minærva

C

1

SKRIPT

Stoffe und Labor

Erklärskript

Die Aufgaben 1–35 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 Sicher arbeiten: Laborgeräte, Gasbrenner, Gefahrenpiktogramme ... 5
1.1 Regeln im Chemieraum ... 5
1.2 Laborgeräte ... 5
1.3 Der Gasbrenner ... 6
1.4 Gefahrenpiktogramme ... 7
2 Wie Chemiker vorgehen: Versuch, Beobachtung, Protokoll ... 8
2.1 Die naturwissenschaftliche Arbeitsweise ... 8
2.2 Ein Experiment planen ... 8
2.3 Beobachten und deuten ... 8
2.4 Das Protokoll ... 9
2.5 Beobachtungen mit Modellen erklären ... 9
3 Stoffeigenschaften untersuchen ... 10
3.1 Eigenschaften, die man mit den Sinnen erkennt ... 10
3.2 Messbare Eigenschaften ... 10
3.3 Stoffe an ihren Eigenschaften erkennen ... 11
4 Reinstoffe und Gemische ordnen ... 13
4.1 Reinstoffe und Gemische ... 13
4.2 Homogene und heterogene Gemische ... 13
4.3 Elemente und Verbindungen; Stoffgruppen ... 14
5 Gemische trennen ... 16
5.1 Einfache Trennverfahren ... 16
5.2 Destillieren ... 16
5.3 Chromatografie ... 17
6 Die Luft ... 19
6.1 Wie viel Sauerstoff enthält die Luft? ... 19
6.2 Die Zusammensetzung der Luft ... 19
6.3 Mehr Kohlenstoffdioxid in der Luft ... 20
7 Vom Rohstoff zum Produkt: Kochsalz ... 21
7.1 Woher das Salz kommt ... 21
7.2 Drei Wege zum Kochsalz ... 21
7.3 Wofür Salz verwendet wird ... 22

Worum es geht

Sieh dich in einer Küche um: Salz und Zucker sehen fast gleich aus, schmecken aber ganz verschieden. Öl schwimmt auf dem Wasser, Kaffee wird durch ein Filterpapier vom Kaffeepulver getrennt, und beim Nudelkochen bleibt am Topfrand ein weißer Rand zurück. Auf dem Herd brennt eine blaue Gasflamme, und auf der Flasche mit dem Rohrreiniger warnt ein Bild mit einer angefressenen Hand. Ohne es zu merken, arbeitest du in der Küche schon wie in einem kleinen Chemielabor.

Dieses erste Chemieskript zeigt, wie man im Chemieraum sicher arbeitet: mit welchen Geräten, wie man den Gasbrenner bedient und was die roten Gefahrenzeichen auf den Flaschen bedeuten. Es erklärt, wie Chemiker vorgehen, wenn sie eine Frage mit einem Versuch beantworten, und wie man ein Protokoll schreibt. Danach geht es um die Stoffe selbst: Woran erkennt man einen Stoff? Wie ordnet man die vielen Stoffe? Wie trennt man ein Gemisch wieder in seine Bestandteile? Zum Schluss werden zwei Stoffe genauer betrachtet, die jeder kennt: die Luft und das Kochsalz.

Stoffe und Labor im Lehrplan. G8: Klasse 8. G9: Klasse 8. 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, manche nur von der Lehrkraft selbst.

1 Sicher arbeiten: Laborgeräte, Gasbrenner, Gefahrenpiktogramme

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Im Chemieraum gibt es Wasserhähne an jedem Tisch, Gasanschlüsse, einen Abzug, Schränke voller Glasgeräte und Flaschen mit roten Warnzeichen. Damit dort niemand zu Schaden kommt, gelten feste Regeln, und jedes Gerät hat seinen bestimmten Zweck.

1.1 Regeln im Chemieraum

Merksatz

Sicherheitsregeln:

- Im Chemieraum wird nicht gegessen und nicht getrunken. Geschmacksproben sind verboten.
- Bei Versuchen trägt man eine **Schutzbrille**. Lange Haare werden zusammengebunden.
- Man arbeitet nur nach Anweisung der Lehrkraft und nur mit den Mengen, die angegeben sind.
- Gerüche prüft man nur durch **Zufächeln**: Man fächelt sich mit der Hand etwas Luft über dem Gefäß zur Nase.
- Reste von Chemikalien kommen nie zurück in die Vorratsflasche, sondern in die vorgesehenen Abfallbehälter.
- Man kennt den Weg zum Notausschalter, zur Augendusche, zum Feuerlöscher und zur Löschdecke.

Unfälle passieren selten, aber wenn, dann meist durch Unachtsamkeit: ein Reagenzglas, das beim Erhitzen in Richtung des Nachbarn zeigt, ein heißes Glas, das man anfasst, ein Spritzer ins ungeschützte Auge. Wer die Regeln kennt und sich angewöhnt, kann sicher und mit Freude experimentieren.

1.2 Laborgeräte

Die meisten **Laborgeräte** bestehen aus Glas oder Porzellan, weil diese Stoffe mit fast keinem anderen Stoff reagieren und hohe Temperaturen aushalten. Gläser zum Erhitzen sind aus besonderem Glas, das bei schnellem Temperaturwechsel nicht springt.

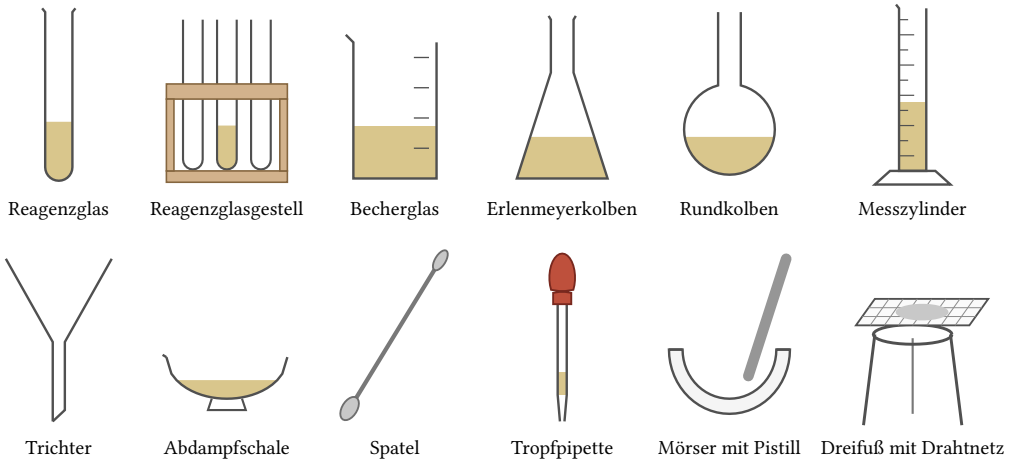


Abbildung 1: Wichtige Laborgeräte (Strichzeichnungen, nicht maßstäblich).

Gerät	wofür man es braucht
Reagenzglas, Reagenzglasgestell	kleine Mengen mischen, erhitzen und aufbewahren; das Gestell hält die Gläser aufrecht
Becherglas	Flüssigkeiten sammeln, mischen und erwärmen; die Skala ist nur grob
Erlenmeyerkolben	Flüssigkeiten schütteln oder erhitzen, ohne dass etwas herausspritzt
Rundkolben	Flüssigkeiten gleichmäßig erhitzen, zum Beispiel beim Destillieren
Messzylinder	Volumen von Flüssigkeiten genau abmessen
Trichter	Flüssigkeiten umfüllen; mit Filterpapier zum Filtrieren
Abdampfschale	Lösungen eindampfen, bis der gelöste Stoff zurückbleibt
Spatel	feste Stoffe entnehmen und portionieren
Tropfpipette	Flüssigkeiten tropfenweise zugeben
Mörser mit Pistill	feste Stoffe zerkleinern und zerreiben
Dreifuß mit Drahtnetz	Gefäße über dem Gasbrenner abstellen; das Netz verteilt die Wärme

Tabelle 1: Laborgeräte und ihr Einsatz.

Dazu kommen Geräte zum Halten und Messen: Mit einem **Stativ** und Klemmen baut man Versuche auf, mit der **Reagenzglasklammer** hält man ein heißes Reagenzglas, mit der **Tiegelzange** fasst man heiße Schalen. Thermometer, Waage und Messzylinder liefern Messwerte.

Typischer Fehler
Falsch: Ich messe 20 mL Wasser mit dem Becherglas ab.
Richtig: Ich messe 20 mL Wasser mit dem Messzylinder ab.

Die Striche am Becherglas sind nur eine grobe Hilfe. Wenn es auf das Volumen ankommt, nimmt man den Messzylinder und liest am tiefsten Punkt der Flüssigkeitsoberfläche ab, mit den Augen auf gleicher Höhe.

1.3 Der Gasbrenner

Zum Erhitzen benutzt man im Chemieraum meist einen **Gasbrenner**. Das Gas (meist Erdgas) strömt aus einer feinen Düse in das **Brennerrohr**. Unten am Rohr kann man über die **Luftregulierung** Luft ansaugen lassen. Gas und Luft mischen sich im Rohr und verbrennen oben an der Öffnung.

