

Wasser



© Alfred Moser¹

¹ Quelle: Alfred Moser, Allgemeine und anorganische Chemie, Seite 108

Hinweise zur Erarbeitung der Posten	4
---	---

Stationen:

Station 1: Warum sind die Wassermoleküle gewinkelt gebaut?	
Station 2: Wie können Tiere im zugefrorenen Teich überleben?	
Station 3: Analyse und Synthese von Wasser	
Station 5: Warum bekommen wir im Wasser eine schrumpelige Haut	
Station 6: Das schwimmende Ei	
Station 7: Warum Menschen viel und Goldhamster nicht trinken müssen	
Station 8: Wie die Araber ihre Getränke kühlen	
Station 9: Was ist der Unterschied zwischen destilliertem Wasser und Leitungswasser?	

Wissensquiz (Test)

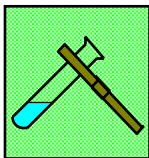
Hinweise zur Erarbeitung der Posten:



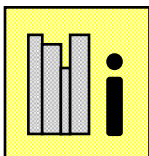
Während dieser Workshops sollst du möglichst selbstständig experimentieren und die Inhalte erarbeiten.



- Behandle das Material sorgfältig und überprüfe anhand der Materialliste, ob die Posten vollständig sind.
- Bei den Versuchen ist eine Schutzkleidung (Schutzbrille oder Schutzhandschuhe) zu tragen, denn Säuren und Laugen sind ätzende Stoffe.
- Dokumentiere deine Versuche sorgfältig und bearbeite alle Stationen und Arbeitsaufträge.
- Notiere dir bei jeder Station:
 - ✓ Was habe ich Neues erfahren, das ich vorher noch nicht wusste?
 - ✓ Was ist dir an dieser Station besonders leicht gefallen? Warum? Was hat am meisten Mühe bereitet? Warum?
 - ✓ Was ich zu dieser Station sonst noch sagen wollte ...



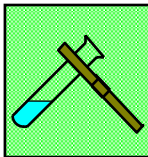
Hier sollst du ein Experiment durchführen.



Beschaffe dir Informationen aus dem Lexikon!



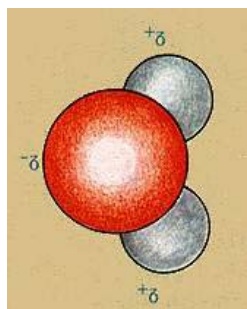
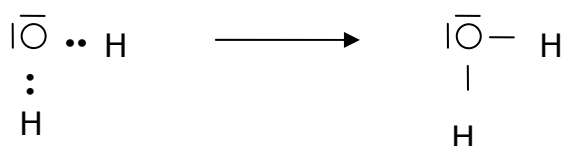
Lies dir die Informationen durch!

Station 1	Warum sind die Wassermoleküle gewinkelt gebaut?	
-----------	---	---



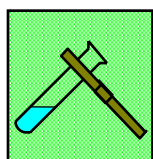
Sauerstoff und Wasserstoff sind Nichtmetalle und gehen deshalb eine Atombindung miteinander ein. Sie teilen sich die bindenden Elektronenpaare. Am Sauerstoff hängen auch noch nicht- bindende Elektronenpaare! Nachdem sich gleich geladene Teilchen abstoßen versuchen auch hier alle Elektronenpaare den größtmöglichen Abstand zueinander ein zu nehmen!

Zeichne in der folgenden Skizze die bindenden Elektronenpaare rot und die nicht bindenden elektronenpaare in blau ein.



Weil der Sauerstoff aber etwas „kräftiger“ ist, wenn es darum geht Elektronen anzuziehen, zieht er die bindenden Elektronen stärker zu sich. Dadurch wird der Sauerstoff teilweise negativ (= -δ) und die Wasserstoffatome teilweise positiv (= +δ). Das Wassermolekül ist also ein **Dipol**, was soviel bedeutet wie zweipolig. (ähnlich wie bei einem Magneten in dem es einen Nordpol und einen Südpol gibt, gibt es beim Wassermolekül einen positiven und einen negativen Pol.

