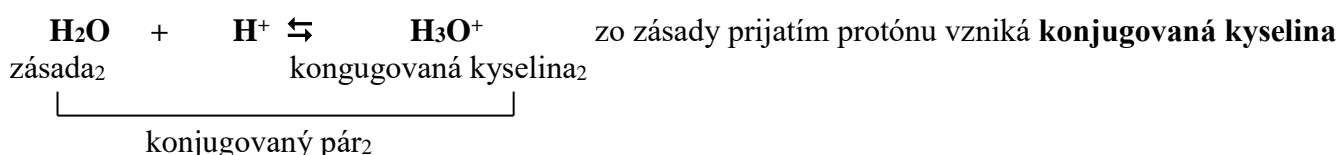
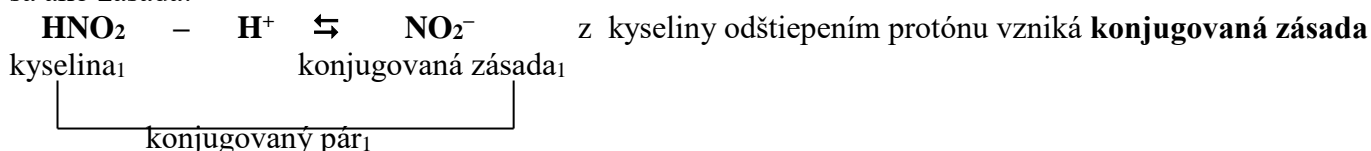
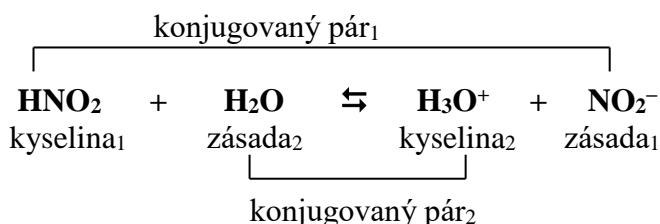


Protolytické reakcie sú reakcie, pri ktorých dochádza k odovzdávaniu a prijímaniu protónov (katiónov H^+) medzi kyselinami a zásadami. Tieto reakcie sa nazývajú aj **acidobázické reakcie**. Podľa Brönstedovej teórie kyselín a zásad (1923) sú **kyseliny definované ako látky, ktoré sú schopné odovzdávať protóny** (sú donormi, t.j. darcami protónov) a **zásady ako látky, ktoré sú schopné protóny viazať** (sú akceptormi, t.j. prijímateľmi protónov).

Látka môže mať vlastnosti kyseliny len v prítomnosti zásady a vlastnosti zásady len v prítomnosti kyseliny. Napr. pri reakcii kyseliny dusitej s vodou $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$ (1) molekuly HNO_2 odštiepujú protóny, správajú sa ako kyselina a molekuly H_2O protóny prijímajú, správajú sa ako zásada:

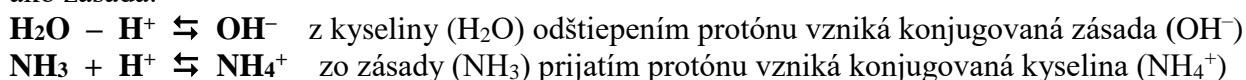


Rovnovážny stav uvedenej protolytickej reakcie možno zapísať takto:



Pri reakcii amoniaku s vodou $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (2)

molekuly H_2O protóny odštiepujú, správajú sa ako kyselina a molekuly NH_3 protóny viažu, správajú sa ako zásada:



Úloha: V rovnici (2) vyznačte konjugované páry.

Z uvedeného vyplýva, že tá istá látka (H_2O) sa môže v jednej reakcii správať ako zásada (1) a v inej ako kyselina (2). To, či bude určitá látka reagovať s druhou látkou ako kyselina alebo zásada, závisí od ich schopností odštiepovať alebo viazať protón. (Je to analógia s redoxnými reakciami, pri ktorých môže určitá látka reagovať s jednou látkou ako oxidovadlo a s druhou ako redukovo.)

