

IN DIESEM KAPITEL

Woraus Materie besteht

Der Unterschied zwischen Reinstoffen und Gemischen

Die Aggregatzustände: fest, flüssig und gasförmig

Atome, Moleküle und Polymere

Die Wechselwirkungen zwischen Molekülen

Kapitel 1

Materie – woraus wir bestehen und was uns umgibt

In diesem Kapitel lernen Sie, dass Materie aus Stoffen oder Stoffgemischen besteht, die in unterschiedlichen Aggregatzuständen (fest, flüssig, gasförmig) vorkommen können. Der Aggregatzustand einer Substanz hängt von den externen Faktoren Druck und Temperatur ab. Diese Faktoren ermöglichen alltägliche Phänomene wie den Föhnwind an den Alpen oder das Schlittschuhlaufen. Reinstoffe werden Sie als Moleküle oder (Gas-)Atome kennenlernen, die sich durch physikalisch-chemische Trennmethode wie Destillation, Kristallisation oder Sublimation nicht weiter zerlegen lassen. Intermolekulare und -atomare Wechselwirkungen halten die kleinsten Bestandteile der Materie, die Moleküle und Atome, zusammen und bestimmen so die unterschiedlichsten Eigenschaften der Stoffe – vom harten Diamanten bis hin zum weichen Autoreifen.

Materie – Atome und Moleküle füllen den Raum

Als Materie wird all das bezeichnet, was Masse besitzt und Raum beansprucht. Dabei unterscheidet man *Reinstoffe* wie zum Beispiel destilliertes (also reines) Wasser und *Gemische* wie etwa das Meerwasser, das neben Wasser auch Salze und andere Stoffe enthält. Im Gegensatz zu den Reinstoffen lassen sich Gemische durch physikalisch-chemische Trennverfahren wie Destillation, (Um)Kristallisation oder Sublimation in ihre einzelnen Bestandteile zerlegen.



- ✓ **Destillation:** Durch eine Destillation können flüssige Gemische getrennt werden, deren Bestandteile unterschiedliche Siedepunkte aufweisen wie zum Beispiel Wasser (100 °C) und Ethanol (78 °C). Erhitzt man ein Ethanol-/Wassergemisch, verdampft zunächst hauptsächlich Ethanol, das schon bei 78 °C siedet. Wird dieser Dampf abgekühlt, erhält man eine Flüssigkeit, die deutlich mehr Ethanol enthält als das Ausgangsgemisch. Dieser Destillations-schritt kann auch mehrfach wiederholt werden. So wird zum Beispiel Rum oder Schnaps »gebrannt«. Den hierfür nötigen Aufbau zeigt Abbildung 1.1.

