

# OLYMPIÁDA MLADÝCH VEDCOV

**olympiáda  
mladých  
vedcov** | [www.ijso.sk](http://www.ijso.sk)

## Letná príprava účastníkov súťaže IJSO VZOROVÉ RIEŠENIA NESÚŤAŽNÝCH ÚLOH

*Termín odovzdania: 30.07.2023*

*Povolené pomôcky: písacie potreby, internet. Nebojte sa využiť plný potenciál Google :)*

*Riešenia príkladov (pokojne aj čiastočné) s postupom posielajte na e-mailovú adresu  
[zuzana.magyarova@ijso.sk](mailto:zuzana.magyarova@ijso.sk).*

## 1. séria

### Teória: chemické názvoslovie I (3 b)

Pri určovaní názvov, resp. vzorcov chemických zlúčenín si pomáhame oxidačnými číslami a príponami, ktoré zodpovedajú oxidačným číslam. Oxidačné číslo chemického prvku závisí od toho s akými prvkami sa viaže v zlúčenine. Pri tvorbe chemického názvu využívame fakt, že molekula zlúčeniny je elektroneutrálna a používame tzv. krížové pravidlo. Pri dvojprvkových zlúčeninách je potrebné poznať oxidačné číslo aniónov a vedieť aké prípony zodpovedajú oxidačným číslam katiónov. Pri kyslíkatých kyselinách vedieť že kyslík má vždy oxidačné číslo -II, vodík +I a oxidačné číslo kyselinotvorného prvku zodpovedá príslušnej prípone. Ak má kyselina vo vzorci viac ako dva vodíky v jej názve je potrebné vyšpecifikovať počet vodíkov pomocou príslušných predpôň. Po sklbení týchto poznatkov sme schopní "poskladať" si finálny vzorec, resp. názov molekuly, ktorá je elektroneutrálna, alebo iónu, ktorý nesie nenulový náboj.

- Zo vzorcov určíme názvy zlúčenín: amoniak/čpavok, oxid fosforečný, hydroxid hlinitý, uhličitan amónny, kyselina chrómová, boritan trisodný.
- Z názvov určíme vzorce látok:  $O_3$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2O_7$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $HClO_3$ ,  $Na_2OsO_5$ .
- Zo vzorcov určíme názvy zlúčenín: hydrid hlinitý, metán, karbid wolframičitý (karbid wolfrámu), nitrid berylnatý, fosfid galitý, sulfid strieborný.
- Z názvov určíme vzorce zlúčenín:  $NaH$ ,  $H_2O_2$ ,  $SiC$ ,  $Zn_3N_2$ ,  $Cu_3P$ ,  $CdS$ .
- Prvky, ktoré tvoria dvojatómové molekuly, sú:  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ , ktoré sú plynné,  $Br_2$  je kvapalný a  $I_2$  pevný za normálnych podmienok.

### Teória: ovplyvňovanie chemickej rovnováhy (5 b)

Väčšina chemických reakcií neprebíha tak, že sa celé množstvo reaktantov premení na produkty. Reakcie prebiehajú aj spätne, kedy sa časť produktov premieňa na reaktanty. Po určitom čase sa ustáli rovnováha, kedy sa rýchlosť priamej reakcie bude rovnať rýchlosti spätnej reakcie a množstvo reaktantov a produktov sa nebude meniť.

Chemická rovnováha má dynamický charakter, pretože zmena vonkajších podmienok naruší pôvodnú rovnováhu, ustáli sa nová rovnováha s odlišnými koncentraciami reaktantov aj produktov. Le Chatelierov princíp hovorí, že akákoľvek vonkajšia zmena v systéme vyvolá reakciu pôsobiacu proti danej zmene. Ak vyvolaná zmena vonkajších podmienok spôsobí nárast koncentrácie reaktantov, resp. produktov, hovoríme o posúvaní chemickej rovnováhy doprava, resp. doľava.

