



Univerzita Palackého
v Olomouci



KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE
UNIVERZITY PALACKÉHO V OLMOUCI

Fyzikální chemie 1 KFC/FC1

4. Termodynamika

Karel Berka

Osnova

- Úvodní informace
- Struktura hmoty
- Interakce hmoty se zářením
- Soubory atomů – plyny, kapaliny, pevné látky
- Termodynamika
- Chemické rovnováhy
- Chemická kinetika
- (Fázové rovnováhy, Elektrochemie, Koloidní chemie) => FC2

Shrnutí z minula

- Soustava popisuje **system** a **okolí** pomocí **stavových veličin**
- Stav lze měnit termodynamickými ději
- Složky hmoty může nabývat vícero skupenství (fází)
 - Plazma
 - Plyn (ideální vz reálný) – stavová rovnice $pV = nRT$
 - Kapaliny
 - Pevné látky



Univerzita Palackého
v Olomouci



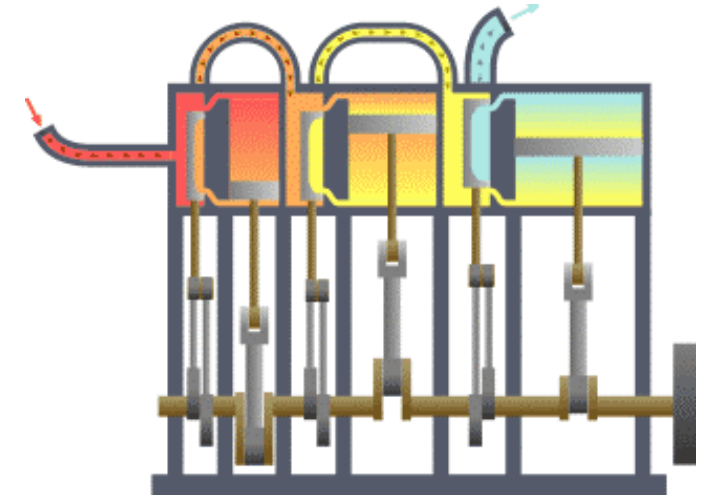
KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE
UNIVERZITY PALACKÉHO V OLOMOUCI

Termodynamika

Tepelné zabarvení chemických dějů

Termodynamika

- „*therme*“ - teplo a „*dunamis*“ - síla
- popis jak systémy reagují na změny v okolí
 - tepelné stroje
 - fázové přeměny
 - chemické reakce



Motto Arnolda Sommerfelda



Thermodynamics is a funny subject.

The first time you go through it, you don't understand it at all.

The second time you go through it, you think you understand it, except for one or two small points.

The third time you go through it, you know you don't understand it, but by that time you are so used to it, it doesn't bother you any more.

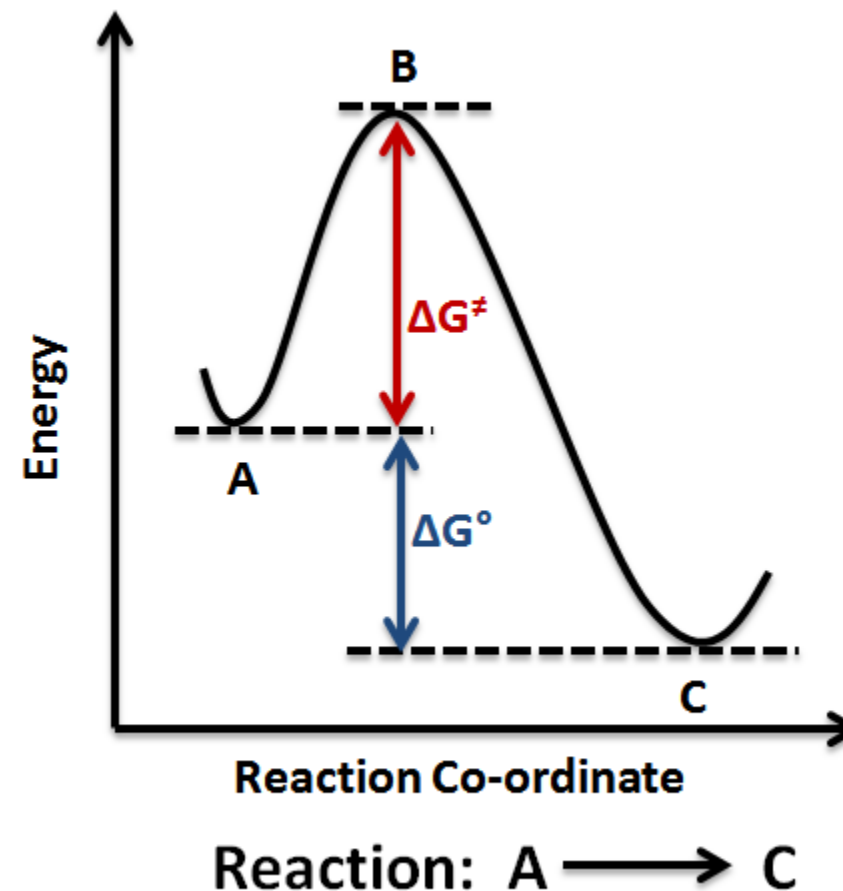
K čemu je a není TMD?

Řeší

- energetiku chemických reakcí
- směr reakce
- složení reakční směsi v rovnováze

Neřeší

- proč reakce poběží
- jakým mechanismem poběží
- rychlost reakce



Axiomy termodynamiky

- Existence termodynamické rovnováhy
 - Za neměnných vnějších podmínek dojde soustava do rovnováhy
- Aditivita vnitřní energie
 - Vnitřní energie soustavy je součtem vnitřních energií jejích makroskopických částí – intenzivní a extenzivní vel.
- Nultý zákon termodynamiky
 - Stav soustavy závisí na jediném vnitřním parametru, vnitřní energii
 - Místo vnitřní energie (extenzivní vel.) lze použít teploty (intenzivní vel.)
 - Asociativita teploty
tj. jestli $T_1 = T_2$ a $T_2 = T_3$, pak musí $T_1 = T_3$

Zákony termodynamiky

- **0. zákon TMD (teplota)**

Asociativita teploty - $T_1 = T_2 \Leftrightarrow T_2 = T_3 \Rightarrow T_1 = T_3$

- **1. zákon TMD (zákon zachování energie)**

Pokles interní energie uzavřeného systému je roven množství energie odevzdané do okolí teplem a nebo prací kterou systém koná na svém okolí

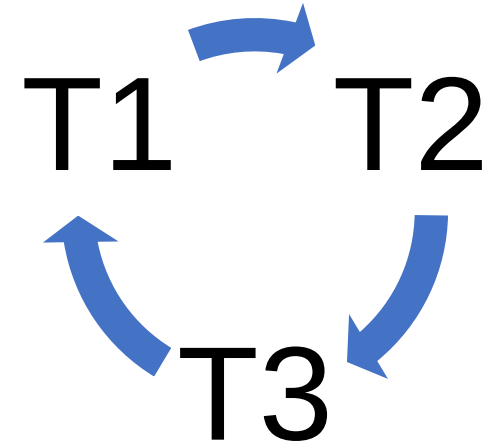
$$\Delta U = q + w$$

- **2. zákon TMD (entropie)**

celková entropie izolovaného systému se zvyšuje v čase, dokud nedosáhne své maximální hodnoty

- **3. zákon TMD (absolutní nula 0 K)**

je nemožné dosáhnout absolutní nuly libovolným konečným počtem procesů





Univerzita Palackého
v Olomouci



KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE
UNIVERZITY PALACKÉHO V OLOMOUCI

0. zákon termodynamiky

Teplota

Teplota – definice

- **0. zákon termodynamiky**

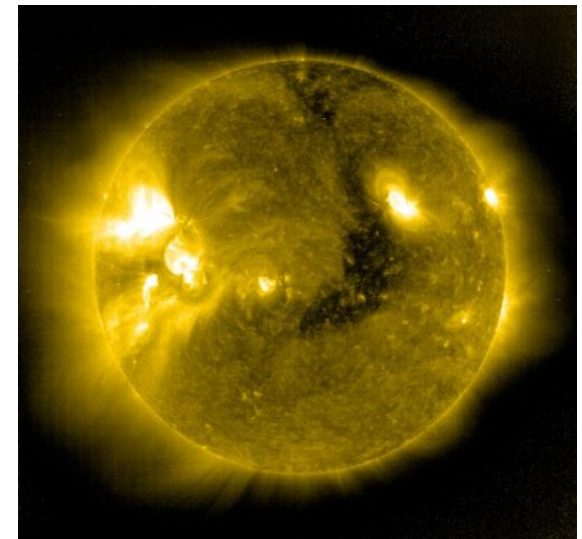
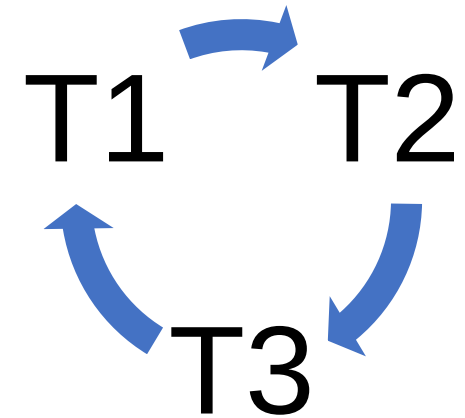
Asociativita teploty

if $T_1 = T_2 \Leftrightarrow T_2 = T_3 \Rightarrow T_1 = T_3$

- Statistická veličina závisající na souborech částic

Př. Slunce

- uvnitř fúze $\sim 15 \times 10^6$ K
- povrch (dle světla) $\sim 5\,780$ K
- koróna (spektrálně) $\sim 10^6$ K
 - (třináctkrát ionizované Fe)



Celsiova teplota

jednotka [t] = 1°C

0 °C

- je teplota rovnovážného stavu chemicky čisté vody a ledu za normálního tlaku 101325 Pa

100 °C

- je teplota rovnovážného stavu chemicky čisté vody a její syté páry za normálního tlaku.

