom-Symbole, Molekül-Formeln oder die Formeln anderer chemischer Einheiten sein.
Die Koeffizienten, die in der Reaktionsgleichung auftreten, dürfen dabei *nicht* mitgenommen werden.
- ④ Berechnen Sie die molaren Massen für alle in der Tabelle vorkommenden Formeln und tragen Sie sie, zusammen mit den in der Aufgabenstellung gegebenen Größen, in die Tabelle ein.
Denken Sie an die Abmachung, Atommassen vor ihrer Verwendung auf zwei Nachkommastellen zu runden.
- ⑤ Berechnen Sie mit Hilfe der Grundgleichung der Stöchiometrie in jener Zeile die dritte Größe, in der bereits zwei Werte eingetragen sind.
- ⑥ Verwenden Sie die Koeffizienten der Reaktionsgleichung, um aus gegebenen oder eben berechneten Teilchenzahlen noch unbekannte Teilchenzahlen zu ermitteln. Die Koeffizienten geben das Verhältnis der reagierenden Teilchen-Sorten an.
- ⑦ Berechnen Sie nun wiederum mit Hilfe der passend umgeformten Grundgleichung der Stöchiometrie auf jenen Zeilen in der Tabelle die noch fehlenden Werte, wo bereits zwei bekannt sind.
- ⑧ Überprüfen Sie als Kontrolle auf Rechnungsfehler, ob der Massenerhaltungssatz erfüllt ist.
- ⑨ Suchen Sie die in der Aufgabenstellung verlangte Größe aus der Tabelle heraus und beantworten Sie die gestellte Frage mit einem ganzen Satz.

Auf den letzten Punkt soll noch gesondert hingewiesen werden: Eine Frage wird in der Regel mit einem ausformulierten Satz gestellt. Daher sollte die Antwort ebenfalls mit einem ausformulierten Satz gegeben werden. Es wäre unanständig, dem Fragesteller zuzumuten, die gesuchte Antwort selbst aus einer Tabelle heraussuchen zu müssen. Die Tabelle ist lediglich eine Hilfe, um während des Lösungswegs nicht den roten Faden zu verlieren. Sie ist noch keine Antwort.



Kontrollaufgabe 4.1

- Warum dürfen in der Spalte „Stoff-Formel“ der Tabelle die Koeffizienten aus der Reaktionsgleichung nicht vorkommen?
- Wozu wird bei der Tabellen-Methode der Massenerhaltungssatz eingesetzt?

Für den späteren Gebrauch ist im folgenden ein Schema zur Lösung stöchiometrischer Probleme mit der Tabellen-Methode als Kopiervorlage abgedruckt. Vermutlich enthält die Tabelle mehr Zeilen, als Sie wirklich benötigen. Aber man weiß ja nie...

Frage:

Reaktionsgleichung:

Tabelle:

<i>Stoff-Formel</i>	<i>Molare Masse M</i>	<i>Absolute Masse m</i>	<i>Teilchenzahl n</i>

Antwort:

Probieren wir die Tabellen-Methode an einem weiteren Beispiel aus: Aus Kalk (systematisch Calciumcarbonat genannt, Formel: CaCO_3) kann man durch starkes Erhitzen Calciumoxid (Formel: CaO) gewinnen. Calciumoxid wird deshalb auch gern „gebrannter Kalk“ genannt. Während des Vorgangs wird gasförmiges Kohlendioxid (Formel: CO_2) ausgetrieben.

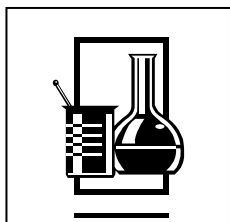


Kontrollaufgabe 4.2

Wie viele g Kalk muß man als Edukt einsetzen, damit man daraus durch starkes Erhitzen 1.00 g gebrannten Kalk herstellen kann?

Verwenden Sie zur Lösung dieses Problems die Tabellen-Methode. Kopieren Sie dazu allenfalls das Lösungsschema auf der vorangehenden Seite.

Und nun wollen wir einmal schauen, was das Realexperiment zu unserer Berechnung meint!



Experiment 4.1

Tragen Sie eine Schutzbrille und einen Labormantel!

- ① Trieren Sie einen Porzellantiegel mit seinem Deckel auf 0.01 g genau.
Sie dürfen den Tiegel und seinen Deckel nur mit der Tiegelflange manipulieren, keinesfalls aber mit bloßer Hand! Das gilt auch für alle nachfolgenden Schritte.
- ② Wägen Sie die von Ihnen in Kontrollaufgabe 4.2 berechnete Masse an Kalk auf 0.01 g genau in den Porzellantiegel ein. Verteilen Sie dabei den Kalk in einer möglichst dünnen Schicht auf dem Tiegelboden.
- ③ Setzen Sie den Deckel des Tiegels lose auf. Stellen Sie dann den zugedeckten Tiegel in ein passendes Tondreieck auf einem Dreibeinstativ.
- ④ Erhitzen Sie den Tiegel mit der heißesten Gasbrennerflamme. Die Temperatur im Tiegel muß auf 1'300 °C ansteigen können. Das Kohlendioxid kann trotz des Deckels entweichen, da dieser nicht gasdicht aufsitzt. Jedoch kann der Deckel verhindern, daß Kristalle, die infolge der Hitze „herumspringen“, den Tiegel verlassen können.

- ⑤ Nach etwa 10 bis 15 Minuten intensivstem Erhitzen wird die Wärmezufuhr abgebrochen. Lassen Sie nun den Tiegel auf Raumtemperatur abkühlen und bestimmen Sie seine Masse samt Deckel und Inhalt wiederum auf 0.01 g genau.
- ⑥ Berechnen Sie die Masse an erhaltenem Reaktionsprodukt.
- ⑦ Entsorgen Sie den Tiegelinhalt in den bereit stehenden Abfallbehälter für Festkörper und räumen Sie den Arbeitsplatz auf. Der Tiegel selbst wird zum Waschen gegeben.
- ⑧ Vergleichen Sie das experimentelle Ergebnis mit den 1.00 g, die gemäß Kontrollaufgabe 4.2 ja eigentlich entstehen müssten.

Haben Sie im Experiment eine zu große Masse erhalten? Macht nichts, das ist normal! Es bedarf nämlich enorm hoher Temperaturen und einer sehr langen Reaktionszeit, bis wirklich der *gesamte* ursprüngliche Kalk in gebrannten Kalk umgesetzt werden kann. Vermutlich ist die Reaktion also nicht ganz bis zum Schluß abgelaufen. Zudem ist käuflich erhältlicher Kalk meist auch noch ein wenig mit anderen Substanzen verunreinigt, die in der Hitze keine Reaktion zeigen. Machen Sie sich also nichts draus!

Wichtig hingegen ist die hinter diesen Erläuterungen stehende Botschaft: Die Stöchiometrie kann eben nur Informationen darüber liefern, welche Masse an Produkt bzw. Edukt man *im Prinzip* erhalten bzw. einsetzen müsste, wenn man die Reaktion im Labor durchführt. Viele Einflußfaktoren beim praktischen Arbeiten können nun aber dazu führen, daß der experimentelle Befund nicht genau mit dem Rechenergebnis übereinstimmt. Daher ja auch der Begriff der Ausbeute, den Sie in Kapitel ④ kennen gelernt haben.

Kommt noch hinzu, daß viele chemische Reaktionen *grundsätzlich* gar nicht bis zum bitteren Ende ablaufen können. Aber diese erstaunliche Tatsache nehmen wir erst in Kapitel ⑥ genauer unter die Lupe...

Im Moment sind Sie erst einmal reif für den vierten Kapiteltest – den letzten, den Sie unbedingt absolvieren müssen. Nachher geht es mit dem Additum weiter, falls Sie noch Zeit zur Verfügung haben. Oder Lust, zu Hause auf freiwilliger Basis weiter zu studieren!

Überlegen Sie sich aber gut, ob Sie wirklich alles verstanden haben, was Ihnen da eben geboten wurde, bevor Sie zum Kapiteltest antreten. Dort werden Sie nämlich eine völlig neue stöchiometrische Aufgabe lösen müssen!

Additum

5 Manchmal muß man mehr wissen

In diesem Kapitel erfahren Sie, ...

- ... daß nicht immer alle Edukte reagieren können, die an sich zur Verfügung stehen.
- ... wie man bei flüssigen und gasförmigen Reaktanden die Teilchenzahl aus dem Volumen berechnen kann.
- ... wie bei chemischen Reaktionen in wäßriger Lösung die Menge an Reaktanden berechnet werden kann.

Sie sind nun in der Lage, eine chemische Reaktion stöchiometrisch zu verfolgen. Allerdings haben wir bislang nur Fälle betrachtet, in denen aus den gegebenen Größen eine eindeutige Antwort auf die gestellte Frage gefunden werden konnte. Leider ist das nicht immer so. Nehmen Sie als Beispiel die folgende Frage:

Wie viele g Kupfer(I)-sulfid kann man maximal herstellen, wenn 2.40 g Kupfer und 1.20 g Schwefel zur Verfügung stehen?

Da ist doch eigentlich „zu viel“ bekannt! Sowohl aus der Angabe 2.40 g Kupfer als auch aus der Information 1.20 g Schwefel könnte man doch die Menge an herstellbarem Kupfer(I)-sulfid ermitteln. Aber da die Formel von Kupfer(I)-sulfid Cu_2S ist, scheint ja alles in bester Ordnung zu sein...

Wir haben soeben den „stöchiometrischen Sündenfall“ miterlebt! Die Formel Cu_2S sagt eben *nicht*, daß für die Herstellung von Kupfer(I)-sulfid die *Massen* von Kupfer zu Schwefel sich wie 2 zu 1 verhalten müssen. Das gilt für das *Teilchen*-Verhältnis! Es steht also zu vermuten, daß uns eines der beiden Edukte ausgehen wird, bevor das andere auch vollständig reagieren konnte. Anders gesagt: Wir haben vom einen Edukt einen Überschuß!

Nur: Von welchem? Diese Frage müssen wir zuerst abklären. Wir können also nicht sofort die uns mittlerweile vertraute Tabelle ausfüllen, sondern müssen vorher überlegen, welche der beiden gegebenen Massen die maximal herstellbare Masse an Kupfer(I)-sulfid begrenzt.

Da die Teilchen-Sorten Cu und S₈ gemäß der Reaktionsgleichung



im Verhältnis 16 zu 1 miteinander reagieren, bleibt uns nichts anderes übrig, als erst einmal auszurechnen, wie viele Teilchen uns denn von diesen beiden Sorten überhaupt zur Verfügung stehen. Rechnen Sie mit:

Kupfer : 2.40 g entsprechen 0.0378 mol (M = 63.55 g/mol).
Schwefel : 1.20 g entsprechen 0.0047 mol (M = 256.48 g/mol).

Damit alle Schwefel-Moleküle wegreakieren können, benötigen wir also $16 \cdot 0.0047 \text{ mol} = 0.07449 \text{ mol}$ Kupfer-Atome. Wir haben aber nur 0.0378 mol Kupfer-Atome. Also ist es schlicht unmöglich, daß alle Schwefel-Moleküle wegreakieren können. Viele von ihnen werden unverändert zurückbleiben. Die Angabe „1.20 g Schwefel“ nützt uns also für die vorliegende Berechnung nichts, oder wenigstens nicht viel. Wir können lediglich sagen, daß wir mehr als genug Schwefel-Moleküle zur Verfügung haben, um alle Kupfer-Atome wegreakieren zu lassen.

Also müssen wir die gegebene Masse an Kupfer für die Tabelle verwenden, und nicht die gegebene Masse an Schwefel. Denn für die vollständige Reaktion von 0.0378 mol Kupfer benötigen wir nur $0.0378 \text{ mol} : 16 = 0.0024 \text{ mol}$ Schwefel-Moleküle – weniger, als wir tatsächlich zur Verfügung haben.

