

## 23 Roztoky a faktory ovlivňující rozpustnost látek

**Roztok je homogenní, nejméně dvousložková soustava látek.**

Výraz **homogenní** neboli *stejnorodá soustava* znamená takovou soustavu, která má ve všech svých částech stejné vlastnosti.

Složka, která má největší relativní zastoupení v soustavě, se obvykle označuje jako **látka rozpouštějící**, ostatní složky, které jsou zastoupené méně, se nazývají **látky rozpuštěné**. Je-li však jednou z látek kapalina a ostatní látky jsou v jiném skupenství, označuje se obvykle tato kapalina jako rozpouštědlo bez ohledu na to, zda je v nadbytku.

### 23.1 Klasifikace roztoků

Způsobů klasifikace roztoků je celá řada (Tab. 39).


Tab. 39: Klasifikace roztoků.

kritérium klasifikace roztoků	typy roztoků
koncentrace	– nasycené – nenasycené – přesycené
skupenství	– plynné směsi – kapalně roztoky – tuhé roztoky
<b>disperzita</b>	– <b>pravé</b> – <b>nepravé (koloidní)</b>
pH (pouze u protických systémů – viz níže)	– kyselé – neutrální – zásadité

#### 23.1.1 Klasifikace roztoků podle koncentrace

Látky je možno v příslušném rozpouštědle a za daných podmínek (teploty a u plynných látek i tlaku) rozpouštět jen do určité koncentrace rozpuštěné látky.

**Rozpustnost** je hodnota udávající koncentraci rozpuštěné látky v nasyceném roztoku za daných podmínek. Podle vztahu mezi rozpustností určité látky a skutečným množstvím rozpuštěné látky v roztoku dělíme roztoky na:

- **Nasycený roztok** je takový roztok, ve kterém se další množství rozpuštěné látky již nerozpouští.
- **Nenasycený roztok** je takový roztok, ve kterém je rozpuštěné látky méně, než odpovídá rovnovážnému nasycení roztoku.
- **Přesycený roztok** je takový roztok, ve kterém je rozpuštěné látky více, než odpovídá rovnovážnému nasycení roztoku. Jde o metastabilní stav 

Např. nasycený roztok NaI připravený při teplotě 30°C je vůči teplotě 20°C již roztokem formálně přesyceným. K přípravě roztoku NaI nasyceného při 30°C potřebujeme ve 100 g vody rozpustit

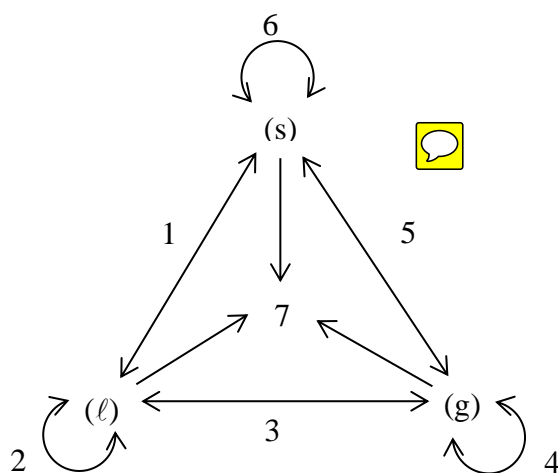
190,3 g NaI. Pokud však tento roztok ochladíme z 30°C na 20°C, vypadne tuhý NaI, protože při 20°C se ve 100 g rozpustí pouze 178,7 g NaI.

Pojem **rozpustnost** nelze zaměňovat s pojmem **rychlost rozpouštění**. **Rozpustnost** je údaj o koncentraci nasyceného roztoku, **rozpouštění** je děj, při kterém vzniká roztok.

Chceme-li rozpouštění urychlit, musíme napomoci snadnějšímu a rychlejšímu oddělování částic (podle typu látky buď atomů, iontů nebo molekul) rozpouštěné látky od sebe (např. drcením, mletím, mícháním, zahříváním). Celkové množství látky, která se za daných podmínek může rozpustit, je však stále stejné, i když je tohoto stavu dosaženo dříve

### 23.1.2 Klasifikace roztoků podle skupenského stavu složek

Obvykle se v běžné řeči pod pojmem **roztok** rozumí pouze roztok v kapalném skupenství. Avšak obecně je v odborné literatuře pojmem **roztok** označována homogenní směs dvou a více látek v jakémkoli skupenství (libovolné skupenství složek i libovolné skupenství vzniklé směsi) – Obr. 23-1.



Obr. 23-1: Schématické znázornění klasifikace roztoků dle skupenství složek.