A. Celsius (1701 – 1744)



Celsiova teplota - škála

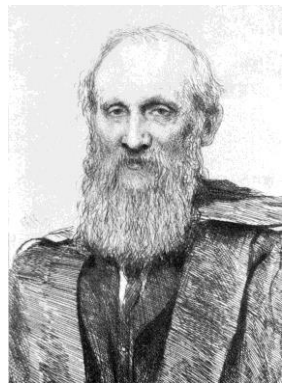
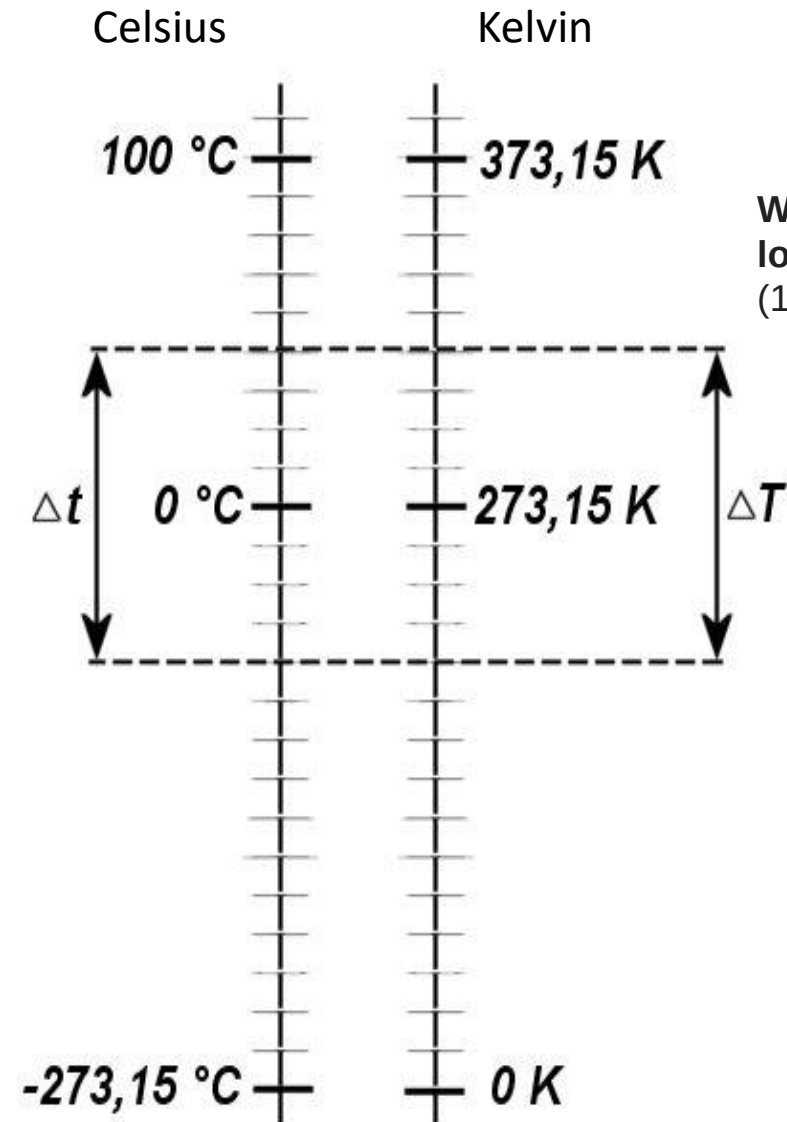
- Plamen ~1000 °C
- Topné hnízdo ~200 °C
- Led 0 °C
- Led+NaCl -20 °C
- Led+CaCl₂ -55 °C
- Suchý led (CO₂) -79 °C
- Suchý led+aceton -86 °C
- Tekutý dusík -196 °C
- Tekuté helium -269 °C



Termodynamická teplota

- jednotka [T] = 1 K (Kelvin)
- **273,16 K** - teplota rovnovážného stavu ledu, vody a syté páry – **trojný bod**
- **1 K = 1°C**
- monotónní funkce vnitřní energie, intenzivní veličina
- Pouze pro soustavy v rovnováze
- Kinetická interpretace teploty

$$\left\langle \frac{1}{2}mv^2 \right\rangle = \frac{3}{2}kT$$



William Thomson,
lord Kelvin of Largs
(1824-1907)



Univerzita Palackého
v Olomouci



KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE
UNIVERZITY PALACKÉHO V OLOMOUCI

1. věta termodynamická

Vnitřní energie

Definice I. věty termodynamiky

1. Probíhá-li v izolovaném systému jakýkoliv děj, je **celková energie systému konstantní**.
2. Probíhá-li v uzavřeném systému děj spojený s výměnou energie mezi systémem a okolím, pak **změna energie systému je až na znaménko stejná jako změna energie okolí**.
3. Nelze sestavit **perpetuum mobile I. druhu**, tedy stroj, který by konal práci bez dodávání energie z okolí.

$$\Delta U = Q + W$$

práce W a teplo Q **nejsou** stavové fce

Konvence

$W, Q > 0$ - systém práci či teplo **přijal**

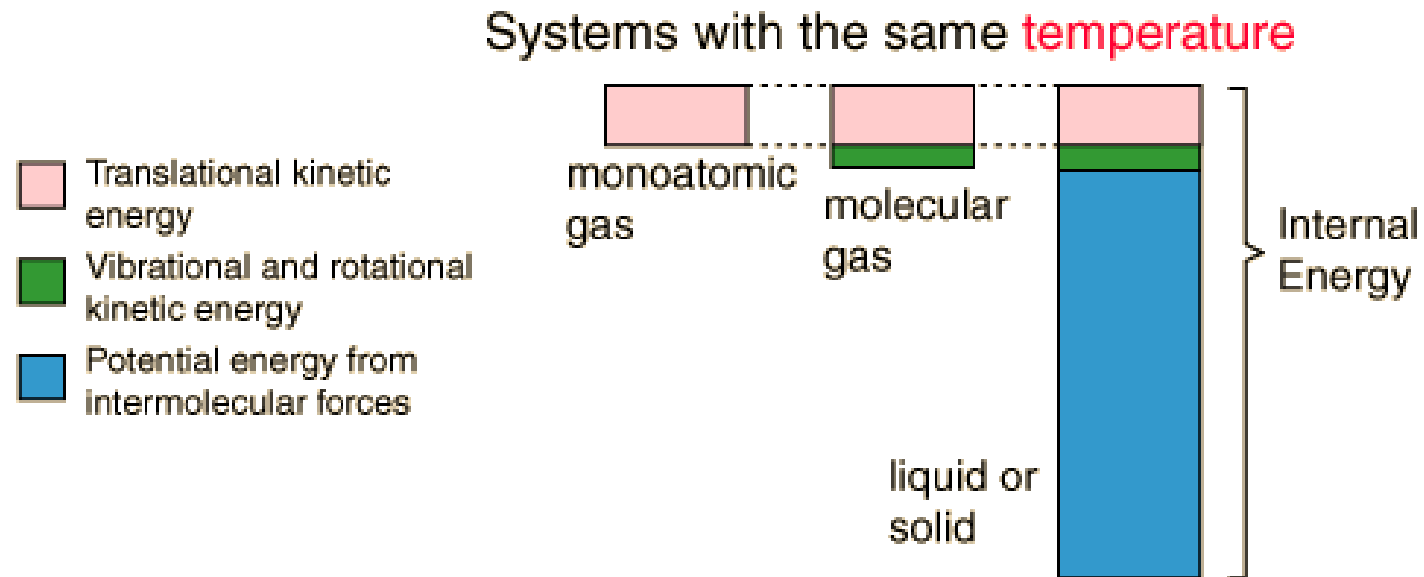
$W, Q < 0$ - systém práci **vykonal**, teplo **odevzdal** do okolí

Vnitřní energie

Vnitřní energie systému U (stavová fce)

$$U = \Sigma E_k + E_p$$

pro částice obsažené v systému, ne pro pohyb celého systému



Výměna energie

teplo (Q) – na základě teplotního rozdílu mezi systémem a okolím
neuspořádaný pohyb

práce (W) – na základě silového působení mezi systémem a okolím
uspořádaný pohyb

znaménková konvence:

- + energie dodaná do systému (energie přechází z okolí do systému)
- energie odebraná (převod energie ze systému do okolí)

příklady:

$W > 0$ práce dodaná do systému, $Q > 0$ endotermický děj

$W < 0$ systém koná práci, $Q < 0$ exotermický děj

$Q = 0$ adiabatický děj (systém nevyměňuje teplo s okolím)

Práce

mechanická

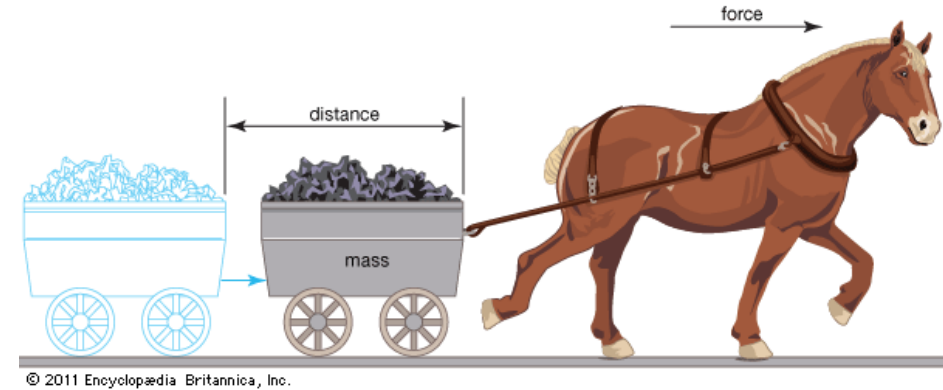
$$\vec{F} = \textit{konst.}$$

F – síla
ds – změna vzdálenosti

$$dW = -\vec{F} \cdot d\vec{s}$$

$$W = -\vec{F} \cdot \vec{s}$$

$$W = -\int_0^s \vec{F} \cdot d\vec{s}$$

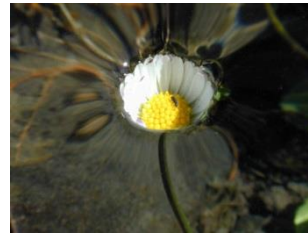


povrchová

$$dW = -\sigma dS$$

σ – povrchové napětí
dS – změna povrchu

$$W = -\int_0^S \sigma dS$$



- smáčivost
- kapilarita
- utajený var

objemová

p – tlak
dV – změna objemu

$$dW = -pdV$$

$$W = -\int_0^V pdV$$



- Přechod kondenzovaná-plynná fáze
- Změna objemu v plynné fázi
- Reakce v plynné fázi

elektrická

U – napětí
dQ – změna náboje, I – proud

$$dW = -UdQ = -U \frac{dQ}{dt} dt = -UI dt$$

$$W = -\int_0^t UI dt$$



- Elektrochemie

Výpočet objemové práce

- vratná vs nevratná práce (diferenciální tvar)

