

Technické minimum

TERMOMECHANIKA 1

1. Úvod

2. Termodynamika

- Predmet a metóda, základné pojmy
- Ideálny plyn
- Prvý zákon termodynamiky
- Tepelné deje v ideálnom plyne
 - Vratné zmeny stavu
 - Nevratné zmeny stavu
- Druhý zákon termodynamiky

ÚVOD

ČO JE TERMOMECHANIKA?

✓ **termomechanika** = náuka o teple

✓ **termodynamika**

- skúma predovšetkým zákonitosti premeny tepla na iné formy energie a na mechanickú prácu
- základ pre tepelné stroje a zariadenia ako napr. turbogenerátory, kompresory

✓ **termokinetika**

- opisuje prenos tepla vedením, konvekciou a tepelným žiarením
- základ pre výpočet a konštrukciu tepelných výmenníkov ako napr. kotly, ohrievače, chladiče...



ÚVOD

TROCHU Z HISTÓRIE?

- ✓ Začiatkom 19. stor. sa Carnot (1824) zaoberal premenou energie na prácu v tepelných strojoch. Vychádzal analogicky z práce, ktorú môže vykonať voda prúdiaca z vyššej hladiny na nižšiu. Vyslovil myšlienku, že u tepelných strojov je to teplota, ktorá slúži ako rozdiel hladín a položil tým základy formulovaniu II. zákona termodynamiky.



Nicholas Leonard
Sadi Carnot
(France) 1792-1832

- ✓ O 20 rokov neskôr Joule (1850) na základe svojich experimentov stanovil vzťah medzi „teplom“ a mechanickou prácou, ktorý bol jeho nasledovníkmi spracovaný ako I. zákon termodynamiky.



James Prescott Joule
(Scotland) 1818-1889

TERMODYNAMIKA

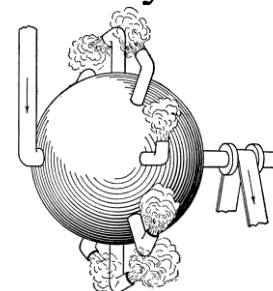
ZÁKLADNÉ POJMY – TERMODYNAMICKÝ SYSTÉM (SÚSTAVA)

termodynamika

- náuka o zákonitostiach transformácie (premeny) medzi rôznymi formami energie makroskopických sústav, najmä premeny tepla na mechanickú energiu
- vzťahy medzi teplom, prácou a chovaním sa pracovnej látky pri nich

termodynamická systém/sústava

- teleso alebo súhrn telies, ktoré sa nachádzajú v mechanickej a tepelnej interakcii
- časť priestoru, v ktorom skúmame prebiehajúce termodynamické deje, výmenu energie a látky s okolím a pod.
 - *hranica systému je iba myslená;*
to, čo sa nachádza za hranicou a môže mať
naň vplyv, sa nazýva okolie systému.



TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – TERMODYNAMICKÝ SYSTÉM (SÚSTAVA)

systém:

- uzavretý (cez hranicu môže prechádzať energia ale nie látka),
- otvorený (cez hranicu prechádza energia i látka napr. benzín a vzduch do spaľovacieho motora, para do turbíny ...),
- izolovaný (bez výmeny energie aj látky s okolím),
- neizolovaný (cez hranicu môže prechádzať energia, napr. teplo pri chladení),
- homogénny (skladá sa z jednej látky a jednej jej fázy),
- heterogénny (nesúrodý; skladá sa z viacerých látok alebo fáz napr. kvapôčky vody v pare

TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – STAVOVÉ VELIČINY

termodynamický proces

- jav, pri ktorom sa menia termodynamické veličiny v čase a priestore
- môže prebiehať buď *vratne* pri trvalej dynamickej rovnováhe s okolím (nekonečne pomaly), alebo *nevratne* (napr. únik plynu z tlakovej nádoby)

termodynamické veličiny

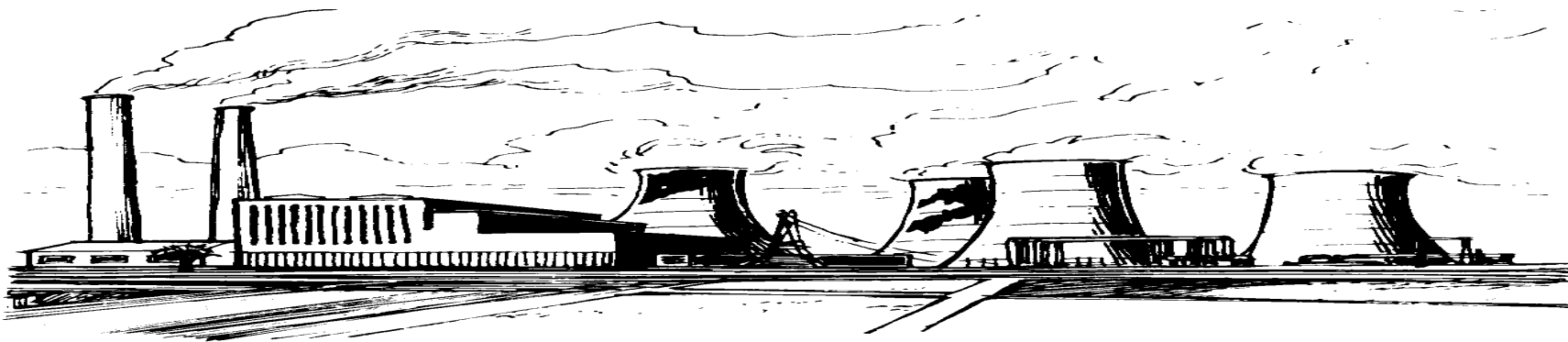
- vyjadrujú vlastnosti/stav systému,
- označujú sa aj ako stavové veličiny
- závisia len od stavu systému, ale nie od procesu, ktorým sa tento stav dosiahol,
- počet stavových veličín je určený skladbou systému (*napr. stav plynu v nádrži je daný tlakom, teplotou a objemom nádrže*),
- najväčší význam majú tie, pomocou ktorých sa opisujú vzájomné tepelné a mechanické pôsobenie medzi systémami - základné stavové veličiny

TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – STAVOVÉ VELIČINY

základné stavové veličiny

- tlak p [Pa]
- teplota T [K]
- špecifický objem v [m³.kg⁻¹] alebo
hustota ρ [kg.m⁻³]



TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – TERMODYNAMICKÁ ROVNOVÁHA

stav termodynamickej rovnováhy

- stav systému, ktorý sa môže zmeniť len vtedy, ak sa pri neizolovanom systéme zmenia podmienky v jeho okolí,
- stav, pri ktorom sú všetky časti systému vo vzájomnej rovnováhe:
 - mechanickej (medzi časťami systému nepôsobia žiadne sily, napr. nie je rozdiel tlakov)
 - tepelnej (v systéme je rovnaká teplota)
 - chemickej (v systéme neprebiehajú chemické reakcie)



TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY - TEPLLO

teplo „ Q “ [J]

- forma výmeny energie, ktorá vzniká pri vzájomnom pôsobení systémov s rozdielnymi teplotami,
- energia sa odovzdáva z teplejšieho telesa chladnejšiemu,
- nie je stavová veličina, lebo formou tepla odovzdaná energia je závislá na spôsobe odovzdávania „ceste“, ktorou sa energia odovzdáva,
- je procesná veličina,

TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY - TEPLLO

- definícia:

„Teplo je tok energie, ktorý vzniká pri vzájomnom pôsobení dvoch systémov s rozdielnymi teplotami“

Podľa kinetickej teórie je teplo celkovou kinetickou energiou neusporiadaného pohybu častíc, z ktorých sa látka skladá. Premena mechanickej práce na teplo je kinetickou teóriou vysvetľovaná ako premena energie usporiadaného pohybu na kinetickú energiu neusporiadaného pohybu častíc.



TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY - TEPLOTA

teplota „ t “ resp. „ T “

- základná fyzikálna veličina a súčasne i stavová veličina,
- „ t “ [°C] Celsiova teplotná stupnica



- „ T “ [K] Kelvinova (termodynamická) teplotná stupnica



William Thomson
Lord Kelvin
(Scotland) 1822-1888

$$T \text{ [K]} = t \text{ [°C]} + 273,15$$

$$T_2 - T_1 = t_2 - t_1$$

ale

$$T_2/T_1 \neq t_2/t_1$$

TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – TEPELNÝ TOK

- množstvo tepla systému dodané

$$Q = m \cdot c \cdot (t_2 - t_1) \text{ [J]}$$

$$(1 \text{ kcal} = 4\,186,8 \text{ J})$$

- tepelný tok alebo tepelný výkon „ $\dot{Q}$ “ [W]
(množstvo tepla dodané alebo odvedené za určitý čas)

$$\dot{Q} = \frac{Q}{\tau}$$

- tepelný výkon výmenníka

$$\dot{Q} = \frac{Q}{\tau} = \frac{m}{\tau} \cdot c \cdot (t_2 - t_1) = \dot{m} \cdot c \cdot (t_2 - t_1)$$

TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – TEPELNÁ ROZŤAŽNOSŤ, ROZPÍNAVOSŤ

tepelná rozťažnosť a rozpínavosť látok

- kovová tyč, ktorá má pri teplote 0°C dĺžku D_0 sa po zohriatí na teplotu t predĺži o ΔD ,
- predĺženie závisí od pôvodnej dĺžky, konečnej teploty a dĺžkovej rozťažnosti tyče, ktorá je fyzikálnou vlastnosťou daného kovu

súčiniteľ tepelnej dĺžkovej rozťažnosti „ α “ [K^{-1}]