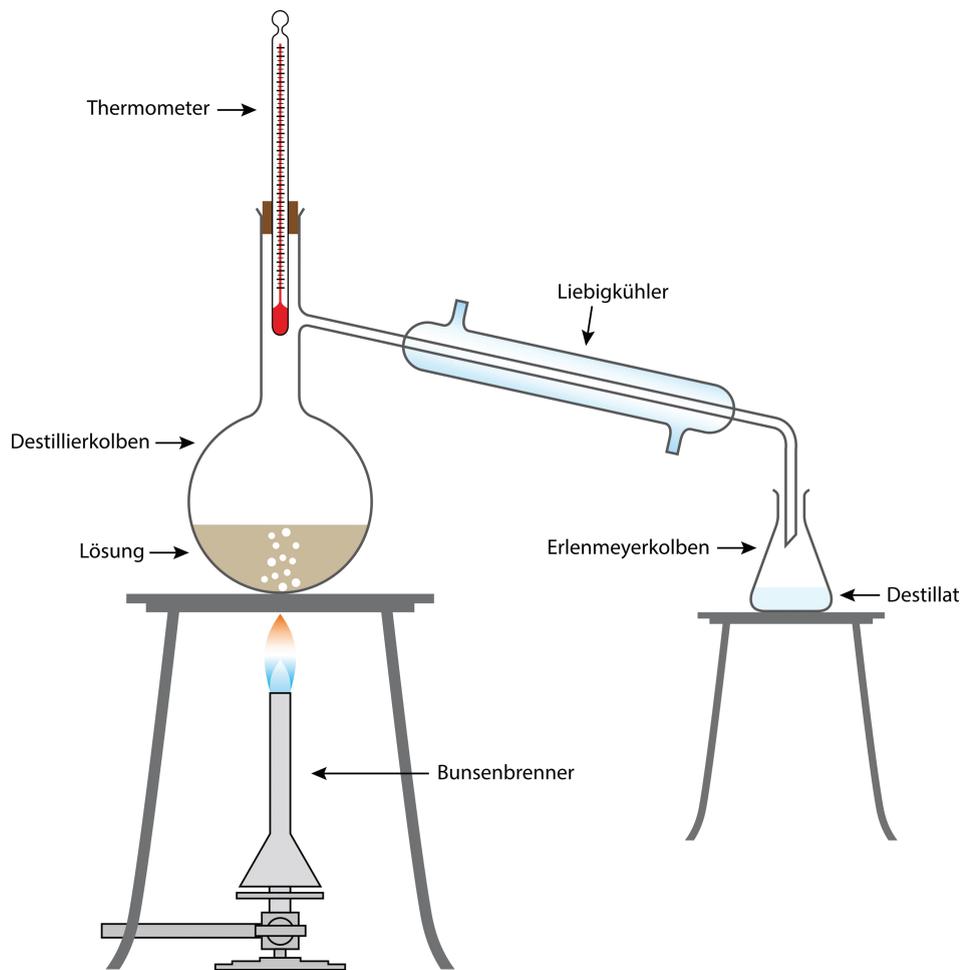


Abbildung 1.1: Aufbau einer Destillationsapparatur

- ✓ **Umkristallisation:** Feststoffe, die in Gemengen vorliegen, können durch Umkristallisation getrennt werden, so zum Beispiel Rohr- oder Rübenzucker, der bei der Herstellung zunächst noch mit allerlei Pflanzenbestandteilen verunreinigt ist. In heißem Wasser löst sich der Zucker auf, andere

Verunreinigungen aber nicht. Durch Filtration wird die wässrige Zuckerlösung von den Verunreinigungen getrennt. Kühlt man nun die wässrige Lösung wieder ab, kristallisiert der gereinigte Zucker aus.

- ✓ **Sublimation:** Auch Feststoffe können direkt in die Gasphase übertreten, ohne zuvor flüssig zu werden. So »verschwindet« (sublimiert) frischer Schnee in hohen Lagen aufgrund des geringen Drucks relativ rasch und wird zu Wasserdampf. Die Sublimation wird als Gefrierdrying bei Lebensmitteln eingesetzt, um diesen bei niedrigem Druck und niedriger Temperatur sehr schonend Wasser zu entziehen.

Die so erhaltenen Reinstoffe können in *Elemente*, wie beispielsweise Sauerstoff, Eisen oder Calcium, und in *Verbindungen*, die aus Atomen unterschiedlicher Elemente aufgebaut sind, wie zum Beispiel Wasser (H₂O), Kohlendioxid (CO₂) oder Ammoniak (NH₃), unterteilt werden (siehe Abbildung 1.2).

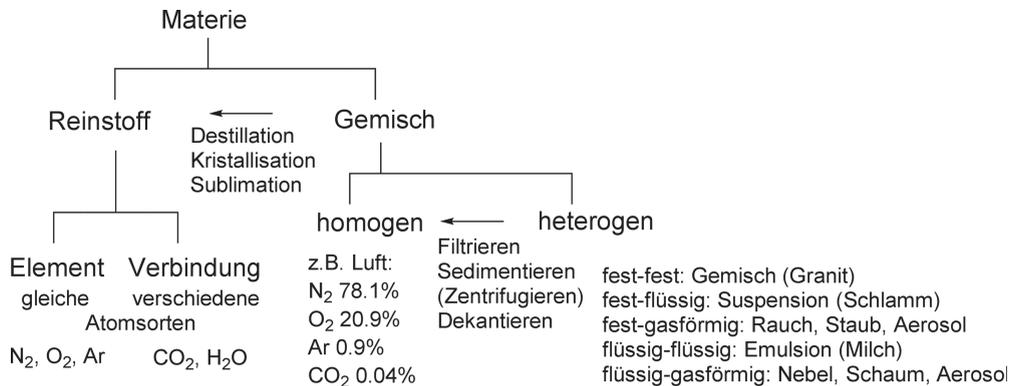


Abbildung 1.2: Heterogene Gemische lassen sich physikalisch in homogene Gemische trennen, die weiter in Reinstoffe bestehend aus Molekülen oder Atomen zerlegt werden können.

