minærva

C

5

SKRIPT

Bindungen und Wechselwirkungen

Erklärskript

Die Aufgaben 139–183 zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript, die Lösungen im Lösungsskript. Verweise auf Aufgaben sind Links.

Chemie – Klasse 8 bis 10, G8 und G9

Pirmin Gohn

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

Skriptreihe C · Chemie (Klasse 8 bis 10, G8 und G9)

C1 Stoffe	C2 Atombau	C3 Reaktion	C4 Stoffmengen	C5 Bindungen
C6 Säuren, Basen	C7 Redox	C8 Kohlenstoff	C9 Kohlenwasserstoffe	C10 Alkohole, Ester

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: zehn Themenskripte C1–C10 für die Klassen 8 bis 10 (im G9 bis Klasse 11) mit dem Stoff, aber ohne Aufgaben. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im G8 und im G9 drankommt.
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.

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 ... 4
1 Ionenbindung und Salze ... 5
1.1 Vom Atom zum Ion ... 5
1.2 Die Ionenbindung und das Ionengitter ... 5
1.3 Eigenschaften der Salze ... 6
2 Metallbindung ... 8
2.1 Das Elektronengasmodell ... 8
2.2 Eigenschaften der Metalle ... 8
3 Elektronenpaarbindung und Valenzstrichformel ... 10
3.1 Atome teilen Elektronen ... 10
3.2 Die Valenzstrichformel ... 10
3.3 Wie viele Bindungen? Die Bindigkeit ... 11
3.4 Doppel- und Dreifachbindungen ... 11
4 Polare Bindung und Elektronegativität ... 12
4.1 Die Elektronegativität ... 12
4.2 Polare und unpolare Elektronenpaarbindungen ... 12
4.3 Die Ionenbindung als Grenzfall ... 13
5 Räumlicher Bau von Molekülen und Dipole ... 14
5.1 Das Elektronenpaarabstoßungsmodell ... 14
5.2 Dipolmoleküle ... 15
6 Welcher Bindungstyp? Stoffe zuordnen ... 17
6.1 Teilchen und Bindung im Überblick ... 17
6.2 Schmelztemperaturen vergleichen ... 17
6.3 So ordnet man einen Stoff zu ... 18
7 Zwischenmolekulare Wechselwirkungen ... 19
7.1 Kräfte in und zwischen Molekülen ... 19
7.2 Drei Arten von Wechselwirkungen ... 19
7.3 Siedetemperaturen erklären ... 20
7.4 Löslichkeit ... 20
7.5 Wechselwirkungen aus der Struktur ableiten ... 21
8 Das besondere Wasser ... 22
8.1 Der Bau des Wassermoleküls ... 22
8.2 Hohe Siedetemperatur ... 22
8.3 Die Dichteanomalie ... 22
8.4 Weitere Besonderheiten ... 24
9 Salze lösen sich: Hydratation ... 25
9.1 Der Lösevorgang auf der Teilchenebene ... 25
9.2 Energie beim Lösen ... 26
9.3 Lösen als chemische Reaktion ... 26

Worum es geht

Ein Salzkristall zerspringt unter dem Hammer, ein Kupferdraht lässt sich biegen, ohne zu brechen. Wasser ist bei Zimmertemperatur flüssig, das fast gleich schwere Methan aus der Gasleitung ein Gas. Eis schwimmt auf dem Wasser, obwohl fast jeder andere feste Stoff in seiner eigenen Schmelze untergeht. Und Kochsalz verschwindet in Wasser, Speiseöl aber nicht. Hinter all diesen Beobachtungen steckt dieselbe Frage: Wie halten die kleinsten Teilchen eines Stoffes zusammen?

Dieses Skript stellt die drei Arten vor, wie Atome miteinander verbunden sein können: die Ionenbindung in den Salzen, die Metallbindung in den Metallen und die Elektronenpaarbindung in den Molekülen. Es zeigt, wie man Moleküle mit Strichen aufschreibt, warum manche Moleküle eine positive und eine negative Seite haben und wie daraus Kräfte zwischen den Molekülen entstehen. Damit lassen sich viele Eigenschaften von Stoffen erklären, die man im Alltag beobachtet, besonders die erstaunlichen Eigenschaften des Wassers.

Bindungen und Wechselwirkungen im Lehrplan. G8: Klasse 9. G9: Klasse 9. Einzelne Abschnitte können davon abweichen; die Marken unter den Überschriften sagen es genau.

Lehrplan-Marken. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im achtjährigen (G8) und im neunjährigen Gymnasium (G9) vorkommt, z. B. G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8. Ein Strich (G9 –) heißt: Im Lehrplan dieses Zugs kommt der Abschnitt nicht vor. Grundlage ist der Bildungsplan Baden-Württemberg (G8: Fassung vom 25.03.2022, G9: Fassung vom 08.04.2026). Der Bildungsplan fasst die Klassen 8 bis 10 zusammen (im G9 dazu Klasse 11 mit der organischen Chemie); die Klasse ist eine Empfehlung nach dem üblichen Gang der Schulbücher.

Die Aufgaben zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript der Reihe, die Lösungen im Lösungsskript. Jeder Abschnitt endet mit Verweisen auf passende Übungen in **noctua** und Stationen in **fabrica**. Fachbegriffe sind beim ersten Auftreten **fett** gesetzt und am Ende jedes Kapitels zusammengefasst. Die beschriebenen Versuche sind Schulversuche: Sie werden nur im Chemieraum unter Aufsicht der Lehrkraft durchgeführt, viele nur von der Lehrkraft selbst.

1 Ionenbindung und Salze

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Kochsalz bildet kleine, harte Würfel. Schlägt man mit dem Hammer darauf, zerspringen sie in kleinere Stücke mit glatten Flächen. In einer heißen Pfanne schmilzt Kochsalz nicht, erst bei 801 °C. Den elektrischen Strom leitet ein Salzkristall nicht, Salzwasser dagegen schon. Diese Eigenschaften haben alle Salze gemeinsam, und sie folgen aus der Art, wie ihre Teilchen zusammenhalten.

Versuch — Leitet ein Salz den elektrischen Strom? (Schmelze als Lehrerversuch)

Durchführung. Zwei Graphitelektroden werden über eine Glühlampe (oder ein Strommessgerät) mit einer Spannungsquelle verbunden. Man prüft nacheinander: trockenes Kochsalz, destilliertes Wasser, Kochsalzlösung. Die Lehrkraft schmilzt im Abzug in einem Porzellantiegel Zinkchlorid und taucht die Elektroden in die Schmelze.

Beobachtung. Beim festen Salz und beim destillierten Wasser leuchtet die Lampe nicht. In der Kochsalzlösung und in der Zinkchloridschmelze leuchtet sie. Kühlt die Schmelze ab und erstarrt, erlischt die Lampe wieder.

Deutung. Salze bestehen aus elektrisch geladenen Teilchen, den Ionen. Im festen Salz sitzen sie fest, in der Schmelze und in der Lösung können sie sich bewegen und Ladung transportieren.

Sicherheit. Zinkchlorid ist ätzend und gewässergefährdend; an den Elektroden kann giftiges Chlor entstehen. Nur als Lehrerversuch im Abzug, Schutzbrille, heißen Tiegel nicht berühren.

1.1 Vom Atom zum Ion

Aus Skript C2 ist bekannt: Atome erreichen eine besonders stabile Elektronenanordnung, die **Edelgaskonfiguration**, wenn ihre äußerste Schale mit 8 Elektronen besetzt ist. Metall-Atome haben wenige Außenelektronen und geben sie leicht ab; Nichtmetall-Atome haben viele und nehmen Elektronen auf. Reagiert ein Metall mit einem Nichtmetall, gehen deshalb Elektronen vom Metall-Atom auf das Nichtmetall-Atom über (Abbildung 55). Es entstehen positiv geladene **Kationen** und negativ geladene **Anionen**.

$$\mathrm{Na} \rightarrow \mathrm{Na^+} + \mathrm{e^-} \qquad \mathrm{Cl} + \mathrm{e^-} \rightarrow \mathrm{Cl^-}$$

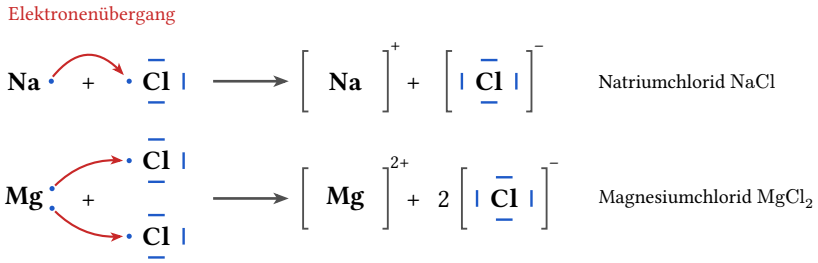


Abbildung 55: Elektronenübergang in Lewis-Schreibweise. Ein Natrium-Atom gibt sein Außenelektron an ein Chlor-Atom ab; ein Magnesium-Atom gibt zwei Elektronen ab, also braucht es zwei Chlor-Atome. Alle Ionen haben danach Edelgaskonfiguration.

Wie viele Elektronen ein Atom abgibt oder aufnimmt, steht im Periodensystem: Die Hauptgruppe nennt die Zahl der Außenelektronen. Natrium (I) bildet $\mathrm{Na^+}$, Magnesium (II) $\mathrm{Mg^{2+}}$, Aluminium (III) $\mathrm{Al^{3+}}$; Sauerstoff (VI) bildet $\mathrm{O^{2-}}$, Chlor (VII) $\mathrm{Cl^-}$.

1.2 Die Ionenbindung und das Ionengitter

Entgegengesetzt geladene Teilchen ziehen sich an. Ein Natrium-Ion zieht aber nicht nur ein einziges Chlorid-Ion an, sondern alle Chlorid-Ionen in seiner Umgebung, und zwar in alle Richtungen gleich stark. Deshalb bilden sich keine Paare, sondern riesige, regelmäßig gebaute Verbände aus Milliarden von Ionen.

Definition

Die **Ionenbindung** ist der Zusammenhalt von Kationen und Anionen durch die Anziehung ihrer entgegengesetzten Ladungen. Sie wirkt in alle Richtungen. Die Ionen ordnen sich dabei zu einem regelmäßigen räumlichen **Ionengitter** an. Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind, heißen **Salze**.

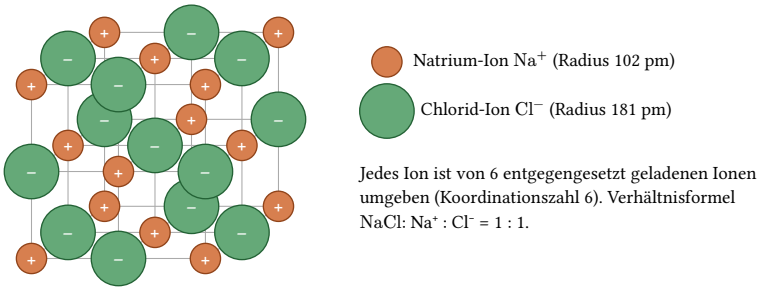


Abbildung 56: Ausschnitt aus dem Ionengitter von Natriumchlorid. Jedes Natrium-Ion ist von 6 Chlorid-Ionen umgeben und jedes Chlorid-Ion von 6 Natrium-Ionen (Koordinationszahl 6). Die Abstände sind zur besseren Übersicht vergrößert; in Wirklichkeit berühren sich die Ionen fast.

