

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ  
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC  
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

# ПУФЕРИ

## **Пуфери**

- Пуфери (пуферске смеше или регулатори pH) представљају такве системе који су способни да се одупиру промени pH у растворима.
- Пуфери или пуферске смеше се састоје од слабе киселине и њене коњуговане базе или од слабе базе и њене коњуговане киселине.
- Ацетатни пуферски систем ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ); амонијачни ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ); карбонатни ( $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) и фосфатни ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  и  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  или  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ).

# ПУФЕРИ

## Израчунавање рН



$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[HA]}{[A^-]} = K_a \cdot \frac{[кис.]}{[коњ. база]} = K_a \cdot \frac{c(кис)}{c(соли)}$$

$$[HA] = c(кис)$$

$$[A^-] = [коњ. базе] = c(соли)$$

# ПУФЕРИ

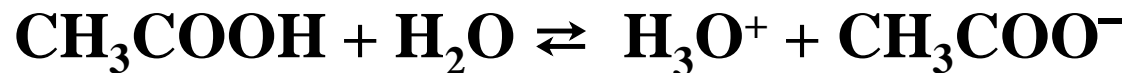
## Израчунавање рН

$$pH = pK_a + \log \frac{c(\text{коњ.база})}{c(\text{кис})}$$

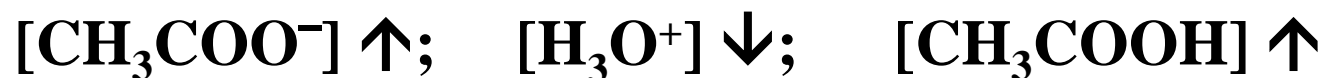
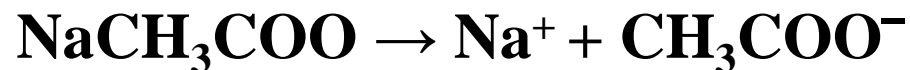
*Henderson – Haselbakh-ова једначина*

$$\left[ H_3O^+ \right] = K_a \cdot \frac{c(\text{кис})}{c(\text{коњ.базе})} = K_a \cdot \frac{\frac{n(\text{кис})}{V(\text{пуф})}}{\frac{n(\text{коњ.базе})}{V(\text{пуф})}} = K_a \cdot \frac{n(\text{кис})}{n(\text{коњ.базе})}$$

*n – апсолутни број молова*



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$



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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = c(\text{соли})$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = c(\text{кис})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c(\text{кис})}{c(\text{соли})}$$

# PUFERI



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

$$pOH = pK_b + \log \frac{[BH^+]}{[B]}$$

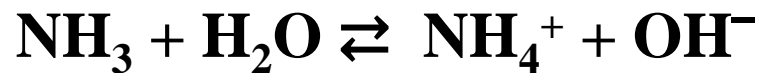
$$[OH^-] = K_b \cdot \frac{[B]}{[BH^+]}$$

$$[BH^+] = c(\text{соли}); \quad [B] = c(\text{базе})$$



$$pOH = pK_b + \log \frac{c(\text{конь.кис.})}{c(\text{базе})}$$

$$pOH = pK_b + \log \frac{c(\text{соли})}{c(\text{базе})}$$



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



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

$$[\text{NH}_3] = c(\text{базе})$$

$$[\text{NH}_4^+] = c(\text{соли})$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{c(\text{базе})}{c(\text{соли})}$$

# Капацитет пуфера

$$\beta = \pm \frac{dC}{dpH}$$

$\beta$  – пуферски капацитет

$dC$ - број мола базе или киселине, додатих у 1 dm<sup>3</sup> раствора пуфера

(+) додавање базе пуферу (pH расте)

(-) додавање киселине пуферу (pH опада)

Величина пуферског капацитета се обично изражава бројем мол-а базе или киселине који је потребно додати у 1 dm<sup>3</sup> раствора пуфера, да би му се pH вредност променила за 1.



# *Биолошки значајни пуфери*

- *фосфатни, хидрогенкарбонатни, амонијачни пуфери*
- *протеински комплекси*

**1.** *Фосфатни пуфер ( $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$ ),  
главни пуфер интрацелуларне течности*



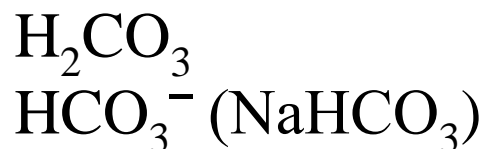
$\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$  *коњуговани кисело-базни пар*

*кис. / коњ.база*

# Биолошки значајни пуфери

## 2. Хидрогенкарбонатни (бикарбонатни) пуфер,

$\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ , главни пуферни систем крви



УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ  
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC  
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

# ПРОИЗВОД РАСТВОРЉИВОСТИ

# Подела супстанци на основу растворљивости



Растворљиве

$c > 0,1 \text{ mol/L}$

Слабо растворљиве  
("нерастворљиве")

$c < 0,01 \text{ mol/L}$

Постоји и следећа подела:

- растворљиве
- слабо растворљиве
- веома слабо растворљиве

# Квантитативно изражавање растворљивости супстанци

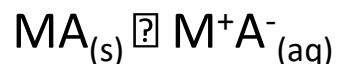
**mol/L, g/L, mg/L, mg/ml, g/100 g растварача, . . .**

Слабо растворљива јонска једињења:

→ константа производа растворљивости  **$K_{sp}$**

# Производ растворљивости

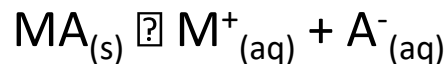
- Јонска једињења потпуно дисосују у воденим растворима.
- Замислимо засићен раствор неког јонског једињења у води.
  - У засићеном раствору постоји динамичка равнотежа између чврсте фазе и раствореног дела соли



