

2. věta termodynamiky

- 1) 1 mol ideálního plynu byl převeden izobaricky ze stavu $T_1=300\text{ K}$, $p_1=0,1\text{ MPa}$ do stavu $T_2=1300\text{ K}$, $p_2=0,1\text{ MPa}$. Vypočítejte pro tento děj Q , ΔH , ΔS . pokud je dána $c_p=40 + 0,2T\text{ J/mol}\cdot\text{K}$. [200000 J/mol·K, 200000 J/mol·K, 258,65 J/mol·K]
- 2) Vypočítejte změnu molární Gibbsovy energie pro syntézu amoniaku za standardních podmínek, jsou-li známy hodnoty entropií za standardních podmínek:

	$S_{298}^\circ/\text{Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$	$\Delta H_{\text{sluč}}^\circ/\text{kJmol}^{-1}$
$\text{N}_2(\text{g})$	191,5	
$\text{H}_2(\text{g})$	130,6	
$\text{NH}_3(\text{g})$	192,5	-45,7

[-16,2 kJ/mol]

- 3) Vypočítejte ΔS systému, změní-li se stav 3 mol ideálního jednoatomového plynu, pro který $c_p=5/2 R$, z 25 °C a tlaku 100 kPa na 125 °C a tlaku 500 kPa. [-22,1 J/K]
- 4) Určete změnu entropie spojenou s vratným ohřevem 1 kg bezvodého síranu draselného z 25 °C na 427 °C při tlaku 101,3 kPa. Teplotní závislost molární tepelné kapacity bezvodého síranu draselného pro daný rozsah teplot $c_p=120,4+99,6\cdot 10^{-3}T-17,8\cdot 10^{-6}T^2$. [820 J/K]
- 5) Jaká je změna entropie a Gibbsovy energie pro reakci $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{ HCl}$ je-li dáno

	$S_{298}^\circ/\text{Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$	$\Delta H_{\text{sluč}}^\circ/\text{kJmol}^{-1}$
$\text{Cl}_2(\text{g})$	222,8	
$\text{H}_2(\text{g})$	130,6	
$\text{HCl}(\text{g})$	186,7	-92,3

[20.1 J/K, -190.6 kJ/mol]

- 6) Určete změnu enthalpie a entropie 1 molu vodíku při jeho zahřátí z teploty 300 K na teplotu 1300 K za konstantního tlaku. Molární tepelná kapacita vodíku ve stavu ideálního plynu je určena vztahem $c_p = 28,7 + 1,2\cdot 10^{-3}T - 0,9\cdot 10^{-6}T^2\text{ J/mol}\cdot\text{K}$. [29009 J/mol, 42,564 J/mol·K]



- 7) Vypočítejte změnu entropie 28 g oxidu uhelnatého při izobarickém vratném ohřevu z 0 °C na 300 °C. Molární tepelná kapacita je 29 J/mol·K. [21,493 J/mol·K]
- 8) Určete konečné hodnoty teploty (tlaku v případě b)) a příslušnou změnu entropie u jednoho molu argonu, kterému bylo předáno teplo $Q = 1250$ J za těchto podmínek:
a) při konstantním tlaku; b) za konstantní teploty; c) za konstantního objemu
Výchozí stav je 300 K, 100 kPa. Argon se chová jako ideální plyn. Jeho molární tepelná kapacita je $c_p = 20,8$ J mol⁻¹ K⁻¹.
[a) $Q = \Delta H$; b) $\Delta U = 0$; $Q = -W$; c) $Q = \Delta U$]
[360,1 K, 3,798 J/K; 60,58 kPa, 4,166 J/K; 400,11 K, 3,595 J/K]
- 9) Jeden mol ideálního plynu expandoval adiabaticky vratně ze stavu $T_1 = 300$ K a $p_1 = 200$ kPa na teplotu $T_2 = 250$ K ($\kappa = 1,4$). Určete změnu entropie tohoto plynu. [0]
- 10) Jeden mol ideálního plynu zaujímá za určitých podmínek objem 15 dm³. Vypočítejte jeho objem po izotermní expanzi, jestliže změna entropie při expanzi je rovna 40 J. [1843 dm³]
- 11) Určete změnu standardní Gibbsovy energie při reakci
 $\text{CH}_3\text{COOH (l)} + 2 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2 \text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$
a rozhodněte, zda bude samovolně probíhat za standardních podmínek. K výpočtu použijte slučovací Gibbsovy energie. [-870,7 kJ/mol, samovolně]

	$\Delta G_{\text{sluč}}^\ominus / \text{kJmol}^{-1}$
CH ₃ COOH (l)	-392,5
CO ₂ (g)	-394,4
H ₂ O (l)	-237,2