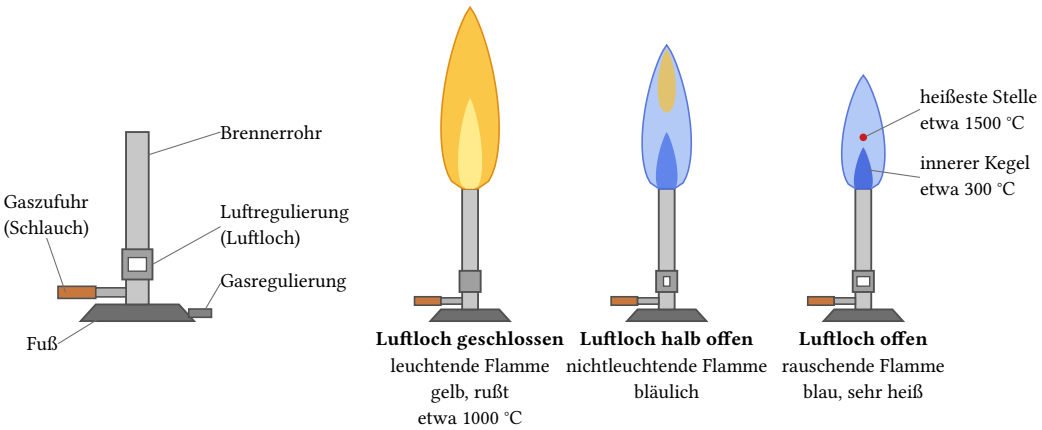


Abbildung 2: Aufbau eines Gasbrenners (links) und die Flamme bei verschiedener Luftzufuhr (rechts). Die Temperaturen sind gerundete Richtwerte.

Wie die Flamme aussieht, hängt von der Luftzufuhr ab (Abbildung 2):

- Ist das Luftloch geschlossen, bekommt das Gas nur am Rand der Flamme Sauerstoff aus der Umgebung. Es verbrennt unvollständig, winzige glühende Rußteilchen leuchten gelb: die **leuchtende Flamme**. Sie ist nicht sehr heiß (etwa 1000 °C) und schwärzt Gefäße mit Ruß.
- Ist das Luftloch offen, mischt sich schon im Rohr genug Luft unter das Gas. Es verbrennt vollständig, die Flamme ist blau und rauscht: die **rauschende Flamme**. In ihrer Mitte liegt ein **innerer Kegel** aus noch unverbranntem Gas-Luft-Gemisch, der vergleichsweise kühl ist. Knapp über seiner Spitze ist die heißeste Stelle (etwa 1500 °C).

Versuch — Die Zonen der rauschenden Flamme

Durchführung. Ein dünnes Holzstäbchen (zum Beispiel ein Schaschlikspieß) wird für etwa zwei Sekunden waagerecht durch die rauschende Flamme gehalten, knapp über dem Brennerrohr, und dann sofort herausgezogen.
Beobachtung. Das Stäbchen ist an zwei Stellen schwarz verkohlt, die Stelle in der Mitte dazwischen ist hell geblieben.
Deutung. In der Mitte der Flamme, im inneren Kegel, ist es deutlich kühler als außen. Dort verbrennt das Gas noch nicht, weil es erst am Rand der Flamme vollständig mit Luft reagiert.
Sicherheit. Schutzbrille, Haare zusammengebunden, nur kurz in die Flamme halten; das verkohlte Stäbchen in einem Becherglas mit Wasser ablöschen.

Merksatz

Bedienung des Gasbrenners:

- Brenner standfest aufstellen, Schlauch auf Risse prüfen, Luftloch und Gasregulierung schließen.
- Streichholz oder Gasanzünder entzünden, dann den Gashahn am Tisch und die Gasregulierung öffnen und das Gas oben am Brennerrohr entzünden (erst die Flamme, dann das Gas).
- Mit der Luftregulierung die Flamme einstellen: zum Erhitzen die rauschende Flamme, wenn der Brenner nur bereitsteht, die gut sichtbare leuchtende Flamme.
- Zum Ausschalten den Gashahn am Tisch schließen.

Erhitzt man eine Flüssigkeit im Reagenzglas, füllt man es höchstens zu einem Drittel, hält es mit der Klammer schräg in die Flamme und schüttelt leicht. Die Öffnung zeigt dabei nie auf eine Person: Bildet sich am Boden plötzlich eine große Dampfblase, kann heiße Flüssigkeit herausspritzen (**Siedeverzug**).

1.4 Gefahrenpiktogramme

Weltweit einheitliche **Gefahrenpiktogramme** zeigen auf einen Blick, welche Gefahr von einem Stoff ausgeht: schwarze Symbole in einer weißen Raute mit rotem Rand.



explosiv
kann durch Hitze, Schlag oder Reibung explodieren.
Feuerwerkssätze, Nitroglycerin

entzündbar
fängt leicht Feuer, oft schon durch einen Funken.
Brennspiritus, Benzin, Wasserstoff

brandfördernd (oxidierend)
lässt andere Stoffe heftiger brennen.
reiner Sauerstoff, Kaliumpermanganat

Gas unter Druck
Flasche kann beim Erwärmen platzen; tiefkalte Gase erfrieren die Haut.
Druckgasflaschen

ätzend
zerstört Haut, Augen und Metalle.
Salzsäure (konzentriert), Natriumhydroxid, Rohrreiniger

giftig
schon kleine Mengen führen zu schweren Vergiftungen.
Chlor, Methanol, Kohlenstoffmonoxid

gesundheitsschädlich, reizend
reizt Haut, Augen oder Atemwege, schadet beim Verschlucken.
Kupfersulfat

schwere Gesundheitsgefahr
kann Krebs erzeugen, Organe schädigen oder beim Verschlucken in die Lunge gelangen.
Benzin, Lampenöl

umweltgefährlich
giftig für Fische und andere Wasserlebewesen.
Kupfersulfat, Benzin

Abbildung 3: Die neun Gefahrenpiktogramme mit ihrer Bedeutung und Beispielen (vereinfachte eigene Zeichnung).

Auf dem Etikett steht zusätzlich ein **Signalwort**: „Gefahr“ bei schweren Gefahren, „Achtung“ bei weniger schweren. Darunter folgen kurze Sätze: **Gefahrenhinweise** (H-Sätze) beschreiben die Gefahr, zum Beispiel „Verursacht schwere Augenreizung“, **Sicherheitshinweise** (P-Sätze) sagen, wie man sich schützt, zum Beispiel „Schutzbrille tragen“. Ein Stoff kann mehrere Piktogramme tragen: Benzin ist entzündbar, gesundheitsgefährdend und umweltgefährlich.

Beispiel 1

Vom Etikett zur Schutzmaßnahme. Auf einer Flasche Brennspiritus ist die Flamme abgebildet, dazu das Ausrufezeichen und das Signalwort „Gefahr“. Daraus folgt: Der Stoff fängt leicht Feuer und reizt die Augen. Man hält ihn von Flammen und Funken fern, verschließt die Flasche nach Gebrauch und trägt beim Umgang eine Schutzbrille.

Fachbegriffe: Schutzbrille · Zufächeln · Laborgerät · Gasbrenner · Luftregulierung · leuchtende Flamme · rauschende Flamme · innerer Kegel · Siedeverzug · Gefahrenpiktogramm · Signalwort · Gefahren- und Sicherheitshinweis

Üben: **noctua** ↗

2 Wie Chemiker vorgehen: Versuch, Beobachtung, Protokoll

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Warum löst sich Zucker in heißem Tee schneller als in Eistee? Man könnte raten. Chemiker gehen anders vor: Sie stellen eine Vermutung auf und prüfen sie mit einem Experiment, das so geplant ist, dass es eine eindeutige Antwort gibt.

2.1 Die naturwissenschaftliche Arbeitsweise

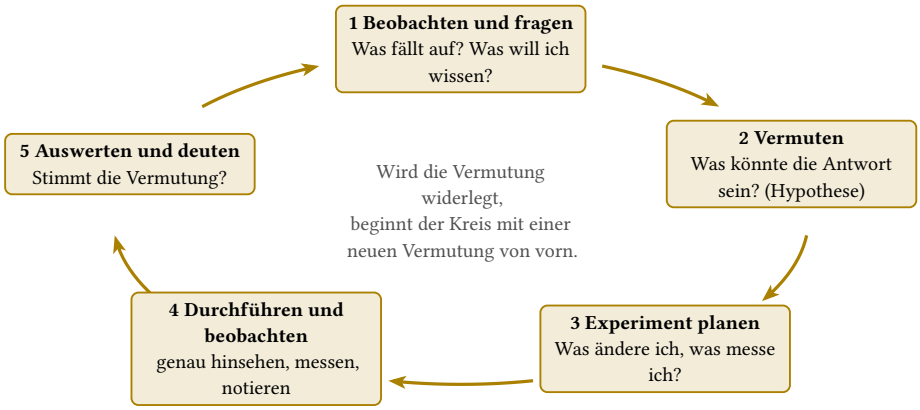


Abbildung 4: Die naturwissenschaftliche Arbeitsweise als Kreislauf.

