

Inhalt:

- 1 Wasser – die wichtigste Substanz der Welt
- 2 Physikalische Eigenschaften des Wassers
- 3 Wasser als Lösungsmittel
- 4 Wasser und Seife - Wirkung von Tensiden

1 Wasser – die wichtigste Substanz der Welt

Wasser ist für Menschen, Tiere und Pflanzen als Nahrungsmittel lebensnotwendig. Der tägliche Wasserbedarf eines Menschen beträgt ca. 2,5 bis 3 Liter. Wasser ist Bestandteil aller Lebewesen: Menschen bestehen aus 60% bis 70% Wasser, manche Pflanzen sogar aus 95% Wasser. Die Erde wird wegen ihres hohen Anteils an Wasser auch der „Blaue Planet“ genannt. Wasser bedeckt rund 71% der Erdoberfläche, wobei aber nur knapp 3% Süßwasser sind, von dem wiederum ein Teil gebunden ist (in den Eiskappen der Pole und Gletscher sowie in Atmosphäre und Boden), so dass uns nur ein geringer Teil der Gesamtwassermenge für die Trinkwasserversorgung zur Verfügung steht. Wasser ist eine kostbare und schätzenswerte Lebensgrundlage.

Die Struktur des Wassermoleküls

Die Eigentümlichkeiten des Wassers, u. a. als das am meisten verwendete Lösungsmittel, sein hoher Siedepunkt und seine anomale Dichte beruhen auf seiner Molekülstruktur.

Wasser ist ein Molekül, welches aus **einem Sauerstoffatom** (O) und **zwei Wasserstoffatomen** (H) zusammengesetzt ist. Daraus ergibt sich die chemische Formel H_2O .

Wassermoleküle sind nicht linear oder rechtwinklig aufgebaut. Die Atomkerne des Sauerstoffatoms und der beiden Wasserstoffatome schließen einen Winkel von $104,5^\circ$ ein. Aufgrund ihrer Ladungsverteilung haben Wassermoleküle einen positiven Ladungsschwerpunkt (d^+) und einen negativen Ladungsschwerpunkt (d^-). Wassermoleküle sind also polar und werden deshalb auch als **elektrische Dipole** bezeichnet.

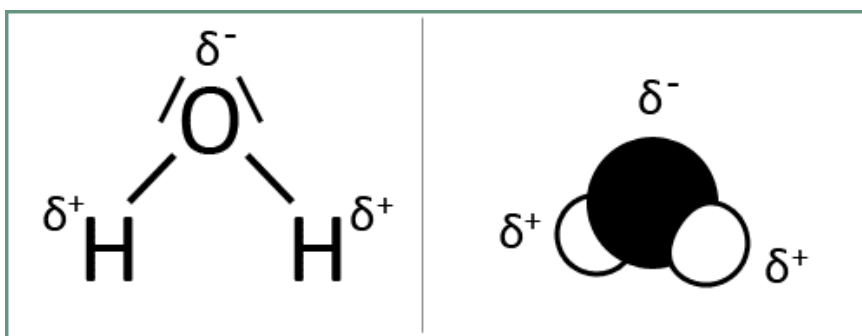


Abb. 1: Das Wassermolekül hat 2 Ladungsschwerpunkte (= 2 Pole): einen negativen beim Sauerstoffatom und einen positiven bei den 2 Wasserstoffatomen.

Die Anziehungskräfte zwischen den partiell negativ geladenen Sauerstoffatomen und den partiell positiv geladenen Wasserstoffatomen verschiedener Wassermoleküle sind stark. Der positive Pol eines Wassermoleküls kann einen negativen Pol eines weiteren Wassermoleküls anziehen. Dadurch kommt es zur Bildung von sehr stabilen zwischenmolekularen Bindungen, die als **Wasserstoffbrückenbindungen (WBB)** bezeichnet werden (siehe auch Abb. 3).

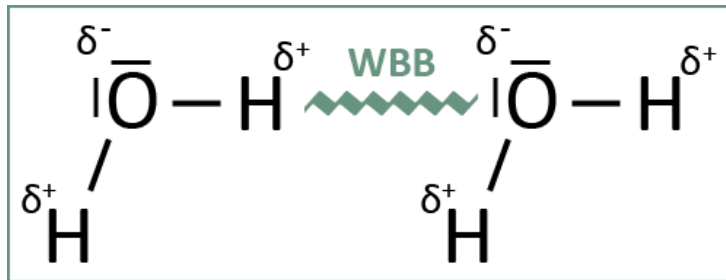


Abb. 2: Wasserstoffbrückenbindung

Die Bindungen (anziehenden Kräfte) zwischen den einzelnen Wassermolekülen (Wasserstoffbrückenbindungen) sind nicht so stark (etwa 1/10 so stark) wie die Bindungen zwischen den H- und O-Atomen innerhalb eines Wassermoleküls. Allerdings sind sie wiederum etwa 10mal so stark wie die anziehenden Kräfte zwischen den einzelnen Molekülen in Wasserdampf, der gasförmigen Zustandsform von Wasser. Die Stärke dieser Wasserstoffbrückenbindungen erklärt, weshalb beim Wasser sehr hohe Energiemengen zugeführt werden müssen, damit Wasser in Wasserdampf übergeht. Die spezielle Form der Wasserstoffbrücken ist auch verantwortlich für die Dichteanomalie und die Bildung von verschiedenen Typen von Eis.

