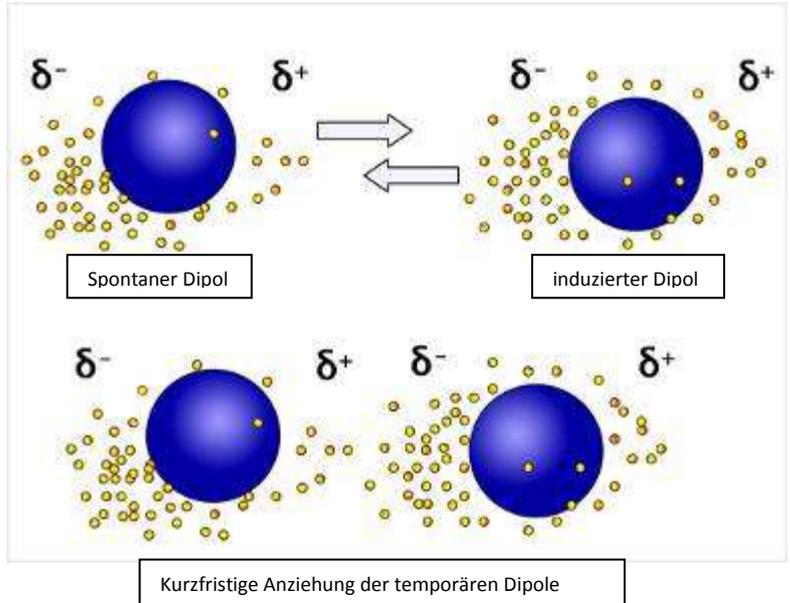




Hier geht es um die Anziehung zwischen den Teilchen, nicht um den Zusammenhalt z.B. innerhalb eines Moleküls!

1. Van der Waals-Anziehungen (London-Kräfte):

Die van der Waals-Kräfte sind die schwächsten Anziehungskräfte zwischen Teilchen. Sie können nur auf sehr kleine Distanz wirken. Ursache ist die Bewegung der Elektronen. Durch die Bewegung der Elektronen in den Orbitalen (=Aufenthaltsräume der Elektronen), kommt es zu **temporären** (=kurzfristigen) Ungleichverteilungen der Ladungen im Molekül, es entstehen spontan **temporäre Dipole**. Diese können im Nachbarmolekül eine Ungleichverteilung hervorrufen (=induzieren), so dass es zu einer **kurzfristigen Anziehung** zwischen den temporären Dipolen kommt.



Merke:



Je **größer das Molekül** (an der Molekülmasse abzuschätzen), desto **größer die van der Waals-Anziehungen** (je größer das Molekül, desto einfacher ist es Dipole zu induzieren und die Elektronen verteilen sich häufiger ungleichmäßig)

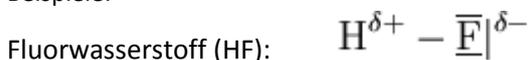
Verzweigte Moleküle können **weniger gut** van der Waals-Anziehungen ausbilden, da sie sich nicht so gut aneinander annähern können.

2. Anziehung zwischen permanenten Dipolmolekülen:

Um nach außen als **Dipol** zu wirken, muss ein Molekül folgende Voraussetzungen erfüllen:

- Es liegen **polare Bindungen** vor (Elektronegativitäts-Unterschied zwischen den Elementen $>0,5$)
- Die **Ladungsschwerpunkte** fallen nicht zusammen!

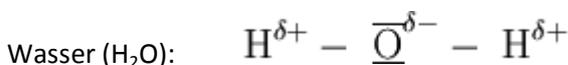
Beispiele:



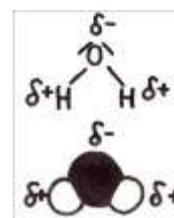
Dipolmolekül, die Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen!



Kein Dipolmolekül, da das Molekül linear gebaut ist, fallen die Ladungsschwerpunkte von allen positiven und negativen Teilladungen (δ^+ und δ^-) im Kohlenstoffatom zusammen.



Dipolmolekül, da durch den gewinkelten Bau des Wassermoleküls die Ladungsschwerpunkte nicht zusammen fallen



(Schwerpunkt δ^+ zwischen den H-Atomen, δ^- bei O)



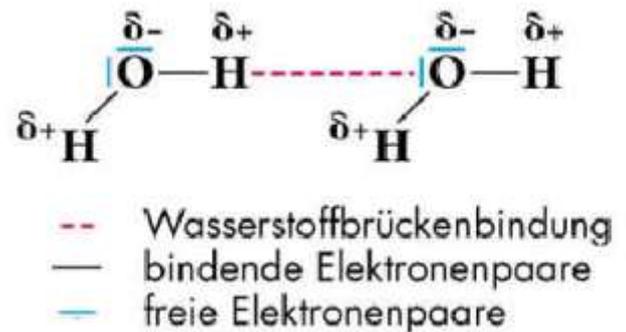
Für die Bewertung, ob die Ladungsschwerpunkte zusammen fallen, ist es notwendig sich Gedanken zum räumlichen Bau der Moleküle (vgl. Link auf der Homepage Materialien Chemie) zu machen!

3. Wasserstoffbrückenbindungen

Wasserstoffbrückenbindungen sind die stärksten **zwischenmolekularen** Anziehungen. Sie treten bei sehr starken Dipolen in Kombination mit Wasserstoffatomen auf.

Voraussetzungen:

- Freies Elektronenpaar am Atom X
- Stark polare Bindung zwischen X-H
- nur die Elemente F, O, N kommen für X in Frage (hohe Elektronegativität und dabei noch relativ kleine Atome)



Beispiele für das Auftreten von Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Molekülen:

- Wasser H_2O , Fluorwasserstoff HF, Ammoniak NH_3
- Organisch¹ chemische Moleküle: Alkohole (R-OH), Carbonsäuren R-COOH, Amino-Gruppe R-NH₂

Ionenbindung:

Auch die Anziehung zwischen Ionen ist eine, die zwischen Molekülen wirken kann (z.B. im Salz Ammoniumsulfat). Diese **Anziehungen zwischen Ionen sind noch stärker** als Wasserstoffbrückenbindungen, werden daher aber als eigene Form der Bindung (wie die Atombindung) gewertet. Die Ionen ordnen sich aufgrund der starken Anziehungen im **Ionengitter** an.



Auswirkungen der zwischenmolekularen Anziehungen:

- **Siede- und Schmelzpunkte** geben einen Hinweis auf die Stärke der Anziehung zwischen den Teilchen (hoher Siedepunkt \Rightarrow hohe zwischenmolekulare Anziehung)
- **Löslichkeit/Mischbarkeit: Ähnliches löst sich in Ähnlichem**, d.h. polare Stoffe lösen sich gut in polaren Stoffen, unpolare lösen sich gut in unpolaren Stoffen, aufgrund der gleichen Wechselwirkungen, die zwischen den Teilchen wirken können. Ionen lösen sich auch gut in polaren Lösungsmitteln, da die Dipolmoleküle um die Ionen herum eine Hülle bilden können (vgl. Hydrathülle beim Lösen von Salzen in Wasser)

¹ Werden schwerpunktmäßig in Klasse 10 durchgenommen