Heterogene Gemische setzen sich aus mechanisch trennbaren Komponenten zusammen – so kann beispielsweise mit Staub verunreinigte Luft durch Filter gereinigt werden. Bei *homogenen* Gemischen hingegen, zum Beispiel Autoabgase mit Kohlenmonoxid funktioniert diese mechanische Trennung nicht.

- ✓ **Gemisch:** Zwei oder mehr feste Komponenten sind miteinander vermischt, zum Beispiel Quarz, Glimmer und Feldspat, die (geschmolzen, dann erkaltet) Granit ergeben (Abbildung 1.3).
- ✓ **Suspension:** Eine feste und eine flüssige Komponente wie Sand in Wasser (Schlamm) ergeben eine Suspension.
- ✓ **Aerosol:** In einem Gas (meist Luft) sind feste (Staub) oder flüssige (Nebel) Bestandteile enthalten.
- ✓ **Emulsion:** Flüssige, sehr kleine Fetttropfchen in Wasser bilden eine Emulsion wie beispielsweise Milch.



© vvoe – stock.adobe.com

Abbildung 1.3: Granit

Anders als bei einer Lösung (etwa Salz in Meerwasser), trennt in einer Suspension die Gravitation feste von flüssigen Bestandteilen. Hier ist der Feststoff nicht gelöst, sondern in der Flüssigkeit fein verteilt. Dieses physikalische Prinzip macht man sich beim Sedimentieren (absetzen lassen) zu nutze. Auch das Blut in Ihren Adern ist eine Suspension, in der die festen Bestandteile (Blutzellen) von den flüssigen Bestandteilen (Blutplasma) durch die Schwerkraft getrennt werden können. Würde man ein Reagenzglas mit Blut eine Weile stehen lassen, würden die festen Bestandteile mit der Zeit nach unten sinken, also sedimentieren. (Sie müssten allerdings einen Hemmstoff hinzugeben, damit das Blut nicht gerinnt.) Zur Beschleunigung dieses Vorgangs wird die Suspension in der Laborpraxis in einer sehr schnell rotierenden Zentrifuge behandelt. Die Fliehkraft übernimmt in diesem Fall die Rolle der Gravitation (siehe Abbildung 1.4).

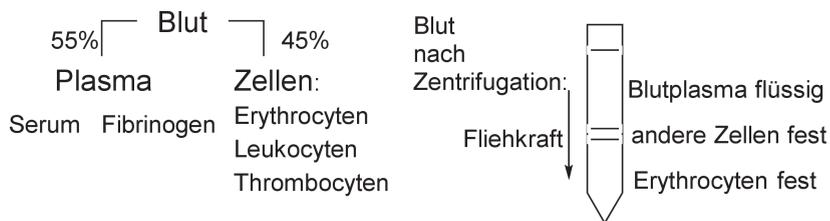


Abbildung 1.4: Flüssige und feste Bestandteile des Bluts können durch Zentrifugation getrennt werden.

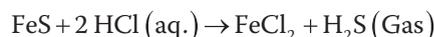


Eisenpulver (Fe) und Schwefelpulver (S) können zu einem Gemisch vermengt werden. Starten Sie aber durch Erhitzen eine Reaktion, wandelt sich dieses Gemisch in die neue chemische Verbindung Eisensulfid um (Formel FeS). Diese *chemische Verbindung* zeigt ganz andere Eigenschaften als das *physikalische Gemenge* aus Eisen und Schwefel.

Die Unterscheidung zwischen »physikalischem Gemisch« und »chemischer Verbindung« ist bei der Reaktion von magnetischem Eisenpulver (Elementsymbol »Fe«, lateinisch: *ferrum*) mit elementarem Schwefel (Elementsymbol »S«, lateinisch: *sulfur*) zu nicht-magnetischem Eisensulfid (chemische Formel: FeS) besonders anschaulich:



Im Gegensatz zum Eisen-Schwefel-Gemenge, aus dem Eisen mit einem Magneten entfernt werden kann, ist nach der Reaktion die neue chemische Verbindung Eisensulfid FeS entstanden, die völlig andere Eigenschaften als das Gemenge aus Eisenpulver und Schwefel aufweist. Anders als Eisen oder Schwefel reagiert das nicht-magnetische FeS mit Salzsäure unter Freisetzung des nach faulen Eiern stinkenden, giftigen Schwefelwasserstoffs (H_2S):



Materie setzt sich aus winzigen Bausteinen zusammen, den *Atomen*. Wenn sich mehrere Atome miteinander verbinden, entstehen *Moleküle*. Die Atome wiederum (vom griechischen »atomos« = unteilbar) werden von den drei Elementarteilchen Elektron (e^-), Proton (p^+) und Neutron (n) gebildet. In den nächsten beiden Kapiteln erfahren Sie noch mehr über Atome und die chemischen Bindungen, durch die aus Atomen Moleküle entstehen.

