

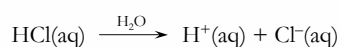
## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA

- Arenijusova teorija – teorija elektrolitičke disocijacije.
- Luisova teorija – elektronska teorija.
- Brenšted-Lorijeva teorija – protolitička teorija.

#### ❖ Arenijusova teorija

- Kiselina je supstanca koja jonizacijom u vodenom rastvoru daje  $H^+$ -jone.



- Baza je supstanca koja disocijacijom u vodenom rastvoru daje  $OH^-$ -jone.



## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA

- Nedostaci Arenijusove teorije:
  - može da se primeni samo na vodene rastvore,
  - ne uzima u obzir aktivnu ulogu vode u kiselobaznom ponašanju,
  - ne može da objasni amfoternost jedinjenja.

#### ❖ Luisova teorija

- Kiselina je supstanca koja prima elektronski par (akceptor elektronskog para):

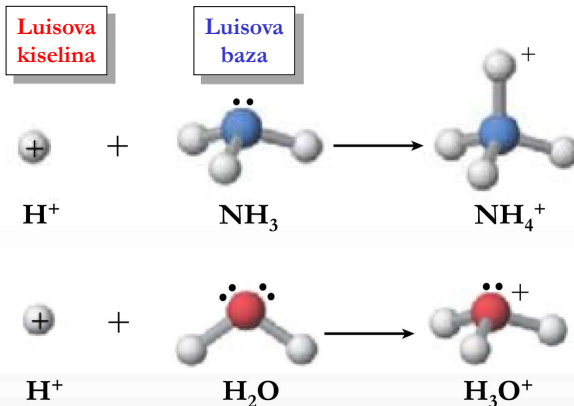
- mora imati manjak elektrona,
- elektrofilna čestica.

- Baza je supstanca koja daje elektronski par (donor elektronskog para):

- mora imati bar jedan slobodan elektronski par,
- nukleofilna čestica.

## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA

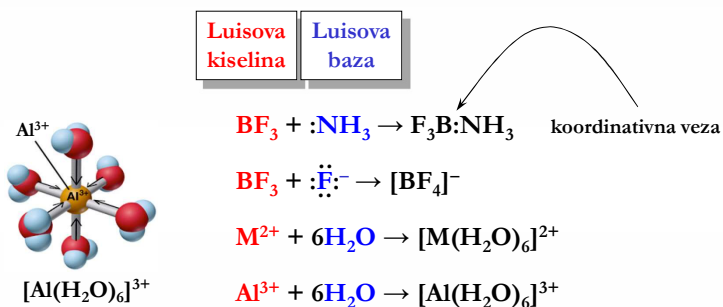


© TMF

3

## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA



- Pri Luisovim kiselobaznim reakcijama dolazi do stvaranja posebne vrste kovalentne veze – **koordinativne veze**, pa se Luisova teorija koristi prilikom objašnjenja reakcija u kojima nastaju koordinaciona jedinjenja.
- Luisova teorija može da se primeni i na nevodne rastvore (važi za kiselobazne reakcije u svim agregatnim stanjima, uz prisustvo rastvarača ili bez njega).

© TMF

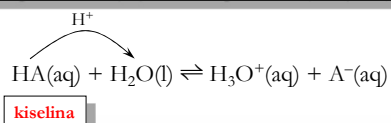
4

## KISELINE I BAZE

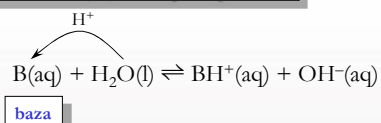
### TEORIJE KISELINA I BAZA

#### ❖ Brenšted-Lorijeva teorija

- Kiselina je supstanca koja je donor protona ( $H^+$ -jona).



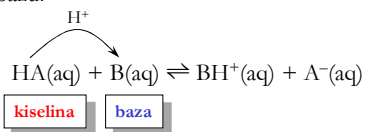
- Baza je supstanca koja je akceptor protona.



