

10. Termodynamika

Anotace

10. Základy termodynamiky (TD)

Termodynamická soustava a její rovnováha. Teplo, teplota, tepelná kapacita. První termodynamický zákon, vnitřní energie ideálního plynu. Stavová rovnice ideálního plynu. Vratné a nevratné děje, Carnotův cyklus, termodynamická teplota. Druhý termodynamický zákon, entropie. Třetí termodynamický zákon.

Přístupy TD:

- zkoumá vlastnosti **makroskopických systémů** (složených z obrovského množství částic) a tepelné děje probíhající v nich, zejména z hlediska **transformace různých forem energie**
- zabývá se studiem **rovnováhy** makroskopických systémů zejména v souvislosti s přenosem energie a s teplotou
- centrální pojmy TD: **teplota**
energie (vnitřní energie, teplo, práce)
entropie

Literatura

Literatura:

P. Atkins, J. dePaula...: Fyzikální chemie, str. 1-144 (výborná učebnice)

D. Halliday, R. Resnick: Fyzika (elementární, pozor na znaménka - nedodržuje konvenci !)

P. Atkins – Čtyři zákony, které řídí vesmír (vynikající příručka, doporučuji všem!)

v nouzi: Svoboda, Bakule - Molekulová fyzika

Termodynamika

Základní přístupy TD

A) Statistická metoda

- vychází z poznatků o částicové struktuře látek a používá teorie pravděpodobnosti a matematické statistiky k popisu fyzikálních vlastností makroskopického systému

statistická
fyzika

B) Fenomenologická metoda

- makroskopický přístup, jenž nepřihlíží k částicové struktuře látek, vychází z empirického a experimentálního pozorování

termodynamika

Fenomenologická = popisná, neobsahuje vysvětlení jevů samotných (makroskopický popis)
Mikroskopický popis - viz např. **molekulová fyzika**, kvantová fyzika

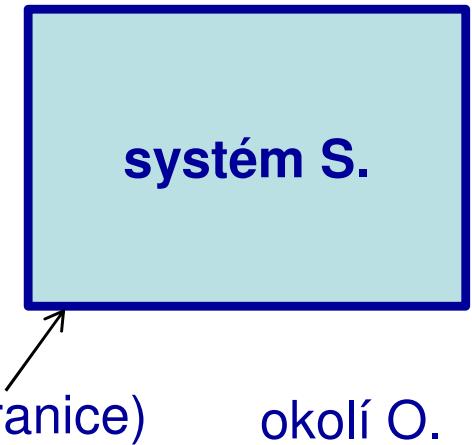
Základní pojmy TD

Termodynamický **systém/soustava (S.)**: soustava makroskopických objektů, které jsou odděleny **hranicí** (stěnou) od svého okolí (O.)

okolí O.

Hranice - přesně definovaná (i virtuální) → o každém objektu lze rozhodnout zda patří do S. nebo O.

S. a O. spolu mohou spolu **interagovat**, podobně dva S. mezi sebou (interakce = vzájemné působení)



Makroskopický S. – dostatečně "obsáhlý", i nejmenší vydelená část obsahuje velké množství molekul, (prakticky: vše co "vidíme" i vyzbrojeným okem, např. pod optickým mikroskopem)

Částice systému – "diferenciál hmoty" $dm = \rho dV$

Mikroskopické objekty – např. atomy, molekuly, shluky molekul

Modelový systém: (ideální) plyn → **abstrakce/zobecnění**

Základní pojmy TD

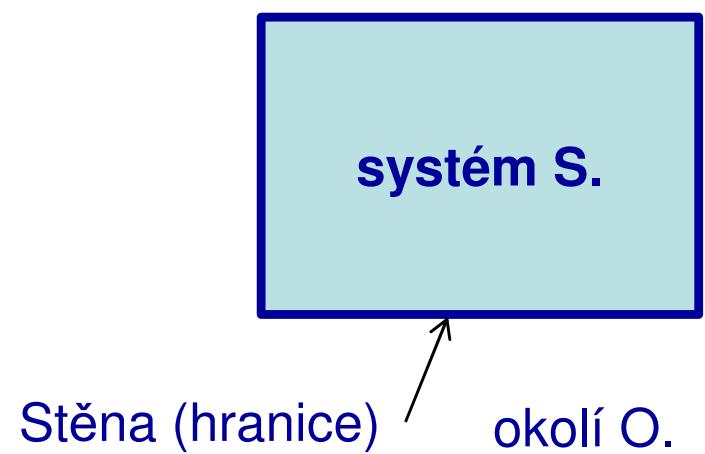
Typy soustav:

- **Izolovaná** - neexistuje výměna energie ani částic s okolím
- **Uzavřená** - není výměna částic, avšak je možná výměna energie
- **Otevřená** – je možná výměna energie i částic s okolím

Stěna (hranice):

- **Adiabatická** – neexistuje výměna tepla mezi S. a O.
- **Diatermická** – umožňuje výměnu tepla mezi S. a O.

okolí O.



Termodynamika

Nové pojmy:

- **teplota, T**
- **energie** – vnitřní energie U , a její různé formy, přenos energie, teplo Q
- **entropie, S**

Rovnováha:

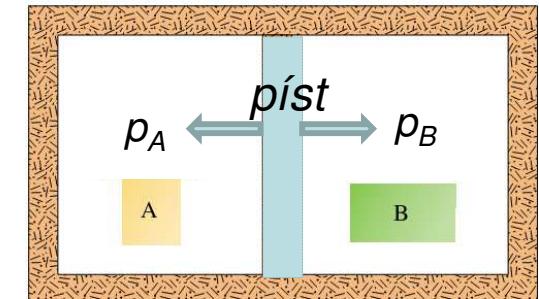
- **mechanická** – např. vyrovnání tlaků
- **teplotní** – vyrovnání teplot (tok tepla přes stěnu)

→ úplná TD rovnováha

Rovnováha - mechanická

Důsledky:

Systémy (tělesa) A, B – uvolnění pístu → posun vyrovnání tlaku p → sys. A a B jsou v **mechanické rovnováze**



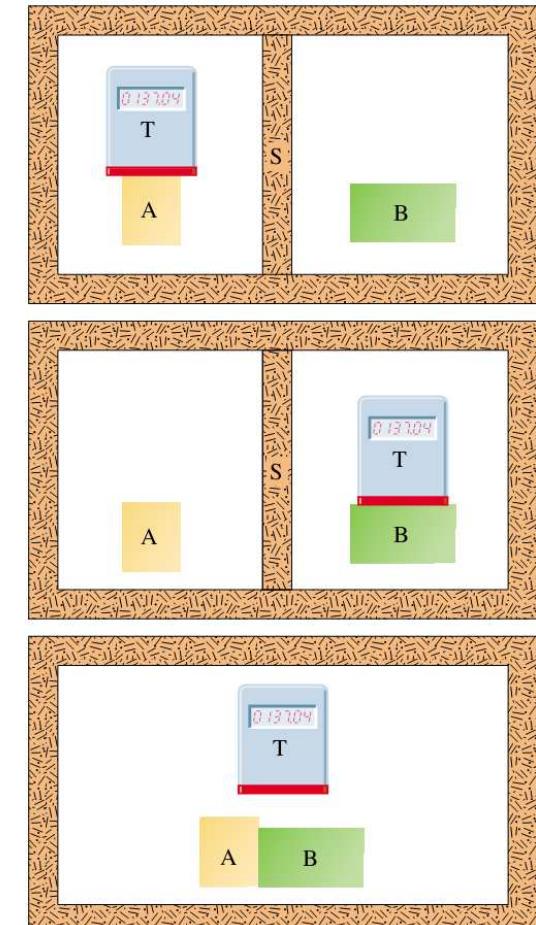
Teplota

Důsledky:

Systémy (tělesa) A, B ve vzájemném kontaktu → vyrovnání T
→ S. se stejnou T jsou v **tepelné rovnováze**
extrapolací ⇒

Nultý zákon TD:

Je-li každé z těles A i B v tepelné rovnováze se třetím tělesem T, budou v tepelné rovnováze také tělesa A a B navzájem. K očíslování stavů tepelné rovnováhy stačí jedený spojitě proměnný parametr — teplota.



Pozn. každé těleso v tepelné rovnováze má určitou T
2 tělesa ve vzájemné tepelné rovnováze mají stejnou T

Teplota

Teplota (T) - stavová veličina, charakterizuje stav S.

Empirická teplota – měření (stanovení):

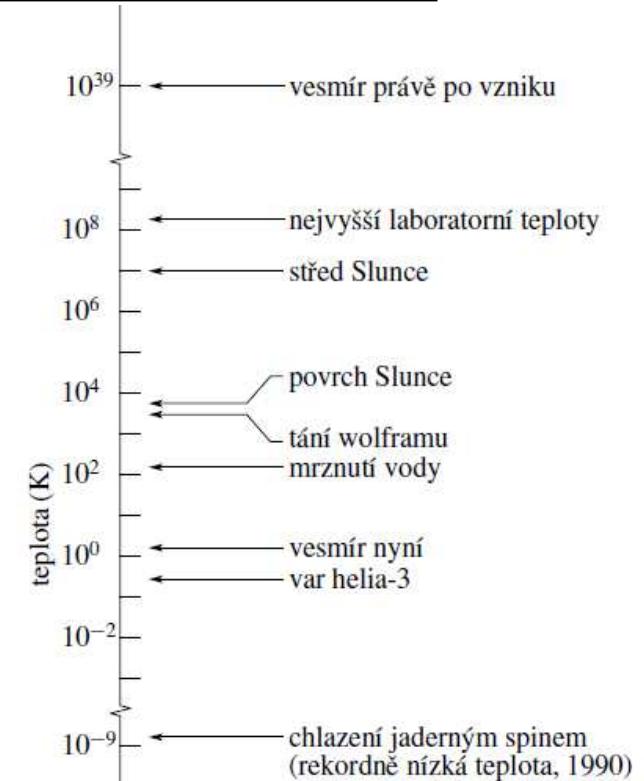
- pomocí vlastností těles (roztažnost, el.odpor ...)
- očíslování stavů
pozn. T . souvisí s en.částic soustavy, ale u každé látky jinak

Jednotky T : °C, K

2 systémy (tělesa) ve vzájemném kontaktu:

mění se T → v důsledku přenosu energie → **přenos tepla** (x přenos energie pomocí práce)

Energie **samovolně přechází** z tělesa s vyšší T na těleso s nižší T



Teplo Q je energie přenesená mezi systémy, které mají různou teplotu

pozn.: S. neobsahuje žádné teplo!! (viz teorie kalorika)

Přenos Q probíhá v každém prostředí (i vakuu)

Jednotky T : K (°C), jednotky Q : Joule

Základní veličiny TD

Látkové množství – mol

Avogadrova konstanta $N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (přesně) = počet částic v jednom molu
(dříve: počet atomů ve 12g izotopu uhlíku ^{12}C)

Jednotka: mol

Počet částic: N

Počet molů (molární množství): $n = N/N_A = m/m_M$

Molární parametry:

molární hmotnost: $m_M = m/n \text{ [kg.mol}^{-1}\text{]}$

molární objem $V_M = V/n$, molární energie $U_M \dots$

objemová hustota částic látky: $N_V = N/V = N_A/V_M$

Základní pojmy TD

Stavové proměnné (veličiny, parametry)

Libovolná fyzikální veličina charakterizující S.,) – např. p , V , T , n , ...

pozn. stavové proměnné mohou být vzájemně závislé – jsou vázány **stavovou rovnicí** (pro každé těleso jinou)

Stavové funkce - funkce stavových proměnných, např.:

Vnitřní energie $U = U(T, V)$,

Entropie S

Entalpie H

Volná energie F

Gibbsova en. G

Parametry:

Extenzivní úměrné látkovému množství: platí $U = \sum U_i$, např. m , V , U , el. náboj...

Intenzivní v rovnováze: $I = I_1 = I_2 = \dots$, např. p , T , ρ , V_M

TD postuláty

Rovnovážný stav – definice: stav S., kdy:

- a) všechny jeho parametry zůstávají neproměnné v čase,
- b) neexistují žádné toky (energie, hmoty apod.)

TD rovnováha (neboli stav úplné TD rovnováhy): jest rovnováha

- mechanická – vyrovnání sil, tlaků uvnitř S. a mezi S. a O.
- tepelná – vyrovnání teplot
- fázová – ukončení vzniků fází (vypařování, krystalizace...)
- chemická – ukončení chemických, jaderných reakcí a procesů emise a absorpce ...
- ...

1. TD postulát: libovolný *izolovaný* systém dospěje po určité době do rovnovážného stavu a *samostatně* z něj nikdy nevyjde

Rovnovážný stav: při infinitezimální změně proměnných (p, T, \dots) se systém samovolně vrátí do původního stavu

Pozn1. Rovnováha se týká vždy statisticky "významného" souboru částic (nikoli jednotlivých molekul apod.)

Pozn2. Fluktuace (kolem středních hodnot)

Pozn3. Relaxace (relaxační čas)

Pozn4. Zúvodnění postulátu – viz statistická fyzika

TD postuláty

Kolik parametrů potřebujeme k úplnému makroskopickému popisu S.:

2. TD postulát: stav homogenního systému v TD rovnováze je jednoznačně určen souborem všech vnějších parametrů a jediným parametrem vnitřním

Vnitřním parametrem může být teplota T , vnitřní energie U , hustota apod.