- 1 ....roztok pevné látky a kapaliny, např. cukr rozpuštěný ve vodě, sůl rozpuštěná ve vodě
- 2 ....roztok dvou kapalin, např. ethanol a voda
- 3 ....roztok plynu a kapaliny, např. HCl (g) ve vodě, CO<sub>2</sub> (g) ve vodě, O<sub>2</sub> (g) ve vodě
- 4 ....roztok nejméně dvou plynů, např. vzduch
- 5 ....roztok pevné látky a plynu\*, např. H<sub>2</sub> (g) + Pd (s)
- 6 ....roztok pevných látek, např. slitiny (slitina Cu a Sn je bronz)
- 7 ....roztok všech tří skupenství, např. slazená minerálka obsahuje cukr (s), vodu (l) a CO<sub>2</sub> (g)

### Vzájemná mísitelnost složek

Při úvahách o vzniku roztoků je důležitá i otázka vzájemné mísitelnosti složek. Některé složky se vzájemně mísí neomezeně. O takových složkách říkáme, že jeví **dokonalou (neomezenou) vzájemnou rozpustnost** neboli mísitelnost (např. roztok ethanolu a vody; všechny plyny jeví neomezenou mísitelnost s jinými plyny).

Pokud složky poskytují homogenní systém jen v určitém intervalu složení, mluvíme o rozpustnosti nebo mísitelnosti **omezené** (např. roztok NaCl a vody).

\* V odborné literatuře bývá tento systém nazýván opatrněji, např. vodík absorbovaný v palladiu apod.

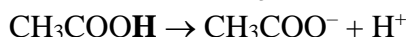
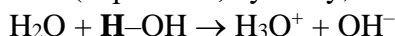
Některé látky mohou být vzájemně *nerozpustné* a roztok netvoří (např. voda a oxid křemičitý). Avšak i u takovýchto systémů lze speciálními postupy prokázat schopnost nepatrného vzájemného prostoupení složek.

## Klasifikace rozpouštědel

**Rozpouštědlo** je označení pro rozpouštějící látku v případě, že je kapalná.

Rozpouštědla se klasifikují různými způsoby, např. na:

- **protická** – obsahují tzv. kyselý vodík, tj. atom H, který mohou ze svých molekul odštěpit jako kation (např. voda, kyseliny, alkoholy):

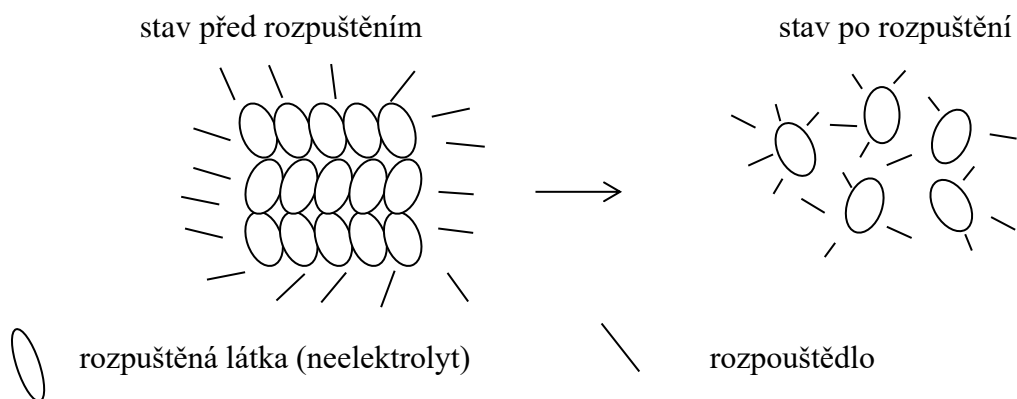


- **aprotická** – neobsahují atom vodíku, který by se při vzniku roztoku odštěpoval (např.  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ , benzen)
- **polární** – dipólový moment (viz kapitola 12.5) celé molekuly je nenulový (např.  $\text{H}_2\text{O}$ )
- **nepolární** – dipólový moment celé molekuly je nulový (např. benzen)

## 23.2 Tvorba roztoků a jejich struktura

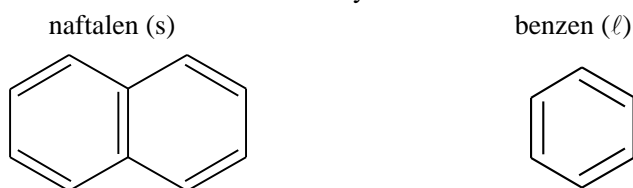
Při tvorbě roztoků dochází ke vzájemnému prostoupení rozpouštějící a rozpuštěné látky na molekulární úrovni. Mohou nastat tři případy:

- a) **molekulární rozpouštění** – rozpuštěná látka je nepolární nebo málo polární, tzv. *neelektrolyt*. V roztoku neelektrolytu se vyskytují **celé molekuly** rozpuštěné látky, které jsou obaleny (solvatovány) molekulami rozpouštědla.