- hodnoty súčiniteľa pre rôzne látky vo fyzikálnych tabuľkách

$$\alpha = \frac{1}{D_0} \cdot \frac{\Delta D}{t}$$

súčiniteľ objemovej rozťažnosti „ γ “ [K^{-1}]

$$\gamma = \frac{1}{V_0} \cdot \frac{V - V_0}{t} = \frac{1}{V_0} \cdot \frac{\Delta V}{t}$$

$$\gamma \cong 3\alpha.$$

TERMODYNAMIKA

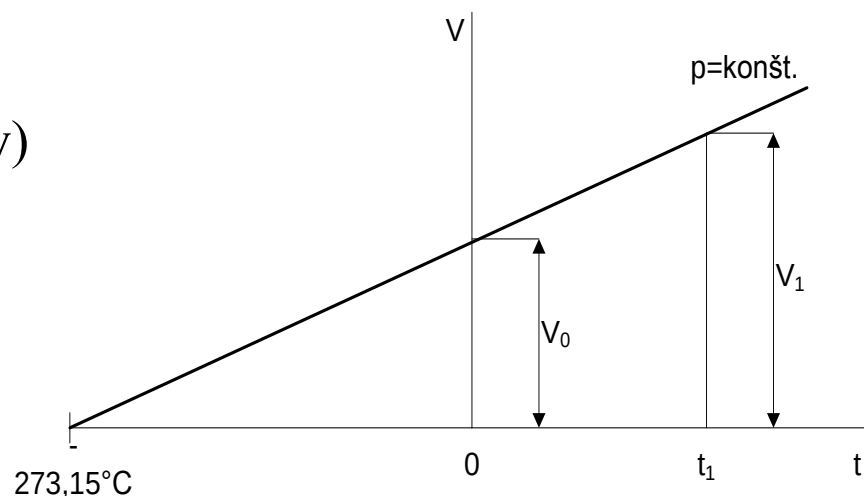
ZÁKLADNÉ POJMY – TEPELNÁ ROZŤAŽNOSŤ, ROZPÍNAVOSŤ

tepelná rozťažnosť plynov

- izobarická

$$\gamma = 1/273 \quad (\text{pre všetky plyny})$$

absolútna tepelná stupnica



- izochorická

$$p = p_0 \cdot (1 + \beta \cdot t)$$

$$\beta = \frac{1}{p_0} \cdot \frac{p - p_0}{t} = \frac{1}{p_0} \cdot \frac{\Delta p}{t}$$

$$\beta = 1/273 \quad (\text{pre všetky plyny})$$

TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – SKUPENSTVO LÁTOK

skupenstvo látok

- tuhé,
- kvapalné,
- plynné

zmeny skupenstva

- vyparovanie (ak sa dodáva teplo kvapaline, rastie najskôr jej teplota, po dosiahnutí určitej teploty, bodu varu, sa ďalším prívodom tepla kvapalina vyparuje,
- tuhnutie (ak sa kvapaline teplo odoberá, ochladzuje sa a až pri určitej teplote, bode tuhnutia, mení sa na tuhú látku)

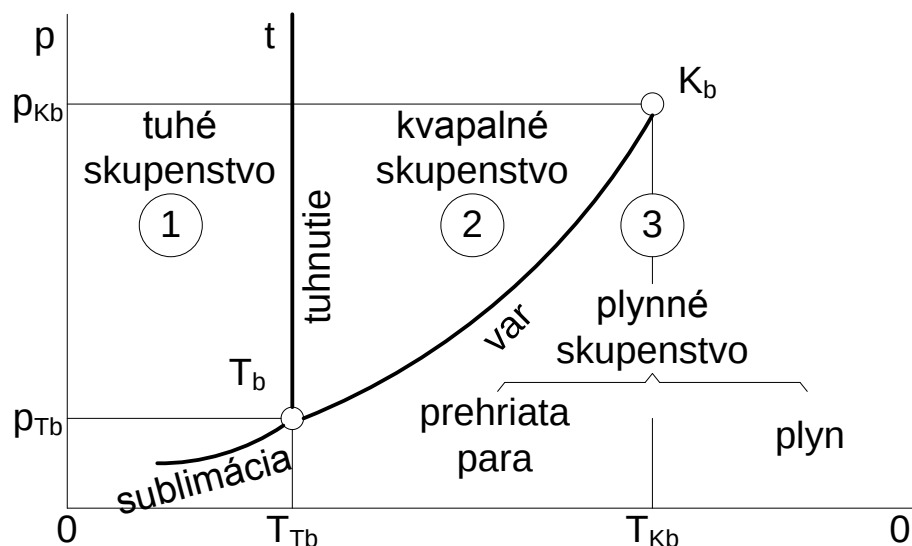
– **tlak a teplota sa počas zmeny skupenstva nemenia**

TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – SKUPENSTVO LÁTOK

rovnovážny (fázový) diagram

- topenie / tuhnutie,
- var (vyparovanie) / kondenzácia,
- sublimácia / desublimácia



trojný bod

- pre každú látku má určitú hodnotu tlaku p_{Tb} a teploty T_{Tb}
- len pri týchto hodnotách môžu existovať všetky tri skupenstvá látky vedľa seba v rovnováhe

TERMODYNAMIKA

ZÁKLADNÉ POJMY – SKUPENSTVO LÁTOK

kritický bod

- v oblasti nad kritickým tlakom a pod kritickou teplotou sa považuje látka za kvapalinu
- stav látky pri podkritickom tlaku a podkritickej teplote sa nazýva prehriata para
- látka pri nadkritickej teplote (a ľubovoľnom tlaku) sa nazýva plyn (prehriata para a plyn sú plynným skupenstvom látky),

látka	trojný bod		kritický bod	
	$p_{Tb} [Pa]$	$T_{Tb} [K]$	$p_{Kb} [Pa]$	$T_{Kb} [K]$
H ₂ O	$6,10 \cdot 10^2$	273,15	$2,21 \cdot 10^7$	647
CO ₂	$5,18 \cdot 10^5$	216	$7,38 \cdot 10^5$	304

tlak a teplota trojného a kritického bodu

TERMODYNAMIKA

IDEÁLNY PLYN

ideálny plyn

- jednoduchá pracovná látka, ktorou je ideálne stlačiteľná tekutina s nulovými medzimolekulárnymi silami,
- v neobmedzenom rozsahu tlakov a teplôt zostáva v plynnom stave,
- v rozsahu bežných tlakov a teplôt možno za ideálny plyn považovať všetky reálne jednoatómové a dvoatómové plyny (kyslík, dusík, oxid uhoľnatý ...)
- vlastnosti viacatómových plynov závisia od tlaku a teploty,
- rozťažnosť, rozpínavosť a stlačiteľnosť ideálneho plynu sa dá popísať tromi základnými zákonmi (jednoduchými rovnicami):

TERMODYNAMIKA

IDEÁLNY PLYN

Boylov – Mariottov zákon pre $T = \text{konšt}$

$$p_1 \cdot v_1 = p_1 \cdot v_2 = p \cdot v = \text{konšt}$$

Gay – Lussacov zákon pre $p = \text{konšt}$

$$\frac{v_1}{T_1} = \frac{v_2}{T_2} = \frac{v}{T} = \text{konšt}$$

Charlesov (šarlézov) zákon pre $V = \text{konšt}$

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \frac{p}{T} = \text{konšt}$$

TERMODYNAMIKA

IDEÁLNY PLYN

Clapeyronova stavová rovnica pre ideálny plyn

$$\frac{p \cdot v}{T} = \text{konšt} = r$$

individuálna plynová konštanta „r“ [J.kg⁻¹.K⁻¹]

- má rovnakú jednotku ako špecifická tepelná kapacita,
- pre ideálny plyn sa predpokladá, že obe špecifické tepelné kapacity („c_v“ a „c_p“) sú konštantné a závisia len od druhu plynu,

Mayerova rovnica

$$\chi = \frac{c_p}{c_v}$$

TERMODYNAMIKA

IDEÁLNY PLYN

Poissonova konštanta (adiabatický exponent)

$$\chi = \frac{c_p}{c_v}$$

- hodnota χ závisí len od toho, z koľkých atómov sa skladá jedna molekula plynu

plyny		
jednoatómové	dvoatómové	viacatómové
1,66	1,4	1,33

- výpočet špecifickej tepelnej kapacity

$$c_v = \frac{1}{\chi - 1} \cdot r$$

$$c_p = \frac{\chi}{\chi - 1} \cdot r$$

TERMODYNAMIKA

IDEÁLNY PLYN

Avogadrov zákon

- rovnaké objemy plynov pri rovnakom tlaku a teplote majú rovnaký počet molekúl,
- rovnakému počtu molekúl zodpovedá rovnaké množstvo látky nazývané mol,
- jeden mol je látkové množstvo sústavy, v ktorej počet molekúl alebo častíc sa rovná počtu atómov v 0,012 kg izotopu uhlíka ^{12}C ,
- hmotnosť jedného molu je „ M “ [$\text{g.mol}^{-1} = \text{kg.kmol}^{-1}$]

látkové množstvo „ n “ [mol]

$$m = n \cdot M$$

$$[\text{kg} = \text{mol.kg.mol}^{-1}]$$



TERMODYNAMIKA

IDEÁLNY PLYN

Avogadrova konštanta „ N_A “ [mol⁻¹]

$$N_A = (6,02252 + 0,00028) \cdot 10^{23}$$

- pri dohodnutých (tzv. normálnych) podmienkach, čiže pri teplote $t = 0^\circ\text{C}$ a pri tlaku $p_n = 101\,325\text{ Pa}$ má jeden mol látky normálny molárny objem $V_n = 22,4136 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$,

univerzálna plynová konštanta „ R “ [J.K⁻¹.mol⁻¹]

- ak sa uvažuje látkové množstvo $n = 1\text{ mol}$, potom konštanta úmernosti v Clayperonovej rovnici má rovnakú hodnotu pre všetky plyny

$$R = \frac{p_n \cdot V_n}{T_n} = \frac{101325 \cdot 22,4136 \cdot 10^{-3}}{273,15} = 8,3143$$

TERMODYNAMIKA

IDEÁLNY PLYN – VZDUCH?

reálny plyn

- rovnice stavu reálnych plynov sú založené na matematikom spracovaní experimentálne určených hodnôt napr. Beattie – Bridgmanova rovnica:

$$p = \frac{R.T}{V_m^2} \cdot \left(1 - \frac{C}{V_m \cdot T^3}\right) \cdot \left[V_m \cdot B_0 \cdot \left(1 - \frac{b}{V_m}\right)\right] - \frac{A_0}{V_m^2} \cdot \left(1 - \frac{a}{V_m}\right)$$

- experimentálne určené konštanty a , b , A_0 , B_0 , C sú uvedené napr. v [1],
- z rovnice sa spravidla určuje molový resp. špecifický objem alebo hustota,
- porovnanie reálne nameraných hodnôt hustoty, výpočet hustoty podľa Beattie – Bridgmanova rovnice a Clapeyronovej rovnice je uvedený v nasledujúcej tabuľke,
- z tabuľky je zrejmé, že v pomerne veľkom rozsahu tlakov a teplôt je možné s veľmi dobrou presnosťou použiť pre vzduch rovnice stavu pre ideálny plyn