Podľa Brönstedovej teórie môžu byť kyselinami a zásadami nielen elektroneutrálne molekuly, ale aj ióny.

Príklady kyselín: HNO_3 , HNO_2 , HCl , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , HCO_3^- , H_3PO_4 , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , H_3O^+ , H_2O , NH_4^+ , $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

Príklady zásad: CO_3^{2-} , S^{2-} , NO_2^- , H_2PO_4^- , F^- , HCO_3^- , H_2O , OH^- , NH_3 .

Niektoré látky (H_2PO_4^- , HCO_3^- , H_2O) sú uvedené medzi kyselinami aj medzi zásadami, t.j. môžu reagovať aj ako kyseliny (odovzdávať protóny) aj ako zásady (viazať protóny). Takéto látky nazývame **amfotérne** (amfolyty).

Sila kyselín a zásad

Silu kyselín – kyslosť (schopnosť odštiepovať protóny) a silu zásad – zásaditosť (schopnosť viazať protóny) určujeme najčastejšie vzhľadom na vodu.

Protolytická reakcia $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$ (1)

predstavuje disociáciu kyseliny dusitej vo vode. **Mierou sily kyselín je ich disociačná konštanta**. Vzťah pre výpočet disociačnej konštanty možno odvodiť na základe vzťahu pre výpočet rovnovážnej konštanty

reakcie. V prípade reakcie (1) je $K_c = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2][H_2O]}$. Koncentrácia vody sa v priebehu reakcie mení veľmi málo, považujeme ju za konštantnú. Preto môžeme písať:

$$K_c \cdot [H_2O] = K(HNO_2) = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}. \quad K(HNO_2) \text{ predstavuje disociačnú konštantu kys. dusitej.}$$

Všeobecný vzťah pre výpočet disociačnej konštanty kyseliny HA, ktorej disociáciu znázorňuje rovnica $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ možno napísať: $K(HA) = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$. Hodnota disociačnej konštanty

kyseliny HA závisí od teploty. Čím je hodnota disociačnej konštanty kyseliny väčšia, tým je kyselina silnejšia, tým má väčšiu schopnosť odštiepovať protóny.

Napr. pri 25°C je $K(HNO_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$, $K(HCl) = 1,3 \cdot 10^6$. Z uvedených hodnôt disociačných konštánt vyplýva, že kyselina chlorovodíková je oveľa silnejšia ako kyselina dusitá. Molekuly HCl sú vo vode takmer úplne disociované na ióny H_3O^+ a Cl^- , čo možno zapísať rovnicou $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$.

Silné kyseliny (napr. $HClO_4$, HI, HBr, HCl, H_2SO_4 , HNO_3 , ...), ktoré sú vo vodnom roztoku skoro úplne disociované, majú hodnoty $K(HA)$ veľké, napr. $K(HClO_4) = 1 \cdot 10^{10}$, $K(HI) = 3 \cdot 10^9$, $K(HNO_3) = 2 \cdot 10^1$.

Za **silné kyseliny** sa považujú kyseliny, ktorých disociačná konštantá $K(HA) > 10^{-2}$.

Kyseliny, ktoré majú hodnoty disociačných konštánt v rozmedzí 10^{-4} až 10^{-2} , zaradíme medzi **stredne silné kyseliny**, patria sem napr. kys. trihydrogenfosforečná, ktorej $K(H_3PO_4) = 7,5 \cdot 10^{-3}$, z organických kyselín napr. kyselina mravčia ... $K(HCOOH) = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

Slabé kyseliny majú disociačnú konštantu menšiu ako 10^{-4} ,

napr.: $K(H_2CO_3) = 4,3 \cdot 10^{-7}$, $K(H_2S) = 9,1 \cdot 10^{-8}$, $K(HCN) = 4,9 \cdot 10^{-10}$.

