5.2Zákony ideálního plynu
5.1.1 Ideální plyn
5.1.2 Avogadrův zákon
5.1.3 Normální podmínky
5.1.4 Boyleův-Mariottův zákon
Izoterma
5.1.5 Gay-Lussacův zákon
5.1.6 Charlesův zákon
5.1.7 Poissonův zákon
5.1.8 Teplotní rozpínavost plynů
5.1.9 Teplotní roztažnost plynů

Zákony ideálního plynu

Ideální plyn je model, který je používán v kinetické teorii plynů a ve fenomenologické termodynamice. Reálné plyny, například vzduch, se mu přibližují při dostatečně nízkých tlacích a nepříliš nízkých teplotách, tj. přibližně za normálních podmínek.

Pro ideální plyn platí tyto zákony:

- Avogadrův zákon
- Boyleův-Mariotteův zákon
- Gay-Lussacův zákon
- Charlesův zákon
- Poissonův zákon.

Jedná-li se v zákonech ideálního plynu o závislost dvou fyzikálních veličin, přičemž třetí je konstantní, potom tyto závislosti můžeme vyjádřit graficky. Název křivky, která závislost vyjadřuje, je zpravidla odvozen z veličiny, která je při daném ději v plynu konstantní, například izoterma, izobara, izochora, adiabata.

Ideální plyn se při zahřívání ve stálém objemu rozpíná, čili zvětšuje svůj tlak. Tento jev nazýváme teplotní rozpínavost plynu.

Zahříváme-li ideální plyn při stálém tlaku, potom se zvětšuje objem daného množství plynu. Jev se nazývá teplotní roztažnost plynu.

Ideální plyn

Z hlediska fenomenologické termodynamiky je ***ideální plyn*** definován jako plyn, který se řídí přesně Boyleovým-Mariotteovým zákonem a Gay-Lussacovým zákonem a dále jehož vnitřní energie pro dané látkové množství plynu nezávisí na jeho objemu, ale závisí jen na jeho termodynamické teplotě.

První dva požadavky jsou z hlediska kinetické teorie plynů ekvivalentní, protože oba znamenají, že vzájemné silové působení molekul plynu je zanedbáno, přičemž Boyleův-Mariotteův zákon navíc platí za předpokladu, že vlastní objem molekul je zanedbatelný. Ideální plyn je nazýván také ***dokonalý plyn***.

Ideální plyn se tedy přesně řídí:

- Boyleovým-Mariotteovým zákonem,
- Jouleovým zákonem o vnitřní energii (viz Gay-Lussacův pokus),
- Daltonovým zákonem o parciálních tlacích,
- Gay-Lussacovým zákonem o slučování plynů,
- Avogadrovým zákonem.

Reálné plyny (zvané též skutečné plyny) při nepříliš nízkých teplotách a dostatečně nízkých tlacích, čili zředěné plyny, jsou svými vlastnostmi a chováním blízké ideálnímu plynu. U reálných plynů nezanedbáváme objem molekul a počítáme se vzájemnými interakcemi molekul (viz stavová rovnice reálného plynu).

Avogadrův zákon

Avogadrův zákon platí pouze pro ideální plyny:

Stejné objemy různých plynů za stejné teploty a stejného tlaku obsahují stejný počet molekul, atomů, iontů nebo jiných částic.

Objem V_m je molární objem, který je definován jako podíl objemu V a látkového množství n: $V_m = V / n$. Molární objem ideálního plynu za normálních podmínek (při termodynamické teplotě 273,15 K a tlaku 101,325 kPa) je

$$V_{m,0} = (0,022\,414\,10 \pm 0,000\,000\,19)\ \mathrm{m^3/mol}.$$

Reálné plyny se při dostatečně vysokých teplotách a nízkých tlacích přibližně řídí Avogadrovým zákonem také.

Podle Avogadrova zákona by měly být molární objemy všech plynů za týchž podmínek stejné. Jak je tomu u reálných plynů ukazuje následující tabulka, ve které jsou uvedeny molární objemy některých plynů vypočítané z jejich změřených hustot za normálních podmínek.

