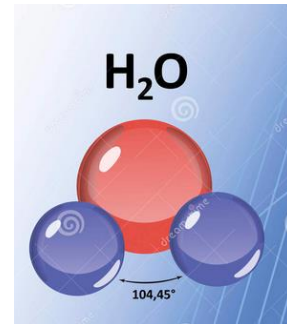


## 1. Steckbrief

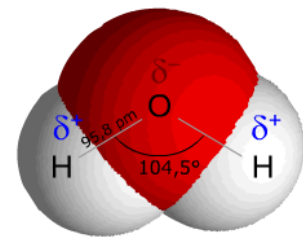
Name:	Wasser
chem. Formel:	H <sub>2</sub> O
Aussehen:	farblos
Brennbarkeit:	nicht brennbar
Dichte:	1 g/cm <sup>3</sup>
Schmelzpunkt:	0 °C
Siedepunkt:	100 °C



**Wasser** (H<sub>2</sub>O) ist eine chemische Verbindung aus den Elementen Sauerstoff (O) und Wasserstoff (H). Wasser ist als Flüssigkeit durchsichtig, weitgehend farb-, geruch- und geschmacklos. Wasser ist die einzige chemische Verbindung auf der Erde, die in der Natur als Flüssigkeit, als Festkörper und als Gas vorkommt. Die Bezeichnung *Wasser* wird dabei für den flüssigen Aggregatzustand verwendet. Im festen Zustand spricht man von Eis, im gasförmigen Zustand von Wasserdampf. Wasser ist Grundlage des Lebens auf der Erde.

## 2. Wasser - Molekül

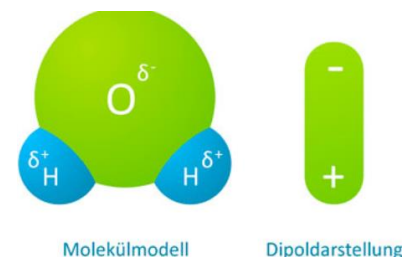
Ein Wassermolekül besteht aus einem Sauerstoffatom und zwei Wasserstoffatomen. Die zwei Wasserstoffatome sind am Sauerstoffatom gebunden und schließen einen Winkel von ungefähr 104,5° ein. Beim Wassermolekül handelt es sich um eine Elektronenpaarbindung.



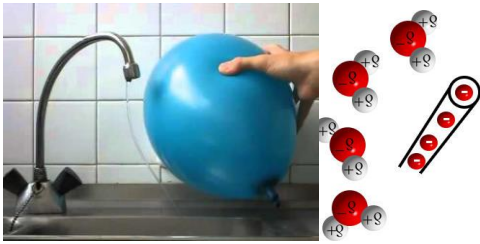
## 3. Wasser ein Dipol

Das Maß für die Kraft, die Elektronen der Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen, bezeichnet man als Elektronegativität (EN = Maß dafür, wie stark ein Atom gemeinsame Bindungselektronen anzieht). Unterschiedliche Atome weisen einen unterschiedlichen Elektronegativitätswert auf. Das Element mit der höchsten Elektronegativität ist Fluor (EN =4).

Sauerstoff hat eine Elektronegativität von 3,5 und Wasserstoff von 2,1. Das wiederum hat Auswirkungen, wenn sich Atome zu einem Molekül zusammenfinden, wie das bei Wasser der Fall ist. Im Wassermolekül hat Sauerstoff also eine größere Elektronegativität als Wasserstoff und zieht damit die Elektronen der beiden Elektronenpaarbindungen an sich auf seine Seite. Somit ergibt sich für das Sauerstoffatom eine negative Teilladung (bezeichnet mit dem altgriechischen Buchstaben „delta“; δ<sup>-</sup>). Die Wasserstoffatome hingegen erhalten eine positive Teilladung (δ<sup>+</sup>). Aus der gewinkelten Struktur und den unterschiedlichen Elektronegativitätswerten von Sauerstoff und Wasserstoff ergibt sich ein negativer Ladungsschwerpunkt auf der Seite des Sauerstoffs und ein positiver Ladungsschwerpunkt auf der anderen Seite des Wassermoleküls beim Wasserstoff.



