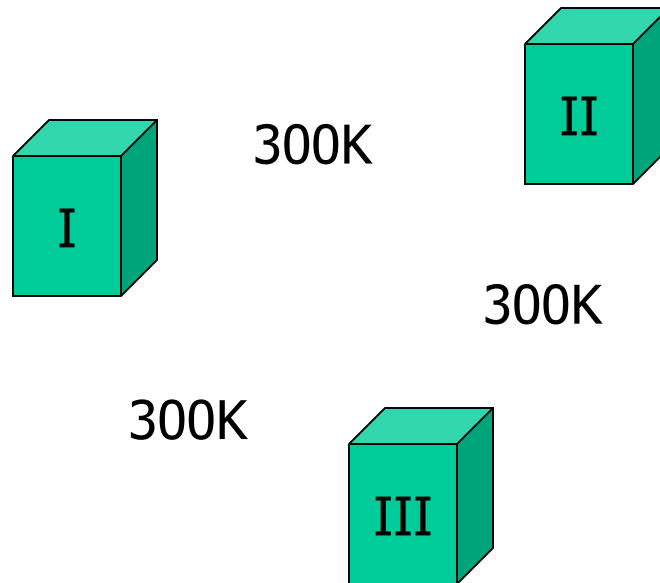


NIČELNI STAVEK TERMODINAMIKE

Ničelni stavek termodinamike sloni na izkušnji in pravi:

*



PRVI ZAKON TERMODINAMIKE**DELO**

Delo w nastopa zaradi medsebojnega delovanja sistema in okolice. To delovanje povzroča izmenjavo energije. Poleg mehanskega dela, ki ga bomo obravnavali, poznamo še druge vrste dela (površinska energija, električno in magnetno delo, itd.).

Vse kar sistem odda okolici, npr. delo, toploto, snov, je zanj negativno, obratno pa je pozitivno.

- *

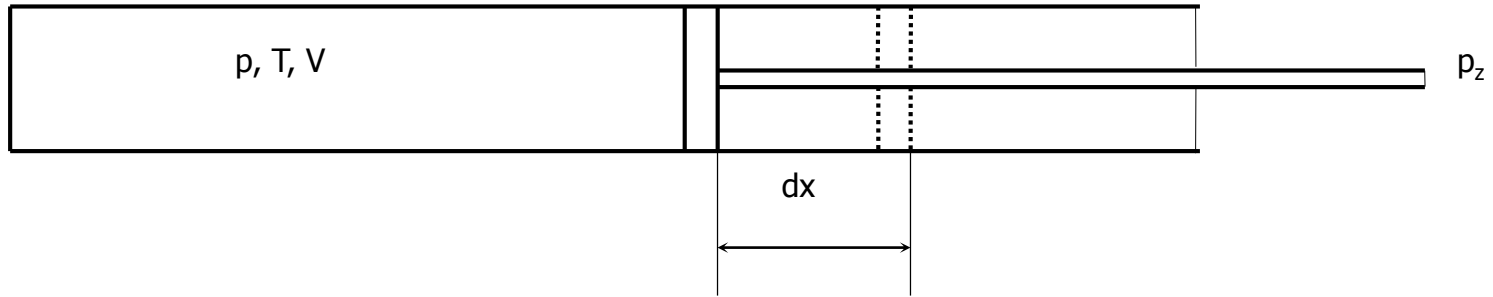
$$\delta W = -p \cdot dV$$

- *

$$\delta W = p \cdot dV$$

*

presek bata "A"



$$\delta W = - \text{sila} \cdot \text{pomik} = - A \cdot p_z \cdot dx$$

$$\delta W = - p_z \cdot dV, \quad \text{ker je: } dV = A \cdot dx \rightarrow \quad \text{sprememba prostornine med majhnim pomikom} *$$

Pri reverzibilnem procesu je $p_z = p$. Sledi: $\delta W = - p \cdot dV$

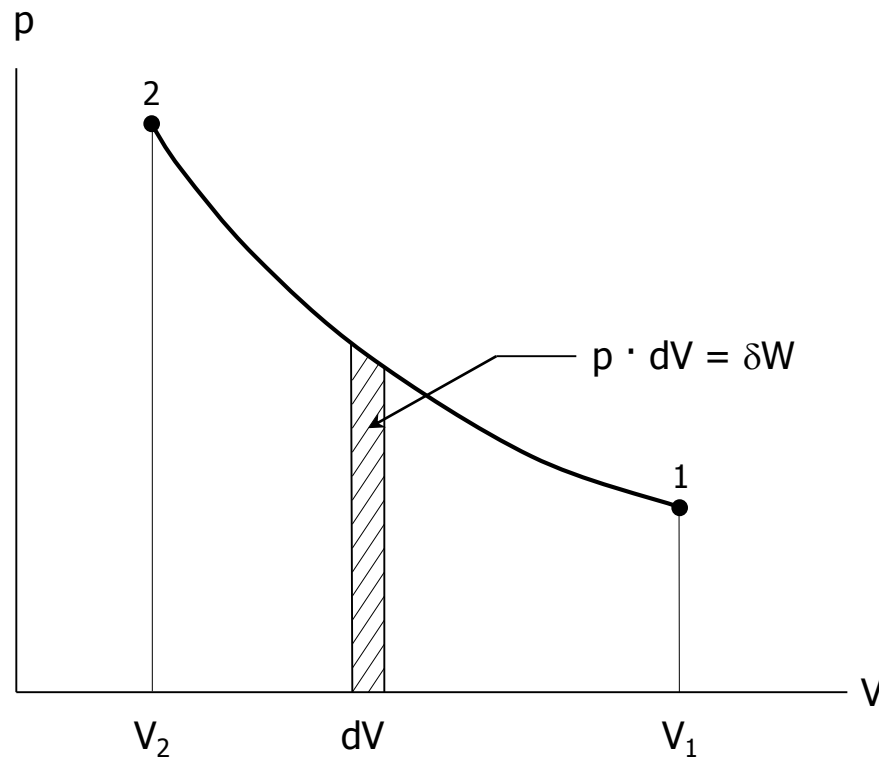
Pri reverzibilni ekspanziji je namreč: $p = p_z + dp$

$$p_z = p - dp \quad \text{in} \quad \delta W = - p_z \cdot dV = - p \cdot dV + dp \cdot dV$$

