

Grundbegriffe der Chemie

Christian Schmidt, Lars Dietrich

- 2.1 Die Elemente im Periodensystem – ein Kurzüberblick – 14
- 2.2 Teilchen – die Bedeutung ergibt sich im Kontext – 16
- 2.3 Chemische Formeln – 16
- 2.4 Die Reaktionsgleichung – 17
- 2.5 Der Unterschied zwischen Menge und Masse – 18
- 2.6 Die Stoffmenge n und die Einheit Mol – 19
- 2.7 Der Unterschied zwischen Masse und Gewicht – 21
- 2.8 Die relative Atommasse A_r , die molare Atommasse A und die molare Molekülmasse M – 21
- 2.9 Masse und Stoffmenge ineinander umrechnen – 23
- 2.10 Stöchiometrisches Rechnen – 23
- 2.11 Zum Stoffbegriff – 24
- 2.12 Stoffmengenkonzentration c , Massenkonzentration β und Volumenkonzentration σ – 25
- 2.13 Volumenanteil φ , Stoffmengenanteil x und Massenanteil w – 27
- 2.14 Aufgaben – 29
- Literatur – 30

Lernziele


Das erste fachspezifische Kapitel soll dazu dienen, klare Vorstellungen von grundlegenden Konzepten und Begriffen aus der Chemie zu schaffen. Erläuterungen zum Atomaufbau, zu Reaktionsgleichungen und zum Stoffbegriff stellen dabei aber nur kurze Einführungen dar. Wir werden diese Begriffe in späteren Kapiteln genauer unter die Lupe nehmen. Der Schwerpunkt des Kapitels liegt darauf, Begriffe einzuführen, mit denen sich konzeptionelle Vorstellungen von der Chemie und praktische Arbeit miteinander verbinden lassen. Dazu gehören einige physikalische Größen und ihre Einheiten sowie Begriffe zum Umgang mit Lösungen. Wir legen Wert darauf, diese Begriffe genau zu erklären, und geben Beispiele, warum sie für Biologie-Studierende wichtig sind. Zudem werden wir schon in diesem Kapitel damit anfangen, chemisches Rechnen zu erläutern und zu üben. Diese grundlegenden Rechnungen sind sehr wichtig für die praktische Arbeit im Labor und sollten ausreichend geübt werden. Auf diese Weise starten wir mit dem praktischen Handwerkszeug und stürzen uns dann ab dem nächsten Kapitel auf die theoretischen Konzepte zur Beschreibung der Natur.

2.1 Die Elemente im Periodensystem – ein Kurzüberblick

Das Periodensystem der Elemente (abgekürzt: PSE) ist für ein chemisches Verständnis so wichtig wie die Bibel für die Kirche. Wenn du einen Blick auf das Periodensystem im Serviceteil dieses Buches wirfst, so wirst du sicherlich bereits vertraute Zahlen und Zeichen finden, aber vermutlich ist auch vieles dabei, was du noch nicht verstehst. Warum ist das Periodensystem so aufgebaut, wie es aufgebaut ist? Was soll die Unterscheidung in Hauptgruppen und Nebengruppen? Was haben die komischen Zahlen rings um die Buchstaben zu bedeuten? Selbst wenn in der Legende zum Periodensystem Erläuterungen stehen, bedeutet das nicht unbedingt, dass du z. B. mit der Bezeichnung „Elektronegativität nach Pauling“ etwas anfangen kannst. Jetzt die Beruhigung: Das musst du auch nicht. Im Verlauf der nächsten Kapitel werden uns nach und nach mehr Symbole und Zeichen über den Weg

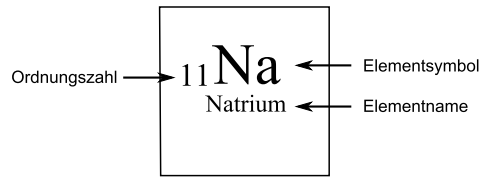
laufen, die jetzt noch wie Hieroglyphen erscheinen mögen. Stück für Stück wirst du erkennen, welche Logik sich hinter dem Periodensystem verbirgt. Und auf eines kannst du dich jetzt schon freuen: Wenn du diese Logik erst einmal verstanden hast, wird das Periodensystem zu einem offenen Buch, das dir zu jeder Zeit helfen kann, dich in chemischen Reaktionen zurechtzufinden.

Das Periodensystem ist natürlich nicht durch die Natur vorgegeben, sondern wurde von Menschen in dieser Form aufgestellt. Die Natur liefert aber die Vorlage, da der Aufbau des Periodensystems bestimmte Eigenschaften der Elemente in der Natur widerspiegelt. Jede Hauptgruppe, jede Periode und auch die Einteilungen in Haupt- und Nebengruppen, die du im Periodensystem siehst, haben einen guten Grund. Des Weiteren werden Elemente zu verschiedenen Gruppen zusammengefasst, wie z. B. Metalle, Halbmetalle und Nichtmetalle. Solche Einteilungen und ihre Begründungen werden wir nach und nach verstehen. Zunächst konzentrieren wir uns aber auf einzelne Elemente.