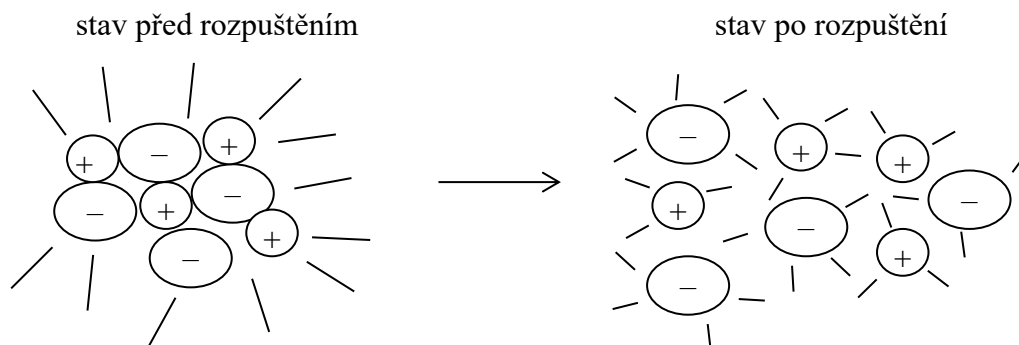


Obr. 23-2: Schématické znázornění chování neelektrolytu při rozpouštění.

Příkladem takového roztoku může být roztok naftalenu v benzenu:

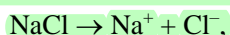


- b) **elektrolytická disociace, při které je rozpuštěná látka *elektrolyt*** (iontová látka), viz kap. 23.2.1 Elektrolyty.



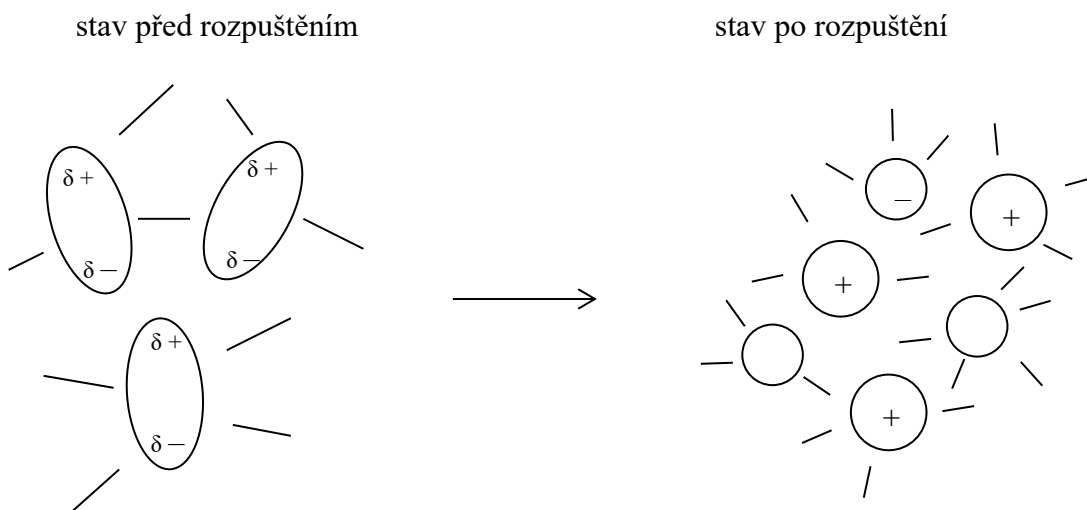
Obr. 23-3: Schématické znázornění chování elektrolytů při rozpouštění.

Příkladem takového roztoku může být roztok NaCl v H<sub>2</sub>O: NaCl (s) disociuje v H<sub>2</sub>O na ionty:



které jsou v roztoku ihned obaleny (hydratovány) molekulami vody. V pevné fázi tvoří NaCl iontové krystaly, ve stavu před rozpouštěním jsou v tuhém NaCl přítomny ionty Na<sup>+</sup> a Cl<sup>-</sup>, ne molekuly NaCl. Z toho plyne, že ionty při rozpouštění nevznikají, ale jen se od sebe oddělují.

- c) **elektrolytická disociace, při které je rozpuštěná látka *potenciální elektrolyt***. Slovo **potenciální** znamená **možný**. Látka, která je potenciálním elektrolytem, má molekuly s polární kovalentní vazbou, které v prostředí polárního rozpouštědla disociují na ionty. Potenciální elektrolyt v čistém stavu je tvořen celými molekulami, nikoli ionty.



Obr. 23-4: Schématické znázornění chování látek při rozpouštění.

Příkladem roztoku potenciálního elektrolytu může být roztok HCl (g) v H<sub>2</sub>O: Čistá látka HCl (g) je plyn tvořený molekulami HCl, tedy neelektrolyt. Teprve po rozpouštění ve vodě kovalentní vazba zaniká a molekuly HCl podléhají elektrolytické disociaci za vzniku iontů H<sup>+</sup> a Cl<sup>-</sup>.