Preto keď napríklad reakčnú zmes zahrejeme, chemická reakcia prebieha prednostne v smere endotermickej reakcie, ak sa zmes ochladí reakcia prednostne prebieha v smere exotermickej reakcie. Podobne ovplyvňuje chemickú rovnováhu pridávanie, resp. odobranie reaktantov a produktov. Ak pridáme reaktanty, reakcia zapracuje na tom, aby reaktanty navyše spotrebovala, rovnováha sa preto posunie doprava. Ak ich uberíme, reakcia kompenzuje tento úbytok. Rovnovážna konštanta sa nezmení, preto sa musí zmenšiť koncentrácia produktov. Analogicky to funguje s produktami. Rovnováhu vieme ovplyvniť aj

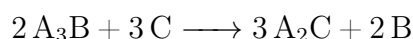
zmenou tlaku, pokiaľ sú niektoré z reaktantov alebo produktov plynné a súčet stechiometrických koeficientov plyných reaktantov sa nerovná súčtu stechiometrických koeficientov plyných produktov. Zvýšenie tlaku posunie rovnováhu na stranu menšieho súčtu stechiometrických koeficientov plyných látok. Naopak, ak tlak znížime, rovnováha sa posunie na stranu väčšieho súčtu stechiometrických koeficientov plyných látok.

Na základe týchto poznatkov vieme vyriešiť poslednú časť úlohy.

- a) Zvýšenie teploty posunie doľava rovnováhu tých reakcií, ktoré sú endotermické v spätnom smere, teda reakcie ii), iii) a v).
- b) Zníženie teploty, naopak, posunie doľava tie reakcie, ktoré sú endotermické v priamom smere: i), iv) a vi).
- c) Zvýšenie tlaku posunie doľava tie reakcie, ktoré majú na pravej strane viac plyných látok, teda reakcie i), iv) a v).
- d) Zníženie tlaku posunie doľava rovnováhu reakcií, ktoré majú na ľavej strane viac plyných molekúl. Čo sú reakcie iii) a vi).
- e) Pridanie reaktantov neposunie doľava žiadnu reakciu, pretože ako sme si vysvetlili, pridaním reaktantov posúvame rovnováhu vždy doprava.
- f) Pridanie katalyzátora rovnováhu neovplyvňuje nijako. Ovplyvňuje len to, ako rýchlo sa rovnováha ustáli.

## Príklad: rovnovážna konštanta I (2 b)

Máme nasledujúcu reakciu:



Po dosiahnutí rovnováhy sú koncentrácie látok nasledovné:  $[A_3B] = 0.6$ ,  $[C] = 0.5$ ,  $[A_2C] = 0.2$ ,  $[B] = 0.6$ . Vzorec na rovnovážnu konštantu tejto reakcie je nasledovný:

$$K = \frac{[A_2C]^3 \cdot [B]^2}{[A_3B]^2 \cdot [C]^3}$$

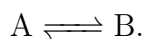
Koncentrácia každej látky je umocnená na jej stechiometrický koeficient. Po dosadení zadaných hodnôt vyjde hodnota rovnovážnej konštanty:

$$K = \frac{0.2^3 \cdot 0.6^2}{0.6^2 \cdot 0.5^3} = 0,064$$

Možno ste si všimli, že sme do vzorca pre rovnovážnu konštantu dosádzali rovnovážne koncentrácie reaktantov a produktov bez ich jednotiek. Vo vzorci na výpočet rovnovážnej konštanty vystupujú koncentrácie látok v hranatých zátvorkách. Toto označenie indikuje, že koncentrácia je vztiahnutá na štandard  $1 \text{ mol/dm}^3$ . V praxi to znamená, že pri výpočte rovnovážnej konštanty berieme do úvahy jednotkový objem reakčnej zmesi. Z koncentrácií reaktantov a produktov nám tak ostanú len číselné hodnoty a jednotky  $\text{mol/dm}^3$  sa vykrátia.

## Príklad: rovnovážna konštanta II (3 b)

Vzorec na rovnovážnu konštantu reakcie:



má tvar  $K = \frac{[B]}{[A]}$ . Vieme, že  $K = 5$  a na začiatku bolo prítomných 6 mólov plynu B a 3 móly plynu A. Reakcia prebehla a koncentrácie plynov A a B sa ustálili na neznámych hodnotách. Z rovnice však vidíme, že všetok plyn A ktorý zreagoval, sa musel zmeniť na plyn B. Ak si označíme zreagované množstvo plynu A ako  $x$ , po dosiahnutí rovnováhy bude v reakčnej sústave prítomných  $6 + x$  mólov plynu B a  $3 - x$  mólov plynu A. Ak uvedené látkové množstvá vydelíme objemom 1 dm<sup>3</sup> dostaneme koncentrácie, ich hodnoty môžeme dosadiť do vzťahu pre výpočet rovnovážnej konštanty. Potom dostaneme:

$$5 = \frac{6 + x}{3 - x}$$
$$x = 1.5$$

Teda po dosiahnutí rovnováhy sa v sústave bude nachádzať 7.5 mólov plynu B a 1.5 mólu plynu A.

