

# Termodynamika (kapitola 6.1.)

- Rozhoduje pouze počáteční a konečný stav
- Nezávisí na mechanismu změny
- Předpověď směru, samovolnosti a rozsahu reakcí
- Nepočítá s časem, neurčí rychlost nebo mechanismus děje

## Energie

$$1 \text{ kalorie} = 4.1868 \text{ J}$$

$$1 \text{ eV (molekula)}^{-1} = 96.485 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Práce

$$W_{\text{mechan}} = F \times l = m \times a \times l$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

$$W_{\text{el}} = P \times t$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ W s} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

**Izolovaný, uzavřený, otevřený systém**

**Termodynamické děje**

Izotermický konstantní teplota  $dT = 0$

Izobarický konstantní tlak  $dp = 0$

Izochorický konstantní objem  $dV = 0$

Adiabatický nevyměňuje se teplo  $dQ = 0$

Diatermický vyměňuje se teplo  $dQ \neq 0$

**Stavová funkce : fyzikální charakteristika, jejíž hodnota**

závisí na stavu soustavy

**U, H, S, G jsou funkcí T, p, c**

# Teplo, teplota

$$Q = C \times \Delta T$$

$$C = \text{tepelná kapacita} \quad \Delta T = Q / C$$

$$Q = m \times c_s \times \Delta T$$

$c_s$  = specifické teplo = množství tepla potřebné k ohřátí 1 g látky o 1 K bez fázové přeměny [ $\text{J K}^{-1} \text{g}^{-1}$ ]

$c_M$  = specifické molární teplo [ $\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$ ]

$$c_M = M c_s$$

**specifické molární teplo  $c_M$  je přibližně konstantní pro různé látky**

**(Dulong-Petitovo pravidlo)**

## Přenos tepla

$$\frac{Q}{t} = \frac{KA(T_1^{horké} - T_2^{studené})}{l}$$

**Q** = teplo přenesené za čas **t**

**K** = tepelná vodivost

**A** = plocha

**T** = teploty

**l** = tloušťka překážky

## Kinetická a potenciální energie

**Kinetická** energie  $E_k$  – pohybová, aktivní, koná práci,

$$E_k = \frac{1}{2}mv^2$$

**Potenciální** energie – inaktivní, připravena konat práci, výsledek relativní pozice nebo struktury

gravitační, mechanická, elektrická, chemická

# Vnitřní energie, U

U je stavová funkce – závisí na T, p, ... a mění se s jejich změnou

U = součet translační, rotační, vibrační, kmitů mřížky, vazebné energie,.....

**Hodnotu U nelze změřit ani vypočítat**

**Změny U lze měřit při výměně:**

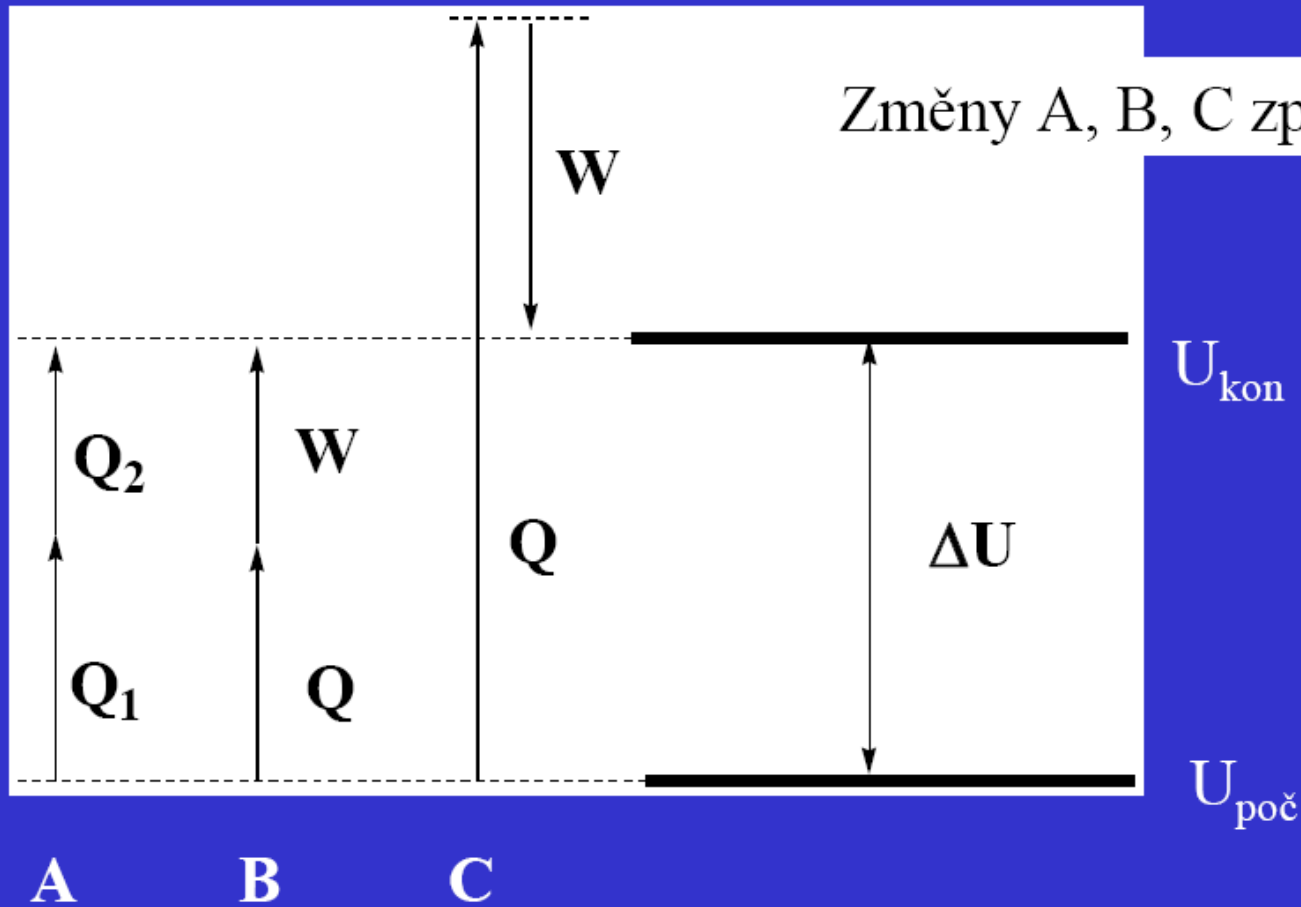
tepla Q, práce W, elektrické energie  $E_{el}$