## 23.2.1 Elektrolyty

**Elektrolyty** jsou látky (s iontovou nebo polární kovalentní vazbou), které se při převedení do kapalné fáze tavením nebo rozpouštěním rozpadají na ionty. Tento děj se odborně nazývá **elektrolytická disociace**. Elektrolyty v roztaveném nebo rozpouštěném stavu vedou elektrický proud. V pevné fázi jsou všechny iontové látky elektricky nevodivé.

Ne každá iontová látka je však schopna vést elektrický proud. Např. iontová látka  $\text{CaCO}_3$  je ve vodě nerozpustná a ani ji nelze roztavit (zahřátím se tepelně rozkládá:  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ ).

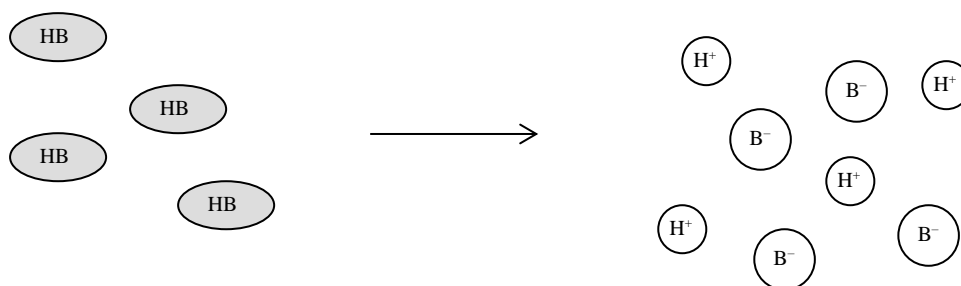
Za teorii elektrolytické disociace byla v roce 1903 udělena S. A. Arrheniovi Nobelova cena.



Svante August Arrhenius  
(1859–1927)

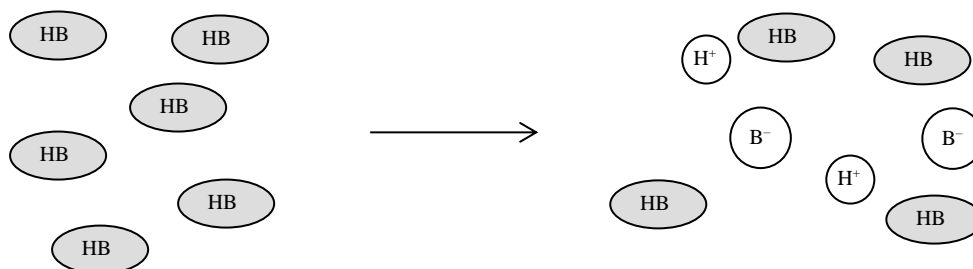
Elektrolyty dělíme na:

- silné elektrolyty** – veškerá rozpuštěná látka disociuje. K silným elektrolytům patří např.  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ , soli.



Obr. 23-5: Schématické znázornění chování silných elektrolytů při rozpouštění.

- slabé elektrolyty** – pouze malé procento z celkového množství rozpuštěných molekul disociuje. Ke slabým elektrolytům patří např.  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$ , mnohé organické kyseliny a zásady.



Obr. 23-6: Schématické znázornění chování slabých elektrolytů při rozpouštění.

### 23.2.2 Disociační stupeň elektrolytu

**Disociační stupeň elektrolytu** je poměr látkového množství elektrolytu, který podlehl disociaci, ku látkovému množství veškerého rozpuštěného elektrolytu. Charakterizuje relativní podíl molekul, které v roztoku disociují. Např. pro  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , která disociuje podle rovnice



je disociační stupeň  $\alpha$  definován vztahem:

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}} \quad (23-1)$$

$\alpha$ ..... disociační stupeň octové kyseliny

$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  ..... skutečná rovnovážná látková koncentrace  $\text{CH}_3\text{COO}^-$

$c_{\text{CH}_3\text{COOH}}$  ..... analytická látková koncentrace  $\text{CH}_3\text{COOH}$

U silných elektrolytů se disociační stupeň elektrolytu blíží k hodnotě 1 ( $\alpha \rightarrow 1$ ), u slabých elektrolytů je podstatně menší než 1 ( $\alpha \ll 1$ ).

