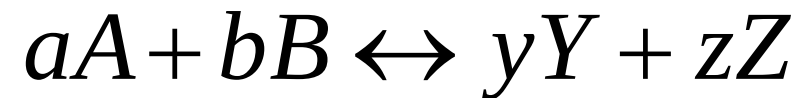


10. cvičení Chemická rovnováha



$$K_c = \frac{[Y]_{rel}^y \cdot [Z]_{rel}^z}{[A]_{rel}^a \cdot [B]_{rel}^b}$$

a, b, y, z příslušné stechiometrické koeficienty
 $[A]_{rel}, \dots$ relativní rovnovážné látkové koncentrace

$$[A]_{rel} = \frac{C_A}{C^\ominus}$$

$C^\ominus$ standardní koncentrace 1 mol/dm³

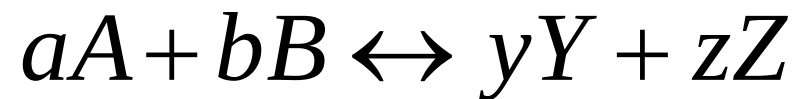
$$K_p = \frac{(p_Y)_{rel}^y \cdot (p_Z)_{rel}^z}{(p_A)_{rel}^a \cdot (p_B)_{rel}^b}$$

$(p_Y)_{rel}, \dots$ relativní rovnovážný parciální tlak

$$(p_Y)_{rel} = \frac{p_Y}{p^\ominus}$$

$p^\ominus$ standardní tlak 101325 Pa

10. cvičení Chemická rovnováha

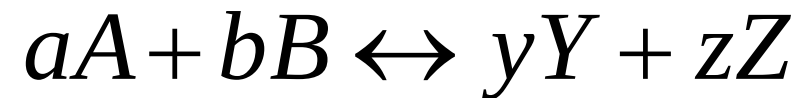


$$K_c = \frac{[Y]_{rel}^y \cdot [Z]_{rel}^z}{[A]_{rel}^a \cdot [B]_{rel}^b} \qquad (p_Y)_{rel} = \frac{p_Y}{p^\ominus} = \frac{n_Y RT}{p^\ominus V} = \frac{10^3 c_Y V RT}{p^\ominus V} = \frac{10^3 [A]_{rel} c^\ominus RT}{p^\ominus}$$

$$K_p = \frac{(p_Y)_{rel}^y \cdot (p_Z)_{rel}^z}{(p_A)_{rel}^a \cdot (p_B)_{rel}^b} = \frac{[Y]_{rel}^y \cdot [Z]_{rel}^z}{[A]_{rel}^a \cdot [B]_{rel}^b} \left(\frac{10^3 c^\ominus RT}{p^\ominus} \right)^{(y+z)-(a+b)} = K_c \left(\frac{10^3 c^\ominus RT}{p^\ominus} \right)^{(y+z)-(a+b)}$$

pokud $(y+z) = (a+b)$ pak $K_p = K_c$

10. cvičení Chemická rovnováha



$$\alpha_{A,rov} = \frac{c_{A,0} - [A]}{c_{A,0}} = 1 - \frac{[A]}{c_{A,0}}$$

$\alpha_{A,rov}$	rovnovážný stupeň konverze látky A
$c_{A,0}$	počáteční koncentrace látky A
$[A]$	rovnovážná koncentrace látky A

Standardní reakční Gibbsova energie

$$\Delta_r G_T^\ominus = -RT \ln K$$

1. Po proběhnutí reakce



do rovnováhy byly zjištěny hodnoty rovnovážných koncentrací:

$[\text{NO}_2] = 0,06 \text{ mol/dm}^3$, $[\text{NO}] = 0,24 \text{ mol/dm}^3$ a $[\text{O}_2] = 0,12 \text{ mol/dm}^3$.

Vypočtete rovnovážnou konstantu K_c .

$$K_c = \frac{[\text{Y}]_{rel}^y \cdot [\text{Z}]_{rel}^z}{[\text{A}]_{rel}^a \cdot [\text{B}]_{rel}^b}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_{rel}^2 \cdot [\text{O}_2]_{rel}}{[\text{NO}_2]_{rel}^2}$$

$$K_c = \frac{0,24^2 \cdot 0,12}{0,06^2} = 1,92$$

2. Rovnováha mezi hnědým NO_2 a bezbarvým N_2O_4 je popsána rovnicí:



Při pokusu byla 5 litrová nádoba naplněna 0,625 mol N_2O_4 . Po dosažení rovnováhy byla zjištěna rovnovážná koncentrace barevného NO_2 , která činila $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$. Určete hodnotu rovnovážné konstanty K_c této reakce.