TERMODYNAMIKA

IDEÁLNY PLYN – VZDUCH?

		p = 0,101325 MPa			p = 1,01325 MPa			p = 10,1325 MPa		
		merane	B-B.r.	Clap.r.	merane	B-B.r.	Clap.r.	merane	B-B.r.	Clap.r.
200 K	ρ [kg.m ⁻³] Δ	1,768	1,770 0,1	1,765 0,2	18,08	18,02 -0,3	17,65 -2,4	217,8	203,7 -6,5	176,5 -19,0
273 K	ρ [kg.m ⁻³] Δ	1,293	1,293 0,0	1,293 0,0	12,99	12,99 0,0	12,93 -0,5	-	- -	- -
400 K	ρ [kg.m ⁻³] Δ	0,8821	0,8826 0,1	0,8826 0,1	8,807	8,809 0,0	8,826 0,2	85,70	85,69 0,0	88,26 3,0
800 K	ρ [kg.m ⁻³] Δ	0,4410	0,4411 0,0	0,4413 0,1	4,395	4,395 0,0	4,413 0,4	-	- -	- -
1200 K	ρ [kg.m ⁻³] Δ	0,2941	0,2941 0,0	0,2942 0,0	2,933	2,932 0,0	2,942 0,3	28,58	28,48 0,3	29,42 3,0
1600 K	ρ [kg.m ⁻³] Δ	0,2206	0,2206 0,0	0,2207 0,0	2,201	2,201 0,0	2,207 0,3	21,56	21,48 -0,4	22,07 2,4
2000 K	ρ [kg.m ⁻³] Δ	0,1764	0,1765 0,0	0,1765 0,0	1,760	1,762 0,1	1,765 0,3	17,32	17,25 -0,4	17,65 1,9

$$\Delta\rho = \frac{\rho_{\text{vyp}} - \rho_{\text{mer}}}{\rho_{\text{mer}}} \cdot 100\%$$

[1] Kadlec Zdeněk, Ing. Ph.D., Termodynamika, Ostrava, 2001

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

prvý zákon termodynamiky

(prvý termodynamický princíp, prvá veta termodynamická)

- fyzikálny princíp zachovania energie hovorí, že energia nemôže vznikáť, ani sa strácať, môže sa len meniť z jednej formy na inú, 
- množstvo energie, ktoré sa privedie alebo odvedie systému, napr. plynu pri jeho zohriatí alebo ochladení, sa nazýva teplo,
- podľa zákona zachovania energie sa toto množstvo energie nemohlo stratiť, muselo teda zvýšiť alebo znížiť energiu plynu,
- súčasne sa pri tom zmenil stav plynu. t. j. zmenila sa jeho teplota, prípadne tlak alebo objem

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- technická termodynamika sa sústreďuje na skúmanie zákonitostí premien dvoch foriem energie navzájom a síce tepelnej a mechanickej,
- stroje, v ktorých sa mení tepelná energia na mechanickú, sú hnacie stroje - motory (napr. spaľovací motor, turbína ...),
- opačná premena nastáva v hnaných tzv. pracovných strojoch (kompresor...),

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

Joulova formulácia prvého zákona termodynamiky

Súčet všetkých druhov energie v izolovanej sústave zostáva rovnaký počas všetkých procesov, ktoré v nej prebiehajú

- pre uzatvorený homogénny systém je možné prvý zákon termodynamiky vyjadriť rovnicou:

$$Q_{12} = U_2 - U_1 + A_{12} \quad [J]$$

Q_{12} teplo dodané systému medzi stavmi 1 a 2

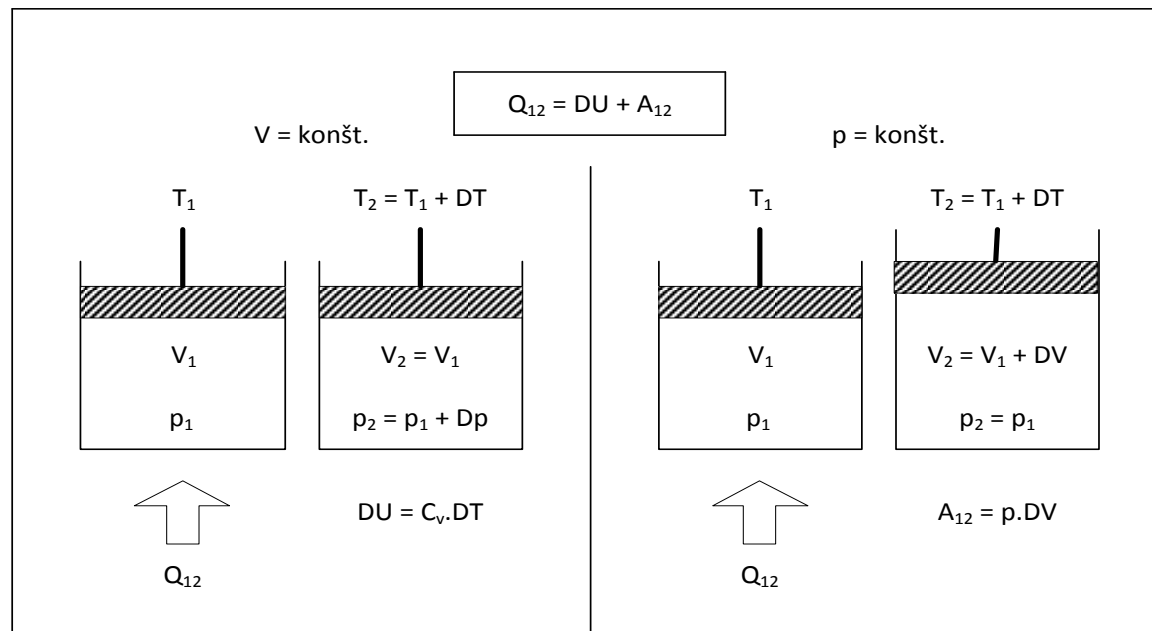
$U_2 - U_1$ zmena vnútornej energie systému

A_{12} práca, ktorú systém medzi týmito dvomi stavmi vykoná

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

zákon zachovania energie v uzatvorenom termodynamickom systéme

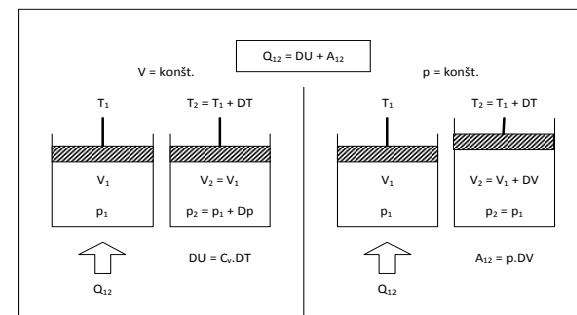


- energiu plynu, a tým i jeho stav (tlak, teplota, objem), je možné okrem odovzdávania tepla ovplyvniť i jeho stlačením (kompresiou), resp. rozpínaním (expanziou), ak je jeho tlak vyšší, ako tlak okolia.

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

princíp zákona



- ak sa plynu pod piestom dodá teplo Q_{12} a piest sa nepohne (dej je izochorický $V=V_1=V_2=\text{konšt.}$),
 - zvýši sa jeho tlak z p_1 na $p_2=p_1+\Delta p$ a teplota z T_1 na $T_2=T_1+\Delta T$,
 - vnútorná energia plynu sa zvýši o hodnotu $\Delta U=U_2-U_1.= C_v.(T_2-T_1)=C_v.\Delta T$, pričom C_v je tepelná kapacita plynu pri stálom objeme [J.K^{-1}].

Poznámka:

V tabuľkách sa uvádza špecifická tepelná kapacita plynu c_v [$\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$] pre 1 kg plynu. Pre m kg plynu platí $C_v=m.c_v$,
- ak sa plyn bude rozpínať izobaricky ($p=p_1=p_2=\text{konšt.}$), piest sa posunie, zväčší sa objem o $\Delta V=V_2-V_1$
 - privedené teplo sa využije na vykonanie práce $A_{12}=p.(V_2-V_1)= p.\Delta V$,

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- prvý zákon termodynamický pre uzatvorený systém možno potom písať i v tvare:

$$Q_{12} = U_2 - U_1 + A_{12} = C_v \cdot (T_2 - T_1) + p \cdot (V_2 - V_1) \quad [\text{J}]$$

- zákon o zachovaní energie v tomto tvare nepredpokladá premenu látky na energiu
- pre 1 kg látky sú definované špecifické veličiny:
 - špecifické teplo $q = Q / m$ $[\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}]$
 - špecifická vnútorná energia $u = U / m$ $[\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}]$
 - špecifický (merný) objem $v = V / m$ $[\text{m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}]$
 - špecifická práca $a = A / m$ $[\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}]$

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- pri expanzii plynu zo stavu 1 do stavu 2 vykoná plyn kladnú špecifickú prácu

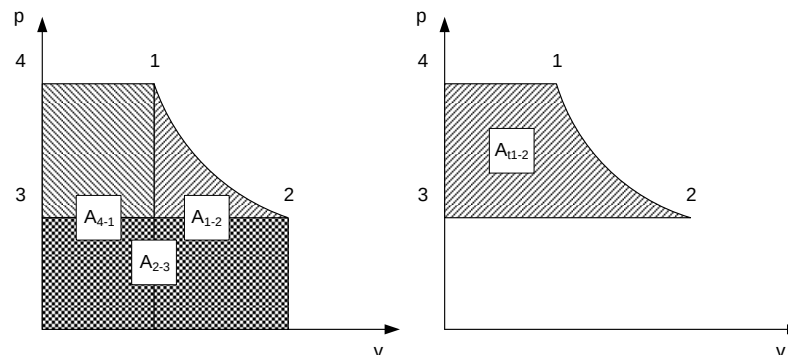
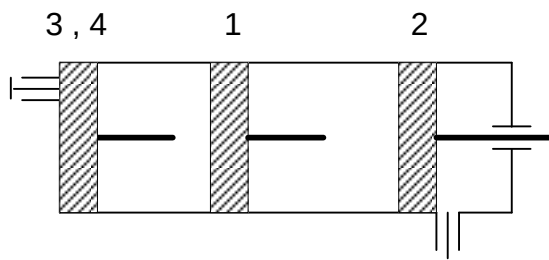
$$a_{12} = \int_1^2 p \cdot dv$$

- táto práca sa označuje ako objemová resp. absolútna práca,
- jej veľkosť závisí od procesu medzi stavmi 1 a 2, je teda procesnou veličinou a uskutočňuje sa pri *jednorázovej expanzii*,
- integrál v p - v diagrame predstavuje plochu pod krivkou 1-2,
- pre opakované deje je potrebné definovať aj tlakovú prácu (technickú) A_t , získanú opakovane (trvale) v tepelných obehoch (cykloch),
- možno to vysvetliť na príklade piestového stroja s ventilmi.

