

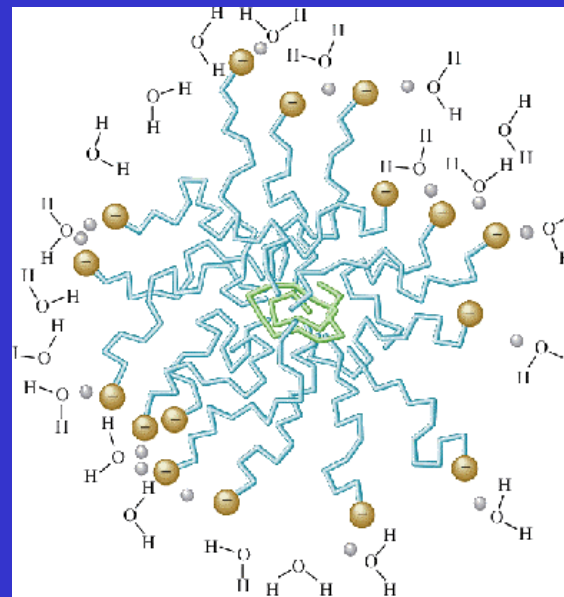
# Roztok

Homogenní směs molekul, které mohou být v pevném, kapalném nebo plynném stavu

- Pravé roztoky

- Micelární a koloidní roztoky (suspenze): částice velké 1 nm – 10 μm

Tyndallův jev – rozptyl světla



## Druhy roztoků

Složka 1	Složka 2	Stav směsi	Příklad
G	G	G	Vzduch
G	L	L	Sodová voda (CO <sub>2</sub> )
G	S	S	H <sub>2</sub> (850 cm <sup>3</sup> ) v Pd(1 cm <sup>3</sup> )
L	L	L	Ethanol ve vodě
S	L	L	NaCl ve vodě
S	S	S	Mosaz (Cu/Zn) Pájka (Sn/Pb)

## Složení roztoků

Hmotnostní procenta  
w/w

$$w\% = \frac{m_2}{m_{\text{roztoku}}} 100$$

Objemová procenta  
v/v

$$v\% = \frac{V_2}{V_{\text{roztoku}}} 100$$

Hmotnost/objemu procenta  
w/v

$$wv\% = \frac{m_2}{V_{\text{roztoku}}} 100$$

## Složení roztoků

Molární koncentrace [mol l<sup>-1</sup>]

$$c_M = \frac{n_2}{V_{\text{roztoku}}}$$

Molální koncentrace [mol kg<sup>-1</sup>]  
Nezávisí na T

$$c_m = \frac{n_2}{m_1}$$

Molární zlomek

$$x_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_i + \dots}$$

## Složení roztoků

ppm 1 díl v  $10^6$  dílech

ppb 1 díl v  $10^9$  dílech

ppt 1 díl v  $10^{12}$  dílech

# Rozpustnost

Komplikovaný proces – neexistuje jednoduchá a obecně aplikovatelná teorie rozpustnosti

Empirické pravidlo : Like dissolves like

Dobrá rozpustnost :

polární látky v polárních rozpouštědlech (voda, aceton, alkoholy,  $\text{CH}_3\text{CN}$ , DMF, DMSO,....)

nepolární látky v nepolárních rozpouštědlech ( $\text{CCl}_4$ , alkany, benzen,...)

# Faktory ovlivňující rozpustnost

1. Druh rozpuštěné látky
2. Druh rozpouštědla
3. Teplota
4. Tlak (plyny – Henryho zákon)
5. Další rozpuštěné látky – vysolení

**Like dissolves Like !**

**TABLE 13.3 Solubilities of Some Alcohols in Water and in Hexane**

Alcohol	Solubility in H <sub>2</sub> O <sup>a</sup>	Solubility in C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>
CH <sub>3</sub> OH (methanol)	∞	0.12
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH (ethanol)	∞	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (propanol)	∞	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (butanol)	0.11	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (pentanol)	0.030	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (hexanol)	0.0058	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (heptanol)	0.0008	∞



# Interakce rozpouštědlo - rozpuštěná látka

Rozpuštění ve 3 krocích

## 1. Oddělení molekul rozpuštěné látky

Obvykle endothermický ( $+\Delta H_{AA}$ ) proces vyjma rozpuštění plynů.  
Mřížková energie u iontových látek. Vznik entropie ( $+\Delta S$ )

## 2. Vytvoření děr v rozpouštědle

Obvykle endothermický ( $+\Delta H_{BB}$ ) proces vyjma rozpuštění v plynech.

## 3. Solvatace rozpuštěné látky rozpouštědlem

Obvykle exothermický ( $-\Delta H_{AB}$ ) proces vyjma rozpuštění plynů v plynech. ( $+\Delta S$ )

$$\Delta H_{\text{rozp}} = \Delta H_{AA} + \Delta H_{BB} + \Delta H_{AB}$$

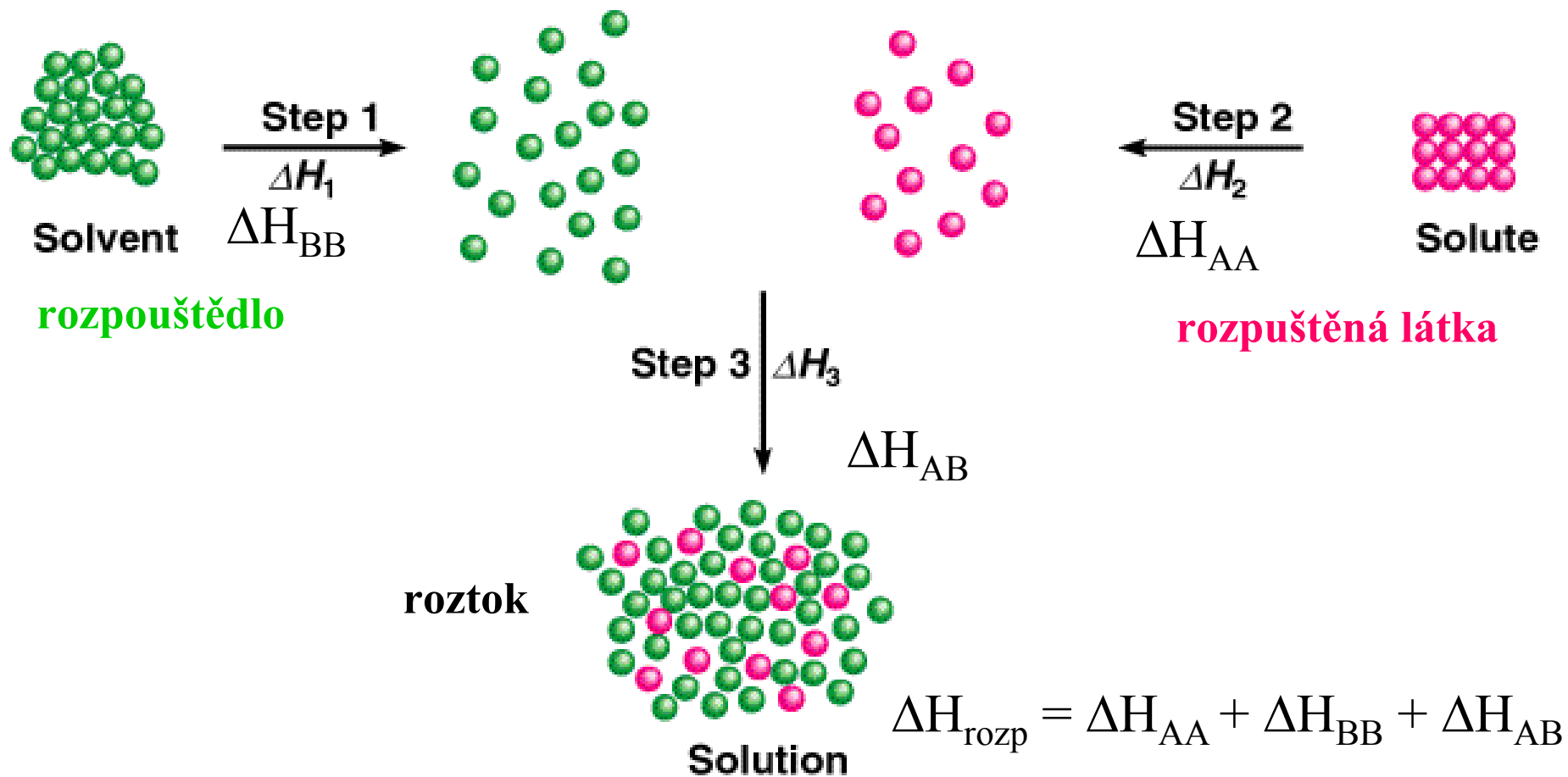
## Rozpouštědlo - rozpuštěná látka

I v případě, že rozpouštění je energeticky neutrální nebo mírně endotermní ( $+\Delta H$ ) může probíhat díky entropické hnací síle ( $+\Delta S$ ) !

**Entropie mísení je vždy kladná.**

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

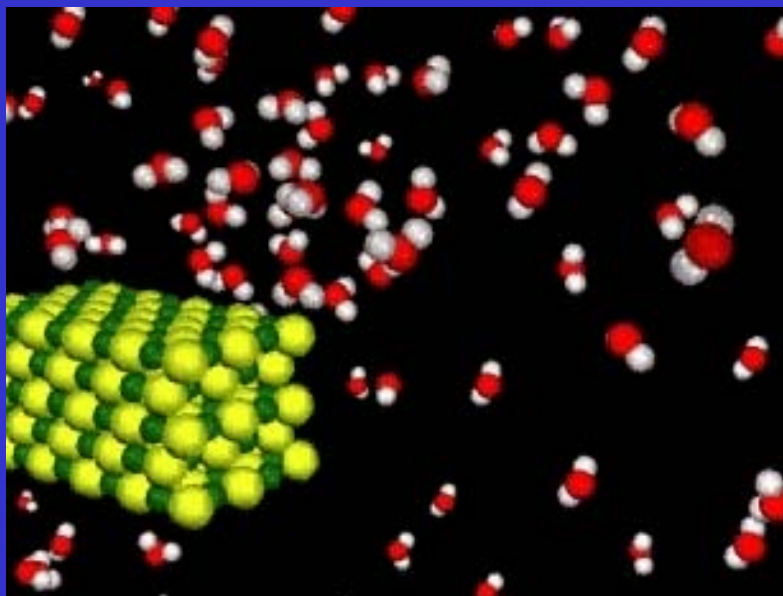
# Rozpouštění



# Ideální a neideální roztoky



## Rozpouštěcí enthalpie



**NaOH do vody**

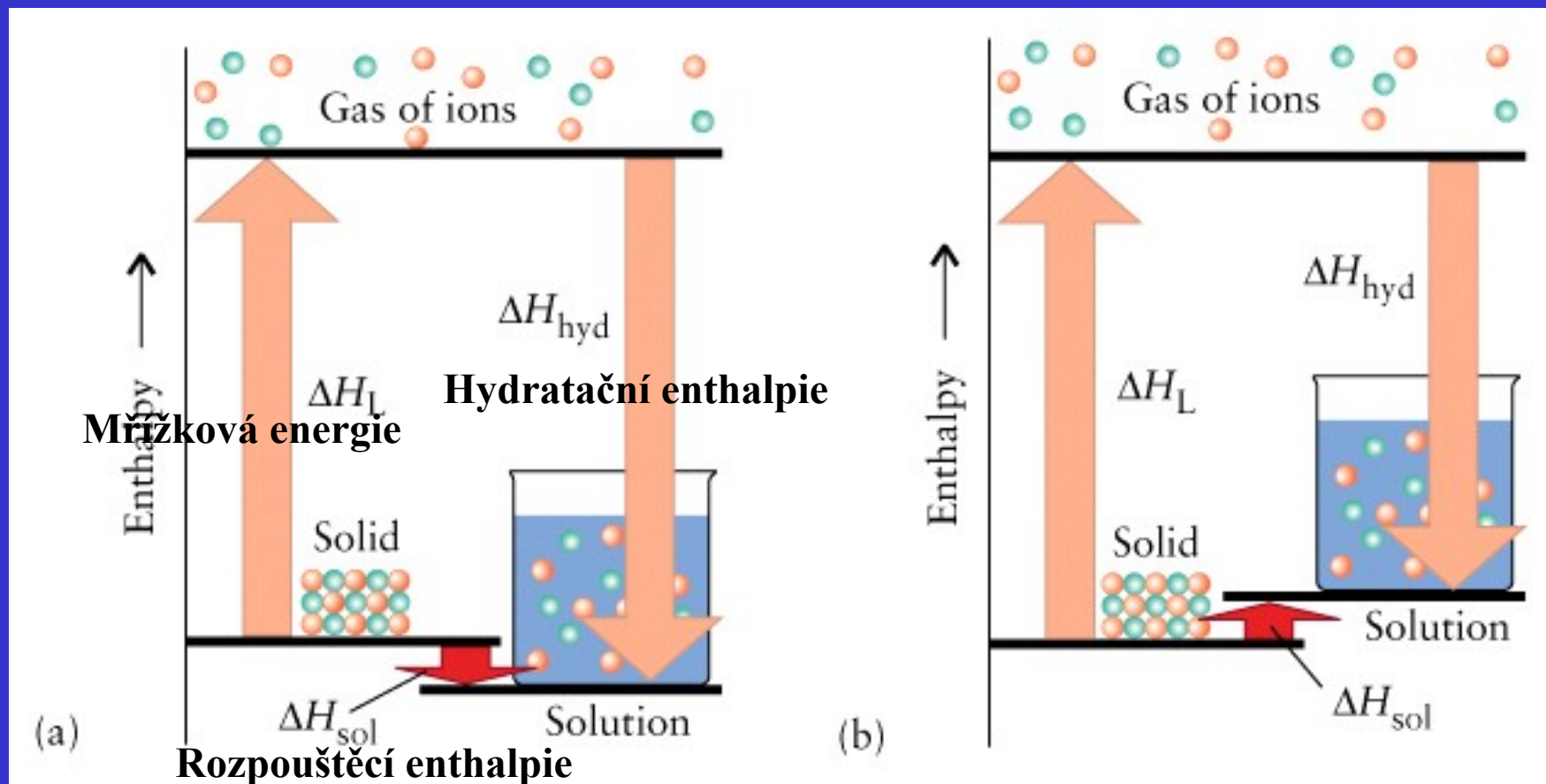
$$\Delta H_{\text{rozp}} = -44.48 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> do vody**

