

Vergleich der Siedetemperaturen und intermolekulare Wechselwirkungen

Sieden, also der Wechsel des Aggregatzustandes von flüssig zu gasförmig, bedeutet eine Beschleunigung von Teilchen durch Zufuhr von Energie, bis sich die Teilchen durch die hohe Geschwindigkeit voneinander lösen und einzeln sehr viel mehr Platz benötigen

– also gasförmig werden. Die Energie führt man fast immer als Wärme zu.

Je nachdem, welche bzw. wie starke Anziehungskräfte zwischen den Teilchen herrschen, braucht man mehr oder weniger Energie – also mehr oder weniger Wärme.

Hier erkennt man die Siedetemperaturen von Wasserstoffverbindungen der Elemente aus 4. bis 8. Hauptgruppe:

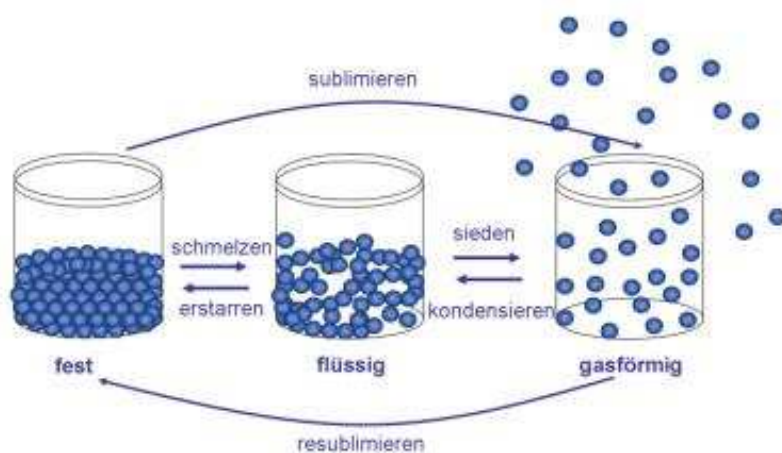
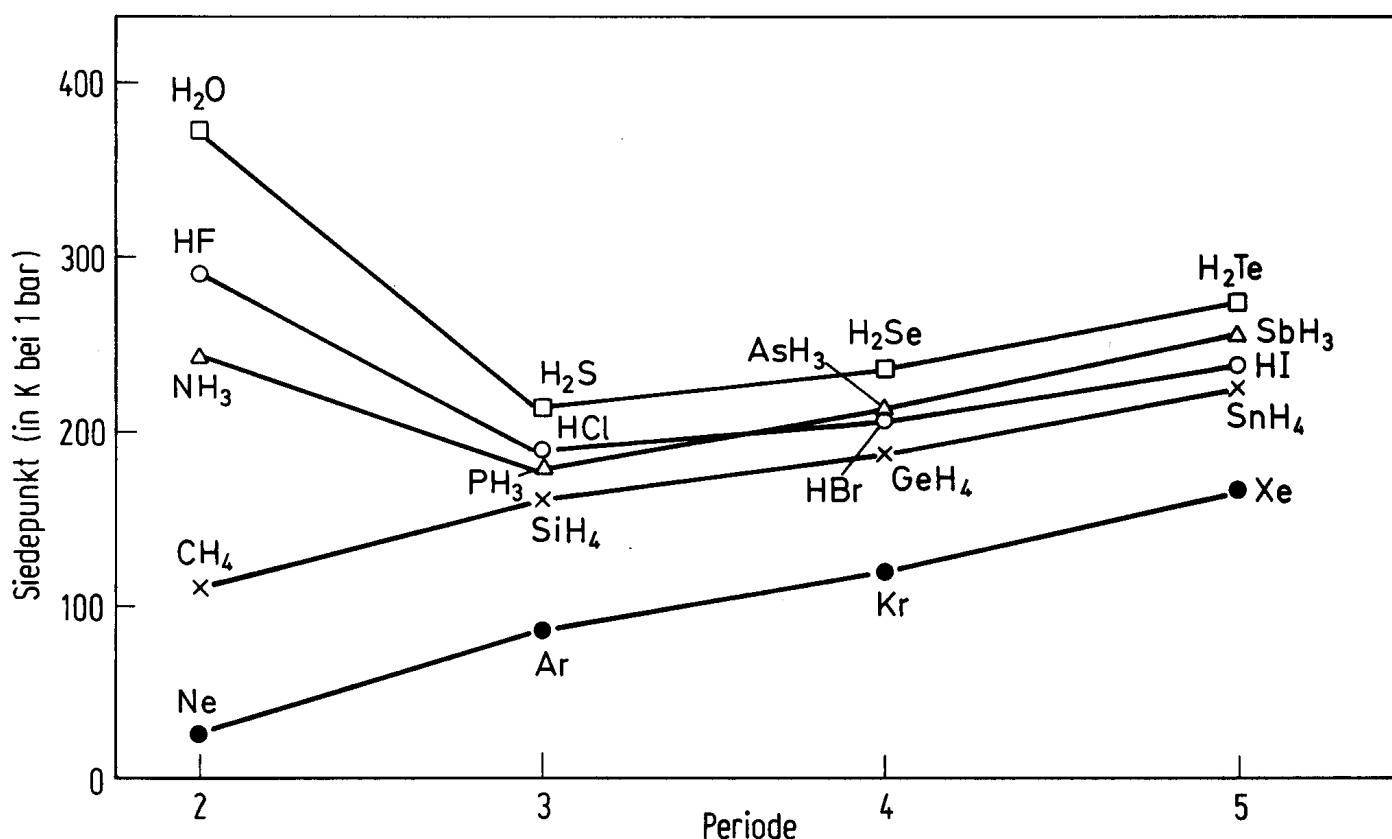


