

7. Chemická rovnováha – procvičování

K nastudování: Peter Atkins, Fyzikální chemie, kapitola 6; soubory integraly.jpg + derivace.jpg

Konstanty: molární plynová konstanta $R = 8,314472 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Příklady:

- Vypočítejte aktivitu a aktivitní koeficient chloroformu pro roztok acetonu v chloroformu při 25 °C, je-li tlak par čistého chloroformu 36,4 kPa,
 - parciální tlak chloroformu je 4,7 kPa a molární zlomek chloroformu je 0,20. ($a = 0,13$; $\gamma = 0,65$)
 - parciální tlak chloroformu je 11 kPa a molární zlomek chloroformu je 0,40. ($a = 0,30$; $\gamma = 0,75$)
 - parciální tlak CHCl_3 je 18,9 kPa a molární zlomek CHCl_3 je 0,60. ($a = 0,52$; $\gamma = 0,87$)
 - parciální tlak CHCl_3 je 26,7 kPa a molární zlomek CHCl_3 je 0,80. ($a = 0,73$; $\gamma = 0,92$)
- Vypočítejte aktivitu a aktivitní koeficient chloroformu pro roztok chloroformu v acetonu při 25 °C, je-li Henryho konstanta chloroformu 22,0 kPa,
 - parciální tlak chloroformu je 4,7 kPa a molární zlomek chloroformu je 0,20. ($a = 0,21$; $\gamma = 1,05$)
 - parciální tlak chloroformu je 11 kPa a molární zlomek chloroformu je 0,40. ($a = 0,50$; $\gamma = 1,25$)
 - parciální tlak CHCl_3 je 18,9 kPa a molární zlomek CHCl_3 je 0,60. ($a = 0,86$; $\gamma = 1,43$)
 - parciální tlak CHCl_3 je 26,7 kPa a molární zlomek CHCl_3 je 0,80. ($a = 1,21$; $\gamma = 1,51$)
- Vypočítejte aktivitu a aktivitní koeficient acetonu pro roztok chloroformu v acetonu při 25 °C, je-li tlak par čistého acetonu 46,3 kPa,
 - parciální tlak acetonu je 4,9 kPa a molární zlomek acetonu je 0,20. ($a = 0,11$; $\gamma = 0,53$)
 - parciální tlak acetonu je 12,3 kPa a molární zlomek acetonu je 0,40. ($a = 0,27$; $\gamma = 0,66$)
 - parciální tlak acetonu je 23,3 kPa a molární zlomek acetonu je 0,60. ($a = 0,50$; $\gamma = 0,84$)
 - parciální tlak acetonu je 33,3 kPa a molární zlomek acetonu je 0,80. ($a = 0,72$; $\gamma = 0,90$)
- Vypočítejte aktivitu a aktivitní koeficient acetonu pro roztok acetonu v chloroformu při 25 °C, je-li Henryho konstanta acetonu 23,3 kPa,
 - parciální tlak acetonu je 4,9 kPa a molární zlomek acetonu je 0,20. ($a = 0,21$; $\gamma = 1,05$)
 - parciální tlak acetonu je 12,3 kPa a molární zlomek acetonu je 0,40. ($a = 0,53$; $\gamma = 1,32$)
 - parciální tlak acetonu je 23,3 kPa a molární zlomek acetonu je 0,60. ($a = 1,00$; $\gamma = 1,67$)
 - parciální tlak acetonu je 33,3 kPa a molární zlomek acetonu je 0,80. ($a = 1,43$; $\gamma = 1,79$)
- Látka B je rozpuštěna v látce A. Tlak par čisté látky A je 39,997 kPa, Henryho konstanta látky B je 26,664 kPa. Je-li molární zlomek látky A 0,9, parciální tlak látky A je 33,331 kPa a parciální tlak látky B 3,333 kPa. Vypočítejte aktivitu a aktivitní koeficient obou látek.
(látka A: $a = 0,83$, $\gamma = 0,93$; látka B: $a = 0,125$, $\gamma = 1,25$)