Fest, flüssig, gasförmig – die Aggregatzustände

Der Aggregatzustand gibt die Erscheinungsform von Materie als Gas, Flüssigkeit oder Feststoff an. Zwischen den Teilchen, aus denen Materie besteht, können anziehende Wechselwirkungen auftreten. Beim Übergang von einem festen über einen flüssigen in einen gasförmigen Aggregatzustand nehmen die Wechselwirkungen zwischen den Teilchen ab. Um beispielsweise einen festen Stoff zu verflüssigen, muss Energie aufgebracht werden, etwa durch Erhitzen. Thermische Energie bedeutet, dass die Teilchen sich schneller bewegen bzw. schneller schwingen. Je schneller sie sich bewegen, umso geringer ist ihre Neigung, aneinander zu haften. So kommt es mit steigender Temperatur zur Änderung des Aggregatzustands von »fest« (starke Haftung) über »flüssig« (schwächere Haftung) in »gasförmig« (kaum noch Haftung). Das Ausmaß der Unordnung (später werden Sie hierfür den Begriff Entropie kennenlernen) nimmt in der gleichen Richtung zu (siehe Abbildung 1.5).

Dazu noch einige Beispiele für Übergänge zwischen Aggregatzuständen aus dem Alltag:

- ✓ Die *Verdunstungskälte* ist für die Aufrechterhaltung einer konstanten Körpertemperatur sehr wichtig. Durch Schwitzen kühlt der Körper ab, da ihm für den Übergang von flüssigem zu gasförmigem Wasser (Schweiß auf der Haut) Wärmeenergie entzogen wird, um die zwischenmolekularen Kräfte der Wassermoleküle in der Flüssigkeit zu lösen.
- ✓ Ebenso führen verdampfende Löschmittel wie in Wasser- oder Kohlendioxid-Löschgeräten zur Abkühlung und löschen so Brände.

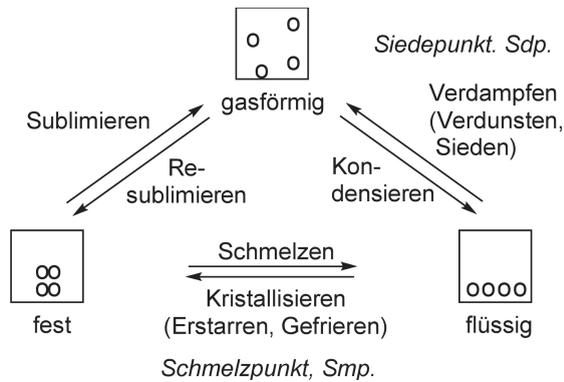


Abbildung 1.5: Übergänge zwischen den drei Aggregatzuständen. Der Ordnungsgrad der Teilchen und ihre Tendenz zur Anhaftung nimmt von fest über flüssig zu gasförmig ab.

- ✓ Beim Föhnwind bewirkt umgekehrt die Kondensationswärme eine Temperaturerhöhung: Weht feuchte Luft (vom Meer) über einen Berg, kühlt sie durch den Aufstieg ab. Da in kalter Luft weniger Wasser gasförmig gespeichert sein kann als in warmer, kondensiert flüssiges Wasser als Regen aus, es bilden sich Wolken (Abbildung 1.6). Bei dieser Kondensation gehen die Wassermoleküle zwischenmolekulare Bindungen ein. Die dabei frei werdende Energie wird als Kondensationswärme an die Luft abgegeben. Somit ist die Luft an der Spitze des Berges durch die freigesetzte Kondensationswärme nur relativ leicht abgekühlt. Strömt die trockene Luft nun den Berg auf der anderen Seite hinunter, erwärmt sie sich wieder und kommt beim Abstieg wärmer an als auf der gleichen Höhenlage beim Aufstieg. Wolken lösen sich in dieser trockenen Luft auf, es weht ein ungewöhnlich warmer Wind (Föhn).