$$\Delta U = U_{kon} - U_{poč}$$

Nezávisí na cestě a způsobu změny U, ale jen na počátečním a konečném stavu

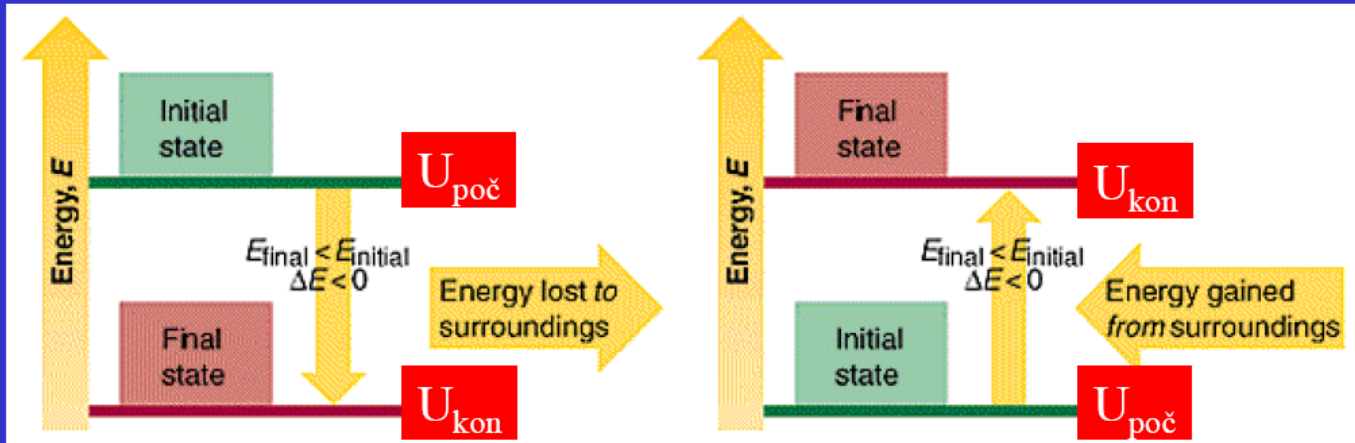
# Změny U

Změny A, B, C způsobí stejnou  $\Delta U$



$$\Delta U = U_{\text{kon}} - U_{\text{poč}}$$

# Výměna energie (tepla Q, práce W,...)



$$\Delta U = U_{\text{kon}} - U_{\text{poč}} < 0$$

$$\Delta U = U_{\text{kon}} - U_{\text{poč}} > 0$$

**Energie uvolněna do okolí**

**Energie přijata z okolí**

25

Vydané teplo  $-Q$  ( $Q < 0$ )

Přijaté teplo  $+Q$  ( $Q > 0$ )

Vzhledem k systému

26

**Objemová práce, W**

Práce vykonaná  $-W$  ( $W < 0$ )

Expanze plynu  $dV > 0$

Práce přijatá  $+W$  ( $W > 0$ )

Stlačení plynu  $dV < 0$



## První věta (zákon) TD

$$\Delta U = Q + W$$

Ekvivalence práce a tepla

**Standardní stav** = definované podmínky pro srovnání

Dohodou stanovené, definují se pro g, l, roztoky

$$T_{\text{st}} = 298.15 \text{ K}$$

$$p_{\text{st}} = 100000 \text{ Pa} = 1 \text{ bar} \quad (\text{dříve } p_{\text{st}} = 1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa})$$

$$c_{\text{M}} = 1 \text{ M}$$

Značí se horním indexem nula  $H^0$

Pozor: Standardní stav není stejný jako standardní podmínky (STP) pro plyny  $p = 101.325 \text{ kPa}$   $T = 273.15 \text{ K}_{33}$

