

IJSO 2023 – Der Lösung auf der Spur!

Begleitheft für Betreuende

Zusammengestellt von

Dr. Stephanie Schmidt-Gattung

PD Dr. Heide Peters

IPN — Leibniz-Institut für die Pädagogik der
Naturwissenschaften und Mathematik

Hinweis

Die Zusammenstellung im Begleitheft versteht sich nicht als eigenständiger Autorenbeitrag.

Um Ihnen den Einstieg in die Themen der einzelnen Versuche zu erleichtern, wurde hier ein Zusammenschnitt von Rechercheergebnissen erstellt. Dabei beginnen die Kapitel zu den einzelnen Versuchen jeweils mit Informationen, die für die Durchführung der Experimente hilfreich sind. Zu jedem Versuch gibt es außerdem weiterführende Informationen für betreuende Lehrkräfte. Am Schluss stehen noch einige Ideen für weitere Fragestellungen.

Einige Textanteile sind, geringfügig umformuliert, aus verschiedenen im Verzeichnis angegebenen Quellen übernommen worden.

Die Begleitmaterialien werden Ihnen zum persönlichen Gebrauch im Rahmen der Wettbewerbsbetreuung in der Internationalen JuniorScienceOlympiade zur Verfügung gestellt.

Hinweis: Alle im Text angegebenen Links wurden am 30.10.2022 auf ihre Aktualität geprüft.

Inhalte

Teil A	Förderkonzepte und Tipps zur Wettbewerbsarbeit	04
A1	Allgemeine Hinweise für Wettbewerbsbetreuende	04
A1.1	MINT-Schülerwettbewerbe – den Einstieg leicht gemacht	05
A1.2	Wettbewerbsarbeit in der IJSO	07
Teil B	Durchführung der Experimente und theoretische Grundlagen	09
B1	Einführung und Materialliste	09
B1.1	Lernziele	09
B1.2	Materialliste	10
B2	Beschaffung und praktische Hinweise	11
B2.1	Experiment 1 – Kristall wachse Hinweise zum Material Zugeben und Lösen	11
B2.2	Experiment 2 – Sinken und Schwimmen Hinweise zum Material Schöne Schichten	12
B2.3	Experiment 3 – Kopfstand mit Brausetablette Hinweise zum Material Tipps zum Auffangen des Gases	13
B3	Theoretische Grundlagen	14
B3.1	Experiment 1 – Kristall wachse! Finde die Lösung Echt stressig? Anpassung an ökologische Nischen	14
B3.2	Experiment 2 – Drunter und Drüber Dichte und Auftrieb Sinken und Schwimmen Fische schweben Polar und unpolar Hydrophil und hydrophob	18
B3.3	Experiment 3 – Kopfstand mit Brausetablette Was passiert mit der Brause im Wasser Auch Gase sind in Flüssigkeiten löslich CO ₂ und die Weltmeere	22
Teil C	Forscherfragen und Projektarbeit	24
Teil D	Quellennachweis	25
D1	Literatur	25
D2	Linksammlung	25
D3	Bildnachweis	25

A1 Allgemeine Hinweise für Wettbewerbsbetreuende

Eine Wettbewerbsteilnahme ist eine Chance für alle: Für die Teilnehmenden, neue Felder zu entdecken und mit den Herausforderungen und Erfolgen zu wachsen; für die Betreuenden, ihre Schülerinnen und Schüler in diesem Prozess begleiten zu dürfen und Anregungen für den naturwissenschaftlichen Unterricht zu bekommen. Und diese Chance sollte jedem offenstehen. Auch wenn für einige das Ergebnis sein sollte, nicht erneut am Wettbewerb teilnehmen zu wollen, würde eine solche Entscheidung auf einer konkreten Erfahrung fußen und hätte damit ihren eigenen Wert, wenn es darum geht sich zu orientieren und die eigenen Stärken und Vorlieben zu entdecken.

Aus diesem Grund plädieren wir immer dafür, eine Wettbewerbsteilnahme in der IJSO mit der ganzen Klasse oder einem Kurs durchzuführen und für ein nachhaltiges Förderkonzept möglichst früh mit der Wettbewerbsarbeit zu beginnen. Forschung heute wird in Teams geleistet. Deshalb zählt in der IJSO nicht nur Einzelleistung, sondern es gibt auch Gelegenheit zur Teamarbeit.

Das betrifft auch die Betreuungsarbeit. Suchen Sie sich Kolleginnen und Kollegen aus Biologie, Chemie oder Physik und regen eine gemeinsame Wettbewerbsarbeit an. Sorgen Sie dafür, dass der Wettbewerb einen festen Ort an Ihrer Schule und im Curriculum findet. Dann werden automatisch die Kolleginnen und Kollegen, die in diesem Jahrgang unterrichten, in die Pflicht genommen und die Lasten verteilen sich auf mehrere Schultern. Sind Sie stärker an einer systematischen Implementierung der Wettbewerbsarbeit in Unterricht und Schule interessiert, informieren Sie sich doch auf unserer Website zur Initiative "NaWigator in der IJSO".

Als Aufgabenwettbewerb sind die Antwortformate, auch aus Gründen der Bewertung, eher geschlossen. Dennoch ist ein zentrales Element in der IJSO forschendes Lernen, verbunden mit dem Anliegen mit unseren Aufgaben dazu zu inspirieren, eigene Fragen zu stellen, weiter zu recherchieren und ggf. in eigenen Projekten zu vertiefen. Genau deshalb ermutigen wir in der Aufgabe „Noch Fragen offen?“ die Schülerinnen und Schüler aus ihrer eigenen Arbeit an den Wettbewerbsaufgaben heraus weitere „Forschungsfragen“ zu entwickeln. Der Weg in der IJSO erfordert ein hohes Maß an selbstständigem Arbeiten, soll aber auch ermuntern, sich den Rat von Expertinnen und Experten zu holen, wenn man an eine Grenze stößt. Unser Angebot versteht sich damit auch als Türöffner auf dem Weg zur Vernetzung mit anderen Förder- und Lernangeboten im MINT-Bereich.

Das vorliegende Begleitheft soll Sie in Ihrer Wettbewerbsarbeit unterstützen. (i) Betreuen Sie erstmals in einem Schülerwettbewerb finden Sie in *Teil A* eine Reihe praktischer Tipps zum Einstieg, insbesondere auch zu Förderstrategien und zur Einbindung der Wettbewerbsarbeit in den Unterricht. (ii) Wettbewerbserfahrene können diesen Teil überspringen und finden in *Teil B* zunächst zu jedem Experiment Hinweise zur Beschaffung von Materialien und zur Durchführung. Dann folgen Abschnitte mit Hintergrundwissen und Anregungen zur Vertiefung, für diejenigen, deren Wissensdurst noch nicht gestillt ist. In *Teil C* gibt es Anregungen zu Forscherfragen und Projektarbeiten.

A1.1 MINT-Schülerwettbewerbe – den Einstieg leichtgemacht

Das Angebot an Schülerwettbewerben in den Naturwissenschaften ist bunt und vielfältig, eine didaktische Nische für Nachwuchsförderung und berufliche Orientierung. Wie aber entscheide ich mich als Lehrkraft für den geeigneten Wettbewerb?

Bevor Sie die Büchse der Pandora öffnen, widmen Sie sich der Frage, was Sie mit einer Wettbewerbsteilnahme erreichen wollen: Für Abwechslung im Unterricht sorgen? Für Naturwissenschaften interessieren und begeistern? Schülerinnen und Schüler mit Potenzial fördern? Reizt das sportliche Kräfte-messen oder geht es um fachliche Expertise und forschendes Lernen? Soll der Klassenverband durch Teamarbeit gestärkt werden? Je präziser Sie Ihr Förderkonzept fassen können, umso leichter wird Ihnen später die Auswahl fallen.

Wie entscheide ich mich für einen Wettbewerb?

Sichten Sie das Portal des Bundesministeriums für Bildung und Forschung unter dem Stichwort „Jugendwettbewerbe“ und recherchieren Sie unter „Begabtenförderung“ oder „Schülerwettbewerbe“ auf den Bildungsservern der Länder. Suchen Sie im Begabungslotsen oder beim „Deutschen Bildungsserver“. Die Arbeitsgemeinschaft bundesweiter Schülerwettbewerbe hat Qualitätsstandards entwickelt, zu deren Einhaltung sich ihre Mitglieds Wettbewerbe verpflichten. Die KMK hat „Qualitätskriterien für Schülerwettbewerbe“ beschlossen und führt eine Liste von Wettbewerben, die sie als empfehlenswert einstuft. Prüfen Sie die Passung Ihres Förderkonzepts mit dem Profil des Wettbewerbs. Checken Sie, ob das Wettbewerbsangebot die Qualitätskriterien erfüllt. Welche Leistungen verlangt der Wettbewerb den Jugendlichen, aber auch Ihnen ab? Stehen Wettbewerbsfristen in Konflikt mit wichtigen schulischen Terminen? Schätzen Sie Betreuungsaufwand und benötigte Ressourcen realistisch ab. Entscheiden Sie sich für den Wettbewerb, der Sie persönlich begeistert. Dann ist die Chance groß, dass der Funke auf die Beteiligten überspringen wird.

Wie werbe ich für eine Teilnahme?

Die Initiative liegt bei Ihnen, nur plakatieren reicht nicht. Stellen Sie den Wettbewerb im Unterricht vor, oder noch besser, lassen Sie Wettbewerbsteilnehmende von ihren Erfahrungen berichten. Teilen Sie in einem Elternbrief mit, dass Sie das Kind mit einem Zusatzangebot fördern möchten. Berichten Sie beim Elternabend. Führen Sie auf der Homepage der Schule eine Rubrik mit allgemeinen Informationen zu Wettbewerbsangeboten ein. Informieren Sie regelmäßig über aktuelle Teilnahmen und Wettbewerbs-erfolge.

Beginnen Sie früh mit der Wettbewerbsarbeit. Bahnen Sie Wettbewerbsteilnahmen an, indem Sie Wettbewerbsaufgaben aus den Vorjahren in Ihr Unterrichtsangebot aufnehmen. Grundschul Kinder, die an die weiterführende Schule wechseln, sind begeisterungsfähig. Nutzen Sie diesen Elan im Sinne einer nachhaltigen Förderung. Stimmen Sie die Kinder und Jugendlichen vor Beginn auf erfüllbare Erwartungen ein. Vermitteln Sie, dass Durchhalten und Einreichen einer Ausarbeitung zählen und für sich genommen, schon ein großartiger Erfolg sind.

Wie unterstütze ich?

Beschränken Sie sich auf Hilfe zur Selbsthilfe. Für eine positive Attribuierung ihrer Erfolge sollten Teilnehmende sich als autonom und selbstwirksam erleben. Einige Wettbewerbe bieten Materialien für Wettbewerbsbetreuende oder auch eigens Fortbildungen an.

Wettbewerbe verlangen häufig ein Engagement über Wochen, manchmal Monate. Unterstützen Sie Ihre Teilnehmenden, indem Sie den Zeitraum mit Etappenzielen strukturieren. Bekunden Sie Interesse am Fortgang der Arbeit und fordern Sie ein, dass Ergebnisse unmittelbar notiert und „zu Papier gebracht“ werden.

Wettbewerbsarbeit im Unterricht?