Produkt dveh diferencialov je zanemarljiv v primerjavi s $p \cdot dV$, zato je:

$$\delta W = - p_z \cdot dV = - p \cdot dV$$

*

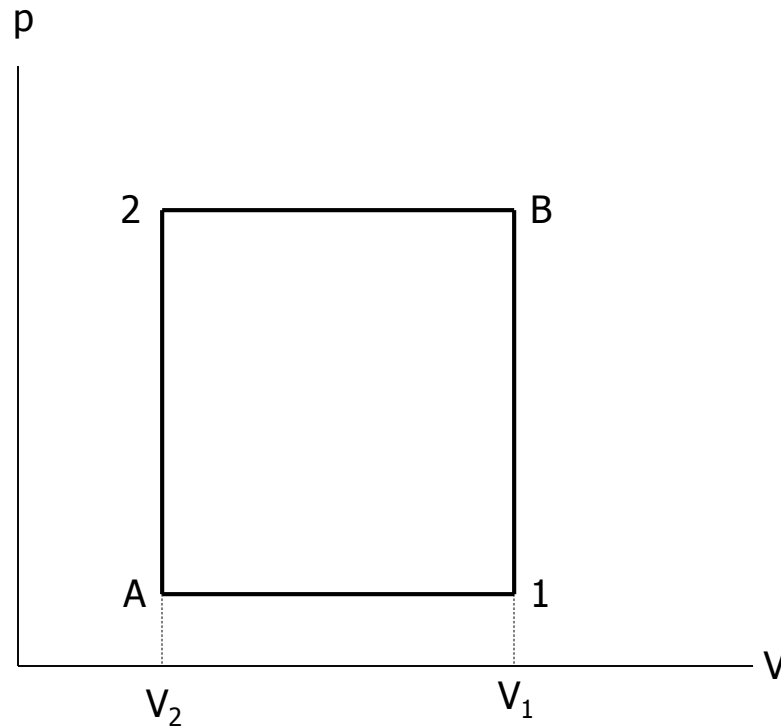


Naj se izvrši reverzibilna kompresija od začetnega termodinamičnega stanja "1" do končnega stanja "2".

Majhen črtkan pas pod krivuljo predstavlja opravljeno delo: $\delta W' = p \cdot dV'$

Za celoten proces od stanja "1" do končnega stanja "2" velja:

$$W' = \int_{V_1'}^{V_2'} p \cdot dV'$$



Sistem lahko preide iz stanja "1" v stanje "2" na dva načina:

- **1 – A – 2** in
- **1 – B – 2**.

Vidimo lahko, da je delo različno za obe poti. Površina pod **1 – A – 2** je znatno manjša od površine pod **1 – B – 2**. Tako je potrebno različno delo, da dosežemo isto spremembo termodinamičnega stanja sistema.

*

TOPLOTA

Toplota Q , ki je potrebna v procesu, je važna termodinamična količina. Zaradi temperaturne razlike med sistemom in okolico struji toplota od sistema k okolici ali pa obratno.

*

Pri adiabatnem procesu ni izmenjave toplote med okolico in sistemom, torej je $Q = 0$. Omenili smo že, da delo W ni funkcija stanja sistema ter da je odvisno od poti v sistemu med dvema termodinamičnima stanjima. Tudi toplota Q ni funkcija stanja in je ne moremo izraziti kot funkcijo termodinamičnih spremenljivk (p, T , itd.). Kot delo tudi toplota zavisi od poti procesa in ni funkcija stanja sistema.

PRVI ZAKON TERMODINAMIKE

Prvi zakon termodinamike je zakon o ohranitvi energije. Nek zaprt sistem svobodno opravlja delo W na okolico in z njo izmenjuje toploto Q . V skladu s 1. zakonom je sprememba notranje energije ΔU sistema enaka vsoti med Q in W :

$$\Delta E = Q + W,$$

$$\Delta E = \Delta E_{\text{kinetična}} + \Delta E_{\text{potencialna}} + \Delta E_{\text{notranja}}$$

Za mirujoče sisteme ali sisteme, ki se gibljejo z enakomerno hitrostjo v konstantnem polju sil, je:

$$\Delta E_{\text{kinetična}} = \Delta E_{\text{potencialna}} = 0$$

$$\Delta E_{\text{notranja}} = Q + W$$

$\Delta E_{\text{notranja}}$ označujemo z ΔU

$$\underline{\Delta U = Q + W}$$

Čeprav Q in W nista funkciji stanja, je njuna vsota $\Delta U = Q + W$ funkcija stanja. Torej notranjo energijo U lahko izrazimo kot funkcijo termodinamičnih spremenljivk (p , T , itd.), ki opisujejo stanje sistema.

