

KAPITEL 1

Feuer, Plasma und die chemische Reaktion



- 1.1 Wo Moleküle zerbrechen
- 1.2 Aus Stoffen entstehen neue Stoffe
- 1.3 Was die Reaktion am Laufen hält

Chemie ist überall – alles ist Chemie. Denn die Chemie ist jene Naturwissenschaft, die sich mit dem Aufbau, den Eigenschaften und der Umwandlung von Stoffen beschäftigt. Doch auch diese Stoffe selbst bezeichnen wir gerne als „Chemie“ – besonders dann, wenn sie von Menschenhand geschaffen oder verändert worden sind. Dabei ergibt solch eine Eingrenzung aus Chemikersicht absolut keinen Sinn. Chemische Stoffe sind nämlich alle Materialien, aus welchen unsere Welt besteht, genauer gesagt alles, was Masse hat und Raum einnimmt. Wir alle kennen Holz, Stein und Wasser, Harz und andere Stoffe, die in der Natur entstehen und vorkommen. Ebenso kennen wir Metalle, Plastik, Farb- und Duftstoffe und viele weitere, die Menschen durch Umwandlung gewinnen oder von Grund auf neu erfinden.

All diese Stoffe haben etwas Entscheidendes gemeinsam: Sie bestehen aus Atomen – unvorstellbar winzigen Teilchen, die in Molekülen, Kristallen oder anderen Strukturen miteinander verbunden sind. 118 verschie-

dene Bausteine dieses Baukastens des Universums, die wir chemische Elemente nennen, sind uns heute bekannt. Ob nun der Mensch oder die Natur der Baumeister ist, der sie verwendet, führt im Ergebnis zu keinen Unterschieden.

So sind Bauwerke aus Atomen nicht für die Ewigkeit gemacht. Moleküle und andere Strukturen können durch Energiezufuhr in Bruchstücke oder gar einzelne Atome zerlegt und neu wieder zusammengesetzt werden. Und neue Moleküle bedeuten einen neuen Stoff. Den Vorgang des Umbaus von bestehenden Stoffen in Neue nennen wir „chemische Reaktion“.

Bei vielen chemischen Reaktionen wird Energie freigesetzt, viel mehr, als man anfangs hat hineinstecken müssen, um den Umbauprozess zu starten. Diese Energie zeigt sich in verschiedenen Erscheinungsformen und hält nicht nur die Reaktion am Laufen, sondern macht sie auch auf teils spektakuläre Weise für uns sichtbar.

1.1 Wo Moleküle zerbrechen

Holz, Stein, Wasser, Methangas ... wir sind es gewohnt, die Bestandteile der Stoffe unserer Welt als fertige Bauwerke, als Moleküle oder Kristalle, zu beschreiben. Doch können wir in unserem Alltag auch im Umbau begriffene, unvollständige Strukturen finden? Sehr häufig sogar! Verwitterndes Gestein, rostendes Eisen und verrottende Pflanzen sind nur Beispiele für Stoffe, die ständig im Wandel sind. Doch meistens wirkt der Anblick solcher Prozesse, so langsam sie auch sein mögen, auf uns Menschen unangenehm. Wir schätzen es schließlich, wenn unsere Umgebung beständig und verlässlich ist. Wenn eine Reaktion hingegen schnell geht, ist sie nicht selten atemberaubend. Atemberaubend spektakulär, nützlich oder gar erschreckend. Eine der häufigsten Formen unfertiger, in chemischer Reaktion begriffener Moleküle in unserem Alltag vereint gleich alle drei Eigenschaften in sich: Feuer.