Entlasten Sie sich und die Teilnehmenden, indem Sie Wettbewerbsteilnahmen zum festen Bestandteil von Unterricht und schulischem Leben machen. Lassen Sie Experimente im Fachunterricht durchführen, geben Sie Recherche und Dokumentation portioniert als Hausaufgabe. Öffnen Sie im Nachmittagsangebot Räume für Wettbewerbsarbeit in Kleingruppen. Definieren Sie Teile des Wettbewerbs als verbindliche Unterrichtsleistung, die in die Note eingeht. Wer mehr will, kann mehr tun. Wettbewerbs-erfolge können mit einem Zeugniseintrag gewürdigt werden. Vernetzen Sie sich im Kollegium und bauen Sie ein nachhaltiges Wettbewerbskonzept über alle Klassenstufen auf.

Tipps für den Anfang

Beginnen Sie mit einer kleinen Schülergruppe. Hängen Sie die Erwartungen nicht zu hoch. Alle müssen sich erst mit den Abläufen vertraut machen. Binden Sie erfahrene Schülerinnen und Schüler und ehemalige Teilnehmende in die Betreuung ein. Evaluieren Sie die Arbeit und stecken Sie neue Ziele – und geben Sie jedem Wettbewerb, bevor Sie ihn abschreiben, mindestens eine zweite Chance!

Wie wähle ich einen geeigneten Wettbewerb aus?

1. Klären Sie zunächst eigene Ziele/ Förderkonzepte, die Sie mit einer Wettbewerbsteilnahme verfolgen.
2. Verschaffen Sie sich einen Überblick über Wettbewerbsangebote und prüfen Sie die Qualität.
3. Sortieren Sie einmalige Wettbewerbsangebote aus. Sie eignen sich in der Regel nicht für den Aufbau eines nachhaltigen Förderkonzepts.
4. Treffen Sie eine Vorauswahl und fragen Sie im Kollegenkreis nach, wo es bereits Erfahrungen mit den ausgewählten Wettbewerben gibt.
5. Informieren Sie sich auf der Webseite des Organisers, wie die Passung zwischen dem Wettbewerbsprofil und Ihren Förderzielen ist. Wenden Sie sich mit Fragen ggf. direkt an die Wettbewerbsorganisatoren.
6. Verschaffen Sie sich einen Überblick, was von den Teilnehmenden und von Ihnen an Leistungen erwartet wird und treffen Sie anschließend Ihre Wahl.

Quelle [nach H. Peters & B. Sieve (2013): Fordern und Fördern mit Wettbewerben. NiU Chemie, 136, 24, S. 8.]

Qualitätskriterien Schülerwettbewerbe

Gute Schülerwettbewerbe

- fördern die persönliche Entwicklung der Schülerinnen und Schüler
- unterstützen besondere Begabungen
- motivieren Schülerinnen und Schüler, aber auch Lehrkräfte zu zusätzlichem Engagement
- beinhalten Unterstützungssysteme für die Teilnehmenden
- weisen ein pädagogisch und wissenschaftlich begründetes Konzept aus, das von Experten begleitet wird
- haben eine Jury, die in der Beurteilung transparent ist
- geben Anregungen über den Wettbewerb hinaus
- fördern Schülerinnen und Schüler nachhaltig, indem sie langfristig motivieren
- liefern auch den Schulen und den Lehrkräften Impulse für die Unterrichtsgestaltung durch die Einbindung des Wettbewerbs bzw. der Wettbewerbsinhalte in den Unterricht
- fördern vor allem gesellschaftlich bedeutsame Leistungen
- sorgen für öffentliche Anerkennung
- unterstützen und motivieren die Teilnehmenden in ihrer Wettbewerbsleistung mit angemessenen Auszeichnungen oder Preisen
- beachten die Grundregeln des Datenschutzes

Quelle: [nach Arbeitsgemeinschaft bundesweiter Schüler- wettbewerbe www.bundeswettbewerbe.de/fileadmin/user_upload/agbsw-guteSchuelerwettbewerb.pdf [Stand: 27.1.2017] und Greiffenstein, J. v. (2007) Wettbewerbe in Konkurrenz. Klett-Themendienst 38(5/2007), S. 7]

Peters, H. (2017) MINT-Schülerwettbewerbe – den Einstieg leichtgemacht. MINT Zirkel, Juni 2017, 11, Klett MINT GmbH.

A1.2 Wettbewerbsarbeit in der IJSO

Teilnahmebedingungen und Registrierung

Am Auswahlwettbewerb zur IJSO 2023 teilnehmen kann, wer eine allgemein- oder berufsbildende deutsche Schule (im Bundesgebiet) besucht und nach dem 31. Dezember 2007 geboren ist (Geburtsjahr 2008 oder jünger). Wer im Rahmen einer Arbeitsgemeinschaft oder im Klassen- bzw. Jahrgangsverband an der IJSO teilnimmt und vor dem 1. Januar 2008 geboren ist, kann maximal an den ersten drei Wettbewerbsrunden teilnehmen und nicht zum Bundesfinale zugelassen werden. Auch an der Hochschule voll immatrikulierte Studierende sind von einer Teilnahme am Bundesfinale ausgeschlossen.

Die Aufgaben der ersten Runde sind von den Teilnehmenden eigenverantwortlich ohne fremde Hilfe zu lösen. Die Experimente dürfen nur in Gegenwart eines Erwachsenen durchgeführt werden. Dabei ist auf die Einhaltung gängiger Sicherheitsmaßnahmen und das Tragen angemessener Schutzkleidung zu achten.

Gemeinschaftslösungen von Teilnehmenden sind in der ersten Runde zulässig. Die Gruppenstärke darf maximal drei Personen umfassen und die Namen der am Team beteiligten Schülerinnen und Schüler müssen kenntlich gemacht werden. Jeder Teilnehmende, auch Gruppenmitglieder, müssen sich einzeln registrieren. Dafür benötigt jeder Teilnehmende eine eigene gültige E-Mail-Adresse. Betreuen Sie größere Gruppen oder jüngere Teilnehmende, empfiehlt es sich, die Anmeldung mit Zustimmung der Erziehungsberechtigten gemeinsam mit den Teilnehmenden vorzunehmen.

Hinweise zur Betreuung und Musterlösung

Mit Ihrer Registrierung als betreuende Lehrkraft sollten Sie neben dem Begleitheft für Betreuende auch die Musterlösung zur Aufgabenrunde erhalten haben. Falls nicht, wenden Sie sich direkt an die Bundesgeschäftsstelle der IJSO. Sie erhalten die Musterlösung mit Erwartungshorizont bereits zum Wettbewerbsstart, damit Sie schon während der Schülerbetreuungsphase abschätzen können, in welcher Tiefe wir eine Beantwortung der Frage erwarten, und Sie Ihre Teilnehmenden ansprechen können, falls sie beispielsweise die Zielrichtung einer Fragestellung missverstanden haben sollten.

Die Aufgaben der ersten Runde sind so angelegt, dass sie in einem Zeitraum von drei Wochen vollständig bearbeitet werden können. Das gibt Ihnen die Möglichkeit, im Zeitfenster von November bis Mitte Januar entsprechend der Abläufe in Ihrem Schuljahr mit Ihren Teilnehmenden flexibel einen verbindlichen Start- und Abgabetermin festzulegen. Planen Sie dabei ausreichend Zeit für die Bewertung der Ausarbeitungen und die Übermittlung der Bewertungsergebnisse ein.

Legen Sie keinen anderen Termin fest, gilt als Stichtag für die Einreichung der Ausarbeitungen der 15. Januar 2023. Entscheidend für die IJSO-Geschäftsstelle ist der Stichtag für die Online-Übermittlung der Bewertungen zur ersten Wettbewerbsrunde im Februar.

Bewertung und Übermittlung der Ergebnisse

Die Musterlösung mit Erwartungshorizont und Bewertungsschlüssel unterstützt Sie bei der Bewertung der eingereichten Ausarbeitungen Ihrer Schülerinnen und Schüler. Ihre Bewertungsergebnisse übermitteln Sie nach Aufforderung ebenfalls online über das Anmeldeportal.

Bevor Sie mit der Eintragung Ihrer Bewertungsergebnisse beginnen, prüfen Sie bitte, ob alle Ihre Teilnehmenden korrekt Ihrem Profil zugeordnet sind. Sollten Sie Fehler in der Zuordnung entdecken, setzen Sie sich bitte umgehend über eine Nachricht an sekretariat@ijso.info mit uns in Verbindung. Zum Abschluss der Wettbewerbsrunde werden alle Wettbewerbsteilnehmenden informiert und können ihre eigene Platzierung über ein Einloggen im Portal einsehen.

Alle Wettbewerbsbetreuenden werden regelmäßig mit Rundmails über Termine und weitere Abläufe der Wettbewerbsrunden sowie die Erfolge ihrer Wettbewerbsteilnehmenden informiert. Wichtige Informationen und Wettbewerbsmaterialien auch früherer Wettbewerbsjahre finden sie unter www.ijso.info.

Wieviel Unterstützung darf ich geben?

Anders als bei Schul- oder Hausarbeiten sind die Aufgaben so konzipiert, dass Inhalte und Konzepte berührt werden, die bisher nicht im Unterricht behandelt wurden und eigenständige Recherche verlangen. Auch erwarten wir nicht, dass Teilnehmende alle Aufgaben vollständig werden lösen können.

Wir werden immer wieder von Betreuenden gefragt, wieviel Unterstützung sie in der Aufgabenrunde geben dürfen. Aus unserer Sicht dürfen Sie gern Teilnehmende auf Literatur oder andere Quellen hinweisen, die ihnen den Zugang für eine eigenständige Recherche zu bestimmten Themenbereichen oder Konzepten erleichtern, vor allem auch, wenn sie den Schülerinnen und Schülern aus dem Schulunterricht noch nicht bekannt sind. Allerdings sollten Sie davon Abstand nehmen, Teilnehmende gezielt darauf hinzuweisen, wenn Teile ihrer Ausarbeitungen fehlerhaft sind, oder ihnen Lösungsansätze selbst vorzuschlagen.

Betreuen Sie Wettbewerbsneulinge oder Kinder in der Altersgruppe bis 12 Jahre empfehlen wir in der Regel, die Teilnahme zunächst auf die erste Wettbewerbsrunde zu begrenzen und die Teilnehmenden eine altersangemessene Auswahl von Teilaufgaben bearbeiten zu lassen. Teilen Sie Ihren Teilnehmenden ihr Bewertungsergebnis bezogen auf die maximale Punktezahl mit, die sie in den von Ihnen ausgewählten Aufgabenteilen hätten erreichen können.

Wir freuen uns, wenn Sie uns berichten, welche Erfahrungen Sie mit der Betreuung Ihrer Schülerinnen und Schüler in der IJSO gesammelt haben. Für Fragen stehen wir gern zur Verfügung.

Viel Spaß und Erfolg wünscht

Ihr IJSO-Team am IPN Kiel

B1 Einführung und Materialliste

B1.1 Lernziele

Die Aufgaben zur ersten Runde sollen anregen, sich intensiv und umfassend mit dem Thema Lösungen zu beschäftigen. Ausgangspunkt ist das Experiment 1, welches sich mit der Mischung von Kochsalz mit Wasser beschäftigt. Dass sich Salz in Wasser löst, wissen wir aus dem Alltag. Im Experiment wird der Bogen gespannt von der Löslichkeit über die Sättigung zur (Re-)Kristallisation. Darüber hinaus wird in einer eher theoretischen Form auf die Auswirkungen von gelöstem Salz auf Pflanzen eingegangen. In Experiment 2 untersuchen wir, warum sich bestimmte Stoffe in anderen gut lösen oder nicht und begründen dies mit den molekularen Eigenschaften der Polarität und Hydrophilie. Außerdem gibt es in diesem Experiment einem kleinen Exkurs in die physikalische Eigenschaft der Dichte und deren Einfluss auf den Auftrieb eines Körpers. Der Transfer des Gelernten auf die Schwimmblase der Knochenfische stellt hier einen Bezug zur Bedeutung physikalischer Prinzipien für die Besiedlung bestimmter ökologischer Nischen her. In Experiment 3 beschäftigen wir uns mit dem Auflösen von Brausetabletten und der dabei stattfindenden chemischen Reaktion. Auf eindrückliche und faszinierende Art zeigt dieser Versuch auch die Löslichkeit von Gasen in Flüssigkeiten. In Aufgabe 4 werden zuerst die verschiedenen Lösungen kategorisiert und mit der bereits gewohnten Formulierung von weiteren Forscherfragen wird dazu angeregt, die gewonnenen Erkenntnisse weiterzudenken und vielleicht in die eigene Lebenswelt zu transferieren.