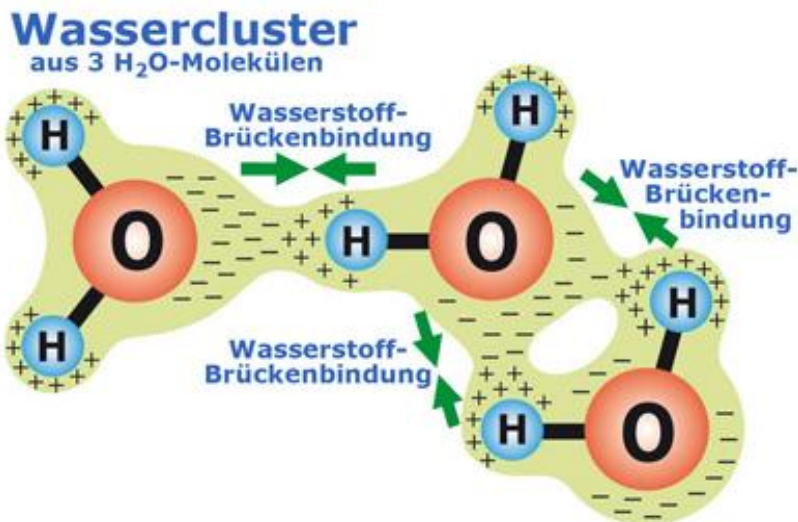
Die Polarität des Wassers kann man durch einen einfachen Versuch nachweisen: man hält einen statisch aufgeladenen Gegenstand neben einen dünnen Wasserstrahl. Dabei kann man beobachten, dass die positive Teilladung der Wasserteilchen vom negativ geladenen Gegenstand angezogen wird.



#### 4. Wassercluster durch Wasserstoffbrückenbindung

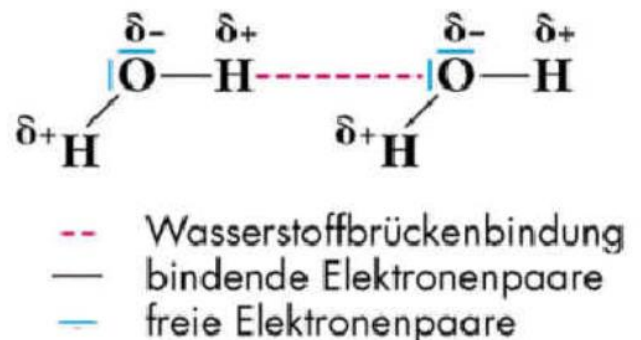
- **Cluster**

Da die Wassermoleküle Dipole sind, also an verschiedenen Enden unterschiedlich geladen. Das eine Ende ist positiv geladen, das andere negativ, ordnen sich die einzelnen Wassermoleküle zu größeren Haufen oder Klumpen – englisch **“Cluster”** – zusammen.



- **Wasserstoffbrückenbindung**

Aufgrund dieser Ladungsverteilung in dem Wassermolekül können die einzelnen Moleküle untereinander wechselwirken. Wie bei einem Magneten stoßen sich gleiche Ladungszustände ab und unterschiedliche ziehen sich an. Das führt dazu, dass sich zwischen den einzelnen Wassermolekülen starke zwischenmolekulare Bindungen, sogenannte Wasserstoffbrücken ausbilden können. Wie in der Abbildung zu erkennen ist, bilden sich die Wasserstoffbrückenbindungen immer zwischen den Sauerstoffatomen und den Wasserstoffatomen zweier verschiedener Wassermoleküle aus. Dabei bildet das Sauerstoffatom bis zu zwei Wasserstoffbrücken aus und jedes Wasserstoffatom ist in der Lage eine Wasserstoffbrücke zu einem Sauerstoff auszubilden. Moleküle, die in der Lage sind Wasserstoffbrücken auszubilden, nennt man **permanente Dipole**.



## 5. Aggregatzustände oder Phasen<sup>1</sup>

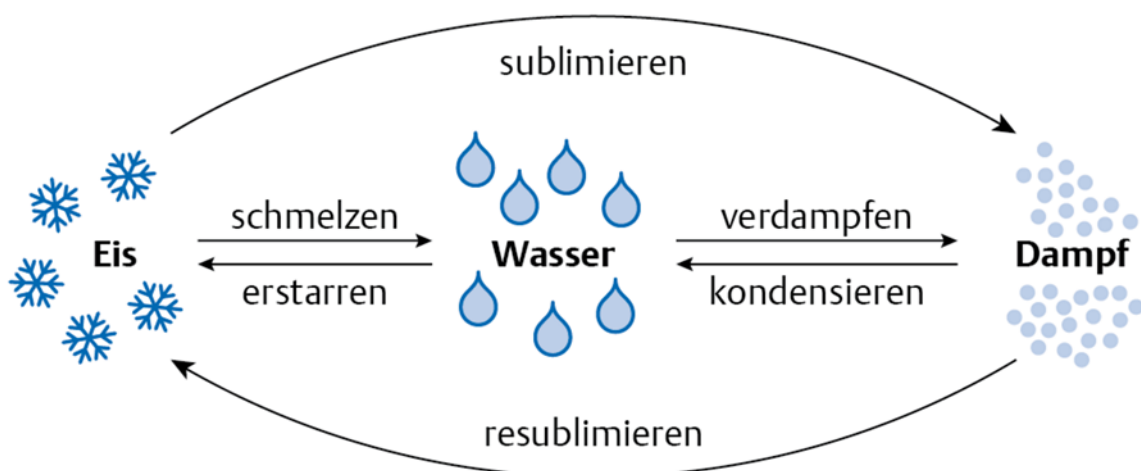
Das Wort Aggregatzustand bezeichnet den physikalischen Zustand eines Stoffes. Es gibt drei klassische Aggregatzustände: Fest, flüssig und gasförmig. Welcher Aggregatzustand vorliegt, hängt von den Eigenheiten des Stoffes, der Temperatur und dem Umgebungsdruck ab.