Es ist sehr wichtig, daß Sie sehen, daß nicht *beide* gegebenen Massen in die Tabelle Eingang finden dürfen. Dort darf nämlich nur stehen, was *wirklich reagiert*, und nicht, was *im Prinzip reagieren könnte*, wenn es einen Reaktionspartner finden würde, der ja aber in Tat und Wahrheit gar nicht vorhanden ist. Wir würden ansonsten in der Spalte der Teilchenzahlen auch gar nicht das Teilchen-Verhältnis stehen haben, das durch die Koeffizienten der Reaktionsgleichung vorgegeben ist.

Nach dieser Vorüberlegung ist der Rest nur noch Routine:

Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Anzahl kleinste Teilchen n
Cu	63.55 g/mol	2.40 g	0.037765538 mol
S ₈	256.48 g/mol	0.61 g	0.002360346 mol
Cu ₂ S	159.16 g/mol	3.01 g	0.018882769 mol

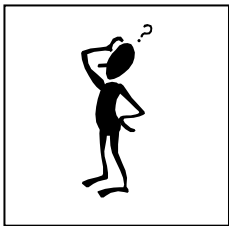
Probe: 2.40 g + 0.61 g = 3.01 g ✓

Antwort: Man erhält maximal 3.01 g Kupfer(I)-sulfid.

Die Tabelle zeigt, daß für die eingesetzten 2.40 g Kupfer bei einer vollständigen Reaktion zu Kupfer(I)-sulfid lediglich 0.61 g Schwefel erforderlich sind. Damit reagiert nur rund die Hälfte des Schwefels, der an sich zur Verfügung steht. Volle 0.59 g Schwefel bleiben unverändert zurück.

Auch die Probe mit Hilfe des Massenerhaltungssatzes darf dann natürlich nur mit denjenigen Massen durchgeführt werden, die auch tatsächlich aktiv an der Reaktion teilgenommen haben. Es wäre absolut fatal, das Massenwirkungsgesetz so zu mißbrauchen, daß man auf die anfangs gestellte Frage antworten würde, „2.40 g Kupfer und 1.20 g Schwefel reagieren gemäß Massenerhaltungssatz zu 3.60 g Kupfer(I)-sulfid“. So ist der Satz natürlich nicht zu verstehen! Und wie die obigen Berechnungen zeigen, ist dieses „Schnellschuß-Ergebnis“ ja auch wirklich völlig falsch.

Denken Sie also daran: *Wenn Sie mehr Größen gegeben haben, als für die Berechnung in der Tabelle an sich notwendig wären, müssen Sie zuerst einmal abklären, welche davon in die Tabelle Eingang finden dürfen.*



Kontrollaufgabe 5.1

Calciumoxid (Formel: CaO) kann mit Wasser zu Calciumhydroxid (Formel: Ca(OH)₂) reagieren.

Wie viele g Calciumhydroxid können gebildet werden, wenn 5.00 g Calciumoxid und 5.00 g Wasser möglichst vollständig miteinander zur Reaktion gebracht werden?

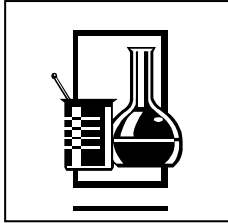
Sie haben schon mehrfach selbst erleben können, daß Chemiker Teilchenzahlen über eine Massen-Messung und anschließende Umrechnung mit Hilfe der molaren Masse bestimmen. In manchen Fällen liegt noch ein weiterer Schritt dazwischen: Bei Flüssigkeiten wird aus Bequemlichkeits-Gründen häufig nicht gewogen, sondern das Volumen bestimmt.

Ist nämlich die Dichte der Flüssigkeit bekannt, d.h. ihre Masse pro Volumeneinheit, so läßt sich aus dem gemessenen Volumen zuerst die Masse und daraus dann letztlich die Teilchenzahl ermitteln – oder umgekehrt. Es gilt:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

ρ : Dichte in g/cm³ = g/ml
 m : Absolute Masse in g
 V : Volumen in cm³ = ml

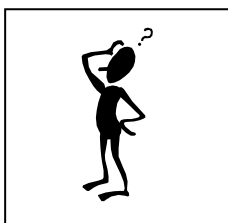
Zur Messung des Flüssigkeits-Volumens steht im Labor eine ganze Reihe unterschiedlich genauer Volumen-Meßgeräte zur Verfügung. Nicht alle eignen sich dafür, anschließend hinreichend genaue stöchiometrische Berechnungen durchführen zu können.



Experiment 5.1

- ① Wägen Sie die aufstehenden Gefäße auf 1 mg genau. Fassen Sie sie dabei *nicht* mit bloßen Händen an, sondern mit einer Tiegelzange oder einem anderen geeigneten Hilfsmittel. Das gilt auch für alle nachfolgenden Schritte.
- ② Füllen Sie in alle Gefäße *so genau wie möglich* 20.0 ml deionisiertes Wasser ab. Benützen Sie dazu allenfalls eine Pasteur-Pipette aus Kunststoff.
- ③ Wägen Sie die Gefäße samt Inhalt noch einmal auf 1 mg genau.
- ④ Berechnen Sie für jedes Gefäß die Masse an abgefülltem Wasser.
- ⑤ Lesen Sie am Laborthermometer die aktuelle Temperatur ab. Schlagen Sie nun in einem Tabellenwerk die Dichte von Wasser bei dieser Temperatur nach und berechnen Sie daraus, welche Masse 20.0 ml Wasser haben müßten.
- ⑥ Vergleichen Sie den erhaltenen Sollwert mit Ihren experimentellen Werten. Beurteilen Sie nun aufgrund dieses Vergleichs die Genauigkeit der untersuchten Volumen-Meßgefäße.

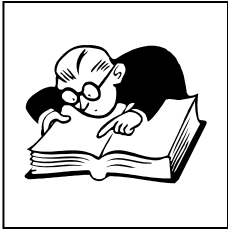
Sie sehen: Die Auswahl eines geeigneten Meßgeräts ist von überragender Wichtigkeit. Die ausgeklügeltste Berechnung nützt nichts, wenn die zu Grunde liegenden experimentellen Daten falsch oder zumindest ungenau sind.



Kontrollaufgabe 5.2

- a) Ordnen Sie die folgenden Gefäße, die je ein Gesamtvolumen von 50 ml aufnehmen können, nach steigender Genauigkeit der Volumen-Messung: Stabpipette, Becherglas, Meßzylinder, Vollpipette.
- b) Wie viele mol Wasser-Moleküle sind bei 4 °C in 20.0 ml Wasser enthalten?

Bei Gasen liegt eine ganz ähnliche Situation vor, sogar noch in verschärfter Form. Die Masse eines Gases auf einer Waage zu bestimmen, ist nämlich gar nicht so einfach. Es gibt zwar entsprechende Hilfsmittel, aber ihre Handhabung ist nicht ganz trivial und verlangt einige Übung.



Lektüre 5.1

Orientieren Sie sich in folgenden Laborbedarfs-Katalogen über das Aussehen von Gaswägekugeln (Gasmäuse, Gasproberohre).

- *Faust* (CH – Schaffhausen, 2001) Seite 149
- *Hedinger* (D – Stuttgart, 2002/2003) Seite 140
- *Glasmechanik* (CH – Therwil, 2001) Seite 3.47

Bedeutend einfacher läßt sich bei Gasen ihr Volumen messen. Zum Glück gibt es hier auch eine einfache Gesetzmäßigkeit, mit Hilfe derer man die Teilchenzahl einer gasförmigen Stoffprobe bestimmen kann, wenn deren Volumen sowie die Werte für Druck und Temperatur bekannt sind. Es gilt:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- p : Druck in Pa (= N·m⁻²)
 V : Volumen in m³ (± 1'000 l)
 n : Teilchenzahl in mol
 R : Universelle Gaskonstante (8.314 J·mol⁻¹·K⁻¹)
 T : Absolute Temperatur in K (x K = {x + 273.15} °C)

Diese Beziehung wird die *Gleichung idealer Gase* genannt. Ideal daher, weil bei ihrer Herleitung die Teilchen als Massenpunkte angenähert wurden, was natürlich in Tat und Wahrheit nicht stimmt. Massenpunkte haben keine Ausdehnung, während reale Atome und Moleküle ein gewisses Volumen besitzen. Trotz dieser „Ungenauigkeit“ stimmen mit der Gleichung idealer Gase gewonnene Daten aber erstaunlich gut mit experimentell ermittelten Meßwerten überein. Auch wenn diese Übereinstimmung nicht für alle realen Gase gleich gut ausfällt, ist die Gleichung dennoch ein hervorragendes und einfach zu handhabendes Hilfsmittel auf dem Weg zur Bestimmung der Teilchenzahl eines Gases.

Sind an einer chemischen Reaktionen Gase beteiligt, so will man häufig wissen, welches Volumen dieses Gases als Edukt verwendet werden muß oder als Produkt freigesetzt wird. Diese Information kann man sehr einfach mit Hilfe der Tabelle ermitteln, die wir für stöchiometrische Probleme aufstellen.

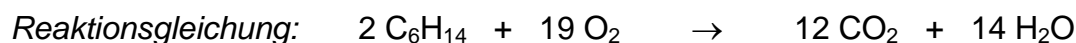
Ein Beispiel soll dies zeigen. Wir bauen auch gerade noch die Umrechnung eines Flüssigkeits-Volumens in eine Teilchenzahl mit ein.

Wie viele Liter gasförmiges Kohlendioxid entstehen, wenn 40.0 Liter flüssiges Hexan mit Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser verbrannt werden?
Die Temperatur beträgt 20 °C und der Druck $1.012 \cdot 10^5$ Pa.

Diese Frage könnte einer Umweltschutz-Debatte entstammen. Hexan ist nämlich ein Benzin-Bestandteil. In erster Näherung kann man daher das gesamte Benzin – an sich ja ein Gemisch – als reines Hexan annehmen. Und 40 Liter ist so in etwa eine Tankfüllung, mit der man je nach Auto und Fahrstil vielleicht 500 km weit kommen kann. Die angegebenen Werte für Druck und Temperatur schließlich entsprechen den Alltags-Bedingungen an einem warmen Frühlingstag.

Lösen wir also dieses stöchiometrische Problem. Zuerst einmal müssen wir wissen, welche Masse die 40.0 Liter Hexan haben. Dazu benötigen wir die Dichte von Hexan, die sich aus einem Tabellenwerk zur Chemie herauslesen läßt. Sie beträgt 0.664 g/ml. Löst man nun die Definitionsgleichung der Dichte nach der absoluten Masse m auf, so erhält man: $m = \rho \cdot V$. Also sind 40.0 l, d.h. 40'000 ml, $0.664 \text{ g/ml} \cdot 40'000 \text{ ml} = 26'560 \text{ g}$.

Sauerstoff ist in der Luft im Überschuß vorhanden. Um ihn brauchen wir uns also nicht zu kümmern. Wir können damit jetzt mit dem Routine-Teil des Problems beginnen:



Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Teilchenzahl n
C_6H_{14}	86.20 g/mol	26'560 g	308.120650 mol
O_2	32.00 g/mol	93'669 g	2'927.146172 mol
CO_2	44.01 g/mol	81'362 g	1'848.723898 mol
H_2O	18.02 g/mol	38'866 g	2'156.844548 mol

Probe: $26'560 \text{ g} + 93'669 \text{ g} = 81'362 \text{ g} + 38'866 \text{ g} \quad \checkmark$
(Die Abweichung in der letzten Stelle entsteht beim Runden.)