Im Verlauf des Buches wird  **Abb. 2.1** in ähnlicher Form mehrfach auftauchen. Wir beginnen hier nur mit den grundlegenden Symbol- und Zahlenbedeutungen. In späteren Kapiteln ergänzen wir dann weitere Größen, wenn wir uns thematisch mit ihnen befassen. Hier das Wichtigste für den Anfang:

Jedes Element hat einen **Elementnamen** und ein **Elementsymbol**. Das Elementsymbol wird in Reaktionsgleichungen als Abkürzung für das Element verwendet. Die Atome eines Elements besitzen einen für jedes Element charakteristischen Aufbau. Ganz generell bestehen Atome aus einem Atomkern und einer Atomhülle. Im Kern befinden sich die Kernteilchen: positiv geladene **Protonen** und neutrale **Neutronen**. Die **Ordnungszahl** gibt die Anzahl der Protonen im Kern eines Atoms dieses Elements an. Sie ist für die Reihenfolge der Auflistung der Elemente im Periodensystem verantwortlich (deshalb ja auch „Ordnungs“-zahl). In aufsteigender Reihenfolge der Elemente im Periodensystem (von links nach rechts, eine Reihe nach der anderen) nimmt die Ordnungszahl immer um 1 zu. In der Atomhülle befinden sich die negativ geladenen **Elektronen**. Da Elemente nach außen elektrisch neutral sind, entspricht die Ordnungszahl auch der Anzahl der Elektronen.

■ **Abb. 2.1** Die wichtigsten Symbole des Periodensystems für den Anfang



Isotope in der biologischen Forschung

Eine Reihe von biologischen Experimenten macht es sich zunutze, dass Isotope unterschiedliche Massen besitzen. Ein berühmtes Beispiel ist das Experiment von Meselson und Stahl (1958). Diesen Wissenschaftlern gelang es, durch geschickte Verwendung unterschiedlicher

Stickstoffisotope (des „leichten“ ^{14}N und des „schweren“ ^{15}N) zu zeigen, dass bei der Verdopplung der DNA (die in Form eines Doppelstrangs in Zellen vorliegt) zunächst eine Aufteilung in zwei Einzelstränge geschieht und dann jeder dieser Einzelstränge durch einen neu

gebildeten, komplementären Strang wieder zu einem Doppelstrang wird. Auch heute noch gibt es zahlreiche Verfahren, die sich unterschiedliche Isotope für die Untersuchung biologischer Fragestellungen zunutze machen.

Die Summe aus Protonen und Neutronen gibt die Gesamtzahl der **Nukleonen** (Kernteilchen) an und wird daher als **Nukleonenzahl** (lat. *nucleus* = Kern) bezeichnet. Protonen und Neutronen besitzen eine sehr viel größere Masse als Elektronen, sodass die Masse eines Elements hauptsächlich durch die Nukleonen bestimmt wird. Aus diesem Grund heißt die Nukleonenzahl auch **Massenzahl**. Während die Anzahl der Protonen und Elektronen ein Charakteristikum für ein Element darstellt und daher unveränderlich ist, kann die Anzahl der Neutronen im Kern in bestimmtem Maße variieren. Atome eines Elements, die sich in der Anzahl ihrer Neutronen unterscheiden, werden **Isotope des Elements** genannt.

Kohlenstoff (Ordnungszahl 6) kommt z. B. sowohl mit sechs, mit sieben als auch mit acht Neutronen im Kern vor. Demnach kann die Nukleonenzahl für Kohlenstoff 12, 13 oder 14 sein. Anhand der Nukleonenzahl werden Isotope gekennzeichnet, wenn es für den Verständniszusammenhang wichtig ist. Zum Beispiel wird das Kohlenstoffisotop mit 13 Nukleonen (also sechs Protonen und sieben Neutronen) als ^{13}C -Isotop bezeichnet. Die hochgestellte Nukleonenzahl vor dem Elementsymbol kann also verwendet werden, wenn man kennzeichnen möchte, um welches Isotop es sich handelt. In der Natur kommen die verschiedenen Isotope eines Elementes mit unterschiedlicher Häufigkeit vor. Meistens gibt es ein Isotop, das viel häufiger vorkommt als die anderen Isotope. Im Falle von Kohlenstoff

ist es das Isotop mit 12 Nukleonen: ^{12}C . Manchmal findest du auch die folgende Schreibweise: $^{12}_6\text{C}$. Hier ist also tiefgestellt auch die Ordnungszahl angegeben. Genau genommen ist dies die korrekte Schreibweise. In chemischen Formeln und Reaktionsgleichungen wird aber normalerweise weder die Ordnungszahl noch die Nukleonenzahl angegeben. Die Ordnungszahl ergibt sich ja auch zwingend aus dem Elementsymbol selbst und ist daher überflüssig. Ist auch keine Nukleonenzahl angegeben, so kann man davon ausgehen, dass in einer Probe des betrachteten Stoffes die Isotope in den gleichen Mengenverhältnissen vorliegen, wie es in der Natur insgesamt der Fall ist. Die Unterscheidung von Isotopen ist dennoch eine wichtige Grundlage, die für den Einstieg dazu gehört. Sie ist aber gleichzeitig auch ganz unmittelbar für die Biologie relevant (► [Box Isotope in der biologischen Forschung](#)).

Das in seinem Aufbau einfachste Element ist Wasserstoff mit genau einem Proton im Kern und einem Elektron in der Hülle (^1H). Es ist das einzige Isotop eines Elements, das kein einziges Neutron besitzt. Die anderen Isotope des Wasserstoffs tragen eigene Namen: Deuterium (^2H) und Tritium (^3H). Wie man sich den Aufbau der Atome näher vorzustellen hat, besprechen wir im Kapitel über den Atomaufbau (► [Kap. 5](#)). Die Protonen, Neutronen und Elektronen, aus denen sich Atome zusammensetzen, sind die kleinsten Teilchen, die uns in der Chemie interessieren. Davon sind die Elektronen für Chemiker am wichtigsten. Sie bestimmen die

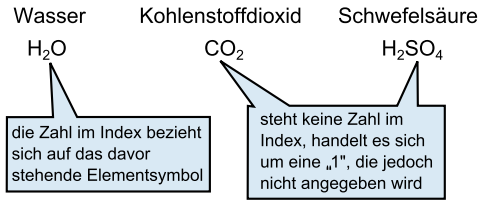
chemischen Eigenschaften eines Elementes. Alles, was noch kleiner ist, ist Sache der Physiker. Der Begriff „Teilchen“ selbst verdient allerdings auch zunächst eine nähere Betrachtung.