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

- práce proti konst. vnějšímu tlaku

$$W = -p_{VN}(V_2 - V_1)$$

- izobarický vratný děj

$$p_{VN} = p = \text{konst.}$$

$$W = -p(V_2 - V_1)$$

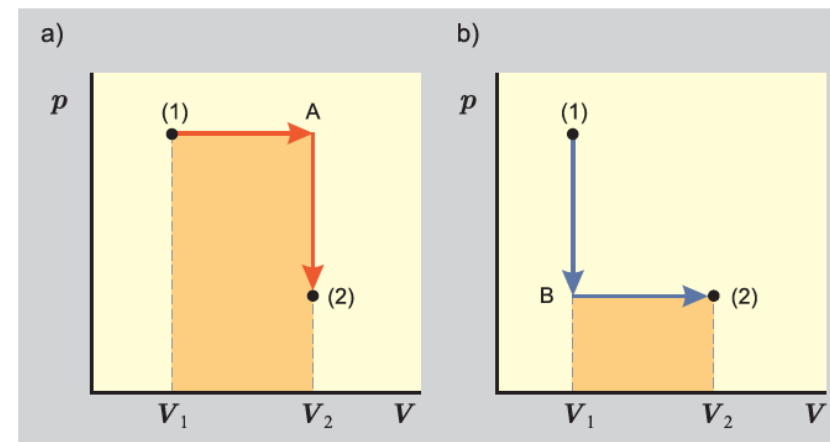
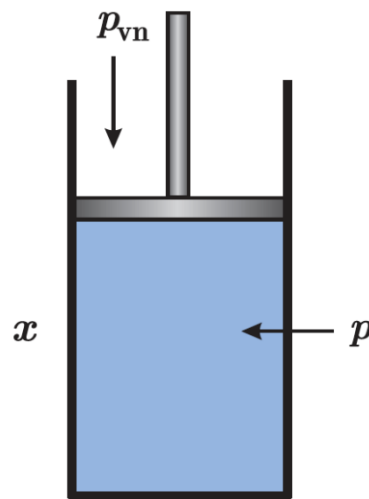
- izochorický děj

$$W = 0$$

- izotermický vratný děj

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} p dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = -nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) = nRT \ln \left(\frac{p_2}{p_1} \right)$$

- velikost práce závisí jak na počátečním a koncovém stavu, tak na cestě oba stavy spojující

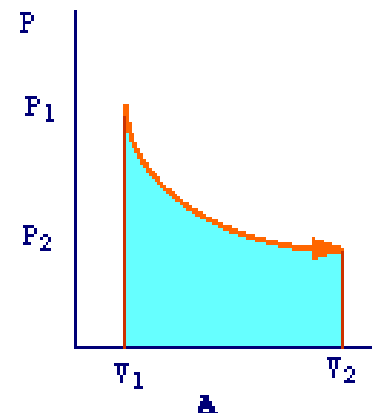
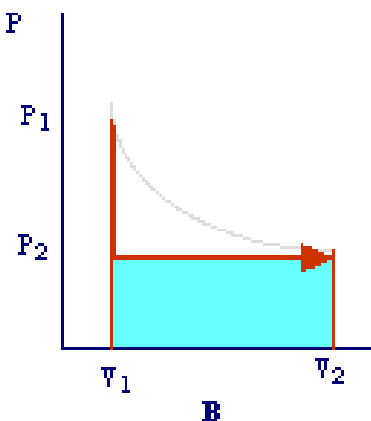


Obr. 3.2: Závislost objemové práce na cestě

a) $W_1 = -p_1(V_2 - V_1) + 0$

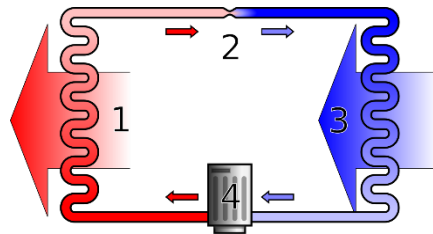
b) $W_2 = 0 - p_2(V_2 - V_1)$

$$W_1 > W_2$$

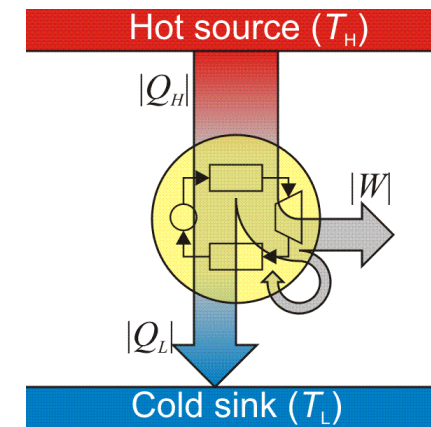
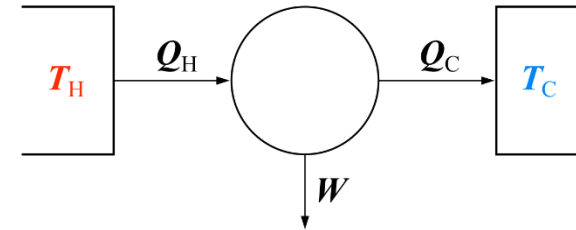


Teplo

- Přenos energie, kdy NEdochází k
 - Práci
 - Přenosu hmoty
- jen při existenci teplotního rozdílu mezi systémem a okolím
- stejně jako W , závisí i na cestě spojující počáteční a konečný stav



Tepelná pumpa



Tepelný stroj

Enthalpie

- stavová funkce $H = U + pV$

- Proč ji zavádíme?

při $V = \text{konst}$ je $dW_{\text{obj}} = -p_{\text{ex}} dV = 0 \Rightarrow dU = dQ$

Při $p = \text{konst}$ je ale $dW \neq 0$ a U není určeno jen teplem $\Rightarrow dQ$ není stavová funkce

- Diferenciál enthalpie

Při $p = \text{konst}$ je $dH = dU + dpV + pdV$

$$= dQ + dW + dpV + pdV$$

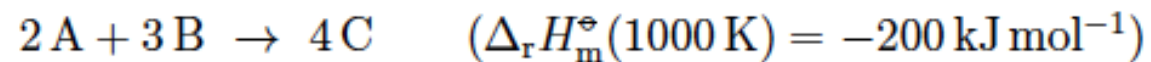
$$= dQ - pdV + Vdp + pdV$$

$$dH = dQ$$

- Teplo je (při konstantním tlaku) přes enthalpii zavedeno coby stavová funkce

Standardní reakční enthalpie $\Delta_r H^\ominus_m$

- reakční teplo chemické reakce, která probíhá za dané konst. teploty a za standardního tlaku
- $\sim$ standardní reakční teplo $\sim$ izobarické reakční teplo $\sim$ reakční teplo $\sim$ tepelné zabarvení reakce
- Izobarický děj $\Delta H = Q$
- reaktanty i produkty jsou ve svých standardních stavech
- pro danou reakci je funkcí pouze teploty



- $\Delta_r H^\ominus_m < 0$: **exotermická** - teplo se uvolňuje
- $\Delta_r H^\ominus_m > 0$: **endotermická** - teplo se spotřebuje





Univerzita Palackého
v Olomouci



KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE
UNIVERZITY PALACKÉHO V OLOMOUCI

Termochemie

Tepelné efekty při chemických reakcích a dějích

Termochemie

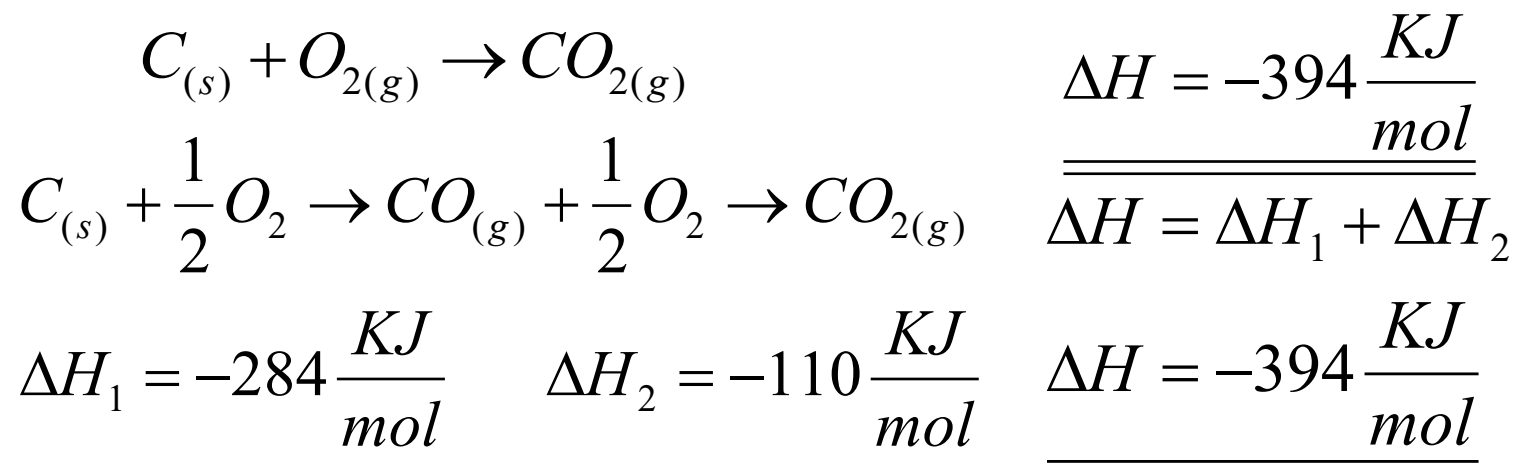
Tepelné efekty při chemických reakcích a dějích