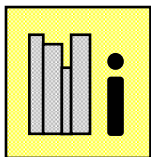
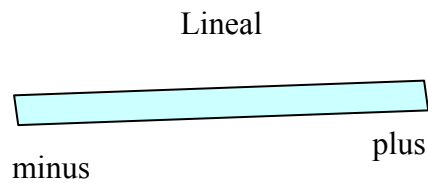
Bild 1²



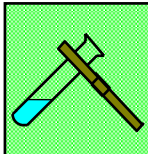
Versuch 1: Du brauchst ein Lineal, ein Stückchen Stoff, einen Wasserhahn aus dem ein dünner Wasserstrahl rinnt. Reibe das Lineal und nähere es dem dünnen Wasserstrahl. Durch die Reibung an einem Stückchen Stoff lädt sich das Kunststoff Lineal auf. Beobachte was passiert! Notiere deine Beobachtung und versuche zu erklären, wie es zu diesem Phänomen kommen könnte! Bedenke, dass sich gleich gepolte Enden abstoßen!

² Quelle: <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/wasser>

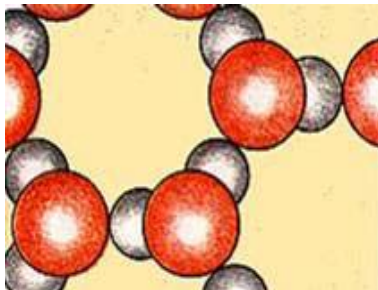
Zeichne in der Skizze ein, wie sich die Wassermoleküle ausrichten werden:



Dadurch dass Wasser ein Dipol ist hat es bestimmte Eigenschaften. Die Anziehungskräfte zwischen den Wassermolekülen sind extrem hoch. Deshalb weißt Wasser auch Anomalien auf! Schlage im Lexikon nach, was „Anomalie“ heißt:

Station 2	Wir bauen Wassermolekül - Modelle	
-----------	-----------------------------------	---

Vor dir befindet sich ein Modellbaukasten. Baue einige Wassermoleküle zusammen. Weil die Wasserstoffatome im Wassermolekül teilweise positiv sind werden sie von den nicht bindenden Elektronen am Sauerstoff angezogen!

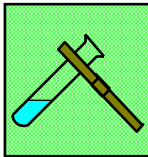


Versuche sie so anzuordnen, so dass die H-Atome eines Moleküls an den nicht bindenden Elektronenpaaren am Sauerstoffatom eines anderen Moleküls hängen.

Sag einem Lehrer bescheid, sobald du diese Aufgabe erledigt hast!

Bild 2³

³ Quelle: <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/wasser>

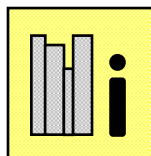
Station 3	Wie können Tiere im zugefrorenen Teich überleben?	
-----------	---	---

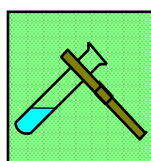
Falls du die Antwort schon weißt, schreibe sie auf:



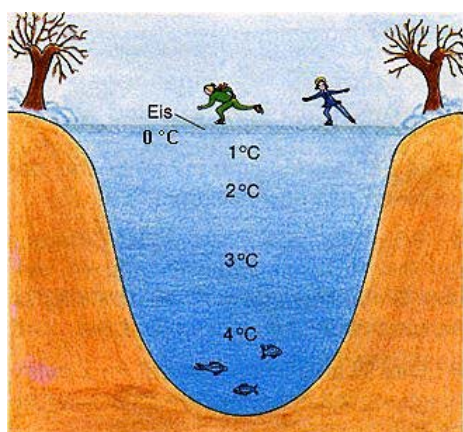
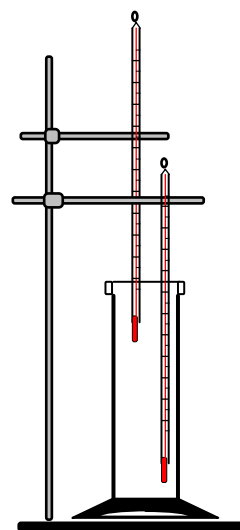
Bild 3⁴

Was ist eigentlich die Dichte?





Versuch 3: Du brauchst einen Standzylinder, ein Stativ mit 2 Klemmen und 2 Doppelmuffen, 2 Thermometer, Wasser und Eis.