2 Physikalische Eigenschaften des Wassers

2.1 Die Dichteanomalie des Wassers

Verringert man die Temperatur von Flüssigkeiten, so nimmt in der Regel das Volumen der Flüssigkeit ab (die Dichte wird größer). Bei Wasser ist es bis zu einer Temperatur von 4°C ebenso. Wird Wasser noch weiter abgekühlt, dehnt es sich erstaunlicher Weise wieder aus (seine Dichte wird geringer), d.h. ein Liter Wasser mit einer Temperatur von 1°C oder von 6°C hat eine geringere Dichte als ein Liter Wasser mit einer Temperatur von 4°C. Damit ist ein Liter Wasser von 4°C schwerer als ein Liter Wasser mit einer Temperatur von 1°C oder von 6°C. Das bedeutet, dass ein Wasserbereich mit einer Temperatur von 4°C, der umgeben ist von wärmerem oder kälterem Wasser, nach unten absinkt. Über dem Wasser von 4°C befindet sich dann unter entsprechenden Umweltbedingungen (z.B. im Winter) kälteres Wasser, das dann eher zu Eis gefriert als das darunter liegende wärmere, 4°C kalte Wasser. Dies ist für das Leben auf der Erde von fundamentaler Bedeutung: Da auf Grund dieser Dichteanomalie von Wasser Flüsse, Seen und Teiche von oben zufrieren, bleibt der untere Bereich (mit einer Temperatur von 4°C) eines (genügend tiefen) Süßgewässers in der Regel in einem nicht gefrorenen Zustand. Lebewesen können dadurch leichter überwintern.

Wie kann man sich diese Dichteanomalie erklären? In Abschnitt 1.2 war schon darauf hingewiesen worden, dass die Atome des Wassermoleküls nicht auf einer Geraden liegen sondern in einen Winkel von 104,5°. Allerdings ist in diesem Bild noch nicht berücksichtigt, dass das Sauerstoffatom in seiner äußeren Schale noch vier weitere Elektronen hat. Diese finden sich zu zwei Paaren zusammen, und diese beiden Paare und die beiden H-Atome ordnen sich so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Es entsteht ein Tetraeder, und dies ist die eigentliche Struktur des Wassermoleküls.

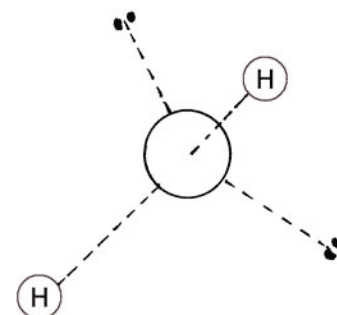


Abb. 3: Struktur des Wassermoleküls

Von Ph. Ball (Ph. Ball: H₂O – Biographie des Wasser. Piper, München, Zürich, 2003, Kap. 6) stammt die folgende, sehr instruktive Analogie für die Wasserstoffbrückenbindung: Machen Sie einen Schritt nach vorn, so dass Ihre Beine einen Winkel von etwas über 100° bilden und strecken Sie nun Ihre Arme leicht nach oben. Die Hände entsprechen den H-Atomen und die Fußknöchel den Elektronenpaaren. Eine Wasserstoffbrückenbindung entsteht in unserer Analogie dadurch, dass eine Hand einen Fuß ergreift. Auf diese Weise kann eine stark vernetzte, regelmäßige Struktur entstehen.

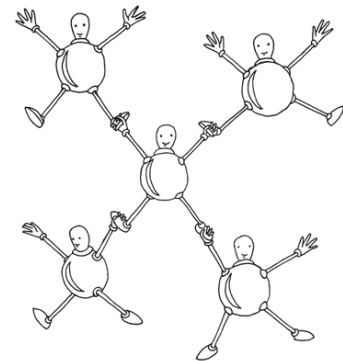


Abb. 4: Verbindungen zwischen Wassermolekülen

Am regelmäßigsten ist diese Struktur bei Eis ausgeprägt, das eine sechszählige Symmetrie aufweist. (Damit lässt sich auch begründen, dass Schneekristalle immer sechs Strahlen aufweisen). Dies ist in dem folgenden Bild verdeutlicht, in dem ein Ring aus sechs Sauerstoffatomen hervorgehoben ist, die ja in der Mitte der Wassermolekültetraeder liegen.

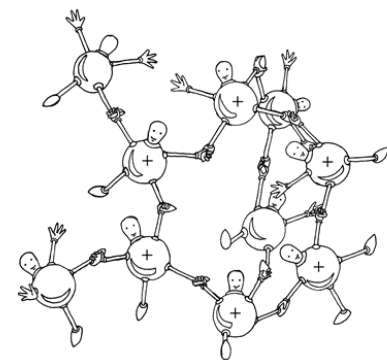


Abb. 5: Regelmäßige Anordnung der Wassermoleküle, die relativ viel Volumen benötigt (die mit einem + versehenen Teilchen bilden einen 6-er Ring)

Wird Eis erwärmt, werden Wasserstoffbrückenbindungen geöffnet bis die Wassermoleküle sich frei bewegen können. Aber immer wieder versuchen die Hände – in unserer Analogie – einen Fuß zu ergreifen, so dass es auch im flüssigen Zustand im zeitlichen Mittel einen recht starken Zusammenhang zwischen den Wassermolekülen gibt. Das Aufbrechen der starren Orientierung der Bindungen im Eis ermöglicht es, dass sich Teile von Wassermolekülen in die recht großen Zwischenräume im Eiskristall schieben können, wodurch die Teilchen dichter gepackt sind und damit das Volumen des Wassers kleiner wird.