Am Anfang steht eine **Beobachtung** oder eine **Fragestellung**. Darauf antwortet man mit einer **Vermutung** (Fachwort **Hypothese**), die sich prüfen lässt: „Je wärmer das Wasser, desto schneller löst sich der Zucker." Dann plant man ein **Experiment** (einen Versuch), führt es durch, beobachtet genau und schreibt alles auf. Bei der **Auswertung** vergleicht man die Ergebnisse mit der Vermutung. Wird die Vermutung bestätigt, kann man sie weiter prüfen; wird sie widerlegt, braucht man eine neue (Abbildung 4).

2.2 Ein Experiment planen

Damit ein Experiment eine klare Antwort liefert, ändert man nur eine einzige Bedingung und hält alle anderen gleich. Will man wissen, ob die Temperatur das Lösen beschleunigt, nimmt man in allen Versuchen dieselbe Menge Zucker in derselben Form und dieselbe Menge Wasser, rührt jedes Mal gleich (oder gar nicht) und ändert nur die Temperatur. Würde man gleichzeitig auch die Zuckerform ändern, wüsste man hinterher nicht, was die Ursache war.

Merksatz

Bei einem Experiment ändert man **nur eine Bedingung** und hält alle anderen gleich. Man wiederholt die Messung, um Zufälle zu erkennen. Oft braucht man einen **Vergleichsversuch** (Blindprobe), bei dem die zu prüfende Bedingung fehlt.

2.3 Beobachten und deuten

Eine **Beobachtung** beschreibt, was man mit den Sinnen oder einem Messgerät feststellt: was man sieht, hört, riecht oder misst. Die **Deutung** erklärt, warum das so ist. Beides muss man streng trennen, denn eine Beobachtung stimmt immer, eine Deutung kann falsch sein.

Typischer Fehler

Falsch: Beobachtung: Der Zucker hat sich in Wasser aufgelöst und ist in kleinste Teilchen zerfallen.

Richtig: Beobachtung: Die Zuckerkristalle werden kleiner und sind nach 3 Minuten nicht mehr zu sehen. Das Wasser bleibt klar.
Deutung: Der Zucker hat sich in kleinste Teilchen aufgeteilt, die sich zwischen den Wasserteilchen verteilen.

Die kleinsten Teilchen kann niemand sehen; sie gehören zur Deutung.

2.4 Das Protokoll

Ein **Protokoll** hält einen Versuch so fest, dass jemand anderes ihn nachmachen und das Ergebnis überprüfen kann. Es enthält Fragestellung, Vermutung, Material und Chemikalien (mit Gefahrenpiktogrammen), Aufbau (Skizze), Durchführung, Beobachtung mit **Messwerten**, Auswertung und Deutung und die Entsorgung. Messwerte trägt man in eine Tabelle ein; oft zeichnet man daraus ein Diagramm.

Name, Datum	Lea M., 14.10.
Fragestellung	Löst sich Würfelzucker in warmem Wasser schneller als in kaltem?
Vermutung	Je wärmer das Wasser, desto schneller löst sich der Zucker.
Material	3 Bechergläser, Messzylinder, Thermometer, Stoppuhr, 3 Stück Würfelzucker, Wasser mit 20 °C, 40 °C und 60 °C
Durchführung	In jedes Becherglas werden 100 mL Wasser gefüllt, eines mit 20 °C, eines mit 40 °C, eines mit 60 °C. Gleichzeitig wird in jedes Glas ein Stück Würfelzucker gelegt. Es wird nicht gerührt. Gemessen wird die Zeit, bis kein Zucker mehr zu sehen ist.
Beobachtung	**Temperatur** 20 °C 40 °C 60 °C **Zeit** 4 min 30 s 2 min 50 s 1 min 40 s Der Zucker zerfällt von außen her, über dem Würfel steigen Schlieren auf.
Auswertung	Je wärmer das Wasser war, desto schneller hat sich der Zucker gelöst. Die Vermutung ist bestätigt. Deutung: In warmem Wasser bewegen sich die Teilchen schneller, die Zuckerteilchen werden schneller aus dem Würfel gelöst und verteilt.
Entsorgung	Zuckerlösung in den Ausguss.

Tabelle 2: Beispiel eines Versuchsprotokolls (Messwerte als Beispiel).

2.5 Beobachtungen mit Modellen erklären

Manche Beobachtungen versteht man nur mit einem **Modell**: einer vereinfachten Vorstellung, die einen Teil der Wirklichkeit gut beschreibt. Ein berühmtes Beispiel liefert der folgende Versuch.

Versuch — Wasser und Alkohol mischen
Durchführung. In einem Messzylinder werden 50 mL Wasser abgemessen, in einem zweiten 50 mL Brennspiritus (Ethanol). Dann gießt man beide Flüssigkeiten zusammen in einen 100-mL-Messzylinder und mischt vorsichtig.
Beobachtung. Die Mischung hat nur ein Volumen von etwa 96 bis 97 mL, nicht 100 mL. Sie wird dabei etwas warm.
Deutung. Die Teilchen von Wasser und Ethanol sind verschieden groß und ordnen sich beim Mischen dichter an: Kleinere Teilchen finden Platz in den Lücken zwischen größeren.
Sicherheit. Brennspiritus ist leicht entzündbar und reizt die Augen: keine offene Flamme in der Nähe, Schutzbrille.

Die Deutung lässt sich mit einem **Modellversuch** veranschaulichen: Man mischt Erbsen und Senfkörner (Abbildung 5). Die Senfkörner rieseln in die Lücken zwischen den Erbsen, und das Gemisch nimmt weniger Platz ein als beide Portionen getrennt.

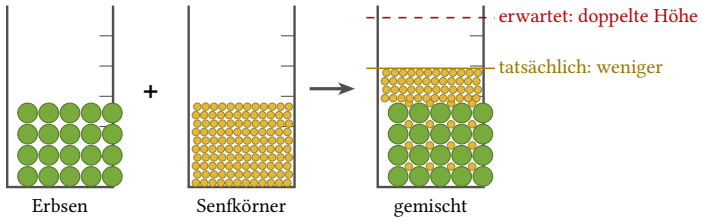


Abbildung 5: Modellversuch: Gleich hohe Portionen Erbsen und Senfkörner ergeben gemischt weniger als die doppelte Höhe.

Jedes Modell hat Grenzen. Erbsen und Senfkörner bewegen sich nicht von selbst, Wasser- und Ethanolteilchen dagegen schon. Ein Modell ist also nicht die Wirklichkeit, sondern ein Werkzeug, um sie zu erklären. Mehr über das Teilchenmodell steht in Skript C2.

Fachbegriffe: naturwissenschaftliche Arbeitsweise · Fragestellung · Vermutung (Hypothese) · Experiment · Vergleichsversuch · Beobachtung · Deutung · Auswertung · Protokoll · Messwert · Modell · Modellversuch

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Messwert-Diagramm** ↗

3 Stoffeigenschaften untersuchen

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Ein Löffel kann aus Holz, Kunststoff oder Edelstahl sein. Die Form ist gleich, das Material verschieden. Das Material, aus dem ein Gegenstand besteht, nennt man in der Chemie einen **Stoff**. Chemiker interessieren sich nicht für die Form, sondern für die Stoffe und ihre **Stoffeigenschaften**.

3.1 Eigenschaften, die man mit den Sinnen erkennt

Viele Eigenschaften nimmt man mit den Sinnen wahr: **Farbe**, Glanz, **Geruch**, ob ein Stoff fest, flüssig oder gasförmig ist, ob er sich biegen lässt oder zerbricht (**Verformbarkeit**). Kupfer ist rotbraun und glänzt, Schwefel ist gelb und matt, Essig riecht stechend. Den Geschmack prüft man im Labor nie.

Mit den Sinnen allein lassen sich viele Stoffe aber nicht unterscheiden: Kochsalz, Zucker und Zitronensäure sind alle weiß und kristallin, Wasser und Brennspiritus beide farblos und flüssig. Dann helfen Eigenschaften, die man misst.

3.2 Messbare Eigenschaften

Schmelztemperatur und Siedetemperatur. Beim Erhitzen schmilzt ein fester Stoff bei einer bestimmten Temperatur, der **Schmelztemperatur**; eine Flüssigkeit siedet bei der **Siedetemperatur**. Erhitzt man Wasser, steigt die Temperatur, bis es siedet. Dann bleibt sie bei 100 °C stehen, obwohl weiter Wärme zugeführt wird, bis alles Wasser verdampft ist (Abbildung 6). Die zugeführte Energie wird gebraucht, um die Teilchen voneinander zu trennen (Abbildung 7).

