

# Spontánní procesy

Probíhají bez zásahu z vnějšku

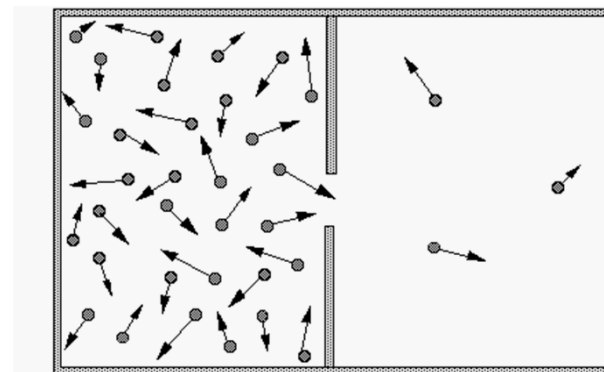
Spontánní proces může být rychlý nebo pomalý

**Termodynamika** – možnost, spontánnost, směr reakce  
– výchozí a konečný stav

Stavová funkce S - entropie

Změna entropie

$$\Delta S = S_{\text{konec}} - S_{\text{výchozí}}$$



**Kinetika** – rychlost reakce, časový průběh

# Entropie, S

**Entropie** = míra obsazení dostupných energetických stavů  
(kinetické, elektronické, vibrační, rotační)

**Entropie** = míra tepelných efektů u reverzibilních dějů

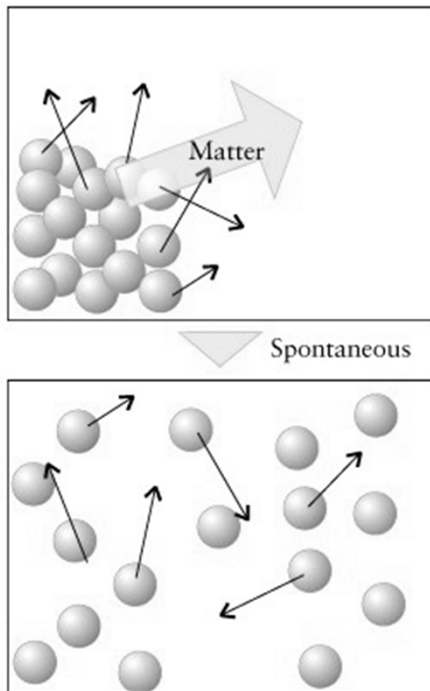
- Reverzibilní děj = malou změnou podmínek lze jeho směr obrátit  
 $p + dp$
- Ireverzibilní děj = expanze do vakua, tání ledu při lab. teplotě

## Spontánní (samovolné) procesy

- probíhají samovolně bez vnějšího zásahu
- vedou ke zvýšení entropie **vesmíru**
- probíhají směrem ke stavům s nejvyšší pravděpodobností
- větší pravděpodobnost rozptýlu energie

# Spontánní změny

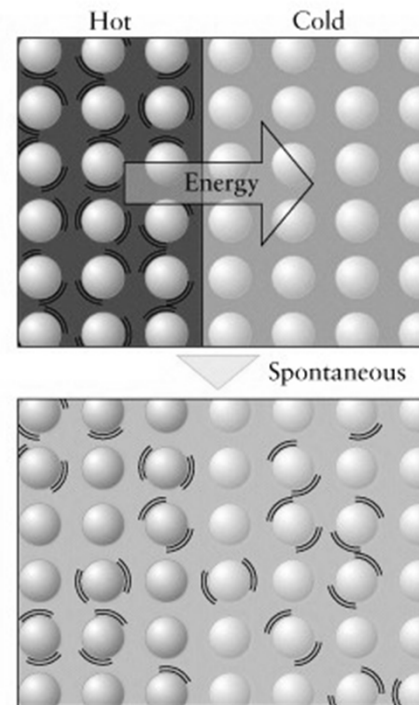
Expanze plynu



samovolně



Přenos tepla



$$\Delta S = R \ln V_{\text{kon}}/V_{\text{vých}}$$

(1 mol ideálního plynu)

$$\Delta S = C_p \ln T_2/T_1$$

# Entropie, S



Izolované soustavy atomů a molekul samovolně obsazují všechny dostupné energetické **mikrostavy**, které jsou jim termicky přístupné a přechází do takových uspořádání nebo makrostavů, které poskytují co nejvíce takových mikrostavů.

**Spontánní** změny se uskutečňují ve směru takových podmínek, při kterých je větší pravděpodobnost **rozptylu energie**. Po takové spontánní změně, logaritmus poměru počtu dostupných mikrostavů k počtu předchozích mikrostavů je úměrný vzrůstu entropie systému s konstantou  $k_B = R / N_A$ .

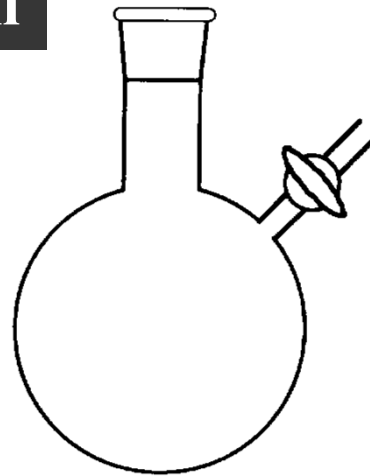
$$S = k_B \ln \frac{W_{kon}}{W_{vých}}$$

**Boltzmannova rovnice**



# Vesmír, systém, okolí

Vesmír = systém + okolí



$$\Delta S_{\text{vesmíru}} = \Delta S_{\text{systém}} + \Delta S_{\text{okolí}}$$

## Druhá věta (zákon) TD

Entropie vesmíru vzrůstá

**Spontánní** procesy zvyšují entropii vesmíru

$$\Delta S_{\text{vesmíru}} = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{okolí}}$$

$\Delta S_{\text{vesmíru}} > 0$  spontánní proces, ireverzibilní

$\Delta S_{\text{vesmíru}} < 0$  proces neprobíhá v daném směru

$\Delta S_{\text{vesmíru}} = 0$  rovnováha, plně reverzibilní proces

Abychom zjistili samovolnost procesu,

musíme znát  $\Delta S_{\text{system}}$  **a**  $\Delta S_{\text{okolí}}$

## Třetí věta (zákon) TD

Entropie ideálního krystalu při 0 K  
je rovna **nule**

- ideální krystal neexistuje
- 0 K nelze dosáhnout

Referenční stav

- perfektní uspořádání
- pohyb, vibrace, rotace ustaly

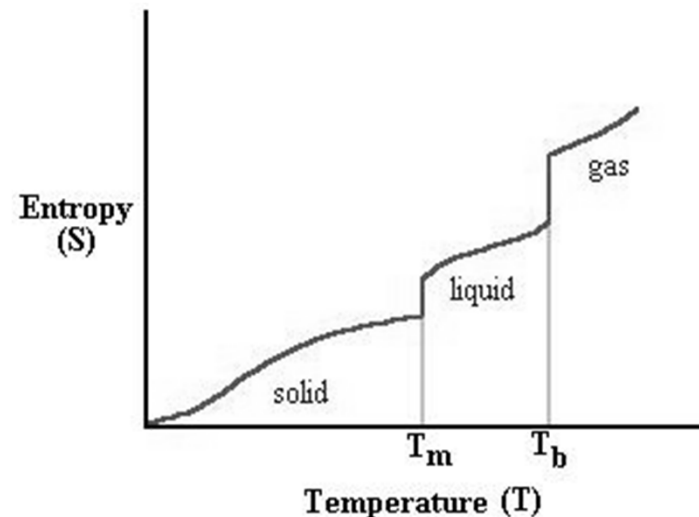
$$S = k_B \ln W$$

$W$  = počet mikrostavů systému

$$\text{Při } 0 \text{ K} \quad W = 1, S = 0$$



Walther Hermann Nernst  
(1864 –1941)  
NP Chemie 1920



## Boltzmannova rovnice

$$S = k_B \ln W$$

$$k_B = R/N_A = 1,38066 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$$

$W$  = počet mikrostavů  
systému

Lze určit hodnotu  $S$  pro daný stav  
(na rozdíl od  $H$  nebo  $U$ )

**5. října 1906 spáchal v Duiu  
u Terstu sebevraždu**



Ludwig Edward Boltzmann

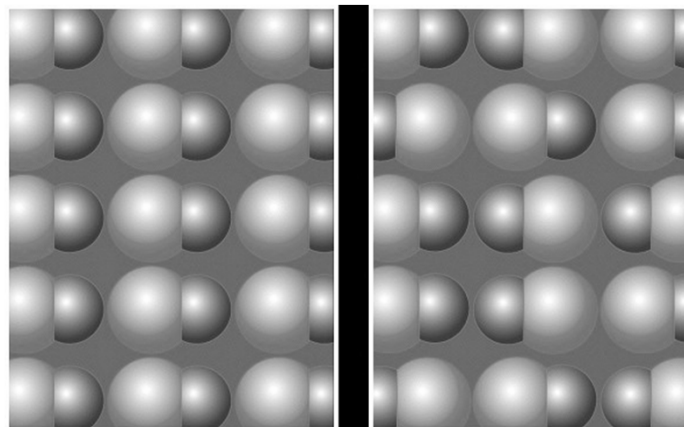




1 mol ledu



## Boltzmannova rovnice



$$S = k_B \ln \frac{W_{kon}}{W_{vých}}$$

$$T = 0$$

$$T = 273 \text{ K}$$

$$W_{vých} = 1$$

$$W_{kon} = ?$$

$$S = 0$$

$$S = 41 \text{ J K}^{-1} \text{ (z tabulek)}$$

$k_B$  = Boltzmannova konstanta =  $1,3807 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$

