

Freibad statt Radtour

Die meisten Elemente des Periodensystems sind für den Organismus wichtig oder sogar unersetzlich, beispielsweise Phosphor gebunden als Phosphat als Bestandteil der Knochen oder Iod als Baustein der Schilddrüsenhormone. Doch viele Elemente, die in niedriger Konzentration vom Körper benötigt werden, sind in größeren Mengen giftig. O_3 , Ozon, kann in hoher Konzentration die Atemwege schädigen. Die 16-jährige Sophie gehört zu den Menschen, die im Sommer ozonbedingte Atemwegsprobleme haben.

Brustschmerzen, Husten und Kurzatmigkeit

Sophie kann nicht mehr. Sie hat Schmerzen in der Brust und bekommt kaum noch Luft. Ständig muss sie husten. Die 16-Jährige flucht innerlich darüber, dass sie mit ihren beiden Brüdern diese Radtour macht. Bei dem tollen Wetter hätte sie auch prima im Freibad faulenzten können. Stattdessen tritt sie hier auf dem Feldweg in die Pedale. Bei der nächsten Rast bemerken ihre Brüder, dass es Sophie nicht gut geht. Obwohl sie nun im Gras liegt, ist sie kurzatmig. Wenn sie versucht, tiefer einzusatmen, tut ihr der ganze Brustkorb weh. Erst am Abend geht es Sophie besser.

Viel Sonnenschein, viel Ozon

Zwei Wochen später hilft Sophie ihren Großeltern bei der Gartenarbeit. Als sie wieder Atemprobleme bekommt, bringt ihre Oma sie zum Arzt. Dieser untersucht das Mädchen gründlich. Er kann nichts Auffälliges finden. Dennoch hat er eine Vermutung, woher Sophies Beschwerden kommen könnten: Möglicherweise ist sie besonders ozonempfindlich. Bei schönem Wetter ist die Ozonkonzentration besonders hoch: Die UV-Strahlung wandelt das hauptsächlich aus Autoabgasen stammende NO_2 (Stickstoffdioxid) in NO-Moleküle und Sauerstoffatome um. Letztere verbinden sich dann mit O_2 zu O_3 , dem Ozon. So kann die Ozonbelastung der Luft auf bis zu 80 ppb (ppb = parts per billion) ansteigen. Normalerweise liegt sie bei etwa 20 ppb. In der Nacht wird das Ozon wieder abgebaut.

Obstruktion durch Ozon

Manche Menschen sind gegenüber Ozon besonders empfindlich und reagieren mit Thoraxschmerzen, Kurzatmigkeit und Hustenreiz. Die Ursache der erhöhten Ozonempfindlichkeit ist nicht geklärt. Sicher ist jedoch, dass es beim Einatmen von Ozon zu einer Entzündung der Atemwege kommt. Dadurch steigt der Atemwegswiderstand, d. h., die Betroffenen haben – ähnlich wie beim Asthma – Probleme, die eingeatmete Luft wieder auszuatmen. Diese sog. Bronchialobstruktion kann auch in einer Lungenfunktionsprüfung ermittelt werden: Die Patient*innen müssen tief einatmen und dann die Luft so schnell wie möglich in ein Messgerät ausatmen. Je stärker die Obstruktion, desto weniger Luft kann in einer Sekunde ausgeatmet werden. Bei manchen Menschen ist diese sog. Einsekundenkapazität bei hohen Ozonwerten verringert. Lässt die Ozonbelastung jedoch nach, sind die Atemwege wieder voll funktionsfähig.

Welche Konsequenzen hat dies für Sophie? An Tagen mit hoher Ozonkonzentration sollte sie körperliche Anstrengung meiden. Denn die Menge des aufgenommenen Ozons hängt nicht nur von der Konzentration in der Luft, sondern auch vom Atemminutenvolumen ab, dem Luftvolumen, das in einer Minute eingeatmet wird. Und das ist bei Belastung natürlich höher. Sophie hat also allen Grund, im Freibad zu faulenzten, wenn ihre Brüder anstrengende Fahrradtouren unternehmen.

1.1 Was ist Chemie?

Die Chemie ist eine Naturwissenschaft und befasst sich mit der Zusammensetzung, der Charakterisierung und der Umwandlung von stofflicher Materie. Mit chemischen Vorgängen haben sich die Menschen schon in der Urzeit auf rein empirischer Ebene beschäftigt. Die Reaktionen konnten sie natürlich nicht deuten, sie suchten nach mythologischen oder naturphilosophischen Deutungen. Vorstellungen über den atomaren Aufbau der Materie, über Wasser, Luft, Feuer und Erde als Elemente und über Stoffumwandlungen sind bereits bei den griechischen Naturphilosophen wie Demokritos, Leukippos oder Aristoteles zu finden. Auch die pharmazeutische Wirkung von Pflanzen war bekannt. So beschrieb Hippokrates um 400 v. Chr. den Saft der Weidenrinde als Mittel gegen Schmerzen. Dass es sich dabei um den Wirkstoff Salicylsäure handelt, wusste er nicht, den Wirkmechanismus konnte er nicht erklären. Neben pflanzlichen und tierischen Stoffen benutzte dieser antike Arzt auch Schwefel, Natron, Kalk, Alaun oder Verbindungen der Metalle Blei, Eisen und Kupfer. Kupfervitriol, also eine Kupfersulfatlösung, war als Brechmittel bekannt, Alaunlösungen wurden für Umschläge und zum Gurgeln genutzt.