Primär sind die kleinsten einen Chemiker interessierenden Teilchen zwar die Elektronen. Später werden wir aber lernen, dass besonders kleine Teilchen nicht mehr einfach als Teilchen betrachtet werden können, sondern viele ihrer Eigenschaften nur noch mathematisch beschreibbar sind. Einem Teilchen wird dann eine mathematische Wellenfunktion zugeordnet. Licht besteht z. B. aus Strahlung von verschiedenen Wellenlängen. Dennoch kann man Licht zur Veranschaulichung auch als Strom von Teilchen betrachten, die man Photonen nennt. Diese können z. B. mit Elektronen interagieren und spielen natürlich auch in der Biologie eine wichtige Rolle – denk nur an die Photosynthese.

2.2 Teilchen – die Bedeutung ergibt sich im Kontext

Einer der am häufigsten verwendeten – doch nur selten näher erläuterten – Grundbegriffe der Chemie ist das „Teilchen“. In allen chemischen Prozessen reagieren in verschiedenen Formen Teilchen miteinander. Die Frage klingt vielleicht banal, hat aber schon bei manchem Studenten für Verwirrung gesorgt: Was genau bezeichnet man mit dem Begriff „Teilchen“? Ein Atom, ein Elektron, ein Molekül (welches sich aus mehreren Atomen zusammensetzt)? Die Antwort ist: Es kommt auf den Kontext an.

Beginnen wir zur Erklärung mit einer Analogie aus dem Alltag: Wenn du einen beliebigen Gegenstand in die Hand nimmst, z. B. deinen Haustürschlüssel, so ist dieser für dich ein einzelnes Teil. Wahrscheinlich ist dir klar, dass der Schlüssel aus einer Legierung (also Zusammensetzung) vieler verschiedener Metallatome besteht. Mit viel Kraft könntest du ihn absichtlich oder aus Versehen auch zerbrechen. Um die Haustür aufzuschließen, ist dir die Zerlegbarkeit des Schlüssels aber völlig egal. Du brauchst genau den einen Schlüssel, um die Haustür zu öffnen, auch wenn du ihn theoretisch noch in kleinere Stücke zerlegen könntest. Was ein Teil ist, hängt also davon ab, welchen Vorgang du betrachtest (z. B. den Vorgang: die Tür aufschließen). In der Chemie ist das genauso. Moleküle bestehen aus mehreren Atomen. Die Atome bestehen ihrerseits aus Elektronen, Neutronen und Protonen. Und



■ **Abb. 2.2** Die Summenformel zur Angabe einer chemischen Verbindung

auch diese lassen sich von euren Kommilitonen in der Physik noch weiter zerlegen.

Die Bedeutung des Wortes Teilchen hängt – wie beim Aufschließen der Tür – vom Vorgang ab, den du betrachtest. Wenn beispielsweise zwei große Moleküle chemisch miteinander reagieren, dann ist jedes dieser großen Moleküle ein Teilchen, da sie als geschlossene Einheiten in die Reaktion eingehen. Am Ende der Reaktion steht vielleicht nur noch *ein* neues Teilchen, das aus den beiden anderen entstanden ist. Es könnten auch *zwei oder mehr neue* Teilchen entstehen, die sich von den Ausgangsteilchen unterscheiden.

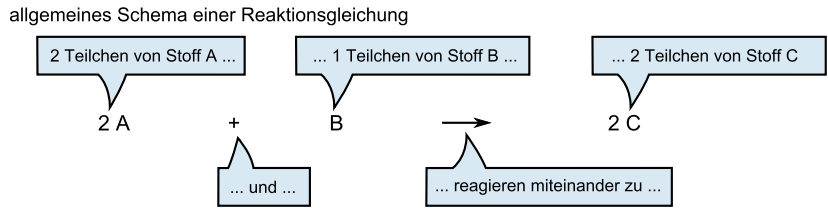
Betrachtest du hingegen die Verknüpfung von Atomen zu einem Molekül, so sind auf der einen Seite die Atome jeweils einzelne Teilchen, auf der anderen Seite ist das entstandene Molekül ein Teilchen, weil die Atome sich zu dem Molekül als zusammenhängende Einheit verbunden haben. Stellst du in einem anderen Beispiel die Teilgleichung einer Redoxreaktion auf, so betrachtest du unter anderem den Austausch einzelner Elektronen (die Bedeutung von Teilgleichungen und Redoxreaktionen lernst du in ► [Kap. 13](#) kennen). In dieser Betrachtung ist dann eben ein Elektron ein Teilchen. Vielleicht wundert es dich, dass wir auf einen so grundlegenden Begriff so genau eingehen. Es ist jedoch sehr wichtig, von Anfang an eine sehr *klare Vorstellung* davon zu schaffen, worüber wir sprechen, wenn wir die Grundbegriffe der Chemie benutzen. Der Teilchenbegriff ist deshalb wichtig, weil wir allgemein sagen können: *In chemischen Reaktionen reagieren immer Teilchen miteinander.*

2.3 Chemische Formeln

Um chemische Verbindungen z. B. in Reaktionsgleichungen (► [Abschn. 2.4](#)) einfach notieren zu

2.4 • Die Reaktionsgleichung

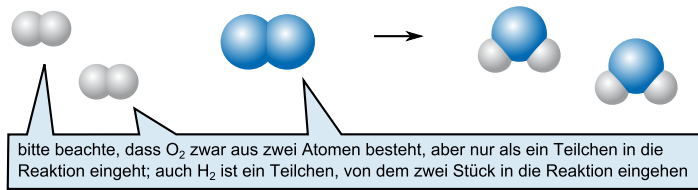
■ **Abb. 2.3** Eine einfache Form der Reaktionsgleichung gibt an, welche Teilchen miteinander reagieren und welche Produkte entstehen.