$W$  = počet mikrostavů

$$\ln W_{kon} = S / k_B = 41 / 1,3807 \cdot 10^{-23} = 10^{24}$$

# Standardní entropie

$S^0$  = Standardní molární entropie látky při 298 K a 1 bar

(o kolik se zvýší  $S$  látky při ohřátí z 0 K na 298 K)

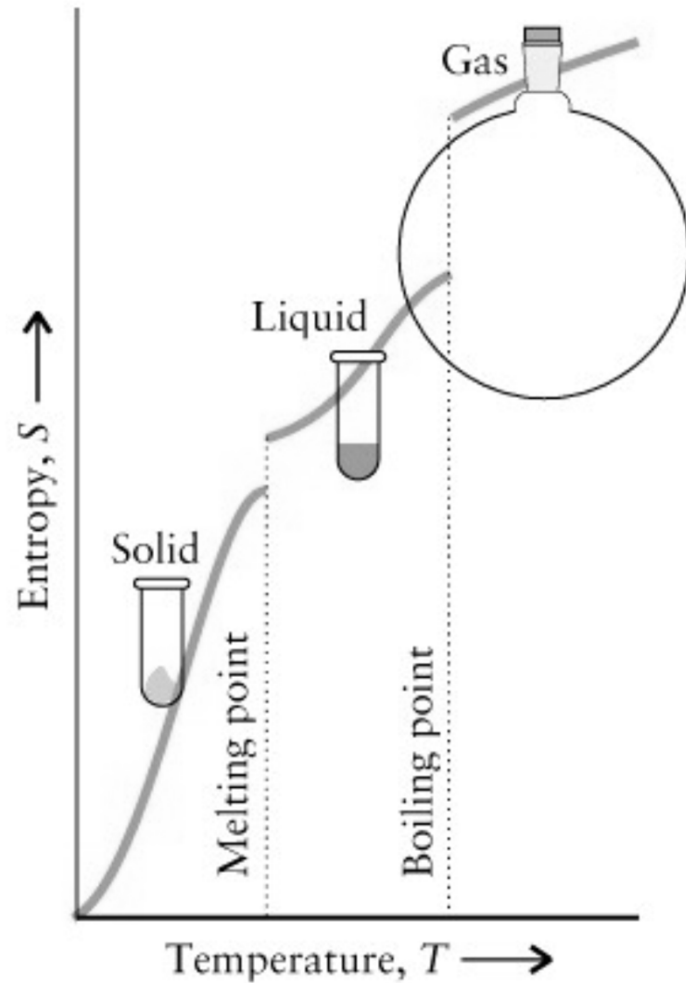
$$S^0 = \Delta S = S(298 \text{ K}) - S(0 \text{ K})$$

$$\text{J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

## Standardní entropie $S^0$ látek při 298 K a 1 bar

Látka	$S^0, \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$	Látka	$S^0, \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
$\text{S}_8(\text{g})$	431	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	189
$\text{SF}_6(\text{g})$	292	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	70
$\text{O}_2(\text{g})$	205	$\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	41
$\text{CO}_2(\text{g})$	248	$\text{CaCO}_3(\text{s})$	93
$\text{CO}(\text{g})$	198	$\text{CaO}(\text{s})$	40
$\text{H}_2(\text{g})$	131	Sn (s) bílý	52
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$	240	Sn (s) šedý	44
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	127	C(s) grafit	6
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	161	C(s) diamant	2

# Standardní entropie $S^0$



Entropie klesá v řadě:  $g > l > s$

Látka	$S^0, \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
$\text{H}_2\text{O (g)}$	189
$\text{H}_2\text{O (l)}$	70
$\text{H}_2\text{O (s)}$	41
$\text{Na (g)}$	153
$\text{Na (s)}$	51

## Standardní entropie $S^0$

Rozpouštění

Látka	$S^0, \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
<b>CH<sub>3</sub>OH (l)</b>	<b>127</b>
<b>CH<sub>3</sub>OH (aq)</b>	<b>133</b>
<b>NH<sub>4</sub>Cl (s)</b>	<b>94</b>
<b>NH<sub>4</sub>Cl (aq)</b>	<b>168</b>

## Standardní entropie $S^0$

Hmotnost molekuly, počet atomů v molekule, počet vibrací a rotací

Látka	$S^0, \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
K (g)	160
Cl <sub>2</sub> (g)	223
P <sub>4</sub> (g)	280
As <sub>4</sub> (g)	289

Látka	$S^0, \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
F <sub>2</sub> (g)	203
Cl <sub>2</sub> (g)	223
Br <sub>2</sub> (g)	245
I <sub>2</sub> (g)	260

Těžší molekuly mají energetické hladiny blíže, více možných stavů  
Slon nadělá více entropie v porcelánu než myš

## Standardní entropie $S^0$

Chemické složení

Složitější molekuly

Látka	$S^0, \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
<b>NaCl (s)</b>	<b>74</b>
<b>MgCl<sub>2</sub> (s)</b>	<b>90</b>
<b>AlCl<sub>3</sub> (s)</b>	<b>167</b>

## Standardní entropie $S^0$

Pevné kovalentní vazby – nízká entropie

Entropie roste

3D < 2D < 1D < 0D struktury

Látka	$S^0, \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
Sn (s) bílý	52
Sn (s) šedý (diamant)	44
C(s) grafit, 2D	6
C(s) diamant, 3D	2
P <sub>4</sub> (s) bílý, 0D	44
P <sub>4</sub> (s) černý 2D	29



## Druhý zákon TD

Entropie vesmíru vzrůstá

**Spontánní** procesy zvyšují entropii vesmíru

$$\Delta S_{\text{vesmíru}} = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{okolí}}$$

**Reakční entropie**                      **Výměna tepla do okolí**

$$\Delta S_{\text{vesmíru}} > 0 \text{ spontánní proces}$$

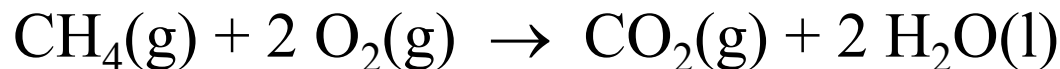
$$\Delta S_{\text{vesmíru}} < 0 \text{ proces probíhá v opačném směru}$$

$$\Delta S_{\text{vesmíru}} = 0 \text{ rovnováha}$$

## System - Reakční entropie $\Delta S^0_{\text{reakční}}$

$$\Delta S^0_{\text{reakční}} = \sum n_{\text{prod}} S^0_{\text{prod}} - \sum n_{\text{vých}} S^0_{\text{vých}}$$

Produkty – Výchozí



$$\Delta S^0_{\text{reakční}} = [2(69.9) + 213.6] - [182.6 + 2(205.0)] = -242.8 \text{ J K}^{-1}$$

$\Delta S^0_{\text{reakční}} < 0$  pro reakce:

Vznikají tuhé nebo kapalně látky z plynů

**Zmenšuje** se celkový počet molů plynných látek

$\Delta S^0_{\text{reakční}} > 0$  pro reakce:

Vznikají **plynné** látky z tuhých nebo kapalných

**Zvětšuje** se celkový počet molů plynných látek

# Výměna tepla mezi soustavou a okolím

$$\Delta S_{\text{okolí}} = \frac{\text{Teplo (okolí)}}{\text{Teplota}}$$

pro  $p = \text{konst}$

$$\text{Teplo (okolí)} = -\Delta H (\text{soustava})$$

Přichází (+)

Ztrácí (-)

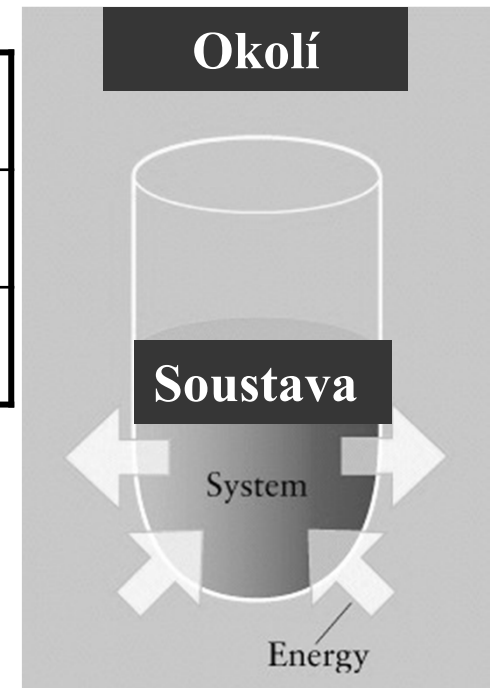
Odebíráno (-)

Přijímá (+)

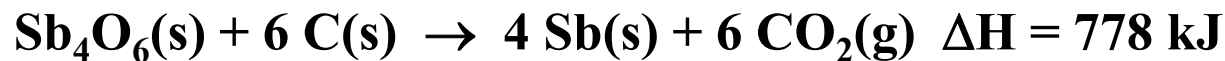
$$\Delta S_{\text{okolí}} = \frac{-\Delta H_{\text{syst}}}{T}$$

Umíme zjistit

$\Delta H$	$\Delta S_{\text{okolí}}$
$< 0$ exo	$> 0$ roste
$> 0$ endo	$< 0$ klesá



