

IN DIESEM KAPITEL

In diesem Kapitel ...

betrachten wir Stoffe ...

... und das, aus dem sie aufgebaut sind

sortieren wir

Kapitel 1

Die Materie folgt Gesetzen

Was ist ein Stoff, was macht einen Stoff aus, und warum verhalten sich unterschiedliche Stoffe so unterschiedlich? – Das ist tatsächlich eine der Fragen, die sich die Menschen seit Ewigkeiten (oder zumindest seit Menschengedenken) stellen. Es gab immer wieder (versuchsweise) Antworten, mit denen die Menschheit (vorerst) leben konnte, zum Beispiel die *Vier-Elemente-Lehre*, die bis ins 17. Jahrhundert tief im Gedankengut verwurzelt war und der gemäß sich alles auf die vier Grundelemente Luft, Erde, Feuer und Wasser zurückführen ließ. Irgendwann wurde dann noch ein fünftes Element hinzugenommen: der Äther, in dem sich das Licht ausbreiten sollte. Es geht hier um die Zeit der Suche nach dem »Stein der Weisen« (dem höchsten Ziel der Alchemie) und nach Methoden, aus billigen Stoffen, wie etwa Blei, kostbares Material wie Gold herzustellen: Hätte es geklappt, wäre es ein prächtiges Geschäft geworden, und viele Scharlatane ließen sich ihre »selbstverständlich nur vorübergehenden Misserfolge« gut entlohnen: Die Alchemisten aller Couleur hatten Hochkonjunktur. Doch zum einen war das Ziel jener Alchemisten ja nun eindeutig entweder spiritueller oder rein monetärer Natur, zum anderen blieben zahlreiche Fragen ungeklärt: Viele Dinge ließen sich mit den damals üblichen Sichtweisen und Anschauungen nicht zufriedenstellend erklären.

Zu dieser Zeit wendete Robert BOYLE (1626–1691) experimentelle Methoden an, um beobachtbaren Phänomenen auf den Grund zu gehen. So fand er aus Versuchen mit Luft heraus, dass sich Druck und Volumen umgekehrt proportional zueinander verhalten (mehr dazu in Kapitel 13). Im Zuge seiner Untersuchungen verlieh er auch dem Elementbegriff eine völlig neue Bedeutung; beispielsweise warf er die Frage auf, ob Gold ein Element sei oder ob es sich nicht vielleicht doch selbst noch aus weiteren Elementen zusammensetze. Seine Experimente waren nicht auf einen bestimmten Zweck ausgerichtet (etwa die Goldherstellung), sondern verfolgten die Absicht, *die Natur selbst* zu erkunden – das, was später als

44 TEIL I Rahmenbedingungen

»Naturwissenschaften« bezeichnet werden sollte, hieß damals noch »Naturforschung« oder auch »Naturphilosophie«. Damit hatte BOYLE allerdings einen Stein losgetreten, denn nun setzte eine schier unaufhaltsame Welle ein, einfach *alles* erklären zu wollen, was um einen herum geschah.

Aber es wurde schon erwähnt: Viele Beobachtungen ließen sich mit den damals üblichen (oder sollte es besser heißen: zur Verfügung stehenden?) Sichtweisen und Anschauungen nicht zufriedenstellend erklären.

Das Atom ist »geboren«

Schon vier Jahrhunderte vor unserer Zeitrechnung hatte der Grieche DEMOKRIT vor seinen (geblendeten) Augen Visionen davon, was Materie in Wahrheit sei: Diesem Etwas gab er die Bezeichnung *ατομος* (*atomos* = das Unteilbare – wenn Sie zur lobenswerten Gruppe auch Vorworte lesender Menschen gehören, kennen Sie das schon!), aber so recht etwas damit anfangen konnte niemand, weshalb diese Idee für die nächsten zweitausend Jahre in der Versenkung verschwand. Aber der Name blieb ...

1808 stellte dann John DALTON eine **Atomhypothese** auf, und genau damit erschienen auf einmal erstaunlich viele Dinge logisch: Für DALTON selbst waren diese »Grundbausteine der Materie« zunächst einmal einfach feste, unveränderliche, unzerstörbare Kugeln.

Nebenbei bemerkt ...

Natürlich war auch mit der Atomhypothese immer noch nicht klar, was so ein Atom überhaupt sein sollte (selbst das mit der Kugelform war ja nur eine Idee zur Vereinfachung), aber es geht hier bislang ja auch »nur« um eine *Hypothese*, aus was Materie denn nun eigentlich besteht, und um ein zugehöriges *Modell*. (Auf beide Begriffe gehen wir in Kapitel 2 ausführlicher ein.)

Und auch die »Unteilbarkeit« der Atome hat, wie Sie in Kapitel 3 erfahren werden, einen empfindlichen Dämpfer erhalten. Trotzdem kann man mit ihnen trefflich »Chemie spielen«, und genau darum geht es ja.

Mit dieser Vorstellung verschiedener, vergleichsweise leicht beschreibbarer Materie-Bausteine ließ sich beispielsweise erklären, wieso sich verschiedene Stoffe immer nur in ganz bestimmten Massenverhältnissen miteinander verbinden, was zuvor ein Rätsel geblieben war. Mit seiner Atomhypothese hat John DALTON also die Grundlage für eine Erklärung gewisser Gesetze der Natur gelegt.

Gesetze müssen eingehalten werden

Folgende Gesetzmäßigkeiten gelten für jegliche Materie:

✓ Gesetz der Erhaltung der Masse

In einem geschlossenen System ist die gesamte Masse aller Stoffe konstant. Dies gilt auch, wenn eine chemische Reaktion stattgefunden hat. Masse kann also weder erzeugt noch vernichtet werden.