Abbildung 1.6: Föhnwolken auf La Palma

Die Phasenübergänge von Wasser mit den dazugehörigen Schmelz- und Siedetemperaturen sind in Abbildung 1.7 dargestellt. Beim Schmelzen von Eis wird bei 0 °C so viel Wärmeenergie aufgenommen, bis die Haftung der Wassermoleküle im festen Eis so weit gelockert ist, dass sich flüssiges Wasser gebildet hat. Erst dann nimmt die Temperatur des flüssigen Wassers weiter zu. Entsprechend wird beim Verdampfen (Sieden) von Wasser bei 100 °C so

viel Wärmeenergie aufgenommen, bis die Haftung der flüssigen Wassermoleküle so weit gelockert ist, dass sich Wasserdampf gebildet hat. Erst dann nimmt die Temperatur des Wasserdampfs weiter zu.

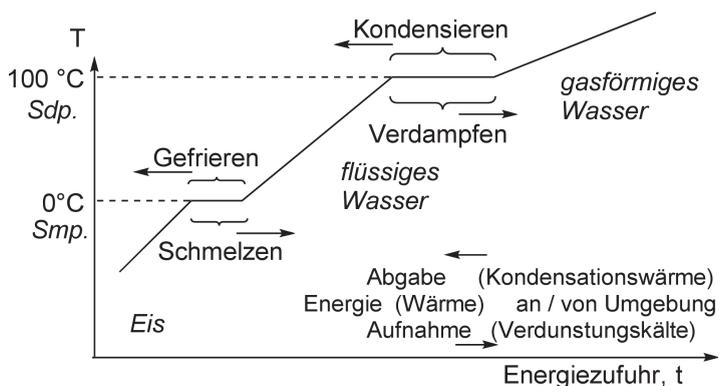


Abbildung 1.7: Aufnahme und Abgabe von Wärmeenergie bei den Phasenübergängen von Wasser.

Die Stärke der zwischenmolekularen Bindungen ist von Molekül zu Molekül verschieden und führt zu unterschiedlichen Schmelz- und Siedepunkten. In Tabelle 1.1 sind einige Schmelz- und Siedepunkte angegeben. Diese spezifischen Siedepunkte werden häufig zur Trennung oder Reinigung ausgenutzt. Beim Schnapsbrennen siedet beispielsweise Ethanol mit einem Siedepunkt von 78 °C früher als Wasser mit einem Siedepunkt von 100 °C. Bei der *Fraktionierung* (Destillation) von Luft wird Sauerstoff O₂ mit einem Siedepunkt von –183 °C vom tiefer siedenden Stickstoff N₂ (Siedepunkt –196 °C) getrennt.

Substanz	Schmelzpunkt (°C)	Siedepunkt (°C)
Wasser (H ₂ O)	0	100
Ammoniak (NH ₃)	–33	–78
Methan (CH ₄)	–183	–162
Schwefelwasserstoff (H ₂ S)	–86	–60
Ethanol (CH ₃ CH ₂ OH)	–115	78
Quecksilber (Hg)	–39	357
Gallium (Ga), ein Metall	30 – schmilzt in der Hand	2400
Eisen (Fe)	1535	3070
Sauerstoff (O ₂)	–219	–183
Stickstoff (N ₂)	–210	–196
Wasserstoff (H ₂)	–259	–253

Tabelle 1.1: Einige Schmelz- und Siedepunkte bei einem Druck von 1 bar

Phasendiagramme – Druck und Temperatur auf einen Blick

Phasendiagramme beschreiben die Druck- und Temperaturabhängigkeit der Phasenübergänge durch Schmelz-, Siede- und Sublimationskurven. Diese Kurven begrenzen und trennen die Aggregatzustände voneinander. Entlang der Linien verlaufen die Übergänge fest-flüssig (Schmelzkurve), flüssig-gasförmig (Siedekurve) und fest-gasförmig (Sublimationskurve, Abbildung 1.8). Diese drei Kurven laufen im sogenannten *Tripelpunkt* des Phasendiagramms zusammen. Ab dem *kritischen Punkt* kann nicht mehr zwischen flüssig und gasförmig unterschieden werden. Im Vergleich zu den meisten anderen Substanzen wie zum Beispiel CO_2 besitzt die Schmelzkurve von Wasser die Anomalie einer *negativen* Steigung (in Abbildung 1.8 gezeigt).