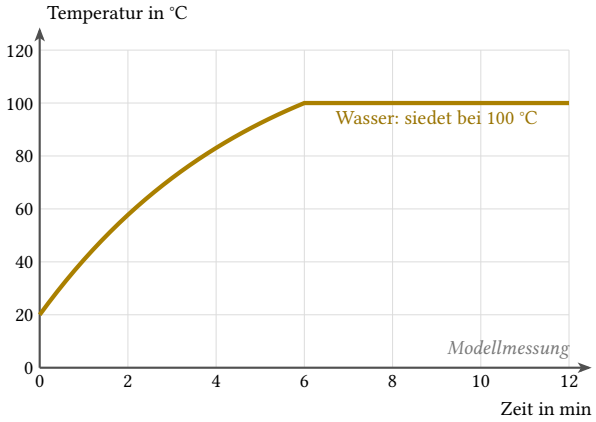


Abbildung 6: Temperaturverlauf beim Erhitzen von Wasser (Modellmessung): Beim Sieden bleibt die Temperatur konstant.

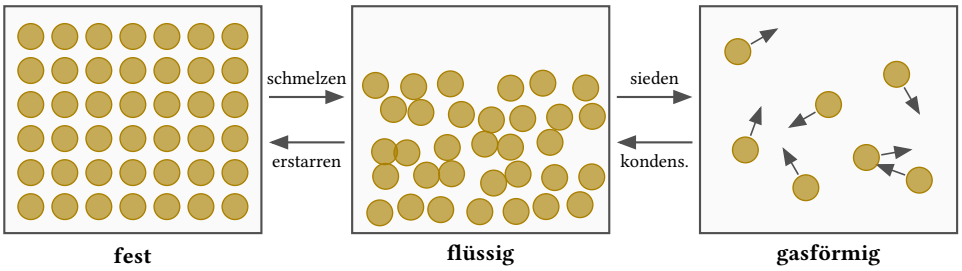


Abbildung 7: Die drei Aggregatzustände im Teilchenmodell. Beim Schmelzen und Sieden werden die Teilchen beweglicher und entfernen sich voneinander.

Dichte. Ein Würfel aus Eisen ist viel schwerer als ein gleich großer Würfel aus Holz. Die **Dichte** gibt an, welche Masse ein Kubikzentimeter eines Stoffes hat:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}$$

Beispiel 2

Ein unbekanntes Metall. Ein silbriger Metallwürfel hat 2,0 cm Kantenlänge und eine Masse von 21,6 g. Sein Volumen ist $V = (2{,}0\ \text{cm})^3 = 8{,}0\ \text{cm}^3$.

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{21{,}6\ \text{g}}{8{,}0\ \text{cm}^3} = 2{,}7\,\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

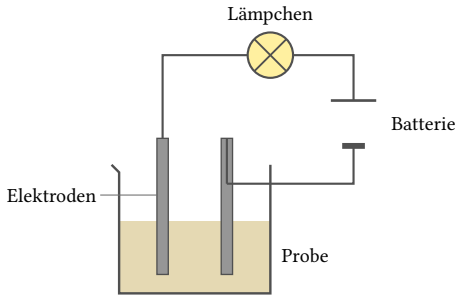
Ein Vergleich mit der Tabelle zeigt: Es ist Aluminium.

Ein Stoff, dessen Dichte kleiner ist als die von Wasser (1,0 Gramm je Kubikzentimeter), schwimmt auf Wasser, wenn er sich nicht darin löst. Darum schwimmen Holz, Öl und Eis.

Löslichkeit. Löst man immer mehr Kochsalz in Wasser, bleibt irgendwann Salz am Boden liegen: Die Lösung ist **gesättigt**. Die **Löslichkeit** gibt an, wie viel eines Stoffes sich in einer bestimmten Menge Wasser höchstens löst. In 100 g Wasser von 20 °C lösen sich etwa 36 g Kochsalz, aber etwa 204 g Zucker, von Kalk praktisch nichts.

Elektrische Leitfähigkeit. Ob ein Stoff den elektrischen Strom leitet, prüft man mit einem einfachen Stromkreis wie im folgenden Versuch.

Versuch — Leitet der Stoff den Strom?



Durchführung. Eine Batterie (4,5 V), ein Lämpchen und zwei Elektroden werden zu einem Stromkreis verbunden. Die Elektroden werden nacheinander an feste Proben gehalten oder in Flüssigkeiten getaucht: Kupferblech, Eisennagel, Bleistiftmine (Graphit), Holz, Kochsalzkristalle, Zucker, destilliertes Wasser, Salzwasser, Zuckerwasser. Nach jeder Probe werden die Elektroden abgespült.

Beobachtung. Das Lämpchen leuchtet bei Kupfer, Eisen, Graphit und Salzwasser. Es leuchtet nicht bei Holz, festem Kochsalz, Zucker, destilliertem Wasser und Zuckerwasser.

Deutung. Metalle und Graphit leiten den Strom. Kochsalz leitet als Feststoff nicht, wohl aber in Wasser gelöst. Zucker leitet weder fest noch gelöst.

Sicherheit. Nur mit einer Batterie arbeiten, nie mit der Steckdose. Schutzbrille.

Magnetisierbarkeit. Ein Magnet zieht nur wenige Stoffe an, vor allem Eisen, Nickel und Cobalt. Mit einem Magneten kann man Eisen deshalb leicht von anderen Stoffen unterscheiden. Die Eigenschaft heißt **Magnetisierbarkeit**.

3.3 Stoffe an ihren Eigenschaften erkennen

Kein Stoff lässt sich an einer einzigen Eigenschaft sicher erkennen: Viele Stoffe sind weiß, viele leiten den Strom. Die **Kombination charakteristischer Eigenschaften** ist aber für jeden Stoff einmalig, wie ein Steckbrief.

Stoff	bei 20 °C	Schmelz-temperatur	Siede-temperatur	Dichte in $\frac{g}{cm^3}$	weitere Eigenschaften
Wasser	farblos, flüssig	0 °C	100 °C	1,00	färbt weißes Kupfersulfat blau
Eisen	grau, glänzend	1538 °C	2861 °C	7,87	magnetisch, leitet, rostet
Kupfer	rotbraun, glänzend	1085 °C	2562 °C	8,96	leitet Strom und Wärme sehr gut, gut verformbar
Silber	weiß, glänzend	962 °C	2162 °C	10,5	leitet von allen Metallen am besten
Aluminium	silbrig, glänzend	660 °C	2519 °C	2,70	leichtes, gut verformbares Metall
Magnesium	silbergrau	650 °C	1090 °C	1,74	verbrennt mit grellweißem Licht
Natrium	silbrig, weich	98 °C	883 °C	0,97	mit dem Messer schneidbar, reagiert heftig mit Wasser
Natriumchlorid (Kochsalz)	weiße Kristalle	801 °C	1465 °C	2,17	spröde, gut wasserlöslich, die Lösung leitet
Natriumhydroxid	weiße Plätzchen	323 °C	1388 °C	2,13	zieht Wasser aus der Luft an, stark ätzend; gelöst: Natronlauge
Magnesiumoxid	weißes Pulver	etwa 2800 °C	–	3,6	entsteht beim Verbrennen von Magnesium, kaum löslich
Sauerstoff	farbloses Gas	−218 °C	−183 °C	Gas	geruchlos, brandfördernd, lässt glimmenden Span aufflammen
Stickstoff	farbloses Gas	−210 °C	−196 °C	Gas	geruchlos, reaktionsträge, erstickt Flammen
Kohlenstoffdioxid	farbloses Gas	wird bei −78 °C fest		Gas	schwerer als Luft, löscht Flammen, trübt Kalkwasser
Wasserstoff	farbloses Gas	−259 °C	−253 °C	Gas	leichtestes Gas, brennbar; Knallgasprobe
Chlor	gelbgrünes Gas	−101 °C	−34 °C	Gas	stechender Geruch, sehr giftig, bleicht Farbstoffe
Luft	farbloses Gasgemisch	keine feste Temperatur		Gas	geruchlos, enthält etwa ein Fünftel Sauerstoff
Salzsäure	farblose Lösung	keine feste Temperatur		–	Lösung des Gases Chlorwasserstoff in Wasser; sauer, ätzend, reagiert mit Magnesium unter Gasentwicklung

Tabelle 3: Steckbriefe wichtiger Stoffe (Werte gerundet, nach CRC Handbook of Chemistry and Physics). Gase haben bei 20 °C eine etwa tausendmal kleinere Dichte als feste Stoffe und Flüssigkeiten.

Beispiel 3

Wasser oder Brennspiritus? Beide sind farblos und flüssig. Brennspiritus riecht aber typisch (Zufächeln!), siedet schon bei 78 °C und lässt sich anzünden. Wasser siedet bei 100 °C und brennt nicht.