Obwohl es entsprechende Vermutungen schon lange vorher gab, wurde diese Erkenntnis erst im Jahr 1789 als Gesetz formuliert – durch Antoine Laurent LAVOISIER, einem französischen Naturforscher und Juristen (kein Wunder, dass er nach Gesetzen gesucht hat!).

✓ Gesetz der konstanten Massenverhältnisse

Stoffe reagieren stets in einem festgelegten und unveränderlichen *Massenverhältnis*. Ausgewählte Beispiele:

- 1 g Zink verbindet sich immer mit 0,49 g Schwefel; das Massenverhältnis S : Zn beträgt also 0,49 : 1.
- Magnesium und Chlor stehen in der nur aus diesen Elementen bestehenden Verbindung immer im Massenverhältnis 0,343 : 1 (oder 1 : 2,917), und so weiter.

Derlei Dinge hat Joseph Louis PROUST bereits im Jahr 1797 herausgefunden.

✓ Gesetz der multiplen (oder vielfachen) Massenverhältnisse

Können aus zwei (oder auch mehr) Elementen *verschiedene* Stoffe entstehen, stehen die darin auftretenden Elemente stets im Verhältnis kleiner *ganzer* Zahlen, bezogen auf jeweils dieselbe Menge eines der Elemente.

Spätestens dieser Sachverhalt (über den sich nicht mehr aussagen lässt, wer ihn eigentlich als Erster erkannt hat) war es wohl, der DALTON 1808 zu seiner Atomhypothese veranlasste, denn diese Gesetze ließen sich mit einer entsprechenden Annahme trefflich erklären:

Stoffe reagieren also »atomweise« miteinander, und da jede »Kugel« eine jeweils festgelegte, unveränderliche Masse aufweist, sind dadurch auch die festen Massenverhältnisse gegeben: Halbe oder dreiviertel oder fünftel Atome *gibt* es einfach nicht.

Will man also bei experimentell ermittelten Verhältnissen, bei denen auch »nicht ganze« Zahlen auftreten, letztendlich immer auf ganze Zahlen kommen, muss man das Zahlenverhältnis durch Multiplikation entsprechend erweitern, bis man nur noch ganze Zahlen vorliegen hat.

46 TEIL I Rahmenbedingungen

Anhand von zwei Beispielen soll gezeigt werden, worum es hier geht:



Stickstoff und Sauerstoff bilden verschiedene als »Stickoxide« bezeichnete Verbindungen; schauen wir uns einige ihrer Eigenschaften an:

Verhältnis N : O	Multiplikation	neues Verhältnis	ausgewählte Eigenschaften	chemische Formel
1 : 1			geruch- und farbloses Gas; giftig	NO
1 : 2			stechend riechendes, rotbraunes Gas; giftig	NO ₂
1 : 2,5	×2	2 : 5	farbloser Feststoff; schmilzt bei 32 °C	N ₂ O ₅
1 : 0,5	×2	2 : 1	süßlich riechendes, farbloses Gas; wird unter anderem als Treibmittel in Sprühsahne-Dosen verwendet	N ₂ O

Wir suchen also einen Faktor, mit dem wir das Verhältnis multiplizieren, damit überall ganze Zahlen (= ganze Atome) herauskommen. Damit wird das ursprüngliche Verhältnis nicht verändert, aber es wird deutlich, dass die Elemente im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen zueinanderstehen.



Von Eisen und Sauerstoff existieren folgende Eisenoxide:

Verhältnis Fe : O	Multiplikation	neues Verhältnis	ausgewählte Eigenschaften	chemische Formel
1 : 1			schwarzes Pulver, schmilzt bei 1369 °C	FeO
1 : 1,5	×2	2 : 3	rote Kristalle, schmelzen bei 1539 °C	Fe ₂ O ₃
1 : 1,33	×3	3 : 4	tiefschwarzes Pulver, schmilzt bei 1538 °C, wird im Gegensatz zu Fe ₂ O ₃ von Magneten angezogen	Fe ₃ O ₄

Wir suchen also zunächst einmal das kleinstmögliche ganzzahlige Verhältnis, in dem die betreffenden Zahlen zueinanderstehen.

Mittlerweile können Sie es gewiss schon mitsingen:

Chemie ist die Wissenschaft von den Stoffen. Sie beschäftigt sich mit den Eigenschaften und der Umwandlung von Stoffen.

KAPITEL 1 Die Materie folgt Gesetzen 47

Deshalb sollte man, wenn man sich mit diesem Thema befasst, auch die Eigenschaften von Stoffen kennen.

(Wieso ein Stoff überhaupt als solches bezeichnet werden kann und nicht etwa ein einzelnes Eisenatom bereits die Eigenschaften eines mit bloßem Fingern anfassbaren Stücks Eisen hat, erfahren Sie in Kapitel 12.)

Welche Eigenschaften hat ein Stoff?

- ✓ Einige Eigenschaften können wir zweifelsohne mit unseren Sinnesorganen feststellen, so etwa Farbe, Geruch oder auch Härte.
- ✓ Welchen Schmelz- oder Siedepunkt er besitzt, welche Dichte er hat oder wie groß seine elektrische Leitfähigkeit ist, sehen Sie es einem Stoff hingegen nicht an. Dafür müssen Sie entsprechende Experimente durchführen. (Einige Eigenschaften hängen dabei auch noch von den äußeren Bedingungen ab, beispielsweise die Dichte von der Temperatur.)