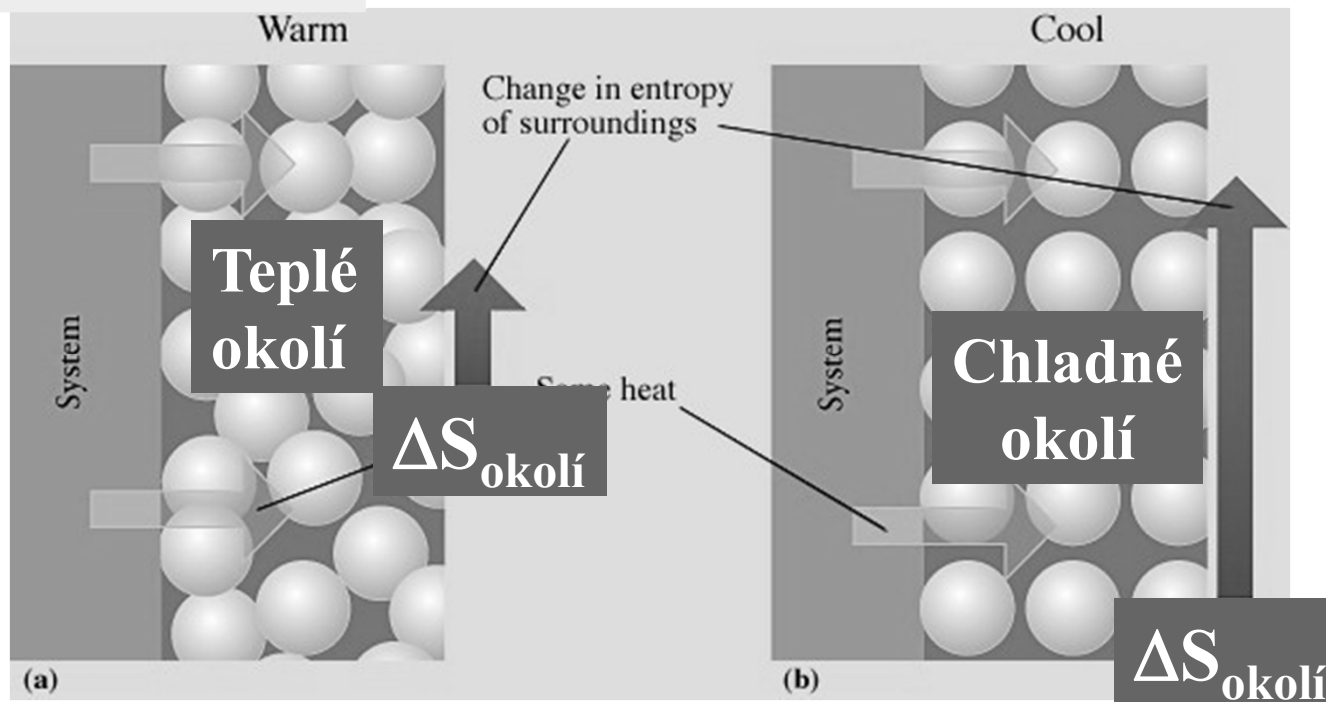
Pro reakci při 298 K



$$\Delta S_{\text{okolí}} = -\Delta H/T = -778 \text{ kJ} / 298 \text{ K} = -2.6 \text{ kJ K}^{-1}$$

$$\Delta S_{\text{okolí}} = \frac{-\Delta H}{T}$$

Výměna tepla



Přenos stejného množství tepla při nižší teplotě zvýší relativně více entropii okolí – chladnější okolí je více uspořádané a je pak více rozrušeno

## Druhý zákon TD

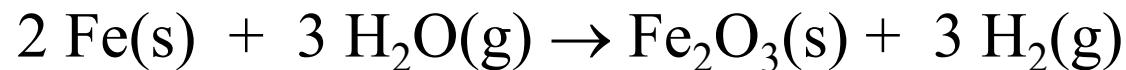
$$\Delta S_{\text{vesmír}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{okolí}}$$



$$\Delta S_{\text{vesmír}} = \Delta S_{\text{sys}} + \frac{-\Delta H_{\text{sys}}}{T}$$

**Reakční entropie =  $\Delta S_{\text{syst}}$**

**Je tato reakce samovolná při 298 K, t.j. je  $\Delta S^{\circ}_{\text{vesmíru}} > 0$ ?**



$$\Delta S_{\text{vesmíru}} = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{okolí}}$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{r}} = [S^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}) + 3S^{\circ}\text{H}_2\text{(g)}] - [2S^{\circ}\text{Fe(s)} + 3S^{\circ}\text{H}_2\text{O(g)}]$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{r}} = -141.5 \text{ J K}^{-1}$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{r}} = \Delta S^{\circ}_{\text{system}} = -141.5 \text{ J K}^{-1}$$

## Samovolnost reakce

$$\Delta S^{\circ}_{\text{okolí}} = -\Delta H^{\circ}_{\text{sys}}/T = -\Delta H^{\circ}_{\text{r}}/T$$

$$\begin{aligned}\Delta H^{\circ}_{\text{r}} &= \Delta H^{\circ}_{\text{sluč}}(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})) + 3\Delta H^{\circ}_{\text{sluč}}(\text{H}_2(\text{g})) \\ &\quad - 2\Delta H^{\circ}_{\text{sluč}}(\text{Fe}(\text{s})) - 3\Delta H^{\circ}_{\text{sluč}}(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -100 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{okolí}} = -\Delta H^{\circ}_{\text{sys}}/T = 336 \text{ J K}^{-1}$$

$$\begin{aligned}\Delta S^{\circ}_{\text{vesmír}} &= \Delta S^{\circ}_{\text{sys}} + \Delta S^{\circ}_{\text{okolí}} \\ &= -141.5 + 336 = 194.0 \text{ J K}^{-1}\end{aligned}$$

**Reakce je samovolná při 298 K,  $\Delta S^{\circ}_{\text{vesmír}} > 0$**

## Entropie fázových přeměn



$$\Delta S_{\text{okolí}}^0 = \frac{-\Delta H_{\text{výparné}}}{T_{\text{var}}}$$



$$\Delta S_{\text{okolí}}^0 = \frac{-\Delta H_{\text{tání}}}{T_t}$$



## Entropie fázových přeměn



Fázové přeměny jsou **rovnovážné** procesy při nichž  $\Delta S^\circ_{\text{vesmíru}} = 0$

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_{\text{syst}} &= S^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) - S^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = 195.9 \text{ J K}^{-1} - 86.6 \text{ J K}^{-1} \\ &= 109.1 \text{ J K}^{-1} \end{aligned}$$

$$\text{H}_2\text{O}(l) \text{ 1 mol} = 18 \text{ g} \sim 18 \text{ cm}^3$$

$$\text{H}_2\text{O}(g) \text{ 1 mol} = 31 \text{ litrů při } 100 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{okolí}} = -\Delta H_{\text{výparné}} / T = -40.7 \text{ kJ} / 373 \text{ K} = -109.1 \text{ J K}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{vesmíru}} = \Delta S^\circ_{\text{syst}} + \Delta S^\circ_{\text{okolí}} = 0$$

## Druhý zákon TD

$$\Delta S_{\text{vesmír}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{okolí}}$$



$$\Delta S_{\text{vesmír}} = \Delta S_{\text{sys}} + \frac{-\Delta H_{\text{sys}}}{T}$$

# Spontánní procesy a Gibbsova volná energie

Reakce je samovolná (spontánní) když  $\Delta S_{\text{vesmíru}} > 0$

$$\Delta S_{\text{vesmíru}} = \Delta S_{\text{systém}} + \Delta S_{\text{okolí}} = \Delta S_{\text{systém}} - \Delta H_{\text{syst}}/T > 0$$

Vynásobit  $-T$

$$\Delta H - T\Delta S_{\text{syst}} < 0$$

Násobení  $-1$  obrátí nerovnost

$\Delta G =$  **Gibbsova volná energie** = stavová funkce  
( $= -T\Delta S_{\text{vesmíru}}$ )

$$\Delta G = \Delta H_{\text{syst}} - T\Delta S_{\text{syst}}$$

**Když  $\Delta G$  je negativní, pak reakce je spontánní !**

## Gibbsova volná energie

$\Delta G$  je stavová funkce

$\Delta G^\circ$  je Gibbsova volná energie za standardních podmínek

- 298 K

- 1 bar pro plyny

- 1 mol l<sup>-1</sup> koncentrace

$\Delta G^\circ$  hodnoty jsou tabelovány



$$\Delta G^\circ_{\text{sluč}}(\text{N}_2\text{O}) = 104,18 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Výchozí látky jsou stabilnější než produkty

Kinetické faktory stability N<sub>2</sub>O

**Standardní  
slučovací Gibbsova  
volná energie**

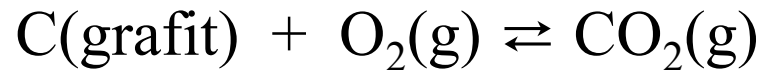
**(při 25 °C)**

**$\Delta G^\circ_{\text{sluč}}$**

<b>Látka</b>	<b><math>\Delta G^\circ_{\text{sluč}}</math>, kJ mol<sup>-1</sup></b>
<b>NH<sub>3</sub></b>	<b>- 16.45</b>
<b>CO<sub>2</sub></b>	<b>- 394.4</b>
<b>NO<sub>2</sub></b>	<b>+ 51.3</b>
<b>H<sub>2</sub>O (g)</b>	<b>- 228.6</b>
<b>H<sub>2</sub>O (l)</b>	<b>- 237.1</b>
<b>C<sub>6</sub>H<sub>6</sub></b>	<b>+ 124.3</b>
<b>C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH</b>	<b>- 174.8</b>
<b>AgCl</b>	<b>- 109.8</b>
<b>CaCO<sub>3</sub></b>	<b>- 1128.8</b>