6. Při teplotě 20 °C je v 920 g vody ($M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \text{ g mol}^{-1}$) je rozpuštěno 122 g netěkavé látky ($M = 241 \text{ g mol}^{-1}$). Tlak par čisté vody je 2,339 kPa, parciální tlak vody je 2,269 kPa. Vypočítejte aktivitu a aktivitní koeficient vody. ($a = 0,9701$; $\gamma = 0,980$)
7. Zředěný roztok bromu v tetrachlormethanu se chová jako ideální roztok. Při 25 °C je tlak par čistého tetrachlormethanu je 4,513 kPa a Henryho konstanta bromu 16,313 kPa. Vypočítejte tlak par obou složek, celkový tlak a složení plynné fáze, je-li molární zlomek bromu 0,05.
($p(\text{CCl}_4) = 4,29 \text{ kPa}$; $p(\text{Br}_2) = 0,816 \text{ kPa}$; $p_{TOT} = 5,103 \text{ kPa}$; $y(\text{CCl}_4) = 0,840$; $y(\text{Br}_2) = 0,160$)
8. Při měření rovnováhy mezi kapalnou a plynnou fází roztoku kapalin A a B při teplotě 30 °C a tlaku 101,325 kPa byl molární zlomek kapaliny A 0,220 v kapalně fázi a 0,314 v plynné fázi. Tlak par čisté kapaliny A je 73,0 kPa a tlak par čisté kapaliny B 92,1 kPa. Vypočítejte aktivitu a aktivitní koeficient obou složek. (A: $a = 0,436$, $\gamma = 1,98$; B: $a = 0,755$, $\gamma = 0,968$)
9. Při 85 °C je tlak par čistého dibromethenu 22,9 kPa, a čistého dibrompropenu 17,1 kPa. Tyto dvě sloučeniny tvoří téměř ideální roztok. Molární zlomek dibromethenu v plynné fázi je 0,60. Vypočítejte celkový tlak par a složení kapalně fáze. ($p = 20,2 \text{ kPa}$; $x(\text{A}) = 0,528$; $x(\text{B}) = 0,472$)
10. Benzen a toluen tvoří téměř ideální roztok. Vypočítejte rozdíl chemického potenciálu roztoku a chemického potenciálu čistého benzenu při teplotě varu čistého benzenu (80,1 °C), jestliže molární zlomek benzenu je 0,30. Jestliže aktivitní koeficient benzenu je 0,93, jaký bude při varu tohoto roztoku tlak par benzenu? ($\Delta\mu = -3,536 \text{ kJ mol}^{-1}$; $p = 28,270 \text{ kPa}$)
11. Při 25 °C je rovnovážná konstanta rozpouštění fluoridu vápenatého $3,9 \cdot 10^{-11}$. Standardní slučovací Gibbsova energie nerozpuštěného fluoridu vápenatého je $-1167,3 \text{ kJ mol}^{-1}$. Vypočítejte standardní slučovací Gibbsovu energii rozpuštěného fluoridu vápenatého. ($-1107,586 \text{ kJ mol}^{-1}$)
12. Při 25 °C je rovnovážná konstanta rozpouštění jodidu olovnatého $1,4 \cdot 10^{-8}$. Standardní slučovací Gibbsova energie nerozpuštěného jodidu olovnatého je $-173,64 \text{ kJ mol}^{-1}$. Vypočítejte standardní slučovací Gibbsovu energii rozpuštěného jodidu olovnatého. ($-128,8 \text{ kJ mol}^{-1}$)
13. Při 227 °C je tlak vodíku nad uranem a hydridem uranitým 139 Pa. Uran i hydrid uranité jsou pevné látky. Vypočítejte standardní slučovací Gibbsovu energii hydridu uranitého při 227 °C. ($-41,0 \text{ kJ mol}^{-1}$)
14. Při 25 °C je standardní slučovací Gibbsova energie amoniaku $-16,5 \text{ kJ mol}^{-1}$. Vypočítejte reakční Gibbsovu energii při 25 °C, jestliže parciální tlak dusíku je 300 kPa, parciální tlak vodíku 100 kPa a parciální tlak amoniaku 400 kPa. ($-14,426 \text{ kJ mol}^{-1}$)
15. Rozkladem kalcitu vzniká plyn, jehož tlak je 100 kPa. Standardní slučovací entalpie kalcitu (CaCO_3) je $-1206,9 \text{ kJ mol}^{-1}$, standardní slučovací entalpie oxidu vápenatého je $-635,09 \text{ kJ mol}^{-1}$, standardní slučovací entalpie oxidu uhličitého je $-393,51 \text{ kJ mol}^{-1}$, molární entropie kalcitu je $92,9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, molární entropie oxidu vápenatého je $39,75 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ a molární entropie oxidu uhličitého je

