

IN DIESEM KAPITEL

- Von Stoffen, Teilchen und chemischen Reaktionen
- Zusammenhalt und Bindungen von Teilchen
- Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen
- Überblick über die organische Chemie

Kapitel 1

Was Sie aus der Sek I wissen sollten

»Chemie ist das, was knallt und stinkt.« Sicher haben Sie den Spruch auch einmal im Schulunterricht gehört und ihn hin und wieder als zutreffend empfunden. Tatsächlich fällt vielen Menschen genau dieser Spruch ein, wenn sie an ihre Schulzeit zurückdenken. Dann folgt meist ein Aufseufzen und der Kommentar, dass man so gut wie nichts mehr aus dem Chemieunterricht behalten hat. Das sollte jedoch nicht der Fall sein, ist doch alles um uns herum Chemie: Natur und Gebäude, Ihr Körper, unsere ganze Welt. Kommen Sie auf den nächsten Seiten mit auf eine kleine Tour durch die Grundlagen der Chemie und werfen Sie wiederholend einen neuen Blick auf vergessene Inhalte. Denn ...: »Chemie ist zwar das, was knallt und stinkt, aber Physik ist das, was nie gelingt.«

Von Stoffen, Teilchen und chemischen Reaktionen

Vielleicht haben Sie auch die Erfahrung gemacht, dass Chemie im Anfangsunterricht der Sekundarstufe I durchaus Spaß gemacht hat. Es wurde viel experimentiert und der Unterricht hatte wegen des naturwissenschaftlich-entdeckenden Aufbaus einen spielerischen Charakter. Und plötzlich verstanden Sie immer weniger. War es eben noch ganz einfach, ist Chemie plötzlich super schwer geworden. Viele können gar nicht so genau sagen, woran das eigentlich gelegen hat. Eltern, die sagen, dass sie die Chemie auch schon immer schwierig fanden und nicht verstanden haben, sind leider keine große Hilfe. Vermutlich tragen viele Punkte dazu bei, dass Chemie nicht das Lieblingsfach der meisten Schülerinnen ist. Es wird nicht nur experimentiert, man soll aus den Experimenten auch noch etwas lernen und woher kommen plötzlich all diese Begriffe von Stoffen, Teilchen und Atomen?

Von Stoffen und Teilchen

Chemie beschäftigt sich mit *Stoffen*, deren Eigenschaften und Reaktionen. Damit sind nicht in erster Linie die Stoffe gemeint, an die man beim Wort sofort denkt, nämlich unsere Bekleidung, nein, für Chemiker ist die gesamte Materie, alles, was uns umgibt, aus Stoffen aufgebaut. Das betrifft Ihren Schreibtisch aus Holz und Ihren Stuhl aus Kunststoff genauso wie Ihr Handy und die Schokolade, die Sie vielleicht gerade nebenbei vernaschen. Auch Wasser und Luft sind für Chemikerinnen Stoffe.

Charakteristisch für jeden Stoff sind seine Eigenschaften, anhand derer jeder Stoff eindeutig beschrieben werden kann. Einige Eigenschaften kann man bereits mit seinen eigenen fünf Sinnen ermitteln. Dazu gehören zum Beispiel der Geruch, der Aggregatzustand, die Farbe und die Konsistenz. Andere müssen sie mit Hilfsmitteln bestimmen. Für die Siedetemperatur oder die Schmelztemperatur benötigt man ein Thermometer, für die Dichte unter anderem eine Waage oder für die Ermittlung magnetischer Eigenschaften einen Magneten. Obwohl, wenn Sie feststellen, dass ein Stoff magnetisch ist, wissen Sie zumindest schon, dass er Teilchen von Eisen, Nickel oder Cobalt enthält, denn diese Stoffe zeigen magnetisches Verhalten.

Folgende Eigenschaften kann man zum Beispiel ermitteln:

- ✓ die Schmelztemperatur
- ✓ die Siedetemperatur
- ✓ die Farbe
- ✓ den Glanz und noch viele weitere mehr.



Um einen Stoff eindeutig zu bestimmen, sollten Sie mehrere Eigenschaften kombinieren.

Einteilung der Stoffe

Jeder Stoff besteht aus bestimmten *Teilchen*. Diese und der Zusammenhalt zwischen ihnen sind verantwortlich für die Eigenschaften eines Stoffes.

Einige Stoffe bestehen nur aus einer Sorte Teilchen. Sie sind *Reinstoffe*. Natriumchlorid – das verwenden Sie in der Küche als Kochsalz – ist ein Reinstoff. Es besteht ausschließlich aus der *Verbindung* Natriumchlorid, enthält aber nicht die *Elemente* Natrium und Chlor selbst. Das ist auch gut so, sind beide doch sehr reaktiv und Chlor sogar ein Giftgas. Natriumchlorid hingegen benötigt unser Körper in gewissem Maß für sein gutes Funktionieren, ja sogar fürs Überleben. Elemente lassen sich nicht weiter in andere Stoffe teilen, Verbindungen hingegen schon. So könnte man das Natriumchlorid mit geeigneten Techniken in die Elemente Natrium und Chlor zerlegen.

Ist das Kochsalz noch fluoridiert und iodiert, ist es bereits ein *Stoffgemisch*, weil dem Natriumchlorid Fluor- und Iod-Salze beigemischt sind. Wenn man sich das Salz in seiner Packung anschaut, kann man die verschiedenen gemischten Salze nicht erkennen. Somit gehört fluoridiertes und iodiertes Kochsalz zu den *homogenen* Stoffgemischen. Bei anderen Gemischen

kann man die einzelnen Bestandteile gut erkennen. Dann spricht man von *heterogenen* Stoffgemischen. Dazu gehören eine Tüte Gummibärchen oder ein Müsli oder Ihr Orangensaft mit Fruchtfleisch. Abbildung 1.1 zeigt noch einmal eine zusammenfassende Übersicht zur Einteilung der Stoffe.



Die Übersicht fasst die Einteilung der Stoffe zusammen:

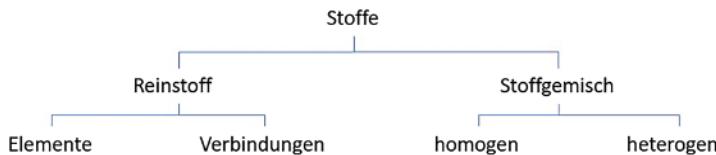


Abbildung 1.1: Übersicht zur Einteilung der Stoffe

Elemente bestehen also nur aus einer Sorte Teilchen beziehungsweise *Atomen*. Verbindungen dagegen enthalten verschiedene Atome und können ganz unterschiedlich zusammengesetzt sein. Oft entstehen dabei *Moleküle*.



Achten Sie auf folgende Falle bei der Verwendung der Begriffe Element und Verbindung: Manche Gase sind in ihrer elementaren Form bereits aus zwei Atomen aufgebaut und sind Moleküle. So besteht Chlor-Gas aus zwei Chlor-Atomen (Cl_2). Das trifft auch auf die elementaren Gase Wasserstoff (H_2), Sauerstoff (O_2) und Stickstoff (N_2) zu.

In der entsprechenden *Molekülformel* erkennt man an den tiefgestellten Zahlen hinter einem Elementsymbol die Anzahl der jeweiligen Teilchen. Im Brom-Molekül Br_2 sind also zwei Brom-Atome miteinander verknüpft. Dagegen sind im Molekül H_2O zwei Wasserstoff-Atome H mit einem Sauerstoff-Atom O verknüpft. Hinter dem Sauerstoff-Atom stellen Sie sich einfach eine Eins vor. Die Eins wird in der Formel nicht mit angegeben.

Im *Periodensystem* der Elemente, kurz PSE sind alle bekannten Elemente aufgelistet. Sie finden das PSE auf der Schummelseite. Neben der Bezeichnung des Elements finden Sie dessen Abkürzung, das *Elementsymbol*. Nicht immer kann man von dem Symbol sofort auf die Bezeichnung des Elements schließen. Das Symbol H steht etwa für ein Wasserstoff-Atom, was sich vom griech. Hydrogenium ableitet. Ebenfalls lassen sich auf einen Blick die farbig hervorgehobenen metallischen (eher links und unten) und nichtmetallischen Elemente (eher rechts oben) erfassen. So können Sie recht schnell ermitteln, ob ein Metall und ein Nichtmetall oder nur Nichtmetalle miteinander verbunden sind.



Aus wie vielen Atomen besteht das Molekül des folgenden Stoffes? Es handelt sich um Schwefelsäure H_2SO_4 .

Stellen Sie fest, ob in diesem Molekül Nichtmetall-Atome oder Metall- und Nichtmetall-Atome miteinander verknüpft sind. Tipp: Nutzen Sie die Schummelseite.

Sicher ist Ihnen diese erste Übung ziemlich leichtgefallen. Auf welche Art und Weise die Atome miteinander verbunden sind, ist allerdings aus der Formel nicht ersichtlich. Dazu später mehr.

Chemie ist das, was knallt ...

Chemie beschäftigt sich nicht nur mit dem strukturellen Aufbau der Stoffe und deren Eigenschaften, sondern auch mit ihren Reaktionen, also Veränderungen. Bringt man verschiedene Stoffe zusammen und wählt die entsprechenden Reaktionsbedingungen, so können die Stoffe miteinander reagieren und es entstehen neue Stoffe mit anderen Eigenschaften als die der eingesetzten Ausgangsstoffe. Sie kennen das Prinzip aus der Küche. Ein rohes Steak wird auf den heißen Grill gelegt und gebraten. Das entstehende Produkt sieht anders aus und riecht und schmeckt auch viel besser als das rohe Steak.

Stoffumwandlung bei chemischen Reaktionen

So verhält es sich auch bei chemischen Reaktionen, bei denen »richtige« Chemikalien eingesetzt werden: Erhitzen Sie zum Beispiel rotbraunes Kupferblech mit pulvrigem Schwefel, entsteht unter rotem Aufglühen schwarzes krümeliges Kupfersulfid.

In einer *Wortgleichung* wird diese Reaktion wie folgt geschrieben:



Dabei stehen links vom Reaktionspfeil die *Ausgangsstoffe* oder *Edukte* und rechts vom Reaktionspfeil die Reaktionsprodukte. Der Reaktionspfeil ist niemals als »ist gleich« zu lesen, sondern als »reagiert zu«. Die Stoffe, die rechts vom Reaktionspfeil stehen, unterscheiden sich in ihren Eigenschaften von denen, die links davon stehen. Die *Stoffumwandlung* ist ein typisches Kriterium von chemischen Reaktionen.

Kluge Chemikerinnen schreiben natürlich eine *Reaktionsgleichung* (in manchen Lehrbüchern auch als Reaktionsschema bezeichnet), gibt es doch für alle Elemente und Verbindungen geeignete Symbole. Für die Reaktion zwischen Kupfer und Schwefel schreibt man:



So eine Reaktionsgleichung ist doch richtig schön kurz und knapp und übersichtlich!

Oft finden sich zusätzliche Angaben in der Gleichung:



Die tiefgestellten Buchstaben hinter den Symbolen geben den Aggregatzustand an. Das *s* steht dabei für »solid« und kennzeichnet einen Feststoff. Alternativ findet sich ein *f* für »fest«. Flüssige Stoffe sind mit *fl* für »flüssig« oder *l* für »liquid« gekennzeichnet. Ein *g*

bezeichnet »gasförmige« (engl. gaseous) Stoffe. In Wasser aufgelöste Stoffe werden mit *aq* gekennzeichnet, und das steht für (engl.) »aqueous«.

Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen

Die Angabe *exotherm* bezeichnet Reaktionen, bei denen Reaktionsenergie (meist in Form von Wärme) freigesetzt wird. Dies ist ein weiteres Kennzeichen von chemischen Reaktionen. Nach kurzer Zufuhr von Aktivierungsenergie, die die Edukte in einen reaktionsbereiten Zustand überführt, läuft die Reaktion ab, bis die energiearmen Produkte entstanden sind.

In unserem Beispiel der Bildung von Kupfersulfid passiert nichts, wenn Kupfer und Schwefel zusammen in ein Reagenzglas gegeben werden. Erst das Erhitzen mit dem Brenner bringt die Stoffe zur Reaktion.

Stellen Sie sich vor, dass die Teilchen der Stoffe die zugeführte Energie aufnehmen und sich dadurch aus ihrem Verband herauslösen, sich verändern und zum Produkt neu zusammensetzen. Oft wird die Energieänderung bei einer chemischen Reaktion in einem *Energie-Zeit-Diagramm* dargestellt (Abbildung 1.2).

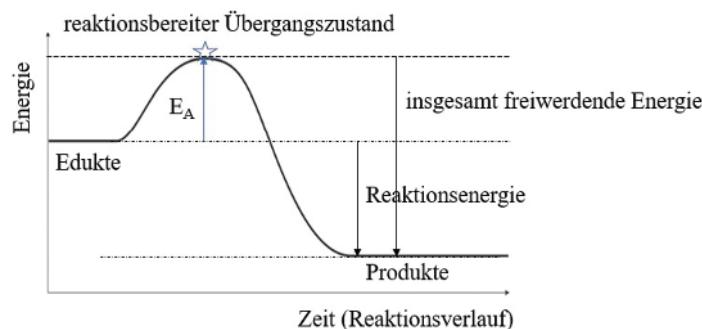


Abbildung 1.2: Energie-Zeit-Diagramm einer exothermen Reaktion (E_A gibt die benötigte Aktivierungsenergie an.)

Bei anderen Reaktionen muss ständig Energie zugeführt werden. Sie laufen nur bei stetiger Energiezufuhr ab. Solche Reaktionen sind *endotherme* Reaktionen und sehen im Energie-Zeit-Diagramm so aus wie in Abbildung 1.3:



Reaktionen, bei denen Energie frei wird, die also exotherm verlaufen, sind häufig mit endothermen Reaktionen gekoppelt. Sie kennen das von Ihrem Handy: Wenn sie es benutzen, reagieren die chemischen Stoffe im Akku und ein Strom fließt. Laden sie das Handy, führen Sie von außen (stetig!) elektrische Energie in Form von Strom zu, der die Chemikalien im Akku wieder in ihren Ursprungszustand versetzt.

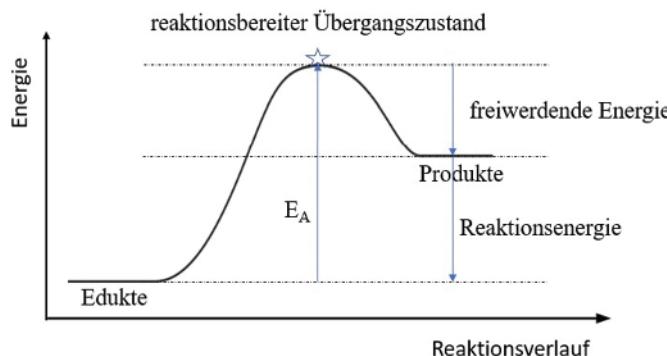


Abbildung 1.3: Energie-Zeit-Diagramm einer endothermen Reaktion (E_A = Aktivierungsenergie)

Gesetz von der Erhaltung der Masse

Es gilt bei jeder chemischen Reaktion das *Gesetz von der Erhaltung der Masse*. Das heißt, dass bei einer chemischen Reaktion nichts verschwinden oder aus dem Nichts neu entstehen kann. Die Masse der Ausgangsstoffe ist immer gleich der Masse der Reaktionsprodukte. Die Teilchen sind alle noch vorhanden – nur eben möglicherweise in veränderter Form und/oder Zusammenstellung.



Das Gesetz von der Erhaltung der Masse gilt immer. Selbst, wenn Sie sehen, dass ein Lagerfeuer abbrennt und danach nur noch ein Häufchen Asche vorhanden ist, trifft es zu. Gerade bei Verbrennungen entstehen oft Gase, die in die Umgebung entweichen. Würde man diese auffangen und zusammen mit der Asche wiegen, entspräche das exakt der eingesetzten Masse des Holzes (plus der des für die Verbrennung benötigten Sauerstoffs).

Vom Aufbau des Kleinsten...

Sie haben gelesen, dass sich der Teilchen-Begriff für einige Anwendungen eignet, aber doch recht ungenau den Aufbau der Stoffe beschreibt. Seit der Antike haben sich naturwissenschaftlich interessierte Philosophinnen und Wissenschaftler Gedanken über den Aufbau von allen Dingen gemacht.

- ✓ Der Grieche Demokrit benennt vor mehr als 2000 Jahren die kleinsten, unteilbaren Bestandteile der Stoffe als »Atome« und gilt als Begründer der Atomtheorie.
- ✓ John Dalton griff diese Überlegungen auf und begründete 1808 seine Theorie zum Aufbau der Elemente aus kleinen Kugeln mit jeweils charakteristischer Masse.

- ✓ Joseph John Thomson veröffentlicht 1897 seine Erkenntnisse zum ersten Elementarteilchen, dem Elektron. Darauf basiert das »Rosinenkuchenmodell« vom Atombau: In eine positiv geladene Masse sind die Elektronen wie die Rosinen in einem Kuchen eingebettet.
- ✓ Ernest Rutherford beschreibt 1911 den Aufbau der Atome im *Kern-Hülle-Modell*. In dem Atomkern befinden sich die positiv geladenen Protonen, in der ungleich größeren Atomhülle die negativ geladenen Elektronen, die sich auf Bahnen um den Kern bewegen.
- ✓ Nach dem *Schalenmodell* zum Aufbau der Atomhülle von Niels Bohr 1913 bewegen sich die Elektronen auf konzentrischen Schalen um den Atomkern.
- ✓ Erwin Schrödinger berechnet 1926 den Aufbau der Atome mathematisch. Vielleicht haben Sie im Unterricht bereits – in vereinfachter Form – etwas vom *Kugelwolkenmodell* gehört.
- ✓ James Chadwick entdeckt 1932 die Neutronen als weitere Kernbausteine.

Nicht verschwiegen werden soll, dass es noch viele weitere Untersuchungen zum Bau der Atome gibt (und geben wird), stellen Modelle doch nur immer nur annähernd die Wirklichkeit dar.