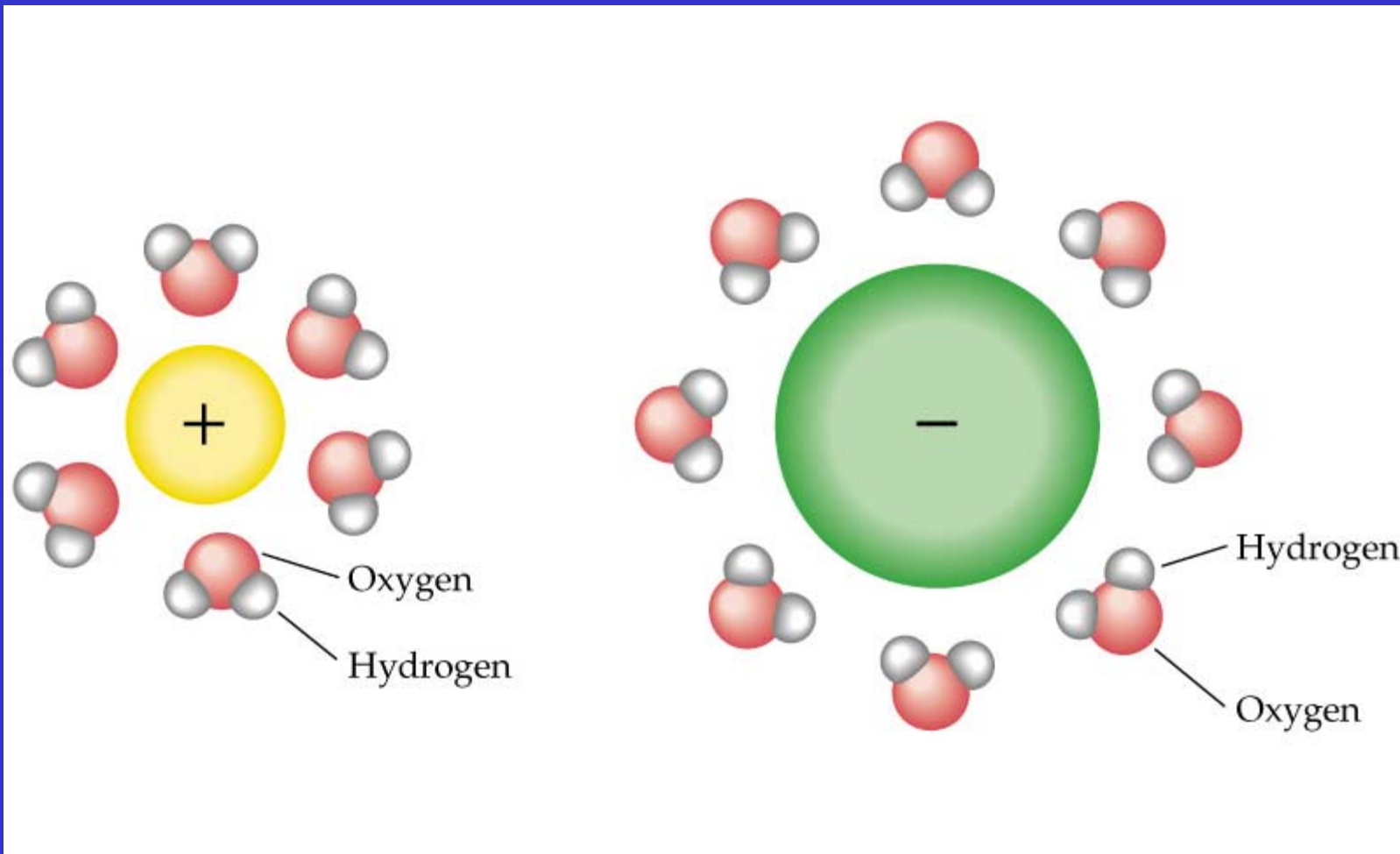
$$\Delta H_{\text{rozp}} = + 26.4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

# Rozpouštědlo - rozpuštěná látka

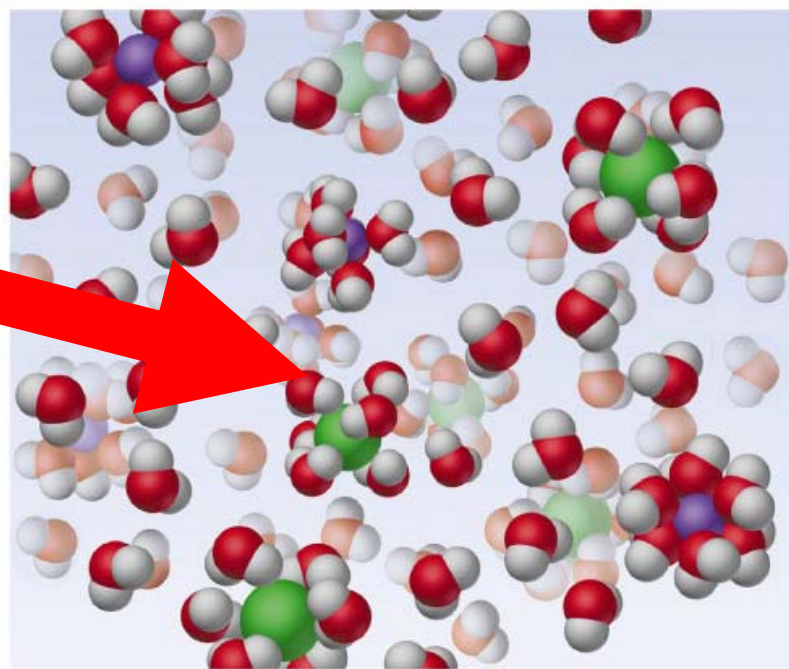
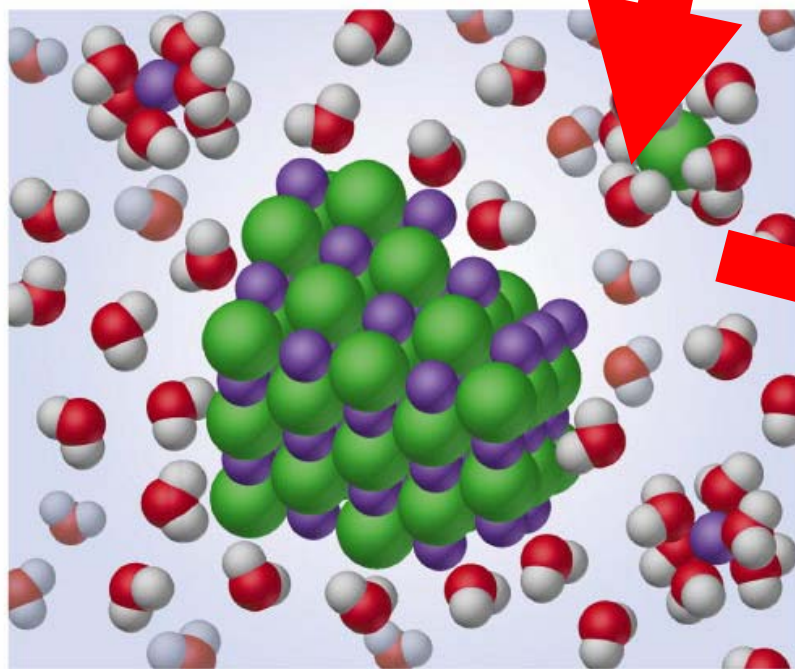
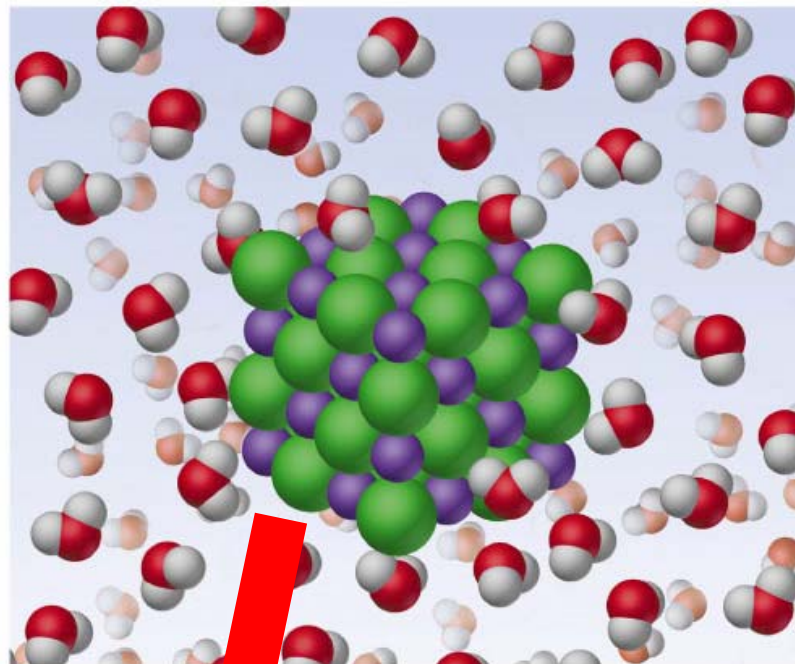
Rozpustnost závisí na změně enthalpie,  $\Delta H$ , a změně entropie,  $\Delta S$ , při rozpouštění



# Hydratace, solvatace



Rozpouštění  
NaCl





## Rozpuštěcí enthalpie

**Table 12.5** Enthalpies of solution,  $\Delta H_{\text{sol}}$  at 25°C for very dilute aqueous solutions, in kilojoules per mole\*

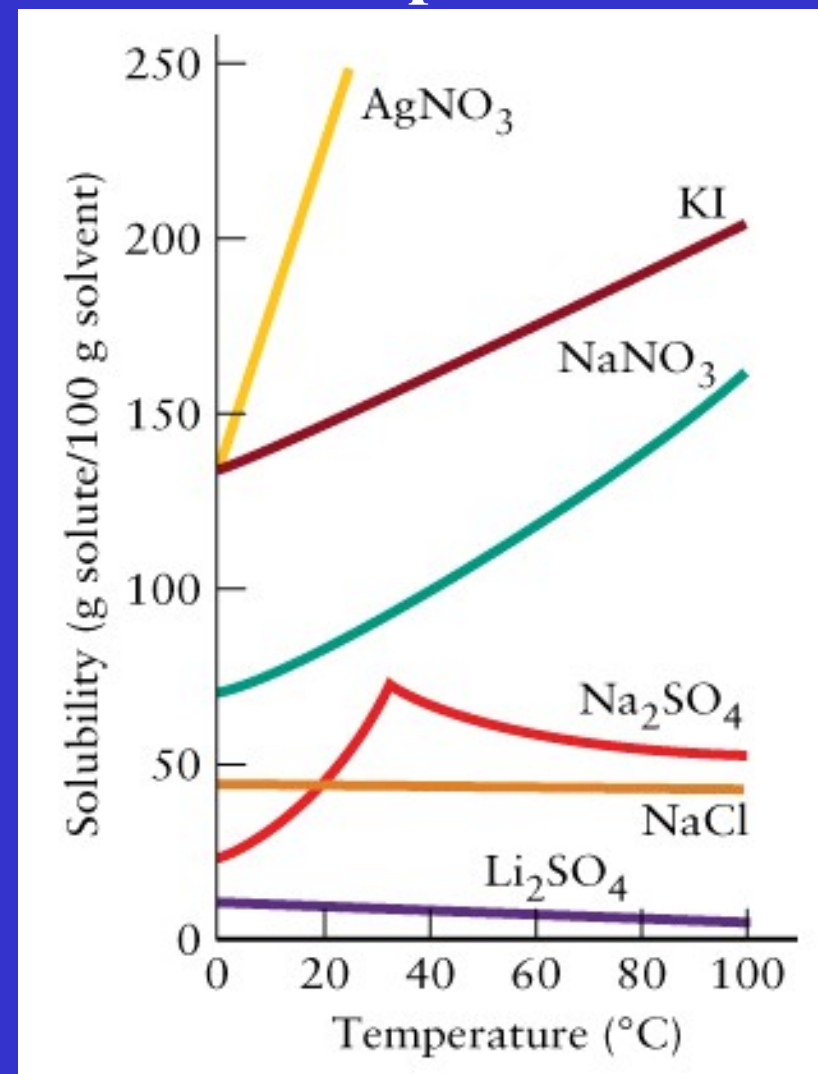
Cation	Anion							
	fluoride	chloride	bromide	iodide	hydroxide	carbonate	nitrate	sulfate
<b>lithium</b>	+4.9	-37.0	-48.8	-63.3	-23.6	-18.2	-2.7	-29.8
<b>sodium</b>	+1.9	+3.9	-0.6	-7.5	-44.5	-26.7	+20.4	-2.4
<b>potassium</b>	-17.7	+17.2	+19.9	+20.3	-57.1	-30.9	+34.9	+23.8
<b>ammonium</b>	-1.2	+14.8	+16.0	+13.7	—	—	+25.7	+6.6
<b>silver</b>	-22.5	+65.5	+84.4	+112.2	—	+41.8	+22.6	+17.8
<b>magnesium</b>	-12.6	-160.0	-185.6	-213.2	+2.3	-25.3	-90.9	-91.2
<b>calcium</b>	+11.5	-81.3	-103.1	-119.7	-16.7	-13.1	-19.2	-18.0
<b>aluminum</b>	-27	-329	-368	-385	—	—	—	-350.

