minærva

CL

0

SKRIPT

Grundlagen aus der Mittelstufe

Erklärskript

Die Aufgaben 1–35 zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript, die Lösungen im Lösungsskript. Verweise auf Aufgaben sind Links.

Chemie – Leistungsfach Kursstufe

Pirmin Gohn

Nutzungshinweis: Dieses Skript darf nur im Rahmen des Unterrichts verwendet werden; insbesondere ist die eigenständige Weitergabe untersagt.

Skriptreihe CL · Chemie-Leistungsfach

CL0 Grundlagen	CL1 Energetik	CL2 Gleichgewicht	CL3 Säure-Base	CL4 Naturstoffe	CL5 Aromaten	CL6 Kunststoffe	CL7 Elektrochemie	CL8 Forschung	CL-K Kompakt

Lernen mit minærva

Dieses Skript ist ein Teil von minærva. Alles gehört zusammen: Jedes Thema führt von der Erklärung zum Üben, zum Ausprobieren und ins große Bild.

minaerva.de

Skripte Verstehen
Der Stoff zum Nachlesen: Erklärungen, Herleitungen, Beispiele und typische Fehler.
minaerva.de

noctua Üben
Fragen zu jedem Abschnitt, mit sofortiger Rückmeldung.
noctua.minaerva.de

fabrica Ausprobieren
Versuche und Anschauungen zum Selbermessen und Anfassen, ohne Konto, auch auf dem iPad.
fabrica.minaerva.de

tela Vernetzen
Das Wissensnetz: worauf ein Thema aufbaut und wohin es führt.
tela.minaerva.de

So greifen die Skripte ineinander

Erklärskripte	Chemie-Leistungsfach: CL0 mit den Grundlagen aus der Mittelstufe und acht Themenskripte CL1–CL8 nach den Themenbereichen des Bildungsplans, mit dem Stoff, aber ohne Aufgaben. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, zu welcher Teilkompetenz des Bildungsplans er gehört.
Aufgabenskript	Ein gemeinsames Aufgabenskript für alle Themen. Die Erklärskripte verweisen darauf; jede Aufgaben-, Abbildungs- und Tabellennummer gibt es in der Reihe nur einmal.
Lösungsskript	Die Lösungen zu allen Aufgaben, mit denselben Nummern.
Kompakt	CL-K: alle Formeln, Reaktionen und wichtigen Abbildungen auf wenigen Seiten, zum schnellen Wiederholen.

Am Ende vieler Abschnitte stehen Links zur passenden Übung, zum Versuch und ins Wissensnetz. In der PDF-Datei lassen sie sich direkt antippen.

Inhaltsverzeichnis

Worum es geht 5
1 Stoffe und Teilchen 6
1.1 Stoffe und ihre Eigenschaften 6
1.2 Das Teilchenmodell 6
1.3 Welche Teilchen? Atome, Moleküle, Ionen 7
1.4 Größenordnungen und Nanopartikel 7
1.5 Gefahrstoffe 8
2 Atombau und Periodensystem 9
2.1 Das Kern-Hülle-Modell 9
2.2 Schalenmodell und Energiestufenmodell 9
2.3 Das Periodensystem lesen 10
3 Ionenbindung und Metallbindung 12
3.1 Ionenbildung und Ionenbindung 12
3.2 Eigenschaften der Salze 13
3.3 Salze lösen sich: Hydratation 13
3.4 Die Metallbindung 14
4 Elektronenpaarbindung und Molekülbau 15
4.1 Die Elektronenpaarbindung 15
4.2 Was eine Formel aussagt 15
4.3 Der räumliche Bau: das EPA-Modell 16
5 Polarität und zwischenmolekulare Kräfte 18
5.1 Elektronegativität und polare Bindungen 18
5.2 Dipolmoleküle 18
5.3 Zwischenmolekulare Wechselwirkungen 18
5.4 Siedetemperatur und Löslichkeit erklären 19
5.5 Die besonderen Eigenschaften des Wassers 20
5.6 Bindungsarten im Vergleich 20
6 Chemische Reaktionen und Energie 22
6.1 Merkmale einer chemischen Reaktion 22
6.2 Reaktionsgleichungen aufstellen 22
6.3 Energie bei chemischen Reaktionen 22
7 Stoffmenge und Stöchiometrie 24
7.1 Atommasse, Stoffmenge und molare Masse 24
7.2 Gehaltsangaben 24
7.3 Stöchiometrisches Rechnen 24
8 Säuren, Basen und Redoxreaktionen 26
8.1 Saure, neutrale und alkalische Lösungen 26
8.2 Säuren und Basen: Protonenübergänge 26
8.3 Die Säure-Base-Titration 26
8.4 Redoxreaktionen: Elektronenübergänge 27
8.5 Die Elektrolyse 28
8.6 Nachweisreaktionen 28
9 Kohlenwasserstoffe 30
9.1 Alkane: die homologe Reihe 30
9.2 Nomenklatur nach IUPAC 30
9.3 Isomerie 31
9.4 Alkene und die Addition 31
9.5 Die radikalische Substitution 31
10 Sauerstoffhaltige organische Stoffe 33
10.1 Alkohole 33
10.2 Oxidation der Alkohole: Aldehyde und Ketone 34
10.3 Carbonsäuren 34

10.4 Ester und die Kondensation 35
10.5 Stoffklassen im Vergleich 35

Worum es geht

Warum schwimmt Eis auf Wasser, obwohl fast jeder andere Stoff im festen Zustand dichter ist als im flüssigen? Warum löst sich Kochsalz in Wasser, Speiseöl aber nicht? Warum ist Erdgas bei Zimmertemperatur ein Gas, Benzin eine Flüssigkeit und Kerzenwachs ein Feststoff, obwohl alle drei aus denselben Atomsorten bestehen? Und warum kann man aus 100 g Erdgas berechnen, wie viel Kohlenstoffdioxid beim Verbrennen entsteht?

Alle diese Fragen hast du in der Mittelstufe beantwortet, und alle Antworten führen auf dieselbe Grundidee der Chemie zurück: Die Eigenschaften eines Stoffes, die man sehen, messen und nutzen kann (die **Stoffebene**), erklären sich aus dem Bau und dem Zusammenhalt seiner kleinsten Teilchen (die **Teilchenebene**). Wer zwischen beiden Ebenen sicher hin- und herdenkt, hat das wichtigste Werkzeug des Leistungsfachs schon in der Hand.

Dieses Skript wiederholt die Grundlagen aus den Klassen 8 bis 10 auf dem Niveau, das das Leistungsfach und die Abiturprüfung voraussetzen: Atombau und Periodensystem, die drei Bindungsarten, Molekülgeometrie und zwischenmolekulare Wechselwirkungen, Reaktionsgleichungen und stöchiometrisches Rechnen, die Grundideen von Säure-Base- und Redoxreaktionen und die wichtigsten organischen Stoffklassen. Im Abitur liegt das Periodensystem der IQB-Formelsammlung vor; Kapitel 2 enthält ein kompaktes eigenes Periodensystem mit den Werten, die man am häufigsten braucht.

> **Grundlagen aus der Mittelstufe.** Wiederholung aus dem Chemieunterricht der Klassen 8–10 (Bildungsplan Chemie, Sek I, Abschnitt 3.2), auf die alle Skripte des Leistungsfachs aufbauen. Das Abitur setzt diese Grundlagen voraus.

Lehrplan-Marken. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, zu welcher Teilkompetenz des Bildungsplans Chemie (Baden-Württemberg, Fassung 2022, Leistungsfach, Abschnitt 3.4) der Abschnitt gehört, z. B. `BP 3.4.3 (5)`. In Chemie gibt es 2027 keine Schwerpunktthemen: Schriftlich geprüft wird der ganze Plan (Marke `Abi 2027`), nur Themenbereich 3.4.8 kommt allein in der mündlichen Prüfung dran (Marke `2027 nur mündlich`). Hilfsmittel im Abitur sind die Formelsammlung des IQB und der Taschenrechner. Ihr Anhang enthält ein Periodensystem, Tabellen mit pK_S-Werten, Indikatoren und Standardpotenzialen; Bildungsenthalpien und Standardentropien stehen nicht darin – diese Daten liefert die Aufgabe.

Die Aufgaben zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript der Reihe, die Lösungen im Lösungsskript. Jedes Kapitel endet mit einem Kasten der Fachbegriffe und einem Verweis auf passende Übungen in **noctua**. Wo ein Thema im Leistungsfach vertieft wird, steht der Verweis auf das passende Skript (CL1 bis CL8) dabei.

1 Stoffe und Teilchen

Sek I 3.2.1.1 (1), (3), (6), (7), 3.2.1.2 (1)–(4)

Ein Stück Kupferblech ist rotbraun, glänzt, leitet den elektrischen Strom und lässt sich biegen. Ein Kupferatom dagegen hat keine Farbe, glänzt nicht und lässt sich nicht biegen. Farbe, Glanz und Verformbarkeit sind Eigenschaften des **Stoffes**, also einer großen Ansammlung von Teilchen. Sie entstehen erst aus dem Zusammenwirken unvorstellbar vieler Atome. Diese Unterscheidung zwischen Stoffebene und Teilchenebene zieht sich durch die ganze Chemie.

1.1 Stoffe und ihre Eigenschaften

Ein **Stoff** ist eine Materieart mit kennzeichnenden Eigenschaften, unabhängig von Form und Größe des Gegenstands. Zu den **Stoffeigenschaften** gehören Farbe, Geruch, Verformbarkeit, Dichte, Magnetisierbarkeit, elektrische Leitfähigkeit, Schmelztemperatur, Siedetemperatur und Löslichkeit. Einzelne Eigenschaften reichen meist nicht, um einen Stoff zu erkennen; erst eine **Kombination** charakteristischer Eigenschaften ist eindeutig. Eisen etwa ist silbrig glänzend, leitfähig, verformbar und magnetisierbar, Natriumchlorid bildet farblose, spröde Kristalle mit hoher Schmelztemperatur (801 °C), die sich gut in Wasser lösen und deren Lösung leitet.

Die Einteilung der Stoffe zeigt Abbildung 1. Ein **Reinstoff** hat unter gleichen Bedingungen feste Eigenschaften, zum Beispiel eine bestimmte Siedetemperatur. Ein **Gemisch** besteht aus mehreren Reinstoffen und lässt sich mit physikalischen Verfahren trennen, die einen Unterschied in den Eigenschaften ausnutzen: Destillation (Siedetemperatur), Filtration (Teilchengröße, Löslichkeit), Extraktion (Löslichkeit), Dekantieren und Zentrifugieren (Dichte), Chromatografie (Haften an einem Trägermaterial). Ein **homogenes Gemisch** sieht auch unter dem Mikroskop einheitlich aus, etwa eine **Lösung** wie Salzwasser oder eine **Legierung** wie Messing (Kupfer und Zink). Ein **heterogenes Gemisch** ist uneinheitlich: Eine **Suspension** enthält Feststoffteilchen in einer Flüssigkeit, eine **Emulsion** Tröpfchen einer Flüssigkeit in einer anderen (Milch), **Rauch** Feststoffteilchen und **Nebel** Flüssigkeitströpfchen in einem Gas.

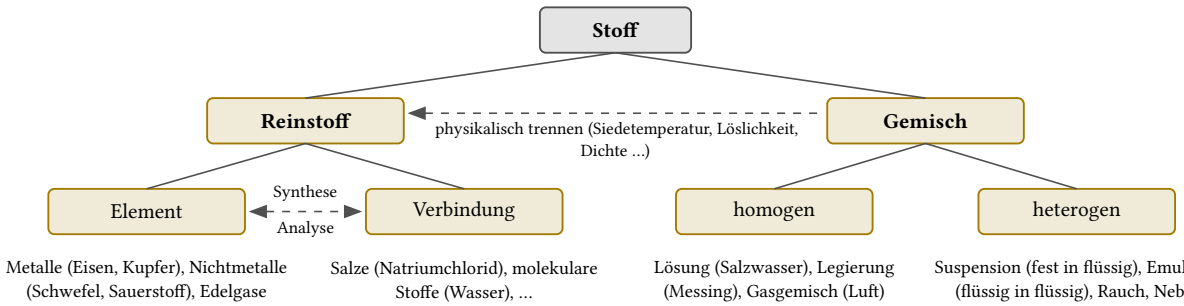


Abbildung 1: Einteilung der Stoffe. Gemische trennt man physikalisch, Verbindungen zerlegt man nur durch eine chemische Reaktion (Analyse).

Reinstoffe sind entweder **Elemente**, die sich chemisch nicht weiter zerlegen lassen und aus nur einer Atomsorte bestehen, oder **Verbindungen**, die aus mehreren Elementen in einem festen Verhältnis aufgebaut sind. Aus Elementen entsteht eine Verbindung durch **Synthese**, die Zerlegung einer Verbindung heißt **Analyse** (Kapitel 6). Die Elemente teilt man in **Metalle** und **Nichtmetalle** ein; dazwischen stehen einige Halbmetalle wie Silicium.

1.2 Das Teilchenmodell

Alle Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen, die sich ständig bewegen und sich gegenseitig anziehen. Je höher die Temperatur, desto heftiger bewegen sie sich. Mit diesem einfachen **Teilchenmodell** lassen sich die **Aggregatzustände** erklären (Abbildung 2):

- **fest:** Die Teilchen sitzen an festen Plätzen eines Gitters und schwingen nur um diese Plätze. Der Körper behält Form und Volumen.
- **flüssig:** Die Teilchen sind noch dicht beieinander, aber gegeneinander verschiebbar. Die Flüssigkeit hat ein festes Volumen, aber keine feste Form.
- **gasförmig:** Die Teilchen sind weit voneinander entfernt und bewegen sich frei. Ein Gas füllt jeden Raum aus und lässt sich zusammendrücken.

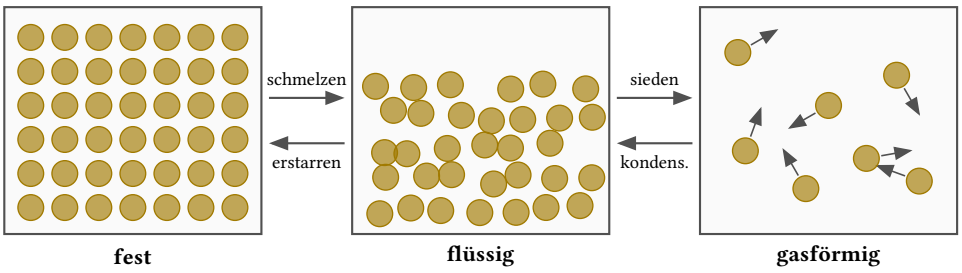


Abbildung 2: Teilchenmodell der Aggregatzustände. Beim Schmelzen und Sieden muss Energie zugeführt werden, um die Anziehung zwischen den Teilchen zu überwinden; beim Erstarren und Kondensieren wird sie wieder frei.

Die Bewegung der Teilchen erklärt auch die **Diffusion**, die selbstständige Durchmischung von Stoffen (ein Tropfen Tinte färbt ruhiges Wasser allmählich), und die **Brown'sche Bewegung**: Rauchteilchen oder Fettkügelchen der Milch zittern unter dem Mikroskop regellos hin und her, weil sie von allen Seiten unterschiedlich oft von den unsichtbaren Teilchen der Umgebung gestoßen werden. Beim **Lösen** eines Stoffes verteilen sich seine Teilchen zwischen den Teilchen des Lösungsmittels.

Merksatz

Was auf der **Stoffebene** beobachtet wird (Schmelzen, Lösen, Leitfähigkeit, Farbe einer Lösung), wird auf der **Teilchenebene** erklärt (Bewegung, Anordnung, Bau und Zusammenhalt der Teilchen). Einzelne Teilchen haben keine Stoffeigenschaften wie Farbe, Temperatur oder Aggregatzustand.

1.3 Welche Teilchen? Atome, Moleküle, Ionen

Das einfache Teilchenmodell sagt nichts darüber, **welche** Teilchen einen Stoff bilden. Hier unterscheidet man drei Arten von Stoffteilchen:

- **Atome** als einzelne Stoffteilchen gibt es bei den Edelgasen (Helium, Neon, Argon). In den Metallen sind Atome in einem Metallgitter angeordnet, genauer positiv geladene Atomrümpfe mit frei beweglichen Elektronen (Kapitel 3).
- **Moleküle** sind abgeschlossene Atomverbände, deren Atome durch Elektronenpaarbindungen zusammengehalten werden, etwa H_2O, O_2, CO_2, CH_4. Stoffe aus Molekülen heißen **molekulare Stoffe** (früher „flüchtige Stoffe", weil viele leicht verdampfen).
- **Ionen** sind elektrisch geladene Teilchen. **Salze** bestehen aus positiv geladenen Kationen und negativ geladenen Anionen, die ein Ionengitter bilden. Ein Salz enthält keine Moleküle; die kleinste Einheit, die sein Zusammensetzungsverhältnis angibt, nennt man **Ionengruppe** (beim Natriumchlorid Na^+Cl^-).

Daraus ergibt sich eine Einteilung der Stoffe nach ihren Teilchen: **Metalle** (Metallatome bzw. Atomrümpfe), **Edelgase** (einzelne Atome), **molekulare Stoffe** (Moleküle) und **Salze** (Ionen). Diese vier Gruppen unterscheiden sich in ihren Eigenschaften so deutlich, dass man aus wenigen Messungen auf die Teilchenart schließen kann (Kapitel 5, Tabelle 4).

Typischer Fehler

Falsch: „Kupfer ist rotbraun, weil seine Atome rotbraun sind." – „Beim Erhitzen dehnen sich die Teilchen aus."
Richtig: Farbe und Ausdehnung sind Eigenschaften des Stoffes. Beim Erhitzen bewegen sich die Teilchen heftiger und brauchen mehr Platz; die Teilchen selbst werden nicht größer.

