

7. prednáška (Prof. Segľa)

(Chémia, medicínska chémia a chemické materiály – premet anorganická chémia I)

Obsah prednášky

1) Sústavy chemických látok – roztoky:

Rozpúšťadlá. Medzimolekulové interakcie a vznik roztokov. Vlastnosti roztokov. Rozpustnosť látok, nasýtený roztok. Kryštalizácia látok z roztokov.

2) Acidobázické reakcie I:

Arrheniova teória kyselín a zásad. Brønstedova teória kyselín a zásad.

Rôzne spôsoby klasifikácie chemických reakcií – napr. podľa zmien v stechiometrickom zložení, podľa tepelného zafarbenie, podľa častíc, ktoré sa zúčastňujú reakcie. Na predchádzajúcej prednáške termodynamika a kinetika chemických reakcií.

Väčšina anorganických reakcií prebieha **v roztokoch** (najčastejšie vodných).

Roztok (kap. 1.5.6) - je homogénna izotropná kvapalná alebo tuhá sústava, zložená aspoň z dvoch chemických látok, ktorých pomer sa môže v určitom rozmedzí plynule meniť.

Zložkami roztoku sú **rozpúšťadlo** a **rozpustená látka**.

Jestvujú aj plynne roztoky, napr. vzduch, zložený z O_2 , N_2 , CO_2 a prípadne aj ďalších plyných látok (nebudeme sa zaoberať).

Tabuľka 1.8 Klasifikácia roztokov.

Roztok	Rozpúšťadlo	Rozpustená látka	Príklad
kvapalný	kvapalina	plyn	vodný roztok HCl
		kvapalina	vodný roztok etanolu
		tuhá látka	vodný roztok KCl
tuhý	tuhá látka	plyn	roztok vodíka v Pd
		kvapalina	ortuť v zinku
		tuhá látka	zliatina Cu a Au

Rozpúšťadlá (kap. 11.1) - je látka, ktorá je v roztoku v nadbytku. V prípade vodných roztokov sa vždy za rozpúšťadlo považuje voda.

Fyzikálne vlastnosti rozpúšťadla - oblasť kvapalného stavu, polarita molekúl rozpúšťadla \Rightarrow polarita rozpúšťadla, protické a donorovo-akceptorové vlastnosti, hustota, index lomu, viskozita a pod. Rozpustená látka ovplyvňuje uvedené charakteristiky iba v malom rozsahu.

Chemické vlastnosti rozpúšťadla - napr. prítomnosť voľných elektrónových párov na niektorom z atómov molekuly, či prítomnosť ionizovateľného atómu H.

Mierou polarity rozpúšťadla je **relatívna permitivita** ϵ_r – s rastom rastie ϵ_r polarita rozpúšťadla.

$$F_{12} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r} \frac{z_1 z_2}{r_{12}^2} \quad F_{12} \text{ je sila pôsobiaca medzi dvoma nábojmi v prostredí}$$

z_1 a z_2 sú nábojové čísla, teda náboje v jednotkách elementárneho náboja e , r_{12} je vzdialenosť nábojov, ϵ_0 je permitivita vákua.

Hodnota ϵ_r vyjadruje, koľkokrát sa vplyvom prostredia zmenší príťažlivá sila medzi opačne nabitými iónmi, alebo odpudivá sila medzi rovnako nabitými iónmi v porovnaní s vákuom \Rightarrow Rozpúšťadlá s vysokou ϵ_r (napr. voda) budú stabilizovať ióny v roztoku (rozpúšťajú iónové zlúčeniny). Rozpúšťadlá s nízkou ϵ_r (napr. toulén) majú schopnosť rozpúšťať málo polárne a nepolárne látky.

Typy rozpúšťadiel - molekulové (najbežnejšie, napr. H_2O) a iónové (napr. hexafluoridofosforečnan 1-butyl-3-metylimidazolium – bmim[PF₆]).

Molekulové rozpúšťadlá, ktoré sú schopné podieľať sa na protolytických reakciách (napr. voda, etanol, amoniak) sa nazývajú **protické**.

Hodnoty ϵ_r pre polárne protické rozpúšťadlá (napr. voda, metanol, etanol a amoniak) sa zvyčajne nachádzajú približne v intervale od 20 do 100.

Polárne protické rozpúšťadlá sa používajú predovšetkým na rozpúšťanie iónových zlúčenín.

Vlastnosti niektorých polárnych protických rozpúšťadiel zoradených podľa klesajúcej polarizability (hodnoty ϵ_r).

	Rozpúšťadlo	Relatívna permitivita, ϵ_r ($t = 20\text{ }^\circ\text{C}$)	Teplota topenia, $t_t / ^\circ\text{C}$	Teplota varu, $t_v / ^\circ\text{C}$
polárne protické rozpúšťadlá	kyselina fluorovodíková, HF	83,6 (0 $^\circ\text{C}$) veľmi polárne	-83,36	20
	voda, H_2O	80,1 veľmi polárne	0,0	100,0
	metanol, CH_3OH	33,0	-98	64,7
	etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	25,3	-117,3	78,5
	amoniak, NH_3	16,6	-77,73	-33,33

Aprotické rozpúšťadlo pri bežných podmienkach neprodukuje ióny H^+ . Buď vodík vôbec neobsahuje (napr. CCl_4 , CS_2), alebo viazaný vodík neionizuje (napr. hexán – C_6H_{14}). Aprotické rozpúšťadla môžu byť polárne alebo nepolárne. Hodnoty ϵ_r pre **polárne aprotické rozpúšťadlá** (napr. acetón, acetonitril a dimetylsulfoxid) sa nachádzajú v intervale od 20 do 50.

Polárne aprotické rozpúšťadlá sa používajú na rozpúšťanie polárnych molekulových zlúčenín.

Vlastnosti niektorých polárnych aprotických rozpúšťadiel zoradených podľa klesajúcej polarizability (hodnoty ϵ_r).