Fachbegriffe: Stoff · Stoffeigenschaft · Farbe · Geruch · Verformbarkeit · Dichte · Magnetisierbarkeit · elektrische Leitfähigkeit · Schmelztemperatur · Siedetemperatur · Löslichkeit · gesättigte Lösung · Kombination charakteristischer Eigenschaften

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Dichte** ↗ · **Schmelzen und Sieden** ↗

4 Reinstoffe und Gemische ordnen

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Leitungswasser, Meerwasser, destilliertes Wasser: Alle drei sehen gleich aus. Dampft man sie ein, bleibt beim destillierten Wasser nichts zurück, beim Leitungswasser ein dünner weißer Rand (Kalk), beim Meerwasser eine dicke Salzkruste. Nur destilliertes Wasser ist ein reiner Stoff; die anderen sind Gemische.

4.1 Reinstoffe und Gemische

Definition

Ein **Reinstoff** besteht nur aus einem einzigen Stoff. Er hat feste, gleichbleibende Eigenschaften, zum Beispiel eine bestimmte Schmelz- und Siedetemperatur. Ein **Gemisch** besteht aus zwei oder mehr Reinstoffen. Seine Eigenschaften hängen davon ab, wie viel von jedem Bestandteil enthalten ist.

Reines Wasser siedet bei 100 °C, und die Temperatur bleibt beim Sieden konstant. Salzwasser beginnt erst etwas über 100 °C zu sieden, und weil beim Sieden nur das Wasser verdampft, wird die Lösung immer salziger und die Temperatur steigt weiter (Abbildung 8). An diesem Verhalten kann man ein Gemisch von einem Reinstoff unterscheiden.

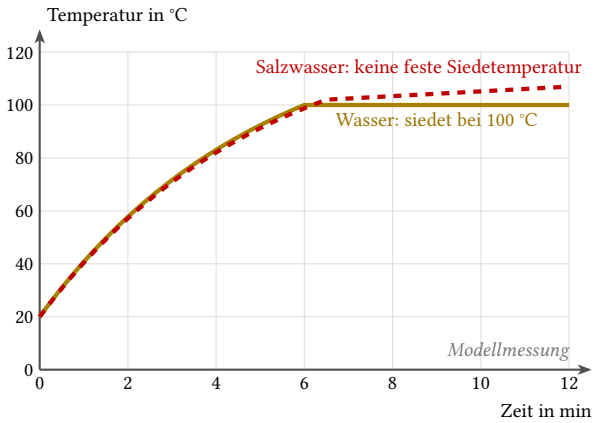


Abbildung 8: Reinstoff und Gemisch beim Sieden (Modellmessung): Wasser siedet bei fester Temperatur, Salzwasser nicht.

4.2 Homogene und heterogene Gemische

Bei manchen Gemischen sieht man die Bestandteile, bei anderen nicht, nicht einmal mit dem Mikroskop.

Definition

In einem **homogenen Gemisch** (gleichartig) kann man die Bestandteile nicht mehr erkennen, auch nicht mit dem Mikroskop. In einem **heterogenen Gemisch** (verschiedenartig) sind die Bestandteile zu erkennen, mit bloßem Auge oder mit der Lupe oder dem Mikroskop.

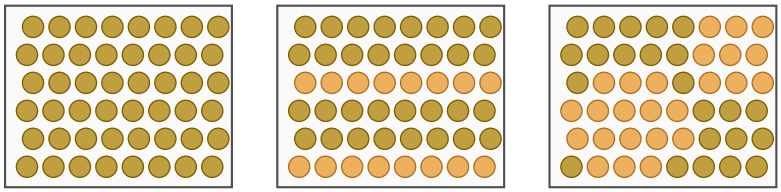


Abbildung 9: Reinstoff und Gemische im Teilchenbild: Jede Farbe steht für die Teilchen eines Stoffes.

Für viele Gemische gibt es eigene Namen. Sie richten sich danach, in welchem Aggregatzustand die Bestandteile vorliegen:

Bestandteile	homogen	heterogen
fest und fest	**Legierung** (aus Metallen): Messing, Bronze	**Gemenge**: Granit, Müsli, Sand
fest in flüssig	**Lösung**: Salzwasser, Zuckerwasser	**Suspension**: Lehmwasser, Orangensaft mit Fruchtfleisch
flüssig in flüssig	Lösung: Essig, Wein (Alkohol in Wasser)	**Emulsion**: Milch, Mayonnaise, Salatsoße
gasförmig in flüssig	Lösung: Mineralwasser (Kohlenstoffdioxid in Wasser)	**Schaum**: Seifenschaum, Sahne
fest in gasförmig	–	**Rauch**: Ruß in Luft, Staub
flüssig in gasförmig	–	**Nebel**: Wassertröpfchen in Luft
gasförmig und gasförmig	**Gasgemisch**: Luft	–

Tabelle 4: Arten von Gemischen.

Eine Legierung entsteht, wenn man Metalle zusammen schmilzt und erstarren lässt: Messing besteht aus Kupfer und Zink, Bronze aus Kupfer und Zinn. Eine Lösung erkennt man daran, dass sie klar ist: Sie kann farbig sein (Tee), ist aber nie trüb. Eine Suspension oder Emulsion ist trüb, und nach einiger Zeit setzen sich die Bestandteile ab, wenn man sie stehen lässt.

Typischer Fehler

Falsch: Milch sieht überall gleich weiß aus, also ist sie ein homogenes Gemisch.

Richtig: Milch ist eine Emulsion: Unter dem Mikroskop sieht man winzige Fetttröpfchen im Wasser. Sie ist ein heterogenes Gemisch.

4.3 Elemente und Verbindungen; Stoffgruppen

Auch die Reinstoffe lassen sich ordnen. Manche kann man mit chemischen Reaktionen in andere Stoffe zerlegen, andere nicht.

Definition

Ein **Element** ist ein Reinstoff, der sich nicht in andere Stoffe zerlegen lässt, zum Beispiel Eisen, Kupfer, Schwefel oder Sauerstoff. Eine **Verbindung** ist ein Reinstoff, der sich durch eine chemische Reaktion in Elemente zerlegen lässt, zum Beispiel Wasser (in Wasserstoff und Sauerstoff) oder Kochsalz.

Bei den Elementen unterscheidet man **Metalle** (Eisen, Kupfer, Gold, Magnesium) und **Nichtmetalle** (Schwefel, Kohlenstoff, Sauerstoff, Stickstoff). Bei den Verbindungen unterscheidet man zwei große Gruppen: die **Salze** wie Kochsalz und die **flüchtigen (molekularen) Stoffe** wie Wasser, Zucker oder Kohlenstoffdioxid. Woran man die Gruppen erkennt, zeigt Tabelle 5; warum sie sich so verhalten, erklären die Skripte C2 und C5 mit dem Aufbau aus kleinsten Teilchen.

	Metalle	Salze	flüchtige (molekulare) Stoffe
Beispiele	Eisen, Kupfer, Aluminium	Kochsalz, Kalk, Gips	Wasser, Zucker, Kohlenstoffdioxid, Schwefel
Aussehen	glänzend	kristallin, oft weiß	verschieden
Schmelztemperatur	meist hoch	sehr hoch	niedrig, viele sind bei Raumtemperatur gasförmig oder flüssig
Verformbarkeit	verformbar	spröde	spröde oder weich
Leitfähigkeit	leiten im festen Zustand	leiten nur geschmolzen oder gelöst	leiten nicht

Tabelle 5: Drei Stoffgruppen und ihre typischen Eigenschaften.

Damit hat man ein **Ordnungsprinzip** für alle Stoffe (Abbildung 10).

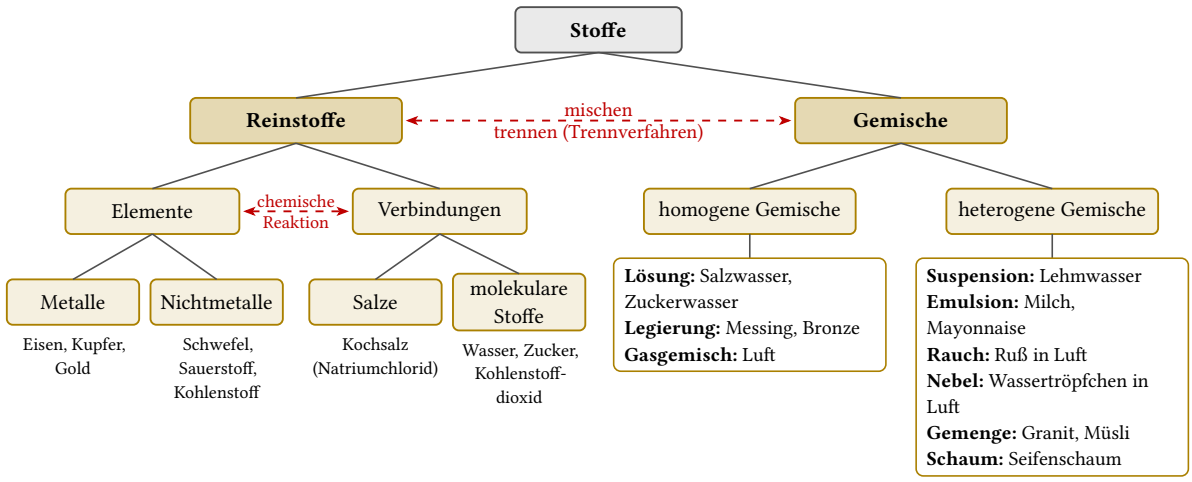


Abbildung 10: Einteilung der Stoffe. Gemische trennt man mit Trennverfahren in Reinstoffe, Verbindungen zerlegt man mit chemischen Reaktionen in Elemente (Skript C3).