2.2 Wärmekapazität von Wasser

Eine weitere Besonderheit des Wassers ist seine ungewöhnlich hohe Wärmekapazität. Die Wärmekapazität (Symbol C) gibt an, welche Energiemenge benötigt wird, um ein kg eines Stoffes um 1°Celsius zu erwärmen. Die Tabelle zeigt, dass Wasser einen vergleichsweise sehr hohen Wert hat.

Stoff	C (= Energie pro kg und Temperaturgrad)
Aluminium	920
Eisen	465
Gold	125
Beton	880
Eis	1930
Fichtenholz	2000
Glas	800
Wasser	4182
Luft	1007

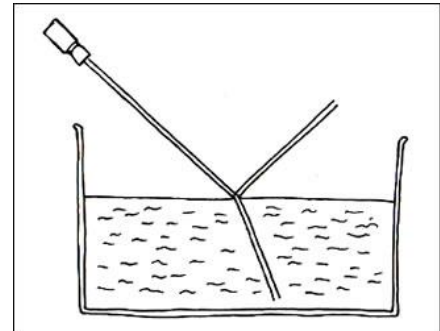
Diese weitere ungewöhnliche Eigenschaft von Wasser ist für das Klima auf unserer Erde von höchster Bedeutung. Das Wasser der Ozeane kann riesige Energiemengen (die von der

Sonne eingestrahlt werden) speichern, ohne dass sich seine Temperatur stark ändert. Dadurch schwankt die Temperatur der Luft in geringen Grenzen. Durch den Golfstrom fließen große Wassermassen, die im Golf von Mexiko erwärmt worden sind, nach Europa und sorgen durch die damit zu uns transportierten Energiemengen bei uns für ein gemäßigtes Klima.

2.3 Optische Eigenschaften

Auch im Bereich der optischen Phänomene weist Wasser besondere Eigenschaften auf. Es ist z.B. durchsichtig für die Lichtanteile, die unser Auge wahrnehmen kann. Ultraviolettes und infrarotes Licht werden dagegen stark vom Wasser absorbiert. Fällt Licht aus der Luft schräg auf eine Wasseroberfläche, so wird es abgelenkt.

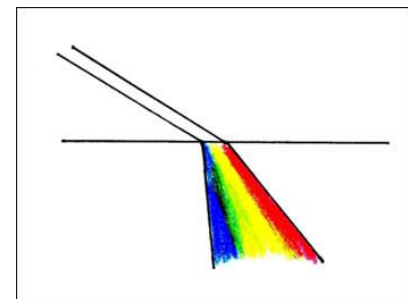
Abb. 6: Ein auf eine (glatte) Wasseroberfläche fallendes Lichtbündel wird teilweise reflektiert und teilweise gebrochen.



Diese Lichtbrechung ist dafür verantwortlich dass im Wasser befindliche Gegenstände näher zur Oberfläche hin liegend erscheinen als sie tatsächlich sind, im Wasser stehende Stäbe an der Wasseroberfläche geknickt aussehen und dass Linsen Bilder erzeugen können.

Betrachtet man das gebrochene Licht genauer, dann sieht man, dass es farbig aussieht. Die im Licht enthaltenen verschiedenen farbigen Lichtsorten werden voneinander getrennt. Diese so genannte Dispersion bewirkt z.B., dass wir unter bestimmten Bedingungen so erstaunliche Naturphänomene wie den Regenbogen sehen können.

Abb. 7: Dispersion – der blaue Lichtanteil wird stärker abgelenkt (gebrochen) als der rote Anteil



2.4 Auftrieb

Schwere Eisenschiffe können auf dem Wasser schwimmen und Zeppeline können in der Luft schweben. Mithilfe des so genannten Auftriebs können wir uns dies verständlich machen. Verantwortlich dafür ist der auf der Erde herrschende Schweredruck in Gasen und Flüssigkeiten, dessen Betrag von der Höhe (Luft) oder der Wassertiefe abhängt.

Betrachten wir einen (der Einfachheit halber quaderförmigen) Körper, der in Wasser in verschiedene Tiefen eingetaucht wird. Auf den Körper lasten dann jeweils unterschiedlich hohe Wassersäulen, die eine jeweils unterschiedliche Druckkraft auf die Oberseite des Körpers ausüben. Wie groß ist der Druck an der Oberseite des Körpers bzw. wie groß ist die Druckkraft, mit der die Wassersäule auf den Körper drückt?