\*The value for silver iodide, for example, is the entry found where the row labeled "silver" intersects the column labeled "iodide." A positive value of  $\Delta H_{\text{sol}}$  indicates an endothermic process.

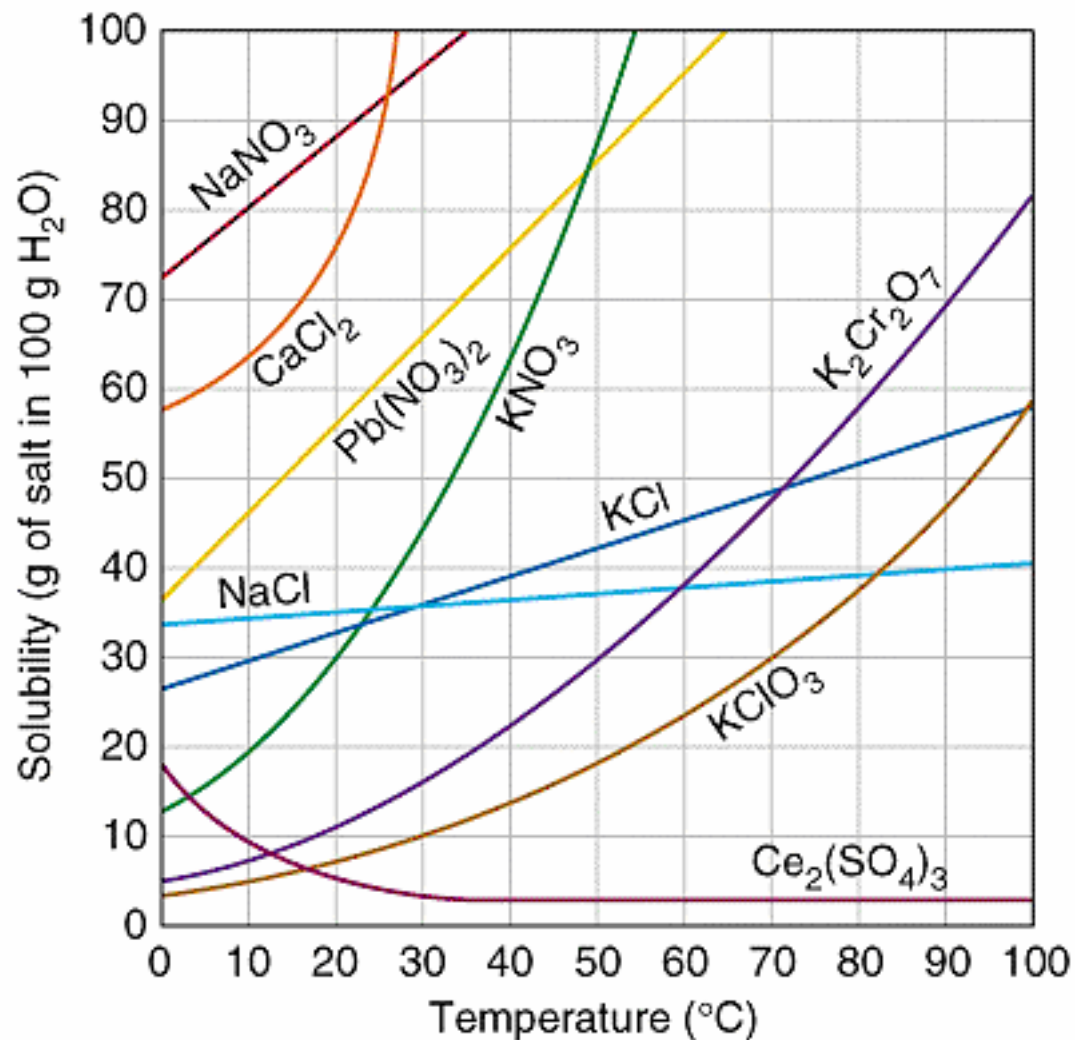
## Závislost rozpustnosti na teplotě

Rozpustnost látek  
s rostoucí teplotou

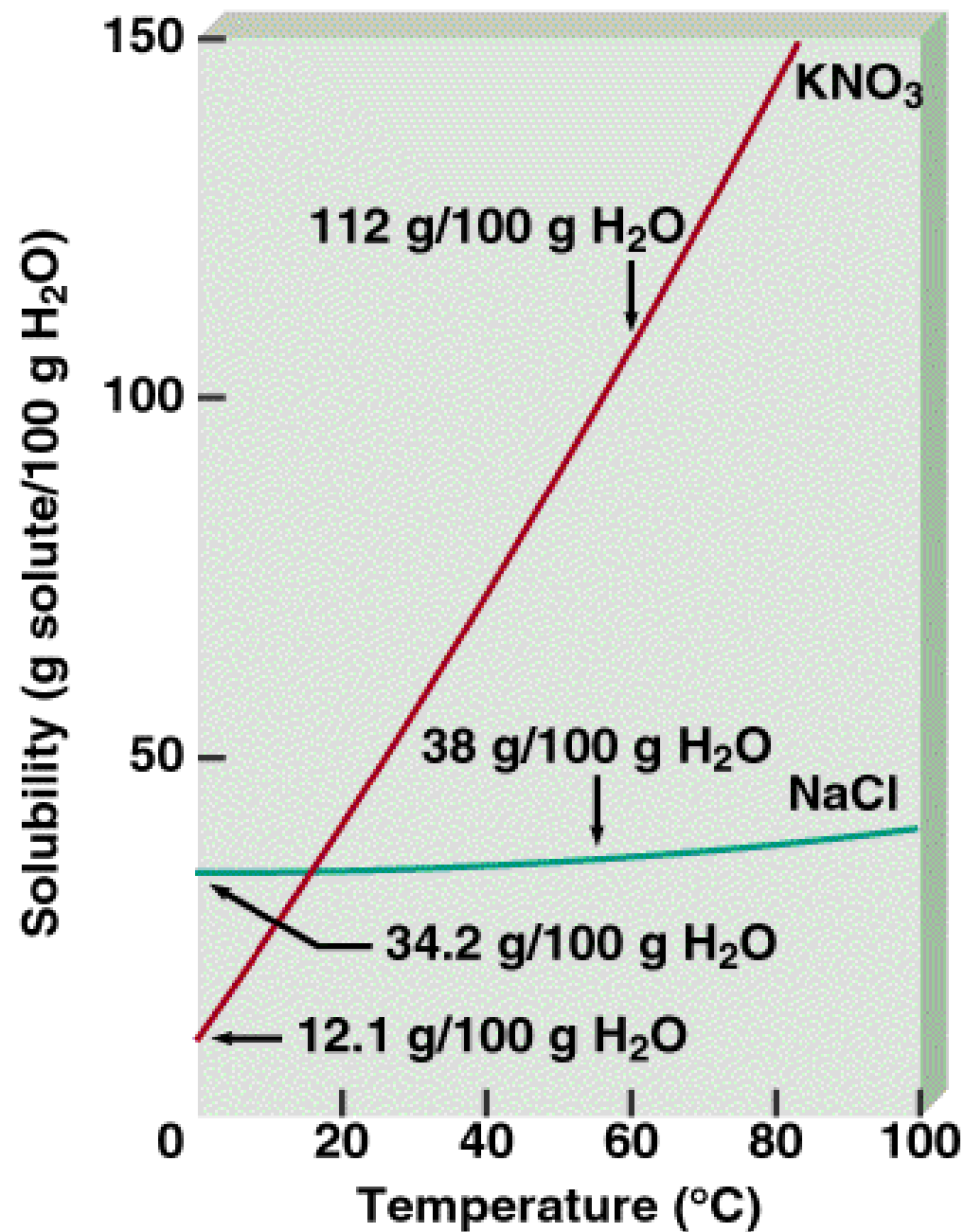
- Roste (většina látek, 95%)
- Nemění se (NaCl)
- Klesá (často sírany)



## Závislost rozpustnosti na teplotě



# Frakční krystalizace



## Rozpustnost plynů

Plyny se mísí ve všech poměrech, neomezeně  
– růst entropie je hnací silou

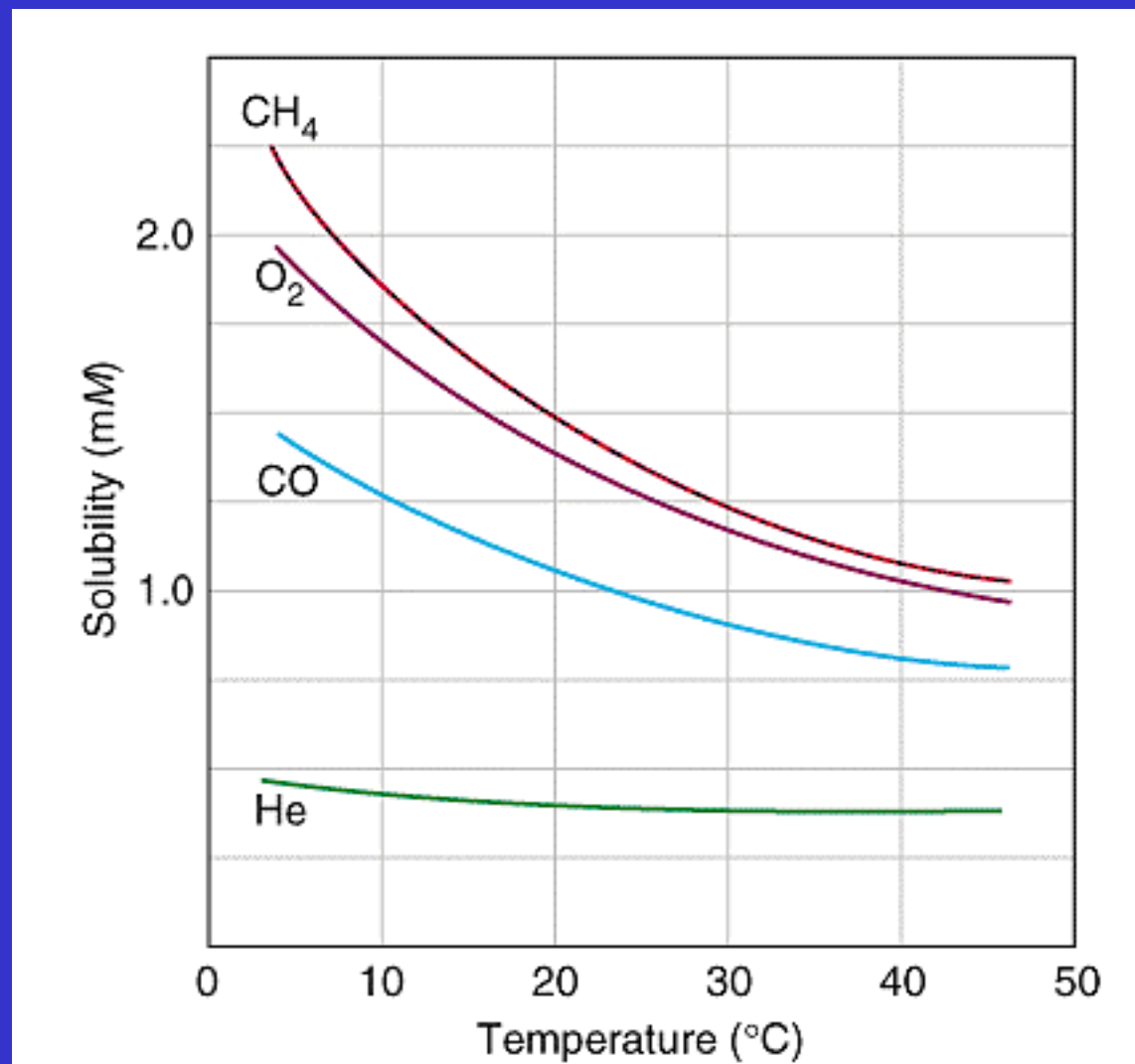
Plyny se rozpouští v kapalinách exothermicky

$$\Delta H_{\text{rozp}} = \Delta H_{\text{AA}} + \Delta H_{\text{BB}} + \Delta H_{\text{AB}}$$
$$= 0 \qquad \qquad \qquad < 0$$

