



Výfučení: Ideální plyn

Všichni zajisté víme, že látky se mohou vyskytovat ve třech skupenstvích: pevném, kapalném a plynném. Při odvozování fyzikálních zákonů nahrazujeme každé z těchto skupenství odpovídajícím zjednodušujícím modelem, neboť realita by se popisovala velmi složitě (a navíc to v mnoha případech ani neumíme). Pevné látky nahradíme tuhým tělesem (nemění tvar ani objem), kapalně ideální kapalinou (dokonale tekutá a nestlačitelná) a plynně ideálním plynem. My se nyní budeme zabývat pouze posledním modelem.

Libovolný plyn si můžeme představit jako obrovský počet částic (molekul, atomů, iontů, . . .), které se chaoticky pohybují v prostoru a přitom na sebe navzájem působí. Ovlivňovat se mohou mnoha způsoby. Kromě vzájemných srážek, které nás napadnou pravděpodobně jako první, nesmíme zapomenout třeba na gravitační či elektrické síly. Abychom situaci dokázali popsat, zavedeme si několik zjednodušení:

1. Vzhledem k obrovskému rozdílu mezi rozměry molekul ideálního plynu a střední vzdáleností molekul od sebe můžeme objem těchto molekul zanedbat.
2. Molekuly ideálního plynu na sebe mimo vzájemné srážky silově nepůsobí.
3. Vzájemné srážky molekul ideálního plynu a srážky molekul se stěnou nádoby jsou dokonale pružné, tedy celková energie se v ideálním plynu zachovává.

Stavová rovnice ideálního plynu

Plyn můžeme popsat řadou veličin. Jelikož tyto veličiny charakterizují *stav* plynu, nazýváme je *stavovými veličinami*. Jako příklady si můžeme uvést třeba tlak p , objem V , termodynamickou teplotu T a látkové množství n . Mezi těmito veličinami platí vztahy, které popisuje tzv. *stavová rovnice*.

Její nejčastější tvar vypadá takto:

$$pV = nRT,$$

kde R je tzv. univerzální molární plynová konstanta a nabývá hodnoty $8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

S tlakem a objemem se už každý z nás jistě setkal. S teplotou také, avšak teplota v sobě skrývá malou nástrahu: zde (a také v mnoha dalších oblastech fyziky) se jedná o tzv. termodynamickou teplotu, jejíž jednotkou jsou kelviny (K). Od „klasické“ (tedy té uváděné ve stupních Celsia) k termodynamické teplotě se dostaneme převodem $T = t + 273,15 \text{ }^\circ\text{C}$, kde T značí termodynamickou a t klasickou teplotu.

Další novinkou může pro mnohé být látkové množství n a jeho jednotka mol. Z běžného života známe pojmy jako pár, tucet a kopa, které označují 2, 12 a 60 kusů. V případě atomů či molekul bychom takto málo částic špatně určovali (vždyť průměr atomu je řádově 10^{-10} m a hmotnost 10^{-27} kg), proto si vědci zavedli novou jednotku mol, která označuje $6,023 \text{ e}23$ částic, a toto velké číslo nazvali Avogadrovou konstantou N_A . Například 2 moly molekul oxidu uhličitého by obsahovaly $2 \cdot 6,023 \text{ e}23$ těchto molekul.

Ptáte se, kde se vlastně stavová rovnice vzala? Vznikla zobecněním čtyř fyzikálních zákonů:

- (1) Boyleova-Mariottova: Za konstantní teploty je tlak nepřímo úměrný objemu.
- (2) Gay-Lussacova: Za konstantního tlaku je objem přímo úměrný teplotě.
- (3) Charlesova: Za konstantního objemu je tlak přímo úměrný teplotě.

(4) Avogadrova: Dva plyny při stejném tlaku, teplotě a objemu mají stejný počet částic, nezávisle na jejich chemickém složení.

Dokážete si ze znalosti těchto zákonů odvodit stavovou rovnici?

Děje s ideálním plynem

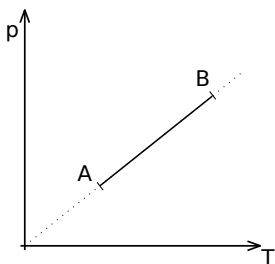
Ze stavové rovnice lze vidět, že ideální plyn konstantního složení (tedy látkové množství n je konstantní, tj. nemizí ani neobjevují se nové částice plynu) můžeme popsat pomocí tří veličin: tlaku p , termodynamické teploty T a objemu V . Podobně je možné rozlišit děje s ideálním plynem podle toho, která z těchto tří veličin se dále zachovává.