Einige Modellvorstellungen sollten Sie sich noch einmal genauer anschauen.

Verstreute Elektronen bei Rutherford

In der Abbildung 1.4 sehen Sie den berühmten *Streuversuch*, den Rutherford und sein Assistent Hans Geiger durchführten. Eine Strahlungsquelle gibt sogenannte α -Teilchen ab, die auf eine sehr dünne Goldfolie treffen.

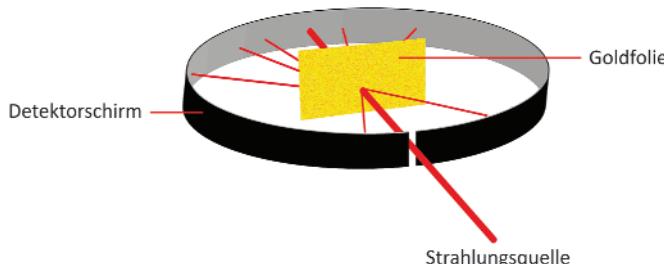


Abbildung 1.4: Schematische Darstellung des Streuversuchs von Rutherford
©Stefanie Ortanderl, Ulf Ritgen – Chemie für Dummies. Das Lehrbuch)

- ✓ Die α -Teilchen durchdringen die Goldfolie und treffen zum Großteil am gegenüberliegenden Ende auf.
- ✓ Einige wenige Teilchen werden abgelenkt oder gar zurückgeworfen.

32 TEIL I Die Grundlagen

Rutherford schlussfolgerte daraus, dass ...

- ✓ Atome aus einem kleinen, positiv geladenen und massereichen *Atomkern* bestehen sowie
- ✓ einer ungleich größeren, negativ geladenen und masselosen *Atomhülle*. Das Kern-Hülle-Modell war geboren.

Umgangssprachlich wird es auch als *Planetenmodell* bezeichnet, weil man sich vorstellte, dass die Elektronen den Kern auf Bahnen umkreisen ähnlich wie die Planeten die Sonne.

Eher wie eine Zwiebel, meint Bohr

Niels Bohr entwickelte das *Schalenmodell*, mit dem Sie in der Sekundarstufe I vermutlich am häufigsten gearbeitet haben. Man stellt sich die Atomhülle aufgeteilt in Schalen ähnlich wie bei einer Zwiebel vor. Hiernach bewegen sich die Elektronen auf definierten Bahnen mit einem bestimmten Energiegehalt um den Atomkern (Abbildung 1.5).

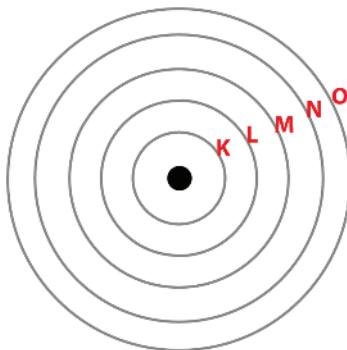


Abbildung 1.5: Vorstellung des Aufbaus der Atomhülle aus definierten Schalen (©Stefanie Ortanderl, Ulf Ritgen – Chemie für Dummies. Das Lehrbuch)

- ✓ Die Schalen werden von innen nach außen mit den Buchstaben K bis Q bezeichnet.
- ✓ Es gibt nach dieser Überlegung maximal sieben Bahnen.
- ✓ Die Energie der einzelnen Schalen nimmt ausgehend vom Kern immer weiter zu. Das heißt, die inneren Elektronenschalen sind energieärmer als die äußeren.
- ✓ Die K-Schale kann maximal zwei Elektronen aufnehmen, alle weiteren Schalen dagegen maximal acht.

Schauen Sie bitte einmal in das Periodensystem auf der Schummelseite. Es gibt dort tatsächlich sieben Perioden genannte Zeilen. Für die Chemie von besonderem Interesse sind die Elektronen der äußersten Schale. Ist diese mit acht Elektronen gefüllt, ist dieses *Elektronenoktett* ein energetisch besonders stabiler Zustand des Atoms und wird *Edelgaskonfiguration* genannt. Hier versteckt sich das Geheimnis chemischer Reaktionen: Die Atome der

Elemente sind bestrebt, ihre äußerste Schale mit Elektronen zu einem kompletten Oktett zu ergänzen, (*Oktettregel*) und um dieses zu erlangen, reagieren sie miteinander.

Atomares Lego

Elektronen, Protonen und Neutronen sind die Bausteine der Atome (Tabelle 1.1). Sie sind sozusagen die *Elementarteilchen* der Chemie. Protonen und Neutronen sind die Kernteilchen und werden auch als *Nukleonen* bezeichnet. Die negativ geladenen Elektronen befinden sich in der Atomhülle und sind nahezu masselos. Fast die gesamte Masse des Atoms ist demnach im Atomkern lokalisiert, wobei die Masse der positiv geladenen Protonen in etwa der der ungeladenen Neutronen entspricht.

Elementarteilchen	Symbol	Ruhemasse (unit)	Elementarladung
Proton	p^+	1u	+1
Neutron	n^0	1u	0
Elektron	e^-	0	-1

Tabelle 1.1: Symbole, Massen und Ladungen der Atombausteine

Unschwer können Sie die Symbole in Tabelle 1.1 den Atombausteinen zuordnen. Die Masse wird in einer relativen Einheit, in *unit* (u), angegeben. Die tatsächlich ermittelten Werte sind extrem klein und Sie möchten nicht mit so vielen Nullen hinter dem Komma rechnen. Dass die Elektronen keine Masse haben, ist auch nur eine Näherung, weil ihre tatsächliche Masse zwar viel, viel kleiner als die der Protonen und Neutronen, aber trotzdem größer als null ist. Der Begriff *Elementarladung* beschreibt die kleinste elektrische Ladungsmenge. Demnach besitzt das Elektron eine negative Elementarladung und das Proton eine positive. Atome sind insgesamt neutral geladen.

Wie Sie den Bau der Atome schnell entschlüsseln

Aus dem Periodensystem können Sie viele Informationen zum Bau der Atome eines Elements ableiten. Für gewöhnlich finden Sie folgende Angaben an einem Elementsymbol:



(Nutzen Sie gerne parallel die Schummelseite und finden Sie die Zahlen.) Sicher finden Sie heraus, dass die 11 die sogenannte *Ordnungszahl* ist und die 23 die gerundete *Atommasse*.



Mit beiden Werten können Sie auf den Bau des Natrium-Atoms schließen:

- ✓ Die Ordnungszahl 11 gibt Ihnen die Anzahl an Protonen an, da die Elemente nach der Anzahl ihrer Protonen sortiert sind.

- ✓ 11 positive Ladungen im Kern (Die Ordnungszahl heißt auch Kernladungszahl!) entsprechen 11 negativ geladenen Elektronen in der Hülle, da Atome neutral geladen sind.
- ✓ Eine Atommasse von 23 u weist auf 23 Protonen und Neutronen hin. Das sind 23 Nukleonen im Kern.
- ✓ Im Natrium-Atom gibt es demnach 12 Neutronen.

Durch die Zahlen wissen Sie, dass im Kern 23 Nukleonen sind. Wenn Sie davon die 11 Protonen abziehen, ergeben sich die 12 Neutronen.



Versuchen Sie es selbst einmal. Finden Sie die Elemente im PSE und ermitteln Sie die Anzahlen der Atombausteine folgender Atome:



Manche sind anders

Jedes Element ist aus Atomen mit einer definierten Protonenzahl aufgebaut. Kohlenstoff-Atome zum Beispiel besitzen immer sechs Protonen im Atomkern. Also ist jedes Atom mit sechs Protonen im Kern ein Kohlenstoff-Atom. Die Anzahl der Protonen ist mit chemischen Methoden nicht veränderbar.

An der Umwandlung der Elemente ineinander sind leider auch die Alchimisten im Mittelalter gescheitert. Um aus Quecksilber ($^{201}_{80}\text{Hg}$) Gold ($^{197}_{79}\text{Au}$) herzustellen, hätten sie nur ein Proton aus dem Kern des Quecksilbers entfernen müssen. Aber dies konnte mit chemischen Reaktionen nicht funktionieren.

Die Anzahl der Protonen der Atome eines Elements ist also immer gleich. Jedoch kann sich die Anzahl der Neutronen im Kern unterscheiden. Man nennt solche unterschiedlich schweren Atome derselben Atomsorte *Isotope*. Abbildung 1.6 zeigt die drei natürlichen Isotope des Kohlenstoffs.

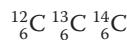


Abbildung 1.6: Isotope des Kohlenstoffs

Die drei Kohlenstoff-Atome unterscheiden sich lediglich in der Anzahl der Neutronen im Kern und in der Häufigkeit ihres Vorkommens. Der »normale« Kohlenstoff $^{12}_{6}\text{C}$ macht über 98 % des Kohlenstoffs auf der Erde aus, der schwere Kohlenstoff $^{13}_{6}\text{C}$ etwa 1,4 % und der radioaktive Kohlenstoff $^{14}_{6}\text{C}$ kommt nur in Spuren vor.



Isotope sind Atome eines Elements mit gleicher Protonen-, aber unterschiedlicher Neutronenzahl.

Das radioaktive ^{14}C ist genau das, was Sie aus der Biologie kennen: Das Isotop, welches bei der Radiokarbonmethode, einer Methode zur Altersbestimmung von Fossilien, genutzt wird.



Im Periodensystem steht bei der Atommasse immer eine »krumme« Dezimalzahl. Wenn es nicht ausdrücklich gefordert ist, können Sie aber immer die gerundete Atommasse für Berechnungen einsetzen. Die Dezimalzahl kommt zustande, weil die Massenanteile der Isotope eines Elements gewichtet einbezogen werden.

Endlich Ordnung im System

Das Bohrsche Schalenmodell eignet sich auch gut dazu, die Stellung der Elemente im Periodensystem zu erklären. Schlagen Sie bitte dazu noch einmal die Schummelseite auf und lassen Sie diese Tabelle auf sich wirken.

Sie sehen die bereits erwähnten sieben Perioden, die den sieben Elektronenschalen im Bohrschen Modell entsprechen. Außerdem fallen Ihnen die acht Hauptgruppen auf, die mit römischen Ziffern bezeichnet sind. Zwischen der zweiten und dritten Hauptgruppe sind Nebengruppenelemente eingeordnet. Jedes Element steht nun in einer bestimmten Gruppe und einer Periode.

Durch die am Elementsymbol angegebenen Zahlen wissen Sie, über wie viele Elektronen ein Atom verfügt, wie viele Sie also auf den Elektronenschalen der Hülle verteilen können. Diese Elektronenverteilung wird *Elektronenkonfiguration* genannt. Für Lithium ^7_3Li mit der Ordnungszahl drei sieht das Schalenmodell wie in Abbildung 1.7 gezeigt aus: zwei Elektronen innen, das dritte eine Schale weiter außen.

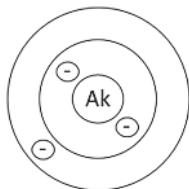


Abbildung 1.7: Elektronenkonfiguration des Lithiums: um den Atomkern (Ak) bewegen sich auf zwei Elektronenschalen drei Elektronen.



Schauen Sie sich einmal die Verteilung der Elektronen und die Stellung des Lithiums im Periodensystem an. Fällt es Ihnen auf? Lithium steht in der zweiten Periode und genau zwei Schalen sind mit Elektronen besetzt. Es steht in der ersten Hauptgruppe und verfügt über genau ein AußenElektron. Die AußenElektronen werden auch *Valenzelektronen* genannt.



Versuchen Sie es selbst und zeichnen Sie die folgenden Atome im Schalenmodell. Ermitteln Sie zudem die Stellung der Elemente im Periodensystem anhand der Elektronenverteilung ihrer Atome.



Versuchen Sie es mit eigenen Beispielen selbst und üben Sie noch ein wenig weiter.



Eine kleine Falle findet sich auch im PSE. Wenn man die Stellung des Heliums ^4_2He anhand der Elektronenverteilung herleitet, müsste es in der zweiten Hauptgruppe eingesortiert werden. Jedoch steht es in der achten Hauptgruppe.

Bei Helium ist die erste Schale mit den beiden Elektronen schon voll besetzt und wie bereits erwähnt ist eine voll besetzte Schale ein stabiler Zustand des Atoms. Helium ist deswegen den Edelgasen zugeordnet, die sonst über acht Elektronen in ihrer äußeren Schale verfügen.



Beachten Sie, dass die Herleitung der Stellung der Atome im PSE nur für die Elemente der acht Hauptgruppen anwendbar ist! Für die Nebengruppenelemente, die Sie nach der zweiten Hauptgruppe ab der vierten Periode finden, kann das Prinzip so nicht genutzt werden.

Wolkig mit Aussichten

Nach Niels Bohrs Schalenmodell entstanden weitere Modelle, die sich immer mehr dem eigentlichen Aufbau der Atome annäherten. Ein weiteres wichtiges ist das *Kugelwolkenmodell* (Abbildung 1.8).

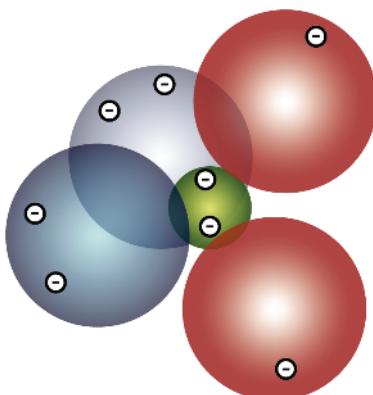


Abbildung 1.8: Kugelwolkenmodell
(©Stefanie Ortanderl, Ulf Ritgen – Chemie für Dummies. Das Lehrbuch)

Bildet die erste Schale noch eine einzige Kugel, in der sich nach dieser Vorstellung maximal zwei Elektronen aufhalten können, sind es in der zweiten Schale schon vier, die sich tetraedrisch um den Atomkern anordnen. Das Besondere hierbei ist, dass jede Kugel der jeweiligen Schale zunächst mit einem Elektron besetzt wird, bevor sich zum Beispiel auf der L-Schale ab dem fünften Elektron je zwei Elektronen eine Kugel teilen. Diesen Aufbau nimmt man für jede weitere Bohrsche Elektronenschale an.

Leicht mit Lewis

Wie bereits schon einmal erwähnt, sind genau die Elektronen der jeweils äußersten Schale von Bedeutung für chemische Reaktionen. Es macht deshalb Sinn, die Anzahl der Außen-Elektronen schnell ablesen zu können (Hauptgruppennummer im PSE). Um nicht lauter Kugeln oder Kreise zeichnen zu müssen, verwendet man am besten die *Lewis-Formeln* oder auch *Valenzstrichformeln*.

Die Darstellung der Valenzschreibweise in Abbildung 1.9 zeigt schnell, über wie viele Elektronen die Atome in der äußersten Schale verfügen.

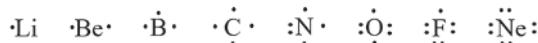


Abbildung 1.9: Angabe der Valenzelektronen nach Lewis am Elementsymbol

In Anlehnung an das Kugelwolkenmodell werden zunächst bis zur vierten Hauptgruppe die Elektronen an die vier Seiten des Symbols geschrieben. Ab dem fünften Elektron (ab der fünften Hauptgruppe) bilden sich Elektronenpaare.

Die Elektronenpaare können auch als Striche an das Symbol geschrieben werden. Das ist ein wenig übersichtlicher in der Darstellung (Abbildung 1.10).



Abbildung 1.10: Punkt-Strich-Schreibweise nach Lewis



Gewöhnen Sie sich diese Schreibweise am besten an und lernen Sie sie für eine Periode auswendig. Vergessen Sie niemals, dass bis zur vierten Hauptgruppe die Elektronen einzeln geschrieben werden. Das erleichtert Ihnen später das Aufstellen von Formeln.

Aus eins mach zwei und mehr

Das Wissen um den Bau der Atome, ihre reaktionsfähigen Valenzelektronen und ihre Stellung im Periodensystem erleichtert es Ihnen abzuschätzen, wie die Elemente reagieren und welche Stoffe sie in einer Reaktion bilden.

Zusammen und doch getrennt

Metalle, die links im Periodensystem stehen (zum Beispiel in der ersten und zweiten Hauptgruppe) reagieren ziemlich heftig mit Nichtmetallen, die rechts oben im Periodensystem stehen (zum Beispiel in Hauptgruppe sechs und sieben).

- ✓ Metall-Atome geben Elektronen ab, sie leeren ihre äußerste Schale, sodass nun die voll besetzte ehemals vorletzte Schale die letzte bildet.
- ✓ Nichtmetall-Atome nehmen häufig Elektronen auf und füllen damit meist ihre letzte Schale.
- ✓ Metall- und Nichtmetall-Atome erreichen dadurch jeweils eine gefüllte Außenschale und somit die sehr beliebte Edelgaskonfiguration.



Die voll besetzte Außenschale kennzeichnet einen energetisch stabilen Zustand. Nur die Edelgase der achten Hauptgruppe haben als Atome bereits acht Elektronen auf der Außenschale. Bei Helium ist die erste Schale mit zwei Elektronen gefüllt. Es wird ebenso den Edelgasen zugeordnet.



Beachten Sie, dass die Atome durch Elektronenaufnahme oder -abgabe nicht zu Edelgasen werden. Ihre letzte Schale sieht nur so aus wie bei einem Edelgas.

Dadurch, dass Atome Elektronen abgeben oder aufnehmen, sind sie nicht mehr neutral. Sie tragen nun eine elektrische Ladung und werden Ionen genannt.

- ✓ *Kationen* sind positiv geladene Ionen.

Ihnen fehlen negative Ladungen. Die Höhe der Ladung wird dabei am Elementsymbol angegeben. Na^+ bedeutet, dass das Natrium-Atom ein Elektron abgegeben hat und deswegen nun positiv geladen ist.

- ✓ *Anionen* sind negativ geladene Ionen.