Prinzipiell kann man sagen, dass Stoffe im Aggregatzustand "fest" die größte Dichte besitzen, welche etwa 5-10 Prozent höher als die der jeweiligen Flüssigkeit ist. Wirkt keine äußere Kraft auf den Stoff ein, behält er seine Form bei. Im flüssigen Zustand hingegen, passt sich der Stoff in seiner Form der Umgebung an und fließt immer zum tiefsten Punkt. Dies gilt auch in der Natur: Flüsse fließen stets den Berg runter.

Nach fest und flüssig fehlt nun noch der Aggregatzustand "gasförmig". Erhitzt man eine Flüssigkeit sehr stark, wird sie irgendwann verdampfen, sprich sie "geht in die Luft über". Als Gas weisen die Stoffe die niedrigste Dichte auf. Diese ist bis zu tausendmal kleiner als die der Feststoffe. Aus diesem Grund kann man gasförmige Stoffe auch sehr stark komprimieren. In diesem Aggregatzustand besitzt der Stoff keine feste Oberfläche. Deshalb sind farblose Gase unsichtbar.

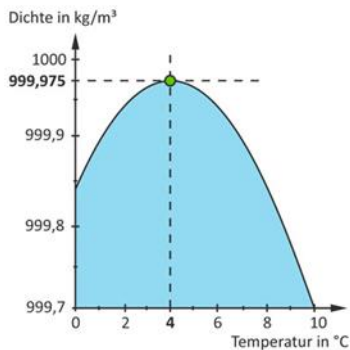
## 6. Aggregatzustände und Phasenänderungen Wasser

Auf der Erde kommt Wasser in seinen verschiedenen Aggregatzuständen vor: als Festkörper (Eis), als Flüssigkeit (Wasser) und als Gas (Wasserdampf). Die Sonne verdunstet das Wasser zu Wasserdampf, als Regen kommt es wieder auf die Erde zurück. Bei niedrigen Temperaturen im Winter gefriert das Wasser zu Eis. Unter den chemischen Normalbedingungen ist Wasser flüssig, unter 0°C (Gefrierpunkt) gefriert das Wasser und geht in den festen Zustand (Eis) über. Wenn die Temperatur auf über 100°C (Verdampfungspunkt) erwärmt wird, geht das Wasser in den gasförmigen Zustand über (verdampft). Die Verdampfungsgeschwindigkeit hängt dabei von der Temperatur ab. Je höher diese ist, desto schneller verdampft das Wasser.



<sup>1</sup> <http://www.lenntech.com/deutsch/faq-Wasser-Chemie.htm>

## 7. Dichteanomalie des Wassers

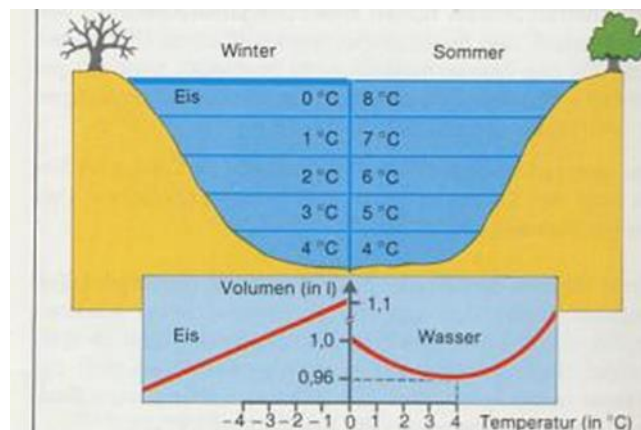


Die bekannteste der ungewöhnlichen Eigenschaften des Wassers ist vermutlich die so genannte Dichteanomalie: Sie beschreibt das Phänomen, dass Wasser bei 3,89°C die höchste Dichte (1g/cm<sup>3</sup> bei Normdruck) besitzt.