Die Druckkraft ist leicht zu bestimmen, sie ist gegeben durch die Gewichtskraft der Wassersäule $F = mg = \rho Vg = \rho Ahg$ (ρ ist die Dichte des Wassers: $\rho = m/V$, A die Fläche der Körperoberseite, h die Höhe der Wassersäule). Der Druck $p = F/A$ ist damit $p = \rho Ahg/A = \rho hg$. Das bedeutet allgemein, dass der Druck und die Druckkraft im Wasser mit der Tauchtiefe linear zunehmen.

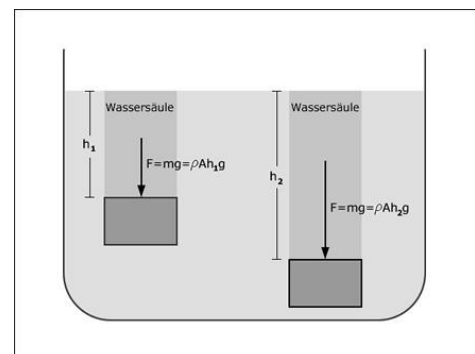
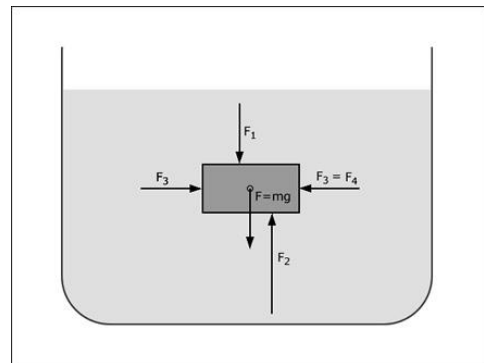


Abb. 8: Der Druck auf die Oberseite des Körpers nimmt mit der Höhe der Wassersäule zu (rechts ist der Druck größer)

Betrachten wir nun alle auf den Körper einwirkenden Kräfte: Es sind 6 Kräfte, auf jeder Seite je eine Kraft.

Abb. 9: Druckkräfte und Gewichtskraft auf einen in Wasser eingetauchten Körper (die beiden Druckkräfte, die vorn und hinten auf die Seite der Körper wirken, sind nicht eingezeichnet)



Ist der Körper stabil genug, heben sich die Kräfte auf die seitlichen Flächen gegenseitig auf. Die Kräfte von oben und unten sind nicht gleich: weil der Druck an der Unterseite etwas größer ist als auf der Oberseite, ist die Druckkraft von unten größer als die von oben. Es bleibt eine noch oben gerichtete Kraft übrig, die Auftriebskraft genannt wird. Ist diese genau gleich der Gewichtskraft des Körpers, dann schwebt dieser im Wasser. Ist die Auftriebskraft größer, wird der Körper nach oben geschoben bis er soweit aus dem Wasser herausragt, dass Druckkraft von unten und Gewichtskraft gleich sind. Der Körper schwimmt. Ist der Auftrieb kleiner als die Gewichtskraft, dann sinkt der Körper nach unten.

Bei Körpern, die sich in der Luftatmosphäre der Erde befinden, gilt ebenfalls, dass die Druckkräfte auf der Unterseite größer sind als die auf der Oberseite. Es gibt ebenfalls eine Auftriebskraft. Der Schweredruck in der Luft ist komplizierter als in Wasser, weil sich Luft sehr viel leichter zusammendrücken lässt als Wasser, und er ändert sich mit der Höhe der nicht so stark wie im Wasser. Demzufolge ist die Auftriebskraft bei vergleichbar großen Körpern in Luft bei weitem nicht so groß wie im Wasser.

3 Wasser als Lösungsmittel

In der anorganischen Chemie ist Wasser das wichtigste Lösungsmittel. Im Folgenden werden kurz jene Eigenschaften behandelt, die dem Wasser zu dieser Sonderstellung verholfen haben.

Lösungsmittel und Lösungen

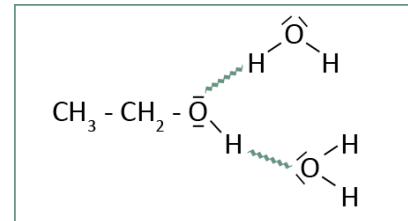
Flüssigkeiten, die Stoffe lösen, heißen **Lösungsmittel**. Sie sind gegenüber dem gelösten Stoff **im Überschuss** vorhanden. Nicht jedes Lösungsmittel kann auch jeden Stoff lösen. Wenn Wasser das Lösungsmittel ist, spricht man von **wässrigen Lösungen**. Gelöst werden können neben Feststoffen auch Flüssigkeiten und Gase. Lösungen sind immer **homogene Stoffmischungen**, d. h. man sieht ihnen nicht an, dass sie zwei oder mehrere Bestandteile enthalten. Eine Lösung ist immer klar und durchsichtig, selbst wenn sie intensiv gefärbt ist. Nicht alle wasserlöslichen Stoffe lösen sich gleich gut. Leicht löslich sind z. B. Kochsalz und Haushaltszucker. Sand löst sich beispielsweise in Wasser gar nicht.