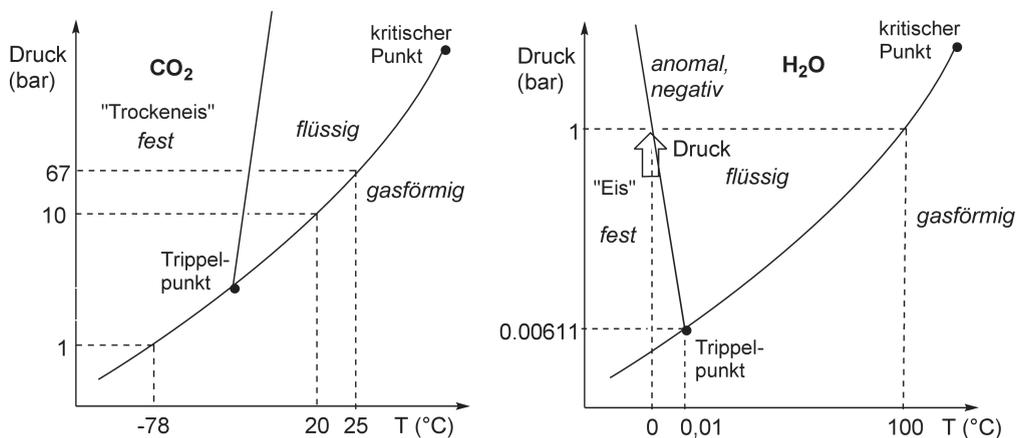


Abbildung 1.8: Im Gegensatz zu CO_2 zeigt H_2O im Phasendiagramm die Anomalie einer negativen Steigung der Schmelzkurve. Durch hohen Druck kann Eis also verflüssigt werden, was das Schlittschuhfahren auf gefrorenen Seen möglich macht. Auf festem CO_2 (Trockeneis) könnte hingegen kein Schlittschuhfahrer gleiten, da sich hier kein Flüssigkeitsfilm durch Druck bildet (die Skalierungen der Achsen sind idealisiert, nicht linear).

Die Anomalie von Wasser bedeutet in der Praxis, dass Eis durch sehr hohen Druck verflüssigt werden kann. Der Druck von Kufen auf Eis (Abbildung 1.9) führt zu einem dünnen Wasserfilm, auf dem ein Schlittschuhfahrer gleitet. Aber auch die Reibung der Kufen bringt das Eis zum Schmelzen. Ob nun der Druck oder die Reibung mehr zum rutschigen Flüssigkeitsfilm beitragen, wird kontrovers diskutiert. Die negative Steigung der Schmelzkurve bedeutet auch, dass sich Wasser beim Gefrieren ausdehnt. Ursache dafür sind wieder zwischenmolekulare Kräfte, die Wasserstoffbrückenbindungen, die im Eiskristall ein größeres Volumen erzeugen als im flüssigen Wasser. Auch das härteste Gestein kann durch in Ritzen eingesickertes Wasser bei Frost gesprengt werden; Erosion ist die Folge. Während reines Wasser bei Normaldruck (1 bar) bei 0°C gefriert, bildet sich bei Überdruck (>1 bar) Eis erst bei Temperaturen deutlich unter 0°C .



© Vrt Kovalcik – stock.adobe.com

Abbildung 1.9: Schlittschuhe auf Eis



Diese kompliziert klingende Beziehung zwischen Druck, Temperatur und Aggregatzustand kennen auch Biertrinker oft aus leidvoller Praxis. Im Gefrierfach enthält eine (aufgrund des Kohlendioxids) unter Druck stehende, geschlossene Bierflasche bei etwa -4 °C flüssiges Bier. Beim Öffnen entweicht das Kohlendioxid, die Flüssigkeit gefriert durch den Druckverlust und kann die Flasche spontan zum Platzen bringen.

Gase – unsere unsichtbaren Begleiter

In Gasen herrschen zwischen den Atomen (zum Beispiel Argon, chemisches Symbol Ar) oder zwischen den Molekülen (wie im Stickstoff N_2) keine oder nur sehr schwache anziehende Wechselwirkungen. Ein theoretisches Gas ohne solche anziehenden Wechselwirkungen bezeichnet man als *ideales Gas*. Ideale Gase werden durch das allgemeine Gasgesetz beschrieben:

$$pV = nRT$$

p:	Druck
V:	Volumen
n:	Stoffmenge in Mol
R:	allgemeine Gaskonstante
T:	absolute Temperatur in Kelvin ($0\text{ °C} = 273,15\text{ K}$)

Die allgemeine (oder universelle) Gaskonstante R ($R = 8,31446\text{ J mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$) ist das Produkt aus der Avogadro-Konstante N_A und der Boltzmann-Konstante k_B . Die Avogadro-Konstante N_A gibt an, wie viele Teilchen (Atome oder Moleküle) in einem Mol eines Stoffes enthalten sind:

$$N_A = 6,02214129 \times 10^{23}\text{ mol}^{-1}$$

Die Boltzmann-Konstante k_b ist eine Naturkonstante aus der statistischen Mechanik; ihr Wert beträgt $1,3806488 \times 10^{-23}$ J/K.