## Standardní slučovací Gibbsova volná energie

$\Delta G^\circ_{\text{sluč}}$  lze vypočítat z  $\Delta H^\circ_{\text{sluč}}$  a  $S^\circ$



$$\Delta H^\circ_{\text{sluč}} = \Delta H_r^\circ = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ = S^\circ (\text{CO}_2(\text{g})) - S^\circ (\text{C}(\text{grafit})) - S^\circ (\text{O}_2(\text{g}))$$

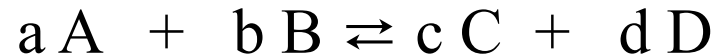
$$\Delta S^\circ = 213.60 - 5.74 - 205.00 = 2.86 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{sluč}} = \Delta H^\circ_{\text{sluč}} - T\Delta S^\circ_{\text{sluč}}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{sluč}} = -393.5 - (298)(2.86 \cdot 10^{-3}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$$

## $\Delta G^0_{\text{reak}}$ vypočtená z $\Delta G^0_{\text{sluč}}$

$$\Delta G^0_{\text{reak}} = \sum n_{\text{prod}} \Delta G^0_{\text{sluč}} (\text{prod}) - \sum n_{\text{vých}} \Delta G^0_{\text{sluč}} (\text{vých})$$



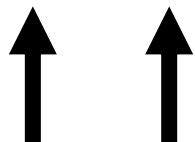
$$\Delta G^0 = c \Delta G^0_{\text{sluč}}(C) + d \Delta G^0_{\text{sluč}}(D) - a \Delta G^0_{\text{sluč}}(A) - b \Delta G^0_{\text{sluč}}(B)$$



$$\Delta G^0 = \Delta G^0_{\text{sluč}}(\text{N}_2\text{O}) + \Delta G^0_{\text{sluč}}(\text{NO}_2) - 3 \Delta G^0_{\text{sluč}}(\text{NO})$$

$$\Delta G^0_{\text{reak}} = 104.18 + 51.29 - 3(86.55) = -104 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$\Delta H^0$	$\Delta S^0$	Vliv teploty na $\Delta G^0$ $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0$	Příklad
+	+	Reakce je samovolná při vysoké T, opačný směr při nízké T	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$
+	-	$\Delta G^0$ pozitivní při všech T. Reakce je samovolná v opačném směru při všech T.	$3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{O}_3(\text{g})$
-	+	$\Delta G^0$ je negativní při všech T.  Reakce je samovolná při všech T.	$2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
-	-	Reakce je samovolná při nízké T, opačný směr při vysoké T Rozpustnost plynů	$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$



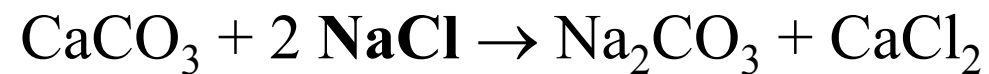


# Chemická rovnováha

V laboratoři



Natron na březích slaných jezer v Egyptě



Přebytek produktu může obrátit průběh chemické reakce

Reverzibilní reakce



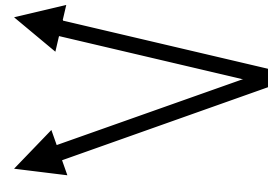
C. L. Berthollet  
(1748-1822)



## Reakční kvocient Q

Vratná reakce:  $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



Nerovnovážné koncentrace  
umocněné na  
stechiometrické koeficienty

Q = Reakční kvocient

Ukazuje, jak daleko  
se dostala reakce od  
výchozích látek k  
produktům

Na začátku reakce např.:

$$\begin{aligned} [A] &= [B] = 1 \text{ M} \\ [C] &= [D] = 0 \end{aligned}$$

$$Q = 0/1 \rightarrow 0$$

Úplná reakce:

$$\begin{aligned} [A] &= [B] = 0 \\ [C] &= [D] = 1 \text{ M} \end{aligned}$$

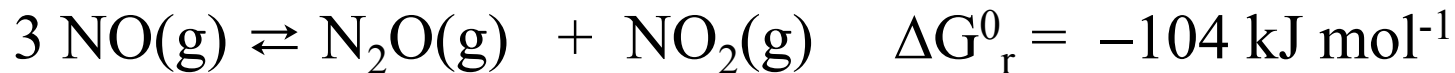
$$Q = 1/0 \rightarrow \infty$$

(pro  $a = b = c = d = 1$ )

## Vliv složení na $\Delta G_r$

Jeden z nejdůležitějších vztahů v chemii !

$$\Delta G_r = \Delta G_r^0 + RT \ln Q \quad Q = \text{Reakční kvocient}$$



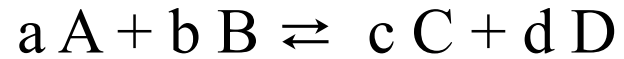
NO = 0.3 atm ; N<sub>2</sub>O = 2 atm ; NO<sub>2</sub> = 1 atm Kterým směrem reakce poběží ?

$$Q_P = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}} P_{\text{NO}_2}}{P_{\text{NO}}^3} = \frac{(2)(1)}{(0.3)^3} = 74.1$$

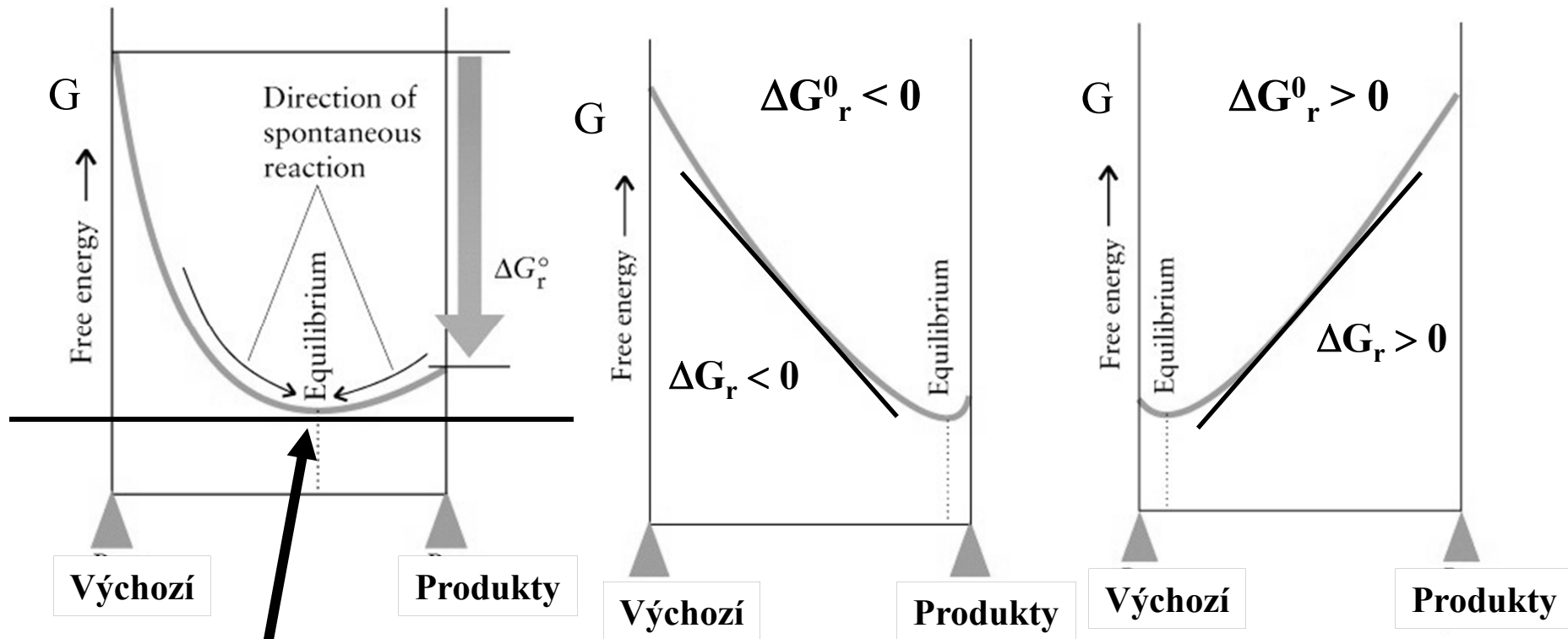
$$\Delta G_r = \Delta G_r^0 + RT \ln Q = -104.0 + (8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298 \text{ K}) \ln (74.1)$$

$\Delta G = -93.3 \text{ kJ mol}^{-1}$  Reakce je samovolná ve směru doprava  
ještě více NO se rozloží na produkty

## Vliv složení na $\Delta G$



$$\Delta G_r = \Delta G_r^0 + RT \ln Q$$



$$Q = K$$

V rovnováze  $\Delta G_r = 0$

$$\Delta G_r = \frac{dG}{d\xi}$$

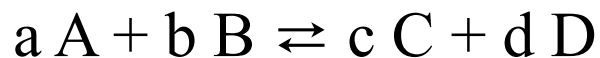
## $\Delta G^0_r$ a rovnovážná konstanta K

$$\Delta G_r = \Delta G^0_r + RT \ln Q$$

V rovnováze  $\Delta G_r = 0$  a pak  $Q = K$

$$\Delta G^0_r = - RT \ln K$$

$$K = e^{-\frac{\Delta G^0_r}{RT}}$$



$$K = \frac{[C]_{rovn}^c [D]_{rovn}^d}{[A]_{rovn}^a [B]_{rovn}^b}$$

**Rovnovážné koncentrace**

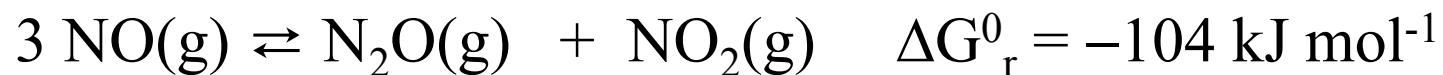
## Reakční kvocient $Q$ a rovnovážná konstanta $K$

$Q = K$ . Systém je v rovnováze, žádná změna nenastane.  $Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

$Q > K$ . Koncentrace produktů je větší než odpovídá rovnováze. Část produktů se musí přeměnit zpět na výchozí látky, aby se dosáhlo rovnováhy. Posun reakce **doleva**.