1.4 Größenordnungen und Nanopartikel

Atome haben Durchmesser von etwa 10^{-10} m $= 0{,}1$ nm, kleine Moleküle sind wenig größer. **Makromoleküle** wie Proteine oder Kunststoffketten erreichen 10 bis 100 nm. Gruppen aus einigen hundert bis Millionen Atomen mit einer Größe zwischen 1 nm und 100 nm heißen **Nanopartikel** (Abbildung 3).

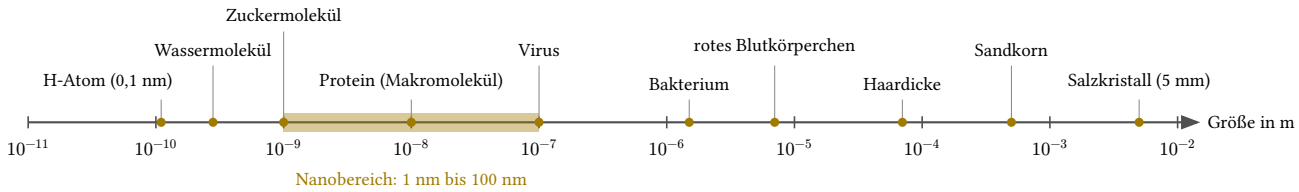


Abbildung 3: Größenordnungen von Teilchen und Objekten auf einer logarithmischen Skala: Jeder Teilstrich bedeutet einen Faktor 10.

Nanopartikel zeigen oft andere Eigenschaften als derselbe Stoff in großen Stücken, weil ein großer Teil ihrer Atome an der Oberfläche sitzt. Entscheidend ist das **Verhältnis von Oberfläche zu Volumen**: Zerteilt man einen Würfel mit 1 cm Kantenlänge in Würfel mit 10 nm Kantenlänge, so entstehen $(10^6)^3 = 10^{18}$ Würfelchen; ihre Gesamtoberfläche ist 10^6-mal so groß wie die des Ausgangswürfels. Feinverteiltes Eisen entzündet sich deshalb schon an der Luft, Goldnanopartikel sind rot statt goldgelb und wirken als Katalysator, Titandioxid-Nanopartikel in Sonnencremes streuen kein sichtbares Licht mehr und sind darum durchsichtig. Wie stark der **Zerteilungsgrad** Reaktionen beschleunigt, zeigt Kapitel 6. Nanomaterialien werden in CL8 ausführlicher behandelt.

1.5 Gefahrstoffe

Gefährliche Stoffe sind nach dem weltweit einheitlichen System GHS mit **Gefahrenpiktogrammen** gekennzeichnet: rote Raute mit schwarzem Symbol. Die neun Piktogramme bedeuten explosiv (explodierende Bombe), entzündbar (Flamme), brandfördernd (Flamme über Kreis), Gase unter Druck (Gasflasche), ätzend (Reagenzgläser über Hand und Fläche), giftig (Totenkopf), gesundheitsschädlich oder reizend (Ausrufezeichen), schwer gesundheitsschädlich (Silhouette mit Stern auf der Brust) und umweltgefährlich (toter Baum und Fisch). Dazu kommen ein Signalwort („Gefahr“ oder „Achtung“), Gefahrenhinweise (H-Sätze) und Sicherheitshinweise (P-Sätze). Aus den Piktogrammen leitet man die nötigen Schutzmaßnahmen ab, etwa Schutzbrille und Handschuhe bei ätzenden Stoffen, Abzug bei giftigen Gasen, kein offenes Feuer bei entzündbaren Flüssigkeiten.

Fachbegriffe

Stoffebene, Teilchenebene: beobachtbare Eigenschaften eines Stoffes bzw. ihre Erklärung durch Bau und Verhalten der Teilchen.
Reinstoff, Gemisch: Stoff mit festen Eigenschaften bzw. Mischung mehrerer Reinstoffe, physikalisch trennbar.
Element, Verbindung: Reinstoff aus einer Atomsorte bzw. aus mehreren Elementen in festem Verhältnis.
homogen, heterogen: einheitlich (Lösung, Legierung) bzw. uneinheitlich (Suspension, Emulsion, Rauch, Nebel).
Atom, Molekül, Ion: Stoffteilchen der Edelgase und Metalle, der molekularen Stoffe bzw. der Salze.
Diffusion, Brown’sche Bewegung: selbstständige Durchmischung bzw. Zitterbewegung kleiner Partikel durch Teilchenstöße.
Nanopartikel: Teilchengruppen von 1 nm bis 100 nm mit großem Verhältnis von Oberfläche zu Volumen.
Gefahrenpiktogramm: GHS-Symbol für die Gefahr eines Stoffes, Grundlage der Schutzmaßnahmen.

Üben: **noctua** ↗

2 Atombau und Periodensystem

Sek I 3.2.1.2 (5)–(7)

1909 beschossen Hans Geiger und Ernest Marsden im Labor von Ernest Rutherford eine hauchdünne Goldfolie mit α-Teilchen, das sind positiv geladene Heliumkerne aus einem radioaktiven Präparat. Nach dem damals gängigen Atommodell von Thomson, einer gleichmäßig positiv geladenen Kugel mit eingelagerten Elektronen, hätten alle α-Teilchen die Folie fast ungestört durchdringen müssen. Tatsächlich flogen die allermeisten geradeaus hindurch, einige wurden abgelenkt, und etwa eines von achttausend prallte sogar zurück. Rutherford sagte später, das sei so unglaublich gewesen, als hätte man eine Granate auf ein Seidenpapier abgefeuert und sie sei zurückgekommen.

2.1 Das Kern-Hülle-Modell

Rutherford deutete den **Streuversuch** 1911 so (Abbildung 4): Fast die gesamte Masse und die gesamte positive Ladung eines Atoms sind in einem winzigen **Atomkern** vereint. Der Kern ist etwa 10 000- bis 100 000-mal kleiner als das Atom. Um ihn herum liegt die **Atomhülle**, ein fast leerer Raum, in dem sich die negativ geladenen Elektronen bewegen. Die meisten α-Teilchen fliegen durch diesen leeren Raum, nur die wenigen, die einem Kern sehr nahe kommen, werden von dessen positiver Ladung abgestoßen und abgelenkt, bei fast zentralem Treffer sogar zurückgeworfen.

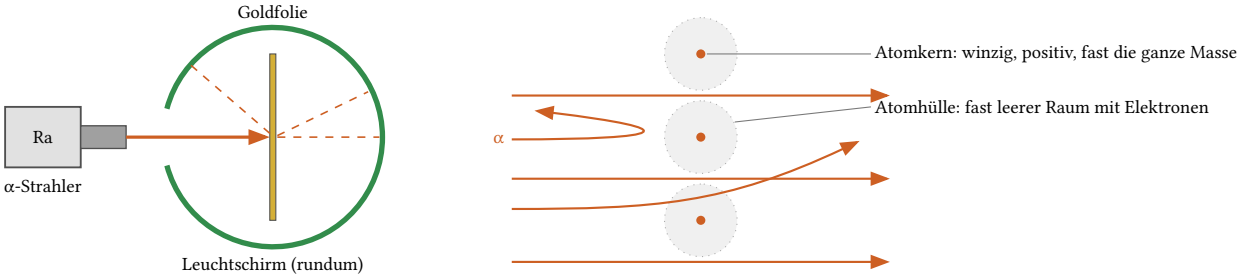


Abbildung 4: Rutherfords Streuversuch. Links der Aufbau: Ein ringförmiger Leuchtschirm zeigt, in welche Richtung die α-Teilchen fliegen. Rechts die Deutung auf Atomebene (nicht maßstäblich: Der Kern ist in Wirklichkeit viel kleiner).

Der Kern besteht aus **Protonen** und **Neutronen**, die Hülle aus **Elektronen** (Tabelle 1). Die Zahl der Protonen bestimmt das Element; sie heißt **Ordnungszahl** Z und ist im neutralen Atom gleich der Zahl der Elektronen. Protonen und Neutronen zusammen ergeben die **Massenzahl** A. Atome desselben Elements mit verschiedener Neutronenzahl heißen **Isotope**: Kohlenstoff-12 hat 6 Protonen und 6 Neutronen, Kohlenstoff-14 hat 6 Protonen und 8 Neutronen. Weil die meisten Elemente Isotopengemische sind, ist ihre mittlere Atommasse keine ganze Zahl, beim Chlor (etwa 76 % Cl-35 und 24 % Cl-37) zum Beispiel 35,45 u.

Teilchen	Ladung	Masse	Ort
Proton p^+	$+1$	≈ 1 u	Kern
Neutron n	0	≈ 1 u	Kern
Elektron e^-	-1	$\approx \frac{1}{1836}$ u	Hülle

Tabelle 1: Die Bausteine der Atome. Ladung in Vielfachen der Elementarladung $e = 1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C, Masse in der atomaren Masseneinheit $1\ \text{u} = 1{,}661 \cdot 10^{-27}$ kg.

2.2 Schalenmodell und Energiestufenmodell

Wie die Elektronen in der Hülle angeordnet sind, verraten die **Ionisierungsenergien**: die Energie, die man braucht, um einem Atom im Gaszustand ein Elektron vollständig zu entreißen. Trägt man die erste Ionisierungsenergie gegen die Ordnungszahl auf (Abbildung 5), zeigt sich ein periodisches Muster. Bei den Edelgasen ist sie besonders hoch, beim jeweils folgenden Alkalimetall springt sie steil nach unten. Das Elektron des Lithiums ist also viel leichter abzutrennen als die Elektronen des Heliums: Es muss sich weiter außen befinden, auf einer neuen **Schale**.

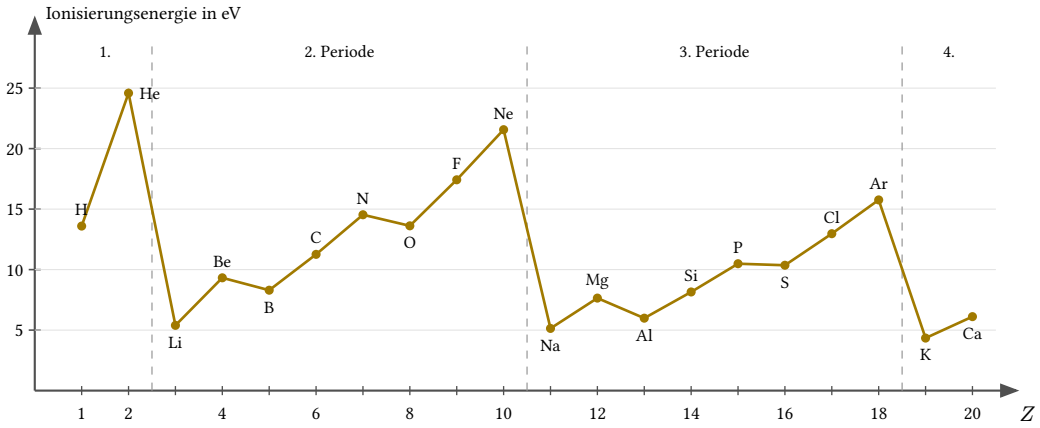


Abbildung 5: Erste Ionisierungsenergie der Elemente mit $Z = 1$ bis 20 (Daten: NIST). Die Maxima bei den Edelgasen und die Sprünge zu den Alkalimetallen zeigen die Schalenstruktur der Hülle.

Im **Schalenmodell** bewegen sich die Elektronen auf Schalen um den Kern. Die n-te Schale fasst höchstens $2n^2$ Elektronen (2, 8, 18, 32); für die Hauptgruppenelemente gilt aber: Die äußerste Schale ist mit 8 Elektronen voll besetzt (bei der ersten Schale mit 2). Das **Energiestufenmodell** beschreibt dasselbe energetisch (Abbildung 6): Jede Schale entspricht einer Energiestufe. Elektronen auf der innersten Stufe sind am stärksten an den Kern gebunden, die Elektronen der äußersten besetzten Stufe, die **Außenelektronen** (Valenzelektronen), am schwächsten. Sie bestimmen das chemische Verhalten eines Elements. Bei der Ionisierung wird zuerst ein Außenelektron abgetrennt.

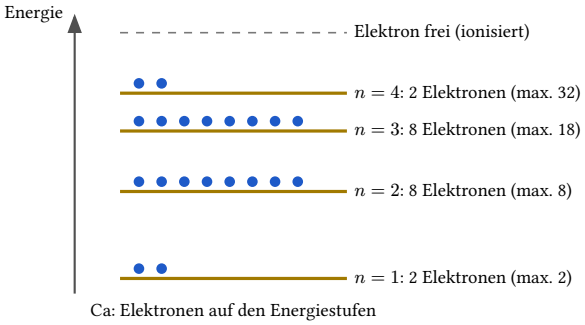


Abbildung 6: Energiestufenmodell des Calciumatoms ($Z = 20$): Elektronenverteilung 2, 8, 8, 2. Die zwei Außenelektronen sind am schwächsten gebunden.

Atome mit voll besetzter Außenschale (2 bzw. 8 Außenelektronen) haben eine besonders stabile **Edelgaskonfiguration**. Die Edelgase reagieren deshalb kaum, und andere Atome erreichen diese Konfiguration, indem sie Elektronen abgeben, aufnehmen oder mit Bindungspartnern teilen. Das ist der Schlüssel zu allen Bindungsarten (Kapitel 3 und 4).

Grenzen des Modells

Das Schalenmodell erklärt die Periodizität und die Bindungsarten der Hauptgruppenelemente, aber nicht, warum ab Kalium die vierte Schale besetzt wird, bevor die dritte mit 18 Elektronen voll ist, und nichts über die Form der Moleküle. Das leistet das Orbitalmodell (CL8); das Elektronenpaarabstoßungsmodell (Kapitel 4) ist ein einfacheres Hilfsmodell für die Molekülgeometrie. Elektronen „kreisen“ auch nicht auf Bahnen: Schalen und Stufen beschreiben nur ihre Energie und ihren mittleren Abstand vom Kern.

2.3 Das Periodensystem lesen

Im **Periodensystem der Elemente** (PSE) sind die Elemente nach steigender Ordnungszahl angeordnet (Abbildung 7). Die waagerechten Zeilen heißen **Perioden**, die senkrechten Spalten **Gruppen** die acht Gruppen der Hauptgruppenelemente bezeichnet man in der Schule mit I bis VIII. Der Zusammenhang mit dem Atombau ist einfach:

- **Periodennummer** = Zahl der besetzten Schalen.
- **Hauptgruppennummer** = Zahl der Außenelektronen (Ausnahme Helium: 2).
- Elemente einer Gruppe haben gleich viele Außenelektronen und darum ähnliche chemische Eigenschaften: Alkalimetalle (I), Erdalkalimetalle (II), Halogene (VII), Edelgase (VIII).

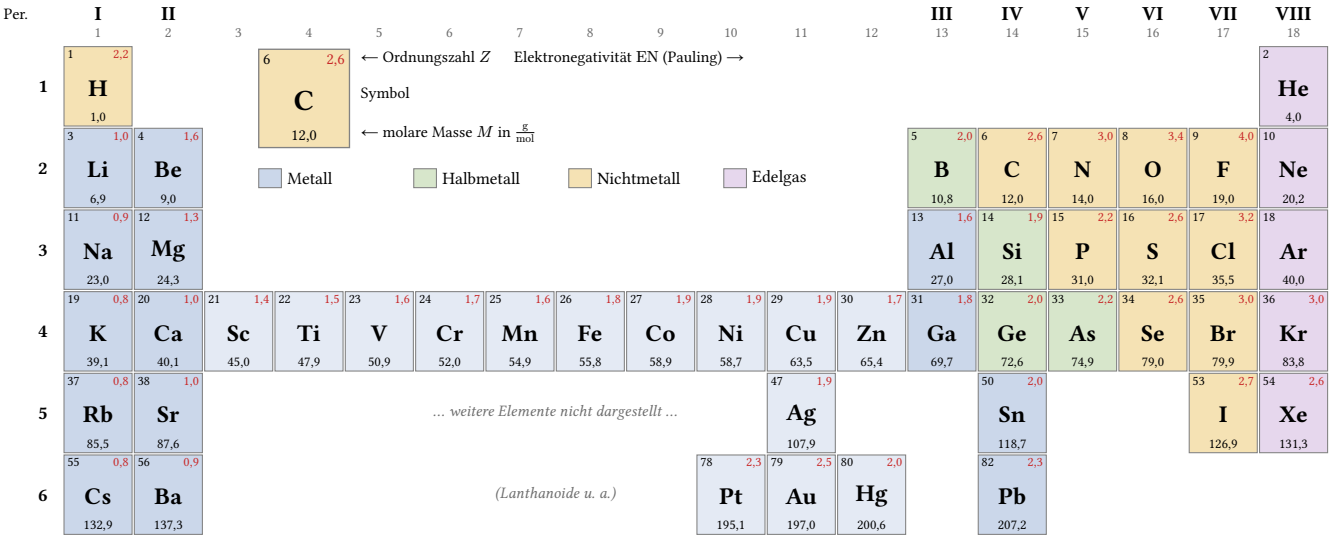


Abbildung 7: Kompaktes Periodensystem: Perioden 1–4 vollständig, dazu wichtige Elemente der Perioden 5 und 6. In jeder Zelle Ordnungszahl, Symbol, molare Masse in $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ (IUPAC 2024, gerundet) und Elektronegativität nach Pauling (CRC, gerundet). Im Abitur steht ein vollständiges Periodensystem im Anhang der IQB-Formelsammlung.

Beispiel 1

Schwefel aus dem PSE lesen. Schwefel steht in der 3. Periode und der VI. Hauptgruppe, Ordnungszahl 16. Das Schwefelatom hat also 16 Protonen und 16 Elektronen auf drei Schalen (2, 8, 6), davon 6 Außenelektronen. Das häufigste Isotop S-32 hat $32 - 16 = 16$ Neutronen. Bis zur Edelgaskonfiguration (Argon) fehlen 2 Elektronen: Schwefel bildet das Sulfid-Ion S^{2-} oder zwei Elektronenpaarbindungen wie im H_2S.