1. *Izochorický děj*: Zachovává se objem plynu během děje $V = \text{konst.}$ Stavová rovnice lze zjednodušeně zapsat $p/T = \text{konst.}$
2. *Izobarický děj*: Zachovává se tlak plynu během děje $p = \text{konst.}$ a stavovou rovnici lze vyjádřit jako $V/T = \text{konst.}$ S tímto dějem se v praxi setkáváme nejčastěji, když provádíme experimenty za atmosférického tlaku.
3. *Izotermický děj*: Zachovává se teplota $T = \text{konst.}$, stavová rovnice je $pV = \text{konst.}$

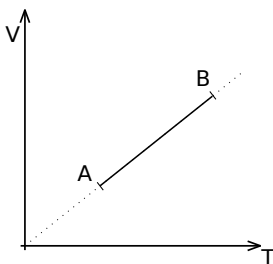
Kromě těchto tří dějů ještě rozlišujeme děj adiabatický, kdy se mění tlak, objem i teplota, ale systém si nevyměňuje s okolím teplo. Pro tento děj lze odvodit rovnici $pV^\kappa = \text{konst.}$ (vzhledem ke složitosti odvozování se pro tuto chvíli spokojíme pouze se vztahem), kde κ je tzv. Poissonova konstanta (pro vzduch je rovna přibližně 1,4).

Grafické znázornění dějů

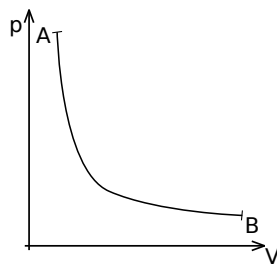
Všechny zmíněné děje samozřejmě můžeme znázorňovat i graficky. A právě s kreslením grafů si lze pěkně vyhrát, neboť ze tří veličin – teploty, objemu a tlaku – volíme jednu závislou a jednu nezávislou proměnnou. Zde ve Výfučení najdeme $p - T$ diagram pro izochorický (viz. obrázek 1), $V - T$ pro izobarický (viz. obrázek 2) a $p - V$ pro izotermický děj (viz. obrázek 3). Body A a B značí počáteční a koncový stav plynu.



Obr. 1: $p - T$ diagram pro izochorický děj



Obr. 2: $V - T$ diagram pro izobarický děj



Obr. 3: $p - V$ diagram pro izotermický děj

Další modely plynu

V praktickém životě ale někdy s pouhým modelem ideálního plynu nevystačíme, zejména pokud zkoumáme systémy za vysokých tlaků a teplot. V takových případech se totiž částice pohybují rychle a v prostoru se jich nachází hodně. Nemůžeme tak zanedbat jejich objem ani vzájemné působení.

Dobře známým jevem, který však model ideálního plynu vysvětlit nedokáže, je například kondenzace vodní páry na kapalinu. Molekuly vody se pohybují v prostoru, ale při určité teplotě bude jejich rychlost tak malá, že po přiblížení dvou molekul k sobě dojde ke vzniku vazby mezi částicemi a od sebe se již neoddálí. Postupně se naváží další a další molekuly a vodní pára se zkondenzuje na kapalinu.

Proto vědci navrhli nové modely plynného skupenství, které takového jevy popsat dokáží. Asi nejjednodušší z nich je *van der Waalsova rovnice*, která bere v úvahu také objem molekul (v rovnici představován členem nb) a jejich vzájemné silové působení (v rovnici člen $a n^2/V^2$):

$$\left(p + a \frac{n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT,$$

a a b jsou konstanty pro daný plyn a můžeme je najít v tabulkách. Vzájemné silové působení molekul zapříčiňuje, že se částice navzájem ve svém pohybu zbrzdí. Jejich nárazy na stěny nádoby jsou tedy slabší a na stěnu nádoby působí menší tlak. Uvažováním objemu molekul je skutečný volný objem menší než objem celého systému.

Korespondenční seminář Výfuk je organizován studenty a přáteli MFF UK. Je zastřešen Oddělením pro vnější vztahy a propagaci MFF UK a podporován Katedrou didaktiky fyziky MFF UK, jejími zaměstnanci a Jednotou českých matematiků a fyziků.

Toto dílo je šířeno pod licencí Creative Commons Attribution-Share Alike 3.0 Unported.
Pro zobrazení kopie této licence navštivte <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>.