Eigentlich dient die Berechnung der Massen nur zur Überprüfung mit Hilfe des Massen-erhaltungssatzes. Denn zur Berechnung des Volumens brauchen wir nur die Anzahl der Kohlendioxid-Moleküle, also $n = 1'848.723898 \text{ mol}$. Zuerst lösen wir die Gleichung ideal-er Gase nach V auf und setzen dann alle gegebenen Größen ein:

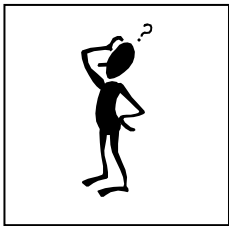
$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$\begin{aligned} n &= 1'848.723899 \text{ mol} \\ R &= 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ T &= (20 + 273.15) \text{ K} = 293.15 \text{ K} \\ p &= 1.012 \cdot 10^5 \text{ Pa} \end{aligned}$$

Daraus erhält man für V ein Volumen von 44.5237219 m^3 , wenn man viele Stellen auf dem Taschenrechner abschreibt. Da 1 m^3 1'000 Litern entspricht, sind das 44'523.7219 Liter. Vernünftig gerundet können wir nun also die gesuchte Antwort geben:

Antwort: Es entstehen rund 44'524 Liter Kohlendioxid.

Das ist eine ganz ansehnliche Menge!



Kontrollaufgabe 5.3

- Wie viele Liter gasförmiger Sauerstoff werden für die Verbrennung von 50.0 l flüssigem Hexan bei den in der obigen Aufgabenstellung angegebenen Bedingungen verbraucht?
- Welches Volumen an flüssigem Wasser entsteht dabei?
Bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$ beträgt die Dichte von Wasser 0.998 g/cm^3 .

Eine überaus große Anzahl von chemischen Reaktionen läuft nicht nur unter Anwesenheit der Reaktanden allein ab. Vielmehr sind diese Reaktanden in einem geeigneten Lösemittel gelöst, meistens Wasser. Denken Sie nur an all die Reaktionen, die in ihrem Körper ablaufen und Sie am Leben erhalten. Nicht umsonst enthält der menschliche Körper eine so große Menge an Flüssigkeit.

In diesem Fall muß man natürlich wissen, welchen Anteil die eigentlichen Reaktanden an der gesamten Stoffprobe stellen. Diese Angabe nennt man die *Konzentration* der Reaktanden.

Obwohl es mehrere unterschiedliche Möglichkeiten gibt, wollen wir hier nur die für das chemische Labor wichtigste Variante betrachten, die *Stoffmengen-Konzentration*. Dabei handelt es sich um die Angabe der Anzahl der kleinsten Teilchen einer Teilchen-Sorte in einem bestimmten Volumen des Lösemittels. Die Einheit ist deswegen mol/l.

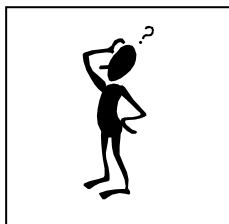
Im Chemiker-Jargon wird diese Konzentration häufig auch *Molarität* einer Lösung bezüglich dieser Teilchen-Sorte genannt und mit M abgekürzt. Da dieses Symbol aber bereits für die molare Masse eines Stoffes belegt ist, wird im vorliegenden Leitprogramm auf diese – im Laboralltag allerdings sehr gebräuchliche – Einheiten-Angabe verzichtet. Wir geben Stoffmengen-Konzentrationen also stets in mol/l an.

Wie kann man denn eine solche Konzentration berechnen? Sehr einfach! Ein Beispiel zeigt es – wie oft - am besten:

Welche Stoffmengen-Konzentration weist eine Lösung auf, die durch Auflösen von 2.92 g Kochsalz in 500 ml Wasser entstanden ist?

Kochsalz (Formel: NaCl) besitzt die molare Masse 58.44 g/mol. Die 2.92 g entsprechen also 0.05 mol. Würde diese Masse in einem Liter aufgelöst, so hätte die Lösung eine Stoffmengen-Konzentration von 0.05 mol/l. Es wurden aber nur 500 ml Lösemittel verwendet. Also ist die Stoffmengen-Konzentration doppelt so groß, d.h. 0.10 mol/l.

Auch die Umkehrung ist natürlich leicht möglich. Wenn die Stoffmengen-Konzentration einer Lösung bekannt ist, so läßt sich über das Volumen der Lösung und die molare Masse des gelösten Stoffes auf die darin enthaltene Masse dieses Stoffes schließen.



Kontrollaufgabe 5.4

- Wie viele g Kochsalz sind in 200 ml einer wäßrigen Lösung enthalten, deren Stoffmengen-Konzentration 0.2 mol/l beträgt?
- Wie viele g Kochsalz müssen Sie in ein Volumen-Meßgefäß mit 250.0 ml Inhalt einwiegen, um eine Kochsalz-Lösung mit der Stoffmengen-Konzentration 0.05 mol/l herstellen zu können?

Das Ganze kann man selbstverständlich auch in eine Formel packen. Hier ist sie:

$$[i] = \frac{n_i}{V} = \frac{m_i}{M_i \cdot V}$$

- i : Variable für die Teilchen-Formel
- [i] : Stoffmengen-Konzentration von i in mol/l
- n_i : Anzahl gelöste Teilchen von i in mol
- V : Volumen der Lösung in l
- m_i : Absolute Masse der gelösten Teilchen von i in g
- M_i : Molare Masse von i in g/mol

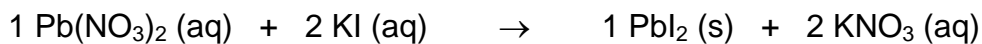
Diese Gleichung läßt sich natürlich nach einer beliebigen Größe auflösen, wenn die jeweils anderen Größen bekannt sind.

Schauen wir uns nun noch ein stöchiometrisches Problem an, bei dem die Stoffmengen-Konzentration eine Rolle spielt.

Für eine künstlerische Anwendung sollen 1.00 g des in Wasser praktisch unlöslichen gelben Farbpigments Blei(II)-iodid (Formel: PbI_2) hergestellt werden. Als Ausgangsmaterialien stehen eine wäßrige Lösung von Blei(II)-nitrat (Formel: $Pb(NO_3)_2$) der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l sowie eine wäßrige Lösung von Kaliumiodid (Formel: KI) der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l zur Verfügung.

Wie viele g der Festkörper Blei(II)-nitrat und Kaliumiodid müssen dazu verwendet werden, und welche Volumina der entsprechenden wäßrigen Lösungen müssen für die Reaktion eingesetzt werden?

Zuerst einmal ist natürlich wieder die Reaktionsgleichung des Vorgangs vonnöten:



Die Bezeichnungen (aq) und (s) stehen dabei für „gelöst in Wasser“ (von lateinisch aqua = Wasser) bzw. „als Festkörper“ (von lateinisch solidus = fest). Der Vollständigkeit halber: Mit (l) gibt man den flüssigen und mit (g) den gasförmigen Zustand an.

Nun können wir die Tabelle ausfüllen. Rechnen Sie mit!

Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Anzahl kleinste Teilchen n
$Pb(NO_3)_2$	331.22 g/mol	0.72 g	0.002169197 mol
KI	166.00 g/mol	0.72 g	0.004338394 mol
PbI_2	461.00 g/mol	1.00 g	0.002169197 mol
KNO_3	101.11 g/mol	0.44 g	0.004338394 mol

Probe: 0.72 g + 0.72 g = 1.00 g + 0.44 g ✓

Gäbe man nun aber die Festkörper in der berechneten Menge zusammen, so wäre keine Reaktion festzustellen. Erst in wäßriger Lösung passiert etwas! Daher ist man gezwungen, die Reaktanden in wäßriger Lösung einzusetzen.

Nun stehen aber – wie in der Aufgabenstellung erwähnt – bereits zwei solche Lösungen zur Verfügung. Ihre Stoffmengen-Konzentrationen betragen je 0.1 mol/l. Welches Volumen dieser beiden Lösungen muß denn verwendet werden, um die notwendigen Massen für die Herstellung von 1.00 g des Produktes zur Verfügung zu haben?

Wie die obige Tabelle zeigt, sind rund 0.00217 mol Blei(II)-nitrat und rund 0.00434 mol Kaliumiodid notwendig. Ein voller Liter, also 1'000 ml beider Lösungen, enthält nun aber je 0.1 mol dieser Stoffe. Ein einfacher Dreisatz zeigt, daß man dann eben 21.7 ml der Lösung von Blei(II)-nitrat und 43.4 ml der Lösung von Kaliumiodid einsetzen muß.

Zum selben Ergebnis kommt man natürlich auch, wenn man die Definitions-Gleichung der Stoffmengen-Konzentration nach dem gesuchten Volumen V auflöst:

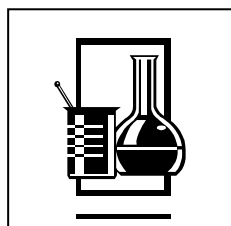
$$V = \frac{n_i}{[i]}$$

Für $i = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ erhält man dann $V = 0.0217 \text{ l}$ und für $i = \text{KI}$ $V = 0.0434 \text{ l}$. Ob Sie den Weg über den Dreisatz wählen oder lieber die Gleichung benutzen, ist letztlich Geschmacksache. Vermutlich ist die Gleichung anwendungssicherer.

Damit können wir jetzt die Antworten auf die gestellten Fragen geben:

Für die Herstellung von 1.00 g Blei(II)-iodid sind 0.72 g Blei(II)-nitrat und 0.72 g Kaliumiodid erforderlich. Dies entspricht 21.7 ml einer wässrigen Lösung von Blei(II)-nitrat mit der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l und 43.4 ml einer wässrigen Lösung von Kaliumiodid mit der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l.

Gießt man die erwähnten Volumina der beiden Lösungen zusammen, so müßte man bei vollständigem Reaktionsablauf eine Ausfällung von 1.00 g des gewünschten Farbpigments erhalten. Schauen wir einmal, wie groß die Ausbeute im Realexperiment ist!



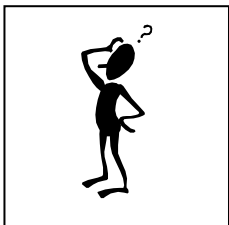
Experiment 5.2

*Tragen Sie eine Schutzbrille und einen Labormantel!
Vorsicht: Blei(II)-Verbindungen sind stark giftig! Fassen Sie nichts mit den Händen an. Tragen Sie zur Sicherheit Handschuhe.*

- ① Geben Sie mit Hilfe der richtigen (!) Stabpipette 21.7 ml der aufstehenden wässrigen Lösung von Blei(II)-nitrat mit der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l in einen Erlenmeyer 150 ml.
Je nach zur Verfügung stehender Stabpipette müssen Sie allenfalls mehrmals abmessen, bis Sie das gesamte Volumen im Becherglas haben.
- ② Geben Sie mit Hilfe der anderen (!) Stabpipette 43.4 ml der aufstehenden wässrigen Lösung von Kaliumiodid mit der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l in den Erlenmeyer.
Auch hier müssen Sie allenfalls je nach zur Verfügung stehender Stabpipette mehrmals abmessen, bis Sie das gesamte Volumen im Becherglas haben.
- ③ Schwenken Sie den Erlenmeyer *vorsichtig* um, damit sich die beiden Lösungen vollständig durchmischen können.
Sie sollten eine Ausfällung von tiefgelbem, schlecht in Wasser löslichem Blei(II)-iodid beobachten können.

- ④ Trieren Sie ein Filterpapier auf 0.01 g genau. Filtrieren Sie nun die gelbe Ausfällung mit Hilfe eines Glastrichters und des tarierten Filterpapiers in einen Erlenmeyer 300 ml. Dabei sollte möglichst nichts im ursprünglichen Erlenmeyer zurückbleiben. Bei Bedarf können Sie diesen Erlenmeyer mit etwas deionisiertem Wasser ausspülen, das Sie dann ebenfalls durch den Filter laufen lassen. Das gesamte gelbe Produkt sollte im Filter hängen bleiben.
- ⑤ Spülen Sie nun den Filterkuchen (d.h. das gelbe Pigment) mit ca. 50 ml deionisiertem Wasser, um allfällig anhaftende Kaliumnitrat-Lösung wegzuschwemmen.
- ⑥ Sobald nichts mehr durch den Filter tropft, stellen Sie den Glastrichter samt Filter in einen trockenen Erlenmeyer 150 ml. Bringen Sie diesen in den rund 150 °C warmen Trockenschrank. Dort wird er belassen, bis alles Wasser verdunstet ist, was mehrere Stunden dauert (z.B. über Nacht).
- ⑦ Wägen Sie nun das Filterpapier samt Pigment auf 0.01 g genau. Berechnen Sie daraus die Masse an erhaltenem Blei(II)-iodid und bestimmen Sie dessen Ausbeute bezogen auf den theoretisch zu erwartenden Wert gemäß stöchiometrischer Berechnung.
- ⑧ Geben Sie alle Glaswaren zum Waschen, räumen Sie den Arbeitsplatz auf und geben Sie das hergestellte Farbpigment in den bereit gestellten Vorratsbehälter.