Richtig: Feuer ist keine mystische Erscheinung reiner Energie, sondern ebenso Materie wie alle anderen Dinge auch. Beinahe jedenfalls. Ihre Flüchtigkeit legt den Gedanken nahe, eine Flamme wäre ein gasförmiges Gebilde. Doch sie ist kein gewöhnliches Gas aus fix und fertigen Molekülen. Stattdessen besteht sie zu einem guten Teil aus Bruchstücken, aus zerrissenen Atomgruppen oder sogar einzelnen Atomen, jederzeit bereit, zu neuen Molekülen zusammenzufinden. Ein solches Gemisch aus unfertigen Atom-Bauwerken nennen die Naturwissenschaftler Plasma. Und das Plasma in Flammen hat eines mit „normalen“ Stoffen gemeinsam: Es wirft in einem Lichtkegel einen Schatten. Wir kennen das von lästigen Kinogängern, die in den Lichtstrahl des Filmprojektors geraten, aber auch von Wolken, gasähnlichen Gebilden aus winzigen Wassertropfchen, die vor die Sonne ziehen. Diese mehr oder minder dichten Ansammlungen von Atomen sind den Lichtstrahlen im Weg, schlucken sie oder werfen sie zurück, sodass das Licht solche Objekte nicht durchdringen kann.

Aber wie kann etwas einen Schatten werfen, wenn es doch selbst leuchtet? Indem man es in einen Lichtkegel bringt, der heller strahlt als das störende Etwas selbst!

1.1.1 Experiment: Kerzenflammen werfen Schatten!

Zum sicheren Experimentieren mit Feuer eignen sich Kerzenflammen aus mehreren Gründen besonders gut. Zum einen sind sie klein und weitestgehend kontrollierbar. Zum anderen sind einige Teilchen darin groß genug, um Licht an geradliniger Ausbreitung zu hindern. Und

eine Kerzenflamme ist weniger hell als das Licht einer guten Taschenlampe.

Experiment 1: Betrachtet den Schatten einer Kerzenflamme

Ihr braucht dazu

- Eine Kerze
- Eine Taschenlampe oder Smartphone mit Lampe
- Streichhölzer oder Feuerzeug
- Abgedunkelten Raum
- Helle Wand oder Sichtschirm

So geht's Stellt die Kerze etwa einen halben Meter vor der weißen Wand auf und zündet sie an. Dunkelt den Raum ab und richtet den Strahl der Taschenlampe durch die Flamme hindurch auf die Wand.

Das könnt ihr beobachten Wenn eure Lampe heller strahlt als die Kerzenflamme, könnt ihr ein schattenhaftes Abbild der Flamme an der Wand erkennen (Abb. 1.1)!



Abb. 1.1 Schatten einer Kerzenflamme.

Eine Kerzenflamme besteht größtenteils aus gasförmigem Paraffin, dem heutigen „Wachs“ der meisten Kerzen, und Luft sowie aus Bruchstücken von Paraffinmolekülen. Diese Bruchstücke wirbeln in der Flamme wild durcheinander, stoßen zusammen und bleiben mitunter aneinander hängen. So entstehen unregelmäßige Molekülklümpchen, die einerseits in der Hitze der Flamme glühen, andererseits groß genug sind, um Licht auf seinem Weg aufzuhalten, also einen Schatten zu werfen. Den Stoff, den diese Klümpchen bilden, kennen wir als Ruß.

Wie man in Abb. 1.2 sieht, enthält die Flamme ganz unten, rund um den Docht, Paraffin-Dampf aus intakten Molekülen. Mit 800 °C (1) bzw. 1000 °C (2) ist es dort für



Abb. 1.2 Flamme mit Zonen.

unsere Begriffe schon furchtbar heiß. Trotzdem reichen diese Temperaturen allenfalls für ein schwaches blaues Leuchten. Der helle Teil der Flamme (3) ist dagegen 1200 °C heiß. Hier werden Paraffin-Moleküle zerstört. Wenn die Molekülbruchstücke im so entstehenden Plasma aneinander kleben bleiben, entstehen Rußteilchen, die bei dieser Temperatur hell gelblich-weiß leuchten. In noch hellerem Licht wirft dieser Teil der Flamme außerdem den deutlichsten Schatten. An der Oberfläche des gelb leuchtenden Bereichs kommen die Paraffin-Bruchstücke mit den Sauerstoffmolekülen in der Luft außen herum in Berührung und können mit ihnen reagieren (4). Dabei erreicht die Temperatur an der Flammenoberfläche 1400 °C. Ein guter Grund, nicht damit in Berührung zu kommen!