Fachbegriffe: Reinstoff · Gemisch · homogenes Gemisch · heterogenes Gemisch · Lösung · Legierung · Suspension · Emulsion · Rauch · Nebel · Gemenge · Schaum · Element · Verbindung · Metall · Nichtmetall · Salz · flüchtiger (molekularer) Stoff

Üben: **noctua** ↗

5 Gemische trennen

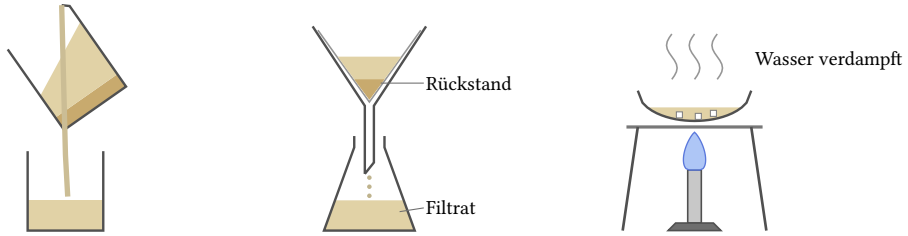
G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Im Kaffeefilter bleibt das Pulver zurück, der Kaffee läuft durch. Im Salatsieb bleibt der Salat, das Wasser tropft ab. Auf dem Wertstoffhof werden Eisenteile mit einem Magneten aus dem Schrott geholt. Immer trennt man ein Gemisch, und immer nutzt man dabei aus, dass sich die Bestandteile in einer Eigenschaft unterscheiden.

Merksatz

Jedes **Trennverfahren** nutzt einen Unterschied in einer Stoffeigenschaft der Bestandteile aus: Teilchengröße, Dichte, Siedetemperatur, Löslichkeit oder Magnetisierbarkeit.

5.1 Einfache Trennverfahren



Dekantieren
klare Flüssigkeit über dem Bodensatz abgießen

Filtrieren
Filterpapier hält feste Teilchen zurück

Eindampfen
das gelöste Salz bleibt zurück

Abbildung 11: Drei Trennverfahren: Dekantieren, Filtrieren und Eindampfen.

- **Sedimentieren und Dekantieren:** Lässt man eine Suspension stehen, setzen sich die schweren festen Teilchen am Boden ab (**Sedimentieren**). Die klare Flüssigkeit darüber gießt man vorsichtig ab (**Dekantieren**). Genutzt wird der Unterschied in der Dichte. Schneller geht es in der **Zentrifuge**, die das Gemisch schnell dreht.
- **Filtrieren:** Ein Filterpapier hat winzige Poren. Flüssigkeit und gelöste Stoffe laufen hindurch und bilden das **Filtrat**; größere feste Teilchen bleiben als **Rückstand** im Filter. Genutzt wird die Teilchengröße, ebenso beim **Sieben**.
- **Eindampfen:** Erhitzt man eine Lösung, verdampft das Wasser, und der gelöste feste Stoff bleibt zurück. Genutzt wird die unterschiedliche Siedetemperatur. Das Wasser geht dabei verloren.
- **Magnettrennung:** Eisenteile werden mit einem Magneten herausgezogen (Magnetisierbarkeit).
- **Extrahieren:** Ein Lösungsmittel löst einen Bestandteil heraus, die anderen bleiben zurück. Beim Teekochen löst heißes Wasser Farb- und Aromastoffe aus den Blättern (Löslichkeit).

Typischer Fehler

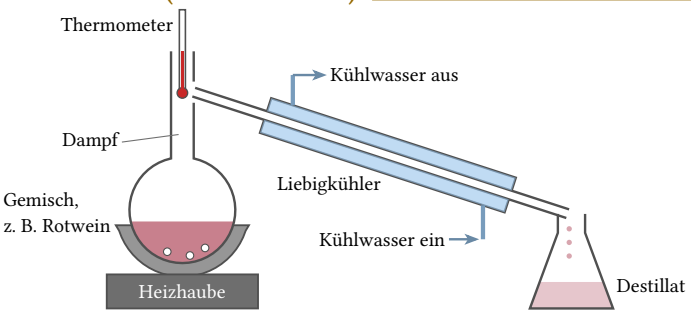
Falsch: Salzwasser kann man filtrieren, dann bleibt das Salz im Filter.
Richtig: Gelöstes Salz läuft mit dem Wasser durch das Filterpapier. Salzwasser trennt man durch Eindampfen oder Destillieren.

Gelöste Teilchen sind viel kleiner als die Poren eines Filters.

5.2 Destillieren

Will man nicht den gelösten Stoff, sondern die Flüssigkeit zurückgewinnen, oder will man zwei Flüssigkeiten trennen, destilliert man.

Versuch — Destillation von Rotwein (Lehrerversuch)



Durchführung. Rotwein wird mit einigen Siedesteinchen in einem Rundkolben langsam erhitzt. Der Dampf steigt am Thermometer vorbei in den Liebigkühler, in dessen Mantel kaltes Wasser fließt. Die Flüssigkeit, die aus dem Kühler tropft, wird in einer Vorlage aufgefangen. Ein paar Tropfen davon werden in einer Porzellanschale entzündet.
Beobachtung. Bei einer Dampftemperatur von etwa 80 bis 90 °C beginnt eine farblose Flüssigkeit überzutropfen. Sie riecht nach Alkohol und brennt mit blassblauer Flamme. Im Kolben bleibt eine dunkelrote Flüssigkeit zurück.
Deutung. Der Alkohol (Ethanol, Siedetemperatur 78 °C) verdampft leichter als das Wasser (100 °C). Der Dampf enthält deshalb anfangs viel mehr Alkohol als der Wein, wird im Kühler wieder flüssig und sammelt sich als Destillat. Ganz rein ist es nicht, etwas Wasser verdampft mit. Die Farbstoffe verdampfen nicht und bleiben im Kolben.
Sicherheit. Ethanoldampf ist leicht entzündbar: Heizhaube statt offener Flamme, Siedesteinchen gegen Siedeverzug, Schutzbrille. Das Destillat nur in kleiner Menge und weit weg vom Vorrat anzünden.

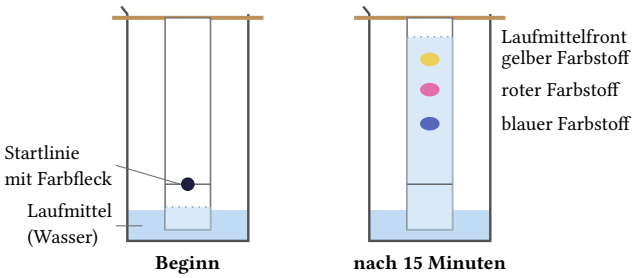
Definition

Beim **Destillieren** wird ein flüssiges Gemisch erhitzt, bis der Bestandteil mit der niedrigeren Siedetemperatur verdampft. Der Dampf wird im **Kühler** wieder verflüssigt und als **Destillat** aufgefangen. Genutzt wird der Unterschied in der Siedetemperatur.

Im Liebigkühler fließt das Kühlwasser von unten nach oben, dem Dampf entgegen (Gegenstrom). So trifft der Dampf am Ende des Kühlers auf das kälteste Wasser und wird sicher verflüssigt. Destilliert wird in der Technik in großem Maßstab: Aus Erdöl gewinnt man so Benzin, Diesel und Heizöl, aus Meerwasser in manchen Ländern Trinkwasser.

5.3 Chromatografie

Versuch — Filzstiftfarben auftrennen



Durchführung. Auf einen Streifen Filterpapier zeichnet man etwa 2 cm über dem unteren Rand mit Bleistift eine Startlinie und setzt darauf einen kräftigen Punkt mit einem schwarzen, wasserlöslichen Filzstift. Der Streifen wird so in ein Becherglas mit etwas Wasser gehängt, dass das Wasser unterhalb der Startlinie steht.
Beobachtung. Das Wasser steigt im Papier nach oben. Der schwarze Fleck wandert mit und zieht sich zu mehreren farbigen Flecken auseinander, zum Beispiel blau, rot und gelb, die verschieden weit gewandert sind.
Deutung. Die schwarze Farbe ist ein Gemisch aus mehreren Farbstoffen. Sie lösen sich verschieden gut im Wasser und haften verschieden stark am Papier und werden deshalb verschieden weit mitgenommen.
Sicherheit. Keine besonderen Gefahren. Mit Bleistift zeichnen, denn Kugelschreiber- oder Filzstiftstriche würden selbst mitwandern.