## 2. séria

### Teória: disociácia kyselín a zásad (2 b)

Rovnice disociácie zadaných zlúčenín:

- $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

Názvy zadaných iónov:  $\text{H}^+$  - kation vodíka,  $\text{H}_3\text{O}^+$  - hydroxóniový kation,  $\text{OH}^-$  - hydroxidový anión.

Autoprotolýza je protolytická reakcia medzi dvomi časticami jednej látky, jedna častica protón prijíma, druhá častica protón odovzdáva. Preto rovnica autoprotolýzy vody je:  $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

### Teória: iónový súčin vody (2 b)

Reakciu autoprotolýzy vody sme objasnili v predošlej úlohe. S vedomosťami z minulej série nebude zložité zostaviť výraz pre rovnovážnu konštantu tejto reakcie:

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

Tento vzťah je len zjednodušením vzťahu, v ktorom namiesto koncentrácií vystupujú tzv. aktivity. Aktivita rozpúšťadla (vody) je z definície jednotková. To znamená, že aj nasledujúci výraz bude konštantný:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

čo je iónový súčin vody. Ako každá rovnovážna konštantá, aj on závisí od teploty. Pri 25 °C je jeho hodnota rovná  $1 \cdot 10^{-14}$ . Jeho záporný dekadický logaritmus, teda  $-\log K_w$  alebo  $\text{p}K_w$  je rovný 14.

Analogicky ako počítame pH z hodnoty rovnovážnej koncentrácie  $\text{H}_3\text{O}^+$ , aj pOH sa bude rovnať zápornému dekadickému logaritmu rovnovážnej koncentrácie  $\text{OH}^-$  v roztoku. Keď sa teraz dobre pozrieme na výraz pre iónový súčin vody a spravíme pár matematických úprav, zistíme nasledovnú vec:

$$\begin{aligned} \log K_w &= \log([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]) \\ \log K_w &= \log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] \end{aligned}$$

Logaritmus súčinu je rovný súčtu logaritmov činiteľov - môžete si to skúsiť matematicky dokázať ;)

$$\begin{aligned} -\log K_w &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] \\ \text{p}K_w &= \text{pH} + \text{pOH} \end{aligned}$$

Keďže  $K_w$  je konštantá, vidíme, že aj súčet pH a pOH v roztoku bude vždy konštantný - rovný 14.

### Príklad: určenie pH I (4 b)

- a) Určujeme pH roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  s koncentráciou  $0.032 \text{ mol/dm}^3$ . Najprv potrebujeme vedieť, akým spôsobom táto kyselina disociuje.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  je silná kyselina, preto je neškodné predpokladať, že keď nejaké jej množstvo rozpustíme vo vode, všetky tieto molekuly úplne disociujú do druhého stupňa (lebo  $\text{H}_2\text{SO}_4$  môže poskytnúť dva vodíky, teda pri je disociácii vznikajú dve molekuly  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Rovnicu disociácie si môžete napísať sami ;)). To znamená, že ak v 1 litri rozpustíme  $0.032 \text{ mol}$  kyseliny sírovej, koncentrácia  $\text{H}_3\text{O}^+$  iónov bude dvakrát taká veľká -  $0.064 \text{ mol/dm}^3$ . pH teraz vypočítame ako záporný dekadický logaritmus tejto koncentrácie:

$$\text{pH} = -\log(0.064 \text{ mol/dm}^3) = 1.19$$

- b) Určujeme pH roztoku  $\text{KOH}$  s koncentráciou  $1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ . O  $\text{KOH}$  môžeme predpokladať, podobne ako o  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , že po rozpustení vo vode disociuje úplne, lebo je to silná zásada. Vo vodnom roztoku dostaneme z každej molekuly  $\text{KOH}$  jeden ión  $\text{OH}^-$ . Vieme najprv vypočítať pOH:

$$\text{pOH} = -\log(1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3) = 2.82$$

Vieme, že platí  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ . Preto pH takéhoto roztoku bude mať hodnotu  $\text{pH} = 14 - 2.82 = 11.18$ .