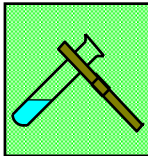


Fülle den Standzylinder zu 1/3 mit Wasser und gib dann Eis hinein, bis der Zylinder bis oben hin voll ist. Befestige dann mit den Klemmen die Thermometer am Stativ. Eines sollte in das Eis, das andere bis knapp über den Boden des Gefäßes ragen. Nach ca. 10 Minuten ließt du die Temperaturen ab. Trage die Werte in die Skizze ein.

Beschreibe deine Beobachtungen und erkläre, wie Tiere im zugefrorenen Teich überleben können!

Bild 4⁴

^{4,4} Quelle: <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/wasser>

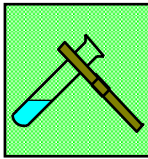
Station 4	Warum schwimmt Eis eigentlich?	
-----------	--------------------------------	---

Das hat wieder mit der Anomalie des Wassers zu tun! Erklären wir diese Frage anhand eines Versuchs!

Versuch 4: Du brauchst: 2 Alu-Becher von kleinen Teelichtern, Wachs, Wasser und einen Gefrierschrank. Fülle den einen Teelicht-Becher randvoll mit flüssigem Wachs, den andere mit Wasser. Stelle beide in den Gefrierschrank und Warte $\frac{1}{4}$ Stunde. Hole dann deine Becher heraus und notiere deine Beobachtung!

Die meisten Stoffe ziehen sich beim Abkühlen zusammen und dehnen sich beim Erwärmen aus. Bei Wasser ist dies nicht der Fall! Es benötigt bei 4°C das kleinste Volumen und dehnt sich beim gefrieren aus. Baue noch mal Wassermoleküle zusammen und ordne sie einmal so an, wie du es schon bei Station 2 getan hast. Daneben ordnest du die Moleküle so an, dass sie möglichst wenig Platz beanspruchen! Zeig deinem Lehrer das Ergebnis!

Mache danach eine kleine Skizze in das Arbeitsheft!

Station 5	Analyse und Synthese von Wasser?	
-----------	----------------------------------	---

Versuch 5: Du brauchst: 1 rechteckige Kunststoffwanne, 2 Einwegspritzen (10ml) mit großen Sicherheitsnadeln (Stahl), Gleichspannungsquelle, Experimentierkabel mit Krokodilklemmen, Feuerzeug, Holzspan, Waschsoda, demineralisiertes Wasser, 2 große Büroklammern und passende Lockenwickler als Elektrodenhalter



Achtung!

Konzentrierte Sodalösung ist alkalisch
Längeren Hautkontakt vermeiden
Hände waschen
Schutzbrillenpflicht!



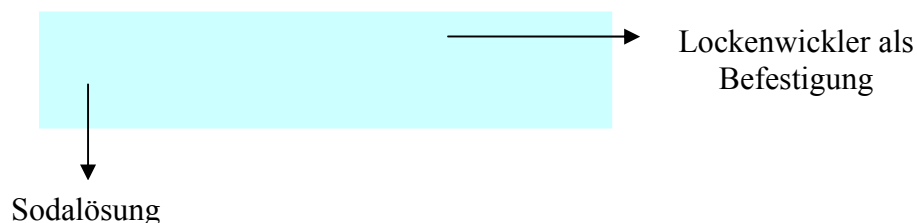

Die Elektroden werden in die Wanne gelegt, mit Elektrolyt (gesättigte Sodalösung) gefüllt und mit der Öffnung nach unten in den Elektrodenhaltern eingespannt. Mittels Kabel und Klemmen wird der Stromkreis geschlossen.

Man elektrolysiert, bis 8ml Wasserstoff und 4ml Sauerstoff gebildet wurde. Die Spritze mit dem Wasserstoff wird mit der Öffnung nach unten aus dem Elektrolyt gehoben und die Knallgasprobe durchgeführt. Die Spritze mit dem Sauerstoff wird noch im Elektrolyt mit einem Finger verschlossen, aus dem Bad gehoben und umgedreht. Nach Entfernen des Fingers taucht man vorsichtig einen glimmenden Holzspan in die Öffnung, ohne den Span mit dem verbliebenen Elektrolyt zu befeuchten.