- Јонски молекул не постоји у раствору, он потпуно дисосује на катјон и анјон



- У засићеном раствору јонског једињења успоставља се равнотежа између чврсте фазе и позитивних и негативних јона.



$$\mathbf{K^a} = \frac{\mathbf{a_{M^+} a_{A^-}}}{\mathbf{a_{MA(s)}}} \quad \text{za} \quad \mathbf{a_{MA(s)}} = \mathbf{1} \quad \longrightarrow \quad \mathbf{K^a_{sp}} = \mathbf{a_{M^+} a_{A^-}}$$

# Производ растворљивости

$$K^a_{sp} = a_{M^+} a_{A^-} = f_{M^+} c_{M^+} \cdot f_{A^-} c_{A^-} = c_{M^+} c_{A^-} \cdot f_{M^+} f_{A^-} = K^c_{sp} \cdot f_{M^+} f_{A^-}$$

└─ Термодинамички производ растворљивости

$$K^c_{sp} = c_{M^+} c_{A^-}$$

$$K_{sp} = [M^+][A^-]$$

$$K_{sp} \text{ ili } P_{MA}$$

└─ Стехиометријски производ растворљивости

└─ Производ растворљивости

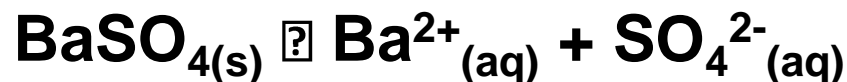


❖  $K_{sp} = [M^+][A^-] = [Ag^+][Cl^-] = 1.8 \cdot 10^{-10}$

❖  $pK_{sp} = 9.74$

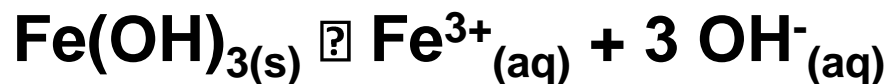
# Производ растворљивости

*Пример:* **BaSO<sub>4</sub>:**



$$K_{sp}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

*Пример:* **Fe(OH)<sub>3</sub>:**



$$K_{sp}(\text{Fe(OH)}_3) = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3$$



# Употреба $K_{sp}$

- Израчунавање растворљивости јонских једињења
- Поређење растворљивости јонских једињења
- Израчунавање концентрације једног, ако је позната концентрација другог јона неког јонског једињења, у засићеном раствору
- Услови таложења, израчунавање минималне концентрације јона потребних за таложење неког јонског једињења

# Растворљивост

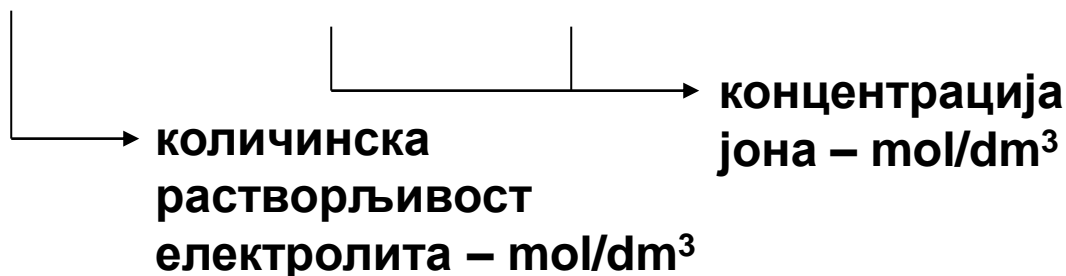


$S$

$x S$

$y S$

$$P_{M_x A_y} = c^x_M \cdot c^y_A$$



$$[M] = x \cdot S \quad S = [M]/x$$

$$[A] = y \cdot S \quad S = [A]/y$$

$$P_{M_x A_y} = [M]^x \cdot [A]^y = (xS)^x \cdot (yS)^y$$

$$S = \sqrt[x+y]{\frac{P_{M_x A_y}}{x^x y^y}}$$

# Растворљивост

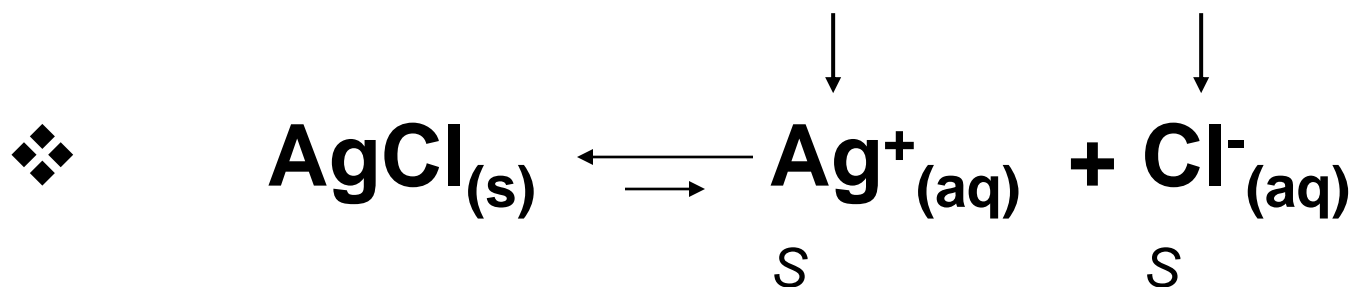
❖  $K_{sp}$  зависи од температуре!