Im Gitter ist jedes Ion von möglichst vielen entgegengesetzt geladenen Nachbarn umgeben und von gleich geladenen Ionen möglichst weit entfernt (Abbildung 56). Die Würfelform der Kochsalzkristalle spiegelt dieses würfelförmige Gitter wider. Ein Salz ist nach außen elektrisch neutral: Positive und negative Ladungen gleichen sich aus. Die **Verhältnisformel** gibt an, in welchem Zahlenverhältnis die Ionen vorkommen (Skript C4): NaCl (1 : 1), $MgCl_2$ (1 : 2), Al_2O_3 (2 : 3).

Typischer Fehler

Falsch: Kochsalz besteht aus NaCl-Molekülen.

Richtig: Kochsalz besteht aus Na^+- und Cl^--Ionen im Gitter. Die Formel NaCl sagt nur, dass auf jedes Natrium-Ion ein Chlorid-Ion kommt.

In einem Salz gibt es keine abgeschlossenen Einheiten aus zwei Ionen; jedes Ion gehört gleichzeitig zu allen seinen Nachbarn.

1.3 Eigenschaften der Salze

Aus dem Bau des Ionengitters lassen sich die typischen Eigenschaften der Salze erklären.

Hohe Schmelztemperatur. Beim Schmelzen müssen die Ionen ihre festen Plätze verlassen. Dazu muss die starke Anziehung zwischen vielen Ionen überwunden werden, das gelingt erst bei hoher Temperatur. Die Anziehung ist umso stärker, je höher die Ladungen der Ionen sind und je kleiner die Ionen sind (Tabelle 27).

Salz	Ionen	Schmelztemperatur	Begründung
Kaliumchlorid	K^+, Cl^-	771 °C	einfach geladen, großes Kation
Natriumchlorid	Na^+, Cl^-	801 °C	einfach geladen, kleineres Kation
Calciumoxid	Ca^{2+}, O^{2-}	2613 °C	zweifach geladen
Magnesiumoxid	Mg^{2+}, O^{2-}	2852 °C	zweifach geladen, kleines Kation

Tabelle 27: Schmelztemperaturen einiger Salze (CRC Handbook, gerundet).

Sprödigkeit. Ein Salzkristall ist hart, lässt sich aber nicht verformen. Schlägt man darauf, verschieben sich Schichten des Gitters gegeneinander. Schon nach einer kleinen Verschiebung stehen sich gleich geladene Ionen gegenüber und stoßen sich ab: Der Kristall zerspringt entlang glatter Flächen (Abbildung 57).

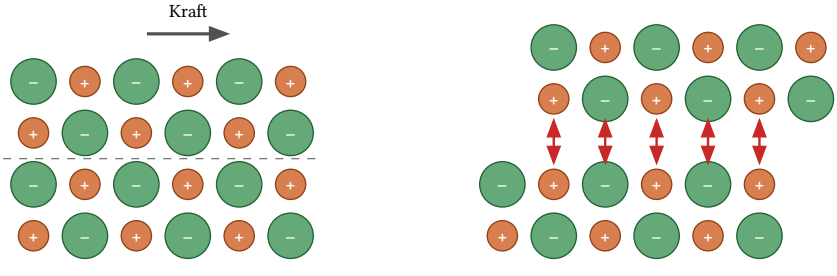


Abbildung 57: Sprödigkeit: Verschiebt eine Kraft die obere Hälfte des Gitters um eine Ionenposition, stehen sich gleich geladene Ionen gegenüber. Sie stoßen sich ab, der Kristall bricht.

Elektrische Leitfähigkeit. Elektrischer Strom ist bewegte Ladung. Im festen Salz sind zwar geladene Teilchen vorhanden, sie sitzen aber an festen Gitterplätzen. In der Schmelze und in der Lösung ist das Gitter aufgelöst, die Ionen sind frei beweglich: Die Kationen wandern zum Minuspol, die Anionen zum Pluspol (Abbildung 58).

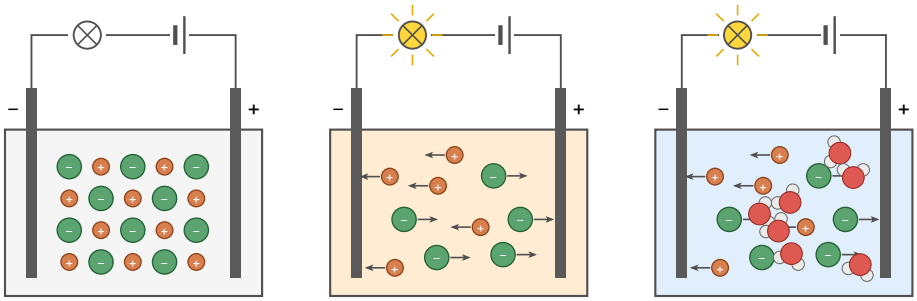


Abbildung 58: Elektrische Leitfähigkeit eines Salzes im Teilchenbild. Nur wenn sich die Ionen bewegen können, fließt ein Strom und die Lampe leuchtet.

Merksatz

Salze bestehen aus Ionen in einem Ionengitter. Sie sind hart und spröde, haben hohe Schmelztemperaturen und leiten den elektrischen Strom nur als Schmelze oder in Lösung.

Fachbegriffe: Edelgaskonfiguration · Kation · Anion · Ionenbindung · Ionengitter · Salz · Verhältnisformel · hohe Schmelztemperatur · Sprödigkeit · elektrische Leitfähigkeit

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Ionen bilden und Salze bauen** ↗

2 Metallbindung

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Aus Kupfer macht man Kabel, aus Aluminium hauchdünne Folie, aus Gold Blattgold, das dünner als ein Tausendstel Millimeter ist. Metalle glänzen, leiten Strom und Wärme, und man kann sie biegen, hämmern und walzen. Salze sind ebenfalls aus geladenen Teilchen aufgebaut und trotzdem spröde. Was ist bei den Metallen anders?

Versuch — Hämmern und Leiten

Durchführung. Auf einer festen Unterlage schlägt man vorsichtig mit einem Hammer auf ein Stück Kupferblech und auf einen großen Kochsalzkristall. Danach prüft man das Kupferblech wie im ersten Versuch auf elektrische Leitfähigkeit.

Beobachtung. Das Kupferblech wird flacher und breiter, bricht aber nicht. Der Salzkristall zerspringt in Stücke. Das feste Kupfer leitet den Strom, die Lampe leuchtet hell.

Deutung. Metalle sind verformbar und leiten schon im festen Zustand. In ihnen müssen also bewegliche Ladungsträger vorhanden sein, und ihr Zusammenhalt bleibt beim Verschieben erhalten.

Sicherheit. Schutzbrille wegen umherfliegender Salzsplitter; Hammer nur senkrecht und mit wenig Kraft.

2.1 Das Elektronengasmodell

Metall-Atome haben wenige Außenelektronen, die nur schwach gebunden sind. Im Metall gibt jedes Atom seine Außenelektronen ab, aber nicht an ein bestimmtes anderes Atom wie bei der Ionenbildung. Die Elektronen gehören allen Atomen gemeinsam und bewegen sich frei zwischen ihnen. Zurück bleiben positiv geladene **Atomrümpfe**: der Kern mit den inneren, voll besetzten Schalen.

Definition

Im **Elektronengasmodell** bilden die positiv geladenen Atomrümpfe eines Metalls ein regelmäßiges Gitter. Die abgegebenen Außenelektronen bewegen sich frei zwischen ihnen wie ein Gas, das **Elektronengas**. Die Anziehung zwischen den Atomrümpfen und dem Elektronengas hält das Metall zusammen: die **Metallbindung**.

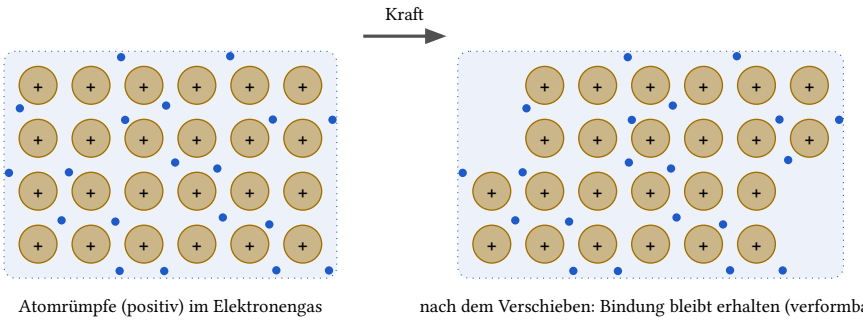
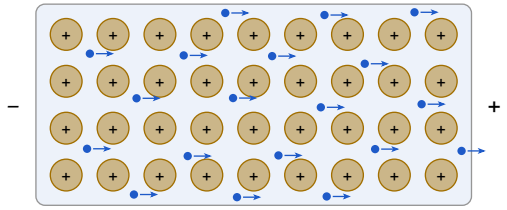


Abbildung 59: Elektronengasmodell: Atomrümpfe (positiv) in einem „See“ aus frei beweglichen Elektronen. Rechts ist eine Schicht verschoben; jeder Atomrumpf ist weiterhin vom Elektronengas umgeben.

Ein Natrium-Atom (2, 8, 1) gibt ein Elektron an das Elektronengas ab, sein Atomrumpf ist einfach positiv. Ein Magnesium-Atom (2, 8, 2) gibt zwei Elektronen ab, ein Aluminium-Atom drei. Insgesamt ist das Metall elektrisch neutral: Die Elektronen im Elektronengas gleichen die Ladung der Atomrümpfe genau aus.

2.2 Eigenschaften der Metalle

Elektrische Leitfähigkeit. Verbindet man ein Metallstück mit einer Spannungsquelle, bewegen sich die freien Elektronen gerichtet vom Minuspol zum Pluspol (Abbildung 60). Weil die Elektronen schon im festen Metall frei beweglich sind, leiten Metalle fest und flüssig.



Die freien Elektronen bewegen sich gerichtet zum Pluspol, die Atomrümpfe bleiben an ihrem Platz.

Abbildung 60: Strom im Metall: Die freien Elektronen wandern gerichtet zum Pluspol.

Wärmeleitfähigkeit und Glanz. Die beweglichen Elektronen transportieren auch Wärme schnell durch das Metall. Ein Metalllöffel in heißem Tee wird deshalb rasch warm. Außerdem werfen die freien Elektronen das Licht zurück: Metalle glänzen.