Im festen Aggregatzustand (Eis) wird normalerweise eine hohe Ordnung, meist in Form eines Kristallgitters, erreicht. Im flüssigen Zustand herrscht ein instabiler Zustand und die Moleküle brauchen durch ihre höhere Geschwindigkeit mehr Platz. Darum erhöht sich das Volumen und die Dichte wird geringer. Im gasförmigen Zustand ist die maximale Unordnung erreicht und die Atome brauchen maximalen Raum für die Bewegung. Diese Anomalie des Wassers entsteht durch den Bindungswinkel zwischen den einzelnen Atomen des Wassermoleküls. Wasser ist ein Dipol und darum ordnen sich die Wasserstoffatome mit den Sauerstoffatomen über Wasserstoffbrückenbindungen an. Dadurch ist die Struktur im festen Zustand größer als bei beweglichen Molekülen. Dies ist ein fortschreitender Vorgang, d.h. dass schon im flüssigen Zustand so genannte Cluster aus Wassermolekülen vorhanden sind. Bei 3,98°C ist der Zustand erreicht, bei dem die einzelnen Cluster das geringste Volumen einnehmen und damit die größte Dichte haben. Wenn die Temperatur weiter sinkt, wird durch die weiteren Kristallstrukturen mehr Volumen benötigt. Wenn die Temperatur steigt, benötigen die Moleküle wieder mehr Bewegungsfreiraum, und das Volumen steigt auch.

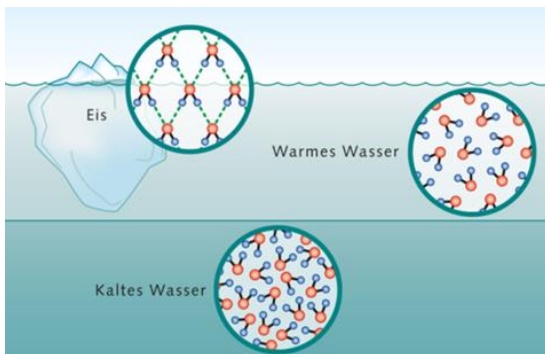
### Zufrieren von Wasserflächen

Die Wasseranomalie ist wichtig für das Leben in Gewässern kalter Klimazonen, denn sie hat zur Folge, dass Seen und Flüsse bei Temperaturen unter Null von oben zufrieren. Die entstehende Eisschicht ist ein schlechterer Wärmeleiter als flüssiges Wasser und wirkt isolierend, so dass das Wasser darunter weniger schnell abkühlt. Außerdem sorgt die Wasseranomalie für eine bessere Durchmischung tieferliegender Wasserschichten mit gelösten Gasen und Nährstoffen. Die Wassertemperatur unter dem Eis steigt mit zunehmender Tiefe des Wassers. Am Grund des Sees sind es immer 4 Grad Celsius, wodurch das Wasser mit der höchsten Dichte, also das schwerste Wasser sich immer ganz unten befindet, was wiederum das Überleben der Wasserorganismen im Winter erleichtert.



## Eisberge

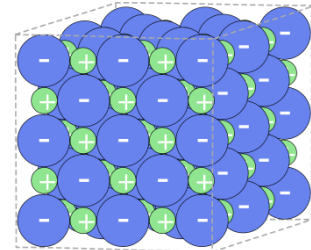
Obwohl Eisberge im Meer treiben, bestehen sie nicht aus gefrorenem Meerwasser, sondern aus Süßwasser. Denn sie stammen von den riesigen Gletschern der Polargebiete. An deren Rändern brechen regelmäßig und leider zunehmend große Stücke von ihnen ab – die Eisberge. Man spricht auch davon, dass der Gletscher „kalbt“. Da Eis leichter ist als Wasser, treibt es im Meer umher, ohne unterzugehen. Da die Polarmeere sind zwischen  $-4$  und  $0$  Grad Celsius kalt sind, tauen die Eisberge nur sehr langsam ab und werden Jahrzehnte alt.



## 8. Wasser als Lösungsmittel

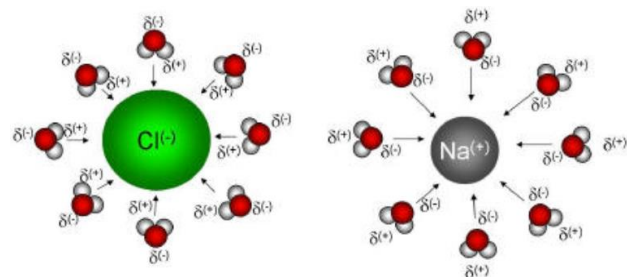
Der Dipolcharakter des Wassermoleküls ist der Grund der guten Lösungseigenschaften des Wassers. Für viele Substanzen ist Wasser ein ausgezeichnetes Lösungsmittel. Vor allem für ionische Verbindungen wie Salze bietet sich Wasser als Lösemittel an.