Растворљивост јонског једињења зависи од:

- Присуства заједничког јона
- Концентрације страног електролита(сони ефекат)
- pH
- Грађења комплекса

# Растворљивост

## Присуство заједничког јона

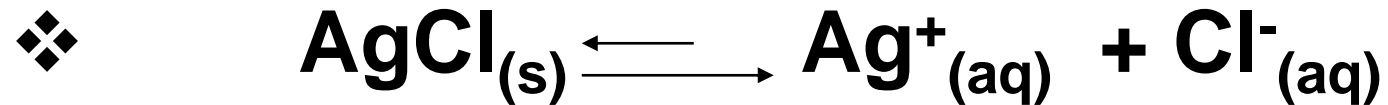


$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = S \cdot S = S^2 = 1.8 \cdot 10^{-10}$$

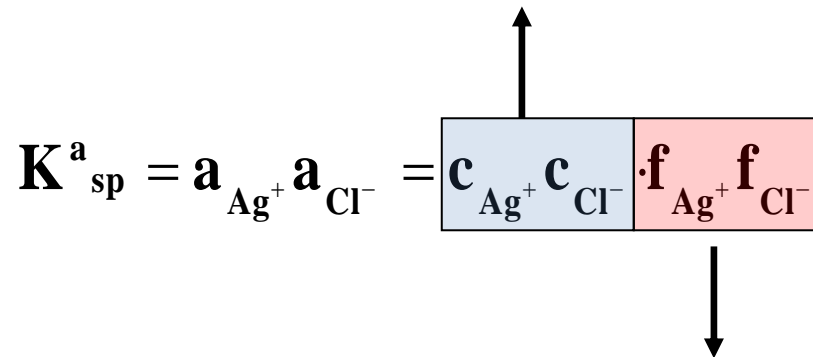
$$\diamond \quad S = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{1.8 \cdot 10^{-10}} = 1.34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

# Растворљивост

## Сони ефекат

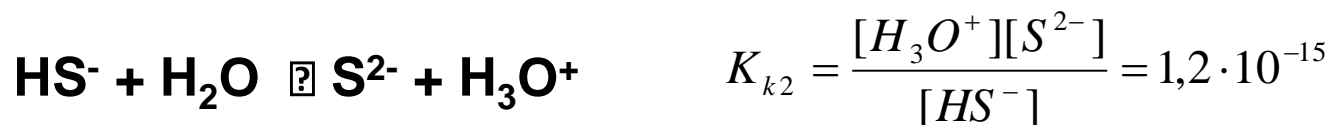


за 0.1 M NaNO<sub>3</sub>     $I = 0.1$      $f = 0.76$

$$K^a_{sp} = a_{\text{Ag}^+} a_{\text{Cl}^-} = \boxed{c_{\text{Ag}^+} c_{\text{Cl}^-} \cdot f_{\text{Ag}^+} f_{\text{Cl}^-}}$$


Растворљивост тешко растворног електролита већа је у раствору електролита који **нема** заједнички јон са талогом него у чистој води.