*

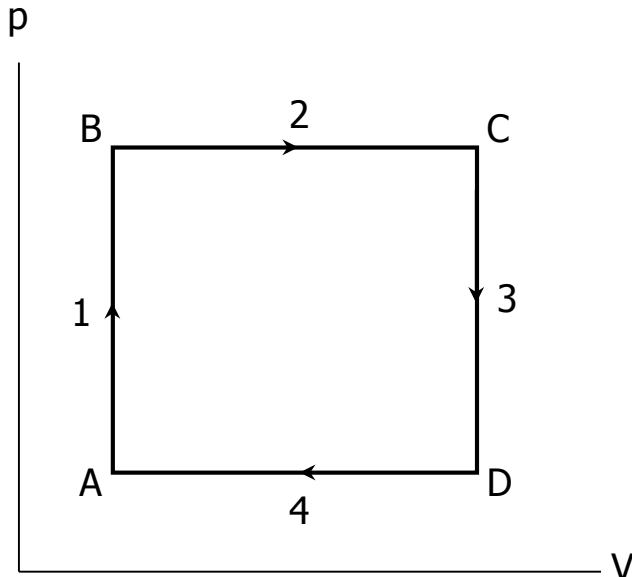
$$\oint dU = 0$$

$$\Delta U_1 = Q_1 + W_1,$$

$$\Delta U_2 = Q_2 + W_2,$$

$$\Delta U_3 = Q_3 + W_3,$$

$$\Delta U_4 = Q_4 + W_4$$



Za celoten proces velja: $\Delta U_{\text{ciklus}} = \Sigma Q_i + \Sigma W_i$ *

$$\Sigma Q_i = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 \quad \text{in}$$

$$\Sigma W_i = W_1 + W_2 + W_3 + W_4$$

Za infinitezimalni proces lahko pišemo 1. zakon v naslednji obliki:

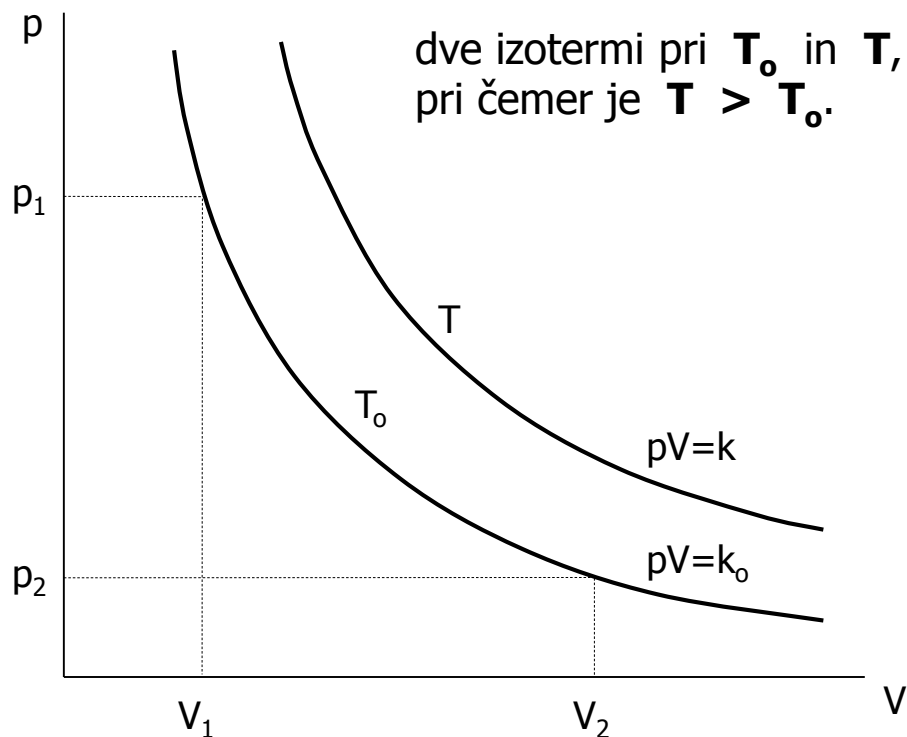
$$dU = \delta Q + \delta W$$
 *

IZMENJAVA TOPLOTE IN DELA PRI REVERZIBILNEM PROCESU

*

IZOTERMNI PROCES

Pri tem procesu je temperatura sistema konstantna. Tlak in prostornina pa sta izpostavljena spremembam med procesom.



Za 1 mol idealnega plina velja:
 $p \cdot V = R \cdot T_0 = k_0$

kjer je k_0 konstanta. Podobno je:

$$p \cdot V = R \cdot T = k$$

kjer je tudi k konstanta.

$T > T_0$ oz. $k > k_0$.

Pri infinitezimalni spremembi (ekspanziji) je opravljeno naslednje delo:

$$\delta W = -p \cdot dV$$

Če upoštevamo: $p = \frac{R.T_o}{V}$ $\delta W = -R.T_o \cdot \frac{dV}{V} = -R.T_o \cdot d(\ln V)$

Po integraciji:

$$W = \int_{V_1}^{V_2} -R.T_o \cdot d(\ln V) = \int_{V_1}^{V_2} -R.T_o \cdot \frac{dV}{V} = R.T_o \cdot \ln \frac{V_1}{V_2}$$

$$W = n.R.T_o \cdot \ln \frac{V_1}{V_2} = n.R.T_o \cdot \ln \frac{p_2}{p_1}$$

Pri izotermnem procesu ($dT = 0$) ni spremembe v notranji energiji idealnega plina: $\Delta U = 0$

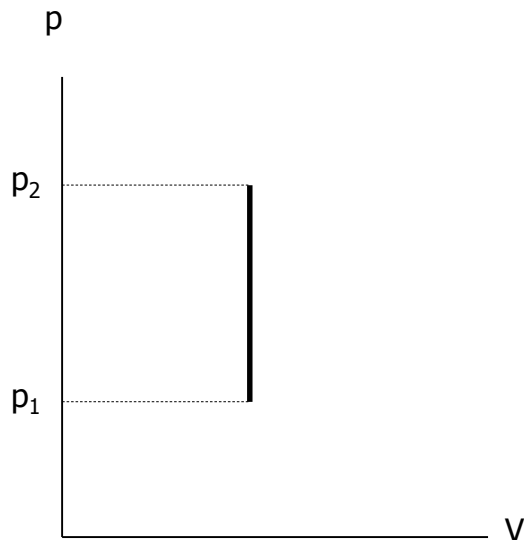
$$Q = -W = -R.T_o \cdot \ln \frac{V_1}{V_2} = R.T_o \cdot \ln \frac{V_2}{V_1}$$

