

ROZTOKY

Osnova prednášky

1. Charakteristika a klasifikácia roztokov
2. Zloženie roztokov
3. Rozpustnosť látok
4. Osmóza a difúzia
5. Elektrolyty
6. Kyseliny a zásady
7. Autoprotolýza, stupnica kyslosti
8. Disperzná sústava
9. Kontrolné otázky

1. Charakteristika a klasifikácia roztokov

- **Roztok** - je homogénna sústava (zmes, fáza) skladajúca sa z najmenej dvoch zložiek, ktorých pomer sa môže v určitých rozmedziach plynule meniť. Skladá sa z rozpúšťadla a z rozpustených látok.
- **Rozpúšťadlo** - látka, ktorá je v nadbytku, pri vodných roztokoch sa konvenčne za rozpúšťadlo považuje vždy voda.
- **Príprava roztokov**: roztoky sa pripravujú z čistých zložiek zmiešavaním alebo rozpúšťaním.

Podľa **skupenstva** delíme roztoky:

plynné, kvapalné, tuhé

- **plynné roztoky** – plyny sa vždy navzájom dokonale miešajú a vytvárajú plyný roztok (N_2 a CO_2)
- **kvapalné roztoky** – kvapaliny môžu byť:
 - dokonale (neobmedzene) miešateľné (H_2O a Et-OH)
 - obmedzene miešateľné – vytvárajú 2 oddelené fázy s odlišným zložením (H_2O a dietyléter)
 - nemiešateľné (H_2O a CS_2)
- **tuhé roztoky** – vznikajú rozpúšťaním tuhých látok (Cu v Ni), kvapalných látok (Hg v Au), plyných látok (H_2 v Pd) v tuhých látkach.

2. Zloženie roztokov

- **1. Hmotnostný zlomok** látky B:

$$w_B = \frac{m_B}{m_R} \quad \text{bezrozmerná veličina}$$

$$m_R = m_B + m_r$$

m_B – hmotnosť rozpustenej látky;

m_R - hmotnosti roztoku;

m_r – hmotnosť rozpúšťadla

- **hmotnostné percentá** látky B:

$$\% w_B = 100\% \cdot w_B$$

- **2. Objemový zlomok** látky B:

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_R} \quad \text{bezrozmerná veličina}$$

V_B - objem rozpustenej látky;

V_R - objemu roztoku

- **objemové percentá** látky B:

$$\% \varphi_B = 100\% \cdot \varphi_B$$

- **3. Mólový zlomok** látky B: $x_B = \frac{n_B}{\sum n_i}$

n_B – látkové množstvo rozpustenej látky;
 $\sum n_i$ - látkové množstvo všetkých zložiek roztoku, súčet mólových zlomkov všetkých zložiek roztoku sa musí rovnať jednej: $\sum x_i = 1$

- **4. Molalita látky B:** $m_B = \frac{n_B}{m_r}$ [mol.kg⁻¹]

n_B - látkové množstvo rozpustenej látky;
 m_r - hmotnosť rozpúšťadla

- **5. Koncentrácia látkového množstva látky B (molarita):**

$$c_B = \frac{n_B}{V_R} \text{ [mol.m}^{-3}\text{]},$$

častejšie [mol.dm⁻³], symbol je **M**

- (c_B alebo [B] alebo jednoducho koncentrácia látky B)
- n_B - látkové množstvo rozpustenej látky;
 V_R - objem roztoku

- **6. Hmotnostná koncentrácia** látky B:

$$\rho_B = \frac{m_B}{V_B} \quad [\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}]$$

- m_B - hmotnosť rozpustenej látky;
- V_R - objem roztoku

3. Rozpustnosť látok

- ROZPUSTNOSŤ TUHÝCH LÁTOK
- **Nasýtený roztok** - je taký roztok, ktorý je v dynamickej rovnováhe s tuhou fázou rozpustenej látky. Nastáva rovnováha medzi roztokom a tuhou látkou.
- Zloženie nasýteného roztoku vyjadruje - **rozpustnosť - r**
- rozpustnosť závisí od chemickej štruktúry látky, od charakteru rozpúšťadla a od teploty, tlaku

Rozpustnosť látok (v závislosti od teploty)
sa vyjadruje:

- graficky, tzv. *krivkami rozpustnosti*,
- v tabuľkách:
- hmotnosťou látky v g rozpustenej v 100g rozpúšťadla,
- hmotnosť látky v g rozpustenej v 100 g roztoku (nasýteného),
- koncentráciou nasýteného roztoku v $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

Na základe rozpustnosti rozdeľujeme látky na:

- *rozpustné* – pri daných podmienkach rozpustí v 100g rozpúšťadla $> 1\text{g}$ látky
- *málo rozpustné* – $r = 0,1 - 1,0\text{g}$ v 100g rozpúšťadla
- *nerozpustné* – $r = < 0,1\text{g}$ v 100g rozpúšťadla

- **Rozpúšťanie** – zložitý chemický dej
- pri rozpúšťaní látok sa môže teplo pohlcovať aj uvoľňovať, zmena entalpie sa nazýva **rozpúšťacie teplo**,
- rozpúšťanie - prevedenie rozpúšťanej látky do stavu kvapalného roztoku, potom väzba molekúl rozpúšťadla na častice rozpúšťanej látky (tzv. **solvatácia**)

4. Osmóza a difúzia

- **osmotický tlak**, je určený vonkajším tlakom, ktorým sa musí pôsobiť na roztok, aby sa zabránilo vnikaniu rozpúšťadla do roztoku
- osmotický tlak zriedených roztokov (π) možno vyjadriť vzťahom (1886 J. H. van't Hoff):

$$\pi = c_B \cdot R \cdot T$$

- c_B - koncentrácia rozpustenej látky B,
 R – mólová plynová konštanta,
 T - absolútna teplota
- **reverzná osmóza** – opačný proces
- **difúzia** – samovoľný transport látky v nepohyblivom prostredí inej látky (snaha po vyrovnaní koncentrácií)

5. Elektrolyty

- Niektoré látky sa pri rozpúšťaní samovoľne rozpadajú na elektricky nabité častice - **ióny**. Môžu mať (+) - **katióny**, (-) **anióny**. Látky, v ktorých sa nachádzajú ióny, elektricky vodivé roztoky – **elektrolyty**.
- Rozpad elektroneutrálnych molekúl na ióny pôsobením rozpúšťadla – **elektrolytická disociácia (ionizácia)**. Jej základy vypracoval Arrhenius (1887) vysvetlil tzv. **teóriu elektrolytickej disociácie čiže ionizácie**.

- Podstata teórie elektrolytickej disociácie :
kyseliny, hydroxidy a soli sa účinkom rozpúšťadla vo vodných roztokoch rozpadajú na elektricky nabité častice – ióny, ktoré spôsobujú elektrickú vodivosť roztoku.
- Na posúdenie veľkosti ionizácie v roztoku -
ionizačný stupeň (α).

$$\alpha = \frac{(n_B)_{ion}}{(n_B)_0}$$

- $(n_B)_0$ je pôvodné látkové množstvo elektrolytu B
- $(n_B)_{ion}$ je látkové množstvo disociované

- Elektrolyty, ktoré sú v roztoku prítomné iba vo forme svojich iónov – **silné elektrolyty** - sú v roztokoch vždy úplne ionizované aj pri pomerne vysokých koncentráciách, (väčšina solí a väčšina anorganických kyselín a hydroxidov),
- Elektrolyty, ktoré sú v roztoku prítomné aj vo forme iónov aj molekúl – **slabé elektrolyty** - ustaluje rovnováha medzi neionizovanými molekulami a iónmi, na ktoré pôvodné molekuly pri ionizácii prechádzajú.

- Fyzikálna teória roztokov (Arrhenius) – rozpúšťadlo je len inertné prostredie, pri disociácii neuvažuje o vzájomnom chemickom pôsobení rozpustenej látky a rozpúšťadla.
- Chemickú teóriu roztokov (1887 Mendelejev) – rozpúšťanie je fyzikálny aj chemickým proces, ióny sú zo všetkých strán obalené istým počtom molekúl rozpúšťadla – **solvatácia**, ak je rozpúšťadlom voda – **hydratácia**, uvoľňuje sa pri nej veľké množstvo tepla, *hydratačné teplo*, uľahčuje alebo umožňuje rozpúšťanie látky (endotermický dej), hydratácia súčasne stabilizuje ióny v roztoku.