### 23.2.3 Elektrolytická vodivost

**Elektrolytická vodivost** je umožněna pohybem iontů v roztoku nebo tavenině. Pro její velikost platí následující vztahy:

$$R = \rho \frac{\ell}{S} \quad G = \frac{1}{R} \quad \kappa = \frac{1}{\rho} \quad \Lambda = \frac{\kappa}{c}$$

$R$ .....odpor ( $\Omega$ )

$\rho$ .....měrný odpor ( $\Omega \text{ m}$ )

$\ell$ .....délka vodiče (m)

$S$ .....průřez vodiče ( $\text{m}^2$ )

$G$ .....vodivost ( $S = \Omega^{-1}$ )

$\kappa$  .....měrná vodivost (konduktivita) ( $S \text{ m}^{-1}$ )

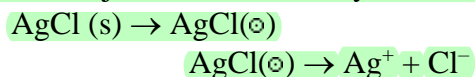
$\Lambda$ .....molární vodivost ( $S \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ )

$c$ .....analytická látková koncentrace elektrolytu ( $\text{mol m}^{-3}$ )

### 23.2.4 Součin rozpustnosti

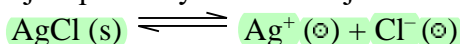
**Součin rozpustnosti** je zaveden pro málo rozpustné silné elektrolyty. Součin rozpustnosti je speciálním případem rovnovážné konstanty. Jeho zavedení si ukážeme na konkrétním příkladě:

$\text{AgCl}$  je silný elektrolyt, který je ve vodě velmi špatně rozpustný. To malé množství, které se rozpustí, zcela disociuje v roztoku na ionty. Probíhají tak dva následné děje:



\* Rozdíl mezi analytickou a skutečnou látkovou koncentrací je vysvětlen v kap. 15.3.3.

Protože rovnováha druhého děje je zcela posunutá doprava (silný elektrolyt), je AgCl (⊙) přítomno v zanedbatelném množství a uvažujeme přímo heterogenní rovnováhu mezi výchozími látkami prvního děje a produkty druhého děje



Rovnovážná konstanta této rovnováhy je:

$$K_a(\text{AgCl}) = \frac{a(\text{Ag}^+) a(\text{Cl}^-)}{a(\text{AgCl})}$$

$a(\text{Ag}^+)$ .... aktivita kationtů  $\text{Ag}^+$

$a(\text{Cl}^-)$  aktivita aniontů  $\text{Cl}^-$

$a(\text{AgCl})$  aktivita čisté tuhé látky AgCl; v rovnováze je podle definice rovna 1

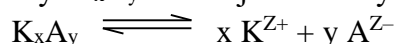
Pak

$$K_a(\text{AgCl}) = \frac{a(\text{Ag}^+) a(\text{Cl}^-)}{1} = a(\text{Ag}^+) a(\text{Cl}^-)$$

Tento výraz nazveme **součin rozpustnosti** AgCl a označíme  $K_s(\text{AgCl})$ .

$$K_s = a(\text{Ag}^+) a(\text{Cl}^-) \dots \dots \dots \text{součin rozpustnosti AgCl}$$

Obecně pro elektrolyt  $K_xA_y$  disociující na ionty



vyjádříme součin rozpustnosti jako

$$K_s = a(K^{Z+})^x a(A^{Z-})^y$$

V případě, že je roztok hodně zředěný, mají aktivita a látková koncentrace vyjádřená v jednotkách  $\text{mol dm}^{-3}$  téměř stejnou hodnotu, takže součin rozpustnosti je možné počítat přímo pomocí látkových koncentrací.

Přesněji budeme odlišovat:

**termodynamický součin rozpustnosti je vyjádřený pomocí aktivit**

$$K_s = a(\text{Ag}^+) a(\text{Cl}^-), \text{ obecně } K_s = a(K^{Z+})^x a(A^{Z-})^y$$

**zdanlivý součin rozpustnosti je vyjádřený pomocí skutečných rovnovážných látkových koncentrací**

$$K_s' = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-], \text{ obecně } K_s' = [K^{Z+}]^x [A^{Z-}]^y$$

Hodnoty termodynamického součinu rozpustnosti jsou uváděny v tabulkách. Častěji nalezneme hodnotu záporných dekadických logaritmů součinů rozpustnosti  $\text{p}K_s = -\log K_s$ . Např.  $\text{p}K_s(\text{AgCl}) = 9,75$  (při  $25^\circ\text{C}$ ), tedy součin rozpustnosti je  $K_s(\text{AgCl}) = 1,78 \cdot 10^{-10}$ .