Zur genaueren Betrachtung der Materie gehört auch, dass sich Stoffe, je nach ihrer Zusammensetzung, in verschiedene Stoffklassen einteilen lassen.

Stoffklassen

Zunächst einmal erfolgt die grundsätzliche Unterteilung in reine Stoffe und Gemische (Abbildung 1.1).

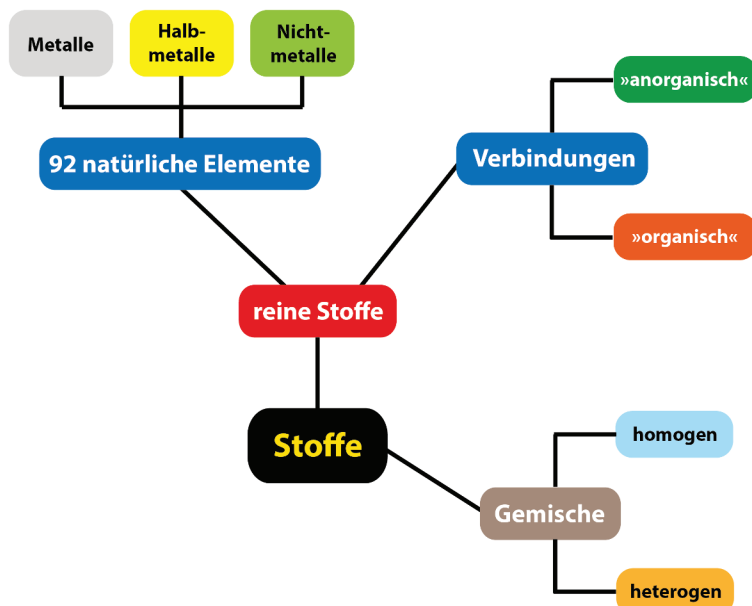


Abbildung 1.1: Einteilung der Stoffe

48 TEIL I Rahmenbedingungen

- ✓ Ein **reiner Stoff** (auch als *Reinstoff* bezeichnet) kann ein chemisches **Element** sein (hier wird zusätzlich noch zwischen Metallen, Halbmetallen und Nichtmetallen unterschieden; dazu kehren wir in Kapitel 10 zurück) oder eine **Verbindung**, die aus einer chemischen Reaktion hervorgegangen ist (klassischerweise werden hier anorganische und organische Stoffe unterschieden – dazu mehr in Kapitel 7). Die allermeisten reinen Stoffe, denen Sie begegnen, sind Verbindungen, davon gibt es mittlerweile buchstäblich zig Millionen (viele davon natürlichen Ursprungs, die anderen wurden gezielt synthetisiert), dagegen existieren nur *92 natürliche Elemente*, aus denen jegliche Materie aufgebaut ist.



Elementares Calcium ist daher zunächst einmal genauso ein Reinstoff wie Gips (chemisch-systematisch benannt: Calciumsulfat) – sofern weder das Element noch die Verbindung durch irgendetwas anderes verunreinigt ist.

Kaufen Sie allerdings Gips im Baumarkt, sind dem Calciumsulfat möglicherweise einige Zusatzstoffe zugemengt, und damit ist es dann kein reiner Stoff mehr, sondern ein ...

- ✓ **Gemisch**, das sich aus verschiedenen Substanzen zusammensetzt. Die Eigenschaft eines Gemisches hängt natürlich von den jeweiligen Stoffen ab, die in diesem Gemisch vorhanden sind, aber auch von der mengenmäßigen Zusammensetzung dieser Stoffe. Gemische aller Art sind daher in unendlicher Vielfalt verfügbar. Selbstverständlich lassen sich nicht nur feste Stoffe miteinander vermischen, sondern auch Flüssigkeiten und Gase. Je nachdem, ob sich die beteiligten Substanzen *in der gleichen Phase* befinden (die verschiedenen Aggregatzustände werden in Kapitel 4 erörtert, dort finden Sie auch den Begriff »Phase« genauer erläutert), ist ein Gemisch *homogen* (nur eine Phase) oder *heterogen* (mehrere Phasen, meist zwei).



Wieder zeigt sich, dass linguistisches Zerlegen das Erlernen der chemischen Fachsprache erleichtern kann: Kommen Ihnen die Vorsilben *homo-* und *hetero-* vielleicht aus dem Alltag bekannt vor?

Homogene und heterogene Gemische spielen nicht nur im Labor, sondern auch im Alltagsleben eine so große Rolle, dass wir in Kapitel 4 darauf erneut und dann auch etwas ausführlicher eingehen werden.

Zur Verdeutlichung zeigt Abbildung 1.2 noch einmal den Unterschied zwischen (a) einem elementar vorliegenden Reinstoff, (b) einem Gemisch zweier Stoffe und (c) einem Reinstoff, der aus zwei verschiedenen Atom-Sorten aufgebaut ist. (Jede Farbe der als Kugeln dargestellten Atome steht dabei für eine andere Element-Sorte; wenige Seiten später in diesem Kapitel gehen wir auf diese Abbildung noch einmal ein.)