Beispiel einer Reaktionsgleichung: Bildung von Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff



schematische Darstellung der reagierenden Teilchen bei der Bildung von Wasser



können, werden chemische Formeln verwendet. Eine chemische Formel gibt im einfachsten Fall die Zusammensetzung eines einzelnen Teilchens eines Stoffes aus den Elementen an (Molekülformel). Es gibt verschiedene Arten, chemische Formeln zu notieren. Auch hier kommt es auf den jeweiligen Erklärungskontext an, welche Art der Formelnotation besonders sinnvoll für das Verständnis ist. Daher werden wir im Verlauf des Buches verschiedene Arten von chemischen Formeln im jeweils sinnvollen Kontext einführen und erklären, was die Besonderheit an der entsprechenden Notation ist. Für den Anfang starten wir mit der sog. **Summenformel**. Eine Summenformel gibt für eine Verbindung an, aus welchen Elementen die Verbindung zusammengesetzt ist und in welchen Mengen die Atome der verschiedenen Elemente in der Verbindung vorkommen. Der Begriff „chemische Verbindung“ bezeichnet eine definierte Zusammensetzung aus mindestens zwei unterschiedlichen Elementen. Die Atome einzelner Elemente können aber in den meisten Fällen auch mit sich selbst bestimmte Bindungen eingehen (z. B. eine Bindung aus zwei H-Atomen, H_2). Auch hier sind die Atome natürlich in miteinander „verbunden“ (auf Bindungskonzepte gehen wir in ▶ Kap. 6 ein). Für einzelne Teilchen wie z. B. ein Molekül ist durch die Summenformel die genaue Zusammensetzung des Teilchens bereits angegeben. Bei anderen Stoffen wie z. B. Salzen handelt es sich dabei jedoch nur

um eine Angabe, in welchem relativen Verhältnis die einzelnen Elemente innerhalb des chemischen Stoffes vorkommen (Näheres dazu folgt in ▶ Kap. 7). Hier betrachten wir zunächst einzelne Moleküle und ihre Summenformel. Beispiele sind in ■ Abb. 2.2 dargestellt.

Die Anzahl der Atome eines bestimmten Elements wird als tiefgestellter Index hinter das Elementsymbol geschrieben. Wenn kein tiefgestellter Index vorhanden ist, kommt nur ein Atom des Elements vor. So besteht also z. B. ein Teilchen des Stoffes Wasser aus zwei H-Atomen und einem O-Atom. Ein Molekül Kohlenstoffdioxid besteht aus einem C-Atom und zwei O-Atomen. Die Summenformel sagt noch nichts darüber aus, in welcher Weise die Atome in der Verbindung räumlich miteinander verknüpft sind. Im Wassermolekül sind z. B. beide H-Atome an das O-Atom gebunden, aber nicht die beiden H-Atome aneinander. Wie die Teilchen eines Stoffes tatsächlich zusammengesetzt sind, hängt auch noch von der Art der chemischen Bindung ab. Das besprechen wir in ▶ Kap. 6 und 7.

2.4 Die Reaktionsgleichung

Mit chemischen Formeln können wir nun auf dem Papier notieren, was bei einer chemischen Reaktion passiert. Dazu dient die Reaktionsgleichung. Die

Gleichung gibt also an, welche Ausgangsteilchen (die sog. **Edukte**) miteinander zu welchen Endteilchen (den sog. **Produkten**) reagieren. Der **Reaktionspfeil** gibt an, in welche Richtung die Reaktion abläuft (▣ Abb. 2.3). Eine Reaktion kann aber auch in die Gegenrichtung ablaufen. In den meisten Fällen handelt es sich also um ein dynamisches System, das sich theoretisch in beide Richtungen verändern kann (chemisches Gleichgewicht). Was es damit auf sich hat und wovon die Reaktionsrichtung abhängt, ist Thema von ► Kap. 9 und 10.

Während einer chemischen Reaktion werden bestehende Bindungen zwischen den Atomen in den jeweiligen **Edukten** oder **Reaktanden** aufgebrochen und neue chemische Bindungen geknüpft, sodass sich die Atome nun zu den Produkten der Reaktion verbinden. Die Reaktionsgleichung gibt dabei jedoch nur an, welche Teilchen in welchen relativen Mengenverhältnissen miteinander reagieren und welche Produkte dabei herauskommen. Bei der praktischen Durchführung einer Reaktion im Reagenzglas werden nicht nur ein oder zwei Teilchen miteinander reagieren. An der Reaktion sind natürlich insgesamt unzählbar viele Teilchen beteiligt. Für die praktische Durchführung einer Reaktion ist daher entscheidend, dass der Experimentator in der Lage ist, die richtigen Mengenverhältnisse der beteiligten Edukte zu kennen bzw. bewusst einzusetzen.