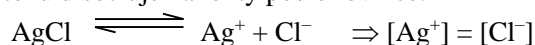
*Příklad:*

*Zadáni:*

*Vypočítejte koncentraci iontů  $\text{Ag}^+$  v nasyceném vodném roztoku AgCl. Součin rozpustnosti AgCl je  $K_s(\text{AgCl}) = 1,78 \cdot 10^{-10}$ .*

*Řešení:*

AgCl v roztoku disociuje na ionty podle rovnice:



$$K_s(\text{AgCl}) = a(\text{Ag}^+) a(\text{Cl}^-) \doteq [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

$$1,78 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

$$1,78 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+]^2 \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-10}} = 1,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

Pokud zvýšíme koncentraci jednoho z iontů (např. přilijeme-li roztok  $\text{AgNO}_3$ ), vzroste koncentrace  $\text{Ag}^+$  a následně musí koncentrace obou iontů pocházejících z málo rozpustné látky ( $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) v roztoku klesnout tak, aby součin koncentrací  $[\text{Ag}^+]$  a  $[\text{Cl}^-]$  měl stále stejnou hodnotu  $K_s(\text{AgCl}) = 1,78 \cdot 10^{-10}$ . To se děje tak, že se z roztoku vyloučí sraženina  $\text{AgCl}$ .

**Příklad:**

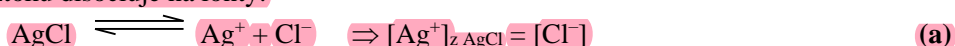
**Zadání:**

Určete největší možnou látkovou koncentraci iontů  $\text{Cl}^-$  v roztoku  $\text{AgNO}_3$  o koncentraci  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ . Součinná rozpustnost  $\text{AgCl}$  má hodnotu  $K_s(\text{AgCl}) = 1,78 \cdot 10^{-10}$ .

**Řešení:**

Příklad lze řešit po výpočetní stránce jednodušeji, avšak složitěji z hlediska chemických úvah. Zde byl zvolen způsob sice matematicky pracnější, ale méně náročný na logické úvahy.

$\text{AgCl}$  v roztoku disociuje na ionty:



$\text{AgNO}_3$  v roztoku také disociuje na ionty:



Pak

$$K_s(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = (c(\text{AgNO}_3) + [\text{Ag}^+]_{z \text{ AgCl}})[\text{Cl}^-]$$

Za  $[\text{Ag}^+]_{z \text{ AgCl}}$  dosadíme z (a)

$$1,78 \cdot 10^{-10} = (0,1 + [\text{Cl}^-])[\text{Cl}^-]$$

Roznásobením

$$1,78 \cdot 10^{-10} = 0,1[\text{Cl}^-] + [\text{Cl}^-]^2$$

Převedením všech členů na jednu stranu rovnice

$$[\text{Cl}^-]^2 + 0,1[\text{Cl}^-] - 1,78 \cdot 10^{-10} = 0$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{-0,1 \pm \sqrt{0,1^2 + 4 \cdot 1,78 \cdot 10^{-10}}}{2} = \begin{cases} 1,78 \cdot 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3} \\ -0,1 \text{ mol dm}^{-3} \end{cases}$$

Maximální možná koncentrace iontů  $\text{Cl}^-$  z  $\text{AgCl}$  v roztoku  $\text{AgNO}_3$  o koncentraci  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  je  $1,78 \cdot 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$ . To je  $10\,000\times$  méně než při rozpuštění  $\text{AgCl}$  v čisté vodě. Srážení se proto zpravidla provádí nadbytkem srážedla.

\* Málo rozpustná látka  $\text{AgCl}$  sice také přispívá ionty  $\text{Ag}^+$  do roztoku, ale jejich koncentrace je mnohem menší než  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ , takže ji pro zjednodušení obvykle zanedbáváme.



## 23.3 Faktory ovlivňující rozpustnost látek

### 23.3.1 Látky rozpustné a látky nerozpustné

Obecně lze říci, že všechny látky jsou rozpustné ve všech rozpouštědlech. Některých látek však lze v daném množství rozpouštědla rozpustit hodně, jiných velmi málo (např. ve 100 g vody lze rozpustit přibližně 56 g NaCl, ale jen 0,000 14 g AgCl).

V praxi zjednodušeně dělíme látky na **rozpustné** a **nerozpustné** v daném rozpouštědle. Pro přibližnou klasifikaci látek se dohodneme na kritériu, že mezi látky ve vodě rozpustné zařadíme ty, kterých je možno ve 100 g vody rozpustit více než 0,1 g a mezi látky nerozpustné ve vodě zařadíme ty, kterých se ve 100 g vody rozpustí méně než 0,1 g.

Pro **přibližný odhad rozpustnosti látek** v různých rozpouštědlech lze často použít **alchymistické pravidlo**:

Podobné se rozpouští v podobném (*similia similibus dissolvuntur*).

**Iontové látky** (tj. látky s extrémně polárními vazbami) jsou podle tohoto pravidla většinou dobře rozpustné v polárních rozpouštědlech, **kovalentní látky** (tj. látky s nepolárními nebo málo polárními vazbami) jsou většinou dobře rozpustné v nepolárních rozpouštědlech (příklady viz Tab. 40).

Tab. 40: Ilustrace pravidla *Podobné se rozpouští v podobném*.

