



2. věta termodynamiky – příklady do semináře:

1. Vypočítejte změnu molární Gibbsovy energie pro syntézu amoniaku za standardních podmínek, jsou-li známy hodnoty entropií za standardních podmínek:

	$S_{298}^{\ominus}/Jmol^{-1}K^{-1}$	$\Delta H_{sluč}^{\ominus}/kJmol^{-1}$
$N_2(g)$	191.5	
$H_2(g)$	130.6	
$NH_3(g)$	192.5	-45.7

[**-16.2 kJ/mol**]

2. Pět molů oxidu uhelnatého bylo z počátečního stavu 250 °C a 101.32 kPa zahříváno izobaricky vratně až objem systému dosáhl trojnásobku původního objemu. Vypočítejte ΔU , Q , ΔH , ΔS , W ΔG tohoto pochodu. Molární entropie oxidu uhelnatého za teploty 250°C a 101.32 kPa je 250 J/molK. Oxid uhelnatý se chová jako ideální plyn a $c_p=29$ J/molK. [**108218.8 J, 151713.5 J, 151713.5 J, 159.3 J/K, -43494.7 J, -1405728.2 J**]
3. Entropie 1 molu vodíku při teplotě 25 °C a tlaku 101.3 kPa je 130.57 J/molK. Určete tlak při němž bude entropie vodíku při téže teplotě a) poloviční, b) dvojnásobná za předpokladu ideálního chování vodíku. [**260 MPa, 0.015 Pa**]



2. věta termodynamiky - příklady k procvičení:

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 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]
3. 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]
4. Jaká je změna entropie a Gibbsovy energie pro reakci $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 HCl$ je-li dáno

	$S_{298}^\circ / Jmol^{-1}K^{-1}$	$\Delta H_{sluč}^\circ / kJmol^{-1}$
$Cl_2(g)$	222.8	
$H_2(g)$	130.6	
$HCl(g)$	186.7	-92.3

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

5. Určete změnu entalpie 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]
6. Vypočítejte změnu entropie 28 g oxidu uhelnatého při izobarickém vratném ohřevu z 0 °C na 300 °C . Molární tepelná kapacita je $29\text{ J/mol}\cdot\text{K}$. [21.493 J/mol·K]
7. Určete konečné hodnoty teploty (tlaku v případě b)) a příslušnou změnu entropie u jednoho molu argonu, kterému bylo předáno teplo $Q = 1250\text{ J}$ 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 $c_p = 20.8\text{ J mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$.
[náповěда: a) $Q=\Delta H$; b) $\Delta U=0$; $Q=-W$; c) $Q=\Delta U$]
[360.1K, 3.798 J/K; 60.58 kPa, 4.166 J/K; 400.11 K, 3.595 J/K]



8. 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]
9. 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]
10. 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

11. Vypočítejte molární entropii při 500 K vzorku neonu o konstantním objemu, je-li dáno, že při 298 K je její hodnota 146.22 J/Kmol. [152.67 J/mol·K]
12. Vypočítejte změnu Gibbsovy energie spojenou s vypařením 5 molů látky při normální teplotě varu 339.7 K pokud víte, že výparná entalpie látky je 35 kJ/mol. [0]