Innerhalb des PSE ändern sich viele Eigenschaften gesetzmäßig. Innerhalb einer Periode nimmt von links nach rechts die Kernladung zu, während die Elektronen auf derselben Schale bleiben; sie werden stärker angezogen. Deshalb nehmen der Atomradius ab und Ionisierungsenergie und Elektronegativität zu. Innerhalb einer Gruppe kommt nach unten jeweils eine Schale hinzu; die Außenelektronen sind weiter vom Kern entfernt und durch die inneren Elektronen abgeschirmt, der Atomradius nimmt zu, Ionisierungsenergie und Elektronegativität nehmen ab. Der Metallcharakter nimmt deshalb nach links unten zu.

Dass hinter dem PSE eine echte Gesetzmäßigkeit steckt, zeigte Dmitri Mendelejew 1871. Er ordnete die damals bekannten 63 Elemente nach ihrer Atommasse und ihren Eigenschaften, ließ aber Lücken, wo kein passendes Element bekannt war, und sagte dessen Eigenschaften voraus. Für das „Eka-Silicium“ unterhalb von Silicium erwartete er eine Atommasse von etwa 72 u und eine Dichte von etwa 5,5 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Clemens Winkler entdeckte 1886 das Germanium: 72,6 u und 5,3 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Merksatz

Für das Abitur: Die IQB-Formelsammlung enthält ein Periodensystem (Anhang, S. 71). Trotzdem sollte man sicher wissen, ohne nachzuschlagen: Symbole, Ordnungszahlen und Hauptgruppen der Elemente H bis Ca und der Halogene; die molaren Massen von H (1), C (12), N (14), O (16), Na (23), Cl (35,5); die ungefähren Elektronegativitäten von H (2,2), C (2,6), N (3,0), O (3,4), F (4,0), Cl (3,2) und die Tendenzen im PSE.

Fachbegriffe

Kern-Hülle-Modell: winziger positiver Kern mit fast der ganzen Masse, fast leere Hülle mit Elektronen (Rutherford 1911).
Proton, Neutron, Elektron: Kernbausteine (positiv bzw. neutral, je etwa 1 u) und Hüllenteilchen (negativ, etwa $\frac{1}{1836}$ u).
Ordnungszahl, Massenzahl: Protonenzahl Z bzw. Zahl der Protonen und Neutronen A; Isotope haben gleiches Z, verschiedenes A.
Schalenmodell, Energiestufenmodell: Elektronen auf Schalen bzw. Energiestufen mit höchstens $2n^2$ Elektronen.
Außenelektron: Elektron der äußersten besetzten Schale; bestimmt das chemische Verhalten.
Ionisierungsenergie: Energie zum Abtrennen eines Elektrons aus einem Atom im Gaszustand.
Edelgaskonfiguration: voll besetzte Außenschale (Oktett bzw. Duett), besonders stabil.
Hauptgruppe, Periode: Spalte (Zahl der Außenelektronen) bzw. Zeile (Zahl der Schalen) im PSE.

Üben: **noctua** ↗

3 Ionenbindung und Metallbindung

Sek I 3.2.1.3 (1), (2), (12), 3.2.2.2 (4)

Lässt man ein Stückchen Natrium in einem Standzylinder mit Chlor reagieren, glüht es hell auf, und es bildet sich ein weißer Rauch: Natriumchlorid, Kochsalz. Aus einem weichen, mit Wasser heftig reagierenden Metall und einem giftigen grüngelben Gas entsteht ein harmloser, harter, spröder Feststoff. Die Erklärung liegt in den Außenelektronen.

3.1 Ionenbildung und Ionenbindung

Ein Natriumatom (2, 8, 1) hat ein Außenelektron, das es leicht abgibt (niedrige Ionisierungsenergie). Es wird zum Natrium-Ion Na^+ mit der Elektronenkonfiguration des Neons. Ein Chloratom (2, 8, 7) nimmt ein Elektron auf und wird zum Chlorid-Ion Cl^- mit der Konfiguration des Argons (Abbildung 8):

$$Na \rightarrow Na^+ + e^- \qquad Cl + e^- \rightarrow Cl^- \qquad 2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$$

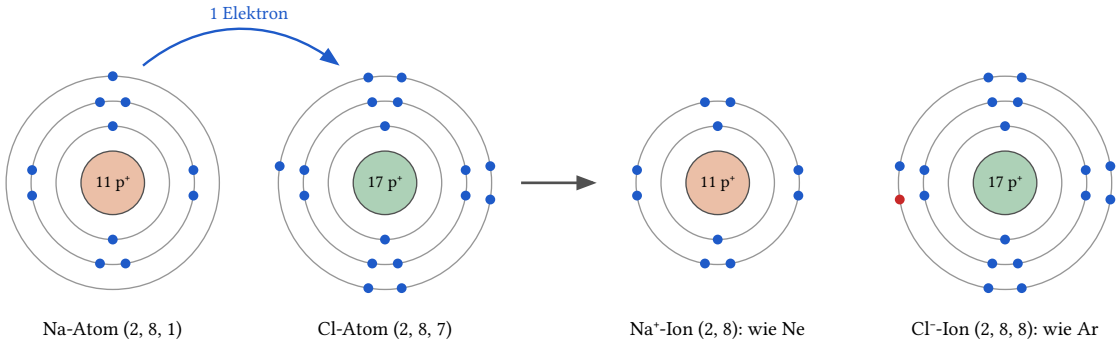


Abbildung 8: Ionenbildung im Schalenmodell: Das Natriumatom gibt sein Außenelektron an ein Chloratom ab. Beide Ionen haben danach Edelgaskonfiguration; rot das aufgenommene Elektron.

Metallatome der Hauptgruppen I bis III geben ihre Außenelektronen ab und bilden **Kationen**, Nichtmetallatome der Hauptgruppen V bis VII nehmen Elektronen bis zum Oktett auf und bilden **Anionen**. Die Ionenladung folgt daher aus der Hauptgruppe: Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}; N^{3-}, O^{2-}, Cl^-. Die entgegengesetzt geladenen Ionen ziehen sich elektrostatisch an, und zwar in alle Richtungen gleich. Diese ungerichtete Anziehung zwischen Kationen und Anionen heißt **Ionenbindung**. Sie führt nicht zu Paaren, sondern zu einem regelmäßigen, dreidimensionalen **Ionengitter**, in dem jedes Ion von möglichst vielen Gegenionen umgeben ist (Abbildung 9).

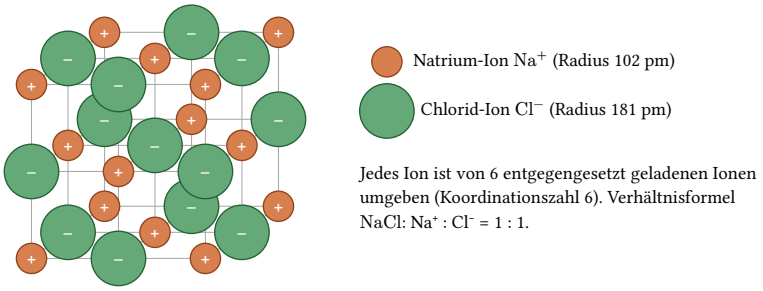


Abbildung 9: Ausschnitt aus dem Natriumchlorid-Gitter. Die Abstände sind zur besseren Übersicht vergrößert; in Wirklichkeit berühren sich die Ionen fast.

Die **Verhältnisformel** eines Salzes gibt das Zahlenverhältnis der Ionen an, nicht ein Molekül. Man stellt sie so auf, dass sich die Ladungen ausgleichen.

Beispiel 2

Verhältnisformeln aufstellen. Aluminiumoxid: Al^{3+} und O^{2-}; kleinstes gemeinsames Vielfaches der Ladungen 6, also 2 Al^{3+} und 3 O^{2-}: Al_2O_3. Calciumchlorid: Ca^{2+} und Cl^-, also $CaCl_2$. Magnesiumnitrid: Mg^{2+} und N^{3-}, also Mg_3N_2. Ammoniumsulfat aus NH_4^+ und SO_4^{2-}: $(NH_4)_2SO_4$ (mehratomige Ionen in Klammern, wenn sie mehrfach vorkommen).

Viele Salze enthalten **Molekül-Ionen** (mehratomige Ionen), deren Atome durch Elektronenpaarbindungen verbunden sind und die als Ganzes eine Ladung tragen. Die wichtigsten zeigt Tabelle 2; man sollte sie mit Formel und Ladung auswendig kennen.

Name	Formel	Name	Formel	Name	Formel
Hydroxid	OH^-	Sulfat	SO_4^{2-}	Ammonium	NH_4^+
Nitrat	NO_3^-	Carbonat	CO_3^{2-}	Oxonium	H_3O^+
Acetat (Ethanoat)	CH_3COO^-	Hydrogencarbonat	HCO_3^-	Phosphat	PO_4^{3-}

Tabelle 2: Wichtige Molekül-Ionen.

3.2 Eigenschaften der Salze

Aus dem Bau des Ionengitters folgen die typischen Eigenschaften der Salze:

- **Hohe Schmelztemperaturen:** Beim Schmelzen muss die starke, allseitige Anziehung vieler Ionen überwunden werden. Sie ist umso stärker, je höher die Ionenladungen und je kleiner die Ionen sind (Coulomb-Gesetz). Natriumchlorid (Na^+, Cl^-) schmilzt bei 801 °C, Magnesiumoxid (Mg^{2+}, O^{2-}, kleinere Ionen) erst bei 2852 °C.
- **Sprödigkeit:** Schlägt man auf einen Salzkristall, verschieben sich Gitterebenen gegeneinander. Schon nach einer halben Gitterkonstante stehen sich gleich geladene Ionen gegenüber, stoßen sich ab, und der Kristall zerspringt entlang glatter Flächen (Abbildung 10).
- **Elektrische Leitfähigkeit nur in Schmelze und Lösung:** Im festen Salz sitzen die Ionen fest; es leitet nicht. In der Schmelze oder in wässriger Lösung sind die Ionen beweglich und transportieren die Ladung.

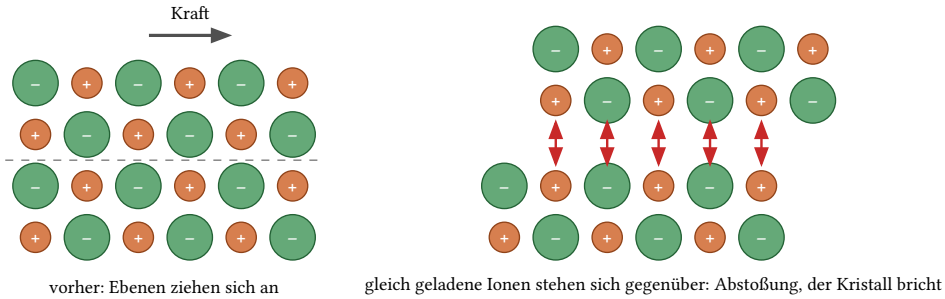


Abbildung 10: Sprödigkeit der Salze: Verschiebt eine Kraft die obere Hälfte des Gitters um eine Ionenposition, stehen sich gleich geladene Ionen gegenüber.

3.3 Salze lösen sich: Hydratation

Gibt man Kochsalz in Wasser, löst sich das Gitter auf, obwohl die Ionenbindung stark ist. Den Grund liefern die Wassermoleküle: Sie sind **Dipole** mit einem negativ polarisierten Sauerstoffatom und zwei positiv polarisierten Wasserstoffatomen (Kapitel 5). An der Kristalloberfläche lagern sie sich mit dem Sauerstoff an die Kationen und mit den Wasserstoffatomen an die Anionen an. Diese **Ionen-Dipol-Wechselwirkung** lockert die Ionen aus dem Gitter; in der Lösung ist jedes Ion von einer Hülle aus Wassermolekülen umgeben. Diesen Vorgang nennt man **Hydratation**, die Ionen heißen hydratisiert (Abbildung 11). In Gleichungen schreibt man (aq):

$$NaCl(s) \xrightarrow{\text{Wasser}} Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

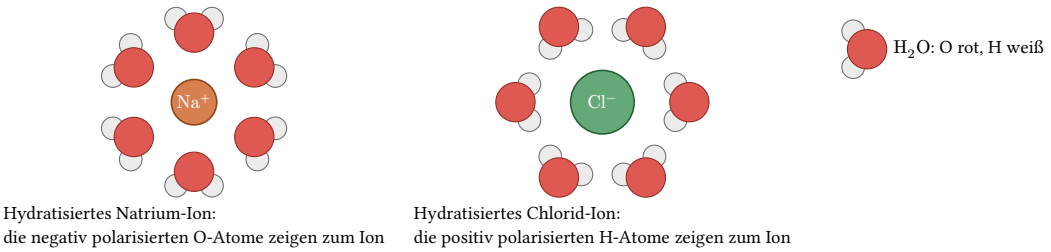


Abbildung 11: Hydratisierte Ionen: Die Wasserdipole richten sich nach der Ladung des Ions aus.

Ob sich ein Salz gut löst, hängt davon ab, ob die beim Hydratisieren frei werdende Energie den Aufwand zum Abbau des Gitters ausgleicht. Silberchlorid oder Calciumcarbonat sind schwer löslich, Natriumchlorid ist gut löslich. Die Energiebilanz beim Lösen wird in CL1 berechnet, Löslichkeitsgleichgewichte folgen in CL2.

3.4 Die Metallbindung

Metalle bestehen aus Atomen, die ihre Außenelektronen leicht abgeben. Im **Elektronengasmodell** bilden die Metallatome ein Gitter aus positiv geladenen **Atomrümpfen** die abgegebenen Außenelektronen gehören keinem Atom mehr, sondern bewegen sich frei zwischen den Rümpfen. Die Anziehung zwischen den positiven Rümpfen und dem negativen **Elektronengas** ist die **Metallbindung** (Abbildung 12). Sie ist wie die Ionenbindung ungerichtet.

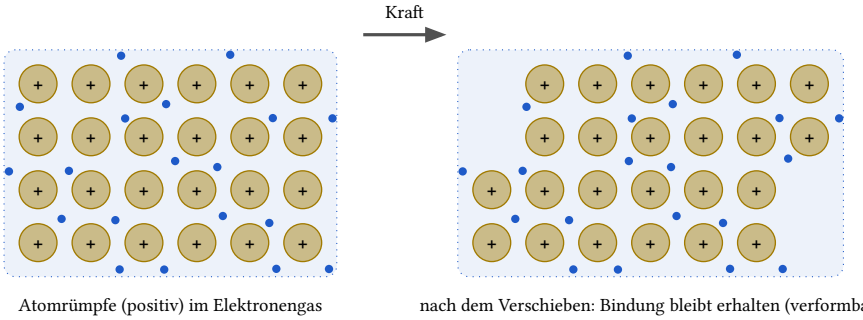


Abbildung 12: Elektronengasmodell: Atomrümpfe in einem „See“ frei beweglicher Elektronen. Beim Verschieben einer Ebene bleibt die Umgebung jedes Rumpfs gleich.

Daraus folgen die typischen Metalleigenschaften:

- **Elektrische Leitfähigkeit:** Legt man eine Spannung an, bewegen sich die freien Elektronen gerichtet; auch im festen Zustand. Sie steigt mit sinkender Temperatur, weil die Atomrümpfe dann weniger schwingen und die Elektronen seltener stören.
- **Wärmeleitfähigkeit und Glanz:** Die freien Elektronen transportieren Energie und reflektieren Licht.
- **Verformbarkeit** (**Duktilität**): Werden Schichten von Atomrümpfen gegeneinander verschoben, bleibt jeder Rumpf vom Elektronengas umgeben; es entstehen keine Abstoßungskräfte wie im Salzkristall. Gold lässt sich zu Blattgold von weniger als 0,1 µm Dicke aushämmern.

Typischer Fehler

Falsch: „Natriumchlorid besteht aus NaCl-Molekülen.“

Richtig: Natriumchlorid besteht aus Na^+- und Cl^--Ionen im Gitter. NaCl ist eine Verhältnisformel: Auf jedes Natrium-Ion kommt ein Chlorid-Ion. Moleküle gibt es nur bei Elektronenpaarbindung.

Fachbegriffe

Kation, Anion: positiv bzw. negativ geladenes Ion; Metalle bilden Kationen, Nichtmetalle Anionen.
Ionenbindung: ungerichtete elektrostatische Anziehung zwischen entgegengesetzt geladenen Ionen.
Ionengitter: regelmäßige räumliche Anordnung von Kationen und Anionen.
Verhältnisformel: Zahlenverhältnis der Ionen in einem Salz, z. B. Al_2O_3.
Molekül-Ion: mehratomiges Ion wie SO_4^{2-} oder NH_4^+.
Sprödigkeit: Zerspringen eines Salzkristalls durch Abstoßung gleich geladener Ionen nach Verschieben.
Hydratation: Umhüllung von Ionen mit Wassermolekülen beim Lösen (Ionen-Dipol-Wechselwirkung).
Metallbindung, Elektronengasmodell: Anziehung zwischen Atomrümpfen und frei beweglichen Elektronen.
Duktilität: Verformbarkeit der Metalle.

Üben: **noctua** ↗

4 Elektronenpaarbindung und Molekülbau

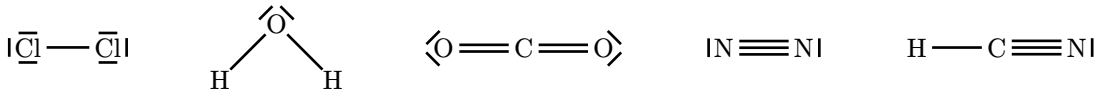
Sek I 3.2.1.3 (3), (5), 3.2.2.2 (4), (5)

Zwei Chloratome haben je sieben Außenelektronen. Keines kann dem anderen ein Elektron entreißen, denn beide ziehen gleich stark. Trotzdem ist Chlor kein einatomiges Gas, sondern besteht aus Cl_2-Molekülen. Die Atome lösen das Problem, indem sie Elektronen **teilen**.