Sie haben mehr negativ geladene Elektronen als das ursprüngliche Atom. Das Oxid-Ion O^{2-} verrät Ihnen, dass zwei negative Ladungen – also Elektronen – dazugekommen sind.



Wenn Sie Schwierigkeiten haben zu verstehen, wie die Ladungen am Symbol zustande kommen, stellen Sie sich am besten vor, dass das Atom immer eine bestimmte Menge an Plus (= positiv geladene Protonen im Kern) und Minus (= negativ geladene Elektronen der Hülle) hat. Die Anzahl der Protonen im Kern ändert sich bei chemischen Reaktionen nie! Nehmen Sie nun aber ein Minus weg, also ein Elektron, dann machen Sie quasi ein Plus (ein Proton) sichtbar. Die Ladung eines positiv geladenen Protons kann nun nicht mehr ausgeglichen werden.

Bitte argumentieren Sie aber nicht in der Abiturprüfung mit Plus- und Minus-Teilchen, sondern verwenden Sie die Fachbegriffe!



Trauen Sie sich! Geben Sie die Ladungen der Ionen folgender Atome an:

Al, Mg, S, Br, Kr.



Achten Sie auf die Bezeichnungen. Positiv geladene Metall-Ionen werden wie das Metall-Atom benannt. Ein Kalium-Atom wird zu einem Kalium-Ion.

Negativ geladene Ionen tragen häufig eine etwas andere Bezeichnung als die Atome und insbesondere eine charakteristische Endung. Ein Iod-Atom wird beispielsweise durch Elektronenaufnahme zu einem einfach negativ geladenen Iodid-Ion.

Starkes Pärchen

Die gebildeten Kationen und Anionen ziehen sich aufgrund ihrer unterschiedlichen Ladung stark elektrostatisch an und gruppieren sich zu regelmäßigen Gittern. Dabei wird *Gitterenergie* frei, die umso höher ist, je stärker sich die Ionen anziehen. Die Ionen sind so angeordnet, dass ihre Ladung gegeneinander abgeschirmt ist. Man spricht von *Ionenbindung*. Es bilden sich *Salze*.



In Abbildung 1.11 sehen Sie die Elektronenübertragung zwischen einem Natrium-Atom und einem Chlor-Atom, bei der sich Natrium- und Chlorid-Ionen bilden. Von Natrium wird bei der Reaktion ein Elektron auf das Chlor-Atom übertragen.

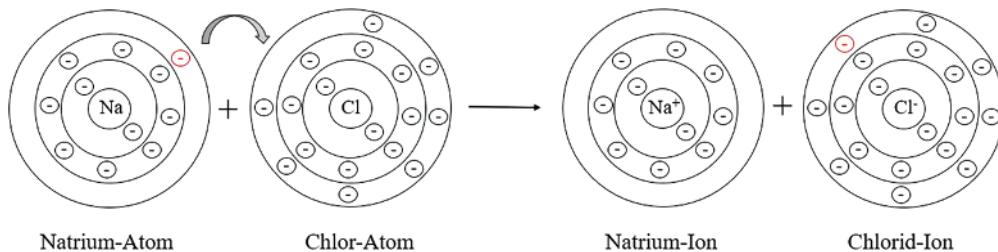


Abbildung 1.11: Bildung von Ionen

Aufstellen von Verhältnisformeln



Wenn Ionen miteinander verknüpft sind, spricht man nicht von einer Molekülformel, sondern von einer *Verhältnisformel*. Diese gibt das Verhältnis der positiv und negativ geladenen Ionen an. Das Natriumchlorid NaCl besteht aus einem positiv geladenen Natrium- und einem negativ geladenen Chlorid-Ion. Beachten Sie, dass sich die Ionen zwar anziehen, aber separate Teilchen sind!



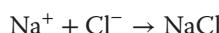
Wenn Sie die Ionen kennen, können Sie ganz leicht die Verhältnisformel für ein Salz aufstellen.

- ✓ Ermitteln Sie die Ladung des Kations und des Anions.

- ✓ Überlegen Sie, wie viele Ionen Sie benötigen, damit die Ladung der Ionen ausgeglichen ist.
- ✓ Schreiben Sie in die Formel links das Ion mit der positiven Ladung, rechts das mit der negativen.
- ✓ Schreiben Sie hinter die jeweiligen Elementsymbole die Anzahl der Ionen (Einsen geben Sie wie gehabt nicht extra in der Formel an).



Die Verhältnisformel für Kochsalz ergibt sich demnach zu



Das Natriumchlorid besteht aus einem positiv geladenen Natrium- und einem negativ geladenen Chlorid-Ion.



Calcium steht in der zweiten Hauptgruppe. Seine Atome können also zwei Elektronen abgeben und werden dadurch zu Ca^{2+} -Ionen. Wenn sich diese mit Chlorid-Ionen verbinden, entsteht Calciumchlorid:

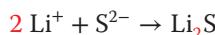


Sie benötigen nun *zwei* negativ geladene Chlorid-Ionen, um die zweifach positive Ladung des Calcium-Ions auszugleichen. Die Zwei für »zwei benötigte Chlorid-Ionen« steht als Index hinter dem Cl in der Formel.



Noch ein Beispiel? Wie ist es beim Lithiumsulfid?

Lithium finden Sie in der ersten Hauptgruppe und Sie wissen daher, dass seine Atome über ein Außenelektron verfügen. Es bilden sich durch Abgabe von Außenelektronen einfach positiv geladene Li^+ -Ionen. Schwefel steht in der sechsten Hauptgruppe, nimmt zwei Elektronen auf und bildet Sulfid-Ionen S^{2-} .



Die tiefgestellte Zwei hinter dem Lithium verrät Ihnen, dass Sie zwei Lithium-Ionen in der Verbindung mit dem Sulfid-Ion benötigen.



Als Faustregel gilt, dass die Elemente der ersten bis dritten Hauptgruppe ihre Valenzelektronen abgeben und in der Höhe der abgegebenen Elektronen positiv geladene Ionen bilden.

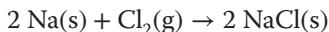
Die Elemente der fünften bis siebten Hauptgruppe nehmen Elektronen auf und bilden in der Höhe der aufgenommenen Elektronen negativ geladene Ionen.



Achten Sie bei Aufgaben darauf, ob nicht vielleicht die Reaktionsgleichung zur Bildung eines Salzes gefordert ist. In der Reaktionsgleichung stehen die eingesetzten Stoffe und nicht bereits die Ionen!



Bringt man die Stoffe Natrium und Chlor-Gas zur Reaktion, ergibt sich folgende Reaktionsgleichung:



Bei diesem Beispiel gilt es zu beachten, dass Chlor in seiner elementaren Form bereits aus zwei Atomen besteht. Deswegen steht am Symbol die tiefgestellte Zwei.

Da Sie in der Gleichung das zweite Chlor-Atom nicht einfach unterschlagen können, müssen Sie *ausgleichen*. Setzen Sie geeignete *Faktoren* oder *Koeffizienten* vor die Symbole der eingesetzten und entstandenen Stoffe. So reagieren einfach zwei Natrium-Atome mit zwei Chlor-Atomen zu zwei Natriumchlorid.



Wie sieht es beim Calciumoxid (CaO), beim Aluminiumbromid (AlBr_3) und beim Natriumsulfid (Na_2S) aus? Aus wie vielen Ionen sind sie aufgebaut und welche Ladungen tragen die Ionen jeweils? Stellen Sie die Verhältnisgleichungen zur Bildung der Salze doch einfach einmal auf. Wenn Sie mögen, formulieren Sie auch noch die Reaktionsgleichungen. Beachten Sie, dass Sauerstoff und auch das Brom in ihrer elementaren Form als O_2 beziehungsweise Br_2 eingesetzt werden müssen.

Und was können die so, die Salze?

Salze haben charakteristische Eigenschaften:

- ✓ Sie haben eine feste, kristalline Struktur durch die allseitig wirkenden Anziehungskräfte der Ionen.
- ✓ Sie haben hohe Schmelz- und Siedetemperaturen, bedingt durch die hohen Anziehungskräfte der Ionen, die beim Erhitzen überwunden werden müssen.
- ✓ Sie leiten in der Schmelze und als wässrige Lösung den elektrischen Strom, da die Ionen Ladungsträger sind, die sich in einem elektrischen Feld bewegen können.
- ✓ Sie sind spröde, das heißt, sie zerspringen, wenn eine Kraft auf sie ausgeübt wird, weil sich die Gitterebenen des Salzkristalls verschieben, gleich geladene Ionen aufeinander treffen und sich abstoßen.

Verstecken gilt nicht

Einige Ionen haben Eigenschaften, die man zu ihrem Nachweis nutzen kann.

Flammenfärbung:

- ✓ Genutzt für die Elemente der ersten und zweiten Hauptgruppe, die Elemente verbrennen mit einer charakteristischen Färbung (Lithium mit roter Flamme, Kalium mit violetter, Barium grün, ...).

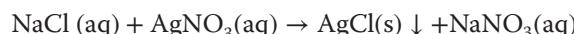
Halogenidnachweis:

- ✓ für die Ionen der siebten Hauptgruppe (Halogene = Salzbildner)

- ✓ Das Nachweisreagenz Silbernitrat-Lösung wird zu einer Probe gegeben.
- ✓ Es bilden sich schwer lösliche Silberhalogenide, die sich am Boden absetzen. In der Chemie spricht man vom »Ausfallen eines Stoffes« oder der »Bildung eines Niederschlags«.



Versetzt man eine Kochsalz-Lösung mit Silbernitrat-Lösung, fällt das schwer lösliche Silberhalogenid Silberchlorid aus, während das zweite Produkt Natriumnitrat in Lösung bleibt.



Der nach unten zeigende Pfeil hinter dem Symbol AgCl ist kein Muss in einer Gleichung. Es wird verwendet, um deutlich zu machen, dass ein Stoff ausfällt, sich also am Boden ansammelt. Ein Pfeil nach oben deutet auf einen leicht flüchtigen Stoff, der aus dem Reaktionsansatz entweicht.

Sulfatnachweis:

- ✓ Die Sulfat-haltige Lösung wird mit Bariumchlorid-Lösung versetzt.
- ✓ Es fällt schwer lösliches Bariumsulfat aus.



Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf für die Reaktion von Magnesiumsulfat (MgSO_4) mit Bariumchlorid (BaCl_2).

Das schwer lösliche Bariumsulfat fällt aus und färbt die Lösung mindestens milchig weiß. Die Stärke der weißen Färbung hängt ein wenig davon ab, wie viel Bariumsulfat vorhanden ist.

Alles Blech oder was

Etwa 80 % der Elemente im Periodensystem sind Metalle. Reine Metalle bestehen aus Metall-Atomen, die ihre Außenelektronen abgegeben haben. Die positiv geladenen Metall-Ionen-Rümpfe werden durch die abgegebenen und nun zwischen ihnen frei beweglichen Elektronen zusammengehalten. Hier darf man sich die Elektronen ruhig als eine Art Kleber zwischen den Ionen vorstellen, der aber munter zwischen ihnen herumspringt. Man spricht bei dieser *Metallbindung* auch vom *Elektronengas-Modell* (Abbildung 1.12).

Metalle ...

- ✓ sind Feststoffe (Ausnahme Quecksilber, das bei Raumtemperatur flüssig ist),
- ✓ lassen sich gut verformen, da die einzelnen Metall-Ionen-Schichten gegeneinander verschiebbar sind und die Elektronen dieser Bewegung folgen (Abbildung 1.13),
- ✓ haben meist hohe Schmelz- und Siedetemperaturen,
- ✓ leiten den elektrischen Strom und Wärme.

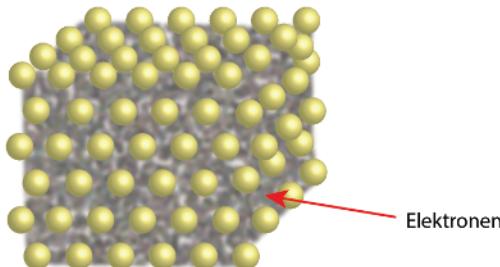


Abbildung 1.12: Elektronengas-Modell der Metallbindung (©Stefanie Ortanderl, Ulf Ritgen – Chemie für Dummies. Das Lehrbuch)

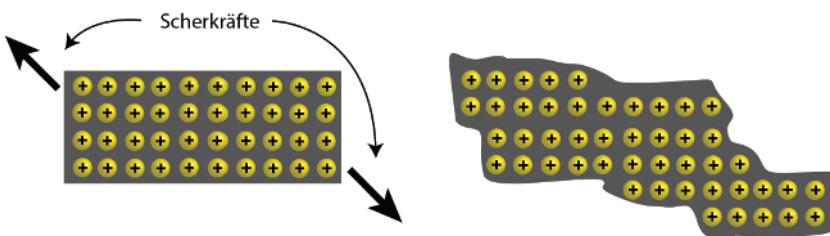


Abbildung 1.13: Einzelne Schichten des Metalls verschieben sich bei Ausübung einer Kraft (©Stefanie Ortanderl, Ulf Ritgen – Chemie für Dummies. Das Lehrbuch)

Wenn sich zwei ganz nahe kommen

Ihnen fehlt nun noch eine wichtige Bindungsart, die auftritt, wenn Nichtmetallatome miteinander reagieren. Hier bilden die Reaktionspartner gemeinsame Elektronenpaare aus, welche die beiden Atome zusammenhalten. Es bilden sich *Moleküle* und man spricht von der *Atombindung* oder *Elektronenpaarbindung*.



Im Wasserstoff-Molekül H_2 (siehe Abbildung 1.14) sind zwei Wasserstoff-Atome über ein gemeinsames Elektronenpaar miteinander verbunden.

Die beiden Wasserstoff-Atomkerne ziehen die Elektronen des jeweils anderen Atoms an und nähern sich so lange einander an, bis sich ein Gleichgewicht zwischen Anziehung der entgegengesetzten Ladungen (Kerne–Elektronen) und Abstoßung der gleich geladenen Atomkerne einstellt.

Das *gemeinsame Elektronenpaar* gehört beiden H-Atomen zugleich, sodass jedes Wasserstoff-Atom für sich die Edelgaskonfiguration erreicht. Jedes für sich hat demnach eine voll besetzte erste Schale und befindet sich somit im neu gebildeten Molekül in einem stabileren Zustand als das einzelne Atom. Es ergibt sich das Molekül H_2 oder in der Lewis-Schreibweise H–H.

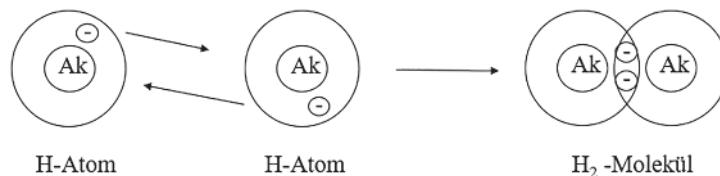


Abbildung 1.14: Bildung eines Wasserstoff-Moleküls

Aufstellen von Molekülformeln



Wenn man nicht genau weiß, wie viele Bindungen ein Atom eingehen kann, hilft wieder die Lewis-Schreibweise. Hier kann man sehen, wie viele einzelne Elektronen für eine Bindung noch zur Verfügung stehen.

Es könnte zum Beispiel gefordert sein, dass Sie die Lewis-Formel für NH₃ angeben sollen.



Halten Sie sich an die folgende Vorgehensweise und es kann beim Aufschreiben der Lewis-Formel nichts schiefgehen.

- ✓ Schauen Sie zunächst ins Periodensystem und stellen Sie fest, in welcher Hauptgruppe die Elemente stehen.
- ✓ Die Hauptgruppennummer verrät Ihnen die Anzahl der Außenelektronen, die Sie für die Reaktion zur Verfügung haben.
- ✓ Notieren Sie die Atome (alle!) in der Lewis-Schreibweise. Am besten eignet sich hier die Punkt-Strich-Variante, die Sie sicher schon auswendig gelernt haben.
- ✓ Verbinden Sie die einzelnen Elektronen der verschiedenen Atome sinnvoll miteinander.
- ✓ Es darf kein einzelnes Elektron übrigbleiben.

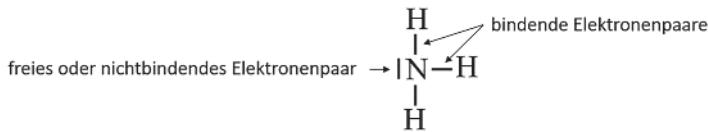


Ammoniak NH₃ besteht aus einem Stickstoff-Atom (hinter N im NH₃ ist keine Zahl angegeben) und drei Wasserstoff-Atomen (das verrät Ihnen die Drei hinter dem H).

- ✓ Stickstoff steht in der fünften und Wasserstoff in der ersten Hauptgruppe.
- ✓ Stickstoff hat demnach fünf Außenelektronen und jedes Wasserstoff-Atom eins.
- ✓ Die Lewis-Schreibweise ergibt sich wie folgt:



- ✓ Nun noch sinnvoll miteinander verbinden:



Fertig ist das Ammoniak-Molekül. Dabei sind die drei Elektronenpaare aus einem Elektron des Stickstoffs und einem von einem der Wasserstoff-Atome die gemeinsamen, also *bindenden Elektronenpaare*. Auch das *freie* oder *nichtbindende Elektronenpaar*, welches der Stickstoff sowieso schon besitzt, muss am Elementsymbol mit angegeben werden. Es steht für Bindungen mit anderen Atomen nicht mehr zur Verfügung.



Versuchen Sie es doch gleich selbst einmal und stellen Sie die Molekülformeln auf für PH_3 , CH_2Cl_2 und CO_2 auf. Noch ein Hinweis für das letzte Molekül: Es können auch mehrere Elektronenpaare zwischen zwei Atomen auftreten.