	Rozpúšťadlo	Relatívna permitivita, ϵ_r ($t = 20\text{ }^\circ\text{C}$)	Teplota topenia, $t_t / ^\circ\text{C}$	Teplota varu, $t_v / ^\circ\text{C}$
polárne aprotické rozpúšťadlá	dimetylsulfoxid, $(CH_3)_2SO$	47,2	18,5	189,0
	dimetylformamid, $(CH_3)_2NCHO$	38,2	-60,4	153,0
	nitrometán, CH_3NO_2	37,3	-29	101,2
	acetonitril, CH_3CN	36,6	-43,8	81,6
	acetón, $(CH_3)_2CO$	21,0	-95,3	56,2

Hodnoty ε_r pre **nepolárne aprotické rozpúšťadla** (napr. benzén, cyklohexán a dietyléter) sú blízke nule. Nepochopárne rozpúšťadlá sa používajú na rozpúšťanie nepolárnych molekulových zlúčenín.

Vlastnosti niektorých nepolárnych aprotických rozpúšťadiel zoradených podľa klesajúcej polarita (hodnoty ε_r).

	Rozpúšťadlo	Relatívna permitivita, ε_r ($t = 20\text{ °C}$)	Teplota topenia, $t_t / \text{°C}$	Teplota varu, $t_v / \text{°C}$
nepolárne aprotické rozpúšťadlá	dichlórmétán, CH_2Cl_2	8,9	-95	39,8
	tetrahydrofurán, $(\text{CH}_2)_4\text{O}$	7,5 (22 °C)	-108	65-67
	dietyléter, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	4,3	-116,3	34,6
	toulén, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$	2,4 (23,1 °C)	-93,0	110,6
	benzén, C_6H_6	2,3	5,5	80,1
	chlorid uhličitý, CCl_4	2,2	-22,9	76,8
	hexán, C_6H_{14}	1,9	-95,4	68,7
	cyklohexán, C_6H_{12}	2,0	6,5	80,7

Vznik roztokov a rozpustnosť (kap. 11.2)

Vznik roztoku z pôvodne samostatne existujúcich látok je súbor fyzikálnych, fyzikálnochemických a chemických dejov, ktoré prebiehajú súčasne. Schopnosť látky rozpúšťať sa, vyjadruje jej **rozpustnosť**.

Pojem rozpustnosť sa používa v dvoch významoch: ako schopnosť látok rozpúšťať sa, tj. ako vlastnosť látok (látka je dobre rozpustná...) a ako údaj o zložení nasýteného roztoku.

Rozpúšťanie je podmienené dvomi faktormi. Prvým faktorom je tendencia látky sa miešať, pričom sa zvyšuje neusporiadanosť a vzrastá entropia. Druhým faktorom je uplatnenie príťažlivých síl medzi časticami zmiešaných látok. Balancovanie medzi týmito faktormi určuje rozpustnosť látky.

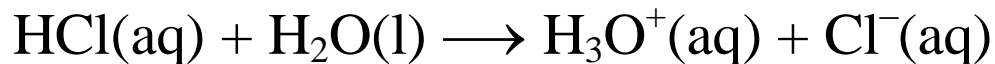
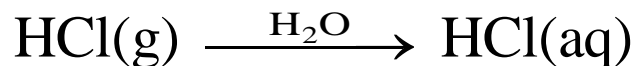
Kvalitatívne označovanie rozpustnosti

Rozpustná látka - nasýtené roztoky látky obsahujú reálne množstvá rozpustenej látky (okolo jedného gramu a viac v jednom litri roztoku).

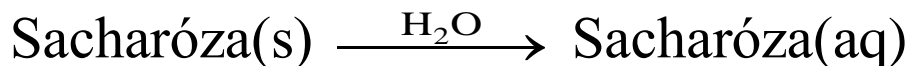
Málo rozpustná látka - nasýtené roztoky látky obsahujú v jednom litri roztoku menej než 0,1 gramu v jednom litri roztoku.

Medzimolekulové interakcie a rozpúšťanie plyných a tuhých molekulových zlúčenín (kap. 11.2.1)

1. Rozpúšťanie môže zahrňovať aj chemické deje, ak v jeho priebehu - dochádza k zániku pôvodných častíc. Napr. rozpúšťanie HCl(g)

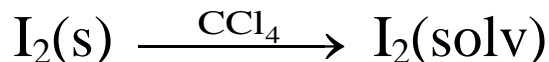


2. Rozpúšťanie cukru (sacharózy – obsahuje OH skupiny) v čaji



Uvedené príklady dokumentujú komplexnosť procesu rozpúšťania látok súvisí s rôznorodosťou vlastností rozpúšťaných látok, ale aj s rôznorodosťou vlastností použitých rozpúšťadiel. V prípade rozpúšťania HCl vo vode vzniknutý roztok obsahuje ióny (bude viesť elektrický prúd) a v prípade rozpúšťania sacharózy sa v roztoku nachádzajú neutrálne molekuly organickej látky (roztok nebude viesť elektrický prúd).