Verformbarkeit. Schlägt man auf ein Metall, verschieben sich Schichten von Atomrümpfen gegeneinander. Anders als im Salz stehen sich dabei keine gleich geladenen Teilchen ohne Ausgleich gegenüber, denn jeder Atomrumpf bleibt vom Elektronengas umgeben, das die Rümpfe weiter zusammenhält (Abbildung 59). Das Metall verformt sich, ohne zu brechen. Diese Verformbarkeit nennt man **Duktilität**. Gold ist besonders duktil: Man kann es zu Blattgold von etwa 0,1 µm Dicke aushämmern.

	Salz (Ionenbindung)	Metall (Metallbindung)
Teilchen	Kationen und Anionen	Atomrümpfe und freie Elektronen
Zusammenhalt	Anziehung zwischen Kationen und Anionen	Anziehung zwischen Atomrümpfen und Elektronengas
Leitfähigkeit	nur Schmelze und Lösung	fest und flüssig
beim Verschieben	Abstoßung, spröde	Zusammenhalt bleibt, duktil
Schmelztemperatur	hoch	sehr unterschiedlich: Quecksilber −39 °C, Wolfram 3422 °C

Tabelle 28: Ionenbindung und Metallbindung im Vergleich.

Typischer Fehler

Falsch: Im Metall sind die Atomrümpfe positiv geladen. Also müssten sie sich wie gleich geladene Ionen im Salz abstoßen, und das Metall müsste spröde sein.

Richtig: Die Atomrümpfe sind ganz vom negativ geladenen Elektronengas umgeben. Es hält sie bei jeder Verschiebung zusammen, deshalb verformt sich das Metall.

Fachbegriffe: Atomrumpf · Elektronengas · Elektronengasmodell · Metallbindung · elektrische Leitfähigkeit · Wärmeleitfähigkeit · Duktilität

Üben: **noctua** ↗

3 Elektronenpaarbindung und Valenzstrichformel

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Chlor bestehen nicht aus einzelnen Atomen, sondern aus Molekülen mit je zwei Atomen: H_2, O_2, N_2, Cl_2. Wasser besteht aus H_2O-Molekülen. Hier verbinden sich Nichtmetall-Atome miteinander. Zwei Chlor-Atome haben je 7 Außenelektronen, beide wollen eines aufnehmen, keines gibt freiwillig eines ab. Eine Ionenbindung ist deshalb nicht möglich. Wie halten die Atome trotzdem zusammen?

3.1 Atome teilen Elektronen

Die Lösung: Jedes der beiden Atome steuert ein Elektron bei, und die beiden Elektronen bilden ein gemeinsames **Elektronenpaar**. Es gehört beiden Atomen gleichzeitig und wird von beiden Atomkernen angezogen. Das hält die Atome zusammen. Weil das gemeinsame Paar zu beiden Atomen gezählt wird, hat danach jedes Chlor-Atom 8 Außenelektronen und damit Edelgaskonfiguration (Abbildung 61).

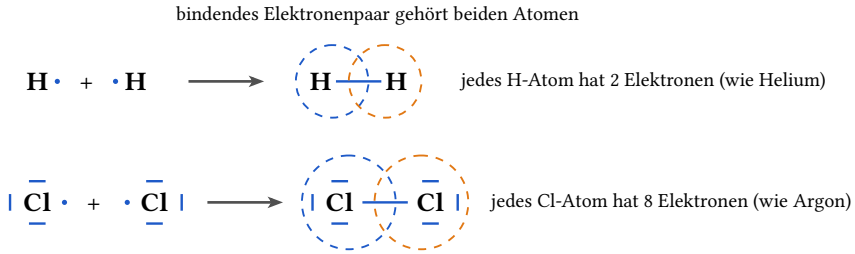


Abbildung 61: Bildung einer Elektronenpaarbindung. Das gemeinsame Elektronenpaar zählt zu beiden Atomen (gestrichelte Kreise). So erreicht jedes Wasserstoff-Atom 2, jedes Chlor-Atom 8 Außenelektronen.

Definition

Bei der **Elektronenpaarbindung** (Atombindung) teilen sich zwei Nichtmetall-Atome ein oder mehrere Elektronenpaare. Ein solches **bindendes Elektronenpaar** gehört beiden Atomen. Elektronenpaare, die nur zu einem Atom gehören, heißen **freie Elektronenpaare** (nichtbindende Elektronenpaare). Durch Elektronenpaarbindungen entstehen **Moleküle**.

Merksatz

Edelgasregel: Atome gehen so viele Elektronenpaarbindungen ein, dass sie 8 Außenelektronen haben (Oktett). Wasserstoff erreicht mit 2 Elektronen die Anordnung des Heliums (Duett). Bindende Elektronenpaare zählen dabei für beide Atome.

3.2 Die Valenzstrichformel

Die **Valenzstrichformel** (auch **Lewis-Schreibweise** des Moleküls) zeigt alle Außenelektronen eines Moleküls als Striche: Jeder Strich steht für ein Elektronenpaar. Ein Strich zwischen zwei Atomen ist ein bindendes Elektronenpaar, ein Strich an einem Atom ein freies Elektronenpaar (Abbildung 62).

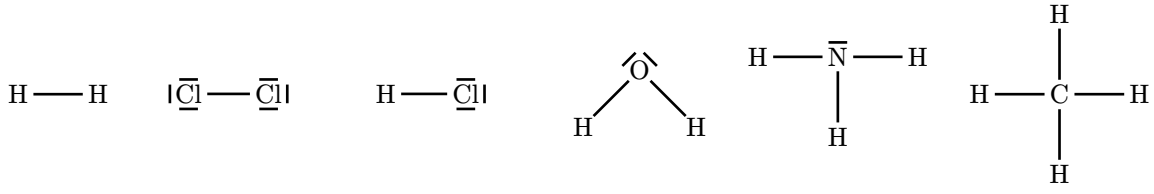


Abbildung 62: Valenzstrichformeln einfacher Moleküle. Jeder Strich ist ein Elektronenpaar. Zählt man um jedes Atom die Striche (bindende zählen mit), kommt man bei H auf ein Paar, bei C, N, O und Cl auf vier Paare.

Die Valenzstrichformel zeigt, welche Atome miteinander verbunden sind. Über die räumliche Gestalt sagt sie noch nichts; darum geht es in Abschnitt 5.

3.3 Wie viele Bindungen? Die Bindigkeit

Wie viele Bindungen ein Atom eingeht, folgt aus der Edelgasregel: so viele, wie ihm Elektronen zum Oktett fehlen. Diese Zahl heißt **Bindigkeit** (Tabelle 29).

Atom	H	Cl (F, Br, I)	O (S)	N (P)	C (Si)
Außenelektronen	1	7	6	5	4
fehlen zur Edelgaskonfiguration	1	1	2	3	4
Bindigkeit	1	1	2	3	4
freie Elektronenpaare	0	3	2	1	0

Tabelle 29: Bindigkeit wichtiger Nichtmetall-Atome.

Mit der Bindigkeit kann man vorhersagen, welche Moleküle es gibt. Ein Stickstoff-Atom bindet drei Wasserstoff-Atome: NH_3. Ein Kohlenstoff-Atom bindet vier: CH_4. Mit Sauerstoff (zweibindig) bildet Wasserstoff H_2O, mit Schwefel (ebenfalls zweibindig) H_2S.

3.4 Doppel- und Dreifachbindungen

Manchmal reichen einfache Bindungen nicht, damit alle Atome ein Oktett erhalten. Dann teilen sich zwei Atome zwei oder drei Elektronenpaare. Eine **Einfachbindung** besteht aus einem bindenden Elektronenpaar, eine **Doppelbindung** aus zwei, eine **Dreifachbindung** aus drei. Doppel- und Dreifachbindungen heißen zusammen **Mehrfachbindungen**.



Sauerstoff O_2: Doppelbindung — Stickstoff N_2: Dreifachbindung — Kohlenstoffdioxid CO_2 — Ethen C_2H_4

Abbildung 63: Moleküle mit Mehrfachbindungen. Auch hier hat jedes Atom außer Wasserstoff vier Elektronenpaare um sich.

Vorgehen: Valenzstrichformel aufstellen

1. Außenelektronen aller Atome zusammenzählen und durch 2 teilen: So viele Striche hat die Formel.
2. Atome verbinden: Das Atom mit der höchsten Bindigkeit kommt meist in die Mitte, H-Atome immer außen.
3. Zuerst Einfachbindungen zeichnen, die übrigen Paare als freie Elektronenpaare verteilen.
4. Hat ein Atom noch kein Oktett, ein freies Paar des Nachbarn zu einer weiteren Bindung „umklappen“.
5. Prüfen: Hat jedes Atom 8 Elektronen (H: 2)? Stimmt die Zahl der Striche?

Beispiel 1

Kohlenstoffdioxid CO_2. Außenelektronen: $4 + 2 \cdot 6 = 16$, also 8 Striche. Das C-Atom (vierbindig) kommt in die Mitte: O–C–O, das sind 2 Striche. Die übrigen 6 Paare verteilt man als freie Paare auf die O-Atome, je 3. Jetzt haben beide O-Atome ein Oktett, das C-Atom aber nur 4 Elektronen. Deshalb klappt man von jedem O-Atom ein freies Paar zu einer zweiten Bindung um: O=C=O mit je zwei freien Paaren an den O-Atomen. Probe: 8 Striche, jedes Atom hat 4 Paare (Abbildung 63).

Typischer Fehler

Falsch: Wasser wird als H–O–H ohne weitere Striche gezeichnet.

Richtig: Das Sauerstoff-Atom hat 6 Außenelektronen. 2 davon stecken in den Bindungen, die übrigen 4 bilden zwei freie Elektronenpaare. Sie gehören in die Formel, sonst hätte das O-Atom nur 4 Elektronen.

Fachbegriffe: Elektronenpaarbindung · Elektronenpaar · bindendes Elektronenpaar · freies (nichtbindendes) Elektronenpaar · Molekül · Edelgasregel · Valenzstrichformel · Lewis-Schreibweise · Bindigkeit · Einfachbindung · Mehrfachbindung

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

4 Polare Bindung und Elektronegativität

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Im Chlor-Molekül Cl_2 ziehen zwei gleiche Atome am gemeinsamen Elektronenpaar, wie zwei gleich starke Mannschaften beim Tauziehen: Das Paar bleibt genau in der Mitte. Im Chlorwasserstoff-Molekül HCl zieht aber ein Chlor-Atom gegen ein Wasserstoff-Atom. Zieht eines der beiden stärker?

4.1 Die Elektronegativität

Definition

Die **Elektronegativität** (EN) gibt an, wie stark ein Atom in einer Bindung das bindende Elektronenpaar zu sich zieht. Der amerikanische Chemiker Linus Pauling hat dafür eine Skala aufgestellt; das am stärksten ziehende Element, Fluor, hat den Wert 4,0.