Gleich und gleich gesellt sich nicht immer gern

Wenn sich Atome miteinander verbinden, hat das auch immer Auswirkungen auf die räumliche Gestalt des entstehenden Moleküls. Hinter dem Wortungetüm *Elektronenpaarabstoßungsmodell* (EPA) verbirgt sich nichts Geringeres als die räumliche Anordnung der Atome in einem Molekül. Lassen Sie sich das Wort auf der Zunge zergehen: Elektronenpaar ... Abstoßungs ... Modell. Sagt doch eigentlich alles:

- ✓ Die negativ geladenen Elektronenpaare ordnen sich so weit wie möglich voneinander entfernt an.
- ✓ Dabei werden sowohl bindende als auch nichtbindende Elektronenpaare berücksichtigt.
- ✓ Bei vier einzelnen Elektronenpaaren ergibt die Anordnung der Elektronenpaare die räumliche Form eines Tetraeders.



Beim Methan CH_4 können Sie gut die Unterschiede in den Darstellungen nach der Lewis-Schreibweise und nach dem Elektronenpaarabstoßungsmodell sehen:

Lewis-Schreibweise	Elektronenpaarabstoßungsmodell
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C} \searrow \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
<ul style="list-style-type: none"> • $\text{H}-\text{C}-\text{H}$-Winkel beträgt 90°. • zweidimensionale, planare Darstellung • Alle Atome liegen in einer Ebene. 	<ul style="list-style-type: none"> • $\text{H}-\text{C}-\text{H}$-Winkel beträgt $109,5^\circ$. • dreidimensionale, räumliche Gestalt • Ein Atom ragt nach vorne und eines nach hinten aus der Ebene; dargestellt durch die keilförmigen Pfeile (dick nach vorne; gestrichelt nach hinten).



Versuchen Sie selbst, Moleküle in ihrer räumlichen Gestalt zu Hause zu basteln. Sie benötigen lediglich Knete und Zahnstocher. Wenn Sie keine Idee haben, bauen Sie doch einfach einmal die Moleküle-Modelle von NH_3 , PH_3 , CH_2Cl_2 und CO_2 . Sie werden sehen, dass es Spaß macht, die Chemie im wahrsten Sinne des Wortes zu begreifen.

Geben Sie auch immer die freien Elektronenpaare im EPA-Modell mit an. Diese beanspruchen mehr Raum als die Elektronenpaare einer Bindung und führen so zur Verzerrung der idealen räumlichen Gestalt.



Beim Wassermolekül benötigen die freien Elektronenpaare am Sauerstoffatom mehr Raum als die Bindungselektronenpaare. Sie drücken quasi die Bindungselektronenpaare stärker zusammen und verzerrn so die ideale Tetraederform. Der Winkel $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ beträgt nur noch $104,5^\circ$ (Abbildung 1.15).



Abbildung 1.15: Beim Wasser-Molekül ist der Tetraederwinkel verzerrt.

Wenn mehrere Bindungen zwischen zwei Atomen auftreten (zum Beispiel Doppelbindungen), werden sie wie ein Elektronenpaar behandelt. Im Methanal (Formaldehyd, CH_2O) ordnen sich also quasi drei Elektronenpaare räumlich an und liegen in Winkeln von 120° auseinander (Abbildung 1.16).



Abbildung 1.16: Planares Molekül von Methanal (Formaldehyd)

Mit Hilfe geht es leichter – der EN-Wert

Sind Atome über gemeinsame bindende Elektronenpaare miteinander verbunden, ziehen die positiv geladenen Atomkerne der Atome an dieser Bindung. Die Stärke dieser Fähigkeit wird als *Elektronegativitätswert* bezeichnet. Atome können mit gleicher oder unterschiedlicher Stärke an dieser Bindung ziehen.



Ein Maß dafür, wie stark ein Atom Elektronen anzieht, ist der *Elektronegativitätswert* (EN-Wert).

Auch den EN-Wert finden Sie im Periodensystem bei den jeweiligen Elementen angegeben. Schlagen Sie noch einmal das PSE auf und betrachten Sie die EN-Werte:

- ✓ Links unten sind die niedrigsten Werte. Diese Elemente ziehen nur sehr schwach Elektronen an. Es handelt sich ja um Metalle, die vorzugsweise Elektronen abgeben.
- ✓ Rechts oben, bei den kleinsten Nichtmetallen findet sich mit dem EN-Wert von vier das Fluor als elektronegativstes Element mit dem höchsten EN-Wert.
- ✓ Den Edelgasen der achten Hauptgruppe sind keine EN-Werte zugeordnet, da es sehr reaktionsträge Elemente sind.

Sind nun zwei Atome miteinander verbunden, die denselben EN-Wert haben, ziehen sie mit gleicher Stärke an der Bindung. Diese wird dann als *unpolare Elektronenpaarbindung* oder *unpolare Atombindung* bezeichnet.

Besitzt hingegen ein Element einen höheren EN-Wert, zieht dieses Atom stärker an der Bindung. Das gemeinsam Elektronenpaar wird stärker angezogen, sodass ein Überschuss an negativer Ladung an dem stärker ziehenden Atom entsteht. Am anderen Atom herrscht dagegen nun ein Elektronenmangel. Es handelt sich in diesem Fall um eine *polare Elektronenpaarbindung* (oder *polare Atombindung*).



Im Wasserstoff-Molekül H₂ ziehen beide Atome gleich stark an der gemeinsamen Bindung. Beide H-Atome haben den EN-Wert von 2,1. Im HCl-Molekül zieht das Chlor-Atom mit einem EN-Wert von 3,0 stärker an der Bindung als das H-Atom (EN-Wert 2,1) und bringt damit das Elektronenpaar stärker auf seine Seite.



Oft finden Sie eine keilförmige Darstellung in den Lewis-Formeln, wenn verdeutlicht wird, dass ein Atom stärker an den Elektronen zieht.



Um herauszufinden, wie stark die Polarität einer Bindung ist, bestimmt man die Differenz der EN-Werte ΔEN zwischen zwei Atomen:

- ✓ $\Delta\text{EN} = 0$: es handelt sich eindeutig um eine unpolare Elektronenpaarbindung.
- ✓ $\Delta\text{EN} \leq 0,7$: es liegt eine polare Bindung vor, die so schwach ist, dass die Stoffe häufig Eigenschaften unpolarer Stoffe haben.
- ✓ $\Delta\text{EN} \leq 0,7 \geq 1,7$: die Bindung ist polar.
- ✓ $\Delta\text{EN} \geq 1,7$: es handelt sich um eine Ionenbindung. Der Zug eines Atoms auf die Elektronen des anderen ist dann so stark, dass diese übergehen und Ionen entstehen.



Beachten Sie immer auch die Stoffkombination, die Sie in der Formel vor sich stehen haben (Metall/Nichtmetall oder nur Nichtmetalle). Die Grenzen von 0,7 und 1,7 für ΔEN sind willkürlich und lediglich zur Orientierung gedacht, um eine Bindungsart zu ermitteln.

Ganz klare Orientierung: Dipole

Sie wissen: Wenn zwei Atome mit unterschiedlichen EN-Werten miteinander verbunden sind, entstehen *Ladungspole*. Sie werden mit einem kleinen Delta gekennzeichnet (δ^+ beziehungsweise δ^-). Fallen zudem die Schwerpunkte der Ladungen im räumlichen Molekül nicht zusammen, entsteht ein Dipol.



In dem Beispiel oben ist das Wasserstoff-Molekül kein Dipol. Beide Wasserstoff-Atome besitzen denselben EN-Wert von 2,1. Das HCl-Molekül ist ein Dipol, wobei das Chlor-Atom mit dem EN-Wert von 3,0 stärker am gemeinsamen Elektronenpaar zieht und den negativen Ladungspol bildet. Das Wasserstoff-Atom mit dem geringeren EN-Wert von 2,1 ist dementsprechend der positive Pol.



Wenn Sie die räumlichen Modelle zu den Molekülen NH_3 , PH_3 , CH_2Cl_2 und CO_2 erstellt haben, überlegen Sie doch einmal, welche davon Dipole sind.

Wenn es Ihnen schwerfällt zu bestimmen, ob ein Molekül ein Dipol ist, dann stellen Sie sich das Molekül als räumliches Objekt vor, zum Beispiel als knubbelig rundes Teilchen. Suchen Sie eine Außenseite des Moleküls, an der sich negative Ladungspole finden. Das sollten Atome sein, die einen höheren EN-Wert als die anderen aufweisen. Und wenn Sie feststellen, dass auf der anderen Seite mindestens ein Atom einen positiven Ladungspol besitzt, haben Sie es schon geschafft. Sollten der positive und der negative Ladungsschwerpunkt aufgrund des räumlichen Baus des Moleküls zusammenfallen, ist das Molekül kein Dipol.

Zusammen ist man weniger allein

Viel haben Sie gelesen zu dem Bau von Molekülen. Jetzt fehlt nur noch der Zusammenhalt der Moleküle untereinander. Der EN-Wert führt zu Verschiebungen der Ladungen in Molekülen oder auch nicht. Damit hat er einen unmittelbaren Einfluss darauf, wie stark sich Moleküle untereinander anziehen.

Haben Sie schon einmal einen Gecko an der Zimmerdecke oder an einem Fenster laufen sehen? Er scheint mit seinen Füßen praktisch an dem Untergrund zu kleben. So ähnlich – als »Klebkraft« – können Sie sich Van-der-Waals-Kräfte vorstellen. Sie treten auf zwischen unpolaren Molekülen oder zwischen den Millionen feinen Härchen an der Fußunterseite des Geckos und dem Untergrund. Längerkettige Moleküle »kleben« häufiger zusammen. Diese kommen zustande, wenn durch Ladungsverschiebungen in den eigentlich unpolaren langkettigen Molekülen kurzzeitig Dipole induziert werden, die wiederum bei anderen Molekülen Dipole induzieren. Durch diese temporär auftretenden Ladungsänderungen ziehen sich die Moleküle gegenseitig an (siehe Abschnitt *Winzige Klebkraft, aber super stark*). Kleine, eher unpolare Moleküle, bei denen Atome mit ähnlichen EN-Werten miteinander verbunden sind, spüren keine Van-der-Waals-Anziehung und liegen als Gase vor.

Natürlich können auch andere Dipol-Moleküle untereinander wechselwirken. Man spricht dann von einer *Dipol-Dipol-Wechselwirkung*. Auch geladene Bestandteile in Molekülen können Wechselwirkungen mit polaren Molekülanteilen eingehen (elektrostatische Anziehung).

Zwischen Molekülen mit positiv polarisierten Wasserstoff-Atomen und anderen mit zum Beispiel negativ polarisierten Sauerstoff- oder auch Stickstoff-Atomen kann es zur Ausbildung von *Wasserstoffbrückenbindungen* kommen. Ein Wasserstoff-Atom bildet sozusagen die Brücke zu einem anderen polarisierten Atom eines Moleküls. Zucker-Moleküle besitzen viele Hydroxy-Gruppen (HO -Gruppen). Auch diese sind stark polar, sodass ein H der einen HO-Gruppe mit einem O einer anderen HO-Gruppe eine Wasserstoffbrücke bildet. Diese Anziehung ist so stark, dass Zucker bei Raumtemperatur als kristalliner Feststoff vorliegt.

Manchmal wird es heftig

Einige chemische Reaktionen sind besonders wichtig für den Erfolg in der Oberstufe. Dazu gehören die *Protolyse*, das sind die Reaktionen zwischen sauren und basischen Stoffen, und die *Redoxreaktionen*, bei denen Elektronen von Atomen abgegeben oder aufgenommen werden.

Säure-Base-Reaktionen

»Erst das Wasser, dann die Säure.« Erinnern Sie sich noch an diesen Spruch, den Lehrkräfte immer bringen, wenn es darum geht, Säuren zu verdünnen? Im umgekehrten Fall könnte Ihnen die Säure heftig entgegenspritzen und zu Verätzungen führen. Sicher verbinden Sie den Begriff Säure auch mit der Farbe Rot, denn Sie haben im Unterricht bestimmt saure Lösungen oder Lebensmittel mit einem der Nachweisreagenzien Universalindikator, Rotkohl oder Lackmus getestet, die sich rot färben, wenn sie mit Säuren in Berührung kommen.

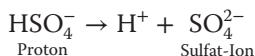
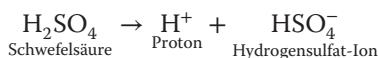
Alles ganz easy, meint Arrhenius

Vereinfacht nach Svante Arrhenius sind Säuren Stoffe, die

- ✓ in wässriger Lösung in Protonen und Säurerest-Ionen dissoziieren und
- ✓ gegebenenfalls mehrere Protonen schrittweise (nacheinander) abgeben.



Hier ist die schrittweise Dissoziation einmal am Beispiel der Schwefelsäure dargestellt.



Mal sauer, mal gar nicht – der pH-Wert

Die in der Lösung vorhandenen Protonen sind für die Rotfärbung einer Säure-Lösung verantwortlich, wenn zum Beispiel Universalindikator zugegeben wird. Mit dessen Hilfe

können Sie den pH-Wert einer Lösung bestimmen, der nichts anderes ist als eine Messzahl für die Konzentration von Protonen in dieser Lösung.

Die *pH-Wert*-Skala wird unterteilt in Werte von 0 bis 14 (Tabelle 1.2).

0–1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
sauer	schwach sauer			neutral			schwach alkalisch			stark alkalisch			

Tabelle 1.2: Die pH-Wert-Skala

Nicht nur sauer ist ätzend

Die Gegenspieler der Säuren sind die *Basen*. Sie sind ebenso aggressiv und heben die Wirkung von sauren Lösungen auf. Nach Arrhenius sind das Stoffe, die in wässriger Lösung in positiv geladene Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen dissoziieren. Nach dieser Überlegung sind lediglich Metallhydroxide basisch wirkende Stoffe.



In Wasser gegebenes Natriumhydroxid dissoziiert in Natrium-Ionen (Na^+) und Hydroxid-Ionen (OH^-). Die entstehende Lösung ist Natronlauge:



Übrigens: Lassen Sie sich nicht verwirren von den Begriffen »basisch« und »alkalisch«. Diese beziehen sich immer auf die Stoffe, die ein solches Verhalten zeigen und können synonym verwendet werden.

Wenn zwei sich streiten

Gibt man eine Metallhydroxid-Lösung zu einer sauren Lösung, wird deren Wirkung aufgehoben und es findet eine *Neutralisation* statt, bei der die Protonen der Säure mit den Hydroxid-Ionen der Base zu Wasser reagieren. Die Metall-Ionen und die Säurerest-Ionen bleiben dagegen in der Lösung. Wenn das Wasser verdampft, finden sich diese Ionen zusammen und bilden Salze, die auskristallisieren.



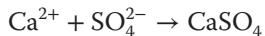
Schauen Sie noch einmal unter Ionenbindung im Abschnitt *Starkes Pärchen* nach. Positiv geladene Metall-Ionen und negativ geladene Nichtmetall-Ionen bilden regelmäßige Kristallgitter.



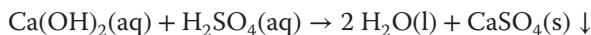
Ist das negativ geladene Ion ein Säurerest, der sich aus verschiedenen Atomen zusammensetzt wie der Sulfat-Rest der Schwefelsäure, wird die Verhältnisgleichung für das entstehende Salz genauso aufgestellt wie für einfache Ionen.



Calcium-Ionen bilden mit Sulfat-Ionen im Verhältnis 1:1 das Salz Calciumsulfat, wie die Verhältnisformel zeigt:



Für die vollständige Reaktion von Calciumhydroxid-Lösung (Kalkwasser) mit Schwefelsäure-Lösung ergibt sich die Reaktionsgleichung nach



Die Bezeichnungen weisen Sie darauf hin: Sulfate, Nitrate, Carbonate, Phosphate, ... sind alle Salze, bei denen der negativ geladene Anteil ein Säurerest ist.

Eine vertiefende und weiterführende Betrachtung der Säure-Base-Chemie können Sie in Kapitel 6 nachlesen.

Einer macht Minus, der andere Plus

Weitere wichtige Reaktionen, die Ihnen aus der Sekundarstufe I bekannt sind, sind die *Redoxreaktionen*. Haben Sie vielleicht schon einmal ein rotbraunes Kupferblech mit dem Brenner erhitzt? Oder Schwefel verbrannt? In beiden Fällen entstehen durch die Reaktion mit Sauerstoff Oxide. Das rotbraune Kupfer reagiert zu schwarzem Kupferoxid und Schwefel verbrennt zu Schwefeldioxid. Meist ist diese Reaktion mit Sauerstoff auch das, was viele als *Oxidation* in Erinnerung behalten haben. Der Entzug von Sauerstoff aus einer Verbindung wird gemeinhin als *Reduktion* verstanden.

Redoxreaktionen können aber auch durchaus unabhängig vom Sauerstoff ablaufen.



Erinnern Sie sich noch an die Bildung von Natriumchlorid? Auch dabei handelt es sich um eine Redoxreaktion, obwohl sich da keinerlei Sauerstoff findet, der abgegeben oder aufgenommen würde.



Der erweiterte Redoxbegriff sagt aus, dass es sich bei Redoxreaktionen um *Elektronenübertragungsreaktionen* handelt:

- ✓ Oxidation: Atome geben Elektronen ab
 - ✓ Reduktion: Atome eines anderen Elements nehmen diese Elektronen auf
- Oxidationen und Reduktionen laufen immer gekoppelt ab.

Zwei weitere wichtige Vokabeln in diesem Zusammenhang sind:

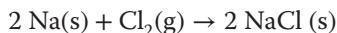
- ✓ *Oxidationsmittel*: Stoff, der die Oxidation unterstützt und reduziert wird
- ✓ *Reduktionsmittel*: Stoff, der die Reduktion unterstützt und oxidiert wird



Bringt man Natrium und Chlor zusammen und erhitzt das Gemisch, läuft eine heftige Reaktion ab.



Jedoch sollten Sie bedenken, dass Sie nicht die einzelnen Atome einsetzen, sondern immer Stoffportionen mit vielen Teilchen. Stellen Sie daher auf jeden Fall auch die Reaktionsgleichung auf.