Wie in der Einleitung des Buches schon beschrieben, enthält jedes Kapitel zum einen die eine oder andere Übungsaufgabe (mit ausführlicher Lösung), zum anderen werden in einem

KAPITEL 1 Die Materie folgt Gesetzen 49

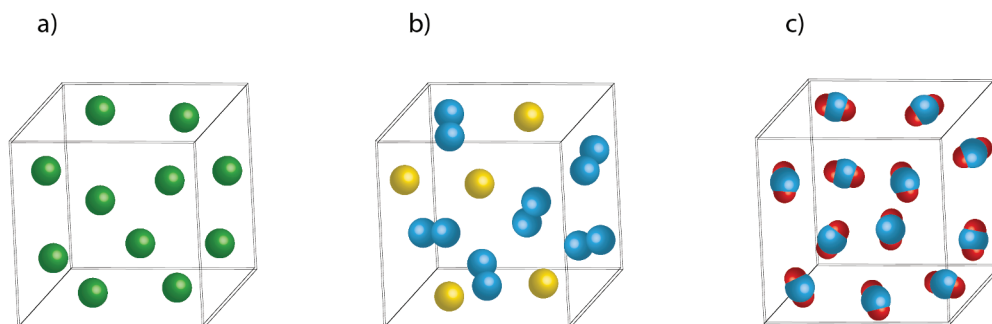


Abbildung 1.2: Reinstoffe (a, c) und ein Gemisch (b)

»Vertiefungs-Unterkapitel« ausgewählte Inhalte des betreffenden Kapitels mit dem Inhalt anderer Kapitel verknüpft. Von der Tatsache, dass dies das erste Kapitel des Buches ist, sodass es bislang noch nicht allzu viel zu verknüpfen *gibt*, wollen wir uns nicht abhalten lassen!

Übung

Betrachten wir ein paar ausgewählte Substanzen:

1. Kochsalz
2. Sand (vom Meeresstrand)
3. Luft
4. Wasser
5. Chlor

Überlegen wir uns, zu welchen Kategorien sie jeweils einzuordnen sind:

- ✓ Element oder Verbindung?
- ✓ Reinstoff oder Gemisch?
 - Wenn Letzteres: homogen oder heterogen?

Der Reihe nach:

Kochsalz

Bei Kochsalz (auch Speisesalz genannt) handelt es sich um eine *Verbindung* der Elemente Natrium (Na) und Chlor (Cl); die beteiligten Atome finden sich hier im Zahlenverhältnis 1 : 1



50 TEIL I Rahmenbedingungen

wieder, sodass sich für diese Verbindung – mit dem korrekten Namen Natriumchlorid – die Formel NaCl ergibt.

Falls dieses Speisesalz nicht mit irgendetwas anderem vermenget oder verunreinigt wurde, handelt es sich um einen *Reinstoff*; die Frage »homogen oder heterogen?« stellt sich damit nicht.

Nebenbei bemerkt ...

Bei handelsüblichem Speisesalz handelt es sich *so gut wie nie* um einen Reinstoff: Fast immer sind dem guten Natriumchlorid Rieselhilfen zugesetzt, und Salz aus dem Meer oder dem Himalaja enthält gewiss zahlreiche mehr oder weniger gesunde Verunreinigungen.

Sand

Sand ist zunächst einmal »sehr fein zermahlenes Gestein« – welche Art Gestein hier zerkleinert wurde, ist damit noch nicht verraten. Da der Sand an den weitaus meisten Stränden seinen Ursprung in unterschiedlichen Gesteinsarten hat, handelt es sich auf jeden Fall schon einmal um ein *Gemisch*, und wenn man sich strandüblichen Sand anschaut, wird man feststellen, dass sich die einzelnen Sandkörner durchaus unterscheiden: in ihrer Farbe, oft auch in ihrer Form. Mit anderen Worten: Hier liegt ein *heterogenes* Gemisch verschiedener Feststoffe vor; die einzelnen Sandkörner sind als separate *Phasen* anzusehen.

Luft

Die Zeiten, da Luft noch für ein Element gehalten wurde, sind längst vorbei: Mittlerweile ist bekannt, dass es sich um ein *Gemisch* verschiedener Gase handelt. Gase (über die Sie in Kapitel 13 deutlich mehr erfahren) haben die Eigenheit, vollständig miteinander mischbar zu sein, deswegen *kann* es bei einem Gas-Gemisch niemals mehrere Phasen geben.

Nebenbei bemerkt ...

Die Luft – also: das Gas-Gemisch der Atmosphäre unseres Heimatplaneten – besteht vornehmlich aus Stickstoff (~ 78,09 %) und Sauerstoff (~ 20,95 %). Dazu kommen noch Spuren des Edelgases Argon (Ar, ~ 0,93 %) und der Verbindung Kohlendioxid (CO₂, ~ 0,04 %) sowie Spuren anderer Gase. Lokal schwankt die Zusammensetzung geringfügig: Am Ende einer Vorlesung wird die Luft eines ungelüfteten Hörsaals gewiss einen etwas höheren Kohlendioxid-Gehalt aufweisen als zu Beginn, da Menschen nun einmal Sauerstoff einatmen und CO₂ ausatmen.

KAPITEL 1 Die Materie folgt Gesetzen 51

Wasser

Auch das Wasser wird längst nicht mehr als Element angesehen: Es ist eine *Verbindung* aus Wasserstoff und Sauerstoff mit der Formel H_2O . Prinzipiell handelt es sich dabei um einen *Reinstoff*, aber da Wasser ein äußerst effektives Lösemittel für eine Vielzahl von Stoffen darstellt, wird es uns auch in dieser Funktion in diesem Buch immer wieder begegnen. Leitungs- und auch Meerwasser beispielsweise stellen jeweils wässrige Lösungen verschiedener Mineralien dar, also *Gemische*.

Wenn Sie allerdings real existierendes Meerwasser betrachten, werden Sie (zumindest häufig) feststellen, dass sich darin auch noch (feste) Schwebeteilchen (Tang oder Ähnliches) finden – die eindeutig einer anderen Phase zuzuordnen sind, weswegen es sich bei den weitaus meisten Meerwasser-Proben um heterogene Gemische handelt.