213,74 J K⁻¹ mol⁻¹. Standardní entalpie i entropie rozkladu kalcitu jsou v celém teplotním rozsahu konstantní. Vypočítejte teplotu, při které k rozkladu kalcitu dochází. (837,13 °C)

16. Dehydratací modré skalice vzniká plyn, jehož tlak je 100 kPa. Standardní slučovací entalpie modré skalice (pentahydrát síranu měďnatého) je -2279,7 kJ mol⁻¹, standardní slučovací entalpie síranu měďnatého -771,36 kJ mol⁻¹, standardní slučovací entalpie vodní páry -241,82 kJ mol⁻¹, molární entropie modré skalice 300,4 J K⁻¹ mol⁻¹, molární entropie síranu měďnatého 109 J K⁻¹ mol⁻¹ a molární entropie vodní páry 188,83 J K⁻¹ mol⁻¹. Standardní entalpie i entropie dehydratace modré skalice jsou v celém teplotním rozsahu konstantní. Vypočítejte teplotu, při které k dehydrataci modré skalice dochází. (124 °C)

17. Při 230 °C je rovnovážná konstanta izomerizace borneolu na izoborneol rovna 0,106. Vypočítejte molární zlomek obou látek v rovnováze, smícháme-li při této teplotě a celkovém tlaku 100 kPa 7,5 g borneolu a 14 g izoborneolu ($M = 154,25 \text{ g mol}^{-1}$). (borneol: 0,904; izoborneol: 0,096)

18. Reaktanty i produkty v reakci $A + B \rightleftharpoons C + 2 D$ jsou plyny. Jestliže při teplotě 25 °C a celkovém tlaku 100 kPa smícháme 2 mol A, 1 mol B a 3 mol D, bude rovnovážná směs obsahovat 0,79 mol C. Vypočítejte

(i) molární zlomky všech látek v rovnováze. (A: 0,1782; B: 0,0309; C: 0,1163; D: 0,6745)

(ii) rovnovážnou konstantu. (9,609)

(iii) standardní reakční Gibbsovu energii. (-5,6 kJ mol⁻¹)

19. Standardní Gibbsova energie reakce $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$ při 2027 °C je 118,08 kJ mol⁻¹.

Kolik % vodní páry se při této teplotě a tlaku 100 kPa rozloží? (2,05 %)

20. Při teplotě 1984 °C a celkovém tlaku 100 kPa se v rovnováze rozloží 1,77 % vodní páry. Rovnice rozkladu vodní páry je $2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. Vypočítejte

(i) reakční Gibbsovu energii. (0)

(ii) rovnovážnou konstantu. ($2,848 \cdot 10^{-6}$)

(iii) standardní reakční Gibbsovu energii. (239,616 kJ mol⁻¹)

21. V teplotním rozmezí 27 °C až 327 °C platí pro rovnovážnou konstantu reakce empirický vztah

$$\ln K = -1,04 - \frac{1088K}{T(K)} + \frac{1,51 \cdot 10^5 K^2}{(T(K))^2}$$

Vypočítejte standardní reakční entalpii, standardní reakční Gibbsovu energii a standardní reakční entropii při 127 °C. ($\Delta_r H^0 = 2,771 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta_r G^0 = 9,369 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta_r S^0 = -16,488 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