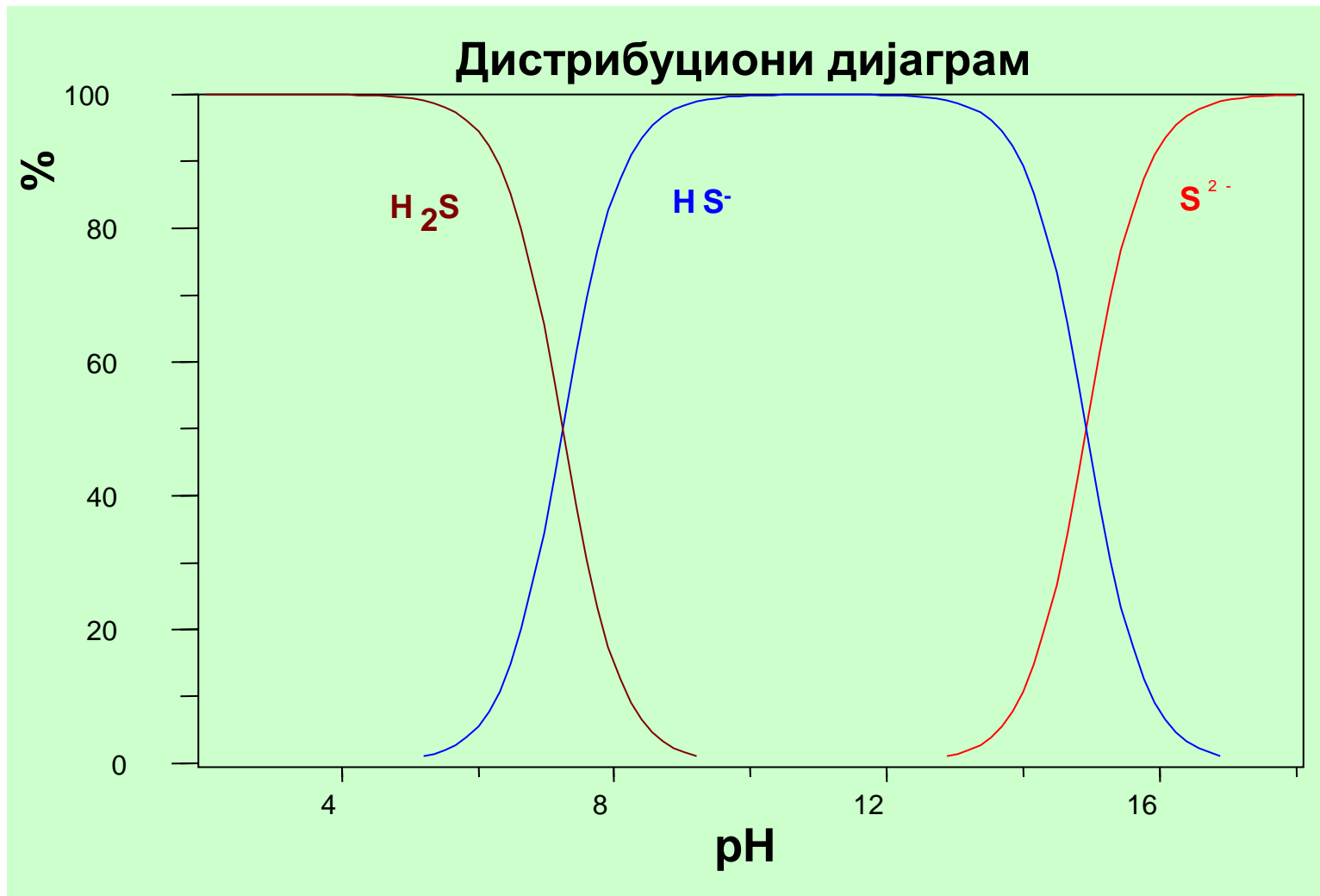
# Утицај рН, Таложење сулфида



$$C = [\text{S}^{2-}] + [\text{HS}^-] + [\text{H}_2\text{S}] \quad C - \text{укупна концентрација } \text{H}_2\text{S} \text{ (0,1M)}$$

$$C = [\text{S}^{2-}] + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{S}^{2-}]}{K_{k2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2[\text{S}^{2-}]}{K_{k1} \cdot K_{k2}}$$

# Утицај рН, Таложење сулфида



# Образовање талоба



$Q = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$  – јонски производ, пре успостављања равнотеже

Ако је  $Q > K_{\text{sp}}$  долази до издвајања талоба.

Ако је  $Q = K_{\text{sp}}$ , равнотежно стање.

Ако је  $Q < K_{\text{sp}}$ , долази до растварања талоба.



# Растварање талоба

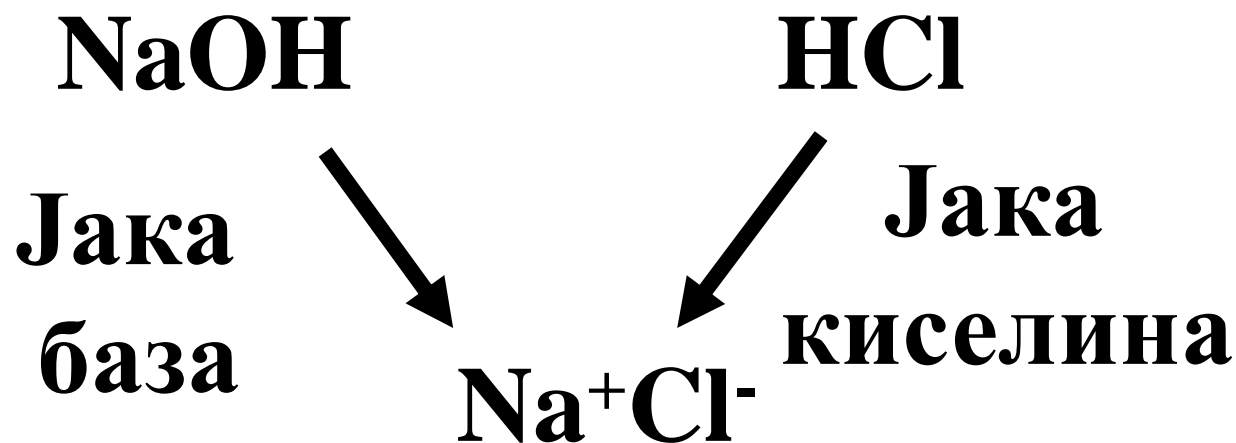
- Преводјење јона у слаб електролит
- Преводјење јона у другу честицу редокс реакцијом
- Преводјење јона у комплекс