Sie sehen: Wiederum stimmt die Berechnung nicht ganz mit der experimentellen Praxis überein. Aber das ist ja fast überall so. Warum das allerdings bei stöchiometrischen Berechnungen speziell zutrifft, werden Sie im nächsten und endgültig letzten Kapitel nachlesen können.



Kontrollaufgabe 5.5

- a) Welche Stoffmengen-Konzentration hätte die Kaliumiodid-Lösung haben müssen, damit man ebenfalls nur 21.7 ml davon hätte einsetzen müssen?
- b) Welche Volumina der in Experiment 5.2 zur Verfügung stehenden Lösungen hätte man verwenden müssen, um bei 100 % Ausbeute 8.00 g Blei(II)-iodid zu erhalten?

Und jetzt können Sie sich wieder zum Kapiteltest melden!

⑥ Erhält man immer die berechneten Mengen?

In diesem Kapitel erfahren Sie, ...

... daß eine chemische Reaktion im Normalfall *grundsätzlich* nicht vollständig zu den Produkten abläuft.

... welche weiteren Gründe zu Abweichungen der experimentell erhaltenen Mengen zu den theoretisch berechneten Mengen führen.

Stöchiometrische Berechnungen können nur angeben, welche Menge an Produkten man *rein theoretisch maximal* erhalten kann, wenn die Menge an Edukten bekannt ist (oder umgekehrt). Leider aber gibt es eine ganze Reihe von Faktoren, welche die tatsächlich herstellbare Menge deutlich kleiner machen. Einige davon sollen im folgenden angesprochen werden.

Wie Sie bei der Durchführung von Experiment 4.1 sicherlich gemerkt haben, kann nicht so viel Calciumoxid gebildet werden, wie man mit Hilfe stöchiometrischer Berechnungen erwartet hätte. Die erhaltene Masse ist in diesem Fall zu groß. Das heißt natürlich nicht, daß man nun mehr Calciumoxid bekommen hätte. Im Gegenteil, man hat zu wenig bekommen!

Die Bildung von Calciumoxid aus Calciumcarbonat durch Erhitzen gehorcht ja der folgenden Reaktionsgleichung:



Aus ihr wird deutlich, daß die Masse im Tiegel abnehmen muß, da ja das Kohlendioxid als Gas in die Laborluft entweicht. Die Ausbeute ist also nicht etwa größer als 100 %, wenn eine größere Masse als erwartet gemessen wird. Das wäre ja auch gar nicht möglich. Vielmehr liegt im Tiegel offensichtlich noch Calciumcarbonat vor, das nicht reagiert hat.

Es ist also offenbar manchmal schwierig, eine chemische Reaktion *absolut vollständig* ablaufen zu lassen. Das trifft vor allem für Vorgänge zu, für die eine stattliche Menge an Energie aufgewendet werden muß, damit sie überhaupt ablaufen können.

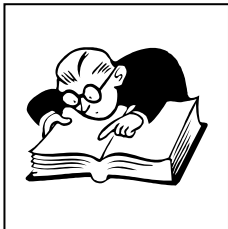
Die Sache ist aber sogar noch verzwickter: Selbst Vorgänge, die bei den herrschenden Reaktionsbedingungen an sich durchaus von selbst, d.h. ohne unser Dazutun, ablaufen könnten, laufen im Normalfall *nicht* vollständig ab!

Das liegt daran, daß mit fortschreitender Reaktion immer mehr Produkt-Teilchen gebildet werden. Wenn diese nun nicht aus dem Reaktionsgefäß entweichen können (was beispielsweise bei Gasen eben der Fall sein könnte), so können diese vermehrt untereinander zusammenstoßen und wieder in die Edukt-Teilchen zurückreagieren. Dies wird um so wahrscheinlicher, je mehr Produkt-Teilchen schon gebildet wurden. Umgekehrt wird die Reaktion zwischen den Edukt-Teilchen immer unwahrscheinlicher, da deren Menge ja abnimmt, und sie sich daher immer seltener treffen können.

Damit stellt sich letztlich ein Zustand ein, den der Chemiker ein *dynamisches Gleichgewicht* nennt. Die *Hinreaktion*, d.h. die Umsetzung der Edukt-Teilchen zu den Produkt-Teilchen, wird irgendwann einmal nicht schneller ablaufen können als die *Rückreaktion*, d.h. die Umsetzung der Produkt-Teilchen zurück zu den Edukt-Teilchen. Folglich werden auch nie ganz alle Edukt-Teilchen zu Produkt-Teilchen umgesetzt.

Wo genau dieser dynamische Gleichgewichts-Zustand liegt, d.h. welcher Anteil an Edukt-Teilchen insgesamt zu Produkt-Teilchen umgesetzt werden kann, hängt von der Reaktion selbst und von den herrschenden Bedingungen wie Druck, Temperatur usw. ab.

Das Autoren-Paar Richard Dickerson und Irving Geis hat die Bedingungen, die zu einem dynamischen Gleichgewicht führen, in einer berühmten Analogie bildlich und textlich hervorragend dargestellt. Am besten schauen Sie sich die entsprechende Passage gerade im Original an:



Lektüre 6.1

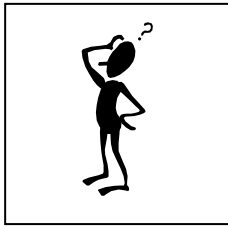
Schlagen Sie im Buch *Chemie – eine lebendige und anschauliche Einführung* von Dickerson und Geis die Seite 321 auf. Lesen Sie dort den bebilderten Abschnitt «Holzäpfel und das Gleichgewicht» bis auf Seite 327 aufmerksam durch.

Halten Sie sich nicht zu sehr an den dort auch noch gebotenen mathematischen Formulierungen auf. Diese sind für unsere Zwecke nicht von Bedeutung. Wichtig ist vor allem, daß Sie die Bilderfolge verstehen und die dort beschriebene Analogie auf die Situation der kleinsten Teilchen bei einer chemischen Reaktion übertragen können.

Fassen Sie die Grundidee des bebilderten Textes in maximal fünf Sätzen und in Ihren eigenen Worten auf einem separaten Blatt Papier zusammen.

Wie Sie sehen, ist es also *ganz grundsätzlich* sehr unwahrscheinlich, daß Sie bei einer real durchgeführten chemischen Reaktion die stöchiometrisch berechnete Maximalmenge an Produkten erhalten!

Schauen wir einmal, was Sie aus dem „Holzapfel-Krieg“ gelernt haben:

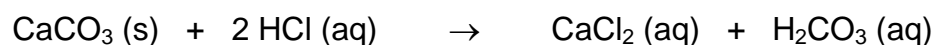


Kontrollaufgabe 6.1

- Warum schafft es der Junge im Holzapfel-Krieg nicht, alle Holzäpfel in den Garten des alten Mannes zu bringen?
- Warum nimmt die Anzahl der Holzäpfel, die der Junge pro Zeiteinheit in den Garten des alten Mannes werfen kann, vom Beginn des Krieges an betrachtet ab?
- Was müßte man an der Situation des Holzapfel-Krieges ändern, damit sich ein Gleichgewichts-Zustand einstellt, in dem in beiden Gärten gleich viele Holzäpfel liegen würden?
- Von welchen beiden wichtigsten Einflußgrößen hängt die Lage des Gleichgewichts einer chemischen Reaktion ab?

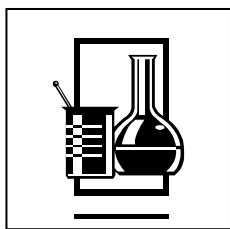
Das dynamische Gleichgewicht ist ein überaus wichtiges Thema der chemischen Theorie und hat sogar weit darüber hinaus eine große Bedeutung, z.B. in der Wirtschaftslehre oder auch in der Soziologie. Sie werden es später einmal sehr intensiv behandeln. Für den Moment soll es genügen anzumerken, daß man die Lage eines Gleichgewichts, d.h. die Menge an Edukten und Produkten im Gleichgewichts-Zustand, durch geeignete Maßnahmen beeinflussen kann. Damit wird es möglich, im Realexperiment näher zu oder weiter weg von den stöchiometrisch berechneten Maximalmengen zu kommen.

Ein weiterer Grund für Abweichungen der Praxis zur Theorie kann sein, daß die in einer Reaktion entstandenen Produkte sofort in einer weiteren Reaktion reagieren. Betrachten Sie das folgende Beispiel:



Würde man über eine stöchiometrische Berechnung ermitteln, wie viele g Kohlensäure (Formel: H_2CO_3) man aus 5.00 g Kalk über die erste der beiden obigen Reaktionen erhalten könnte, so würde man eine herbe Enttäuschung erleben: Kaum ist die Kohlensäure entstanden, zerfällt sie gemäß der zweiten Reaktionsgleichung spontan zu Wasser und Kohlendioxid. Daß diese zweite Reaktion wirklich geschieht, erkennt man daran, daß beim Übergießen von Kalk mit Salzsäure ($\text{HCl} (\text{aq})$) ein heftiges Aufbrausen durch das Entweichen von gasförmigem Kohlendioxid zu beobachten ist.

Damit hat man natürlich keine Chance, die theoretisch ermittelte Menge an Kohlensäure auch wirklich zu gewinnen. Sie dürfen gern überprüfen, daß das stimmt.



Experiment 6.1

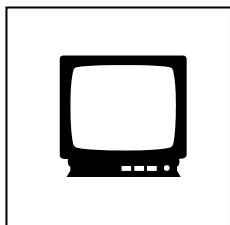
Tragen Sie eine Schutzbrille und einen Labormantel!

Vorsicht: Salzsäure ist stark ätzend! Tragen Sie daher Handschuhe und vermeiden Sie Spritzer. Wischen Sie allfällig verschüttete Tropfen sofort auf. Arbeiten Sie mit Vorteil im Abzug.

- ① Geben Sie einen Polylöffel Calciumcarbonat (= Kalk) in einen Erlenmeyer 150 ml.
- ② Füllen Sie etwa 10 ml konzentrierte Salzsäure aus der Vorratsflasche in ein Becherglas 50 ml.
- ③ Gießen Sie nun *vorsichtig* die Salzsäure aus dem Becherglas über das Calciumcarbonat im Erlenmeyer.
- ④ Entsorgen Sie das Reaktionsgemisch im Erlenmeyer unter laufendem Wasser in den Abguß und spülen Sie die verwendeten Glaswaren vor. Geben Sie sie dann zum Waschen und räumen Sie den Arbeitsplatz auf.

Schließlich kommt es bei der praktischen Durchführung einer chemischen Reaktion immer auch zu experimentell bedingten, unvermeidlichen Verlusten. Denken Sie nur an Experiment 5.2: Es war dort gar nicht so einfach, das gesamte gelbe Reaktionsprodukt aus dem Erlenmeyer in den Filter zu bekommen.

Mit jedem notwendigen Arbeitsschritt entfernt man sich daher etwas stärker von der theoretisch zu erzielenden Menge an Produkten und erhält eine Ausbeute, die mehr oder weniger deutlich unter 100 % liegt. Wie aufwendig eine chemische Reaktion für die Herstellung eines gewünschten Produktes in der Industrie sein kann, soll die nachfolgende Filmsequenz zeigen. Kein Wunder, daß die Stöchiometrie hier nur aussagen kann, wie viel von den Produkten man bei bekannter Menge an Edukten *rein theoretisch* erhalten könnte!