Die absolute Temperatur wird vom absoluten Nullpunkt ($-273,15$ °C = 0 K) aus gemessen. Die Skala der Temperatureinheit Kelvin (K) entspricht den Abständen der Celsius-Skala, sie beginnt aber bei 0 Kelvin, eben dem absoluten Nullpunkt der Temperatur.

Was können Sie mit dieser Formel anfangen? Das Gasgesetz besagt, dass ein ideales Gas mit der Stoffmenge 1 Mol (also ca. 6×10^{23} Teilchen – Atome oder Moleküle) bei einer Temperatur von 0 °C (273,15 Kelvin) und einem Druck von 1 bar immer ein Volumen von etwa 22,4 Litern einnimmt. Reale Gase, bei denen in der Tat anziehende Wechselwirkungen zwischen den Gasteilchen bestehen, nehmen molare Volumina nahe dieses idealen Volumens ein. Mit der einfachen Gleichung $pV = nRT$ können Sie daher das Volumen von Gasen bei gegebener Temperatur und gegebenem Druck berechnen.

Aufgrund der sehr ähnlichen molaren Volumina von etwa 22,4 Litern für verschiedene Gase lässt sich aus dem Gewicht der Gasmoleküle auch die Dichte (in g/L) eines Gases leicht abschätzen. Aus der Dichte ergibt sich dessen Auftrieb, insbesondere relativ zum Gasgemisch Luft. Trockene Luft besteht aus 78,09 Prozent Stickstoff (N_2), 20,95 Prozent Sauerstoff (O_2), 0,93 Prozent Argon (Ar) und 0,04 Prozent Kohlendioxid (CO_2). In Tabelle 1.2 sind die Gasdichten für einige wichtige Gase im Vergleich zur Dichte von Luft gezeigt.

Atom-Massen (g/mol)	Gas-Dichten	
Stickstoff N: 14	N_2 : 28 g/22,4 L	= 1,25
Sauerstoff O: 16	O_2 : 32 g/22,4 L	= 1,43
Argon Ar: 40	Ar: 40 g/22,4 L	= 1,79
	Luft (18 % N_2, 21 % O_2, 1 % Ar)	= 1,29
Kohlenstoff C: 12	CO_2 : 44 g/22,31 L	= 1,97

Tabelle 1.2: Aus der Dichte (Masse/Volumen) von Gasen ergibt sich deren Auftrieb relativ zu Luft

Aufgrund anziehender Wechselwirkungen besitzt Kohlendioxid (CO_2) ein geringeres molares Volumen (22,31 Liter) als Luft (22,4 Liter) und ist mit 44 g/22,31 L zudem auch deutlich dichter als diese (siehe Tabelle 1.2). Das Atemgift Kohlendioxid kann sich deshalb in Form von Kohlendioxid-Seen in Senken sammeln – eine gefährliche Angelegenheit für Menschen und Tiere, die dieses Gas nicht riechen können. Frische, trockene Luft enthält in etwa 0,04 Volumenprozent Kohlendioxid, Ausatemluft schon vier Prozent, und ab etwa acht Prozent Kohlendioxid ist das Gasgemisch tödlich giftig.



Menschen und insbesondere kleinere Lebewesen wie Hunde können schnell einem Erstickungstod zum Opfer fallen, wenn sie mit Kohlendioxid-Seen, zum Beispiel in gärenden Getreidesilos oder aus der alkoholischen Gärung im schlecht belüfteten Weinkeller, in Kontakt kommen. Früher wurden in Bergwerken oder Weinkellern daher oft Kanarienvögel gehalten, um eine drohende Vergiftung frühzeitig durch das Ausbleiben des Gesangs anzuzeigen. Dagegen können weniger dichte Gase als Luft wie Wasserstoff, Helium oder auch heiße Luft – die eine geringere Dichte als kalte Luft besitzt – zum Ballonfahren genutzt werden (Abbildung 1.10).



Abbildung 1.10: Ein Heißluftballon steigt durch das Aufheizen der Luft in der Ballonhülle. Hierfür wird ein Gasbrenner genutzt.