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- pri expanzii zo stavu 1 do stavu 2 sa získa špecifická práca a_{12} , ktorá je úmerná ploche pod krivkou 1-2,
- aby sa dej mohol opakovať, píst sa musí vrátiť do polohy 3 (vytláči plyn, z ktorého už nemožno získať energiu), na to treba dodať prácu a_{23} úmernú ploche pod priamkou 2-3,
- potom treba zvonku priviesť energiu na zvýšenie tlaku na pôvodnú hodnotu vpustiť do pístu cez ventil plyn s pôvodným tlakom, čiže $p_4 = p_1$, a tým sa pri expanzii 4-1 získa práca a_{41} ,
- dej sa môže opakovať, výsledná získaná práca je daná plochou medzi bodmi 1-2-3-4



TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- trvale (technicky) je možné získavať tlakovú prácu:

$$a_{t12} = - \int_1^2 v \cdot dp \quad [\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}]$$

- získaná práca musí byť kladná ($a_{t12} > 0$), ale ak $p_2 < p_1$, potom by hodnota integrálu bola záporná.
- v otvorenom systéme v stacionárnom stave (napr. pre turbínu so stálym prietokom pary) možno prvý zákon termodynamiky uvádzať aj v tvare:

$$Q_{12} = I_2 - I_1 + A_{t12} \quad [\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}]$$

entalpia „I“ [J]

$$I = U + p \cdot V \quad [\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}]$$

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

špecifická entalpia „i“ („h“) [J.kg⁻¹]

$$i = u + p.v \quad [\text{J.kg}^{-1}]$$

- všeobecnejšie v diferenciálnom tvare platí pre otvorený systém
.
 $dq = di - da_t = c_p.dT - v.dp \quad [\text{J.kg}^{-1}]$
- otvorený termodynamický systém (napr. parná turbína) možno popísať nasledovne:
 - systém si vymieňa s okolím energiu formou tepla dQ
 - systém koná trvalú prácu na hriadeli turbíny dA
 - vnútorná energia systému je U

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- vstupuje plyn s hmotnosťou dm_1
 - privádza špecifickú energiu
 - kinetickú $w_1^2/2$
 - potenciálnu $g.h_1$
 - prúdovú $p_1.v_1$
 - vnútornú u_1
- vystupuje plyn s hmotnosťou dm_2
 - odvádza špecifickú energiu
 - kinetickú $w_2^2/2$
 - potenciálnu $g.h_2$
 - prúdovú $p_2.v_2$
 - vnútornú u_2

- prvý zákon termodynamický pre nestacionárne otvorené systémy:

$$dQ + dm_1 \left(u_{1_1} + p_1.v_1 + \frac{w_1^2}{2} + g.h_1 \right) = dA + dm_2 \left(u_{2_1} + p_2.v_2 + \frac{w_2^2}{2} + g.h_2 \right) + dU$$

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- rovnicu možno vzťahnuť na časový interval ($d\tau$)
 - tepelný tok $dQ/ d\tau$,
 - hmotnostný tok $dm/ d\tau$,
 - výkon (tok práce) $dA/ d\tau = P$

a aplikovať rovnicu $i = u + p.v$

$$\dot{Q} + \dot{m}_1 \cdot \left(i_{1_1} + \frac{w_1^2}{2} + g.h_1 \right) = P + \dot{m}_2 \cdot \left(i_{2_1} + \frac{w_2^2}{2} + g.h_2 \right) + \frac{dU}{d\tau}$$

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- pre *stacionárne pracujúce* systémy platí
 - vstupné a výstupné veličiny sú stále
 - vnútorná energia sa nemení

$$U = \text{konšt.}$$

$$\dot{m}_1 = \dot{m}_2 = \dot{m}$$

$$\dot{Q} = \dot{m} \cdot \left[(i_2 - i_1) + \frac{w_2^2 - w_1^2}{2} + g \cdot (h_2 - h_1) \right] + P$$

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- rovnicu možno napísať i pre špecifické veličiny t.j. vzťahnuté na jednotku hmotnosti:

$$q = (i_2 - i_1) + \frac{w_2^2 - w_1^2}{2} + g.(h_2 - h_1) + a$$

a následne v diferenciálnom tvare pre stacionárne otvorené systémy

$$dq = di + d \frac{w^2}{2} + g.dh + da$$

- ak je možné zanedbať zmenu kinetickej a potenciálnej energie t.j. $d(w^2/2)=0$ a $g.dh=0$, druhá forma prvého zákona termodynamického je

$$dq = di + da_t = di - v.dp$$

TERMODYNAMIKA

PRVÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

príklad – škrtiaci ventil

- prechodom cez tento ventil nastáva škrtenie tekutiny (t.j. kvapaliny alebo plynu)
rovniciu možno napísať i pre špecifické veličiny t.j. vzťahnuté na jednotku hmotnosti
 1. ak je proces stacionárny platí
$$q = (i_2 - i_1) + (w_2^2 - w_1^2)/2 + g \cdot (h_2 - h_1) + a$$
 2. ak je proces izolovaný, nedochádza k výmene energie s okolím ($q = 0, a = 0$)
$$0 = (i_2 - i_1) + (w_2^2 - w_1^2)/2 + g \cdot (h_2 - h_1)$$
 3. ak sa zanedbá zmena polohovej energie ($h_2 = h_1$, výška vstupu/výstupu pri ventile je rovnaká)
$$0 = (i_2 - i_1) + (w_2^2 - w_1^2)/2$$
 4. ak sa dá zanedbať zmena kinetickej energie ($w_2 = w_1$)
$$0 = i_2 - i_1$$
 - je škrtenie proces pri konštantnej entalpii $\Rightarrow i_1 = i_2$
 - ak pre plyn platí $di = c_p \cdot dT$ je to proces izotermický $T_1 = T_2$
(škrtenie ideálnych plynov)

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU

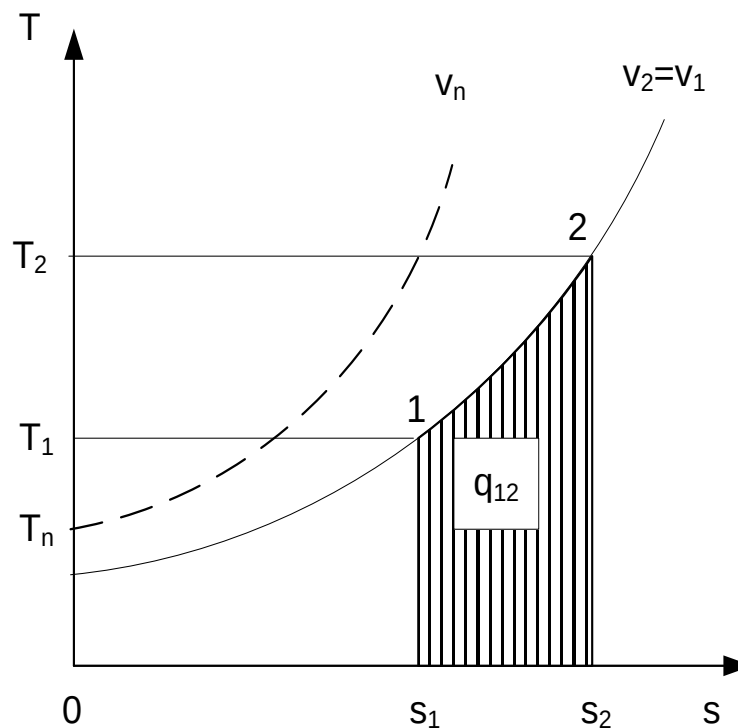
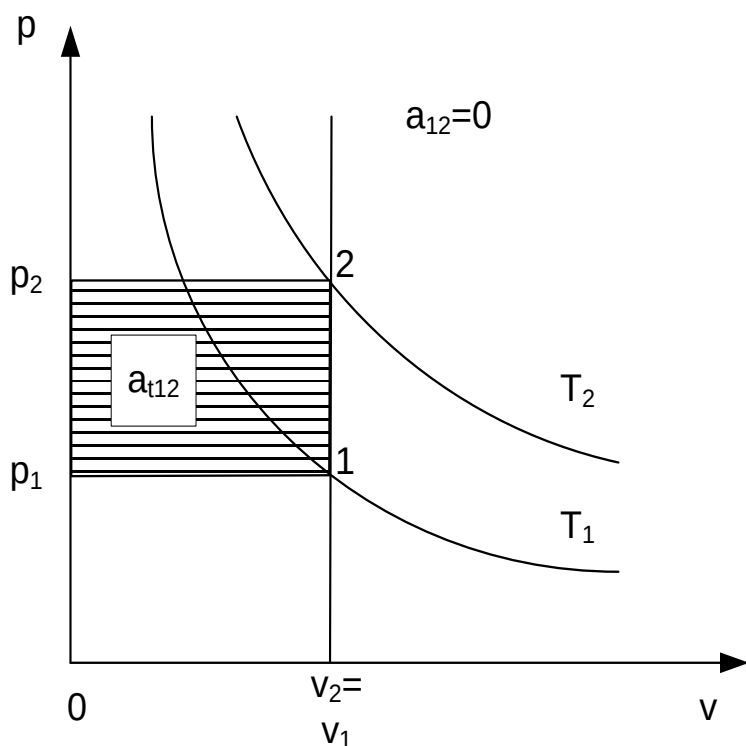
vratné zmeny stavu