1.2 Aus Stoffen entstehen neue Stoffe

Das Molekülgewirr, das wir als Ruß kennen, ist das Produkt ungeordneter, kaum beschreibbarer Vorgänge. Chemiker bevorzugen dagegen chemische Reaktionen, die sich genau darstellen lassen. Das heißt, sie führen geordnet auf, welche Stoffe dabei zerlegt werden und welche neuen Stoffe entstehen.

1.2.1 Paraffin verbrennt: die chemische Reaktion in der Kerzenflamme

Die Ausgangsstoffe für die chemischen Reaktionen in der Kerzenflamme sind das schon erwähnte Paraffin

und Sauerstoff. Paraffin ist bei Raumtemperatur ein Feststoff, der bei Wärme schnell weich wird und zwischen 45 °C und 80 °C schmilzt (Weihnachten ist in Australien, wo im Dezember der Sommer beginnt, deshalb eine knifflige Angelegenheit: An heißen Tagen erweichen die Kerzen am Christbaum und werden krumm!). Wenn es noch heißer wird, siedet das Paraffin schließlich. Das heißt, es wird gasförmig und vermischt sich mit der Luft. Und die enthält Sauerstoff – ein Gas, dessen Reaktionsfreudigkeit nicht nur unsere Körper beim Atmen nutzen, sondern auch für die allermeisten Feuer verantwortlich ist. Wird ein solches Gemisch aus Paraffin-Gas und Luftsauerstoff nur heiß genug, dann brechen die Moleküle auseinander und bilden ein Plasma, aus dem neue Moleküle entstehen können.

Paraffin-Moleküle bestehen aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen, und zwar aus einer ganzen Menge davon. Die Kohlenstoffatome bilden Ketten von 18 bis 32 Atomen je Molekül (Verschiedene Moleküle? Verschiedene Stoffe! Richtig: Streng genommen ist Paraffin ein Stoffgemisch! Dessen Einzelstoffe sind sich aber so ähnlich, dass wir Paraffin weiterhin wie einen Reinstoff behandeln können.). Die Wasserstoffatome sind an die Kettenglieder gebunden – je zwei pro Kohlenstoffatom und je ein zusätzliches am Anfang und am Ende jeder Kette.

Sauerstoff besteht dagegen aus viel kleineren Molekülen. Jedes davon ist aus nur je zwei Sauerstoffatomen aufgebaut. Nicht zuletzt deshalb ist Sauerstoff bereits bei Raumtemperatur ein Gas: Diese kleinen Moleküle haben viel weniger Oberfläche, die an anderen Molekülen kleben bleiben kann, als die großen Paraffin-Moleküle (Abb. 1.3).

Denken wir uns Paraffin- und Sauerstoffmoleküle nun als Bauwerke, die in einer Flamme in ihre Bestandteile zerlegt werden. Die (für Chemiker) kleinstmöglichen Einzelteile dieser beiden Stoffe sind somit Kohlenstoff-,

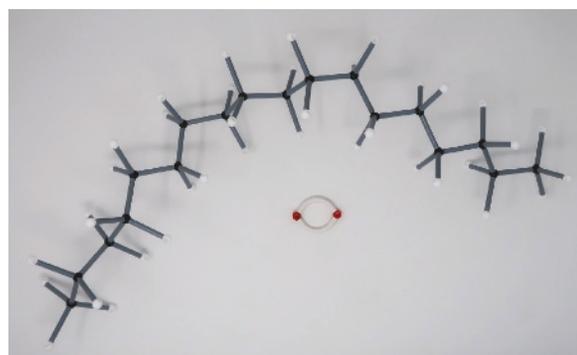
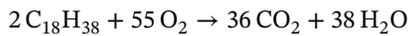


Abb. 1.3 Modelle von Paraffin und Sauerstoff. Modelle eines Paraffin-Moleküls mit 18 Kohlenstoffatomen (lange Kette) und eines Sauerstoff-Moleküls (klein, rote Atome).