Procesy:

Statický, kvazistatický – probíhá pomalu (při kvazi-TD rovnováze), v každém okamžiku ho můžeme považovat za rovnovážný

Stacionární – mohou existovat konst. toky, avšak makrosk. parametry se s časem nemění (př. vedení tepla, difúze)

Kvazistacionární – toky se mění "málo", lze ho popisovat jako posloupnost stacionárních procesů

Nestacionární – komplikovaný popis, často nelze popsat obvyklými makroskopickými parametry (popisuje nerovnovážná TD)

př. tůňka (s přítoky)

Plyny

Ideální plyn

- Dokonale stlačitelný (zanedb. vlastní objem molekul)
- Chaotický pohyb molekul (žádný směr není preferovaný)
- Molekuly spolu neinteragují s výjimkou srážek, které jsou dokonale pružné
- Vnitřní energie id.plynu = součtu K.E. *chaotického pohybu* molekul, neuvažujeme P.E. vzájemné interakce molekul ani žádné další druhy en. (vazbová, jaderná...)
- Popis – např. stavová rce id.plynu

Reálný plyn

- Blíží se id.plynu při nízkých tlacích (hustotách), $p \rightarrow 0$
- Stavová rce – každý reálný systém má svoji vlastní stavovou rci
- Vnitřní energie zahrnuje i interakční energii (P.E.) popř. další druhy energií

Teplota

Měření teploty:

Referenční bod - T.standardního pevného bodu:

např. trojný bod vody, přiřazena $T = 273,16 \text{ K}$ (přesně)

Plynový teploměr – objemová roztažnost zředěných plynů, def.:

$$T = c.p, \quad T_3 = c.p_3 \quad \Rightarrow \quad T = T_3 \cdot p / p_3 = 273,16 \cdot p / p_3 \quad [K]$$

Kde T_3 je *referenční bod*, např. trojný bod vody

Pozn1. $T \geq 0$, pro $p = 0$ je $T = 0$

Pozn2. různé plyny dávají poněkud rozdílné hodnoty

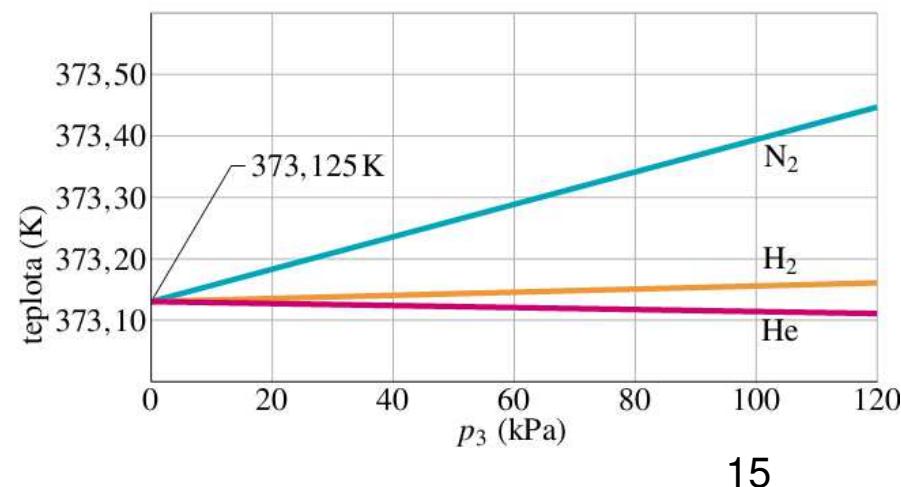
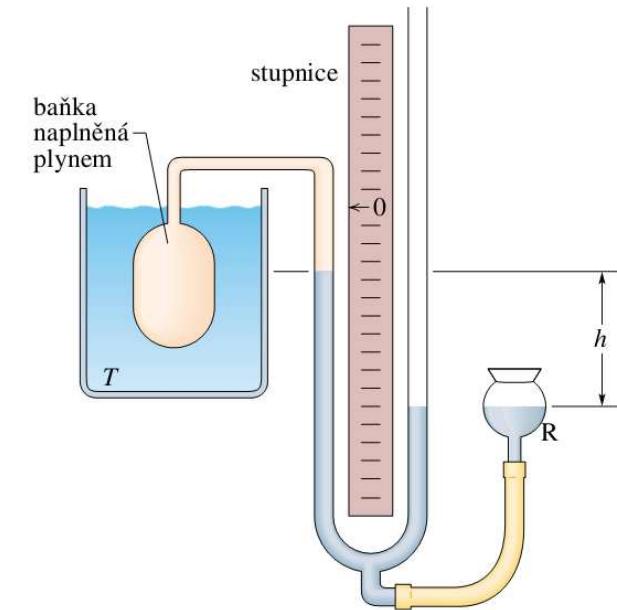
T_{var} v závislosti na hustotě plynu – viz obr. →

$$T = 273,16 \times \lim_{\rho \rightarrow 0} p / p_3$$

Teplota takto definovaná je nezávislá na plynu a materiálových vlastnostech – tzv.

ideální plynová teplota - absolutní T.

Pozn3. Celsiova stupnice: $T_C = T - 273,15 \text{ [}^{\circ}\text{C]}$



Plyny

Stavová rovnice **ideálního plynu** (Clapeyron):

$$pV = nRT \quad \frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0} \quad R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

Izotermický děj $T = \text{konst}$ (Boylův zákon):

$$pV = \text{konst}$$

Izobarický děj $p = \text{konst}$ (Gay-Lussacův z.):

$$\frac{V}{T} = \text{konst}$$

Izochorický děj $V = \text{konst}$

$$\frac{p}{T} = \text{konst}$$

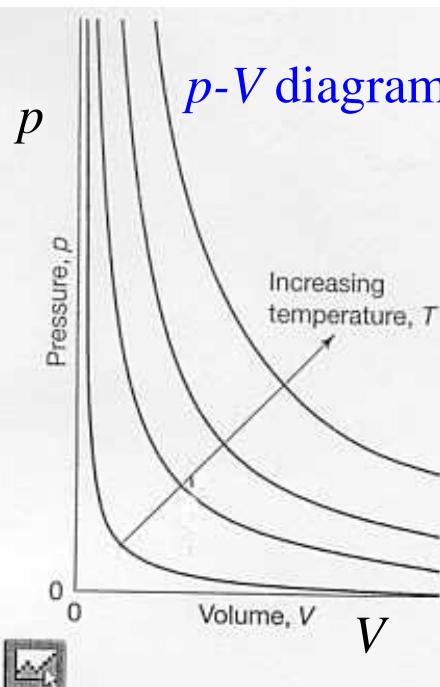
Pozn.1 Molekulární interpretace p – srážky mol. se stěnami

Pozn.2 Molární objem, $V_m = V/n$, je přibližně stejný pro všechny plyny – Avogadrov princip

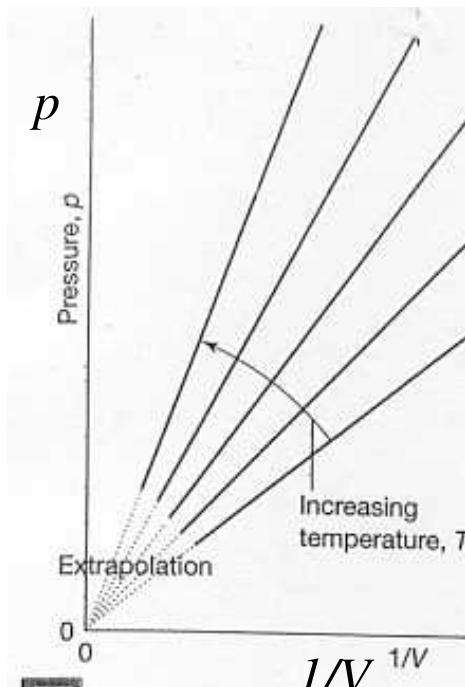
Pozn.3 Reálný plyn \rightarrow id.plyn při nízkých tlačích $\rightarrow 0$

Daltonův zákon: výsledný tlak směsi plynů je roven součtu parciálních tlaků jednotlivých plynů, $p = p_1 + p_2 + \dots$, kde $p_i = n_i RT / V$

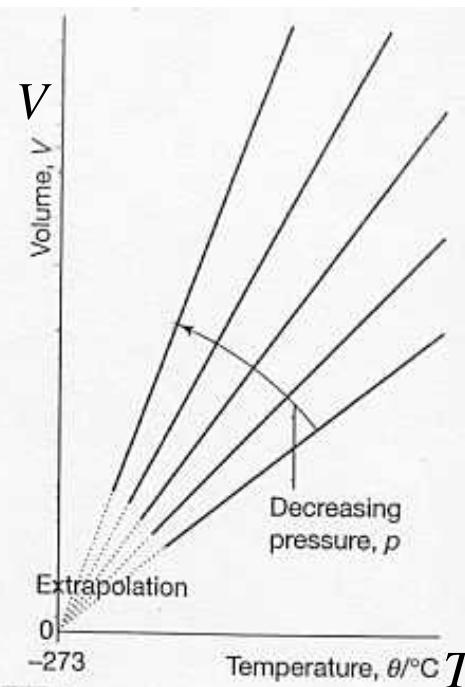
Plyny



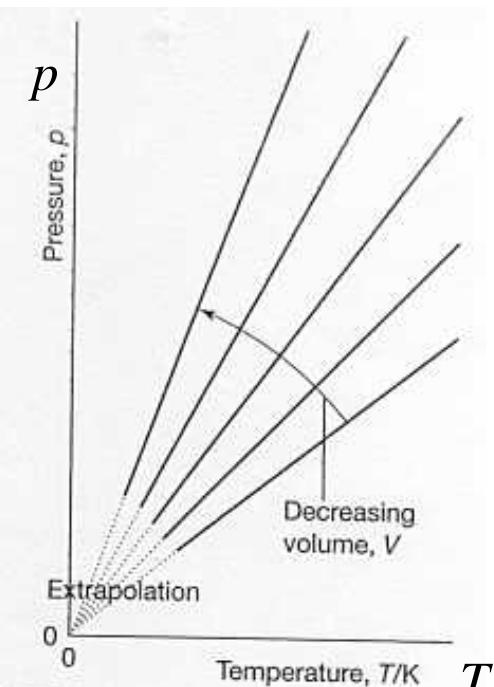
1.5 The pressure–volume dependence of a fixed amount of perfect gas at different temperatures. Each curve is a hyperbola ($pV = \text{constant}$) and is called an isotherm.



1.6 Straight lines are obtained when the pressure is plotted against $1/V$ at constant temperature.



1.7 The variation of the volume of a fixed amount of gas with the temperature at constant pressure. Note that in each case the isobars extrapolate to zero volume at -273°C .



1.8 The pressure also varies linearly with the temperature at constant volume, and extrapolates to zero at $T = 0$ (-273°C).

Izotermický děj

Izobaricky děj

Izochoricky děj

$$p = nRT/V$$

Teplo, Q

Teplo - přenos energie mezi S. a O., dochází ke změně (vyrovnání) teplot:

$$Q = K\Delta T , \quad K - \text{tepelná kapacita}$$

$$K = mc, \quad \text{kde } c - \text{specifické teplo}$$

$$K = nC_m, \quad \text{kde } C_m - \text{molární teplo}$$

$$Q = mc_V \Delta T = nC_{Vm} \Delta T$$

c_V, C_{Vm} ... tepla při izochorickém ději, $V = konst$

$$Q = mc_p \Delta T = nC_{pm} \Delta T$$

c_p, C_{pm} ... tepla při izobarickém ději, $p = konst$

Teplo Q – energie, která proudí mezi dvěma S. s rozdílnou teplotou

Teplo je dějová veličina – hodnota Q vázána na děj

(neboli Q je liší pro různé typy dějů, např. pro děj izobarický \times izochorický, viz dále)

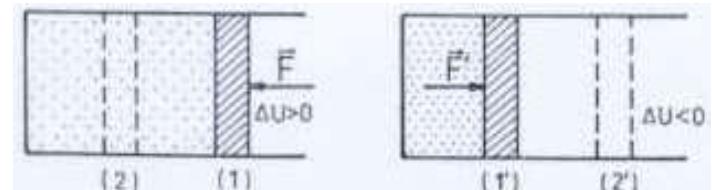
POZOR: S. neobsahuje žádné teplo! – výraz ΔQ je proto nesmyslný, teplo je přenesená energie \Rightarrow neexistuje tedy "změna tepla", fluidová teorie (teorie kalorika ...)

Př.z mechaniky: „K.E. se vlivem tření mění na teplo“, nepružné srážky

Mechanický ekvivalent tepla – Joule 1851

Práce plynové soustavy, W

Práce W se koná **proti působící síle** (stlačení pružiny, zvedání tělesa, stlačení plynu...)



Plyn v **rovnováze**: $\mathbf{F} = -\mathbf{F}_{ex}$, $p = p_{ex}$

Znaménková konvence - veškerá energie dodávaná do systému je kladná a odebíraná ze systému záporná !!

Práce **vnějších sil**: $dW = \vec{F} \cdot d\vec{r} = -p_{ex} S dx = -p_{ex} dV$ neboť $dW > 0, p > 0, dV < 0$

$$dW = -p_{ex} dV$$

Práce **soustavy**: $dW' = -dW = p_{ex} dV$
(proti vnějším silám)

Ot.1: proč p_{ex} ?