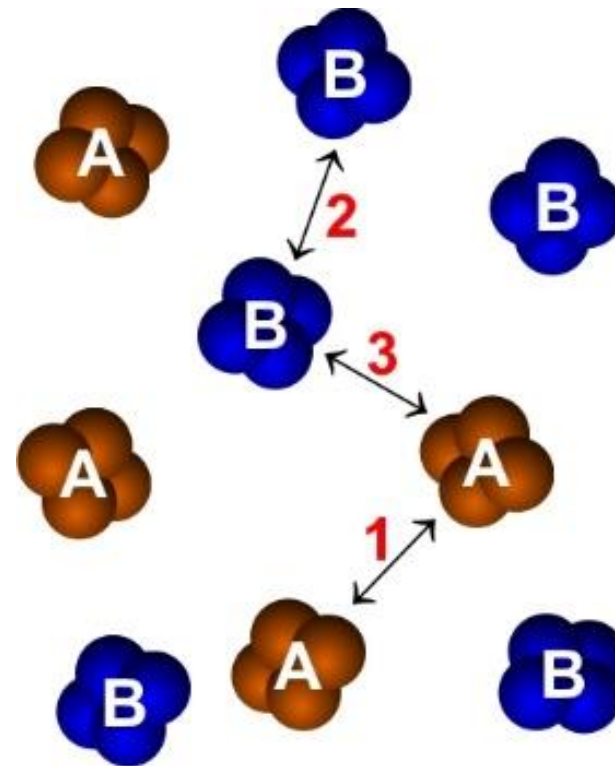
3. Látky zložené z nepolárnych molekúl sa rozpúšťajú väčšinou len v nepolárnych rozpúšťadlách.



Medzimolekulové interakcie a rozpúšťanie (miešateľnosť) kvapalín

a) Ak sú vzájomné interakcie medzi molekulami A–B (3) podobne silné alebo silnejšie ako A–A (1) a B–B (2), kvapaliny A a B sú **miešateľné**. Napr. nepolárne kvapaliny toulén $C_6H_5CH_3$ a benzén C_6H_6 sú navzájom neobmedzene miešateľné, podobne aj polárne kvapaliny voda a etanol.

b) Ak je však medzimolekulová príťažlivosť medzi molekulami A–A (1) a B–B (2) silnejšia než príťažlivosť medzi molekulami A–B (3), kvapaliny A a B budú **nemiešateľné**. Napr. nepolárne kvapaliny CCl_4 , CH_2Cl_2 a pod. a polárne kvapaliny voda, acetón a pod. sú navzájom nemiešateľné.



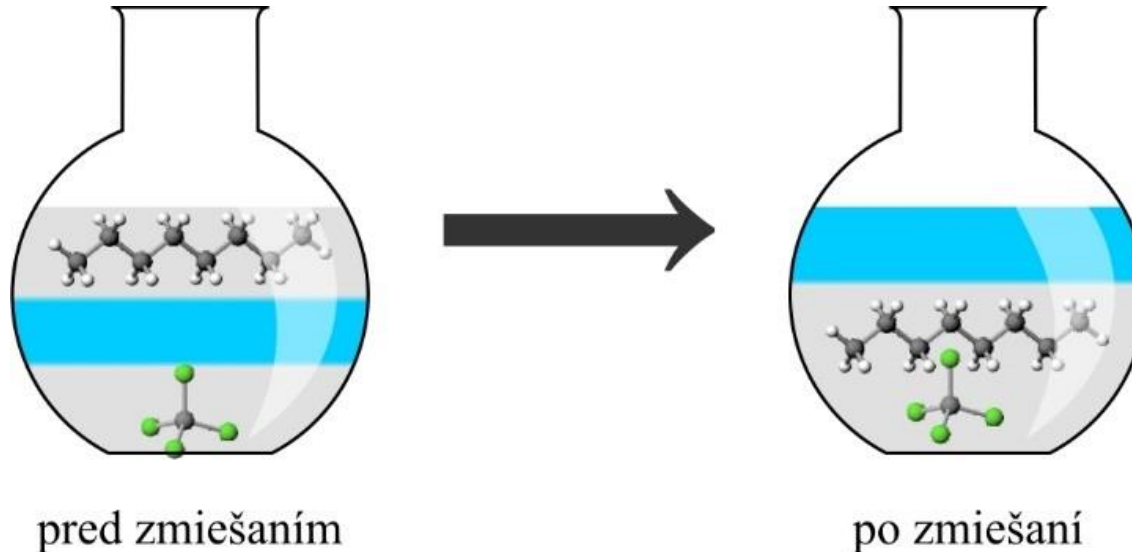
Medzimolekulové interakcie v roztoku dvoch kvapalín A a B: medzi molekulami A a A (1), medzi molekulami B a B (2), medzi molekulami A a B (3)

Empirické pravidlo: „**Podobné sa rozpúšťa v podobnom**“. To znamená, že **kvapaliny s podobnou medzimolekulovou príťažlivosťou sú zvyčajne navzájom rozpustné (miešateľné)**.

Empirické pravidlo: „Podobné sa rozpúšťa v podobnom“. To znamená, že kvapaliny s podobnou medzimolekulovou príťažlivosťou sú zvyčajne navzájom rozpustné.

Príklad na použitie empirického pravidla

Obr. 11.3 Vzájomná miešateľnosť CCl_4 , C_8H_{18} a vodného roztoku $\text{CuSO}_4(\text{aq})$.



Pred zmiešaním: Opatrne pripravená zmes skladajúca sa z 3 vrstiev – nepolárneho rozpúšťadla CCl_4 , vodného roztoku CuSO_4 a nepolárneho rozpúšťadla oktánu C_8H_{18} .

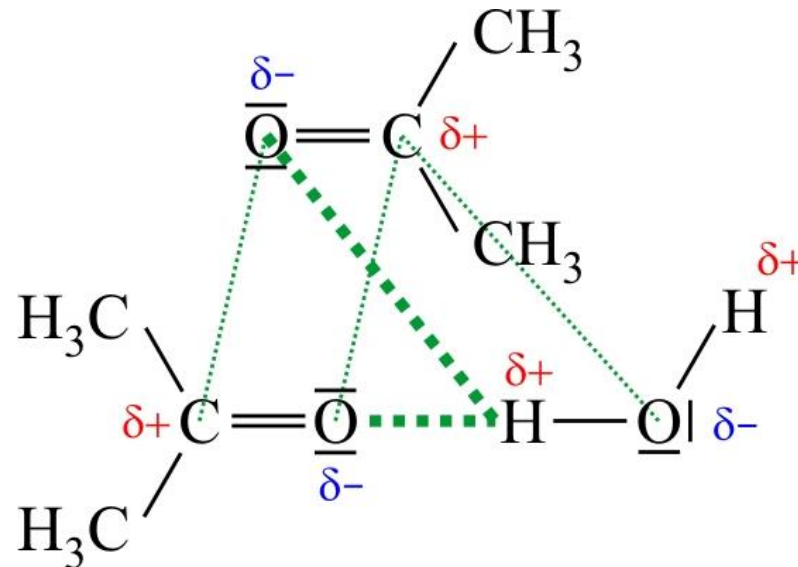
Po zmiešaní: 2 vrstvy. Spodná bezfarebná predstavuje zmes vzájomne miešateľných CCl_4 a C_8H_{18} a horná vrstva je vodný roztok CuSO_4 . Voda ako polárne rozpúšťadlo je nemiešateľné s nepolárnymi rozpúšťadlami.