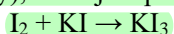


rozpouštědlo	rozpustnost NaCl (iontová látka)	rozpustnost naftalenu (nepolární látka)
voda (polární)	dobře rozpustné	nerozpouští se
benzen (nepolární)	nerozpouští se	dobře rozpustné

*Příklad uplatnění pravidla podobné se rozpouští v podobném:*

Jod  $I_2$  se v  $CCl_4$  rozpouští a vzniká fialový roztok. Obě látky jsou nepolární, proto je  $I_2$  v  $CCl_4$  rozpustný. Ve vodě se ale  $I_2$  nerozpouští, jelikož se jedná o látku nepolární ( $I_2$ ) a polární ( $H_2O$ ).

Chceme-li rozpustit  $I_2$  ve vodě, musíme k němu přidat KI. Tím vznikne iontová látka  $KI_3$  (trijodid draselný), která je v polární vodě rozpustná:



$KI_3$  disociuje na ionty  $K^+$  a  $I_3^-$  a ve vodě se rozpouští za vzniku žlutého roztoku.

Pravidlo „podobné se rozpouští v podobném“ ovšem neplatí vždy. Například AgCl je ve vodě nerozpustný, přestože se jedná o látku silně polární (rozdíl elektronegativit vazebných partnerů Ag a Cl je 1,4). **Iontové látky, které se nechovají podle pravidla podobné se rozpouští v podobném**, jsou většinou základem důkazových zkoušek na přítomnost iontů v nich obsažených. Např. vznik sraženiny AgCl se pokládá za důkaz přítomnosti iontů  $Ag^+$  nebo  $Cl^-$  v roztoku.

**Rozpustnost** je hodnota udávající koncentraci rozpuštěné látky v nasyceném roztoku za daných podmínek. Udává se různými způsoby (g látky na 100 g rozpouštědla, g látky na 100 g roztoku, látková koncentrace apod.).

Jinými slovy lze říci, že **rozpustnost látky je údaj o koncentraci nasyceného roztoku této látky za daných podmínek. Tyto podmínky je zapotřebí vždy uvádět spolu s údajem o rozpustnosti, jinak je údaj bezcenný**. Např. rozpustnost NaI ve 100 g vody při teplotě  $30\text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku 101,325 kPa je 190,3 g, zatímco při teplotě  $20\text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku 101,325 kPa to je 178,7 g.

### 23.3.2 Faktory ovlivňující rozpustnost látek

Rozpustnost látky závisí na:

- rozpouštědla
- rozpuštěné látky
- přítomnosti dalších látek v roztoku
- teplotě
- tlaku

#### Vliv rozpouštědla

Daná látka se v různých rozpouštědlech rozpouští různě, viz např. Tab. 41:

Tab. 41: Rozpustnost NaI v různých rozpouštědlech při teplotě 25 °C a tlaku 101,325 kPa.

rozpouštědlo	hmotnost NaI, který lze rozpustit při standardních podmínkách ve 100 g daného rozpouštědla
voda	184 g
ethanol	43 g
aceton	40 g

#### Vliv rozpuštěné látky

Protože nejčastějším rozpouštědlem je voda, budeme se zde zabývat především rozpustností látek ve vodě. Budou nás zajímat jen anorganické látky. Rozpustnost organických látek bude podrobně probrána v rámci organické chemie.

V některých případech nám při odhadu rozpustnosti anorganických látek pomůže skutečnost, že látky známé jako běžné povrchové minerály (tj. látky vyskytující se jako minerály na povrchu Země) jsou většinou ve vodě nerozpustné (jinak by se byly vlivem dešťů již rozpustily). Například víme, že v oblastech s pravidelnými dešťovými srážkami existují vápencová nebo dolomitová pohoří. Je tedy jasné, že vápenec a dolomit se ve vodě nerozpouštějí.

Tab. 42: Stručný přehled rozpustnosti anorganických látek ve vodě. 

skupina látek	převažující rozpustnost ve vodě	důležité výjimky
oxidy	nerozpustné	oxidy alkalických kovů, stroncia, barya a prvků, které jsou v periodické tabulce vpravo nad úhlopříčkou: ty se rozpouštějí za vzniku kyslíkatých kyselin, např. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ , podobně $\text{CO}_2$ nebo $\text{NO}_2$ .
hydroxidy	nerozpustné	hydroxidy alkalických kovů
fosforečnany, uhličitaný, siřičitaný	nerozpustné	soli alkalických kovů
halogenidy	rozpustné	$\text{AgCl}$ , $\text{AgBr}$ , $\text{HgI}_2$ , $\text{PbI}_2$ („zlatý déšť“)*, $\text{CaF}_2$ (kazivec), $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ (kalomel), $\text{CuCl}$ , $\text{CuBr}$
sulfidy	nerozpustné	sulfidy prvků 1. a 2. skupiny, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
většina solí alkalických kovů a solí amonných	rozpustné	Výjimky jsou vzácné; málo rozpustné jsou např. $\text{KClO}_4$ , $\text{RbClO}_4$ , $\text{Li}_3\text{PO}_4$
dusitaný, dusičnany, chlorečnany, chloristaný, octany	rozpustné	Výjimky jsou významné v analytické chemii (např. $\text{KClO}_4$ , $\text{RbClO}_4$ ).
sírany	rozpustné	$\text{BaSO}_4$ (baryt), $\text{SrSO}_4$ , $\text{PbSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$ (anhydrit), $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ , $\text{Hg}_2\text{SO}_4$