Pri viacsýtnych kyselinách sa s rastúcim stupňom disociácie znižuje hodnota disociačnej konštanty príslušnej kyseliny, napr.: $K(H_3PO_4) = 7,5 \cdot 10^{-3}$, $K(H_2PO_4^-) = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K(HPO_4^{2-}) = 4,8 \cdot 10^{-13}$.

Podobne ako pre kyselinu sa odvodí vzťah pre disociačnú konštantu zásady (bázy):

$$B + H_2O \rightleftharpoons HB^+ + OH^- \quad K(B) = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$$

Sila zásad sa určuje na základe veľkosti hodnôt disociačných konštánt $K(B)$.

Čím je hodnota disociačnej konštanty zásady väčšia, tým je silnejšou zásadou, t.j. tým má väčšiu schopnosť viazať protóny.

$$\text{Napríklad: } NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^- \quad K(NH_3) = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5},$$

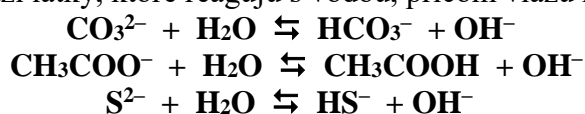
$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^- \quad K(CH_3COO^-) = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Z uvedených hodnôt vyplýva, že amoniak je silnejšia zásada ako octanový anión.

Vzťah medzi kyselinami a ich konjugovanými zásadami

Konjugované zásady silných kyselín, ako sú napr. anióny ClO_4^- , I^- , Br^- , Cl^- , NO_3^- , majú veľmi malú schopnosť viazať protóny z molekúl vody, možno povedať, že s vodou nereagujú. Teda veľmi silné kyseliny, ako napr. $HClO_4$, HI, HBr, HCl majú veľmi slabé konjugované zásady ClO_4^- , I^- , Br^- , Cl^- .

Konjugované zásady slabých kyselín, ako sú napr. anióny CH_3COO^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , OH^- , NH_3 , S^{2-} patria medzi látky, ktoré reagujú s vodou, pričom viažu na seba protóny:



Veľmi slabé kyseliny, ako napr. HS^- , HPO_4^{2-} , HCO_3^- , CH_3COOH majú silné konjugované zásady S^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , CH_3COO^- .

Čím je kyselina silnejšia, tým je jej konjugovaná zásada slabšia, a naopak, čím je kyselina slabšia, tým je jej konjugovaná zásada silnejšia.

[Spracoval: M. Kozák]

Disociácia vody a pH

Čistá voda vedie nepatrne elektrický prúd, čo je spôsobené tým, že molekuly vody môžu protóny odovzdávať i prijímať. Pri vlastnej ionizácii vody, **autoprotolýze**, sa vo vode ustáli dynamická rovnováha $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$, rovnovážna konštanta autoprotolýzy vody je

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}. \text{ Disociácia vody je veľmi malá, čo bolo zistené napr. na základe jej elektrickej}$$

vodivosti, preto možno koncentráciu vody považovať za konštantu a uvedený vzťah upraviť:

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

Rovnovážna konštanta K_v sa nazýva iónový súčin vody, jeho hodnota závisí od teploty. Keďže disociácia vody je endotermický dej, s narastajúcou teplotou hodnota K_v rastie. **Experimentálne sa zistilo, že pri teplote 25°C je $K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$** . Z toho vyplýva, že v čistej vode je pri teplote 25°C koncentrácia oxóniových kationov H_3O^+ a koncentrácia hydroxidových aniónov OH^- rovnaká a jej hodnota je $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Vo všetkých roztokoch je koncentrácia iónov $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{OH}^-]$ taká, že ich súčin sa rovná hodnote K_v pri danej teplote.