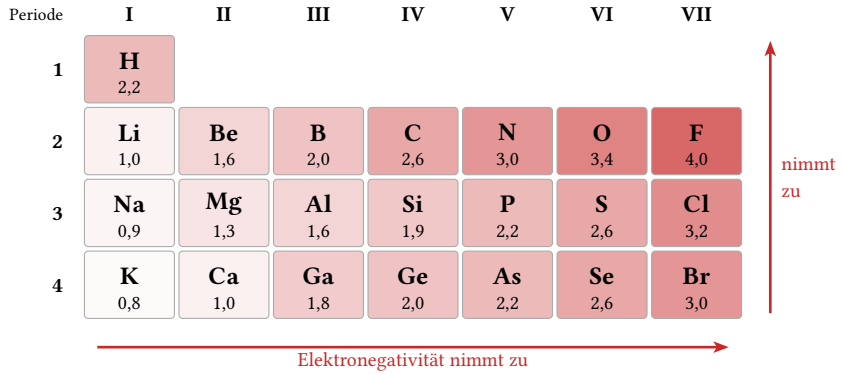


Abbildung 64: Elektronegativitäten nach Pauling (Hauptgruppen I bis VII). Die Edelgase gehen fast keine Bindungen ein und haben keinen Wert.

Im Periodensystem nimmt die Elektronegativität von links nach rechts und von unten nach oben zu (Abbildung 64). Metalle haben kleine Werte (Natrium 0,9), Nichtmetalle große (Sauerstoff 3,4, Chlor 3,2). Fluor, Sauerstoff, Stickstoff und Chlor sind die Elemente mit der größten Elektronegativität.

4.2 Polare und unpolare Elektronenpaarbindungen

Sind zwei verschiedene Atome verbunden, liegt das bindende Elektronenpaar näher beim Atom mit der größeren Elektronegativität. Dieses Atom wird dadurch ein wenig negativ, das andere ein wenig positiv. Man spricht von Teilladungen oder **Partialladungen** und schreibt sie mit dem griechischen Buchstaben Delta: δ− und δ+.

Definition

In einer **polaren Elektronenpaarbindung** ist das bindende Elektronenpaar zum Atom mit der größeren Elektronegativität verschoben. Dieses Atom trägt eine negative Partialladung δ−, der Partner eine positive Partialladung δ+. Bei gleichen Atomen (oder fast gleicher Elektronegativität) liegt das Paar in der Mitte: eine **unpolare Elektronenpaarbindung**.

Wie polar eine Bindung ist, schätzt man über die Differenz der Elektronegativitäten ΔEN ab: Je größer die Differenz, desto stärker ist das Paar verschoben.

Beispiel 2

Differenzen berechnen.

H–Cl: $\Delta EN = 3{,}2 - 2{,}2 = 1{,}0$, polar; Cl ist δ−, H ist δ+.

O–H: $\Delta EN = 3{,}4 - 2{,}2 = 1{,}2$, polar; O ist δ−.

C–H: $\Delta EN = 2{,}6 - 2{,}2 = 0{,}4$, fast unpolar.

Na–Cl: $\Delta EN = 3{,}2 - 0{,}9 = 2{,}3$, so groß, dass das Elektron ganz übergeht: Ionenbindung.

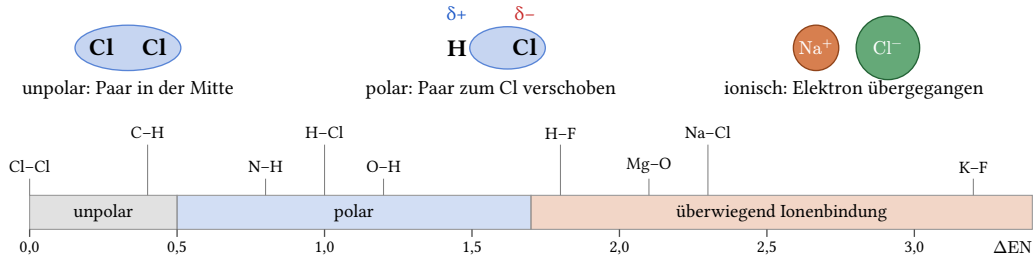


Abbildung 65: Von der unpolaren über die polare Elektronenpaarbindung zur Ionenbindung. Oben die Lage des bindenden Elektronenpaares (blaue Wolke), unten die Elektronegativitätsdifferenz mit Beispielen.

4.3 Die Ionenbindung als Grenzfall

Die Grenzen zwischen den Bindungsarten sind fließend (Abbildung 65). Als Faustregel gilt: Bei $\Delta EN < 0{,}5$ ist die Bindung praktisch unpolar, zwischen 0,5 und 1,7 polar, und darüber überwiegt die Ionenbindung. Die Ionenbindung ist also der äußerste Fall einer polaren Bindung: Das Elektronenpaar ist nicht mehr geteilt, sondern ganz zu einem Partner übergegangen. Die Faustregel ist ein Modell; Fluorwasserstoff ($\Delta EN = 1{,}8$) etwa besteht trotzdem aus Molekülen.

Typischer Fehler

Falsch: In einer polaren Bindung hat ein Atom ein Elektron ganz abgegeben, deshalb ist HCl aus Ionen aufgebaut.

Richtig: In der polaren Bindung ist das Elektronenpaar nur verschoben, es gehört weiter beiden Atomen. Die Teilladungen δ+ und δ− sind kleiner als eine ganze Ladung.

Fachbegriffe: Elektronegativität · Pauling-Skala · polare Elektronenpaarbindung · unpolare Elektronenpaarbindung · Partialladung δ+, δ− · Elektronegativitätsdifferenz

Üben: **noctua** ↗

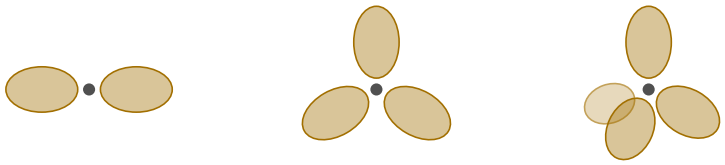
5 Räumlicher Bau von Molekülen und Dipole

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Auf dem Papier sehen Valenzstrichformeln flach aus. Moleküle sind aber räumliche Gebilde. Das Wasser-Molekül zum Beispiel ist nicht gestreckt wie H–O–H, sondern geknickt wie ein offenes V. Warum? Und spielt das überhaupt eine Rolle?

5.1 Das Elektronenpaarabstoßungsmodell

Alle Elektronenpaare sind negativ geladen und stoßen sich gegenseitig ab. Die Paare um ein Atom in der Mitte eines Moleküls, das **Zentralatom**, ordnen sich deshalb so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Das kann man mit Luftballons nachspielen, die man in der Mitte zusammenbindet (Abbildung 66).



2 Ballons
linear, 180°

3 Ballons
eben, 120°

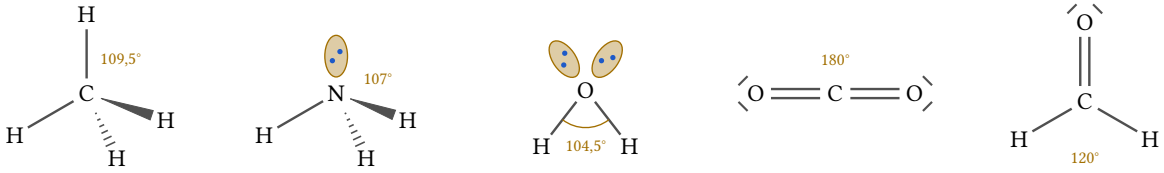
4 Ballons
tetraedrisch, 109,5°

Abbildung 66: Zusammengebundene Luftballons nehmen von selbst die Anordnung mit dem größten Abstand ein: 2 Ballons liegen auf einer Linie, 3 in einer Ebene, 4 zeigen in die Ecken eines Tetraeders.

Definition

Das **Elektronenpaarabstoßungsmodell** (EPA-Modell) beschreibt den räumlichen Bau von Molekülen: Die Elektronenpaare um ein Zentralatom stoßen sich ab und ordnen sich mit größtmöglichem Abstand an. Dabei zählt jede Bindung zu einem Nachbaratom und jedes freie Elektronenpaar als ein **Elektronenpaarbereich**. Eine Doppel- oder Dreifachbindung zählt wie eine Einfachbindung als ein Bereich.

Vier Bereiche zeigen in die Ecken eines **Tetraeders**, einer Pyramide aus vier gleichseitigen Dreiecken; der Winkel zwischen ihnen beträgt 109,5°. Für die Molekülgestalt zählt man am Ende nur die Atome, die freien Elektronenpaare „sieht“ man nicht. Freie Paare brauchen etwas mehr Platz als bindende und drücken die Bindungen ein wenig zusammen.



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 67: Molekülgestalten nach dem EPA-Modell. Ein Keil zeigt eine Bindung, die auf den Betrachter zu zeigt, ein gestrichelter Keil eine, die nach hinten zeigt. Die freien Elektronenpaare sind als Wolken angedeutet. Methanal (rechts) ist ein Beispiel mit drei Bereichen.

Bereiche	davon frei	Molekülgestalt	Winkel	Beispiele
4	0	tetraedrisch	109,5°	CH_4, CCl_4
4	1	(trigonal-)pyramidal	107°	NH_3
4	2	gewinkelt	104,5°	H_2O
2	0	linear	180°	CO_2
–	–	linear (nur zwei Atome)	–	H_2, HCl, Cl_2

Tabelle 30: Elektronenpaarbereiche und Molekülgestalt.

Methan, Ammoniak und Wasser haben alle vier Elektronenpaarbereiche um das Zentralatom. Beim Methan sind es vier Bindungen; das Molekül ist ein Tetraeder. Beim Ammoniak ist ein Bereich ein freies Paar; die drei Wasserstoff-Atome bilden mit dem Stickstoff-Atom eine flache Pyramide. Beim Wasser sind zwei Bereiche freie Paare; übrig bleibt ein

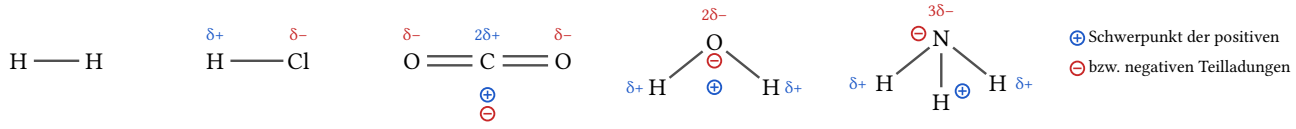
gewinkeltes Molekül. Das Kohlenstoff-Atom im Kohlenstoffdioxid hat nur zwei Bereiche, die beiden Doppelbindungen; das Molekül ist gestreckt (linear).

5.2 Dipolmoleküle

Ein Molekül mit polaren Bindungen hat Stellen mit positiver und Stellen mit negativer Partialladung. Ob das ganze Molekül eine positive und eine negative Seite hat, hängt vom räumlichen Bau ab. Man denkt sich dazu alle positiven Partialladungen in einem Punkt vereinigt, dem Schwerpunkt der positiven Ladung, und ebenso die negativen.