- idealizované termodynamické deje, pri ktorých by systém prechádzal len rovnovážnymi stavmi
- predpoklad, že počas zmeny stavu je plyn v každom okamihu v rovnovážnom stave alebo teda v stave termodynamickej rovnováhy,
- skutočné deje sú nevratné
- idealizované vratné deje, ktoré prebiehajú v ideálnom plyne:
 - izobarické pri stálom tlaku $p = \text{konšt}$
 - izochorické pri stálom objeme $V = \text{konšt}$
 - izotermické pri stálej teplote $T = \text{konšt}$
 - adiabatické bez výmeny energie s okolím $q = 0$
 - polytropické všeobecne prebiehajúce deje
- priebehy zmien sa zobrazujú v tzv. p-v diagrame (práca $\Rightarrow$ tlakový / pracovný diagram) resp. T-s diagrame (teplo $\Rightarrow$ entropický / tepelný diagram)

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNOM PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU IZOCHORICKÁ ZMENA STAVU

- napr. napr. ohrievanie alebo chladenie plynu uzatvoreného v tuhej nádobe s konštantným objemom



TERMODYNAMIKA

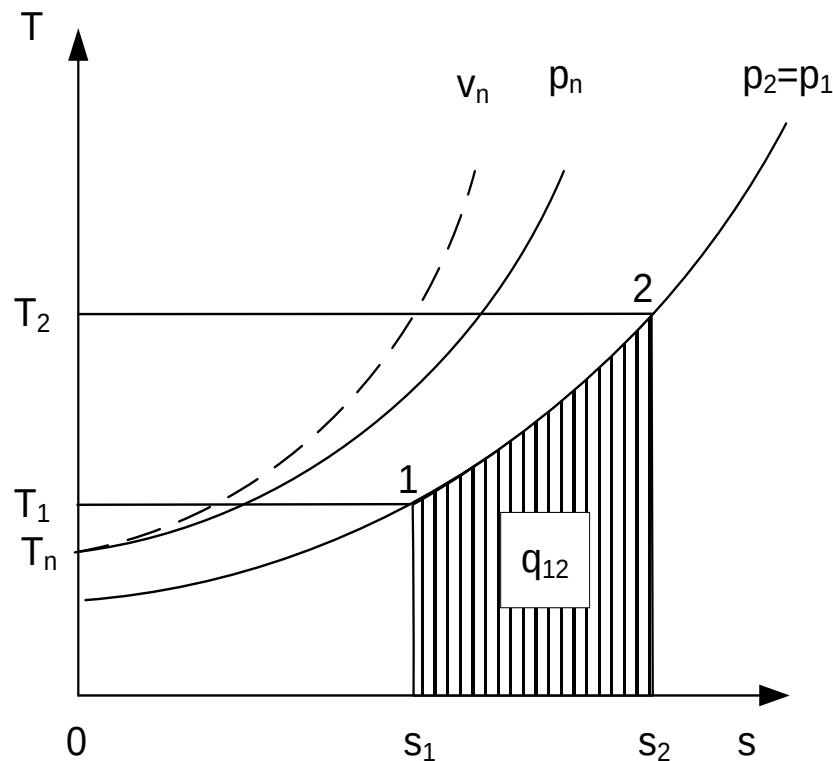
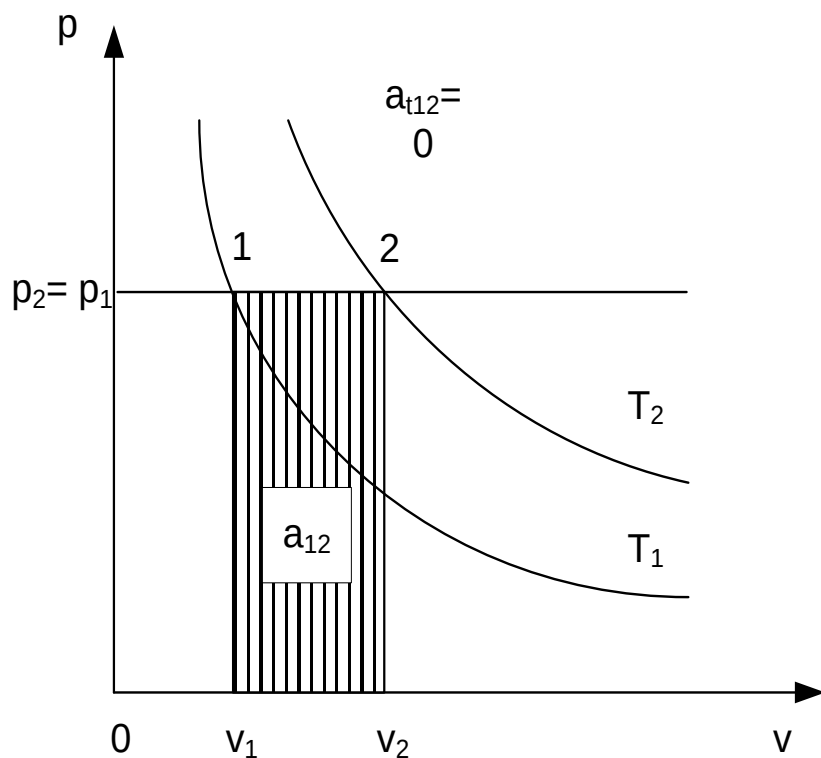
TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU IZOCHORICKÁ ZMENA STAVU

definícia	$v_1 = v_2 = v$
vzt'ahy medzi p-v-T	$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \frac{v}{r}$
Δu	$u_2 - u_1 = c_v \cdot (T_2 - T_1)$
Δi	$i_2 - i_1 = c_p \cdot (T_2 - T_1)$
Δs	$c_v \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$
q_{12}	$u_2 - u_1 = c_v \cdot (T_2 - T_1) = \frac{v \cdot (p_2 - p_1)}{\chi - 1}$
a_{12}	0
a_{t12}	$v \cdot (p_1 - p_2) = r \cdot (T_1 - T_2) = (1 - \chi) \cdot q_{12}$

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNOM PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU IZOBARICKÁ ZMENA STAVU

- napr. ohrievanie alebo chladenie plynu pri jeho prietoku ohrievačom alebo chladičom ; pri zanedbaní hydraulických odporov je tlak na výstupe z výmenníka tepla (ohrievač resp. chladič) rovný tlaku na vstupe



TERMODYNAMIKA

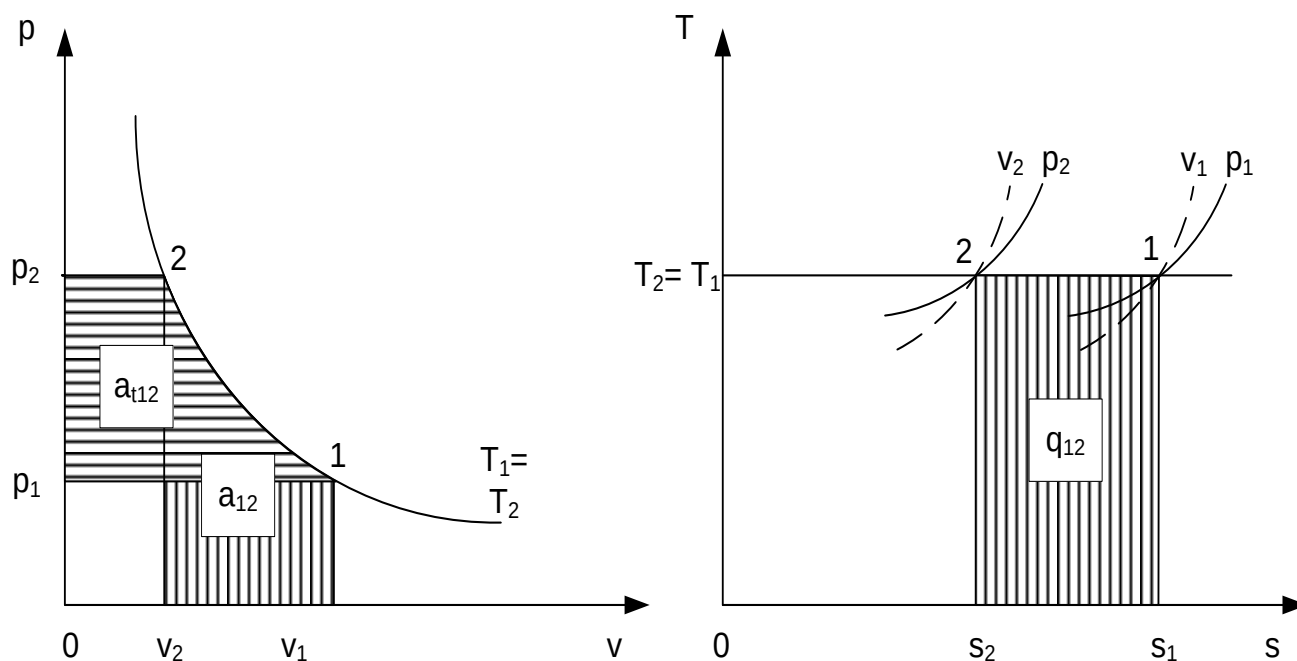
TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNOM PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU IZOBARICKÁ ZMENA STAVU

definícia	$p_1 = p_2 = p$
vzťahy medzi p-v-T	$\frac{T_1}{v_1} = \frac{T_2}{v_2} = \frac{p}{r}$
Δu	$u_2 - u_1 = c_v \cdot (T_2 - T_1)$
Δi	$i_2 - i_1 = c_p \cdot (T_2 - T_1)$
Δs	$c_p \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$
q_{12}	$i_2 - i_1 = c_p \cdot (T_2 - T_1) = \frac{\chi}{\chi - 1} \cdot p \cdot (v_2 - v_1)$
a_{12}	$p \cdot (v_2 - v_1) = r \cdot (T_2 - T_1) = \frac{\chi}{\chi - 1} \cdot q_{12}$
a_{t12}	0

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU IZOTERMICKÁ ZMENA STAVU

- izotermická zmena stavu môže byť kompresia alebo expanzia plynu pri konštantnej teplote, pri skutočnej kompresii sa však teplota plynu zvyšuje, pri expanzii naopak znižuje ; izotermickej zmene stavu sa v praxi priblíži tým, ak sa teplo plynu odoberá resp. dodáva