4.1 Die Elektronenpaarbindung

Bei der **Elektronenpaarbindung** (Atombindung, kovalente Bindung) bilden zwei Nichtmetallatome ein gemeinsames Elektronenpaar, zu dem jedes Atom ein Elektron beisteuert. Dieses **bindende Elektronenpaar** gehört beiden Atomen und hält sie zusammen, weil beide Kerne es anziehen. Es wird zu den Außenelektronen beider Atome gezählt. Auf diese Weise erreichen die Atome Edelgaskonfiguration: Das ist die **Edelgasregel** (Oktettregel; für Wasserstoff Duettregel).

In der **Lewis-Schreibweise** (Valenzstrichformel) steht jedes Elektronenpaar als Strich: zwischen zwei Atomen ein bindendes Paar, an einem Atom ein **nichtbindendes** (freies) **Elektronenpaar**. Teilen zwei Atome zwei oder drei Elektronenpaare, entsteht eine Doppel- bzw. Dreifachbindung (**Mehrfachbindungen**). Mehrfachbindungen sind kürzer und stärker als Einfachbindungen.



Chlor Cl_2 | Wasser H_2O | Kohlenstoffdioxid | Stickstoff N_2 | Blausäure HCN

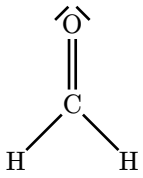
Die Zahl der Bindungen, die ein Atom eingeht, heißt **Bindigkeit**. Sie folgt aus der Zahl der Elektronen, die zum Oktett fehlen: Wasserstoff und die Halogene sind einbindig, Sauerstoff zweibindig, Stickstoff dreibindig, Kohlenstoff vierbindig. Mit der Edelgasregel lassen sich so die **Molekülformeln** einfacher Verbindungen vorhersagen: HCl, H_2O, NH_3, CH_4.

Vorgehen: Valenzstrichformel aufstellen

a) Außenelektronen aller Atome addieren (bei Ionen pro negativer Ladung eines dazu, pro positiver eines weg) und durch 2 teilen: Zahl der Elektronenpaare.
b) Atome sinnvoll verbinden: Das Atom mit der höchsten Bindigkeit steht meist in der Mitte, H und Halogene außen.
c) Zuerst Einfachbindungen setzen, die übrigen Paare als freie Elektronenpaare so verteilen, dass jedes Atom ein Oktett (H ein Duett) hat.
d) Reichen die Paare nicht, freie Paare zu Mehrfachbindungen umklappen.
e) Prüfen: Oktett überall erfüllt? Stimmt die Zahl der Paare?

Beispiel 3

Methanal (CH_2O). Außenelektronen: $4 + 2 \cdot 1 + 6 = 12$, also 6 Paare. C in die Mitte, zwei H und das O daran: 3 Einfachbindungen, 3 Paare bleiben. Gibt man sie als freie Paare an das O, hat das O ein Oktett, das C aber nur 6 Elektronen. Also klappt man ein freies Paar des O zu einer zweiten Bindung um: C=O-Doppelbindung, das O trägt zwei freie Paare. Jetzt haben C und O ein Oktett, beide H ein Duett.



Auch Molekül-Ionen lassen sich so darstellen. Das Hydroxid-Ion OH^- hat $6 + 1 + 1 = 8$ Elektronen (4 Paare): eine O–H-Bindung und drei freie Paare am O, das deshalb eine negative Ladung trägt. Das Oxonium-Ion H_3O^+ hat $6 + 3 - 1 = 8$ Elektronen: drei O–H-Bindungen und ein freies Paar.

4.2 Was eine Formel aussagt

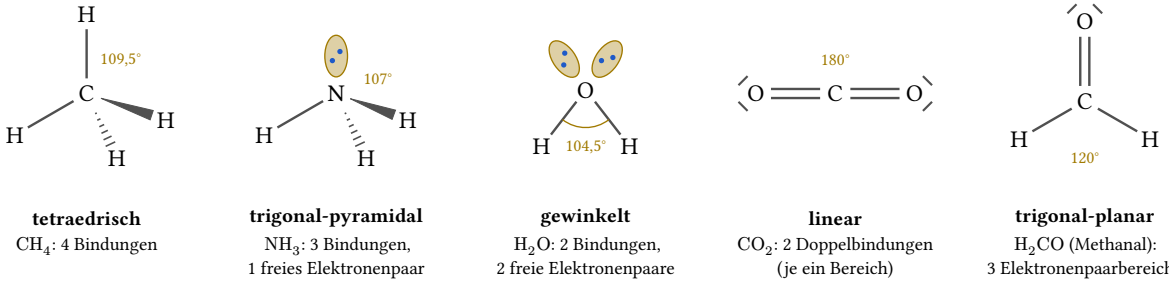
Chemische Formeln enthalten unterschiedlich viel Information:

- Die **Verhältnisformel** gibt nur das Zahlenverhältnis der Atome bzw. Ionen an (NaCl, Al_2O_3, auch CH_2O für Glucose).
- Die **Molekülformel** (Summenformel) gibt an, wie viele Atome jeder Sorte ein Molekül enthält ($C_6H_{12}O_6$ für Glucose).
- Die **Strukturformel** zeigt, welche Atome miteinander verbunden sind. Als Valenzstrichformel enthält sie alle Bindungen und freien Elektronenpaare, als Halbstrukturformel nur die Gerüstbindungen (CH_3–CH_2–OH), als Skelettformel nur das Kohlenstoffgerüst als Zickzacklinie (Kapitel 9).
- Die **räumliche Darstellung** zeigt die Anordnung im Raum, etwa als Keilstrichformel (Keil: zum Betrachter hin, gestrichelter Keil: vom Betrachter weg) oder als Kugelstab- und Kalottenmodell.

4.3 Der räumliche Bau: das EPA-Modell

Valenzstrichformeln auf dem Papier sind flach, Moleküle nicht. Ihren räumlichen Bau beschreibt das **Elektronenpaarabstoßungsmodell** (EPA-Modell, engl. VSEPR). Es beruht auf einer einzigen Idee: Die Elektronenpaare um ein Zentralatom stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Dabei gilt:

a) Gezählt werden alle **Elektronenpaarbereiche** um das Zentralatom: jede Bindung zu einem Nachbaratom und jedes freie Elektronenpaar. Eine Doppel- oder Dreifachbindung zählt wie **ein** Bereich.
b) Zwei Bereiche ordnen sich linear an (180°), drei trigonal-planar (120°), vier tetraedrisch (109,5°).
c) Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Raum als bindende, weil sie nur von einem Kern angezogen werden. Sie drücken die Bindungen etwas zusammen.
d) Die Molekülgestalt benennt man nur nach der Lage der **Atome**, nicht der freien Paare.



tetraedrisch
CH_4: 4 Bindungen

trigonal-pyramidal
NH_3: 3 Bindungen, 1 freies Elektronenpaar

gewinkelt
H_2O: 2 Bindungen, 2 freie Elektronenpaare

linear
CO_2: 2 Doppelbindungen (je ein Bereich)

trigonal-planar
H_2CO (Methanal): 3 Elektronenpaarbereiche

Abbildung 13: Molekülgeometrien nach dem EPA-Modell. Keil: Bindung zum Betrachter, gestrichelter Keil: vom Betrachter weg. Die freien Elektronenpaare sind als Wolken angedeutet. Ammoniak und Wasser leiten sich vom Tetraeder ab.

Methan, Ammoniak und Wasser haben also alle vier Elektronenpaarbereiche und damit eine tetraedrische Grundanordnung (Abbildung 13). Beim Methan sind alle vier Bereiche Bindungen, der Winkel beträgt genau 109,5°. Beim Ammoniak ist ein Bereich ein freies Paar: Die drei H-Atome bilden mit dem N eine flache Pyramide, der Winkel ist auf 107° zusammengedrückt. Beim Wasser sind es zwei freie Paare; das Molekül ist gewinkelt mit 104,5°. Kohlenstoffdioxid hat zwei Bereiche (zwei Doppelbindungen) und ist linear, Methanal hat drei (zwei Einfachbindungen und eine Doppelbindung) und ist trigonal-planar.

Bereiche	davon frei	Winkel	Molekülgestalt	Beispiele
2	0	180°	linear	CO_2, HCN, $BeCl_2$ (Gas)
3	0	120°	trigonal-planar	BF_3, H_2CO, C-Atome in C_2H_4
4	0	109,5°	tetraedrisch	CH_4, NH_4^+, CCl_4
4	1	≈ 107°	trigonal-pyramidal	NH_3, H_3O^+
4	2	≈ 104,5°	gewinkelt	H_2O, H_2S

Tabelle 3: Elektronenpaarbereiche und Molekülgestalt.

Typischer Fehler

Falsch: Wasser wird als lineares Molekül H–O–H gezeichnet, weil die Valenzstrichformel so aussieht.

Richtig: Die zwei freien Elektronenpaare des Sauerstoffs zählen mit: vier Bereiche, tetraedrische Grundanordnung, gewinkeltes Molekül (104,5°). Eine Valenzstrichformel zeigt nur die Verknüpfung, nicht automatisch die Geometrie.

Auch das EPA-Modell hat Grenzen. Es sagt die Gestalt kleiner Moleküle mit einem Zentralatom zuverlässig voraus, erklärt aber nicht, **warum** Elektronen Paare bilden und warum es überhaupt Bindungen gibt. Das leistet erst das Orbitalmodell (CL8). Für die Mesomerie, etwa beim Carbonat-Ion oder beim Benzol, reicht eine einzige Valenzstrichformel nicht (CL5).

Fachbegriffe

Elektronenpaarbindung: gemeinsames Elektronenpaar zweier Atome (Atombindung, kovalente Bindung).
Edelgasregel: Atome erreichen durch Bindungen acht Außenelektronen (H: zwei).
bindendes, nichtbindendes Elektronenpaar: zwischen zwei Atomen bzw. nur an einem Atom (freies Paar).
Lewis-Schreibweise: Valenzstrichformel, jedes Elektronenpaar ein Strich.
Mehrfachbindung: Doppel- oder Dreifachbindung aus zwei bzw. drei bindenden Paaren.
Bindigkeit: Zahl der Elektronenpaarbindungen eines Atoms (H 1, O 2, N 3, C 4).
Verhältnis-, Molekül-, Strukturformel: Zahlenverhältnis, Atomzahlen im Molekül, Verknüpfung der Atome.
EPA-Modell: Elektronenpaarbereiche ordnen sich mit größtmöglichem Abstand an; liefert die Molekülgestalt.

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Molekülbau mit dem EPA-Modell** ↗

5 Polarität und zwischenmolekulare Kräfte

Sek I 3.2.1.3 (4), (6)–(11)

Wasser ($M = 18\ \frac{g}{mol}$) siedet bei 100 °C, Methan ($M = 16\ \frac{g}{mol}$) bei −161,5 °C. Die beiden Moleküle sind fast gleich schwer, und doch liegen ihre Siedetemperaturen 260 Kelvin auseinander. Beim Sieden werden keine Bindungen **in** den Molekülen gespalten, sondern die Anziehungskräfte **zwischen** den Molekülen überwunden. Diese zwischenmolekularen Wechselwirkungen hängen davon ab, wie die Elektronen im Molekül verteilt sind.

5.1 Elektronegativität und polare Bindungen

Die **Elektronegativität** (EN) ist ein Maß dafür, wie stark ein Atom in einer Bindung das bindende Elektronenpaar anzieht. Linus Pauling hat eine Skala von etwa 0,8 (Caesium) bis 4,0 (Fluor) aufgestellt (Werte in Abbildung 7). Die EN steigt im PSE nach rechts oben; Fluor, Sauerstoff, Stickstoff und Chlor sind die elektronegativsten Elemente.

Verbinden sich zwei gleiche Atome (H_2, Cl_2), liegt das bindende Paar genau in der Mitte: eine **unpolare Elektronenpaarbindung**. Bei verschiedenen Atomen wird das Paar zum elektronegativeren Atom verschoben. Es trägt dann eine negative **Teilladung** $\delta -$, der Partner eine positive Teilladung $\delta +$: eine **polare Elektronenpaarbindung**. Je größer die EN-Differenz Δ EN, desto polarer die Bindung. Bei sehr großer Differenz geht das Paar ganz auf einen Partner über, und es entstehen Ionen. Als Faustregel gilt:

Δ EN	Bindung	Beispiele
$< 0{,}5$	(nahezu) unpolare Elektronenpaarbindung	Cl–Cl (0), C–H (0,4)
0,5 bis 1,7	polare Elektronenpaarbindung	H–Cl (1,0), O–H (1,2)
$> 1{,}7$	überwiegend Ionenbindung	Na^+Cl^- (2,3), $Mg^{2+}O^{2-}$ (2,1)

Die Grenzen sind fließend; die Einteilung ist ein Modell. Fluorwasserstoff (Δ EN $= 1{,}8$) ist trotzdem ein molekularer Stoff, und die C–H-Bindung gilt mit 0,4 als praktisch unpolar.

5.2 Dipolmoleküle

Ob ein **Molekül** insgesamt ein **Dipol** ist, hängt nicht nur von den Bindungen ab, sondern auch vom räumlichen Bau: Fallen der Schwerpunkt der positiven und der Schwerpunkt der negativen Teilladungen zusammen, heben sich die Bindungspolaritäten auf (Abbildung 14).

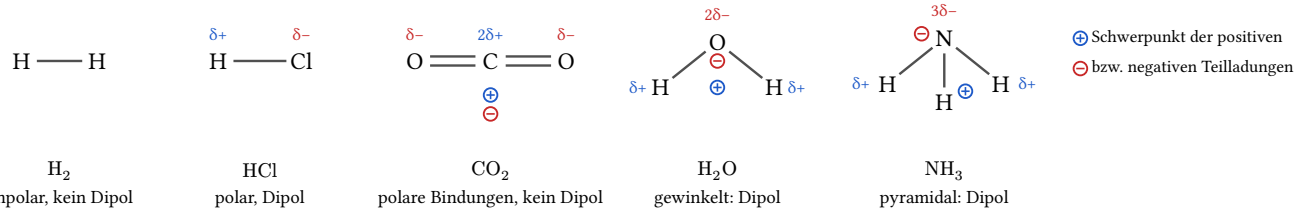


Abbildung 14: Bindungstyp, räumlicher Bau und Dipoleigenschaft. Im linearen CO_2 fallen die Ladungsschwerpunkte im C-Atom zusammen, im gewinkelten H_2O und im pyramidalen NH_3 nicht.

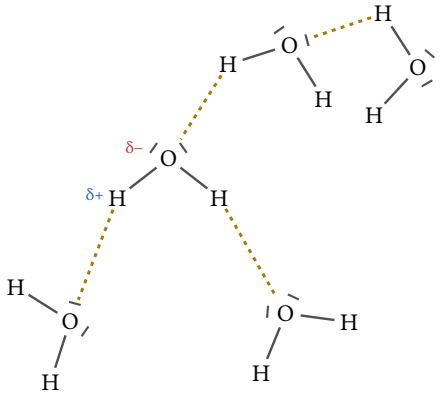
H_2 hat eine unpolare Bindung und ist kein Dipol. HCl hat eine polare Bindung und ist ein Dipol. CO_2 hat zwei polare C=O-Bindungen, ist aber linear: Die beiden Polaritäten zeigen in entgegengesetzte Richtungen und heben sich auf; CO_2 ist kein Dipolmolekül. H_2O und NH_3 haben polare Bindungen **und** einen unsymmetrischen Bau; sie sind starke Dipole. Dass Wassermoleküle Dipole sind, sieht man an einem dünnen Wasserstrahl: Er wird von einem elektrisch geladenen Stab abgelenkt, gleich ob der Stab positiv oder negativ geladen ist.

5.3 Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Zwischen Molekülen wirken drei Arten von Anziehungskräften, nach steigender Stärke:

- **Van-der-Waals-Kräfte** (Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen, London-Kräfte): Die Elektronen eines Moleküls sind ständig in Bewegung. Für einen Augenblick können sie auf einer Seite häufiger sein; es entsteht ein **temporärer Dipol**. Er verschiebt die Elektronen im Nachbarmolekül (induzierter Dipol), und die beiden ziehen sich an. Diese Kräfte wirken zwischen **allen** Molekülen. Sie sind umso stärker, je mehr Elektronen ein Molekül hat (größere Moleküle sind leichter polarisierbar) und je größer die Berührungsfläche der Moleküle ist.

- **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen** (zwischen permanenten Dipolen): Dipolmoleküle richten sich so aus, dass sich der positive Pol des einen und der negative Pol des anderen anziehen. Sie wirken zusätzlich zu den Van-der-Waals-Kräften.
- **Wasserstoffbrücken**: eine besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkung. Sie entsteht zwischen einem H-Atom, das an ein stark elektronegatives Atom (F, O, N) gebunden und deshalb stark positiv polarisiert ist, und einem freien Elektronenpaar eines F-, O- oder N-Atoms eines Nachbarmoleküls (Abbildung 15).



Wasserstoffbrücke (gestrichelt): Anziehung zwischen einem stark positiv polarisierten H-Atom (an O, N oder F gebunden) und einem freien Elektronenpaar eines stark negativ polarisierten Atoms

Abbildung 15: Wasserstoffbrücken zwischen Wassermolekülen. Jedes Wassermolekül kann über seine zwei H-Atome und seine zwei freien Elektronenpaare bis zu vier Wasserstoffbrücken bilden.