Den Alchemisten verdanken wir sowohl Verfahren zur Herstellung von Mineralsäuren als auch verbesserte Destillationsverfahren und Analysetechniken zur Reinheitsprüfung von Metallen. Im 16. Jahrhundert gab Paracelsus den Anstoß, mineralische, insbesondere metallische, Verbindungen vermehrt in den Arzneischatz aufzunehmen. Die Herstellung und therapeutische Anwendung dieser chemischen Verbindungen war Gegenstand der Iatrochemie (iatros gr. Arzt). Zu den iatrochemischen Arzneimitteln gehörte auch das Glaubersalz (Na_2SO_4), das „sal mirabile“, dem eine universelle Heilwirkung zugesprochen wurde. Später wurde dem Salz nur noch eine laxierende Wirkung zugestanden, die heute bei Na_2SO_4 -haltigen Mineralwässern immer noch geschätzt wird.

Zu Beginn des 17. Jahrhunderts wurde in Marburg der erste Lehrstuhl für Iatrochemie in Deutschland geschaffen. Der Inhaber, Johannes Hartmann, bildete in seinem „Laboratorium chymicum publicum“ Medizinstudierende vieler Nationen aus und gab der Iatrochemie innovative Impulse. Das „Laboratorium chymicum“ war für den Mediziner so selbstverständlich wie der „Hortus medicus“ oder das „Theatrum anatomicum“. Im 18. Jahrhundert nahm das wechselseitige Interesse an Chemie bzw. Medizin ab, obwohl gerade zu dieser Zeit – dank so mancher Medizin- und Pharmaziestudierenden – in der Chemie ungeheure Fortschritte zu verzeichnen waren. Reine Chemie gab es zu jener Zeit nicht als Studienrich-

tung. Von der Chemie erhofften sich Mediziner sowohl Wege zur Gewinnung von Arzneimitteln als auch Unterstützung bei der Diagnostik und der Fundierung ihrer theoretischen Konzepte.

Parallel dazu änderte sich die Ausbildung in der Medizin. Der medizinische Unterricht wurde zunehmend an das Krankenbett verlagert, es erfolgte eine sorgfältige Beobachtung des Kranken und seiner Symptome. In dieser Situation entstand ein völlig neuer Typ von Labor, das klinische Labor, das der Krankenversorgung und der klinischen Lehre dienen sollte. Weder die klinischen noch die reinen Forschungslaboratorien konnten aber die in sie gesetzten Hoffnungen erfüllen, da z. B. die Chemie der Naturstoffe noch nicht ausreichend erforscht war und biochemische und physiologische Kenntnisse fehlten.

Diese Situation änderte sich zu Beginn des 20. Jahrhunderts schlagartig. Es lagen nun nicht nur die nötigen Kenntnisse über Kohlenhydrate, Nukleinsäuren und Proteine vor, auch Hormone und Vitamine wurden isoliert, Enzyme untersucht. Das Prinzip der Nervenleitung als Freisetzung chemischer Stoffe und die DNA als Trägerin der Erbinformationen wurden erkannt. Der Kohlenhydrat-, Protein- und Fettstoffwechsel konnte weitgehend erklärt werden. Parallel dazu kam es zu großen Fortschritten bei der Bereitstellung synthetischer Arzneimittel. Fast alle Firmen der chemisch-pharmazeutischen Industrie gründeten eigene chemotherapeutische Forschungsinstitute.

Mediziner, Chemiker, Biologen und Physiker arbeiten heute Hand in Hand. Gemeinsam gelang es, den genetischen Code des Menschen aufzuklären und damit „Mensch“ auf molekularer Ebene zu verstehen. Mit diesen Informationen jedoch human umzugehen, liegt in der Verantwortung eines jeden Einzelnen.

Deshalb ist auch für dich die Beschäftigung mit Chemie von großer Bedeutung, denn sie bildet die Basis aller biochemischen und physiologischen Vorgänge.

1.2 Einteilung der Materie



Lerncoach

Dieses erste Kapitel ist vielleicht etwas mühsam zu lernen, denn es enthält viele Definitionen, die du verstehen und richtig anwenden sollst. Im Laufe des Lernens wirst du häufiger auf diese Definitionen zurückgreifen müssen – verschaffe dir also hier zumindest einen Überblick über den Inhalt, damit du später weißt, wo du nachlesen kannst.

1.2.1 Elemente, Verbindungen und Stoffe

Elemente

Die griechischen Naturphilosophen vermuteten schon im 6. Jahrhundert v. Chr., dass die Materie aus unveränderlichen, einfachsten Grundstoffen besteht. Diese Grundstoffe bezeichneten sie als **Elemente**. Antoine Laurent de Lavoisier definierte Ende des 18. Jahrhunderts ein Element ganz pragmatisch und anwendungsorientiert als Stoff, der durch chemische Mittel nicht weiter zerlegt werden kann.

John Dalton konkretisierte im 19. Jahrhundert den Elementbegriff und bezog ihn auf den atomaren Aufbau: Chemische Elemente bestehen aus kleinen, elektrisch neutralen, mit chemischen Mitteln nicht weiter zerlegbaren Teilchen, den **Atomen** (atomos griech. unteilbar). Alle Atome eines Elements sind einander gleich, besitzen also gleiche Masse und gleiche Gestalt. Atome verschiedener Elemente haben unterschiedliche Eigenschaften. Heute sind 118 Elemente bekannt, 88 davon kommen in fassbarer Menge in der Natur vor. **Tab. 1.1** zeigt einige für den menschlichen Körper wichtige Elemente.