## Reakční teplo při konstantním objemu, $Q_V$

Konstantní objem  $V = \text{konst.}$

když  $\Delta V = 0$  pak i  $p \Delta V = 0$  a  $W = 0$

$$\Delta U = Q_V$$

Reakční teplo při konstantním objemu je rovno  $\Delta U$

## Reakční teplo při konstantním tlaku, $Q_p$

Konstantní tlak  $p = \text{konst.}$  Běžná situace v chemii.

$$\Delta U = Q_p - p \Delta V \quad \text{vykonaná objemová práce}$$

$$U_2 - U_1 = Q_p - p (V_2 - V_1)$$

$$Q_p = (U_2 + p V_2) - (U_1 + p V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Enthalpie  $H = U + p V$  je stavová funkce, není to teplo

Při dodání  $Q_p$  se teplo přemění částečně na  $U$  a částečně na  $W$

# Enthalpie prvků

Enthalpie prvků  $H$  není známa (stejně jako sloučenin)

Pro prvky bylo dohodnuto:

$$H^0 = 0$$

při standardním stavu ( $T = 298.15 \text{ K}$ ,  $p = 1 \text{ bar}$ )  
a ve skupenství v němž se prvek vyskytuje ve standardním stavu

## Slučovací enthalpie, $\Delta H^0_{\text{sluč}}$

$\Delta H^0_{\text{sluč}}$  ( $= \Delta H^0_f$ ) pro reakci při níž vzniká **1 mol** látky z prvků ve standardních stavech ( $H^0 = 0$ ) při standardních podmínkách  $p$ ,  $T$

Tabelované hodnoty pro sloučeniny  $\Delta H^0_{\text{sluč}}$  [ $\text{kJ mol}^{-1}$ ]

## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$

$$\Delta H^0_r = \sum n_{\text{prod}} \Delta H^0_{\text{sluč}} (\text{Prod}) - \sum n_{\text{vých}} \Delta H^0_{\text{sluč}} (\text{Reakt})$$

$\Delta H^0_r$  udává o kolik se produkty reakce liší od výchozích látek

# Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$ ze slučovacíh enthalpií

## Hesovy zákony

### První Hessův zákon nebo Lavoisier-Laplaceův zákon

Tepelný efekt reakce v jednom směru a opačném směru je číselně stejný, liší se znaménkem.

### Druhý Hessův zákon

Součet reakčních tepel na cestě (počtu reakčních kroků) od reaktantů k produktům závisí jen na počátečním a konečném stavu, nezávisí na průběhu reakce.

## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$

Lze vypočítat:

2) z vazebných enthalpií  $\Delta H^0_b$  všech měnících se vazeb pro reakci

Reaktanty  $\rightarrow$  Produkty



Energie spotřebovaná na přetržení vazeb A-A a B-B

Energie uvolněná při tvorbě vazeb A-B

$$\Delta H^0_r = \sum x \Delta H^0_b (\text{A-A}) - \sum y \Delta H^0_b (\text{A-B})$$

příklady 21 až 24

str. 71

# Spontánní procesy

Změna entropie

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

Spontánní procesy zvyšují entropii vesmíru

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

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

**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

**Boltzmannova rovnice**

$$S = k \ln W$$

$$k = R/NA = 1.38066 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$$

W = počet mikrostavů  
systému

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

# Standardní entropie

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

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

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

Entropie klesá v řadě:  $g > l > s$

Látka	$S^0, \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
H <sub>2</sub> O (g)	189
H <sub>2</sub> O (l)	70
H <sub>2</sub> O (s)	41
Na (g)	153
Na (s)	51

# Výměna tepla mezi soustavou a okolím

pro  $p = \text{konst}$

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

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

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



## Reakční entropie

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

Produkty – Výchozí

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

Vznikají tuhé nebo kapalné 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

# Spontánní procesy a Gibbsova volná energie

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

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

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

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

$\Delta G \equiv$  Gibbsova volná energie

# Gibbsova volná energie

1.  $\Delta G$  je stavová funkce
2.  $\Delta G^\circ$  je Gibbsova volná energie za standardních podmínek
  - 298 K
  - 1 bar pro plyny
  - 1 mol l<sup>-1</sup> koncentrace
3.  $\Delta G^\circ$  tabelovány