TERMODYNAMIKA

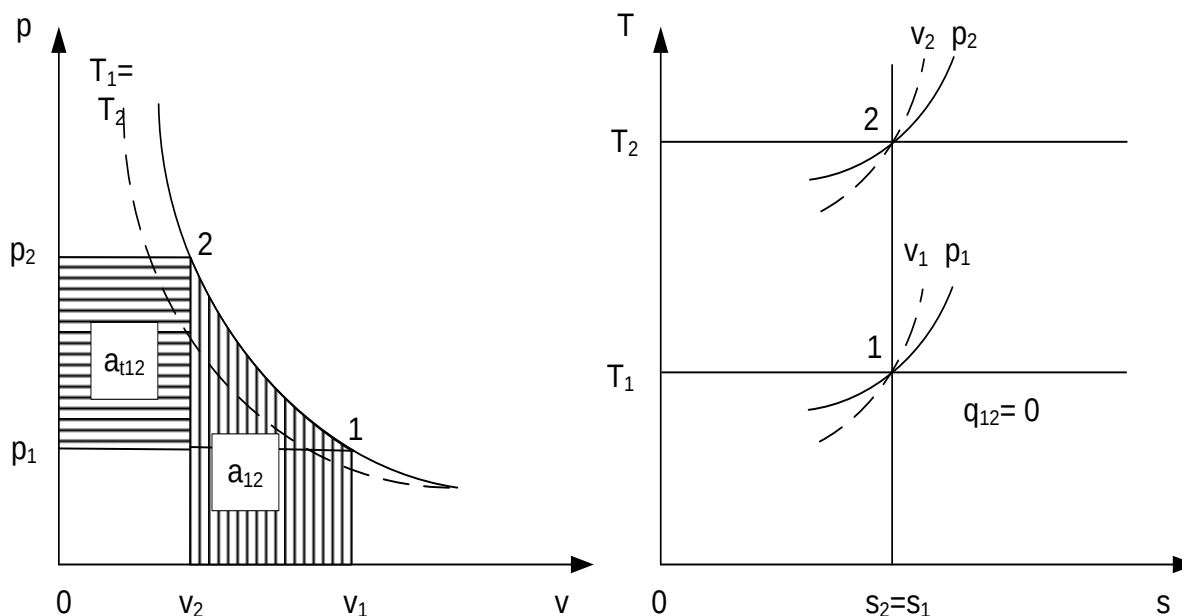
TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU IZOTERMICKÁ ZMENA STAVU

definícia	$T_1 = T_2 = T$
vzťahy medzi p-v-T	$p_1 \cdot v_1 = p_2 \cdot v_2 = r \cdot T$
Δu	0
Δi	0
Δs	$r \cdot \ln \frac{v_2}{v_1} = r \cdot \ln \frac{p_1}{p_2}$
q_{12}	$a_{12} = a_{t12} = r \cdot T \cdot \ln \frac{p_1}{p_2} = p_1 \cdot v_1 \cdot \ln \frac{v_2}{v_1}$
a_{12}	$q_{12} = a_{t12} = r \cdot T \cdot \ln \frac{p_1}{p_2} = p_1 \cdot v_1 \cdot \ln \frac{v_2}{v_1}$
a_{t12}	$q_{12} = a_{12} = r \cdot T \cdot \ln \frac{p_1}{p_2} = p_1 \cdot v_1 \cdot \ln \frac{v_2}{v_1}$

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU ADIABATICKÁ ZMENA STAVU

- adiabatická zmena je zmena bez výmeny tepla medzi systémom (plynom) a okolím; ak je táto zmena vratná t.j. idealizovaná, nazýva sa tiež zmenou izoentropickou ($s_2=s_1$) ; väčšinu kompresíí a expanzií prebiehajúcich v tepelných strojoch možno považovať za adiabatické zmeny (izolácia tepelných strojov)



TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU

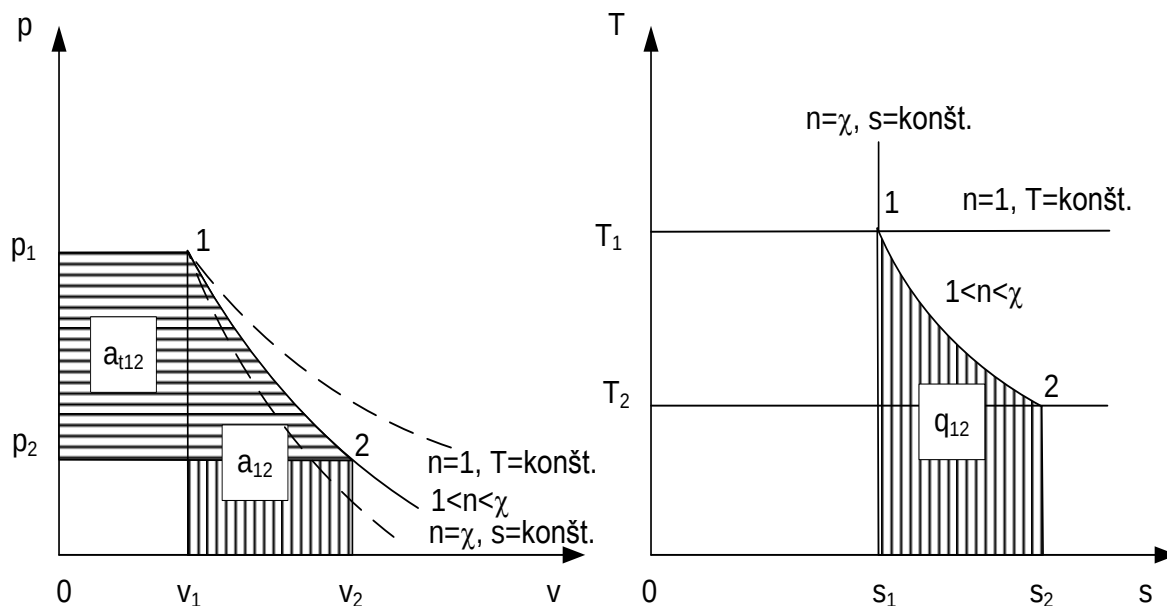
ADIABATICKÁ ZMENA STAVU

definícia	$q = 0$
vzťahy medzi p-v-T	$p_1 \cdot v_1^\chi = p_2 \cdot v_2^\chi, \quad \frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{\chi-1}{\chi}} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{\chi-1}$
Δu	$u_2 - u_1 = c_v \cdot (T_2 - T_1)$
Δi	$i_2 - i_1 = c_p \cdot (T_2 - T_1)$
Δs	0
q_{12}	0
a_{12}	$u_1 - u_2 = \frac{r}{\chi - 1} \cdot (T_1 - T_2) = \frac{p_1 \cdot v_1 - p_2 \cdot v_2}{\chi - 1}$
a_{t12}	$\chi \cdot a_{12} = i_1 - i_2 = \frac{\chi}{\chi - 1} \cdot p_1 \cdot v_1 \cdot \left[1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{\chi-1}{\chi}} \right]$

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU POLYTROPICKÁ ZMENA STAVU

- polytropická zmena je všeobecná vratná zmena stavu; hodnota polytropického exponentu leží v intervale $1 < n < \chi$; pre toto rozmedzie hodnôt exponentu krivka znázorňujúca priebeh polytropickej zmeny stavu, ktorá sa nazýva polytropa, leží medzi izotermou ($n=1$) a adiabatou ($n=\chi$).



TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – VRATNÉ ZMENY STAVU POLYTROPICKÁ ZMENA STAVU

definícia	$1 < n < \chi$
vzťahy medzi p-v-T	$p_1 \cdot v_1^n = p_2 \cdot v_2^n, \quad \frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{n-1}$
Δu	$u_2 - u_1 = c_v \cdot (T_2 - T_1)$
Δi	$i_2 - i_1 = c_p \cdot (T_2 - T_1)$
Δs	$s_2 - s_1 = c_v \cdot \frac{n - \chi}{n - 1} \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$
q_{12}	$c_v \cdot \frac{n - \chi}{n - 1} \cdot (T_2 - T_1) = \frac{\chi - n}{\chi - 1} \cdot a_{12} = \frac{1}{n} \cdot \frac{\chi - n}{\chi - 1} \cdot a_{i12}$
a_{12}	$u_1 - u_2 = \frac{r}{n - 1} \cdot (T_1 - T_2) = \frac{p_1 \cdot v_1 - p_2 \cdot v_2}{n - 1} = \frac{p_1 \cdot v_1}{n - 1} \cdot \left[1 - \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{n-1} \right]$
a_{t12}	$n \cdot a_{12} = i_1 - i_2 = \frac{n}{n - 1} \cdot r \cdot (T_1 - T_2) = \frac{n}{n - 1} \cdot p_1 \cdot v_1 \cdot \left[1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} \right]$

TERMODYNAMIKA

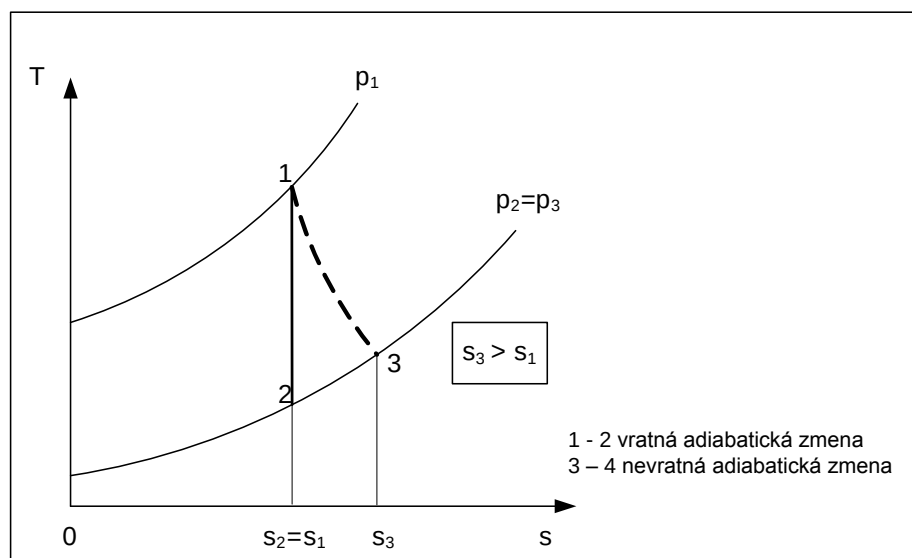
TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU

