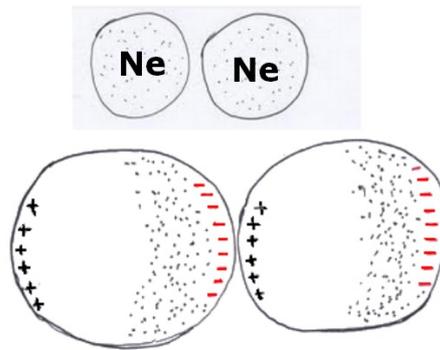




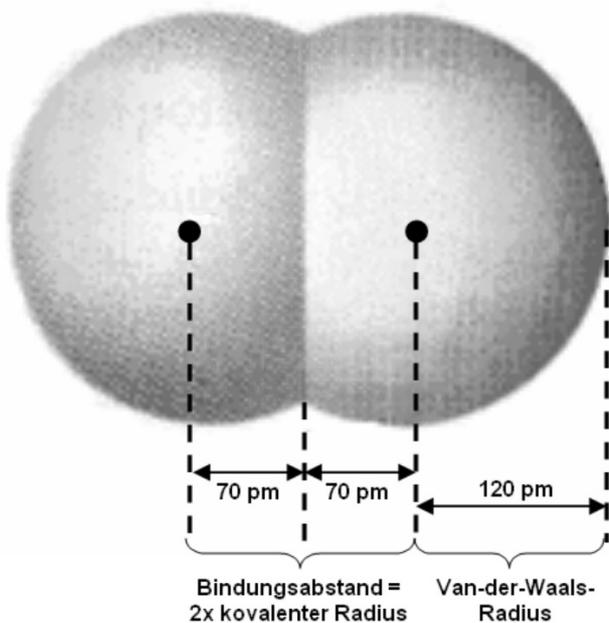
J.D. Van-der-Waals
1837 – 1923 holländischer
Physikochemiker

Van-der-Waals bewies, dass sich Fehler in der allgemeinen Gasgleichung korrigieren lassen, wenn man annimmt, dass zwischen den Gasteilchen Anziehungskräfte bestehen

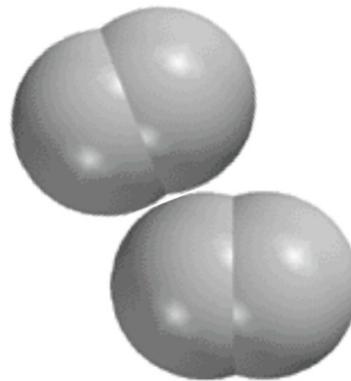


Zwei sich anziehende Atome des Edelgases Ne: Kurzzeitige Verschiebungen (Fluktuationen) der Elektronenhülle der Atome erzeugen temporäre Dipole; diese sind schwächer als permanente Dipole. Die Anziehungskräfte zwischen den temporären Dipolen heißen **Van-der-Waals-Kräfte**

Van-der-Waals Radien



Kalottenmodelle



Van-der-Waals-Radien sind die Grundlage der Kugel-Kalotten-Darstellung: "berühren" sich die Kugeln, heißt das *optimaler Kontakt* = max. Bindung durch V.d.W.-Kräfte. Bei weiterer Annäherung setzt sehr starke Abstoßung ein.