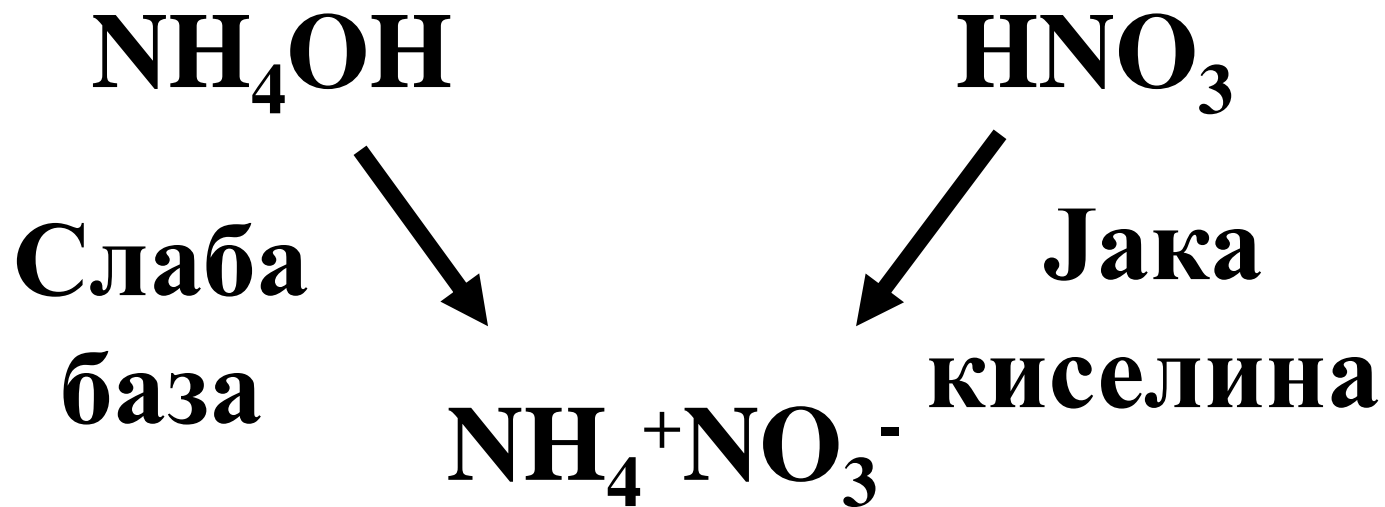
# **ХИДРОЛИЗА**

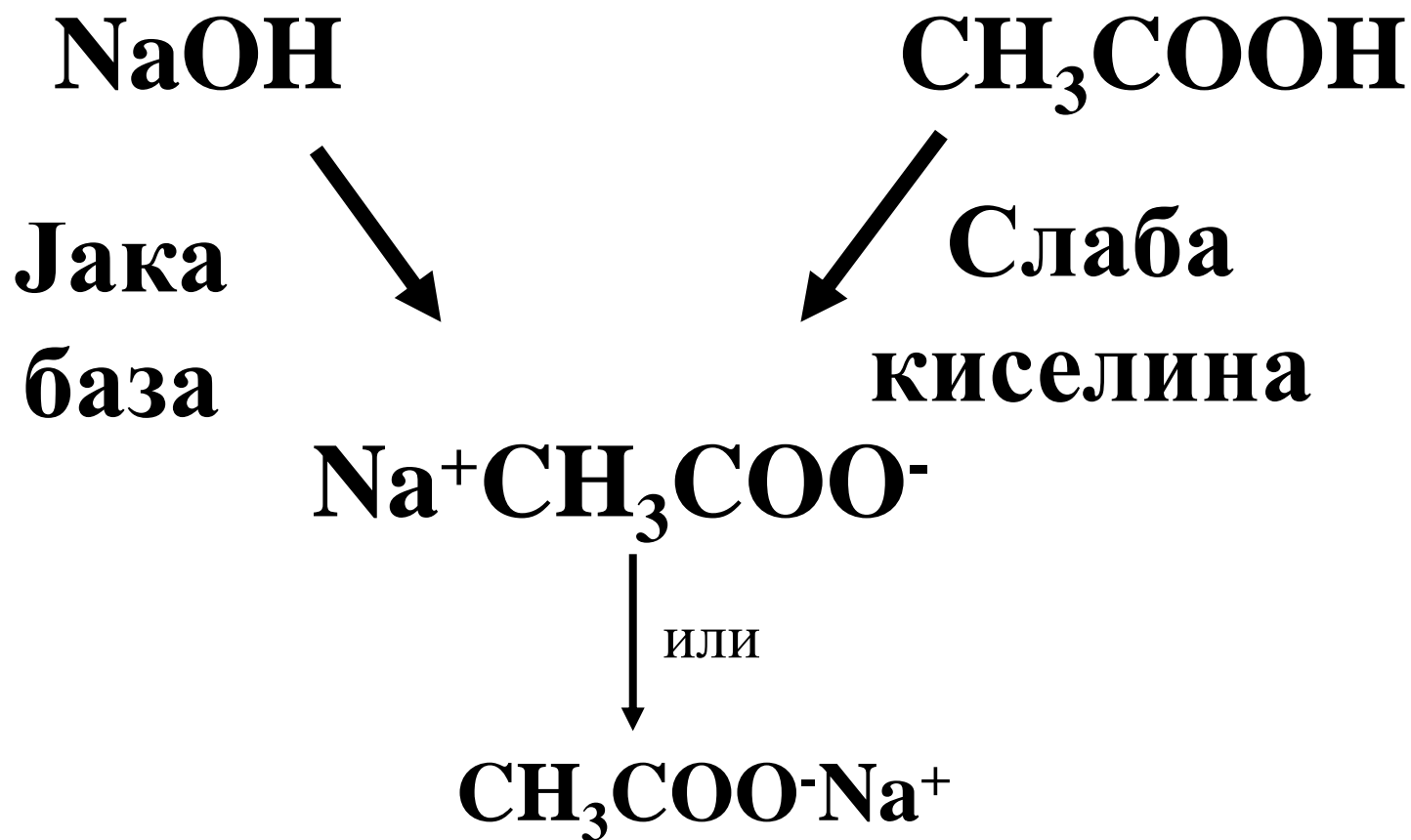
# Кисело-базне особине раствора соли

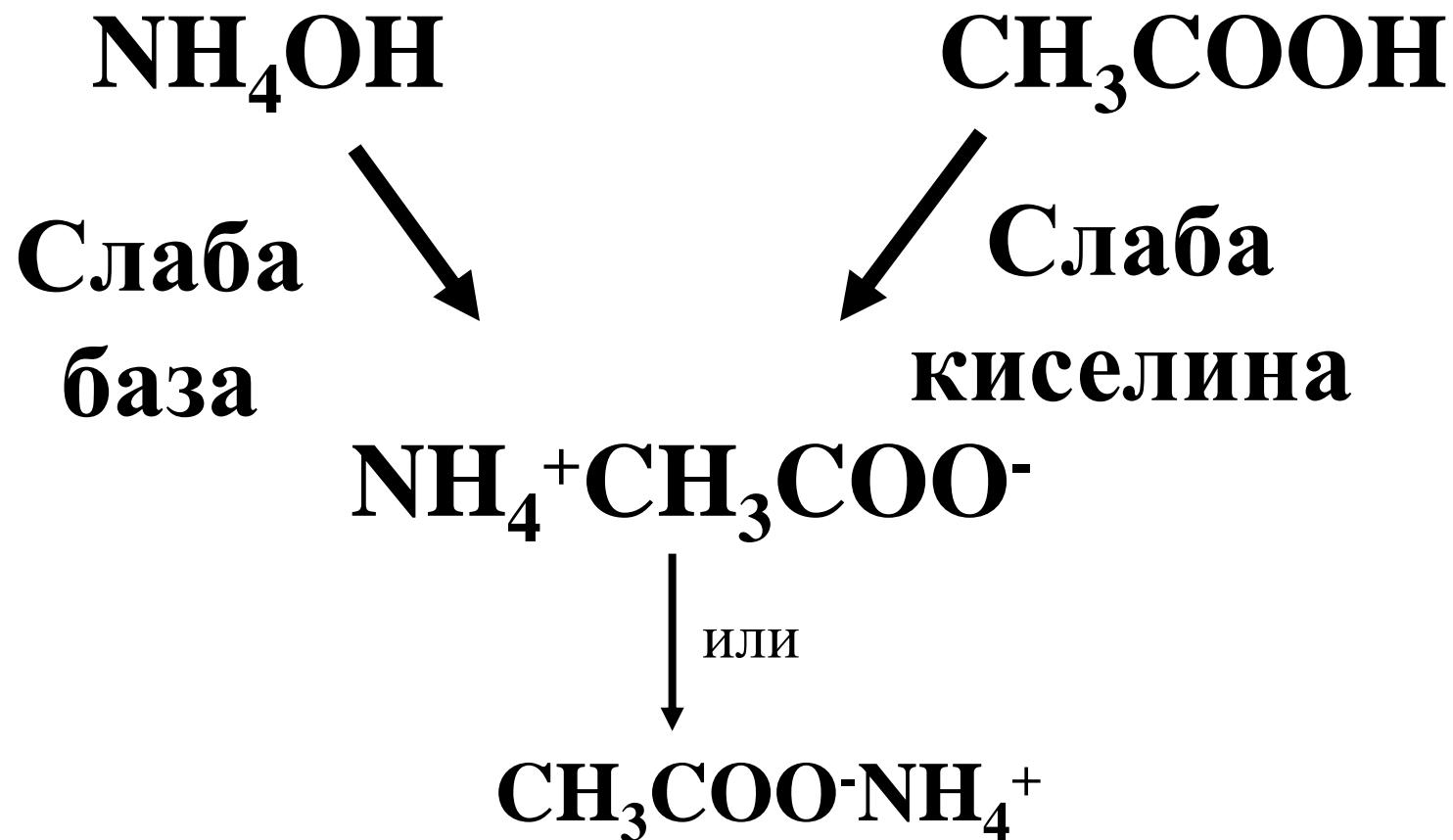
- Раствори соли су јаки електролити
- Кисело-базне особине раствора соли су резултат дејства анјона и катјона који се формирају

Со - је јонско једињење које се формира у реакцији киселине и базе.









# Хидролиза

Многи јони реагују са водом и дају  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$  - јоне

Ова реакција се назива хидролиза.

Анјони слабих киселина реагују са водом и дају  $\text{OH}^-$ .

Коњугована база је јака.





Анјон јаке киселине ( $\text{NO}_3^-$ ) је слаба коњугована база.

Нема реакције са водом и нема ефекта на рН раствора.

Анјони киселих соли ( $\text{HPO}_4^{2-}$ ) су амфолити.

Реакција са водом ће зависити од вредности константи  $K_a$  и  $K_b$ .

Познавајући јачину киселина и база из којих су састављене соли може се донети следећи закључак:

1. Ако су соли производ јаке киселине и јаке базе.

- ✓ **NaCl и NaNO<sub>3</sub>**