Pri roztoku  $\text{HCl}$ , ktorý má  $\text{pH} = 4.5$ , môžeme tiež predpokladať, že kyselina je disociovaná úplne, keďže ide o silnú kyselinu. Teda všetky molekuly  $\text{HCl}$  sa rozpadnú na jeden ión  $\text{H}^+$ , resp.  $\text{H}_3\text{O}^+$ , a jeden ión  $\text{Cl}^-$ . Z pH vieme priamo určiť koncentráciu  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.5} = 3.16 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Ďalej vieme, že  $\text{pOH} = 14 - 4.5 = 9.5$ , z čoho vieme analogicky určiť koncentráciu  $\text{OH}^-$ :

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-9.5} = 3.16 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$$

Ako sme už spomenuli, disociáciou molekuly  $\text{HCl}$  vznikne jeden ión  $\text{H}_3\text{O}^+$  a jeden ión  $\text{Cl}^-$ . Koncentrácia iónov  $\text{Cl}^-$  bude teda rovná koncentrácii iónov  $\text{H}_3\text{O}^+$ .  $[\text{Cl}^-] = 3.16 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ .

### Príklad: určenie pH II (2 b)

Porovnaním údajov v oboch tabuľkách vieme zúžiť rozsah pH, v ktorom vieme, že hodnota pH vzorky riečnej vody leží. Ak bol metyloranž sfarbený na žltlo, vieme, že pH musí byť minimálne 4.4. Ďalej vidíme, že metylová červená sa vo vzorke tiež sfarbí na žltlo, teda pH musí byť väčšie ako 6.2. Bromtymolová modrá naberá vo vzorke modré sfarbenie, teda pH je určite viac ako 7.6. Fenoltaleín však ostáva bezfarebný, pH teda musí byť menšie ako 8.3. S istotou teda môžeme tvrdiť, že pH vo vzorke riečnej vody sa pohybuje medzi 7.6 a 8.3.

### 3. séria

#### Teória: chemické názvoslovie II (2 b)

S princípmi využívanými pri tvorbe názvov zo vzorcov a naopak sme sa oboznámili už v prvej sérii, poďme teda hneď na riešenia:

- a) Ak má oxokyselina viac ako dva vodíky, v názve sa to špecifikuje vhodnou číselnou predponou a predponou "hydrogen". Analogicky postupujeme pri tvorbe názvov solí: kyselina trihydrogénfosforečná, kyselina tetrahydrogénkremičitá, kyselina pentahydrogénjodistá, hydrogénuhličitan sodný, hydrogénfosforečnan didraselný, dihydrogénfosforečnan draselný.
- b)  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_3$ ,  $\text{CaH}_2\text{SiO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ .

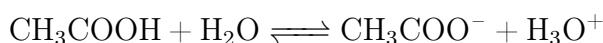
#### Teória: rýchlosť chemických reakcií I (5 b)

Aby medzi dvoma molekulami prebehla chemická reakcia, musí byť splnených niekoľko podmienok. V prvom rade musia mať reagujúce molekuly dostatočnú energiu na to, aby boli schopné rozštiepiť existujúce väzby medzi atómami a teda prekonali energetickú bariéru reakcie - tzv. aktivačnú energiu. V druhom rade musia do seba molekuly naraziť v správnom mieste, teda musia byť vhodne orientované, aby mohli vzniknúť nové väzby medzi správnymi atómami. Čím viac "úspešných" zrážok molekúl v reakčnom systéme prebieha, tým rýchlejšie sa reaktanty premieňajú na produkty a teda tým je rýchlosť reakcie vyššia. Ak chceme zvýšiť rýchlosť reakcie, musíme zabezpečiť vyššiu pravdepodobnosť toho, že zrážka medzi dvoma molekulami budú spĺňať spomínané dve podmienky.