Die Löslichkeit in einem bestimmten Lösungsmittel ist somit eine messbare Stoffeigenschaft. Sie gibt an, wie viel Gramm eines Stoffes sich in 100g Lösungsmittel lösen. Liegt eine **gesättigte Lösung** vor, ist im Lösungsmittel die Höchstmenge des entsprechenden Stoffes gelöst. Weitere Zugabe des Feststoffes würde zur Bildung eines unlöslichen Bodenkörpers führen.

Was passiert beim Lösen in Wasser?

Wasserstoffbrückenbindungen zwischen Wasser und anderen Stoffen treten immer dann auf, wenn Wasserstoffatome stark polare Atombindungen eingehen, z. B. mit Alkoholen, Kohlehydraten und vielen Farbstoffen. Diese Verbindungen lassen sich ohne Probleme mit Wasser zu einer homogenen Flüssigkeit mischen.

Abb. 10: Ethanol lässt sich problemlos in Wasser lösen. Dank seiner Polarität geht der Alkohol Wasserstoffbrückenbindungen mit den Wasserstoffatomen der Wassermoleküle ein.



Unpolare Stoffe (also Stoffe ohne Ladungsschwerpunkte d^+ / d^-), wie z. B. Fette oder Öle lassen sich nicht mit Wasser mischen, da zwischen den unpolaren bzw. äußerst schwach polaren Molekülen und den Wasserdipolen keine elektrostatische Wechselwirkungen auftreten können.

Zwischen Ionen (das sind positiv oder negativ geladene Teilchen) und Wassermolekülen allerdings gibt es starke elektrostatische Wechselwirkungen.

Nach dem Prinzip „**Gleiches löst sich in Gleichem**“ ist Wasser deshalb ein hervorragendes Lösungsmittel für polare Stoffe (mit Ladungsschwerpunkten d^+ / d^-) und Ionen (**geladene Teilchen**).

Wenn man einen Stoff, der aus einem Ionengitter besteht (z. B. Kochsalz), in Wasser bringt, werden die zwischen den Ionen wirkenden elektrostatischen Anziehungskräfte soweit reduziert, dass die restlichen Anziehungskräfte im Gitter leicht überwunden werden können. Die aus einem Gitter oder Molekül abgespaltenen positiv und negativ geladenen Ionen werden von den Wassermolekülen sofort umhüllt. Man spricht hier von **Hydratation**. Durch die Wechselwirkungen zwischen Ionen und polaren Wassermolekülen bildet sich rund um jedes Ion eine kugelförmige Hydrathülle. Eine homogene Lösung ist entstanden.

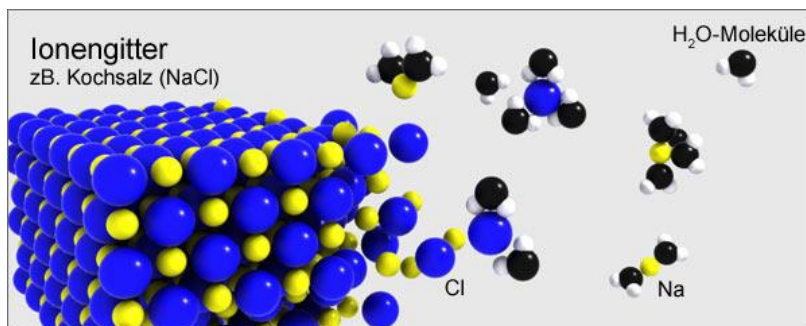


Abb. 11: Beispiel für eine Hydratation: Lösen von Kochsalz in Wasser

Durch die Hydrathüllen („Wasserhüllen“) sind die Ionen voneinander abgeschirmt und können erst dann wieder einen Feststoff bilden, wenn nicht mehr genügend Wassermoleküle zwischen ihnen sind. Dies ist z. B. der Fall, wenn Wasserfarbe trocknet oder gelöste Salze eingedampft werden.

Bei Verbindungen, die sich nicht in Wasser lösen, wirken zwischen den einzelnen Atomen meist sehr stabile Elektronenpaar- und Komplexbindungen (z. B. Sand). Ihr Verhalten in Wasser hängt von der Stabilität dieser Bindungen ab. Meist sind diese aber so stark, dass reines Wasser mit Zimmertemperatur auf keinen Fall ausreicht, sie zu spalten.

4 Wasser und Seife - Wirkung von Tensiden

4.1 Geschichtliche Entwicklung von Seifen

Im Altertum wird Seife, die aus Fett und Asche bestand, besonders in ärztlichen Schriften zur Salbenherstellung erwähnt. Das lässt darauf schließen, dass sie in dieser Zeit wenig zum Waschen und Reinigen benutzt wurde. Überlieferungen zeigen jedoch, dass schon in der Antike das Waschen von Textilien gebräuchlich war, um Gewebe aus Wolle oder Leinen von anhaftendem Schmutz zu befreien. Es war auch bereits bekannt, dass man die mäßige Reinigungskraft von Wasser gegenüber fettigen Verschmutzungen durch geeignete Zusätze erheblich verbessern konnte. So findet man die älteste Beschreibung eines Verfahrens zur Seifenherstellung auf etwa 5000 Jahre alten Tontafeln der Sumerer.