## Standardní slučovací Gibbsova volná energie

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

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

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

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



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

## Vliv teploty na $\Delta G^0$

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

$\Delta H^0 + \Delta S^0 + \Delta G^0$  Negativní při vysoké T

$\Delta H^0 + \Delta S^0 - \Delta G^0$  Pozitivní při všech T

$\Delta H^0 - \Delta S^0 + \Delta G^0$  Negativní při všech T

$\Delta H^0 - \Delta S^0 - \Delta G^0$  Negativní při nízké T

# Rovnováhy chemických reakcí (kapitola 6.2.)

## Chemická rovnováha



Přebytek produktu může obrátit průběh chemické reakce

Vliv složení na  $\Delta G$

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

Reakční kvocient  $Q$

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

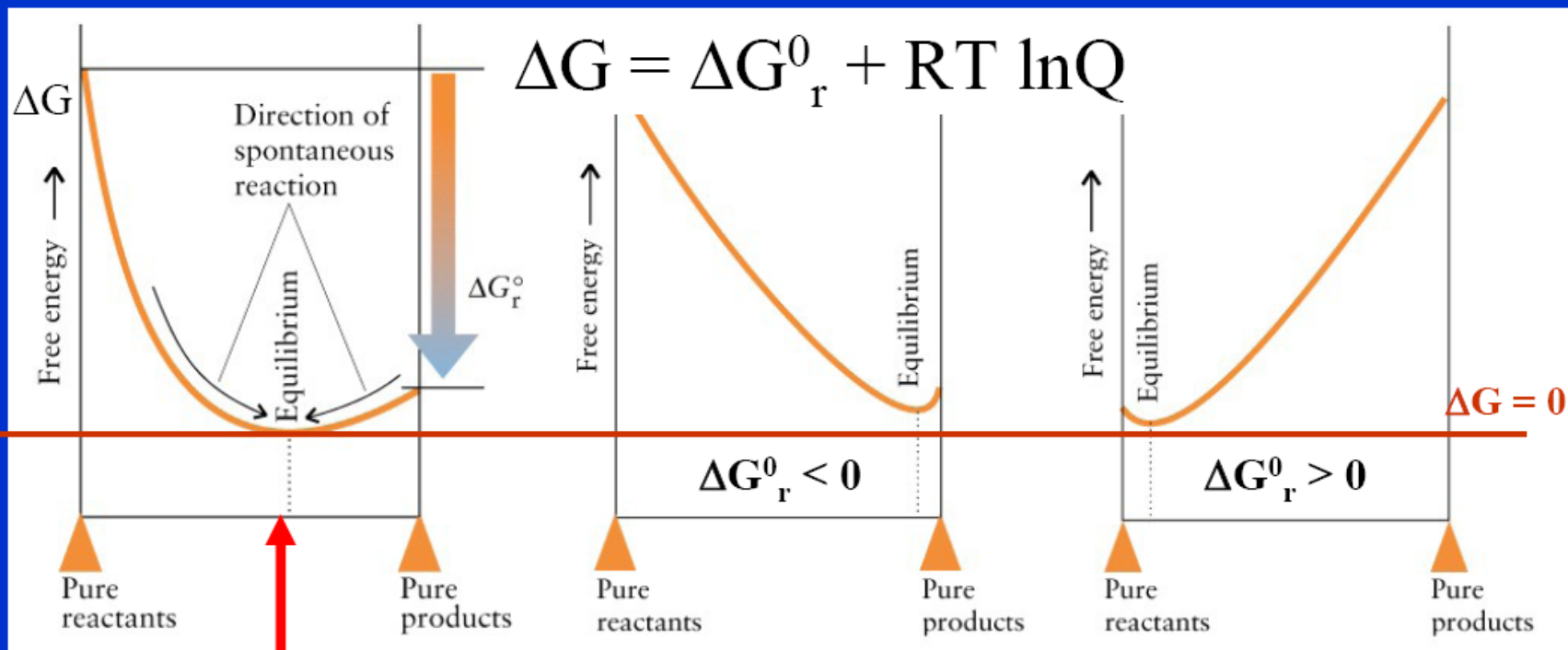
Na začátku reakce

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

Úplná reakce:

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

# Vliv složení na $\Delta G$



$$Q = K$$

V rovnováze  $\Delta G = 0$

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

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

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

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

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



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

Rovnovážné koncentrace

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

$\Delta G^0$	K	V rovnováze převládají ( $\Delta G = 0$ )
$< 0$	$> 1$	produkty
$> 0$	$< 1$	výchozí
$= 0$	$= 1$	



# 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 M

# Guldberg-Waagův zákon



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



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

Součet chemických rovnic

$$K = K_1 \times K_2$$

# LeChatelierův princip

Princip pohyblivé rovnováhy

Termodynamicky reverzibilní reakce

V rovnováze přítomny produkty i výchozí

## Vliv přidavku 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

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

## 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

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

**Exothermní reakce se chlazením**

$$T_2 < T_1$$

posune doprava = K vzroste,  $K_2 > K_1$

# Iontové rovnováhy v roztocích (kapitola 6.3.)

Označí-li se elektrolyt obecným vzorcem BA, kde B je elektropozitivní a A – elektronegativní část molekuly, lze psát rovnici disociace elektrolytu:



Rovnováha děje je určena tzv. *disociační rovnovážnou konstantou*  $K_d$ :

$$K_d = \frac{[\text{B}^+][\text{A}^-]}{[\text{BA}]} \quad (11-6)$$

## Disociační stupeň

$$\alpha = \frac{[\text{B}^+]}{c_{\text{BA}}} = \frac{[\text{A}^-]}{c_{\text{BA}}}$$

$$[\text{B}^+] = [\text{A}^-] = c_{\text{BA}}\alpha \quad [\text{BA}] = (1 - \alpha)c_{\text{BA}}$$