$Q < K$ . Koncentrace výchozích látek je větší než odpovídá rovnováze. Posun reakce **doprava**, aby se dosáhlo rovnováhy musí výchozí látky zreagovat na produkty.

## $\Delta G^0_r$ a rovnovážná konstanta $K$



$$K = e^{-\frac{\Delta G^0_r}{RT}} = e^{\frac{-(-104,000)}{(8.314)(298)}} = 1.8 \times 10^{18}$$

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^1 [\text{N}_2\text{O}]^1}{[\text{NO}]^3}$$

## $\Delta G_r$ a poměr Q/K

$$\Delta G_r = \Delta G_r^0 + RT \ln Q$$

$$\Delta G_r^0 = - RT \ln K$$

$$\Delta G_r = - RT \ln(Q/K)$$

$\Delta G_r$	Q/K	Samovolně
$< 0$	$< 1$ $Q < K$	Vpřed k produktům
$> 0$	$> 1$ $Q > K$	Zpět k výchozím
$= 0$	$= 1$ $Q = K$	Rovnováha



## Rovnovážná konstanta $K$

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$K$  je funkcí pouze teploty

Čisté fáze (l, s) se ve výrazu nevyskytují, neovlivní rovnováhu

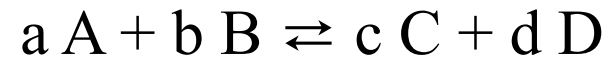
Koncentrace rozpouštědla se neuvažuje

$K$  je bezrozměrná veličina,

koncentrace vztaženy na standardní stav  $1 \text{ mol l}^{-1}$

# Guldberg-Waagův zákon

1864 zákon o působení aktivní hmoty



$$K = \frac{[C]_{\text{rovn}}^c [D]_{\text{rovn}}^d}{[A]_{\text{rovn}}^a [B]_{\text{rovn}}^b}$$

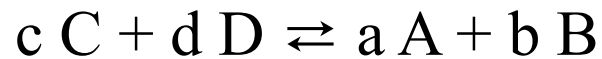
K = rovnovážná konstanta



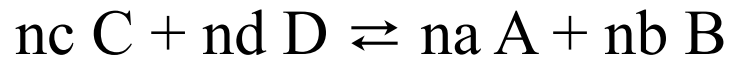
Cato Maximilian Guldberg (1836-1902)

Peter Waage (1833-1900)

## Guldberg-Waagův zákon



Obrácení rovnice,  $K_{\text{nová}} = 1/K$

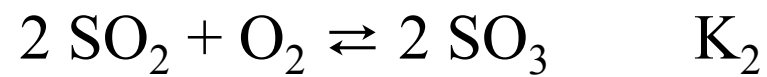


Násobení rovnice konstantou  $K_{\text{nová}} = (K)^n$

Součet chemických rovnic

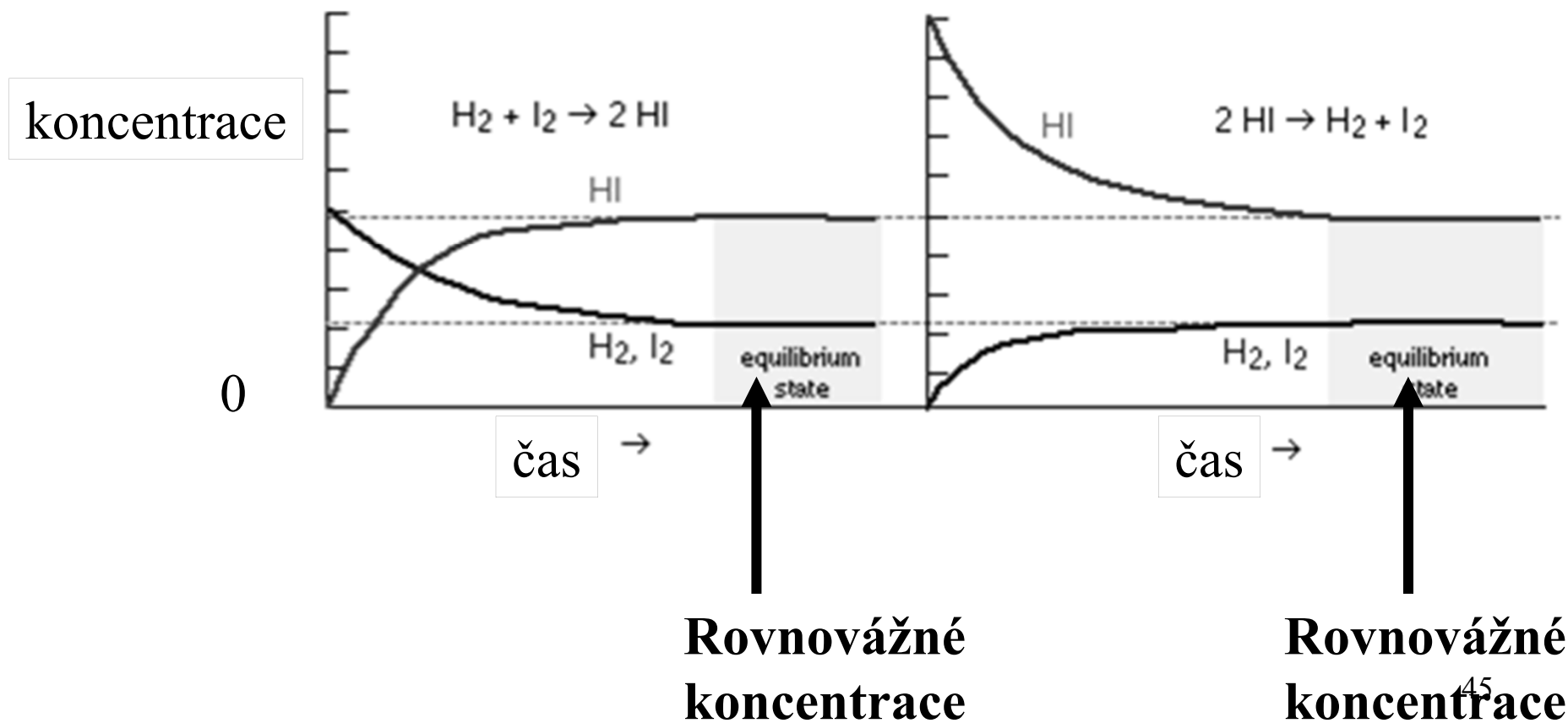
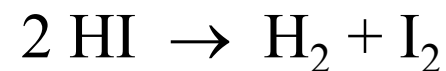
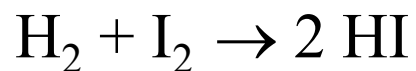
$$K = K_1 \times K_2$$

## Guldberg-Waagův zakon



$$K_3 = (K_1 \times K_2)^{1/2} = \sqrt{K_1 \times K_2}$$

# Ustálení chemické rovnováhy



## LeChatelierův princip

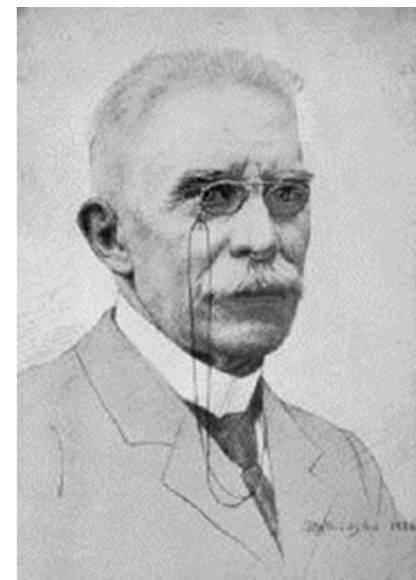
Princip pohyblivé rovnováhy

Termodynamicky reverzibilní reakce

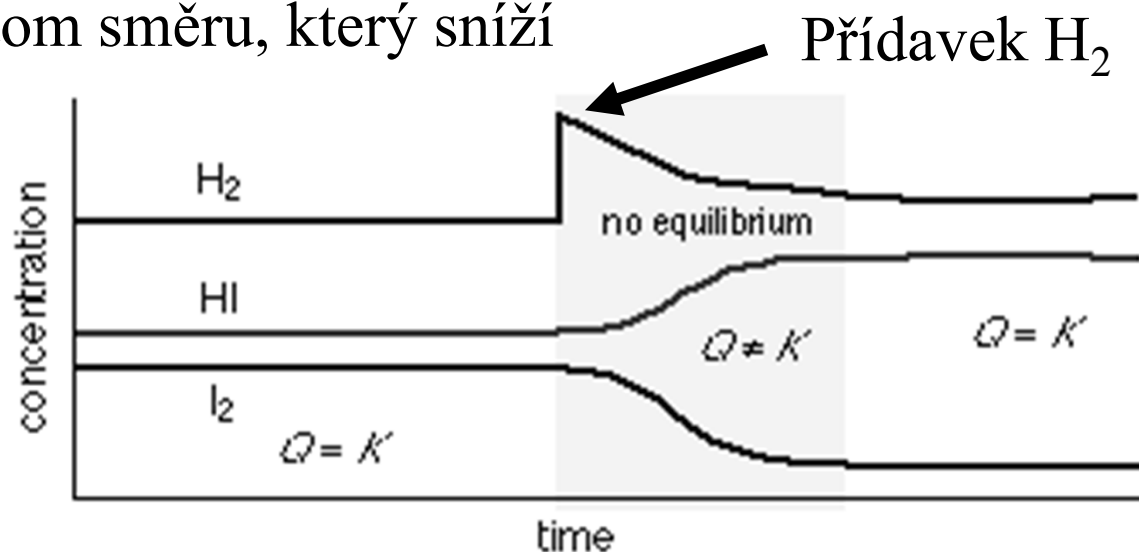
V rovnováze přítomny produkty i výchozí

Pokud dojde v systému, který se nachází v rovnováze, ke změně teploty, tlaku nebo látkového množství reagujících látek, bude tendence k reakci v tom směru, který sníží efekt této změny.