Rozpustnost plynů klesá s rostoucí teplotou

Rozpustnost závisí na tlaku plynu nad roztokem = parciální tlak

## Rozpustnost plynů klesá s rostoucí teplotou



# Henryho zákon

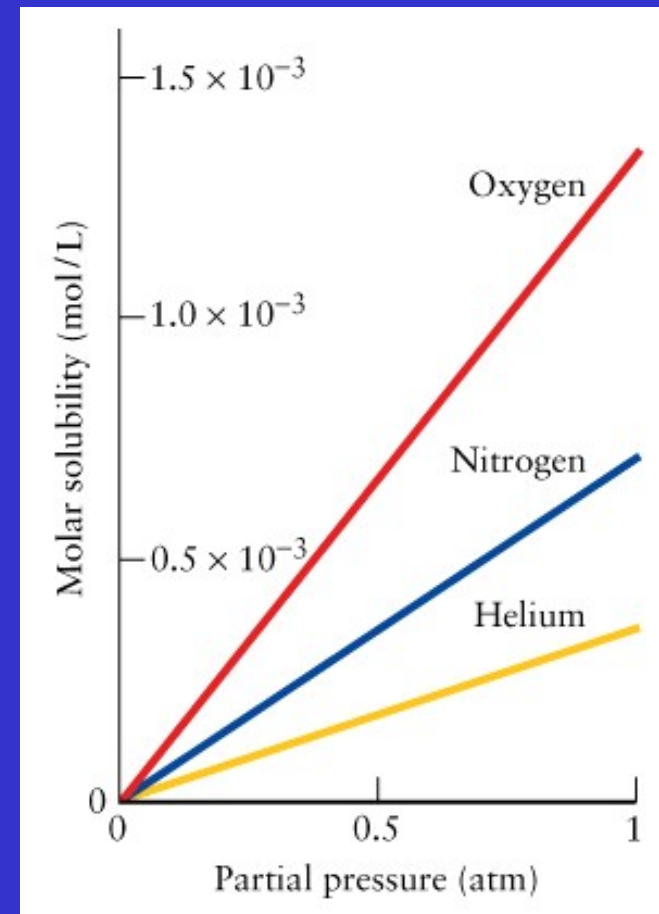
Henryho zákon

Molární rozpustnost,  $S$  [ $\text{mol l}^{-1}$ ] = konst x parciální tlak (při konst. T)

$$S_2 = k_H P_2$$

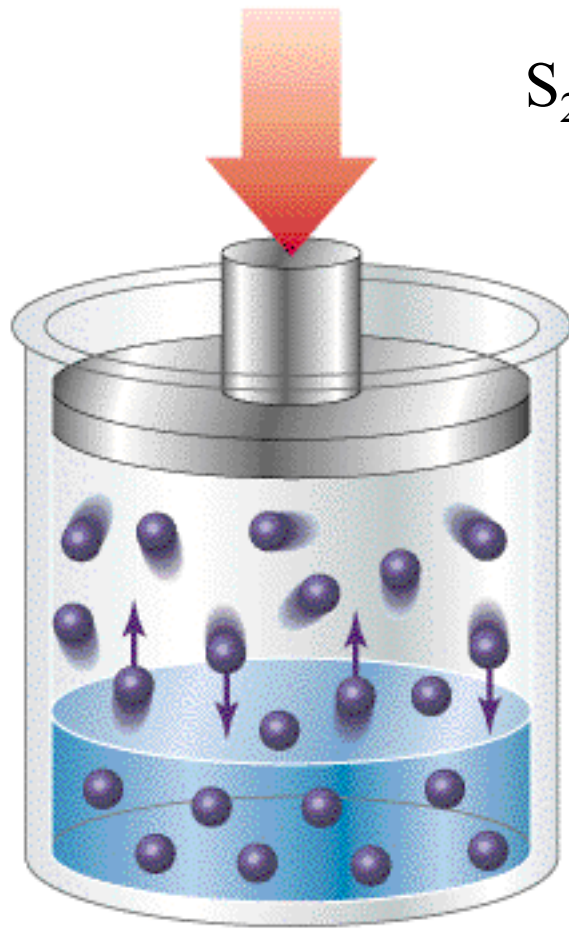
**Table 12.4** Henry's law constants for gases in water at 20°C

Gas	$k_H$ mol/L·atm
air	$7.9 \times 10^{-4}$
argon	$1.5 \times 10^{-3}$
carbon dioxide	$2.3 \times 10^{-2}$
helium	$3.7 \times 10^{-4}$
hydrogen	$8.5 \times 10^{-4}$
neon	$5.0 \times 10^{-4}$
nitrogen	$7.0 \times 10^{-4}$
oxygen	$1.3 \times 10^{-3}$

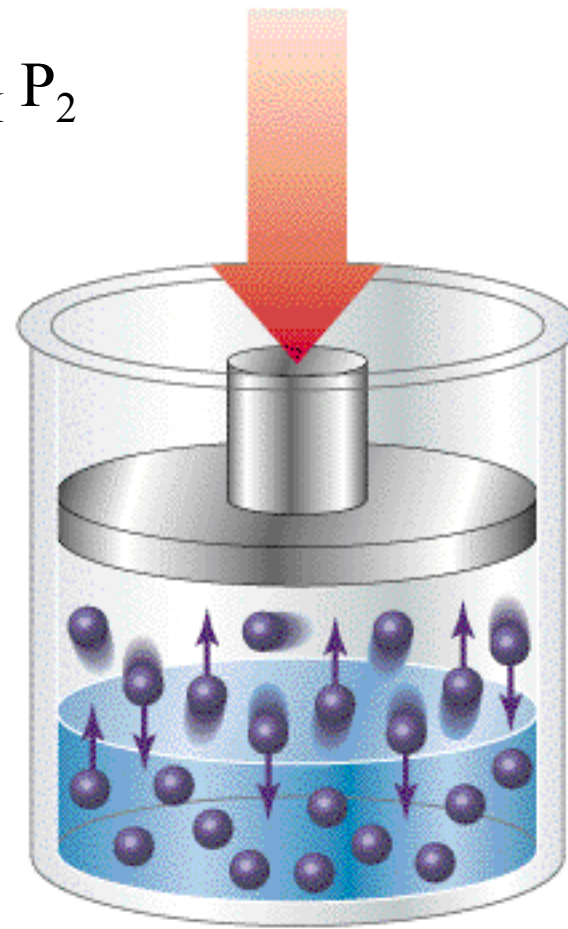


# Henryho zákon

$$S_2 = k_H P_2$$



(a)



(b)



# Henryho zákon

Množství  $N_2$  rozpuštěné v krvi potápeče na hladině a ve 30 m hloubce

$$S = k_H P$$

Parciální tlak  $N_2$  na hladině  $P_{N_2} = x_{N_2} P_{\text{celk}} = (0.8)(1 \text{ atm})$

$P_{N_2}(\text{hladina}) = 0.8 \text{ atm}$

Ve 30 m hloubce  $P_{\text{celk}} = 4 \text{ atm}$

$P_{N_2}(30 \text{ m}) = x_{N_2} P_{\text{celk}} = (0.8)(4 \text{ atm}) = 3.2 \text{ atm}$

$$k_H(N_2) = 7.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ atm}^{-1}$$

Pod 30 m dusíková narkóza

na hladině  $S = (7.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ atm}^{-1})(0.8 \text{ atm}) = 5.6 \cdot 10^{-4} \text{ mol l}^{-1}$

ve 30 m  $S = (7.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ atm}^{-1})(3.2 \text{ atm}) = 2.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$

## Bunsenův absorpční koeficient

Objem, který by zaujímal plyn za tlaku (101.325 kPa) a přiteplotě 0 °C, pohlcený v objemové jednotce rozpouštědla za dané teploty.

O<sub>2</sub> 0.03802 při 10 °C

1 litr H<sub>2</sub>O při 10 °C pohltí 38.02 cm<sup>3</sup> O<sub>2</sub>

O<sub>2</sub> je více rozpustný ve vodě než N<sub>2</sub>

## Teorie elektrolytické disociace

Ve vodě



Disociační stupeň

$$\alpha = n_{\text{disoc}} / n_0$$

Svante Arrhenius  
(1859-1927)

NP za chemii 1903

Disociační konstanta

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{CN}^-] = \alpha [\text{HCN}]_0$$

$$[\text{HCN}] = (1 - \alpha) [\text{HCN}]_0 \quad \alpha \ll 1$$

$$K_d = (\alpha [\text{HCN}]_0)^2 / (1 - \alpha) [\text{HCN}]_0 = \alpha^2 [\text{HCN}]_0$$

## Ostwaldův zředovací zákon

$$K_d = (\alpha [\text{HCN}]_0)^2 / (1 - \alpha) [\text{HCN}]_0 = \alpha^2 [\text{HCN}]_0$$

$$\alpha^2 = \frac{K_d}{[\text{HCN}]_0}$$

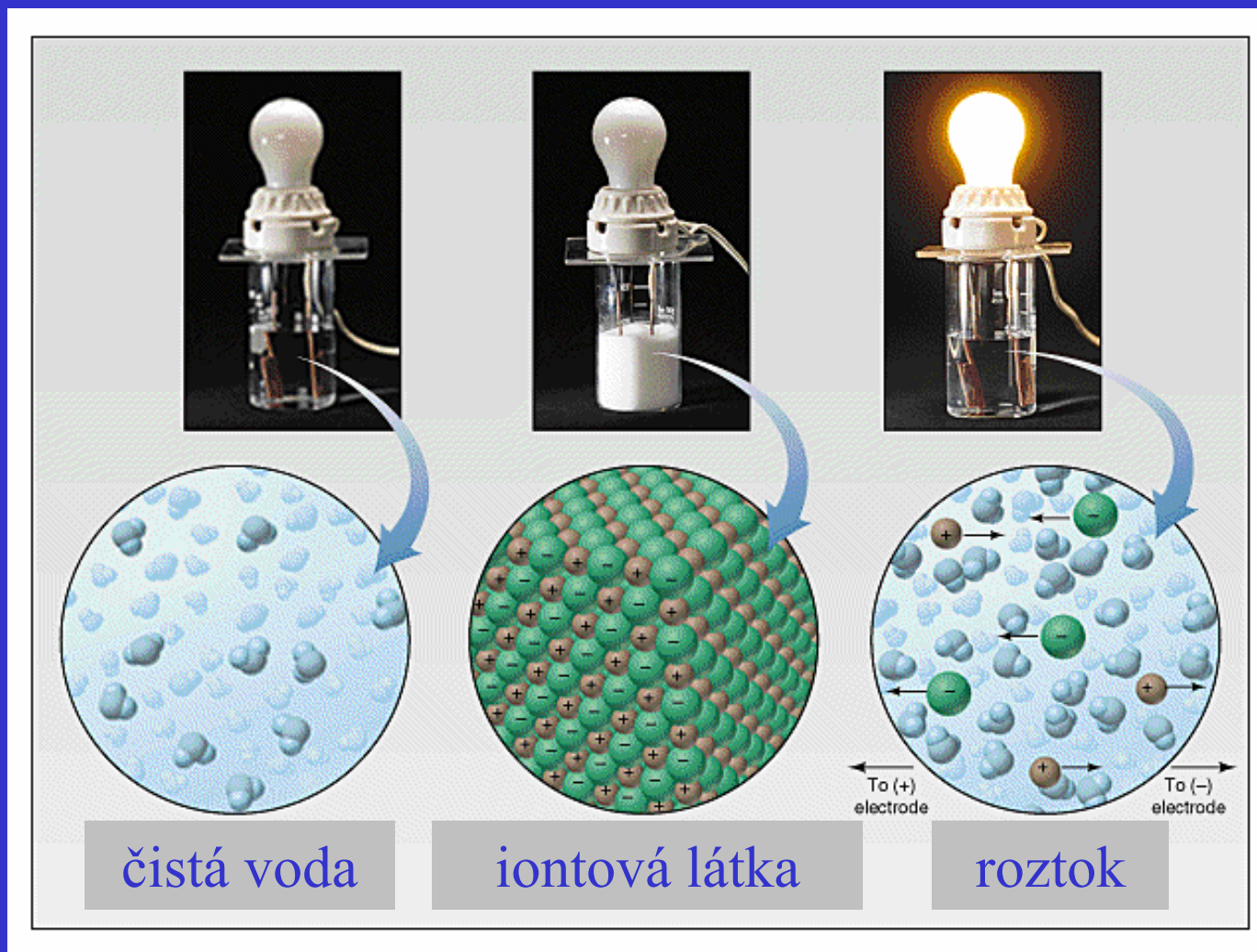
S rostoucí koncentrací elektrolytu klesá stupeň disociace

S rostoucím zředěním roste stupeň disociace

$$F = \text{konst } q_1 q_2 / r^2$$

S rostoucím zředěním roste vzdálenost mezi ionty,  $r$ , a klesá přitažlivá síla

# Elektrolytická vodivost



# Elektrolytická vodivost

Roztoky iontových látek

Volně pohyblivé ionty  
Nosiče náboje

Elektrický odpor,  $R$  [ $\Omega$ ]

$l$  = délka

$A$  = plocha

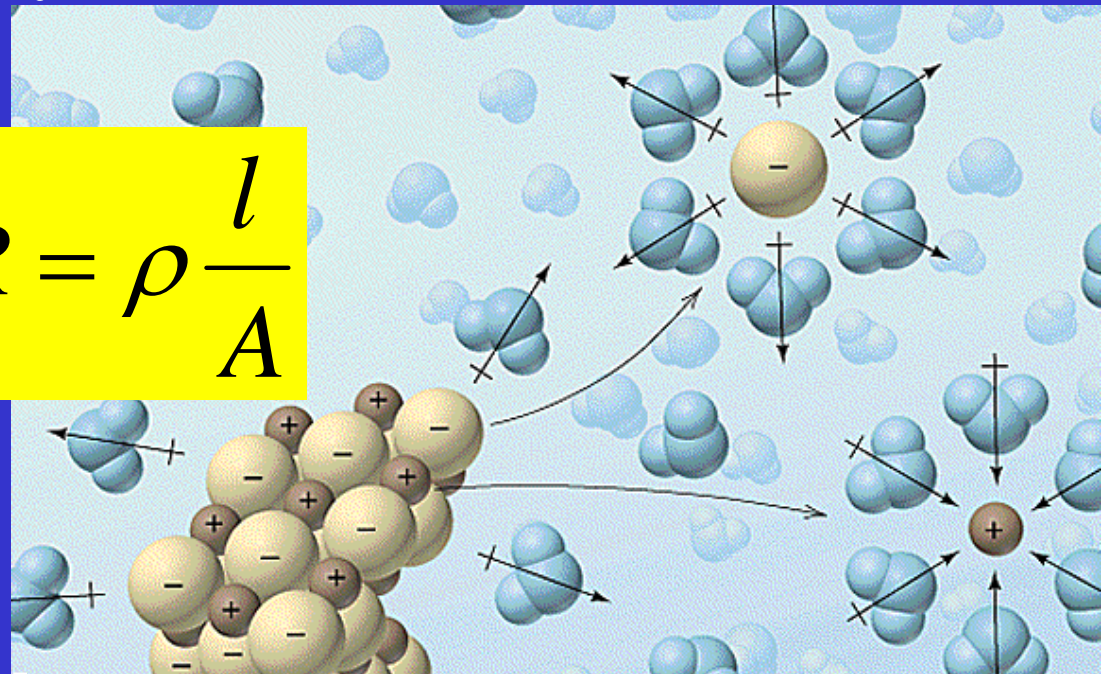
$\rho$  = specifický odpor [ $\Omega$  m]