In Klausuraufgaben wird häufig danach gefragt, ob es sich bei einem bestimmten Prozess um eine Redoxreaktion oder zum Beispiel um eine Säure-Base-Reaktion handelt. Schauen Sie zuerst immer nach vorhandenen Wasserstoff-Atomen und schauen Sie, was mit ihnen während der Reaktion passiert. Ist es dann immer noch nicht eindeutig, können Sie die Oxidationszahlen anwenden. Mit ihrer Hilfe lassen sich leicht Redoxreaktionen erkennen.

Einfach nur gedachte Zahlen

Bei den *Oxidationszahlen* handelt es sich um gedachte (oder tatsächliche) Ladungen der Atome in einer Verbindung. Man stellt sich einfach vor, dass diese als Ionen vorlägen.

Für die Bestimmung von Oxidationszahlen gibt es einfache Regeln, die zu lernen sich lohnt (man verwendet hierfür übrigens römische Ziffern):

- ✓ Elemente bekommen die Oxidationszahl ± 0 .
- ✓ Fluor-Atome bekommen in Verbindungen immer $-I$.
- ✓ Metall-Atome bekommen nie negative Oxidationszahlen.
- ✓ Wasserstoff-Atome in Verbindungen bekommen eine $+I$ (Ausnahme Metallhydride, wie NaH).
- ✓ Sauerstoff-Atome in Verbindungen bekommen eine $-II$ (Ausnahme Peroxide wie H_2O_2).
- ✓ Die Summe der Oxidationszahlen einer Verbindung ergibt null.
- ✓ Bei einfachen Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladung.
- ✓ Bei zusammengesetzten Ionen ergibt die Summe der Oxidationszahlen die Ionenladung.
- ✓ In organischen Verbindungen ergibt die Summe der Oxidationszahlen an einem C-Atom null.

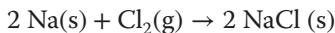
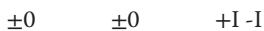


Einige Beispiele für Oxidationszahlen. Sie werden als römische Ziffern oberhalb des Elements in der Verbindung geschrieben.

± 0	± 0	-II	+I -II	± 0	+VI -II	-III +I -II +I -I+I-II+I
H ₂	Zn	S ²⁻	H ₂ O	Cl ₂	SO ₄ ²⁻	(CH ₃) ₂ CH ₂ OH



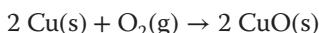
Oxidationszahlen helfen Ihnen, Redoxreaktionen zu erkennen.



Erhöht sich die Oxidationszahl eines Atoms von Seiten der Ausgangsstoffe auf der Seite der Produkte, dann wird es oxidiert, gibt also Elektronen ab. Verringert sich die Oxidationszahl, nimmt das Atom Elektronen auf und wird reduziert.



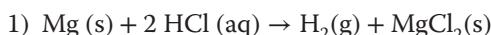
Auch Oxidationen unter Beteiligung von Sauerstoff lassen sich auf diese Weise als Elektronenübertragungsreaktion erkennen.



Kupfer-Atome geben bei dieser Reaktion zwei Elektronen ab, sie werden oxidiert. Jedes Sauerstoff-Atom nimmt jeweils zwei Elektronen auf und wird reduziert.



Versuchen Sie es selbst einmal und ermitteln Sie, ob es sich bei den beiden folgenden Reaktionen um Redoxreaktionen handelt.



Chemie der Lebenden und Toten

Kommen Sie nun mit in die Welt der *organischen Chemie*. Sie beschäftigt sich mit Stoffen auf der Grundlage von Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen, die die Grundlage alles Lebendigen sind und natürlich auch der vor Millionen von Jahren abgestorbenen Wesen. Unsere schöne, neue Plastikwelt der Kunststoffe wäre ohne fossilierte Lebewesen nicht denkbar. Das aus der Tiefe geförderte *Erdöl* liefert die meisten Kohlenwasserstoff-Verbindungen, die wir für unsere moderne Lebensweise in irgendeiner Form verwenden.

Alles Alk

Erdöl besteht zu einem großen Teil aus Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen, kurz Kohlenwasserstoffen. Es finden sich lange Ketten, ohne und mit Verzweigungen und auch Ringe. Die einfachsten Kohlenwasserstoff-Verbindungen sind die *Alkane*.

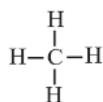
54 TEIL I Die Grundlagen



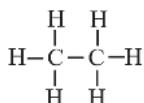
Kohlenstoff steht in der vierten Hauptgruppe und der zweiten Periode. Das Atom verfügt über sechs Elektronen, die auf den beiden ersten Schalen verteilt sind, sodass Kohlenstoff vier Valenzelektronen hat.

Bei Alkanen geht der Kohlenstoff also mit seinen vier einzelnen Elektronen Verbindungen zu anderen Kohlenstoff-Atomen und Wasserstoff-Atomen ein.

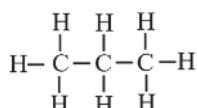
Die ersten drei Vertreter sind Methan, Ethan und Propan.



Methan



Ethan



Propan

Alkan	Formel
Methan	CH_4
Ethan	C_2H_6
Propan	C_3H_8
Butan	C_4H_{10}
Pantan	C_5H_{12}
Hexan	C_6H_{14}
Heptan	C_7H_{16}
Octan	C_8H_{18}
Nonan	C_9H_{20}
Decan	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

Tabelle 1.3: Die homologe Reihe der Alkane

Das nächste Alkan Butan hat entsprechend vier miteinander verknüpfte Kohlenstoff-Atome und so fort. Solche kettenförmigen Kohlenwasserstoff-Verbindungen werden auch als *aliphatische* Kohlenwasserstoffe bezeichnet. Es kommt bei jedem folgenden Alkan immer eine CH₂-Gruppe hinzu, sodass sich die *homologe Reihe* der Alkane ergibt.

Die Tabelle 1.3 zeigt die ersten zehn Alkane der homologen Reihe.

Nomenklatur der Alkane

Keine Angst. Nomenklatur heißt nur »Namensgebung«.

- ✓ Der Wortstamm verrät Ihnen die Anzahl der Kohlenstoff-Atome im Molekül.

Wortstamm	Meth-	Eth-	Prop-	But-	Pent-	Hex-	Hept-	Oct-	Non-	Dec
Anzahl C	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

Die ersten vier Bezeichnungen sind historisch. Ab dann geht es weiter mit griechischen Zahlwörtern.

- ✓ Die Endung »-an« weist darauf hin, dass die Kohlenstoff-Atome über einzelne Elektro-nenpaarbindungen miteinander verknüpft sind.



Lernen Sie die ersten zehn Alkane auswendig und merken Sie sich die jeweilige Anzahl der C-Atome. Die systematische Bezeichnung aller organischen Stoffe beruht darauf.

Schreibweisen für Alkane

Es gibt verschiedene Möglichkeiten, Alkane darzustellen:

<i>Summenformel:</i>	alle vorhandenen C-Atome und alle H-Atome sind kompakt angegeben weitere Elemente würden danach folgen	C ₄ H ₁₀ (Butan)
<i>Strukturformel</i>	enthält alle bindenden und freien Elektronenpaare vermittelt einen grafischen Eindruck vom Bau des Moleküls	<pre> H H H H H—C—C—C—C—H H H H H </pre>
vereinfachte Strukturformel	alle Atome, die an einem C-Atom der Kette hängen, werden angegeben	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₃
verkürzte Strukturformel	gleiche Gruppen werden zusammengefasst und ihre Anzahl angegeben	CH ₃ —(CH ₂) ₂ —CH ₃
Skelettformel	zickzackförmiger Verlauf, wobei jede Ecke für ein C-Atom steht die gebundenen H-Atome werden nicht angegeben	

Jede dieser Schreibweisen hat Vor- und Nachteile, sodass Sie immer schauen sollten, welche für Ihr jeweiliges Anliegen am besten passt.

Da geht noch mehr

Es gibt Millionen und Abermillionen organische Verbindungen. Die kommen natürlich nicht nur zustande, indem sich lange Ketten bilden, sondern unter anderem auch dadurch, dass die Ketten Verzweigungen oder Ringe ausbilden.

Alkane können auch so aussehen wie in Abbildung 1.17.

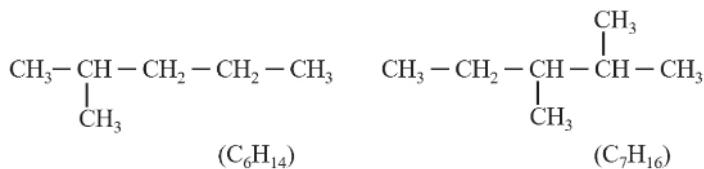


Abbildung 1.17: Verzweigte Alkane

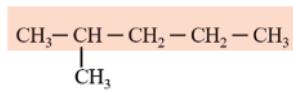
Die Summenformel ist dabei keine große Hilfe. Wenn gefordert wäre, dass Sie die Strukturformel für C_6H_{14} aufschreiben sollen, würden Sie mit Sicherheit kettenförmiges Hexan notieren oder für C_7H_{16} das Heptan. Nur die chemische Bezeichnung verrät Ihnen, wie der Stoff aufgebaut ist.

Nomenklatur verzweigter Alkane

Schön, dass es in der Nomenklatur Schritte gibt, die Sie befolgen können, um den Überblick zu behalten. Frisch ans Werk.



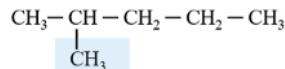
1. Betrachten Sie zunächst die Strukturformel genau und finden Sie die längste Kette.



-pentan

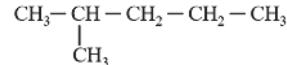
2. Finden und markieren Sie die Verzweigung(en).

Die Verzweigungen bekommen den Wortstamm des Alkans, aber die Endung »-yl«.



-methyl

3. Zählen Sie, an welchem C-Atom der längsten Kette sich die Verzweigung befindet.



Beginnen Sie mit der Zählung von der Seite der längsten Kette aus, an deren Ende sich die Verzweigung näher befindet.

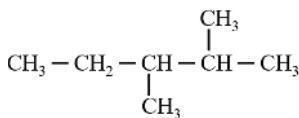
hier wird von links aus beginnend gezählt; die Verzweigung befindet sich am zweiten C des Pentans

4. Erstellen Sie die Bezeichnung nach folgendem Schema:

2-Methylpentan

Position–Verzweigung–längste Kette

Und für unser zweites Beispiel aus Abbildung 1.17?



Das geht ganz genauso:

- ✓ zuerst die längste Kette bestimmen: hier wieder Pentan
 - ✓ dann die Verzweigungen: hier zwei Methyl-Gruppen
 - ✓ dann die Positionen: hier am zweiten und dritten C-Atom des Pentans (man zählt von rechts)
 - ✓ dann die Bezeichnung: 2,3-Dimethylpentan

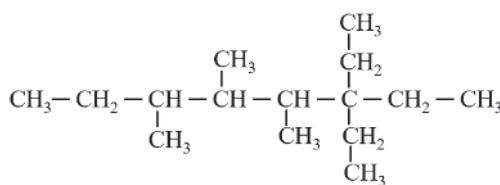
Das »Di« in der Bezeichnung ist neu und beschreibt einfach, dass es zwei Methyl-Gruppen sind. Die 2 und die 3 sind genannt, weil für jede Verzweigung die Position angegeben werden muss (auch wenn es die gleiche ist).

Verwenden Sie bei drei oder mehr gleichen Verzweigungen die griechischen Zahlwörter tri, tetra, ... und geben Sie sie vor den Verzweigungen an.

Sollten Sie mehrere unterschiedliche Verzweigungen haben, gehen Sie genauso vor, aber sortieren die Verzweigungen in der Bezeichnung alphabetisch.



Versuchen Sie die Bezeichnung 3,3-Diethyl-4,5,6-Trimethyloctan nachzuvollziehen:

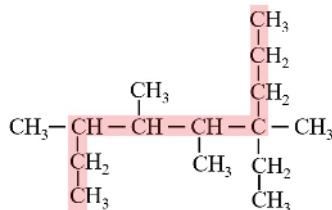


58 TEIL I Die Grundlagen

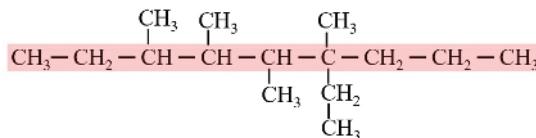
Und so kann man Stunden über Stunden die Benennung verzweigter Alkane üben...



Auf eine Falle sollten Sie achten: Die längste Kette kann auch zu einer Verzweigung gehören. So zum Beispiel:



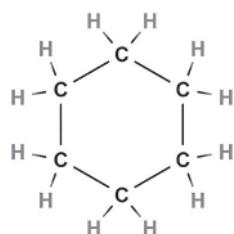
Dann hilft es, die Formel noch einmal »umgeklappt« aufzuschreiben. Keine Sorge, Sie machen nichts kaputt, sondern berücksichtigen nur die freie Drehbarkeit um die Elektronenpaarbindung.



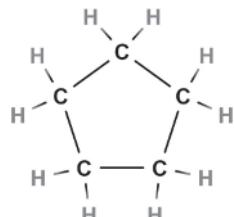
So sieht doch die Formel gleich viel hübscher aus. Nun können Sie das Schema von oben anwenden und die Bezeichnung erstellen.

Haben Sie es geschafft? 6-Ethyl-3,4,5,6-Tetramethylnonan sollte auf Ihrem Zettel stehen.

Alkane können auch ringförmig miteinander verknüpft sein, etwa zu Fünfringen oder Sechsringen. Dann heißen sie Cycloalkane. (Mehr dazu finden Sie in Kapitel 10.)



Cyclohexan



Cyclopentan

Wie Sie mehr aus der Formel herausholen

Inzwischen haben Sie eine Ahnung von der Vielfalt der Alkane und dem Dilemma mit der Summenformel bekommen. Mit der Summenformel des Hexans (C_6H_{14}) kann man fünf verschiedene Strukturformeln erstellen. Solche Moleküle, die dieselbe Summenformel haben, aber unterschiedliche Strukturformeln, nennt man *Isomere*.



Notieren Sie für alle Isomere des Heptans die Strukturformel und benennen Sie diese Verbindungen.



In Chemie-Büchern finden Sie häufig die Angabe *n*-Alkan. Damit ist dann die kettenförmige Variante gemeint. Lesen Sie *iso*-Alkan, haben Sie es mit einer verzweigten Variante des Alkans zu tun.

Obwohl Isomere aus gleich vielen Atomen bestehen, haben sie unterschiedliche Eigenschaften.

Wie Alkane eben so sind

Generell sind die Eigenschaften der Alkane abhängig von der Kettenlänge und dem unpolaren Aufbau der Moleküle.



Erinnern Sie sich an den Elektronegativitätswert-Wert? Mit seiner Hilfe kann man abschätzen, wie stark Atome an den gemeinsamen Bindungen in einem Molekül ziehen.

Bei den Kohlenwasserstoff-Verbindungen sind die EN-Werte von Kohlenstoff ($C = 2,5$) und Wasserstoff ($H = 2,1$) zu berücksichtigen. Die Differenz ΔEN beträgt 0,4 und somit zählen solche Moleküle noch zu den unpolaren Verbindungen.

Bei Alkanen ...

- ✓ besteht an der Brennbarkeit kein Zweifel. Sie verbrennen alle mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. Sie stecken in Benzin und Diesel; sie treiben uns also an (sofern wir nicht E-Auto oder Fahrrad fahren).

Der unpolare Aufbau in Kombination mit der Kettenlänge bestimmt weitere Eigenschaften der Alkane.

Bei Alkanen ...

- ✓ ändern sich die Aggregatzustände bei Raumtemperatur mit zunehmender Kettenlänge von gasförmig über flüssig zu fest.
- ✓ nimmt die *Viskosität* mit steigender Kettenlänge zu.

- ✓ steigt die Siedetemperatur mit zunehmender Kettenlänge.
- ✓ ist die Löslichkeit nur in unpolaren Lösungsmitteln garantiert.

Die Ursache für all dies sind zwischenmolekulare Kräfte, die *Van-der-Waals-Kräfte*.

Winzige Klebkraft, aber super stark

Haben Sie schon einmal einen Gecko an der Zimmerdecke oder an einem Fenster laufen sehen? Er scheint mit seinen Füßen praktisch am Untergrund zu kleben. So ähnlich – als »Klebkraft« – können Sie sich die Van-der-Waals-Kräfte vorstellen. Sie treten auf zwischen unpolaren Molekülen, wie sich auch in den Millionen feinen Härchen an der Fußunterseite des Geckos und dem Untergrund finden lassen.



Man stellt sich für die Entstehung der Van-der-Waals-Kräfte Folgendes vor:

- ✓ Es kommt innerhalb der Moleküle durch Zusammenstöße der Moleküle untereinander zu Verschiebungen der Elektronen.
- ✓ Damit werden für Bruchteile von Sekunden Dipole erzeugt.
- ✓ Die temporären Dipole beeinflussen wiederum die Elektronenverteilung in Nachbarmolekülen.
- ✓ Die kurzzeitig entstandenen Ladungsunterschiede sind die Ursache dafür, dass sich die Moleküle anziehen und dadurch aneinander kleben bleiben.
- ✓ Je länger das Molekül, umso häufiger kommt es zu Ladungsverschiebungen und umso stärker halten die Moleküle zusammen (Abbildung 1.18).

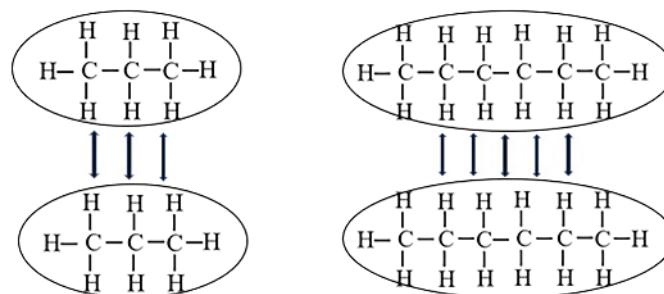


Abbildung 1.18: Darstellung der Van-der-Waals-Kräfte bei Propan und Hexan

Die Kreise um die Moleküle in Abbildung 1.19 symbolisieren die Aufenthaltsräume der Elektronen in vereinfachter Form. Je länger ein Molekül ist, desto größer ist seine Oberfläche, an der es zu Ladungsverschiebungen seiner Elektronen kommen kann.