Die Definition von Lavoisier wird bis heute genutzt, die von Dalton musste modifiziert werden, nachdem zu Beginn des 20. Jahrhunderts festgestellt worden war, dass es z. B. verschiedene Arten des Wasserstoffatoms gibt. Dafür werden wir später die Bezeichnung **Isotope** einführen. Heute charakterisieren wir Elemente über die Anzahl der positiv geladenen Teilchen im Atomkern, also der Protonen (S.15): **Alle Atome eines Elements haben dieselbe Anzahl Protonen im Atomkern.**

Zur Vereinfachung wurden schon vor langer Zeit Symbole für die Elemente eingeführt, z. B. Planetensymbole für die Metalle. Heute werden Buchstabenkombinationen verwendet, die vor allem bei schon lange bekannten Elementen auf den lateinischen Na-

Tab. 1.1

Wichtige Elemente im menschlichen Körper

Element	Symbol	Massenanteil in %
Sauerstoff	O	61,07
Kohlenstoff	C	23,60
Wasserstoff	H	9,40
Stickstoff	N	2,80
Calcium	Ca	1,40
Phosphor	P	0,93
Schwefel	S	0,23
Kalium	K	0,23
Natrium	Na	0,14
Chlor	Cl	0,14
Magnesium	Mg	0,04
Zink	Zn	0,004
Silicium	Si	0,002

Tab. 1.2

Namen und Symbole ausgewählter Elemente

Name des Elements	Symbol	Herkunft des Namens
Kohlenstoff	C	von lat. carbo = Holzkohle
Kobalt	Co	leitet sich von Kobold ab
Stickstoff	N	wirkt erstickend
Sauerstoff	O	von lat. oxygenium = Säurebildner
Chlor	Cl	von griech. chloros = gelblich-grün
Curium	Cm	nach den Entdeckern Marie und Pierre Curie
Germanium	Ge	nach dem Vaterland des Entdeckers benannt
Europium	Eu	nach dem Kontinent Europa benannt
Berkelium	Bk	in Berkeley gefunden

men des Elements zurückgehen. Die Namen leiten sich aus der Mythologie ab, ehren ihre Entdecker oder erinnern an deren Heimatland, sind nach Städten, (Entdeckungs-)Ländern oder Kontinenten benannt. Manche Namen sagen auch etwas über die Eigenschaften des Elements aus. Einige Beispiele hierzu sind in **Tab. 1.2** aufgeführt.

Verbindungen

Die Atome der Elemente können sich auf unterschiedliche Art und Weise miteinander verbinden, also chemische Verbindungen bilden. Dabei können die gleichen Atome (Wasserstoff H_2 oder Eisen Fe) oder unterschiedliche Atome (Wasser H_2O , Kaliumchlorid KCl) Bindungen miteinander eingehen. Nur die Edelgase bilden normalerweise keine Verbindungen, sie liegen atomar vor. Bei den Metallen sieht es aufgrund der Schreibweise – wie z. B. Fe – so aus, als ob es sich bei diesen ebenfalls um ungebundene Atome handeln würde. Bei der Besprechung der Metallbindung (S.29) wird aber deutlich werden, dass auch im Metall viele Atome miteinander verknüpft sind. Weiterhin wird zwischen Molekül- und Ionenverbindungen unterschieden.

- Die kleinste Baueinheit von Molekülverbindungen ist das Molekül, ein Teilchen, in dem zwei oder mehrere gleichartige oder verschiedene Atome fest verknüpft sind (z. B. N_2 , H_2 , O_2 , C_2H_5OH oder $C_6H_{12}O_6$). Für Stoffe, die aus Molekülen gleichartiger Atome aufgebaut sind, wird häufig im Sinn von Lavoisier auch der Begriff Element benutzt.
- Ionenverbindungen bestehen aus Ionen (ion griech. wandernd) (z. B. NaCl, KBr, $MgSO_4$). Ionen entstehen aus den Atomen durch Elektronenaufnahme oder Elektronenabgabe. Positiv geladene Ionen sind Kationen, weil sie zur Kathode (–) wandern (kathodos griech. Hinabweg, nach der Vorstellung, dass Elektronen am Minuspol der

Stromquelle austreten). Negativ geladene Ionen werden als Anionen bezeichnet, weil sie zur Anode (+) (anodos griech. Eingang) wandern.

MERKE

Der Begriff Element wird sowohl auf makroskopischer als auch auf atomarer Ebene verwendet. Der Begriff Stoff bezieht sich immer auf die makroskopische Ebene.

Stoffe

Im Alltag haben wir es gewöhnlich nicht mit isolierten Atomen oder Molekülen zu tun, sondern wir beschäftigen uns mit Stoffen. Deren Eigenschaften und Reaktionsverhalten hängen aber eng mit ihren atomaren Strukturen zusammen. Im Folgenden sollen die Stoffe in ihren unterschiedlichen Zuständen näher charakterisiert werden.

Aggregatzustände

Es wird zwischen dem **festen**, dem **flüssigen** und dem **gasförmigen** Zustand der Materie unterschieden.

- Im **festen Aggregatzustand** hat die Materie den höchsten Ordnungszustand. Feste Stoffe zeichnen sich durch eine stabile äußere Form und ein definiertes Volumen aus. Der feste Aggregatzustand von Stoffen wird häufig durch f (fest) oder s (solid) als Fußnote an der Formel vermerkt.
- **Flüssigkeiten** besitzen keine stabile Form, aber ein definiertes Volumen. Die Kennzeichnung erfolgt durch fl (flüssig) oder l (liquid).
- **Gase** (g) füllen den zur Verfügung stehenden Raum immer vollständig aus, sie haben also kein stabiles Volumen und keine stabile Form. Für die Ableitung vieler Gesetzmäßigkeiten ist die Annahme eines Idealzustandes wichtig. Ein **ideales Gas** besteht aus Gasmolekülen oder Atomen, die sich völlig regellos bewegen und innerhalb derer es keine Wechselwirkung zwischen den Gasteilchen gibt. Die Stöße der Teilchen sind völlig elastisch und das Eigenvolumen der Gasteilchen ist vernachlässigbar klein. Unter physiologischen Bedingungen handelt es sich tatsächlich jedoch immer um **reale Gase**, bei denen zwischen den Teilchen eine Wechselwirkung auftritt.

Zwischen den einzelnen Aggregatzuständen sind Übergänge (Phasenumwandlungen) in Abhängigkeit von Temperatur und Druck möglich (**Abb. 1.1**). Wichtige Charakteristika von Stoffen sind ihre **Schmelz- und Siedepunkte**.

