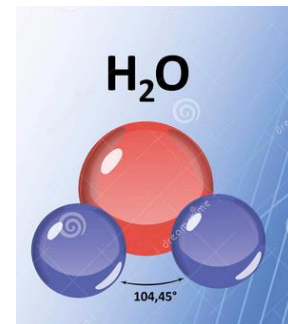


1. Steckbrief

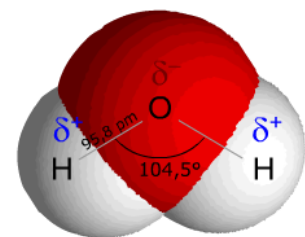
Name:	Wasser
chem. Formel:	H ₂ O
Aussehen:	farblos
Brennbarkeit:	nicht brennbar
Dichte:	1 g/cm ³
Schmelzpunkt:	0 °C
Siedepunkt:	100 °C



Wasser (H₂O) 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.

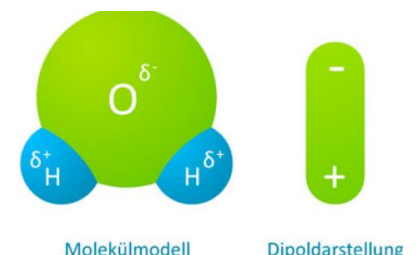
2. Wasser - Molekül

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

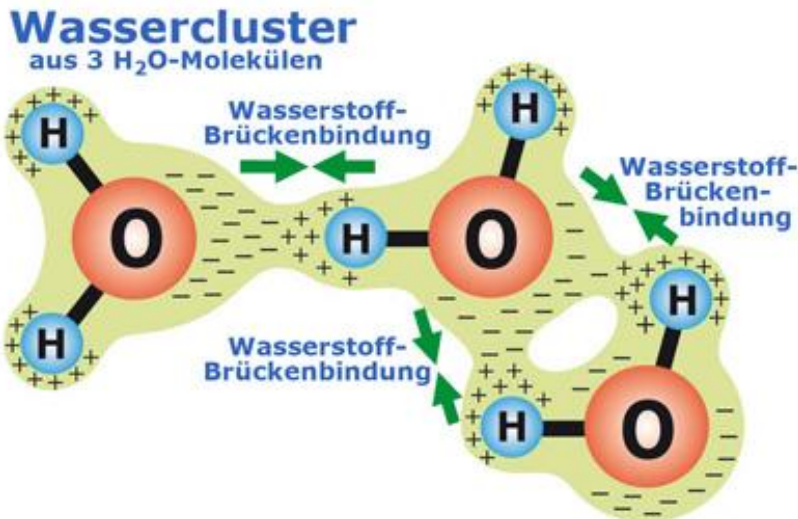
Das Maß für die Kraft, die Elektronen der Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen, bezeichnet man als Elektronegativität (EN = Maß dafür, wie stark ein Atom gemeinsame Bindungselektronen anzieht). Unterschiedliche Atome weisen einen unterschiedlichen Elektronegativitätswert auf. Das Element mit der höchsten 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⁻). Die Wasserstoffatome hingegen erhalten eine positive Teilladung (δ⁺). 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.



4. Wassercluster durch Wasserstoffbrückenbindung

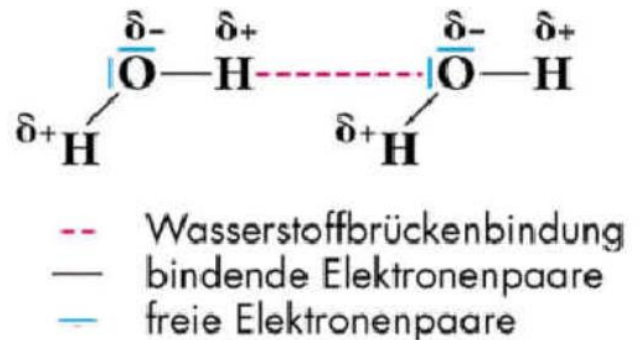
- **Cluster**

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**

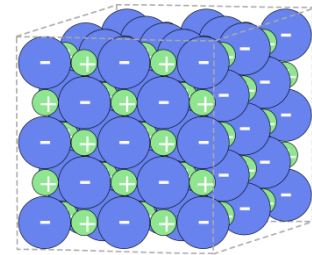
Aufgrund dieser Ladungsverteilung in dem Wassermolekül können die einzelnen Moleküle untereinander wechselwirken. Wie bei einem Magneten stoßen sich gleiche Ladungszustände ab und unterschiedliche ziehen sich an. Das führt dazu, dass sich zwischen den einzelnen Wassermolekülen starke zwischenmolekulare 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. Wasser als Lösungsmittel

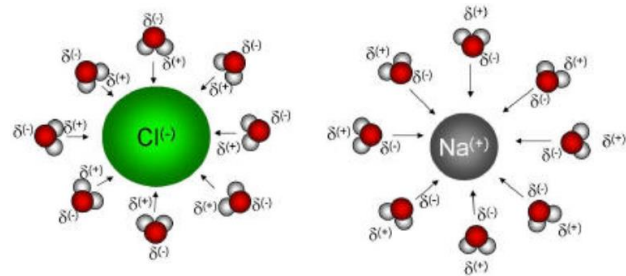
Der Dipolcharakter des Wassermoleküls ist der Grund der guten Lösungseigenschaften des Wassers. Für viele Substanzen ist Wasser ein ausgezeichnetes Lösungsmittel. Vor allem für ionische Verbindungen wie Salze bietet sich Wasser als Lösemittel an.

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.

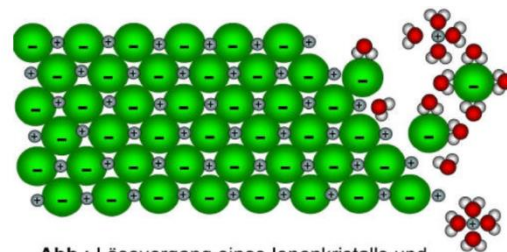
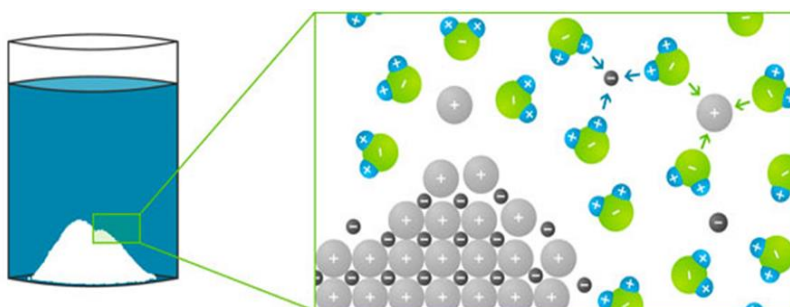


Abb.: Lösevorgang eines Ionenkristalls und Hydratation der Ionen

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.