- ✓ **Ниједан катјон и анјон не хидролизују.**
- ✓ **Нема промене pH (pH=7)**

## 2. Соли јаких база и слабих киселина.

- ✓  $\text{NaClO}$  и  $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
- ✓ Анјон хидролизује/ катјон не
- ✓ Базна средина (pH више од 7)

### 3. Соли слабих база и јаких киселина.

- ✓  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- ✓ Катјон хидролизује/анјон не.
- ✓ Кисела средина (pH испод 7)

## 4. Соли слабих киселина и слабих база

- ✓  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$  и  $\text{FeCO}_3$
- ✓ Катјон и анјон хидролизую.
- ✓ рН зависи од величине сваке хидролизе.
- ✓ Величине  $K_a$  и  $K_b$  јона.

Соли формиране од слабе  
киселине + слабе базе могу бити  
киселе ИЛИ базне

$$K_b < K_a$$

**киселе**

$$K_b > K_a$$

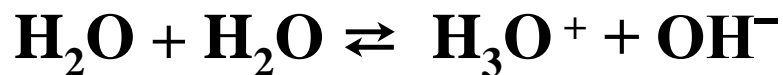
**базне**

$$K_b \cong K_a$$

**Скоро неутралне**

# ***Равнотеже у воденим растворима соли***

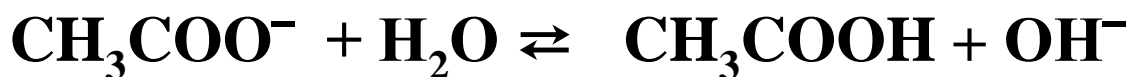
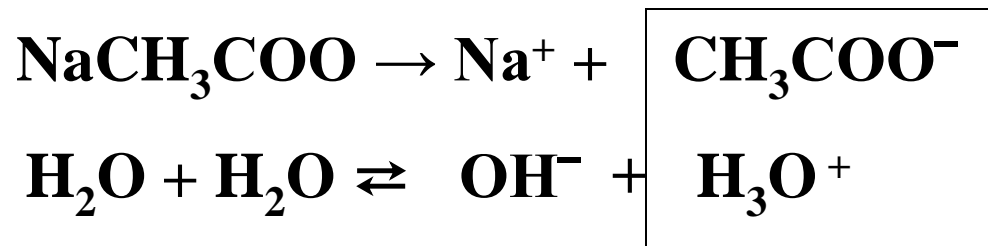
**а) соли јаких киселина и јаких база,      $\text{pH} = 7$**