Film 6.1

Eine Videokassette ist mit »Die Schwefelsäuresynthese« beschriftet. Schauen Sie sich die ungefähr 13-minütige Filmsequenz an. Welche Faktoren führen bei dem vorgestellten industriellen Prozeß dazu, daß man weniger als die stöchiometrisch zu erwartende Menge erhält?

Bitte spulen Sie die Kassette am Schluß wieder zurück und schalten Sie alle Geräte aus.

Das war es nun endgültig. Der letzte Kapiteltest steht an. Herzliche Gratulation!

Anhang

A Lösungen der Kontrollaufgaben

Kontrollaufgabe 1.1

a)
$$N = \frac{m(\text{alle Kugelschreiber})}{m(\text{1 Kugelschreiber})}$$

b) Es sind 52 Kugelschreiber in der Probe enthalten.

Kontrollaufgabe 1.2

a) Die mittlere Masse eines Balls beträgt $0.5 \cdot 200 \text{ g} + 0.4 \cdot 250 \text{ g} + 0.1 \cdot 300 \text{ g} = 230 \text{ g}$.

b) Es sind $5750 \text{ g} : 230 \text{ g} = 25$ Bälle enthalten.

Kontrollaufgabe 1.3

a) Die absolute Masse eines Isotops ^{35}Cl beträgt $(34.9689 : 6.022 \cdot 10^{23}) \text{ g} = 5.81 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

b) Die absolute Masse eines Isotops ^{37}Cl beträgt $(36.9659 : 6.022 \cdot 10^{23}) \text{ g} = 6.14 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

c) Die absolute gewichtete mittlere Masse eines Isotops ^{37}Cl beträgt $(35.4528 : 6.022 \cdot 10^{23}) \text{ g} = 5.89 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

Kontrollaufgabe 1.4

- a) Die gewichtete mittlere Masse eines Ammoniak-Moleküls beträgt 17.04 u.
 b) Es sind $1'704 \text{ u} : 17.04 \text{ u} = 100$ Moleküle enthalten.

Kontrollaufgabe 1.5

- a) Die molare Masse von Wasserstoff-Molekülen beträgt 2.02 g/mol.
 b) Es sind $10.10 \text{ g} : 2.02 \text{ g/mol} = 5$ mol Wasserstoff-Moleküle enthalten.
 c) Es sind $6.022 \cdot 10^{23} / \text{mol} \cdot 5 \text{ mol} = 3.01 \cdot 10^{24}$ Wasserstoff-Moleküle.

Kontrollaufgabe 2.1

- a) Die molare Masse von Schwefeltrioxid beträgt $32.06 \text{ g/mol} + 3 \cdot 16.00 \text{ g/mol} = 80.06 \text{ g/mol}$.
 b) Es sind $400.30 \text{ g} : 80.06 \text{ g/mol} = 5$ mol Schwefeltrioxid-Moleküle enthalten.
 c) Die Masse beträgt $1.2 \cdot 80.06 \text{ g/mol} = 96.07 \text{ g}$.

Kontrollaufgabe 2.2

- a) Die Reaktionsgleichung lautet: $3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ O}_3$
 b) Die Reaktionsgleichung lautet: $2 \text{ H}_2 + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$
 c) Die Reaktionsgleichung lautet: $2 \text{ C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{ O}_2 \rightarrow 16 \text{ CO}_2 + 18 \text{ H}_2\text{O}$

Kontrollaufgabe 2.3

- a) Er muß 20 Tiefton-Lautsprecher kaufen.
 b) Das Zahlen-Verhältnis beträgt 2 zu 1.
 c) Es müssen 14 Center-Lautsprecher beschafft werden.

Kontrollaufgabe 2.4

- a) Die Reaktionsgleichung lautet: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
- b) Das Teilchen-Verhältnis ist 1 zu 3.
- c) Man würde 4 mol Ammoniak-Moleküle erhalten.

Kontrollaufgabe 2.5

- a) Die Reaktionsgleichung lautet: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) Die molare Masse von Methan beträgt 16.05 g/mol, die von Sauerstoff 32.00 g/mol, die von Kohlendioxid 44.01 g/mol und die von Wasser 18.02 g/mol.
- c) 8.00 g Methan entsprechen 0.498 mol Methan-Molekülen. Man benötigt doppelt so viele Sauerstoff-Moleküle, also 0.997 mol. Diese haben eine Masse von 31.90 g.
- d) Es entstehen gleich viele Kohlendioxid-Moleküle, wie Methan-Moleküle verbrannt wurden, also auch 0.498 mol. Deren Masse beträgt 21.94 g.
- e) Es entstehen doppelt so viele Wasser-Moleküle, wie Methan-Moleküle verbrannt wurden, also 0.997 mol. Deren Masse beträgt 17.96 g.
- f) Edukt-Massen: 8.00 g Methan und 31.90 g Sauerstoff, zusammen also 39.90 g.
Produkt-Massen: 21.94 g Kohlendioxid und 17.96 g Wasser, zusammen also 39.90 g.
Tatsächlich ist die Summe der Massen bei den Edukten und den Produkten gleich groß.

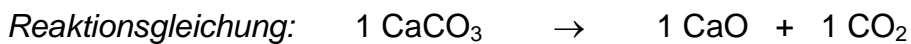
Kontrollaufgabe 3.1

- a) Die Reaktionsgleichung lautet: $16 \text{Cu} + 1 \text{S}_8 \rightarrow 8 \text{Cu}_2\text{S}$.
- b) Die Reaktionsgleichung lautet: $1 \text{S}_8 + 8 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{SO}_2$
- c) Aus dem Periodensystem lassen sich die folgenden molaren Massen berechnen:
- | | | |
|------------------------------------|---|--------------|
| Kupfer (Cu) | : | 63.55 g/mol |
| Schwefel (S ₈) | : | 256.48 g/mol |
| Kupfer(I)-oxid (Cu ₂ S) | : | 159.16 g/mol |
| Sauerstoff (O ₂) | : | 32.00 g/mol |
| Schwefeldioxid (SO ₂) | : | 64.06 g/mol |

Kontrollaufgabe 4.1

- a) In der ersten Spalte der Tabelle geht es nur darum, welche *Sorten* von Teilchen bzw. chemischen Einheiten an der Reaktion teilnehmen. Daraus läßt sich nämlich deren molare Masse ermitteln.
In welchem *Zahlen-Verhältnis* diese Teilchen in die Reaktion eingehen, was ja die Information der Koeffizienten in der Reaktionsgleichung darstellt, ist erst in der letzten Spalte der Tabelle von Belang. Dort werden nämlich die tatsächlich reagierenden Teilchen-Zahlen eingetragen.
- b) Der Massenerhaltungssatz dient zur Überprüfung der berechneten Massen. Die Summe der Edukt-Massen muß nämlich der Summe der Produkt-Massen entsprechen. Trifft dies in der Tabelle zu, so dürften die berechneten Werte stimmen. Trifft es hingegen nicht zu, so liegt mit Sicherheit irgendwo ein Rechenfehler vor.
Natürlich darf aber für die Berechnung der Massen in der Tabelle der Massenerhaltungssatz nicht bereits verwendet worden sein.

Kontrollaufgabe 4.2



Stoff-Formel	Molare Masse M	Absolute Masse m	Teilchenzahl n
CaCO_3	100.09 g/mol	1.78 g	0.017831669 mol
CaO	56.08 g/mol	1.00 g	0.017831669 mol
CO_2	44.01 g/mol	0.78 g	0.017831669 mol

Probe: $1.78 \text{ g} = 1.00 \text{ g} + 0.78 \text{ g} \quad \checkmark$

Antwort: Man muß 1.78 g Calciumcarbonat einwiegen.

Kontrollaufgabe 5.1

Die Reaktionsgleichung lautet: $1 \text{ CaO} + 1 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 1 \text{ Ca(OH)}_2$

Man braucht also von beiden Reaktanden gleich viele mol. Weil $M(\text{CaO}) = 56.08 \text{ g/mol}$ und $M(\text{H}_2\text{O}) = 18.02 \text{ g/mol}$ ist, gilt: $n(\text{CaO}) = 0.089 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 0.277 \text{ mol}$. Wir haben also einen Überschuß an Wasser, limitierend ist die Anzahl mol von Calciumoxid. Nur sie findet daher Eingang in die Tabelle.

<i>Stoff-Formel</i>	<i>Molare Masse M</i>	<i>Absolute Masse m</i>	<i>Teilchenzahl n</i>
CaO	56.08 g/mol	5.00 g	0.089158345 mol
H ₂ O	18.02 g/mol	1.61 g	0.089158345 mol
Ca(OH) ₂	74.10 g/mol	6.61 g	0.089158345 mol

Probe: $5.00 \text{ g} = 1.61 \text{ g} = 6.61 \text{ g} \quad \checkmark$

Antwort: Es können 6.61 g Calciumhydroxid gebildet werden.

Kontrollaufgabe 5.2

- Die Genauigkeit steigt in der Reihenfolge Becherglas < Meßzylinder < Stabpipette < Vollpipette.
- Bei 4 °C beträgt die Dichte von Wasser gerade 1.000 g/ml. Damit entsprechen 20.0 ml Wasser 20.0 g. Da die molare Masse von Wasser 18.02 g/mol ist, sind in 20.0 ml Wasser 1.11 mol Wasser-Moleküle enthalten.

Kontrollaufgabe 5.3

- Der Tabelle kann entnommen werden, daß bei 40.0 l flüssigem Hexan 2'927.146172 mol gasförmiger Sauerstoff notwendig ist. Für 50.0 l sind es folglich 3'658.932715 mol. Das entspricht bei den angegebenen Werten für Druck und Temperatur 88.120 m³ Sauerstoff. Weil 1 m³ 1'000 l entspricht, sind das 88'120 l.
- Die Teilchenzahl an Wasser ist 2'696.055684 mol. Das sind 48'582.92343 g. Aus der angegebenen Dichte berechnet sich daraus ein Volumen von 48'485.8 ml, also rund 48.5 l.

Kontrollaufgabe 5.4

- a) Die molare Masse von Kochsalz beträgt 58.44 g/mol. 0.2 mol entsprechen also 11.69 g. Da aber nur 200 ml der Lösung vorliegen, sind 2.34 g Kochsalz enthalten.
- b) 0.05 mol Kochsalz entsprechen 2.92 g. Diese Masse wäre für einen Liter der Lösung erforderlich. Es werden aber bloß 250 ml hergestellt. Also muß man 0.73 g Kochsalz einwiegen.

Kontrollaufgabe 5.5

- a) Wenn man nur das halbe Volumen an Lösung einsetzen soll, muß dafür die Stoffmengen-Konzentration doppelt so groß sein, um die gleiche Teilchenzahl in der Lösung zu haben. Also hätte die Kaliumiodid-Lösung die Stoffmengen-Konzentration 0.2 mol/l haben müssen.
- b) Die in der Antwort angegebenen Lösungs-Volumina gelten für die Herstellung von 1.00 g Blei(II)-iodid. Möchte man 8.00 g herstellen, so muß man von beiden Lösungen ein achtmal so großes Volumen einsetzen. Also braucht man 173.6 ml von der Lösung von Blei(II)-nitrat mit der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l und 347.2 ml der Lösung von Kaliumiodid mit der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l.

Kontrollaufgabe 6.1

- a) Der alte Mann wirft die Holzäpfel wieder zurück. Zwar tut er dies viel langsamer als der Junge, er kann sie jedoch einfacher und damit schneller erreichen.
- b) Der Junge hat immer größere Mühe, einen Holzapfel zu finden. Er muß eine immer größere Strecke zurücklegen, je weniger Holzäpfel in seinem Garten liegen. Daher dauert es auch immer länger, bis er wieder einen werfen kann.
- c) Man müßte den alten Mann durch einen Jungen ersetzen, der die Äpfel eben so schnell über den Zaun werfen kann wie der schon anwesende Junge. Oder aber man müßte den Jungen durch einen alten Mann ersetzen, der die Holzäpfel eben so langsam zurückwerfen würde wie der bereits anwesende alte Mann.
- d) Die Gleichgewichts-Lage hängt einerseits von der grundsätzlichen „Bereitschaft“ der Hin- und Rückreaktion ab, überhaupt ablaufen zu wollen, andererseits aber auch von den anfänglichen Konzentrationen der Edukte und Produkte.