Über die hier konkret formulierten Lernziele hinaus sollen die Aufgaben dafür sensibilisieren, wo sich in unserer Lebenswelt Lösungen finden und welche Bedeutung Löslichkeit, zum Beispiel die Löslichkeit von CO₂ in Wasser, aber auch die Löslichkeit von Salz in Wasser, für uns haben kann.

Konkret erwerben die Schülerinnen und Schüler folgende Fähigkeiten und Kenntnisse:

- Sie lernen naturwissenschaftliche Arbeitsweisen kennen und trainieren sie.
Dabei lernen sie, wie sie
 - einen Versuch planen, aufbauen und durchführen.
 - genau beobachten und die Ergebnisse kurz, präzise und übersichtlich darstellen.
 - Skizzen und Zeichnungen maßstabsgetreu von Hand anfertigen und beschriften.
 - (quantitative) Messungen exakt durchführen.
 - Beobachtungen/Ergebnisse und Schlussfolgerungen unterscheiden können.
 - systematische Fehler erkennen und die Genauigkeit/Zuverlässigkeit des Messverfahrens abschätzen können.
 - Beobachtungen und Messdaten objektiv auswerten, angemessen erklären und kritisch beurteilen können.
- Sie lernen, dass das Lösen von Salzen ein reversibler physikalischer Prozess ist und wie sich Kristalle bilden.
- Sie lernen, dass in Wasser gelöste Stoffe Auswirkungen auf Pflanzen haben.
- Sie lernen, dass sich nicht alle Flüssigkeiten ineinander lösen lassen und begründen es mit hydrophoben Eigenschaften.
- Sie erhalten einen ersten Eindruck des Zusammenhangs zwischen Dichte und Auftrieb.
- Sie lernen, wie einige Fische ihre mittlere Dichte ändern, um Energie zu sparen.
- Sie lernen, welche chemischen und physikalischen Prozesse beim Auflösen von Brausetabletten ablaufen.
Dabei lernen sie,
 - dass sich auch Gase in Flüssigkeiten lösen können.
 - die chemische Reaktion von Citronensäure und Natriumhydrogencarbonat kennen.

B1.2 Materialliste

Die Experimente sind so ausgelegt, dass die meisten Materialien in einem Haushalt verfügbar, in einem Supermarkt zu beschaffen sind oder an Schulen in den Sammlungen der Fachschaft Naturwissenschaften vorhanden sein sollten:

Für die Experimente werden benötigt:

Experiment 1: Feines Speisesalz, Wasser, Tasse, Teelöffel, Messbecher, Suppenteller, Küchenwaage

Experiment 2: Trinkglas, Sirup (z.B. Himbeersirup, Holundersirup), Speiseöl, Wasser, Traube, Korke, Legoplatte (klein, z.B. LEGO®Plate 2x4), Schraube, Teelöffel

Experiment 3: Schüssel, 500-mL-Flasche mit breiter Öffnung, Wasser, Brausetabletten (z.B. Mivolis Vitamin C von dm), wasserfester Stift, Küchenwaage

B2 Beschaffung und praktische Hinweise

B2.1 Experiment 1 – Kristall wachse!

Hinweise zum Material

Im Experiment 1 wird die Löslichkeit von Kochsalz in Leitungswasser untersucht. Dazu wird eine gesättigte Kochsalzlösung hergestellt und einige Zeit stehen gelassen.

Verwendet wird in diesem Versuch am besten feinkörniges Speisesalz. Es ist in Lebensmittelgeschäften in Packungen zu je 500 g erhältlich. Dem Salz ist fast immer Iod zugesetzt, in einigen Fällen auch Fluorid und Folsäure. Außerdem ist stets ein Trennmittel enthalten. Die Zusätze haben nur einen vernachlässigbaren Einfluss auf das Ergebnis, trotzdem sollte im Sinne des Versuchs Salz mit möglichst wenig Zusätzen verwendet werden.

Als Waage eignet sich eine digitale Küchenwaage, damit ist die Berechnung der gelösten Salzmasse am einfachsten.

Der verwendete Teller sollte ein Suppenteller sein, um eine Aufnahme des Lösungsvolumens möglich zu machen. Dadurch, dass nicht die gesamte Lösung in den Teller gegossen wird, bleibt der Bodensatz im Messbecher zurück. Außerdem fassen gängige Suppenteller meist ein Volumen von 250 mL. Eine Füllung mit 200 mL sollte es ermöglichen den Teller an einen ruhigen warmen Ort zu stellen, ohne das dabei etwas überschwappt.

Zugeben und Lösen

Das Lösen des Kochsalzes im Wasser geht am Anfang recht schnell vonstatten. Je näher die Lösung ihrer Sättigung kommt, desto länger dauert es, bis sich weitere Salzkörner darin lösen. Es ist daher besonders am Ende etwas Geduld nötig. Es empfiehlt sich am Anfang eine größere Menge Salz zuzugeben und durch Umrühren zu lösen und später immer kleinere Mengen Salz zuzugeben, um die Salzmasse, die zur Sättigung notwendig ist, möglichst genau zu bestimmen.

Wir haben in der Aufgabe 1a) die Zeitangabe „nach einigen Tagen“ verwendet, um ein Einpassen in den Schulalltag möglich zu machen. Allerdings sind die einzelnen Vorgänge beim Auskristallisieren faszinierend zu beobachten. Wenn es möglich ist, sollten daher die Schülerinnen und Schüler die Möglichkeit haben auch zwischendurch mal den Teller zu sehen, auch wenn das für das Erreichen der vollen Punktzahl in Aufgabe 1 nicht notwendig ist.

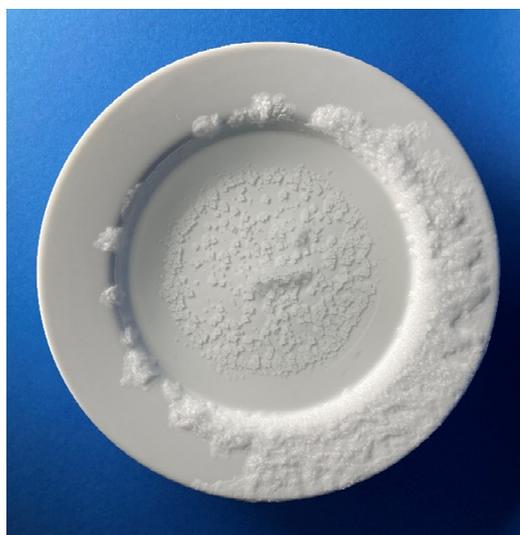


Abbildung B2.1: Teller mit Salzlösung nach sieben Tagen

B2.2 Experiment 2 – Drunter und Drüber

Hinweise zum Material

Im Experiment 2 werden erst drei Flüssigkeiten aufgrund ihrer unterschiedlichen Dichte geschichtet, Gegenstände unterschiedlicher Dichten eingebracht und festgestellt an welcher Stelle der Schichten sie schwimmen. Dann wird der Glaseinhalt gerührt und weiter beobachtet.

Das verwendete Glas sollte zur besseren Sichtbarkeit eine glatte Oberfläche haben. Als Öl eignet sich Sonnenblumenöl oder Rapsöl. Der verwendete Sirup kann klar oder gefärbt sein. Ein gefärbter Sirup, z.B. Himbeersirup, hat den Vorteil, dass man die Trennung beim Einfüllen gut überprüfen kann, während ein durchsichtiger Sirup, z.B. Holundersirup, den Vorteil hat, dass die schwimmenden Gegenstände besser sichtbar sind. Für die Durchführung ist aber beides möglich.

Die verwendeten Gegenstände lassen sich entweder im Haushalt finden oder in einem gut ausgestatteten Supermarkt kaufen. Die verwendete Schraube sollte aus Metall bestehen und nicht zu groß sein. Als Korke kann jeder Flaschenkorken verwendet werden. Wenn möglich, sollte von einem Korken nur ein Stück verwendet werden, damit es im Glas nicht zu voll wird. Anstelle der Legoplatte (LEGO®Plate 2x4, siehe auch Abbildung B2.2) kann theoretisch auch wie in Abbildung B2.3 ein normaler Legostein verwendet werden, allerdings müsste dieser ein bisschen untergetaucht werden, damit sich das Innere des Steins mit Flüssigkeit füllt und nicht aufgrund von gefangener Luft oben schwimmt.

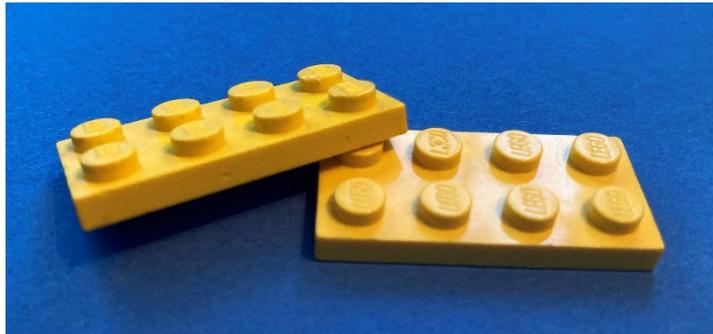


Abbildung B2.2: Lego-Platten, wie sie in Experiment 2 verwendet werden können.

Schöne Schichten

Das Schichten der Flüssigkeiten erfordert ein gewisses Geschick. Der Sirup soll am Glas entlang unter das Wasser laufen, ohne dass es durch Verwirbelungen bereits zu einer Mischung von Sirup und Wasser kommt. Dazu wird das Glas am besten etwas schief gehalten (etwa 45°) und der Sirup knapp oberhalb des Wasserspiegels langsam und ruhig am Rand entlang in das Glas gegossen. Danach sollte das Glas vorsichtig gerade hingestellt werden und kurz das Absetzen der Flüssigkeit abgewartet werden.

Wasser und Öl würden sich wieder trennen, auch wenn sie beim Einfüllen des Öls gemischt werden würde. Hier ist vor allem wichtig, dass das Öl nicht mit so viel Schwung zugegeben wird, dass es zu Verwirbelungen mit der Sirup-Schicht kommt. Dazu wird ein Teelöffel knapp über die Wasseroberfläche gehalten und das Öl langsam in den Löffel gegossen, bis dieser überläuft. Dadurch, dass das Öl über den Löffel in das Glas gegossen wird, wird ein zu schwungvolles Eingießen vermieden. Am Ende sind drei Viertel des Glases mit Flüssigkeiten gefüllt und darüber ist noch ein Viertel leer. Dies ist notwendig, damit ein Durchmischen des Glaseinhaltes möglich ist, ohne das etwas überläuft.

Auch die Gegenstände sollten jeweils knapp über die Flüssigkeitsoberfläche gehalten werden und dann vorsichtig in das Glas gleiten gelassen werden (siehe Abbildung B2.3).

Das Mischen oder Umrühren soll nicht nur zum Mischen der Zucker- und Wasser-Schicht ausreichen, sondern auch die Öl-Schicht mechanisch in so kleine Tröpfchen zerteilen, dass eine Emulsion entsteht.