Abb.: Übergänge der Aggregatzustände: fest, flüssig, gasförmig



Kinetische Energie (Bewegungsenergie)

Die Siedepunktentwicklung bei den Edelgasen verläuft linear steigend auf niedrigem Niveau – Helium siedet bereits bei 4 K, also – 269°C.

Es muss fast ausschließlich die Trägheit der einzelnen Atome überwunden werden, indem man eine zu ihrer

Masse proportionale Beschleunigungsenergie aufbringt:

$$E = \frac{1}{2} m * v^2 .$$

(„Je schwerer ein Teilchen, desto mehr Energie braucht man, um es zu bewegen.“)

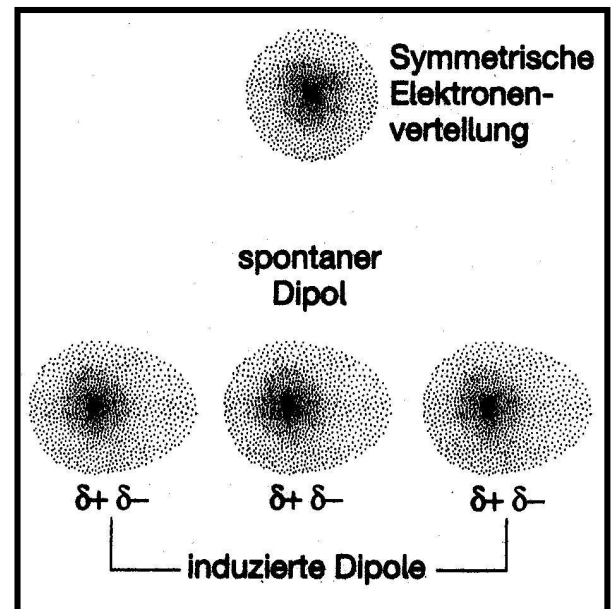
Es herrschen kaum weitere Anziehungskräfte zwischen den Atomen.

van-der-Waals Kraft

Die Wasserstoffverbindungen der 4. Hauptgruppe (z.B. CH₄) besitzen zwar etwa die gleiche Masse wie die entsprechenden Edelgase, benötigen aber viel mehr Energie zum Sieden. Zwischen Ihren Molekülen wirkt zusätzlich eine schwache Anziehungskraft:

die van-der-Waals Kraft.

Diese resultiert aus einem spontan entstanden Dipol, indem sich die Elektronen zufällig vermehrt auf einer Seite des Moleküls aufhalten. Dieser Dipol kann in Nachbarmolekülen einen Dipol induzieren, ist aber nicht stabil und kann sich schnell ändern.