Medzimolekulové interakcie a rozpúšťanie plyných a tuhých molekulových zlúčenín

Príklad 11.4 Rozpúšťanie (miešateľnosť) kvapalín

Uvedte typy medzimolekulových interakcií, ktoré stabilizujú roztok acetónu, $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ vo vode. Pomocou elektrónových štruktúrnych vzorcov znázorníte dipólovo-dipólové interakcie a vodíkové väzby medzi uvedenými molekulami. Vysvetlite, prečo je acetón miešateľný s vodou.

Odpoveď:



V acetóne sú dipól-dipólové interakcie a disperzné interakcie.

Vo vode sú vodíkové väzby.

V roztoku acetónu vo vode sú dipól-dipólové interakcie a vodíkové väzby.

V acetóne, vode a v roztoku acetónu vo vode sú aj disperzné interakcie.

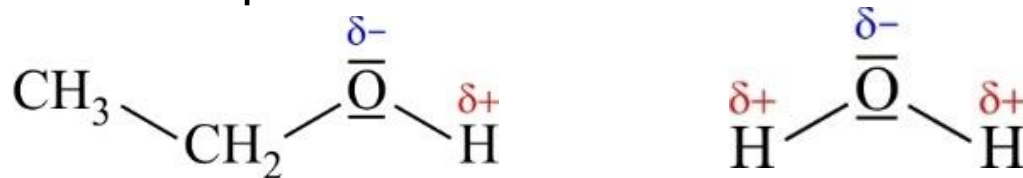
Príklad 11.5 Rozpúšťanie (miešateľnosť) kvapalín

Na základe typu medzimolekulových interakcií rozhodnite, či nasledujúce dvojice kvapalín sú alebo nie sú miešateľné.

a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ a H_2O , b) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$ a $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$, c) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_2\text{OH}$ a H_2O .

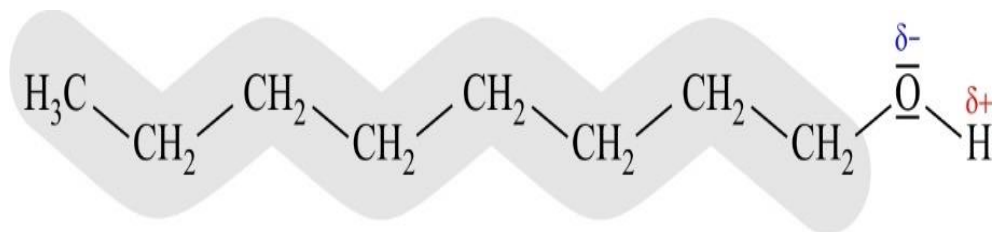
Odpoveď:

a) Etanol a voda sú polárne molekuly, medzi ktorými jestvujú vodíkové väzby, dipólovo-dipólové a disperzné interakcie. Etanol a voda sú navzájom miešateľné kvapaliny.



b) Hexán a oktán sú podobné nepolárne molekuly so slabými medzimolekulovými interakciami a sú navzájom taktiež miešateľné kvapaliny.

c) Rozpustnosť alkoholov vo vode klesá s narastajúcou dĺžkou uhlíkového reťazca. Preto metanol, etanol a propan-1-ol sú s vodou neobmedzene miešateľné a počnúc butan-1-olom sa ich rozpustnosť vo vode znižuje. Nepolárny oktan-1-ol a polárna voda sú preto navzájom nemiešateľné kvapaliny.



Príklad 11.10 Rozpustnosť tuhých zlúčenín

Aký typ rozpúšťadla je vhodné použiť na rozpustenie nasledujúcich látok:

a) PCl_5 , b) CsCl , c) SnCl_4 ?

Zdôvodnite svoj výber.

Odpoveď:

a) Chlorid fosforečný PCl_5 je nepolárna molekulová zlúčenina, preto je vhodné na jej rozpustenie použiť nepolárne rozpúšťadlo.

b) Chlorid cézny CsCl je iónová zlúčenina, preto je vhodné na jej rozpustenie použiť silno polárne rozpúšťadlo.

c) Chlorid ciničitý SnCl_4 je nepolárna molekulová zlúčenina (atóm cínu je vo vysokom oxidačnom stave), preto je vhodné na jej rozpustenie použiť nepolárne rozpúšťadlo.

Termodynamické aspekty vzniku roztokov

Vznik roztoku v sebe zahrňuje dva deje.

1. dej – rozrušenie väzieb a interakcií existujúcich v rozpustenej látke, ktorý je vždy endotermickým dejom ($\Delta_m H > 0$).
2. dej - vznik nových väzieb a interakcia medzi rozpúšťadlom a časticami rozp. látky (**solvatácia častíc** rozp. látky) v roztoku – vždy exotermický dej ($\Delta_{\text{solv}} H < 0$).

Solvatácia je dej, pri ktorom sa častice rozpustenej látky obklopujú molekulami rozpúšťadla.