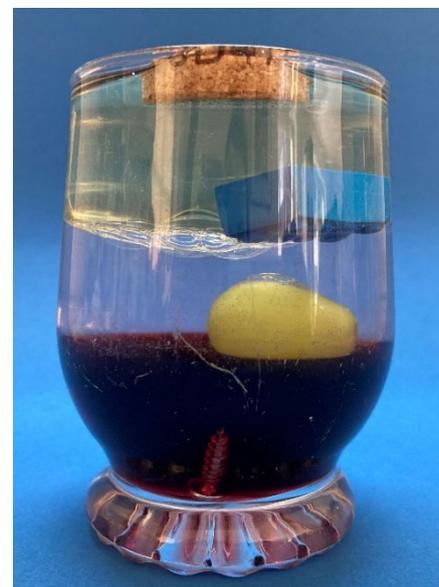


Abbildung B2.3: Glas mit Flüssigkeitsschichten und Gegenständen

B2.3 Experiment 3 – Kopfstand mit Brausetablette

Hinweise zum Material

Im Experiment 3 wird die Gasbildung beim Auflösen von Brausetabletten untersucht. Die Schüssel sollte so gewählt werden, dass sie breit und tief genug ist, um das Hantieren beim Hineinstellen der Flasche und beim Einbringen der Brausetabletten zu ermöglichen. Außerdem sollte sie ausreichend Fassungsvermögen haben und nur so weit befüllt werden, dass das zusätzliche Flüssigkeitsvolumen aus der Flasche sie nicht zum Überlaufen bringt.

Die verwendete Flasche sollte aus dickwandigem (stabilen) PET oder Glas bestehen. Das Volumen von 500 mL wurde gewählt, um den Effekt der Löslichkeit von Gas in Wasser mit zwei Brausetabletten möglichst gut beobachtbar zu machen, es sollten daher keine Flaschen mit anderen Volumina verwendet werden. Eine etwas bereitere Öffnung erleichtert das Einbringen der Brausetabletten, beziehungsweise ermöglicht das Einbringen jeweils einer ganzen Brausetablette. Grundsätzlich können auch Flaschen mit einer normalgroßen Öffnung (Außendurchmesser 2,5 cm) verwendet werden. Dazu muss dann aber die Brausetablette durchgebrochen werden.

Die verwendeten Brausetabletten sollten Vitamin C oder Multivitamin-Brausetabletten sein. Wir haben unsere Versuche hauptsächlich mit Mivolis Vitamin C von dm durchgeführt. Ergebnisse mit anderen Brausetabletten können teils erheblich abweichen. Zum Beispiel ist die Gasentwicklung bei Multivitamin-tabletten sehr viel stärker. Magnesium oder Calcium Tabletten sollten nicht verwendet werden, da hier die Gasentwicklung eher gering ausfällt.

Tipps zum Auffangen des Gases

Der Aufbau mit der Schüssel stellt eigentlich eine pneumatische Wanne dar, mit der in Laboren typischerweise Gase aufgefangen werden. Anders als im Labor wird das Gas nicht durch einen Schlauch in die Flasche geleitet, sondern direkt aus der Reaktion der Brausetablette aufgefangen. Wichtig ist für die Durchführung, dass die umgekehrte Flasche zu Beginn des Versuchs vollständig mit Wasser gefüllt ist. Dazu wird die Flasche zuerst bis zum Überlaufen mit Wasser gefüllt und dann mit der Hand möglichst dicht abgedeckt. Dann wird die abgedeckte Flasche zügig über der wassergefüllten Schüssel umgedreht und die Öffnung unter Wasser gebracht. Die Hand darf erst von der Öffnung genommen werden, wenn die Flasche senkrecht auf dem Kopf und mit der Öffnung unter Wasser ist. Dann kann die Flaschenöffnung auf dem Boden der Schüssel abgestellt werden. Achtung, wenn die Flasche nicht ganz stabil steht, ist es besser, sie mit einer Hand festzuhalten. Wenn sich jetzt mehr als ein halber Zentimeter Luft in der Flasche befindet, sollte der Vorgang wiederholt werden.

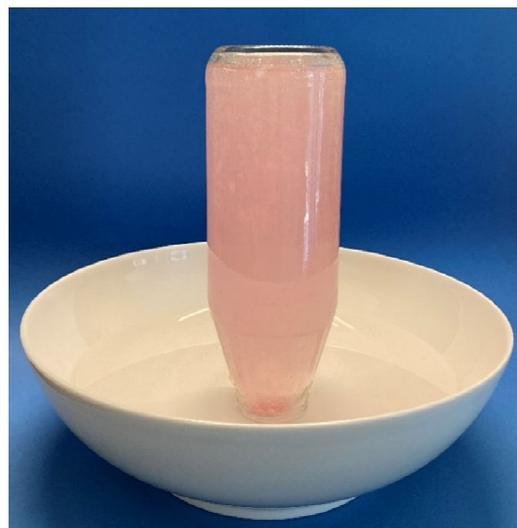


Abbildung B2.4: Versuchsaufbau während des Auflösens der ersten Brausetablette

Zum Einbringen der Brausetablette sollte die Flasche vorsichtig etwas zur Seite gekippt werden, die Brausetablette unter die Öffnung gelegt werden und dann die Flasche schnell wieder senkrecht abgestellt werden, damit das entstehende Gas möglichst komplett aufgefangen wird. Ein Sonderfall ist die Verwendung einer Flasche mit einer schmalen Öffnung, hier muss zuerst die Brausetablette in zwei Teile gebrochen werden. Dazu sollte die Brausetablette zuerst mit trockenen Fingern möglichst in der Mitte durchgebrochen werden. Die Flasche sollte dann auch leicht gekippt werden und die zwei Hälften gleichzeitig etwas in die Flaschenöffnung hineingeschoben werden.

Die Schülerinnen und Schüler sollen den Flüssigkeitsstand nach dem Auflösen der ersten Tablette und nach dem Auflösen der zweiten Tablette notieren. Es empfiehlt sich nach dem scheinbaren Auflösen der Tabletten jeweils noch ein bis zwei Minuten zu warten, um sicher zu gehen, dass die chemische Reaktion mit der Gasentwicklung komplett abgeschlossen ist.

B3 Theoretische Grundlagen

B3.1 Experiment 1 – Kristall wachse!

Das diesjährige Thema der Aufgabenrunde der IJSO ist „Finde die Lösung“. Passend dazu drehen sich alle Experimente um Lösungen im chemisch/physikalischen Sinn. Daher erklärt dieses Kapitel kurz, was eine Lösung ist, welche Eigenschaften Lösungen haben und wie ein Lösungsprozess aussieht. Außerdem wird die Auswirkung von Salz auf Pflanzen und mögliche Toleranzmechanismen angeführt.

Finde die Lösung

Laut Definition ist eine Lösung ein homogenes Gemisch aus mindestens zwei Stoffen. Aber was heißt das genau? In der Chemie gibt es Reinstoffe und Gemische (siehe Abbildung B3.1). Bei Reinstoffen handelt es sich um chemische Verbindungen oder Elemente mit konstanten Schmelz- und Siedepunkten sowie anderen nicht variablen Eigenschaften. Reinstoffe sind durch physikalische Trennverfahren nicht weiter teilbar. Im Gegensatz dazu setzen sich Gemische aus mindestens zwei Reinstoffen zusammen. Gemische haben keine konstanten Fixpunkte wie z. B. Schmelz- und Siedepunkt, denn die einzelnen stofflichen Bestandteile verlieren ihre ursprünglichen Eigenschaften im Gemisch nicht. Daher hängen zum einen die Eigenschaften von Gemischen vom Mischungsverhältnis ab und zum anderen können Gemische aufgrund der unterschiedlichen Eigenschaften ihrer Bestandteile durch Fraktionier- oder Trennmethode, wie z. B. Filtration, Destillation, Zentrifugation, Extraktion, Chromatografie, usw. wieder „unversehrt“ voneinander getrennt werden.

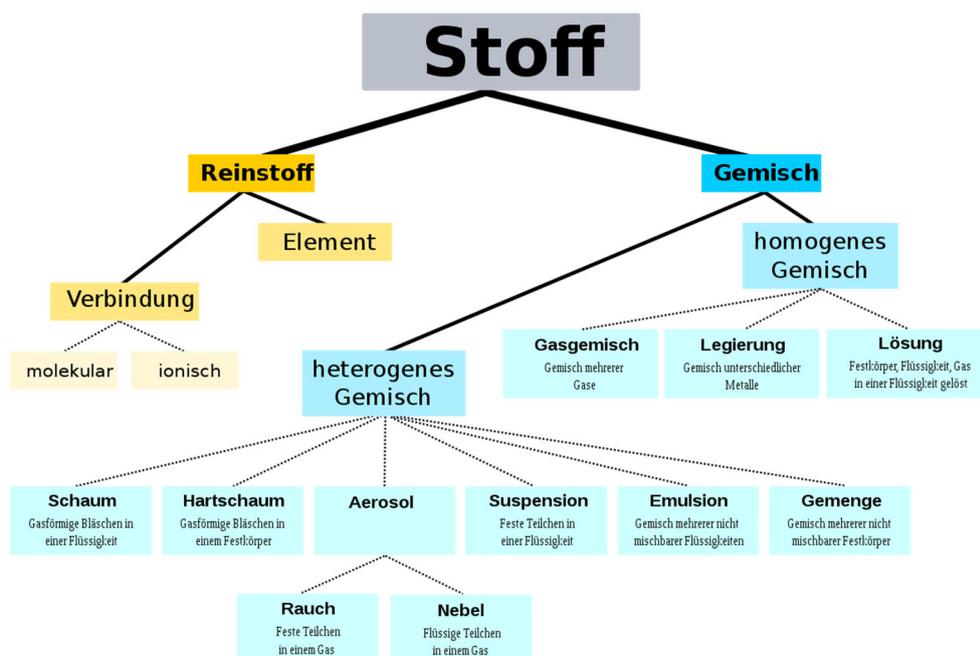


Abbildung B3.1: Schematische Einteilung der Stoffe

Gemische werden weiterhin unterteilt in heterogene Gemische (uneinheitliche, mehrphasige) und homogene Gemische (einheitliche, einphasige). Heterogene Gemische bestehen sichtbar (zumindest im Mikroskop) aus zwei oder mehr Phasen, die durch Grenzflächen voneinander getrennt sind. Die einzelnen Stoffe sind nicht im gesamten Gemisch gleich verteilt. Je nach den Aggregatzuständen der gemischten Stoffe werden heterogene Gemische zum Beispiel als Suspension (fest/flüssig), Emulsion (flüssig/flüssig), oder Schaum (flüssig/gasförmig) bezeichnet.

Homogene Gemische sind äußerlich nicht als Gemische zu erkennen, da sie nur aus einer Phase bestehen und einheitlich aussehen. Dies resultiert aus der Tatsache, dass die einzelnen Stoffe bis zu den kleinsten Teilchen miteinander vermischt und untereinander gleichmäßig verteilt sind. In jeder Teilmenge eines homogenen Gemisches findet sich somit dasselbe Mengenverhältnis der Mischungspartner.

Bei einer Lösung handelt es sich um ein völlig gleichmäßig verteiltes Gemisch aus einer Flüssigkeit mit einer weiteren Flüssigkeit, einem Gas oder einem Feststoff, dessen Eigenschaften vom Mischungsverhältnis der Komponenten abhängen.

In Experiment 1 wird der Feststoff Kochsalz in Leitungswasser gelöst. Wie geht dieser Lösungsprozess vor sich?