Anschließend elektrolysiert man nochmals 6ml H₂ und 3ml O₂, dann polt man um, bis sich die Spritzen mit 9ml Gas gefüllt haben. Nun kann man die Knallgasprobe erneut durchführen.

- Die Sodalösung ist wieder verwendbar und wird daher in einer Vorratsflasche gesammelt!
- Elektroden nach Verwendung gut mit Wasser spülen und trocknen (Rostgefahr!).

—————→ Kroko - Klemme

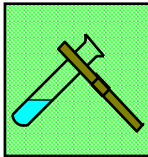


Beschreibe deine Beobachtungen:

Schreibe die Reaktionsgleichungen an!

Analyse

Synthese

Station 6.	Osmose	
------------	--------	---

Warum ist das Pflanzengewebe so knackig fest oder warum platzen reife Kirschen nach einem Regen?

Ein Blatt (oder eine reife Frucht) saugt Wasser auf und pumpt sich damit förmlich voll. Das macht es mit einem physikalischen Trick: Die Zellinhalte stellen eine hochkonzentrierte Lösung von Salzen, Zuckern, Aminosäuren (und vielem anderen mehr) dar. Kommt die Zelle mit Wasser in Kontakt, das wie etwa Regenwasser weniger Gelöstes enthält, so hat die Lösung in der Zelle **das Bestreben, sich zu verdünnen**.

Dazu saugt die Zelle förmlich Wasser durch seine Membran zu sich herüber. Solche Membranen nennt man **semipermeabel**, also *halbdurchlässig*. Sie lassen nur Wassermoleküle durch, nicht aber die Ionen oder Moleküle der gelösten Stoffe. Es baut sich deshalb in der Zelle mit der konzentrierten Lösung ein Druck auf. Den nennt man **osmotischen Druck** (griech. *osmos*, eindringen). Das Prinzip ist die **Osmose**.

Diese Versuche kannst du zuhause nachmachen!

- **Eier - mal dick, mal dünn⁶**

Die Schale vom Ei schützt das Innere gegen mechanische Einwirkungen. Wenn du ein

⁵ Quelle: Viktor Obendrauf, Zeitsparende Schulchemie mit kleinen Mengen, Experimentalseminar des VCÖ

⁶ Quelle: <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/wasser>

gekochtes Ei pellt, kannst du außerdem eine feine Haut um das Ei entdecken. Die hat ebenfalls eine besondere Aufgabe.

Stelle zwei Eier zur Hälfte in ein schmales Glas, das Haushaltsessig enthält. Du beobachtest, wie die Säure die Schale unter Gasbildung zersetzt. Die Schale besteht aus Kalk, und der löst sich in Säuren auf.

Wenn die Schale weggelöst ist, fühlt sich diese Ei Hälfte ganz weich an. Nun musst du damit umgehen wie mit dem sprichwörtlichen rohen Ei.

Das eine Ei legst du nun in ein großes Glas mit de - mineralisiertem Wasser. Das andere Ei kommt in ein Glas mit konzentrierter Salzlösung.

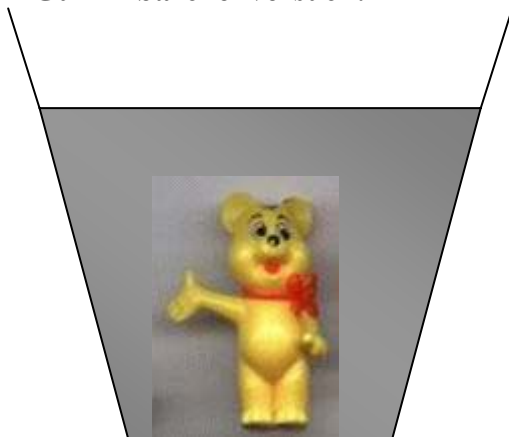
Nach einem Tag bereits erkennst du, dass sich die freigelegte Hälfte des Eis im de - mineralisiertem Wasser aufbläht. Im Salzwasser dagegen wird das Ei dünner, es zieht sich zusammen.