Chemiker nennen die Lehre von den Mengenverhältnissen der chemischen Verbindungen in einer chemischen Reaktion, aber auch die Lehre von den Mengenverhältnissen der Elemente in einer einzelnen chemischen Verbindung, **Stöchiometrie** (griech. *stoicheion*, Element, und *metron*, messen). Man nennt die Zahlen vor den chemischen Formeln der einzelnen Edukte und Produkte in der Gleichung **stöchiometrische Koeffizienten**. Sie geben an, wie viele Teilchen des jeweiligen Stoffes in die Gleichung eingehen, damit auf beiden Seiten der Gleichung von jedem einzelnen Element (unabhängig davon, in welcher Verbindung es steckt) gleich viele Atome vorhanden sind. Im Verlauf einer chemischen Reaktion gehen nämlich keine Atome verloren, und es bilden sich auch keine neuen Atome (darauf kommen wir noch einmal im nächsten Abschnitt zurück). Nur dann darf man von einer „Gleichung“ sprechen (gleich viele Atome

jedes einzelnen Elements auf beiden Seiten). Ohne stöchiometrische Koeffizienten handelt es sich lediglich um ein Reaktionsschema, das zwar qualitativ angibt, welche Stoffe zu welchen Produkten reagieren, aber nicht die richtigen Mengenverhältnisse.

Auch in einem biologischen Labor ist es häufig wichtig, die stöchiometrischen Verhältnisse von Stoffen genau zu kennen, z. B. wenn die Konzentrationen bestimmter Stoffe in einer Probe mithilfe von Analysemethoden bestimmt werden sollen. Die wichtigste theoretische Grundlage hierfür ist eine klare Vorstellung davon, wie sich die Menge eines Stoffes (also die Teilchenanzahl) von der Masse desselben Stoffes unterscheidet.

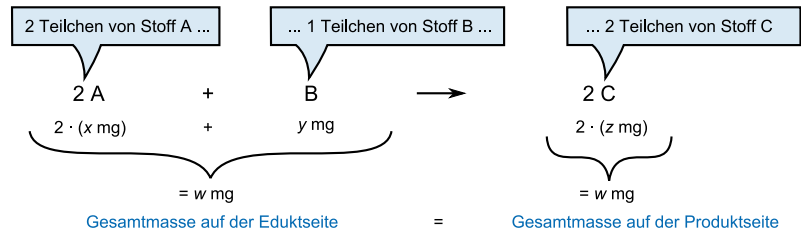
2.5 Der Unterschied zwischen Menge und Masse

In einer chemischen Reaktion ist es wichtig, die *Mengenverhältnisse* der Teilchen zu betrachten. Es ist dabei vielleicht auf den ersten Blick verwirrend, dass z. B. in ▣ Abb. 2.3 aus insgesamt drei Teilchen auf der linken Seite des Pfeils (Edukte) nur noch insgesamt zwei Teilchen auf der rechten Seite des Pfeils (Produkte) entstehen. Diese Änderung der Teilchenmenge erscheint zunächst merkwürdig. Sie ist aber leicht zu verstehen, wenn du dir einmal klar machst, dass die Teilchen auf der linken Seite ja andere sind als die auf der rechten Seite. Sie sind anders aufgebaut und haben andere Massen. Zählt man aber die Massen aller Teilchen auf der linken Seite und die Massen aller Teilchen auf der rechten Seite zusammen, so ergibt sich: Die Gesamtmasse der Edukte ist gleich der Gesamtmasse der Produkte. Es geht keine Masse verloren, obwohl sich die Teilchenanzahl ändert (▣ Abb. 2.4). Dies nennt man das **Gesetz von der Erhaltung der Masse**. Für den Umgang mit chemischen Reaktionen ist dies eine wichtige Gesetzmäßigkeit (► Abschn. 2.10).

Um den Unterschied zwischen Masse und Menge richtig zu verdeutlichen, bedienen wir uns wieder einer Analogie aus dem Alltagsleben: Stell dir vor, du möchtest bei deiner Geburtstagsfeier jedem deiner Gäste mindestens ein Überraschungsei und einen Lolli schenken (wahlweise auch ein Bier

2.6 • Die Stoffmenge n und die Einheit Mol

■ **Abb. 2.4** Während einer chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse konstant, auch wenn sich die Zusammensetzung der Teilchen ändert (vgl. auch . Abb. 2.3 Mitte und ► Abschn. 2.10).



Während der Reaktion bilden sich neue Teilchen. Deshalb kann sich die Gesamtzahl an Teilchen verändern, jedoch bleibt die Gesamtzahl der Atome jedes einzelnen Elements vor und nach der Reaktion konstant. Somit ist auch die Gesamtmasse der Edukte dieselbe wie die Gesamtmasse der Produkte.

und ein Stück Pizza). Du hast 48 Partygäste. Wichtig ist, dass alle gleich behandelt werden, damit es keinen Streit gibt. Zwei Taktiken könnten beim Einkaufen hilfreich sein:

Taktik 1 (Bestimmung der Masse): Du wiegst einen Haufen Ü-Eier ab und einen Haufen Lollis. Von beiden nimmst du z. B. 1 kg. Jetzt hast du eine unterschiedliche Anzahl an Lollis und Ü-Eiern, da diese ja unterschiedlich viel wiegen. Nur mit Glück bekommen alle Gäste genau gleich viele Ü-Eier und Lollis. Es werden vermutlich Ü-Eier und Lollis übrig sein, um die sich deine Partygäste streiten. Die ganze Feier ist ruiniert.

Taktik 2 (Bestimmung der Menge): Du zählst genau ab, wie viele Ü-Eier du nimmst (48, 96 oder andere Vielfache davon), und das Gleiche machst du mit den Lollis. Jetzt kannst du sichergehen, dass alle Gäste gleich behandelt werden. Die Party wird ein Knaller!