Van-der-Waals-Kräfte und Aggregatzustände der Alkane

Propan C_3H_8 ist gasförmig, während Hexan C_6H_{14} eine Flüssigkeit ist. Zwischen Hexan-Molekülen sind die Van-der-Waals-Kräfte bereits so stark, dass Hexan bei Raumtemperatur flüssig ist. Beim Propan reichen die Kräfte dagegen noch nicht aus, um eine Flüssigkeit zu bilden. Ab 17 C-Atomen im Molekül, das heißt ab dem Heptadecan, sind die Anziehungskräfte so stark, dass die Alkane als Feststoffe vorliegen.



Wohlgemerkt: Das gilt für die kettenförmigen Alkane. Verzweigte Isomere eines kettenförmigen Alkans besitzen eine eher kleinere, kugelförmige und knubbelige Gestalt und haben demnach eine kleinere Oberfläche, mit der sie Berührungen mit anderen Molekülen eingehen können. Somit treten geringere Anziehungskräfte zwischen den Molekülen auf und Schmelz- und Siedepunkt liegen niedriger.

Die Siedetemperatur der Alkane

Ähnliches gilt für die Siedetemperatur der Alkane. Ein Stoff verdampft, wenn er vom flüssigen in den gasförmigen Zustand übergeht. Je länger die Ketten sind, umso stärker sind wie gesagt die Kräfte zwischen ihnen und umso mehr Energie muss aufgewandt werden, diese zu trennen.

Auch hier haben Isomere in der Regel niedrigere Siedetemperaturen, da zwischen verzweigten Molekülen nicht so viele Van-der-Waals-Kräfte auftreten.

Van-der-Waals-Kräfte und Löslichkeit der Alkane



Lesen Sie noch einmal unter dem Punkt *Lösungsvorgang von Salzen in Wasser* in Kapitel 1 nach, wie sich Salze in Wasser lösen.

Alkane lösen sich nicht in Wasser. Bringen Sie ein Alkan (zum Beispiel Hexan) mit Wasser zusammen, bilden sich zwei Schichten aus (Chemikerinnen nennen das »Phasen«), ähnlich, wie bei Speiseöl auf Wasser. Die Stoffe fürchten sich sozusagen und fliehen voreinander. Alkane sind *hydrophob*, also »Wasser fliehend«.

Begründet ist das in der unterschiedlichen Polarität der Wasser- und Kohlenwasserstoff-Moleküle. Wasser ist ein sehr stark polarisiertes Molekül, wohingegen zwischen den C-Atomen und den H-Atomen der Kohlenwasserstoffverbindungen nur eine so schwache Polarität auftritt, dass diese als unpolar gelten.

Auch die Löslichkeit von Alkanen in unpolaren Flüssigkeiten resultiert aus den Van-der-Waals-Kräften, die nun eben zwischen den Alkanen und dem anderen unpolaren Stoff auftreten. So lösen sich Speiseöle und Alkane ineinander. Alkane sind *lipophil*, das heißt so viel wie »Fett liebend«.



Merken Sie sich als Faustregel: »Gleichtes löst sich in Gleichem«. Das bedeutet, dass sich polare Stoffe in polaren Lösungsmitteln wie Wasser lösen, während unpolare Stoffe (zum Beispiel Öle, Wachse, *n*-Alkane, ...) sich in unpolaren Lösungsmitteln wie Benzin (einem Gemisch aus verschiedenen Alkanen) lösen (Abbildung 1.19).

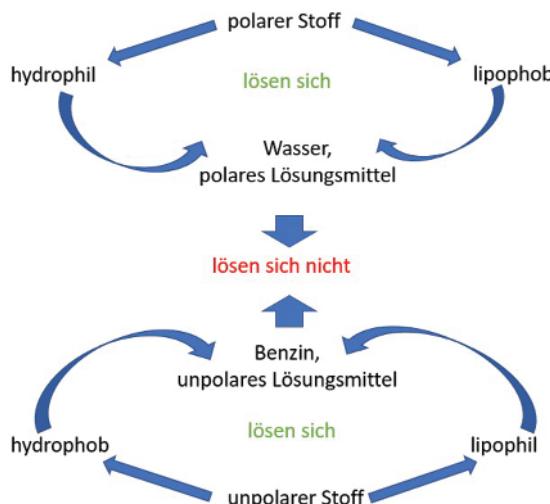


Abbildung 1.19: Übersicht zur Löslichkeit von polaren und unpolaren Stoffen

Alkane können auch reagieren

Nicht nur, dass es eine schier unendliche Fülle an Kohlenwasserstoff-Verbindungen gibt. Alkane können sogar zu noch viel mehr Stoffen reagieren. Sie liefern dabei insbesondere grundlegende Chemikalien der chemischen Industrie und damit für unser ganzes modernes Leben. Bei Alkanen gibt es zwei typische Reaktionen: die *Substitution* und die *Eliminierung*.

Erst ich, dann du

»Substituieren« heißt so viel wie »ersetzen« und im Falle dieser Reaktion werden Wasserstoff-Atome im Molekül durch andere Atome ersetzt. Meist sind das Halogen-Atome (wie in Abbildung 1.20 gezeigt), die durch die Substitution ins Molekül eingebaut werden.

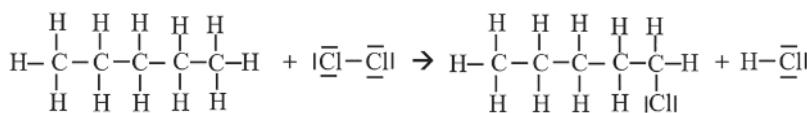


Abbildung 1.20: Herstellung von 1-Chlorpentan durch Substitution

Erst da, dann weg

Eine weitere sehr wichtige Reaktion ist die »Eliminierung« (sinngemäß »Austreibung«). Wasserstoff-Atome werden dabei aus dem Alkan entfernt (Abbildung 1.21).

Bei Eliminierungen entstehen Doppel- oder auch Zweifachbindungen im Molekül. Diese sind Kennzeichen einer weiteren Stoffklasse der organischen Chemie, der *Alkene*.

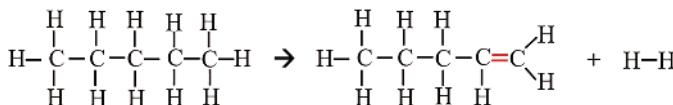
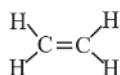


Abbildung 1.21: Abspaltung von elementarem Wasserstoff aus Pentan

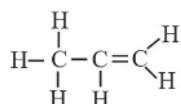
Nicht ganz satt - Alkene

Da Sie sich nun schon einiges an Grundlagenwissen zu den Kohlenwasserstoff-Verbindungen angeeignet haben, können wir gleich ans Eingemachte gehen.

Die ersten beiden Vertreter sind Ethen und Propen.



Ethen



Propen

Auffällig und der Unterschied zu den Alkanen sind die zwei Elektronenpaarbindungen, die sich zwischen denselben beiden Kohlenstoff-Atomen befinden. Ist mindestens eine solche Zweifach- oder Doppelbindung in der Kohlenstoffkette vorhanden, handelt es sich um ein *Alken*.

Alkene werden auch als »*ungesättigt*« bezeichnet. Das bedeutet, dass sie noch Wasserstoff-Atome binden könnten. Alkane dagegen sind »*gesättigt*«, das heißt, sie können keine weiteren Wasserstoff-Atome mehr aufnehmen.

Die Doppelbindung bewirkt, dass das Molekül in seiner räumlichen Gestalt »geknickt« vorliegt. Besitzt ein längeres Molekül eine Doppelbindung, können sich die Alkyl-Reste ($R-$) nebeneinander (*cis*-Form) oder gegenüber (*trans*-Form) befinden. Man bezeichnet das als *cis-trans*-Isomerie (Abbildung 1.22).

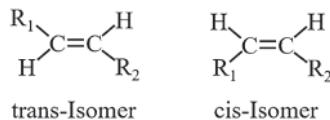


Abbildung 1.22: cis-trans-Isomere, wobei R_1 und R_2 unterschiedliche Alkyl-Reste darstellen

Die Doppelbindung schränkt zudem die Beweglichkeit des Moleküls ein. Im Bereich dieser Bindung nimmt das Molekül eine strenge planare Gestalt ein, ist also in diesem Bereich weniger beweglich und eher platt.

Auch für die Alkene gibt es eine *homologe Reihe*. Es kommt bei jedem folgenden Alken immer eine CH_2 -Gruppe hinzu.

Die Tabelle 1.4 zeigt die ersten zehn Alkene der homologen Reihe.

Alken	Formel
Ethen	C_2H_4
Propen	C_3H_6
Buten	C_4H_8
Penten	C_5H_{10}
Hexen	C_6H_{12}
Hepten	C_7H_{14}
Octen	C_8H_{16}
Nonen	C_9H_{18}
Decen	$\text{C}_{10}\text{H}_{20}$

Tabelle 1.4: Die homologe Reihe der Alkene

Nomenklatur der Alkene

Wie bei den Alkanen, verrät Ihnen der Wortstamm die Anzahl der Kohlenstoff-Atome im Molekül.

Die Endung »-en« (das e wird lang gesprochen und betont) weist darauf hin, dass mindestens zwei Kohlenstoff-Atome über zwei Elektronenpaarbindungen miteinander verknüpft sind.



Bei den Alkenen ist darauf zu achten, dass die Position der Doppelbindung korrekt angegeben wird.



Bereits ab dem Buten ist zunächst einmal unklar, wo im Molekül sich die Doppelbindung befindet. Es sind hier zwei Varianten möglich (Abbildung 1.23).

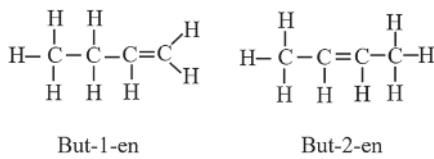


Abbildung 1.23: Alkene des Butens

Wie bei den Alkanen zählen Sie die Lage der Doppelbindung in der längsten Kette aus und beginnen auf der Seite der Kette, an der die Zahlen möglichst gering bleiben. Die Bezeichnung But-1-en bedeutet, dass sich »vom ersten Kohlenstoff-Atom der Kette ausgehend« eine Doppelbindung befindet. Alternativ könnte man auch schreiben 1-Buten. Dasselbe gilt für das But-2-en oder 2-Buten. Hier geht die Doppelbindung vom zweiten Kohlenstoff der Kette aus.



Können Sie erklären, warum es kein But-3-en gibt?

Tipp: Denken Sie an die Bewegung von Teilchen im Raum.

Verzweigte Alkene

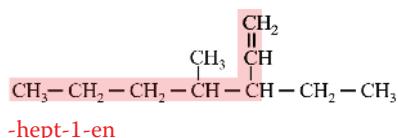
Es gibt auch Alkene mit Verzweigungen, bei denen wieder die Bezeichnung den Aufbau der Struktur verrät.



Gehen Sie bei der Benennung von Alkenen so vor wie bei den Alkanen:

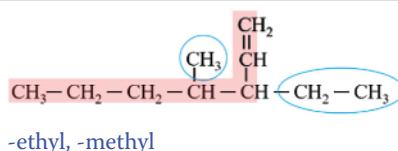
1. Betrachten Sie zunächst die Strukturformel genau und finden Sie die Kette mit der Doppelbindung.

Die Doppelbindung soll möglichst kleine Ziffern bekommen.



2. Finden und markieren Sie die Verzweigung(en).

Die Verzweigungen bekommen den Wortstamm des Alkans mit der Endung »-yl« und werden alphabetisch sortiert.

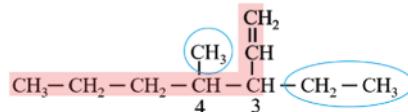


3. Zählen Sie ab, an welchem C-Atom der längsten Kette sich die Verzweigung(en) befindet/en.

Beginnen Sie mit der Zählung von der Seite der längsten Kette aus, an der sich die Verzweigung näher befindet.

4. Erstellen Sie die Bezeichnung nach folgendem Schema:

Position-Verzweigung-Alken mit Position der Doppelbindung



-hier wird von der Doppelbindung aus beginnend gezählt; da diese auch eine möglichst kleine Zahl bekommen soll

3-Ethyl-4-Methyl-hept-1-en



Wenn es mehrere Doppelbindungen gibt, werden diese ebenfalls mit griechischen Zahlwörtern benannt.

Gleich und doch unterschiedlich

Das bleibt Ihnen leider nicht erspart: Auch hinter der Summenformel eines Alkens können sich isomere Verbindungen verstecken.



Wie viele Isomere des Pentens können Sie finden? Notieren Sie deren Strukturformel und benennen Sie die Isomere.



Beachten Sie, dass jedes Kohlenstoff-Atom immer nur vier Bindungen eingehen kann. Prüfen Sie das auch bei Ihren Formeln immer wieder. Hier schleicht sich leicht der Fehlerteufel ein.

Was fehlt, wirkt sich aus

Generell sind die Eigenschaften der Alkene ähnlich wie die der Alkane und hängen von der Kettenlänge und dem unpolaren Aufbau der Moleküle ab.

Alkene ...

- ✓ sind brennbar – sie verbrennen alle mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Der unpolare Aufbau in Kombination mit der Kettenlänge bestimmt weitere Eigenschaften der Alkene.

Bei Alkenen ...

- ✓ ändert sich der Aggregatzustand bei Raumtemperatur mit zunehmender Kettenlänge von gasförmig über flüssig bis fest,
- ✓ nimmt die Viskosität mit steigender Kettenlänge zu,
- ✓ steigt die Siedetemperatur mit zunehmender Kettenlänge,
- ✓ ist die Löslichkeit nur in unpolaren Lösungsmitteln garantiert.

Die Ursache dafür sind wiederum die zwischenmolekularen Van-der-Waals-Kräfte.

Typische Reaktionen der Alkene

Bei Alkenen gibt es zwei typische Reaktionen: die *Addition* und die *Eliminierung*.

Addition bei Alkenen

»Addieren« kennen Sie aus der Mathematik, dort bedeutet es, dass etwas hinzugefügt wird. Im Falle dieser Reaktion werden dem Alken Moleküle hinzugefügt. Das geschieht unter Aufbrechen der Doppelbindung. Addiert werden können zum Beispiel Halogene, Wasser oder Halogenwasserstoffe. Und wieder erhalten Sie als Ergebnis viele dringend benötigte Ausgangsstoffe der Chemieindustrie (Abbildung 1.24).

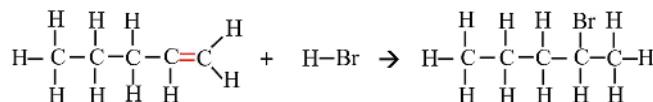


Abbildung 1.24: Herstellung von 2-Brompentan durch Addition

Eliminierung bei Alkenen

Auch bei Alkenen können »Eliminierungen« (sinngemäß »Austreibungen«) ablaufen. Es wird auch dort Wasserstoff aus dem Molekül entfernt (Abbildung 1.25)

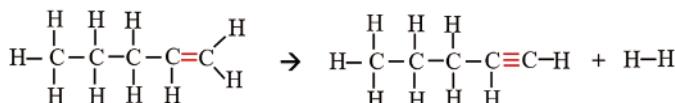


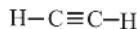
Abbildung 1.25: Abspaltung von elementarem Wasserstoff aus Pent-1-en

Bei Eliminierungen können auch Dreifachbindung entstehen. Diese sind Kennzeichen einer weiteren Stoffklasse der organischen Chemie, der *Alkine*.

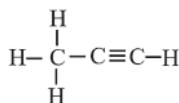
Alkine

Sie kennen den Aufbau dieses Kapitels schon und entdecken bestimmt eine ganze Menge Bekanntes in der Systematik der Alkine ...

Die ersten beiden Vertreter sind Ethin und Propin.



Ethin



Propin

Auffällig und der Unterschied zu den Alkanen sind die drei Elektronenpaarbindungen, die sich zwischen *denselben* beiden Kohlenstoff-Atomen befinden. Ist mindestens eine solche Dreifachbindung im Molekül vorhanden, handelt es sich um ein *Alkin*.

Alkine zählen wie die Alkene zu den »*ungesättigten*« Kohlenwasserstoffverbindungen. Die Dreifachbindung schränkt die Beweglichkeit des Moleküls noch stärker ein als die Doppelbindung der Alkene. Im Bereich dieser Bindung nimmt das Molekül eine strenge planare Gestalt ein, ist also in diesem Bereich weitgehend starr.

Auch für die Alkine gibt es eine *homologe Reihe*. Es kommt wiederum mit jedem folgenden Alkin eine CH₂-Gruppe hinzu.

Die Tabelle 1.5 zeigt die ersten zehn Alkine der homologen Reihe.

Alkin	Formel
Ethin	C ₂ H ₄
Propin	C ₃ H ₆
Butin	C ₄ H ₈
Pentin	C ₅ H ₁₀
Hexin	C ₆ H ₁₂
Heptin	C ₇ H ₁₄
Octin	C ₈ H ₁₆
Nonin	C ₉ H ₁₈
Decin	C ₁₀ H ₂₀

Tabelle 1.5: Die homologe Reihe der Alkine

Alles bleibt so, wie es ist

Wie bei den Alkanen, verrät Ihnen der Wortstamm die Anzahl der Kohlenstoff-Atome im Molekül.

Die Endung »-in« (lang und betont) weist darauf hin, dass mindestens zwei Kohlenstoff-Atome über drei Elektronenpaarbindungen miteinander verknüpft sind.



Bei den Alkinen ist ebenfalls darauf zu achten, dass die Position der Dreifachbindung korrekt angegeben wird.