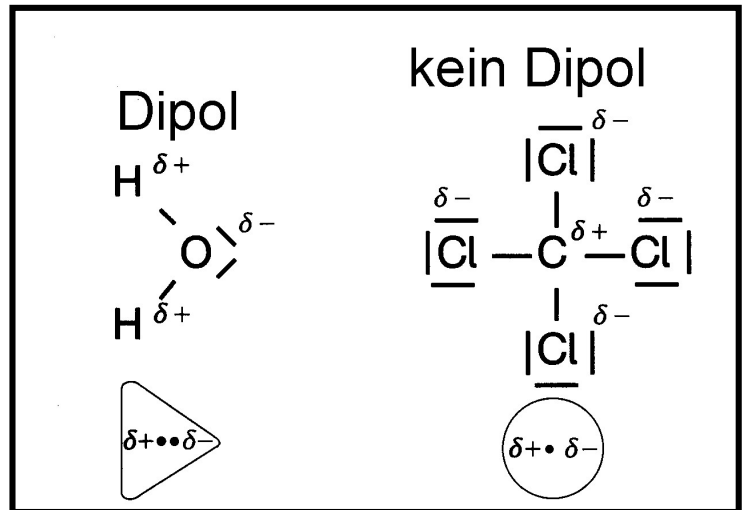


Dipol

Die Wasserstoffverbindungen der 5. bis 7. Hauptgruppen liegen noch weiter über denen der 4. Hauptgruppe. Hier muss eine weitere Anziehungskraft zwischen den Molekülen wirken. Moleküle wie H_2S und PH_3 sind der VEPA-Theorie nach gewinkelt gebaut – ausgehend von der

tetraedrischen Form als AB_2E_2 - bzw. AB_3E -Systeme. Durch diesen unsymmetrischen Bau entstehen dauerhafte Dipole, da die Ladungsschwerpunkte nicht genau aufeinander liegen.

Diese permanenten Dipole erzeugen eine noch stärkere Anziehung untereinander, indem sich die Moleküle zueinander ausrichten.

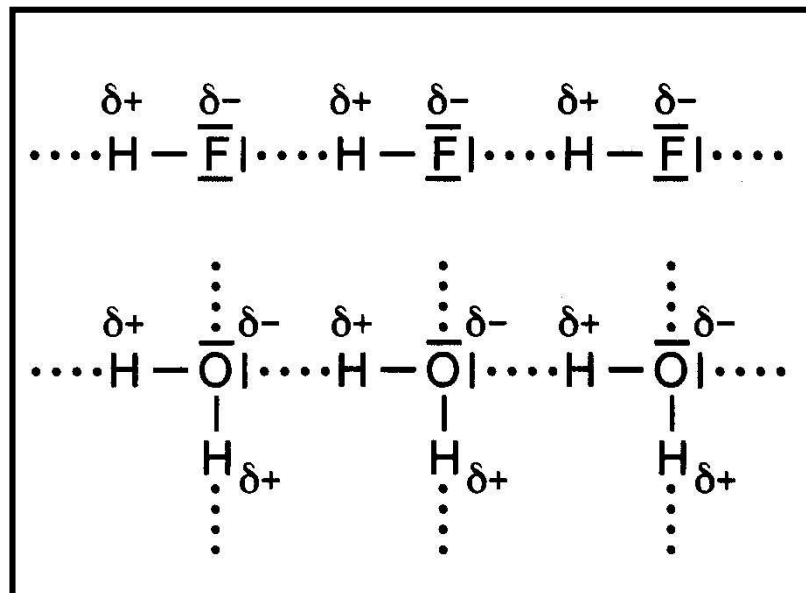


Wasserstoffbrücken-Bindung (WBB)

Einige Wasserstoffverbindungen der Elemente der 2. Periode, nämlich Fluor (F), Sauerstoff (O) und Stickstoff (N), besitzen einen ganz besonders hohen Siedepunkt, der von der Entwicklung innerhalb ihrer Gruppen stark abweicht. Ihre Moleküle müssen noch eine zusätzliche dritte Anziehungskraft besitzen:

die *Wasserstoffbrücken-Bindung* (WBB).

Da Fluor die höchste Elektronegativität (EN) besitzt und diese zum Stickstoff sinkt, würde man die stärkste WBB und damit den höchsten Siedepunkt für Fluorwasserstoff (HF) erwarten. Den höchsten Siedepunkt besitzt aber Wasser (H_2O), da es mit zwei positiv polarisierten Wasserstoffen und zwei freien Elektronenpaaren



auch jeweils zwei WBBs bilden kann.

Fluorwasserstoff (HF) und Ammoniak (NH₃) können aber jeweils nur eine WBB bilden, da HF nur ein Wasserstoff-Atom und Ammoniak nur ein freies Elektronenpaar besitzt.