Zum Vergleich der Stärke (je Molekülpaar, grobe Größenordnungen): Van-der-Waals-Kräfte etwa 0,5 bis 5 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ (bei großen Molekülen mehr), Dipol-Dipol-Wechselwirkungen etwa 5 bis 20 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, Wasserstoffbrücken etwa 10 bis 40 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Eine Elektronenpaarbindung ist mit 150 bis 1000 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ viel stärker.

Vorgehen: zwischenmolekulare Wechselwirkungen ableiten

a) Valenzstrichformel aufstellen, Bindungen auf Polarität prüfen (Δ EN).
b) Räumlichen Bau mit dem EPA-Modell bestimmen: Ist das Molekül ein Dipol?
c) Gibt es H-Atome an O, N oder F **und** freie Elektronenpaare an O, N oder F? Dann Wasserstoffbrücken.
d) Van-der-Waals-Kräfte gibt es immer; ihre Stärke an Elektronenzahl und Molekülоberfläche abschätzen.
e) Für den Vergleich zweier Stoffe zuerst die stärkste vorhandene Wechselwirkungsart betrachten, bei gleicher Art die Molekülgröße.

5.4 Siedetemperatur und Löslichkeit erklären

Die Siedetemperaturen der Wasserstoffverbindungen der Hauptgruppen IV bis VII zeigen alle drei Wechselwirkungen zugleich (Abbildung 16). Von CH_4 bis SnH_4 steigt die Siedetemperatur gleichmäßig an: Die Moleküle sind unpolar, und mit der Elektronenzahl wachsen die Van-der-Waals-Kräfte. In den anderen Gruppen lägen NH_3, H_2O und HF nach dem Trend ihrer schwereren Homologen etwa zwischen −80 °C und −110 °C. Tatsächlich sieden sie viel höher, weil zwischen ihren Molekülen Wasserstoffbrücken wirken. Wasser liegt am höchsten, weil jedes Molekül zwei H-Atome und zwei freie Elektronenpaare hat und so ein räumliches Netz von Wasserstoffbrücken bildet.

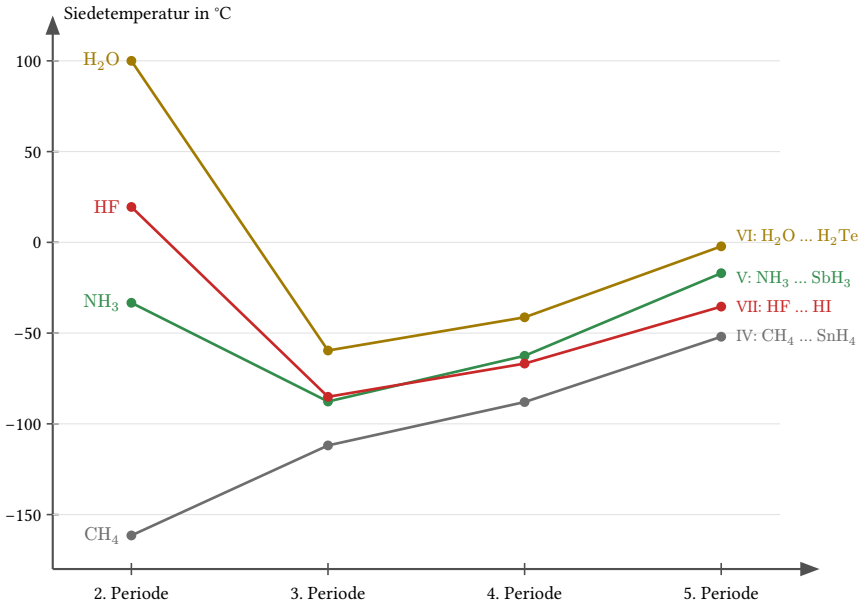


Abbildung 16: Siedetemperaturen der Wasserstoffverbindungen der Hauptgruppen IV bis VII (Daten: CRC Handbook). Die Werte von NH_3, H_2O und HF fallen aus der Reihe: Wasserstoffbrücken.

Für die **Löslichkeit** gilt die Regel „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“: Ein Stoff löst sich gut in einem Lösungsmittel, wenn zwischen seinen Teilchen und denen des Lösungsmittels ähnlich starke Wechselwirkungen möglich sind wie in den reinen Stoffen. Polare Stoffe, die Wasserstoffbrücken bilden können, und Salze lösen sich in Wasser; sie sind **hydrophil** (wasserliebend). Unpolare Stoffe wie Öle, Fette und Benzin lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln wie Heptan; sie sind **lipophil** (fettliebend) und zugleich **hydrophob**. Wasser und Öl mischen sich nicht, weil die Wassermoleküle untereinander Wasserstoffbrücken bilden, die durch eindringende unpolare Moleküle nur gestört würden.

5.5 Die besonderen Eigenschaften des Wassers

Viele Besonderheiten des Wassers folgen aus seinem gewinkelten Bau und den Wasserstoffbrücken:

- **Hohe Siede- und Schmelztemperatur** für ein so kleines Molekül (siehe oben).
- **Dichteanomalie**: Im Eis bildet jedes Molekül vier Wasserstoffbrücken in tetraedrischer Anordnung; es entsteht ein weitmaschiges Gitter mit großen Hohlräumen. Beim Schmelzen bricht ein Teil der Brücken, die Moleküle rücken in die Hohlräume. Flüssiges Wasser ist deshalb dichter als Eis (0,9998 gegenüber 0,917 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ bei 0 °C), Eis schwimmt. Beim weiteren Erwärmen überlagern sich zwei Effekte: Brücken brechen (Dichte steigt) und die Teilchenbewegung nimmt zu (Dichte sinkt). Die größte Dichte hat Wasser deshalb bei etwa 4 °C. Seen frieren von oben zu, am Grund bleibt Wasser von 4 °C, und Fische überleben den Winter.
- **Hohe Oberflächenspannung** und hohe Wärmekapazität: Wasser speichert viel Wärme und gleicht das Klima aus.
- **Gutes Lösungsmittel** für Salze und polare Stoffe (Hydratation, Kapitel 3).

Typischer Fehler

Falsch: „Beim Sieden von Wasser werden die O–H-Bindungen gespalten.“

Richtig: Beim Sieden werden nur die Wasserstoffbrücken **zwischen** den Molekülen überwunden. Die Wassermoleküle bleiben ganz; im Dampf liegen H_2O-Moleküle vor. Die O–H-Bindung zu spalten, erfordert viel mehr Energie (Elektrolyse, Kapitel 8).

5.6 Bindungsarten im Vergleich

Aus wenigen Eigenschaften kann man auf die Teilchen und die Bindungsart eines Reinstoffs schließen (Tabelle 4). Ein Stoff, der fest und flüssig leitet, ist ein Metall; einer, der nur geschmolzen oder gelöst leitet und eine hohe Schmelztemperatur hat, ein Salz; einer mit niedriger Schmelz- und Siedetemperatur, der nie leitet, ein molekularer Stoff. Eine vierte Gruppe bilden Stoffe wie Diamant oder Quarz (SiO_2), in denen alle Atome durch Elektronenpaarbindungen zu einem Riesengitter verknüpft sind (**Atomgitter**): sehr hart, sehr hohe Schmelztemperatur, nicht leitfähig (Ausnahme Graphit).

	Metalle	Salze	molekulare Stoffe
Teilchen	Atomrümpfe, freie Elektronen	Kationen und Anionen	Moleküle
Bindung im Stoff	Metallbindung	Ionenbindung	Elektronenpaarbindung in, zwischenmolekulare Kräfte zwischen den Molekülen
Schmelztemperatur	meist hoch	hoch	niedrig
elektrische Leitfähigkeit	fest und flüssig	nur Schmelze und Lösung	keine (Ausnahme: Reaktion mit Wasser, z. B. HCl)
mechanisch	verformbar	hart, spröde	weich, oft gasförmig oder flüssig
Beispiele	Eisen, Kupfer, Natrium	NaCl, $CaCO_3$, MgO	H_2O, CO_2, Zucker, Iod

Tabelle 4: Stoffeigenschaften, Teilchen und Bindungsart.

Fachbegriffe

Elektronegativität: Maß für die Anziehung eines Atoms auf das bindende Elektronenpaar (Pauling-Skala).
polare, unpolare Bindung: bindendes Paar zum elektronegativeren Atom verschoben (Teilladungen $\delta+$, $\delta-$) bzw. mittig.
Dipolmolekül: Molekül, bei dem die Schwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen nicht zusammenfallen.
Van-der-Waals-Kräfte: Anziehung zwischen temporären (und induzierten) Dipolen, wirkt zwischen allen Molekülen.
Dipol-Dipol-Wechselwirkung: Anziehung zwischen permanenten Dipolen.
Wasserstoffbrücke: Anziehung zwischen einem an F, O oder N gebundenen H-Atom und einem freien Elektronenpaar von F, O oder N.
hydrophil, lipophil (hydrophob): wasserlöslich bzw. fettlöslich (wasserabweisend).
Dichteanomalie: Wasser hat bei etwa 4 °C die größte Dichte, Eis ist weniger dicht als flüssiges Wasser.

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Molekülbau mit dem EPA-Modell** ↗

6 Chemische Reaktionen und Energie

Sek I 3.2.2.1 (1), (3), (4), (7), 3.2.2.2 (1), (3), 3.2.2.3 (1)–(3), (5), (6)

Ein Streichholz entzündet sich erst, wenn man es an der Reibfläche anreibt; dann brennt es von selbst weiter. Ein Kühlpack aus der Apotheke wird eiskalt, sobald man den inneren Beutel zerdrückt und sich das Salz darin im Wasser löst. In beiden Fällen wird Energie umgesetzt, aber in entgegengesetzter Richtung; beim Streichholz entstehen dabei neue Stoffe, beim Kühlpack nicht.

6.1 Merkmale einer chemischen Reaktion

Eine **chemische Reaktion** erkennt man an zwei Merkmalen: Es entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften (**Stoffumwandlung**), und es wird Energie umgesetzt (**Energieumsatz**). Beobachten kann man zum Beispiel eine Farbänderung, eine Gasentwicklung, die Bildung eines Niederschlags, Licht, Wärme oder Schall. Die Ausgangsstoffe heißen **Edukte**, die entstehenden Stoffe **Produkte**. Ein Schmelzen oder Lösen ist dagegen keine chemische Reaktion im engeren Sinn, weil die Teilchen dieselben bleiben.

Auf der Teilchenebene werden bei einer Reaktion Bindungen gelöst und neu geknüpft; die Atome bzw. Ionen ordnen sich neu an. Atome werden dabei weder vernichtet noch erzeugt. Daraus folgt das **Gesetz von der Erhaltung der Masse** (Lavoisier 1774): Bei einer chemischen Reaktion ist die Gesamtmasse der Produkte gleich der Gesamtmasse der Edukte. Massenerhaltung auf der Stoffebene und **Atomanzahlerhaltung** auf der Teilchenebene sind zwei Seiten derselben Sache. (Genau genommen ändert der Energieumsatz die Masse nach $E = mc^2$ ein wenig, bei chemischen Reaktionen aber um weniger als ein Milliardstel; das ist nicht messbar.)

Viele Reaktionen lassen sich umkehren. Bildet sich eine Verbindung aus den Elementen, spricht man von **Synthese**, die Zerlegung einer Verbindung in ihre Elemente heißt **Analyse**. Wasser entsteht aus Wasserstoff und Sauerstoff unter Energieabgabe (Knallgasreaktion) und lässt sich durch Elektrolyse unter Energiezufuhr wieder zerlegen.

6.2 Reaktionsgleichungen aufstellen

Eine **Reaktionsgleichung** beschreibt eine Reaktion in Formelschreibweise. Links stehen die Edukte, rechts die Produkte, dazwischen der Reaktionspfeil. Weil Atome erhalten bleiben, muss auf beiden Seiten von jeder Atomsorte die gleiche Anzahl stehen; die Gleichung wird durch **Koeffizienten** (Faktoren vor den Formeln) ausgeglichen. Formeln selbst darf man dabei nie verändern.

Vorgehen: Reaktionsgleichung aufstellen

a) Wortgleichung aufstellen: Edukte ⟶ Produkte.
b) Richtige Formeln einsetzen: Molekülformeln (Elemente wie H_2, O_2, N_2, Cl_2 sind zweiatomig), Verhältnisformeln der Salze aus den Ionenladungen.
c) Ausgleichen: Atomsorten nacheinander durch Koeffizienten angleichen, am besten mit der Sorte beginnen, die nur in je einem Stoff vorkommt; Sauerstoff und Wasserstoff zum Schluss.
d) Kontrolle: Atomzahlen (und bei Ionengleichungen die Ladungen) auf beiden Seiten vergleichen; Koeffizienten auf die kleinsten ganzen Zahlen kürzen.
e) Zustandsangaben ergänzen: (s) fest, (l) flüssig, (g) gasförmig, (aq) in Wasser gelöst.

Beispiel 4

Verbrennung von Propan (Campinggas). Wortgleichung: Propan + Sauerstoff ⟶ Kohlenstoffdioxid + Wasser. Formeln: $C_3H_8 + O_2 \to CO_2 + H_2O$. Kohlenstoff: 3 links, also $3CO_2$. Wasserstoff: 8 links, also $4H_2O$. Sauerstoff rechts: $3 \cdot 2 + 4 \cdot 1 = 10$ Atome, also $5O_2$:

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \to 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$$

Aluminium verbrennt: $Al + O_2 \to Al_2O_3$. Sauerstoff: 2 links, 3 rechts, kleinstes gemeinsames Vielfaches 6: $3O_2$ und $2Al_2O_3$; dann 4 Al: $4\ Al + 3O_2 \to 2Al_2O_3$.

6.3 Energie bei chemischen Reaktionen

Jeder Stoff enthält **chemische Energie**, gespeichert in den Bindungen und Anziehungskräften seiner Teilchen. Bei einer Reaktion wird ein Teil davon in andere Energieformen umgewandelt: Wärme (thermische Energie), Licht, Schall oder

elektrische Energie, oder umgekehrt. Gibt eine Reaktion Energie an die Umgebung ab, heißt sie **exotherm** die Produkte enthalten weniger Energie als die Edukte. Nimmt sie Energie aus der Umgebung auf, heißt sie **endotherm** die Produkte enthalten mehr Energie (Abbildung 17). Verbrennungen und die Neutralisation sind exotherm, die Photosynthese und die Zerlegung von Wasser sind endotherm. Auch physikalische Vorgänge setzen Energie um: Das Lösen von Ammoniumnitrat im Kühlpack nimmt Energie auf, ist also ebenfalls endotherm. Die bei konstantem Druck umgesetzte Wärme heißt **Reaktionsenthalpie** $\Delta_r H$; sie ist bei exothermen Reaktionen negativ, bei endothermen positiv. Wie man sie misst und berechnet, zeigt CL1.

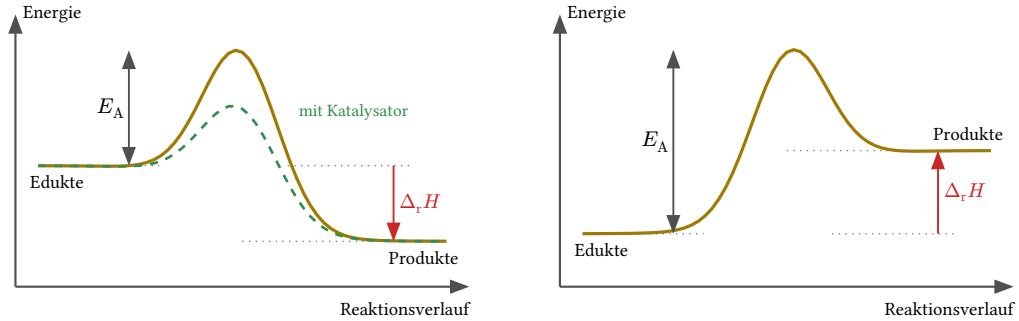


Abbildung 17: Energiediagramme. Links eine exotherme Reaktion mit und ohne Katalysator, rechts eine endotherme Reaktion. Die Aktivierungsenergie muss in beiden Fällen zuerst aufgebracht werden.

Auch exotherme Reaktionen laufen meist nicht von selbst an: Erdgas und Luft können lange nebeneinander bestehen, bis ein Funke die Reaktion startet. Die Energie, die man zuführen muss, um eine Reaktion in Gang zu bringen, heißt **Aktivierungsenergie** E_A. Sie wird gebraucht, um Bindungen in den Edukten zu lockern. Bei einer exothermen Reaktion liefert die Reaktion danach selbst genug Energie, um weitere Teilchen zu aktivieren; sie läuft weiter. Eine endotherme Reaktion dagegen braucht **ständige** Energiezufuhr; ohne sie hört sie auf. Das ist der Unterschied zwischen dem einmaligen Anstoß (Aktivierungsenergie) und dem dauernden Energiebedarf einer endothermen Reaktion.

Ein **Katalysator** ist ein Stoff, der die Aktivierungsenergie herabsetzt, indem er einen anderen Reaktionsweg ermöglicht. Die Reaktion läuft dadurch schneller oder bei niedrigerer Temperatur ab. Der Katalysator liegt nach der Reaktion unverändert vor, und er ändert weder die Energie der Edukte und Produkte noch $\Delta_r H$. Beispiele sind der Abgaskatalysator im Auto (Platin, Rhodium), Braunstein bei der Zersetzung von Wasserstoffperoxid und die Enzyme als Biokatalysatoren. Katalyse und Reaktionsgeschwindigkeit werden in CL1 und CL2 vertieft.

Auch der **Zerteilungsgrad** steuert Reaktionen: Je feiner ein Feststoff verteilt ist, desto größer ist seine Oberfläche und desto mehr Teilchen können gleichzeitig reagieren. Ein Eisennagel glüht in der Flamme nur, Eisenwolle verbrennt mit Funkensprühen, und Eisenpulver, in die Flamme geblasen, verpufft. Mehlstaub, Holzstaub und Kohlenstaub können in der Luft explodieren.