Rýchlosť reakcie vieme dvihnúť napríklad ohriatím reakčného systému - molekuly získajú vyššiu energiu a pravdepodobnosť prekonania energetickej bariéry jednotlivými časticami sa zvýši. Rýchlosť taktiež závisí od koncentrácie reaktantov. Pri pevnom a kvapalnom skupenstve vieme urýchliť reakciu jednoduchým pridaním reaktantov. Pri plynnom skupenstve zafunguje aj zvýšenie tlaku v reakčnej sústave (keď si trochu upravíte stavovú rovnicu ideálneho plynu, zistíte, že tlak je priamo úmerný koncentrácii). Pri pevnom skupenstve hrá rolu aj povrch reaktantov. Čím vyššia je styčná plocha látok, tým viac molekúl sa nachádza na povrchu a je dostupných ostatným molekulám, ktoré s nimi môžu reagovať. To môžeme ilustrovať príkladom, že práškové kovy sú prudko horľavé, zatiaľčo blok železa vôbec nejde zapáliť ľahko. Ďalším faktorom ovplyvňujúcim rýchlosť reakcie je katalyzátor. Ten pozmeňuje priebeh reakcie tak, že zníži jej aktivačnú energiu, čím sprístupní možnosť reagovať aj molekulám s nižšou energiou. Sám sa reakcie neúčastní a z reakčného procesu vychádza bez chemickej zmeny.

#### Príklad: určenie pH III (3 b)

Kyselina octová vo vodnom roztoku disociuje nasledovne:



Podľa stechiometrických koeficientov vidíme, že rovnovážna koncentrácia  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  a  $\text{H}_3\text{O}^+$  bude rovnaká. Označme ju  $x$ . Keď zadané údaje dosadíme do výrazu pre konštantu kyslosti kyseliny octovej, dostávame:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1.74 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{1 \text{ mol/dm}^3}$$

Vidíme, že neznámu koncentráciu vypočítame ako  $\sqrt{1.74 \cdot 10^{-5}}$ , čo je  $0.0042 \text{ mol/dm}^3$ .  
pH teraz určíme jednoducho:  $\text{pH} = -\log(0.0042 \text{ mol/dm}^3) = 2.38$ .



## 4. séria

### Teória: chemické názvoslovie III (3.5 b)

- a) V kadičke s rozpusteným hydrátom soli bude roztok menej koncentrovaný, pretože v 10 gramoch látky sa okrem bezvodej soli nachádza aj kryštalová voda, teda koncentrácia aniónov a kationov bude po disociácii soli nižšia.
- b) Voda zabudovaná v kryštalovej mriežke hydrátov sa uvoľňuje ohrievaním. Rýchlosť a teplota ohrievania však musia brať ohľad na termostabilitu danej soli, lebo pri príliš vysokej teplote by mohlo dochádzať k ďalším nežiadúcim chemickým zmenám.
- Anhydrid je látka, ktorá vzniká z inej látky elimináciou vody. Anorganickými príkladmi sú napr. CaO vznikajúci z Ca(OH)<sub>2</sub>, alebo SO<sub>3</sub> vznikajúci z H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- Síran meďnatý bezvodý je biela kryštalická látka, jeho pentahydrát je žiarivo modrý.
- c) Pri tvorbe názvoslovía hydrátov je jediným dôležitým poznatkom schopnosť použiť správnu číselnú predponu pred slovom "hydrát": monohydrát uhličitanu sodného, dihydrát síranu vápenatého, trihydrát dusičnanu meďnatého, pentahydrát síranu meďnatého, heptahydrát síranu zinočnatého, dekahydrát uhličitanu sodného.
- d) Ten istý princíp využijeme aj pri tvorbe vzorca z názvu: CaSO<sub>4</sub> ·  $\frac{1}{2}$  H<sub>2</sub>O, Ca(NO<sub>2</sub>)<sub>2</sub> · 4 H<sub>2</sub>O, CaCl<sub>2</sub> · 6 H<sub>2</sub>O, Ba(OH)<sub>2</sub> · 8 H<sub>2</sub>O, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> · 9 H<sub>2</sub>O, AlK(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 12 H<sub>2</sub>O.

### Príklad: hmotnostný zlomok (2.5 b)

Ak chceme pripraviť 10%-ný roztok ZnSO<sub>4</sub>, znamená to, že výsledný hmotnostný zlomok síranu bude  $w = 0.1$ .