Zurück zur Chemie: Jedes Teilchen (= jeder Partygast) soll mit einer bestimmten Anzahl anderer Teilchen (= Ü-Eier) reagieren, damit die Reaktion vollständig abläuft. Daher müsstest du also Taktik 2 anwenden und die Teilchen zählen. Versuch aber mal zu zählen, wie viele Teilchen in einem kleinen Haufen einer Chemikalie vorhanden sind, die beispielsweise in Form eines weißen Pulvers vor dir auf dem Experimentiertisch liegt. (Falls du das wirklich mal versuchen möchtest, hier noch ein wichtiger Tipp: Schutzbrille, Handschuhe und Kittel nicht vergessen!) Es ist offensichtlich, dass du dazu nicht in der Lage bist. Erstens sind die Teilchen viel zu klein, und zweitens sind es viel zu viele. Du kannst zwar die Masse leicht bestimmen, indem du dein Pulver auf die Waage legst, aber du weißt nicht,

wie viele Teilchen darin enthalten sind. Deine Chemie-Party wird also auch im Streit enden.

Wie zählst du die Teilchen nun ab?

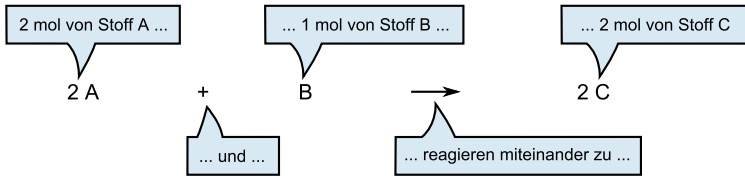
Dazu musst du natürlich wissen, welche Masse ein einzelnes Teilchen hat. Dann kannst du leicht ausrechnen, wie viele Teilchen in dem kleinen Haufen vorhanden sind bzw. wie viel du von dem Pulver abwiegen musst, damit du die richtige Menge (Anzahl) an Teilchen in dem Haufen vorliegen hast. Tatsächlich kannst du die Molekülmasse eines einzelnen Moleküls ausrechnen, wenn du weißt, wie es aufgebaut ist: Du musst einfach die Massen der Atome (s. Periodensystem) in der richtigen Anzahl addieren. Dazu später mehr.

Wenn du diesen Rechenschritt vollführt hast, kannst du stolz in deine chemische Gleichung eintragen, wie viele Teilchen in deiner Reaktion nun eingesetzt werden. Dabei gibt es nur ein Problem: Eine praktisch abwägbare Menge – mag sie auch noch so klein sein – wird immer noch eine so große Anzahl an Teilchen beinhalten, dass du beim Aufschreiben Schwierigkeiten bekommst: In deiner Reaktionsgleichung müssten riesengroße Zahlen auftauchen. Das wäre eine total nervige Schreibarbeit und aufgrund der Papierverschwendung nicht gut für die Umwelt. Daher bedienst du dich eines Tricks. Der Trick ist die Definition des Begriffes Mol.

2.6 Die Stoffmenge n und die Einheit Mol

Anstatt die tatsächliche Anzahl der Teilchen in einer Probe einer chemischen Substanz aufzuschreiben, kannst du auch gleich eine bestimmte Anzahl an Teilchen fest als einen Referenzwert definieren.

Die Reaktionsgleichung lässt sich mit dem Begriff Mol genauso formulieren wie mit dem Begriff Teilchen. Der Unterschied ist lediglich, dass jetzt von $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen die Rede ist, wo vorher nur von ein Teilchen stand.



■ **Abb. 2.5** Formulierung einer Reaktionsgleichung mithilfe der Einheit Mol

Dieser Wert gibt – unabhängig von der Art des Teilchens – immer die gleiche Anzahl an Teilchen an. Ein solcher Referenzbegriff ist das Mol.

Mol

Ein Mol entspricht genau der Anzahl an Teilchen, die als Atome in einer Masse von 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C enthalten sind. Das sind $6,02214129 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Praktische Merk-Definition für Biologen: 1 mol entspricht einer Anzahl von $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Die Chemiker-Definition klingt etwas komplizierter, gibt aber an, woher die Zahl in der praktischen Merkdefinition eigentlich kommt. Die Zahl $6,022 \cdot 10^{23}$ heißt auch **Avogadro-Konstante**, um dem Chemiker zu huldigen, dem wir diese Zahl verdanken. Sie wird abgekürzt mit dem Symbol N_A .

Für die praktische Anwendung ergibt sich daraus eine einfache Konsequenz: Verwendet man anstelle absoluter Zahlen als Hilfsmittel das Mol, so kann man ohne viel Schreibarbeit die Reaktion von sehr vielen Teilchen gleichzeitig betrachten. Eine 1 vor einem Teilchen in der Reaktionsgleichung entspricht dann 1 mol, also gleich $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen auf einmal. Man könnte sagen, dass die Reaktion einfach $6,022 \cdot 10^{23}$ Mal nebeneinander abläuft, anstatt nur ein Mal (unter der vereinfachten Annahme, dass alle Teilchen vollständig reagieren). Vergleichbar ist der Begriff „Mol“ im Alltagsleben am besten mit dem Begriff „Dutzend“. Ein Dutzend sind immer zwölf Teile, unabhängig von der Art des Teils. Genauso bedeutet ein Mol immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen, unabhängig von der Art des Teilchens. Man kann daher den Begriff „Mol“ in der praktischen Anwendung ganz genauso wie den Be-

griff „Teilchen“ handhaben. Du musst dir lediglich bewusst sein, dass du dich auf $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen auf einmal beziehst.

Für die formale Reaktionsgleichung aus **Abb. 2.3** benutzen wir daher ab jetzt den Begriff „Mol“ anstelle des Begriffes „Teilchen“, weil es für die praktische Arbeit wesentlich sinnvoller ist (**Abb. 2.5**).

Jetzt sollte klar geworden sein, dass in der Chemie immer die Menge eines Stoffes wichtig ist und nicht allein die Masse. Außerdem ist es sinnvoll, den Begriff Mol anstelle riesiger Zahlen zu benutzen. Aus diesem Grund ist in der Chemie die **Stoffmenge** eine essenzielle Größe. Die Stoffmenge wird mit dem Buchstaben n abgekürzt und in Mol angegeben.