Seifen, zuerst die **Kaliseife** (Schmierseife) und später die **Natronseife** (Kernseife), spielten seit dem Mittelalter eine zunehmende Rolle. Ihre Ausgangsstoffe Asche und Talg waren aber knappe und begehrte Rohstoffe. Die Herstellung der Seife war langwierig und anstrengend. So war Seife wegen des hohen Preises kein Allgemeingut, sondern galt als Luxusartikel zur Körperpflege.

Erst durch die industrielle Produktion seit dem 19. Jahrhundert steht Seife allen Bevölkerungsschichten zur Verfügung. Es trat eine so weitgehende Verbilligung ein, dass Seife zur täglichen Hygiene und zum Waschen von Kleidung benutzt werden konnte. Heute überflutet eine Vielzahl an Seifen, Wasch- und Spülmitteln den Markt.

4.2 Was ist Seife?

Ausgangsstoffe für die Seifenherstellung sind vor allem pflanzliche Fette und Öle, aber auch tierische Abfallfette. Bei den Fetten handelt es sich um Verbindungen des Alkohols Glycerin mit Fettsäuren. Die Fette werden unter Zugabe von Natron- oder Kalilauge stundenlang gekocht („Seifensieden“).

Beim Seifensieden entstehen in einer chemischen Reaktion Glycerin und die Natrium- oder Kaliumsalze der Fettsäuren – kurz: die Seifen.

Fett + Lauge → Glycerin + Seife

Seifen sind also die Natrium- oder Kaliumsalze der Fettsäuren.

Im nächsten Punkt werden diese Seifenteilchen auf molekularer Ebene betrachtet und sich daraus ergebende chemische Eigenschaften von Seifen beschrieben.

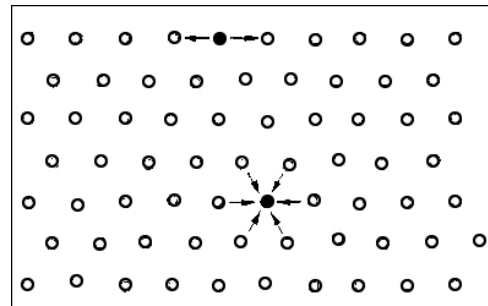
4.3 Was bewirkt die Seife?

Wasser reicht oft nicht aus, um Fett und Schmutz von Textilien und Körper zu lösen. Wasser kann nämlich nur schwer in die Poren eines Stoffes oder der Haut eindringen und sie benetzen. Fette stoßen Wasser sogar ab, d. h. sie sind wasserabweisend. Erst Wasser und Seife zusammen können Schmutz wirksam ablösen.

Zwischen den polaren Wassermolekülen wirken anziehende Kräfte, vor allem die in 1.2 beschriebenen Wasserstoffbrückenbindungen. Wird durch Druckkräfte von außen der Abstand zwischen den Teilchen verringert, treten sehr starke Abstoßungskräfte auf – Wasser lässt sich daher nur sehr wenig komprimieren. Die anziehenden Kräfte zwischen den Wassermolekülen

bewirken, dass sich im Gleichgewichtszustand an der Wasseroberfläche eine gespannte, elastische „Wasserhaut“ bildet. In diesem Zusammenhang spricht man von der Oberflächenspannung des Wassers (= Anziehung der Wassermoleküle untereinander, siehe Abb. 12 und 13). Diese Oberflächenspannung nutzt z. B. ein Wasserläufer aus, um nicht einzusinken.

Abb. 12: Im Gleichgewichtszustand heben sich bei den Teilchen in der Oberflächenschicht die nach unten ziehenden Anziehungskräfte und die dadurch entstehende nach oben gerichtete Druckkraft auf – es bleibt nur die in der Oberfläche wirkende Oberflächenspannung übrig.



Das Wasser bildet aber nicht nur eine Haut zur Luft hin aus, sondern an jeder Grenzfläche eines wasserabweisenden Stoffes (z. B. Fette). Man spricht deshalb allgemein von **Grenzflächenspannung** (hier zwischen einer Fettfläche und einer Wasserfläche). Diese Grenzflächenspannung verhindert, dass Wasser z. B. in eine fettverschmutzte Faser eindringt. Seife verringert nun genau diese Grenzflächenspannung zwischen Fett und Wasser, die Faser wird von der Seifenlösung letztendlich benetzt.

Stoffe, die die Grenzflächenspannung verringern, nennt man Tenside. Seife ist ein Tensid.

Seifenmoleküle bestehen aus einer langen **hydrophoben** (= wasserabweisenden, aber fettlöslichen), unpolaren (= nicht geladenen) **Kohlenstoffkette** und einem hydrophilen (= wasserliebenden, aber fettunlöslichen), polaren (= elektrisch geladenen) Ende (einer COO--Gruppe).