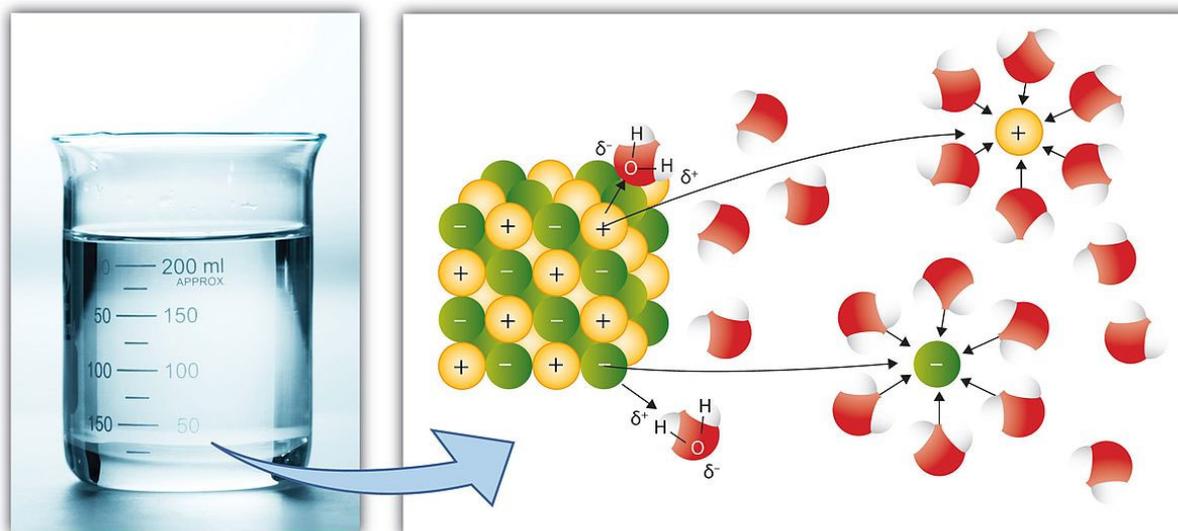


Abbildung B3.2: Der Lösungsprozess von Kochsalz in Wasser

Homogene Gemische können sich bilden, wenn die verschiedenen Reinstoffe dieselben Löslichkeitseigenschaften besitzen. Kochsalz mit seinen ionischen Bindungen zwischen den positiv geladenen Natriumkationen und den negativ geladenen Chlorid-Anionen löst sich gut im polaren Lösungsmittel Wasser (siehe Abbildung B3.2).

Wassermoleküle bestehen jeweils aus einem Sauerstoffatom und zwei Wasserstoffatomen. Aufgrund der stärkeren Elektronegativität von Sauerstoff hat dieser im Molekül eine negative Partialladung, während die Wasserstoffatome eine positive Partialladung haben. Wassermoleküle sind daher Dipole. Im Kochsalz sind die positiven und negativen Ionen in allen Richtungen abwechselnd angeordnet und bilden so ein Ionengitter. Wenn Wasser auf Salz trifft, lagern sich die Wassermoleküle entsprechend ihrer Partialladung an die Salzionen an. Einzelne Ionen lösen sich dadurch aus dem Gitter heraus. Sind sie erst aus dem Gitter gelöst, werden sie rundum von Wassermolekülen umgeben, von einer Hydrathülle. Dieser Vorgang wird als Hydratation bezeichnet. Durch diesen Vorgang lösen sich immer mehr Salzionen aus dem Ionengitter und verteilen sich gleichmäßig im Wasser.

Bei der Vorstellung dieses Vorganges wird klar, dass dieser nicht grenzenlos weitergeht. Wenn alle vorhandenen Wassermoleküle sich in den Hydrathüllen befinden, können keine weiteren Salzionen mehr gelöst werden. Die Lösung ist gesättigt. Die Löslichkeit oder Sättigungskonzentration gibt das bei Sättigung vorliegende Verhältnis von gelöster Substanzmasse zum Volumen des Lösungsmittels bei Raumtemperatur an, denn die Löslichkeit hängt oft stark von der Temperatur ab.

In Experiment 1 wird eine gesättigte Kochsalzlösung hergestellt, in einen Teller gegossen und stehengelassen. Durch die große Oberfläche kommt es zu einer Verdunstung des Wassers. Mit fortschreitender Verdunstung steigt die Konzentration in der Lösung an, sie wird übersättigt.

In dieser übersättigten Lösung kommt es dann zur Kristallisation. Diese kann entweder an Kristallisationskeimen erfolgen, wie z.B. ungelöste Salzkörnchen oder Staubkörnchen, oder bei starker Übersättigung auch spontan erfolgen. Die Kristalle wachsen dann weiter, und zwar in einer regelmäßigen stoffspezifischen Form. Natriumchlorid-Kristalle sind farblos und haben eine kubische Form.

Echt stressig? Anpassung an ökologische Nischen

In Experiment 1 wurde untersucht, wie sich Salz in Wasser löst. Das geschieht nicht nur in der Küche, überall auf der Welt liegen Salze auch gelöst in Wasser vor. So sind zum Beispiel in Meerwasser gelöste Salze enthalten und im Winter werden bei Schnee und Eis Straßen und Wege mit Salz gestreut, welches dann auch in den Wasserkreislauf gelangt. Welche Auswirkungen hat gelöstes Salz auf Pflanzen?

Menschen sprechen oft davon, dass sie zu viel Stress haben, wenn sie bestimmte Belastungen in ihrem Leben kaum oder gar nicht bewältigen können. Auch bei Pflanzen wird es als Stress bezeichnet, wenn ihre Umgebungsbedingung sie belasten oder schädigen. Pflanzen können zum Beispiel unter Trockenstress oder aber Salzstress leiden. Hohe Salzkonzentrationen in ihrer Umgebung schaden Pflanzen auf zwei Arten.

Einerseits erschweren die im umgebenden Wasser gelösten Salzionen osmotisch die Aufnahme des Wassers in die Wurzeln der Pflanze. Trennt man zwei Flüssigkeiten unterschiedlicher Salzkonzentration mit einer wasserdurchlässigen Membran, so fließt das Wasser aus der Flüssigkeit mit geringem Salzgehalt durch die Membran in die höher konzentrierte Flüssigkeit. Wasser hat also die Tendenz, hohe Konzentrationen auszudünnen. Die Epidermis der Wurzel kommt im Boden zuerst mit dem Wasser in Berührung. Viele der Epidermiszellen entwickeln lange, zarte Wurzelhaare, die die Wurzeloberfläche enorm vergrößern. Diese Wurzelhaare dringen in die Spalten zwischen den Bodenpartikeln ein und nehmen aus diesen engen und verwinkelten Zwischenräumen Ionen und Wassermoleküle entlang eines osmotischen Gradienten auf. Ist die Salzkonzentration aber außerhalb der Wurzeln höher als im Inneren erschwert der osmotische Gradient ein Einströmen der Wassermoleküle. Pflanzen die in Salzwasser stehen leiden so unter einer physiologischen Trockenheit, denn das Konzentrationsgefälle zieht das Wasser eher aus der Pflanzenzelle heraus als hinein.

Andererseits haben Pflanzenmembranen auch für Salzionen eine gewisse Durchlässigkeit. Wenn daher doch Wasser mit gelöstem Salz in die Pflanzenzellen gelangt, haben die Salzionen in hoher Konzentration aufgrund ihrer Effekte auf den Stoffwechsel sogar eine giftige Wirkung auf die Pflanze. Können die Salzionen nicht mehr in der Vakuole gespeichert werden und gelangen ins Cytoplasma, dann können sie dort unter anderem Enzymaktivitäten stören. Die meisten unserer Nutzpflanzen, besonders die Getreidearten sind empfindlich gegenüber Salzstress.



Abbildung B3.3: Die Strandgrasnelke *Armeria maritima*

Es gibt aber auch Pflanzen, die bestimmte Mechanismen haben, um Salzstress zu vermeiden. Diese sogenannten Halophyten (Salzpflanzen) weisen eine gewisse Salztoleranz auf.

Es sind Mechanismen vorhanden, um weniger Salz aufzunehmen, oder das aufgenommene Salz in Kompartimenten wie der Vakuole zu speichern. Weitere Möglichkeiten betreffen die Elimination von aufgenommenem Salz, entweder durch Ausscheiden oder das Abwerfen von Pflanzenteilen (Blättern) in denen die Salzkonzentration toxische Werte erreicht hat.

Die im Aufgabenblatt aufgeführte *Armeria maritima* gehört zu den Bleiwurzwäxchen und wächst auf Salzwiesen vor allem an der Nordsee. Hier kommt es immer wieder zu Überflutung mit Meerwasser. Die krautige Pflanze mit den kleinen rosa Blüten hat auf den Blattunterseiten sogenannte Absalz-Drüsen, über welche überschüssiges Salz unter Energieverbrauch wieder ausgeschieden wird. In diesem Zusammenhang ist der Begriff der ökologischen Nische zu nennen. „Nische“ bezieht sich hier nicht auf einen Ort, sondern auf die Umweltbedingungen die eine Art in ihrem Lebensraum umgeben. Die bessere Anpassung an bestimmte Umweltfaktoren kann einer Art einen Überlebensvorteil sichern. So stellen Autobahn-Randstreifen durch das Salz-Streuen im Winter eine ökologische Nische mit einem erhöhten Salzvorkommen dar. Hier haben die ursprünglich an der Nordseeküste vorherrschenden Strandgrasnelken aufgrund ihrer Salztoleranz eine weitere ökologische Nische besetzt.

B3.2 Experiment 2 – Drunter und Drüber

In diesem Experiment werden zwei Phänomene beobachtbar. Zum einen das Sinken und Schwimmen von Gegenständen aufgrund ihrer Dichte, zum anderen das Lösungsverhalten von Flüssigkeiten aufgrund ihrer Polarität. In diesem Kapitel werden die theoretischen Hintergründe der Phänomene kurz erläutert.

Dichte und Auftrieb

In Experiment 2 werden drei Flüssigkeiten in ein Glas gegossen. Wenn das Einfüllen richtig durchgeführt wird, bilden sich dort zu Anfang faszinierenderweise drei getrennte Schichten. Die oben beschriebene Art des Einfüllens soll Verwirbelungen möglichst geringhalten. Dadurch mischen sich die Flüssigkeiten nicht und schichten sich im Glas aufgrund ihrer Dichte. Die Dichte ρ (Rho) ist der Quotient aus der Masse m eines Körpers und seinem Volumen V :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Sie wird oft in Gramm pro Kubikzentimeter oder in Kilogramm pro Kubikmeter angegeben.

Von den drei verwendeten Flüssigkeiten hat Öl die geringste Dichte ($0,93 \text{ g/cm}^3$) und schwimmt daher oben. Wasser hat bei 20°C eine Dichte von etwa $0,998 \text{ g/cm}^3$ und die Dichte von Sirup ist mit etwa $1,3 \text{ g/cm}^3$ am höchsten, daher lässt sich der Sirup unter das Wasser schichten.

Im Versuch wurden dann mehrere Gegenstände in die geschichteten Flüssigkeiten eingebracht. Was mit den Gegenständen in den Flüssigkeitsschichten passiert wird durch ihre jeweilige statische Auftriebskraft bestimmt. Jeder Körper, der in eine Flüssigkeit eingetaucht wird, erfährt eine Auftriebskraft F_A . Deren Größe ist abhängig von der Dichte der Flüssigkeit und von dem durch den Körper verdrängten Volumen.