IZOHORNI PROCES

Pri tem procesu se spreminja tlak in temperatura sistema pri konstantni prostornini. Ker se prostornina ne spreminja, je:

$$\delta W = 0$$

$$Q = \Delta U \quad \rightarrow \quad c_V = \left(\frac{dQ}{dT} \right)_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$



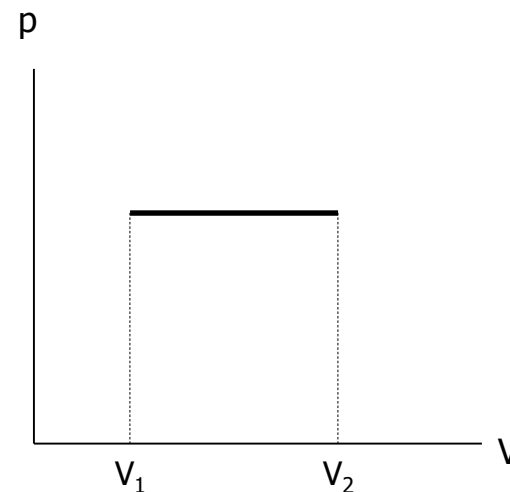
IZOBARNI PROCES

Pri tem procesu se pri konstantnem tlaku spreminjata temperatura in prostornina. Za 1 mol idealnega plina, ki sestavlja sistem, velja:

$$p \cdot V = R \cdot T$$

$$V = \frac{R \cdot T}{p} \quad \delta W = -p \cdot dV$$

$$W = \int_{V_1}^{V_2} -p \cdot dV = -p \cdot \int_{V_1}^{V_2} dV = p \cdot (V_1 - V_2)$$



Sprememba notranje energije je:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Izmenjana toplota Q_p (pri izobarnem procesu) je ob upoštevanju I. zakona:

$$Q = \Delta U - W = U_2 - U_1 + pV_2 - pV_1$$

Enačbo uredimo in dobimo:

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad \text{ali:}$$

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

Tako je toplotna kapaciteta pri konstantnem tlaku enaka: $c_p = \left(\frac{dQ}{dT} \right)_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$

H je funkcija, ki predstavlja novo stanje procesa pri konstantnem tlaku in jo imenujemo **entalpija ali toplotna vsebnost** in je funkcija stanja. Po definiciji je torej:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

Pri kondenziranih fazah je produkt $p \cdot \Delta V$ precej majhen in ga lahko zanemarimo:

$$\Delta H = \Delta U$$

TOPLOTNA KAPACITETA

Toplotna kapaciteta c je količina toplote, ki jo moramo dodati sistemu, da naraste njegova temperatura za 1 stopinjo.

Oglejmo si infinitezimalni proces v sistemu. Med tem procesom se prenaša toplota na sistem, ki pri tem opravlja delo. Pri tem se spremeni notranja energija:

$$\delta Q = dU - \delta W$$

Proces ni izotermen ter zato povzroči spremembo v temperaturi (dT). Tako lahko definiramo toplotno kapaciteto:

$$c = \frac{\delta Q}{dT} \quad \text{ali:} \quad c = \lim \left(\frac{\Delta Q}{\Delta T} \right)$$

*

Tako razlikujemo dve značilni toplotni kapaciteti:

1. Toplotna kapaciteta pri konstantnem tlaku

2. Toplotna kapaciteta pri konstantni prostornini

$$c_p = \frac{\delta Q_p}{dT_p}$$

$$c_v = \frac{\delta Q_v}{\delta T_v}$$

Snov	Specifična toplota [kJ/kgK]
Voda (15 °C)	4,18
Led (0 °C)	2,23
Les, 8 % vlage (20 °C)	1,68
Jeklo (20 °C)	0,46
Baker (20 °C)	0,38
Živo srebro (20 °C)	0,14

Materiali z velikimi toplotnimi kapacitetami, kot je voda, dobro zadržujejo toplotno energijo – njihova temperatura se ne spreminja hitro oz. veliko pri dovajanju toplote, medtem ko materiali z majhnimi toplotnimi kapacitetami, kot je baker, pa ne zadržujejo dobro energije - njihova temperatura se spreminja hitro ob dovajanju toplote.

Pri procesu s konstantnim tlakom je: $Q_p = \Delta H_p$, torej je: $\delta Q_p = dH_p$

Pri konstantni prostornini pa je $W = 0$: $\delta Q_v = dU_v$,

tako velja na splošno:

$$c_p = \frac{\delta Q_p}{dT_p} = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \qquad c_v = \frac{\delta Q_v}{dT_v} = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_v$$

Toplotno kapaciteto sistema c lahko izražamo v $[J/K]$.

Molska toplotna kapaciteta velja za en mol $[J/K \cdot mol]$.

*

Pri višjih temperaturah nam podaja Dulong – Petitovo pravilo toplotno kapaciteto za trdne snovi, ki se približuje vrednosti $3R = 24,94 J/K \cdot mol$ oz. $3R/M [J/K \cdot g]$.