**Salze:** bilden sich durch Ionenbindung. Im festen Salz ordnen sich die positiven und negativen Ionen abwechselnd an, sodass sich ein dreidimensionales Gitter ergibt – das **Ionengitter**. Kochsalz (= Natriumchlorid) besteht aus positiv geladenen Natrium-Ionen und einem negativ geladenen Chlorid-Ion. Diese ziehen sich gegenseitig an. (Ionenbindung: Metall+Nichtmetall)



### • Lösungsvorgang

Beim Lösevorgang werden die kleinsten Teilchen (Ionen oder Moleküle) aus dem Gitterverband des Feststoffs gelöst. Das Lösen einer Verbindung erfordert Energie, welche dem Wasser in Form von Wärme entzogen wird.



Beim Lösen eines Feststoffs in Wasser finden somit zwei Vorgänge gleichzeitig statt: der endotherme Gitterabbau und die exotherme Hydratation. Erfordert der Gitterabbau mehr Energie als bei der Hydratation der Teilchen frei wird, so kühlt sich das Wasser ab. Im anderen Fall wird sich das Wasser erwärmen.

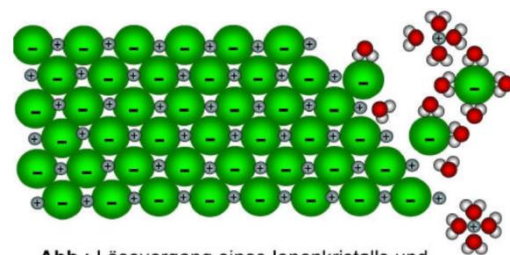
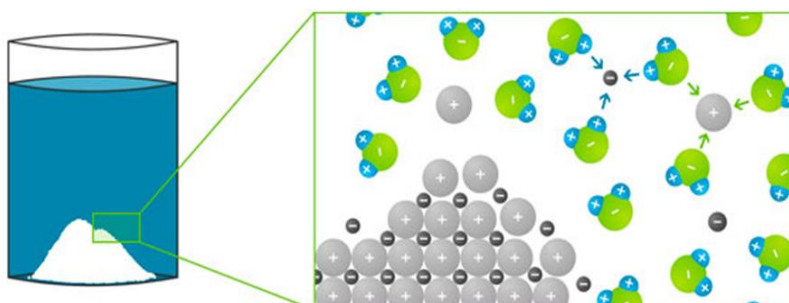


Abb.: Lösevorgang eines Ionenkristalls und Hydratation der Ionen

### Lösungsvorgang von Salz im Wasser:

In Wasser lösen sich vor allem Salze gut, die durch elektrostatische Wechselwirkungen der Ionen zusammengehalten werden. Die aus einem Ionenverband gelösten Teilchen treten mit den entgegengesetzt geladenen Enden der Wasserdipole in Wechselwirkung. Die gelösten Ionen werden mit mehreren Wassermolekülen umlagert, wobei Energie frei wird. Man bezeichnet den Vorgang auch als **Hydratation** und die freigesetzte Energie als **Hydratationsenergie**.



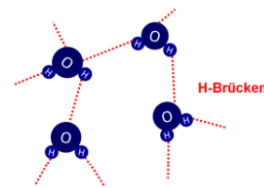
- Die Ionen lösen sich aus ihrer Gitterstruktur und sind im Wasser frei beweglich.
- Die Wassermoleküle umlagern das positive Natrium-Ion so, dass das schwach negativ geladene Sauerstoffatom zum positiven Natrium-Ion zeigt.
- Das negative Chlorid-Ion hingegen wird von den Wassermolekülen so umlagert, dass die schwach positiv geladenen Wasserstoffatome zu ihm zeigen.
- Die Anlagerung der Wassermoleküle an gelöste Ionen nennt man „Hydratation“.
- Die nun von den Wassermolekülen umschlossenen Ionen lösen sich im Wasser auf.

Wasserlösliche Stoffe werden als **hydrophil**, wasserunlösliche (wie Fette/Öle) als **hydrophob** bezeichnet. Die Lösungseigenschaften des Wassers sind **stoffspezifisch**. Es gibt Substanzen die sich bei Raumtemperatur gut, mäßig oder kaum lösen lassen. Eine wässrige Lösung in der kein weiterer Feststoff gelöst werden kann wird als **gesättigt** bezeichnet. Ein Überschuss eines Feststoffs wird sich als Bodensatz abscheiden. In den meisten Fällen nimmt die Löslichkeit einer Substanz mit steigender Temperatur zu. Die Löslichkeit wird in Gramm pro 100g Lösemittel angegeben.