- a) Tento príklad je jednoduchý. Ak má roztok obsahovať 10 % hmotnostných čistého ZnSO<sub>4</sub>, a pri príprave použijeme 100 g ZnSO<sub>4</sub>, potom bude roztok obsahovať 90 % hmotnostných vody, čo je 900 g.
- b) Kryštalohydrát soli obsahuje kryštalovú vodu, preto ak roztok pripravujeme z hydrátu soli, musíme uvažovať o tom, že návažok kryštalohydrátu obsahuje kryštalovú vodu. Potom na základe výpočtu hmotnostného zlomku bezvodej soli v kryštalohydráte vieme prepočítať hmotnosť kryštalohydrátu na hmotnosť bezvodej soli, ktorú potrebujeme na prípravu roztoku. K príkladu teda môžeme pristupovať ako k zmiešavaniu roztokov. Hmotnostný zlomok čistého síranu v hydráte zistíme podielom mólových hmotností:

$$w_{hydr} = \frac{M(\text{ZnSO}_4)}{M(\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O})} = \frac{161.47 \text{ g/mol}}{287.53 \text{ g/mol}} = 0.56$$

V jednom kilograme 10%-nom roztoku sa musí nachádzať 100 g čistého síranu. Hmotnosť hydrátu teda musí byť:

$$m_{hydr} = \frac{100 \text{ g}}{w_{hydr}} = \frac{100 \text{ g}}{0.56} = 178.1 \text{ g}$$

. Vody teda budeme potrebovať 821.9 g.

- c) Po priliatí vody máme roztok, v ktorom sa nachádza 100 g síranu a 1 050 g vody. Hmotnostný zlomok síranu v tomto roztoku bude:

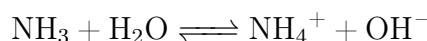
$$w = \frac{100 \text{ g}}{100 \text{ g} + 1050 \text{ g}} = 0.087$$

- d) Po prisypaní síranu máme roztok, v ktorom sa nachádza 250 g síranu a 900 g vody. Hmotnostný zlomok síranu v tomto roztoku bude:

$$w = \frac{250 \text{ g}}{250 \text{ g} + 900 \text{ g}} = 0.217$$

### Príklad: pH IV (4 b)

Amoniak vo vode ionizuje nasledovne:



Vzťah pre jeho konštantu bázicity  $K_b$  bude mať teda tvar:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

- a) Koncentrácia amoniaku  $c = 2 \text{ mol/dm}^3$  v sebe zahŕňa častice  $\text{NH}_4^+$  aj  $\text{NH}_3$ . To znamená, že bude platiť vzťah:

$$2 = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3]$$

Tiež podľa stechiometrických koeficientov reakcie vieme, že  $[\text{NH}_4^+]$  a  $[\text{OH}^-]$  budú mať takú istú hodnotu. Keď si  $[\text{NH}_4^+]$  označíme ako  $x$ , môžeme výraz pre konštantu bázicity prepísať nasledovne:

$$K_b = \frac{x^2}{(2 - x)}$$

Po dosadení  $10^{-4.75}$  za konštantu bázicity a riešení kvadratickej rovnice dostávame, že  $x = 0.00595$ . Pomer  $\text{NH}_4^+$  a  $\text{NH}_3$  potom bude:

$$\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{0.00595}{2 - 0.00595} = 0.003$$

- b) Zo zadania vyplýva, že pomer  $\text{NH}_4^+$  a  $\text{NH}_3$  je 2. Vzťah pre rovnovážnu konštantu preto môžeme prepísať nasledovne:

$$K_b = 2 \cdot [\text{OH}^-]$$

Po dosadení za  $K_b$  nám pre  $[\text{OH}^-]$  vyjde hodnota  $8.89 \cdot 10^{-6}$ . Z toho vypočítame  $\text{pOH}$  a odčítaním od 14 nám vyjde  $\text{pH}$ :

$$\text{pH} = 14 - (-\log(8.89 \cdot 10^{-6})) = 8.95$$

Hodnotu pH by sme mali, teraz k otázke, či je pri vyššom pH viac častíc  $\text{NH}_4^+$  alebo  $\text{NH}_3$ . Pozrime sa ešte raz na vzorec pre výpočet Kb. Konštanta bázicity sa volá konštanta, lebo jej hodnota je pri istej teplote stále rovnaká, takže tým nepohneme. Ak zvýšime pH, a teda zvýšime  $[\text{OH}^-]$ , dozielime to, že zvyšok výrazu, čiže zlomok  $\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$  bude musieť mať menšiu hodnotu. A menšia hodnota znamená, že častíc  $\text{NH}_4^+$  bude oproti  $\text{NH}_3$  menej. To znamená, že čím vyššie je pH roztoku, tým menej amoniak ionizuje.