-----

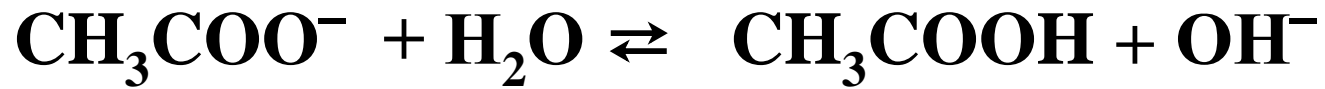
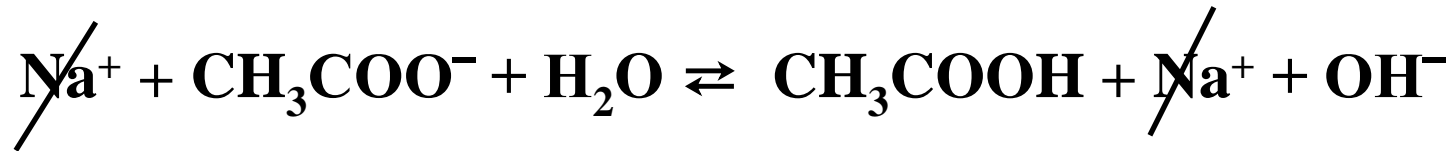


**а) соли јаких база и слабих киселина,  $\text{pH} > 7$**



***“хидролиза анјона”***





$K_b$  ( $K_h$ )

$$K_{b(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = K_h \quad (\text{T})$$

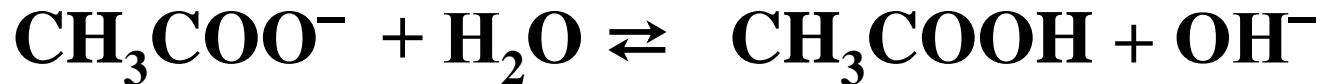
$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K_b = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-][H_3O^+]} \times \frac{[H_3O^+][OH^-]}{1}$$

$$K_{b(CH_3COO^-)} = \frac{K_w}{K_{a(CH_3COOH)}}$$

$$K_w = K_{a(CH_3COOH)} \times K_{b(CH_3COO^-)}$$

$$K_w = K_a \times K_b$$

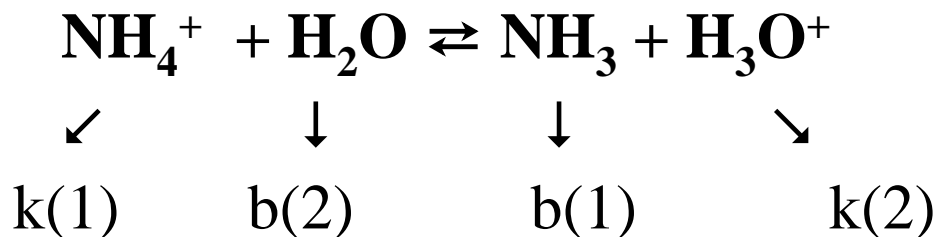
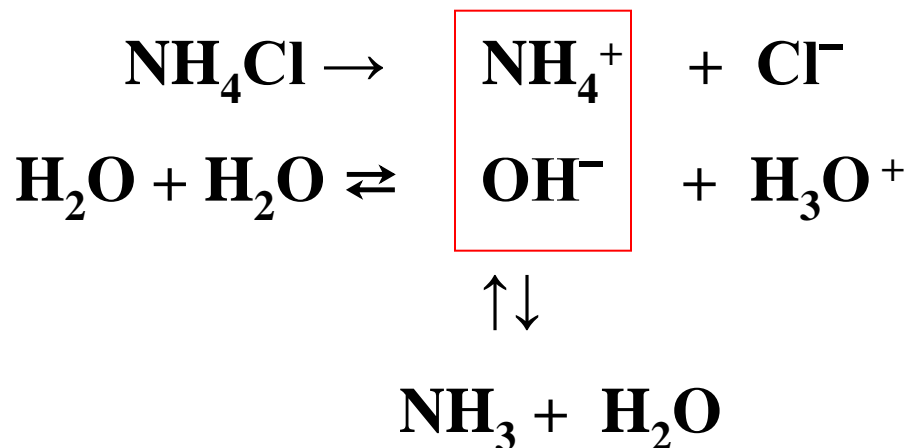


$$K_b = \frac{K_w}{K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

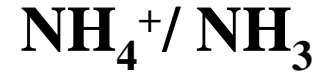
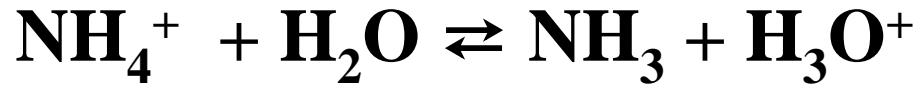
$$[\text{OH}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}] \quad \frac{K_w}{K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})}} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})}} \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

**b) соли слабих база и јаких киселина ,  $\text{pH} < 7$**



***“хидролиза катјона”***



$$K_{a(\text{NH}_4^+)} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}} = K_h$$