### Vliv přítomnosti dalších látek v roztoku

- **vliv společného iontu**

Obecně platí, že látky se více rozpouštějí v čisté vodě, než v roztoku obsahujícím některé ionty společné s rozpouštěnou látkou. Např.  $\text{AgCl}$  se více rozpouští v čisté vodě než v roztoku obsahujícím chloridy.

- **vliv chemických reakcí**

Benzoová kyselina jako organická málo polární látka je ve vodě nerozpustná. Benzoan sodný (iontová látka) se však ve vodě rozpouští. Protože reakcí benzoové kyseliny s  $\text{NaOH}$  vzniká benzoan sodný (neutralizace), lze s jistotou říci, že benzoová kyselina se rozpouští v roztoku  $\text{NaOH}$  (při ponoření do roztoku  $\text{NaOH}$  se totiž okamžitě neutralizuje na rozpustný benzoan sodný). Jakmile roztok okyselíme, např. probubláváním  $\text{CO}_2$ , převede se benzoan sodný zpět na nerozpustnou benzoovou kyselinu, která se z roztoku vyloučí ve formě sraženiny.

### Vliv teploty

Teplotní závislost rozpustnosti je jiná pro plyny a jiná pro pevné látky a kapaliny:

- pokud rozpuštěná látka je kapalina nebo pevná látka: zahřátí může rozpustnost zvýšit nebo snížit, každopádně ale urychlí proces rozpouštění.*
- pokud rozpuštěná látka je plyn: s rostoucí teplotou rozpustnost plynů ve vodě vždy klesá.*

\* Pozor, halogenidy olovnaté jsou v horké vodě rozpustné.

Biologicky významným důsledkem je například skutečnost, že v létě mají ryby v rybnících nedostatek kyslíku. Nutno ovšem dodat, že k nedostatku kyslíku ve vodě v letních měsících přispívají také hnilobné procesy, které při vyšší teplotě probíhají rychleji než v chladných obdobích. Vodu v chovných rybnících je proto v létě vhodné uměle čerit a tím do ní přimíchávat kyslík. Jinou aplikací teplotní závislosti rozpustnosti plynů je známé převařování vody pro odstranění rozpuštěných plynů, zejména chloru.

Závislost rozpustnosti látek na teplotě je tabelovaná (tj. lze ji nalézt v tabulkách).

### Vliv tlaku

Vliv tlaku se týká jen rozpustnosti plynů. Příkladem je šumění sodovky po jejím otevření – při odstranění uzávěru klesne v láhvi tlak, v důsledku toho klesne rozpustnost  $\text{CO}_2$  ve vodě (přesněji řečeno v roztoku tvořícím sodovku) a přebytečný  $\text{CO}_2$  z roztoku uniká ve formě okem pozorovatelných bublinek.

Zvýšením parciálního tlaku rozpuštěného plynu v prostoru nad rozpouštědlem rozpustnost daného plynu roste. Závislost rozpustnosti plynů v kapalinách na parciálním tlaku rozpuštěných plynů je popsána **Henryho zákonem**:

$$x = k_H p \quad (23-2)$$

$x$ ..... molární zlomek rozpuštěného plynu (např. kyslíku) v roztoku

$k_H$ ..... Henryho konstanta pro danou dvojici rozpouštědla a rozpuštěného plynu (např. pro rozpouštění kyslíku ve vodě) a pro danou teplotu

$p$ ..... parciální tlak rozpuštěného plynu v prostoru nad roztokem (např. kyslíku ve vzduchu)

**Tab. 43: Hodnoty Henryho konstanty  $k_H$  pro rozpustnost vybraných plynů ve vodě.**

plyn	$k_H$ (GPa)					
	0°C	10°C	20°C	30°C	50°C	100°C
$\text{O}_2$	2,58	3,31	4,06	4,8	5,96	7,10
$\text{N}_2$	5,36	6,77	8,15	9,36	11,45	12,77
$\text{H}_2$	5,87	6,44	6,92	7,39	7,75	7,55
CO	3,57	4,48	5,43	6,28	7,71	8,57
NO	1,71	2,21	2,68	3,14	3,95	4,60