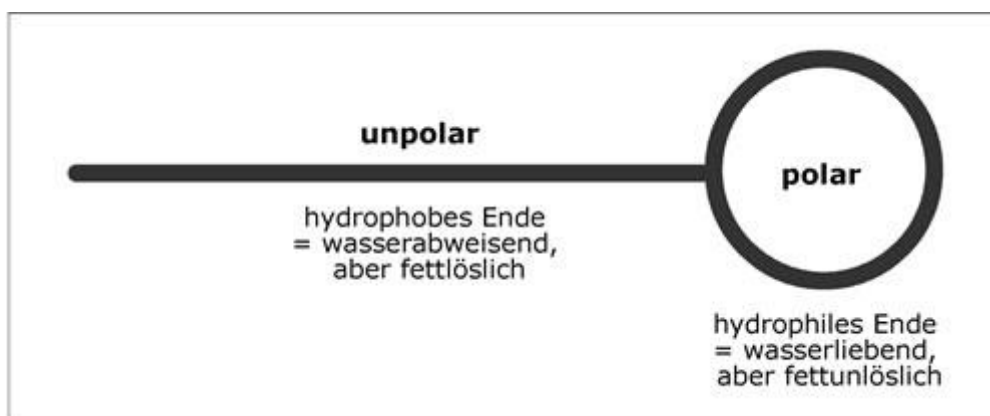


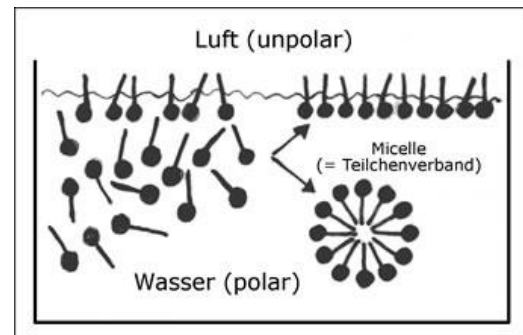
Abb. 13: Schematischer Aufbau eines Seifenmoleküls

Seife ist ein Netzmittel

Kommt nun eine Seifenlösung mit Fett in Berührung, bohrt sich die hydrophobe Kohlenstoffkette der Seifenteilchen in das Fett, die hydrophilen Enden ragen ins Wasser. Da also das wasserabweisende Ende der Seifenmoleküle gleichzeitig fettliebend ist, bilden diese Moleküle eine Brücke zwischen Wasser und Fett. Die Grenzflächenspannung zwischen Wasser und Fett wird verringert, und der fettige Schmutzstoff wird von der Seifenlösung benetzt.

Seifenmoleküle bestehen aus einem fettfreundlichen Teil und einem wasserfreundlichen Teil. Sie häufen sich an der Grenzfläche zwischen Wasser und fettigen Stoffen an. Seifenmoleküle sind demnach grenzflächenaktive Stoffe.

Abb. 14: Grenzflächenaktivität der Seifenmoleküle an der Luft (analog zu fettigem Gewebe)



Fett- und Faseroberfläche sind durch die eingedrungenen Seifenmoleküle negativ geladen. Die dadurch entstehende gegenseitige Abstoßung bewirkt die Ablösung des Schmutzes vom Gewebe.

Seife ist ein Emulgiermittel

Die abgelösten Fetteilchen werden von den Seifenmolekülen vollständig umhüllt. Zwischen ihrem hydrophilen Teil und den Wassermolekülen wirken Anziehungskräfte. Dadurch schweben die Fetteilchen oder Öltröpfchen im Wasser und bilden eine Emulsion. Wasser und Öl trennen sich nicht, wie es ohne Zugabe von Seife ja der Fall wäre.

Seife als Dispergiermittel

Durch die Anlagerung der Seifenmoleküle an den Schmutzteilchen werden diese wie oben beschrieben negativ geladen. Die daraus resultierende gegenseitige Abstoßung bewirkt, dass der Schmutz im fein zerteilten (dispergierten) Zustand bleibt.

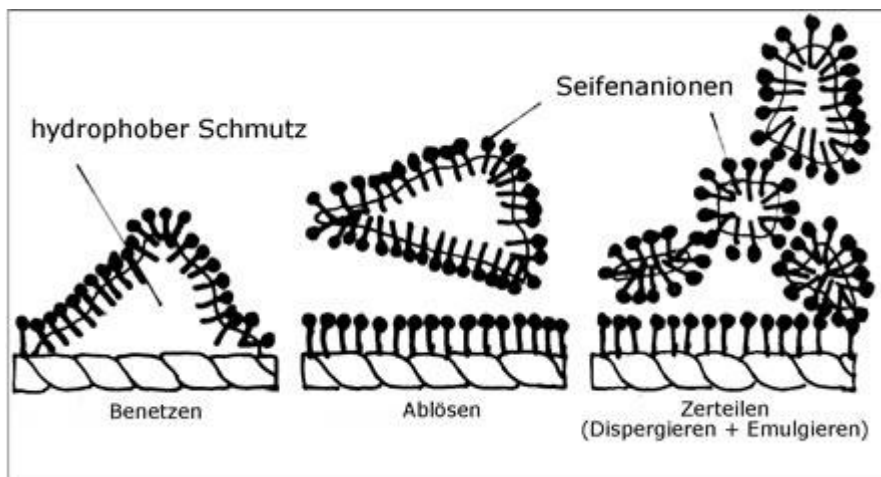


Abb. 15: Schematische Darstellung der Stufen des Waschvorgangs

Seife reinigt, weil ihre langen Molekülkettenenden hydrophob sind: sie „hassen“ Wasser. Um dem Wasser zu entkommen, vergraben sie sich in Fett- und Schmutzpartikel und lösen diese ab.