Bereits ab dem Butin ist in der Summenformel unklar, wo im Molekül sich die Dreifachbindung befindet. Es sind zwei Varianten möglich (Abbildung 1.26).

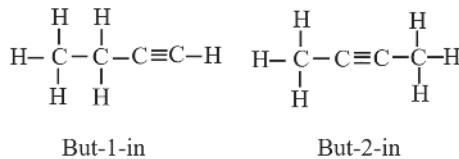


Abbildung 1.26: Isomere des Butins

Analog zu den Alkenen zählen Sie die Lage der Dreifachbindung in der längsten Kette aus und beginnen auf der Seite der Kette, an der die Zahlen möglichst gering bleiben. Die Bezeichnung But-1-in bedeutet mithin, dass sich »vom ersten Kohlenstoff-Atom der Kette ausgehend« an dieser ersten Stelle bereits eine Dreifachbindung befindet. Alternativ könnte man auch schreiben 1-Butin. Dasselbe gilt für das But-2-in oder 2-Butin. Hier geht die Dreifachbindung vom zweiten Kohlenstoff der Kette aus.



Können Sie erklären, warum es kein Methin gibt?

Verzweigte Alkine

Es gibt auch Alkine mit Verzweigungen, sodass Sie auch hier davon ausgehen müssen, dass sich hinter einer harmlos scheinenden Summenformel wilde isomere Verbindungen verstecken.

Die Kette mit der Dreifachbindung bildet das Alkin (Heptin) und steht am Ende der Bezeichnung. Ansonsten gelten die Nomenklaturregeln wie bei den Alkanen und Alkenen.

Sollte außerdem noch eine Doppelbindung enthalten sein, gilt die Dreifachbindung als ausschlaggebend und ordnet das Molekül den Alkinen zu (Abbildung 1.27).

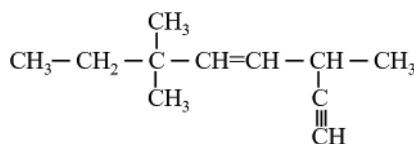


Abbildung 1.27: 3,6,6-Trimethyl-4-octen-1-in

Kennen Sie eine Kohlenwasserstoffverbindung, kennen Sie alle

Generell sind die Eigenschaften der Alkine ähnlich wie die der Alkene. Auch sie hängen von der Kettenlänge und dem unpolaren Aufbau der Moleküle ab.

Alkine ...

- ✓ sind brennbar, sie verbrennen alle mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser,
- ✓ sind aufgrund der Dreifachbindung sehr reaktiv.

Der unpolare Aufbau in Kombination mit der Kettenlänge bestimmt weitere Eigenschaften der Alkine.

Bei Alkinen ...

- ✓ ändern sich die Aggregatzustände mit zunehmender Kettenlänge,
- ✓ nimmt die Viskosität mit steigender Kettenlänge zu,
- ✓ steigt die Siedetemperatur mit zunehmender Kettenlänge,
- ✓ ist die Löslichkeit nur in unpolaren Lösungsmitteln garantiert.

Die Ursache dafür sind – wer hätte das gedacht? – wieder die zwischenmolekularen Van-der-Waals-Kräfte.

Addition bei Alkinen

Additionsreaktionen bei Alkinen erfordern das Aufbrechen der Dreifachbindung. Addiert werden können zum Beispiel Wasserstoff (Abbildung 1.28), Halogene, Wasser oder Halogenwasserstoffe.

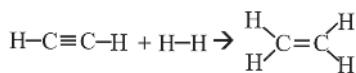


Abbildung 1.28: Herstellung von Ethen aus Ethan

Die als Zwischenstufe entstandenen Alkene können weiter zu Alkanen addiert werden, wie in Abbildung 1.29 gezeigt ist.

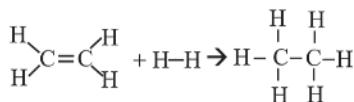
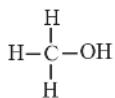


Abbildung 1.29: Ethen wird weiter zu Ethan addiert.

Angeheiterter in die nächste Stoffklasse - die Alkohole

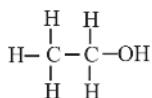
Ein bisschen beschwipst – äh – beschwingt zeigt sich die nächste Stoffklasse der organischen Chemie, die *Alkanole* – besser bekannt unter dem Namen *Alkohole*. Beide Begriffe werden synonym verwendet. Damit ist nicht nur der »Trinkalkohol« Ethanol gemeint, der sich in Wein oder Bier befindet, sondern eine große Gruppe von Stoffen, die einen ähnlichen Aufbau haben.

Die ersten drei Vertreter sind Methanol, Ethanol und Propanol.

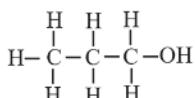


Methanol

Von Spirituosen, die mit Methanol versetzt wurden, hört man hin und wieder in den Medien. Lassen Sie bloß die Finger davon. *Methanol-»Genuss« führt bereits in geringen Mengen zur Erblindung!*



Ethanol



Propan-1-ol

Das nächste Alkanol Butanol hat entsprechend vier miteinander verknüpfte Kohlenstoff-Atome und so fort. Es kommt bei jedem folgenden Alkanol immer eine CH_2 -Gruppe hinzu, sodass sich die *homologe Reihe* der Alkanole ergibt (Tabelle 1.6).

Alkanol	Formel
Methanol	CH ₃ OH
Ethanol	C ₂ H ₅ OH
Propanol	C ₃ H ₇ OH
Butanol	C ₄ H ₉ OH
Pentanol	C ₅ H ₁₁ OH
Hexanol	C ₆ H ₁₃ OH
Heptanol	C ₇ H ₁₅ OH
Octanol	C ₈ H ₁₇ OH
Nonanol	C ₉ H ₁₉ OH
Decanol	C ₁₀ H ₂₁ OH

Tabelle 1.6: Homologe Reihe der Alkanole

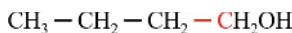
Die Endung macht's

Der Wortstamm des Alkans verrät Ihnen wie immer die Anzahl der Kohlenstoff-Atome im Molekül.

Die Endung »-ol« weist darauf hin, dass sich mindestens eine Hydroxy-Gruppe (-OH) im Molekül befindet. Diese besondere Gruppe ist eine sogenannte *funktionelle Gruppe* und sie ist mitverantwortlich für die chemischen Eigenschaften der Alkohole.

Nach der Position der Hydroxy-Gruppe im Molekül werden die Alkohole in *primäre*, *sekundäre* und *tertiäre Alkanole* unterschieden.

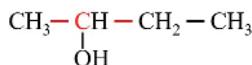
✓ Primärer Alkohol:



Butan-1-ol

Die Hydroxy-Gruppe befindet sich endständig. Das Kohlenstoff-Atom, an dem sich die OH-Gruppe befindet, ist nur mit einem weiteren Kohlenstoff-Atom verbunden.

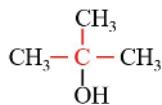
✓ Sekundärer Alkohol:



Butan-2-ol

Die Hydroxy-Gruppe befindet sich an einem Kohlenstoff-Atom innerhalb der Kette. Das Kohlenstoff-Atom, an dem sich die OH-Gruppe befindet, ist mit zwei weiteren Kohlenstoff-Atomen verbunden.

✓ Tertiärer Alkohol:



2-Methylpropan-2-ol

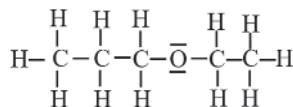
Die Hydroxy-Gruppe befindet sich an einem Kohlenstoff-Atom innerhalb der Kette an einer Verzweigung. Das Kohlenstoff-Atom, an dem sich die OH-Gruppe befindet, ist mit drei weiteren Kohlenstoff-Atomen verbunden.

Sie sehen, Alkohole können auch verzweigte Strukturen haben. Ebenso sind isomere Verbindungen möglich.



Zeichnen Sie alle isomeren Strukturen von Pentanol.

Wenn Sie die Übung geschafft haben, dann haben Sie vielleicht auch diese Strukturformel gefunden:



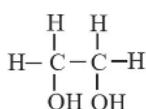
Diese Verbindung ist allerdings gar kein Alkohol, sondern ein *Ether*. Bei diesen Stoffen befindet sich das Sauerstoff-Atom innerhalb einer Kohlenstoffkette und bildet die Brücke zwischen zwei Alkyl-Resten. Die Bezeichnung des Ethers Ethyl-propyl-ether verrät Ihnen, welche Alkyl-Reste vorhanden sind. Ether haben einige Bedeutung als Lösungsmittel oder auch als Betäubungsmittel, sollen hier aber nicht weiter thematisiert werden.

Immer noch ein wenig mehr

Außerdem kann es Alkohole mit mehreren Hydroxy-Gruppen im Molekül geben. Sie werden *mehrwertige Alkohole* genannt.

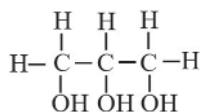


Ein zweiwertiger Alkohol ist zum Beispiel das Glycol (chemisch Ethandiol), ein Frostschutzmittel.



Ethandiol

Ein dreiwertiger Alkohol ist das Glycerin (chemisch Ethantriol). Es findet sich unter anderem in Cremes und hilft, Feuchtigkeit zu speichern.



Ethantriol

Sowohl bei Ethandiol als auch bei Ethantriol müssen die Positionen der Hydroxy-Gruppen nicht angegeben werden, da jedes Kohlenstoff-Atom immer nur eine tragen kann. Das griechische Zahlwort sagt schon, wie viele OH-Gruppen vorhanden sind.

Olé! – Die Eigenschaften der Alkohole

Generell sind die Eigenschaften der Alkanole abhängig von der Kettenlänge und dem unpolaren Aufbau der Kohlenwasserstoff-Kette des Moleküls, und zusätzlich auch noch von Position und Art der Hydroxy-Gruppe.

Alkohole ...

- ✓ verbrennen alle mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Die Länge des unpolaren Anteils des Moleküls, also der Kohlenwasserstoffkette, bestimmt – in Kombination mit Art und Ort der/den polaren Hydroxy-Gruppe(n) – weitere Eigenschaften der Alkohole.

- ✓ Kurzkettige Alkohole lösen sich aufgrund ihrer polaren OH-Gruppe gut in Wasser, aber schlecht in unpolaren Lösungsmitteln wie Benzin. Das betrifft besonders die mehrwertigen Alkohole.
- ✓ Mit zunehmender Kettenlänge und weniger Hydroxy-Gruppen verringert sich die Löslichkeit in Wasser durch die zunehmenden Van-der-Waals-Kräfte zwischen den unpolaren Molekülanteilen.
- ✓ Dafür steigt mit zunehmender Kettenlänge die Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln.
- ✓ Auch ändern sich die Aggregatzustände mit zunehmender Kettenlänge von flüssig zu einer wachsartigen festen Konsistenz ab 12 Kohlenstoff-Atomen.
- ✓ Die Viskosität nimmt mit steigender Kettenlänge zu.
- ✓ Zudem steigt die Siedetemperatur mit zunehmender Kettenlänge.

Typische Reaktionen der Alkohole

Alkohole sind wichtige Ausgangsstoffe für die Synthese von Geruchs- und Geschmacksstoffen und weiteren Chemikalien. Wichtige Reaktionen sind die Eliminierung von Wasser, die Oxidation und die Veresterung.

Eliminierung bei Alkoholen

Wenn man die Hydroxy-Gruppe mit einem Wasserstoff-Atom aus dem Alkohol eliminiert, erhält man ein Alken (Abbildung 1.30).

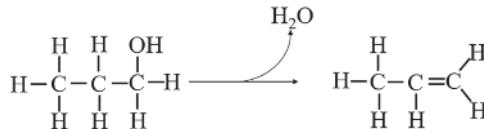


Abbildung 1.30: Eliminierung von Wasser aus Propan-1-ol

Oxidationen der Alkohole

Primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole zeigen unterschiedliches Verhalten, wenn sie oxidiert werden.

Tauchen Sie heißes Kupferoxid in eine Lösung von Propan-1-ol, so stellen Sie fest, dass das Blech wieder rotbraun und blank wird. Außerdem nehmen Sie einen anderen Geruch wahr (Abbildung 1.31).

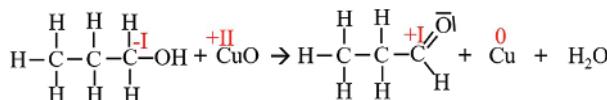


Abbildung 1.31: Oxidation eines primären Alkohols

Ein neuer, flüchtiger Stoff, das Propanal, ist entstanden. Bei der Oxidation primärer Alkohole entsteht als Produkt immer ein Alkanal (Aldehyd), wobei aus der Hydroxy-Gruppe eine neue funktionelle Gruppe, die Aldehyd-Gruppe, ($-\text{CHO}$ -Gruppe) wird. Dass es sich um eine Redoxreaktion handelt, können Sie anhand der Oxidationszahlen nachvollziehen. Das Kohlenstoff-Atom, dass die Hydroxy-Gruppe trägt, wird oxidiert (deswegen auch »Oxidation primärer Alkohole«), während Kupfer die Elektronen aufnimmt und zu elementarem Kupfer reduziert wird.

Auch sekundäre Alkohole lassen sich mit Kupferoxid oxidieren (Abbildung 1.32). In der dabei ablaufenden Redoxreaktion entstehen dann keine Aldehyde, sondern Alkanone (Ketone).

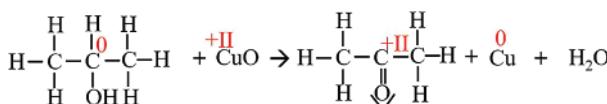
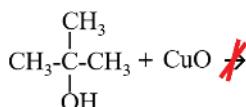


Abbildung 1.32: Oxidation eines sekundären Alkohols

Tertiäre Alkohole wie das 2-Methylpropan-2-ol können nicht oxidiert werden.



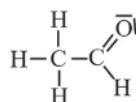
Alkanale

Schwups sind Sie schon in der nächsten Stoffklasse. Fachlich handelt es sich um *Alkanale* oder umgangssprachlich um *Aldehyde* entstehen bei der Oxidation primärer Alkohole. Die chemische Formulierung Alkanal verrät Ihnen, dass bei diesen Stoffen Alkane das Grundgerüst bilden.

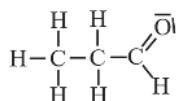
Die ersten drei Vertreter sind Methanal, Ethanal und Propanal.



Methanal (Formaldehyd)



Ethanal (Acetaldehyd)



Propanal (Propionaldehyd)

Alkanal	Formel
Methanal	HCOH
Ethanal	CH ₃ COH
Propanal	C ₂ H ₅ COH
Butanal	C ₃ H ₇ COH
Pentanal	C ₄ H ₉ COH
Hexanal	C ₅ H ₁₁ COH
Heptanal	C ₆ H ₁₃ COH
Octanal	C ₇ H ₁₅ COH
Nonanal	C ₈ H ₁₇ COH
Decanal	C ₉ H ₁₉ COH

Tabelle 1.7: Homologe Reihe der Aldehyde

Vielleicht haben Sie schon von der ein oder anderen Substanz gehört. Das nächste Alkanal Butanal hat entsprechend vier miteinander verknüpfte Kohlenstoff-Atome und so fort. Es kommt bei jedem folgenden Alkanal immer eine CH₂-Gruppe hinzu, sodass sich die *homologe Reihe* der Alkanale ergibt (Tabelle 1.7).

Nomenklatur der Alkanale

Der Wortstamm verrät Ihnen wie immer die Anzahl der Kohlenstoff-Atome im Molekül.

Die Endung »-al« weist darauf hin, dass sich mindestens eine Aldehyd-Gruppe (-CHO) im Molekül befindet. Sie ist die *funktionelle Gruppe* der Aldehyde und sie ist mitverantwortlich für deren Eigenschaften.

Die Aldehyd-Gruppe befindet sich immer am ersten Kohlenstoff-Atom, das heißt, dass C-Atom der CHO-Gruppe ist das erste Kohlenstoff-Atom der Kette. Deswegen müssen hier keine Positionen der Gruppe im Molekül angegeben werden.



Zeichnen Sie die vereinfachten Strukturformeln für Pentanal und Heptanal.

Eigenschaften der Aldehyde

Wie gehabt sind die Eigenschaften der Alkanale abhängig von der Kettenlänge und dem unpolaren Aufbau der Kohlenwasserstoffkette des Moleküls, sowie hier von der polaren Aldehyd-Gruppe.

Alkanale ...

- ✓ sind in kurzkettiger Form stechend riechende Flüssigkeiten, nur der erste Vertreter, das Formaldehyd, ist gasförmig,
- ✓ verbrennen alle mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Die Länge des unpolaren Anteils des Moleküls, also der Kohlenwasserstoffkette, bestimmt in Kombination mit der Aldehyd-Gruppe die weiteren Eigenschaften der Aldehyde:

- ✓ Kurzkettige Aldehyde lösen sich gut in Wasser, da die Wasser-Moleküle mit den freien Elektronenpaaren am Sauerstoff-Atom der CHO-Gruppe wechselwirken können.
- ✓ Mit zunehmender Kettenlänge verringert sich die Löslichkeit in Wasser durch die zunehmenden Van-der-Waals-Kräfte zwischen den unpolaren Molekülanteilen.
- ✓ Dafür steigt mit zunehmender Kettenlänge die Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln.
- ✓ Die Viskosität nimmt mit steigender Kettenlänge zu.
- ✓ Ebenfalls steigen die Siedetemperaturen mit zunehmender Kettenlänge. Allerdings liegen die Siedetemperaturen unter denen der Alkohole, da diese auch miteinander Wasserstoffbrückenbindungen über ihre Hydroxy-Gruppe eingehen können.

Nachweisreaktionen für Aldehyde

Nachweisreaktionen sind in der analytischen Chemie von großer Bedeutung. Beispielsweise kann man mit der Fehling- oder der Tollens-Probe die CHO-Gruppe nachweisen.