Ihr Betrag ist definiert als $F_A = g \rho V$

Dabei ist V das vom Körper verdrängte Volumen der Flüssigkeit, g die Erdbeschleunigung und ρ die Dichte der Flüssigkeit. Die Auftriebskraft eines Körpers ist nach oben gerichtet, seiner Gewichtskraft entgegengesetzt. Das Produkt aus Dichte und Volumen ρV ist die Masse m der vom Körper verdrängten Flüssigkeit. Und $g \rho V$ ist ihre Gewichtskraft. Die Auftriebskraft eines Körpers entspricht somit der Gewichtskraft der von ihm verdrängten Flüssigkeit. Dieser Zusammenhang ist als archimedisches Prinzip bekannt.

Sinken und schwimmen

Aber was sagt das darüber aus, wann ein Körper sinkt oder schwimmt? Abbildung B3.4 zeigt den Zusammenhang zwischen der statischen Auftriebskraft eines Körpers und seiner Gewichtskraft. Die Richtung der Pfeile zeigt die Richtung der Kräfte und die Größe der Pfeile ist korreliert mit der Größe der Kräfte. Ein Körper dessen Auftriebskraft größer als seine Gewichtskraft ist (A), wird in der Flüssigkeit aufsteigen, während ein Körper dessen Auftriebskraft kleiner als seine Gewichtskraft ist (C), sinken wird. Bei Körper B ist die Auftriebskraft genau gleich seiner Gewichtskraft. Dies ist der Fall, wenn seine Dichte genau der der verdrängten Flüssigkeit entspricht. Dieser Körper schwebt damit in der Flüssigkeit auf einer Höhe.

Für die im Experiment verwendeten Gegenstände heißt dies, dass sie im Glas so lange sinken, bis sie eine Flüssigkeit erreichen, in der ihre Auftriebskraft größer als ihre Gewichtskraft ist, also wenn die Dichte der Flüssigkeit größer ist als die Dichte des Gegenstands. Dadurch erlaubt die Beobachtung an welcher Stelle der Schichten die Gegenstände schwimmen (oder nicht)

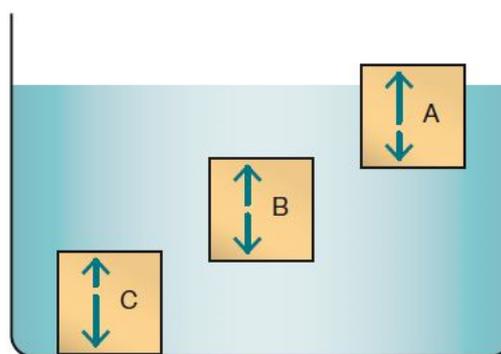


Abbildung B3.4: Sinken und Schwimmen. Pfeile nach oben stellen die Größe der Auftriebskraft dar, Pfeile nach unten die der Gewichtskraft. A: Auftriebskraft ist höher, der Gegenstand schwimmt. B: Auftriebskraft und Gewichtskraft sind gleich, der Gegenstand schwebt. C: Gewichtskraft ist höher als die Auftriebskraft, der Gegenstand sinkt.

eine qualitative Aussage über die Dichte der Materialien, aus denen die Gegenstände bestehen.

Fische schweben

Natürlich bewegen Fische sich mit Hilfe ihrer Flossen im Wasser vorwärts, durch Schwimmbewegungen. Aber wer einmal über eine längere Zeit im Wasser geschwommen ist, weiß, dass das ziemlich anstrengend ist. Knochenfische besitzen mit der Schwimmblase ein Organ, das sie befähigt im Wasser in einer bestimmten Tiefe zu bleiben, ohne ständig Schwimmbewegungen auszuführen (siehe Abbildung B3.5).

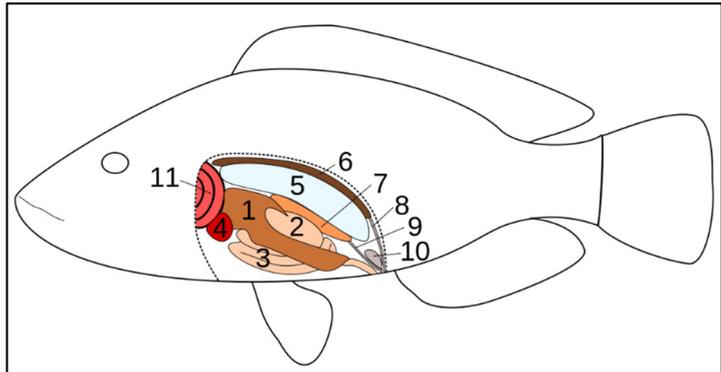


Abbildung B3.5: Lage der Schwimmblase (5) bei einem Knochenfisch im Verhältnis zu anderen inneren Organen (schematisiert). 1 Leber, 2 Magen, 3 Darm, 4 Herz, 6 Niere, 7 Hoden, 8 Harnleiter, 9 Samenleiter, 10 Harnblase, 11 Kiemen

In Experiment 2 wurde gezeigt, dass Körper auf Flüssigkeiten schwimmen, die eine höhere Dichte haben als sie selbst. Die verwendeten Körper bestanden meist durchgängig aus dem gleichen Material (Kork, Eisen, Plastik). Ein Fisch besteht aber nicht aus einem einzigen Material, was ist also die Dichte eines Fisches? Hier kommt der Begriff der mittleren Dichte ins Spiel. Die mittlere Dichte ergibt sich aus der Gesamtmasse und dem Gesamtvolumen eines Körpers, der aus mehreren Materialien besteht. Mit der gasgefüllten Schwimmblase kommt beim Körper „Fisch“ ein Anteil hinzu, der ein Volumen und eine sehr geringe Dichte hat. Durch die Gasfüllung der Schwimmblase wird also die mittlere Dichte des Fisches verringert. Ist die Gasblase des Fisches weniger gefüllt, so hat er eine höhere mittlere Dichte. In Wasser einer bestimmten Dichte kann der Fisch somit durch den Füllungsgrad seiner Schwimmblase bestimmen, ob er aufsteigt, nach unten sinkt, oder eben, wenn die mittlere Dichte des Fisches der Dichte des von ihm verdrängten Wassers entspricht, auf einer Höhe zu schweben.

Zusätzlich muss die Füllung der Schwimmblase aber auch beim Aufsteigen und Absinken angepasst werden, denn der Wasserdruck ist abhängig von der Wassertiefe. Er nimmt pro 10 m Tiefe um ungefähr 1 bar zu und Knochenfische können bis in eine Tiefe von 200 m tauchen, manche sogar noch tiefer. Würde der Fisch aus größerer Tiefe aufsteigen, ohne dabei sukzessive die Füllung seiner Schwimmblase wieder zu verringern, würde das Gas in der Schwimmblase sich aufgrund des sinkenden Außendrucks des Wassers immer weiter ausdehnen und der Fisch am Ende wie ein luftgefüllter Ball aus dem Wasser springen.

Zur Befüllung der Schwimmblase haben sich zwei Varianten entwickelt. Die Physostomen, dazu gehören zum Beispiel die Karpfen, befüllen ihre Schwimmblase, indem sie Luft schlucken. Die Luft gelangt über den Darm, der noch eine Verbindung zur Schwimmblase besitzt in diese hinein. Bei den Physoklisten, zu diesen gehören zum Beispiel die Barsche, gelangt das Gas aus den Blutgefäßen, in denen es von den Kiemen hertransportiert wurde, in die Schwimmblase. Die Entleerung der Schwimmblase funktioniert ähnlich. Die Physostomen geben das Gas über eine Verbindung zwischen Schwimmblase und Kiemendarm (Ductus pneumaticus) wieder ab und die Physoklisten resorbieren das Gas in die Blutbahnen.

Polar und unpolar

Im Kapitel B3.1 wurden verschiedene Lösungen behandelt. Es gibt aber auch Stoffe, die sich nicht ineinander lösen lassen. Wenn es sich dabei um zwei Flüssigkeiten handelt, liegt dies an ihrer unterschiedlichen Polarität.

Ein Molekül ist polar, wenn sich durch Ladungsverschiebungen getrennte Ladungsschwerpunkte innerhalb des Moleküls bilden. Das klassische Beispiel ist Wasser. Sauerstoff hat mit 3,5 auf der Pauling-Skala eine höhere Elektronegativität als der Wasserstoff (2,1 auf der Pauling-Skala) und zieht damit die Bindungselektronen stärker an sich. Im H_2O -Molekül sind dadurch die Bindungselektronen zwischen Sauerstoff und Wasserstoff ungleich verteilt. Der Sauerstoff hat eine negative Partialladung, während die Wasserstoffatome eine positive Partialladung aufweisen (Siehe Abbildung B3.6).

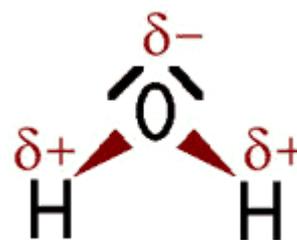


Abbildung B3.6: Wassermolekül mit Partialladungen

Das im Experiment verwendete Speiseöl (z.B. Sonnenblumenöl) ist im Gegensatz zum Wasser unpolar. Die meisten Pflanzenöle bestehen aus Fettsäuren, die über Esterverbindungen als Triglyceride an einen Glycerinrest gebunden sind. Bei der Betrachtung des molekularen Aufbaus (Abbildung B3.7) fällt auf, dass auch das im Sonnenblumenöl enthaltene Triglycerid Triolein Sauerstoffmoleküle enthält. Auch in diesem Molekül weist der Sauerstoff eine negative Partialladung auf. Auf das gesamte Molekül bezogen macht das aber keinen Unterschied. Die Elektronegativität von Kohlenstoff liegt mit 2,55 relativ dicht an der von Wasserstoff. Daher weisen Verbindungen von Kohlenstoff und Wasserstoff keine Polarität auf. Die langen Fettsäureketten mit meist 18 Kohlenstoffatomen bewirken, dass das Molekül insgesamt unpolar ist.

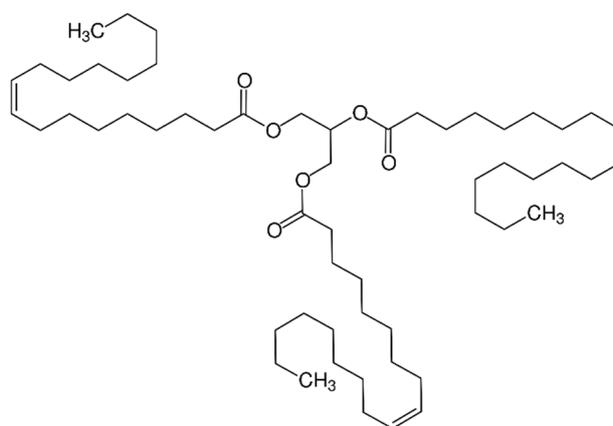


Abbildung B3.7: Triolein, ein Beispiel eines Triacylglycerols in Pflanzenölen.

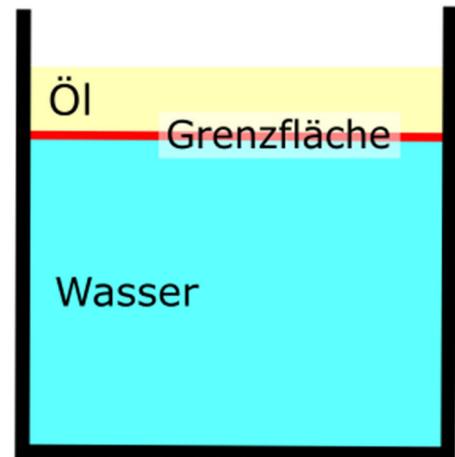
Hydrophil und hydrophob

Polare Stoffe lassen sich meist auch in polaren Lösungsmitteln lösen, während sich unpolare Stoffe in unpolaren Lösungsmitteln lösen lassen. Aufgrund dieses Lösungsverhaltens werden polare Stoffe meist als hydrophil (=lipophob), d. h. im Lösungsmittel Wasser löslich und unpolare Stoffe als lipophil (= hydrophob), d.h. in Fett löslich eingeteilt.