Fluor F₂

als Flüssigkeit in
flüssigem N₂ bei
-196 °C



Chlor Cl₂

druckverflüssigtes
Chlor bei 25 °C



Brom Br₂

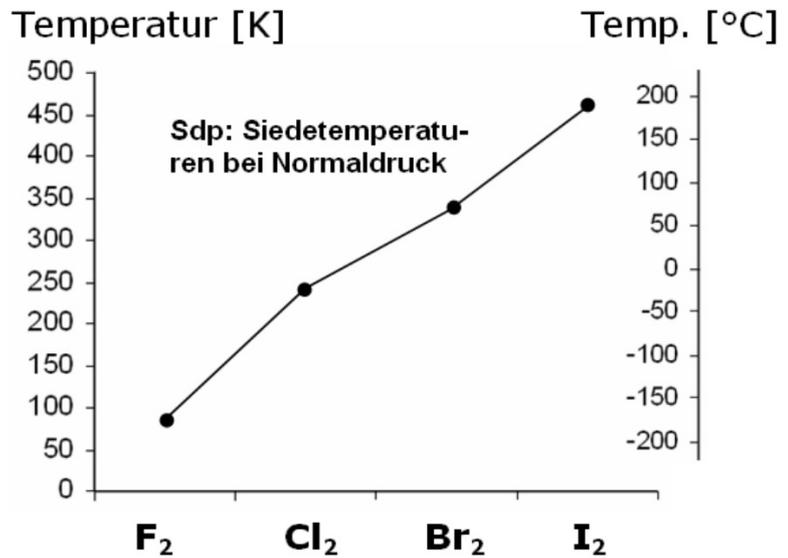
flüssiges Brom mit
Bromdämpfen

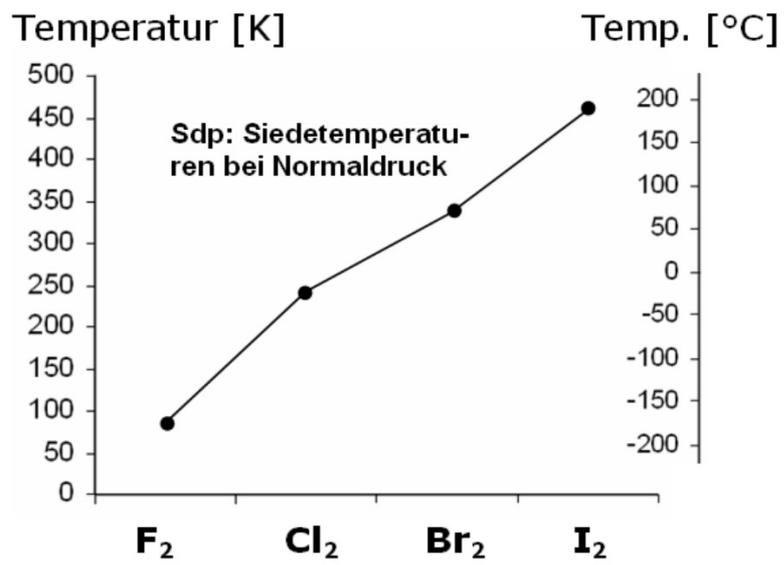


Iod I₂

festes Iod

Halogen	Smp (°C)	Sdp (°C)
Fluor	-219.62	-188.12
Chlor	-101.5	-34.04
Brom	-7.3	58.8
Iod	113.7	184.3





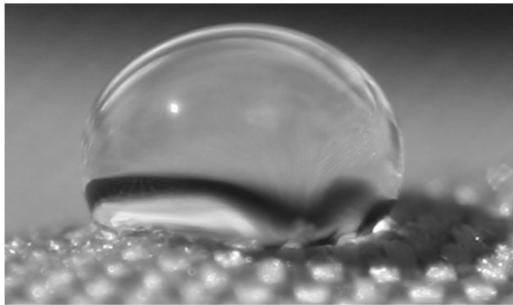
Je,
desto

Unterschiedliche Stärke von Van-der-Waals-Kräften
(Beispiel: Vergleich der 4 Halogenelemente F₂, Cl₂, Br₂, I₂)

In der Beispielsreihe nehmen die VdW-Kräfte vom Fluor zum Iod zu
In größeren Molekülen sind die VdW-Kräfte stärker, (1) wegen
der größeren Kontaktfläche, (2) wegen der umfangreicheren
Elektronenhülle der schwereren Atome (->Iod)

Auswirkungen - Siedepunkte:

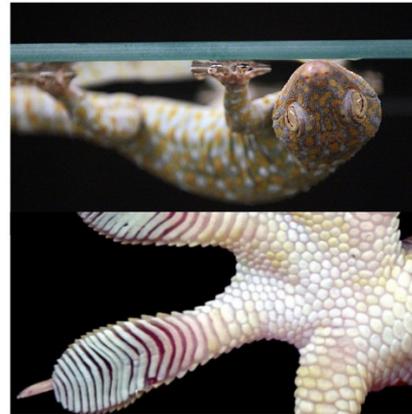
Kohäsion



Heptan
C₇H₁₆

- Bildung kondensierter Phasen (Flüssigkeiten und ihre Siedepunkte Feststoffe und ihre Schmelzpunkte)
- Bildung von 2-Phasen-Systemen Entmischung
- Oberflächenspannung

Adhäsion

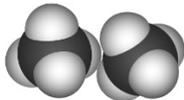


- Haften an Oberflächen
- Kleben, Klebstoffe

Van-der-Waals-Kräfte

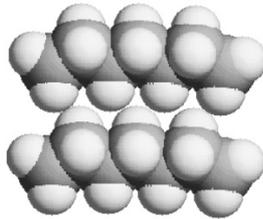
Wirkungsweise

Methan CH₄



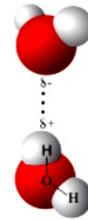
Sdp -161,5°C

Heptan C₇H₁₆



Sdp 98°C

Wasser H₂O

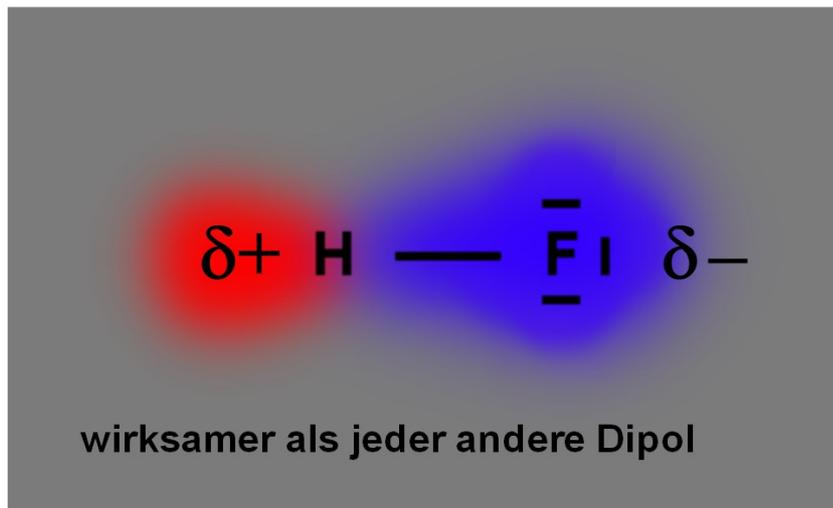


Sdp 100°C

Van-der-Waals-Kräfte wirken über den Oberflächenkontakt – vergleichbar Klebstoffen. Sie prägen sich umso besser aus, je ausgedehnter der Flächenkontakt. Daher kommt der große Unterschied zwischen Methan und Heptan. Die Reichweite der V.d.W-Kräfte ist sehr gering, wie beim Klebstoff.



Wasserstoff-Brücken



Als einziges Element hat H keine mit e- besetzten Innenschalen. Die Bindung an ein Element mit hoher EN (F, O, N) hat daher besonders starke Auswirkungen: Die positive Ladung des **Protons** strahlt "ungefiltert" in die Gegenrichtung – im Bsp. im 180°-Winkel weg vom Fluor. In diesem Bereich können Nachbar-moleküle hier mit ihren freien Elektronenpaaren "andocken".