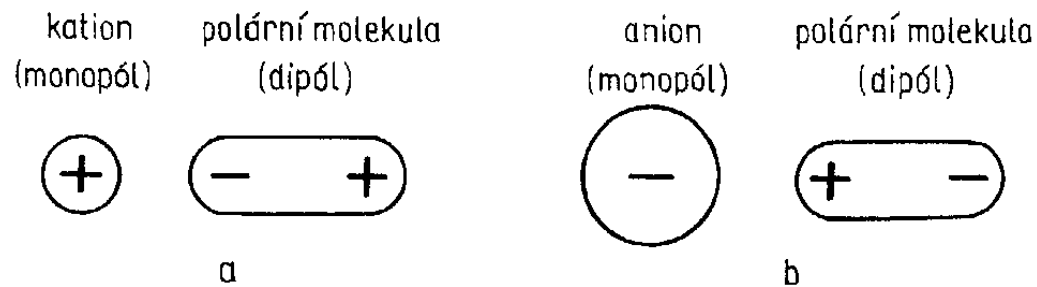
$$K_d = \frac{c_{\text{BA}}\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c_{\text{BA}}}}$$

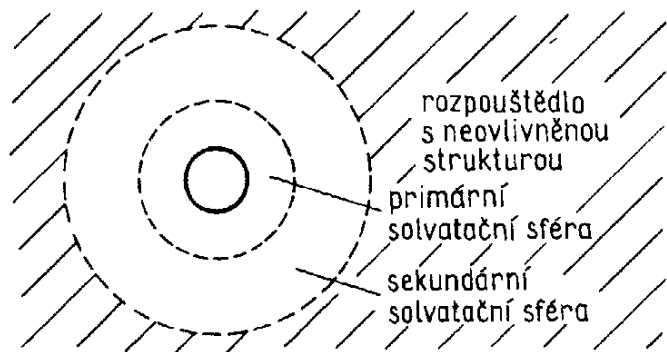
Kohlaurshova rovnice  
pro slabé elektrolyty

# Solvatace iontů

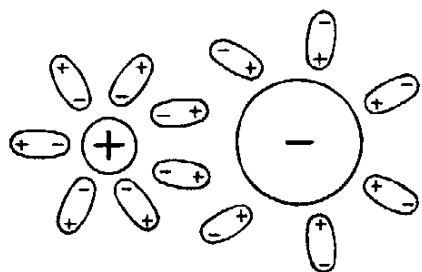
(ve vodě - hydratace)



Obr. 11-2. Energeticky nejvýhodnější vzájemné polohy monopólu a dipólu. Orientace dipólu: a) ke kationtu, b) k aniontu



Obr. 11-3. Primární a sekundární solvatační sféra iontu



Obr. 11-4. Iontový asociát (iontová dvojice) v roztoku

# Kyseliny a zásady

## Arrheniova teorie

První pokus o exaktní výklad podstaty acidobazického chování látek učinil Arrhenius (1887). Základem jeho výkladu byla představa, že *kyseliny a zásady jsou elektrolyty*, tedy látky schopné disociovat v roztocích na ionty.

Přitom *kyseliny* disociují podle obecné rovnice



Jejich disociací tedy vždy vzniká *proton*  $\text{H}^+$  a kyselinový zbytek, anion  $\text{A}^-$ .

*Zásady* naproti tomu disociují podle rovnice



## ● Protonová teorie Brönsteda a Lowryho

Roku 1923 vytvořili Brönsted a Lowry nový myšlenkový přístup k chápání acidobazických dějů. Základní myšlenku disociace kyselin doplnili představou solvatace vznikajících protonů molekulami rozpouštědla; v případě vodného roztoku podle rovnice