## 9. Kohäsion Adhäsion Kapillarwirkung und Oberflächenspannung<sup>2</sup>

### Allgemeines zu Kräften in Flüssigkeitstropfen:

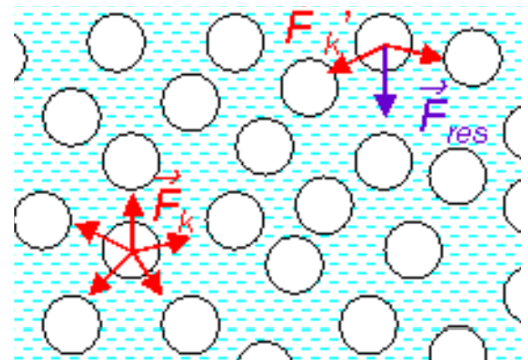
- im **Inneren** der Flüssigkeit bleiben die Moleküle aufgrund der Kohäsionskräfte nahe beisammen  $\Rightarrow$  Kräfte in alle Richtungen heben sich auf: **Kräftegleichgewicht**
- an der **Oberfläche** der Flüssigkeit bleibt eine resultierende Kraft!  $\Rightarrow$  Moleküle an der Oberfläche spüren Kraft, die nach innen gerichtet ist: Oberfläche krümmt sich, nähert sich Halbkugelform an  $\Rightarrow$  **Adhäsion / Adhäsionskraft**



$\Rightarrow$  um Moleküle an die Oberfläche zu befördern, muss **Arbeit** gegen diese gegen diese Kraft geleistet werden geleistet werden

- e näher an Oberfläche, desto größer die Arbeit
- Arbeit erhöht die **Oberflächenenergie**

**Kohäsionskräfte** von der Waals-Wechselwirkungen, Dispersionskräfte (London'sche Kräfte), Wasserstoffbrückenbindungen, bei Elektrolytlösungen: ionische Kräfte (Coulomb-Kräfte)



**Kohäsion:** Zwischen den Teilchen einer Flüssigkeit wirken Anziehungskräfte. Im Inneren wird ein Teilchen von seinen Nachbarn nach allen Seiten gezogen. Diese Kräfte heben sich deshalb gegenseitig auf. Ein Teilchen, das sich an der Oberfläche befindet, hat über sich keine Nachbarn, die nach oben ziehen können. Es wird deshalb in die Flüssigkeit hineingezogen. Wir nennen diese Erscheinung **Kohäsion**. Sie ist auch für die Tropfenbildung

<sup>2</sup> <https://www.sita-lab.com/wissen-service/grundlagen-zu-sita-lab-solutions/oberflaechenspannung/uebersicht/>

verantwortlich. Jedes Teilchen an der Oberfläche erfährt Anziehungskräfte von den unmittelbar benachbarten Oberflächenmolekülen. Dies bewirkt die Oberflächenspannung.

**Adhäsion:** Körper, die aus dem Wasser gezogen werden sind nass, an ihnen haftet Wasser. Das Wasser wird von dem Körper angezogen. Diese Erscheinung heißt **Adhäsion**. Werden zwei feuchte Glasplatten aneinander gedrückt, lassen sie sich nur sehr schwer auf Grund der Adhäsion auseinanderziehen. Praktische Beispiele dafür sind: -Wetex, Schwamm(tuch, Löschpapier, Würfelzucker, Leitungsbahnen der Pflanzen, feine Blutgefäße (Kapillare)

Wird Wasser auf eine Glasplatte gesprüht, bleibt das Wasser aufgrund der **Adhäsion** an der Glasscheibe haften. Die **Kohäsion** bewirkt die Tropfenbildung – werden die Tropfen zu groß, übersteigt die Gewichtskraft die Adhäsionskraft und die Tropfen fließen runter.

### Kohäsion und Adhäsion

- Moleküle an der Oberfläche spüren Effekte am deutlichsten  
⇒ Größte Kräfte an den Phasengrenzen:

**Adhäsionskraft**

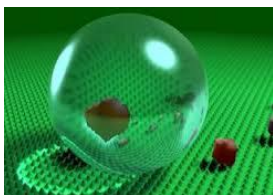
- Die Moleküle meiden die Oberfläche und versuchen, diese so klein wie möglich zu halten → Minimierung der Energie  
⇒ Ursache für Form von Oberflächen, besonders bei Flüssigkeiten

*Beispiel der Oberflächenänderung durch Adhäsionskräfte:*  
**Quecksilberkügelchen**

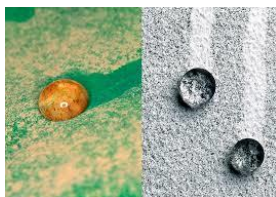
- Beobachtung:  
kleine Kügelchen ziehen sich zu einem großen Tropfen zusammen:  
⇒ Minimierung der Oberfläche,  
*Adhäsionskräfte wirken wie eine einschließende Haut*




**Lotuseffekt** → Oberfläche rau → Tropfen kullert über die raue Fläche und nimmt den Schmutz mit.



1.1.