Entalpické charakteristiky rozpúšťania sa v praxi získavajú meraním. Napr. meraním získaná **rozpúšťacia entalpia** $\Delta_{\text{rozp}} H$.

Rozpúšťacia entalpia $\Delta_{\text{rozp}} H$, ktorá je zmenou entalpie spojenou s rozpustením jedného mólu látky za vzniku roztoku daného zloženia.

Exotermické rozpúšťanie ($\Delta_{\text{rozp}} H < 0$), endotermický rozpúšťanie ($\Delta_{\text{rozp}} H > 0$).

$$\Delta_{\text{rozp}} H = \Delta_m H + \Delta_{\text{solv}} H$$

V plynnom skupenstve je $\Delta_{\text{rozp}} H < 0$, tj. pri rozpúšťaní plynov sa teplo vyvíja.

Rozpúšťanie kvapalín je sprevádzané malým $\Delta_{\text{rozp}} H$.

1. Pri neobmedzenej miešateľnosti $\Delta_{\text{rozp}} H < 0$, napr. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

2. Pre prípad obmedzenej miešateľnosti je najčastejšie $\Delta_{\text{rozp}} H > 0$.

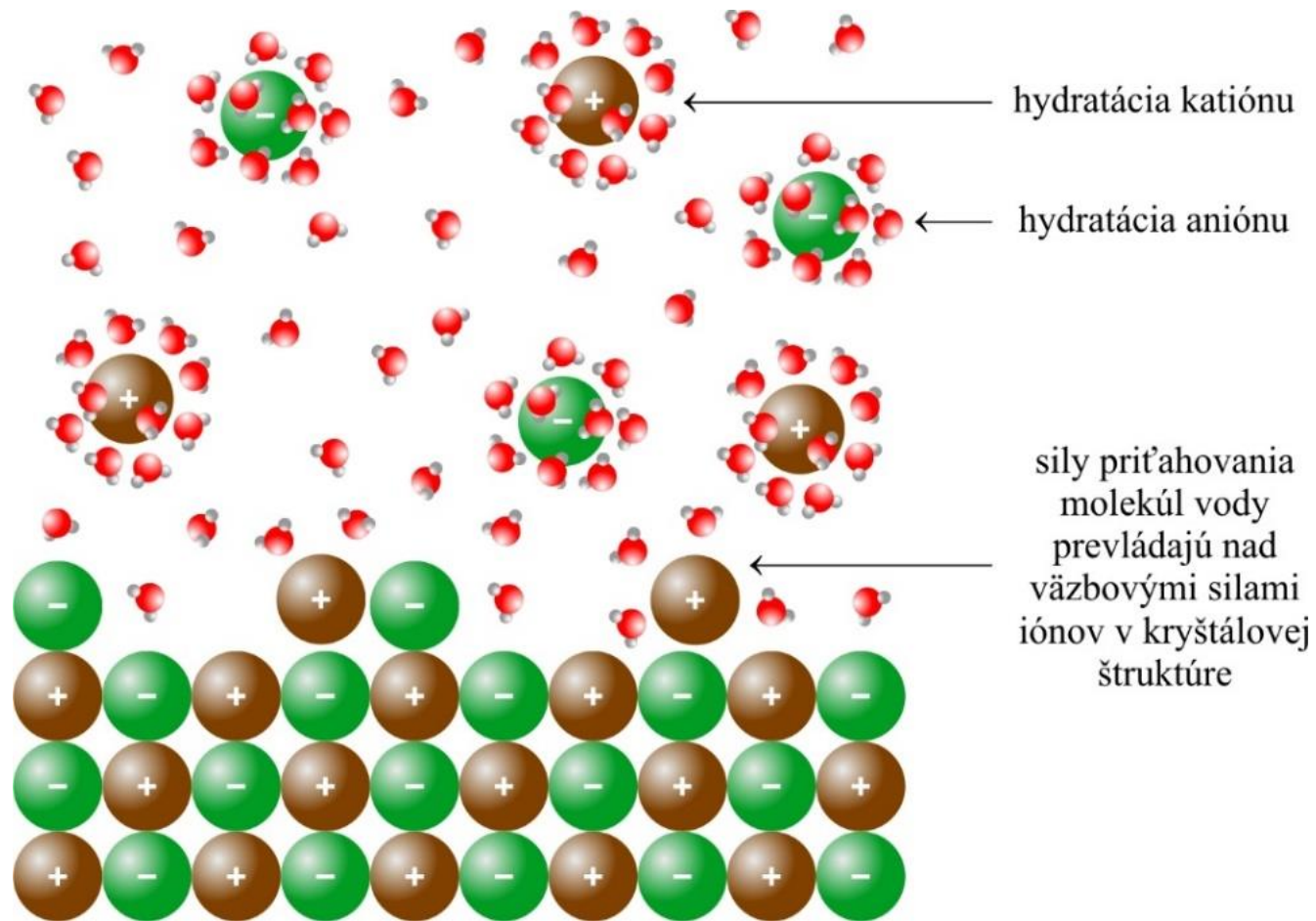
Rozpúšťanie iónových zlúčenín (kap. 11.2.2)

Obr. 11.4 Rozpúšťanie iónového kryštálu NaCl vo vode.

Rozpúšťanie v sebe
zahrňuje dva deje:

V 1. deji pri ide
o rozrušenie
kryštálovej štruktúry
pôsobením molekúl
rozpúšťadla (vody).

