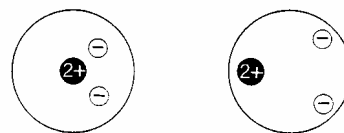


1.15 Nevazebné soudržné síly

Kromě kovalentní vazby popsané v předchozích kapitolách existují ještě další přitažlivé (soudržné) síly: van der Waalsovy nebo také Londonovy, vodíková vazba aj. **Tyto soudržné síly jsou ve srovnání s kovalentní (iontovou) vazbou velmi slabé a působí ve všech třech skupenstvích mezi elektricky nenabitými atomy a molekulami.** Jejich původ si vysvětlujeme vzájemným elektrostatickým přitahováním opačně nabitých atomů nebo konců molekul. Náboje na neutrálních atomech (izolovaných atomech nebo atomech, ze kterých jsou molekuly sestaveny) v takových případech vznikají v důsledku okamžitého (dočasněho) nevyváženého rozložení elektronů a kladně nabitých jader v atomu, kdy se vytváří **dipól**. Takto vzniklý **dočasný dipól může vyvolat** (indukovat) svým elektrickým polem **dipól na sousedních atomech** (obr.1.8).

Výsledkem pak je **orientace** jednotlivých **dipólů** (atomů, molekul) opačně nabitými konci a jejich **vzájemné přitahování**, přestože jde ve skutečnosti o elektricky neutrální částice. **Síly mezi dipóly** působí jen na velmi krátkou vzdálenost a jejich velikost



Obr. 1.8. Model časově omezených indukovaných dipólů atomu helia a jejich orientace

(energie) **závisí** především **na polarizovatelnosti** a jejich **vzdálenosti**. Proto významně rostou s molární hmotností a v případě iontů ještě s jejich nábojem (viz tab.1.9). U kationtů, jako malých a obtížně polarizovatelných částicích, hovoříme o **polarizačním účinku** (síle), kterým deformují elektronový obal aniontů. Míra deformovatelnosti se označuje jako polarizovatelnost, kterou můžeme, stejně jako polarizační účinky, vyjadřovat různým způsobem, buď v jednotkách objemu a nebo pomocí nábojové hustoty (náboj/objem, např. $\text{C} \cdot \text{mm}^{-3}$). Polarizační síla i polarizovatelnost mají v chemii kovalentních látek rozhodující vliv především na fyzikální vlastnosti sloučenin jakými jsou skupenské stavy, teploty varů a tání (viz kupř. kap. 5.9 a 6.9).

Tabulka 1.9. Příklady polarizační síly a polarizovatelnosti iontů ($\text{C} \cdot \text{mm}^{-3}$)

Anion polarizovatelnost ^a	N^{3-} 50	P^{3-} 14	O^{2-} 40	S^{2-} 16	F^- 24	Cl^- 8	Br^- 6	I^- 4
kation polarizační síla ^a	Li^+ 52	Na^+ 24	K^+ 11	Mg^{2+} 120	Al^{3+} 364	Mn^{2+} 84	Mn^{3+} 307	Mn^{4+} 508

^a Čím větší je číselná hodnota, tím je anion méně polarizovatelný a kation má větší polarizační sílu.

Vztah mezi molární hmotností (polarizovatelností) a teplotou varu kovalentních sloučenin se dá dobře ukázat na homologických řadách halogenidů fosforitých a arsenitých. Poněvadž se jedná o elektricky neutrální molekuly a polarita vazby, jak ještě uvidíme, by vedla k opačnému výsledku, připisujeme nevazebné interakce mezi jednotlivými