Neben den klassischen Aggregatzuständen gibt es weitere, die nur unter extremen Bedingungen – sehr hohen oder sehr tiefen Temperaturen – auftreten. Plasma wird häufig als der vierte Aggregatzustand bezeichnet. Dort kommen freie Elektronen und ioni-

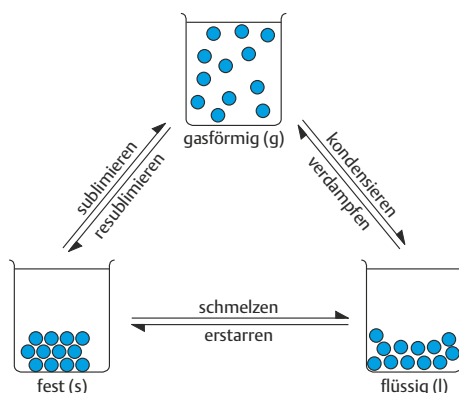


Abb. 1.1 Änderungen des Aggregatzustands

sierte Atome vor. In der Biosphäre gibt es kein natürliches Plasma, es muss – z. B. durch Gasentladungen – erzeugt werden. Niedertemperaturplasmen, die auch kalte Plasmen genannt werden, können bei Raumtemperatur und Atmosphärendruck hergestellt werden. Diese Gasgemische werden nicht sehr heiß und finden deshalb u. a. auch Anwendung in der Medizin, z. B. zur Wundbehandlung und in der Krebstherapie.

Reine Stoffe und Stoffgemische

Wenn Stoffe definierte Zusammensetzungen und konstante physikalische Eigenschaften haben, handelt es sich theoretisch um **reine Stoffe** (geringfügige Beimischungen anderer Stoffe sind nicht 100%ig auszuschließen). Das gilt bspw. für das Helium im Ballon, für den Sauerstoff in der Druckgasflasche, für die Aluminiumfolie oder den Natriumchloridkristall. Mithilfe chemischer Methoden ist es manchmal möglich, aus Ionen- oder Molekülverbindungen, die aus verschiedenen Elementen (als Ion oder Atom) aufgebaut sind, solche herzustellen, die nur ein Element enthalten. So können aus Wasser die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff, aus Natriumchlorid die Elemente Natrium und Chlor hergestellt werden. Sind sehr große Mengen anderer Stoffe enthalten, liegt ein **Stoffgemisch** vor, diese verschiedenen Stoffe können durch physikalische Methoden (S.113) getrennt werden: Das in einer wässrigen Kochsalzlösung befindliche Salz bleibt beim Eindampfen des Wassers zurück, fast reines Ethanol kann z. B. durch Destillation aus Wein abgetrennt werden. Mithilfe der Stöchiometrie (S.43) kann die Zusammensetzung von Stoffgemischen quantitativ beschrieben werden.

Stoffgemische werden wie folgt unterteilt in

- **homogene Systeme** (homogene Gemische) (homoos griech. gleichartig): Sie erscheinen einheitlich. Homogene Systeme sind Stoffe in nur einem

Aggregatzustand, bspw. Gasmischungen, Lösungen und Legierungen. So ist die uns umgebende Luft homogen, da wir die unterschiedlichen Luftbestandteile nicht wahrnehmen. Bei Anwesenheit eines Rauchers wird das uns umgebende System jedoch heterogen, da wir die Rauchschwaden sehen.

- **heterogene Systeme** (heterogene Gemische) (heteros griech. verschiedenartig; genea griech. Abstammung): Sie bestehen erkennbar aus unterschiedlichen Teilen. Heterogene Systeme sind entweder reine Stoffe, die in verschiedenen Aggregatzuständen nebeneinander bestehen oder mehrere reine Stoffe, die sich nicht ineinander lösen. Es handelt sich also bei stillem Wasser, das durch ein Stück Eis gekühlt wird, um ein heterogenes System.

Eine **Phase** ist ein Stoffsystem, das nach außen einheitlich aussieht und in genau einem Aggregatzustand vorliegt. Ein homogenes System besteht aus einer, ein heterogenes System aus mehreren Phasen. Für einige heterogene Systeme haben sich spezielle Bezeichnungen eingebürgert (**Tab. 1.3**).

MERKE

Die Unterscheidung *homogen* oder *heterogen* ist nicht ganz einfach zu treffen. Meistens wird ein heterogenes System dadurch charakterisiert, dass die Komponenten mit dem Auge bzw. mit dem Lichtmikroskop erkannt werden können. Die Bestandteile eines homogenen Systems werden nur mit dem Elektronenmikroskop sichtbar.

Klinischer Bezug

Aerosole werden zur Inhalationstherapie verwendet, z. B. bei Asthma bronchiale oder Angina pectoris. Unter anderem kommen Dosieraerosole (Medikament in Treibgas gelöst) oder Trockenaerosole (Medikament in Pulverform) zur Anwendung. Diese besondere Therapieform bezweckt eine direkte Deposition von Medikamenten am Zielorgan, d. h. in den tiefen Atemwegen. Sie eignet sich daher besonders gut zur Behandlung von Erkrankungen im Oropharynx, bei Bronchialerkrankungen und von Erkrankungen der Alveolen. Der Vorteil der Inhalation eines Medikamentes anstelle seiner Verabreichung als Tablette oder mittels einer Spritze besteht darin, dass die Substanz rasch den Wirkungsort erreicht und an anderen Organen keine nennenswerte Wirkung bzw. Nebenwirkung entfaltet.