Príklad 1

Aká je koncentrácia $[\text{H}_3\text{O}^+]$ v roztoku, ak je koncentrácia $[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

Riešenie

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_v}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}.$$

Neutrálne, kyslé a zásadité roztoky

Podľa hodnoty koncentrácie iónov $[\text{H}_3\text{O}^+]$ rozdeľujeme roztoky na neutrálne, kyslé a zásadité.

Neutrálne roztoky: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Kyslé roztoky: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Zásadité roztoky: $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Počítanie so zápornými exponentmi je nepraktické, preto sa zaviedla logaritmická stupnica. Kyslé, zásadité a neutrálne roztoky sa charakterizujú pomocou pH.

pH sa rovná zápornej hodnote dekadického logaritmu číselnej hodnoty koncentrácie oxóniových kationov $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Napr. pre $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ je $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 3$.

Podľa hodnoty pH rozdeľujeme roztoky (pri teplote 25°C) na:

neutrálne $\text{pH} = 7$

kyslé $\text{pH} < 7$

zásadité $\text{pH} > 7$

Príklad 2

Aké je pH v žalúdku človeka, ak koncentrácia kyseliny chlorovodíkovej v jeho žalúdku je $0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

Riešenie

Kyselina chlorovodíková je silná kyselina a predpokladáme, že je úplne disociovaná.

Koncentrácia $[\text{H}_3\text{O}^+]$ sa rovná koncentrácii kyseliny chlorovodíkovej.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (5 \cdot 10^{-2}) = -(\log 5 + \log 10^{-2}) = -(\log 5 - 2) = 2 - \log 5 = 2 - 0,70 = 1,30$$

V žalúdku človeka je pH 1,30.

Príklad 3

Aká je koncentrácia $[\text{H}_3\text{O}^+]$ v krvi človeka, ak pH jeho krvi je 7,37 ?

Riešenie $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$7,37 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,37} = 10^{0,63-8} = 10^{0,63} \cdot 10^{-8} = 4,27 \cdot 10^{-8}$$

Koncentrácia $[\text{H}_3\text{O}^+]$ v krvi človeka je $4,27 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Príklad 4

Aká je koncentrácia aniónov OH^- vo víne, ak jeho pH je pri teplote 25°C 6,5 ?

Riešenie $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$6,5 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$-6,5 = \log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6,5} = 10^{0,5-7} = 10^{0,5} \cdot 10^{-7} = 3,16 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Pri 25°C je $K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{3,16 \cdot 10^{-7}} = 3,16 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Koncentrácia $[\text{OH}^-]$ vo víne je $3,16 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

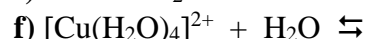
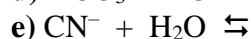
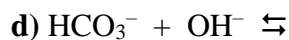
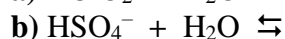
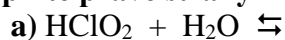
Úlohy:

1. a) K jednotlivým kyselinám napíšte ich konjugované zásady.

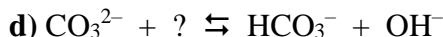
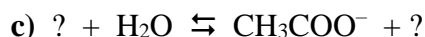
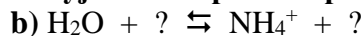
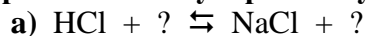
b) K jednotlivým zásadám napíšte ich konjugované kyseliny.

a) <u>Kyselina:</u>	<u>Konjugovaná zásada:</u>	b) <u>Zásada:</u>	<u>Konjugovaná kyselina:</u>
HClO_4		H_2O	
HSO_3^-		OH^-	
H_2O		SO_3^{2-}	
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$		HPO_4^{2-}	
H_2S		CH_3COO^-	

2. Doplňte pravé strany



3. Doplňte reaktanty a produkty tak, aby rovnice vyjadrovali priebeh protolytických reakcií.



4. Disociačné konštanty uvedených kyselín vo vodnom roztoku sú:

$$K(\text{HNO}_3) = 2 \cdot 10^1 \quad K(\text{HIO}_3) = 1,7 \cdot 10^{-1} \quad K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5} \quad K(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

a) Určte, ktorá z uvedených kyselín je **najsilnejšia** a ktorá **najslabšia**.

b) Zostavte z nich dvojice, medzi ktorými budú prebiehať protolytické reakcie a zapíšte ich chemickými rovnicami. **Pritom musí platiť:** b1) HIO_3 je Brönstedova kyselina,

b2) CH_3COOH je Brönstedova zásada.