B Kapiteltests mit Lösungen

Kapiteltest 1.1

- 1) Billard-Kugeln sind alle gleich schwer. Wie kann man über eine Massen-Messung herausfinden, wie viele Billard-Kugeln vorhanden sind?
- 2) Warum ist die mittlere Atommasse nicht einfach das arithmetische Mittel der natürlich auftretenden Isotopenmassen?
- 3) Bestimmen Sie die relative Molekülmasse von Kohlendioxid. Seine Formel ist CO_2 .

Kapiteltest 1.2

- 1) Erklären Sie in höchstens drei Sätzen, welcher Zusammenhang zwischen der Anzahl und der Gesamtmasse gleich schwerer Objekte vorliegt.
- 2) Was versteht man unter einem mit der Häufigkeit gewichteten Mittelwert?
- 3) Bestimmen Sie die relative Molekülmasse von Stickstoffdioxid. Seine Formel ist NO_2 .

Kapiteltest 1.3

- 1) Ein Blatt Papier ist 2 g schwer. Wie viele Blatt Papier sind in einem kg dieser Papiersorte enthalten?
- 2) Die relative Masse eines Sauerstoff-Moleküls beträgt 32.00 u. Wie groß ist dann die molare Masse von Sauerstoff-Molekülen?
- 3) Welche Bedeutung kommt der Einheit „mol“ zu? Formulieren Sie höchstens drei Sätze.

Kapiteltest 1.4

- 1) Weshalb kann man die Anzahl der Moleküle in 10 ml Alkohol nicht direkt auszählen?
- 2) In welcher Einheit wird die relative Masse, die absolute Masse bzw. die molare Masse einer Teilchen-Sorte angegeben?
- 3) Bestimmen Sie die molare Masse von Lachgas. Seine Formel ist N_2O .

Kapiteltest 2.1

- 1) Berechnen Sie die molare Masse von Haushaltszucker (Saccharose). Seine Formel ist $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- 2) Wie viele mol Teilchen sind in 1'369.36 g Haushaltszucker enthalten?
- 3) In welchem Teilchen-Verhältnis reagieren Wasserstoff-Moleküle und Sauerstoff-Moleküle, wenn sie sich zu Wasser-Molekülen umsetzen?

Kapiteltest 2.2

- 1) Stellen Sie die Reaktionsgleichung der Verbrennung von Butan (Formel: C_4H_{10}) in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser auf.
- 2) In welchem Teilchen-Verhältnis reagieren Butan-Moleküle mit Sauerstoff-Molekülen?
- 3) Wie viele g Kohlendioxid entstehen, wenn 29.07 g Butan verbrennen?

Kapiteltest 2.3

- 1) Stellen Sie die Reaktionsgleichung der Verbrennung von Octan (Formel: C_8H_{18}) in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser auf.
- 2) In welchem Teilchen-Verhältnis entstehen dabei Kohlendioxid-Moleküle und Wasser-Moleküle?
- 3) Wie viele g Sauerstoff muß man nehmen, um 228.52 g Octan verbrennen zu können?

Kapiteltest 2.4

- 1) Wie viele mol Teilchen sind in 54.06 g Wasser enthalten?
- 2) Wie vielen g Ammoniak entsprechen 11 mol?
- 3) Geben Sie in höchstens drei Sätzen an, welche Informationen Sie für eine allfällige stöchiometrische Berechnung aus der folgenden Reaktionsgleichung lesen können:



Kapiteltest 3

Da die experimentellen Daten von sämtlichen Schülern individuell sind, gibt es in diesem Kapitel nur einen einzigen Kapiteltest. Dieser „Einheitstest“ bezieht sich dann aber auf die konkreten Werte aus dem Experiment, die der jeweilige Schüler mit in den Test bringt.

Um aber auch dann einen Kapiteltest durchführen zu können, wenn das Experiment aus irgend einem Grund nicht erfolgreich durchgeführt werden konnte, werden im folgenden Beispieldaten angegeben, auf die sich die Lösungen dieses Kapiteltests – die ja nicht verbindlich angegeben werden können – beziehen. Damit kann bei Bedarf auch eine Wiederholung des Kapiteltests mit anderen Daten durchgeführt werden.

Beispiel-Daten:

<i>Stoff</i>	<i>Gewogene Masse</i>	<i>Berechnete molare Masse</i>
Kupfer	0.522 g	63.55 g/mol
Schwefel	0.875 g	256.48 g/mol
Kupfer(I)-sulfid	0.621 g	159.16 g/mol
Sauerstoff	Keine Eintragung möglich	32.00 g/mol
Schwefeldioxid	Keine Eintragung möglich	64.06 g/mol

- 1) Wie viele g Kupfer(I)-sulfid hätte man aus der von Ihnen eingewogenen Masse an Kupfer maximal erhalten können?
Beschreiben Sie auch in wenigen Sätzen Ihren Lösungsweg für dieses Problem.
- 2) Wie groß war die Ausbeute an Kupfer(I)-sulfid in Ihrem Experiment?
- 3) Berechnen Sie, ohne Ihre Antworten zu konsultieren, die Masse an Schwefeldioxid, die beim Verbrennen des überschüssigen Schwefels entstanden ist.

Kapiteltest 4.1

Wie viele g Kohlendioxid entstehen, wenn 10.00 g Hexan (Formel: C_6H_{14}) in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser verbrannt werden?

Überprüfen Sie am Schluß Ihre Berechnungen anhand des Massenerhaltungssatzes.

Kapiteltest 4.2

Wie viele g Octan (Formel: C_8H_{18}) muß man in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser verbrennen, um 7.00 g Wasser zu erhalten?

Überprüfen Sie am Schluß Ihre Berechnungen anhand des Massenerhaltungssatzes.

Kapiteltest 4.3

Weißer Phosphor (Formel: P_4) kann mit Sauerstoff zu Phosphor(V)-oxid (Formel: P_4O_{10}) verbrannt werden. Wie viele g Phosphor(V)-oxid erhält man aus 8.00 g weißem Phosphor?

Überprüfen Sie am Schluß Ihre Berechnungen anhand des Massenerhaltungssatzes.

Kapiteltest 4.4

Elementarer Kohlenstoff kann statt zu Kohlendioxid auch zu Kohlenmonoxid (Formel: CO) verbrennen, wenn ein Mangel an Sauerstoff herrscht. Wie viele g Kohlenstoff müssen verbrannt worden sein, wenn nach der Reaktion 12.00 g Kohlenmonoxid vorliegen?

Überprüfen Sie am Schluß Ihre Berechnungen anhand des Massenerhaltungssatzes.

Kapiteltest 5.1

- 1) Warum erhält man bei der Reaktion von 5.00 g Wasserstoff mit 5.00 g Sauerstoff nicht 10.00 g Wasser?
- 2) Von welchem der beiden Edukte wird nach der Reaktion ein Rest unverändert zurückbleiben?
- 3) Berechnen Sie die Stoffmengen-Konzentration einer wäßrigen Lösung, die ein Volumen von 200 ml aufweist, und in der 2.70 g Kaliumiodid (Formel: KI) gelöst sind.

Kapiteltest 5.2

- 1) 20.0 g Eisen(II)-sulfid (Formel: FeS) kann man nicht herstellen, indem man 10.0 g Eisen mit 10.0 g Schwefel zur Reaktion bringt. Erklären Sie, warum das so ist.
- 2) Von welchem der beiden Edukte werden Sie eine größere Masse einsetzen müssen?
- 3) Berechnen Sie die Stoffmengen-Konzentration einer wäßrigen Lösung, die ein Volumen von 250 ml aufweist, und in der 1.10 g Natriumiodid (Formel: NaI) gelöst sind.

Kapiteltest 5.3

- 1) Erhält man 7.00 g Natriumiodid (Formel: NaI), wenn man 3.50 g Natrium mit 3.50 g Iod reagieren läßt?
- 2) Erklären Sie in höchstens drei Sätzen, wie man aus dem Volumen eines flüssigen Reinstoffes auf die darin enthaltene Anzahl Teilchen in mol schließen kann.
- 3) Berechnen Sie die Stoffmengen-Konzentration einer wäßrigen Lösung, die ein Volumen von 500 ml aufweist, und in der 12.70 g Kaliumfluorid (Formel: KF) gelöst sind.

Kapiteltest 5.4

- 1) Erklären Sie in höchstens drei Sätzen, wie man aus dem Volumen eines gasförmigen Reinstoffes auf die darin enthaltene Anzahl Teilchen in mol schließen kann.
- 2) Wie viele g sind 50.0 ml Wasser bei 80 °C? Die Dichte beträgt dann 0.972 g/cm³.
- 3) Berechnen Sie die Stoffmengen-Konzentration einer wäßrigen Lösung, die ein Volumen von 200 ml aufweist, und in der 3.41 g Kochsalz (Formel: NaCl) gelöst sind.

Kapiteltest 6.1

- 1) Nennen Sie zwei Gründe, warum man in aller Regel bei einer chemischen Reaktion nicht so viel an Produkten erhält, wie die stöchiometrische Berechnung angibt.
- 2) Statt der erwarteten 8 g liefert eine chemische Reaktion nur 6 g Produkt. Wie groß ist dann die Ausbeute?
- 3) Warum kann sich kein dynamisches Gleichgewicht einstellen, wenn bei einer Reaktion ein gasförmiges Produkt entweicht?

Kapiteltest 6.2

- 1) Erklären Sie in höchstens fünf Sätzen, was mit dem „dynamischen Gleichgewicht“ einer chemischen Reaktion gemeint ist.
- 2) Warum erhält man nicht die stöchiometrisch berechnete Menge an Produkten, wenn sich bei einer chemischen Reaktion ein dynamisches Gleichgewicht eingestellt hat?
- 3) Statt der erwarteten 12 g liefert eine chemische Reaktion nur 9 g Produkt. Wie groß ist dann die Ausbeute?

Kapiteltest 6.3

- 1) Von welchen zwei Einflußfaktoren hängt der dynamische Gleichgewichts-Zustand einer chemischen Reaktion ab?
- 2) Wie verändert sich die Geschwindigkeit der Rückreaktion eines chemischen Vorgangs, bevor sich der dynamische Gleichgewichts-Zustand eingestellt hat?
- 3) Statt der erwarteten 10 g liefert eine chemische Reaktion nur 8 g Produkt. Wie groß ist dann die Ausbeute?

Kapiteltest 6.4

- 1) Wie verändert sich die Geschwindigkeit der Hinreaktion eines chemischen Vorgangs, bevor sich der dynamische Gleichgewichts-Zustand eingestellt hat?
- 2) Statt der erwarteten 25 g liefert eine chemische Reaktion nur 5 g Produkt. Wie groß ist dann die Ausbeute?
- 3) Ist es möglich, daß man nach Ablauf einer chemischen Reaktion eine größere Masse bekommt, als man stöchiometrisch berechnet hat?

Lösungen zum Kapiteltest 1.1

- 1) Man dividiert die Gesamtmasse aller Billard-Kugeln durch die Masse einer einzelnen Billard-Kugel.
- 2) Weil die einzelnen Isotope in unterschiedlichen natürlichen Häufigkeiten auftreten. Daher muß man einen gewichteten Mittelwert bestimmen.
- 3) Die relative Molekülmasse von Kohlendioxid beträgt 44.01 u.

Lösungen zum Kapiteltest 1.2

- 1) Sind Objekte gleich schwer, so sind deren Gesamtmasse und deren Anzahl proportional zueinander. Somit läßt sich bei Kenntnis der Einzelmasse eines Objekts aus der Gesamtmasse die Anzahl der Objekte errechnen.
- 2) Das ist ein Mittelwert, bei dem der Beitrag jeder einzelnen Objekt-Sorte mit der Häufigkeit seines Auftretens gewichtet wird.
- 3) Die relative Molekülmasse von Stickstoffdioxid beträgt 46.01 u.