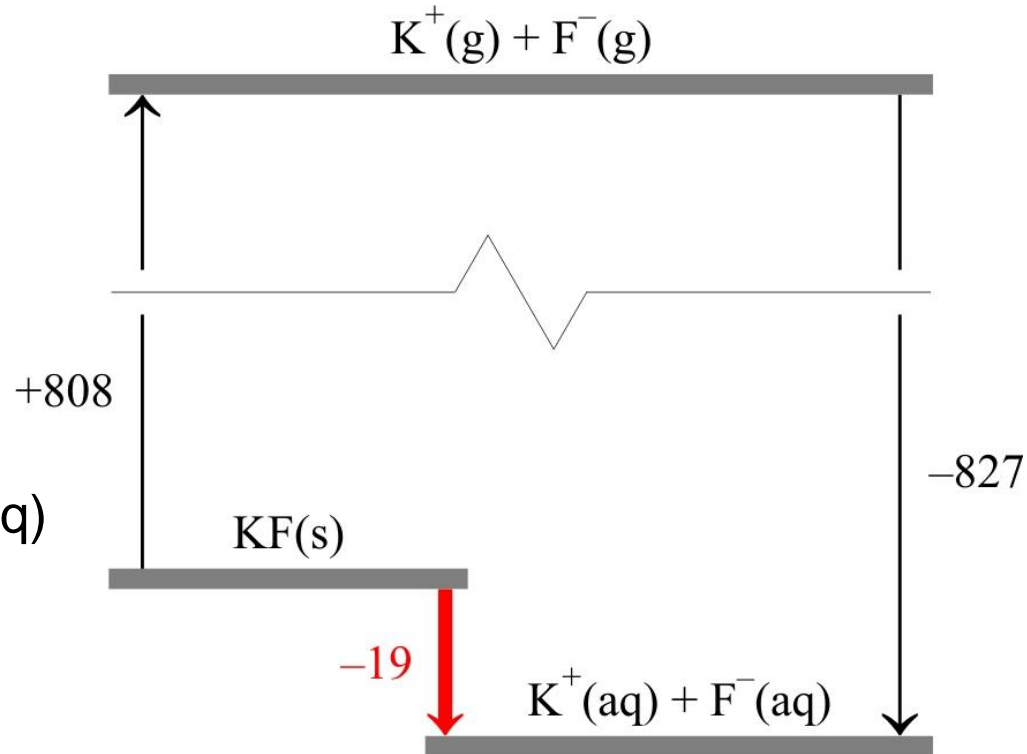
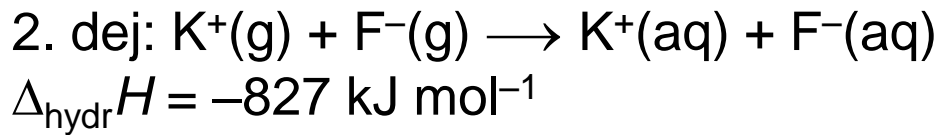
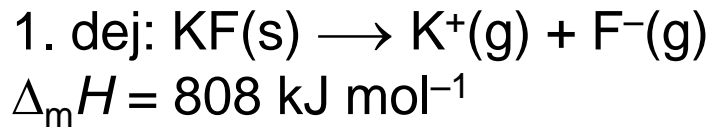
V 2. deji dochádza k
interakcii medzi
molekulami
rozpúšťadla (vody)
a časticami
rozpustenej látky.



**Hydratácia je dej, pri ktorom sa častice rozpustenej látky obklopujú
molekulami vody.**

Termodynamické aspekty rozpúšťania iónových zlúčenín

Obr. 11.5 Grafické znázornenie zmeny entalpie (kJ mol^{-1}) pri rozpúšťaní KF vo vode.



Celková reakcia: $\text{KF(s)} \longrightarrow \text{K}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{F}^{\text{-}}(\text{aq})$

$$\Delta_{\text{rozp}}H = \Delta_{\text{m}}H + \Delta_{\text{hydr}}H = 808 \text{ kJ mol}^{-1} + (-827 \text{ kJ mol}^{-1}) = -19 \text{ kJ mol}^{-1}$$

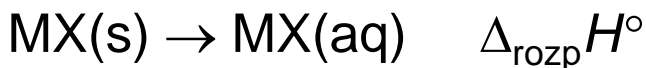
Exotermické ($\Delta_{\text{rozp}}H < 0$) a endotermické ($\Delta_{\text{rozp}}H > 0$) rozpúšťanie

$\Delta_{\text{rozp}}H$ môžeme vypočítať, ak poznáme entalpický príspevok rozpadu mriežky $\Delta_{\text{m}}H$ a entalpický príspevok solvatácie $\Delta_{\text{solv}}H$.

Pre tuhé častice s iónovou alebo molekulovou štruktúrou sú hodnoty mriežkovej energie vždy $\Delta_{\text{m}}H > 0$.

1. Pre exotermické rozpúšťanie ($\Delta_{\text{rozp}}H < 0$) platí $|\Delta_{\text{m}}H| < |\Delta_{\text{solv}}H|$ a pri rozpúšťaní sa teplo vyvíja.
2. Naopak, soli so značnou mriežkovou energiou (veľké $\Delta_{\text{m}}H$), ktoré nepodliehajú vo väčšej miere solvatácii, majú $|\Delta_{\text{m}}H| > |\Delta_{\text{solv}}H|$ a pri rozpúšťaní sa teplo spotrebúva (endotermické rozpúšťanie).

Tabuľky s termodynamickými údajmi často obsahujú aj hodnoty tvorných entalpií $\Delta_{\text{f}}H^{\circ}(\text{MX}(\text{aq}))$ vodných roztokov solí. Napr. Vznik roztoku NaCl môžeme uvažovať v dvoch stupňoch.



$\Delta_{\text{f}}H^{\circ}(\text{MX}(\text{aq})) = \Delta_{\text{f}}H^{\circ}(\text{MX}(\text{s})) + \Delta_{\text{rozp}}H^{\circ}(\text{MX})$

Rozpustnosť látky vyjadruje

$\Delta_{\text{rozp}}G = \Delta_{\text{rozp}}H - T\Delta_{\text{rozp}}S.$

Termodynamické aspekty rozpúšťania iónových zlúčenín

Príklad 11.14 Tepelný efekt rozpúšťania tuhých látok

Vznik vodného roztoku uhličitanu sodného charakterizujú rozpúšťacie entalpie:

$$\Delta_{\text{rozp}} H_s(\text{LiClO}_4) = -26,55 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ a } \Delta_{\text{rozp}} H_s(\text{LiClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}) = 32,61 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

Vysvetlite uvedený rozdiel.