---


$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

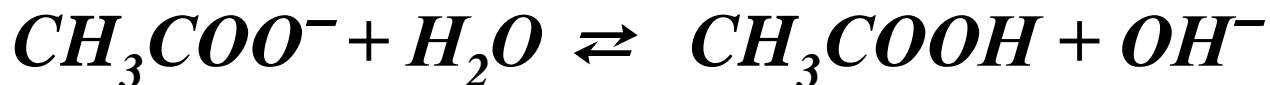
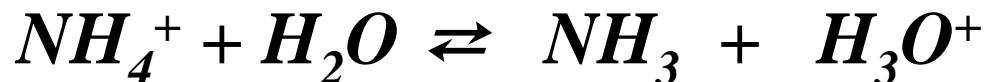
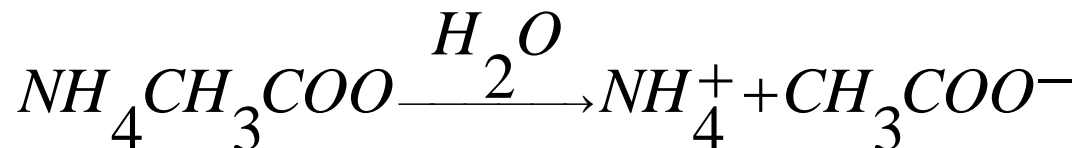
$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}} \cdot [\text{NH}_4^+]}$$

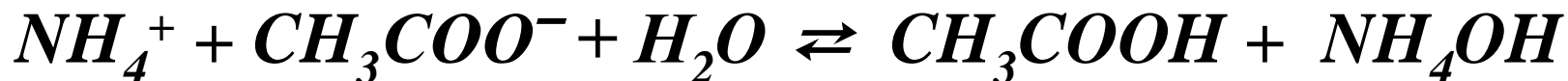
*с) соли слабих база и слабих киселина*

*“хидролиза катјона и анјона”*

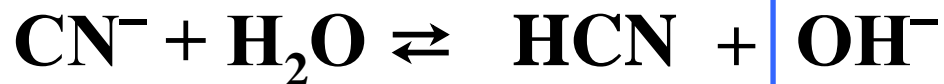
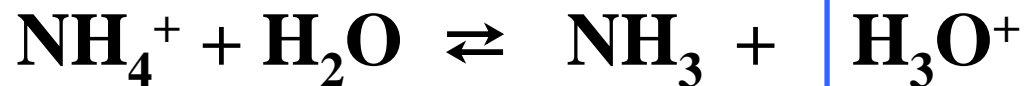
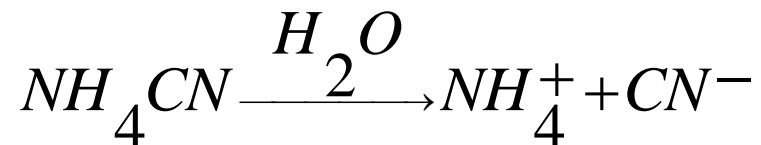
1.  $\text{pH} = 7; \quad K_a = K_b$



-----

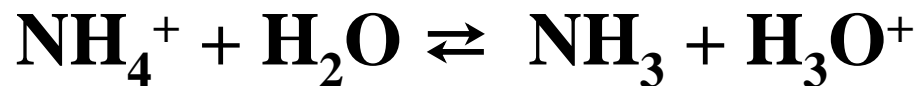


2.  $K_b > K_a$ ;       $\text{pH} > 7$



-----





$$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$K_{a(\text{NH}_4^+)} = \frac{10^{-14}}{K_{b(\text{NH}_3)}} = 5,6 \times 10^{-10}$$



$$K_a(\text{HCN}) = 4 \times 10^{-10}$$

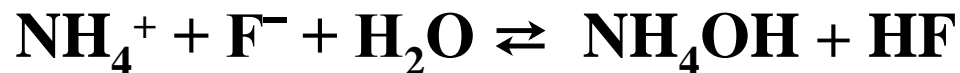
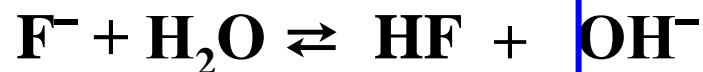
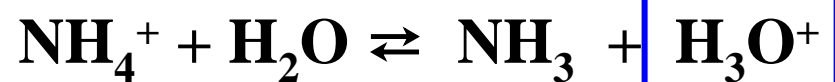
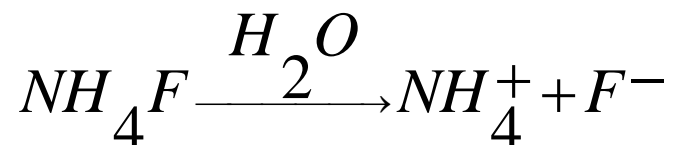
$$K_{b(\text{CN}^-)} = \frac{10^{-14}}{K_{a(\text{HCN})}} = 2,5 \times 10^{-5}$$

$$K_b(\text{NH}_3) > K_a(\text{HCN})$$

$$K_h(\text{NH}_4^+) < K_h(\text{CN}^-)$$



3.  $K_a > K_b$  ;  $\text{pH} < 7$



$$K_a(\text{HF}) > K_b(\text{NH}_3)$$

$$K_b(\text{F}^-) < K_a(\text{NH}_4^+)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{K_b}}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_w + \frac{1}{2} \text{p}K_a - \frac{1}{2} \text{p}K_b$$

$$\left[ H_3O^+ \right] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{K_b}}$$

$$pH = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} pK_b$$