Wasserstoff- und Sauerstoffatome, die zu neuen Molekülen zusammenfinden können. Dabei bevorzugt die Natur möglichst kleinteilige, unkomplizierte Zusammenstellungen – denn solche zu schaffen macht am wenigsten Arbeit (die von Naturwissenschaftlern auch Energie genannt wird). So entstehen aus Kohlenwasserstoffen wie Paraffin und Sauerstoff in einer Flamme im besten Fall Kohlenstoffdioxid- und Wassermoleküle. Und zwar genau so viele, dass alle Atome der Ausgangsstoffe dabei verbraucht werden. Diese beiden neuen Molekülsorten bestehen aus je drei Atomen: Einmal Kohlenstoff und zweimal Sauerstoff für Kohlenstoffdioxid (CO₂) und einmal Sauerstoff und zweimal Wasserstoff für Wasser (H₂O). Chemiker beschreiben diesen Vorgang in der Flamme mit einer Reaktionsgleichung:



Die Faktoren vor den Molekülformeln geben die Anzahl eingesetzter oder erhaltener Moleküle der betreffenden Sorte an. Um die Gesamtanzahl der von einer Molekülsorte beigesteuerten Atome zu berechnen, multipliziert den Vorfaktor des Moleküls mit dem Index der Atomsorte, die euch interessiert (kein Index bedeutet 1). Die Wassermoleküle in der Gleichung oben bestehen also aus $2 \times 38 = 76$ Wasserstoff- und 1×38 Sauerstoffatomen. Zählt nun einmal alle Atome auf jeder Seite des Reaktionspfeils. Wenn ihr richtigliegt, kommt ihr für die linke *und* die rechte Seite auf jeweils 36 Kohlenstoff-, 76 Wasserstoff- und 110 Sauerstoffatome. Während der chemischen Reaktion gehen also weder Atome verloren, noch kommen aus dem Nichts welche dazu. Das ist ein grundlegendes Naturgesetz, das für alle chemischen Reaktionen gilt!

Aber warum gibt es in dieser Gleichung so viele Atome? Wer schon einmal Reaktionsgleichungen gesehen hat, weiß vielleicht, dass darin meist viel kleinere Zahlen vorkommen. Chemiker schlagen sich nämlich nicht gern mit unnötig großem Ballast herum. Noch viel weniger mögen sie allerdings Bruchteile von Molekülen (zumindest in ihren Gleichungen). Um eines der ohnehin schon großen Paraffin-Moleküle vollständig umzubauen, braucht es 27 und ein halbes Sauerstoffmolekül. Daraus entstehen 18 Kohlenstoffdioxid- und 19 Wassermoleküle. Das halbe Sauerstoffmolekül geht den Chemikern aber gegen den Strich, sodass sie diese kleinstmögliche Anzahl aller Moleküle verdoppeln, um eine Reaktionsgleichung ohne Bruchteile zu bekommen.

1.2.2 Experimente: Die chemische Reaktion wird „sichtbar“

Woher wissen wir so genau, was bei der Verbrennung passiert? Atome und Moleküle können wir zwar nicht

sehen, dazu sind sie zu klein. Aber mit ein paar einfachen Tricks können wir zeigen, dass an einer Reaktion beteiligte Stoffe verbraucht werden und andere Stoffe, die vorher nicht da waren, entstehen. Die folgenden Beobachtungen und Experimente ermöglichen euch genau das.

Experiment 2: Paraffin und Sauerstoff werden verbraucht

Ihr braucht dazu

- Eine kleine Kerze oder ein Teelicht
- Streichhölzer oder Feuerzeug
- Ein Glasgefäß, das grösser als die Kerze ist und umgestülpt dicht auf der Tischplatte abschließt

So geht's Zündet die Kerze an und lasst sie über einen längeren Zeitraum brennen. Stülpt das Glasgefäß über die Kerze und wartet noch eine Weile.

Das könnt ihr beobachten Mit der Zeit wird die brennende Kerze kleiner. Nachdem ihr das Glasgefäß über die Kerze gestülpt habt, verlischt die Flamme innerhalb weniger Sekunden (Abb. 1.4).