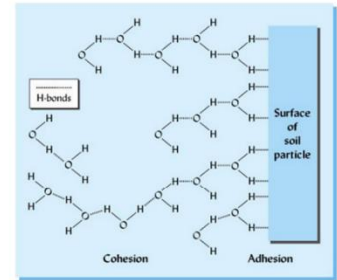
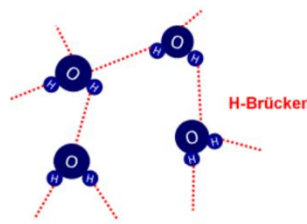
**Lotuseffekt → eigenes script**



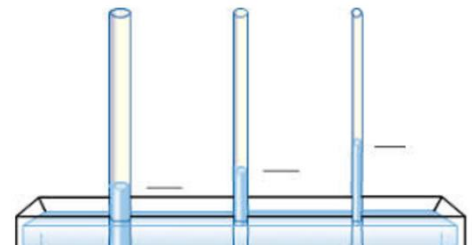
### Wasserfilm zwischen 2 Glasplatten

Kohäsion zwischen den Wassermolekülen

Adhäsion zwischen den Wassermolekülen und der Glasplatte



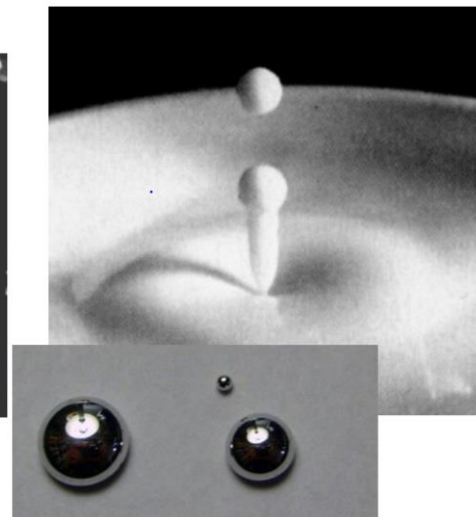
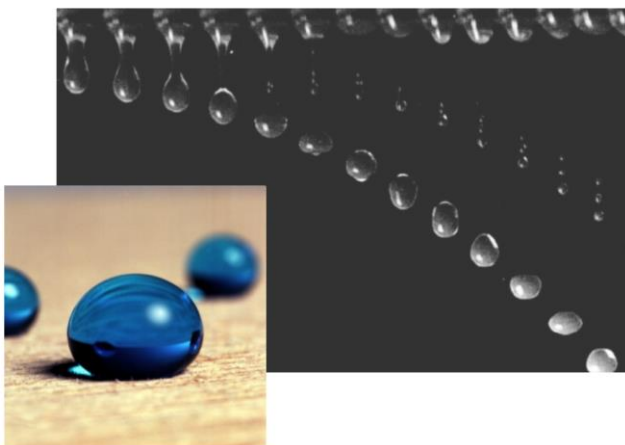
**Kapillarwirkung:** In engen Röhren steht das Wasser höher als in weiten. Am Rand der Röhren wird das Wasser durch Adhäsion hochgezogen.



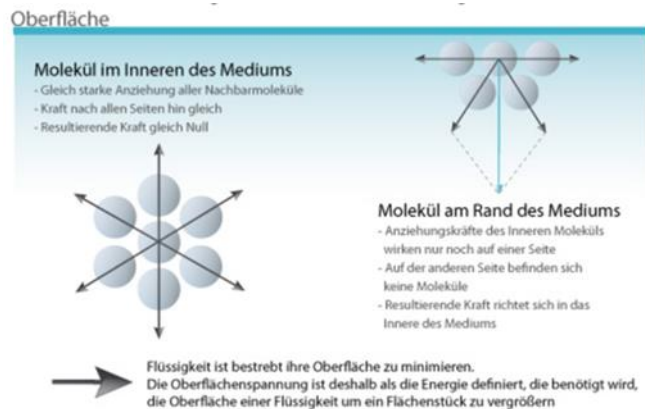
◦ **Flüssigkeitsoberflächen sind Minimalflächen:**

Die Kugel ist unter allen Körpern gleichen Volumens der mit der geringsten Oberfläche

