

Stavová rovnice plynů

Stavová rovnice plynů spojuje základní termodynamické veličiny popisující chování plynu. Stavová rovnice, nebo lépe stavové rovnice, spojují základní stavové veličiny termodynamického systému. V případě plynů jsou takovými stavovými veličinami obvykle tlak, objem, teplota a látkové množství, případně veličiny z nich odvozené.

Stavová rovnice ideálního plynu

Ideální plyn je nejjednodušší model plynu. Model předpokládá, že molekuly plynu jsou v zásadě bodové částice bez vlastního objemu a jejich jediné silové působení nastává při pružných srážkách. U takového plynu se např. neprojevuje vnitřní tření, takže ideální plyn má nulovou viskozitu.

Pro ideální plyn platí jednoduchá stavová rovnice svazující tlak (p), objem (V), látkové množství (n) a teplotu (T). V rovnici se dále objevuje plynová konstanta R [$J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$].

$$pV = nRT$$

Reálné plyny se od ideálního plynu liší tím, že mezi molekulami plynu dochází i k jiným silovým interakcím než jen k pružným srážkám. Tyto interakce jsou krátkého dosahu, protože jejich podstatou jsou elektrické síly mezi molekulami (viz nevazebné interakce). Z pochopitelných důvodů budou vzácné plyny dostatečně přesně popsatené stavovou rovnicí ideálního plynu při vyšších tlacích než molekulární plyny.

Van der Waalsova stavová rovnice

Pro popis chování reálného plynu se stavová rovnice obvykle příliš nehodí, protože pro většinu zajímavých úloh je chování reálného plynu významným způsobem odlišné od chování ideálního plynu. Fyzikální podstatou takového chování je zejména to, že nelze zanedbat vzájemné interakce molekul plynu ani jejich konečný objem, přesněji odpuzování při přílišném přiblížení (viz chemická vazba). První úspěšnou stavovou rovnicí reálného plynu sestrojil na konci 19. století van der Waals, který do stavové rovnice ideálního plynu zavedl dva korekční faktory.

Stavovou rovnici ideálního plynu si vyjádřil pomocí molárního objemu (objem vztažený na látkové množství):

$$pV_m = RT$$

V prvním kroku vyšel z představy, že jeden mol molekul plynu zaujímá konečný objem, který označila jako vyloučený objem (b). Pro stlačování jednoho molu plynu je pak k dispozici pouze objem zmenšený o vyloučený objem, tj.:

$$V_m - b$$

Vzájemné přitažlivé síly mezi molekulami způsobují, že molekuly jsou více přitahovány k sobě navzájem. To snižuje rychlost, s jakou molekuly narážejí na stěnu nádoby, makroskopickým projevem je to, že na stěnu nádoby působí menší tlak. Analýzou sil působících mezi molekulami van der Waals určil, že pokles tlaku je nepřímo úměrný druhé mocnině molárního objemu a závisí na konstantě a .

Stavová rovnice po zahrnutí těchto dvou korekcí má tvar.

$$\left(p + \frac{a}{V_m^2}\right) \cdot (V_m - b) = RT$$

Van der Waalsova rovnice je na rozdíl od rovnice ideálního plynu schopna i popsat kondenzaci plynu. Ani van der Waalsova rovnice není příliš přesný model, pro řadu úloh má význam spíše jako nástroj kvalitativního popisu chování plynu. V praxi se však stále používá několik stavových rovnic reálného plynu, které z van der Waalsovy rovnice vycházejí.

Odkazy

Zdroj

- KUBATOVA, Senta. *Biofot* [online]. [cit. 2011-01-31]. <<https://uloz.to/!CM6zAi6z/biofot-doc>>.
- NOVÁK, J., et al. *Fyzikální chemie : bakalářský a magisterský kurz*. 1. vydání. VŠCHT Praha, 2008. ISBN 978-80-7080-675-3.