Laplace

$$\Delta H_{r \rightarrow} = - \Delta H_{r \leftarrow}$$

Hess

$$\Delta_r H = \Sigma \Delta_r H_{\text{podreakcí}}$$



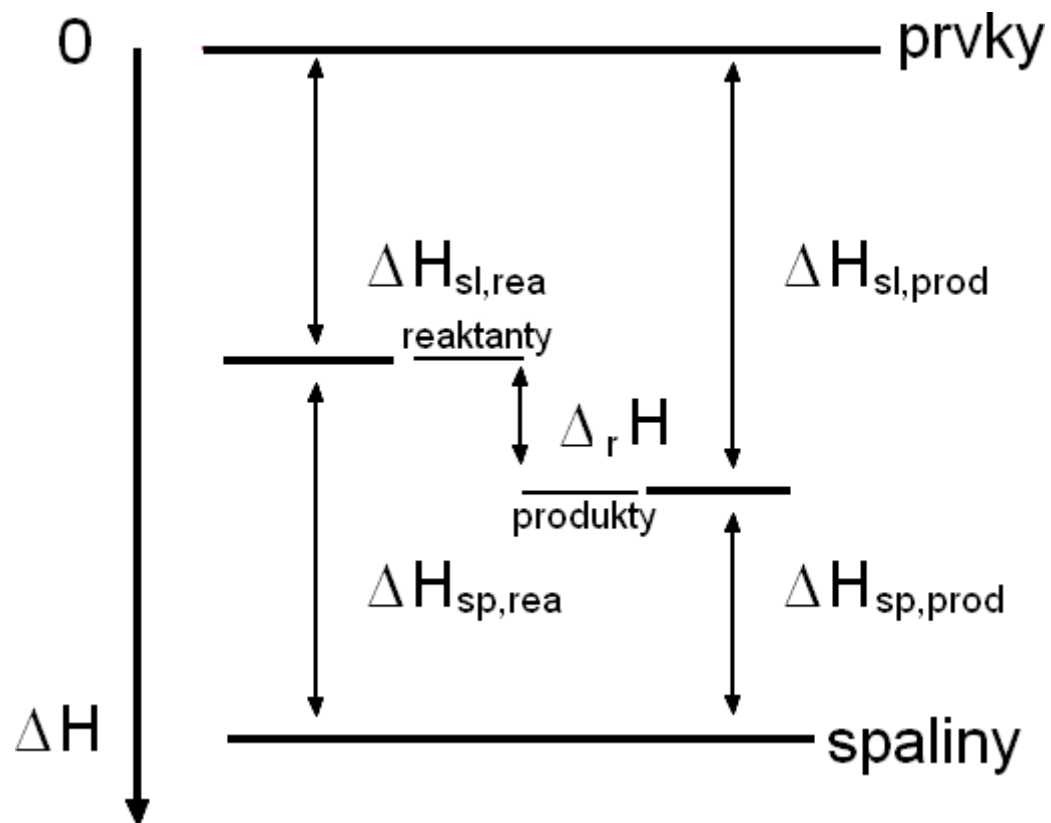
Teplo slučovací a spalné

slučovací (formation)

ΔH_{sl} (ΔH_f)

spalné (combustion)

ΔH_{sp} (ΔH_c)



$$\Delta_r H = \Delta H_{sl,prod} - \Delta H_{sl,rea} = - \Delta H_{sp,prod} - (- \Delta H_{sp,rea})$$

Standardní stavy

- Standardní tlak $p^\ominus = 10^5 \text{ Pa}$
- Standardní teplota – není definována, ale používá se $T = 298.15 \text{ K}$ popř. $T = 273.15 \text{ K}$
- Standardní stav látky
 - Termodynamicky nejstabilnější forma (alotrop) prvku (např. grafit u uhlíku)
 - plyn – plyn za std. tlaku a ideálního chování
 - kapalina/pevná látka – za std. tlaku
 - roztok – jednotková molalita/látková koncentrace a chování jako při nekonečném zředění

Tepelná kapacita

$$c = \frac{dQ}{dT} [\text{JK}^{-1}]$$

- c - veličina extenzivní, intenzivní:
 - specifická (měrná) tepelná kapacita c_{sp} [$\text{JK}^{-1}\text{kg}^{-1}$]
 - molární tepelná kapacita c_{m} [$\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$].
- Q a c závisí na způsobu provedení děje:

$$c_V = \left(\frac{\partial Q}{\partial T} \right)_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \quad c_P = \left(\frac{\partial Q}{\partial T} \right)_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$$

- Pro ideální plyn:

Mayerova rovnice

$$R = c_{p,\text{m}} - c_{V,\text{m}}$$

Tepelná kapacita – ekvipartiční teorém

- Rovnoměrné rozdělení energie do stupňů volnosti
- Každý stupeň volnosti přispívající kvadraticky k energii přispívá k energii v průměru $\frac{1}{2} k_B T$
- Poloha a natočení molekuly nepřispívá
 - Energie není kvadratickou funkcí polohy a natočení
- Hybnosti a vibrace přispívají $\frac{1}{2} k_B T$

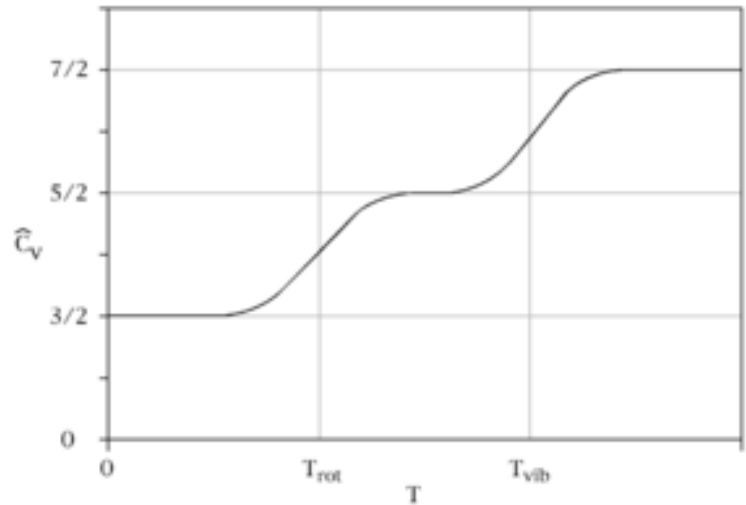
Translační a rotační stupně volnosti přispívají k celkové energii $\frac{1}{2} k_B T$
Vibrační stupně volnosti přispívají členem $k_B T$

Molární vnitřní energie		
Atomární plyn	2-atomová molekula	Více-atomová molekula
$U_m = \frac{3}{2} RT$	$U_m = \frac{7}{2} RT$	$U_m = 3NRT$

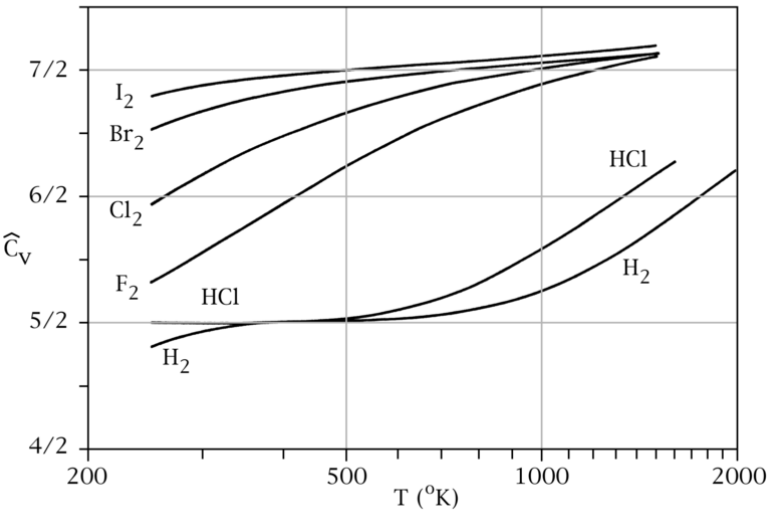
Závislost tepelné kapacity na teplotě

Teoretický průběh dle ekvipartičního principu

1 atomární	C_v [J/mol·K]
He	12.5
Ne	12.5
Ar	12.5
Kr	12.5
Xe	12.5



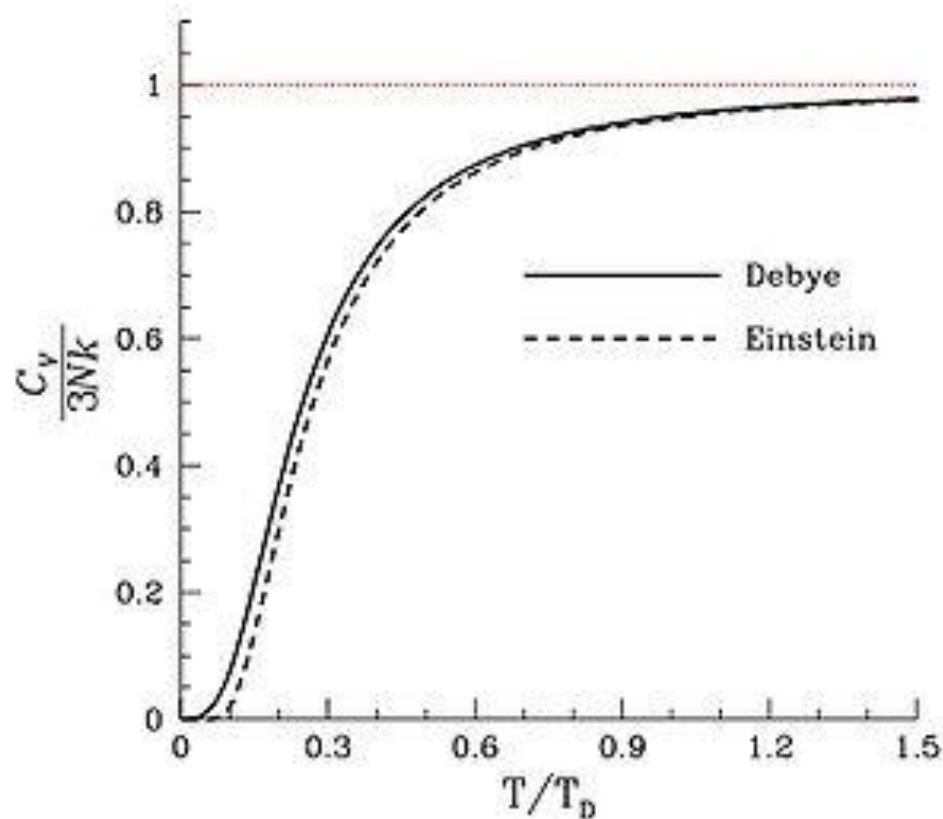
	C_v [J/mol·K]
Vzduch	20.76
Ar	12.47
Oxid uhličitý	28.46
Pára (100 °C)	28.03
Voda (25 °C)	74.53
Dusík	20.8
Neon	12.47
Kyslík	21.0