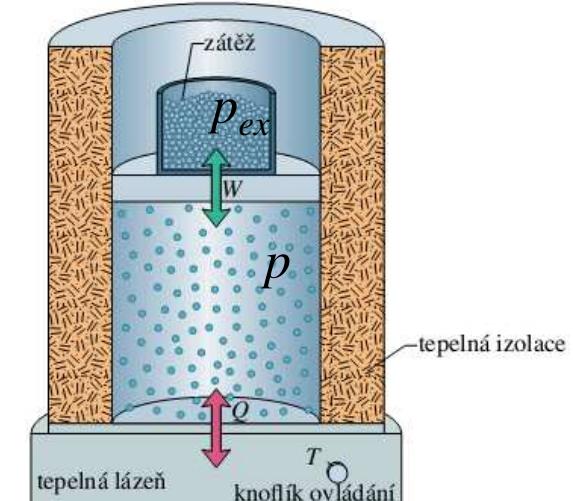
Ot.2: kdy můžeme nahradit $p \leftrightarrow p_{ex}$? **Jen pokud děj probíhá za TD rovnováhy**

Pozn. Vzorec platí i pro šikmý píst, píst lib.tvaru

Celková práce:

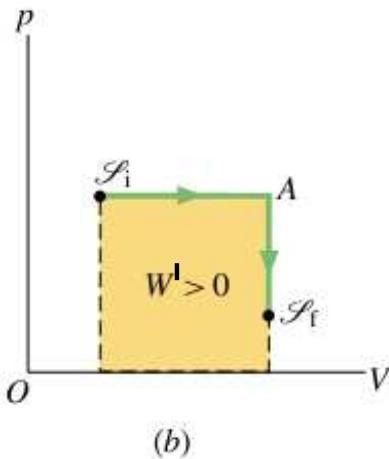
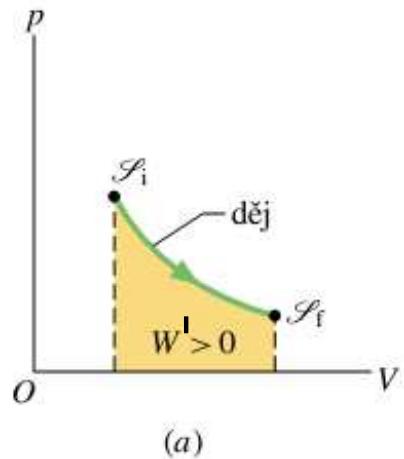
$$W = - \int_{V_1}^{V_2} p_{ex} dV$$

pozn. během změny objemu plynu se může měnit také tlak a teplota !

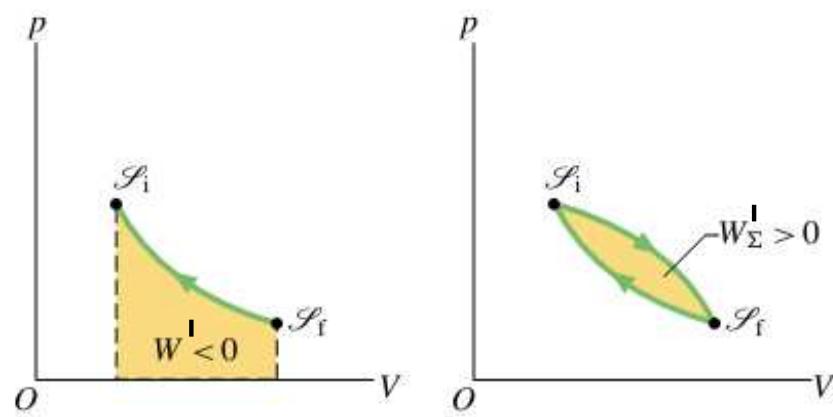
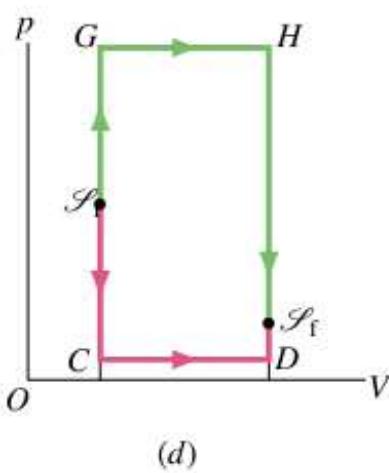
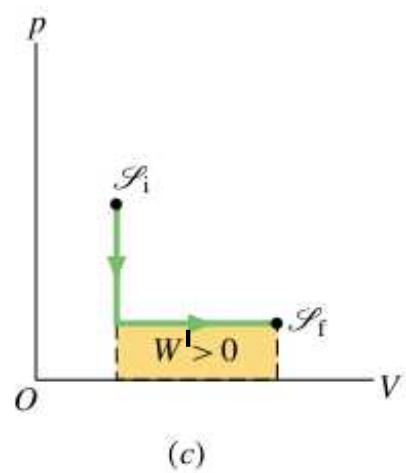


Práce je **dějová veličina**, obecně **závisí na cestě**

Práce plynové soustavy



$$W = -W' = - \int_{V_1}^{V_2} p_{ex} dV$$



Práce i teplo jsou dějové veličiny, závisí na cestě –
práce mezi dvěma stavy A a B může být „libovolně“
malá nebo libovolně velká

Práce plynu

Expanzní práce plynu - změna objemu plynu (+ nebo -) \times okolnímu tlaku

$$dW = -p_{ex} dV \quad W = - \int_{V_1}^{V_2} p_{ex} dV$$

Práce při speciálních dějích:

1) Izolovaný S.: $Q = 0, \quad W = 0$

S. nepracuje, ale uvnitř S. mohou probíhat lib. změny

2) Volná expanze id.plynu: $W = 0$

3) Izochorický děj: $\Delta V = 0 \Rightarrow W = 0$

4) Izobarický děj – expanze/komprese proti konst.tlaku

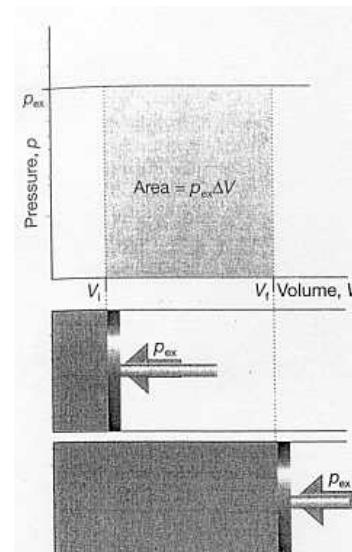
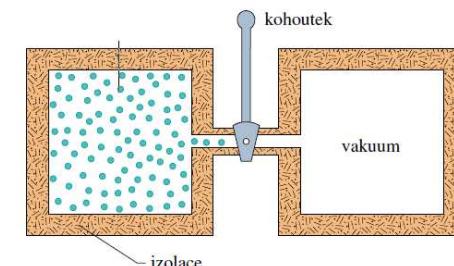
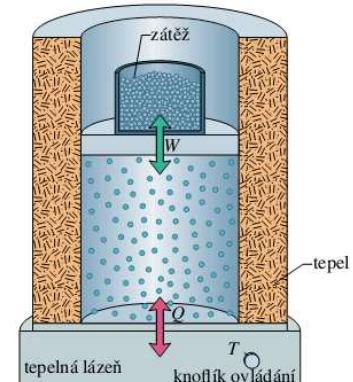
$$p_{ex} = \text{konst} \Rightarrow W = - \int p_{ex} dV = -p_{ex} \Delta V$$

5) Izotermický děj: $T = \text{konst}$

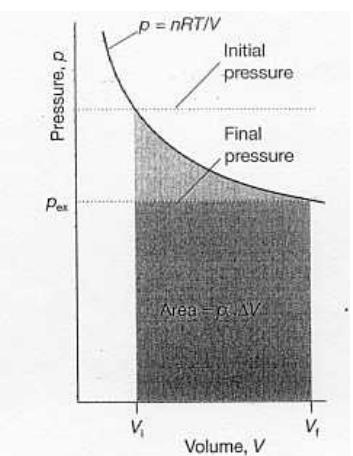
pokud: $p = p_{ex}$ (TD rovn!), $pV = nRT$ (id.plyn) \Rightarrow

$$W = - \int_1^2 p_{ex} dV = - \int_1^2 p dV = - \int_1^2 \frac{nRT}{V} dV = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

(id.,rev.)



2.8 The work done by a perfect gas when it expands reversibly and isothermally is equal to the area under the isotherm $p = nRT/V$. The work done during the irreversible expansion against the same final pressure is equal to the rectangular area shown slightly darker. Note that the reversible work is greater than the irreversible work.

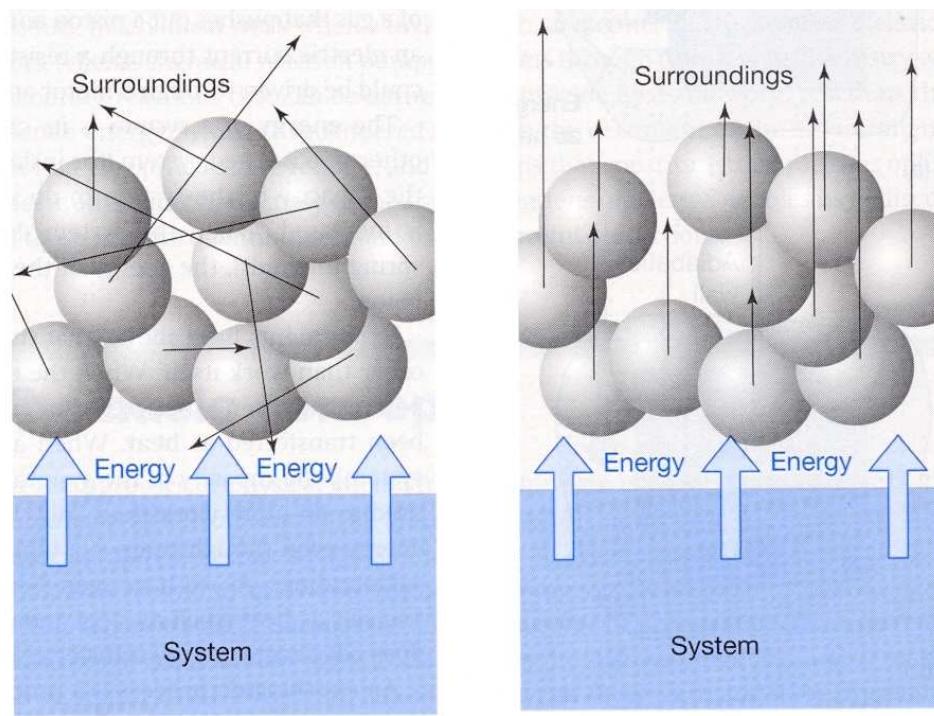


Práce a teplo

Shrnutí:

Teplo je energie přenesená z jednoho tělesa na jiné formou neuspořádaného pohybu mikročástic. Tento přenos je zpravidla důsledkem rozdílu teplot těles.

Práce je energie, která je přenesena z jednoho tělesa na jiné formou uspořádaného pohybu; zpravidla je to důsledkem vnější síly působící mezi tělesy.



Vnitřní energie, U

Přenos energie (mezi S. a O. nebo mezi dvěma S.) se může dít buď **prací nebo přenosem tepla** (v důsledku T. rozdílu mezi S. a O.)

Znaménková konvence:

- veškerá energie (teplo, práce, ...) dodávaná do systému je kladná
- veškerá energie, která proudí ze S. do O. je záporná

pozor na různé učebnice!

Vnitřní energie, U : každý S. má určitou vnitřní energii (viz stlačení pružiny, stlačení plynu × expanze plynu, vyzdvižení závaží ...)

U - schopnost S. konat práci (U lze změnit různým způsobem – pomocí W, Q) – dodáním energie z O. se tato schopnost zvýší

Molekulární interpretace U : chaotický pohyb molekul plynu (= termální pohyb)

Energie předaná ve formě tepla → zvýšení **chaotického pohybu** (molekuly okolí vyvolávají zvýšení chaotického pohybu v S. v důsledku interakcí se S.)

Vnitřní energie, U

Rozdíl mezi prací a teplem se projeví v okolí O.:

- práci určuje přenos energie uspořádaným pohybem molekul v O. (stlačení pístu, pružiny)
- teplo jako přenos energie ve formě neuspořádaného pohybu molekul využívající termálního pohybu molekul v O. (chaotický pohyb molekul)

Vnitřní energie U ideálního plynu: součet kinetických energií **chaotického** pohybu molekul S.

Vnitřní energie reálného plynu: započteme rovněž potenciální energie vzájemné interakce molekul (příp. další energie - chemická, jaderná ...)