$\sigma = 1 / \rho$  = specifická vodivost

Molární vodivost,  $\Lambda$

$\Lambda = \sigma / c$

$$R = \rho \frac{l}{A}$$

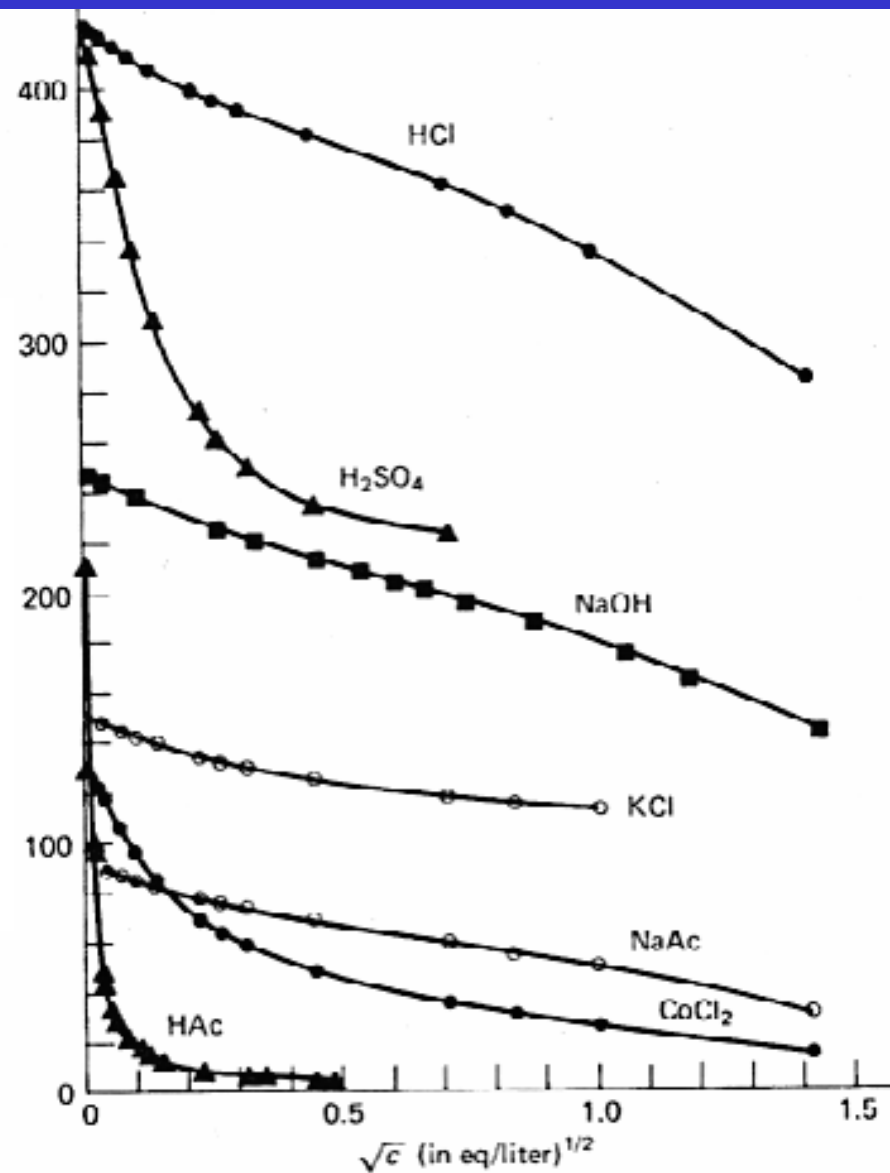


klesá s rostoucí koncentrací

Molární vodivost,  $\Lambda$

$$\Lambda = \sigma / c$$

$\Lambda$  klesá s rostoucí  
koncentrací  $c$



## Aktivita elektrolytu

Asociace iontů při rostoucí koncentraci, vznik iontových párů

Klesá počet částic

Klesá vodivost – páry nevedou elektrický proud

Jen volné ionty zůstávají aktivní – korekce koncentrace na asociaci

Aktivita,  $a$

$$a = \gamma_{\pm} c$$

Střední aktivitní koeficient,  $\gamma_{\pm}$  (nabývá hodnot 0 – 1)

$$\log \gamma_{\pm} = -0.509 |z_+ z_-| \sqrt{I} \quad z_+ z_- \text{ náboje iontů}$$

Iontová síla roztoku,  $I = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$   $c_i$  molalita [ $\text{mol kg}^{-1}$ ]



## Střední aktivitní koeficient, $\gamma_{\pm}$ , při 25 °C

Molalita

Látka	0.001	0.01	0.1
HCl	0.966	0.904	0.796
NaCl	0.966	0.904	0.780
BaCl <sub>2</sub>	0.880	0.729	0.512
ZnSO <sub>4</sub>	0.700	0.387	0.150

# Rozpustnost málo rozpustných iontových látek

Součin rozpustnosti:  $K_s = [A]^x [B]^y$

Předpoklady:

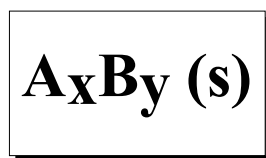
silný elektrolyt, 100% disociace

iontová síla  $I = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2 = 0$

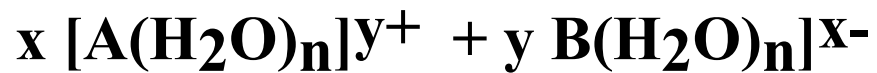
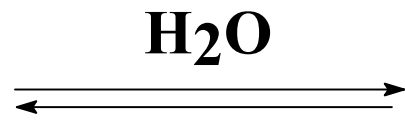
aktivitní koeficienty  $\gamma = 1$

žádné další ionty nebo vedlejší reakce

Splněno jen zcela výjimečně!



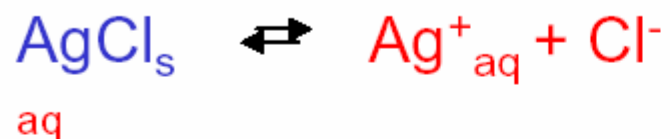
tuhá látka, krystal



hydratované (solvatované) ionty

# Součin rozpustnosti

Tuhá fáze má aktivitu = 1



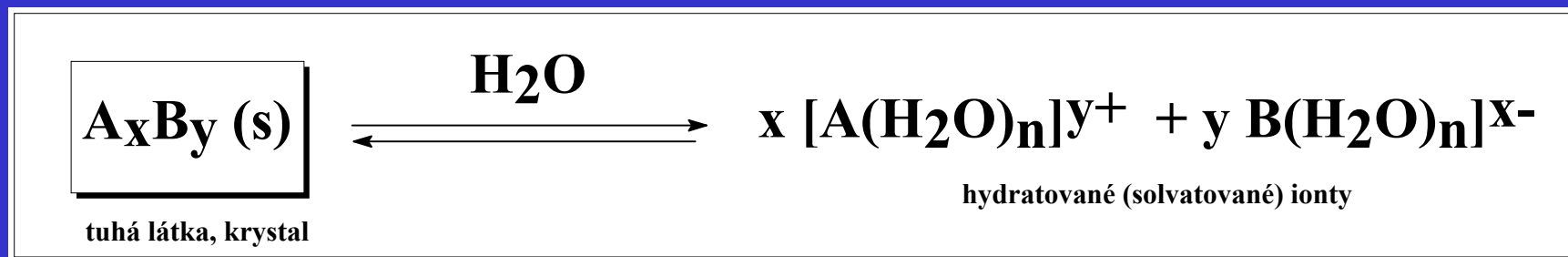
$$K = \frac{[\text{Ag}^+_{\text{aq}}][\text{Cl}^-_{\text{aq}}]}{[\text{AgCl}_{\text{s}}]} = \frac{[\text{Ag}^+_{\text{aq}}][\text{Cl}^-_{\text{aq}}]}{1}$$

$$K_{\text{L}} = [\text{Ag}^+_{\text{aq}}][\text{Cl}^-_{\text{aq}}]$$



$$K_{\text{L}} = [\text{A}^{2+}_{\text{aq}}]^2 [\text{B}^{2-}_{\text{aq}}]^3$$

## Součin rozpustnosti a rozpustnost



$$K_s = [A]^x [B]^y = (x R)^x (y R)^y$$

R = Rozpustnost

$$R = \left( \frac{K_s}{x^x y^y} \right)^{\frac{1}{x+y}}$$

**Table 16.5** Solubility products at 25°C

Compound	Formula	$K_{sp}$	Compound	Formula	$K_{sp}$
aluminum hydroxide	$Al(OH)_3$	$1.0 \times 10^{-33}$	fluoride	$PbF_2$	$3.7 \times 10^{-8}$
antimony sulfide	$Sb_2S_3$	$1.7 \times 10^{-93}$	iodate	$Pb(IO_3)_2$	$2.6 \times 10^{-13}$
barium carbonate	$BaCO_3$	$8.1 \times 10^{-9}$	iodide	$PbI_2$	$1.4 \times 10^{-8}$
fluoride	$BaF_2$	$1.7 \times 10^{-6}$	sulfate	$PbSO_4$	$1.6 \times 10^{-8}$
sulfate	$BaSO_4$	$1.1 \times 10^{-10}$	sulfide	$PbS$	$8.8 \times 10^{-29}$
bismuth sulfide	$Bi_2S_3$	$1.0 \times 10^{-97}$	magnesium		
calcium carbonate	$CaCO_3$	$8.7 \times 10^{-9}$	ammonium phosphate	$MgNH_4PO_4$	$2.5 \times 10^{-13}$
fluoride	$CaF_2$	$4.0 \times 10^{-11}$	carbonate	$MgCO_3$	$1.0 \times 10^{-5}$
hydroxide	$Ca(OH)_2$	$5.5 \times 10^{-6}$	fluoride	$MgF_2$	$6.4 \times 10^{-9}$
sulfate	$CaSO_4$	$2.4 \times 10^{-5}$	hydroxide	$Mg(OH)_2$	$1.1 \times 10^{-11}$
copper(I) bromide	$CuBr$	$4.2 \times 10^{-8}$	mercury(I) chloride	$Hg_2Cl_2$	$1.3 \times 10^{-18}$
chloride	$CuCl$	$1.0 \times 10^{-6}$	iodide	$Hg_2I_2$	$1.2 \times 10^{-28}$
iodide	$CuI$	$5.1 \times 10^{-12}$	mercury(II) sulfide, black	$HgS$	$1.6 \times 10^{-52}$
sulfide	$Cu_2S$	$2.0 \times 10^{-47}$	sulfide, red	$HgS$	$1.4 \times 10^{-53}$
copper(II) iodate	$Cu(IO_3)_2$	$1.4 \times 10^{-7}$	nickel(II) hydroxide	$Ni(OH)_2$	$6.5 \times 10^{-18}$
oxalate	$Cu(C_2O_4)$	$2.9 \times 10^{-8}$	silver bromide	$AgBr$	$7.7 \times 10^{-13}$
sulfide	$CuS$	$1.3 \times 10^{-36}$	carbonate	$Ag_2CO_3$	$6.2 \times 10^{-12}$
iron(II) hydroxide	$Fe(OH)_2$	$1.6 \times 10^{-14}$	chloride	$AgCl$	$1.6 \times 10^{-10}$
sulfide	$FeS$	$6.3 \times 10^{-18}$	hydroxide	$AgOH$	$1.5 \times 10^{-8}$
iron(III) hydroxide	$Fe(OH)_3$	$2.0 \times 10^{-39}$	iodide	$AgI$	$8.0 \times 10^{-17}$
lead(II) bromide	$PbBr_2$	$7.9 \times 10^{-5}$	sulfide	$Ag_2S$	$6.3 \times 10^{-51}$
chloride	$PbCl_2$	$1.6 \times 10^{-5}$	zinc hydroxide	$Zn(OH)_2$	$2.0 \times 10^{-17}$
			sulfide	$ZnS$	$1.6 \times 10^{-24}$

## Koligativní vlastnosti

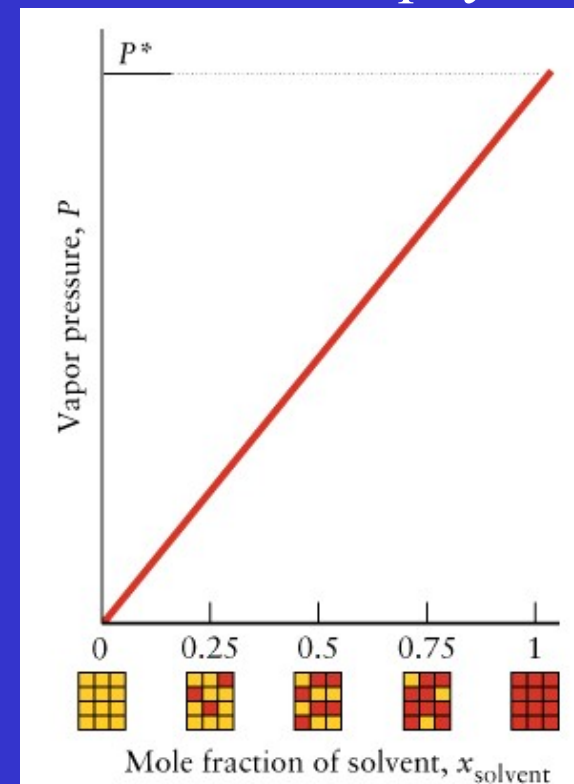
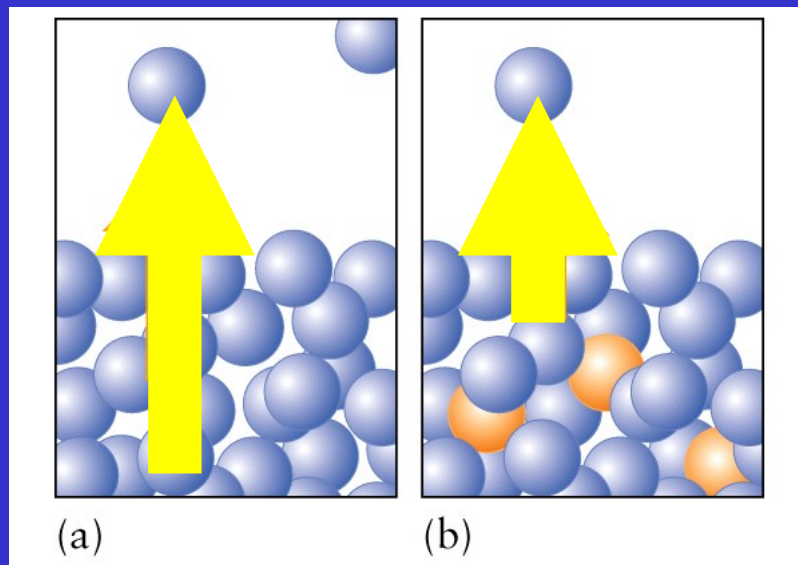
Vlastnosti roztoku, které nezávisí na druhu rozpuštěné látky, ale jen na jejím množství, počtu molekul.