Die Eihaut hat eine Sperrfunktion. Für das Ei wichtige Lebensstoffe wie Zucker und Eiweiße können durch diese Haut nicht durchwandern und bleiben deshalb im Innern, wohl aber Luft und vor allem Wasser. Nun fließt Wasser immer dahin, wo es hohe Konzentrationen gelöster Stoffe zu verdünnen gilt. De - mineralisiertes Wasser, das keine gelösten Stoffe mehr enthält, fließt deshalb durch die Membran nach innen. Dadurch baut sich ein Druck auf, der das Ei aufbläht. Man spricht vom **osmotischen Druck**.

Umgekehrt fließt Wasser vom Ei - Innern nach außen, wenn sich dort eine stark konzentrierte Salzlösung befindet. Das ist konzentrierter als die Lösung im Ei - Innern.

Der osmotische Druck sorgt unter anderem auch dafür, dass Pflanzenstengel knackig fest bleiben. Lege einmal ein Salatblatt in Zucker- oder Salzlösung ein. Das wird ruck - zuck schlapp! In de - mineralisiertes Wasser gelegt, wird es wieder knackig frisch.

- **Gummibärchenversuch:**



Mit Gummibärchen kann man die Osmose mit weit geringerem Aufwand sichtbar machen! Lege dazu einfach ein Gummibärchen für 2 Tage in ein Glas Wasser und beobachte was passiert.

Notiere, Was du beobachtet hast!

Station 7	Wie die Araber ihre Getränke kühlen!	
-----------	--------------------------------------	---



In der Wüste gibt es keinen kühlen Schatten, in dem man sein Getränk aufbewahren könnte. Und dennoch verfügen die Leute über kaltes Wasser. Mit diesem kühlen sie dann auch ihre Speisen, wie z.B. die Kamel und Ziegenbutter. Die Wüstenbewohner

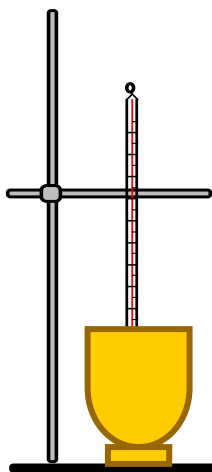
verfügen über einen genialen Trick: Sie füllen Wasser in Tonkrüge, und zwar solche, die nicht glasiert und wasserdicht sind. Nein, die Krüge müssen nassen, also poröse Wände haben. Diese feuchten Krüge stellen die Menschen in die Sonne, und dann wird der Inhalt stark abgekühlt. Der Grund: Das Wasser, welches durch die Tonwand Bild



Grund für die Abkühlung ist, dass Flüssigkeiten beim Verdunsten Wärme benötigen. Die entziehen sie ihrer Umgebung, in diesem Fall sich selbst.

Versuch 7: Du kannst diesen Trick nachmachen. Dazu brauchst du einen Tonkrug, er darf nicht glasiert und auch nicht zu hoch gebrannt sein, einen Fön, Wasser, Stativ, ein Thermometer, Klemme und Muffe. Gib heißes Wasser in das Tongefäß und miss die Temperatur. Notiere sie in der Skizze. Dann puste mit kalter Fönluft auf das Gefäß (Dreh dabei den Topf langsam!) und beobachte die Temperatur. Notiere alle 5 Minuten einen Wert.

Du kannst diesen Versuch auch zuhause nachmachen! Am besten geht das, wenn der Krug im Schatten und im Wind steht. Messe nach ein bis zwei Stunden die Temperatur. Sie ist deutlich abgesunken. Probiere das Wasser. Es ist erfrischend, schmeckt manchmal aber ein wenig erdig.