Eine **Lösung** ist ein homogenes System aus mindestens zwei Komponenten gleichen oder ursprünglich verschiedenen Aggregatzustands. Wird Zucker oder Ethanol in Wasser gelöst, handelt es sich um ein sol-

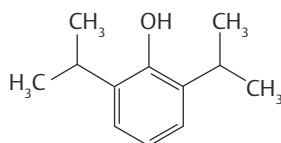
Tab. 1.3**Einteilung der heterogenen Systeme**

Aggregatzustände	Name	Beispiele
fest-fest	Gemenge, Konglomerat	Marmorplatten, Granitblöcke
fest-flüssig	Aufschlammung, Suspension	Schlamm, Blut
flüssig-flüssig	Emulsion	Cremes
fest-gasförmig	Aerosol	Rauch, Inhalationspräparate
flüssig-gasförmig	Aerosol	Nebel, Inhalationspräparate

ches System. Es handelt sich um **echte Lösungen**, wenn der gelöste Stoff niedermolekular ist (Teilchengröße des gelösten Stoffes < 3 nm). In diesem Fall liegt ein sog. **molekular-disperses** System vor (dispergere lat. zerstreuen, ausbreiten). Diese Lösungen sind klar. Die im Überschuss vorhandene Komponente wird als **Lösungsmittel**, die anderen Komponenten als **gelöste Stoffe** bezeichnet. Eine wichtige Lösung in der Medizin ist die physiologische Kochsalzlösung. Das Lösungsmittel ist in diesem Fall Wasser, der gelöste Stoff ist Natriumchlorid.

Makromoleküle in der Größenordnung 3–200 nm bilden **kolloidale Lösungen** (kollao griech. leimartig). Ob diese Lösungen **homogen** oder **heterogen** sind, ist umstritten. Diese Systeme werden auch als **kolloidal-dispers** bezeichnet. Entsprechende Lösungen sehen opaleszierend aus und zeigen Lichtstreuung, den sog. Tyndall-Effekt. Kolloidale Infusionslösungen sind z. B. in der Infusionstherapie eingesetzte Präparate. Sie enthalten Makromoleküle wie Kohlenhydrate oder Proteine. Blut und Lymphe sind kolloidale Lösungen. Sie enthalten neben in Wasser gelösten Elektrolyten unter anderem Proteine und Lipide.

Wenn die in einer Flüssigkeit verteilten Teilchen mit dem Lichtmikroskop zu erkennen sind, handelt es sich um ein **grobdisperses System**, welches als heterogenes System eingestuft werden muss und trüb bzw. milchig aussieht. Dazu gehört z. B. Milch, welche aus kleinen, in Wasser dispergierten Fetttropfen besteht. Physikalisch betrachtet stellen auch viele Arzneien disperse Systeme dar. Ein Beispiel ist Propofol (2,6-Diisopropylphenol – siehe **Abb. 1.2**), ein Injektionsanästhetikum. Propofol ist praktisch wasserunlöslich und wird daher als Öl-in-Wasser-Emulsion verabreicht.

**Abb. 1.2** Strukturformel von Propofol

**Check-up**

- ✓ Verdeutliche dir noch einmal, was unter dem Begriff Aggregatzustand zu verstehen ist und welche Aggregatzustände vorliegen können.
- ✓ Wiederhole die Begriffe Kation und Anion.
- ✓ Mach dir die Charakteristika für homogene und heterogene Stoffe bzw. Stoffgemische und Reinstoffe nochmals klar! Du kannst auch nach weiteren Beispielen aus deinem täglichen Umfeld suchen; die Entscheidung wird aber nicht immer leicht sein.

1.3 Atombau**Lerncoach**

Die Kenntnis der nachfolgenden Fakten über atomare Dimensionen und Bausteine der Atome sind wichtige Voraussetzungen für das Verständnis aller weiteren Kapitel. Du musst die Begriffe Proton, Elektron, Neutron und Isotop sicher beherrschen.

1.3.1 Atomare Dimensionen

Bestimmte Geräte erlauben Einblicke in die atomaren Dimensionen (z. B. in manchen Fällen Elektronenmikroskope). Die Veranschaulichung fällt aber schwer, da die außerordentlich kleinen Dimensionen für uns nicht wirklich zu fassen sind.

Hättest du gedacht, dass sich in einem Stecknadelkopf 10^{20} Atome befinden?

Vielleicht hilft dir bei der Vorstellung atomarer Dimensionen auch der folgende Vergleich: Du feierst deinen 20. Geburtstag. Bis zu diesem Tag hast du rund 631 000 000 Sekunden gelebt. Für jede Sekunde wünschst du dir ein Goldatom. Das sind aber nur $2 \cdot 10^{-13}$ g, was kein Juwelier abwiegen kann. Und selbst wenn du eine Milliarde Goldatome für jede Sekunde erhältst, hast du nur ein Stückchen Blattgold (0,2 mg) in der Hand, aber vielleicht ein Gefühl dafür bekommen, in welchen Dimensionen wir uns bewegen, wenn wir uns um das atomare Verständnis bemühen.

1.3.2 Atombausteine

Noch vor gut 150 Jahren wurde darüber gestritten, ob es überhaupt Atome gibt, heute ist ihre Existenz gesichert. Schon Ende des 19. Jahrhunderts hat sich herausgestellt, dass Atome nicht unteilbar sind, sondern eine weitere, wenn auch physikalische Aufspaltung der Atome in **Elementarteilchen** möglich ist. Heute sind einige hundert Elementarteilchen bekannt, von denen uns aber nur die drei wichtigsten Bestandteile des annähernd kugelförmigen Atoms interessieren (**Tab. 1.4**):

- Protonen und Neutronen als Kernbausteine
- Elektronen in der Atomhülle.

Das Neutron ist ein ungeladenes, also elektrisch neutrales Teilchen. Das **Proton** hat die Ladung $+1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ As}$ (As = Amperesekunde, auch die Einheit Coulomb = C ist üblich). Häufig wird diese Ladung auch als **+e** bezeichnet, und damit zum Ausdruck gebracht, dass es sich um die positive Elementarladung handelt. Das **Elektron** hat die Ladung $-1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ As}$ (oder C), also die negative Elementarladung **-e**. Bei der Elementarladung handelt es sich um die bisher kleinste bekannte elektrische Ladung.