Chlor

Dass Chlor (Cl) ein *Element* ist, wurde in diesem Übungsteil bereits beim Kochsalz erwähnt, und dass Elemente immer *Reinstoffe* sind, dürfte einleuchten.

Vertiefung: Spielen wir doch einmal LEGO®!

Der Umstand, dass Atome in Verbindungen ausschließlich in ganzzahligen Verhältnissen zueinanderstehen können – das ist ja nun einmal eine direkte Folge der Tatsache, dass die Materie aus diskreten Bausteinen aufgebaut ist –, gestattet uns, schon im ersten Kapitel einen ersten Blick auf eine »echte chemische Reaktion« zu werfen: Wir wollen den Stoff Ethanol verbrennen, in der Alltagssprache auch bekannt als »Alkohol« (und Bestandteil alkoholischer Getränke, vom Bier über Wein bis zu Gin und Absinth); Experimente haben ergeben, dass derlei Verbrennungen nur ablaufen, wenn genug Sauerstoff zur Verfügung steht.

Damit wir aber dieses Thema behandeln können, ohne uns (fach-)sprachlich verrenken zu müssen, führen wir hier einige neue Fachtermini ein, die Sie bis zum Ende dieses Buches (und hoffentlich noch darüber hinaus) begleiten werden. Den Anfang macht: das **Molekül**.

Wir haben zwar schon über Verbindungen geschrieben, also über die Ergebnisse chemischer Wechselwirkungen zwischen (mindestens) zwei Atomen, aber nicht alle diese Verbindungen liegen in Form von Molekülen vor.



Von **Molekülen** spricht man dann (und *nur* dann!), wenn zwei oder mehr Atome entsprechende mehratomige Teilchen *mit genau definierter Anzahl* der jeweils beteiligten Atom-Sorten bilden.

(Zu dieser Definition gehört streng genommen auch noch eine Aussage über die zwischen den beteiligten Atomen herrschenden Bindungskräfte, aber das würde hier den Rahmen sprengen; darauf kehren wir in den Kapiteln 8 und 9 zurück.)

52 TEIL I Rahmenbedingungen



Eines der wichtigsten Moleküle, dem Sie in diesem Buch immer und immer wieder begegnen werden, ist H_2O : Diese Formel – bei Molekülen spricht man dann von einer **Summenformel** – besagt, dass jedes einzelne Teilchen des Stoffes Wasser aus dreiatomigen Molekülen besteht: Für ein solches Molekül müssen sich jeweils exakt zwei Wasserstoff- und ein Sauerstoff-Atom zusammenfinden.

Und gleich noch eine sprachliche Bemerkung zum Thema »Chemie«: Sehr häufig muss man in dieser Wissenschaft kleinere bis mittelgroße Zahlen (so zwischen 1 und 20) angeben. Aus historischen Gründen geschieht dies meist mithilfe griechischer Zahlenwörter beziehungsweise Zahlenpräfixe, die man sich schlichtweg einprägen muss (siehe Tabelle 1.1). (Entsprechend haben Sie einen Vorteil, wenn Sie schon auf Griechisch zählen können – bis zehn kann man sogar bei *Indiana Jones* lernen ...)

1	mono	8	octa
2	di	9	nona
3	tri	10	deca
4	tetra	11	undeca
5	penta	12	dodeca
6	hexa	13	trideca
7	hepta		ab jetzt einfach weiter die Vorsilben recyceln ...

Tabelle 1.1: Griechische Zahlenpräfixe

Und nun schauen Sie sich bitte noch einmal Abbildung 1.2 an. Mit dem soeben hinzugekommenen Wissen können wir jetzt aussagen:

- ✓ Abbildung 1.2a zeigt ein Element, das *monoatomar* vorliegt (also wirklich in Form einzelner, voneinander unabhängiger Atome).
- ✓ In Abbildung 1.2b hingegen ist ein Gemisch zweier Elemente:
 - Eines davon (gelb) liegt wieder monoatomar vor (also: in Form einzelner Atome),
 - das andere (blau) hingegen in Form *diatomarer* Moleküle (also als Moleküle, die aus jeweils genau *zwei* Atomen bestehen).

Ein Beispiel für ein in dieser Art und Weise vorliegendes Element haben Sie in der vorangegangenen Übung kennengelernt: Elementares Chlor liegt nicht monoatomar, sondern in Form ebensolcher Moleküle vor, weswegen es auch durch die

KAPITEL 1 Die Materie folgt Gesetzen 53

Formel Cl_2 repräsentiert wird. Hier sind also Atome miteinander *verbunden*, insofern handelt es sich bei dieser Form des elementaren Chlors zugleich auch um eine *Verbindung*.

- ✓ Der Reinstoff in Abbildung 1.2c liegt ebenfalls molekular vor, wobei jedes einzelne Molekül eben aus einem Atom der Sorte »Blau« und zwei Atomen der Sorte »Rot« besteht. (Welche Elemente hier durch welche Farbe dargestellt sein sollen, spielt keine Rolle.)

Jetzt kehren wir wieder zur Verbrennung des in Form von Molekülen vorliegenden Stoffes Ethanol zurück. Listen wir auf, was wir über die Formeln der Reaktionsteilnehmer wissen:

- ✓ Die Summenformel von Ethanol lautet $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
- ✓ Der für Verbrennungsprozesse *stets* erforderliche Sauerstoff liegt in der Natur meist in Form diatomarer Moleküle mit der entsprechenden Formel O_2 vor.