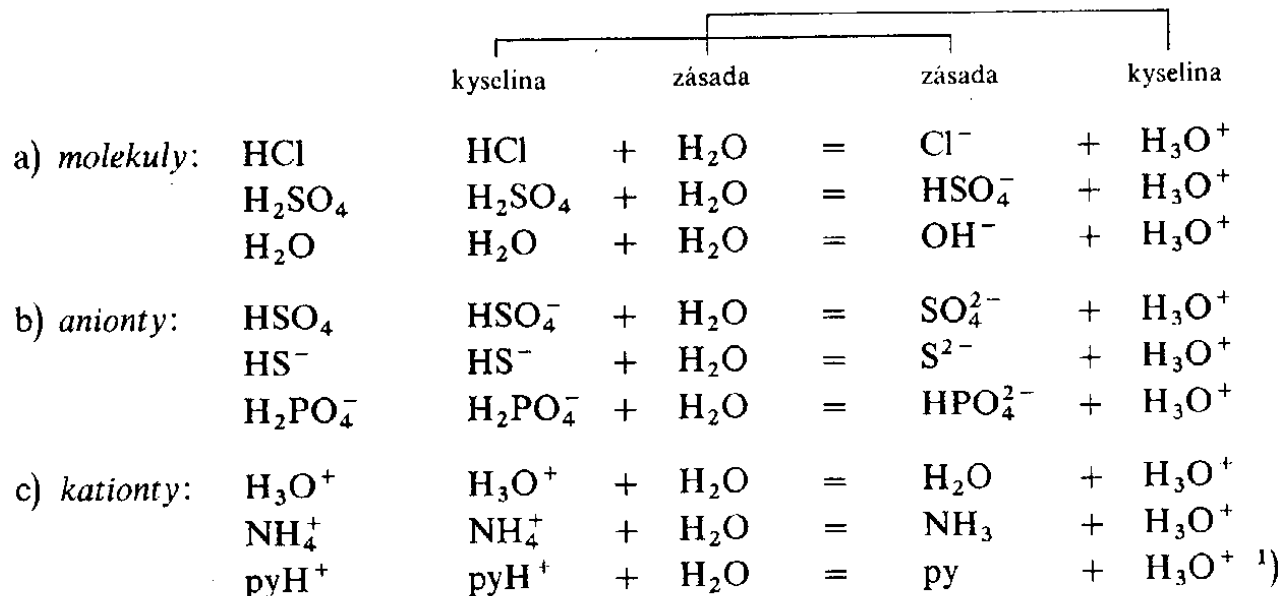




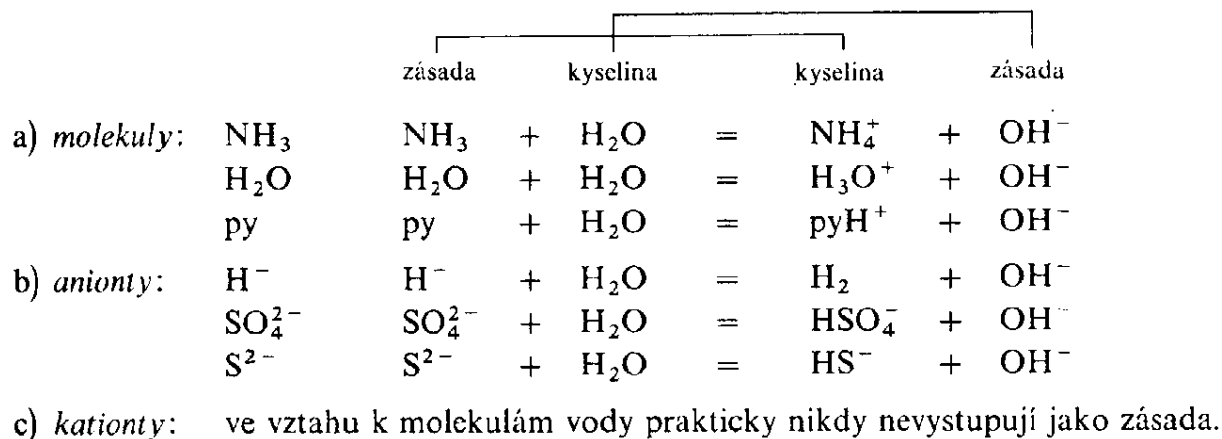


## Látky chovající se jako kyseliny a zásady ve vztahu k vodě

kyseliny:



zásady:



# Solvoteorie kyselin a zásad

Ještě obecnější přístup k výkladu acidity a bazicity látek představuje tzv. solvotografie kyselin a zásad, vytvořená Guttmanem a Lindqvistem (1954).

Teorie je použitelná k výkladu acidobazických dějů jak v protických, tak i aprotických<sup>1)</sup> rozpouštědlech. Vychází z představy, že každé rozpouštědlo je *autoionizováno*.

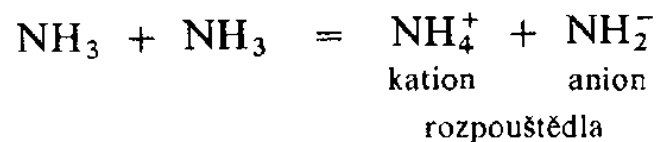
Označuje za tzv. *solvokyseliny* takové látky, které interagují s rozpouštědlem tak, že zvyšují koncentraci kationtů vytvářených autoionizací rozpouštědla.

Za *solvozásady* považuje látky, které při styku s rozpouštědlem zvyšují koncentraci aniontů produkovaných autoionizací rozpouštědla.

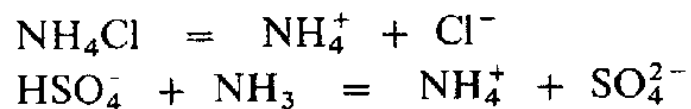
Za neutralizaci považuje solvotografie zpětný průběh autoionizační reakce nebo v širším slova smyslu reakci solvokyseliny se solvozásadou.