U je stavová funkce – závisí pouze na okamžitém stavu S. (popsaném stavovými parametry např. p , T ...) a je nezávislá na tom, jak se S. do tohoto stavu dostal (na historii)

$$\int_A^B dU = U_B - U_A = \Delta U \dots \text{nezávisí na cestě} \Rightarrow \oint dU = 0$$

$\Rightarrow dU$ je **totální diferenciál**

Pozn. Uspořádaný pohyb molekul systému vede k práci – nemá vliv na vnitřní en.
Pozn. Změna lib.stavového parametru má za následek změnu U

Vlastnosti totálního diferenciálu

totální diferenciál:

$$dY = \sum_{i=1}^N \frac{\partial f}{\partial X_i} dX_i$$

vyjadřuje lineární
přírůstek funkce

změna funkce Y :

$$\Delta Y = \int_1^2 dY = Y_2(X_i) - Y_1(X_i)$$

závisí pouze na
počáteční a koncové
hodnotě funkce

$$\oint_C dY = Y_2 - Y_1 = 0$$

křivkový integrál z
dané funkce po
uzavřené křivce C
je roven nule

$$U = U(T, V, \dots), \quad \text{tedy} \quad dU = \frac{\partial U}{\partial T} dT + \frac{\partial U}{\partial V} dV + \dots$$

1. TD Zákon

Experiment – změna vnitřní energie S. se může dít buď vykonáním práce na systém nebo přenosem energie ve formě tepla \Rightarrow
 W, Q – dva ekvivalentní způsoby vedoucí ke změně U

1. TDZ: přírůstek vnitřní energie uzavřeného systému je roven součtu práce vykonané okolím na systém a tepla přijatého z okolí (=Z.Z.E.)

$$\Delta U = Q + W$$

$$dU = dQ + dW$$

diferenciální tvar

Jiné formulace:

$$dU = \delta Q + \delta W$$

(zápisem $\delta Q, \delta W$ zdůrazňujme,
že nejsou tot.dif.)

- **Vnitřní energie izolovaného systému je konstantní**
- Neexistuje perpetuum mobile 1. druhu
- Dodané teplo se spotřebuje na zvýšení vnitřní energie a na práci vykonanou systémem
(\times vnějším silám) $dQ = dU + dW'$

Pozn.

- $dQ, dW (\delta Q, \delta W)$ nejsou totální diferenciály (závisí na cestě) - **dějové veličiny**
(nadále pro jednoduchost je budeme zapisovat jako: dQ, dW)
 dQ = elementární teplo, dW = elementární práce
- avšak jejich součet $dQ + dW = dU$ je **totální diferenciál !!**
- U nelze v TD stanovit absolutně, pouze rozdíl ΔU
- Pojem tepla a práce má přesný smysl jen pro S. v rovnováze

1. TD Zákon

Otevřené systémy (s výměnou částic) – formulace 1.TDZ:
počet částic se mění - výměnou s okolím, částice mohou vznikat/zanikat, např. při chemických nebo jaderných reakcích...

⇒ Energie systému se změní v závislosti na počtu částic

1. TDZ pro otevřený systém:

$$\Delta U = Q + W + \sum_k \mu_k \Delta n_k$$

$$dU = dQ + dW + \sum_k \mu_k dn_k$$

kde

μ - **chemický potenciál** ... energie 1 molu částic k -té složky, je obecně různá pro různé látky a závisí i na stavu systému:

$$\mu = \mu(V_m, T) \quad \text{resp.} \quad \mu = \mu(p, T)$$

Pozn. V dalším výkladu se budeme zabývat pouze uzavřenými systémy (bez výměny částic), není-li uvedeno jinak

1. TD Zákon

Základní ot. – jak změříme Q ? Ve 2 krocích:

- a) Adiabaticky izolovaný S.: experiment \Rightarrow libovolný druh práce vykonané na adiabaticky izolovaný S. způsobí stejnou změnu T ,

Zobecnění – práce W_{ad} vedoucí k přechodu adiabatického S. z jednoho stavu do druhého je stejná nezávisle na způsobu provedení (mechanická, elektrická, ...) (\Rightarrow pozn. W je zde stavovou fcí, nezávisí na cestě!)

$$W_{ad} = U_f - U_i = \Delta U$$

- b) S. je v termálním kontaktu s O. (diatermální stěna): převedeme S. mezi stejnými stavy jako v a) a změříme opět práci W_{dia} – bude obecně jiná. Jejich rozdíl tedy definuje Q :

$$\Delta U = Q + W_{dia} \quad \text{tedy:} \quad Q = W_{ad} - W_{dia}$$

→ **mechanická definice tepla pomocí práce**

Př.

Cyklický (kruhový) děj: $\Delta U = dQ + dW = 0 \Rightarrow Q = -W = W'$

(konečný stav \equiv počáteční stav)

Práce id.plynu při cyklickém ději se děje na úkor dodaného tepla, $Q = \sum Q_i$

1. TDZ – aplikace na ideální plyn

Jak změříme ΔU ?

- 1) **Izochorický děj:** $V = \text{konst}$, $dV = 0 \Rightarrow W = 0$, $dU = dW + dQ = dQ$
práce se nekoná, dodané teplo zvýší vnitřní energii S.:

$$dU = dQ = nC_{Vm}dT$$

$$dU = nC_{Vm}dT \Rightarrow C_{Vm} = \frac{1}{n} \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \quad (\text{id.}) \quad \text{integrací za předp. } C_{Vm} = \text{const.}, \neq f(T):$$

$$U = nC_{Vm}T + U_0 \quad \underline{U = f(T), \quad U \neq f(p, V), \quad U \sim \text{abs.teplotě } T \dots \text{TD definice id.plynu}}$$

Při izochorickém ději: přijaté teplo = přírůstku vnitřní energie

Pro **ideálního plynu**: vnitřní energie závisí pouze na teplotě, $U = f(T)$

$$\Rightarrow 1.\text{TDZ: } dQ = nC_{Vm}dT + p_{ex}dV$$

Zobecnění na reálný plyn: $U = f(T, V)$, $p = f(T, V)$

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_T dV \stackrel{\pi_T}{=} nC_{Vm}dT + \pi_T dV$$

π_T - interní (kohezní) tlak ($= 0$ pro id.plyn), původ – vzáj.můžbení molekul E_{pot}
 $\pi_T > < 0 \dots$ Joule-Thompsonův jev (zahřívání/ochlazování při expanzi)

1. TDZ – aplikace na ideální plyn

2) Izobarický děj: $p = \text{konst}, \quad dp = 0$

$$\left. \begin{aligned} dQ &= nC_{pm}dT \\ dQ &= dU - dW = dU + p_{ex}dV = nC_{Vm}dT + p_{ex}dV \end{aligned} \right\} \Rightarrow nC_{pm}dT = nC_{Vm}dT + p_{ex}dV$$

Teplo přijaté plynem při izobarickém ději = přírůstku U a práce vykonané plynem W'

předp.: $p_{ex} = p$... (TD rovnováha), id.plyn \Rightarrow stav.rce: $pdV + \underset{0}{Vdp} = nRdT \Rightarrow$

$$nC_{pm}dT = nC_{Vm}dT + nRdT$$

$$C_{pm} - C_{Vm} = R$$

Mayerova rce, $C_{pm} > C_{Vm}$, (id.rev.) (pozn. $C_p > C_V$ v důsledku objemové práce \times vnější atm.)

Zobecnění na reálný plyn:

$$dQ = dU - dW = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_T dV + p_{ex}dV = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V dT + \left(\left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_T + p_{ex} \right) dV$$

$$nC_{pm}dT = nC_{Vm}dT + (\pi_T + p_{ex}) \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p dT$$

$$C_{pm} = C_{Vm} + \frac{1}{n} (\pi_T + p_{ex}) \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p \quad \text{pro } \pi_T = 0, \text{ TD rovn. } p = p_{ex}, \rightarrow \text{Mayerova rce}$$

1. TDZ – aplikace na ideální plyn

Entalpie:
(definice)

$$dH = dU + Vdp + pdV \underset{p=konst}{=} dU + pdV = dQ \quad (\text{izobr.děj}, p = konst)$$

$$H = U + pV$$

$$dH = nC_{pm}dT$$

$$C_{pm} = \frac{1}{n} \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \quad (\text{id.})$$

Teplo přijaté při izobarickém ději = přírůstku entalpie

Pozn. Entalpie pro izobarický děj má podobný význam jako vnitřní energie pro izochorický děj

Pozn. Entalpie je stavová fce

1. TDZ – aplikace na ideální plyn

3) Izotermický děj:

Ot.: přenáší se teplo při izoterm.ději?

$$T = \text{konst}, \quad dT = 0, \quad dU = 0 \quad (\text{neboť} \quad U = f(T), \quad U \neq f(V, p), \quad \dots \text{id.plyn})$$

$$dQ = -dW = dW'$$

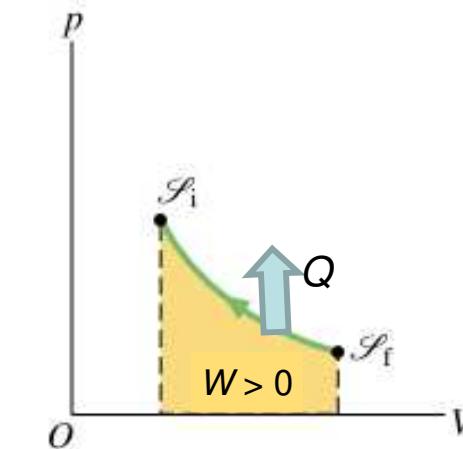
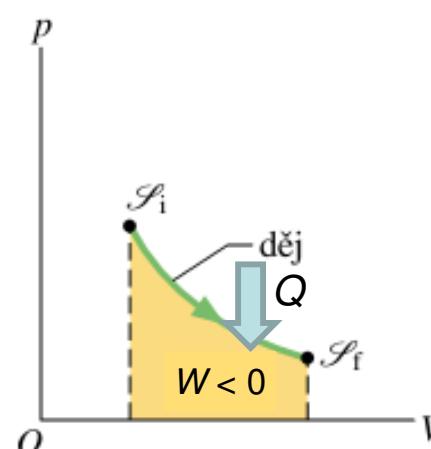
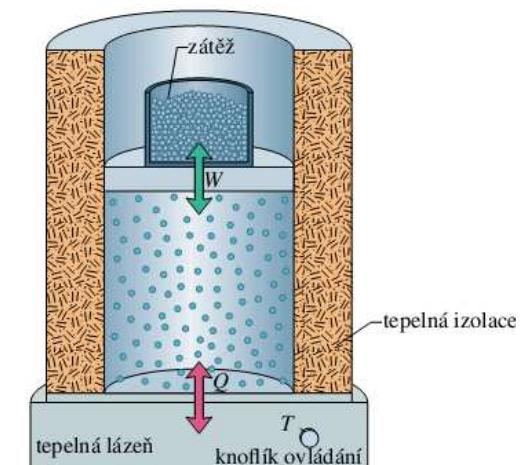
Teplo přijaté při vratném izotermickém ději se spotřebuje na práci, kterou plyn vykonal

Předp.: $p = p_{ex}$, (TD rovnováha, rev.), $pV = nRT$ (id.plyn)

$$W = - \int_1^2 p_{ex} dV = - \int_1^2 p dV = - \int_1^2 \frac{nRT}{V} dV = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} \quad (\text{id.,rev.})$$

Expanze: $W < 0, W' > 0 \dots$ plyn koná práci

Komprese: $W > 0, W' < 0 \dots$ plynu je dodána en. ve formě práce



1. TDZ – aplikace na ideální plyn

4) Adiabatický děj: $dQ = 0 \rightarrow dU = dW$, tj. $dW' = -dU$

$$dW = nC_{Vm}dT \quad W = \int_1^2 nC_{Vm}dT = nC_{Vm}(T_2 - T_1), \text{ předp.: } C_V = \text{konst}$$

Při adiabatickém ději plyn koná práci na úkor své vnitřní energie

$$dQ = nC_{Vm}dT + p_{ex}dV = 0 \quad \text{předp.: } p = p_{ex}, (\text{TD rovnováha,rev.}), \quad pV = nRT \quad (\text{id.plyn})$$

$$nRdT = pdV + Vdp$$

$$(C_{Vm} + R)pdV + C_{Vm}Vdp = 0$$

$$\kappa \frac{dV}{V} + \frac{dp}{p} = 0, \quad \text{kde } \kappa = \frac{C_p}{C_v} \dots \text{Poissonova konst.} \Rightarrow$$

$$pV^\kappa = \text{konst}$$

adiabatický děj

(id.,rev.)

$$TV^{\kappa-1} = \text{konst}, \quad T^{\frac{\kappa}{\kappa-1}}/p = \text{konst}$$

Pozn. adiabatická komprese \times expanze

Ot.: jak může probíhat adiabatický děj?