Abb. 1.4 Kerze unter Glassturz.

Das Paraffin der Kerze schmilzt rund um den brennenden Docht und bildet einen kleinen See, aus dem es in unmittelbarer Nähe der Flamme verdampft. Bei manchen Kerzen läuft dieser See über und das Paraffin erstarrt noch einmal, während es am Kerzenschaft hinunterfließt. Schlussendlich wird aber jede brennende Kerze immer kleiner, und ihr werdet nirgendwo in ihrer Umgebung „Wachs“ finden, das wieder kondensiert wäre. Das Paraffin verschwindet also mit der Zeit. An Teelichtern könnt ihr gut beobachten, was passiert, wenn kein Paraffin mehr übrig ist: Die Flamme verlischt und zurückbleiben die leere Hülse und ein verkohlter Rest des Dochts.

Mit dem Sauerstoff verhält es sich genauso. Indem ihr ein Glas über die Kerze stülpt, begrenzt ihr die Menge Sauerstoff, die für die chemische Reaktion verfügbar ist. Sobald der Sauerstoff unter dem Glas verbraucht ist, kommt die Reaktion zum Erliegen: Die Flamme erlischt. Für eine Verbrennung braucht es also zweierteil Treibstoff (einen Brennstoff wie Paraffin und Sauerstoff). Wenn nur eine Treibstoffsorte ausgeht, fehlt notwendiges Baumaterial für neue Moleküle, sodass die chemische Reaktion nicht weiterlaufen kann.

Experiment 3: Ein neuer Stoff entsteht: Ruß erzeugen

Ihr braucht dazu

- Ein kleines Gefäß oder anderes Teil aus Glas oder Porzellan/Keramik
- Eine Wäscheklammer aus Holz
- Eine Kerze oder ein Teelicht
- Feuerzeug oder Streichhölzer

Vorsicht mit Plastikteilen! Die meisten Kunststoffe gehen schon bei wenig mehr als 100 °C kaputt. Holz entzündet sich dagegen erst bei vielen hundert Grad. Haltet euer Glas- oder Keramikteil – das sehr heiß werden kann – deshalb mit einer Holzklammer fest! Achtet zudem darauf, dass kein Gehäuse oder Ähnliches aus Kunststoff daran ist.

So geht's Klemmt euer Glas- oder Porzellanteil so in die Holzklammer, dass ihr es gut damit festhalten könnt. Zündet die Kerze an und haltet das Glas oder Porzellan etwa einen Zentimeter über die Flamme (nicht direkt hinein!).



Abb. 1.5 Ruß erzeugen.

Das könnt ihr beobachten Auf der anfangs kühlen Glas- oder Porzellanoberfläche bildet sich eine mattschwarze Schicht (Abb. 1.5).

Die Produkte der beschriebenen Reaktion, also die entstehenden neuen Stoffe, sind beide farblos und gasförmig. Während Wasserdampf außerhalb der Flamme leicht kondensiert, bleibt Kohlenstoffdioxid überdies auch bei Raumtemperatur ein Gas. So lässt sich besonders Letzteres nur mit etwas Aufwand sichtbar machen. Viel leichter könnt ihr dagegen den Ruß beobachten, der in der Kerzenflamme als Nebenprodukt entsteht. Er sammelt sich als schwarze Schicht auf eurem Keramikgefäß. Reines Paraffin ist farblos (das heißt in festem Zustand weiß), und die wenigsten Kerzen sind schwarz gefärbt. Aus dem weißen Paraffin (und allfälligen bunten Farbstoffen) und ebenso farblosem Sauerstoff¹⁾ entsteht folglich ein neuer Stoff mit neuer Farbe!

1.3 Was die Reaktion am Laufen hält

Etwas Erstaunliches haben wir bislang einfach hingegenommen: Flammen sind heiß. Und offensichtlich ist Hitze – also viel Wärme – notwendig, um eine Verbrennung zu starten. Sonst müssten wir eine Kerze nicht erst anzünden, damit sie brennt. Aber warum ist das so?