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

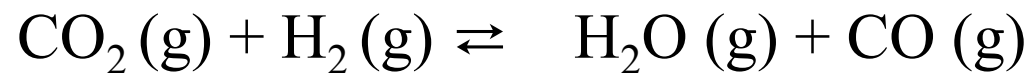


Henri LeChâtelier  
(1850-1936)

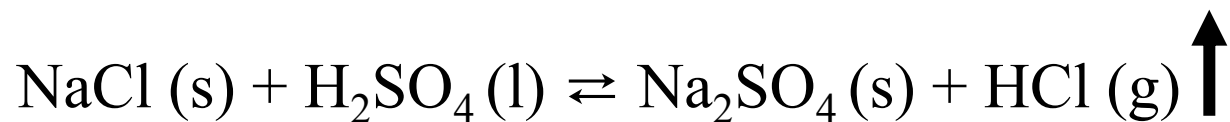


## Vliv přídavku na reakční rovnováhu

K se nemění



sušicí látka pohlcuje vodu, posun doprava



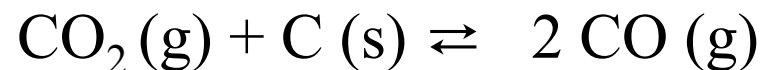
plynný HCl uniká ze soustavy, posun doprava



přídavek inertu  $\text{N}_2$ , neúčastní se reakce, **nemění** se počet molů, beze změny

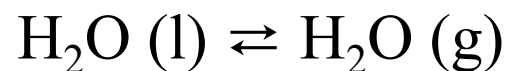
## Vliv přidavku na reakční rovnováhu

K se nemění

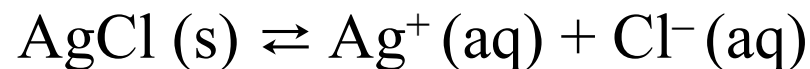


a) přidavek  $\text{N}_2$  za **konst. V**, beze změny – inert neovlivní

b) přidavek  $\text{N}_2$  za **konst. p**, V roste, **mění** se počet molů plynu, zředění, posun doprava (1 → 2 mol g)



vodní pára uniká ze soustavy, posun doprava



Přídavek  $\text{Cl}^-$ , posun doleva, snížení rozpustnosti



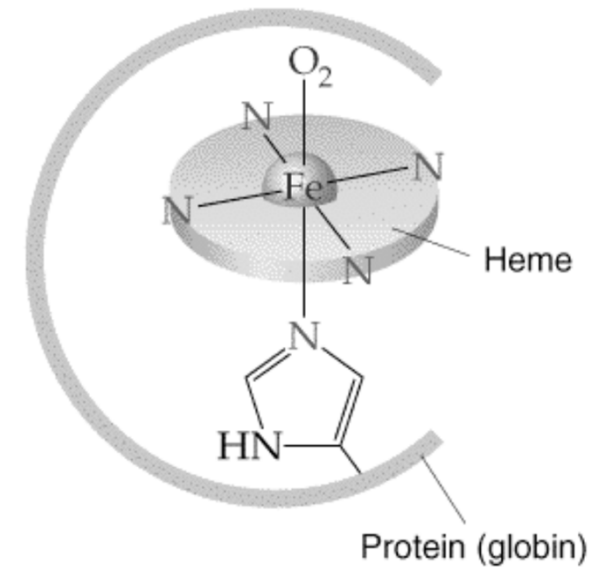
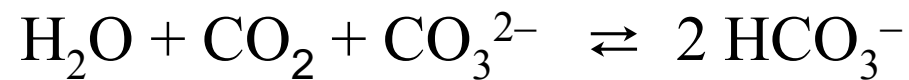
## Přenos kyslíku a CO<sub>2</sub>

hemoglobin + O<sub>2</sub> ⇌ oxyhemoglobin

Fe<sup>2+</sup> vysokospinové

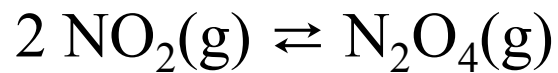
Fe<sup>2+</sup> nízkospinové

O<sub>2</sub>-hemoglobin ⇌ hemoglobin ⇌ CO-hemoglobin



## Vliv tlaku na reakční rovnováhu

Důležité pro reakce u nichž se mění počet molů plynných látek



K se nemění

$$\Delta n_g = (n_{\text{prod}} - n_{\text{vých}}) = 1 - 2 = -1$$

V na polovinu, p 2x větší

Zvýšení tlaku posune reakci doprava  $\leftarrow Q = \frac{1}{2} K_p$

$$K_p = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p_{\text{NO}_2}^2}$$



stlačení



posun reakce

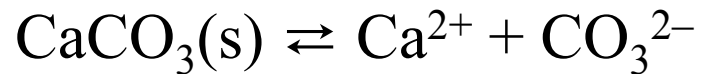


$$Q_p = \frac{2p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{(2p_{\text{NO}_2})^2}$$



Ustavení  
rovnovážných  
koncentrací  
Tvorba  $\text{N}_2\text{O}_4$

## Vliv tlaku na reakční rovnováhu



K se nemění

Rozpustnost  $\text{CaCO}_3$  vzrůstá s tlakem.

Dno Atlantiku je pokryto vrstvou  $\text{CaCO}_3$  ze schránek uhynulých mikroorganismů

Dno Tichého oceánu (hlubší) není pokryto vrstvou  $\text{CaCO}_3$ , pod určitou hloubkou 4-6 km (nízká teplota, vysoký tlak,  $\text{CO}_2$ ) se  $\text{CaCO}_3$  rozpouští



## Vliv tlaku na reakční rovnováhu při syntéze amoniaku



- reakce je exothermní
- snižuje se počet molů plynných látek

podle LeChatelierova principu bude výtěžek maximální při vysokém tlaku a nízké teplotě

při nízké teplotě je ale reakce velmi pomalá  
použití Fe katalyzátoru pro urychlení

Podmínky

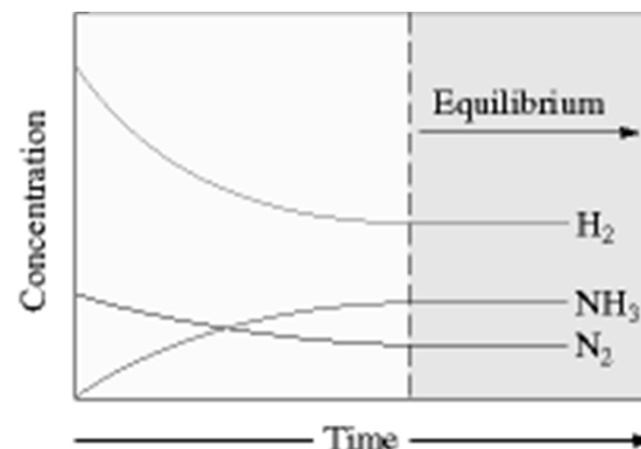
20-100 MPa a 400-600 °C



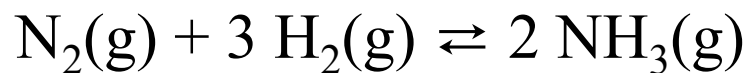
Fritz Haber

(1868 - 1934)

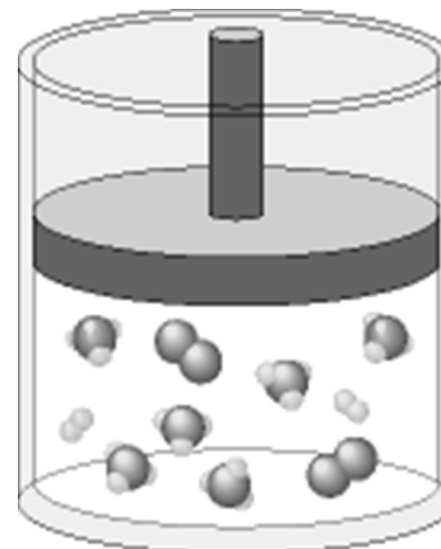
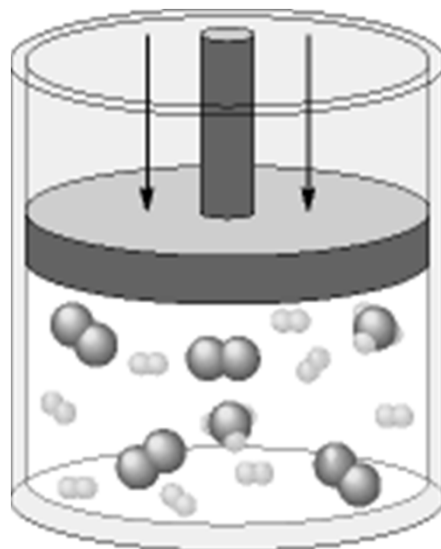
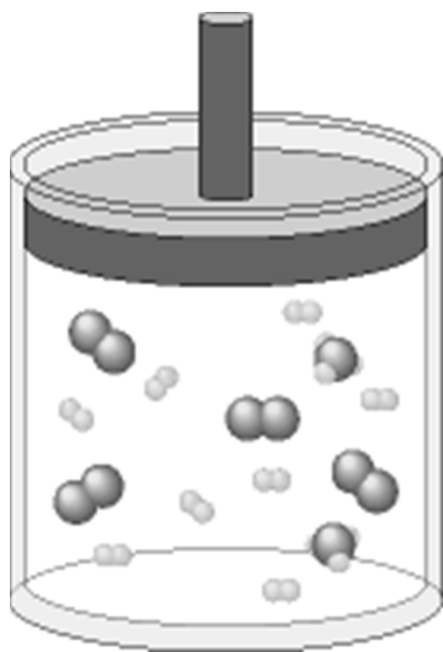
NP za chemii 1918