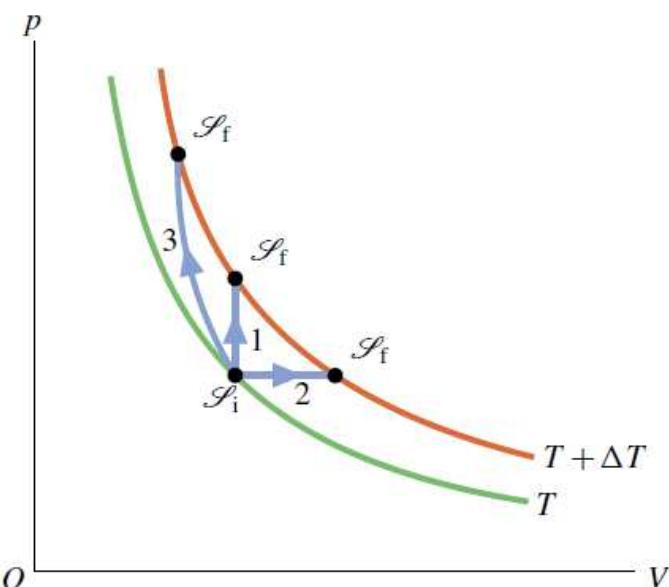
Př.: práce $W = - \int_1^2 p_{ex}dV$ a použitím výrazu pro adiabat.děj vypočítat práci, ukažte, že vede k výrazu výše

1. TDZ – aplikace na ideální plyn

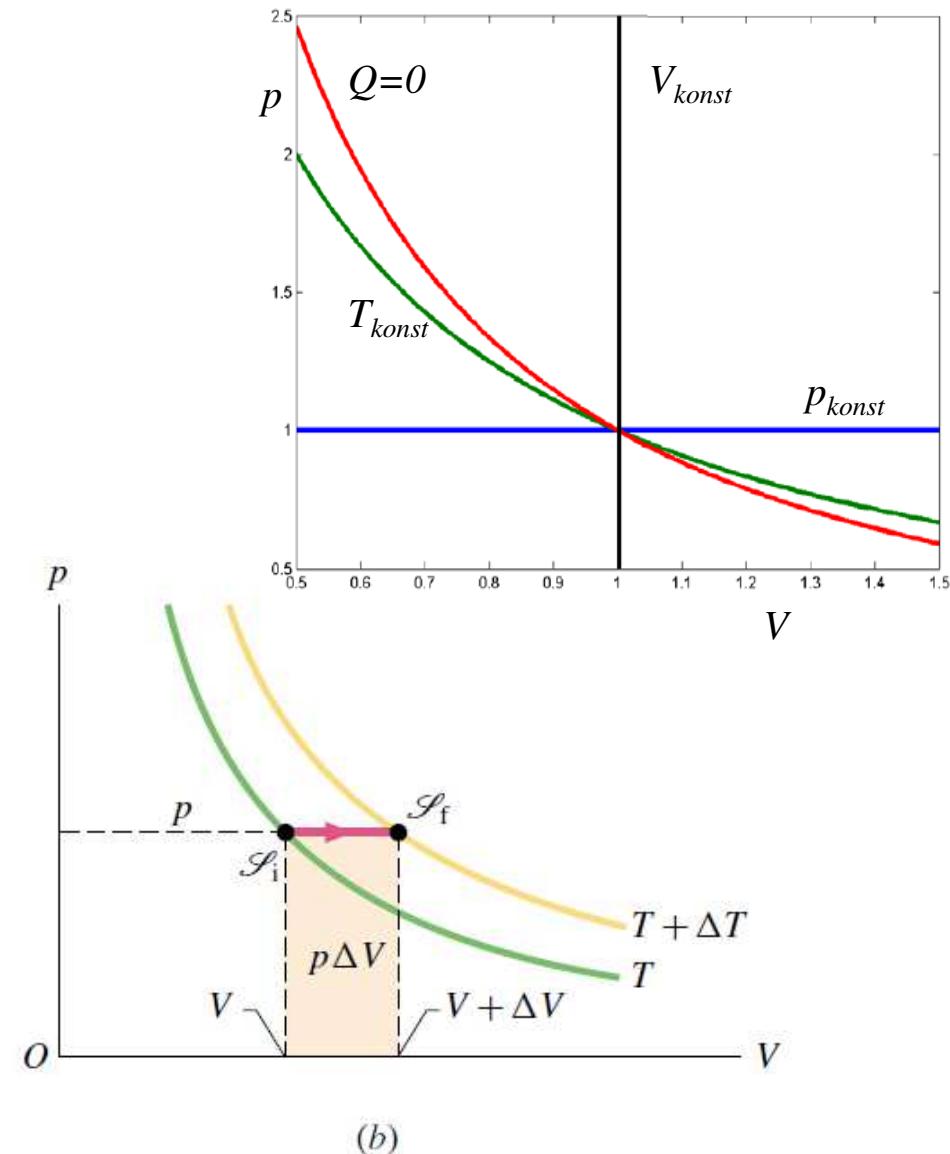
Polytropický děj:

$$pV^n = \text{konst}, \quad n \in (1, \kappa)$$

n charakterizuje tepelný kontakt s okolím



Obr. 20.9 Tři cesty odpovídají třem různým dějům, při kterých přešel ideální plyn z počátečního stavu \mathcal{S}_i s teplotou T do koncového stavu \mathcal{S}_f s teplotou $T + \Delta T$. Změna ΔU vnitřní energie plynu je stejná pro všechny tyto procesy a také pro libovolný jiný proces se stejnou změnou teploty.



Obr. 20.10 (a) Plynu dodáme teplo Q za stálého tlaku p . Tím vzroste jeho objem o ΔV , plyn vykoná práci $p\Delta V$ a jeho teplota vzroste o ΔT . (b) Znázornění tohoto děje na p - V diagramu. Práce $p\Delta V$ je dána obsahem zvýrazněné plochy.

1. TDZ – aplikace na ideální plyn

5) Volná expanze

„rozpínání do vakua“, adiabaticky izolovaný děj $Q = 0$

$W = 0$, experiment: $\Delta T = 0 \Rightarrow \Delta U = 0$

(ideální plyn, experiment – Joule 1850)

$$\Rightarrow U \neq U(p, V), \quad U = U(T)$$

Volná expanze probíhá samovolně, nelze ji provést vratně
(nevratný adiabatický, izotermický děj)

Ot.: zobrazení děje v p - V diagramu?

Volná expanze reálného plynu – Joule Thompsonův jev (1852), viz. kap.reálné plyny

Plyn se při expanzi ochlazuje (popř. ohřívá)

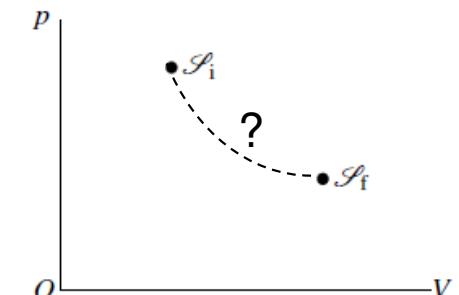
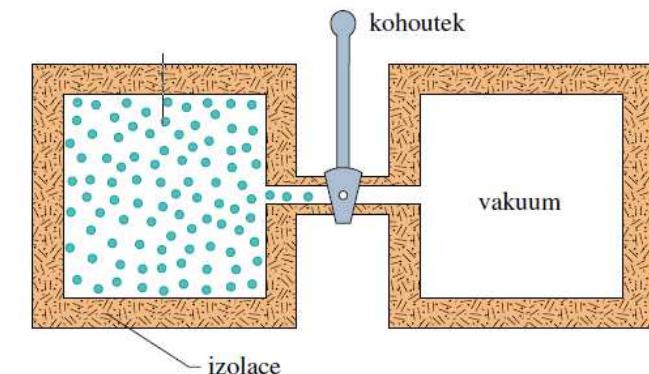
Inverzní teplota T_i :

He 40 K

H₂ 205 K

Všechny ost.plyny $T_i >$ pokojová teplota:

O₂ 893 K



Vratný (reverzibilní) děj

Ot.: mohu vrátit S. do poč.stavu?, probíhá samovolně?, samovolně v opačném směru?, Př. volná expanze?

- Vratný (reverzibilní) děj - běh vratného děje lze kdykoliv obrátit – systém přitom **prochází posloupností stejných stavů**, ale v opačném pořadí \Rightarrow nutná podmínka:
- Vratný TD děj - spojitý sled stavů, kdy **v každém okamžiku je S. a O. v TD rovnováze**
- \Rightarrow Proces může být **obrácen infinitezimální (lib.malou) změnou** proměnných (vnějších parametrů, stavových veličin)

Vratný děj může probíhat jen za podmínek TD rovnováhy

Rovnováha – S. je v rovnováze s O., pokud infinitezimální změna proměnné (podmínek) v jednom směru vyvolá opačné změny proměnné vedoucí k návratu do původního stavu

Pozn.: rovnováha mechanická - tlak plynu, termální - teplota, minimum P.E...,

Pozn.: v praxi - **kvazistatická rovnováha**

Pozn. Pokud S. není v rovnováze (např. tlaky se měřitelně liší) – malé změny podmínek nemají vliv na vývoj S.

Vratný (reverzibilní) děj

Důsledek - Věta: přijme-li při cestě mezi dvěma stavy A→B systém nějaké teplo Q od okolí a vykoná-li okolí na systém nějakou práci W, musí systém při opačném běhu B→A vrátit okolí stejně množství tepla a vykonat na okolí stejnou práci (a rovněž všechna pomocná zařízení se musí vrátit do původního stavu) \Rightarrow S. i O. se budou nacházet v identickém stavu jako na počátku!

(Ot.: volná expanze a následná komprese do původního stavu; jde při tomto cyklu o vratný děj ?)

Vratná expanze – bude vratná jen tehdy, pokud $p = p_{ex}$ v každém okamžiku děje!

V praxi – děj bude probíhat **kvazistaticky** (tj. dostatečně pomalu), v každém okamžiku se vyrovnávají proměnné S. a O. (jsou v kvaziTD rovnováze)

$$p = p_{ex} \quad \Rightarrow \quad W = - \int p_{ex} dV = - \int p dV$$

Potom vnější tlak můžeme nahradit vnitřním tlakem plynu a použít např. stavovou rovnici pro vyjádření $p = p(V)$

Nevratný (ireverzibilní) děj

Nevratný (ireverzibilní) děj *může* probíhat bez vnějšího působení **samovolně** (spontánně) – nevyžaduje práci (energií) aby proběhl !

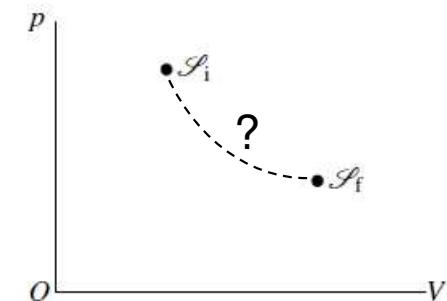
Nevratné děje probíhají v jednom směru, **žádnou vnitřní interakcí nelze obrátit** směr probíhajícího děje, nebo je zastavit

Nepatrné (infinitezimální) změny podmínek nemají vliv na vývoj S. - **směr děje neobrátí**

Má-li se S. vrátit do původního stavu, je třeba obvykle vykonat na systém **dodatečnou práci** příp. mu předat dodatečné teplo z okolí.

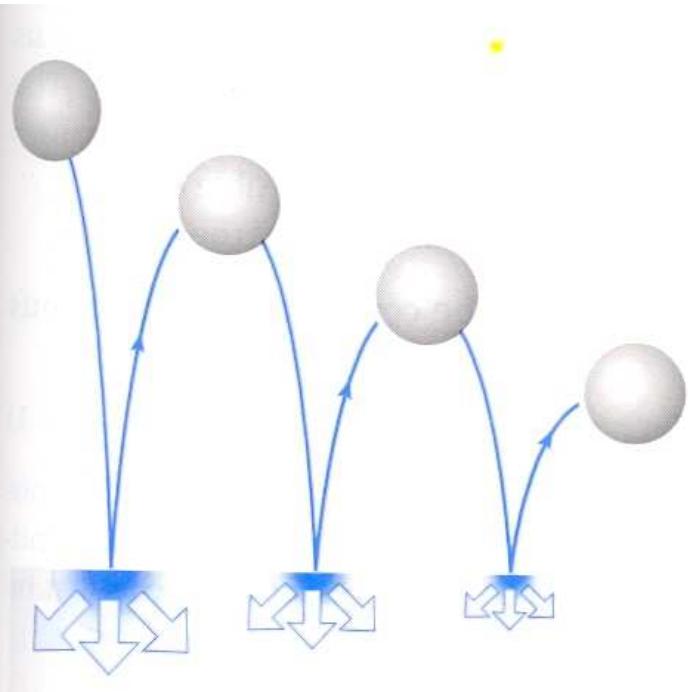
Př.:

- **přechod do TD rovnováhy** !
- volná expanze (nevratný adiabatický a izotermický děj – nelze zobrazit v pV diagramu)
- vedení (proudění) tepla - **výrovnání teplot** dvou S.
- **výrovnání tlaků** (mech.rovnováha)
- Tření: K.E. → vnitřní energie,
- difúze (promíchávání částic),
- magnetické děje,
- ... a obecně většina dějů na makroskopické úrovni



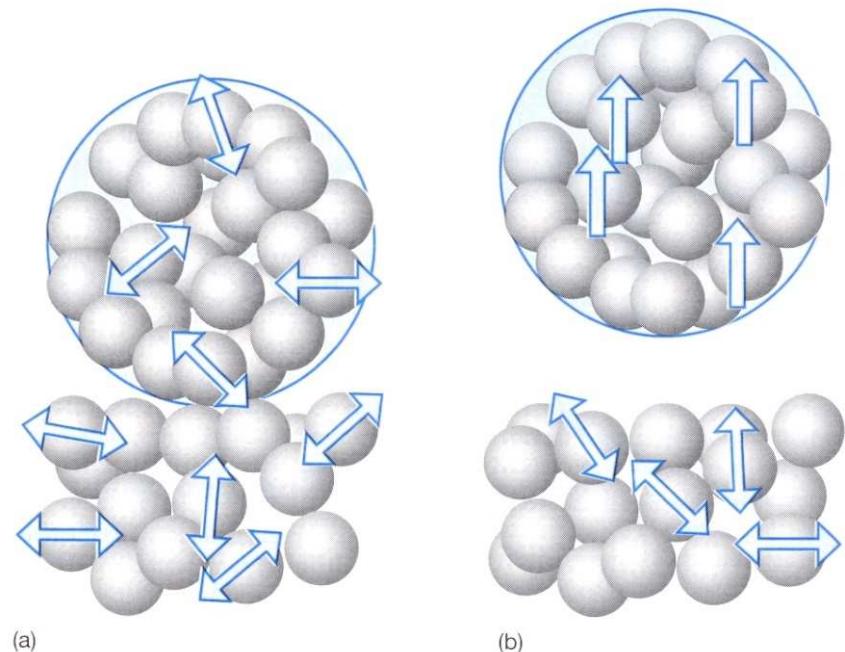
Obr. 21.2 $p\text{-}V$ diagram ukazuje počáteční S_i a koncový S_f stav volné expanze z obr. 21.1. Přechodné stavy nelze zakreslit, neboť nejsou rovnovážné.