*Kapalný amoniak*  
(protické rozpouštědlo)

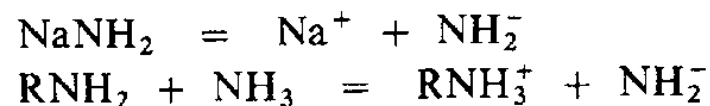
Autoionizace rozpouštědla:



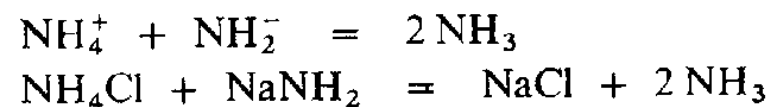
Příklady ionizace kyseliny:



Příklady ionizace zásady:

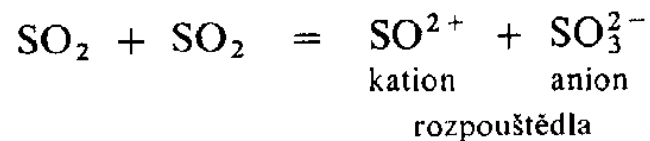


Příklady neutralizačního děje:

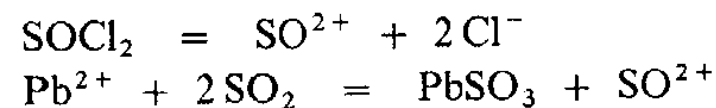


*Kapalný oxid siřičitý*  
(aprotické rozpouštědlo)

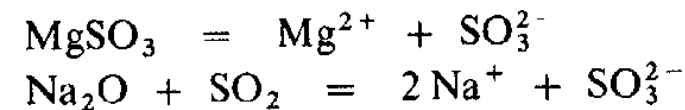
Autoionizace rozpouštědla:



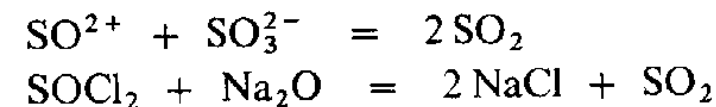
Příklady ionizace kyseliny:



Příklady ionizace zásady:



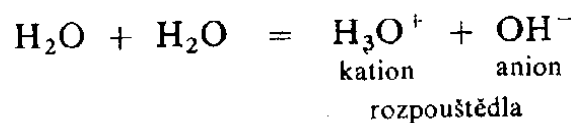
Příklady neutralizačního děje:



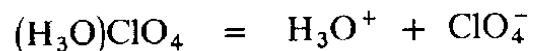
Voda

(protické rozpouštědlo)

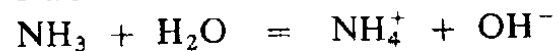
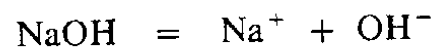
Autoionizace rozpouštědla:



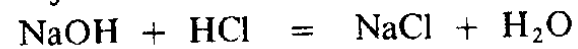
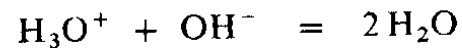
Příklady ionizace kyseliny:



Příklady ionizace zásady:



Příklady neutralizačního děje:

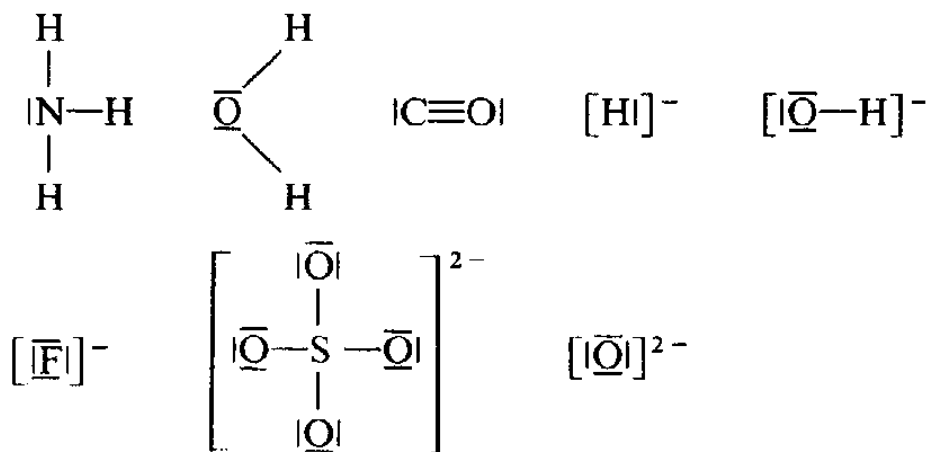


# Lewisova teorie kyselin a zásad

Představa kyselosti a zásaditosti látek může být založena na ještě širším a obecnějším základě. Velmi širokou a obecnou definici pojmů kyseliny a zásady podal již roku 1923 Lewis. Jeho koncepce však byla přijata a rozvíjena teprve po roce 1938.

Lewis označuje za *zásadu* každou částici, která má alespoň jeden volný (nevazebný) elektronový pár schopný zprostředkovat vznik kovalentní (donor-akceptorové) vazby s dalším atomem, iontem či jiným atomárním uskupením.