22. V teplotním rozmezí 127 °C až 227 °C platí pro rovnovážnou konstantu reakce empirický vztah

$$\ln K = -2,04 - \frac{1176K}{T(K)} + \frac{2,1 \cdot 10^7 K^3}{(T(K))^3}$$

Vypočítejte standardní reakční entalpii, standardní reakční Gibbsovu energii a standardní reakční entropii při 177 °C. ($\Delta_r H^0 = 7,191 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta_r G^0 = 16,55 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta_r S^0 = -20,79 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

23. Vypočítejte standardní reakční entalpii reakce, jejíž rovnovážná konstanta bude mít po zvýšení teploty z původních 25 °C o 10 °C hodnotu

(i) dvakrát větší. (52,949 kJ mol⁻¹)

(ii) dvakrát menší. (-52,949 kJ mol⁻¹)

24. Vypočítejte standardní reakční entalpii reakce, jejíž rovnovážná konstanta bude mít po zvýšení teploty z původních 37 °C o 15 °C hodnotu

(i) dvakrát větší. (39 kJ mol⁻¹)

(ii) dvakrát menší. (-39 kJ mol⁻¹)

25. V teplotním rozmezí 647 °C až 1007 °C je standardní reakční entalpie reakce rovna 224 kJ mol⁻¹. Standardní reakční Gibbsova energie při 1007 °C je 33 kJ mol⁻¹. Vypočítejte, při jaké teplotě je rovnovážná konstanta rovna 1. (1228,18 °C)

26. V teplotním rozmezí 527 °C až 1227 °C je standardní reakční entalpie reakce rovna 125 kJ mol⁻¹. Standardní reakční Gibbsova energie při 847 °C je 22 kJ mol⁻¹. Vypočítejte, při jaké teplotě je rovnovážná konstanta rovna 1. (1086,26 °C)

27. Při 25 °C je standardní slučovací Gibbsova energie amoniaku -16,45 kJ mol⁻¹. Standardní slučovací entalpie amoniaku je -46,11 kJ mol⁻¹. Vypočítejte standardní reakční Gibbsovu energii a rovnovážnou konstantu pro syntézu amoniaku

(i) při 25 °C. ($\Delta_r G^0 = -32,9 \text{ kJ mol}^{-1}$; $K = 6,1 \cdot 10^5$)

(ii) při 227 °C, je-li standardní reakční entalpie v celém teplotním rozsahu konstantní.

($\Delta_r G^0 = 7,1 \text{ kJ mol}^{-1}$; $K = 0,18$)

V obou případech rozhodněte, kam je posunuta rovnováha.

28. Při 25 °C je standardní slučovací Gibbsova energie dimeru oxidu dusičitého 97,89 kJ mol⁻¹ a standardní slučovací Gibbsova energie monomeru 51,31 kJ mol⁻¹, standardní slučovací entalpie dimeru 9,16 kJ mol⁻¹ a standardní slučovací entalpie monomeru 33,18 kJ mol⁻¹. Vypočítejte standardní reakční Gibbsovu energii a rovnovážnou konstantu pro přeměnu dimeru oxidu dusičitého na jeho monomer

(i) při 25 °C. ($\Delta_r G^0 = 4,73 \text{ kJ mol}^{-1}$; $K = 0,148$)

(ii) při 100 °C, je-li standardní reakční entalpie v celém teplotním rozsahu konstantní.

($\Delta_r G^0 = -8,50 \text{ kJ mol}^{-1}$; $K = 15,496$)

V obou případech rozhodněte, kam je posunuta rovnováha.