Fehling-Probe

Wenn Sie die Fehling-Lösungen I (Kupfersulfat-Lösung) und II (durch Natronlauge alkalische K-Na-Tartrat-Lösung) zusammengeben, werden Aldehyde weiter oxidiert und die Kupfer(II)-Ionen reduziert. Das ursprünglich blaue Gemisch der Fehling-Lösungen bekommt bei einem positiven Nachweis eine rotbraune Färbung aufgrund der Cu⁺-Ionen. Den stark vereinfachten Ablauf (beschränkt auf die relevanten Strukturen) sehen Sie in Abbildung 1.33. Die Aldehyd-Gruppe wird weiter oxidiert zur Carboxy-Gruppe ($-\text{COOH}$). Anhand der Oxidationszahlen können Sie sich überzeugen, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt.

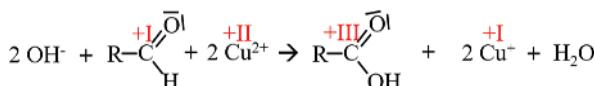


Abbildung 1.33: Bei der Fehling-Probe oxidieren Aldehyde

Tollens-Probe (Silberspiegel-Probe)

Eine ähnliche Nachweisreaktion kann man mit ammoniakalischer Silbernitrat-Lösung durchführen. Anstelle von Kupfer-Ionen werden nun Silber-Ionen reduziert, die einen hübsch glänzenden Niederschlag von Silber am Reaktionsgefäß bilden. Die Aldehyd-Gruppe wird auch hier zur Carboxy-Gruppe oxidiert (Abbildung 1.34).

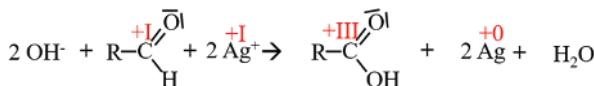


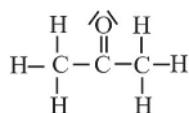
Abbildung 1.34: Tollens-Probe

Alkanone



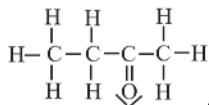
Erinnern Sie sich noch? Primäre Alkohole können zu Aldehyden oxidiert und sekundäre zu *Ketonen*, also den *Alkanonen*.

Die ersten beiden Vertreter sind Propanon und Butanon.



Propanon

Propanon kennen Sie, wenn Sie schon einmal Nagellackentferner benutzt haben – Es ist wesentlich besser bekannt und dem Namen Aceton.



Butanon

Das nächste Alkanon ist Pentanon, es hat entsprechend fünf miteinander verknüpfte Kohlenstoff-Atome und so fort. Es kommt bei jedem folgenden Alkanon immer eine CH_2 -Gruppe hinzu, sodass sich die *homologe Reihe* der Alkanone ergibt (Tabelle 1.8).

Alkanon	Formel
Propanon	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
Butanon	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$
Pantanon	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$
Hexanon	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$
Heptanon	$\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}$
Octanon	$\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}$
Nonanon	$\text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}$
Decanon	$\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$

Tabelle 1.8: Homologe Reihe der Alkanone



Erläutern Sie, ob es Methanon oder Ethanon geben kann.

Zeichnen Sie die Formeln ruhig einmal auf. Erkennen Sie es? Die Carbonyl-Gruppe wäre immer endständig und damit kann es bei diesen beiden Stoffen nur Aldehyde geben.

Nomenklatur – immer das gleiche

Der Wortstamm verrät Ihnen auch dieses Mal die Anzahl der Kohlenstoff-Atome im Molekül.

Die Endung »-on« weist darauf hin, dass sich mindestens eine *Keto-Gruppe* oder auch *Carbonyl-Gruppe* ($-\text{CO}$) im Molekül befindet. Diese ist die *funktionelle Gruppe* der Ketone, die mitverantwortlich für deren Eigenschaften ist.

Die Keto-Gruppe befindet sich immer *innerhalb* eines Moleküls. Deswegen müssen Sie hier die Positionen der Gruppe im Molekül angeben.



Zeichnen Sie die Strukturformeln für Pentan-2-on und Pentan-3-on.

Eigenschaften der Ketone

Wie bei allen homologen Reihen der Kohlenwasserstoff-Verbindungen sind die Eigenschaften der Alkanone hauptsächlich abhängig von der Kettenlänge und dem unpolaren Aufbau der Kohlenwasserstoffkette des Moleküls.

Alkanone ...

- ✓ haben oft einen angenehmen Geruch,
- ✓ verbrennen alle mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Die Länge des unpolaren Anteils des Moleküls, also der Kohlenwasserstoffkette, bestimmt in Kombination mit der Keto-Gruppe die weiteren Eigenschaften der Ketone:

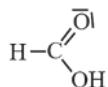
- ✓ Kurzkettige Ketone lösen sich gut in Wasser, da die Wasser-Moleküle mit den freien Elektronenpaaren am Sauerstoff-Atom der CO-Gruppe wechselwirken können.
- ✓ Mit zunehmender Kettenlänge verringert sich die Löslichkeit in Wasser durch die stärker werdenden Van-der-Waals-Kräfte zwischen den unpolaren Molekülanteilen.
- ✓ Dafür steigt mit zunehmender Kettenlänge die Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln.
- ✓ Die Viskosität nimmt mit steigender Kettenlänge ebenfalls zu, sodass Ketone mit längeren Ketten Feststoffe sind.
- ✓ Auch die Siedetemperaturen steigen mit zunehmender Kettenlänge an.

Jetzt werd ich sauer ...

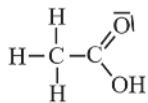
Nun haben Sie, während Sie die Aldehyde oxidiert haben, ganz nebenbei gleich die nächste Stoffklasse hergestellt: Die *Alkansäuren* oder auch *Carbonsäuren* oder *Fettsäuren* (letztere Bezeichnung wird eher bei hochmolekularen Säuren verwendet).

Die chemische Formulierung Alkansäure verrät Ihnen, dass bei diesen Stoffen Alkane das Grundgerüst bilden und es sich um Säuren handelt. Über »Säuren« haben Sie schon einmal kurz etwas gelesen.

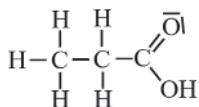
Die ersten drei Vertreter sind Methansäure, Ethansäure und Propansäure. Auch hier gibt es wie bei den Aldehyden Trivialnamen, die häufig verwendet werden und die Sie bestimmt auch schon gehört haben.



Methansäure (Ameisensäure)



Ethansäure (Essigsäure)



Propansäure (Propionsäure)

Die nächste Alkansäure ist die Butansäure (Buttersäure), sie hat entsprechend vier miteinander verknüpfte Kohlenstoff-Atome und so fort. Es kommt bei jeder folgenden Alkansäure immer eine CH_2 -Gruppe hinzu, sodass sich die *homologe Reihe* der Alkansäuren ergibt.

Nomenklatur der Alkansäuren

Inzwischen wissen Sie es ganz genau: Der Wortstamm verrät Ihnen die Anzahl der Kohlenstoff-Atome im Molekül.

Die Endung »-säure« weist darauf hin, dass sich mindestens eine *Carboxy-Gruppe* ($-\text{COOH}$) im Molekül befindet. Sie ist die *funktionelle Gruppe* der Alkansäuren und sie ist verantwortlich für deren Eigenschaften. Die folgende Abbildung 1.35 zeigt den Aufbau der Carboxy-Gruppe aus einer Carbonyl-Gruppe ($-\text{CO}$) und einer Hydroxy-Gruppe ($-\text{OH}$).

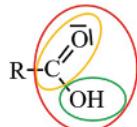


Abbildung 1.35: Carboxy-Gruppe einer beliebigen Alkansäure mit dem Rest R

Die Carboxy-Gruppe befindet sich immer am ersten Kohlenstoff-Atom, das heißt, das C-Atom der COOH -Gruppe ist das erste Kohlenstoff-Atom. Deswegen müssen hier keine Positionen der Gruppe im Molekül angegeben werden.



Zeichnen Sie die vereinfachte Strukturformel von Methansäure und markieren Sie alle funktionellen Gruppen.

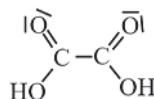
Sie müssten gefunden haben: die Hydroxy-Gruppe, die Carbonyl-Gruppe, die Aldehyd-Gruppe und die Carboxy-Gruppe. Puh ... ganz schön was los bei der Methansäure!

Mehrwertige Alkansäuren

Es kann auch Alkansäuren mit mehreren Carboxy-Gruppen im Molekül geben. Sie werden *mehrwertige Alkansäuren* genannt. *Dicarbonsäuren* besitzen zwei Caboxy-Gruppen, *Tricarbonsäuren* sogar drei.



Oxalsäure (chemisch Ethandisäure) ist zum Beispiel eine Dicarbonsäure.



Alles wie gehabt

Wie bei allen homologen Reihen der Kohlenwasserstoff-Verbindungen sind die Eigenschaften der Alkansäuren abhängig von der Kettenlänge und dem unpolaren Aufbau der Kohlenwasserstoffkette des Moleküls, sowie hier besonders von der stark polaren Carboxy-Gruppe.

Alkansäuren ...

- ✓ Sind in kurzkettiger Form stechend riechende Flüssigkeiten,
- ✓ verbrennen alle mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Die Länge des unpolaren Anteils des Moleküls, also der Kohlenwasserstoffkette, und die Carboxy-Gruppe bestimmen weitere Eigenschaften der Alkansäuren:

- ✓ Kurzkettige Alkansäuren mit bis zu vier Kohlenstoff-Atomen lösen sich gut in Wasser, da die Wasser-Moleküle mit der Carboxy-Gruppe gut wechselwirken können.
- ✓ Mit zunehmender Kettenlänge verringert sich die Löslichkeit in Wasser aufgrund der stärker werdenden Van-der-Waals-Kräfte zwischen den unpolaren Molekülanteilen.
- ✓ Dafür steigt mit zunehmender Kettenlänge die Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln.
- ✓ Ebenso steigen die Siedetemperaturen mit zunehmender Kettenlänge. Die Siedetemperaturen liegen über denen der Alkohole, da auch die Carboxy-Gruppen untereinander Wasserstoffbrückenbindungen eingehen können.

Sauer bleibt sauer

Alkansäuren sind Säuren und reagieren damit wie alle anderen Säuren.

Alkansäuren ...

- ✓ lassen Indikatoren ihre Säure-Farbe anzeigen (zum Beispiel rot oder orange mit Universalindikator).
- ✓ sind ätzend (wenn auch schwächer als gleich konzentrierte anorganische Säuren).
- ✓ schmecken sauer (Essigsäure ist in jedem Essig vorhanden).
- ✓ reagieren mit unedlen Metallen unter Freisetzung von molekularem Wasserstoff.
- ✓ reagieren mit Carbonaten (zum Beispiel Kalk) unter Freisetzung von Kohlenstoffdioxid.



Säuren dissoziieren in wässriger Lösung in Protonen und Säurerest-Ionen.

Bei den Alkansäuren wird sehr leicht das Proton der Carboxy-Gruppe abgegeben, da die Sauerstoff-Atome der Gruppe sehr stark an den Elektronenpaaren ziehen und die Hydroxy-Gruppe dadurch sehr stark polarisiert und das Proton deswegen nur schwach gebunden ist. Es bildet sich das Caboxylat-Ion ($-COO^-$).

Alkansäuren reagieren außerdem mit Alkoholen zu Estern, welche die letzte noch zu wiederholende Stoffklasse darstellt.

Einfach dufte – die Ester

Atmen Sie durch. Gleich haben Sie den Wiederholungsteil geschafft und können zur Entspannung im nächsten Kapitel fröhlich rechnen.

Ester kommen in der Natur als Geruchs- und Geschmacksstoffe vor, sie halten große Molekülverbände zusammen, bilden die Bienenwachse und werden künstlich zusammengefügt zu Poly(=viel)estern, die Sie vielleicht gerade mit ihren Klamotten am Leib tragen. Schauen Sie ruhig mal auf die Etiketten Ihrer Kleidung.

Ester sind Reaktionsprodukte zwischen Alkansäuren und Alkoholen. Die entsprechende Reaktion ist die *Veresterung*, bei der beide Stoffe in Anwesenheit eines sauren Reaktionsmilieus miteinander reagieren unter Abspaltung von Wasser. Damit gehört die Veresterung zu den *Kondensationsreaktionen* (Abbildung 1.36).

Im Beispiel ist Propansäurepropylester entstanden, ein flüchtiger, nach Birne riechender Stoff.

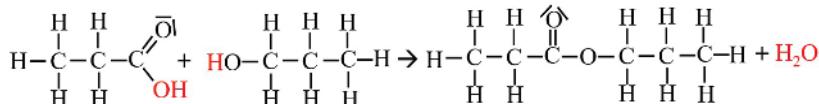


Abbildung 1.36: Bildung eines Esters



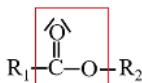
Achten Sie oben in der Gleichung darauf, aus welchen Atomen das Wasser gebildet wird. Das Sauerstoff-Atom der Hydroxy-Gruppe des Alkohols bildet später das »Brücken-O« im Ester.

Nomenklatur der Ester

Sie können sich am Beispiel oben die Regeln zur Benennung von Estern erschließen:

- ✓ Die Alkansäure wird zuerst genannt.
- ✓ Dann folgt der Alkan-Wortstamm des Alkohol-Restes mit der Endung »yl«, welche den Rest angibt.
- ✓ Dann folgt die Endung Ester, die auf die COO-Gruppe zwischen den beiden Alkan-Kettenresten (Alkyl-Resten) hinweist.

Die Ester-Gruppe ($-\text{COO}$) ist die *funktionelle Gruppe* der Ester, was Sie nicht überraschen dürfte (Abbildung 1.37).

Abbildung 1.37: Ester-Gruppe zwischen zwei beliebigen Alkylresten R_1 und R_2 

Wenn Sie einen Ester benennen sollen, achten Sie auf die Ester-Gruppe. Der Rest R , der mit C=O endet, gehört noch zur Säure. Das »Brücken-O« gehört zum Alkohol. Nun brauchen Sie nur noch die Kohlenstoff-Atome der Reste zu zählen und sie wissen, aus welchen Ausgangsstoffen der Ester gebildet wurde.



Versuchen Sie es und geben Sie die Strukturformel für Ethansäureethylester und Methansäurebutylester an.

Eigenschaften der Ester

Auch bei den Estern ist die Kettenlänge entscheidend für die Eigenschaften.

Ester ...

- ✓ sind in kurzkettiger Form bei Raumtemperatur oft wohlriechende Flüssigkeiten,
- ✓ verbrennen alle mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Die Länge des unpolaren Anteils des Moleküls, also die Längen der Kohlenwasserstoffketten der Alkyl-Reste, bestimmen die weitere Eigenschaften der Ester.

- ✓ Ester lösen sich schlecht oder gar nicht in Wasser.
- ✓ Sie lösen sich aufgrund der Van-der-Waals-Kräfte zwischen den unpolaren Molekülanteilen, jedoch gut in unpolaren Lösungsmitteln.
- ✓ Ebenso steigen die Siedetemperaturen mit zunehmender Kettenlänge. Die Siedetemperaturen sind niedriger als die der Alkohole und Alkansäuren, weil keine Wasserstoffbrückenbindungen eingegangen werden können.

Eines noch ...

Sollten Sie jemals in die Verlegenheit kommen, eine Struktur mit mehreren funktionellen Gruppen einer Stoffklasse zuordnen zu müssen, dann richten Sie sich nach der folgenden Rangfolge. Die weiter rechts stehenden Stoffklassen sind »höherwertig«.

Alkan <> Alken <> Alkin <> Ether <> Alkohol <> Keton <> Aldehyd <> Ester <> Alkansäure

...und noch dies, wenn es ganz schnell gehen muss

Wenn Sie sich die Wortstämme der Alkane gemerkt haben, ist Ihnen gewiss aufgefallen, dass die gesamte Systematik in der organischen Chemie darauf aufbaut. Einen schnellen Überblick über die Stoffklassen zeigt Tabelle 1.9.

Chemische Bezeichnung	Umgangssprachliche Bezeichnung	Funktionelle Gruppe	Vertreter (Beispiel)	Formel des Vertreters
Alkanole	Alkohole	R-OH	Propan-1-ol	$ \begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \\ & & & & \\ \text{H}- & \text{C} & -\text{C} & -\text{C}- & \text{OH} \\ & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \end{array} $
Alkanale	Aldehyde	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$	Propanal	$ \begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & \\ \text{H}- & \text{C} & -\text{C} & -\text{C}(=\text{O})-\text{H} & \\ & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & & \end{array} $
Alkanone	Ketone	$\text{R}_1-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_2$	Propanon	$ \begin{array}{ccccc} & \text{H} & & \text{H} & \\ & & & & \\ \text{H}- & \text{C} & -\text{C}(=\text{O}) & -\text{C} & -\text{H} \\ & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & \end{array} $

Chemische Bezeichnung	Umgangssprachliche Bezeichnung	Funktionelle Gruppe	Vertreter (Beispiel)	Formel des Vertreters
Ether	---	$R_1-\bar{O}-R_2$	Ethylmethyl-ether	$ \begin{array}{c} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array} $
Alkansäuren	Carbonsäuren, Fettsäuren	$R-\overset{\overset{\text{O}}{\parallel}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\bar{O}\text{H}$	Propansäure	$ \begin{array}{c} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\overset{\overset{\text{O}}{\parallel}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{OH} \\ & & \\ & \text{H} & \text{H} \end{array} $
Ester	---	$R_1-\overset{\overset{\text{O}}{\parallel}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\bar{O}-R_2$	Methansäure-ethylester	$ \begin{array}{c} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C} & -\bar{O}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ & \text{H} & \text{H} \end{array} $

Tabelle 1.9: Überblick über verschiedene Stoffklassen der organischen Chemie

Fühlen Sie sich fit nach der Wiederholung der bisherigen Inhalte der Sekundarstufe I?

Dann lesen Sie einfach das zweite Kapitel, da dürfen Sie zur Entspannung rechnen.