Toplotna kapaciteta idealnega plina:

Odkvisnost med c_p in c_v za idealne pline:

$$c_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$$



$$H = U + p \cdot V$$

$$c_p = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_p + p \cdot \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p$$



$$c_p = c_v + p \cdot \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p$$



$$\left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p = \frac{n \cdot R}{p}$$

$$c_p = c_v + n \cdot R$$

Za enoatomarne pline velja:

$$c_v = \frac{3}{2} R \cong 12,5 \text{ J / mol} \cdot \text{K}$$

$$c_p = c_v + R = \frac{5}{2} R \cong 20,9 \text{ J / mol} \cdot \text{K}$$

Za dvoatomarne pline
(npr. N_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2) velja:

$$c_v = \frac{5}{2} R \cong 20,9 \text{ J / mol} \cdot \text{K}$$

$$c_p = \frac{7}{2} R \cong 29,3 \text{ J / mol} \cdot \text{K}$$

Toplotna kapaciteta pri nizkih temperaturah

Debye – jeva teorija omogoča izračun toplotne kapacitete pri nizkih temperaturah:

$$c_V = K \cdot \left(\frac{T}{\Theta}\right)^3$$

K je konstanta in je enaka: **K = 1944 J/K·mol**

Θ = h·ν/K ---- karakteristična Debye – jeva temperatura, ki
zavisi od lastnosti snovi (Pb-88, Cd-168, Cu-315, Fe-453,
diamant-1860)

ν ----- Debye jeva frekvenca nihanja atomov

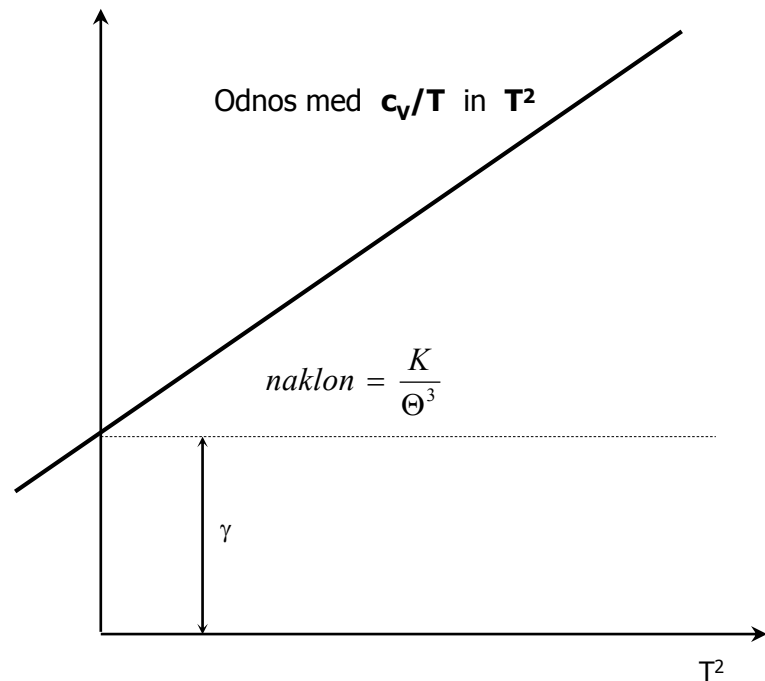
h ----- Planckova konstanta, **h = 6,626 · 10⁻³⁴ Js**

Debye – jeva enačba ne upošteva vpliva elektronov na toplotno kapaciteto. Ta vpliv je zelo pomemben pri kovinah.

$$c_V = K \cdot \left(\frac{T}{\Theta}\right)^3 + \gamma \cdot T$$

Θ in γ lahko določimo z merjenjem toplotnih kapacitet pri nizkih temperaturah.

$$\frac{c_V}{T} = \frac{K}{\Theta^3} \cdot T^2 + \gamma$$



TOPLOTNA KAPACITETA PRI VISOKIH TEMPERATURAH

Temperaturna odvisnost toplotne kapacitete pri visokih temperaturah je čisto izražena z empiričnim odnosom. V praksi se lahko uporablja več enačb. Ena najuporabnejših je naslednja enačba (Kubaschewski):

$$c_p = a + bT + cT^{-2} \quad [\text{J/K}\cdot\text{mol}]$$

a, **b** in **c** so empirične konstante, ki so določene eksperimentalno.

Kelley pa priporoča malo spremenjen izraz:

$$c_p = a + bT - cT^{-2} \quad [\text{J/K}\cdot\text{mol}]$$

V praksi lahko uporabljamo obe enačbi, pri čemer so konstante v obeh enačbah različne.

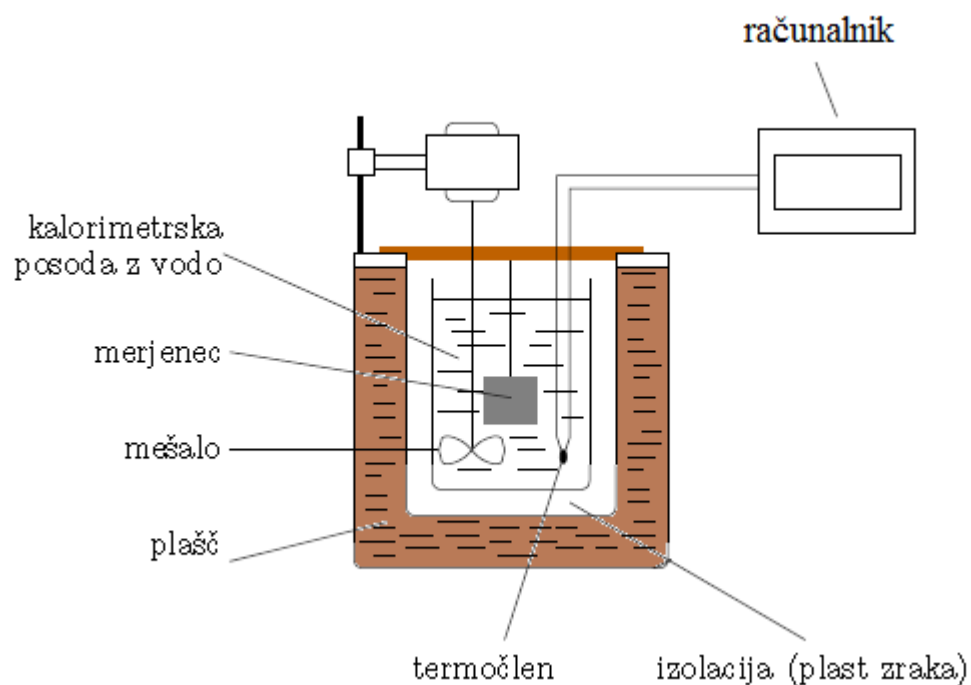
Primer zapisa c_p :