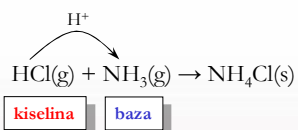
## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA

- U reakciji između kiseline i baze dolazi do protolize – prelaska protona sa kiseline na bazu:



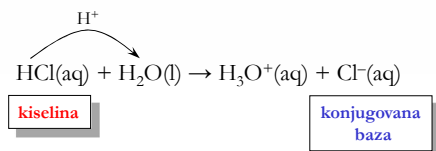
- Brenšted-Lorijeva teorija može da se primeni i na nevodene rastvore (važi za kiselo-bazne reakcije u svim agregatnim stanjima, uz prisustvo rastvarača ili bez njega):



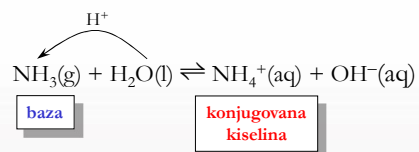
## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA

- Kada kiselina preda proton, supstanca koja nastaje naziva se *konjugovana baza*.



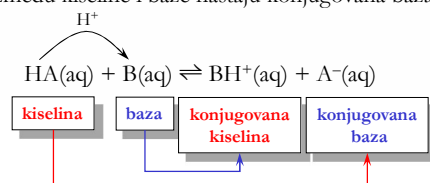
- Kada baza primi proton, supstanca koja nastaje naziva se *konjugovana kiselina*.



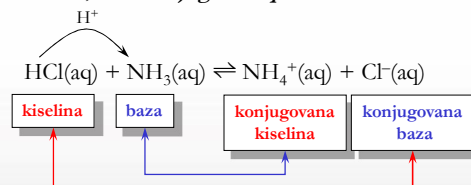
## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA

- U reakciji između kiseline i baze nastaju konjugovana baza i konjugovana kiselina:



- Kiselina i odgovarajuća konjugovana baza, odnosno baza i odgovarajuća konjugovana kiselina, čine *konjugovani par*.



## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA

| - H <sup>+</sup>              |                                  | + H <sup>+</sup>                |                                              |
|-------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|----------------------------------------------|
| Kiselina                      | Njena konjugovana baza           | Baza                            | Njena konjugovana kiselina                   |
| HCl                           | Cl <sup>-</sup>                  | NH <sub>3</sub>                 | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>                 |
| CH <sub>3</sub> COOH          | CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> | Br <sup>-</sup>                 | HBr                                          |
| HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>    | S <sup>2-</sup>                 | HS <sup>-</sup>                              |
| NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>  | NH <sub>3</sub>                  | CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub> | CH <sub>3</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> |
| H <sub>2</sub> O              | OH <sup>-</sup>                  | H <sub>2</sub> O                | H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>                |
| H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> | H <sub>2</sub> O                 | OH <sup>-</sup>                 | H <sub>2</sub> O                             |

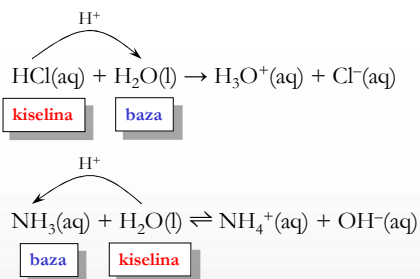
© TMF

9

## KISELINE I BAZE

### TEORIJE KISELINA I BAZA

- Amfolit (amfoterna supstanca) je supstanca koja može da bude i donor i akceptor protona.
- Amfoliti reaguju i sa kiselinama i sa bazama. U reakciji sa kiselinama ponašaju se kao baze, dok se u reakciji sa bazama ponašaju kao kiseline.
- Voda je amfolit:



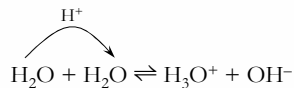
© TMF

10

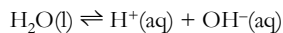
## KISELINE I BAZE

### JONSKI PROIZVOD VODE

- Autojonizacija vode:



- ili jednostavnije:



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

jonski proizvod vode

- u čistoj vodi na 25 °C:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \text{const} = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

- u čistoj vodi na 80 °C:  $K_w = 25,1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$

## KISELINE I BAZE

### pH-VREDNOST

- Pogodan način za izražavanje kiselosti, odnosno baznosti vodenih rastvora.