Flüssigkeiten – anziehend flexibel

Flüssigkeiten bilden sich aus Teilchen, die sich durch deutliche Wechselwirkungen anziehen. Solche anziehenden Wechselwirkungen können Van-der-Waals-Kräfte, Dipol-Interaktionen oder Wasserstoffbrückenbindungen (kurz »H-Brücken«) sein.

Die sehr schwache *Van-der-Waals-Anziehung* kommt durch induzierte Dipole der Elektronenhüllen in Molekülen und Atomen zustande. Kurzzeitige Elektronenüber- oder -unterschüsse auf einer Molekülseite induzieren eine Ladungsverschiebung im Nachbarmolekül bzw. -atom. Da sich gegensätzliche Ladungen nach dem Coulomb-Gesetz anziehen, kommt es zu einer kurzen und schwachen Anziehung. Wenn die Moleküloberflächen groß genug sind wie etwa in langkettigen Alkanen, können selbst die relativ schwachen Van-der-Waals-Kräfte dazu führen, dass eine Substanz nicht mehr gasförmig, sondern flüssig ist.

Atome, deren Bestreben, Elektronen an sich zu ziehen, sehr unterschiedlich ist (Sie werden diese Eigenschaft später als »Elektronegativität« kennenlernen), können permanente elektrostatische Dipole in Molekülen erzeugen. Diese Ladungsunterschiede innerhalb eines Moleküls führen auch zwischen den Molekülen zu einer permanenten, relativ starken *elektrostatischen Anziehung*, die auf den gegensätzlichen Ladungen bestimmter Molekülbereiche beruht. Aceton (es wird beispielsweise in Nagellackentferner verwendet) ist daher flüssig.

Noch stärker können *Wasserstoffbrückenbindungen* sein. Sind an Stickstoff-, Sauerstoff- oder Fluoratomen Wasserstoffatome gebunden, so können diese H-Atome zu Atomen mit freien Elektronenpaaren (in den meisten Fällen sind dies auch wieder N-, O- und F-Atome) Wasserstoffbrückenbindungen (H-Brückenbindungen) ausbilden. Neben einer elektrostatischen spielt hierbei auch eine kovalente Komponente eine entscheidende Rolle, diese werden Sie bei der »kovalenten Bindung« noch genauer kennenlernen. Durch Wasserstoffbrückenbindungen sind Alkohole wie Methanol oder Ethanol Flüssigkeiten. H-Brücken sind auch der Grund, warum Wasser einen ungewöhnlich hohen Siedepunkt von 100 °C besitzt. Ähnliche Moleküle ohne starke H-Brücken sieden bei erheblich niedrigeren Temperaturen.

Auf diesen anziehenden Wechselwirkungen beruht auch die *Oberflächenspannung*, die zur Wölbung eines Wassertropfens führt. Diese Oberflächenspannung ist so groß, dass sie sogar kleine Insekten wie die Wasserläufer oder eine eiserne Büroklammer tragen kann (siehe Abbildung 1.11). Tenside in Seife oder Waschmitteln heben diese anziehenden Wechselwirkungen zwischen Wassermolekülen auf. In diesem Fall bricht die Oberflächenspannung zusammen – und Wasserläufer oder Büroklammer gehen unter.



© focus finder – stock.adobe.com

Abbildung 1.11: Der Wasserläufer kann sich dank der Oberflächenspannung auf dem Wasser halten.

Feststoffe – wir halten zusammen

Sehr starke, gerichtete Anziehungskräfte zwischen Teilchen herrschen in Feststoffen. So können alle Atome eines Festkörpers fest miteinander verknüpft sein, der ganze makroskopische Körper stellt dann quasi ein riesiges Molekül dar. Man spricht dabei von *kovalenten Bindungen*, über die Sie in Kapitel 3 mehr erfahren können. Ein Beispiel für ein derartiges Molekül ist der Diamant (ein Einkristall), der nur aus kovalent verbundenen Kohlenstoffatomen besteht. Auch in einem Autoreifen (einem Polymer) sind quasi alle Atome des Polymers kovalent miteinander verbunden, nur viel ungeordneter im Hinblick auf die Struktur. Obwohl beide Stoffe auf Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindungen basieren, ist ein Autoreifen im Gegensatz zum harten Diamanten weich und flexibel. Lange und flexible Molekülketten, ähnlich wie gekochte Spaghetti, sind im Autoreifen mit kovalenten Bindungen vernetzt, sie behalten aber ihre Flexibilität. Abgekühlte, gekochte Spaghetti verkleben zu einer elastischen Masse, ähnlich wie der Gummi eines Autoreifens.