4.4 Nachteile von Seife

Seife ist zwar ein hervorragendes Reinigungsmittel. Nichtsdestotrotz brennt sie in den Augen und reizt empfindliche Haut. Außerdem wirkt Seife **faserschädigend**. Wir brauchen lediglich an verfilzte Wollpullis denken.

Seife bildet in **hartem Wasser** schmierende Flocken, die zu Verkrustungen des Gewebes führen und sich als Grauschleier ablagern. Die Grenzflächenaktivität und die Emulgierwirkung der Seife werden verringert. Somit wird die Reinigungskraft verschlechtert. Denn auch eine zunehmende Zugabe von Seife führt nicht dazu, dass sich die Schmutzpartikel vom Gewebe ablösen. Das Mehr an Seife flockt lediglich aus.

Exkurs: Wasserhärte

Seife weist in weichem Wasser eine wesentlich stärkere Schaumbildung auf als in hartem Wasser. In hartem Wasser reagieren die Seifenanionen mit den im Wasser enthaltenen Magnesium- und Calciumionen. Es bildet sich ein weißer, flockiger Niederschlag von Kalkseife. Dieser führt zu Verkrustungen des Gewebes und lagert sich als Grauschleier ab. Die Wäsche wird dadurch hart und brüchig, verliert ihre Saugfähigkeit und vergilbt. Mit steigender Wasserhärte steigt auch der Seifenverbrauch, da die gebildete Kalkseife weder grenzflächenaktiv, noch emulgierend wirkt. Die Härte des Wassers wird gemessen in °dH (deutscher Härtegrad). Die in 100 Litern Wasser von 1 °dH enthaltenen Calciumionen fällen 16 g Seife aus.

Auch die Kalkablagerungen in vielen Geschirrtellen oder Elektrogeräten lassen sich durch die Wasserhärte erklären. Die gelösten Calciumionen stammen von der so genannten vorübergehenden oder temporären Wasserhärte. Im Wasser ist Calciumhydrogencarbonat $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ gelöst. Wird nun das Wasser erhitzt, entweicht aus dem Hydrogencarbonat CO_2 und das Wasser H_2O verdunstet. Zurück bleibt das nur äußerst schwer lösliche Calciumcarbonat CaCO_3 , der Kalk, das sich ablagert. Daher treten v.a. überall dort, wo Wasser erhitzt wird, Verkalkungen auf, z.B. Wasserkocher, Waschmaschine, Spülmaschine, Eierkocher, usw. Aber auch die Stalagmiten und Stalaktiten in Tropfsteinhöhlen sind so entstanden.

4.5 Neuere Waschmittel

Diese Nachteile waren u. a. Anlass zur Entwicklung moderner waschaktiver Substanzen. Sie wirken wie Seife gut benetzend und gut emulgierend auf die Schmutz- und Fettteilchen der Wäsche ein. Gegen die Härte des Wassers sind sie aber im Gegensatz zur Seife unempfindlich und verhalten sich völlig **neutral**.

Die Wasserhärte behindert auch bei modernen Tensiden den Waschvorgang. Deshalb setzt man **Wasserenthärtungsmittel** ein. Hervorragende Enthärter sind Phosphate, die außerdem noch emulgierend und dispergierend wirken. Allerdings stören sie das biologische Gleichgewicht unserer Gewässer. Sie tragen erheblich an der Überdüngung und letztlich am Absterben ganzer Biotope Schuld.

Nicht nur Fette müssen aus Textilien herausgewaschen werden, sondern auch farbige Flecken, z. B. von Gemüse oder Rotwein. Vollwaschmittel enthalten deshalb auch **Bleichmittel**.

Fast alle Waschmittel beinhalten auch **Enzyme** zum Zersetzen von Eiweißflecken (Bratensoße, Blut, Milch).

Einen Gelbstich weist weiße Wäsche nach häufigem Waschen auf. Deshalb enthalten moderne Tenside auch **optische Aufheller**. Das sind Farbstoffe, die direkt ins Gewebe eindringen und vom Auge als besonders weiß empfunden werden.

4.6 Moderne Waschmittel und Umweltschutz

Unter Punkt 2.5 wurden bereits die negativen Umweltfolgen von Phosphaten in Waschmitteln beschrieben. Daher werden heutzutage **Phosphatersatzstoffe** wie Silikate oder Zitate eingesetzt. Eine weitere Maßnahme zum Schutz unserer Umwelt ist die Pflicht zur Angabe von **Dosierungsempfehlungen** auf den Waschmittelverpackungen. Nur Waschmittel mit hohem Seifenanteil und vollständigem Verzicht auf Phosphate, Bleichmittel, optische Aufheller und Duftstoffe sind umweltfreundlich.

Deshalb kommen immer mehr Haushalte auch wieder auf die **ursprünglichen Seifen** zurück. So kann Gallseife in der Kläranlage vergleichsweise sehr gut abgebaut werden. Genauso ist Schmierseife zu 99% biologisch abbaubar. Auch versucht man, immer mehr auf den Rohstoff Erdöl zu verzichten und auf **nachwachsende Rohstoffe (Ölpflanzen)** umzusteigen.

So kann jeder einzelne zum Erhalt einer gesunden Umwelt mithelfen.