Protonen und Neutronen besitzen annähernd die gleiche Masse, das Elektron nur ca. 1/1800 davon. Im atomaren Bereich werden Massen in atomaren Masseneinheiten angegeben. Eine **atomare** Masseneinheit ist als 1/12 der Masse eines Atoms des Kohlenstoffnuklids $^{12}_6\text{C}$ definiert und beträgt:

$$1 \text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Die Masse eines Atoms $^{12}_6\text{C}$ muss also 12 u betragen! Das Atom hat einen ungefähren Durchmesser von 10^{-10} m, der Atomkern von 10^{-15} m. Wenn wir annehmen, dass ein Stecknadelkopf mit einem Durchmesser von etwa 1 mm dem Atomkern entspricht, hätte das Atom einen Durchmesser von 100 m. Bedenke dabei, dass die Masse des Atoms aber fast vollständig durch die Masse des Kerns bestimmt wird. Die **Summe der Protonen im Atomkern** ist die **Kernladungszahl** (KLZ). Im Periodensystem der Elemente sind die Elemente nach dieser KLZ geordnet. Sie entspricht der Ordnungszahl (OZ) der Elemente (S. 25).

Tab. 1.4

Eigenschaften von Elementarteilchen			
Elementarteilchen	Elektron	Proton	Neutron
Symbol	e	p	n
Ort	Atomhülle	Atomkern	Atomkern
Masse (in kg)	$0,91095 \cdot 10^{-30} \text{ kg}$	$1,67265 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$1,67495 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Masse (in u)	$5,48577 \cdot 10^{-4} \text{ u}$	1,00727 u	1,00866 u
Ladung	$-1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ As}$	$+1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ As}$	keine

Da Atome nach außen hin neutral sind, muss die Ladung des Atomkerns durch die Ladung der Elektronen in der Atomhülle ausgeglichen werden, die Anzahl der Protonen muss folglich mit der Anzahl der Elektronen übereinstimmen. Wenn die Elektronenanzahl von der Protonenanzahl abweicht, liegt kein neutrales Atom, sondern ein geladenes **Ion** vor.

MERKE

Für das per Definition neutrale Atom gilt: Kernladungszahl = Ordnungszahl = Anzahl der Protonen im Atomkern = Anzahl der Elektronen in der Atomhülle.

Protonen und Neutronen zusammen werden als **Nukleonen** (nucleus lat. Kern) bezeichnet. Die Anzahl der Nukleonen ist also einfach gleich der Summe der Protonen- und Neutronenanzahl. Da die Elektronen praktisch nicht zur **Masse eines Atoms** beitragen, ergibt sich diese nur aus der **Masse der Nukleonen**. Mit anderen Worten: Die Summe aus der Anzahl der Protonen und Neutronen, also die **Nukleonenzahl**, bestimmt die Masse des Atoms faktisch ausschließlich. Die **Nukleonenzahl** und die **Ordnungszahl** werden häufig vor dem Elementsymbol angegeben, denn ein Atom ist erst durch diese vollständig charakterisiert. Ein so eindeutig charakterisiertes Atom wird auch als **Nuklid** bezeichnet. So kennen wir das Wasserstoffnuklid ${}^1_1\text{H}$ mit einem Proton (OZ = 1) und keinem Neutron (**Nukleonenzahl** = 1) oder das Sauerstoffnuklid ${}^{18}_8\text{O}$ mit 8 Protonen (OZ = 8) und 10 Neutronen (**Nukleonenzahl** = 18) oder das Natriumnuklid ${}^{23}_{11}\text{Na}$ mit 11 Protonen (OZ = 11) und 12 Neutronen (**Nukleonenzahl** = 23).

1.3.3 Moderne Elementdefinition

Wie bereits festgestellt, können sich Atome trotz gleicher Ordnungs- und Protonenzahl in ihrer Neutronenzahl unterscheiden. Deshalb wurde die Defini-

tion eines Elements weiter konkretisiert: Ein chemisches Element besteht aus Atomen mit gleicher Protonenanzahl, die Neutronenanzahl kann aber unterschiedlich sein.

Damit ist der Begriff „Element“ auf atomarer und nicht mehr auf stofflicher Ebene definiert. Es wird aber, wie gesagt, nicht streng zwischen diesen Auffassungen unterschieden.

Nuklide des gleichen chemischen Elements mit gleicher Kernladungszahl und unterschiedlicher Neutronenzahl werden als **Isotope** bezeichnet (isos griech. gleich; topos griech. Ort, Stelle). ${}^1_1\text{H}$ (Protium), ${}^2_1\text{H}$ (Deuterium) und ${}^3_1\text{H}$ (Tritium) sind z. B. Isotope des Elements Wasserstoff und ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$ und ${}^{14}_6\text{C}$ Isotope des Elements Kohlenstoff. Da sie die gleiche Protonenzahl und damit die gleiche OZ aufweisen, werden alle Isotope eines Elements dem gleichen Platz im Periodensystem zugeordnet.

Die meisten Elemente sind **Mischelemente**, die aus mehreren Isotopen bestehen. Diese kommen in unterschiedlicher Häufigkeit vor, wie die **Tab. 1.5** zeigt. Die 22 bekannten **Reinelemente** bestehen dagegen in ihrem natürlichen Vorkommen nur aus einer Nuklidart. Dazu gehören neben Beryllium z. B. Natrium, Aluminium oder Phosphor.

Die **Atommasse eines Elements A**, ergibt sich aus den Atommassen der Isotope unter Berücksichtigung der natürlichen Isotopenhäufigkeit.

Betrachten wir das Element Chlor, das drei natürliche Isotope hat: ${}^{35}_{17}\text{Cl}$, ${}^{36}_{17}\text{Cl}$ und ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. Da das Isotop mit 36 Nukleonen nur in Spuren vorkommt, wird es bei der nachfolgenden Rechnung vernachlässigt.

Die Nuklidmasse des Isotops ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ beträgt 34,969 u, seine Häufigkeit in der Natur beträgt 0,758 oder 75,8%.