2 atomární	C_v [J/mol·K]
H_2	20.18
CO	20.2
N_2	20.8
Cl_2	24.1
$Br_2(g)$	28.2

Až na výjimky uvedeno při 298 K (25 °C)

Tepelná kapacita – pevná fáze



- Vysoké teploty
 - ekvipartiční teorém
 - $C_V \rightarrow 3R$
- Nízké teploty
 - Einsteinova teorie
 - Debyeho teorie

Kirchhoffův zákon

- Závislost reakčního tepla na změně teploty
 $\Delta_r H$ do této chvíle bylo při $T = \text{konst}$ (298 K)

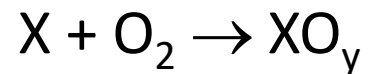
$$\Delta_r H^\phi(T_2) = \Delta_r H^\phi(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta c_p dT$$

Symbolem Δc_p je označen rozdíl molárních tepelných kapacit produktů a reaktantů

$$\Delta c_p = \sum_{prod} (c_p)_{prod} - \sum_{reakt} (c_p)_{reakt}$$

Adiabatická teplota plamene

- Maximální teplota při spalování
 - Adiabatický = žádné tepelné ztráty
 - Reakce ohřívá produkty



$$C_p = \Delta_r H / \Delta T$$

$$\Delta T = \Delta_r H / \Sigma C_{p, \text{prod}}$$



1 – 700 °C

2 – 1000 °C

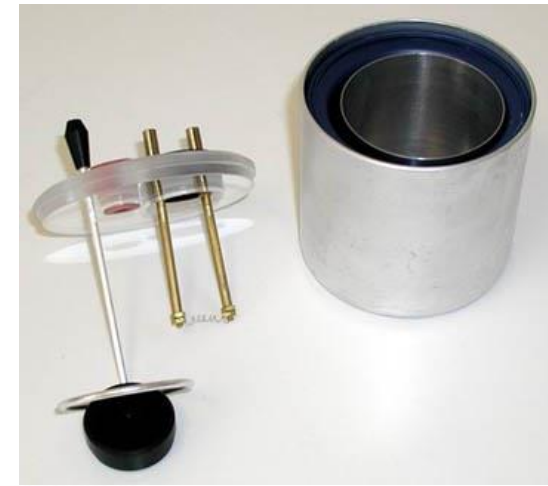
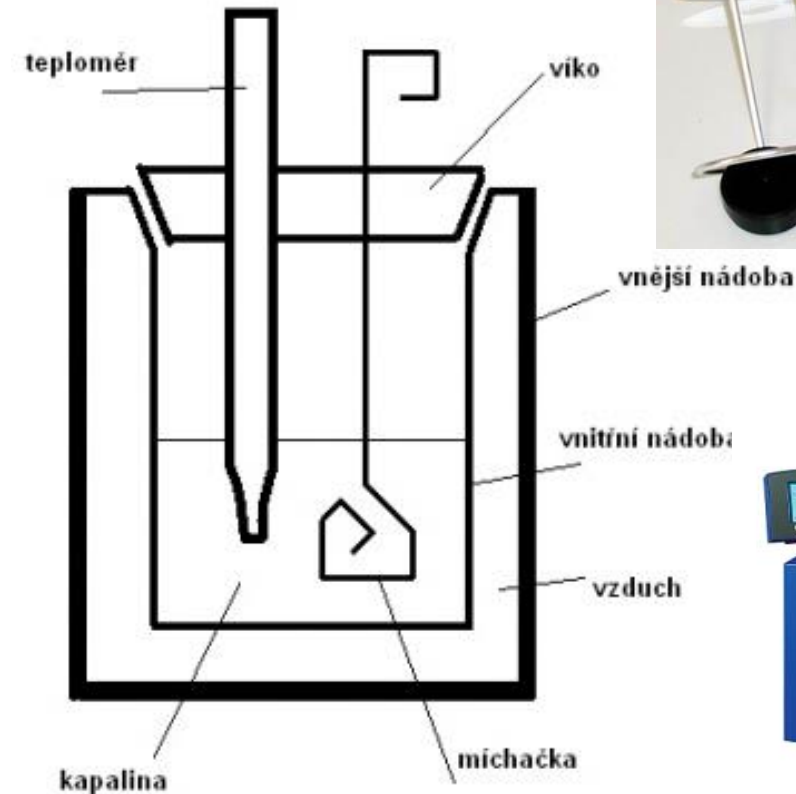
3 – 1200 °C

4 – 1400 °C

Palivo	Zdroj O ₂	T _{ad} [°C]
C ₂ H ₂	O ₂	3480
C ₂ H ₂	Vzduch	2500
C ₂ H ₆	Vzduch	1955
H ₂	Vzduch	2210
CH ₄	Vzduch	1950
C ₃ H ₈	Vzduch	1980
C ₄ H ₁₀	Vzduch	1970
dřevo	Vzduch	1980

Kalorimetrie

- experimentální část termochemie, zabývá se stanovením reakčních tepel
- **kalorimetr**: nádoba se studovaným systémem, měřené teplo se projevív ve změně některé měřitelné veličiny doprovázející děj (např. T , V)
- **izotermické kalorimetry** – konst. T (protože reakční tepla jsou závislé na T)
- **izobarické kalorimetry** – monitorujeme teplotní změny doprovázející fyz. a chem. děje probíhající za konst. tlaku
- **adiabatický kalorimetr** – minimální výměna tepla mezi reakční nádobou a okolím
- **adiabatický spalovací kalorimetr** – změna T doprovázející spálení známého množství látky za přívodu kyslíku
- **diferenční skenovací kalorimetr**



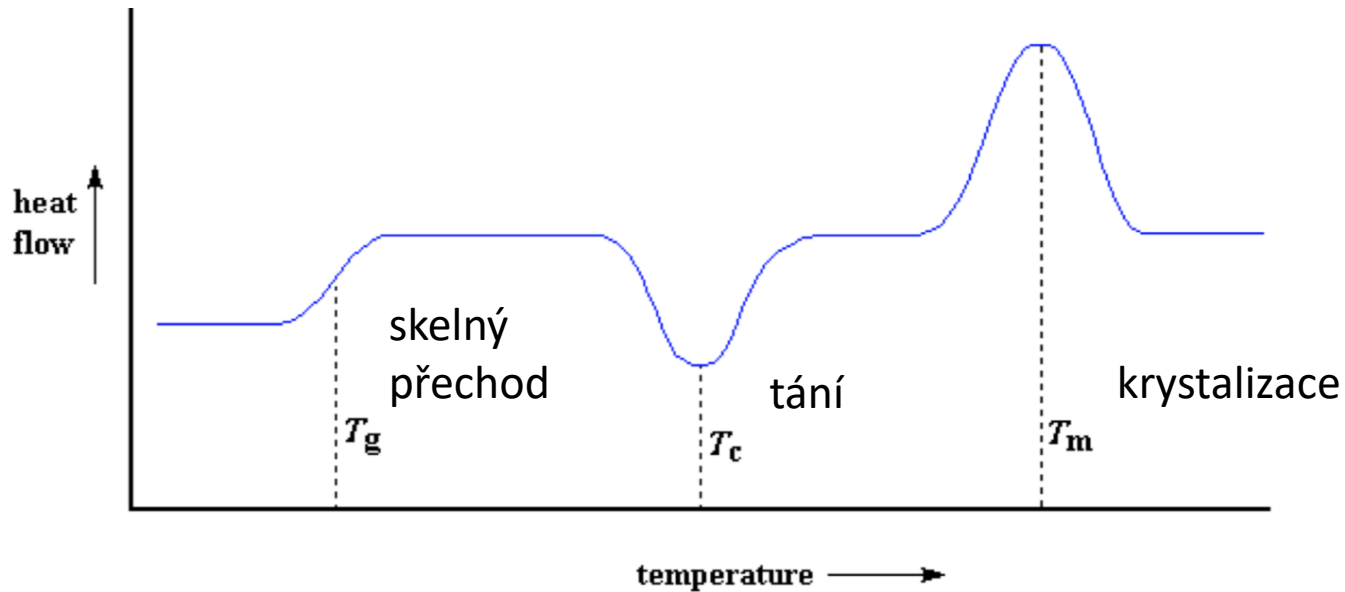
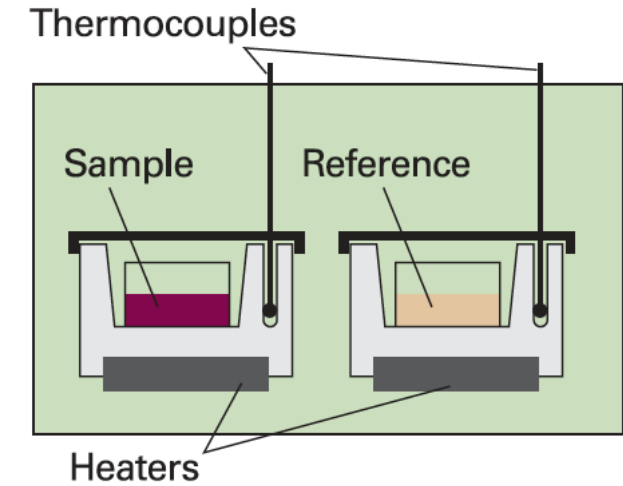
$$Q = mc_m(T_2 - T_1)$$

$$m_1 c_{m,1}(T - T_1) = m_2 c_{m,2}(T_2 - T)$$

$$mc_m(T_2 - T_1) = UIt$$

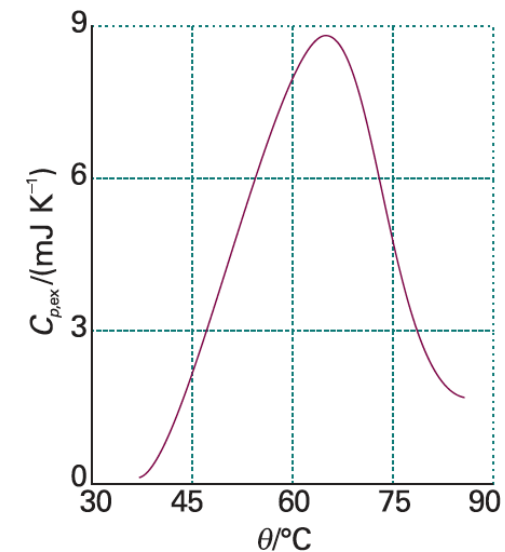
Diferenční skenovací kalorimetrie (DSC)