Nevratný děj



4.2 The direction of spontaneous change for a ball bouncing on a floor. On each bounce some of its energy is degraded into the thermal motion of the atoms of the floor, and that energy disperses. The reverse has never been observed to take place on a macroscopic scale.

4.3 The molecular interpretation of the irreversibility expressed by the Second Law.
(a) A ball resting on a warm surface; the atoms are undergoing thermal motion (chaotic vibration, in this instance), as indicated by the arrows. (b) For the ball to fly upwards, some of the random vibrational motion would have to change into coordinated, directed motion. Such a conversion is highly improbable.



Nevratný děj

Nevratnost v přírodě – zcela běžná

Avšak fyzikální zákony umožňují průběh dějů **v obou směrech** - děje probíhající v opačném pořadí nenarušují žádný fyz.zákon

Statistická fyzika:

nevratné procesy (změny)

- souvisí s **distribucí (přerozdělením) energie** – vždy doprovázeny přerozdělením energie do méně uspořádaných stavů → v přírodě se **zvyšuje neuspořádanost S.**, zvyšuje se entropie (viz 2.TDZ)
- příčina nevratnosti: děje v přírodě probíhají směrem **od méně pravděpodobného stavu do stavu s vyšší pravděpodobností**, až systém dosáhne termodynamické rovnováhy, tj. stavu s nejvyšší pravděpodobností výskytu
(přechod do stavu TD rovnováhy – nevratný proces)

Pozn. pravděpodobnost → vyšetřujeme makroskopické soustavy složené z mnoha částic ...
statistické jevy nemající analogii v Newtonově fyzice

Nevratný děj

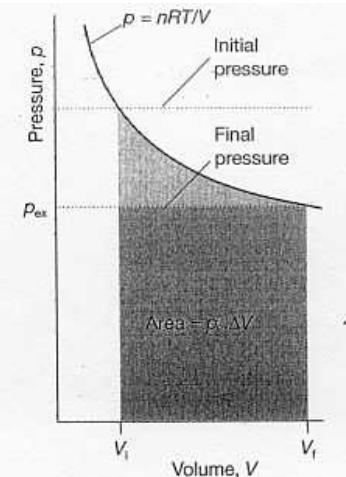
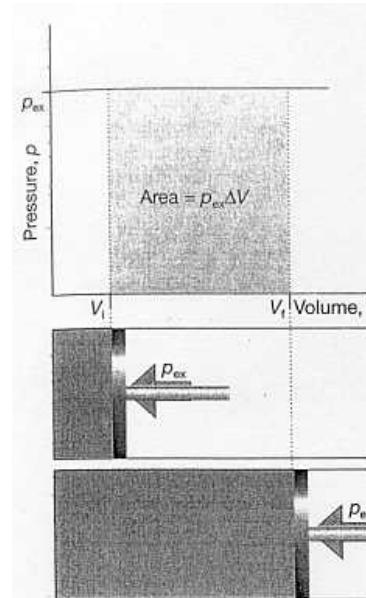
Př.:

Izobarický děj nevratný – práce \times vnějšímu tlaku $p_{ex} = \text{konst}$

$$W = -\int_1^2 p_{ex} dV = -p_{ex}(V_2 - V_1)$$

Izotermický děj vratný: $T = \text{konst}$, $p = p_{ex}$

$$W = -\int_1^2 pdV = -\int_1^2 \frac{nRT}{V} dV = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$



2.8 The work done by a gas when it expands reversibly and isothermally is equal to the area under the isotherm $p = nRT/V$. The work done during the irreversible expansion against the same final pressure is equal to the rectangular area shown slightly darker. Note that the reversible work is greater than the irreversible work.

Práce vykonaná při vratném ději je vždy větší než práce při nevratném ději

Př. práce postupně roste při: volné expanzi \rightarrow nevratném izobarickém ději (při konst. p_{ex}) \rightarrow vratném izotermickém ději! zdůvodnit!

Tepelné stroje

Ot.: Jak přeměnit Q na W s max. účinností? (opačně lze se 100% účinností)

Sadi Carnot 1824 – otázka konstrukce nejúčinnějšího stroje, tj. jakým způsobem využít veškeré dodané teplo na konání práce – mech.energii lze přeměnit na tepelnou beze zbytku a naopak?

Pozn. Clausius / zakladatel TD

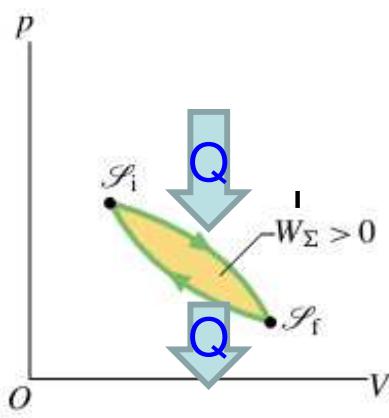
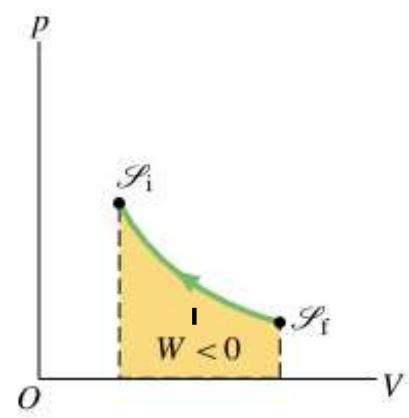
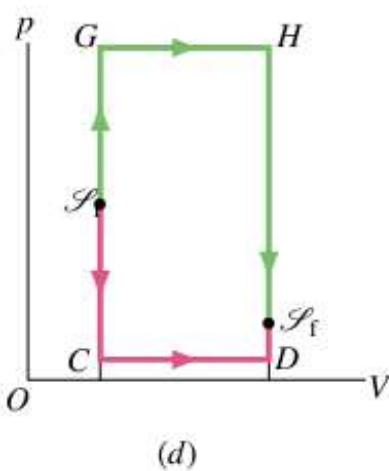
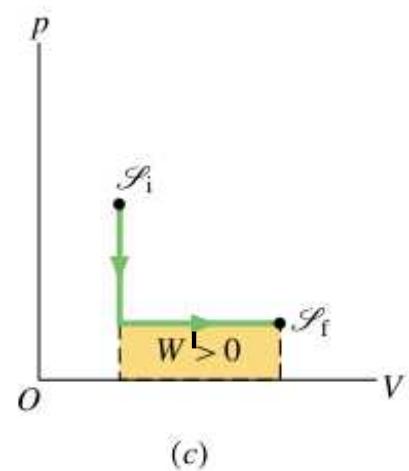
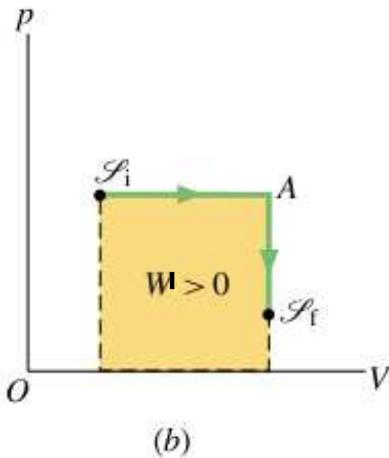
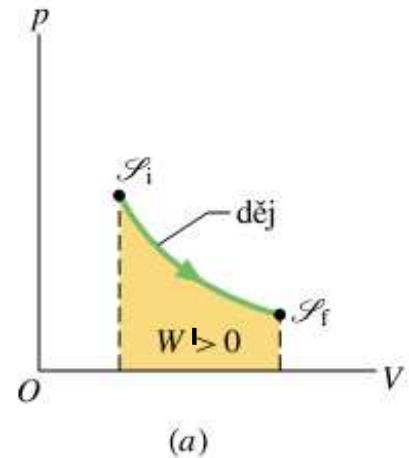
Pozn. Tepelný stroj – parní stroj, spalovací motor, turbína, raketový motor,...

Předpoklady: **ideální stroj, všechny děje jsou vratné** tj. děje probíhají kvazistaticky (při TD rovnováze), tedy stroj může běžet v lib.směru, nenastávají ztráty energie (třením, vířením prac.látky), pracujeme s ideálním plynem

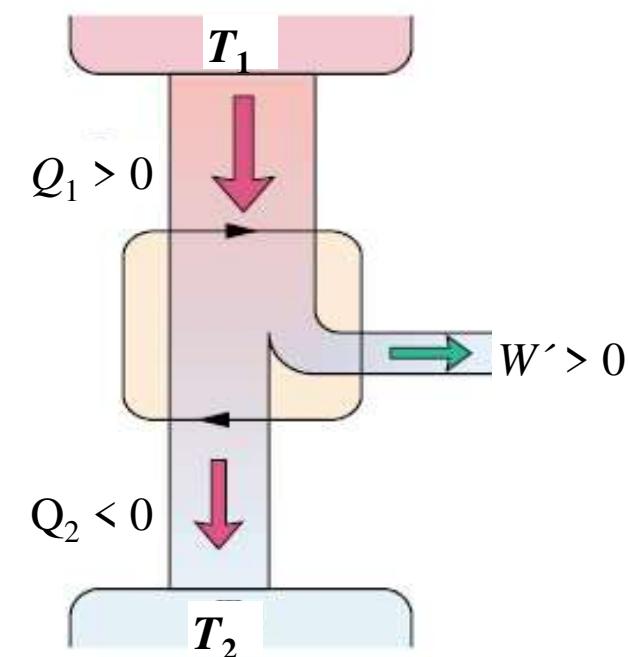
Př. Izotermická expanze: $dQ = dW' \rightarrow W' = nRT \ln(V_2/V_1)$
veškeré dodané teplo se přeměnilo na práci stroje

- Avšak $V_2 \rightarrow \infty$ nelze!
- Je nutné **cyklické opakování** → tj. S. převést kompresí do původního stavu
- Komprese musí běžet při jiné – nižší T , jinak by $W = 0$
- Cyklický (kruhový) děj – plyn se vrací po proběhnutí cyklu do původního stavu

Tepelné stroje



Schematicky - cyklický tepelný stroj:



Tepelné stroje

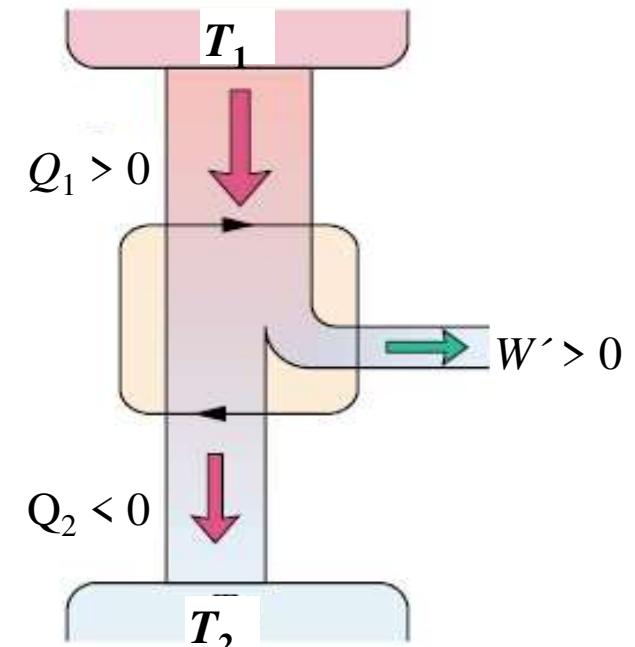
- Plyn musí pracovat mezi 2 lázněmi různých teplot – ohřívač, chladič, část tepla se předává lázni
- Cyklický (kruhový) děj – plyn se vrací po proběhnutí cyklu do původního stavu, tedy

$$\Delta U = dQ + dW = 0 \Rightarrow Q = -W = W'$$

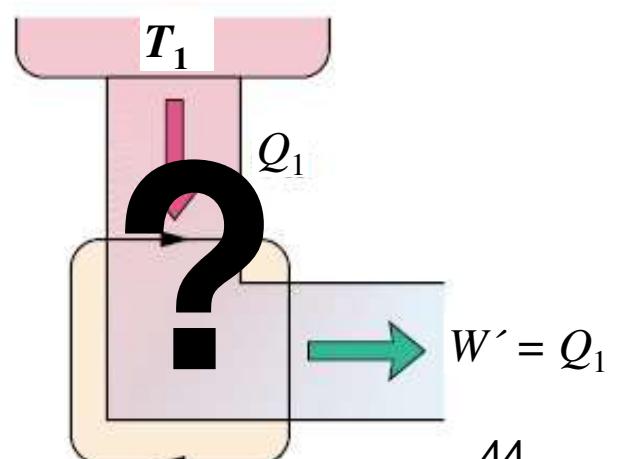
Práce id.plynu při cyklickém ději se děje na úkor dodaného tepla:

$$Q = \sum Q_i = W'$$

kde $\sum Q_i$ = celková tepelná bilance
(součet všech dodaných a odebraných tepel)