Die Nuklidmasse des Isotops ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ beträgt 36,966 u, seine Häufigkeit wird mit 0,242 (also 24,2 %) angege-

Tab. 1.5**Nuklide der ersten 5 Elemente**

OZ ¹ = KLZ ²	Element	Nuklid- symbol	Protonen- zahl	Neutronen- zahl	Nukleonen- zahl	Nuklidmasse in u	natürliche Häufigkeit	mittlere Atommasse in u
1	Wasser- stoff	${}^1_1\text{H}$	1	0	1	1,008	0,999	1,008
		${}^2_1\text{H}$	1	1	2	2,014	0,001	
		${}^3_1\text{H}$	1	2	3	3,016	Spuren	
2	Helium	${}^3_2\text{He}$	2	1	3	3,016	0,001	4,003
		${}^4_2\text{He}$	2	2	4	4,003	0,999	
3	Lithium	${}^6_3\text{Li}$	3	3	6	6,015	0,076	6,938
		${}^7_3\text{Li}$	3	4	7	7,016	0,924	
4	Beryllium	${}^9_4\text{Be}$	4	5	9	9,012	1,000	9,012
5	Bor	${}^{10}_5\text{B}$	5	5	10	10,013	0,199	10,806
		${}^{11}_5\text{B}$	5	6	11	11,009	0,801	

¹OZ = Ordnungszahl; ²KLZ = Kernladungszahl

ben. Die Atommasse A_r vom Element Chlor wird dann wie folgt berechnet:

$$A_r = 0,758 \cdot 34,969 \text{ u} + 0,242 \cdot 36,966 \text{ u} = 35,452 \text{ u}$$

Hier handelt es sich nicht um eine absolute Angabe, denn alle Werte sind auf 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops $^{12}_6\text{C}$ bezogen. Es sind also relative Größen, deshalb wird der Begriff **relative Atommasse** verwendet. Diese Werte für die relativen Atommassen der Elemente sind – meist mehr oder weniger gerundet – im Periodensystem der Elemente zu finden.

Für die Anzahl auftretender Isotope gibt es keine Gesetzmäßigkeit. Das Element Zinn hat zum Beispiel zehn stabile Isotope. Jedoch wächst mit steigender Ordnungszahl die Anzahl der Isotope und bei Elementen mit gerader Ordnungszahl treten mehr Isotope auf. Das Verhältnis Neutronenzahl zu Protonenzahl wächst mit steigender Ordnungszahl von 1 auf etwa 1,5 an. Neben den stabilen gibt es häufig auch **instabile Isotope**, deren Kerne unter **Abgabe von Strahlung** zerfallen. Überdies sind Isotope nicht unbedingt natürlichen Ursprungs, sie können auch künstlich hergestellt werden.

1.3.4 Radioisotope

Instabile Isotope werden auch als **Radioisotope** oder **Radionuklide** bezeichnet. 1896 beobachtete Henri Becquerel, dass Uranverbindungen spontan Strahlung aussenden, Marie Curie untersuchte daraufhin dieses Phänomen genauer. Die Eigenschaft der Eigenstrahlung wurde als **Radioaktivität** (radiare lat. strahlen) bezeichnet.

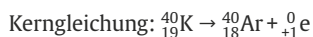
Arten radioaktiver Strahlung

Es sind vier Strahlungsarten beim radioaktiven Zerfall bekannt:

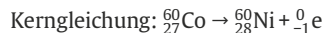
- Beim **α -Zerfall** emittiert der Kern ^4_2He -Teilchen. Dadurch sinkt die **Nukleonenzahl** um 4, die **Ordnungszahl/Kernladungszahl erniedrigt** sich um 2. Das Element geht also in seinen Vorvorgänger im Periodensystem über.



- Beim **β^+ -Zerfall** werden Positronen emittiert, die im Atomkern bei der Umwandlung eines Protons in ein Neutron und ein Positron entstehen. Die **Nukleonenzahl** bleibt **unverändert**, die **Ordnungszahl/Kernladungszahl erniedrigt** sich um 1. Das Element geht also in seinen Vorgänger im Periodensystem über.



- Beim **β^- -Zerfall** werden Elektronen emittiert, die im Atomkern durch den Zerfall eines Neutrons in ein Proton und ein Elektron entstehen. Die **Nukleonenzahl** bleibt **unverändert**, die **Ordnungszahl/Kernladungszahl erhöht** sich um 1. Das Element geht also in seinen Nachfolger im Periodensystem über.



- **γ -Strahlung** stellt eine energiereiche elektromagnetische Strahlung mit kurzer Wellenlänge dar. Die Anzahl der Protonen und Neutronen im Kern ändert sich nicht. Diese Strahlung entsteht, wenn nach α - und/oder β -Emission der Kern noch kurze Zeit in einem angeregten Zustand verbleibt. Er stabilisiert sich durch Abgabe von γ -Strahlung.



Das Isotop $^{99m}_{43}\text{Tc}$ ist instabil und emittiert γ -Strahlung.

Radioaktive Strahlung wird als **ionisierende Strahlung** bezeichnet, weil sie in der Lage ist, aus Atomen oder Molekülen Elektronen zu entfernen, sodass geladene Ionen entstehen. Ionisierende Strahlung kann zu Schäden im menschlichen Organismus führen, wird in der Medizin jedoch auch gezielt verwendet. Daher ist eine Vorstellung von der Reichweite und der Durchdringungsfähigkeit der verschiedenen Strahlungsarten wichtig. Auch Röntgenstrahlung fällt in die Kategorie der ionisierenden Strahlung. Sie entsteht aber nicht wie radioaktive Strahlung bei Kernreaktionen, sondern beruht auf Vorgängen in der Kernhülle.

MERKE

Reichweite und Durchdringungsfähigkeit der Strahlungen nehmen in der Reihenfolge α , β , γ stark zu.