Definition

Bei der **Chromatografie** trägt ein **Laufmittel** (zum Beispiel Wasser) die Bestandteile eines Gemisches über ein Trägermaterial (zum Beispiel Papier). Bestandteile, die sich gut im Laufmittel lösen und schwach am Papier haften, wandern weit; andere bleiben zurück. Genutzt werden Unterschiede in Löslichkeit und Haftfähigkeit.

Mit der Chromatografie lassen sich auch winzige Mengen auftrennen. Die Polizei untersucht so Tinten auf gefälschten Dokumenten, Lebensmittelchemiker suchen nach verbotenen Farbstoffen.

Trennverfahren	genutzte Eigenschaft	Beispiel
Sieben, Filtrieren	Teilchengröße	Sand und Kies; Kaffee und Kaffeepulver
Sedimentieren, Dekantieren, Zentrifugieren	Dichte	Lehmwasser; Blut in der Zentrifuge
Magnettrennung	Magnetisierbarkeit	Eisen aus Schrott
Eindampfen	Siedetemperatur	Salz aus Salzwasser
Destillieren	Siedetemperatur	Alkohol aus Wein, Benzin aus Erdöl
Extrahieren	Löslichkeit	Tee, Kaffee
Chromatografie	Löslichkeit und Haftfähigkeit	Farbstoffe in Filzstiftfarbe

Tabelle 6: Trennverfahren im Überblick.

Fachbegriffe: Trennverfahren · Sieben · Sedimentieren · Dekantieren · Zentrifuge · Filtrieren · Filtrat · Rückstand · Eindampfen · Magnettrennung · Extrahieren · Destillieren · Kühler · Destillat · Chromatografie · Laufmittel

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Trennlabor: Gemische trennen** ↗

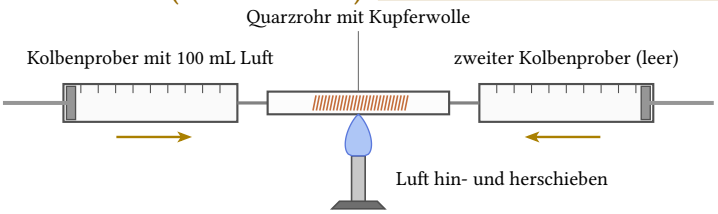
6 Die Luft

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Luft sieht man nicht, man riecht und schmeckt sie nicht, und doch kann man ohne sie nur wenige Minuten leben. Lange hielt man Luft für einen einheitlichen Stoff. Erst im 18. Jahrhundert fand man heraus, dass sie ein Gemisch aus mehreren Gasen ist.

6.1 Wie viel Sauerstoff enthält die Luft?

Versuch — Sauerstoffanteil der Luft (Lehrerversuch)



Durchführung. Zwei Kolbenprober werden über ein Quarzglasrohr mit Kupferwolle verbunden. Ein Kolbenprober enthält 100 mL Luft. Das Rohr wird mit dem Brenner kräftig erhitzt, und die Luft wird mehrmals langsam über das glühende Kupfer hin- und hergeschoben, bis sich das Volumen nicht mehr ändert. Nach dem Abkühlen auf Raumtemperatur liest man das Volumen ab.
Beobachtung. Das Kupfer wird an der Oberfläche schwarz. Nach dem Abkühlen sind nur noch etwa 79 mL Gas übrig. Ein brennender Span erlischt in diesem Restgas sofort.
Deutung. Der Sauerstoff der Luft hat mit dem Kupfer zu schwarzem Kupferoxid reagiert. Er machte etwa 21 mL von 100 mL aus, also etwa ein Fünftel. Das Restgas ist vor allem Stickstoff, der die Verbrennung nicht unterhält.
Sicherheit. Das Quarzrohr wird sehr heiß: nicht anfassen, vor dem Ablesen abkühlen lassen. Kolben nicht verkanten. Schutzbrille.

Kupfer + Sauerstoff ⟶ Kupferoxid

6.2 Die Zusammensetzung der Luft

Genaue Messungen ergeben die Zusammensetzung trockener Luft. Weil es sich um Gase handelt, gibt man die Anteile als **Volumenanteile** an: Von 100 L Luft sind etwa 78 L Stickstoff.

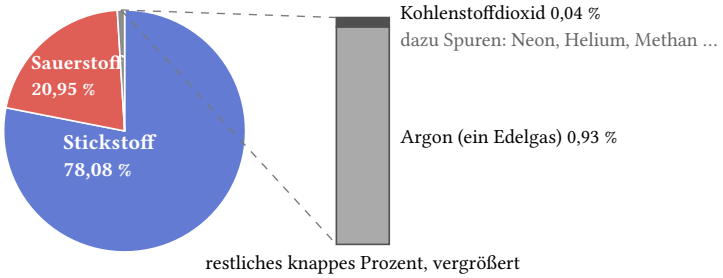


Abbildung 12: Zusammensetzung trockener Luft in Volumenanteilen (Werte nach CRC Handbook of Chemistry and Physics; Kohlenstoffdioxid nach NOAA, 2025).

Bestandteil	Volumenanteil	Eigenschaften und Verwendung
Stickstoff	78,08 %	reaktionsträge, erstickt Flammen; Schutzgas in Lebensmittelverpackungen, flüssig (−196 °C) zum Kühlen
Sauerstoff	20,95 %	brandfördernd, für die Atmung nötig; Schweißen, Sauerstoffflaschen in der Medizin
Edelgase, vor allem Argon	0,93 %	reagieren fast gar nicht; Argon als Schutzgas beim Schweißen, Neon in Leuchtröhren, Helium in Ballons
Kohlenstoffdioxid	0,04 %	löscht Flammen, schwerer als Luft; Pflanzen brauchen es für die Fotosynthese; Sprudel, Feuerlöscher

Tabelle 7: Die Bestandteile trockener Luft. Dazu kommen Spuren anderer Gase und, je nach Wetter, bis zu einigen Prozent Wasserdampf.

Wie man sehr kleine Anteile angibt

Für sehr kleine Anteile nimmt man die Einheit **ppm** (englisch *parts per million*, „Teile pro Million“): 1 ppm heißt 1 Teilchen von 1 000 000 Teilchen. Ein Prozent sind 10 000 ppm. Kohlenstoffdioxid hatte 2025 im Jahresmittel einen Anteil von 427 ppm, das sind 0,0427 % (NOAA, Messstation Mauna Loa auf Hawaii).

6.3 Mehr Kohlenstoffdioxid in der Luft

Kohlenstoffdioxid macht nur einen winzigen Teil der Luft aus, trotzdem ist es für das Klima der Erde sehr wichtig. Seit 1958 wird sein Anteil auf dem Vulkan Mauna Loa auf Hawaii gemessen, weit weg von Städten und Fabriken. Die Messreihe zeigt einen ständigen Anstieg (Abbildung 13).

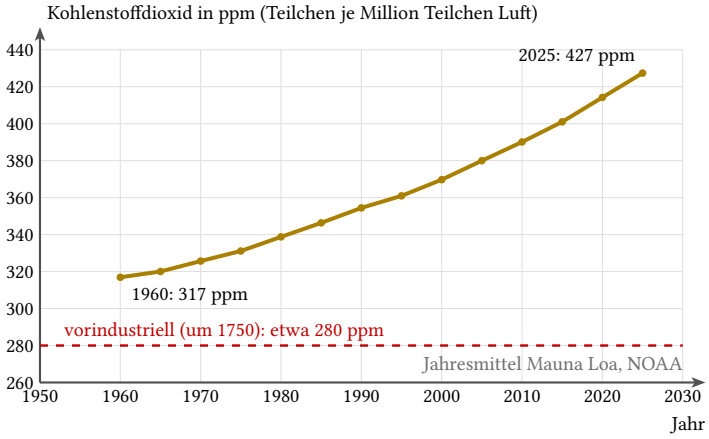


Abbildung 13: Kohlenstoffdioxid in der Luft, Jahresmittel am Mauna Loa (Daten: NOAA Global Monitoring Laboratory). Gestrichelt: Wert vor Beginn der Industrialisierung, aus Luftbläschen im Eis der Antarktis bestimmt (IPCC 2021).

Vor Beginn der Industrialisierung, um 1750, lag der Anteil bei etwa 280 ppm, im Jahr 2025 bei 427 ppm: eine Zunahme um gut die Hälfte. Die Ursache ist vor allem das Verbrennen von Kohle, Erdöl und Erdgas in Kraftwerken, Heizungen, Fabriken und Fahrzeugen. Dabei entsteht Kohlenstoffdioxid (Skript C3). Dazu kommt das Abholzen von Wäldern, die Kohlenstoffdioxid aufnehmen würden.