$$c_{p(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 106,608 + 17,782 \cdot 10^{-3}T - 28,535 \cdot 10^5 T^{-2} \quad [\text{J/mol}\cdot\text{K}]$$

$$c_{p(\text{CO}_2)} = 44,141 + 9,037 \cdot 10^{-3}T - 8,535 \cdot 10^5 T^{-2} \quad [\text{J/mol}\cdot\text{K}]$$

Merjenje specifične toplote

Specifično toploto snovi lahko določamo kalorimetrično.



$$-q_{kovine} = +q_{kalorimetra}$$

$$-[c_{kov} \cdot m_{kov} \cdot \Delta T_{kov}] = C_{kal} \cdot \Delta T_{kalorimetra}$$

Ker želimo določiti c_{kov} je naslednji izraz enak:

$$c_{kov} = \frac{-C_{kalorimeter} \cdot \Delta T_{kalorimetra}}{m_{kov} \cdot \Delta T_{kov}}$$

Kalibracijo kalorimetra naredimo z naslednjo enačbo:

$$C_{kalorimeter} = \frac{-c_{kov} \cdot m_{kov} \cdot \Delta T_{kov}}{\Delta T_{kalorimeter}}$$

ENTALPIJA *

- V = konst.:

$$\Delta U = \Delta Q + \Delta W$$



Pri konstantnem volumnu velja:
 $\Delta W = p \cdot \Delta V = 0$

$$\Delta U = \Delta Q$$

- p = konst.:

$$\Delta W = -\int_1^2 p \cdot dV = -p \int_1^2 dV = -p(V_2 - V_1)$$

$$\Delta U = \Delta Q + \Delta W$$



$$\Delta U = U_2 - U_1$$

$$\Delta W = -p \cdot (V_2 - V_1)$$

$$(U_2 + p \cdot V_2) - (U_1 + p \cdot V_1) = \Delta Q$$



$$H = U + p \cdot V$$

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

$$\Delta H = \Delta Q$$

Spremembo entalpije izračunamo iz podatkov o toplotni kapaciteti. Pri konstantnem tlaku je:

$$dH = c_p \cdot dT$$

Enačbo integriramo:

$$\Delta H = \int_{T_1}^{T_2} c_p \cdot dT$$



$$\Delta H = \int_{T_1}^{T_2} (a + bT + cT^{-2}) \cdot dT$$

$$\Delta H = H_2 - H_1 = a \cdot (T_2 - T_1) + \frac{b}{2} \cdot (T_2^2 - T_1^2) - c \cdot (T_2^{-1} - T_1^{-1}) \quad *$$

TVORBENE TOPLOTE SNOVI

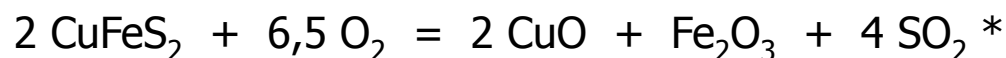
* Glede na naslednje snovi definiramo standardna stanja tako:

1. **trdne snovi**: za trdne elemente ali spojine je standardno stanje čista trdna snov pri tlaku $p = 1 \text{ bar}$ ($= 0,1 \text{ MPa}$) in določeni temperaturi (sobna temperatura pri $T = 298 \text{ K}$).
2. **tekoče snovi**: za tekoče elemente ali spojine je standardno stanje čista tekočina pri tlaku $p = 1 \text{ bar}$ ($= 0,1 \text{ MPa}$) in določeni temperaturi (sobna temperatura pri $T = 298 \text{ K}$).
3. **plini**: za plinske elemente je standardno stanje čist idealni plin pri tlaku $p = 1$ in določeni temperaturi (sobna temperatura pri $T = 298 \text{ K}$).

Literatura, ki navaja termodinamične podatke (toplota ali entalpija), podaja tvorbeno toploto oz. entalpijo pri standardni referenčni temperaturi **298 K** (točneje pri **298,15 K**). Simbol ΔH_f^o označuje tvorbeno toploto določene snovi, ki je sestavljena iz elementov pri njeni standardni temperaturi **298 K**. **Za elemente je dogovor, da so njihove entalpije enake nič.**

HESSOV ZAKON IN REAKCIJSKA TOPLOTA

Količina absorbirane toplote, oz. toplote, ki nastane pri kemijski reakciji, zavisi od pogojev, pod katerimi poteka reakcija in tudi od količine snovi, ki sodeluje v reakciji. Za primer si oglejmo naslednjo reakcijo:



Ker je entalpija lastnost stanja sistema, zavisi le od začetnega in končnega stanja. Hessov zakon izraža to dejstvo na malo drugačen način:

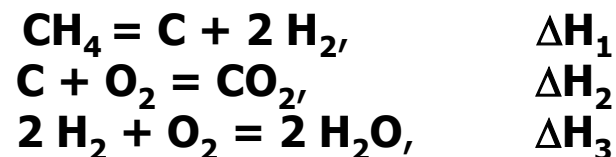
Sprememba entalpije določene kemijske reakcije je ista, če poteka v eni ali v več stopnjah. Važno je le, da sta začetno in končno stanje enaka.