⇒ **Flüssigkeitstropfen sind kugelförmig !**



Die **Oberflächenspannung** ist ein Effekt, der dazu führt, dass sich die Oberfläche einer Flüssigkeit wie eine elastische Folie verhält und einen möglichst glatten Zustand minimaler Ausdehnung anstrebt. Die Kohäsion der Wasserteilchen an der Oberfläche ist nur nach innen gerichtet. Wassertropfen nehmen daher eine kugelige Gestalt an. Bei der **Kohäsion** handelt es sich um Bindungskräfte zwischen Molekülen. Im Inneren einer Phase, in diesem Fall Wasser, wirken die Bindungskräfte gleichmäßig nach allen Seiten. Die resultierende Kraft ist gleich Null. Wie im Bild dargestellt, fehlen an der Grenzfläche zu einer anderen Phase, in diesem Fall Luft, die benachbarten Moleküle. Dies führt dazu,

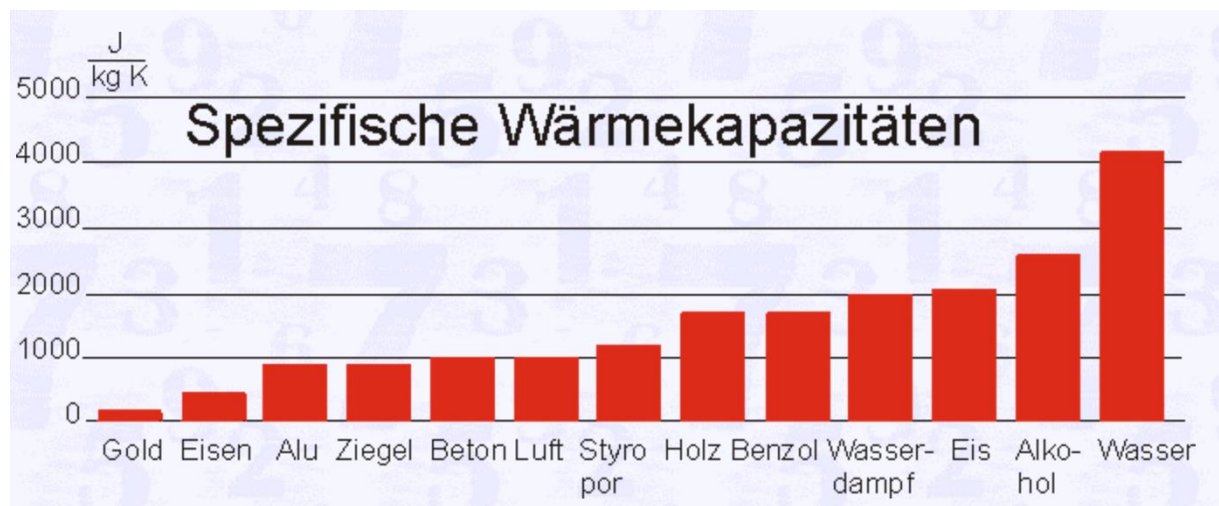


**Oberflächenspannung spezial eigenes script**

dass die Bindungskräfte der Moleküle an der Grenzfläche verstärkt auf ihre direkten Nachbarn wirken. Daraus resultiert eine Kraft (F), die in das Innere des Mediums gerichtet ist.

## 10. Spezifische Wärmekapazität des Wassers

Sie ist weitere Besonderheit des Wassers. Um die Temperatur eines Körpers zu erhöhen, muss seine innere Energie vergrößert werden. Verschiedene Stoffe lassen sich unterschiedlich leicht erwärmen. Um verschiedene Stoffe bezüglich ihrer "Erwärmbarkeit" vergleichen zu können, untersucht man 1 kg eines Stoffes und bestimmt die Energiemenge die benötigt wird um diesen Stoff um 1°C zu erwärmen Die Tabelle zeigt, dass Wasser einen vergleichsweise sehr hohen Wert hat. Diese Eigenschaft ist entscheidend für das Klima der Erde.



### Klimaregulator

Die Wärmekapazität 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.

In Form von Wasserdampf hat H<sub>2</sub>O ebenfalls einen entscheidenden Einfluss auf den Wärmehaushalt der Erde: Wasserdampf allein trägt zu etwa zwei Dritteln zum natürlichen Treibhauseffekt bei.

Er verstärkt die Klimawirkung anderer Stoffe. Steigt zum Beispiel die Temperatur infolge eines höheren Kohlendioxidgehalts, so steigt auch der Gehalt an Wasserdampf, da eine wärmere Atmosphäre dauerhaft mehr Wasserdampf speichern kann. Wasser kühlt nur langsam ab, weil sich immer mehr Wasserstoffbrücken bilden. Umgekehrt geht auch das Erwärmen langsam.

Diese Eigenschaft unterstützt einen Temperatenausgleich mit der Umgebung. Hierdurch herrscht an den Küsten ein ausgeglichenes Klima.