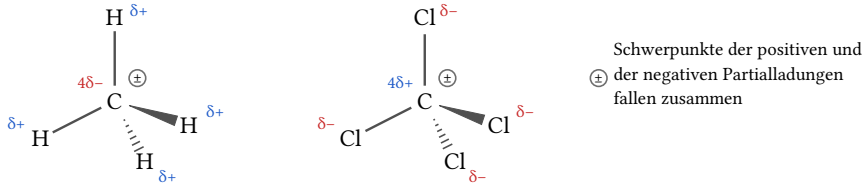
Definition

Ein Molekül ist ein **Dipol** (Dipolmolekül), wenn die Schwerpunkte seiner positiven und seiner negativen Partialladungen nicht zusammenfallen. Es hat dann einen positiven und einen negativen Pol.



H_2 unpolar, kein Dipol | HCl polar, Dipol | CO_2 polare Bindungen, kein Dipol | H_2O gewinkelt: Dipol | NH_3 pyramidal: Dipol

Abbildung 68: Bindungstyp, räumlicher Bau und Dipol. Im linearen CO_2 fallen die Schwerpunkte der Partialladungen im C-Atom zusammen, im gewinkelten H_2O und im pyramidalen NH_3 nicht.



Methan CH_4 Bindungen kaum polar, symmetrisch: kein Dipol | **Tetrachlormethan** CCl_4 Bindungen polar, symmetrisch: kein Dipol

Abbildung 69: Methan und Tetrachlormethan sind tetraedrisch gebaut. Die Partialladungen sind so gleichmäßig verteilt, dass ihre Schwerpunkte im C-Atom zusammenfallen: Beide sind keine Dipole.

Für die sieben wichtigsten Beispiele ergibt sich (Abbildung 68, Abbildung 69):

Molekül	Bindungen	räumlicher Bau	Dipol?
H_2	unpolar ($\Delta EN = 0$)	linear	nein
HCl	polar ($\Delta EN = 1{,}0$)	linear (zwei Atome)	ja
CO_2	polar ($\Delta EN = 0{,}8$)	linear, symmetrisch	nein: Polaritäten heben sich auf
H_2O	polar ($\Delta EN = 1{,}2$)	gewinkelt	ja
NH_3	polar ($\Delta EN = 0{,}8$)	pyramidal	ja
CH_4	fast unpolar ($\Delta EN = 0{,}4$)	tetraedrisch, symmetrisch	nein
CCl_4	polar ($\Delta EN = 0{,}6$)	tetraedrisch, symmetrisch	nein: Polaritäten heben sich auf

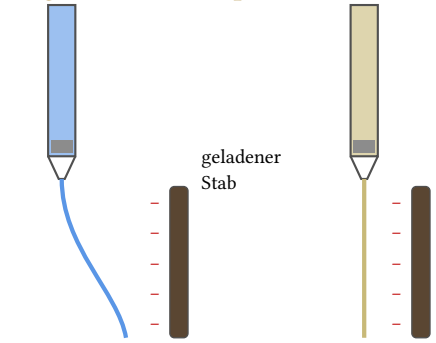
Tabelle 31: Bindungstyp, räumlicher Bau und Dipol-Eigenschaft.

Merksatz

Ein Molekül ist ein Dipol, wenn es **polare Bindungen** hat **und** unsymmetrisch gebaut ist. Bei symmetrischem Bau heben sich die Polaritäten der Bindungen auf.

Dass Wassermoleküle Dipole sind, kann man sehen.

Versuch — Ein Wasserstrahl wird abgelenkt (mit Heptan als Lehrerversuch)



Wasser
Strahl wird zum Stab hin abgelenkt

Heptan
Strahl läuft gerade nach unten

Durchführung. Aus einer Bürette lässt man einen dünnen Wasserstrahl in ein Becherglas laufen. Ein Kunststoffstab wird mit einem Wolltuch gerieben und neben den Strahl gehalten. Die Lehrkraft wiederholt den Versuch im Abzug mit Heptan.
Beobachtung. Der Wasserstrahl biegt sich deutlich zum Stab hin. Das gilt auch mit einem Glasstab, der mit einem anderen Tuch entgegengesetzt geladen wurde. Der Heptanstrahl läuft gerade nach unten.
Deutung. Die Wassermoleküle sind Dipole. Im Strahl drehen sie sich so, dass ihr entgegengesetzt geladener Pol zum Stab zeigt, und werden angezogen. Heptan-Moleküle sind keine Dipole.
Sicherheit. Heptan ist leicht entzündlich, reizt die Haut und ist gewässergefährdend: nur die Lehrkraft, im Abzug, keine Flammen in der Nähe.

Typischer Fehler
Falsch: Kohlenstoffdioxid hat polare Bindungen, also ist es ein Dipolmolekül.
Richtig: Polare Bindungen allein reichen nicht. CO_2 ist linear: Die beiden Bindungen ziehen genau entgegengesetzt, ihre Wirkungen heben sich auf. Das Molekül ist kein Dipol.

Fachbegriffe: Zentralatom · Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell) · Elektronenpaarbereich · tetraedrisch · pyramidal · gewinkelt · linear · Dipol · Schwerpunkt der Partialladungen

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

6 Welcher Bindungstyp? Stoffe zuordnen

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Zucker und Kochsalz sehen fast gleich aus: weiße, körnige Feststoffe. Kosten im Chemieraum ist verboten. Wie kann man sie trotzdem sicher unterscheiden? Ihre Teilchen sind ganz verschieden gebunden, und das verraten ihre Eigenschaften.

Versuch — Zucker oder Salz?

Durchführung. Je eine Spatelspitze Zucker und Kochsalz wird in einem Reagenzglas vorsichtig in der Brennerflamme erhitzt. Von beiden Stoffen stellt man außerdem eine Lösung in destilliertem Wasser her und prüft sie auf elektrische Leitfähigkeit.

Beobachtung. Der Zucker schmilzt schon nach kurzer Zeit, wird braun und riecht nach Karamell. Das Kochsalz bleibt fest, auch wenn man länger erhitzt. Die Kochsalzlösung leitet den Strom, die Zuckerlösung nicht.

Deutung. Zucker besteht aus Molekülen; er schmilzt bei etwa 186 °C und zersetzt sich dabei. Kochsalz ist ein Salz aus Ionen mit einer Schmelztemperatur von 801 °C; seine Lösung enthält bewegliche Ionen.

Sicherheit. Schutzbrille; Reagenzglas mit der Öffnung von Personen weg halten, Glas schräg und nur kurz erhitzen.

6.1 Teilchen und Bindung im Überblick

Jeder Bindungstyp gehört zu einer bestimmten Art von Teilchen und bringt typische Eigenschaften mit sich (Tabelle 32). In Metallen sind es Atomrümpfe und freie Elektronen, in Salzen Kationen und Anionen, in **molekularen Stoffen** Moleküle. Innerhalb eines Moleküls halten Elektronenpaarbindungen die Atome sehr fest zusammen. Zwischen den Molekülen wirken dagegen nur schwache Anziehungskräfte (Abschnitt 7). Darum genügt bei molekularen Stoffen wenig Energie, um sie zu schmelzen oder zu verdampfen.

	Metalle	Salze	molekulare Stoffe
Elemente	Metall-Atome	Metall und Nichtmetall	Nichtmetall-Atome
Teilchen	Atomrümpfe, freie Elektronen	Kationen und Anionen	Moleküle
Bindung	Metallbindung	Ionenbindung	Elektronenpaarbindung im Molekül
Schmelztemperatur	meist hoch	hoch	meist niedrig
elektrische Leitfähigkeit	fest und flüssig	nur Schmelze und Lösung	keine
Verformbarkeit	verformbar (duktil)	hart und spröde	oft weich, viele flüssig oder gasförmig
Beispiele	Eisen, Kupfer, Aluminium	Kochsalz, Kalk, Magnesiumoxid	Wasser, Zucker, Iod, Kohlenstoffdioxid

Tabelle 32: Bindungstyp, Teilchen und Stoffeigenschaften.

6.2 Schmelztemperaturen vergleichen

Die Schmelztemperatur allein verrät oft schon viel (Abbildung 70). Salze schmelzen alle bei mehreren Hundert Grad Celsius oder noch höher. Molekulare Stoffe schmelzen meist weit unter 200 °C, viele sind bei Zimmertemperatur flüssig oder gasförmig. Metalle reichen vom flüssigen Quecksilber bis zum Wolfram, das erst bei über 3400 °C schmilzt; für sie ist die Leitfähigkeit das sichere Merkmal.

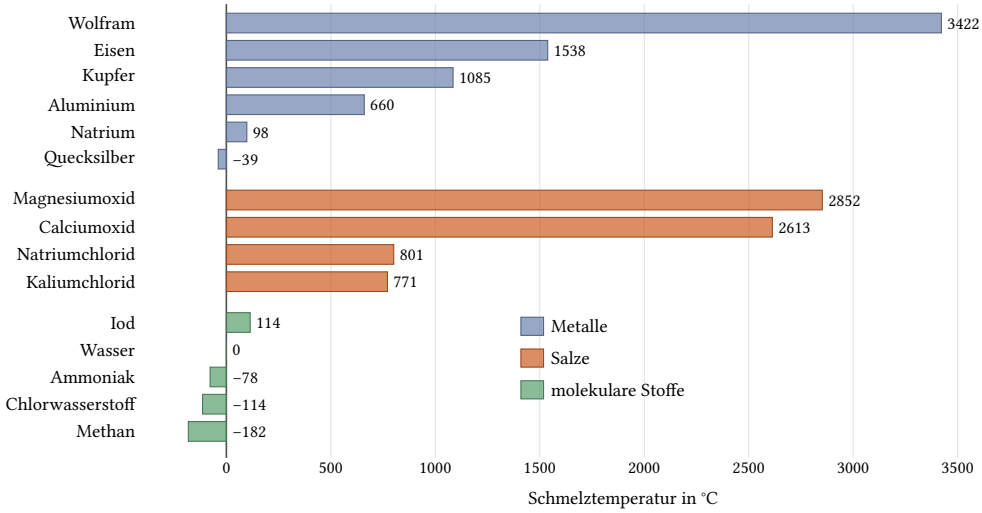


Abbildung 70: Schmelztemperaturen von Metallen, Salzen und molekularen Stoffen (CRC Handbook, gerundet).

6.3 So ordnet man einen Stoff zu

Am zuverlässigsten ist die elektrische Leitfähigkeit, die man im festen und im geschmolzenen oder gelösten Zustand prüft (Abbildung 71).

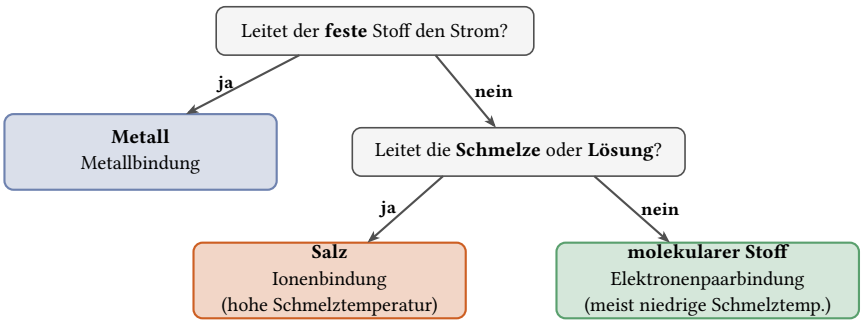


Abbildung 71: Entscheidungsbaum: Bindungstyp eines Reinstoffs aus der elektrischen Leitfähigkeit.