- Tlak par
  - Snížení za přítomnosti rozpuštěné látky
- Teplota varu
  - Zvýšení za přítomnosti rozpuštěné látky = ebullioskopický efekt
- Teplota tání
  - Snížení za přítomnosti rozpuštěné látky = kryoskopický efekt
- Osmotický tlak
  - Určen rozdílem koncentrací rozpuštěných látek

# Snížení tlaku par

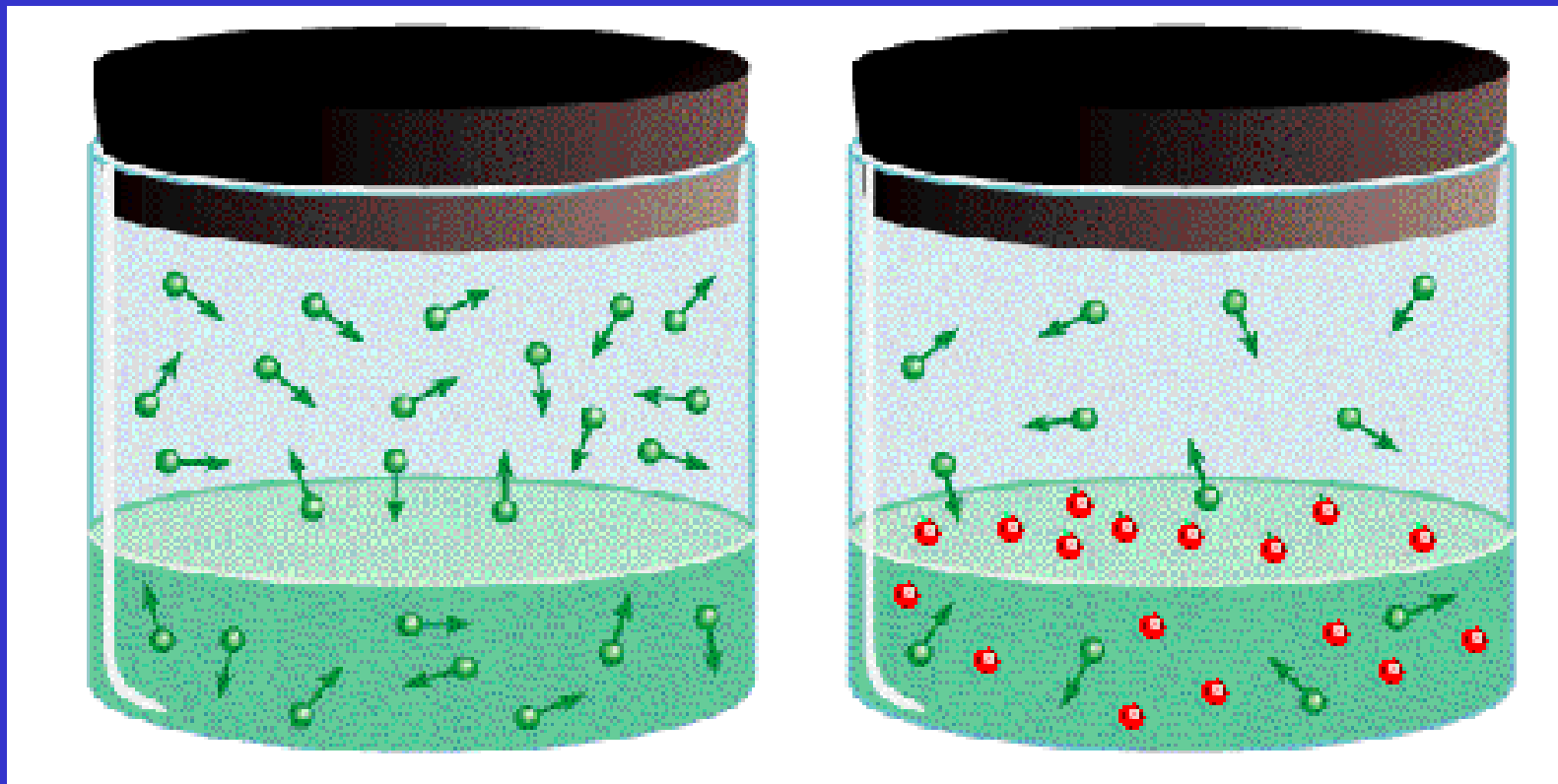
Přídavek rozpuštěné látky do rozpouštědla vede ke snížení tlaku par dvěma mechanismy

1. Vzrůst entropie roztoku sníží hnací sílu pro vypařování
2. Zředění rozpouštědla sníží počet molekul schopných opustit povrch roztoku



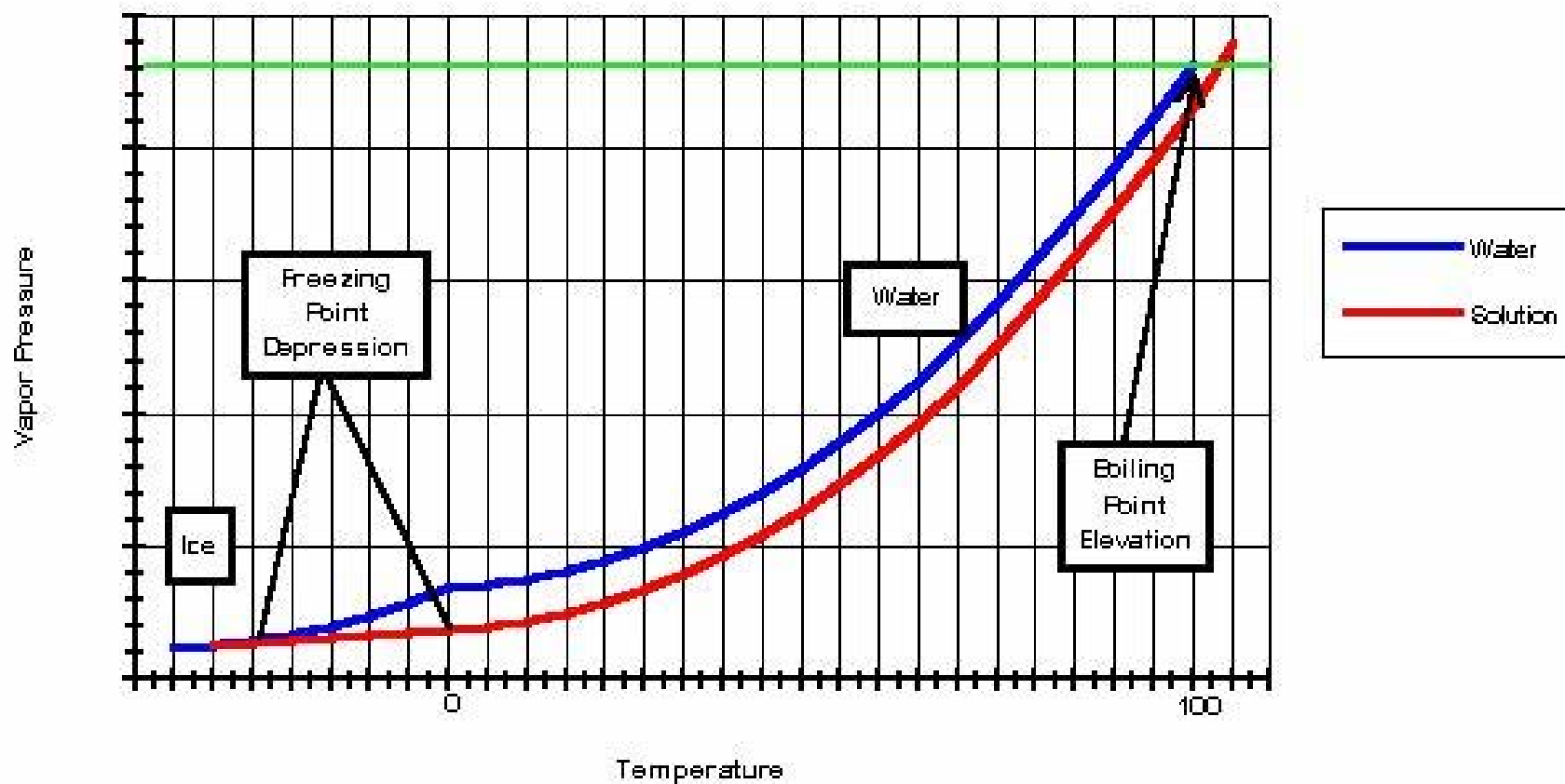
## Snížení tlaku par

Zředění rozpouštědla přidavkem rozpuštěné látky sníží počet molekul schopných opustit povrch roztoku





## Graph Comparing Vapor Pressure & Temperature



## Raoultův zákon

Tlak par rozpouštědla nad roztokem je roven součinu tlaku par čistého rozpouštědla a molárního zlomku rozpouštědla

Tlak par rozpouštědla nad roztokem

$$p_{\text{rozpouštědla}} = x_{\text{rozpouštědla}} P^0_{\text{rozpouštědla}}$$

$$p_{\text{celkový}} = p_{\text{rozpouštědla}} + p_{\text{rozp. látky}}$$

$$= 0 \text{ pro netěkavé látky}$$

## Raoultův zákon

$$P_1 = x_1 P_1^\circ \quad (x_1 = \text{rozpouštědlo})$$

$$x_1 = 1 - x_2 \quad (x_2 = \text{rozpuštěná látka})$$

$$P_1 = (1 - x_2) P_1^\circ$$

$$P_1 = P_1^\circ - x_2 P_1^\circ$$

$$P_1^\circ - P_1 = \Delta P_1 = x_2 P_1^\circ \quad \text{Snížení tlaku par}$$

Dvě těkavé látky, A a B

$$P_A = x_A P_A^\circ$$

$$P_B = x_B P_B^\circ$$

$$P_{\text{celk}} = P_A + P_B = x_A P_A^\circ + x_B P_B^\circ$$

# Raoultův zákon

Při 25 °C je tlak par vody 23.76 Torr a tlak par nad vodným roztokem je 22.98 Torr. Vypočti molární zlomky komponent

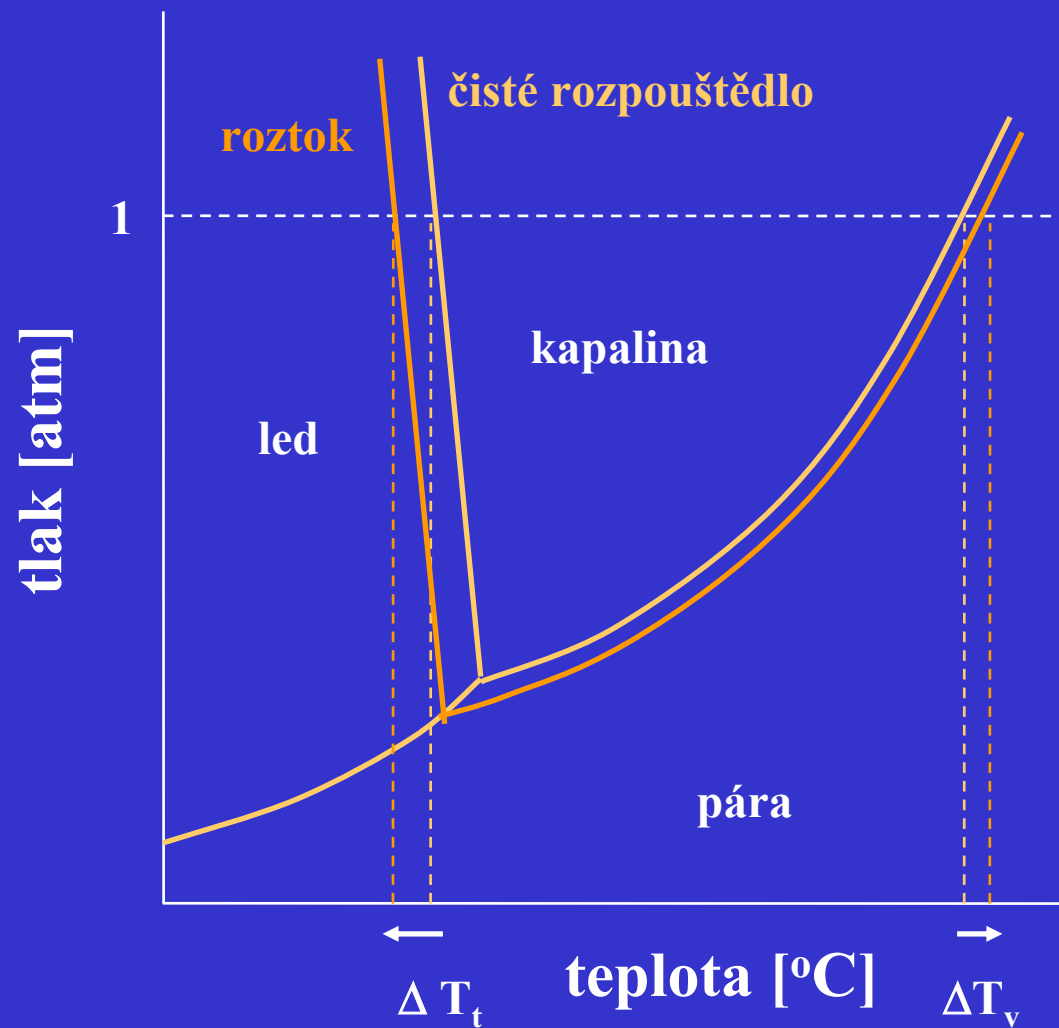
$$p = x_{\text{rozpouštědla}} p^0_{\text{rozpouštědla}}$$