Merke

$n(\text{A})$, mit $[n] = \text{mol}$

gesprochen: Die Stoffmenge eines Stoffes A wird mit $n(\text{A})$ abgekürzt. Die Stoffmenge n hat die Einheit Mol.

Ein Zahlenwert wie $6,022 \cdot 10^{23}$ beschreibt eine so große Anzahl an Teilchen, dass sie für uns intuitiv gar nicht vorstellbar ist. Es sind einfach viel zu viele. Da wir deshalb natürlich auch nicht in der Lage sind, die Stoffmenge auszuzählen, müssen wir – wie oben bereits angedeutet – in der Lage sein, die Stoffmenge anhand der Masse des Stoffes zu berechnen. Betrachten wir zunächst kurz den Begriff „Masse“ etwas genauer und schauen uns anschließend an, wie wir mit der Masse von so winzigen kleinen Teilchen wie Atomen und Molekülen umgehen können.

2.7 Der Unterschied zwischen Masse und Gewicht

Im Alltagsleben ist es üblich zu sagen: „Der Gegenstand XY hat ein Gewicht von 5 kg“. Genau betrachtet ist diese Aussage nicht korrekt. Eigentlich müsste der Satz lauten: „Der Gegenstand XY hat eine *Masse* von 5 kg“. Das Gewicht eines Gegenstandes resultiert daraus, dass zwischen zwei Massen eine Anziehungskraft herrscht. Die Erde mit ihrer enorm großen Masse zieht den Gegenstand mit seiner Masse von 5 kg mit einer bestimmten Kraft an. Umgekehrt zieht aber auch der Gegenstand selbst die Erde an. Da die Erde aber so unvorstellbar viel mehr Masse hat als der Gegenstand, können wir Letzteres vernachlässigen. Die Erde zieht also den Gegenstand mit einer Kraft an, die aus der sog. Erdbeschleunigung und der Masse des Gegenstandes resultiert. Mathematisch ist die Gewichtskraft F_G , die auf eine Masse wirkt, gleich dem Produkt aus der Masse m und der Erdbeschleunigung a ($F_G = m \cdot a$). Die Erdbeschleunigung a ist auf der Erde einigermaßen konstant und beträgt ca. $9,81 \text{ m s}^{-2}$. Daher verhält sich die Gewichtskraft praktisch proportional zum Produkt aus der Masse und einer konstanten Größe. Das ist der Grund, warum wir im Alltag überhaupt keine Schwierigkeiten bekommen, wenn wir Masse und Gewicht nicht unterscheiden.

Warum ist die Unterscheidung dann für die Chemie wichtig?

In der Chemie sprechen wir über Massen von Proben (mal von größeren Portionen, mal von kleineren), aber auch von einzelnen Molekülen, Atomen oder sogar Elektronen, Neutronen und Protonen. Auch diese kleinsten Teilchen haben eine Masse, aber die ist so unglaublich klein, dass die Gewichtskraft F_G im Vergleich zu anderen Kräften (z. B. elektrostatischen Kräften) kaum mehr eine Rolle spielt. In diesem unglaublich kleinen Kosmos gelten viele Gesetze der sog. „klassischen Mechanik“ nicht. Anschaulich gesagt: Was wir aus den Alltagserfahrungen heraus intuitiv begreifen und wahrnehmen, gilt nicht zwangsläufig auch für den winzig kleinen Kosmos der Teilchen, aus denen die Natur aufgebaut ist. Physiker sprechen daher in diesem kleinen Kosmos der Teilchen von „Quantenmechanik“, die ganz eigene und für Otto Normalverbraucher sehr schwer nachvollziehbare Gesetzmäßigkeiten aufweist. In der Chemie werden wir quantenmechanischen Phä-

nomenen begegnen und lernen, sie zu verstehen (► Kap. 5). Die Tatsache, dass winzig kleine Teilchen sich fundamental anders verhalten als alles, was wir als Menschen praktisch erfahren können, ist der Grund, warum wir mit unserer bisherigen Vorstellung von der Natur hier am Anfang Probleme haben. Um diesen Mikrokosmos zu verstehen, müssen wir lernen, exakt zu formulieren, wo immer es möglich ist. Deshalb sollten wir z. B. nicht einfach von Gewicht sprechen, wenn wir eigentlich „Masse“ meinen.

2.8 Die relative Atommasse A_r , die molare Atommasse A und die molare Molekülmasse M

Atome und Moleküle sind zwar winzig klein, aber dennoch besitzen diese Teilchen natürlich eine Masse. Es gibt zwei Möglichkeiten, diese Masse zu benennen:

- Als Masse eines einzelnen Teilchens: Ein einzelnes Atom hat für unser Verständnis eine sehr, sehr kleine Masse. Eine Angabe dieser Masse in der üblichen Einheit Gramm würde also dazu führen, dass wir Zahlen schreiben müssten, die um Vieles kleiner sind als eins (also wieder so etwas: $0,00000 \dots 0000XY \text{ g}$ bzw. $XY \cdot 10^{-2} \text{ g}$). Das ist ziemlich unpraktisch. Für ein einzelnes Teilchen ist es daher zweckdienlich, eine andere Einheit zu wählen. Diese Einheit heißt **Atommasseeinheit** u . Sie ist die Einheit der **relativen Atommasse** A_r .

Relative Atommasse

Die relative Atommasse A_r hat die Einheit u . $1 u$ entspricht genau $1/12$ der Masse eines einzelnen ^{12}C -Atoms.