## Vliv tlaku na reakční rovnováhu



K se nemění



Key:



$$K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} p_{\text{H}_2}^3}$$

$$Q_p = \frac{(2p_{\text{NH}_3})^2}{2p_{\text{N}_2} (2p_{\text{H}_2})^3} = \frac{1}{4} K_p$$

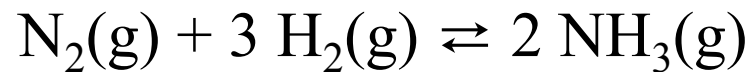
Tvorba NH<sub>3</sub>

Zdojnásobíme tlak

## Rovnovážná konstanta

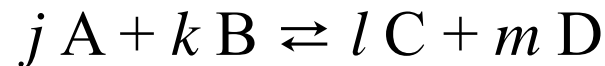
$$p V = n R T \quad p = (n / V) R T = c R T$$

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots \text{Parciální tlaky}$$



$$\begin{aligned} K &= \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{C_{\text{NH}_3}^2}{(C_{\text{N}_2})(C_{\text{H}_2}^3)} \\ &= \frac{\left(\frac{P_{\text{NH}_3}}{RT}\right)^2}{\left(\frac{P_{\text{N}_2}}{RT}\right)\left(\frac{P_{\text{H}_2}}{RT}\right)^3} = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{(P_{\text{N}_2})(P_{\text{H}_2}^3)} \times \frac{\left(\frac{1}{RT}\right)^2}{\left(\frac{1}{RT}\right)^4} \\ &= \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{(P_{\text{N}_2})(P_{\text{H}_2}^3)} (RT)^2 \\ &= K_p (RT)^2 \end{aligned}$$

## Rovnovážná konstanta



$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = (l + m) - (j + k)$$

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{(P_C^l)(P_D^m)}{(P_A^j)(P_B^k)} = \frac{(C_C \times RT)^l (C_D \times RT)^m}{(C_A \times RT)^j (C_B \times RT)^k} \\ &= \frac{(C_C^l)(C_D^m)}{(C_A^j)(C_B^k)} \times \frac{(RT)^{l+m}}{(RT)^{j+k}} = K(RT)^{(l+m)-(j+k)} \\ &= K(RT)^{\Delta n} \end{aligned}$$

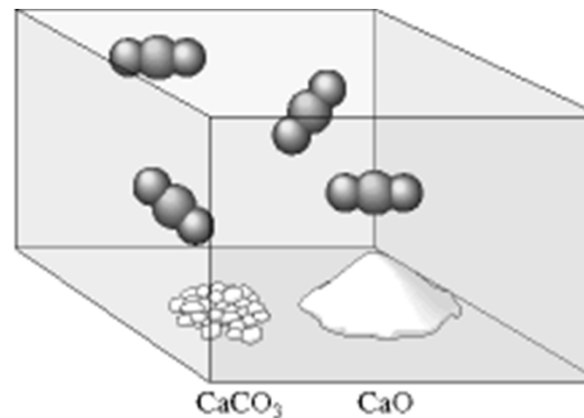
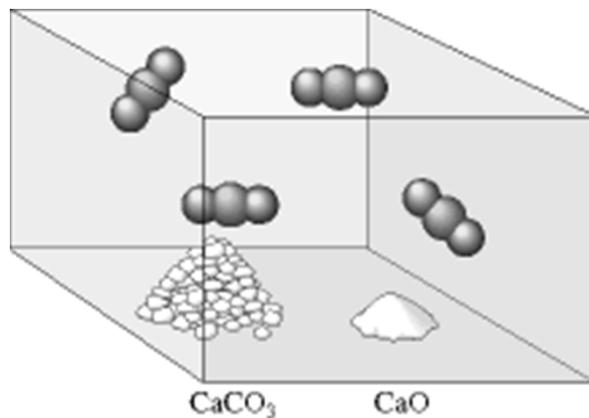
## Heterogenní rovnováhy



$$K = [\text{CO}_2][\text{CaO}] / [\text{CaCO}_3] = [\text{CO}_2] = p(\text{CO}_2)$$

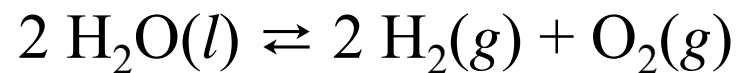
Aktivita (koncentrace) čistých kapalin a tuhých látek je konstantní a neobjeví se v K.

$[\text{CaO}] = [\text{CaCO}_3] = \text{konst.}$       Příklad: nic nemění

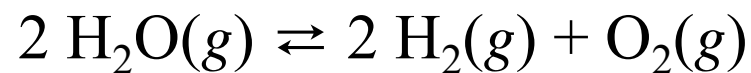




## Heterogenní rovnováhy



$$K_c = [\text{H}_2]^2[\text{O}_2] \quad K_p = p^2(\text{H}_2) p(\text{O}_2)$$



$$K_c = [\text{H}_2]^2[\text{O}_2] / [\text{H}_2\text{O}]^2 \quad K_p = p^2(\text{H}_2) p(\text{O}_2) / p^2(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

$$\Delta G^0 = - RT \ln K$$

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0$$

## Vliv teploty na K

$$\ln K = -\frac{\Delta G^0}{RT} = -\frac{\Delta H^0}{RT} + \frac{\Delta S^0}{R}$$

K se mění s T

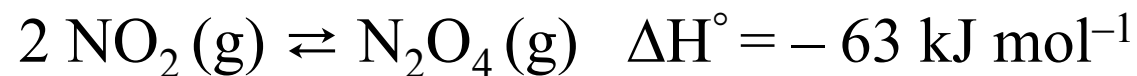
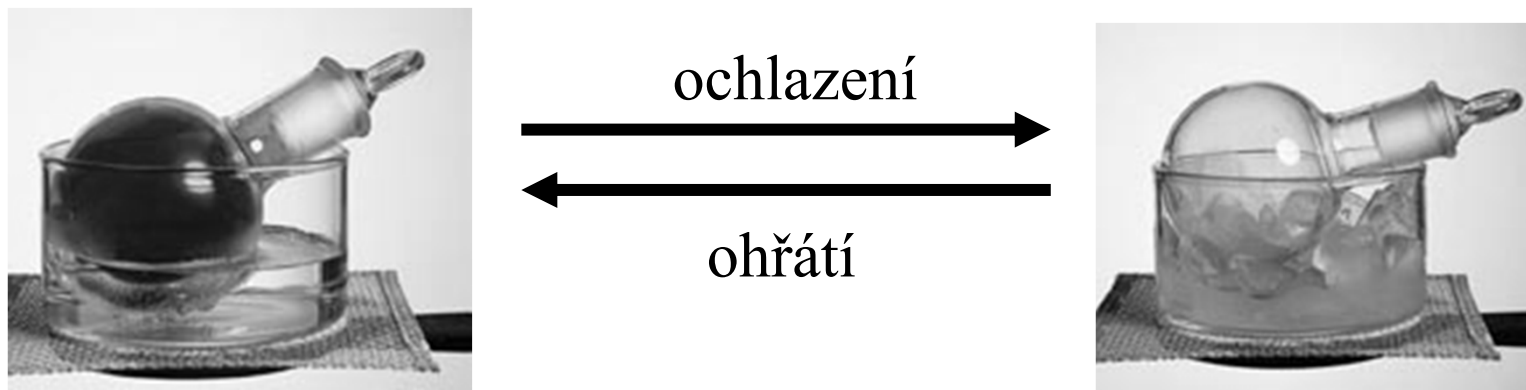
Porovnat K při  $T_1$  a  $T_2$  ( $K_1$  a  $K_2$ )

$$\ln K_2 = -\frac{\Delta H^0}{RT_2} + \frac{\Delta S^0}{R}$$

**van't Hoffova rovnice**

$$\ln K_2 - \ln K_1 = \ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

## Vliv teploty na reakční rovnováhu



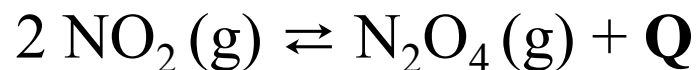
$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