Typischer Fehler

Falsch: „Eine Reaktion, die man mit dem Bunsenbrenner starten muss, ist endotherm."

Richtig: Viele exotherme Reaktionen brauchen nur einen Anstoß (Aktivierungsenergie) und laufen dann unter Energieabgabe von selbst weiter. Endotherm ist eine Reaktion nur, wenn sie insgesamt Energie aufnimmt und ohne dauernde Zufuhr aufhört.

Fachbegriffe

chemische Reaktion: Stoffumwandlung mit Energieumsatz; Bindungen werden gelöst und neu geknüpft.
Edukt, Produkt: Ausgangsstoff bzw. entstehender Stoff.
Massenerhaltung, Atomanzahlerhaltung: Gesamtmasse bzw. Zahl jeder Atomsorte bleibt bei einer Reaktion gleich.
Synthese, Analyse: Bildung einer Verbindung aus Elementen bzw. Zerlegung in Elemente.
Reaktionsgleichung, Koeffizient: Darstellung in Formeln; Faktor zum Ausgleichen der Atomzahlen.
exotherm, endotherm: Reaktion mit Energieabgabe ($\Delta_r H < 0$) bzw. Energieaufnahme ($\Delta_r H > 0$).
Aktivierungsenergie: Energie, die zum Start einer Reaktion zugeführt werden muss.
Katalysator: setzt die Aktivierungsenergie herab, liegt nach der Reaktion unverändert vor.
Zerteilungsgrad: Feinheit eines Feststoffs; großer Zerteilungsgrad beschleunigt Reaktionen.

Üben: **noctua** ↗

7 Stoffmenge und Stöchiometrie

Sek I 3.2.2.2 (2), (4), (5), (7)

Eine Reaktionsgleichung sagt: Ein Propanmolekül reagiert mit fünf Sauerstoffmolekülen. Abwiegen kann man aber keine einzelnen Moleküle, sondern nur Gramm. Damit man mit Reaktionsgleichungen rechnen kann, braucht man eine Brücke zwischen der Teilchenzahl und der Masse: die Stoffmenge.

7.1 Atommasse, Stoffmenge und molare Masse

Atome sind sehr leicht. Man gibt ihre Masse deshalb in der **atomaren Masseneinheit** u an, einem Zwölftel der Masse eines Kohlenstoff-12-Atoms: $1\ \mathrm{u} = 1{,}661 \cdot 10^{-27}\ \mathrm{kg}$. Ein H-Atom hat etwa 1 u, ein C-Atom 12 u, ein O-Atom 16 u. Die Masse eines Moleküls ist die Summe der Atommassen: $m(\mathrm{H_2O}) = 2 \cdot 1\ \mathrm{u} + 16\ \mathrm{u} = 18\ \mathrm{u}$.

Die **Stoffmenge** n zählt Teilchen in einer handlichen Einheit, dem **Mol**. Ein Mol ist eine Stoffportion mit genau $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Diese Zahl heißt **Avogadro-Konstante** $N_\mathrm{A} = 6{,}022 \cdot 10^{23}\,\frac{1}{\mathrm{mol}}$ (seit 2019 exakt festgelegt). Sie ist so gewählt, dass ein Mol eines Stoffes so viele Gramm wiegt, wie ein Teilchen in u wiegt. Für die Teilchenzahl N gilt:

$$N = n \cdot N_\mathrm{A}$$

Die **molare Masse** M ist die Masse von einem Mol eines Stoffes, in $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$. Ihr Zahlenwert ist gleich der Teilchenmasse in u: $M(\mathrm{H_2O}) = 18{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$, $M(\mathrm{NaCl}) = 23{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} + 35{,}5\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} = 58{,}5\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$. Damit gilt:

$$n = \frac{m}{M}$$

Für Gase ist es oft bequemer, mit dem Volumen zu rechnen. Ein Mol **jedes** Gases nimmt bei gleichen Bedingungen (fast) dasselbe Volumen ein, das **molare Volumen** V_m (Satz von Avogadro): $V_\mathrm{m} = 24{,}0\ \frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}}$ bei 20 °C und 1013 hPa, $22{,}4\ \frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}}$ bei 0 °C und 1013 hPa. Es gilt $n = \frac{V}{V_\mathrm{m}}$.

7.2 Gehaltsangaben

Wie viel eines Stoffes in einem Gemisch steckt, beschreibt man mit verschiedenen Größen (Tabelle 5). Für die Chemie in Lösung am wichtigsten ist die **Stoffmengenkonzentration** c, kurz Konzentration.

Größe	Formel	Einheit	Beispiel
Dichte	$\rho = \frac{m}{V}$	$\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm^3}}$, $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mL}}$	Wasser: $\rho \approx 1{,}00\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mL}}$
Massenanteil	$w = \frac{m_\mathrm{Stoff}}{m_\mathrm{gesamt}}$	ohne (in %)	Meerwasser: $w(\mathrm{Salz}) \approx 3{,}5\,\%$
Stoffmengenkonzentration	$c = \frac{n}{V_\mathrm{Lösung}}$	$\frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$	Salzsäure: $c(\mathrm{HCl}) = 0{,}1\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$
Massenkonzentration	$\beta = \frac{m}{V_\mathrm{Lösung}}$	$\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{L}}$	Mineralwasser: $\beta(\mathrm{Ca^{2+}}) = 0{,}12\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{L}}$

Tabelle 5: Gehaltsangaben. Die Konzentration bezieht sich auf das Volumen der **Lösung**, nicht des Lösungsmittels.

Beim **Verdünnen** bleibt die Stoffmenge des gelösten Stoffes gleich, nur das Volumen wächst: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$.

7.3 Stöchiometrisches Rechnen

Die Koeffizienten einer Reaktionsgleichung geben das Verhältnis der **Stoffmengen** an, nicht der Massen. Damit lässt sich jede Frage der Art „Wie viel Produkt entsteht aus …?“ in vier Schritten lösen.

Vorgehen: stöchiometrisch rechnen

a) Reaktionsgleichung aufstellen und ausgleichen.
b) Gegebene Größe in eine Stoffmenge umrechnen ($n = \frac{m}{M}$, $n = \frac{V}{V_\mathrm{m}}$, $n = c \cdot V$).
c) Mit dem Stoffmengenverhältnis aus den Koeffizienten die gesuchte Stoffmenge berechnen: $\frac{n_\mathrm{gesucht}}{n_\mathrm{gegeben}} = \frac{\mathrm{Koeffizient_{gesucht}}}{\mathrm{Koeffizient_{gegeben}}}$.
d) Stoffmenge in die gesuchte Größe umrechnen; Ergebnis sinnvoll runden (so viele gültige Ziffern wie die ungenaueste Angabe).

Beispiel 5

Wie viel Kohlenstoffdioxid entsteht beim Verbrennen von 100 g Propan?

a) $\mathrm{C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O}$

b) $M(\mathrm{C_3H_8}) = 3 \cdot 12{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} + 8 \cdot 1{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} = 44{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$; $n(\mathrm{C_3H_8}) = \frac{100\ \mathrm{g}}{44{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}} = 2{,}27\ \mathrm{mol}$

c) $n(\mathrm{CO_2}) = 3 \cdot n(\mathrm{C_3H_8}) = 6{,}82\ \mathrm{mol}$

d) $M(\mathrm{CO_2}) = 44{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$; $m(\mathrm{CO_2}) = 6{,}82\ \mathrm{mol} \cdot 44{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} = 300\ \mathrm{g}$

Aus 100 g Propan entstehen also etwa 300 g Kohlenstoffdioxid, dreimal so viel Masse, weil der Sauerstoff aus der Luft mitgezählt wird. Als Gas nimmt es bei 20 °C ein Volumen von $V = n \cdot V_\mathrm{m} = 6{,}82\ \mathrm{mol} \cdot 24{,}0\ \frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}} = 164\ \mathrm{L}$ ein.

Beispiel 6

Eine Lösung herstellen. Für 250 mL Natriumchlorid-Lösung mit $c = 0{,}200\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$ braucht man $n = c \cdot V = 0{,}200\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}} \cdot 0{,}250\ \mathrm{L} = 0{,}0500\ \mathrm{mol}$, also $m = n \cdot M = 0{,}0500\ \mathrm{mol} \cdot 58{,}5\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} = 2{,}93\ \mathrm{g}$ Natriumchlorid. Man löst es in wenig Wasser im Messkolben und füllt bis zur Marke auf.

Auch die Verhältnisformel einer Verbindung lässt sich aus Messwerten bestimmen. Man lässt eine abgewogene Portion eines Elements vollständig reagieren und wiegt das Produkt. Aus den Massen berechnet man die Stoffmengen der Elemente, ihr Verhältnis liefert die **Verhältnisformel**.

Beispiel 7

Kupfersulfid. 2,54 g Kupfer reagieren mit überschüssigem Schwefel; danach wiegt man 3,18 g Kupfersulfid. Gebunden wurden also $m(\mathrm{S}) = 3{,}18\ \mathrm{g} - 2{,}54\ \mathrm{g} = 0{,}64\ \mathrm{g}$ Schwefel. Stoffmengen: $n(\mathrm{Cu}) = \frac{2{,}54\ \mathrm{g}}{63{,}5\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}} = 0{,}0400\ \mathrm{mol}$, $n(\mathrm{S}) = \frac{0{,}64\ \mathrm{g}}{32{,}1\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}} = 0{,}020\ \mathrm{mol}$. Verhältnis $n(\mathrm{Cu}) : n(\mathrm{S}) = 2 : 1$; die Verhältnisformel ist $\mathrm{Cu_2S}$ (Kupfer(I)-sulfid).

Typischer Fehler

Falsch: „Die Gleichung $\mathrm{2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O}$ bedeutet: 2 g Wasserstoff reagieren mit 1 g Sauerstoff."

Richtig: Die Koeffizienten geben Teilchenzahl- bzw. Stoffmengenverhältnisse an: 2 mol $\mathrm{H_2}$ (4,0 g) reagieren mit 1 mol $\mathrm{O_2}$ (32,0 g) zu 2 mol $\mathrm{H_2O}$ (36,0 g). Massen erhält man erst über $m = n \cdot M$.

Fachbegriffe

atomare Masseneinheit: 1 u, ein Zwölftel der Masse eines C-12-Atoms.
Stoffmenge, Mol: Teilchenzahl in der Einheit mol; 1 mol enthält $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.
Avogadro-Konstante: $N_\mathrm{A} = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{\mathrm{mol}}$, verknüpft Stoffmenge und Teilchenzahl.
molare Masse: $M = \frac{m}{n}$ in $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$, Zahlenwert gleich der Teilchenmasse in u.
molares Volumen: Volumen eines Mols eines Gases, 24,0 $\frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}}$ bei 20 °C und 1013 hPa.
Stoffmengenkonzentration: $c = \frac{n}{V}$ in $\frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$, bezogen auf das Volumen der Lösung.
Massenanteil: $w = \frac{m_\mathrm{Stoff}}{m_\mathrm{gesamt}}$.
Verhältnisformel aus Messwerten: Stoffmengenverhältnis der Elemente aus den gewogenen Massen.

Üben: **noctua** ↗

8 Säuren, Basen und Redoxreaktionen

Sek I 3.2.1.1 (8), (9), 3.2.1.2 (8), 3.2.2.1 (5), (6), (8), 3.2.2.2 (6), 3.2.2.3 (4)

Essig schmeckt sauer, Seifenlauge fühlt sich glitschig an, und ein Eisennagel überzieht sich in Kupfersulfat-Lösung mit einer roten Kupferschicht. Hinter diesen ganz verschiedenen Beobachtungen stehen zwei Reaktionstypen, die nach demselben Prinzip funktionieren: Ein Teilchen gibt etwas ab, ein anderes nimmt es auf. Bei Säure-Base-Reaktionen sind es Protonen, bei Redoxreaktionen Elektronen. Dieses Kapitel wiederholt die Grundideen der Mittelstufe; die quantitative Behandlung folgt in CL3 (Säure-Base) und CL7 (Elektrochemie).

8.1 Saure, neutrale und alkalische Lösungen

Wässrige Lösungen sind **sauer**, **neutral** oder **alkalisch**. Man erkennt das mit **Indikatoren**, Farbstoffen, die je nach Lösung ihre Farbe ändern: **Universalindikator** (rot – grün – blau/violett), der Pflanzenfarbstoff aus Rotkohl (rot – violett – grün/gelb), **Thymolphthalein** (farblos, ab etwa pH 9,3 blau), Phenolphthalein (farblos, ab etwa pH 8,2 purpur) oder Bromthymolblau (gelb – grün – blau). Die **pH-Skala** ordnet den Lösungen Zahlen zu: pH < 7 sauer, pH = 7 neutral, pH > 7 alkalisch. Eine Stufe auf der pH-Skala bedeutet einen Faktor 10 in der Konzentration der Oxonium-Ionen; die genaue Definition und die Rechnung folgen in CL3.

Saure Lösungen enthalten **Oxonium-Ionen** H_3O^+, alkalische Lösungen **Hydroxid-Ionen** OH^-. Beide Lösungen leiten den elektrischen Strom besser als reines Wasser, weil sie Ionen enthalten. In neutralen Lösungen sind beide Ionenarten in gleicher, sehr kleiner Konzentration vorhanden.

Lösung	entsteht aus	Verwendung
Salzsäure (sauer)	$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$	Magensäure, Entkalker, Fliesenreiniger
verdünnte Essigsäure (sauer)	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$	Speiseessig, Konservierung
kohlensaure Lösung (sauer)	$CO_2 + 2H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$	Mineralwasser, Limonade
Natronlauge (alkalisch)	$NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$	Abflussreiniger, Seifenherstellung
Ammoniak-Lösung (alkalisch)	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	Glasreiniger, Düngerherstellung

Tabelle 6: Saure und alkalische Lösungen aus dem Alltag. Der Doppelpfeil zeigt, dass die Reaktion nur teilweise abläuft (Gleichgewicht, CL2 und CL3).

8.2 Säuren und Basen: Protonenübergänge

Nach Brønsted (1923) ist eine **Säure** ein Teilchen, das ein Proton (H^+) abgibt (**Protonendonator**), eine **Base** ein Teilchen, das ein Proton aufnimmt (**Protonenakzeptor**). Eine **Säure-Base-Reaktion** ist ein **Protonenübergang** von der Säure auf die Base. Das ist ein Beispiel für das **Donator-Akzeptor-Prinzip**: Kein Teilchen kann ein Proton abgeben, wenn nicht ein anderes es aufnimmt. Freie Protonen gibt es in Lösung nicht.

$$\underbrace{HCl}_{\text{Säure}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Base}} \rightarrow H_3O^+ + Cl^- \qquad \underbrace{NH_3}_{\text{Base}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Säure}} \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Das Wassermolekül kann also je nach Partner als Base oder als Säure reagieren; man nennt es einen Ampholyten (CL3). Basen brauchen ein freies Elektronenpaar, an das sie das Proton binden können.

Gibt man eine saure und eine alkalische Lösung zusammen, reagieren die Oxonium- und die Hydroxid-Ionen zu Wasser. Diese exotherme Reaktion heißt **Neutralisation**:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O \qquad \text{z. B.} \quad Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O$$

Die übrigen Ionen (Na^+, Cl^-) reagieren nicht mit; dampft man die Lösung ein, bleibt das Salz zurück.

8.3 Die Säure-Base-Titration

Die Neutralisation erlaubt es, die unbekannte Konzentration einer Säure (oder Lauge) zu bestimmen. Bei einer **Titration** gibt man zu einer abgemessenen Portion der Probelösung so lange eine **Maßlösung** bekannter Konzentration, bis die Neutralisation gerade vollständig ist. Diesen **Äquivalenzpunkt** zeigt ein Indikator durch seinen Farbumschlag an.

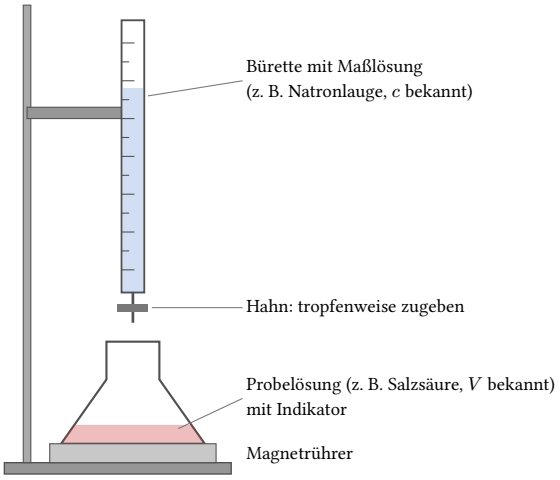


Abbildung 18: Aufbau einer Titration: Bürette am Stativ, darunter der Erlenmeyerkolben mit Probelösung und Indikator auf dem Magnetrührer.

Versuch: Titration von Salzsäure mit Natronlauge

Aufbau: wie in Abbildung 18.

Durchführung: 20,0 mL Salzsäure unbekannter Konzentration werden mit einer Vollpipette in einen Erlenmeyerkolben gegeben, mit etwas Wasser verdünnt und mit einigen Tropfen Bromthymolblau versetzt. Aus der Bürette tropft man unter Rühren Natronlauge mit $c(\mathrm{NaOH}) = 0{,}100\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$ zu, bis die Farbe von Gelb nach Grün umschlägt.

Beobachtung: Verbrauch bis zum Umschlag: 12,5 mL Natronlauge.

Deutung: Am Äquivalenzpunkt gilt $n(\mathrm{OH^-}) = n(\mathrm{H_3O^+})$. $n(\mathrm{OH^-}) = 0{,}100\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}} \cdot 0{,}0125\ \mathrm{L} = 1{,}25 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{mol}$, also $c(\mathrm{HCl}) = \frac{1{,}25 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{mol}}{0{,}0200\ \mathrm{L}} = 0{,}0625\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$.