5. Uvedené roztoky zorad'te od najzásaditejšieho po najkyslejší.

a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

b) $\text{pH} = 1$

c) $[\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

e) $[\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

f) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

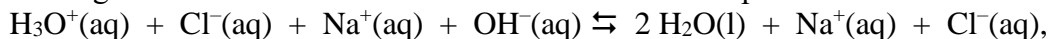
6. Experimentálne sa zistilo, že koncentrácia oxóniových iónov vo vode je pri 25°C $1 \cdot 10^{-7}$. Napíšte, či bude koncentrácia oxóniových iónov pri nižšej teplote menšia alebo väčšia, ak vieme, že autoprotolýza vody je endotermický proces. Odpoveď zdôvodnite.

7. Aká je koncentrácia H_3O^+ , OH^- a pH roztoku KOH , ktorého koncentrácia $c = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

[Spracoval: M. Kozák]

Neutralizácia

Neutralizácia je reakcia kyseliny so zásadou. V anorganickej chémii sú veľmi časté reakcie roztokov kyselín s roztokmi hydroxidov. Napr. pri reakcii HCl (silnej kyseliny) s NaOH (silný hydroxid, ktorý je vo vode úplne disociovaný na ióny Na^+ a OH^-), vznikajú molekuly vody a ióny Na^+ a Cl^- zostávajú nezreagované. Reakciu vodného roztoku HCl a NaOH zapíšeme iónovou rovnicou:



podstatu reakcie vyjadruje rovnica $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Po odparení vody vzniká tuhá látka – chlorid sodný. Je tvorená opačne nabitými iónmi. Takéto látky sa nazývajú soli (napr. NaNO_3 , KBr, Na_2SO_4 ,...). Pri neutralizácii vzniká voda a príslušná soľ.

Neutralizácia je exotermická reakcia, ktorá prebieha samovoľne (bez dodania tepla) a veľmi rýchlo, lebo má nízku aktivačnú energiu. (Katión vodíka je vo vodnom prostredí veľmi pohyblivý.)

Rovnováha je výrazne posunutá na pravú stranu, lebo voda je veľmi málo disociovaná.

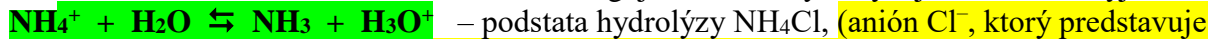
Neutralizácia sa využíva pri **neutralizačných titráciách** (kvantitatívna analytická metóda), ktoré umožňujú stanoviť koncentráciu H_3O^+ alebo OH^- v roztoku. Princípom neutralizačnej (acidobázickej) titrácie je, že do roztoku látky, ktorej koncentráciu máme stanoviť, pridávame odmerný roztok (roztok so známou koncentráciou napr. H_3O^+) až do kvantitatívneho priebehu neutralizačnej reakcie, ktorý určuje acidobázický indikátor, napr. metyloranž alebo fenolftaleín.

Hydrolýza solí

Pri reakcii niektorých solí s vodou môžu vzniknúť ióny H_3O^+ alebo OH^- , ktoré spôsobujú kyslú alebo zásaditú reakciu roztoku. **Protolytickú reakciu iónov rozpustenej soli s vodou, pri ktorej vznikajú ióny H_3O^+ alebo OH^- , nazývame hydrolýza solí.** To, či bude roztok soli kyslý, zásaditý alebo neutrálny, závisí od toho, z akých katiónov a aniónov je soľ zložená. Podľa toho rozoznávame štyri typy solí.