- pri skutočných termodynamických procesoch sa vždy časť mechanickej energie spotrebuje na prekonanie odporov, táto časť energie sa nestráca, ale vo vnútri systému sa v priebehu procesu mení resp. disipuje na teplo, ktoré sa nazýva nevratné teplo,
- najjednoduchšie a najprehľadnejšie je vysvetlenie vzniku nevratného tepla pre zmeny voči okoliu tepelne izolované t.j. adiabatické,
- keby tieto zmeny prebiehali idealizované, t.j. vratne, bolo by nevratné teplo nulové, entropia systému by sa nemenila (izoentropická zmena),
- pri skutočnom priebehu adiabatických procesov spôsobuje nevratné teplo rast entropie,
- pretože vo všetkých prípadoch môže byť len kladné, vzniká vo vnútri systému,
- skutočná, nevratná adiabatická zmena stavu nie je izoentropická, ale je sprevádzaná nárastom entropie systému

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU NEVRATNÁ ADIABATICKÁ EXPANZIA

- podmienka, že pri tejto zmene sa neodovzdáva teplo medzi systémom a okolím platí rovnako ako pri vratnej adiabatickej zmene,
- skutočná adiabatická zmena prebieha inými stavmi ako vratná, pretože je sprevádzaná rastom entropie,
- najnázornejšie tento rozdiel vyplynie z porovnania vratnej adiabatickej zmeny 1-2 a nevratnej 3-4 v entropickom diagrame



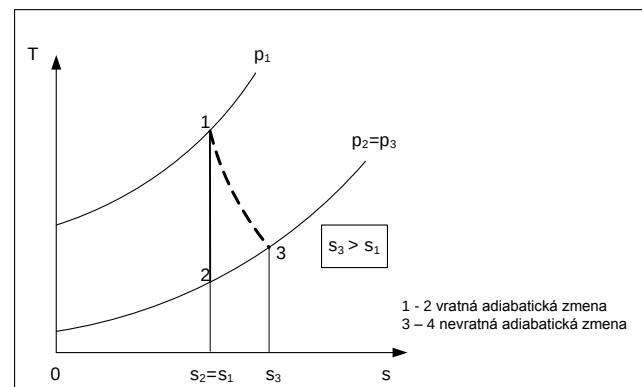
TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU NEVRATNÁ ADIABATICKÁ EXPANZIA

- pre technika je najdôležitejší výpočet technickej práce a výkonu napr. turbíny,
- pre vratnú adiabatickú zmenu sa tieto veličiny počítajú nasledovne:

$$a_t = i_1 - i_2$$

$$P = \dot{m} \cdot (i_1 - i_2)$$



- rozdiel entalpií $i_1 - i_2$ sa nazýva tepelný spád,
- výkon turbíny je teda daný súčinom hmotnostného prietoku a tepelného spádu spracovaného v turbíne,
- porovnaním vratnej a nevratnej adiabetickej expanzie je zrejmé, že na ten istý protitlak $p_3 = p_2$ je teplotný spád v porovnaní s vratnou expanziou menší,

TERMODYNAMIKA

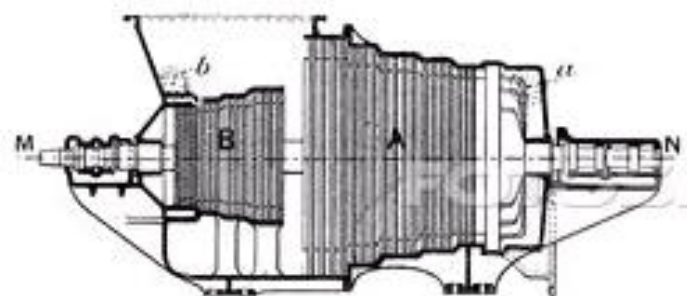
TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU NEVRATNÁ ADIABATICKÁ EXPANZIA

- skutočná získaná práca v turbíne (a_{t-sk}) je menšia ako vratná (a_{t-s}) a ich pomer sa nazýva termodynamická účinnosť:

$$\eta_{td} = \frac{a_{t-sk}}{a_{t-s}}$$

- hodnota termodynamickej účinnosti je závislá od dokonalosti konštrukcie turbíny,
- skutočný výkon turbíny sa vypočíta z rovnice:

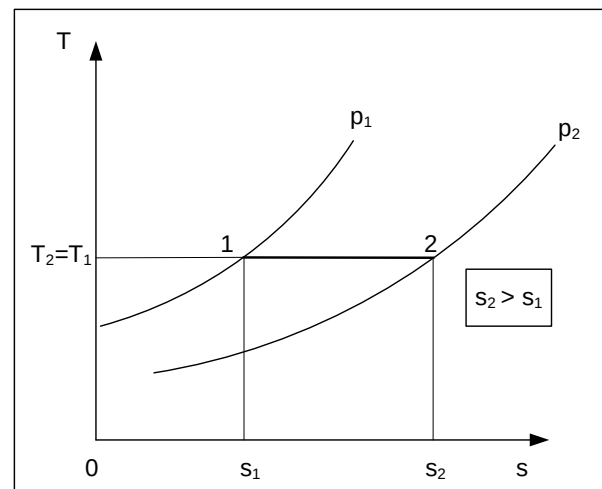
$$P_{sk} = \dot{m} \cdot a_{t-sk} = \dot{m} \cdot \eta_{td} \cdot a_{t-s}$$



TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNOH PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU ŠKRTEHIE PLYNU

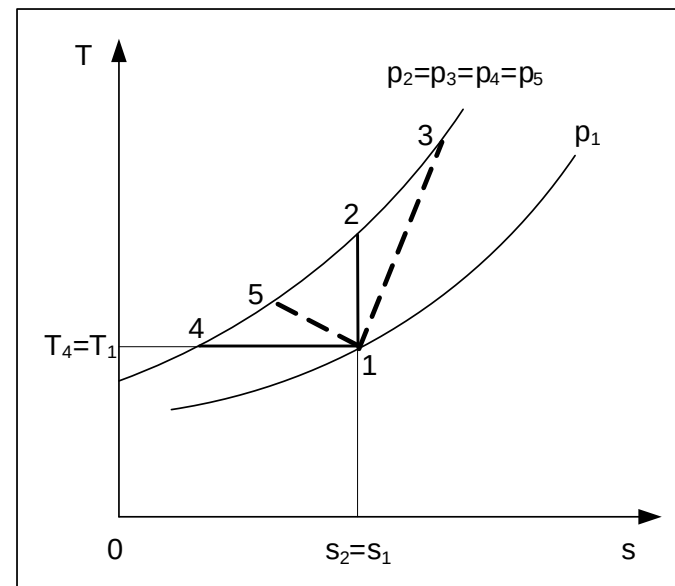
- v technických zariadeniach, napr. uzatváracie armatúry, regulačné orgány, clony a pod., nastáva pri prietoku plynu zložitý termodynamický proces, ktorý sa nazýva škrtenie,
- pri ňom sa znižuje tlak, čiže dochádza k expanzii plynu, ale z plynu sa pri tom nezískava žiadna užitočná práca ($a_t=0$)
- pri škrtení ideálnych plynov je konečná hodnota entalpie ako i teploty rovnaká ako počiatočná hodnota,
- na obr. je znázornený počiatočný a konečný stav pri škrtení,
- spojnica oboch stavov neznázorňuje priebeh procesu, ten je v skutočnosti veľmi zložitý,
- z diagramu je zrejmý nárast entropie,
- škrtenie je typicky nevratný dej



TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU KOMPRESIA

- nevratná kompresia plynov sa porovná s vratnými idealizovanými kompresiami,
- skutočná nevratná kompresia plynu bez jeho chladenia sa porovná s vratnou adiabatickou, čiže izoentropickou, kompresiou,
- ak sa plyn počas kompresie chladí v chladičoch, ktoré sú zaradené medzi jednotlivými kompresnými stupňami, porovná sa táto kompresia s vratnou izotermickou kompresiou, pri ktorej je plyn chladený ideálne, jeho teplota ostáva v priebehu kompresie konštantná,
- všetky porovnávané zmeny sú zakreslené v entropickom diagrame



TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU KOMPRESIA

- podobne ako pri expanzii, tak isto sa líši práca pri skutočnej kompresii od práce pri vratnej zmene,
- pri kompresii je skutočná dodávaná práca v porovnaní s vratnou väčšia,
- pomer vratnej adiabetickej práce (pre zmenu 1-2) a skutočnej (pre zmenu 1-3) sa nazýva adiabatická účinnosť:

$$\eta_{ad} = \frac{a_{t-s}}{a_{t-sk}}$$

- hodnota adiabetickej účinnosti je závislá od typu a konštrukcie kompresora, príkon skutočného kompresora sa vypočíta podľa rovnice

$$P_{sk} = \dot{m} \cdot a_{t-sk} = \dot{m} \cdot \frac{a_{t-s}}{\eta_{ad}}$$

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU KOMPRESIA

- pomer vratnej izotermickej práce (a_{t-T}) pre zmenu 1-4 a skutočnej práce pri zmene 1-5 pre kompresor s chladením plynu sa nazýva izotermická účinnosť:

$$\eta_{izot} = \frac{a_{t-T}}{a_{t-sk}}$$

- hodnota izotermickej účinnosti je závislá od typu a konštrukcie kompresora a zaradených chladičov,
- príkon skutočného kompresora s chladením stláčaného plynu sa vypočíta podľa rovnice:

$$P_{sk} = \dot{m} \cdot a_{t-sk} = \dot{m} \cdot \frac{a_{t-T}}{\eta_{izot}}$$

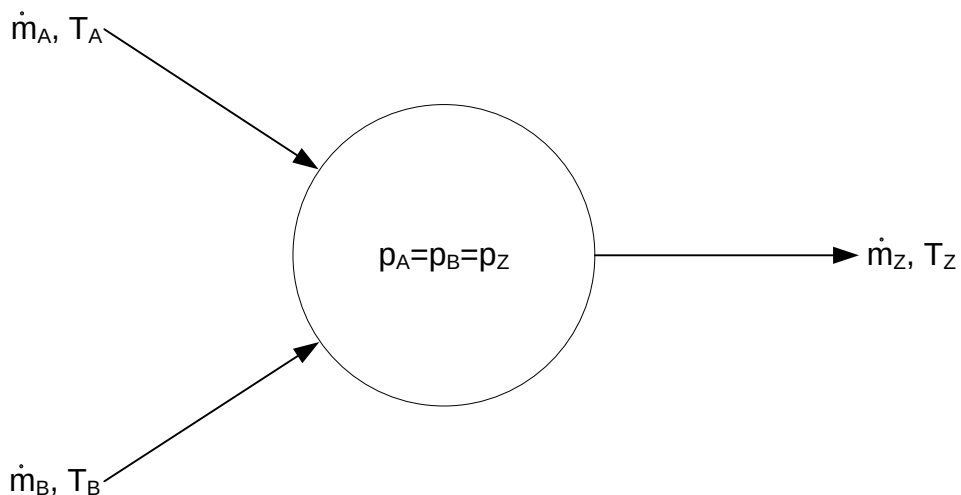
TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU ZMIEŠAVANIE PLYNOV