T0: _____

T1: _____

T2: _____

T3: _____



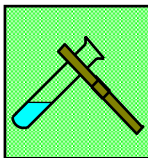
T4: _____

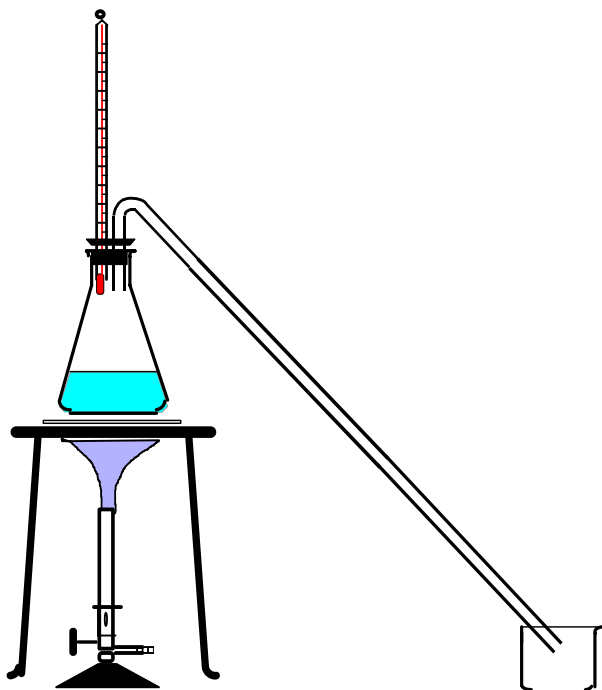
T6: _____

T5: _____

T7: _____

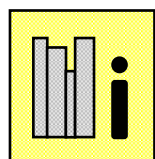
Überlege, ob dir ein Beispiel einfällt, wo die Verdunstung von Flüssigkeit noch zum Kühlen verwendet wird!

Station 8	Was ist der Unterschied zwischen destilliertem Wasser und Leitungswasser?	
-----------	---	--



Versuch: Du brauchst einen Dreifuss mit Netz, einen Brenner, einen Erlenmeyerkolben mit doppelt durchbohrtem Gummistopfen, ein Thermometer, ein Glasrohr, ein Siedesteinchen, ein Becherglas und eine Tiegelszange. Bau die Apparatur nach der Skizze auf und informiere deinen Lehrer, dass du jetzt beginnen könntest. Warte ab, bis er den Versuchsaufbau kontrolliert hat! Umwickle das Glasrohr mit nasser Küchenrolle und beginne dann zu erhitzen. Notiere dir die Siedetemperatur des Leitungswassers!

Destilliere bis kein Wasser mehr im Kolben ist. Beschreibe, wie der Erlenmeyerkolben jetzt aussieht.



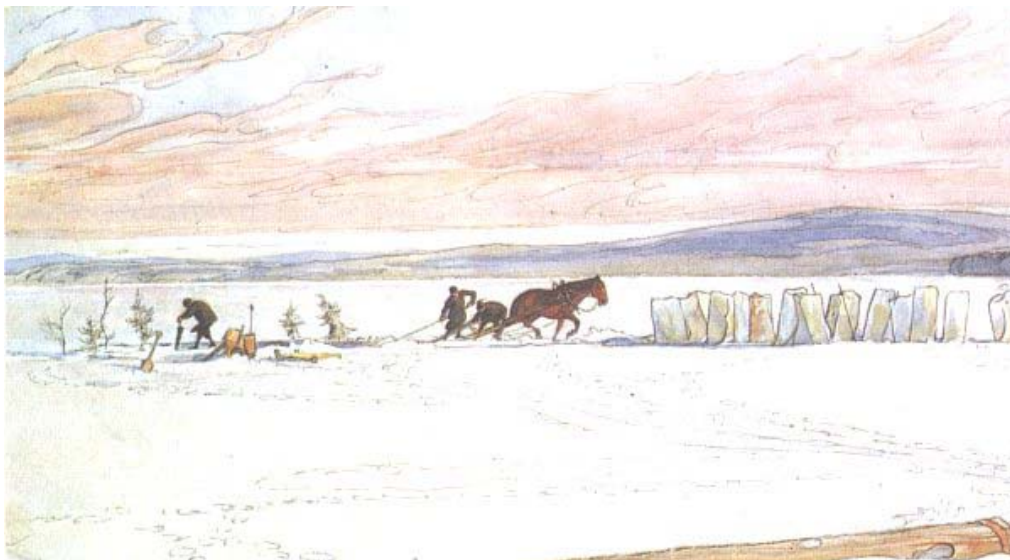
Suche im Lexikon nach Informationen zum Thema „Destillation“! Notiere die stichwortartig das Wichtigste dazu. Notiere dir nur Informationen, die du auch verstehst!