α -Strahlen können bereits durch eine 0,05 mm dicke Aluminiumfolie oder durch ein Blatt Papier zurückgehalten werden. Zum Schutz vor β -Strahlen ist eine 0,5 mm dicke Aluminiumfolie nötig. Vor γ -Strahlen schützen nur dicke Bleiplatten.

α -Strahlen und β -Strahlen werden auch schon von Luft absorbiert. Deshalb beträgt ihre Reichweite nur 2,5 bis 9 cm (α -Strahlen) bzw. etwa 8,5 m (β -Strahlen). γ -Strahlen werden hingegen von Luft nicht absorbiert.

Aufgabe 1.1

Übe das Aufstellen von Kernreaktionsgleichungen anhand des α -Strahlers $^{222}_{86}\text{Rn}$, des β^- -Strahlers $^{32}_{15}\text{P}$ und des β^+ -Strahlers $^{18}_9\text{F}$. Diese Isotope haben eine medizinische Relevanz (Tab. 1.6).

Hinweis: Die Lösungen für alle Aufgaben findest du in Kapitel 6.



Kontrolliere, ob du die exakte Kennzeichnung von Nukliden verstanden hast und mach dir klar, was die Zahlen vor den Elementsymbolen im Periodensystem bedeuten.

Halbwertszeit

Radioaktive Elemente haben eine begrenzte Lebensdauer. Der radioaktive Zerfall ist ein statistischer Prozess. Die Zerfallsrate nimmt exponentiell mit der Zeit ab.

Zur Beschreibung wurde die **Zerfallskonstante** λ eingeführt. Dabei soll n die Anzahl der radioaktiven Kerne zur Zeit t sein. Wenn der Zerfall eines Kerns nun ein statistisches Ereignis ist, muss die Zahl der Kerne, die in einem bestimmten Zeitintervall dt zerfällt, proportional sowohl zu n als auch zu dt sein:

$$dn = -\lambda \cdot n \cdot dt$$

Da die Anzahl der Teilchen abnimmt, muss mit (-1) multipliziert werden. Der hier auftretende Proportionalitätsfaktor λ ist nichts anderes als die Zerfallskonstante. Der reziproke Wert der Zerfallskonstanten ist die **mittlere Lebensdauer** τ :

$$\tau = \frac{1}{\lambda}$$

Wenn die Zerfallsgleichung integriert wird – was wir hier aber nicht weiterverfolgen wollen – resultiert der folgende Zusammenhang zwischen der Zahl der ursprünglich vorhandenen Teilchen n_0 und der zur Zeit t vorliegenden Teilchen n :

$$n = n_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

Die Anzahl der radioaktiven Zerfälle pro Zeiteinheit wird **Zerfallsrate** oder **Aktivität** genannt, für die es in der Literatur unterschiedliche Symbole gibt. Wir kennzeichnen die Zerfallsrate mit R , die Definitionsgleichung lautet:

$$R = -\frac{dn}{dt} = \lambda \cdot n = \lambda \cdot n_0 \cdot e^{-\lambda t} = R_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

R_0 , das Produkt aus der Zerfallskonstanten λ und der ursprünglich vorhandenen Anzahl radioaktiver Teilchen n_0 , gibt die Aktivität zum Zeitpunkt $t=0$ an.

Von der oben eingeführten Lebensdauer ist die **Halbwertszeit** ($t_{1/2}$) zu unterscheiden. Sie beschreibt diejenige Zeitspanne, in der gerade die Hälfte einer bestimmten Zahl radioaktiver Isotope zerfallen ist. Das natürliche Isotop $^{222}_{86}\text{Rn}$ hat beispielsweise eine Halbwertszeit von 3,8 Tagen. Von 1000 Atomen dieses Elements wären also nach 3,8 Tagen noch 500, nach weiteren 3,8 Tagen noch 250 Atome vorhanden. Der Zerfall erfolgt unter Abgabe von Strahlung zuerst in ein instabiles Poloniumisotop und über weitere Zerfallsreaktionen letztlich in das stabile $^{206}_{82}\text{Pb}$.



$^{222}_{86}\text{Rn}$ wird ebenso wie $^{222}_{86}\text{Rn}$ durch den Zerfall des langlebigen Isotops $^{238}_{92}\text{U}$ mit einer Halbwertszeit von $t_{1/2} = 4,5 \cdot 10^9$ a nachgebildet.

Exakt formuliert handelt es sich hier um die physikalische Halbwertszeit. Wenn radioaktive Substanzen

Tab. 1.6

Beispiele für medizinisch relevante Isotope

Isotop	Halbwertszeit	überwiegende Strahlungsart	Anwendung
$^{14}_{12}\text{C}$	5700 a	β^-	Altersbestimmung
$^{32}_{15}\text{P}$	14,28 d	β^-	Strahlentherapie
$^{18}_9\text{F}$	1,83 h	β^+	Tumordiagnostik
$^{60}_{27}\text{Co}$	5,27 a	β^-, γ	Strahlentherapie
$^{68}_{31}\text{Ga}$	67,83 min	β^+	Tracer für die Positronen-Emissions-Tomografie
$^{99m}_{43}\text{Tc}$	6,01 h	γ	Szintigrafie
$^{123}_{53}\text{I}$	13,22 h	β^+, γ	Szintigrafie
$^{131}_{53}\text{I}$	8,02 d	β^-, γ	Diagnostik und Therapie der Schilddrüse
$^{133}_{54}\text{Xe}$	5,25 d	β^-	Diagnostik
$^{153}_{62}\text{Sm}$	1,93 d	β^-, γ	Strahlentherapie
$^{192}_{77}\text{Ir}$	73,83 d	β^-	Strahlentherapie
$^{222}_{86}\text{Rn}$	3,82 d	α	Radonbalneologie (naturwissenschaftlicher Nutzen nicht bewiesen)
$^{226}_{88}\text{Ra}$	1600 a	α	Strahlentherapie