1.3.1 Warum sind Flammen heiß? – Was ist eigentlich Wärme?

Wenn ein Stoff warm ist, bedeutet das, seine Bestandteile – Atome, Moleküle – sind in Bewegung. In einem festen Stoff hampeln diese Teilchen auf ihren geordneten Plätzen herum wie unruhige Schüler in ihren Schulbänken. In einem flüssigen Stoff geht es dagegen zu wie in einer dichten Menschenmenge: Man schiebt und drängt sich unentwegt aneinander vorbei. Ein Gas oder Plasma entspricht einem belebten Schulhof während der großen Pause: Die Teilchen darin können sich frei bewegen und flitzen wild durcheinander. Dabei rempeln sie schonungslos, was ihnen in die Quere kommt: einander oder die Oberfläche eines benachbarten festen Stoffs. Und für alle dieser Aggregatzustände, fest, flüssig, gasförmig/Plasma, gilt: Je wärmer ein Stoff ist, desto schneller hampeln und wuseln seine Teilchen umher. Das bedeutet auch: Je wärmer ein (gasförmiger) Stoff ist, desto heftiger fallen die Rempelen zwischen seinen Teilchen

1) Tatsächlich ist reiner Sauerstoff nicht farblos: Im flüssigen Zustand erscheint er blassblau! Als gasförmiger Bestandteil der Luft hat er jedoch keine Farbe, die wir sehen können.

aus. Wie bei allzu wild tobenden Kindern bleibt auch dabei nicht aus, dass es zu Verletzten kommt: Sobald die Zusammenstöße heftig genug sind, werden Moleküle und andere Strukturen dabei in Stücke geschlagen.

Aber nicht nur ganze Moleküle zappeln und wuseln herum, sondern auch die Atome, aus denen diese Moleküle bestehen. Jedes Molekül ist also stets in sich in Bewegung.²⁾ Wenn so ein Zappelphilipp dabei über die Stränge schlägt – weil ihm zu viel Wärme innewohnt – kann es ihn schlichtweg zerreißen. Das Molekül zerfällt dann spontan, d. h. ohne direkte Remperei von außen.

1.3.2 Wie heiß muss Paraffin werden, damit es brennt?

Um eine Flamme zu entzünden, also ein Plasma zu erzeugen und damit eine chemische Reaktion zu starten, brauchen wir also nicht zwingend ein anderes Plasma, sondern einfach nur Wärme. Und jeder, der schon einmal die Hand in die Nähe einer Kerzenflamme gebracht hat, weiß: Die gibt es schon in der Umgebung der Flamme reichlich, vor allem direkt darüber. Folgende Experimente zeigen das sehr deutlich:

Experiment 4: Nicht die Flamme berühren!

Ihr braucht dazu

- Zwei Kerzen
- Streichhölzer oder Feuerzeug
- Einen hölzernen Schaschlikspieß oder Holzspan
- Empfehlung: Ein großes Gefäß mit Wasser zum Eintauchen des Holzes

So geht's Zündet eine Kerze mit einem Streichholz oder Feuerzeug an. Haltet die zweite Kerze seitlich in die Nähe der Flamme – berührt das Feuer aber nicht! – und wartet einige Sekunden. Haltet anschließend das Holzstück einige Millimeter über die Flamme und wartet wieder einige Sekunden.

Das könnt ihr beobachten Das Wachs (genauer: Paraffin) am Docht der zweiten Kerze schmilzt in der Nähe der Flamme der ersten. Dann entzündet sich der Docht schließlich „wie von selbst“. Auch das Holz über der Flamme beginnt nach einigen Sekunden „wie von selbst“ zu brennen (Abb. 1.6)!



Abb. 1.6 Holzstab über Kerzenflamme.