Kohlenstoff + Sauerstoff ⟶ Kohlenstoffdioxid

Kohlenstoffdioxid lässt das Sonnenlicht durch, hält aber einen Teil der Wärmestrahlung zurück, die die Erde abgibt, ähnlich wie die Scheiben eines Gewächshauses. Ohne diesen **natürlichen Treibhauseffekt** wäre es auf der Erde im Mittel etwa −18 °C kalt statt etwa +15 °C. Mehr Kohlenstoffdioxid verstärkt den Effekt: Die mittlere Temperatur an der Erdoberfläche lag 2011 bis 2020 bereits um etwa 1,1 °C höher als 1850 bis 1900 (IPCC 2021). Diese **Erderwärmung** hat weltweite Folgen: Gletscher und Polareis schmelzen, der Meeresspiegel steigt, Hitzewellen, Dürren und Starkregen werden häufiger. Außerdem löst sich mehr Kohlenstoffdioxid im Meer, das Meerwasser wird saurer, und Korallen und Muscheln können ihre Kalkschalen schlechter bilden.

Beispiel 4

Eine Entwicklung beurteilen. Wer beurteilen will, wie schlimm der Anstieg ist und was man tun kann, braucht Kriterien: Wie groß und wie schnell ist die Veränderung? Wen treffen die Folgen, heute und in Zukunft? Was kosten Gegenmaßnahmen, was kostet Nichtstun? Mögliche Maßnahmen sind Strom aus Sonne und Wind statt aus Kohle, sparsame Heizungen und gedämmte Häuser, Bus, Bahn und Fahrrad statt Auto, und Wälder schützen. Die Daten zeigen: Der Anteil steigt seit Jahrzehnten immer schneller, und er sinkt erst, wenn deutlich weniger Kohlenstoffdioxid ausgestoßen wird.

Mehr dazu steht in Skript C8 (Kohlenstoffkreislauf) und in der Geographie (Klimawandel).

Fachbegriffe: Luft · Stickstoff · Sauerstoff · Edelgase · Argon · Kohlenstoffdioxid · Volumenanteil · ppm · Treibhauseffekt · Erderwärmung

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **CO_2-Badewanne und Restbudget** ↗

7 Vom Rohstoff zum Produkt: Kochsalz

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Salz steht auf jedem Esstisch, und doch denkt kaum jemand darüber nach, woher es kommt. Früher war Salz so wertvoll, dass man es „weißes Gold“ nannte; Handelswege wie die Salzstraßen und Städte wie Salzburg oder Schwäbisch Hall verdanken ihm ihren Reichtum. Chemisch heißt Kochsalz **Natriumchlorid**. Es ist ein Salz, eine Verbindung aus den Elementen Natrium und Chlor.

$$\text{Natrium} + \text{Chlor} \longrightarrow \text{Natriumchlorid}$$

Im Labor stellt man Kochsalz nicht so her, das wäre viel zu gefährlich und teuer: Natrium reagiert heftig mit Wasser, Chlor ist giftig. Kochsalz gewinnt man aus **Rohstoffen**, die in der Natur reichlich vorkommen.

7.1 Woher das Salz kommt

Vor vielen Millionen Jahren bedeckten flache Meere große Teile Europas. Wo solche Meeresbuchten austrockneten, blieb das Salz als dicke Schicht zurück und wurde später von Gestein überdeckt. In Baden-Württemberg entstanden so vor rund 240 Millionen Jahren Salzlager, die bei Heilbronn bis heute abgebaut werden. Das Meer selbst enthält ebenfalls große Mengen Salz: In einem Liter Meerwasser sind etwa 35 g Salze gelöst, der größte Teil davon Natriumchlorid.

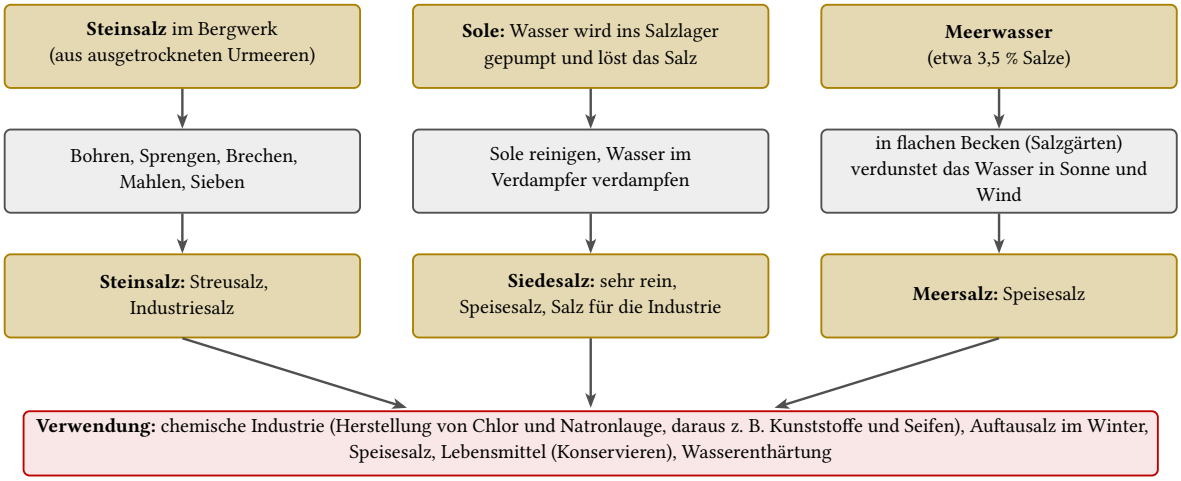


Abbildung 14: Drei Wege vom Rohstoff zum Kochsalz.

7.2 Drei Wege zum Kochsalz

- **Steinsalz aus dem Bergwerk:** Im Salzbergwerk wird das Salzgestein gebohrt und gesprengt, dann zerkleinert, gemahlen und nach Korngröße gesiebt. **Steinsalz** enthält noch etwas Ton und andere Mineralien. Man verwendet es vor allem als Streusalz und in der Industrie.
- **Siedesalz aus Sole:** Man bohrt Löcher bis in das Salzlager und pumpt Wasser hinein. Das Wasser löst das Salz, und die salzige Lösung, die **Sole**, wird nach oben gepumpt. Dort werden störende Stoffe ausgefällt, und das Wasser wird in großen Verdampfern verdampft. Das **Siedesalz** ist sehr rein und wird vor allem als Speisesalz verkauft.
- **Meersalz aus Salzgärten:** In warmen, sonnigen Küstengegenden, zum Beispiel in Südfrankreich oder Spanien, leitet man Meerwasser in flache Becken, die **Salzgärten**. Sonne und Wind lassen das Wasser verdunsten, das Salz kristallisiert am Boden und wird abgeschöpft.

Die Wege nutzen dieselben Trennverfahren wie im Labor: Lösen, Sedimentieren, Filtrieren und Eindampfen.

Versuch — Reines Salz aus Steinsalz

Durchführung. Einige Stücke Steinsalz werden im Mörser zerrieben. Das Pulver wird in einem Becherglas mit Wasser verrührt, bis sich nichts mehr löst. Dann wird die Lösung filtriert. Das Filtrat wird in einer Abdampfschale über dem Gasbrenner eingedampft. Kurz bevor alles Wasser verdampft ist, nimmt man den Brenner weg.

Beobachtung. Im Filter bleibt ein grauer, sandiger Rückstand. Das Filtrat ist klar und farblos. In der Abdampfschale bleiben weiße Kristalle zurück.

Deutung. Das Natriumchlorid löst sich im Wasser, die unlöslichen Bestandteile (Ton, Sand) werden abfiltriert. Beim Eindampfen verdampft das Wasser, das gereinigte Salz bleibt zurück.

Sicherheit. Beim Eindampfen spritzt heißes Salz: Schutzbrille, die Restwärme der Schale reicht zum Trocknen. Die heiße Schale nur mit der Tiegelzange anfassen.

7.3 Wofür Salz verwendet wird

Nur ein kleiner Teil des Salzes landet im Salzstreuer. Der größte Teil geht in die chemische Industrie: Aus Natriumchlorid stellt man mit elektrischem Strom Chlor und Natronlauge her, die wiederum für Kunststoffe, Seifen, Papier und Medikamente gebraucht werden. Im Winter wird Salz als Auftausalz gestreut, weil Salzwasser erst unter 0 °C gefriert. Außerdem konserviert Salz Lebensmittel (Salzhering, Schinken) und enthärtet Wasser in Spülmaschinen.

Beispiel 5

Salz im Alltag beurteilen. Speisesalz ist lebensnotwendig, aber zu viel davon erhöht den Blutdruck. Die Weltgesundheitsorganisation (WHO) empfiehlt höchstens 5 g Salz am Tag; viele Menschen essen deutlich mehr, vor allem über Fertiggerichte, Brot und Wurst. Streusalz macht Straßen im Winter sicherer, schadet aber Straßenbäumen und Böden und lässt Autos und Brücken rosten. Deshalb streuen viele Gemeinden auf Gehwegen Splitt oder Sand statt Salz.

Fachbegriffe: Rohstoff · Natriumchlorid · Steinsalz · Salzbergwerk · Sole · Siedesalz · Meersalz · Salzgarten · Produkt · Verwendung

Üben: **noctua** ↗