1. Soľ, ktorú tvorí kyslý katión (vo vode sa správa ako kyselina) a anión, ktorý s vodou nereaguje.

Príkladom takejto soli je napr. chlorid amónny NH_4Cl , ktorý sa vo vode rozpúšťa (disociuje) za vzniku katiónov NH_4^+ a aniónov Cl^- . Katión NH_4^+ reaguje s vodou, hydrolyzuje, čo možno vyjadriť rovnicou



konjugovanú zásadu veľmi silnej kyseliny HCl, s vodou nereaguje). Pri hydrolýze NH_4^+ dochádza

k narastaniu koncentrácie H_3O^+ . Po čase sa vytvorí rovnovážny stav, pre ktorý platí $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$.

Roztok je kyslý, jeho pH < 7.

2. Soľ, ktorú tvorí zásaditý anión a katión, ktorý s vodou nereaguje.

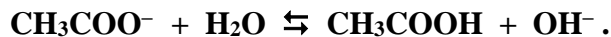
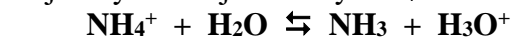
Príklady takýchto solí sú napr. sulfid draselný K_2S , uhličitan sodný Na_2CO_3 , octan sodný CH_3COONa , atď. Ide o soli, ktoré sú tvorené katiónmi, ktoré s vodou nereagujú a aniónmi, ktoré sú konjugovanými zásadami slabých kyselín. Roztoky solí tohto typu reagujú zásadito, čo si ukážeme na hydrolýze K_2S .

Sulfid draselný sa vo vode rozpúšťa za vzniku katiónov K^+ a aniónov S^{2-} . Silne zásaditý anión S^{2-} reaguje s vodou za vzniku aniónov OH^- , hydrolýzu S^{2-} znázorňuje rovnica $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$, čo je zároveň podstatou hydrolýzy sulfidu draselného, keďže katióny K^+ s vodou nereagujú.

Pri hydrolýze S^{2-} dochádza k narastaniu koncentrácie OH^- . Po čase sa vytvorí rovnovážny stav, pre ktorý platí: $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$. **Roztok je zásaditý, jeho pH > 7.**

3. Soľ, ktorú tvorí kyslý katión a zásaditý anión. Medzi takéto látky patrí napr. octan amónny $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Pri rozpúšťaní uvedenej látky vznikajú katióny NH_4^+ a anióny CH_3COO^- .

Oba typy iónov reagujú s vodou:



Vzniknuté ióny H_3O^+ a OH^- spolu reagujú za vzniku molekúl vody: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$.

Roztok je približne neutrálny.

Poznámka: Roztok tvorený kyslým katiónom a zásaditým aniónom je presne neutrálny len v tom prípade, ak by bola kyslosť katiónu a zásaditosť aniónu úplne rovnaká. Vo väčšine prípadov je roztok buď slabo kyslý alebo slabo zásaditý.

4. Soľ, ktorú tvorí katión a anión, ktoré s vodou nereagujú. Medzi takéto soli patria napr. NaCl, KBr, NaNO_3 , K_2SO_4 , KClO_4 . **Roztok týchto solí je neutrálny, nepodlieha hydrolýze – nehydrolyzuje.**

Cvičenie

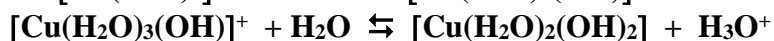
Napíšte, či vodný roztok a) octanu sodného b) síranu meďnatého c) bromidu draselného je **kyslý, zásaditý alebo neutrálny**. Svoje odpovede zdôvodnite a napíšte reakcie, pri ktorých vznikajú ióny H_3O^+ alebo OH^- .