Seitlich der Kerzenflamme ist es so warm, dass das „Wachs“ der zweiten Kerze nicht nur schmilzt, sondern auch verdampft. Zweiteres sieht man bloß kaum, weil das dickflüssige Paraffin nicht wie kochendes Wasser Blasen wirft. Das Paraffin-Gas, das sich mit Sauerstoff mischt, wird schließlich sogar so warm, dass seine Moleküle zerbrechen: Um den zweiten Docht entsteht ein leuchtendes Plasma: Die Kerze beginnt zu brennen. Ebenso ergeht es dem Holzspieß: Hier bekommen die Bestandteile des Holzes genug Wärme ab, um zerlegt zu werden und in einer leuchtenden Flamme mit Sauerstoff zu reagieren.

Das zu wissen ist wichtig, wenn ihr Brände in eurem Zuhause vermeiden wollt. Zum Beispiel an Weihnachten oder wenn ihr einen Geburtstagskuchen mit Kerzen schmückt. Tannennadeln über den Christbaumkerzen oder Regalbrettern und Dekoration über der Geburtstagstorte kann es nämlich genauso ergehen wie dem Holzspieß: Sind sie dem Feuer und seiner Wärme zu nah, gehen sie früher oder später in Flammen auf. Platziert eure Kerzen also immer so, dass keine Zweige oder andere Dekoration direkt darüber sind!

Macht Experiment 4 deshalb niemals mit der bloßen Hand! Eure Haut, die übrigens aus aufwendigen Molekül-Konstrukten aus hauptsächlich Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff (sowie etwas Stickstoff, Phosphor und Schwefel) besteht, brennt nämlich noch viel leichter als Paraffin oder Holz. Und das tut schon höllisch weh und führt zu fiesen Verletzungen, noch lange bevor dabei Flammen entstehen!

Wenn ihr allerdings eine Kerze oder einen Holzspieß einfach an die Luft stellt, fängt keines von beiden ohne Zutun zu brennen an. Nicht einmal Paraffin-Gas mit Luft gemischt würde das einfach so tun. Wie auch – schließlich haben wir schon gesehen, dass Wärme nötig ist, um die chemische Reaktion zwischen beiden zu starten. Wärme ist eine Erscheinungsform von Energie, jener inneren Wirkung, die die Welt in Bewegung hält.

2) Absolute Ruhe herrscht nur am sogenannten absoluten Nullpunkt, bei $-273,15\text{ °C}$ (0 K), der damit tiefstmöglichen Temperatur im Universum.

Energie kann viele Gesichter haben. Wärme und Licht sind nur zwei davon. Die Gestalt von Strukturen aus Atomen ist ein drittes: Je mehr Aufwand getrieben wird, um Atome zu raffinierten, großen Gebilden zusammenzusetzen, desto mehr Energie steckt anschließend darin. Um sie da wieder hinauszubekommen, indem man die Atom-Gebilde zerstört, braucht es oft noch mehr Energie. Wäre dem nicht so, würden die Moleküle aller Stoffe in sich zusammenfallen wie Kartenhäuser. Um einen Brand zu verhindern, kann es also schon genügen, Energie (zum Beispiel in Form von Wärme) von einem Brennstoff fernzuhalten.

1.3.3 Ein Metallsieb als Feuersperre

Wärme kann leicht von einem Stoff zum nächsten weitergegeben werden: Zappelnde Teilchen schubsen ihre Nachbarn an, die somit ebenfalls in Bewegung geraten. Und die Bewegung von Teilchen ist nichts anderes als Wärme. Eine solche Übertragung von Wärme nimmt, wie bei natürlichen Prozessen dieser Art üblich, bevorzugt den leichtesten Weg. Der führt stets durch den Stoff, dessen Teilchen sich am leichtesten gegenseitig anschubsen können. Solche Stoffe, die wir ‚gute Wärmeleiter‘ nennen, fühlen sich oft kalt an. Schließlich geht die Wärme unserer Hände leicht auf sie über, sodass unser Temperatursinn den Wärmeverlust als alarmiertes „Hier ist es kalt!“ meldet. Kommt euch das bekannt vor? Wenn ihr schon einmal draußen bei frischen Temperaturen ein Metallgeländer angefasst habt, bestimmt. Die gute Wärmeleitfähigkeit von Metallen könnt ihr euch bei folgendem Experiment zunutze machen.