Odpoveď:

V prípade rozpúšťania bezvodnej látky je súčasťou rozpúšťania exotermický dej hydratácie iónov, kým pri rozpúšťaní kryštalohydrátu je množstvo tepelnej energie uvoľnenej počas solvácie podstatne menšie, lebo už v tuhej látke existujú interakcie iónov s molekulami vody (ióny sú už hydratované) a pri rozpúšťaní prebiehajú len energeticky menej výrazné doplnkové deje (vytváranie sekundárneho hydratačného obalu).

Vlastnosti roztokov (kap. 11.3)

Vlastnosti roztokov závisia nielen od množstva, ale aj od druhu rozpustenej látky (kyseliny, hydroxidy a soli) a druhu rozpúšťadla. Napr. výpočet koncentrácie rozp. látky z nameraných vlastností podľa zákonov pre zriedené roztoky viedol k väčšiemu počtu častíc, než aký zodpovedal skutočne použitej koncentrácii. J. H. van't Hoff zaviedol empirický koeficient i , ktorý udáva, koľkokrát sa zväčší počet častíc.

S. Arrhenius v snahe vysvetliť súvislosť medzi elektrickou vodivosťou a vlastnosťami roztokov vytvoril **teóriu elektrolytickej disociácie, čiže ionizácie**. Teória umožnila vysvetlenie **koligatívnych vlastností roztokov** ako sú napr. zvýšenie osmotického tlaku, zvýšenie teploty varu a zníženie teploty tuhnutia roztokov v porovnaní s čistým rozpúšťadlom.

Elektrolyt je látka, ktorá sa vo vodnom roztoku rozpadá na ióny, čo umožňuje vedenie elektrického prúdu v roztoku.

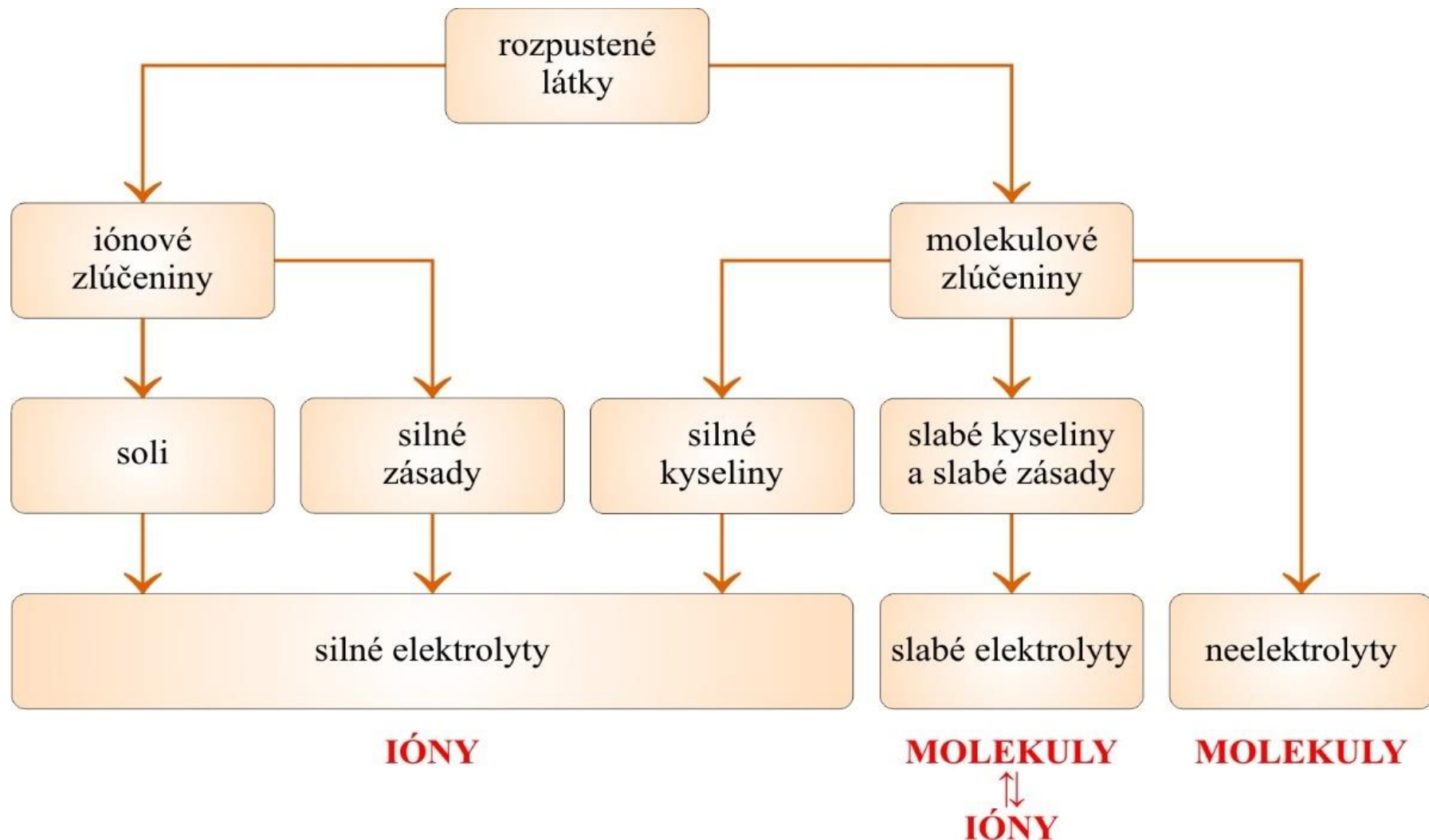
Neelektrolyt ostáva v roztoku neionizovaný, a preto nevedie elektrický prúd.