Sicherheit: Salzsäure und Natronlauge sind in dieser Verdünnung nicht mehr kennzeichnungspflichtig, als Vorratslösungen höherer Konzentration aber reizend (Ausrufezeichen) oder ätzend; Schutzbrille, mit der Pipettierhilfe arbeiten.

Titrationskurven, Halbäquivalenzpunkt und die Titration schwacher Säuren werden in CL3 behandelt.

8.4 Redoxreaktionen: Elektronenübergänge

Ursprünglich verstand man unter Oxidation die Reaktion mit Sauerstoff. Verbrennt Magnesium, entsteht Magnesiumoxid, ein Salz aus $\mathrm{Mg^{2+}}$- und $\mathrm{O^{2-}}$-Ionen. Die Magnesiumatome haben also Elektronen abgegeben, die Sauerstoffatome Elektronen aufgenommen. Diese Sicht lässt sich verallgemeinern:

- **Oxidation** ist eine Elektronenabgabe, **Reduktion** eine Elektronenaufnahme.
- Beide laufen immer gemeinsam ab, denn die Elektronen müssen irgendwohin: **Redoxreaktion** = **Elektronenübergang** (Donator-Akzeptor-Prinzip).
- Das **Reduktionsmittel** gibt Elektronen ab und wird dabei oxidiert; das **Oxidationsmittel** nimmt Elektronen auf und wird dabei reduziert.

Man formuliert Redoxreaktionen mit zwei Teilgleichungen und gleicht die Elektronenzahl aus:

$$\begin{aligned} \text{Oxidation:} \quad & \mathrm{Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-} \qquad \mid \cdot 2 \\ \text{Reduktion:} \quad & \mathrm{O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}} \\ \text{Redoxreaktion:} \quad & \mathrm{2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO} \end{aligned}$$

Redoxreaktionen brauchen keinen Sauerstoff. Taucht man einen Eisennagel in Kupfersulfat-Lösung, überzieht er sich mit Kupfer, und die blaue Lösung wird blasser: $\mathrm{Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu}$. Eisen gibt Elektronen an die Kupfer-Ionen ab, weil Eisen ein unedleres Metall ist als Kupfer. Ordnet man die Metalle danach, wie leicht ihre Atome Elektronen abgeben, erhält man die **Redoxreihe der Metalle**: Kalium, Calcium, Natrium, Magnesium, Aluminium, Zink, Eisen, Blei, (Wasserstoff), Kupfer, Silber, Gold – von unedel zu edel. Ein unedleres Metall reduziert die Ionen eines edleren. Mit den Standardpotenzialen wird diese Reihe in CL7 quantitativ.

Oxidationszahlen

Auch bei Reaktionen zwischen Molekülen, in denen keine Ionen entstehen, lassen sich Elektronenverschiebungen verfolgen. Dazu ordnet man jedem Atom eine **Oxidationszahl** zu: die Ladung, die es hätte, wenn alle Bindungselektronen dem elektronegativeren Partner gehörten. Man schreibt sie als römische Ziffer über das Symbol. Regeln: Atome in Elementen haben 0; einatomige Ionen ihre Ladung; Fluor –I; Sauerstoff meist –II (in Peroxiden –I); Wasserstoff meist +I (in Metallhydriden –I); die Summe der Oxidationszahlen ist gleich der Ladung des Teilchens. Beispiele: $\mathrm{C}^{-\mathrm{IV}}$ in $\mathrm{CH_4}$, $\mathrm{C}^{+\mathrm{IV}}$ in $\mathrm{CO_2}$, $\mathrm{S}^{+\mathrm{VI}}$ in $\mathrm{SO_4^{2-}}$. Eine **Erhöhung** der Oxidationszahl ist eine Oxidation, eine **Erniedrigung** eine Reduktion. Ausführlich in CL7.

8.5 Die Elektrolyse

Bei einer **Elektrolyse** wird eine Redoxreaktion durch elektrische Energie erzwungen, die von selbst nicht abläuft. Sie ist endotherm; die elektrische Energie wird als chemische Energie in den Produkten gespeichert.

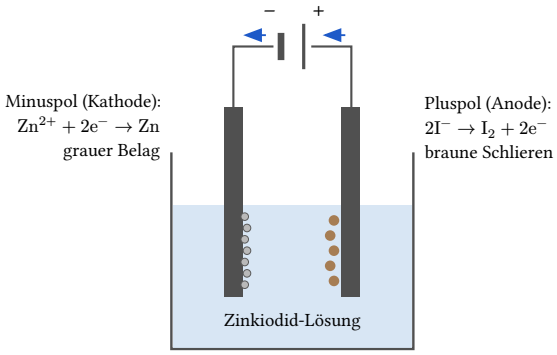


Abbildung 19: Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung mit Graphitelektroden. Die Elektronen fließen vom Minuspol der Spannungsquelle zur Kathode und von der Anode zum Pluspol.

Versuch: Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung

Aufbau: Becherglas mit Zinkiodid-Lösung, zwei Graphitelektroden an einer Gleichspannungsquelle (Abbildung 19).

Durchführung: In eine Zinkiodid-Lösung ($c \approx 0{,}5\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$) tauchen zwei Graphitelektroden. Man legt einige Minuten eine Gleichspannung von etwa 4 V an. Danach entfernt man die Spannungsquelle und verbindet die Elektroden über ein Messgerät.

Beobachtung: Am Minuspol bildet sich ein grauer, metallischer Belag, am Pluspol braune Schlieren. Nach dem Abtrennen der Spannungsquelle zeigt das Messgerät eine Spannung von gut 1 V und kurzzeitig einen Strom.

Deutung: Am Minuspol (**Kathode**) nehmen Zink-Ionen Elektronen auf: $\mathrm{Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn}$ (Reduktion). Am Pluspol (**Anode**) geben Iodid-Ionen Elektronen ab: $\mathrm{2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-}$ (Oxidation); das Iod löst sich mit den übrigen Iodid-Ionen braun. Gesamt: $\mathrm{Zn^{2+} + 2I^- \rightarrow Zn + I_2}$. Ohne Spannungsquelle läuft die Umkehrreaktion freiwillig ab und liefert elektrische Energie: Das ist das Prinzip eines **elektrochemischen Energiespeichers** (Akku). Laden = Elektrolyse, Entladen = galvanisches Element (CL7).

Sicherheit: Zinkiodid ist reizend (Ausrufezeichen) und umweltgefährlich (toter Baum und Fisch), Iod gesundheitsschädlich und umweltgefährlich; Lösung nicht ins Abwasser geben, Schutzbrille tragen.

8.6 Nachweisreaktionen

Viele Stoffe und Ionen lassen sich durch charakteristische Reaktionen nachweisen (Tabelle 7). Die Nachweise für Aldehyde und Mehrfachbindungen werden in Kapitel 9 und 10 erklärt; im Leistungsfach kommen die Nachweise für Ammonium- und Carbonat-Ionen (CL3) und für Zucker und Proteine (CL4) dazu.

Nachweis für	Reagenz bzw. Durchführung	positives Ergebnis
Sauerstoff	Glimmspanprobe: glimmenden Holzspan einführen	Span flammt auf
Kohlenstoffdioxid	Gas in Kalkwasser ($Ca(OH)_2(aq)$) einleiten	weiße Trübung ($CaCO_3$)
Wasserstoff	Knallgasprobe: Gas im Reagenzglas an die Flamme	pfeifendes Geräusch, Knall
Wasser	weißes, wasserfreies Kupfersulfat (oder Watesmo-Papier)	Blaufärbung
H_3O^+, OH^-	Indikator, z. B. Universalindikator	rot bzw. blau
Cl^-, Br^-	mit Salpetersäure ansäuern, Silbernitrat-Lösung zugeben	weißer (AgCl) bzw. gelblicher (AgBr) Niederschlag
C=C-Mehrfachbindung	Bromwasser zugeben	Entfärbung (Addition)
Aldehydgruppe	Fehling-Probe (erhitzen) oder Tollens-Probe (Silberspiegelprobe)	ziegelroter Niederschlag (Cu_2O) bzw. Silberspiegel

Tabelle 7: Nachweisreaktionen der Mittelstufe.

Typischer Fehler

Falsch: „Oxidation ist eine Reaktion mit Sauerstoff." – „Bei der Titration ist die Lösung am Äquivalenzpunkt immer neutral."

Richtig: Oxidation ist allgemein Elektronenabgabe, auch ohne Sauerstoff ($Fe + Cu^{2+}$). Am Äquivalenzpunkt sind Säure und Base in äquivalenter Stoffmenge zusammengegeben; neutral ist die Lösung dort nur bei starker Säure und starker Base (CL3).

Fachbegriffe

sauer, neutral, alkalisch: pH < 7, = 7, > 7; Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen überwiegen.
Indikator: Farbstoff, dessen Farbe von der Lösung abhängt (Universalindikator, Thymolphthalein, Pflanzenfarbstoff).
Säure, Base (Brønsted): Protonendonator bzw. Protonenakzeptor.
Neutralisation: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$, exotherm.
Titration, Äquivalenzpunkt: Bestimmen einer Konzentration mit einer Maßlösung; Punkt der vollständigen Umsetzung.
Oxidation, Reduktion: Elektronenabgabe bzw. Elektronenaufnahme; zusammen Redoxreaktion.
Oxidationsmittel, Reduktionsmittel: Elektronenakzeptor bzw. Elektronendonator.
Oxidationszahl: formale Ladung eines Atoms, wenn alle Bindungselektronen dem elektronegativeren Partner zugeordnet werden.
Elektrolyse: durch elektrische Energie erzwungene Redoxreaktion; Kathode (Reduktion), Anode (Oxidation).

Üben: **noctua** ↗

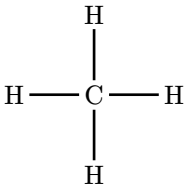
9 Kohlenwasserstoffe

Sek I 3.2.1.1 (11), (12), (14), 3.2.1.2 (9)–(11), 3.2.2.1 (9), (10)

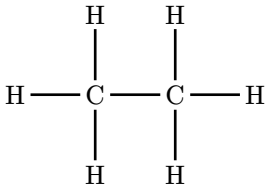
Erdgas, Flüssiggas, Benzin, Heizöl, Kerzenwachs und Asphalt sind Gemische aus Verbindungen, die nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen. Ihre Vielfalt verdanken die **Kohlenwasserstoffe** einer Besonderheit des Kohlenstoffatoms: Es ist vierbindig und kann mit anderen Kohlenstoffatomen stabile Ketten, Verzweigungen und Ringe bilden. Die Chemie der Kohlenstoffverbindungen heißt **organische Chemie**.

9.1 Alkane: die homologe Reihe

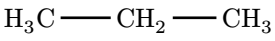
Alkane enthalten nur C–C- und C–H-Einfachbindungen; man nennt sie gesättigte Kohlenwasserstoffe. Jedes C-Atom ist tetraedrisch von vier Bindungspartnern umgeben (109,5°), die Ketten sind deshalb zickzackförmig. Die unverzweigten Alkane bilden eine **homologe Reihe**: Jedes Glied unterscheidet sich vom vorigen um eine CH_2-Gruppe. Die allgemeine Molekülformel ist C_nH_{2n+2}.



Methan CH_4 (Valenzstrichformel)



Ethan C_2H_6



Propan (Halbstrukturformel)


Pentan (Skelettformel)

n	Name	Formel	Sdp. in °C	bei 20 °C	Vorkommen, Verwendung
1	Methan	CH_4	−161,5	gasförmig	Erdgas, Biogas
2	Ethan	C_2H_6	−88,6	gasförmig	Erdgas
3	Propan	C_3H_8	−42,1	gasförmig	Flüssiggas, Campinggas
4	Butan	C_4H_{10}	−0,5	gasförmig	Feuerzeuggas
5	Pentan	C_5H_{12}	36,1	flüssig	Benzin, Treibmittel
6	Hexan	C_6H_{14}	68,7	flüssig	Benzin, Lösungsmittel
7	Heptan	C_7H_{16}	98,4	flüssig	Benzin
8	Octan	C_8H_{18}	125,7	flüssig	Benzin
10	Decan	$C_{10}H_{22}$	174,1	flüssig	Kerosin, Diesel

Tabelle 8: Die homologe Reihe der Alkane (Siedetemperaturen nach CRC Handbook). Ab etwa C_{17} sind die Alkane bei Zimmertemperatur fest (Paraffin, Kerzenwachs).

Mit wachsender Kettenlänge nehmen Siedetemperatur und Viskosität zu, weil die Moleküle größer werden, mehr Elektronen und eine größere Oberfläche haben und die Van-der-Waals-Kräfte deshalb stärker werden. Alkane sind unpolar, unlöslich in Wasser, aber gut löslich in anderen unpolaren Stoffen, sie brennen und sind sonst recht reaktionsträge.

9.2 Nomenklatur nach IUPAC

Für die Benennung organischer Verbindungen gelten die Regeln der **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry). Bei verzweigten Alkanen geht man so vor:

Vorgehen: verzweigte Alkane benennen

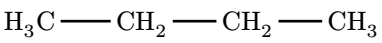
a) Die längste durchgehende Kohlenstoffkette suchen (Hauptkette); sie liefert den Stammnamen (z. B. „hexan“).
b) Die Seitenketten (Alkylgruppen) benennen: $-CH_3$ Methyl, $-C_2H_5$ Ethyl, $-C_3H_7$ Propyl.
c) Die Hauptkette so nummerieren, dass die Verzweigungsstellen möglichst kleine Nummern bekommen.
d) Seitenketten alphabetisch vor den Stammnamen setzen, jeweils mit der Nummer ihres C-Atoms; mehrere gleiche Gruppen mit di-, tri-, tetra- (die Vorsilben zählen beim Alphabet nicht).

Beispiel 8

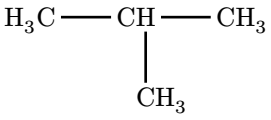
Benennen. Die Halbstrukturformel $CH_3–CH(CH_3)–CH_2–CH(C_2H_5)–CH_2–CH_3$ hat als längste Kette sechs C-Atome: eine Hexankette (ob man am Ende durch die Ethylgruppe oder durch die $CH_2–CH_3$-Gruppe zählt, ist hier gleichwertig). Von links nummeriert trägt C-2 eine Methylgruppe und C-4 eine Ethylgruppe (Nummern 2 und 4), von rechts wären es 3 und 5. Also gilt die Nummerierung von links. Name: **4-Ethyl-2-methylhexan**, die Seitenketten alphabetisch (Ethyl vor Methyl).

9.3 Isomerie

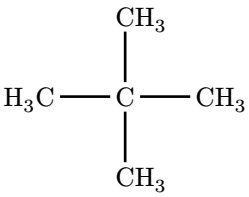
Für C_4H_{10} gibt es zwei verschiedene Moleküle: das unverzweigte Butan und das verzweigte 2-Methylpropan. Verbindungen mit gleicher Molekülformel, aber verschiedener Strukturformel heißen **Isomere** unterscheiden sie sich in der Verknüpfung der Atome, spricht man von **Konstitutionsisomerie**. Isomere sind verschiedene Stoffe mit verschiedenen Eigenschaften:



Butan, Sdp. −0,5 °C



2-Methylpropan, Sdp. −11,7 °C



2,2-Dimethylpropan (C_5H_{12}), Sdp. 9,5 °C

Je stärker ein Molekül verzweigt ist, desto kugeliger ist es und desto kleiner ist seine Oberfläche. Die Van-der-Waals-Kräfte sind schwächer, die Siedetemperatur niedriger: Die drei Isomere des Pentans sieden bei 36,1 °C (Pentan), 27,8 °C (2-Methylbutan) und 9,5 °C (2,2-Dimethylpropan). Mit wachsender Kettenlänge steigt die Zahl der Isomere rasch an: Decan hat 75 Konstitutionsisomere. Eine weitere Art der Isomerie, die Stereoisomerie (gleiche Verknüpfung, andere räumliche Anordnung), kommt in CL4 und CL6 dazu.

9.4 Alkene und die Addition

Alkene enthalten mindestens eine C=C-Doppelbindung; sie sind ungesättigt. Die homologe Reihe mit einer Doppelbindung hat die allgemeine Formel C_nH_{2n}, das einfachste Glied ist Ethen C_2H_4 (Sdp. −103,7 °C). Benannt wird mit der Endung **-en** und der Nummer des ersten C-Atoms der Doppelbindung: But-1-en, But-2-en. Die beiden C-Atome der Doppelbindung und ihre vier Nachbaratome liegen in einer Ebene (je drei Elektronenpaarbereiche, trigonal-planar, 120°).

An die Doppelbindung lassen sich Moleküle anlagern; die Doppelbindung wird dabei zur Einfachbindung. Eine solche Reaktion, bei der aus zwei Molekülen eines wird, heißt **Addition**:

$$H_2C{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow H_2CBr–CH_2Br \qquad (1{,}2\text{-Dibromethan})$$

Braunes Bromwasser wird dabei entfärbt; das ist der Nachweis für C=C-Mehrfachbindungen. Wie die Addition auf Teilchenebene abläuft (elektrophile Addition), zeigt CL5.

Ethen ist der wichtigste Grundstoff der chemischen Industrie. Aus ihm entsteht der Kunststoff Polyethen (Polyethylen, PE): Viele tausend Ethenmoleküle verbinden sich, indem ihre Doppelbindungen aufklappen, zu langen Kettenmolekülen. Ein solches Riesenmolekül aus vielen gleichen Grundbausteinen (**Monomeren**) heißt **Polymer** (Makromolekül):

$$n H_2C{=}CH_2 \rightarrow –[CH_2–CH_2]_n–$$

Den Mechanismus dieser radikalischen Polymerisation und viele weitere Kunststoffe behandelt CL6.