Plyn	$\frac{V_m}{\mathrm{dm^3}}$	**Plyn**	$\frac{V_m}{\mathrm{dm^3}}$
Vodík	22,432	Helium	22,396
Dusík	22,403	Methan	22,377
Kyslík	22,392	Ethan	22,172
Argon	22,390	Ethylen	22,246
Oxid uhličitý	22,263	Chlor	22,063

Normální podmínky

Normální podmínky jsou podmínky používané pro specifikaci teploty a tlaku:

- ***normální teplota*** je 273,15 K a
- ***normální tlak*** je 101, 325 kPa.

Je používán také termín ***standardní podmínky***

- pro teplotu 298,15 K a
- tlak 101,325 kPa.

Stav látky za uvedených standardních podmínek se nazývá ***standardní stav***. K vyznačení, že veličina platí pro soustavu ve standardním stavu, se užívá kroužku umístěného jako horní index vpravo u značky této veličiny, např. p^{o} (viz např. fugacita látky).

Boyleův-Mariotteův zákon

Boyleův-Mariotteův zákon platí pouze pro ideální plyny:

Součin tlaku p a objemu V ideálního plynu daného látkového množství je za stálé termodynamické teploty T konstantní. Matematické vyjádření tohoto zákona:

$$pV = konst,\ T = konst.$$

Zákon lze odvodit ze stavové rovnice ideálního plynu pro $T = konst$.

Zákon platí přibližně pro reálné plyny při dostatečně nízkých tlacích a přiměřeně vysokých teplotách, například za normálních podmínek.

Boyleův–Mariotteův zákon vyjadřuje závislost tlaku a objemu ideálního plynu konstantní hmotnosti pro izotermický děj. V termodynamickém *p-V* diagramu je izotermický děj (proces) zobrazen křivkou, kterou nazýváme ***izoterma,*** viz graf (izoterma).

Izoterma

Obecně je definována izoterma jako křivka zobrazující průběh veličin tlaku a objemu při konstantní teplotě. Izoterma má tvar jednoho ramene hyperboly pro kladné hodnoty objemu V. Obdélníky vytvořené pod izotermou ze součinů pV mají všechny stejný plošný obsah (viz animace).

Obr. (F_5_2_4_b1_1.avi)
Izoterma
+
; Balnar, s. 66: Izoterma.avi

Porovnej nakreslenou izotermu ideálního plynu a izotermy reálných plynů.

Gay-Lussacovy zákony

1. *Gay-Lussacův zákon o izobarické roztažnosti plynů:*

Při izobarickém ději v ideálním plynu konstantního látkového množství je objem plynu V přímo úměrný jeho termodynamické teplotě T. Matematické vyjádření tohoto zákona:

$$V = \frac{V_0}{T_0} T \quad \text{pro tlak } p = \text{konst},$$

kde V_0 je objem tohoto plynu při termodynamické teplotě T_0. Zákon lze odvodit ze stavové rovnice ideálního plynu pro $p = konst$.

Křivka zobrazující tento vztah, který platí *při konstantním tlaku* se nazývá ***izobara***, viz graf.

Obr. (F_5_2_5_a_1.avi)
Izobara
+ na celou obrazovku

; Balnar s. 68: izobara.avi

Pro reálné plyny platí Gay-Lussacův zákon pouze přibližně. Viz též teplotní roztažnost plynů.

2. *Gay-Lussacův zákon o slučování plynů:*

Plyny se za stejného tlaku a stejné teploty slučují v objemech, jejichž poměr lze vyjádřit malými přirozenými čísly.

Příklady:
1. příklad: 2 díly vodíku + 1 díl kyslíku → 1 díl vody
podobně
2. příklad: 1 díl uhlíku + 2 díly kyslíku → 1 díl oxidu uhličitého.

Zákon platný pro chemické slučování byl objeven koncem 19. století (zákon stálých poměrů slučovacích) a byl prvním podkladem svědčícím o existenci atomu. Nejjednodušším

vysvětlením bylo, že každý prvek se skládá z charakteristických částic – atomů, které se chemického slučování účastní jako celek, ale nikdy ne jako jeho část. Uvedený příklad slučování vodíku s kyslíkem se vysvětluje tak, že za každé reakce se sloučí 2 atomy vodíku s jedním atomem kyslíku (tím se vysvětlí poměr 2:1). Důležité je, že slučování se děje vždy v poměru přirozených nezáporných čísel, která charakterizují celistvý počet nedělitelných částic vstupujících do procesu. Kdyby atom neexistoval, mohl by být poměr např. $1:\sqrt{2}$ a ne poměr celých nezáporných čísel.