6. KYSELINY A ZÁSADY

Arrheniova teória kyselín a zásad (1887):

- **kyselina** - zlúčenina, ktorá sa vo vodnom roztoku ionizuje za vzniku vodíkových kationov H^+ , **zásada** je zlúčenina, ktorá sa vo vodnom roztoku ionizuje za vzniku hydroxidových aniónov OH^-



- Sila kyselín a zásad podľa **Arrhenia** závisí od koncentrácie vodíkových alebo hydroxidových iónov v roztoku, ktorá je určená stupňom ionizácie.

- Pri zmiešaní roztoku K a Z:



- tento dej je podstatou **neutralizácie** kyseliny zásadou.
- Arrheniova teória si všíma iba vodné roztoky K a Z, nevšíma si vzájomné pôsobenie medzi rozpustenou látkou a rozpúšťadlom.

Brönstedova teória kyselín a zásad

- **Kyselina** - látka, ktorá je schopná odovzdávať protón H^+ (donor).
- **Zásada** - látka, ktorá môže protón prijímať (je akceptorom protónu).
- Ku každej kyseline (K) patrí príslušná zásada (Z), s ktorou tvorí tzv. *konjugovanú dvojicu* -



- kyselinami môžu byť:
 - 1. neutrálne molekuly – HCl
 - 2. katióny – H_3O^+
 - 3. anióny viacsýtnych kyselín - (HSO_4^-)
- zásadami môžu byť:
 - 1. neutrálne molekuly - NaOH
 - 2. katióny - $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$
 - 3. anióny kyselín – (HSO_4^-)
- Niektoré látky môžu vystupovať aj ako kyselina aj ako zásada, sú **amfotérne**.

7. Autoprotolýza, stupnica kyslosti

- Aj dokonale čistá voda nepatrne vedie elektrický prúd, čo súvisí s jej *vlastnou ionizáciou* (*autoprotolýzou*)
- **Autoprotolýza** – reakcia, pri ktorej 2 molekuly tej istej látky vo funkcii K a Z si navzájom vymieňajú protón.



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

- vzhľadom na nepatrnú ionizáciu vody možno vo vode a v zriedených roztokoch považovať koncentráciu vody za konštantnú a predchádzajúci vzťah upraviť:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

- takto definovaná rovnovážna konštanta K_v sa nazýva **iónový súčin vody**, $K_v = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$ pri teplote 25 °C. Pretože ionizáciou vody vzniká rovnaké množstvo H_3O^+ aj OH^- je koncentrácia obidvoch iónov rovnaká (25°C):

$$c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7} \text{ mol.dm}^{-3}$$

- pre zjednodušenie výpočtu sa používa tzv. **vodíkový exponent (pH)** - záporný dekadický logaritmus koncentrácie $[H_3O^+]$ iónov

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pK_v = -\log K_v = 14$$

- použitím predchádzajúcich vzťahov dostávame výraz:

$$pH + pOH = 14$$

- z ktorého vyplýva, že pre zriedené vodné roztoky má stupnica pH rozsah od 0 po 14.

- Ak je $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$, potom je $\text{pH} = 7$, je **roztok neutrálny**.
- Ak je $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ a teda $\text{pH} < 7$, je **roztok kyslý**.
- Ak je $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$, potom $\text{pH} > 7$, je **roztok zásaditý**.

- **tlmivé roztoky (pufre)** – roztoky slabých kyselín (zásad) a ich solí so silnými zásadami (kyselinami) – udržiavajú stálu hodnotu pH (napr. kyselina octová + octan sodný) – biochemické reakcie

9. Kontrolné otázky

1. *Definujte pojem roztok a uveďte spôsoby vyjadrovania zloženia roztokov.*
2. *Vysvetlite vznik roztokov rozpúšťaním pomocou fyzikálnej a chemickej teórie roztokov, definujte pojmy rozpustnosť a nasýtený roztok.*
3. *Definujte pojem elektrolyt, vysvetlite elektrolytickú disociáciu, disociačný stupeň a disociačnú konštantu na príklade.*
4. *Vysvetlite princípy a rozdiely v Arrheniovej a Brönstedovej teórii kyselín a zásad.*
5. *Odvodte a definujte vodíkový exponent pH, vysvetlite pojem amfotérne látky a tlmivé roztoky.*