Versuche jetzt den Unterschied zwischen destilliertem Wasser und Leitungswasser zu erklären!

Mit Kältemischungen gibt es auch im Sommer Eis

Die römischen Kaiser und Napoleon von Frankreich hatten außer ihrer Rauflust noch etwas anderes gemeinsam: Sie schleckten im Sommer gerne gefrorenen Honig oder gefrorene Sahne. (Unsere leckeren Eiszubereitungen gab es damals noch nicht.)

Wassereis zu beschaffen war nicht schwer: Im Winter, wenn die Seen zugefroren waren, wurde Wassereis "geerntet" (siehe Bild und den hübschen Text von Carl Larsson, gemalt und geschrieben um 1900). Das Eis wurde zur Isolierung mit Stroh zugedeckt und in die Stadt gebracht, wo es in speziellen Eiskellern aufbewahrt wurde. Außerdem konnte man auch im Sommer aus den Gletschergebieten des Apennin oder der Alpen Eis besorgen.



© Carl Larsson

Allerdings wird Sahne erst unterhalb von etwa $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ merklich fest. Da man früher (anders als wir heute) nicht über Kältemaschinen verfügte, musste man einen Trick kennen, um noch tiefere Temperaturen zu erzeugen. Das machte man so:

Man mischte Wasser bzw. Eis mit Salzen. Vor allem nutzten sie bestimmte Salze, die aus den Kellerwänden ausblühten. Dieser "Salpeter" (also das von den steinernen Kellerwänden abgekratzte Salz; lat. sal petri) war vor allem Ammoniumnitrat, ein Relikt aus bakteriell zersetzter Gülle, die aus dem benachbarten Abfluss oder Misthaufen durch die Kellerwand drang. Mit diesem Salz ließen sich hochkonzentrierte Lösungen herstellen. Dabei, das hatten die Alten beobachtet, kühlten die Lösungen stark ab: Mischte man zum Beispiel ein Gewichtsteil ("Lot") Salpeter mit einem Lot von etwas vor gekühltem Wasser, so erreichten sie Temperaturen bis zu $-5,3\text{ }^{\circ}\text{C}$ (Versuch 1). So konnten sich Napoleons Soldaten sogar mit Hilfe von Schießpulver, in dem ja Nitrat enthalten ist, beim Feldzug in Ägypten zumindest eiskalte Getränke zubereiten. (Vorgekühltes Wasser stellten sie her, indem sie es in porösen Tonkrügen aufbewahrten. Die zum Verdunsten notwendige Verdampfungswärme wurde dem Wasser selbst und dem Krug entzogen. So erreicht man Temperaturen um $+10\text{ }^{\circ}\text{C}$.) Mischte man außerdem 10 Teile festes Wassereis mit 1,5 Teilen Salpeter, so erreichte man sogar Temperaturen von $-13\text{ }^{\circ}\text{C}$ (Versuch 2)! Und mit einer Mischung aus Wassereis und Kochsalz ($-21,3\text{ }^{\circ}\text{C}$) gefror sogar die Sahne (Versuch 3).

Was steckt physikalisch-chemisch dahinter?

- Mischst du ein **Salz in flüssigem Wasser**, so löst es sich darin, indem die Wasserdipole die Ionen des Salzes umhüllen und so aus dem Ionengitter herausbrechen. Dieser Vorgang ist normalerweise endotherm, da die freiwerdende Ion-Dipol-Wechselwirkung kleiner ist als die Gitterenergie des Salzes. Die Lösungswärme für das Salz wird daher aus der Umgebung entnommen; Lösung und Gefäß kühlen sich ab (Versuch 1). Mit Natriumnitrat erreichen wir so eine Temperatur von $-5,3\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Mischst du ein **Salz mit festem Wassereis**, so löst sich das Salz ebenfalls auf, auch wenn dies deutlich langsamer geschieht (Versuch 2).
Woher kommt überhaupt das Wasser zum Lösen? Du weißt, dass Eis unter Druck schmilzt, also auch unter der Einwirkung des Luftdrucks. Deshalb ist Eis immer mit einer dünnen Schicht von Wasser überzogen. Mit diesem flüssigen Wasser steht das Eis in einem dynamischen Gleichgewicht.