9.5 Die radikalische Substitution

Alkane reagieren mit Chlor oder Brom nicht im Dunkeln, wohl aber im Licht: Ein Gemisch aus Methan und Chlor reagiert unter UV-Licht, das gelbgrüne Chlor verschwindet, und es entsteht Chlorwasserstoff, der feuchtes Indikatorpapier rot färbt. Dabei wird ein H-Atom durch ein Cl-Atom ersetzt. Eine Reaktion, bei der ein Atom oder eine Atomgruppe durch ein anderes ersetzt wird, heißt **Substitution**:

$$CH_4 + Cl_2 \overset{\text{Licht}}{\rightarrow} CH_3Cl + HCl$$

Die Reaktion läuft über **Radikale** ab, Teilchen mit einem ungepaarten Elektron (geschrieben als Punkt). Den Ablauf auf Teilchenebene nennt man **Reaktionsmechanismus** er hat drei Phasen:

a) **Startreaktion:** Licht spaltet das Chlormolekül. Das bindende Elektronenpaar wird dabei geteilt, jedes Cl-Atom erhält ein Elektron (homolytische Spaltung, Abbildung 20). Es entstehen zwei Chlor-Radikale:

$$\mathrm{Cl{-}Cl} \xrightarrow{\text{Licht}} 2\ \mathrm{Cl}\cdot$$

b) **Kettenreaktion** (Kettenfortpflanzung): Ein Chlor-Radikal entreißt einem Methanmolekül ein H-Atom; es entstehen Chlorwasserstoff und ein Methyl-Radikal. Das Methyl-Radikal reagiert mit einem Chlormolekül zu Chlormethan und einem neuen Chlor-Radikal, das die Kette fortsetzt:

$$\mathrm{Cl}\cdot + \mathrm{CH_4} \rightarrow \mathrm{HCl} + \cdot\mathrm{CH_3} \qquad \cdot\mathrm{CH_3} + \mathrm{Cl_2} \rightarrow \mathrm{CH_3Cl} + \mathrm{Cl}\cdot$$

Ein einziges Startradikal kann so Tausende von Molekülen umsetzen.

c) **Abbruchreaktionen:** Treffen zwei Radikale aufeinander, verbinden sie sich, und die Kette endet:

$$\mathrm{Cl}\cdot + \mathrm{Cl}\cdot \rightarrow \mathrm{Cl_2} \qquad \cdot\mathrm{CH_3} + \mathrm{Cl}\cdot \rightarrow \mathrm{CH_3Cl} \qquad \cdot\mathrm{CH_3} + \cdot\mathrm{CH_3} \rightarrow \mathrm{C_2H_6}$$

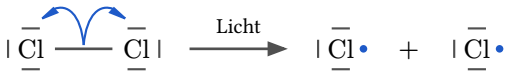


Abbildung 20: Startreaktion der radikalischen Substitution: Homolytische Spaltung des Chlormoleküls. Ein Halbpfeil steht für die Bewegung **eines** Elektrons.

Weil auch Chlormethan weiter reagieren kann, entstehen Gemische aus Chlormethan, Dichlormethan, Trichlormethan und Tetrachlormethan. Die Kurzbezeichnung der Reaktion ist S_R (Substitution, radikalisch). In CL5 wird sie mit der elektrophilen und der nucleophilen Substitution verglichen.

Fachbegriffe

Kohlenwasserstoffe: Verbindungen nur aus C und H; Alkane gesättigt (nur Einfachbindungen), Alkene ungesättigt (C=C).
homologe Reihe: Reihe von Verbindungen, die sich jeweils um eine $\mathrm{CH_2}$-Gruppe unterscheiden; Alkane $\mathrm{C}_n\mathrm{H}_{2n+2}$.
Nomenklatur (IUPAC): Benennung nach längster Kette, Seitenketten alphabetisch mit kleinsten Nummern.
Konstitutionsisomere: Verbindungen mit gleicher Molekülformel, aber verschiedener Verknüpfung der Atome.
Addition: Anlagerung an eine Mehrfachbindung, aus zwei Molekülen wird eines (Bromwasser-Nachweis).
Polymer, Monomer: Makromolekül aus vielen gleichen Grundbausteinen bzw. der Grundbaustein.
Substitution: Ersatz eines Atoms bzw. einer Atomgruppe durch ein anderes.
Radikal: Teilchen mit ungepaartem Elektron.
radikalische Substitution: Kettenreaktion aus Start (homolytische Spaltung), Kettenfortpflanzung und Abbruch.

Üben: **noctua** ↗

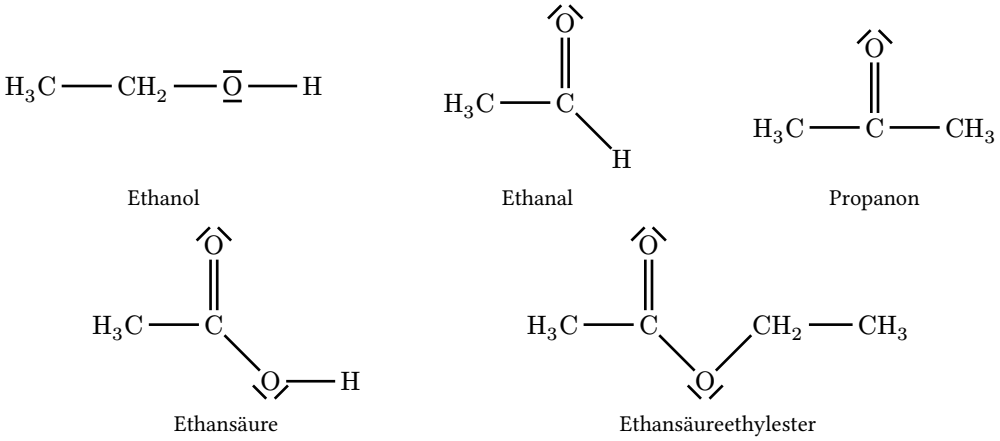
10 Sauerstoffhaltige organische Stoffe

Sek I 3.2.1.1 (11)–(15), 3.2.1.2 (10), (11), 3.2.2.1 (9), (11)

Ethanol im Wein, Aceton im Nagellackentferner, Essigsäure im Salatdressing und Ethylacetat im Klebstoff: Alle vier enthalten neben Kohlenstoff und Wasserstoff auch Sauerstoff, und alle vier riechen und verhalten sich völlig verschieden. Was sie unterscheidet, sind ihre **funktionellen Gruppen**: Atomgruppen, die die Eigenschaften und Reaktionen eines Moleküls bestimmen. Moleküle mit derselben funktionellen Gruppe bilden eine **Stoffklasse**.

Stoffklasse	funktionelle Gruppe	Endung	Beispiel	Sdp. in °C
Alkanole (Alkohole)	Hydroxygruppe –OH	-ol	Ethanol CH_3CH_2OH	78,3
Alkanale (Aldehyde)	Aldehydgruppe –CHO	-al	Propanal CH_3CH_2CHO	48
Alkanone (Ketone)	Ketogruppe >C=O	-on	Propanon CH_3COCH_3	56,1
Alkansäuren (Carbonsäuren)	Carboxygruppe –COOH	-säure	Ethansäure CH_3COOH	117,9
Ester	Estergruppe –COO–	-säure…ester	Ethansäureethylester $CH_3COOC_2H_5$	77,1

Tabelle 9: Sauerstoffhaltige Stoffklassen. Aldehyd- und Ketogruppe enthalten beide die Carbonylgruppe C=O.



10.1 Alkohole

Die **Alkanole** tragen eine Hydroxygruppe an einem gesättigten C-Atom. Benannt werden sie mit der Endung **-ol** und der Nummer des C-Atoms, das die OH-Gruppe trägt: Propan-1-ol, Propan-2-ol. Nach der Zahl der C-Atome, die an das C-Atom mit der OH-Gruppe gebunden sind, unterscheidet man **primäre** (eins), **sekundäre** (zwei) und **tertiäre** Alkohole (drei). Moleküle mit mehreren OH-Gruppen heißen mehrwertige Alkohole, etwa Propan-1,2,3-triol (Glycerin), ein Baustein der Fette (CL4).

Die Hydroxygruppe ist polar und bildet Wasserstoffbrücken: Alkohole sieden viel höher als Alkane gleicher Größe (Abbildung 21), und die kurzkettigen sind unbegrenzt mit Wasser mischbar. Der Alkylrest dagegen ist unpolar. Mit wachsender Kettenlänge überwiegt er; die Wasserlöslichkeit nimmt ab, die Fettlöslichkeit zu. Methanol, Ethanol und Propanol mischen sich mit Wasser in jedem Verhältnis, Butan-1-ol nur noch begrenzt, Hexan-1-ol kaum noch.

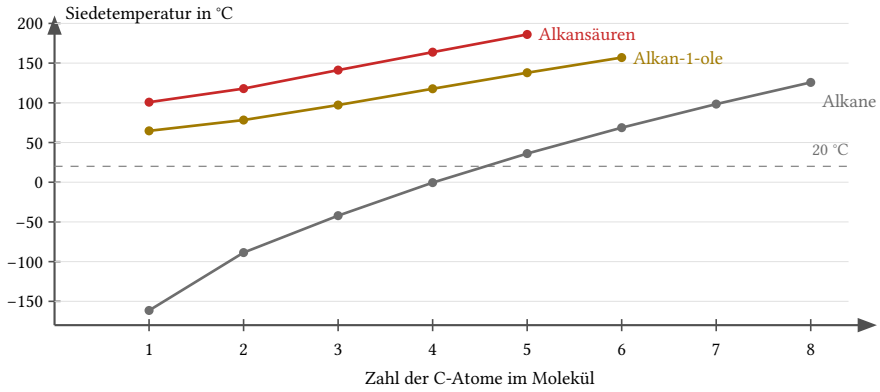


Abbildung 21: Siedetemperaturen der unverzweigten Alkane, Alkan-1-ole und Alkansäuren gegen die Zahl der C-Atome. Der Abstand zwischen den Kurven zeigt die Wirkung der Wasserstoffbrücken, der Anstieg innerhalb jeder Reihe die der Van-der-Waals-Kräfte.

Ethanol entsteht bei der alkoholischen Gärung aus Zucker durch Hefen. Es ist Lösungsmittel, Brennstoff (Bioethanol im Benzin E10) und Desinfektionsmittel: Mit einem Massenanteil um 70 % zerstört es die Hüllen von Bakterien und vielen Viren am wirksamsten, weil etwas Wasser das Eindringen erleichtert. Als Genussmittel ist Ethanol ein Zellgift und macht abhängig. Es schädigt Leber, Nervensystem und Herz, im Straßenverkehr verlängert es die Reaktionszeit und erhöht die Risikobereitschaft; in der Schwangerschaft schädigt es das ungeborene Kind. Methanol ist schon in kleinen Mengen hochgiftig (Erblindung).

10.2 Oxidation der Alkohole: Aldehyde und Ketone

Leitet man Ethanoldampf über heißes, schwarzes Kupfer(II)-oxid, wird das Kupferoxid zu rotbraunem Kupfer reduziert, und es entsteht Ethanal (Acetaldehyd), erkennbar am stechend-fruchtigen Geruch. Das Ethanol wurde oxidiert:

$$\mathrm{CH_3CH_2OH + CuO \rightarrow CH_3CHO + Cu + H_2O}$$

Mit Oxidationszahlen lässt sich das am C-Atom der funktionellen Gruppe verfolgen (Regeln in Kapitel 8). Im Ethanol hat es die Oxidationszahl –I (zwei H mit je +I, ein O mit –II, eine C–C-Bindung zählt nicht), im Ethanal +I, in der Ethansäure +III. Allgemein gilt die **Oxidationsreihe**:

$$\text{primäres Alkanol} \rightarrow \text{Alkanal} \rightarrow \text{Alkansäure} \qquad \text{sekundäres Alkanol} \rightarrow \text{Alkanon}$$

Ethanol	Ethanal	Ethansäure	Propan-2-ol ⟶ Propanon
$\mathrm{C^{-I}}$ in $\mathrm{–CH_2OH}$	$\mathrm{C^{+I}}$ in –CHO	$\mathrm{C^{+III}}$ in –COOH	C-2: 0 → +II

Tertiäre Alkohole lassen sich so nicht oxidieren, weil das C-Atom mit der OH-Gruppe kein H-Atom mehr trägt.

Alkanale (Aldehyde) enthalten die Aldehydgruppe am Kettenende. Sie wirken selbst reduzierend und lassen sich leicht weiter zur Carbonsäure oxidieren. Darauf beruhen ihre Nachweise: Bei der **Fehling-Probe** reduzieren sie beim Erhitzen tiefblaue Kupfer(II)-Ionen zu ziegelrotem Kupfer(I)-oxid $\mathrm{Cu_2O}$, bei der **Tollens-Probe** (Silberspiegelprobe) Silber-Ionen zu metallischem Silber, das sich als Spiegel an der Glaswand abscheidet. Im Leistungsfach wird an Stelle der Fehling-Probe oft die verwandte Benedict-Probe eingesetzt (CL4). **Alkanone** (Ketone) tragen die Carbonylgruppe in der Kette; sie werden bei diesen Proben nicht oxidiert. Propanon (Aceton) ist ein wichtiges Lösungsmittel, das sich sowohl mit Wasser als auch mit unpolaren Stoffen mischt.

10.3 Carbonsäuren

Die **Alkansäuren** (Carbonsäuren) enthalten die Carboxygruppe –COOH. In Wasser geben sie das Proton der OH-Gruppe teilweise ab; die Lösung ist sauer:

$$\mathrm{CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+}$$

Die Anionen heißen Carboxylat-Ionen, das der Ethansäure Acetat- oder Ethanoat-Ion. Ethansäure (Essigsäure) ist die Säure im Speiseessig ($w \approx 5\,\%$); Methansäure (Ameisensäure) dient als Entkalker, langkettige Carbonsäuren (Fettsäuren) sind Bausteine der Fette. Carbonsäuren sieden noch höher als Alkohole vergleichbarer Größe, weil ihre Moleküle über zwei Wasserstoffbrücken Paare (Dimere) bilden.

10.4 Ester und die Kondensation

Erhitzt man Ethansäure und Ethanol mit etwas konzentrierter Schwefelsäure als Katalysator, entsteht ein angenehm fruchtig riechender Stoff, Ethansäureethylester (Ethylethanoat, Ethylacetat), und Wasser:

$$CH_3COOH + HO\text{–}CH_2CH_3 \rightleftharpoons CH_3COO\text{–}CH_2CH_3 + H_2O$$

Eine Reaktion, bei der sich zwei Moleküle unter Abspaltung eines kleinen Moleküls (hier Wasser) verbinden, heißt **Kondensation** die Bildung eines **Esters** aus Säure und Alkohol heißt **Veresterung**. Die Reaktion führt zu einem Gleichgewicht, die Umkehrung ist die Esterspaltung (Hydrolyse). Ester werden nach Säure und Alkoholrest benannt (Ethansäureethylester) oder mit der Endung **-oat** (Ethylethanoat). Viele Ester sind Aromastoffe (Pentylethanoat riecht nach Banane), andere Lösungsmittel; Fette sind Ester des Glycerins (CL4). Weil Estermoleküle keine OH-Gruppe mehr haben, bilden sie untereinander keine Wasserstoffbrücken: Ethylethanoat siedet trotz seiner größeren Molekülmasse niedriger als Ethanol und Ethansäure und ist nur mäßig wasserlöslich. Gleichgewicht und Mechanismus der Veresterung folgen in CL2.

10.5 Stoffklassen im Vergleich

Den Einfluss der funktionellen Gruppen sieht man am besten an Molekülen mit fast gleicher molarer Masse (Tabelle 10): Bei gleicher Größe sind die Van-der-Waals-Kräfte ähnlich, und die Unterschiede gehen allein auf Dipol-Dipol-Wechselwirkungen und Wasserstoffbrücken zurück.

Stoff	Stoffklasse	M in $\frac{g}{mol}$	Sdp. in °C	stärkste Wechselwirkung
Butan	Alkan	58	−0,5	Van-der-Waals
Methylmethanoat	Ester	60	32	Dipol-Dipol
Propanal	Alkanal	58	48	Dipol-Dipol
Propanon	Alkanon	58	56	Dipol-Dipol
Propan-1-ol	Alkanol	60	97	Wasserstoffbrücken
Ethansäure	Alkansäure	60	118	Wasserstoffbrücken (Dimere)

Tabelle 10: Siedetemperaturen von Stoffen mit ähnlicher molarer Masse.

Merksatz

Die organischen Reaktionstypen der Mittelstufe: **Substitution** (Ersatz eines Atoms, z. B. radikalische Substitution an Alkanen), **Addition** (Anlagerung an eine Mehrfachbindung, z. B. Brom an Ethen), **Kondensation** (Verknüpfung unter Abspaltung von Wasser, z. B. Veresterung) und **Oxidation** (Alkanol → Alkanal → Alkansäure, Alkanol → Alkanon, erkennbar an steigenden Oxidationszahlen).

Fachbegriffe

funktionelle Gruppe: Atomgruppe, die Eigenschaften und Reaktionen eines Moleküls bestimmt.
Hydroxygruppe, Alkanol: –OH; primäre, sekundäre, tertiäre Alkohole.
Aldehydgruppe, Alkanal: –CHO am Kettenende; Nachweis mit Fehling- oder Tollens-Probe.
Ketogruppe, Alkanon: Carbonylgruppe in der Kette.
Carboxygruppe, Alkansäure: –COOH, gibt in Wasser ein Proton ab.
Estergruppe, Ester: –COO–, entsteht aus Säure und Alkohol.
Kondensation, Veresterung: Verknüpfung zweier Moleküle unter Wasserabspaltung; Bildung eines Esters.
hydrophil, hydrophob: OH-, COOH-Gruppe wasserliebend, Alkylrest wasserabweisend.

Üben: **noctua** ↗