Aber worauf basiert dieses Lösungsverhalten? Zwischen hydrophilen Stoffen bilden sich Wasserstoffbrücken oder Dipol-Dipol-Kräfte aus, zwischen lipophilen wirken Van-der-Waals-Kräfte. Kommen lipophile und hydrophile Stoffe miteinander in Kontakt, können sich die zwischenmolekularen Kräfte zwischen den verschiedenen Mischungspartnern nicht ausbilden, sie grenzen sich voneinander ab und es entstehen heterogene Gemische. An der Phasengrenze bildet sich eine Grenzflächenspannung aus, deren Bildung energieaufwändig ist. Ein System zweier nicht mischbarer Flüssigkeiten (hier Öl-Wasser) hat daher die Tendenz, dass die Phasengrenze die kleinstmögliche Fläche einnimmt (stabiles Gleichgewicht, Energieminimum). Erzeugt man z. B. durch kräftiges Rühren oder Schütteln von Pflanzenöl und Wasser eine Mischung dieser beiden Lösungen, also indem man mechanisch Arbeit in das System einbringt, so entsteht eine Emulsion (siehe auch Abbildung B3.1). Abbildung B3.8 verdeutlicht, dass bei gleichem Volumen der lipophilen Phase die Grenzfläche zwischen beiden Phasen im entmischten Zustand (a) kleiner ist als die Oberfläche aller Öl-Tröpfchen in der Emulsion (b) und damit der energieärmste Zustand erreicht wird, wenn die Phasen sich trennen. Emulsionen sind thermodynamisch instabile Systeme; die disperse Phase ist

bestrebt, sich durch Zusammenlagerung zu größeren Bereichen zu vereinigen, um die Grenzflächenenergie zwischen den beiden Phasen zu verringern. Emulsionen haben deshalb eine begrenzte Lebensdauer. Durch das Zusammenfließen von kleinen Tröpfchen zu größeren Tröpfchen verringert sich die Größe der Grenzfläche und damit auch die Energie des Gesamtsystems. Dies geschieht, bis sich die beiden Flüssigkeiten wieder trennen. Das bedeutet im Fall von Öl und Wasser, dass Öl mit der geringeren Dichte auf Wasser mit der höheren Dichte schwimmt (siehe Abbildung B3.8a)). So erreicht das System wieder seinen energieärmsten Zustand.

a)



b)

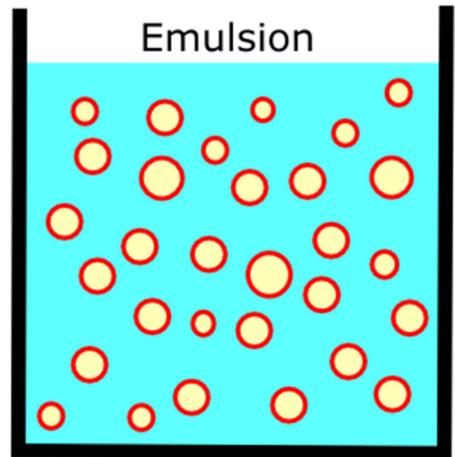


Abbildung B3.8: a) Grenzfläche zwischen Öl und Wasser; b) Öl in Wasser Emulsion

B3.3 Experimente 3 – Kopfstand mit Brausetablette

In Experiment 3 werden Brausetabletten unter Wasser unter die Öffnung einer umgedrehten wassergefüllten Flasche gelegt. Was passiert dabei und was ist daraus zu lernen?

Was passiert mit der Brause im Wasser?

Ein gepresster flacher Zylinder wird in Wasser gelegt. Es fängt an zu sprudeln, Bläschen steigen im Wasser nach oben, der Zylinder zerfällt und verschwindet schließlich ganz, allenfalls leichte pulverartige Rückstände und eine leichte Färbung des Wassers bleiben zurück. In Kapitel B3.1 wurden Lösungsvorgänge beschrieben und im Experiment 1 wurde das zuerst gelöste Kochsalz durch Kristallisation wieder zurückgewonnen. Im Gegensatz zu Experiment 1 handelt es sich bei Experiment 3 aber nicht nur um einen Lösungsvorgang, sondern es kommt zu einer chemischen Reaktion.

Die Inhaltsstoffe einer Brausetablette, zum Beispiel Vitamin C Mivolis (dm), sind folgende: Säuerungsmittel Citronensäure, Säureregulator Natriumhydrogencarbonat, Füllstoff Sorbit, L-Ascorbinsäure (Vitamin C), Aromen, Rote-Bete-Pulver, Maisstärke, Süßungsmittel Natriumcyclamat und Natriumsaccharin, Farbstoff Riboflavin. Für die chemische Reaktion verantwortlich sind die Citronensäure und das Natriumhydrogencarbonat.

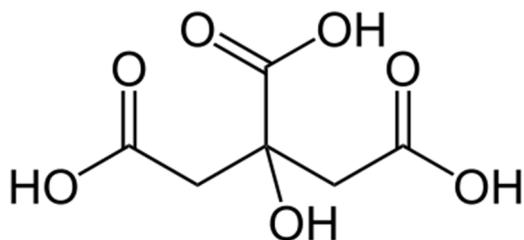
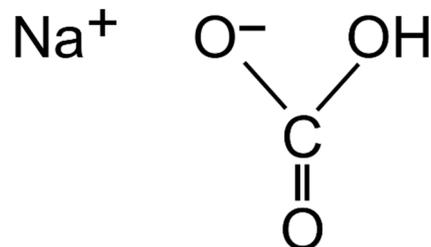


Abbildung B3.9: Strukturformel der Citronensäure

Bei Citronensäure, laut IUPAC eigentlich 2-Hydroxypropan-1,2,3-tricarbonsäure, handelt es sich um einen farblosen und geruchslosen kristallinen Feststoff mit der Summenformel $C_6H_8O_7$ (siehe Abbildung B3.9). In der Strukturformel sind die drei Carboxylgruppen zu sehen, die organische Säuren ausmachen. Citronensäure ist gut in Wasser löslich. Der Vorgang ist leicht endotherm und die drei Carboxylgruppen geben in Wasser bis zu drei Protonen ab.

Natriumhydrogencarbonat ($NaHCO_3$) ist ein farbloser und geruchsloser kristalliner Feststoff der ebenfalls in Wasser löslich ist (Abbildung B3.10), wobei das Hydrogencarbonat-Ion durch teilweise Bildung von Hydroxid-Ionen leicht alkalisch reagiert.



Die Reaktion von Citronensäure und Natriumhydrogencarbonat in Wasser ist somit eine Neutralisationsreaktion zwischen einer Säure und einer Base.

Abbildung B3.10: Strukturformel von Natriumhydrogencarbonat



Die Betrachtung der Reaktionsgleichung macht deutlich, dass es sich um eine chemische Reaktion handelt, bei der durch die Reaktion mehrerer Stoffe miteinander ein neuer Stoff entsteht. Es handelt sich um eine Gleichgewichtsreaktion, die durchaus reversibel verlaufen kann. Allerdings entweicht das gasförmige CO_2 aus der Lösung und steht dadurch nicht mehr für die Rückreaktion zur Verfügung.

Die Brausetabletten sind Stoffgemische aus mehreren Komponenten. Unabhängig von der Säure-Base-Reaktion gehen manche davon in Lösung und andere nicht. Während das Süßungsmittel Natriumcyclamat und Natriumsaccharin leicht in Wasser löslich sind, ist die als Bindemittel fungierende Maisstärke praktisch wasserunlöslich. Die Farbstoffe Riboflavin und Rote Bete Pulver färben auch nach dem Auflösen der Tablette das Wasser.

Auch Gase sind in Flüssigkeiten löslich

Im vorangegangenen Kapitel wurde bereits erläutert, dass es sich bei dem entstehenden Gas um Kohlendioxid handelt. Im Experiment wird es pneumatisch aufgefangen (siehe Abbildung B2.3), da es in der über die

Brausetablette gestülpten Flasche nach oben steigt. Dort verdrängt es das Wasser, welches vorher die umgedrehte Flasche komplett ausfüllte. Die Gasmenge, die beim Auflösen der zweiten Tablette entsteht scheint erheblich größer zu sein, als die Gasmenge nach dem Auflösen der ersten Tablette. Beide Tabletten enthielten aber dieselben Inhaltsstoffe in derselben Menge. Der Unterschied muss somit in der Reaktion mit dem Wasser liegen. Wie bereits in Kapitel 3.2 erwähnt, sind auch Gase in Flüssigkeiten löslich. Genau wie bei der Lösung von Feststoffen in Flüssigkeiten sind aber auch hier der Löslichkeit Grenzen gesetzt.

Bei Kohlenstoffdioxid oder Kohlendioxid (CO_2) handelt es sich um ein nicht brennbares, saures und farbloses Gas. Zwischen dem Kohlenstoffatom und den Sauerstoffatomen bestehen jeweils Doppelbindungen, dadurch ist das Molekül nicht gewinkelt. Reines Kohlendioxid ist dichter als Luft und sinkt daher nach unten und im Vergleich zu O_2 und N_2 ist es relativ gut löslich in Wasser (CO_2 Löslichkeit in Wasser: $3,3 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ bei 0°C , $1,7 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ bei 20°C , jeweils bei 1013 hPa). Ein geringer Anteil (etwa $0,2 \%$, je nach Temperatur und Druck) des im Wasser gelösten CO_2 reagiert mit Wasser zu Kohlensäure (siehe Abbildung B3.11 unten). Umgangssprachlich wird bereits das in Wasser gelöste CO_2 oft ungenau als Kohlensäure bezeichnet. Tatsächlich werden in der Wasserchemie gelöstes CO_2 und die eigentliche Säure H_2CO_3 üblicherweise gemeinsam als freie Kohlensäure zusammengefasst.

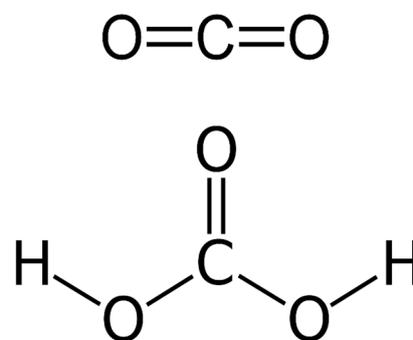


Abbildung B3.11 Strukturformeln von Kohlendioxid (oben) und Kohlensäure

Während die Löslichkeitseigenschaften von CO_2 in Mineralwasser und anderen sprudelnden Getränken für eine angenehme Spritzigkeit sorgt, haben sie aufgrund der Zunahme von CO_2 in der Atmosphäre global negative Auswirkungen.

CO_2 und die Weltmeere

Kohlendioxid ist ein natürlicher Bestandteil der Luft. Da es sowohl bei der Verbrennung kohlenstoffhaltiger Substanzen entsteht, als auch ein Produkt der Zellatmung von Tieren und Menschen ist, gelangt jährlich eine immense Menge in die Umwelt. In Abbildung B3.12 ist der CO_2 Ausstoss im Jahr 2021 in Deutschland mit knapp 660 Millionen Tonnen aufgeführt. Pflanzen, Algen sowie manche Bakterien und Archaeen wandeln CO_2 durch Kohlenstoffdioxid-Assimilation, zum Beispiel während der Fotosynthese, in Biomasse um. Trotzdem steigt der CO_2 Gehalt an. Während dieser Anstieg in der Atmosphäre ein Hauptgrund für die globale Erwärmung ist, sorgt die Löslichkeit von CO_2 in Wasser für ein Absinken des pH-Wertes der Weltmeere. Die Folgen dieser sog. „Versauerung“ betreffen zunächst kalkskelettbildende Lebewesen, deren Fähigkeit, Exo- bzw. Endoskelette zu bilden, bei sinkendem pH-Wert nachlässt. Weil diese Arten oft die Basis der Nahrungsketten in den Ozeanen bilden, können sich daraus weitere schwerwiegende Konsequenzen für die zahlreichen von ihnen abhängigen Meeresbewohner ergeben. Die Erkenntnisse aus der diesjährigen Aufgabenrunde können hier zu einem besseren Verständnis der globalen Folgen von zu hohen CO_2 Emissionen führen.