Pre posúdenie veľkosti ionizácie v roztoku zaviedol S. Arrhenius **ionizačný stupeň α** .

$$\alpha = \frac{n_{\text{ion}}(\text{B})}{n(\text{B})}$$

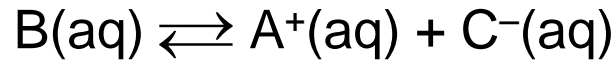
Podľa rozsahu ionizácie možno elektrolyty rozdeliť na **slabé elektrolyty**, ktoré v roztoku ionizujú len čiastočne a na **silné elektrolyty**.

Obr. 11.6 Častice prítomné vo vodných roztokoch ión. a molekul. zlúčenín.



Silné elektrolyty - patrí väčšina solí a silné kyseliny. **Slabými elektrolytmi** sú slabé kyseliny a Brønstedove molekulové zásady, typickými neelektrolytmi sú plyny, ktoré nereagujú s vodou (napr. kyslík, dusík).

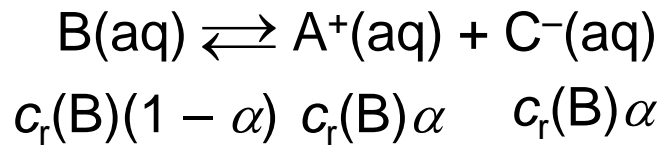
Uvažujme o slabom elektrolyte B (typu 1 : 1), ionizujúcom na kationy A^+ a anióny C^- :



Pre rovnováhu tejto ionizácie pri danej teplote platí:
$$K(B) = \frac{[A^+][C^-]}{[B]}$$

$K(B)$ predstavuje **ionizačnú rovnovážnú konštantu** slabého elektrolytu B.

Pre ionizačný stupeň α elektrolytu B



$$\alpha = \frac{[A^+]}{c_r(B)} = \frac{[C^-]}{c_r(B)}$$

$$K(B) = c_r(B) \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Táto rovnica vyjadruje tzv. **Ostwaldov zried'ovací zákon**, ktorý udáva závislosť ionizačného stupňa α od koncentrácie slabého elektrolytu $c_r(B)$.

Ak $c_r(B) \rightarrow 0$, pri konečnej hodnote $K_c(B)$ musí $\alpha \rightarrow 1$

Pri veľmi málo ionizovaných elektrolytoch, pokiaľ je α vzhľadom na jednotku zanedbateľné malé, a teda $1 - \alpha \approx 1$

$$K(B) \approx c_r(B)\alpha^2 \quad \text{alebo} \quad \alpha \approx \sqrt{\frac{K(B)}{c_r(B)}}$$

Vlastnosti roztokov

Príklad 11.20 Elektrolyty

Z uvedených látok označte tie, ktoré sa vo vodnom roztoku správajú ako silné elektrolyty: HBr, Na₂SO₄, Ar, NaCN, cukor, KOH, CaCl₂, NH₃, HNO₃, O₂, K₃PO₄, CH₃COONa, NH₄Cl.

Odpoveď:

Vo vodnom roztoku sa ako silné elektrolyty správajú: HBr, Na₂SO₄, NaCN, KOH, CaCl₂, HNO₃, K₃PO₄, CH₃COONa, NH₄Cl.

Príklad 11.21 Elektrolyty

Z uvedených látok označte tie, ktoré sa vo vodnom roztoku správajú ako slabé elektrolyty: HBr, He, HCN, NaCN, KOH, N₂, NH₃, HNO₃, HClO, CH₃COOH, CH₃COONH₄, CH₃NH₂.

Odpoveď:

Vo vodnom roztoku sa ako slabé elektrolyty správajú slabé kyseliny a slabé dusíkaté zásady: HCN, NH₃, HClO, CH₃COOH, CH₃NH₂.

Otázky na ústnu časť skúšky

SÚSTAVY CHEMICKÝCH LÁTOK – ROZTOKY

1. Rozpúšťadla.

a) Stručne vysvetlite rozdiely medzi tromi rôznymi typmi rozpúšťadiel: a) polárne protické, b) polárne aprotické, c) nepolárne.

2. Medzimolekulové interakcie a vznik roztokov. Rozpúšťanie molekulových a iónových zlúčenín.

a) Objasnite pojem rozpustnosť.

b) Rozpúšťanie polárnych a nepolárnych molekulových zlúčenín. Vysvetlite vzájomnú miešateľnosť chloridu uhličitého CCl_4 , oktánu C_8H_{18} a vodného roztoku CuSO_4 .

c) Charakterizujte proces rozpúšťania látok z pohľadu termodynamiky. Aké deje charakterizuje mriežková entalpia $\Delta_m H$ hydratačná entalpia $\Delta_{\text{hydr}} H$ a rozpúšťacia entalpia $\Delta_{\text{rozp}} H$? Vysvetlite, prečo vznik roztoku môže byť exotermickým alebo endotermickým dejom.

d) Vysvetlite prečo je rozpúšťanie LiClO_4 exotermický dej a naopak rozpúšťanie $\text{LiClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ endotermický dej?

3. Rozpustnosť látok, nasýtený roztok.

- a) Uvedte dva spôsoby vyjadrovania rozpustnosti dobre rozpustných látok.
- b) Vysvetlite pojmy nasýtený roztok a krivka rozpustnosti.
- c) Uvedte, ako možno vyjadriť rozpustnosť málo rozpustných látok.

4. Kryštalizácia látok z roztokov.

- a) Objasnite pojem kryštalizácia.
- b) Vysvetlite princíp kryštalizácie zmenou teploty nasýteného roztoku izotermickej kryštalizácie a kryštalizácie zmenou vlastností rozpúšťadla.