Kot primer si oglejmo oksidacijo metana:

Direktna oksidacija ali enostopenjski proces:



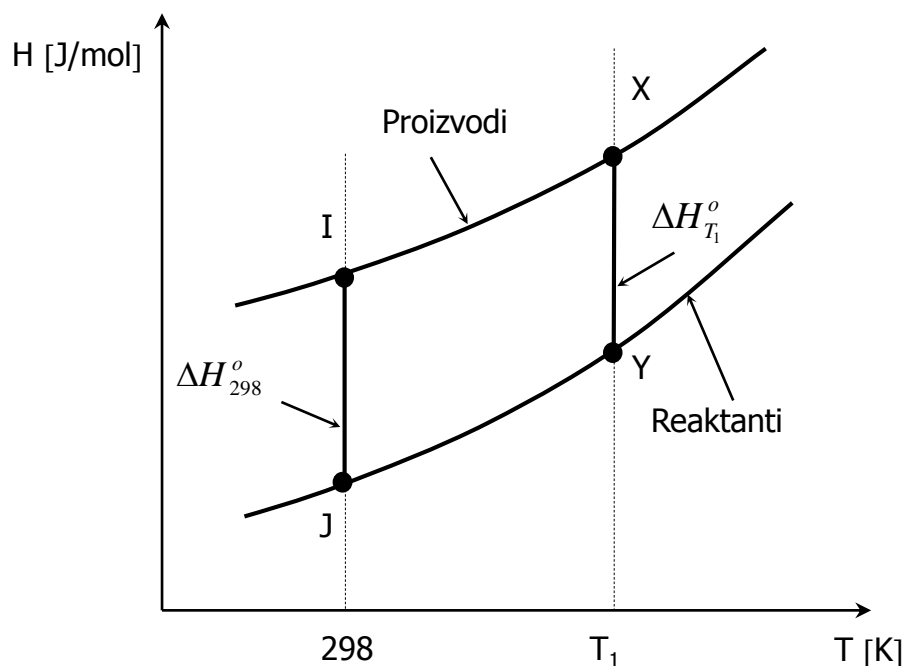
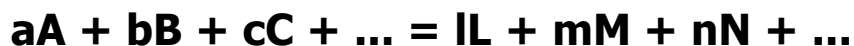
Indirektna oksidacija ali tristopenjski proces:



Po Hessovem zakonu velja: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

SPREMEMBA REAKCIJSKE TOPLOTE S TEMPERATURO - KIRCHOFFOV ZAKON

Oglejmo si endotermno reakcijo ($\Delta H_r > 0$):



ΔH_{298}° je standardna reakcijska toplota.
Ugotoviti želimo reakcijsko toploto pri višji temperaturi T_1 .

$C_{pA}, C_{pB}, C_{pC}, \dots, C_{pL}, C_{pM}, C_{pN}, \dots$ toplotne molske kapacitete pri konstantnem tlaku za sestavine A, B, C, ... in L, M, N, ...

Oglejmo si ciklus **I – J – Y – X – I** :

$$\begin{aligned} (H_J - H_I) + (H_Y - H_J) + (H_X - H_Y) + (H_I - H_X) &= 0 \\ -\Delta H_{298}^{\circ} + (H_Y - H_J) + \Delta H_{T_1}^{\circ} + (H_I - H_X) &= 0 \end{aligned}$$

Za reaktante velja:
$$H_Y - H_J = \int_{298}^{T_1} (a c_{pA} + b c_{pB} + \dots) \cdot dT$$

Za proizvode pa velja naslednja enačba:

$$H_X - H_I = \int_{298}^{T_1} (l c_{pL} + m c_{pM} + \dots) \cdot dT$$

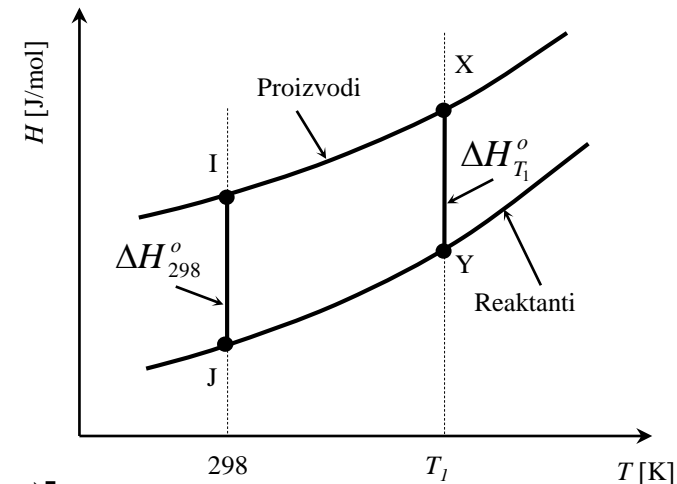
$$\Delta H_{T_1}^o - \Delta H_{298}^o = \int_{298}^{T_1} [(l c_{pL} + m c_{pM} + \dots) - (a c_{pA} + b c_{pB} + \dots)] \cdot dT$$