$$22.98 \text{ Torr} = x_{\text{rozpouštědla}} (23.76 \text{ Torr})$$

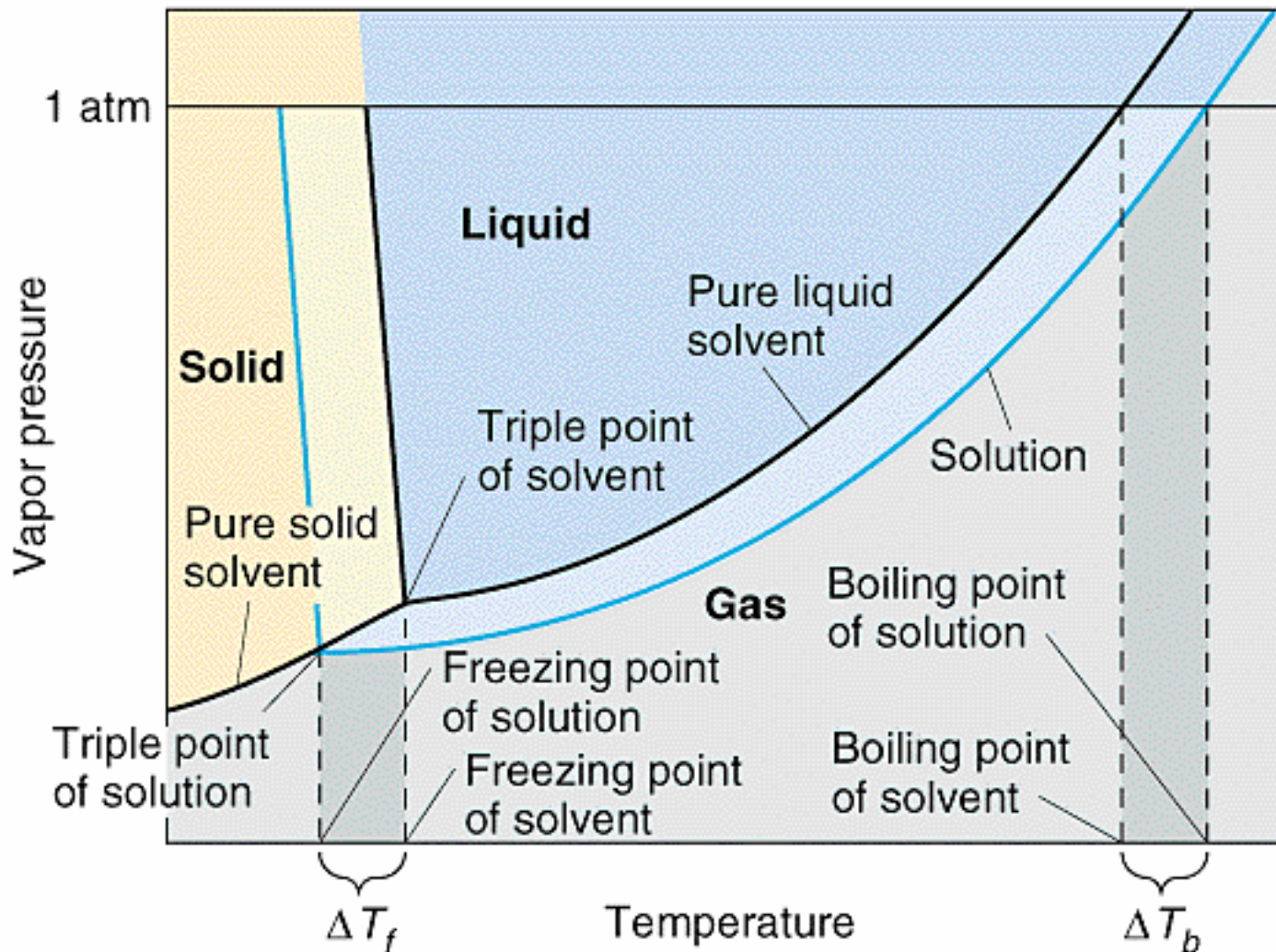
$$x_{\text{rozpouštědla}} = 0.967$$

$$x_{\text{rozp. látky}} = 0.033$$

# Snížení teploty tání a zvýšení teploty varu



# Snížení bodu tání a zvýšení bodu varu



## Zvýšení teploty varu

Bod varu = teplota, při které se vyrovná tenze par s vnějším tlakem.

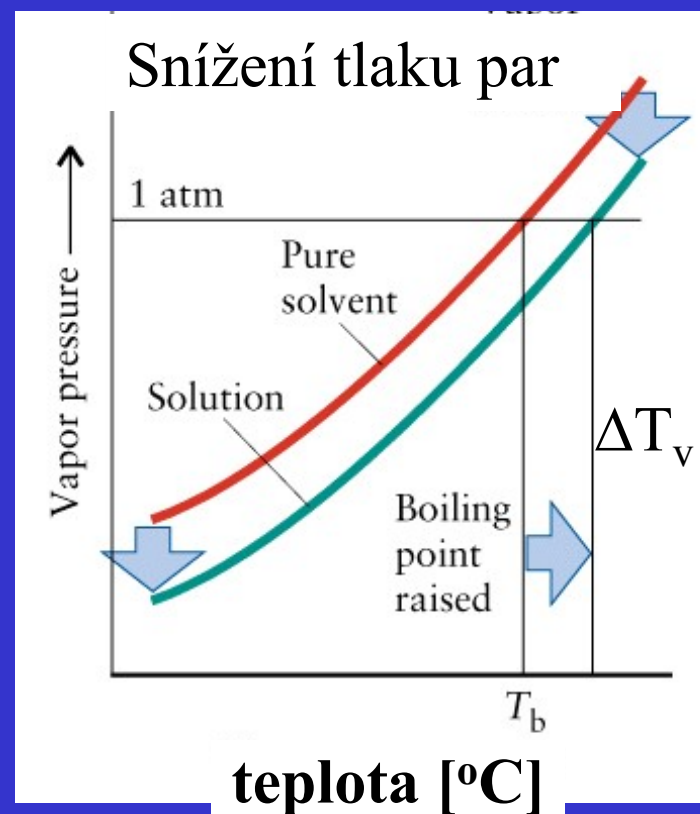
Zvýšení teploty varu

$$\Delta T_v = i k_b m$$

$i$  = van't Hoffův faktor, počet částic

$k_b$  = ebulioskopická konstanta

$m$  = molalita



## Snížení bodu tání

Snížení bodu tání

$$\Delta T_t = i k_f m$$

$i$  = van't Hoffův faktor, počet částic

$k_f$  = kryoskopická konstanta

$m$  = molalita

**Table 12.8** Boiling-point and freezing-point constants

Solvent	Freezing point, °C	$k_f$ , K·kg/mol	Boiling point, °C	$k_b$ , K·kg/mol
acetone	-95.35	2.40	56.2	1.71
benzene	5.5	5.12	80.1	2.53
camphor	179.8	39.7	204	5.61
carbon tetrachloride	-23	29.8	76.5	4.95
cyclohexane	6.5	20.1	80.7	2.79
naphthalene	80.5	6.94	217.7	5.80
phenol	43	7.27	182	3.04
water	0	1.86	100.0	0.51



## Snížení bodu tání

Snížení bodu tání automobilové chladicí kapaliny  
50 g ethylen glykol ( $C_2H_6O_2$ ) a 100 g vody.

EG, ethylen glykol,  $i = 1$

$$M(\text{EG}) = 62 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n(\text{EG}) = 50 \text{ g} / 62 \text{ g mol}^{-1} = 0.833 \text{ mol}$$

$$\text{Molalita} = n(\text{EG}) / m(\text{rozp}) = 0.833 \text{ mol} / 0.100 \text{ kg} = 8.33 \text{ m}$$

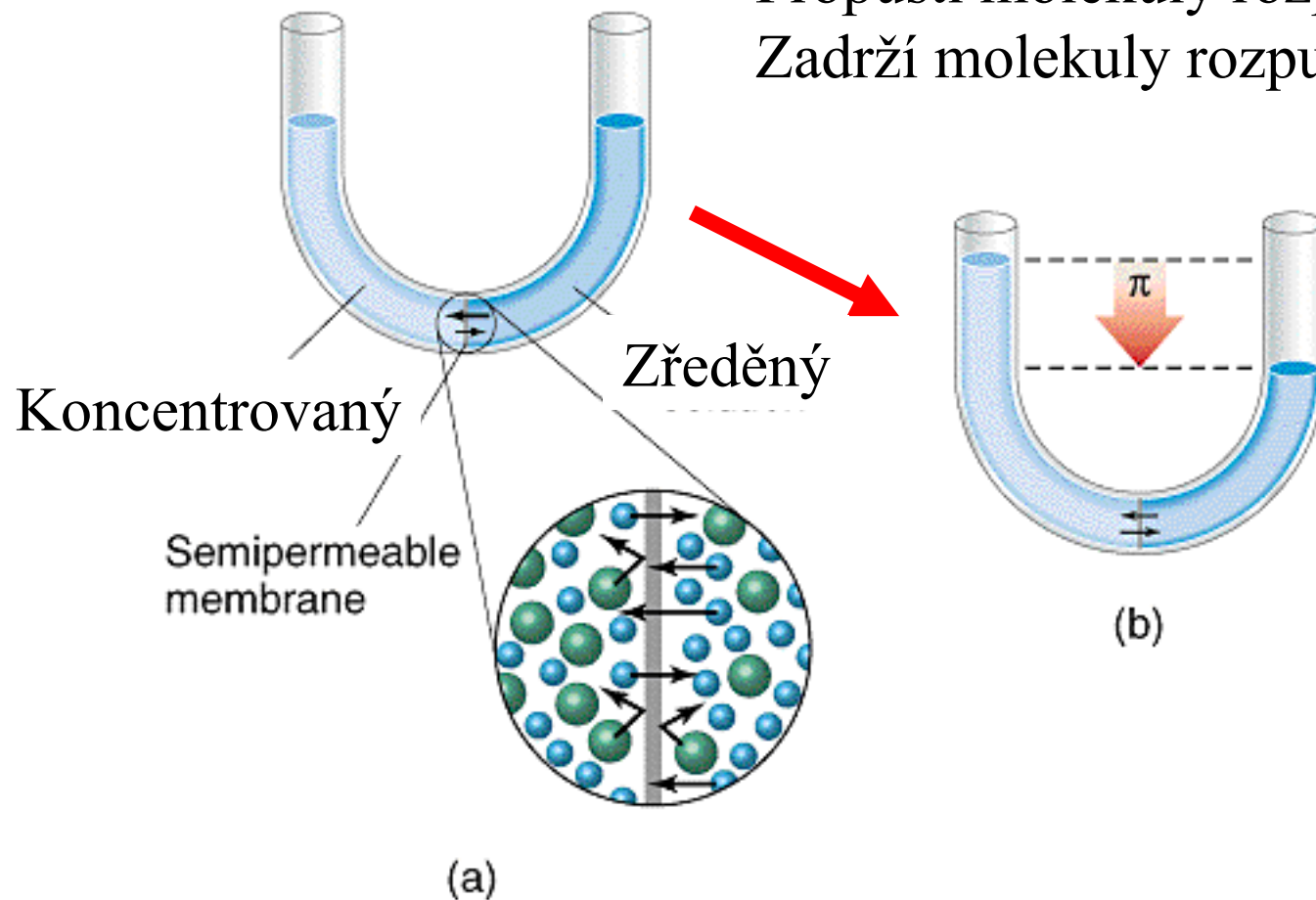
$$\Delta T = i k_f m \quad k_f(\text{vody}) = 1.86 \text{ K m}^{-1}$$

$$\Delta T = (1)(1.86 \text{ K m}^{-1})(8.33 \text{ m}) = 15.5 \text{ K} = 15.5 \text{ }^\circ\text{C}$$