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{rel}}}{[\text{NO}_2]_{\text{rel}}^2}$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{rel}} = 0,10 \longrightarrow n(\text{NO}_2) = 0,5 \text{ mol (v } 5 \text{ dm}^3)$$

Na 0,5 mol NO_2 muselo zreagovat 0,25 mol N_2O_4

↓

Zbylo nezreagováno $0,625 - 0,25 = 0,375 \text{ mol N}_2\text{O}_4 \text{ (v } 5 \text{ dm}^3)$

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{rel}} = \frac{0,375}{5} = 0,075$$

$$K_c = \frac{0,075}{0,1^2} = 7,5$$

3. Do nádoby o objemu 1 litr byly vloženy 2 moly vodíku a 2 moly jódu. Vypočítejte složení rovnovážné směsi při 719 K, víte-li, že rovnovážná konstanta K_c reakce $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2 HI(g)$ je při této teplotě rovna 50.

$$K_c = \frac{[HI]_{rel}^2}{[H_2]_{rel} \cdot [I_2]_{rel}} = 50$$

$$\alpha_{H_2,rov} = 1 - \frac{[H_2]}{c_{H_2,0}} \longrightarrow [H_2] = c_{H_2,0}(1 - \alpha_{H_2,rov})$$

$$[I_2] = c_{I_2,0}(1 - \alpha_{I_2,rov}) = c_{H_2,0}(1 - \alpha_{H_2,rov})$$

$$[HI] = 2 \cdot c_{H_2,0} \cdot \alpha_{H_2,rov}$$

$$K_c = \frac{(2 \cdot c_{H_2,0} \cdot \alpha_{H_2,rov})^2}{c_{H_2,0}(1 - \alpha_{H_2,rov}) \cdot c_{H_2,0}(1 - \alpha_{H_2,rov})} = \frac{(2 \cdot \alpha_{H_2,rov})^2}{(1 - \alpha_{H_2,rov})^2} = \frac{4 \cdot \alpha_{H_2,rov}^2}{1 - 2\alpha_{H_2,rov} + \alpha_{H_2,rov}^2} = 50$$

$$4\alpha^2 = 50 - 100\alpha + 50\alpha^2$$

$$0 = 46\alpha^2 - 100\alpha + 50$$

~~$$\alpha_1 = 1,39$$~~

$$\alpha_2 = 0,78$$

$$[H_2] = 0,44 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[I_2] = 0,44 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[HI] = 3,12 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

4. Rovnovážná konstanta izomerizace *cis*-2-butenu na *trans*-2-buten činí při 127°C $K_c = 2,07$. Vypočtete standardní reakční Gibbsovu energii. Určete hodnotu K_p této reakce.

$$\Delta_r G_T^\ominus = -RT \ln K$$

$$\Delta_r G_T^\ominus = -8,314 \cdot 400,15 \cdot \ln 2,07 \text{ J/mol} = -2420 \text{ J/mol}$$

Molové číslo reakce je 0, proto $K_p = K_c = 2,07$

5. Na počátku tohoto století hrozil lidstvu hladomor. Potraviny již delší dobu nebylo možno vyrábět bez hnojení dusíkatými hnojivy a přitom naleziště chilského ledku (NaNO_3), nejdůležitějšího dusíkatého hnojiva, již byla téměř vyčerpána. V této době vynalezl německý chemik Fritz Haber způsob, jak vyrábět NH_3 ze vzdušného dusíku. (Pozn.: Z NH_3 se pak jeho spalováním v kyslíku vyrábí oxid dusnatý nutný k výrobě HNO_3 .) Reakce $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ byla již delší dobu známa, ale buď ji bylo nutno provádět za nízké teploty, a pak běžela velmi pomalu, či za vysoké teploty a pak byl výtěžek amoniaku velmi malý. Haber objevil katalyzátor, který reakci významně urychlil, a navíc navrhnul provádět reakci za vysokých tlaků.

a) vysvětlete, proč výtěžek NH_3 s rostoucí teplotou klesá. $(\Delta H_{298})_{\text{sluč}}(\text{NH}_3) = -46,11 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

b) vysvětlete, co se stalo možným díky objevení katalyzátoru.

c) vysvětlete, jakou výhodu má provádět tuto reakci za vysokého tlaku.