Das Wasser zum Lösen des Salzes stammt aus diesem Gleichgewicht und wird ständig nachgebildet. Damit verschiebt sich das Gleichgewicht, und das Eis verschwindet langsam. (Diesen Effekt nutzt man übrigens auch, um im Winter Glatteis auf Gehwegen und Straßen zu bekämpfen.) Bei diesem Vorgang kommt zum Lösen des Salzes also noch das Schmelzen des Eises hinzu. Dessen Schmelzwärme wird zusammen mit der Lösungswärme des Salzes aus der Umgebung entnommen. Damit sinkt die Temperatur der Mischung Eis/Salz wesentlich stärker ab als bei der Mischung von Salz mit flüssigem Wasser. Mit Natriumnitrat erreichen wir statt $-5,3\text{ }^{\circ}\text{C}$ eine Temperatur von bis zu $-15,3\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Wichtig ist, dass sich stets Eis, Salz und Salzlösung nebeneinander im Gefäß befinden. Nur so bleibt die tiefe "Gleichgewichts-Temperatur" erhalten. Ansonsten steigt bei schlechter Isolierung des Gefäßes die Temperatur bald wieder an.

Rezepte für Kältemischungen

In der Literatur sind sehr viele Mischungsangaben zu finden. Allerdings weichen die Angaben über Zusammensetzung und erreichte Temperaturen in verschiedenen Tabellenwerken oftmals stark voneinander ab.

In unserer Tabelle findest du einige Mischungsbeispiele, die du selbst nachprüfen kannst. Am billigsten ist die Kältemischung mit **Kochsalz**, bei der du $-21,3\text{ }^{\circ}\text{C}$ erreichen kannst (Versuch 3). Anstelle von Salzen nimmt man auch nicht-ionische Verbindungen als Zusätze zur Herstellung von Kältemischungen. Beispiele sind **Ethanol** und der **Harnstoff** (Versuch 4). Letzteren setzt man aus Gründen des Umweltschutzes auch anstelle von Streusalz zum Bekämpfen von Glatteis ein.

Tabelle: Kältemischungen

Salz	Zusammensetzung	Niedrigste erreichbare Temperatur (°C)
Harnstoff	10 g/100 g Eis	-10,8
NH ₄ NO ₃	14 g/100 g Eis	-13,6
NaNO ₃	15 g/100 g Eis	-13
NH ₄ Cl	25 g/100 g Eis	-15,4
NaCl	33 g/100 g Eis	-21,3
Ethanol	105 g/100 g Eis	-30
CaCl ₂ · 6 H ₂ O	143 g/100 g Eis	-55
KOH	31 g/100 g Eis	-63

Experimente

1 Natriumnitrat-Wasser-Kältemischung

Mische 7,5 g Natriumnitrat in 10 ml vor gekühltes Wasser ohne Eis. Verfolge während des Lösungsvorgangs den Verlauf der Temperatur.

2 Natriumnitrat-Eis-Kältemischung

Mische 15 g Natriumnitrat mit 100 g feinem Eis und verfare wie oben.

3 Natriumchlorid-Eis-Kältemischung

Zerkleinere in einem großen Mörser Eisstücke möglichst fein. Fülle eine 2 - 3 cm dicke Schicht davon in ein Becherglas (2 l); darüber streust du eine 1 cm dicke Schicht Streusalz, darüber wieder Eis (usw.). Rühre um. Stecke, bevor die Masse sehr hart wird ("sintert"), ein Thermometer hinein und verfolge, wie die Temperatur absinkt. Macht einen Wettbewerb, wer die niedrigste Temperatur erreicht! Was bildet sich an der äußeren Glaswand?

Fülle ein Reagenzglas mit Sahne und untersuche, ob sie in deiner Kältemischung gefriert. Lasse die Kältemischung stehen. Was beobachtest du, wenn sich kein Eis und kein festes Salz mehr im Glas befinden?

4 Harnstoff-Eis-Kältemischung

Mische wie in Versuch 3 beschrieben Harnstoff mit Wassereis. Welche Temperaturen erreichst du? Macht wieder einen Wettbewerb.