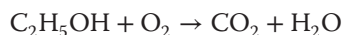
Das sind die beiden Ausgangsstoffe (auch **Reaktanten** oder veraltend: *Edukte* genannt) dieser Reaktion.

Produkte werden produziert

Die bei dieser Verbrennung entstehenden Endstoffe (fachsprachlich **Produkte** genannt) sind zwei alte Bekannte:

- ✓ Kohlendioxid (CO_2) und
- ✓ Wasser (H_2O).

Das führt uns schon einmal zum zugehörigen **Reaktionsschema**:



Bitte beachten Sie: Derartige Reaktionsschemata sind keineswegs mit korrekten Reaktionsgleichungen zu verwechseln. Gerade in der Organischen Chemie sind derlei Schemata zwar durchaus üblich, aber hier, in der Allgemeinen Chemie, darf man sich mit diesem ersten groben Überblick über den jeweiligen Reaktions-Sachverhalt (»Was haben wir gegeben? Was kommt am Ende heraus?«) nicht zufriedengeben. Dazu gleich mehr.

Der **Reaktionspfeil** ($\rightarrow$) weist dabei immer in Richtung der *Produkte*.



Unterstehen Sie sich, hier ein Gleichheitszeichen zu setzen! Das Zeichen = bedeutet schließlich, dass die Dinge links und rechts davon wirklich *gleich* sind (so wie bei: $2 + 3 = 5$), und Sie werden ja wohl kaum behaupten wollen, ein Gemisch des Gases Sauerstoff und der farblosen Flüssigkeit Ethanol sei das Gleiche wie ein bisschen Kohlendioxid und ein Schluck Wasser.

54 TEIL I Rahmenbedingungen

Wenn wir nun bedenken, dass die einzelnen Elementsymbole und die tiefgestellten Zahlen ja für die Art und die Anzahl der beteiligten Atome stehen, sollte uns etwas auffallen. Vergleichen wir Reaktanten und Produkte:

- ✓ Die Summenformel von Ethanol verrät uns, dass ein Molekül dieses Stoffes aus insgesamt
 - 2 Kohlenstoff-Atomen,
 - $5 + 1 = 6$ Wasserstoff-Atomen und
 - 1 Sauerstoff-Atom besteht,
- ✓ ein Sauerstoff-Molekül (O_2) entsprechend aus 2 Sauerstoff-Atomen.
- ✓ Jedes entstehende Molekül Kohlendioxid besteht aus
 - 1 Kohlenstoff-Atom und
 - 2 Sauerstoff-Atomen,
- ✓ während sich jedes Wasser-Molekül eben aus
 - 2 Wasserstoff- und
 - 1 Sauerstoff-Atom zusammensetzt.

Gesamt-Bilanz auf der Seite der Reaktanten: 2 C (1 + 2) O 6 H

Gesamt-Bilanz auf der Seite der Produkte: 1 C (2 + 1) O 2 H

Noch einmal: Atome können nicht einfach so verschwinden, und sie tauchen auch nicht einfach so auf. Entsprechend *muss* die Anzahl der jeweiligen Atom-Sorten auf beiden Seiten des Reaktionspfeils immer identisch sein, sonst ergibt sich keine **Reaktionsgleichung**.



Hier ist die Bezeichnung »Gleichung« berechtigt, weil sich auf beiden Seiten des Reaktionspfeils ja die *gleiche* Anzahl der *gleichen* Atome befinden. Kurz: Wenn die **Stoffbilanz** nicht stimmt, ist die Gleichung noch nicht ausgeglichen.

Mit anderen Worten: Bei einer chemischen Reaktion werden die Materie-Bausteine »umsortiert« – und genau das gestattet uns das LEGO®-Spielen: Symbolisieren wir die Wasserstoff-Atome jeweils durch weiße, Kohlenstoff durch schwarze und Sauerstoff durch rote Spielsteine, ergibt sich das in Abbildung 1.3 dargestellte Bild:

Jetzt sehen Sie auch, dass Sie drei Sauerstoff-Moleküle (jeweils: O_2) benötigen, um sämtliche Wasserstoff-Atome des Ethanol zu Wasser umzusetzen und genug Sauerstoff auch für die beiden Kohlenstoff-Atome vorrätig zu haben.

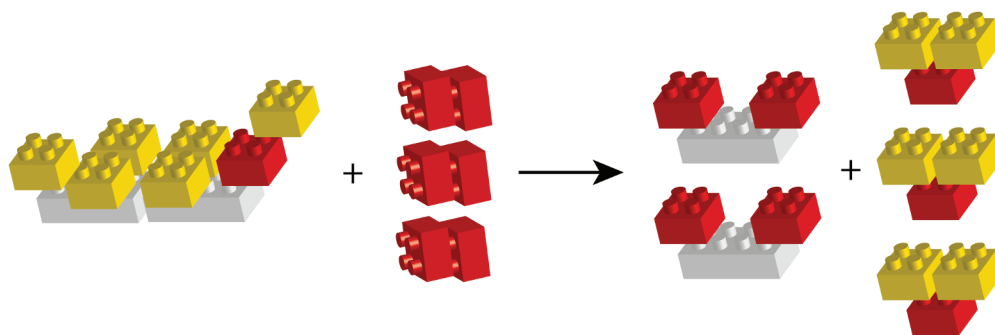


Abbildung 1.3: Verbrennung von Ethanol – symbolisiert durch LEGO®-Steine

Einrichten von Reaktionsgleichungen

Für Außenstehende wirkt das ausgeglichene Aufstellen einer Reaktionsgleichung – man spricht hier auch davon, eine Reaktionsgleichung *einzurichten* – häufig wie planloses *Trial and Error*, aber der Eindruck täuscht. Tatsächlich handelt es sich um einen **iterativen Prozess**, also um eine Vorgehensweise, bei der identische (oder zumindest: einander sehr ähnliche) Schritte mehrmals wiederholt werden, bis man schließlich das gewünschte, richtige Ergebnis erhält. Schauen wir uns dazu Schritt für Schritt die Verbrennung von Ethanol zu Kohlendioxid und Wasser an:

