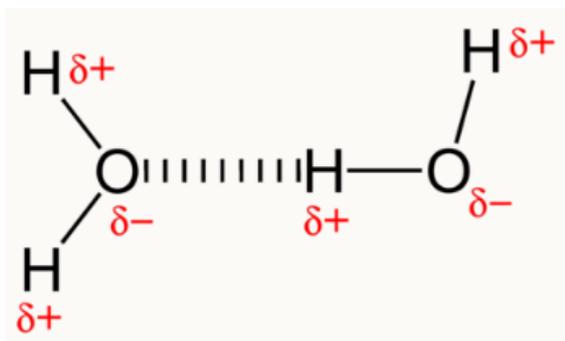


## DIGITALE LERNTHEKE: ORGANISCHE STOFFKLASSEN UND ZWISCHENMOLEKULARE WECHSELWIRKUNGEN

### Wasserstoffbrückenbindungen

**Wasserstoffbrückenbindungen**, auch kurz Wasserstoffbrücken oder H-Brücken, sind Bindungen elektrostatischer Natur. Wasserstoffbrücken entstehen, wenn zwei funktionelle Gruppen über Wasserstoffatome in Wechselwirkung treten. Man unterscheidet bei den funktionellen Gruppen zwischen dem Protonendonator (auch: Donor, Donator) und dem Protonenakzeptor. Der Donator ist ein elektronegatives Atom (z. B. Stickstoff, Sauerstoff oder Fluor), an das ein Wasserstoffatom kovalent gebunden ist. Durch den Unterschied in der Elektronegativität bilden sich hier zwei Teilladungen heraus. Eine negative an dem elektronegativen Atom, und eine positive an dem gebundenen Wasserstoffatom. Man spricht hier von einer polaren Bindung. Der Akzeptor ist ein beliebiges anderes elektronegatives Atom mit freien Elektronenpaaren. Im Fall von Wasser weist das Wassermolekül durch die höhere Elektronegativität des Sauerstoffs mit 3,5 gegenüber der des Wasserstoffes mit 2,1 einen Dipolcharakter auf. Der Sauerstoff ist dadurch partiell negativ ( $\delta^-$ ), der Wasserstoff partiell positiv ( $\delta^+$ ). Die Wasserstoffbrücken bilden sich zwischen den unterschiedlichen Partialladungen aus.



Quelle: <https://www.chemie-schule.de/KnowHow/Wasserstoffbrückenbindungen> [18.06.20]

Erklärvideo: [https://www.youtube.com/watch?v=IO\\_NSF1PeVI](https://www.youtube.com/watch?v=IO_NSF1PeVI)

### Van-der-Waals-Wechselwirkungen

Van-der-Waals-Kräfte/Wechselwirkungen treten im Allgemeinen zwischen unpolaren (ungeladenen) Kleinstteilchen (Edelgasatome, Moleküle) auf und führt zu einer schwachen Anziehung dieser Kleinstteilchen. Elektronen in einem Kleinstteilchen (Atom) können sich nur in bestimmten Grenzen bewegen, was zu einer ständig wechselnden Ladungsverteilung

im Kleinstteilchen führt. Sobald der Schwerpunkt der positiven Ladungen vom Schwerpunkt der negativen Ladungen räumlich getrennt ist, kann man von einem Dipol sprechen. Einzelne unpolare Moleküle kann man jedoch nur als **temporäre Dipole** bezeichnen, denn ihre Polarität ist von der Elektronenverteilung abhängig, und diese wechselt ständig. (In polaren Molekülen dagegen ist die Dipoleigenschaft auf Grund der Elektronegativitäten der Atome und der Raumstruktur dauerhaft, deshalb nennt man sie permanente Dipole oder Dipole im engeren Sinne.) Kommen nun zwei unpolare Moleküle einander lange genug (also bei geringer Teilchengeschwindigkeit) nahe, dann gehen sie eine elektrostatische Wechselwirkung miteinander ein. Wenn etwa Teilchen A dem Nachbarn B eine ausgeprägt negativ geladene Seite zeigt, dann werden die Elektronen des Nachbarn B (von der zugewandten Seite) abgestoßen. So richten sich die Dipole aneinander aus und es entsteht ein induzierter Dipol. Zwischen dem ursprünglichen, temporären Dipol und dem induzierten Dipol kommt es zur Van-der-Waals-Anziehung. Von nun an beeinflussen sich die Dipole gegenseitig, ihre Elektronenverschiebung synchronisiert sich. Kommen sich also zwei Atome beziehungsweise Moleküle nahe genug, so kann eine der folgenden Situationen eintreten:

- Zwei temporäre Dipole treffen sich: die Teilchen ziehen einander an.
- Ein temporärer Dipol trifft auf ein Teilchen ohne Dipolmoment, sodass ein induzierter Dipol entsteht und sich die Teilchen ebenfalls aneinander anziehen.

Quelle: <https://www.chemie-schule.de/KnowHow/Van-der-Waals-Kräfte> [18.06.20]

Erklärvideo: <https://www.youtube.com/watch?v=nj9w-IPXaLA>

## Übung

Lückentext

<https://learningapps.org/display?v=p48vms4ij20>