Lösungen zum Kapiteltest 1.3

- 1) Es sind 500 Blatt Papier enthalten.
- 2) Die molare Masse von Sauerstoff-Molekülen beträgt 32.00 g/mol.
- 3) Das mol ist eine Einheit, mit der eine Anzahl von Teilchen gezählt wird. Dabei entspricht 1 mol $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Lösungen zum Kapiteltest 1.4

- 1) In 10 ml Alkohol sind so viele Moleküle enthalten, daß man Millionen von Jahren mit Zählen beschäftigt wäre. Zudem lassen sich einzelne Moleküle nicht handhaben.
- 2) Die Einheit der relativen Masse ist u, die Einheit der absoluten Masse ist g, und die Einheit der molaren Masse ist g/mol.
- 3) Die molare Masse von Lachgas beträgt 44.02 g/mol.

Lösungen zum Kapiteltest 2.1

- 1) Die molare Masse von Haushaltszucker beträgt 342.34 g/mol.
- 2) Es sind 4 mol Teilchen.
- 3) Die Reaktionsgleichung zeigt: Das Teilchen-Verhältnis ist 2 zu 1.

Lösungen zum Kapiteltest 2.2

- 1) Die Reaktionsgleichung lautet: $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$
- 2) Das Verhältnis beträgt 2 zu 13.
- 3) 29.07 g Butan entsprechen gerade 0.5 mol. Es entsteht viermal so viel Kohlendioxid, also 2 mol. Dies entspricht 88.02 g.

Lösungen zum Kapiteltest 2.3

- 1) Die Reaktionsgleichung lautet: $2 \text{C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{O}_2 \rightarrow 16 \text{CO}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$
- 2) Das Verhältnis beträgt 8 zu 9.
- 3) 228.52 g Octan entsprechen gerade 2 mol. Man benötigt zwölfeinhalbmal so viel Sauerstoff, also 25 mol. Dies entspricht 800.00 g.

Lösungen zum Kapiteltest 2.4

- 1) Da die molare Masse von Wasser 18.02 g/mol beträgt, sind das 3 mol Teilchen.
- 2) Da die molare Masse von Ammoniak 17.04 g/mol beträgt, sind das 187.44 g.
- 3) Schwefel-Moleküle und Sauerstoff-Moleküle reagieren im Teilchen-Verhältnis 1 zu 12. Man erhält achtmal so viele Schwefeltrioxid-Moleküle, wie man Schwefel-Moleküle reagieren lassen hat, aber nur zwei Drittel mal so viele, wie man Sauerstoff-Moleküle reagieren lassen hat. Das Schwefel-Molekül besteht aus acht Schwefel-Atomen, das Sauerstoff-Molekül aus zwei Sauerstoff-Atomen, und das Schwefeltrioxid-Molekül aus einem Schwefel-Atom und drei Sauerstoff-Atomen.

Lösungen zum Kapiteltest 3

Die hier angegebenen Lösungen beziehen sich auf die im Kapiteltest aufgeführten Beispiel-Daten. Bei Verwendung der von den Schülern mitgebrachten Daten können sie erst während des Tests auf analoge Art und Weise berechnet werden.

Die Reaktionsgleichungen lauten:



Beispiel-Daten:

Stoff	Gewogene Masse	Berechnete molare Masse
Kupfer	0.522 g	63.55 g/mol
Schwefel	0.875 g	256.48 g/mol
Kupfer(I)-sulfid	0.621 g	159.16 g/mol
Sauerstoff	Keine Eintragung möglich	32.00 g/mol
Schwefeldioxid	Keine Eintragung möglich	64.06 g/mol

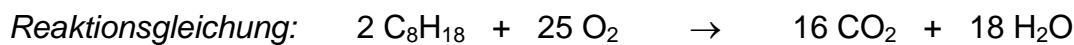
- 0.522 g Kupfer entsprechen 0.008214 mol. Gemäß Koeffizienten in der Reaktionsgleichung entstehen halb so viele Formeleinheiten Cu_2S , also 0.004107 mol. Dies wiederum entspricht 0.654 g.
 \Rightarrow Aus 0.522 g Kupfer hätte man maximal 0.654 g Kupfer(I)-sulfid erhalten können.
- 0.621 g Kupfer(I)-sulfid wurden tatsächlich erhalten. Dies sind von den maximal herstellbaren 0.654 g $(100 \cdot 0.621 \text{ g}) : (0.654 \text{ g}) = 95 \%$.
 \Rightarrow Die Ausbeute an Kupfer(I)-sulfid im durchgeführten Experiment war 95 %.
- Wenn aus 0.522 g Kupfer 0.621 g Kupfer(I)-sulfid entstanden sind, dann haben in dieser Reaktion offenbar $(0.621 \text{ g} - 0.522 \text{ g}) = 0.099 \text{ g}$ Schwefel reagiert. Eingewogen wurden aber 0.875 g Schwefel. Somit müssen $(0.875 \text{ g} - 0.099 \text{ g}) = 0.776 \text{ g}$ Schwefel mit Sauerstoff zu Schwefeldioxid verbrannt worden sein. Das entspricht 0.003026 mol. Gemäß Koeffizienten in der Reaktionsgleichung entstehen achtmal so viele Schwefeldioxid-Moleküle, also 0.024205 mol. Dies wiederum entspricht 1.551 g.
 \Rightarrow Der restliche Schwefel reagierte zu 1.551 g Schwefeldioxid.

Lösungen zum Kapiteltest 4.1

Stoff-Formel	Molare Masse <i>M</i>	Absolute Masse <i>m</i>	Teilchenzahl <i>n</i>
C_6H_{14}	86.20 g/mol	10.00 g	0.11600928 mol
O_2	32.00 g/mol	35.27 g	1.102088167 mol
CO_2	44.01 g/mol	30.63 g	0.696055684 mol
H_2O	18.02 g/mol	14.63 g	0.812064965 mol

Probe: $10.00 \text{ g} + 35.27 \text{ g} = 30.63 \text{ g} + 14.63 \text{ g}$ ✓
(Die Abweichung in der letzten Stelle ist ein Rundungsfehler)

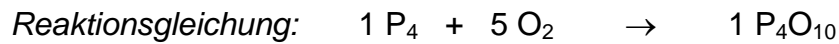
Antwort: Es entstehen 30.63 g Kohlendioxid.

Lösungen zum Kapiteltest 4.2

Stoff-Formel	Molare Masse <i>M</i>	Absolute Masse <i>m</i>	Teilchenzahl <i>n</i>
C_8H_{18}	114.26 g/mol	4.93 g	0.043161918 mol
O_2	32.00 g/mol	17.26 g	0.539523985 mol
CO_2	44.01 g/mol	15.20 g	0.34529535 mol
H_2O	18.02 g/mol	7.00 g	0.388457269 mol

Probe: $4.93 \text{ g} + 17.26 \text{ g} = 15.20 \text{ g} + 7.00 \text{ g}$ ✓
(Die Abweichung in der letzten Stelle ist ein Rundungsfehler)

Antwort: Man muß 4.93 g Octan verbrennen.

Lösungen zum Kapiteltest 4.3

<i>Stoff-Formel</i>	<i>Molare Masse M</i>	<i>Absolute Masse m</i>	<i>Teilchenzahl n</i>
P ₄	123.88 g/mol	8.00 g	0.064578624 mol
O ₂	32.00 g/mol	10.33 g	0.322893122 mol
P ₄ O ₁₀	283.88 g/mol	18.33 g	0.064578624 mol

Probe: $8.00 \text{ g} + 10.33 \text{ g} = 18.33 \text{ g}$ ✓

Antwort: Man erhält 18.33 g Phosphor(V)-oxid.

Lösungen zum Kapiteltest 4.4

<i>Stoff-Formel</i>	<i>Molare Masse M</i>	<i>Absolute Masse m</i>	<i>Teilchenzahl n</i>
C	12.01 g/mol	5.15 g	0.428418422 mol
O ₂	32.00 g/mol	6.85 g	0.214209211 mol
CO	28.01 g/mol	12.00 g	0.428418422 mol

Probe: $5.15 \text{ g} + 6.85 \text{ g} = 12.00 \text{ g}$ ✓

Antwort: Es müssen 5.15 g Kohlenstoff verbrannt worden sein.

Lösungen zum Kapiteltest 5.1

- 1) Gemäß Reaktionsgleichung benötigt man doppelt so viele Wasserstoff-Moleküle wie Sauerstoff-Moleküle. Zudem sind die molaren Massen von Wasserstoff und Sauerstoff sehr unterschiedlich (2.02 g/mol bzw. 32.00 g/mol). Daher wäre es ein unglaublicher Zufall, wenn gerade identische Massen der beiden Edukte vollständig miteinander reagieren würden. Im vorliegenden Fall muß das Massen-Verhältnis Wasserstoff zu Sauerstoff 1 zu 7.92 betragen.
- 2) Es würde Wasserstoff übrig bleiben, da das reagierende Massen-Verhältnis von Wasserstoff zu Sauerstoff – wie oben erwähnt – 1 zu 7.92 beträgt. Damit geht der Sauerstoff als erster aus.
- 3) Die molare Masse von KI beträgt 166.00 g/mol. 2.70 g entsprechen daher 0.0163 mol. Da aber das Volumen der Lösung nicht 1 Liter ist, sondern 200 ml, beträgt die Stoffmengen-Konzentration 0.081 mol/l.

Lösungen zum Kapiteltest 5.2

- 1) Wie die Formel von Eisen(II)-sulfid zeigt, beträgt das Atomzahlen-Verhältnis der reagierenden Edukte 1 zu 1. Da aber Eisen-Atome und Schwefel-Atome nicht die gleiche Masse aufweisen, können unmöglich gleiche Massen der beiden Edukte vollständig miteinander reagieren.
- 2) Die molare Masse von Eisen-Atomen beträgt 55.85 g/mol, diejenige von Schwefel-Atomen 32.06 g/mol. Damit wird bei je 10.0 g Vorrat zuerst das schwerere Eisen ausgehen, da ja beide Atom-Sorten 1 zu 1 miteinander reagieren. Folglich muß man mehr als 10.0 g Eisen und weniger als 10.0 g Schwefel einsetzen, um die gewünschten 20.0 g Eisen(II)-sulfid zu erhalten.
- 3) Die molare Masse von NaI beträgt 149.89 g/mol. 1.10 g entsprechen daher 0.0073 mol. Da aber das Volumen der Lösung nicht 1 Liter ist, sondern 250 ml, beträgt die Stoffmengen-Konzentration 0.029 mol/l.

Lösungen zum Kapiteltest 5.3

- 1) Nein, das ist bestimmt nicht der Fall. Die Formel NaI zeigt, daß die beiden Atom-Sorten Natrium und Iod im Zahlen-Verhältnis 1 zu 1 miteinander reagieren müssen. Da aber die molare Masse von Natrium-Atomen 22.99 g/mol und diejenige von Iod-Atomen 126.90 g/mol beträgt, können die beiden Elementarstoffe sicher nicht im Massen-Verhältnis 1 zu 1 vollständig miteinander reagieren.
- 2) Bei Kenntnis der Dichte des flüssigen Reinstoffes bei der vorliegenden Temperatur läßt sich aus dem Volumen die Masse des Stoffes berechnen. Diese wiederum läßt sich wie gewohnt über die molare Masse des Stoffes in eine Teilchenzahl in mol umrechnen.
- 3) Die molare Masse von KF beträgt 58.10 g/mol . 12.70 g entsprechen daher 0.2186 mol . Da aber das Volumen der Lösung nicht 1 Liter ist, sondern 500 ml , beträgt die Stoffmengen-Konzentration 0.437 mol/l .