- technický proces, ktorý je typicky nevratný, je zmiešavanie plynov,
- napr. v injektorovom horáku sa nepretržite (kontinuálne) pripravuje zmes plyného paliva A a vzduchu B pre spaľovanie,
- oba plyny sa privádzajú do zmiešavacej komory s rovnakým tlakom,
- pre zmes plynu a vzduchu platí:

$$p_A = p_B = p_Z$$

- tento spôsob kontinuálneho zmiešavania sa nazýva tiež zmiešavanie pri konštantnom tlaku,
- oba plyny môžu mať rôznu teplotu $T_A \neq T_B$ a rôznu hodnotu hmotnostného prietoku



TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU ZMIEŠAVANIE PLYNOV

- pre zmiešavanie platia dve základné rovnice:

$$m_Z = m_A + m_B$$

- druhá rovnica sa získa úpravou prvého zákona termodynamiky,
 - pri zmiešavaní sa nezíska užitočnú technickú prácu $A_t=0$,
 - ak sa z okolia neprivádza ani teplo $Q=0$, tak platí

$$I_2 - I_1 = 0 \text{ resp. } I_2 = I_1$$

- entalpia po zmiešaní je I_2 , entalpia pred zmiešaním I_1 , entalpia zmesi je daná súčtom entalpií oboch plynov, teda:

$$I_Z = I_A + I_B$$

TERMODYNAMIKA

TEPELNÉ DEJE V IDEÁLNO M PLYNE – NEVRATNÉ ZMENY STAVU ZMIEŠAVANIE PLYNOV

- teplota zmesi

$$T_Z = \frac{\dot{m}_A \cdot c_{pA} \cdot T_A + \dot{m}_B \cdot c_{pB} \cdot T_B}{\dot{m}_Z \cdot c_{pZ}}$$

- špecifická tepelná kapacita zmesi

$$c_{pZ} = \frac{\dot{m}_A \cdot c_{pA} + \dot{m}_B \cdot c_{pB}}{\dot{m}_Z}$$

- objemový prietok (zo stavovej rovnice plynov)

$$\dot{V}_Z = \frac{\dot{m}_Z \cdot r_Z \cdot T_Z}{p_Z}$$

- individuálna plynová konštanta

$$r_Z = \frac{\dot{m}_A \cdot r_A + \dot{m}_B \cdot r_B}{\dot{m}_Z}$$

TERMODYNAMIKA

DRUHÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- vlastnosti tepla ako formy energie nevystihuje úplne len jeho hodnota,
- množstvo tepla, ktoré možno odvieť z dvoch zdrojov tepla s rôznou teplotou, môže byť rovnaké, ale zdroj tepla s vyššou teplotou poskytuje pre využitie tepla väčšie možnosti ako zdroj tepla s nižšou teplotou,
- pre podchytenie zvláštnych vlastností tepla zaviedol Clausius stavovú veličinu entropia,

entropia „S“ [J.K⁻¹]

- zmena entropie je definovaná ako pomer odovzdaného množstva tepla a absolútnej teploty, pri ktorej sa teplo odovzdávalo::

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

TERMODYNAMIKA

DRUHÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- veľmi zjednodušene sa dá povedať, že entropia je termodynamická veličina, ktorá okrem množstva tepla zohľadňuje i teplotu, pri ktorej sa teplo vymieňa; dodaním tepla látke sa entropia látky zvyšuje, odoberaním tepla z látky sa entropia znižuje
- **špecifická entropia „s“ [J.kg⁻¹.K⁻¹]**

$$s = \frac{S}{m}$$

- podobne ako vnútorná energia a entalpia, je i entropia stavová veličina a preto je rozdiel jej hodnoty medzi dvomi stavmi závislý len na hodnotách určujúcich tieto dva stavy,

TERMODYNAMIKA

DRUHÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- ak sú oba stavy ideálneho plynu určené dvojicou teplôt a tlakov, počíta sa zmenu entropie ideálneho plynu podľa nasledujúcej rovnice:
- pri určení stavu dvojicou teplôt a objemov platí:,

$$\Delta s = s_2 - s_1 = c_p \cdot \ln \frac{T_2}{T_1} - r \cdot \ln \frac{p_2}{p_1}$$

$$\Delta s = s_2 - s_1 = c_v \cdot \ln \frac{T_2}{T_1} + r \cdot \ln \frac{v_2}{v_1}$$

v technických výpočtoch sa počíta väčšinou len s rozdielmi entropie, určitému stavu napr. normálnemu, fyzikálnemu stavu plynu sa však môže priradiť nulová hodnota entropie a od tohto stavu sa potom entropia meria (môže mať teda nielen kladnú, ale i zápornú hodnotu)

TERMODYNAMIKA

DRUHÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- **druhý zákon termodynamiky je zákon rastu entropie**
 - je empirický a nemá fundamentálny charakter, ako zákon zachovania energie,
 - určuje smer samovoľných procesov,
 - podľa štatistickej termodynamiky principiálne môžu vzniknúť i odchýlky od zákona rastu entropie, ktoré sú však tak nepravdepodobné, že ich nikdy nepozorujeme,

TERMODYNAMIKA

DRUHÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- z mnohých slovných formulácií vyjadrujúcich zákon rastu entropie možno uviesť niektoré:
- ☞ **Teplo nemôže samovoľne prechádzať z telesa s nižšou teplotou na teleso s vyššou teplotou.**
 - ☞ **Všetky druhy energie možno premeniť bez zvyšku na tepelnú energiu, ale tepelnú energiu možno premeniť na iné druhy energie iba v obmedzenom rozsahu.**
 - ☞ **Nemožno skonštruovať periodicky pracujúci stroj, ktorý iba ochladzuje zásobník tepla a vykonáva ekvivalentnú prácu.**
 - ☞ **Účinnosť vratného tepelného stroja nezávisí od pracovnej látky, ale len od teplôt zásobníka tepla a chladiča. Vratný tepelný stroj má maximálnu účinnosť.**
 - ☞ **Najstabilnejším stavom izolovanej sústavy je stav maximálnej entropie.**

TECHNICKÁ TERMODYNAMIKA

DRUHÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- pri nevratných procesoch dochádza k tzv. *disipácii energie* (disipácia = rozptyl),
- disipácia energie sa často označuje ako „*straty*“ (netreba to chápať ako protirečenie zákona zachovania energie, ale ako stratu využiteľnej energie),
- zákon rastu entropie pre nevratné procesy má tvar:

$$ds = \frac{dq_{vrat}}{T} + \frac{dq_{dis}}{T}$$

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 \frac{dq_{vrat}}{T} + \int_1^2 \frac{dq_{dis}}{T} = \Delta s_{vrat} + \Delta s_{dis}$$

- člen Δs_{vrat} môže byť kladný alebo záporný, podľa toho, či sa teplo do systému privádza alebo odvádza, člen Δs_{dis} je vždy kladný,
- ak je systém tepelne izolovaný, čiže $dq_{vrat}=0$, entropia môže zostať rovnaká (pri vratnom procese $dq_{dis}=0$), alebo rásť (pri nevratnom procese $dq_{dis}>0$), ale v izolovanom systéme nikdy nemôže klesať - z toho vyplýva označenie „*zákon rastu entropie*“

TECHNICKÁ TERMODYNAMIKA

DRUHÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- entropia je kritériom vratnosti procesu, je mierou kvality tepla (možnosti jeho premeny na iné formy energie) a aj degradácie tepla (jeho využiteľnosti),
- entropia v izolovanom systéme je aj mierou vývoja stavu, ktorý sa blíži k rovnovážnemu stavu, v rovnovážnom stave sa po určitom čase teploty vyrovnajú, entropia je maximálna a schopnosť systému vykonávať prácu je nulová,
- na určenie maximálnej práce, ktorú môže systém vykonať pri stálej teplote, sa zavádza novú stavovú veličinu:

$$F = U - T.S \quad [J]$$

- ide o tzv. **voľnú energiu** (*Helmholtzova funkciu*),
- predstavuje časť vnútornej energie systému, ktorá sa pri stálej teplote premení na inú energiu, napr. na vykonávanie práce,
- časť vnútornej energie $T.S$, ktorá nemôže prejsť do okolia (pretože teplotný spád je nulový), sa nazýva **viazaná energia**

TECHNICKÁ TERMODYNAMIKA

DRUHÝ ZÁKON TERMODYNAMIKY

- ak vratný proces prebieha pri stálej teplote a stálom tlaku, je vhodné zaviesť veličinu:

$$G = U + p.V - T.S = I - T.S \quad [J]$$

- táto veličina sa nazýva *voľná entalpia (Gibbsova funkcia)*,
- jej úbytok ΔG vyjadruje maximálnu užitočnú prácu, ktorú môže systém vykonať pri vratnom procese,
- pri stálej teplote a tlaku prebiehajú aj fázové premeny pri tuhnutí látok, a preto má táto funkcia osobitný význam, napr. v elektrochémii a hutníctve,
- v Gibbsovej funkcii zahŕňa entalpia tú časť energie chemickej sústavy, ktorá je k dispozícii na uskutočnenie procesu a môže sa odovzdať z chemickej reakčnej sústavy do zásobníka tepla (zvyšok, ktorý predstavuje súčin $T.S$, je viazaná energia, ktorá sa nevyužije, pretože nemôže prejsť do okolia pri nulovom teplotnom spáde),
- pri premenách tepelnej energie na iné formy energie sa často časť energie, ktorú možno premieňať na iné formy, označuje ako exergia,
- časť, ktorú nemožno pretransformovať, sa nazýva anergia

ZOZNAM POUŽITEJ LITERATÚRY

- [1] *Kadlec Zdeněk, Ing. Ph.D., Termodynamika, Ostrava, 2001*
- [2] *Termomechanika, SEA-Energetický inštitút, 1998*
- [3] *Šoltésová Kvetoslava, Dr. Ing. Csc., Termomechanika, EINSTEIN TRAINING COURSE for thermal energy audits, Bratislava, 7.3.2011*