Beispiel 3

Ein unbekannter Stoff. Ein farbloser, harter Feststoff leitet den Strom nicht. Er schmilzt erst bei 714 °C, und die Schmelze leitet. Nach dem Entscheidungsbaum ist es ein Salz mit Ionenbindung, also aus Kationen und Anionen aufgebaut. (Es handelt sich um Magnesiumchlorid $MgCl_2$.)

Sonderfall Atomgitter

Diamant (Kohlenstoff) und Quarz (Siliciumdioxid, Sand) passen nicht ganz ins Schema: In ihnen sind alle Atome durch Elektronenpaarbindungen zu einem einzigen Riesenverband verknüpft, einem **Atomgitter**. Sie sind sehr hart, schmelzen erst bei sehr hohen Temperaturen und leiten nicht. Moleküle im üblichen Sinn gibt es in ihnen nicht.

Fachbegriffe: Reinstoff · Stoffeigenschaft · Bindungstyp · Metallbindung · Ionenbindung · Elektronenpaarbindung · molekularer Stoff · Atomgitter

Üben: **noctua** ↗

7 Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Methan (CH_4) und Wasser (H_2O) haben fast gleich schwere Moleküle. Trotzdem siedet Methan schon bei −161,5 °C, Wasser erst bei 100 °C. Beim Sieden werden die Moleküle nicht zerlegt; sie lösen sich nur voneinander. Wie stark Moleküle aneinander haften, hängt also von den Kräften **zwischen** den Molekülen ab.

7.1 Kräfte in und zwischen Molekülen

Man muss zwei Dinge klar unterscheiden. Die Elektronenpaarbindungen halten die Atome **innerhalb** eines Moleküls zusammen; sie sind sehr stark. **Zwischen** den Molekülen wirken viel schwächere Anziehungskräfte, die **zwischenmolekularen Wechselwirkungen**. Sie bestimmen, bei welcher Temperatur ein molekularer Stoff schmilzt oder siedet und worin er sich löst.

Typischer Fehler

Falsch: Wenn Wasser siedet, zerfallen die Wassermoleküle in Wasserstoff und Sauerstoff.

Richtig: Beim Sieden werden nur die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen überwunden. Im Wasserdampf liegen dieselben H_2O-Moleküle vor wie im flüssigen Wasser.

7.2 Drei Arten von Wechselwirkungen

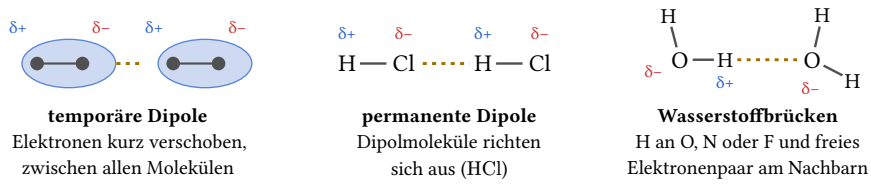


Abbildung 72: Die drei Arten zwischenmolekularer Wechselwirkungen (gepunktet: Anziehung).

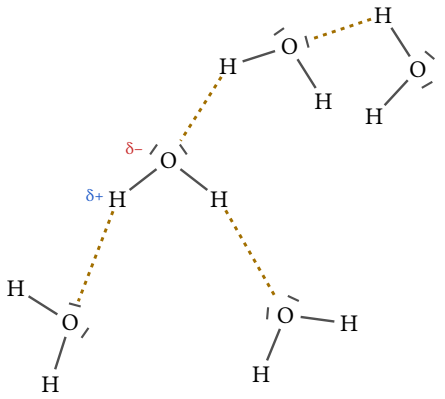
Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen. Auch in unpolaren Molekülen sind die Elektronen ständig in Bewegung. Für einen winzigen Augenblick können sich auf einer Seite des Moleküls mehr Elektronen befinden als auf der anderen. Das Molekül ist kurzzeitig ein Dipol, ein **temporärer Dipol**. Er verschiebt die Elektronen im Nachbarmolekül, sodass auch dieses zum Dipol wird, und die beiden ziehen sich an (Abbildung 72, links). Diese Wechselwirkungen, auch **Van-der-Waals-Kräfte** genannt, wirken zwischen allen Molekülen. Sie sind umso stärker, je mehr Elektronen ein Molekül hat und je größer seine Oberfläche ist. Das zeigen die Halogene sehr schön (Tabelle 33).

Stoff	Elektronen je Molekül	Siedetemperatur	bei 20 °C
Fluor F_2	18	−188 °C	gasförmig
Chlor Cl_2	34	−34 °C	gasförmig
Brom Br_2	70	59 °C	flüssig
Iod I_2	106	184 °C	fest

Tabelle 33: Siedetemperaturen der Halogene (CRC Handbook, gerundet). Mit der Zahl der Elektronen wachsen die Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen.

Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen. Dipolmoleküle wie HCl haben ständig einen positiven und einen negativen Pol, sie sind **permanente Dipole**. Sie richten sich so aus, dass der positive Pol des einen Moleküls neben dem negativen Pol des Nachbarn liegt, und ziehen sich an (Abbildung 72, Mitte). Diese Anziehung kommt zu den Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen hinzu.

Wasserstoffbrücken. Ist ein Wasserstoff-Atom an ein sehr stark elektronegatives Atom gebunden, nämlich an Fluor, Sauerstoff oder Stickstoff, trägt es eine große positive Partialladung. Es wird dann vom freien Elektronenpaar eines F-, O- oder N-Atoms im Nachbarmolekül besonders stark angezogen. Diese Anziehung heißt **Wasserstoffbrücke** (Abbildung 73). Sie ist die stärkste der drei zwischenmolekularen Wechselwirkungen, aber immer noch viel schwächer als eine Elektronenpaarbindung.



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

Merksatz

Zwischen Molekülen wirken (von schwach nach stark): Wechselwirkungen zwischen **temporären Dipolen** (immer), zwischen **permanenten Dipolen** (bei Dipolmolekülen) und **Wasserstoffbrücken** (bei H-Atomen an F, O oder N).

7.3 Siedetemperaturen erklären

Je stärker die Moleküle eines Stoffes einander anziehen, desto mehr Energie braucht man, um sie voneinander zu trennen, und desto höher liegt die **Siedetemperatur**. Besonders deutlich wird das, wenn man Stoffe mit gleich vielen Elektronen vergleicht; bei ihnen sind die temporären Dipole ungefähr gleich stark (Abbildung 74).

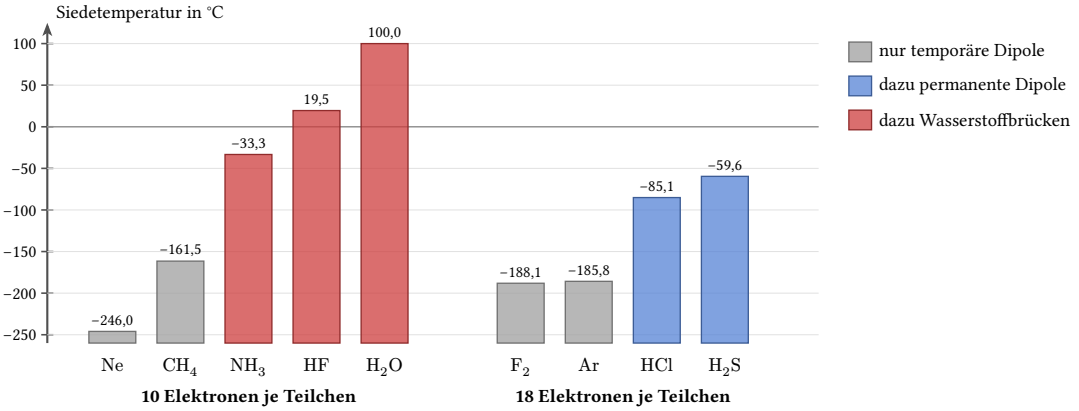


Abbildung 74: Siedetemperaturen von Stoffen mit gleich vielen Elektronen je Teilchen (CRC Handbook). Permanente Dipole und vor allem Wasserstoffbrücken heben die Siedetemperatur stark an.

Neon-Atome und Methan-Moleküle haben je 10 Elektronen und keine Pole; sie sieden sehr tief. Ammoniak, Fluorwasserstoff und Wasser haben ebenfalls 10 Elektronen, bilden aber Wasserstoffbrücken und sieden über 100 Kelvin höher. In der zweiten Gruppe mit 18 Elektronen liegen Fluor und Argon fast gleich; Chlorwasserstoff und Schwefelwasserstoff sind Dipole und sieden 100 bis 130 Kelvin höher, bilden aber keine Wasserstoffbrücken.

7.4 Löslichkeit

Versuch — Was löst sich worin?

Durchführung. In drei Reagenzgläser gibt man je 3 mL Wasser. Dazu kommt in das erste Glas 1 mL Speiseöl, in das zweite 1 mL Ethanol, in das dritte eine Spatelspitze Kochsalz. Man verschließt mit einem Stopfen und schüttelt. Danach wird eine Spatelspitze Kochsalz in 3 mL Speiseöl geschüttelt.

Beobachtung. Öl und Wasser bilden zwei Schichten, das Öl schwimmt oben. Ethanol und Wasser mischen sich vollständig. Kochsalz löst sich in Wasser, im Öl bleibt es als Bodensatz liegen.

Deutung. Wasser löst Stoffe, deren Teilchen ähnlich starke Wechselwirkungen mit Wassermolekülen eingehen können (Ionen, Moleküle mit O–H-Gruppen). Öl-Moleküle sind unpolar und mischen sich nicht mit Wasser.

Sicherheit. Ethanol ist leicht entzündlich und reizt die Augen: keine offene Flamme, Schutzbrille.

Ob sich ein Stoff in einem anderen löst, seine **Löslichkeit**, hängt ebenfalls von den Wechselwirkungen ab. Wassermoleküle halten über Wasserstoffbrücken fest zusammen. Ein Stoff kann sich nur zwischen sie mischen, wenn er

selbst ähnlich starke Wechselwirkungen mit ihnen eingeht. Ethanol-Moleküle haben eine O–H-Gruppe und bilden Wasserstoffbrücken mit Wasser; Ethanol löst sich deshalb in jedem Verhältnis. Die unpolaren Öl-Moleküle könnten nur schwache Wechselwirkungen mit Wassermolekülen eingehen und würden die Wasserstoffbrücken stören: Sie bleiben unter sich.

Merksatz

Ähnliches löst sich in Ähnlichem. Polare Stoffe und Salze lösen sich gut in Wasser, sie sind **hydrophil** (wasserliebend). Unpolare Stoffe wie Öle, Fette und Benzin lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln, sie sind **lipophil** (fettliebend) und **hydrophob** (wasserabweisend).