- konstantní rychlost ohřívání dvou nádob
- jedna referenční, druhá obsahuje vzorek
- měříme rozdíl v tepelných tocích do jednotlivých nádob
- vynášíme proti teplotě



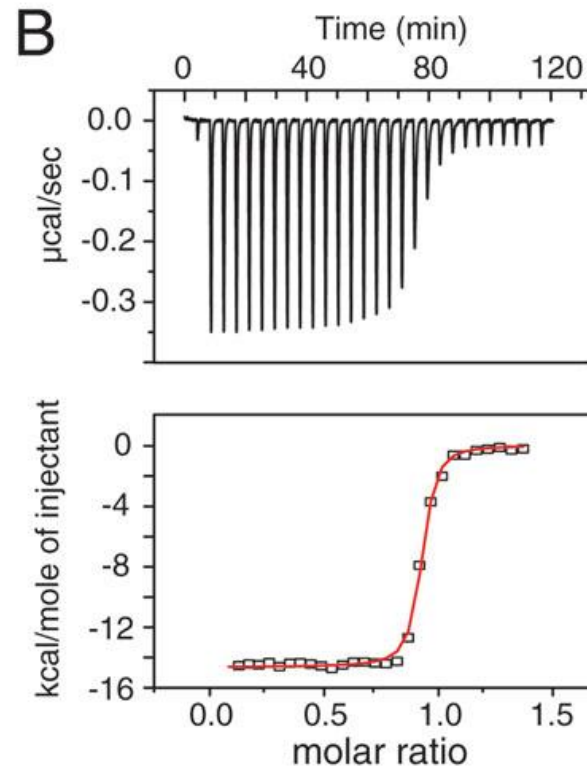
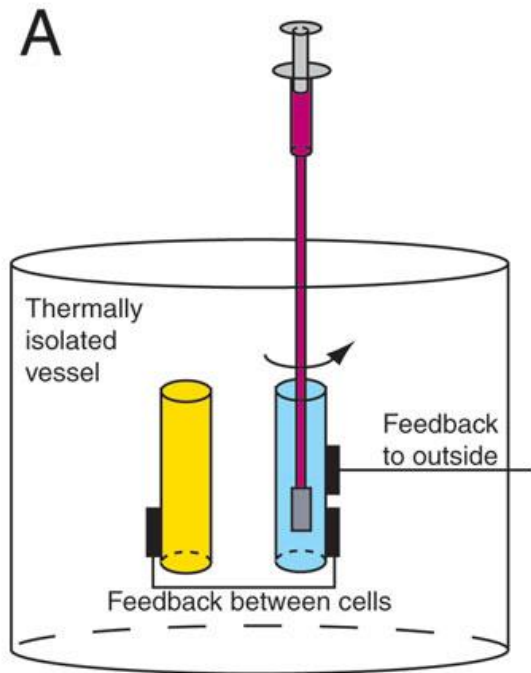
termogram
záznam DSC-kalorimetru

$$\Delta H = \int_{T_1}^{T_2} C_{p,\text{ex}} dT$$



Izotermální kalorimetrická titrace (ICT)

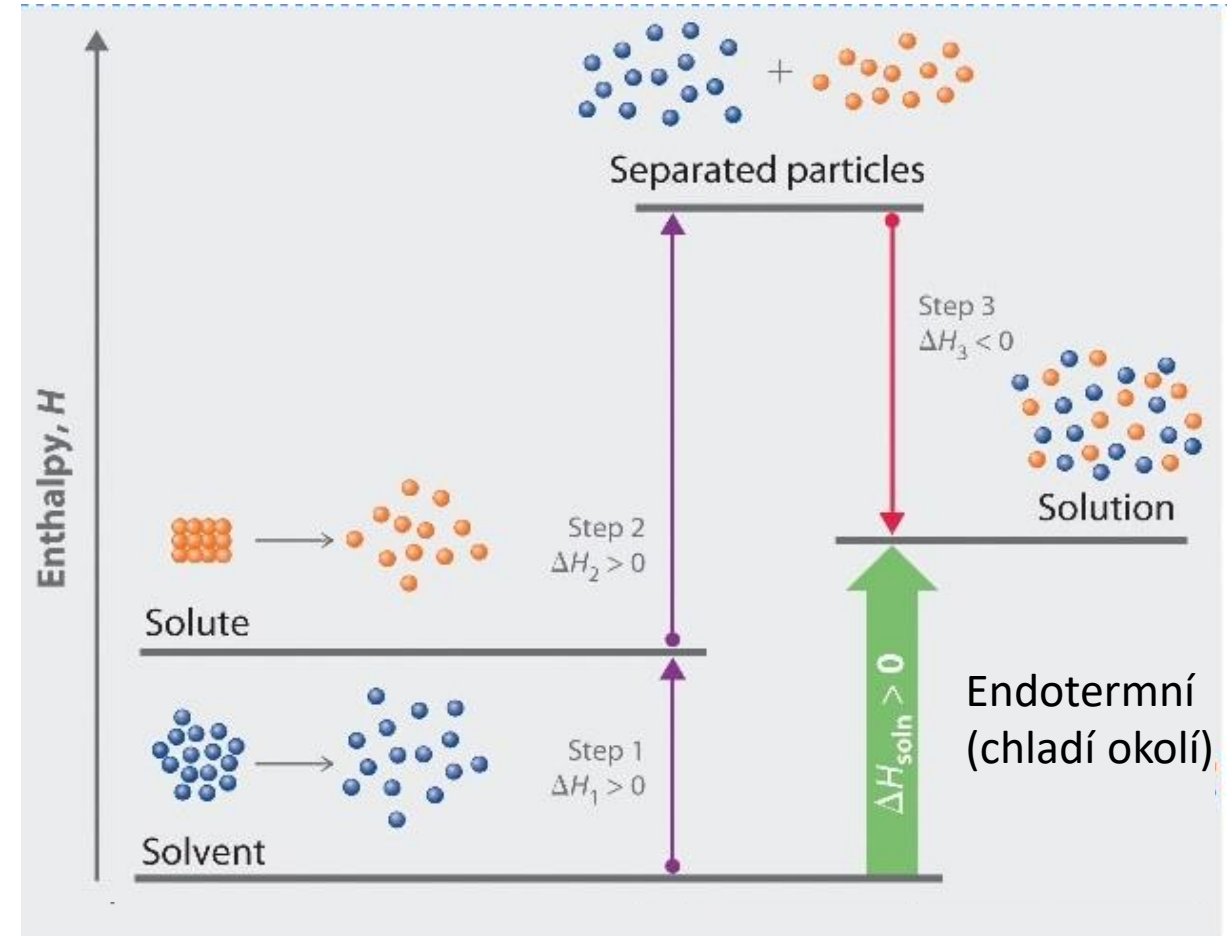
- Titrace daného alikvótního podílu ligandu
- Měření oproti referenci - kompenzace rozdílů teplot
- Síla vazby ligand-protein (K , ΔH , ΔS , ΔG)



Rozpouštěcí enthalpie $\Delta_{\text{soln}}H$ ($\Delta_{\text{dil}}H$)

- Změna enthalpie asociovaná s rozpuštěním solutu v solventu
- Step 1: Oddělit solut-solut [ENDOTHERMIC]
- Step 2: Oddělit solvent-solvent [ENDOTHERMIC]
- Step 3: Spojit solvent-solut [EXOTHERMIC]

Při 298 K do vody	$\Delta_{\text{soln}}H$ [kJ/mol]
Chlornan draselný	+41.38
Dusičnan amonný	+25.69
Chlorid sodný	+3.87
Kyselina octová	-1.51
Amoniak	-30.50
Hydroxid sodný	-44.51
Hydroxid draselný	-57.61
Hydroxid cesný	-71.55
Kyselina chlorovodíková	-74.84





Univerzita Palackého
v Olomouci



KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE
UNIVERZITY PALACKÉHO V OLOMOUCI

2. věta termodynamická

Entropie

Definice 2. věty termodynamické

Thomsonova formulace:

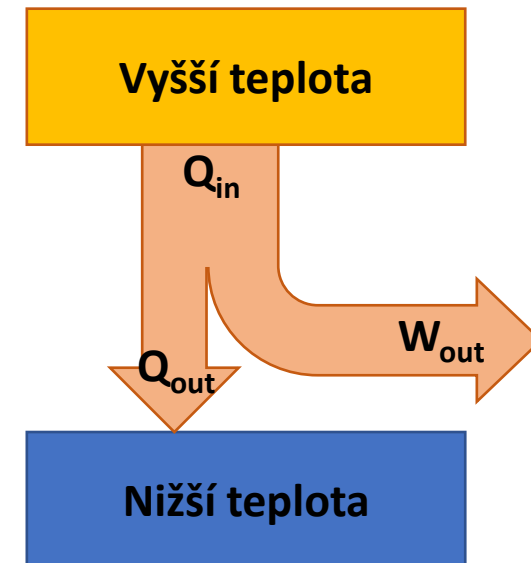
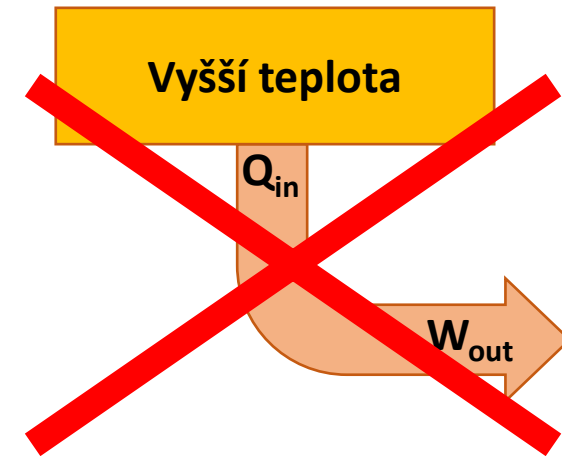
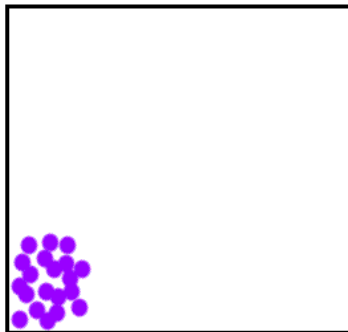
- Nelze sestavit periodicky pracující stroj, který by konal práci, přičemž by ochlazoval jediné těleso, jehož teplota by byla všude stejná,
- nelze sestavit perpetuum mobile II. druhu
- nelze beze zbytku přeměňovat cyklicky teplo na práci).