Charlesův zákon

Charlesův zákon je zákon platný pro *izochorický děj*: Při izochorickém ději s ideálním plynem při stálém látkovém množství je tlak plynu *p* přímo úměrný jeho termodynamické teplotě *T*:

$$p = \frac{p_0}{T_0} T \text{ pro objem } V = konst,$$

kde p_0 je tlak tohoto plynu při termodynamické teplotě T_0. Zákon lze odvodit ze stavové rovnice ideálního plynu pro $p = konst$.

Křivka zobrazující tento vztah, který platí *při konstantním objemu* se nazývá ***izochora*** (viz obr. izochora).

Obr. (F_5_2_6_a_2.avi)
Izochora
+
;Balnar str. 71: izochora.avi

Pro reálné plyny platí Charlesův zákon jen přibližně; značné odchylky jsou při nízkých teplotách a vysokých tlacích.

Viz též teplotní rozpínavost plynu.

Poissonův zákon

Poissonův zákon, též ***Poissonova rovnice,*** je zákon platný pro adiabatický děj probíhající v ideálním plynu.

Jestliže ideální plyn stálého látkového množství adiabaticky mění svůj objem, potom tlak *p* a objem *V* splňují vztah:

$$pV^{\kappa} = konst.,$$

kde $\kappa = \frac{c_p}{c_V}$ je poměr měrných tepelných kapacit.

Pro reálný plyn je poměr měrných kapacit označován jiným symbolem (viz adiabatický děj).

Křivka zobrazující Poissonův zákon je ***adiabata***, viz obrázek. Na obrázku je také izoterma pro totéž látkové množství pro porovnání průběhu. Adiabata má strmější průběh.

Teplotní rozpínavost plynu

Teplotní rozpínavost plynu je jev spočívající ve změně tlaku plynu se změnou teploty při stálém objemu.

Při změně teploty o dT se změní tlak stálého objemu plynu o dp, při čemž platí

$$\mathrm{d}p = \alpha_p p \mathrm{d}T,$$

pro $V = konst$, kde α_p je teplotní součinitel rozpínavosti plynu.

Teplotní součinitel rozpínavosti plynu α_p je definován vztahem

$$\alpha_p = \frac{1}{p}\left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_V, \quad \text{resp.} \quad \alpha_p = \frac{\Delta p}{p}\frac{1}{\Delta T}, \quad \text{pro} \quad V = konst.$$

Teplotní součinitel rozpínavosti α_p plynu charakterizuje relativní přírůstek tlaku plynu při zvýšení teploty o 1 K při stálém objemu.

Jednotkou teplotního součinitele rozpínavosti plynu je reciproký kelvin, značka K^{-1}.

Viz též Charlesův zákon a teplotní roztažnost plynů.

Teplotní roztažnost plynu

Teplotní roztažnost plynu je jev spočívající ve změně objemu plynu se změnou teploty při stálém tlaku.

Při změně teploty o dT se změní objem plynu při stálém tlaku o dV tak, že platí vztah

$$\mathrm{d}V = \alpha_V p \mathrm{d}T, \quad \text{pro} \quad p = konst,$$

kde α_V je teplotní součinitel objemové roztažnosti plynu.

Teplotní součinitel rozpínavosti plynu α_V je definován vztahem

$$\alpha_V = \frac{1}{V}\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p, \quad \text{resp.} \quad \alpha_V = \frac{\Delta V}{V}\frac{1}{\Delta T}, \quad \text{pro} \quad p = konst.$$

Teplotní součinitel rozpínavosti plynu α_V charakterizuje relativní přírůstek objemu plynu při zvýšení teploty o 1 K za stálého tlaku.

Jednotkou je reciproký kelvin, značka K^{-1}.

Viz též teplotní roztažnost.