Riešenie

a) Roztok octanu sodného CH_3COONa je zásaditý, lebo uvedená soľ je zložená z katiónu, ktorý s vodou nereaguje a zo zásaditého aniónu (je konjugovanou zásadou slabšej kyseliny), ktorý reaguje s vodou za vzniku OH^-



b) Roztok síranu meďnatého je kyslý, lebo v roztoku nachádzajúce sa komplexné katióny $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ reagujú s vodou za vzniku H_3O^+



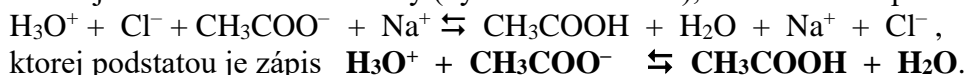
(Reakciu aniónov SO_4^{2-} s vodou neuvažujeme, keďže predstavujú konjugovanú zásadu silnej kyseliny.)

c) Roztok bromidu draselného je neutrálny, lebo katióny K^+ a anióny Br^- s vodou nereagujú, uvedená soľ nehydrolyzuje.

Posun rovnováhy v protolytických reakciách

Rovnováha v protolytických reakciách je posunutá na stranu málo disociovaných látok.

Napríklad, ak do \ominus octanu sodného pridáme kyselinu chlorovodíkovú, reakciou iónov CH_3COO^- a H_3O^+ vznikajú málo disociované látky (kys. octová a voda), čo môžeme zapísať iónovou rovnicou



V roztoku sa ustáli rovnováha vtedy, keď roztok obsahuje takú rovnovážnu koncentráciu iónov $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$, aká zodpovedá hodnote $K(\text{CH}_3\text{COOH})$. Reakcia predstavuje protolytickú reakciu medzi silnou kyselinou H_3O^+ a silnou zásadou CH_3COO^- .

Takéto reakcie sa označujú ako vytlačanie slabých kyselín z ich solí silnejšími kyselinami.

Na základe hodnôt disociačných konštánt kyselín môžeme teda predpovedať priebeh (posun rovnováhy) protolytických reakcií.

Úlohy

1. Aké deje nastanú, ak do vody nasypeme octan draselný ?
2. Aké je pH vodných roztokov týchto solí ($\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} > 7$) ?
a) NaNO_3 b) KCN c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ d) Na_3PO_4 e) AlCl_3 f) Na_2CO_3 g) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
3. Ktoré z uvedených látok môžeme použiť na prípravu **zásaditých** roztokov ?
 KCl , CH_3COOH , K_2S , CaO , CH_3COOK , Na_2CO_3 , Na
4. Ktoré z uvedených látok môžeme použiť na prípravu **kyslých** roztokov ?
 KNO_3 , HBr , NH_4NO_3 , SO_2 , CH_3COONa , Ca
5. Aké je **prostredie v roztoku** (kyslé, neutrálne alebo zásadité), ktorý vznikne zmiešaním roztoku kyseliny octovej s rovnakým objemom roztoku hydroxidu sodného s tou istou koncentráciou?
Odpoveď zdôvodnite.
6. Ako sa **zmení pH**, ak do roztoku kyseliny octovej pridáme octan sodný ? Odpoveď zdôvodnite.
7. Roztok NaNO_3 s koncentráciou $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ má $\text{pH} = 7$. Aká je **hodnota pH** roztoku NaNO_3 s koncentráciou $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?
8. **Vypočítajte hodnotu pH** roztoku získaného zmiešaním 5 ml roztoku kyseliny chlorovodíkovej s koncentráciou $c = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ a 5 ml roztoku hydroxidu draselného s koncentráciou $c = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
9. **Iónovými rovnicami** zapíšte reakcie roztokov týchto látok: a) CH_3COONa a H_2SO_4
b) Na_2CO_3 a HCl
10. Ako by ste **oddělili** zrazeninu uhličitanu bárnateho BaCO_3 od zrazeniny síranu bárnateho BaSO_4 ?

[Spracoval: M. Kozák]