Clausiova formulace:

- Teplo nemůže samovolně přecházet z tělesa studenějšího na těleso teplejší.

Atkins:

- Hmota a energie mají tendenci se rozptylovat



Míra uspořádanosti klesá s časem

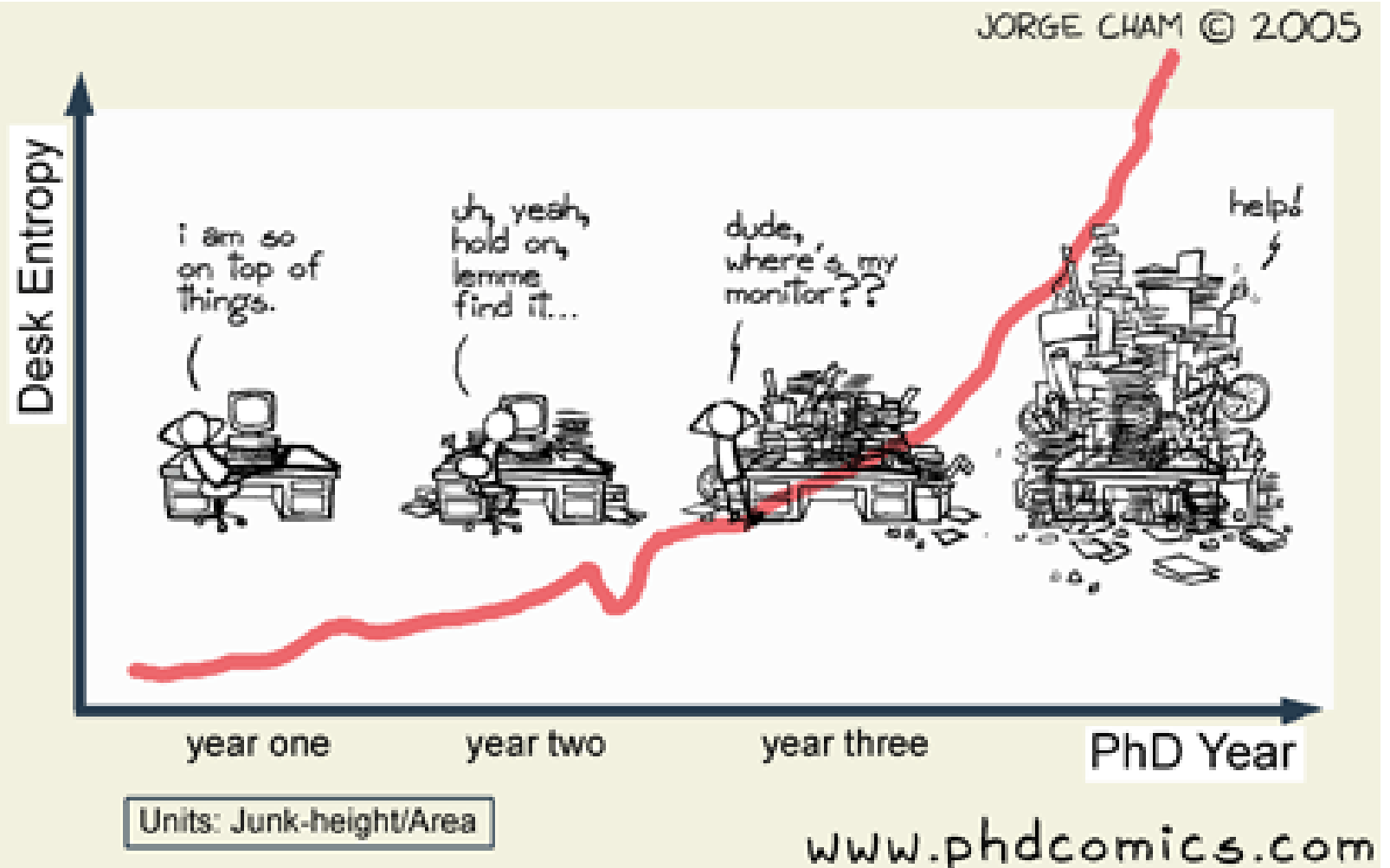
DESK ENTROPY

Definition

Desk entropy is a spatiodynamic quantity that measures a workspace's degree of disorder, and the inability to find anything when you really need it.

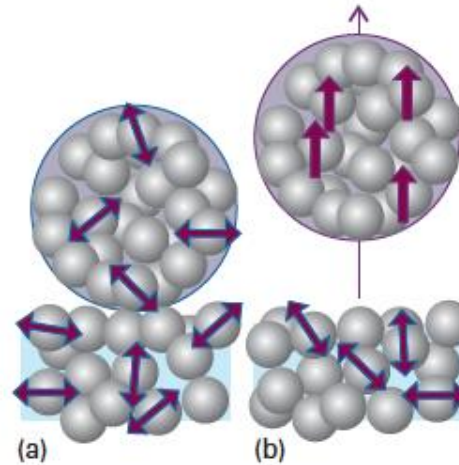
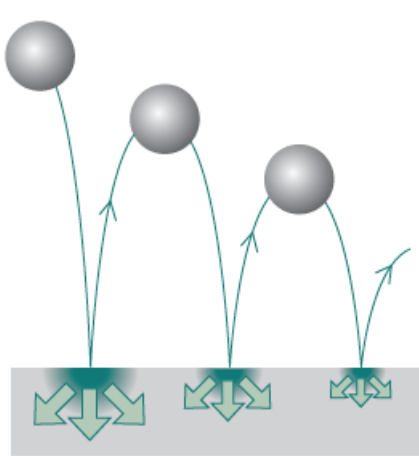
Any spontaneous activity, whether productive or unproductive, disperses crap matter and increases overall desk entropy.

Efforts to reverse desk entropy are temporary, and inevitably decrease over time.



Entropie určuje směr spontanní změny

- celková E izolovaného systému se nemění – neurčuje směr
- směr změny souvisí s distribucí energie
- samovolné změny jsou vždy doprovázeny rozptylováním (disipací) energie



- samovolný děj vede v větším rozptylu celkové energie izolovaného systému
- opačný pochod – nesamovolný – vysoce nepravděpodobné, že se chaoticky rozptýlená energie soustředí a povede k lokalizovanému, organizovanému a jednotnému pohybu

Entropie

TMD definice:

$$dS = \frac{dQ_{\text{rev}}}{T}$$

Spontánní procesy jsou spojeny se vzrůstem entropie (systém + okolí)

$$\Delta S \underset{\text{rev}}{\overset{\text{ir}}{\geq}} 0$$

- Zavádí se tím i směr času
- Entropie je míra neuspořádanosti nebo nahodilosti
- **Statistická definice Entropie**
 - $S = k \ln W$, k – Boltzmann. konst
 W – počet možných stavů se stejnou energií
- $S_{\text{systém}}$ může klesat, pokud je kompenzováno
- Ve spojení s 1. TMD zákon: $dU = T dS - p dV$



Univerzita Palackého
v Olomouci



KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE
UNIVERZITY PALACKÉHO V OLOMOUCI

3. věta termodynamická

Standardní termodynamické veličiny
+ jak dosahovat čistých látek a nízkých teplot

Definice 3. věty termodynamické

- 1906, Nernst: Změna entropie při libovolném vratném procesu probíhajícím při teplotě absolutní nula je nulová

$$\lim_{T \rightarrow 0} \Delta S = 0$$

- Planck: Entropie každé čisté (pevné nebo kapalné) látky je při teplotě absolutní nula nulová

$$\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$$

- Lewis, Randall – Entropie čisté látky ve své nejstabilnější krystalické formě je při teplotě 0 K nulová
- důsledek III. VT: konečným počtem operací nelze nikdy dosáhnout teploty 0 K

↑ uspořádanosti ► ↓ S

$$1 \text{ stav} \Rightarrow \ln 1 = 0 \Rightarrow S = k \ln W = 0$$

Umožňuje definovat **standardní entropii**

Standardní S při 298 K v J K-1 mol-1

Pevné látky		Plyny	
Grafit	6	He	126
Diamant	2	H ₂	131
CaCO ₃	93	CH ₄	186
Kapaliny		CO ₂	214
Benzen	173		
Voda	70		

Nízké teploty - jak na ně?

200 K - Odpařování, vysolování...

4 K - Joule-Thomsonův efekt

- expanze plynů do vakua přes porózní přepážku
- $T(K) = 4$ (He), 32 (H_2), 126 (N_2), 154 (O_2)

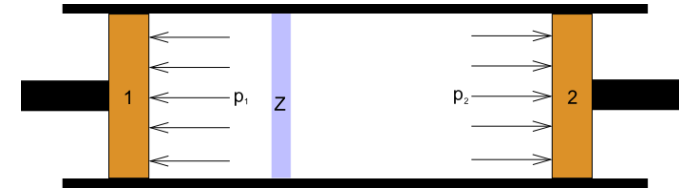
1 K - Odpařování kap. He

150 μK - Chlazení laserem - Využití Dopplerova jevu

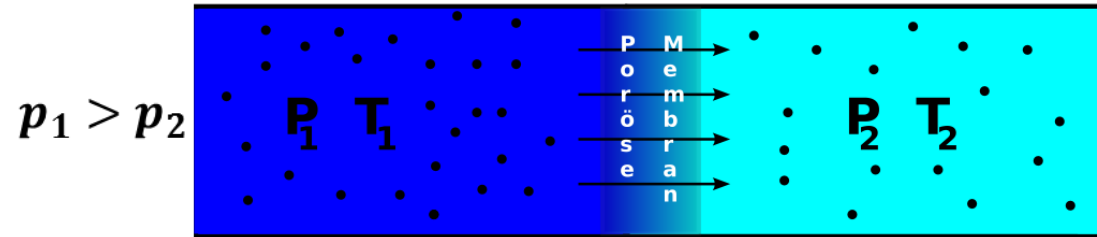
20 nK – adiabatická demagnetizace e+jádra

- paramag. materiály – nepár. e jsou bez magnet. pole (B) orientovány libovolně, v B se orientují ► opakovaná aplikace B ► $\downarrow S$