7.5 Wechselwirkungen aus der Struktur ableiten

Kennt man die Valenzstrichformeln zweier Moleküle, kann man vorhersagen, welche Wechselwirkungen zwischen ihnen möglich sind.

Vorgehen: mögliche Wechselwirkungen zwischen zwei Molekülen

1. Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen gibt es immer.
2. Sind **beide** Moleküle Dipole (polare Bindungen und unsymmetrischer Bau)? Dann kommen Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen hinzu.
3. Hat ein Molekül ein H-Atom an F, O oder N **und** das andere ein freies Elektronenpaar an F, O oder N? Dann sind Wasserstoffbrücken möglich.

Beispiel 4

Ammoniak und Wasser. Beide Moleküle sind Dipole. Beide haben H-Atome an einem N- bzw. O-Atom und freie Elektronenpaare am N bzw. O. Zwischen ihnen wirken also alle drei Arten, auch Wasserstoffbrücken in beide Richtungen. Ammoniak löst sich deshalb sehr gut in Wasser.

Methan und Wasser. Methan ist kein Dipol und hat keine H-Atome an F, O oder N. Zwischen Methan- und Wassermolekülen wirken nur schwache Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen. Methan löst sich kaum in Wasser.

Fachbegriffe: zwischenmolekulare Wechselwirkung · temporärer Dipol · Van-der-Waals-Kräfte · permanenter Dipol · Wasserstoffbrücke · Siedetemperatur · Löslichkeit · hydrophil · lipophil · hydrophob

Üben: **noctua** ↗

8 Das besondere Wasser

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Eisberge schwimmen im Meer, im Winter platzen Wasserleitungen, die nicht entleert wurden, und Fische überleben unter dem Eis eines zugefrorenen Sees. Wasser ist auf der Erde so selbstverständlich, dass man kaum merkt, wie ungewöhnlich es ist. Fast alle seine Besonderheiten lassen sich mit dem Bau des Wassermoleküls und den Wasserstoffbrücken erklären.

8.1 Der Bau des Wassermoleküls

Das Wassermolekül ist gewinkelt (104,5°), weil das Sauerstoff-Atom neben den beiden Bindungen noch zwei freie Elektronenpaare hat (Abschnitt 5). Die O–H-Bindungen sind stark polar ($\Delta EN = 1{,}2$), und wegen des gewinkelten Baus ist das Molekül ein Dipol. Jedes Wassermolekül hat zwei positiv polarisierte H-Atome und zwei freie Elektronenpaare. Es kann deshalb bis zu vier Wasserstoffbrücken zu Nachbarmolekülen bilden, so viele wie kaum ein anderes kleines Molekül (Abbildung 73).

8.2 Hohe Siedetemperatur

Vergleicht man Wasser mit den Wasserstoffverbindungen der anderen Elemente der VI. Hauptgruppe (H_2S, H_2Se, H_2Te), fällt es völlig aus der Reihe (Abbildung 75). Nach dem Trend der schwereren Verbindungen müsste Wasser weit unter 0 °C sieden und wäre auf der Erde ein Gas. Tatsächlich siedet es bei **hoher Siedetemperatur**, nämlich bei 100 °C, weil die vielen Wasserstoffbrücken die Moleküle zusammenhalten. Ähnliches gilt, schwächer, für NH_3 und HF.

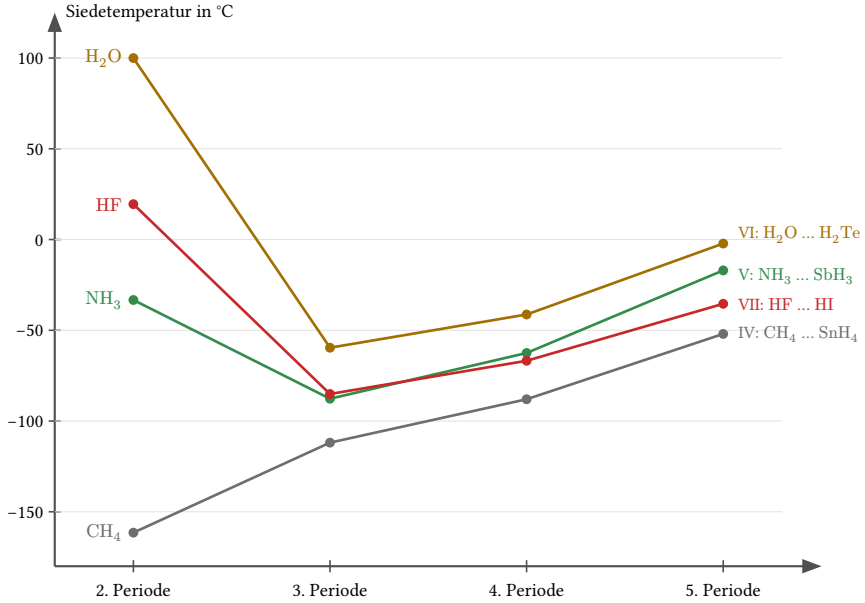


Abbildung 75: Siedetemperaturen der Wasserstoffverbindungen der Hauptgruppen IV bis VII (CRC Handbook). H_2O, HF und NH_3 fallen aus der Reihe: Wasserstoffbrücken. Bei der IV. Hauptgruppe (CH_4 bis SnH_4) gibt es keine.

8.3 Die Dichteanomalie

Versuch — Ein Eiswürfel in zwei Flüssigkeiten

Durchführung. Man gibt je einen Eiswürfel in ein Glas mit Wasser und in ein Glas mit Brennspiritus (Ethanol).
Beobachtung. Im Wasser schwimmt der Eiswürfel, ein kleiner Teil ragt heraus. Im Brennspiritus sinkt er auf den Boden.
Deutung. Eis hat eine kleinere Dichte als flüssiges Wasser, aber eine größere als Ethanol ($0{,}79\,\frac{g}{cm^3}$).
Sicherheit. Brennspiritus ist leicht entzündlich und reizt die Augen: keine offene Flamme, Schutzbrille.

Fast alle Stoffe ziehen sich beim Erstarren zusammen; ihr Feststoff ist dichter als die Flüssigkeit und sinkt darin. Wasser verhält sich anders: Eis hat bei 0 °C die Dichte $0{,}917\,\frac{g}{cm^3}$, flüssiges Wasser bei derselben Temperatur $0{,}9998\,\frac{g}{cm^3}$. Beim Gefrieren dehnt sich Wasser um etwa 9 % aus. Und auch flüssiges Wasser ist ungewöhnlich: Es hat seine größte Dichte

nicht am Gefrierpunkt, sondern bei 4 °C (Abbildung 76). Dieses abweichende Verhalten heißt **Dichteanomalie** („Anomalie“ heißt Abweichung von der Regel).

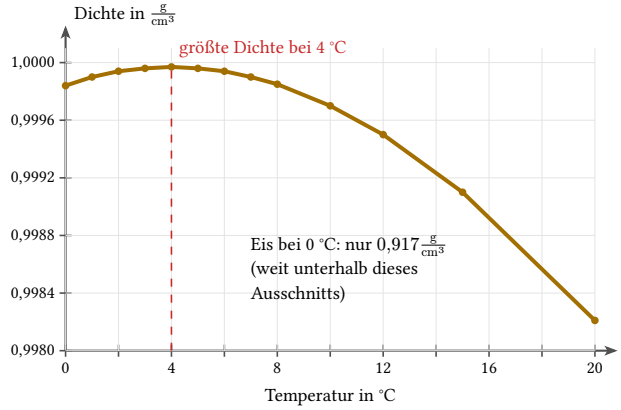
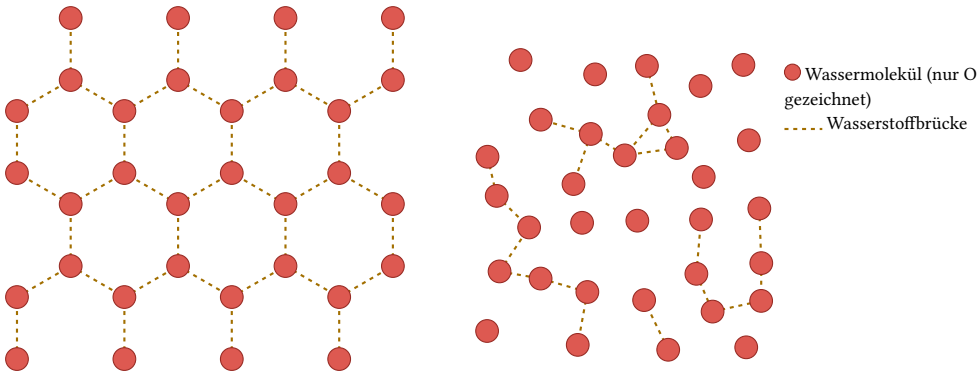


Abbildung 76: Dichte von flüssigem Wasser zwischen 0 °C und 20 °C (CRC Handbook). Die größte Dichte hat Wasser bei 4 °C. Achtung: Die senkrechte Achse beginnt nicht bei null; die Unterschiede sind klein.

Die Erklärung liefern die Wasserstoffbrücken (Abbildung 77). Im Eis bildet jedes Wassermolekül vier Wasserstoffbrücken zu seinen Nachbarn, die in die Ecken eines Tetraeders zeigen. So entsteht ein regelmäßiges, aber weitmaschiges Gitter mit vielen Hohlräumen. Beim Schmelzen brechen ein Teil der Wasserstoffbrücken auf, das Gitter fällt zusammen, und die Moleküle rücken in die Hohlräume: Flüssiges Wasser ist dichter als Eis. Erwärmt man weiter, wirken zwei Dinge gegeneinander. Es brechen weitere Brücken auf (die Dichte steigt), und die Moleküle bewegen sich heftiger und brauchen mehr Platz (die Dichte sinkt). Bis 4 °C überwiegt das Erste, darüber das Zweite.



Eis: jedes Molekül mit 4 Nachbarn verbunden, weitmaschig mit Hohlräumen

flüssiges Wasser: Brücken brechen und bilden sich ständig neu, Moleküle rücken zusammen

Abbildung 77: Eis und flüssiges Wasser im Teilchenbild (schematisch, nur eine Ebene). Im Eis hat jedes Molekül feste Nachbarn, dazwischen bleiben Hohlräume. Im flüssigen Wasser ist die Ordnung gestört, und die Moleküle liegen enger.

Die Dichteanomalie hat große Folgen für das Leben auf der Erde. Kühlt im Herbst die Luft ab, sinkt das kalte, dichtere Oberflächenwasser eines Sees nach unten, bis der ganze See 4 °C hat. Kühlt das Wasser an der Oberfläche weiter ab, wird es wieder leichter und bleibt oben. Der See friert von oben zu, und die Eisdecke schützt das Wasser darunter. Am Grund bleibt Wasser von etwa 4 °C, in dem Fische und Pflanzen den Winter überstehen (Abbildung 78).