- ✓ Man beginnt mit dem Stoff, der darüber entscheidet, wie viel Produkt überhaupt entstehen kann.
 - Sauerstoff steht bei Prozessen der *vollständigen Verbrennung* in im Prinzip uneingeschränkter Menge zur Verfügung. Mit anderen Worten: Hier liegen uns auch noch keinerlei Informationen darüber vor, wie viel eigentlich benötigt wird. Ohne derlei Informationen können wir aber nicht anfangen. Also kümmern wir uns später darum, wenn wir mehr wissen.
 - Die Menge an Ethanol, die wir verbrennen können, ist hingegen begrenzt. Mit dem fangen wir entsprechend an.
- ✓ Weiterhin wissen wir, dass an der Verbindung Ethanol drei verschiedene Atomsorten beteiligt sind:
 - Kohlenstoff
 - Wasserstoff
 - Sauerstoff

Sich als Erstes dem Sauerstoff zuzuwenden, wäre wenig hilfreich, denn genau der steht ja auch als *Reaktionspartner* in – wie oben erwähnt – im Prinzip uneingeschränkter Menge zur Verfügung. Mit anderen Worten: Um den kümmern wir uns als Letztes. Ob wir nun mit Kohlenstoff oder mit Wasserstoff anfangen, ist eigentlich egal, aber aus Gründen, die Ihnen allerspätestens nach Kapitel 19 einleuchten sollten, gibt man

56 TEIL I Rahmenbedingungen

nur sehr selten dem Wasserstoff den Vorrang. Also konzentrieren wir uns erst einmal auf den Kohlenstoff.

✓ Die Menge an Ethanol, mit der wir arbeiten, entscheidet über die Menge an entstehenden Produkten:

- Da jedes Ethanol-Molekül nun einmal 2 C-Atome enthält, entstehen auch pro Ethanol 2 Moleküle CO_2 . Entsprechend landet im resultierenden ersten Reaktionsschema als **stöchiometrischer Faktor** eine 2 vor dem Kohlendioxid (CO_2):

Erster Iterationsschritt, die Reaktionsgleichung einzurichten:



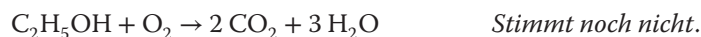
Derlei stöchiometrische Faktoren beschreiben das Zahlenverhältnis, in dem die einzelnen Verbindungen zueinanderstehen. Die 1 als stöchiometrischer Faktor bleibt gemeinhin unerwähnt; steht also vor einer Formel keine Zahl, ist das als »1« zu interpretieren.

So verrät uns dieses erste iterative Reaktionsschema bereits: Aus 1 Molekül Ethanol werden im Zuge der Verbrennung unter anderem 2 Moleküle Kohlendioxid, oder anders ausgedrückt, für das stöchiometrische Verhältnis von Ethanol zu Kohlendioxid gilt: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} : \text{CO}_2 = 1 : 2$.

Die Stoffbilanz dieses Reaktionsschemas lässt allerdings noch sehr zu wünschen übrig: Auf der Produkt-Seite taucht bislang kein einziges Wasserstoff-Atom auf. Aber das lässt sich ja ändern:

- Da 1 Ethanol-Molekül insgesamt 6 H-Atome enthält, entstehen genau 3 Moleküle H_2O . Das erfordert den stöchiometrischen Faktor 3 vor dem Wasser (H_2O):

Zweiter Iterationsschritt:



Wieder haben wir ein stöchiometrisches Verhältnis als solches bestimmt. Für Ethanol und Wasser gilt: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} : \text{H}_2\text{O} = 1 : 3$.

Fertig sind wir allerdings noch nicht: Schauen wir uns die Stoffbilanz an:

- Reaktanten-Seite:

2 C, 5 + 1 = 6 H jeweils aus dem Ethanol und dazu 1 O aus dem Ethanol und 2 O aus dem elementaren Sauerstoff. Insgesamt ergibt sich also: 2 C, 6 H, 3 O.

- Produkt-Seite:

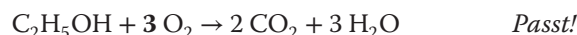
2 C (Kohlendioxid), $3 \times 2 = 6$ H (Wasser), und dazu kommen je 2 O pro CO_2 und je 1 O pro H_2O , macht zusammen $2 \times 2 + 3 \times 1 = 4 + 3 = 7$ O-Atome.

Kohlenstoff und Wasserstoff sind versorgt; fehlt nur noch der Sauerstoff: Links haben wir derzeit 3, rechts 7 Sauerstoff-Atome.

KAPITEL 1 Die Materie folgt Gesetzen 57

- Sauerstoff haben wir, so viel wir eben brauchen. (Dass Ethanol selbst bereits ein O-Atom mitgebracht hat, stört uns nicht weiter.)