100 pK - Jaderná adiabatická demagnetizace



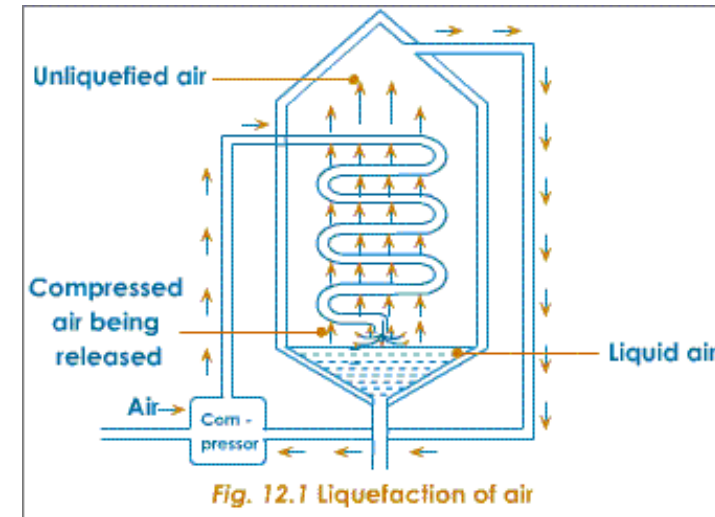
Joule-Thomsonův jev



$$\Delta U = U_2 - U_1 = -p_2 V_{m2} + p_1 V_{m1}$$

enthalpie $H = U + pV$

$$\Delta H = H_2 - H_1 = 0$$



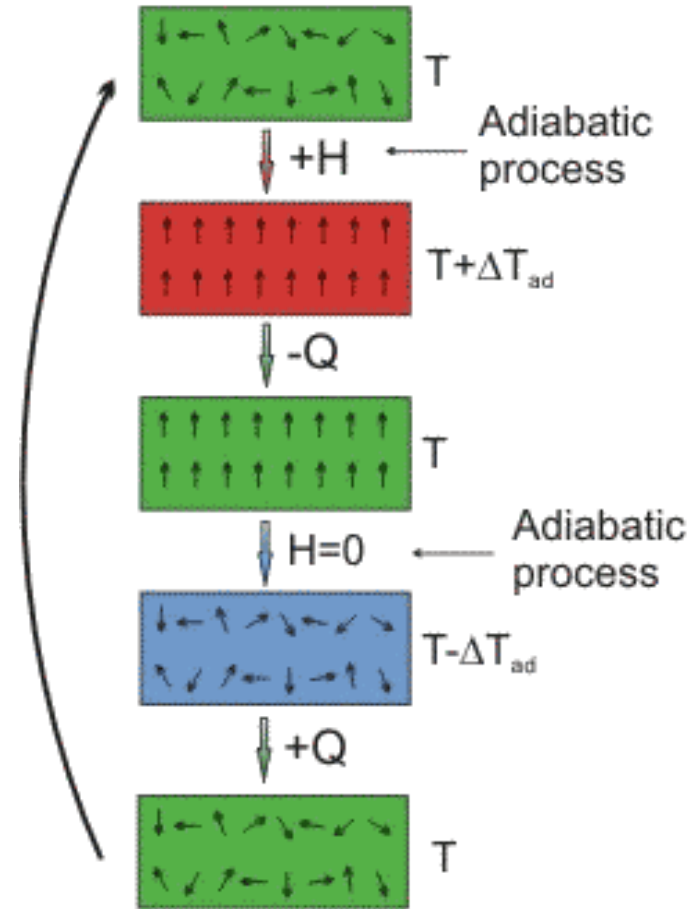
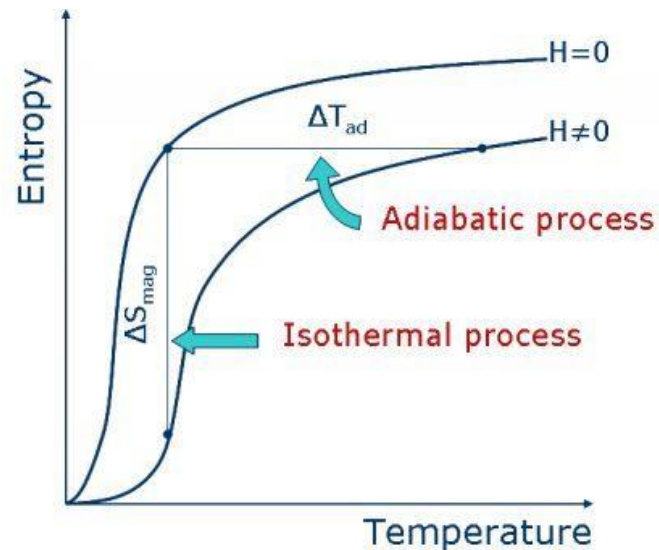
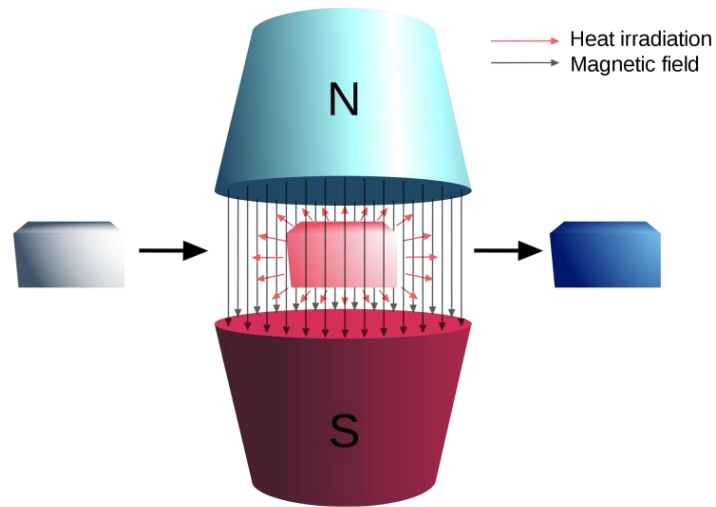
$$dU = \delta Q - p dV$$

$$dH = d(U + pV)$$

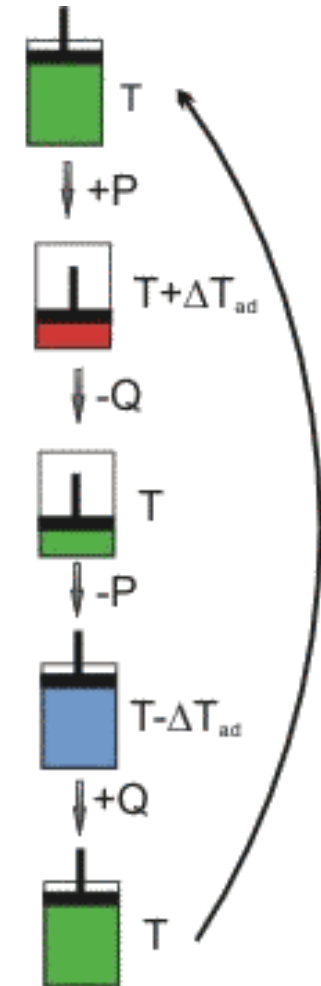
$$dH = \delta Q + V dp$$

- Adiabatická expanze přes porézní membránu ($dQ=0$)
- Inverzní teplota – pod inv. teplotou se plyn ochlazuje
- Za pokojové teploty se ochlazují všechny plyny kromě H_2 , He a Ne
- Zachovává se celková enthalpie

(jaderná) Adiabatická demagnetizace (magnetokalorický jev)

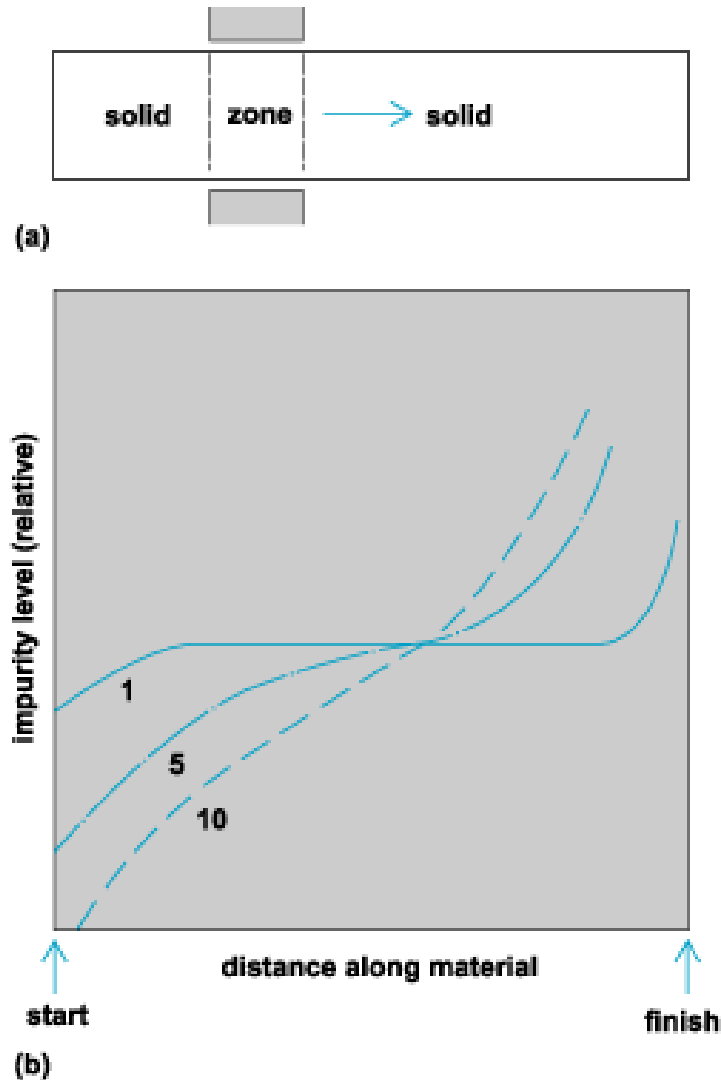


Magnetic refrigeration



Vapor cycle refrigeration

Zonální čištění



- Nečistoty se koncentrují v kapalině
- látka po průchodu zónou je čistší
- Čištění Si na čistoty 1 ppb 10^{-9}
 - Počítače, fotovoltaika





Univerzita Palackého
v Olomouci



KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE
UNIVERZITY PALACKÉHO V OLOMOUCI

Shrnutí

Shrnutí

- 0. zákon TMD
teplota
- 1. zákon TMD
zákon zachování energie,
vnitřní energie,
enthalpie,
termochemie
- 2. zákon TMD
entropie
- 3. zákon TMD
absolutní nula, standardní entropie

Příště

- Spojení TMD s mikrosvětlem i mezi sebou