100 % stroj: $\eta = 1$ tj. $Q_2 = 0$



$$Q_2 = 0$$

Carnotův cyklus

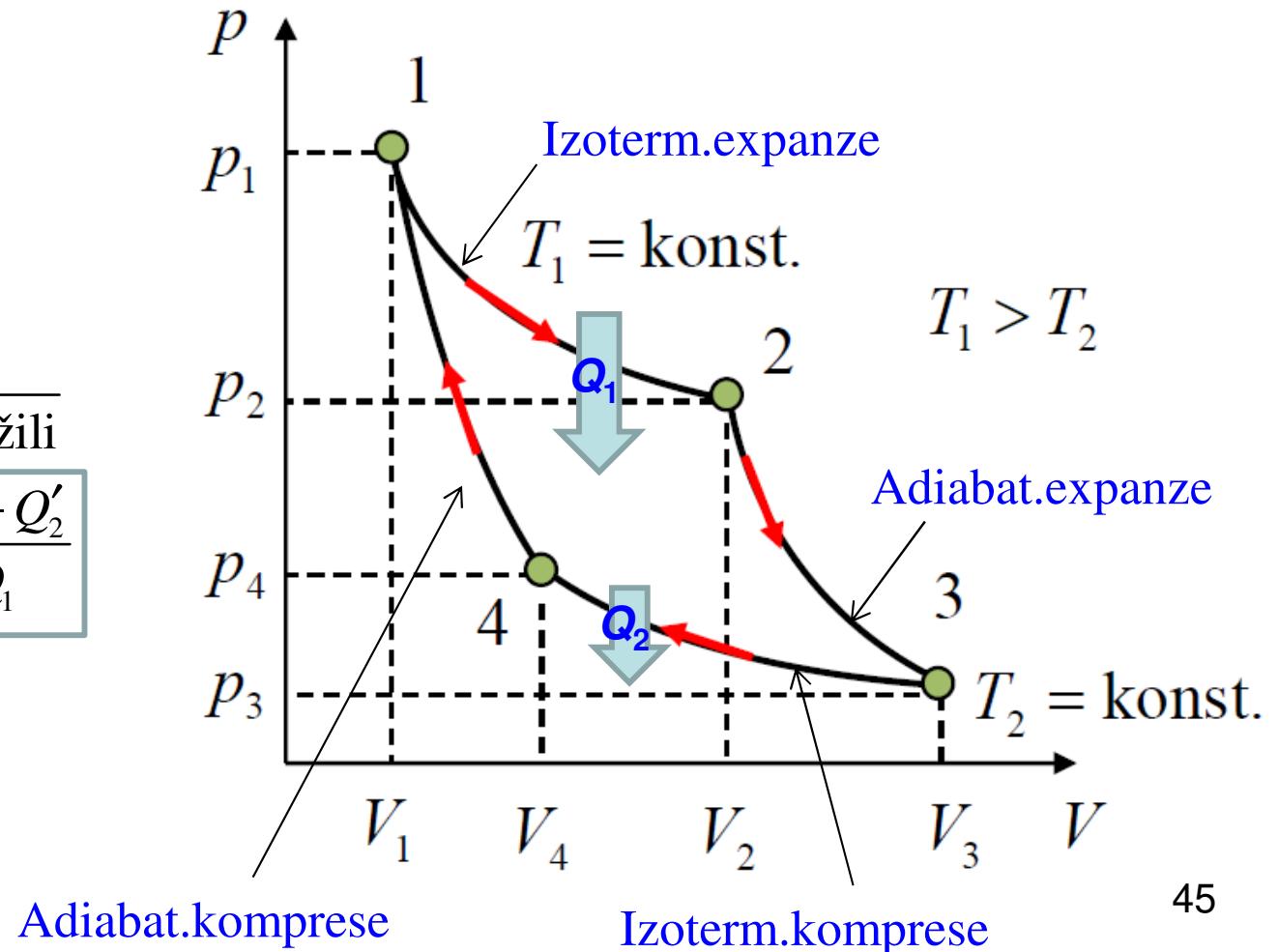
ideální tepelný stroj s maximální teoretickou účinností
pro dané teploty chladiče a ohřívače ($T_1 > T_2$)

skládá se ze 2 izotermických a 2 adiabatických vratných
dějů pro ideální plyn jako pracovní látku

Účinnost def.:

$$\eta = \frac{\text{co jsme získali}}{\text{co jsme do toho vložili}}$$

$$\eta = \frac{W'}{Q_1} = \frac{Q_1 + Q_2}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q'_2}{Q_1}$$



Carnotův cyklus

a) izotermická expanze:

$$Q_1 = W_1' = nRT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$T_1 = \text{konst.}$$

$$\Delta U = 0$$

b) adiabatická expanze:

$$Q = 0$$

$$W_2' = C_V(T_1 - T_2)$$

$$T_1 V_2^{\kappa-1} = T_2 V_3^{\kappa-1}$$

Celková práce cyklu:

$$W' = \sum_i W_i' = nRT_1 \ln \frac{V_2}{V_1} - nRT_2 \ln \frac{V_3}{V_4}$$

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{V_3}{V_4}$$

$$W' = nR(T_1 - T_2) \ln \frac{V_2}{V_1}$$

c) izotermická komprese:

$$Q'_2 = -W_3' = W_3 = nRT_2 \ln \frac{V_3}{V_4}$$

$$T_2 = \text{konst.}$$

$$\Delta U = 0$$

d) adiabatická komprese:

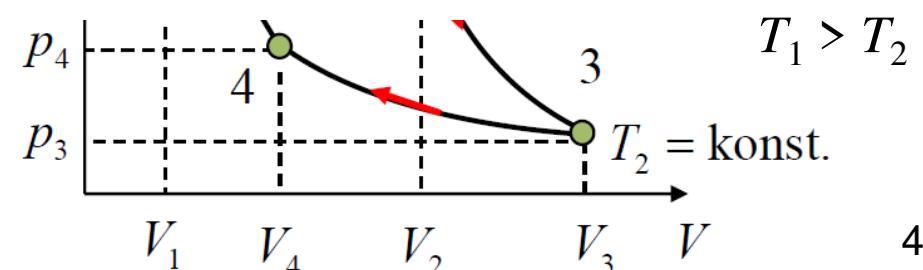
$$Q = 0$$

$$W_2' = -W_4' = C_V(T_1 - T_2)$$

$$T_2 V_4^{\kappa-1} = T_1 V_1^{\kappa-1}$$

Účinnost cyklu:

$$\eta = \frac{W'}{Q_1} = \frac{Q_1 + Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} < 1$$



Carnotův cyklus

Carnotův ideální cyklus:

- Všechny vratné Carnotovy stroje pracující mezi stejnými teplotami mají **stejnou účinnost** nezávisle na jejich konstrukci a použitém plynu
- **Nelze přeměnit na práci všechno dodané teplo, část je nezbytné předat chladiče bez chladiče žádný stroj nemůže pracovat !**
- Účinnost vždy < 1 , Pro 100 % stroj: $T_2 = 0$... **perpetuum mobile II. druhu**

$$\eta = \frac{Q_1 + Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \Rightarrow$$

$$\frac{Q_2}{Q_1} = -\frac{T_2}{T_1}$$

... TD definice teploty

maximální možná účinnost

Absolutní teploměr:

- nezávisí na pracovní látce, závisí jen teplotě ohříváče a chladiče, platí pro každý id.plyn
- definice T pomocí makroskopických veličin, je třeba zvolit pouze referenční T
- měření T převedeno na měření Q (energie)
- definuje absolutní nulu, záporné T nepřípustné
- $Q_2 = 0$ jen pro $T_2 = 0 \rightarrow$ izotermický děj bez výměny Q s okolím (zároveň adiabatický) může existovat jen při 0 K

Carnotův cyklus

Carnotovy věty:

1. Účinnost všech vratných Carnotových strojů, pracujících s týmiž tepelnými lázněmi, je stejná a závisí jen na teplotách obou lázní.
2. Účinnost libovolného nevratného Carnotova stroje není nikdy větší nežli účinnost vratného Carnotova stroje

Účinnost nevratného Carnotova stroje – nevratné procesy v důsledku ztrát:

$$Q_1 = W' + Q'_2 \quad \dots \text{vratný}$$

$$Q_1 = w' + Q'_2 + \Delta Q' \quad \dots \text{nevratný}, \Delta Q' - \text{ztráty energie} \quad (Q_1, \Delta Q' > 0)$$

$$\eta' = \frac{w'}{Q_1} = \frac{W' - \Delta Q'}{Q_1} = \eta - \frac{\Delta Q'}{Q_1} < \eta$$

Carnotův cyklus

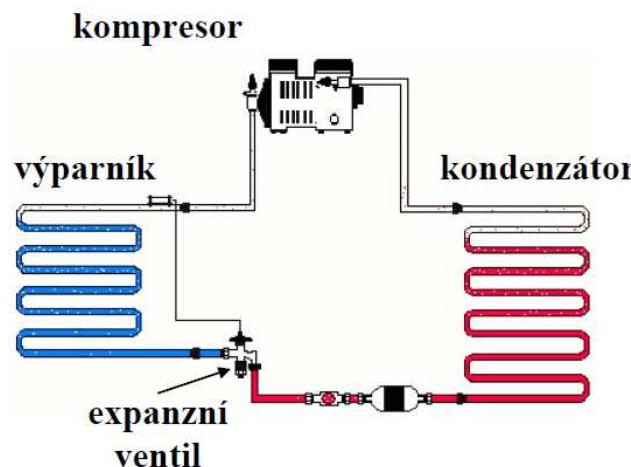
Obrácený Carnotův kruhový děj:

... dodáním práce odvádí tepelnou energii Q_2 z chladiče o teplotě T_2 a předává tep.en. Q'_1 zásobníku o teplotě T_1 ($>T_2$)

$$K = \frac{\text{co chceme}}{\text{co jsme do toho vložili}}$$

*) pro $T_2 \rightarrow 0$ účinnost chlazení $K \rightarrow 0$

(W – práce potřebná na kompresi pracovní látky)



Chladivo – se musí dobře odpařovat při nízkém tlaku a nízké teplotě a zkапalňovat při vysokém tlaku a vyšší teplotě

Účinnost chlazení:

$$K = \frac{Q_2}{W} = \frac{Q_2}{-(Q_1 + Q_2)} = \frac{T_2}{T_1 - T_2} \quad *)$$

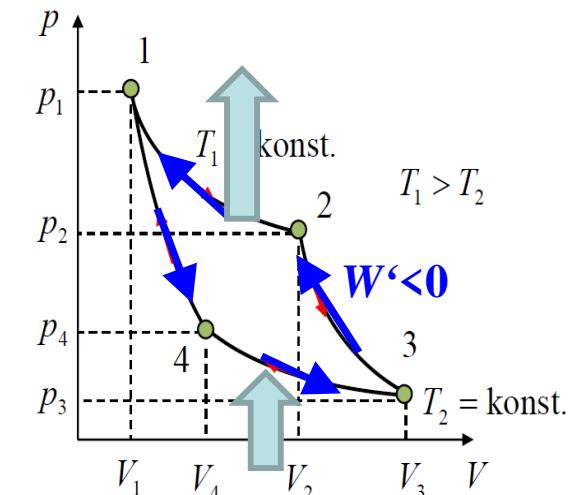
chladicí faktor, (lednička ~ 5)

Účinnost vytápění:

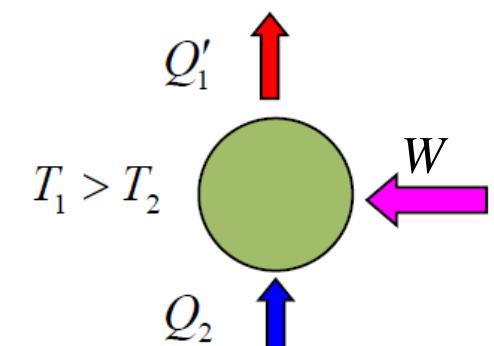
$$K = \frac{Q'_1}{W} = \frac{-Q_1}{-(Q_1 + Q_2)} = \frac{T_1}{T_1 - T_2} > 1$$