Experiment 5: Ein Metallsieb als Feuersperre

Ihr braucht dazu

- Eine Kerze
- Streichhölzer oder Feuerzeug
- Ein Küchen- oder Teesieb aus Metall (normalerweise Edelstahl)
- Ein Stück Papier (z. B. einen Notizzettel)
- Feuerfeste Unterlage

So geht's Zündet die Kerze an. Haltet das Sieb am äußeren Ende des Griffs und bringt das Netz mit der Wölbung nach unten in die Flamme. Entfernt das Sieb wieder von der Kerze und lasst es abkühlen. Legt den zusammengefalteten Zettel in das Sieb und wiederholt das Experiment. Wird das Papier brennen? Achtung! Legt das Sieb auf der feuerfesten Unterlage zur Seite, bevor es zu heiß wird und euch die Finger verbrennt!

Das könnt ihr beobachten Wenn ihr das Sieb in die Kerzenflamme bringt, verschwindet der Teil der leuchtenden Flamme, der oberhalb der metallenen Maschen sein müsste (Abb. 1.7). Mit der Zeit heizt sich das ganze Sieb bis in den Griff auf: Legt es weg, bevor es zu heiß wird! Mit dem Papier im Sieb wird das Ganze noch eindrücklicher: Anstatt sich wie erwartet sofort zu entzünden, brennt das Papier nicht oder sehr viel später als ohne Sieb!



Abb. 1.7 Sieb als Feuersperre. Das Papier im Metallsieb brennt nicht!

Metalle bestehen aus dicht gepackten Atomen. Wenn die von den rasenden Teilchen in der Kerzenflamme in Schwingung versetzt werden, schubsen sie entsprechend leicht ihre Nachbarn entlang des Metalls an. Die Bewegung geht dabei von einem Metallatom auf das nächste über, das heißt, das geschubste Atom gerät in Bewegung, während das schubsende Atom anschließend ruhiger ist. Die Wärme, die innerhalb des Metalls weitergegeben wird, kann somit nicht mehr bei den Gaspartikeln dahinter ankommen (Abb. 1.8).

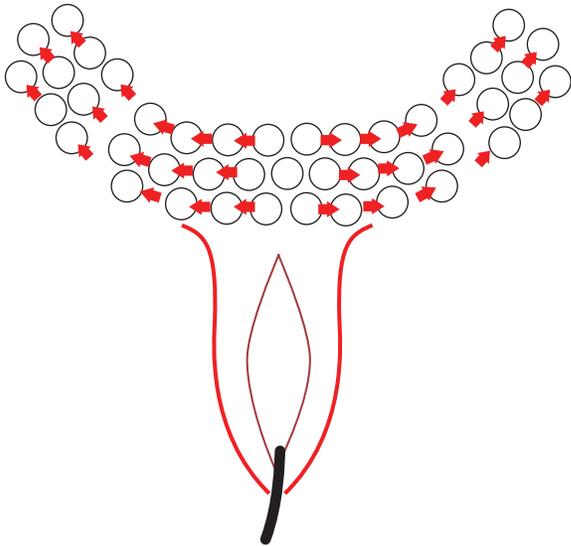


Abb. 1.8 Ein Wärmeleiter als Feuersperre. Wie bei einem Newton'schen Pendel geben die Metallteilchen im Sieb die Wärme aus der Flamme an ihre Nachbarn weiter, ohne ihren Platz im Feststoff wirklich zu verlassen. Statt direkt nach oben fließt die Energie so zu den Seiten ab.

Somit gibt es oberhalb des Siebs zwar gasförmiges Paraffin und Sauerstoff, aber nicht mehr genug Wärme, um daraus ein Plasma zu machen: Wir sehen keine Flamme mehr. Ebenso wenig reicht die verbleibende Wärme, um das Papier in Brand zu setzen. Erst wenn das Metall so viel Wärme aufgenommen hat, dass sie sich ausreichend staut (und sich das Sieb entsprechend aufheizt), kann es genug Wärme an das Papier und die Gase auf der oberen Seite abgeben, um ein weiteres Feuer zu entfachen.