Es fehlen also links noch 4 O-Atome, und da wir wissen, dass die von Mutter Natur gerne »im Doppelpack« geliefert werden (O_2), brauchen wir nur noch 2 weitere Moleküle O_2 auf der Reaktanten-Seite hinzuzugeben: Aus dem stöchiometrischen Faktor 1, des bislang ebenso (unerwähnt) vor dem elementaren Sauerstoff (O_2) gestanden hat wie auch vor dem Ethanol (C_2H_5OH), wird jetzt eine 3.



Und weil es so schön war, konstatieren wir weitere Erkenntnisse:

Bei der vollständigen Verbrennung von Ethanol reagieren die Reaktanten im stöchiometrischen Verhältnis $C_2H_5OH : O_2 = 1 : 3$, und die Produkte Kohlendioxid und Wasser entstehen im stöchiometrischen Verhältnis $CO_2 : H_2O = 2 : 3$.

Das alles besagt die vollständig eingerichtete, ausgeglichene Reaktionsgleichung:



Weil das Ausgleichen von Reaktanten- und Produkt-Seiten von Reaktionsgleichungen leider immer wieder zu Schwierigkeiten führt, sei es noch einmal ausdrücklich aufgedrösel:

- ✓ Die *kleinen, tiefgestellten* Zahlen innerhalb einer Summenformel sind stets und immer *unveränderlich*: Ein Wasser-Molekül H_2O besteht nun einmal aus exakt zwei Wasserstoff- und nur einem einzelnen Sauerstoff-Atom.

Einen Stoff mit der Summenformel H_2O_2 gibt es zwar auch, dabei handelt es sich aber keineswegs um »besonders sauerstoffreiches Wasser«, sondern um die Verbindung Wasserstoffperoxid, das man – je nach persönlicher Neigung – zum Haarebleichen oder zum Bombenbauen verwenden kann und mit der man auf gar keinen Fall seinen Durst stillen sollte. (Ein alter Witz unter Chemie-Affinen: *Two chemists walk into a bar. The first one says: »I'll have H_2O .« The second one says: »I'll have H_2O , too.« The second one dies.*)

Kurz: **An diesen Zahlen dürfen Sie niemals herumschrauben**, wenn Sie gerade versuchen, eine Reaktionsgleichung erstellen.

- ✓ Die den jeweiligen Summenformeln vorangestellten »großen« Zahlen sind die *stöchiometrischen Faktoren*. Diese sagen etwas darüber aus, in welchem Zahlenverhältnis die einzelnen Reaktanten miteinander reagieren beziehungsweise die einzelnen Produkte jeweils entstehen:
 - 1 Molekül Ethanol reagiert mit 3 Molekülen elementaren Sauerstoffs.
 - Dabei entstehen genau 2 Moleküle Kohlendioxid und 3 Moleküle Wasser.

58 TEIL I Rahmenbedingungen

Solange Sie noch mit dem Einrichten einer Reaktionsgleichung beschäftigt sind, können (und sollten) Sie *immer und nur diese stöchiometrischen Faktoren* dazu benutzen, das gewünschte Endergebnis zu erzielen.

Eine vollständig eingerichtete Reaktionsgleichung verrät uns also das Zahlenverhältnis, in dem die Reaktanten miteinander reagieren, und zugleich auch das Zahlenverhältnis, in dem im Zuge dieser Reaktion die Produkte entstehen. (Was wir hier gerade durchexerziert haben, nennt sich **Stöchiometrie** und ist die Kunst, Reaktionsgleichungen aufzustellen. In Kapitel 16 gehen wir darauf noch einmal ausführlich ein; das hier soll ja nur ein erster Einblick sein. Aber schwer war's nicht, oder?)

Und damit jetzt keine Fragen kommen wie: »Warum haben die verschiedenen LEGO®-Steine eine unterschiedliche Form?«, lösen wir uns von dieser Veranschaulichung ein bisschen und stellen das Ganze mit kugelförmigen Atomen dar (Abbildung 1.4):

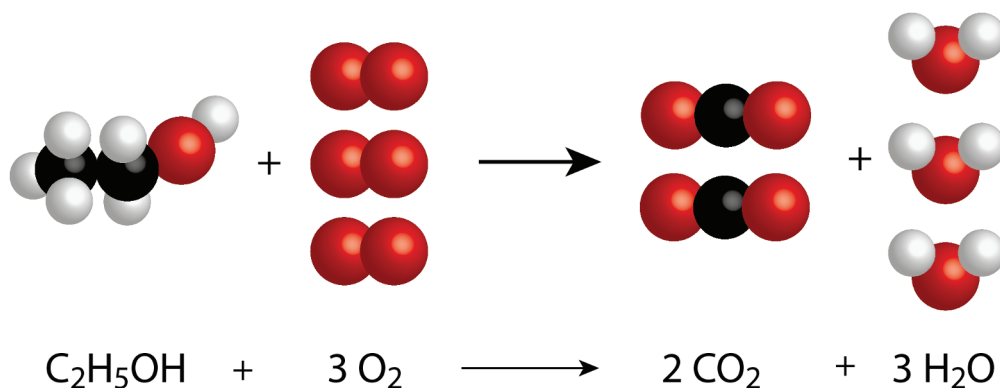


Abbildung 1.4: Verbrennung von Ethanol – symbolisiert durch kugelförmige Atome

Damit bleibt natürlich immer noch die Frage bestehen, welche Atome jeweils mit *wie vielen* Partnern eine Bindung eingehen, aber wir können Ihnen versichern: Spätestens wenn Sie in Kapitel 7 das Periodensystem der Elemente in all seiner Pracht erklärt bekommen (und verstanden) haben und in Kapitel 9 die kovalente Bindung beschrieben wurde, wird diese Frage geklärt sein. Versprochen.