Tepelné čerpadlo
topný faktor > 1 (vždy)

princip chladících strojů a tepelných čerpadel



Ohříváč T_1



Chladič T_2

Tepelné stroje

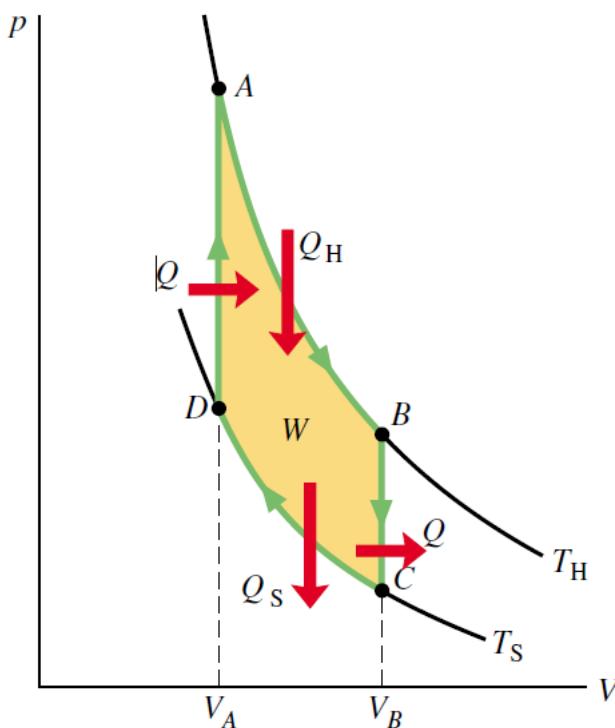
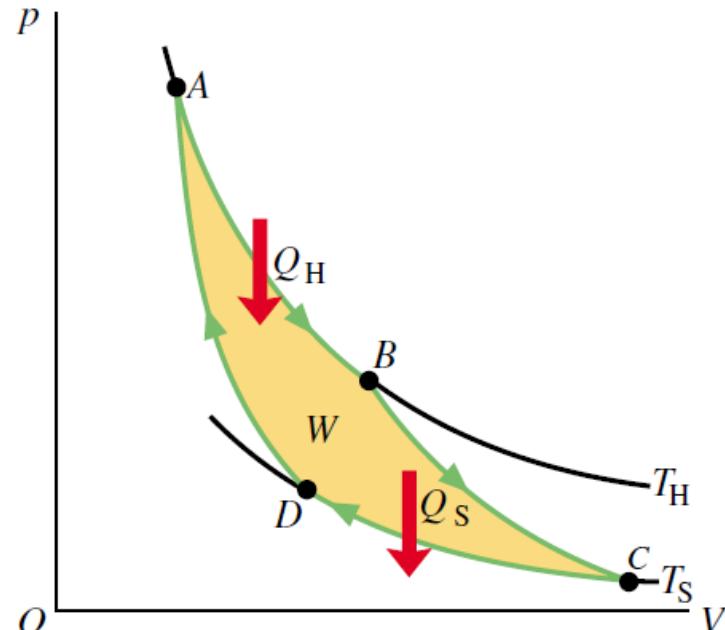
Účinnost tepelného stroje – pro kruhový děj:

$$\eta = \frac{W'}{Q} = \frac{\sum Q_{celk}}{\sum Q_{dod}} = \frac{\text{celková tepelná bilance}}{\text{dodané teplo}}$$

$$\eta_{skut} < \eta_T < 1$$

Tepelné motory

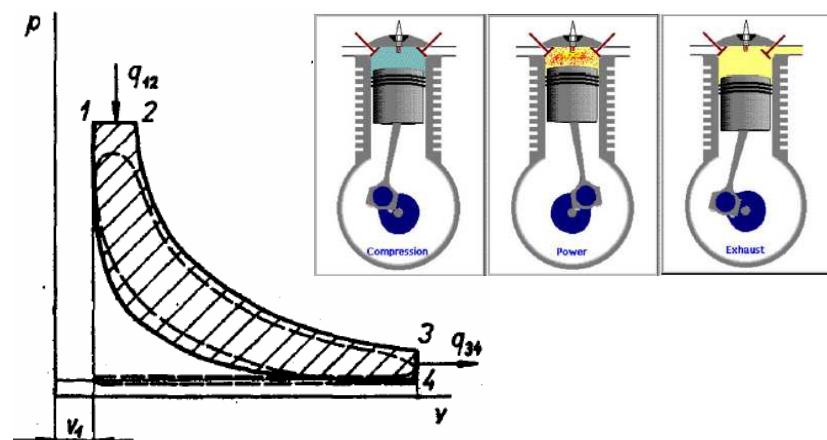
- ⊕ pístové
- ⊕ rotační
- ⊕ tryskové
- ⊕ raketové ...



Tepelné stroje

Dieselův cyklus

- ❖ adiabatická komprese (4-1)
- ❖ izobarické hoření (1-2)
- ❖ adiabatická expanze (2-3)
- ❖ izochorická expanze (3-4)



kompresní poměr

$$\varepsilon = \frac{V_4}{V_1} \approx 11 - 25$$

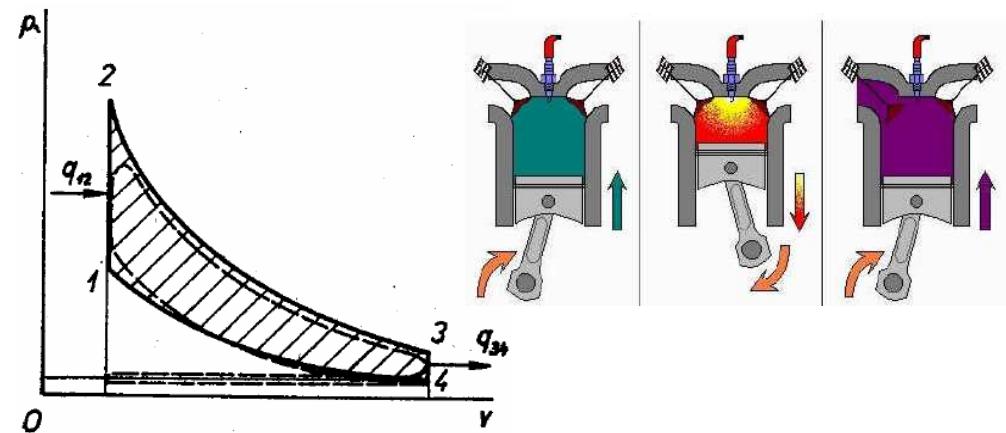
tepelná účinnost až 50%

$$\eta_t = 1 - \frac{1}{\varepsilon^{\kappa-1}} \frac{\varphi^{\kappa-1}}{\kappa(\varphi-1)}$$

Ottův cyklus

(benzínový motor)

- ❖ adiabatická komprese (4-1)
- ❖ izochorické hoření (1-2)
- ❖ adiabatická expanze (2-3)
- ❖ izochorická expanze (3-4)



kompresní poměr

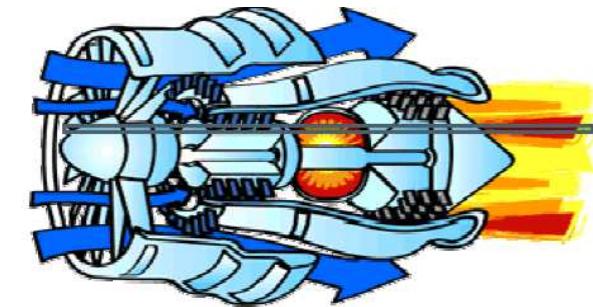
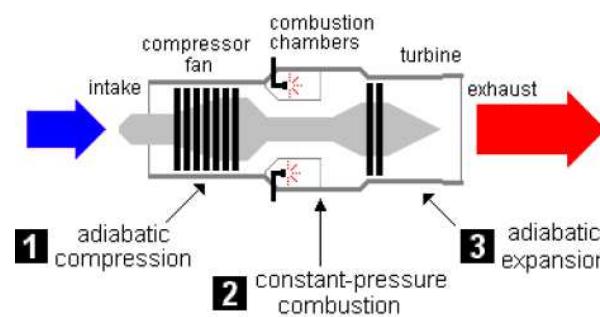
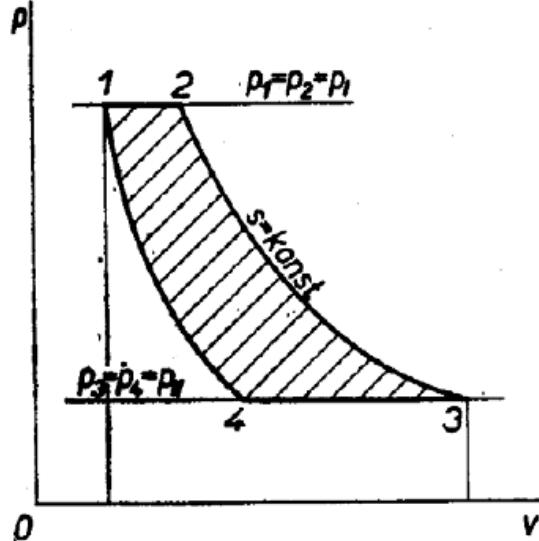
$$\varepsilon = \frac{V_3}{V_2} \approx 8 - 11$$

tepelná účinnost ≈ 30%

$$\eta_t = 1 - \frac{1}{\varepsilon^{\kappa-1}}$$

Tepelné stroje

Tryskový motor



tepelná účinnost

$$\eta_t = 1 - \frac{1}{\varepsilon^{\kappa-1}}$$

$$\varepsilon = \frac{V_4}{V_1}$$

2. TD zákon - formulace

Thomson, Planck:

Nelze sestrojit periodicky pracující tepelný stroj, který by trvale konal práci pouze tím, že by ochlazoval jedno těleso, aniž přitom přejde část tepla na těleso chladnější.

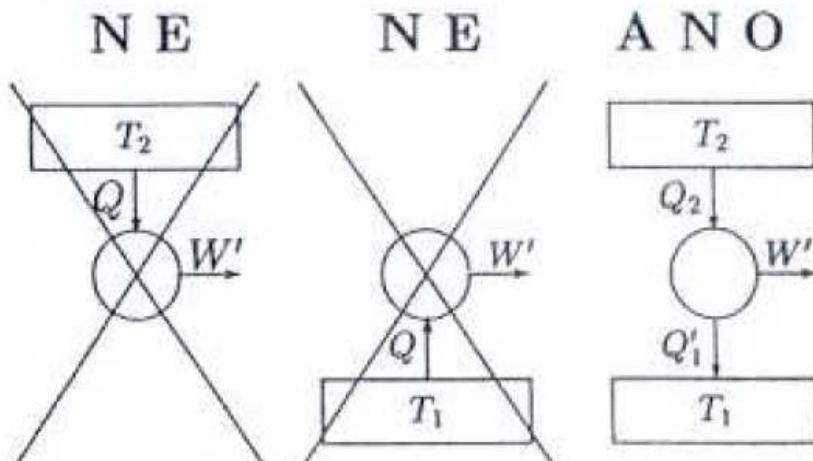
Clausius:

Při styku dvou těles různých teplot teplo nemůže samovolně přecházet z tělesa chladnějšího na těleso teplejší.

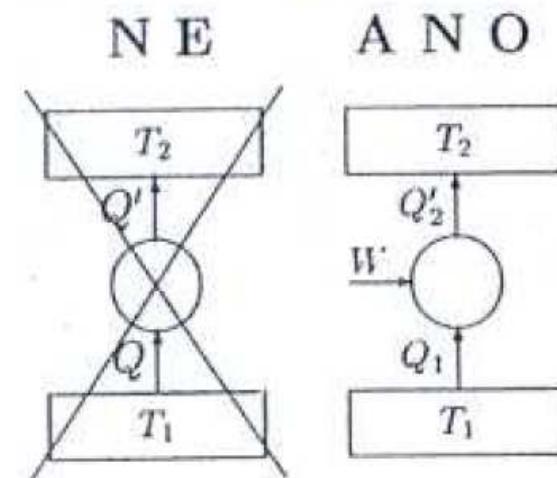
Thomson, Ostwald:

Nelze sestrojit perpetum mobile druhého druhu (stroj, který by cyklicky získával práci jen ochlazováním okolních těles).

Thomson:



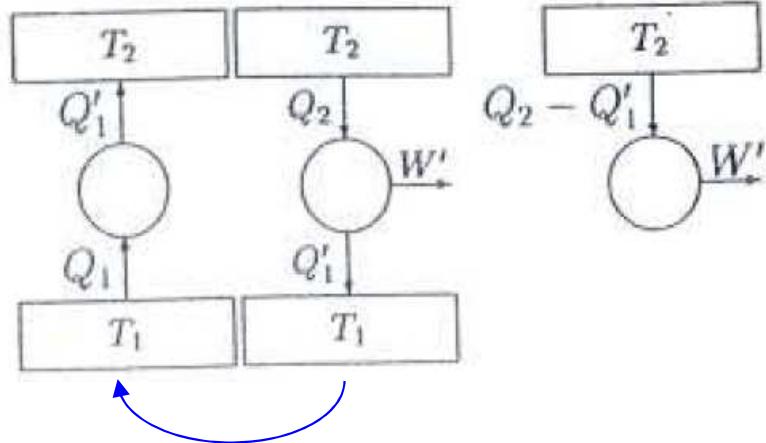
Clausius:



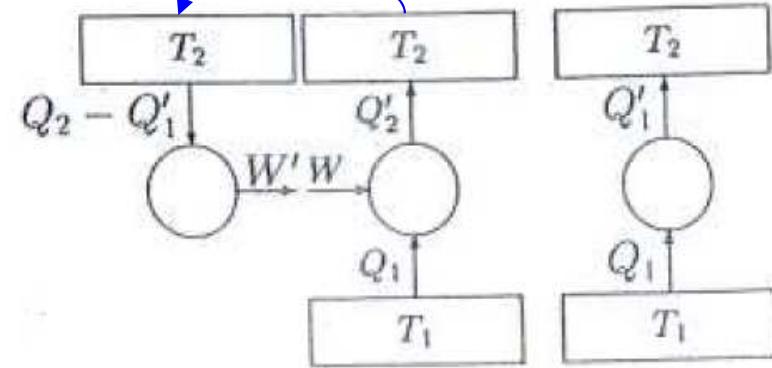
2. TD zákon

Všechny formulace jsou ekvivalentní:

$$\neg \text{Clausius} + \text{TS} = \neg \text{Thomson}$$



$$\neg \text{Thomson} + \text{Chl} = \neg \text{Clausius}$$



Konstrukce T.S.:

- horký zdroj energie
- pracovní zařízení (píst, turbína, ...)
- chladná jímka (např. okolí)

Co je pro činnost T.S. nejdůležitější ?