Da $1 u$ als ein Zwölftel der Masse eines ^{12}C -Atoms definiert ist, sind die Massen aller anderen Atome relativ zu diesem Wert festgelegt (daher „relative“ Atommasse). In Gramm umgerechnet beträgt $1 u = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. Auch hier gilt: Jede in einem Laborexperiment eingesetzte Menge muss praktisch handhabbar sein, sie wird also eine unzählbar große Menge an Teilchen enthalten. Es wäre also wieder unpraktisch, die Masse bei einem Experiment in der

Atommasseneinheit u anzugeben, da wir wieder mit riesigen Zahlen arbeiten müssten (abgesehen davon gibt es im Labor keine Waage in der Einheit u). Daher bedient man sich für die praktische Anwendung der zweiten Möglichkeit zur Angabe der Masse:

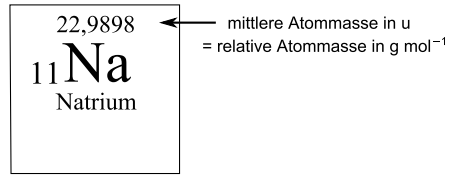
— Als Masse von einem Mol Teilchen: Um praktisch verwendbare Mengen von Atomen und Molekülen einwiegen zu können, wird für ein Atom oder Molekül angegeben, welche Masse ein Mol dieses Teilchens hat (oder anders formuliert: Welche Masse $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen dieses Stoffes haben). Für Atome und Moleküle ist auf diese Weise die **molare Masse** definiert. Bei Atomen spricht man dann von der **molaren Atommasse A** , wohingegen man die **molare Molekülmasse M** für die Massenangabe bei Molekülen verwendet. Im Prinzip meinen aber beide Bezeichnungen das Gleiche, nämlich die Masse von einem Mol des betrachteten Teilchens. Praktischerweise lässt sich diese Masse wieder gut mithilfe der Einheit Gramm angeben. Daraus resultiert für die molare Masse die Einheit $g \text{ mol}^{-1}$.

! Merke

$A(X)$, mit $[A] = g \text{ mol}^{-1}$ und $M(Y)$, mit $[M] = g \text{ mol}^{-1}$

Gesprochen: Die molare Atommasse eines Stoffes X wird mit $A(X)$ abgekürzt. Sie hat die Einheit Gramm pro Mol. Und: Die Molare Molekülmasse eines Stoffes Y wird mit $M(Y)$ abgekürzt. Sie hat die Einheit Gramm pro Mol.

Im Periodensystem der Elemente ist für jedes Atom üblicherweise die relative Atommasse in u angegeben (▣ Abb. 2.5). Für die praktische Anwendung ist das aber ganz prima. Die angegebene Zahl für die relative Atommasse in u entspricht nämlich dem Wert für die Molare Atommasse A in $g \text{ mol}^{-1}$. Um zu verstehen, warum dies so ist, vergleichen wir ganz einfach die Definitionen dieser Einheiten. $1 u$ sind $1/12$ der Masse von einem ^{12}C -Atom. Das bedeutet, dass logischerweise das ^{12}C -Atom selbst genau $12 u$ Masse besitzt. Ein Mol ^{12}C -Atome haben aber gerade definitionsgemäß die Masse $12 g$. Die Zahlenwerte stimmen also überein. Der Zahlenwert



▣ **Abb. 2.6** Die relative Atommasse wird im Periodensystem als mittlere Atommasse in u angegeben. Der Wert entspricht der molaren Atommasse in $g \text{ mol}^{-1}$.

der relativen Atommasse A_r in u und der Zahlenwert der molaren Atommasse A in $g \text{ mol}^{-1}$ für ein einzelnes Element sind identisch.

! Merke

Der Zahlenwert für die relative Atommasse in u entspricht dem Zahlenwert für die molare Atommasse in Gramm pro Mol.

In ▣ Abb. 2.6 wird die Atommasse als mittlere Atommasse angegeben. Die Masse eines Atoms ist natürlich zwischen zwei Isotopen verschieden, da sie unterschiedlich viele Neutronen enthalten. In jeder praktisch zum Einsatz kommenden Menge des Stoffes kommen die einzelnen existierenden Isotope aber – statistisch gesehen – im gleichen Verhältnis vor wie in der gesamten Natur. Daher ist es möglich, näherungsweise anzunehmen, dass die Massen der einzelnen Isotope entsprechend ihrem prozentualen Anteil in der Natur ins Gewicht fallen. Die mittlere Atommasse ist also ein gewichteter Mittelwert. Und mal nebenbei: Für uns reicht es meistens, den Wert auf eine Nachkommastelle genau zu runden.

Ein Molekül setzt sich aus mehreren Atomen zusammen. Die molare Masse eines Moleküls lässt sich daher leicht berechnen, indem wir einfach die Summe der molaren Atommassen aller Atome bilden, aus denen sich das Molekül zusammensetzt.

Beispiel

Molare Molekülmasse von Kohlenstoffdioxid: Die chemische Formel für Kohlenstoffdioxid lautet CO_2 .

$$A(\text{C}) = 12 g \text{ mol}^{-1}, A(\text{O}) = 16 g \text{ mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} M(\text{CO}_2) &= 1 \cdot A(\text{C}) + 2 \cdot A(\text{O}) \\ &= 12 g \text{ mol}^{-1} + 2 \cdot 16 g \text{ mol}^{-1} \\ &= 44 g \text{ mol}^{-1} \end{aligned}$$



<http://www.springer.com/978-3-642-55423-0>

Chemie für Biologen

Von Studierenden für Studierende erklärt

Schmidt, C.; Dietrich, L.

2014, XVI, 341 S. 118 Abb., 110 Abb. in Farbe.,

Softcover

ISBN: 978-3-642-55423-0