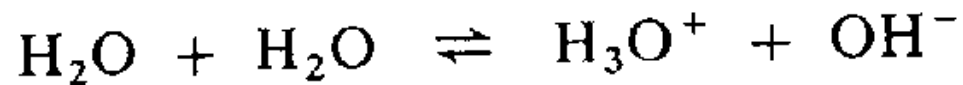
Ve funkci Lewisových zásad jsou schopny vystoupit prakticky všechny molekuly a ionty s nevazebnými elektronovými páry, tedy všechny částice nukleofilní (str. 137), např.



Jako *kyseliny* chápe Lewis ty částice, které jsou schopné volný elektronový pár zásad využít k tvorbě kovalentní (donor-akceptorové) vazby, již se k bázi připoutají. Lewisovými kyselinami jsou proto všechny elektrofilní částice (str. 137):

## Acidita a bazicita vodných roztoků

I v chemicky čisté vodě probíhá autoionizační (acidobazický) děj



$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad \text{iontový součin vody}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \approx 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ l}^{-2} \quad \text{teplota } 25 \text{ }^\circ\text{C}, \text{ tlak } 100 \text{ kPa}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] \approx 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$$

neutrální prostředí

1. vodný roztok kyseliny  
(kysele reagující roztok)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}; \quad [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$$

2. vodný roztok zásady  
(zásaditě reagující roztok)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}; \quad [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$$

Pojem pH (a pOH) vodných roztoků

Již Sørensen doporučil používat vztah (12-2) v logaritmované formě

$$\log 10^{-14} \approx \log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]$$

$$14 \approx \text{pH} + \text{pOH}$$

Veličinu pH definujeme jako záporný logaritmus aktivity iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$

## Disociační konstanta kyseliny

$$K_{\text{HA}} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

(rovnovážná konstanta děje  $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ )

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_{\text{HA}}} \quad \text{resp.} \quad \alpha = \frac{[\text{A}^-]}{c_{\text{HA}}}$$

disociační stupeň

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (c_{\text{HA}}\alpha)$$

$$\text{pH} = -\log \sqrt{c_{\text{HA}}K_{\text{HA}}}$$

$$\text{pH} = -\log c_{\text{HA}}$$

**silná kyselina**

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log c_{\text{HA}} + \left(-\frac{1}{2} \log K_{\text{HA}}\right)$$

**slabá kyselina**



## Disociační konstanta zásady

$$K_{\text{BOH}} = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Disociační stupeň zásad  $\alpha$  je definován takto:

$$\alpha = \frac{[\text{B}^+]}{c_{\text{BOH}}} \quad \text{resp.} \quad \alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{c_{\text{BOH}}}$$

$$\text{pH} = 14 + \log c_{\text{BOH}}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}\text{p}K_{\text{BOH}} + \frac{1}{2}\log c_{\text{BOH}}$$

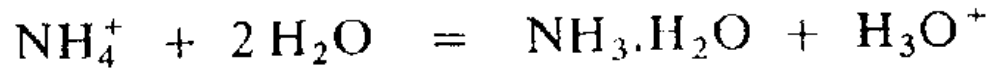
**silná zásada**

**slabá zásada**

# Hydrolýza solí

Hydrolýza kationtů

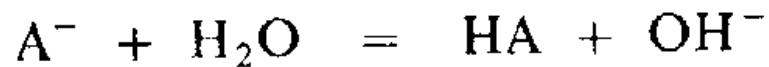
Jako hydrolýza kationtů se označují děje obecného typu (zjednodušeně)



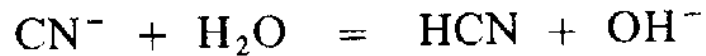
*Schopnost hydrolyzovat mají pouze kationty odvozené od slabě bazických hydroxidů, resp. oxidů. Hydrolýza kationtů silných bází, např.  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Ba^{2+}$  vůbec neprobíhá.*

## Hydrolýza aniontů

Hydrolýza aniontů probíhá podle rovnic



Dalším příkladem je hydrolýza kyanidového iontu:

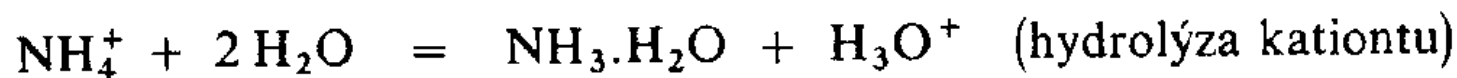


*Hydrolýzy jsou schopny výhradně anionty slabých kyselin. Hydrolýza aniontů silných kyselin např.  $ClO_4^-$ ,  $Cl^-$ ,  $HSO_4^-$  ve vodném roztoku nenastává.*

pH roztoku soli silné kyseliny a slabé zásady se ustaví na hodnotě dané vztahem

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2}\text{p}K_{\text{BOH}} - \frac{1}{2}\log c_s$$

### chlorid amonný



---

Hodnota pH roztoku soli slabé kyseliny a silné zásady je dána vztahem

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}\text{p}K_{\text{HA}} + \frac{1}{2}\log c_s$$

### kyanid sodný