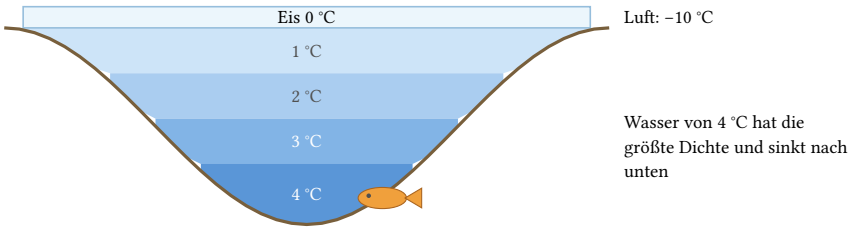


Abbildung 78: Ein See im Winter (schematisch). Unter der Eisdecke nimmt die Temperatur nach unten zu; am Grund sammelt sich das dichteste Wasser mit 4 °C.

Die Ausdehnung beim Gefrieren hat auch zerstörerische Folgen. Dringt Wasser in Felsritzen ein und gefriert, sprengt es das Gestein auseinander (**Frostsprengung**). Wasserleitungen, Glasflaschen und Autokühler ohne Frostschutz können platzen.

8.4 Weitere Besonderheiten

- **Oberflächenspannung:** An der Wasseroberfläche ziehen die Moleküle einander über Wasserstoffbrücken nach innen. Die Oberfläche wirkt wie eine dünne Haut; Wasserläufer laufen darauf, und eine vorsichtig aufgelegte Büroklammer geht nicht unter.
- **Großes Wärmespeichervermögen:** Um 1 g Wasser um 1 K zu erwärmen, braucht man 4,19 J, mehr als bei fast allen anderen Flüssigkeiten. Meere und Seen erwärmen sich im Sommer langsam und geben die Wärme im Winter langsam ab; sie gleichen das Klima aus.
- **Lösungsmittel:** Weil Wassermoleküle Dipole sind, löst Wasser viele Salze und polare Stoffe (Abschnitt 9). In den Zellen aller Lebewesen laufen die Reaktionen in wässriger Lösung ab.

Fachbegriffe: räumlicher Bau des Wassermoleküls · Dipol · Wasserstoffbrücken · hohe Siedetemperatur · Dichte · Dichteanomalie · Frostsprengung · Oberflächenspannung

Üben: **noctua** ↗

9 Salze lösen sich: Hydratation

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Kochsalz ist hart und schmilzt erst bei 801 °C, weil die Ionen im Gitter so fest zusammenhalten. Gibt man es aber in Wasser, verschwindet es schon bei Zimmertemperatur. Was schafft das Wasser, das selbst eine Brennerflamme nicht schafft?

Versuch — Warm oder kalt beim Lösen?

Durchführung. In zwei Bechergläsern mit je 20 mL Wasser misst man die Temperatur. Dann gibt man in das eine Glas 2 Spatellöffel wasserfreies Calciumchlorid, in das andere 2 Spatellöffel Ammoniumchlorid, rührt um und beobachtet das Thermometer.

Beobachtung. Beide Salze lösen sich. Die Calciumchloridlösung wird deutlich wärmer, die Ammoniumchloridlösung deutlich kälter.

Deutung. Beim Lösen eines Salzes wird Energie umgewandelt. Je nach Salz wird Energie frei oder aus der Umgebung aufgenommen.

Sicherheit. Calciumchlorid reizt die Augen, Ammoniumchlorid ist gesundheitsschädlich beim Verschlucken und reizt die Augen: Schutzbrille, Lösungen nach Anweisung entsorgen.

9.1 Der Lösevorgang auf der Teilchenebene

Wassermoleküle sind Dipole mit einem negativ polarisierten Sauerstoff-Atom und zwei positiv polarisierten Wasserstoff-Atomen. Gelangt ein Salzkristall ins Wasser, lagern sich die Wassermoleküle an die Ionen an seiner Oberfläche an: mit dem Sauerstoff-Atom zu den Kationen, mit den Wasserstoff-Atomen zu den Anionen. Diese **Wechselwirkung zwischen Ionen und Dipol-Molekülen** lockert die Ionen. Besonders an Ecken und Kanten, wo ein Ion nur wenige Nachbarn im Gitter hat, wird es schließlich ganz herausgelöst (Abbildung 79). Im Wasser bleibt es von einer Hülle aus Wassermolekülen umgeben.

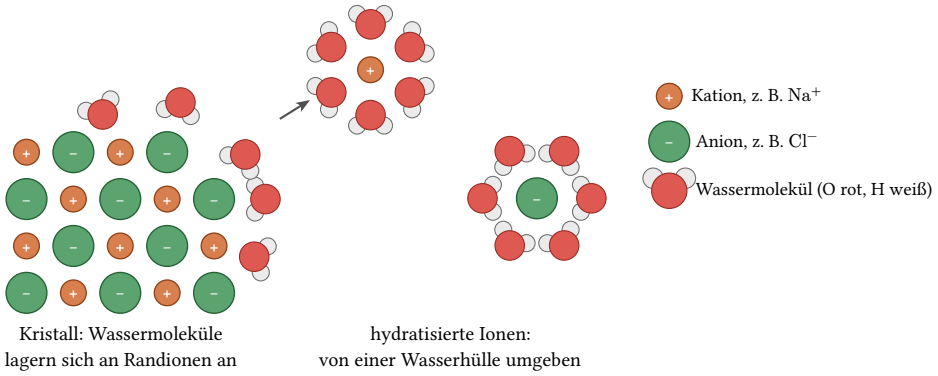


Abbildung 79: Lösen eines Salzes: Wassermoleküle lagern sich an die Ionen am Rand des Kristalls an und lösen sie heraus. Die gelösten Ionen sind von einer Wasserhülle umgeben.

Definition

Beim Lösen eines Salzes werden die Ionen aus dem Gitter herausgelöst und von Wassermolekülen umhüllt. Diesen Vorgang nennt man **Hydratation**, die umhüllten Ionen **hydratisierte Ionen**. Die Wassermoleküle richten sich dabei nach der Ladung des Ions aus: der negative Pol (O) zum Kation, der positive Pol (H) zum Anion.

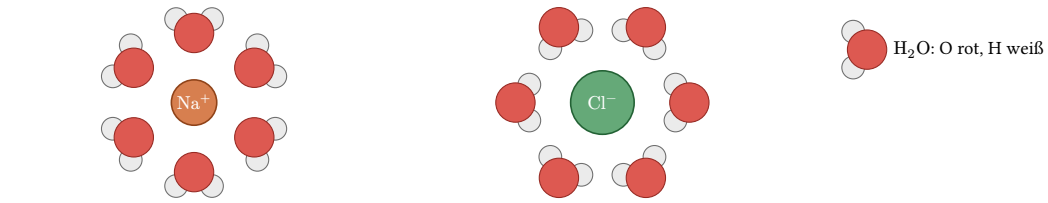


Abbildung 80: Hydratisierte Ionen: Die Wassermoleküle richten sich nach der Ladung des Ions aus.

In Formeln kennzeichnet man hydratisierte Ionen mit dem Zusatz (aq) für lateinisch *aqua*, Wasser; feste Stoffe erhalten (s):

$$NaCl(s) \overset{Wasser}{\rightarrow} Na^+\,(aq) + Cl^-\,(aq) \qquad CaCl_2(s) \overset{Wasser}{\rightarrow} Ca^{2+}\,(aq) + 2Cl^-\,(aq)$$

9.2 Energie beim Lösen

Beim Lösen laufen zwei Vorgänge gleichzeitig ab. Um die Ionen aus dem Gitter zu lösen, muss die Ionenbindung überwunden werden; dafür ist Energie nötig. Bei der Hydratation wird Energie frei, weil sich Ionen und Wassermoleküle anziehen. Welcher Anteil größer ist, hängt vom Salz ab (Abbildung 81). Wird bei der Hydratation mehr Energie frei, als der Abbau des Gitters kostet, erwärmt sich die Lösung (Calciumchlorid). Kostet der Gitterabbau mehr, kühlt sich die Lösung ab (Ammoniumchlorid).

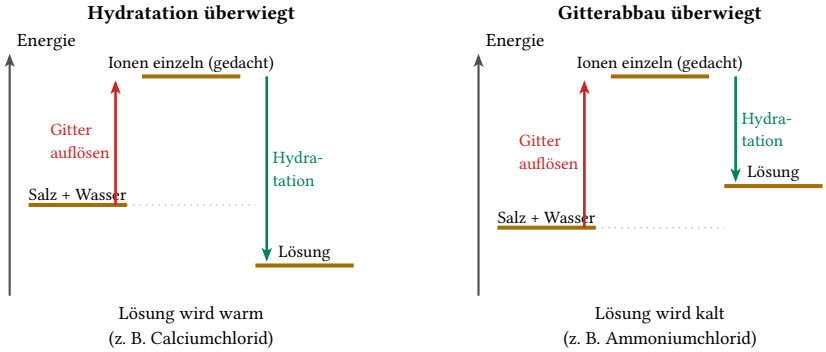


Abbildung 81: Energie beim Lösen eines Salzes (schematisch, ohne Zahlen). Man denkt sich den Vorgang in zwei Schritte zerlegt: erst das Gitter in einzelne Ionen auflösen, dann die Ionen hydratisieren.

Nicht jedes Salz löst sich gut. Bei Kalk (Calciumcarbonat) oder Silberchlorid reicht die Anziehung zwischen Ionen und Wassermolekülen nicht aus, um das Gitter aufzubrechen; sie sind **schwer löslich**. Darum bleibt Kalk als Belag im Wasserkocher zurück.

9.3 Lösen als chemische Reaktion

G8 – G9 · Kl. 9

In Skript C3 wurde das Lösen von Zucker als physikalischer Vorgang beschrieben: Der Stoff ist danach noch vorhanden. Beim Lösen eines Salzes passiert auf der Teilchenebene aber mehr. Man kann es deshalb auch als chemische Reaktion beschreiben (Tabelle 34).

Merkmal einer chemischen Reaktion	beim Lösen eines Salzes
Bindungen werden gelöst	Die Ionenbindungen im Gitter werden überwunden.
Bindungen werden geknüpft	Zwischen Ionen und Wassermolekülen entstehen neue Anziehungskräfte (Hydratation).
neue Teilchen, neue Eigenschaften	Aus dem Gitter werden hydratisierte Ionen; die Lösung leitet den Strom, der feste Stoff nicht.
Energieumwandlung	Die Lösung wird warm oder kalt.
umkehrbar	Beim Eindampfen bilden sich wieder Salzkristalle.

Tabelle 34: Das Lösen eines Salzes erfüllt die Merkmale einer chemischen Reaktion.

Die Grenze zwischen physikalischem Vorgang und chemischer Reaktion ist hier nicht scharf. Beim Lösen von Zucker bleiben die Moleküle unverändert. Beim Lösen eines Salzes zerfällt das ganze Ionengitter, und die Ionen gehen eine enge Verbindung mit den Wassermolekülen ein.

Fachbegriffe: Lösevorgang · Wechselwirkung zwischen Ionen und Dipol-Molekülen · Hydratation · hydratisiertes Ion · (aq) · Lösen als chemische Reaktion · schwer löslich

Üben: **noctua** ↗