Anteile der Treibhausgase an den Emissionen (berechnet in Kohlendioxid-Äquivalenten) 2021

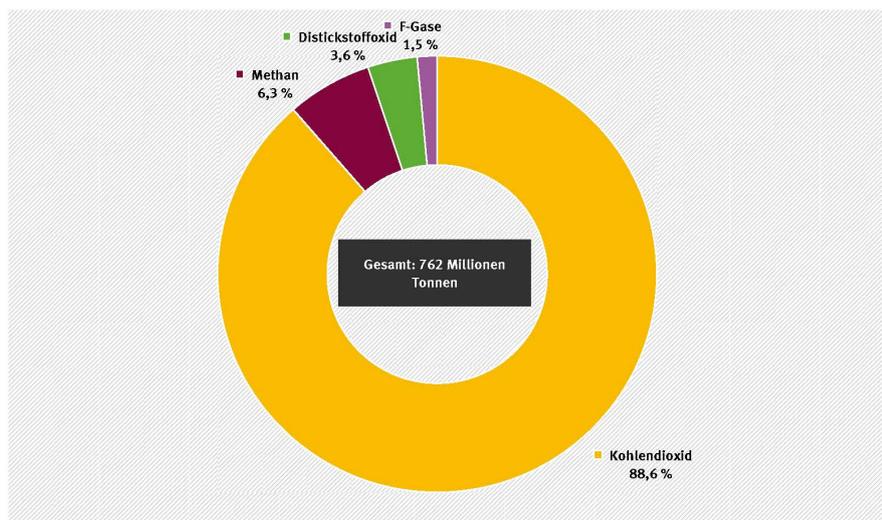


Abbildung B3.12: Anteile der Treibhausgase an den Emissionen (berechnet in Kohlendioxid-Äquivalenten) Deutschland 2021

Mit den Experimenten und den vertiefenden Fragen der IJSO-Wettbewerbsaufgaben wollen wir Neugierde wecken und forschendes Lernen unterstützen. Beim Experimentieren ergeben sich zwangsläufig Situationen, in denen etwas nicht „funktioniert“, oder das Ergebnis des Experiments von den Erwartungen abweicht. Und schon taucht die erste Frage auf: Woran liegt das? Was muss ich ggf. anders machen?

Auch stößt man immer wieder an Grenzen und stellt fest, dass man eine Frage nicht abschließend beantworten kann, weil Informationen fehlen. Und schon ist man mittendrin im Grübeln, Recherchieren und Planen weiterführender Experimente.

So ging es auch uns im Vorfeld mit der einfachen Frage, warum die im Experiment gelöste Salzmasse von der in der Literatur gefundenen abweicht. Wie groß kann der Messfehler aufgrund der verwendeten Gerätschaften sein? Die Temperatur kann keine großen Auswirkungen haben, denn gerade die Löslichkeit von NaCl ist nur schwach temperaturabhängig. Wie groß ist der Anteil an Iod und Rieselhilfen im verwendeten Speisesalz? Welchen Einfluss haben die bereits im Leitungswasser gelösten Ionen? Wie lange muss die Lösung gerührt werden, um sicher zu sein, dass sich kein weiteres Salz mehr lösen lässt?

Weitergehende Versuche können aber auch Erkenntnisse vertiefen oder weitere Aspekte verdeutlichen. Vielleicht lassen sich mit den hier genannten Hinweisen Forscherfragen und neue Projekte entwickeln, die weit über die IJSO-Aufgaben hinausreichen.

Zum Thema Kristall wachse

- Mit welchen weiteren Stoffen können Kristalle hergestellt werden?
- Können auch noch größere Kristalle als in Experiment 1 entstehen?

Interessant wäre es, im Vergleich zum im Experiment verwendeten Kochsalz eine gesättigte Zuckerlösung herzustellen und daraus Zuckerkristalle zu züchten. Hier kann vertiefend auf die Löslichkeit eingegangen werden, denn Haushaltszucker (Saccharose) ist in seiner Löslichkeit zum einen viel stärker temperaturabhängig als Kochsalz. Zudem kann in 100°C heißem Wasser mehr als die 10fache Masse Zucker gelöst werden. Auch Alaun eignet sich zur Kristallherstellung. Wird dabei noch ein Impfkristall verwendet, können erstaunliche Kristallgrößen erreicht werden. Hier kann wieder auf Kristallgitter eingegangen werden und zusätzlich kann ein kleiner Wettbewerb unter den Schülerinnen und Schülern daraus entstehen.

Zum Thema Kopfstand mit Brausetablette

- Was passiert, wenn weitere Tabletten unter die Flaschenöffnung platziert werden?
- Kann nachgewiesen werden, dass es sich bei dem entstehenden Gas um CO₂ handelt?

Welche Gasmengen entstehen bei der dritten und vierten Tablette? Eine interessante Aufgabe wäre auch, möglichst gute Methoden zu entwickeln, um das Gas aus der Flasche für die Nachweisreaktionen zu gewinnen. Und zuletzt bietet sich mit dem Versuch auch ein guter Einstieg, um auf Fragen zu CO₂ als Treibhausgas einzugehen, im Sinne einer Bildung für Nachhaltigkeit.

Die Neugierde und das Hinterfragen, aber auch den eigenen Antrieb, nicht locker zu lassen und Dingen auf den Grund zu gehen, wollen wir mit den Wettbewerbsaufgaben stärken. Ähnlich wie wir beim Entwickeln der Aufgaben werden den Schülerinnen und Schülern bei der Bearbeitung der Aufgaben über zahlreiche Fragen stolpern. Weil wir diesen Prozess so wichtig finden, bitten wir die Schülerinnen und Schüler jedes Jahr in der letzten Aufgabe zwei Forschungsfragen zu formulieren. Ermutigen und inspirieren Sie Ihre Teilnehmenden, ihren eigenen Fragen nachzugehen. Unterstützen wollen wir damit aber auch Sie, wenn Sie Kinder und Jugendliche in Projekt(wettbewerb)en begleiten wollen und auf der Suche nach geeigneten Themen sind.

Gute weitere Versuche zum Thema Kohlendioxid und zum Thema Löslichkeit finden sich auch in der Dissertation unter folgendem Link:

https://rosdok.uni-rostock.de/file/rosdok_derivate_0000003792/Dissertation_Collin_2009.pdf

D1 Literatur

U. Lüttge, M. Kluge, G. Bauer. Botanik (1994) VCH
D. Sadava, D. Hillis, H. C. Heller, S. Hacker. Purves Biologie (2017) Springer Spektrum
M. Binnewies, M. Jäckel, H. Willner, G. Rayner-Canham. Allgemeine und Anorganische Chemie (2011) Springer Spektrum
Hardy, I., Steffensky, M., Leuchter, M., & Saalbach, H. (2017). *Spiralcurriculum Schwimmen und Sinken: Naturwissenschaftlich arbeiten und denken lernen. Band 1: Elementarbereich*. Deutsche Telekom Stiftung.

D2 Linksammlung

https://www.telekom-stiftung.de/sites/default/files/files/01_Elementar__05-12__End.pdf
<https://de.wikipedia.org/wiki/Gemisch>
[https://de.wikipedia.org/wiki/L%C3%B6sung_\(Chemie\)](https://de.wikipedia.org/wiki/L%C3%B6sung_(Chemie))
<https://de.wikipedia.org/wiki/L%C3%B6slichkeit>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Salze>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Hydratation>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Kristallisation>
https://www.baltrum-online.de/news_artikel.php?id=4829
<https://www.spektrum.de/lexikon/biologie-kompakt/salzstress/10174>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Knochenfische#Fortbewegung>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Schwimmlase>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Tauchphysik>

[https://de.wikipedia.org/wiki/Polarit%C3%A4t_\(Chemie\)](https://de.wikipedia.org/wiki/Polarit%C3%A4t_(Chemie))
<https://de.wikipedia.org/wiki/Wasser>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Partielladung>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Elektronegativit%C3%A4t>
<https://www.abiweb.de/organische-chemie/naturstoffchemie/fette/eigenschaften.html>
https://www.3a-beton.de/uploads/media/Dichtetabelle_Fettabscheideranlagen_2014.pdf
<https://www.meinpharmaversand.de/documents/products/SDB/00024644.pdf>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Sonnenblumen%C3%B6l>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Brausepulver>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Natriumhydrogencarbonat>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Citronens%C3%A4ure>
https://www.seilnacht.com/Chemie/ch_nahco.htm
<https://www.seilnacht.com/Lexikon/Citronen.htm>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffdioxid>
<https://de.wikipedia.org/wiki/Kohlens%C3%A4ure>
<https://www.umweltbundesamt.de/daten/klima/treibhausgas-emissionen-in-deutschland/kohlendioxid-emissionen#kohlendioxid-emissionen-im-vergleich-zu-anderen-treibhausgasen>
https://de.wikipedia.org/wiki/Versauerung_der_Meere

D3 Bildnachweis

D3.1 Bildnachweis zu Abbildungen B2.1-B2.4:

Foto: S. Schmidt-Gattung, IPN

D3. Bildnachweis zu Abbildungen B3.1-B3.12:

B3.1 Peter Krimbacher lizenziert unter CC BY-SA 2.0

URL: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Schematische_Einteilung_der_Stoffe.svg

B3.2 Andy Schmitz lizenziert unter CC BY-SA 3.0

URL: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Sodium_chloride_dissolution.jpg

B3.3. Hans Hillewaert lizenziert unter CC BY-SA 3.0

URL: [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Armeria_maritima_\(plants\).jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Armeria_maritima_(plants).jpg)

B3.4. Abbildung aus Hardy *et al.* (2017) mit freundlicher Genehmigung von Mirjam Steffensky

B3.5 Uwe Gille lizenziert unter CC BY-SA 3.0

URL: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Fish-anatomy.svg>

B3.6 <https://www.seilnacht.com/Lexikon/psepaar.htm> mit freundlicher Genehmigung von Thomas Seilnacht (www.seilnacht.com)

B3.7 Jü unter public domain

URL: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Triolein_Structural_Formula_V1.svg

B3.8 Roland.chem lizenziert unter public domain

URL: <http://de.wikipedia.org/wiki/Bild:GrenzflächeUndEmulsion.png>

B3.9 NEUROtiker unter public domain

URL: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Zitronens%C3%A4ure_-_Citric_acid.svg

B3.10 Nicolás Lichtmaier unter public domain

URL: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:SodiumBicarbonate.svg>

B3.11 oben Jü unter public domain

URL: https://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffdioxid#/media/Datei:Carbon_dioxide_Structural_Formula_V1.svg

B3.11 unten Eetwartt unter public domain

URL: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Carbonic-acid-2D.svg>

B3.12 Anteile der Treibhausgase an den Emissionen mit freundlicher Genehmigung durch das Umwelt Bundesamt

URL: <https://www.umweltbundesamt.de/daten/klima/treibhausgas-emissionen-in-deutschland#entwicklung-der-f-gase-teil-fluorierte-kohlenwasserstoffe-schwefelhexafluorid-und-stickstofftrifluorid>