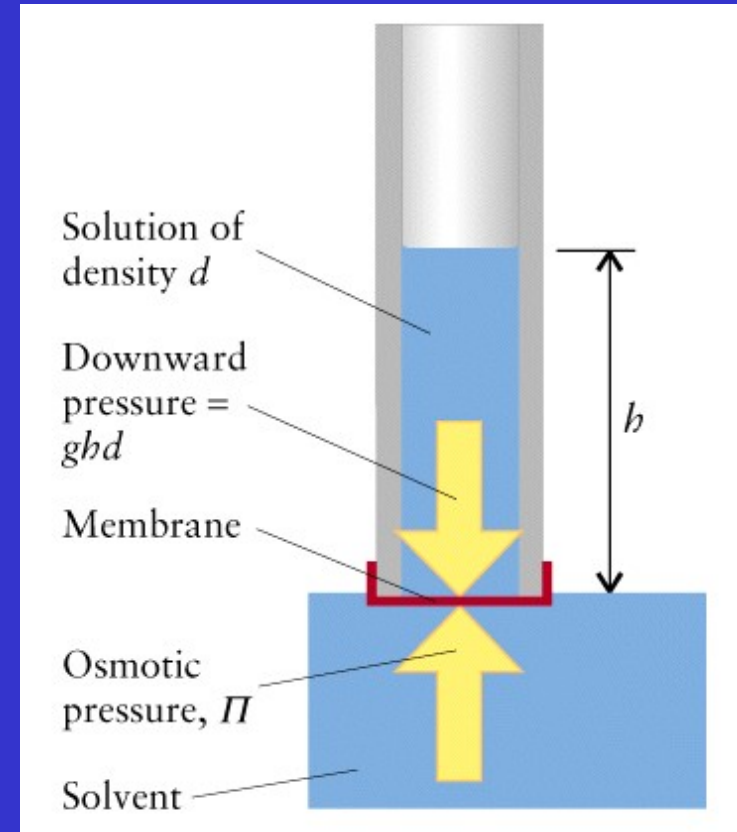
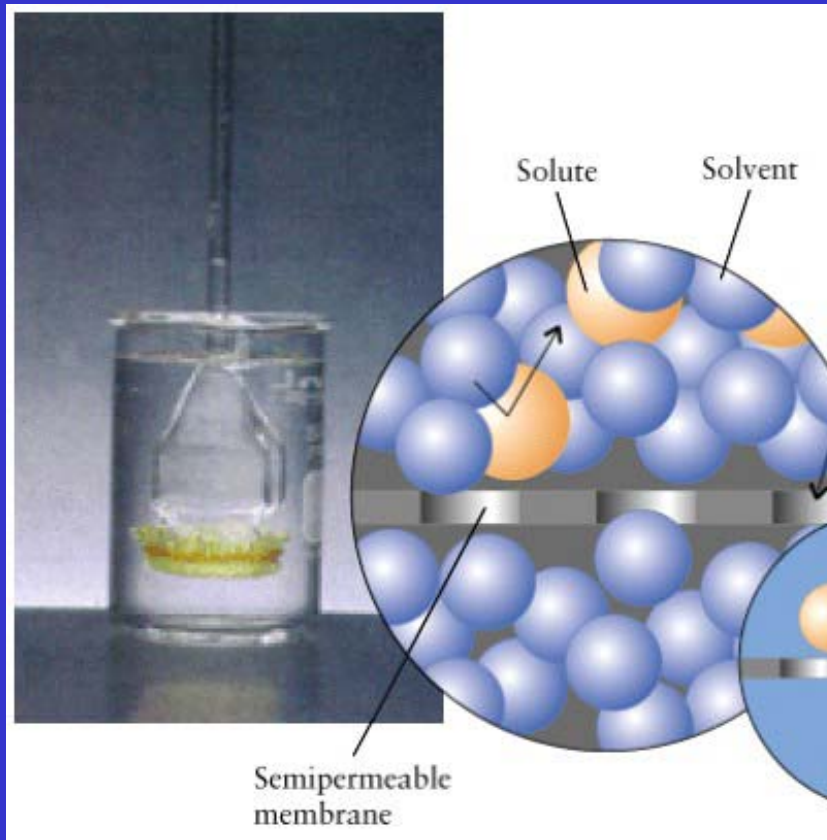
$$\text{Bod tuhnutí} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 15.5 \text{ }^\circ\text{C} = -15.5 \text{ }^\circ\text{C}$$

# Osmóza

Semipermeabilní membrána  
Propustí molekuly rozpouštědla  
Zadrží molekuly rozpuštěné látky



# Osmotický tlak



# Osmotický tlak

Osmotický tlak je úměrný koncentraci a teplotě

$$\Pi = c_M R T$$

Pro iontové roztoky

$$\Pi = i c_M R T$$

$c_M$  = koncentrace molární

$R$  = plynová konstanta

$\Pi$  = osmotický tlak

$T$  = teplota v K

$i$  = van't Hoffův faktor

Podobné rovnici ideálního plynu.

Podobný efekt = molekulární srážky vytváří tlak

# Osmóza

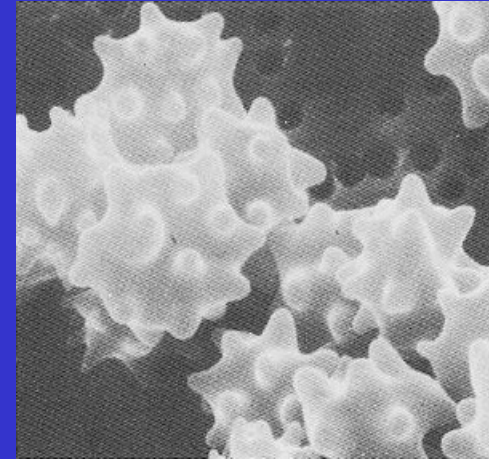
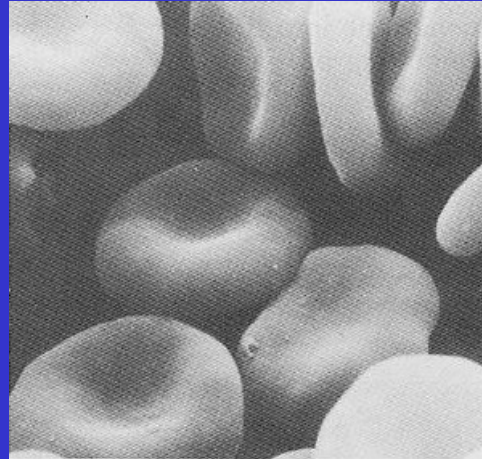
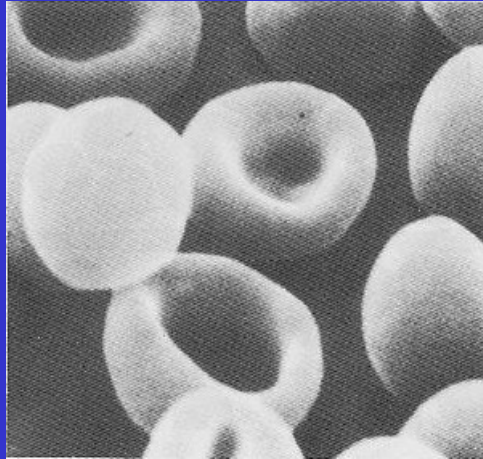
Dialýza – oddělení velkých molekul z roztoku, malé projdou membránou

Izotonický roztok

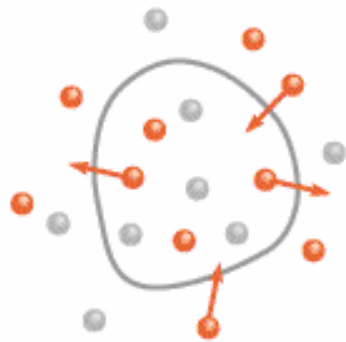
Hypotonický roztok

Hypertonický roztok

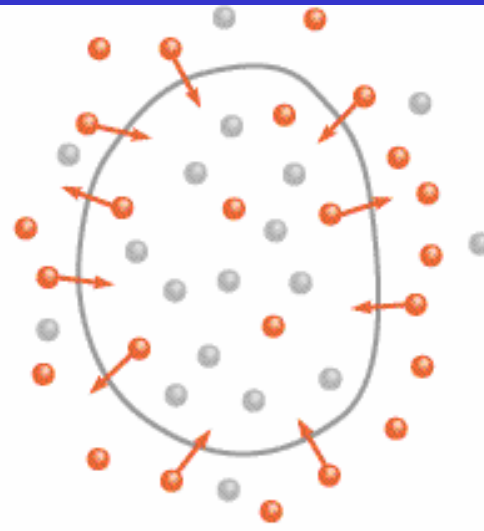




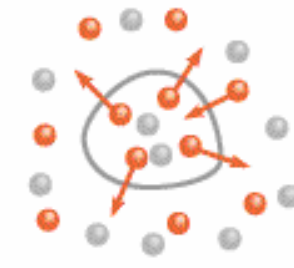
● Water molecules  
● Solute molecules



(a)



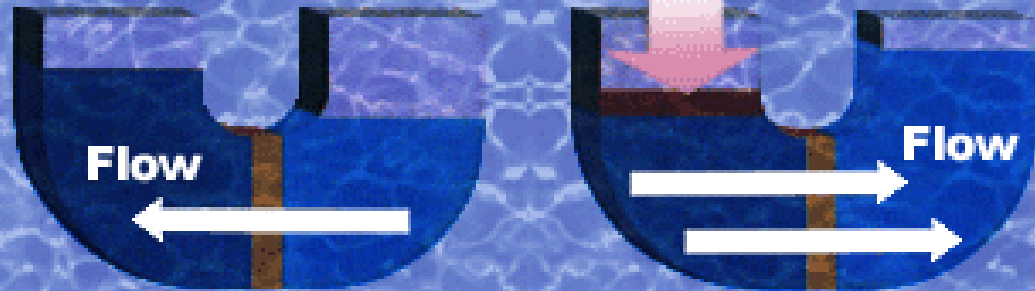
(b)



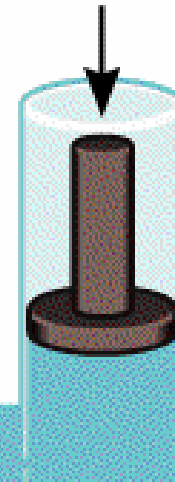
(c)

*Osmosis*

*Reverse Osmosis*



Pressure

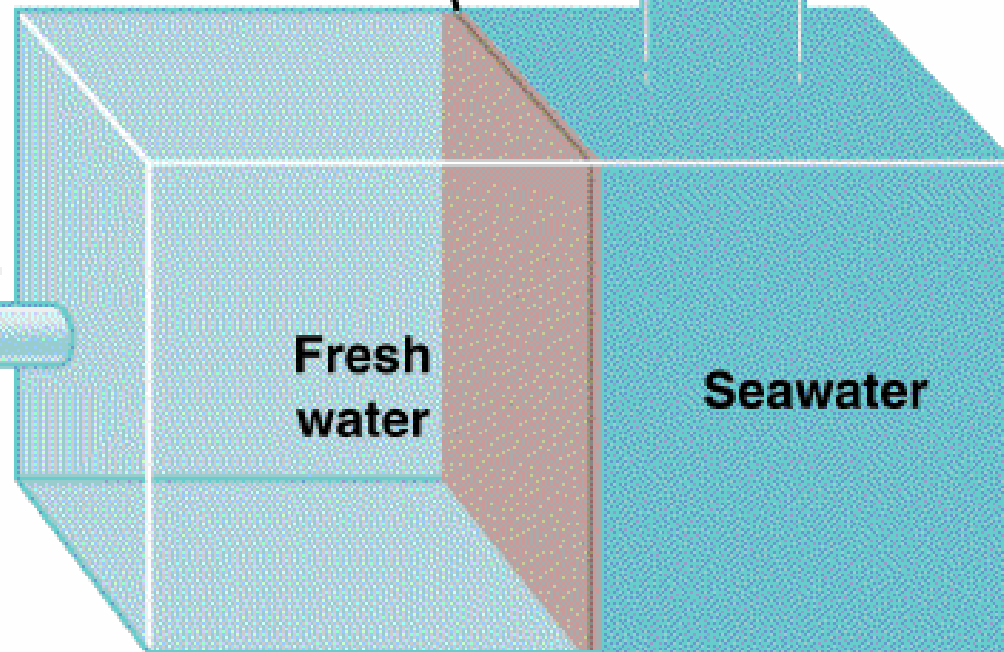


Semipermeable  
membrane



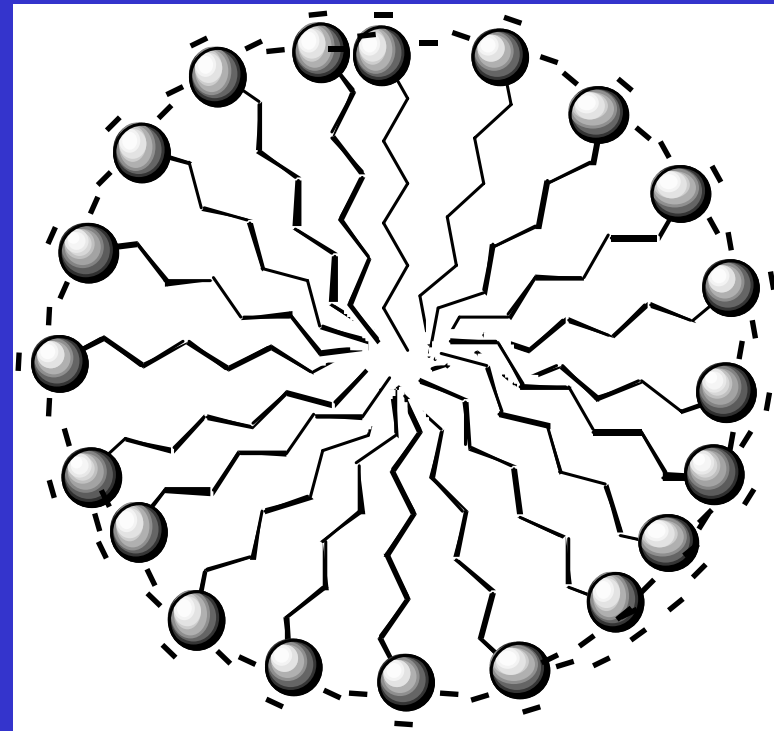
Fresh  
water

Seawater



# Koloidní soustavy

- Koloidy jsou suspenze, ve kterých jsou částice větší než molekuly, ale malé na to, aby se vyloučily z roztoku gravitací. Velikost 10 až 2000 Å.
- Typy koloidů:
  - aerosol (g + l nebo s, mlha, kouř)
  - pěna (l + g, šlehačka, pивní pěna)
  - emulze (l + l, mléko)
  - sol (l + s, barva)
  - tuhá pěna (s + g, marshmallow),
  - tuhá emulze (s + l, máslo),
  - tuhý sol (s + s, rubínové sklo).



Micely



# Koloidní soustavy

disperzní soustava =

disperzní podíl (disperzum) + disperzní prostředí (dispergens)

## **Lyofilní koloidy, TD stálé**

Vysokomolekulární (roztok polystyrenu v acetonu, roztok bílkoviny či nukleové kyseliny ve vodě)

## **Micelární**

vznikají z pravých roztoků shlukováním rozpuštěných molekul do shluků – micel micela - 10 až 1000 částic

## **Lyofóbní koloidy, TD nestálé**

musí se míchat, vytvořit ochranný micelární obal