29. Při teplotě 25 °C je standardní slučovací Gibbsova energie oxidu olovnatého -188,93 kJ mol⁻¹ a standardní slučovací Gibbsova energie oxidu uhelnatého -137,17 kJ mol⁻¹, standardní slučovací Gibbsova energie oxidu uhličitého -394,36 kJ mol⁻¹, standardní slučovací entalpie oxidu olovnatého -218,99 kJ mol⁻¹, standardní slučovací entalpie oxidu uhelnatého -110,53 kJ mol⁻¹ a

standardní slučovací entalpie oxidu uhličitého $-393,51 \text{ kJ mol}^{-1}$. Vypočítejte standardní reakční Gibbsovu energii a rovnovážnou konstantu reakce $\text{PbO (s)} + \text{CO (g)} \rightleftharpoons \text{Pb (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$

(i) při $25 \text{ }^\circ\text{C}$. ($\Delta_r G^0 = -68,26 \text{ kJ mol}^{-1}$; $K = 9,091 \cdot 10^{11}$)

(ii) při $127 \text{ }^\circ\text{C}$, je-li standardní reakční entalpie v celém teplotním rozsahu konstantní.

($\Delta_r G^0 = -69,721 \text{ kJ mol}^{-1}$; $K = 1,262 \cdot 10^9$)

V obou případech rozhodněte, kam je posunuta rovnováha.

30. Při teplotě $25 \text{ }^\circ\text{C}$ je standardní slučovací Gibbsova energie methanu $-50,72 \text{ kJ mol}^{-1}$ a standardní slučovací Gibbsova energie chloroformu je $-73,66 \text{ kJ mol}^{-1}$, standardní slučovací Gibbsova energie chlorovodíku je $-95,30 \text{ kJ mol}^{-1}$, standardní slučovací entalpie methanu je $-74,81 \text{ kJ mol}^{-1}$, standardní slučovací entalpie chloroformu je $-134,47 \text{ kJ mol}^{-1}$ a standardní slučovací entalpie chlorovodíku je $-92,31 \text{ kJ mol}^{-1}$. Vypočítejte standardní reakční Gibbsovu energii a rovnovážnou konstantu reakce $\text{CH}_4 \text{ (g)} + 3 \text{ Cl}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{CHCl}_3 \text{ (l)} + 3 \text{ HCl (g)}$

(i) při $25 \text{ }^\circ\text{C}$. ($\Delta_r G^0 = -308,84 \text{ kJ mol}^{-1}$; $K = 1,3 \cdot 10^{54}$)

(ii) při $50 \text{ }^\circ\text{C}$, je-li standardní reakční entalpie v celém teplotním rozsahu konstantní.

($\Delta_r G^0 = -306,52 \text{ kJ mol}^{-1}$; $K = 3,5 \cdot 10^{49}$)

V obou případech rozhodněte, kam je posunuta rovnováha.

31. Chlorid amonný se při $427 \text{ }^\circ\text{C}$ rozkládá na amoniak a chlorovodík, je-li tlak jeho par 608 kPa , a při $459 \text{ }^\circ\text{C}$, je-li tlak jeho par 1115 kPa . Vypočítejte

(i) rovnovážnou konstantu a standardní reakční Gibbsovu energii při $427 \text{ }^\circ\text{C}$.

($K = 9,24$; $\Delta_r G^0 = -12,9 \text{ kJ mol}^{-1}$)

(ii) rovnovážnou konstantu a standardní reakční Gibbsovu energii při $459 \text{ }^\circ\text{C}$.

($K = 31,08$; $\Delta_r G^0 = -20,9 \text{ kJ mol}^{-1}$)

(iii) standardní reakční entalpii a entropii, jsou-li v daném teplotním rozsahu konstantní.

($\Delta_r H^0 = 161 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta_r S^0 = 248 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

32. Při teplotě $1327 \text{ }^\circ\text{C}$ a celkovém tlaku 100 kPa se v rovnováze rozloží 24% par bromu. Rovnice rozkladu par bromu je $\text{Br}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ Br (g)}$. Vypočítejte

(i) rovnovážnou konstantu při $1327 \text{ }^\circ\text{C}$. ($0,24$)

(ii) standardní reakční Gibbsovu energii při $1327 \text{ }^\circ\text{C}$. (19 kJ mol^{-1})

(iii) rovnovážnou konstantu při teplotě $2000 \text{ }^\circ\text{C}$, jestliže je v celém teplotním rozsahu reakční entalpie rovna 112 kJ mol^{-1} . ($2,96$)