*

$$\left[\frac{d\Delta H}{dT} \right]_p = \Delta c_p$$

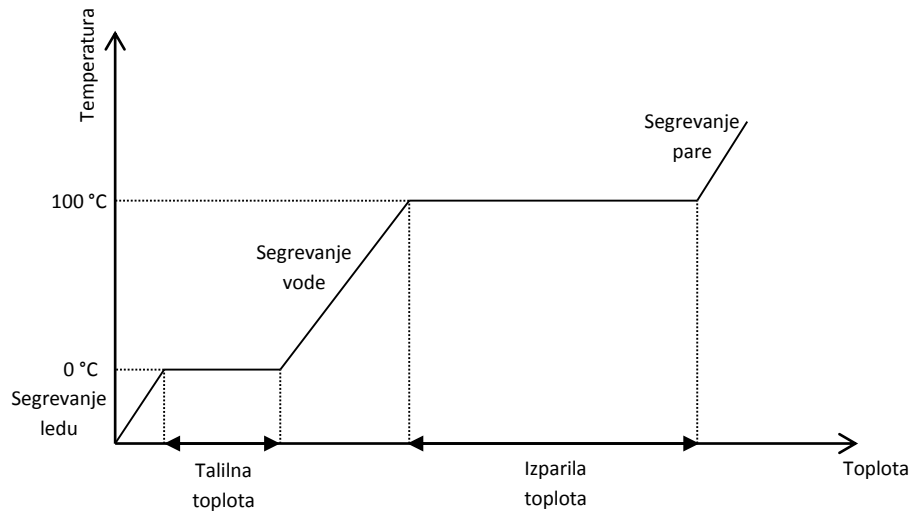
$$\Delta c_p = \sum_i n_i c_{p(\text{proizvodi})} - \sum_j n_j c_{p(\text{reaktanti})}$$

n_i in n_j sta stehiometrična koeficienta,
 c_p pa molska (specifična) toplota.

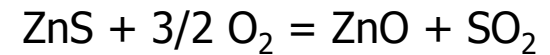


Primer izračuna ΔH :

Segrevanje vode od 0 °C do 120 °C:



Pri temperaturi T za reakciju:



$$\Delta c_p = \sum_i n_i \cdot c_{p(\text{produkti})} - \sum_j n_j \cdot c_{p(\text{reaktanti})}$$

$$\Delta H^o_{298} = \sum_i n_i \cdot H^o_{298(\text{produkti})} - \sum_j n_j \cdot H^o_{298(\text{reaktanti})}$$

$$\Delta H_T = \Delta H^o_{298} + \int_{298}^T \Delta c_p \cdot dT$$

$$\Delta H = n \cdot \left[\int_{T_1}^{T_{vr}} c_{p(l)} \cdot dT + L_{iz} + \int_{T_{vr}}^{T_2} c_{p(g)} \cdot dT \right]$$

Reverzibilni adiabatски procesi – Poisson-ove enačbe

$$dU = \delta W$$

$$\downarrow \quad \begin{matrix} dU = c_v \cdot dT \\ \delta W = -p \cdot dV \end{matrix}$$

$$c_v \cdot dT = -p \cdot dV$$

$$\downarrow \quad p \cdot V = R \cdot T$$

$$c_v \frac{dT}{T} = -R \frac{dV}{V}$$

$$\downarrow$$

$$c_v \cdot \ln \frac{T_2}{T_1} = R \cdot \ln \frac{V_1}{V_2}$$

$$\downarrow$$

$$\left(\ln \frac{T_2}{T_1} \right)^{c_v} = \left(\ln \frac{V_1}{V_2} \right)^R$$

$$\downarrow$$

$$\downarrow$$

$$\left(\frac{T_2}{T_1} \right)^{c_v} = \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^R$$

$$\downarrow$$

$$\left(\frac{T_2}{T_1} \right) = \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\frac{R}{c_v}}$$

$$\downarrow$$

$$\left(\frac{T_2}{T_1} \right) = \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\kappa-1}$$

$$\downarrow$$

$$T_1 \cdot V_1^{\kappa-1} = T_2 \cdot V_2^{\kappa-1} = konst.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} c_p - c_v = R \\ \frac{c_p}{c_v} - 1 = \frac{R}{c_v} \\ \frac{c_p}{c_v} = \kappa \\ \kappa - 1 = \frac{R}{c_v} \end{array} \right.$$

ODNOS MED TEMPERATURO IN PROSTORNINO:

$$T_1 \cdot V_1^{\kappa-1} = T_2 \cdot V_2^{\kappa-1}$$

ODNOS MED TLAKOM IN PROSTORNINO:

$$p_1 \cdot V_1^{\kappa} = p_2 \cdot V_2^{\kappa}$$

ODNOS MED TLAKOM IN TEMPERATURO:

$$T_1^{\kappa} \cdot p_1^{1-\kappa} = T_2^{\kappa} \cdot p_2^{1-\kappa}$$

$$T_1 \cdot p_1^{\frac{1-\kappa}{\kappa}} = T_2 \cdot p_2^{\frac{1-\kappa}{\kappa}}$$

ADIABATSKO DELO:

$$\delta W = -p \cdot dV$$

$$\downarrow p \cdot V^\kappa = c$$

$$\delta W = -c \cdot \frac{dV}{V^\kappa}$$

$$\downarrow \text{Integriramo}$$

$$W = \frac{-c}{1-\kappa} \cdot (V_2^{(1-\kappa)} - V_1^{(1-\kappa)})$$

$$\downarrow p_1 \cdot V_1^\kappa = p_2 \cdot V_2^\kappa = c$$

$$W = \frac{p_1 \cdot V_1 - p_2 \cdot V_2}{1-\kappa}$$

$$\downarrow \begin{array}{l} \text{Za idealne pline velja: } p \cdot V = n \cdot R \cdot T \\ \text{Vemo da je: } c_p - c_v = R \\ \text{ter: } c_p / c_v = \kappa \end{array}$$

$$W_{ad} = n \cdot c_v \cdot (T_2 - T_1)$$