**Exothermní** reakce se chlazením

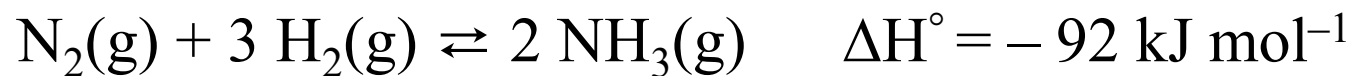
$$T_2 < T_1$$

posune doprava =  $K$  vzroste,  $K_2 > K_1$

Teplo jako produkt exothermní reakce



## Vliv teploty na exothermní rovnováhu



**Exothermní reakce, výtěžek klesá s rostoucí T**

	T, K	K	
Roste T ↓	500	90	Klesá K a výtěžek ↓
	600	3	
	700	0.3	
	800	0.04	

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

## Vliv teploty na endothermní rovnováhu



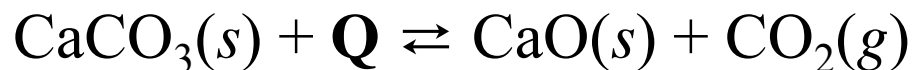
**Endothermní** reakce se zahříváním posune doprava

$$T_2 > T_1$$

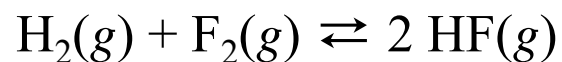
K vzroste,  $K_2 > K_1$ ,  $K_p = p(\text{CO}_2)$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Teplo jako reaktant endothermní reakce



## Výpočet rovnovážné koncentrace



$$K = 1.15 \cdot 10^2$$

$$[\text{H}_2]_0 = 1.00 \text{ M} \quad [\text{F}_2]_0 = 2.00 \text{ M} \quad [\text{HF}]_0 = 0$$

$$K = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{H}_2][\text{F}_2]}$$

	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{F}_2(\text{g})$	$2 \text{HF}(\text{g})$
Počáteční	1.00	2.00	0
Změna	$-x$	$-x$	$+2x$
Rovnovážná	$1.00 - x$	$2.00 - x$	$2x$

$$K = 1.15 \cdot 10^2 = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{H}_2][\text{F}_2]} = \frac{(2x)^2}{(1.00 - x)(2.00 - x)}$$

$$K = \frac{[2x]^2}{[1.00 - x][2.00 - x]}$$

## Výpočet rovnovážné koncentrace

$$x_{1,2} = [-b \pm (b^2 - 4ac)^{1/2}] / 2a$$

Kořeny

$$x_1 = 2.14 \text{ mol l}^{-1} \text{ a } x_2 = 0.968 \text{ mol l}^{-1}$$

Použijeme

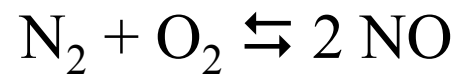
$$x_2 = 0.968 \text{ mol l}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = 1.000 \text{ M} - 0.968 \text{ M} = 3.2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

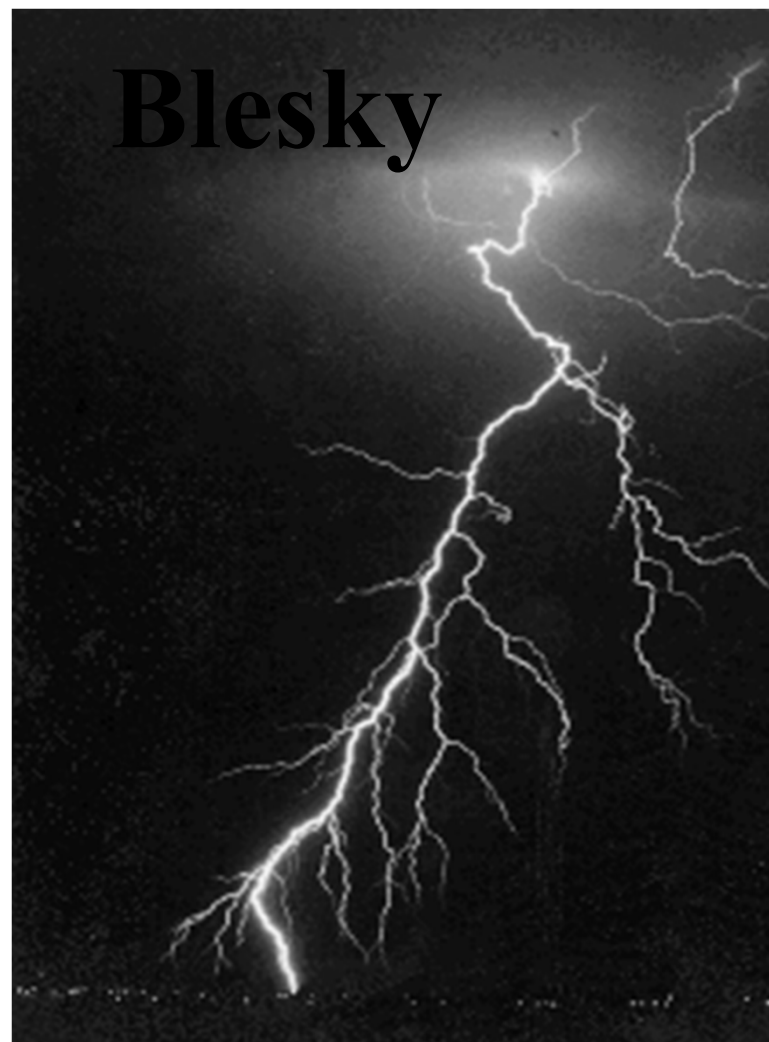
$$[\text{F}_2] = 2.000 \text{ M} - 0.968 \text{ M} = 1.032 \text{ M}$$

$$[\text{HF}] = 2 (0.968 \text{ M}) = 1.936 \text{ M}$$

## Vliv teploty na reakční rovnováhu

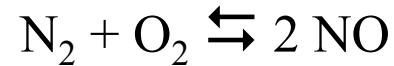


$$\Delta H_r^\circ = 180.6 \text{ kJ mol}^{-1}$$





Mimo průmyslové procesy, jsou blesky největším zdrojem znečištění atmosféry oxidy dusíku ( $\text{NO}_x$ ) a ( $\text{NO}_3^-$ )



Gibbsova volná energie při 298 K

$$\Delta G^\circ = -RT \ln (K_{\text{eq}})$$

Slučovací  $\Delta G_{\text{sluč}}^\circ = \Delta H_{\text{sluč}}^\circ = 0$  pro  $\text{N}_2$  a  $\text{O}_2$

$$\Delta G_{\text{sluč}}^\circ (\text{NO}) = 86.6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{sluč}}^\circ (\text{NO}) = 90.3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Reakční

$$\Delta H_r^\circ = 2 (90.3) - 0 - 0 = 180.6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_r^\circ = 2 (86.6) - 0 - 0 = 173.2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$K_{\text{eq}} = \exp (-\Delta G_r^\circ/RT) = \exp (-173.2 \cdot 10^3 / 8.314 \times 298) = 4.33 \cdot 10^{-31}$$

Za normální teploty rovnováha velmi posunuta k výchozím látkám

$$K_{\text{eq}} = P_{\text{NO}}^2 / P_{\text{N}_2} P_{\text{O}_2}$$

Když  $P_{\text{N}_2} = 0.8 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{O}_2} = 0.2 \text{ atm}$  (rovnovážné)

$$P_{\text{NO}} = \sqrt{(K_{\text{eq}} 0.8 \times 0.2)} = 2.63 \cdot 10^{-16} \text{ atm}$$

Pro 2000 K

Předpoklad:  $\Delta H_r$  a  $\Delta S_r$  jsou nezávislé na teplotě

$$\Delta G_r^\circ \approx \Delta H_r^\circ - 298 \times \Delta S_r^\circ$$

$$173.2 = 180.6 - 298 \times \Delta S_r^\circ$$

$$\Delta S_r^\circ = 25.3 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 25.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \quad (\text{pozor J a kJ})$$

$$\Delta G^T \approx \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 180.7 - 2000 \times 25.3 \cdot 10^{-3} = 130.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_{(2000)} \approx 130.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} K_{\text{eq}} &= P_{\text{NO}}^2 / P_{\text{N}_2} P_{\text{O}_2} = \exp(-\Delta G^\circ / RT) \\ &= \exp(-130.1 \cdot 10^3 / 8.314 \times 2000) = 4.00 \cdot 10^{-4} \end{aligned}$$

$$p_{\text{celk}} = 1.00 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NO}} = 8.0 \cdot 10^{-3} \text{ atm} = [0.8 \% \text{ obj.}]$$

Pro 2500 K

$$K_{\text{eq}} = 3.4 \cdot 10^{-3} \quad [\text{NO}] = 2.3\% \text{ obj.}$$

## Parní reformování zemního plynu

Teploty varu:



Teplota	Reakce	Vliv zvýšení tlaku	
		$\Delta n_g$	posun
50°	$\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + \text{H}_2(\text{g})$	0	ne
75°	$\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$	+1	doleva
120°	$\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$	0	ne

## Změna tenze par vody s teplotou



$$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}}$$

**van't Hoffova rovnice**

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \ln \frac{p_T}{p_{\text{var}}} = \ln p_T = \frac{\Delta H^0_{\text{výp}}}{R} \left( \frac{1}{T_{\text{var}}} - \frac{1}{T} \right)$$

$$P_{\text{var}} = 1 \text{ atm}$$

Tenze vodní páry při 50 °C = 323 K

**Clausius-Clapeyronova rovnice**

$$\ln P_T = \frac{40.66 \text{ J mol}^{-1}}{8.315 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}} \left( \frac{1}{373 \text{ K}} - \frac{1}{323 \text{ K}} \right) = -2.03$$

$$P_{323} = e^{-2.03} = 0.131 \text{ atm}$$

Experimentální hodnota = 0.122 atm