Lösungen zum Kapiteltest 5.4

- 1) Man muß die Temperatur und den Druck der gasförmigen Probe kennen. Dann kann man nach Umformung der Gleichung idealer Gase nach der Teilchenzahl n aus dem Volumen der Probe direkt die gesuchte Teilchenzahl in mol berechnen.
- 2) 1 ml ist dasselbe wie 1 cm^3 . Folglich muß man nur noch das gegebene Volumen mit der Dichte multiplizieren. Man erhält so eine Masse von 48.6 g .
- 3) Die molare Masse von NaCl beträgt 58.44 g/mol . 3.41 g entsprechen daher 0.0584 mol . Da aber das Volumen der Lösung nicht 1 Liter ist, sondern 200 ml , beträgt die Stoffmengen-Konzentration 0.292 mol/l .

Lösungen zum Kapiteltest 6.1

- 1) Mögliche Gründe sind: Die Reaktion läuft unter den gegebenen Bedingungen nicht oder zu langsam ab; es hat sich ein dynamischer Gleichgewichts-Zustand eingestellt; bei der praktischen Durchführung der Reaktion sind Verluste eingetreten; ein Produkt hat in einer Folgereaktion wegreaktiert.
- 2) Die Ausbeute beträgt dann 75 %.
- 3) Die Rückreaktion ist nur möglich, wenn die Produkt-Teilchen wieder zusammenstoßen können. Das ist natürlich nicht möglich, wenn sie gar nicht mehr da sind. Eine ablaufende Rückreaktion stellt nun aber eine unverzichtbare Bedingung für die Einstellung des dynamischen Gleichgewichts-Zustands dar.

Lösungen zum Kapiteltest 6.2

- 1) Die Edukte reagieren nicht vollständig zu den Produkten, da es neben der eigentlichen (Hin-)Reaktion auch eine Rückreaktion gibt, welche die Produkt-Teilchen wieder in die Edukt-Teilchen zurückverwandelt. So kommt es zu einem Zustand, in dem die Hinreaktion und die Rückreaktion gleich schnell ablaufen, und sämtliche in der Reaktionsgleichung auftretenden Teilchen-Sorten (und damit Stoff-Sorten) vorhanden sind.
- 2) Wenn sich ein dynamisches Gleichgewicht eingestellt hat, liegen immer noch Edukt-Teilchen vor, die rein theoretisch zu Produkt-Teilchen umgesetzt werden könnten. Damit bekommt man weniger Produkt-Teilchen, als man stöchiometrisch berechnet.
- 3) Die Ausbeute beträgt dann 75 %.

Lösungen zum Kapiteltest 6.3

- 1) Der dynamische Gleichgewichts-Zustand hängt vor allem von der anfänglichen Konzentration der Reaktanden ab und von der grundsätzlichen „Bereitschaft“ der Hinreaktion und der Rückreaktion, überhaupt abzulaufen.
- 2) Die Geschwindigkeit der Rückreaktion nimmt zu, da auch die Konzentration der Produkt-Teilchen zunimmt. Dies führt zu einer erhöhten Wahrscheinlichkeit, daß die Produkt-Teilchen zusammenstoßen und somit miteinander reagieren.
- 3) Die Ausbeute beträgt dann 80 %.

Lösungen zum Kapiteltest 6.4

- 1) Die Geschwindigkeit der Hinreaktion nimmt ab, da auch die Konzentration der Edukt-Teilchen abnimmt. Dies führt zu einer verringerten Wahrscheinlichkeit, daß die Edukt-Teilchen zusammenstoßen und somit miteinander reagieren.
- 2) Die Ausbeute beträgt dann 20 %.
- 3) Ja, das ist möglich. Dies bedeutet, daß im Verlauf der Reaktion ein Produkt entweichen kann und sich somit der Massen-Messung entzieht. Dann haben die Produkte, die zurückbleiben, eine kleinere Masse als die Edukte zusammen, was aber natürlich keiner Verletzung des Massenerhaltungssatzes entspricht.
Nur, wenn die Reaktion vollständig ablaufen würde, würde im Realexperiment die stöchiometrisch berechnete Masse gemessen. Läuft sie nicht vollständig ab, so ist die gemessene Masse größer als erwartet. Allerdings hat man dann aber nicht etwa mehr Masse an Reaktionsprodukt, d.h. eine Ausbeute von über 100 %, sondern eben noch vom Edukt mit der größeren (molaren) Masse als das Produkt.

C Liste der Medien für die Schüler

① Bücher

- Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K.T. (Hrsg.): *Chemie heute – Sekundarbereich 1*, Gesamtband, Schroedel Verlag GmbH, Hannover (2001).
- Dickerson, R.E.; Geis, I.: *Chemie – eine lebendige und anschauliche Einführung*, VCH-Verlagsgesellschaft mbH, Weinheim (1986)
- Lide, D.R. (Editor): *Handbook of Chemistry and Physics*, 81st Edition, CRC Press LLC, Boca Raton, London, New York, Washington, D.C. (2000).
(Auch ältere oder neuer Auflagen erfüllen für dieses Leitprogramm ihren Zweck.)
- Synowietz, C.; Schäfer, K. (Hrsg.): *Chemiker-Kalender*, 3. Auflage, Springer-Verlag, Berlin, Heidelberg, New York, London, Paris, Tokyo, Hong Kong, Barcelona, Budapest (1984).

② Labor-Kataloge

- Faust Laborbedarf AG: *Laborkatalog Swisslab 2*, Schaffhausen (2001).
- GMB Glasmechanik AG: *Laborbedarf und Apparate für das chemische, biologische und analytische Labor*, Therwil (2001).
- August Hedinger GmbH & Co.: *Lehrmittelkatalog Chemie und Biologie 2002/2003*, Stuttgart (2001).

③ Videokassetten

- *Ammoniaksynthese – Der Griff in die Luft*. Format VHS.
FWU Institut für Film und Bild in Wissenschaft und Unterricht gemeinnützige GmbH,
D – 82031 Grünwald (1993)
- *Die Schwefelsäuresynthese*. Format VHS.
FWU Institut für Film und Bild in Wissenschaft und Unterricht gemeinnützige GmbH,
D – 82031 Grünwald (1994)

D Chemikalien und Geräte für die Experimente

Experiment 1.1

- Etwa 200 g einer einheitlichen Sorte von Schrauben.
- Gefäße für die Schraubenproben, z.B. 3 Bechergläser 500 ml.
- Kärtchen mit den Massen der drei Schrauben-Proben.
- Waage auf 0.01 g genau.

Experiment 1.2

- Je etwa 200 g von 3 unter sich einheitlichen Sorten von Schrauben.
- Gefäße für die Schraubenproben, z.B. 3 Bechergläser 500 ml.
- Kärtchen mit den Massen der drei Schrauben-Proben.
- Waage auf 0.01 g genau.

Experiment 2.1

- Becherglas 100 ml.
- Kunststoff-Pipette 3 ml.
- Waage auf 0.01 g genau.
- Kärtchen mit den Lösungen: Man braucht 45.05 g, das sind $2.713 \cdot 10^{25}$ Moleküle.

Experiment 3.1

- Zugeschnittene, rechteckige, dünne Kupferbleche von ca. 3 cm · 1 cm Fläche.
- Schwefelpulver (Schwefelblumen).
- Polylöffel.
- Metall-Pinzette.
- Reagenzglas, schwerschmelzbar (Pyrex), ca. 12 cm lang mit ca. 0.8 cm Durchmesser.
- Reagenzglashalter aus Holz.
- Waage auf mindestens 1 mg genau.
- Gasbrenner.
- Feuerzeug.
- Porzellanschale mit ca. 4 cm Durchmesser.
- Abfallbehälter für Festkörper.
- Abfallbehälter für Glas.
- Abzug mit kräftiger Ventilierleistung.

Experiment 4.1

- Porzellantiegel mit Deckel, oberer Durchmesser ca. 5 cm.
- Polylöffel.
- Dreibeinstativ mit Tondreieck.
- Gasbrenner.
- Feuerzeug.
- Tiegelzange.
- Calciumcarbonat, möglichst rein.
- Waage auf mindestens 0.01 g genau.
- Porzellanschale mit ca. 4 cm Durchmesser.
- Abfallbehälter für Festkörper.

Experiment 5.1

- 1 Vollpipette 20 ml.
- 1 Stabpipette 20 ml.
- 1 Meßzylinder 20 ml.
- 1 Becherglas 20 ml.
- Chemiker-Kalender oder Handbook of Chemistry and Physics.
- Taschenrechner.
- Waage auf mindestens 1 mg genau.
- Vorratsflasche mit deionisiertem Wasser.
- Pasteur-Pipette 3 ml aus Kunststoff.

Experiment 5.2

- 1 Paar Gummihandschuhe.
- 2 Erlenmeyer 150 ml.
- 1 Erlenmeyer 300 ml.
- 2 Stabpipetten 50 ml (evtl. auch kleiner, z.B. 20 ml) mit Pipettierhilfe.
- Glastrichter, Durchmesser etwa 7 cm.
- Faltenfilter, passend auf Glastrichter.
- Waage auf mindestens 0.01 g genau.
- Trockenschrank, heizbar auf mindestens 150 °C.
- Wäßrige Lösung von Blei(II)-nitrat, Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l.
- Wäßrige Lösung von Kaliumiodid, Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l.
- Spritzflasche mit deionisiertem Wasser.
- Vorratsbehälter zur Aufnahme des hergestellten festen Blei(II)-iodids.

Experiment 6.1

- 1 Paar Gummihandschuhe.
- 1 Erlenmeyer 150 ml.
- 1 Becherglas 50 ml.
- 1 Polylöffel.
- Vorratsflasche mit Salzsäure 37 Massen-%.
- Vorratsflasche mit Calciumcarbonat in Pulverform.
- Abzug.

E Verwendete und weiterführende Literatur

- Falbe, J.; Regitz, M. (Hrsg.): *Römpf Lexikon Chemie*, 6 Bände, 10. Auflage, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, New York (1996 bis 1999).
- Lide, D.R. (Editor): *Handbook of Chemistry and Physics*, 81st Edition, CRC Press LLC, Boca Raton, London, New York, Washington, D.C. (2000).
- Synowietz, C.; Schäfer, K. (Hrsg.): *Chemiker-Kalender*, 3. Auflage, Springer-Verlag, Berlin, Heidelberg, New York, London, Paris, Tokyo, Hong Kong, Barcelona, Budapest (1984).
- Rauscher, K.; Voigt, J.; Wilke, I.: *Chemische Tabellen und Rechentafeln für die analytische Praxis*, 11. Auflage, Verlag Harri Deutsch, Thun, Frankfurt am Main (2000).
- Wittenberger, W.: *Rechnen in der Chemie: Grundoperationen – Stöchiometrie*, 14. Auflage, Springer Verlag, Wien, Heidelberg (1995).
- Nylén, P.; Wigren, N.; Joppien, G.: *Einführung in die Stöchiometrie*, 19. Auflage, Steinkopff Verlag, Darmstadt (1996).
- Full, R.: *Chemie in der Tat – Schülerversuche, Band 2: Grundgesetze, Größen Reaktionen, Salze*, Aulis Verlag Deubner & Co KG, Köln (1997).
- Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K.T. (Hrsg.): *Chemie heute – Sekundarbereich 1*, Gesamtband, Schroedel Verlag GmbH, Hannover (2001).
- Asselborn, W.; Jäckel, M.; Risch, K.T. (Hrsg.): *Chemie heute – Sekundarbereich 2*, Schroedel Verlag GmbH, Hannover (1998).
- Christen, H.R.: *Grundlagen der allgemeinen und anorganischen Chemie*, 8. Auflage, Verlag Sauerländer AG, Aarau (1985).
- Pretsch, E.; Clerc, T.; Seibl, J.; Simon, W.: *Tabellen zur Strukturaufklärung organischer Verbindungen mit spektroskopischen Methoden*, 2. Auflage, Springer Verlag, Berlin, Heidelberg, New York (1981).
- Wuthier, U.: *Erste Schritte in Chemie*, 9. Auflage, Selbstverlag, Ebikon (2002).