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

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

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

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

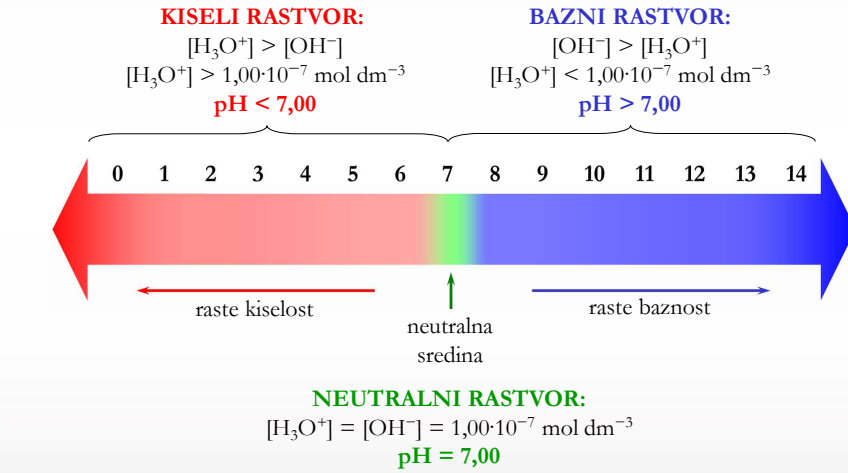
$$-\log(1,00 \cdot 10^{-14}) = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-]$$

$$14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

na 25 °C

## KISELINE I BAZE

### pH-VREDNOST

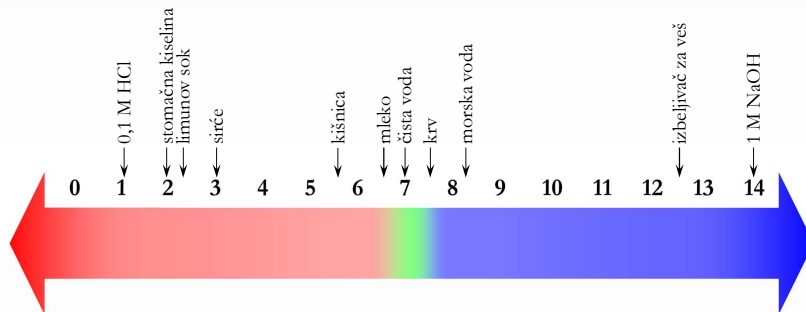


© TMF

13

## KISELINE I BAZE

### pH-VREDNOST



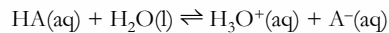
© TMF

14

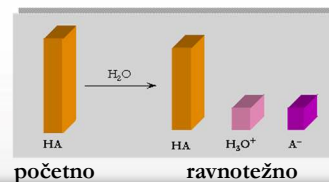
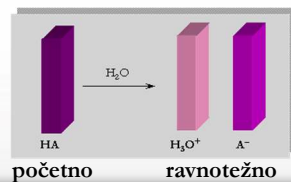
## KISELINE I BAZE

### JAKE I SLABE KISELINE

- Pri jonizaciji jakih i slabih kiselina u vodenom rastvoru uspostavlja se ravnoteža:



- U slučaju jakih kiselina ravnoteža je potpuno pomeren u desnu stranu (zanemarljiva je koncentracija molekulskog oblika HA), zbog čega se jonizacija prikazuje kao direktna reakcija.
- U slučaju slabih kiselina ravnoteža je značajno pomeren u levu stranu (mali broj molekula HA jonizuje), zbog čega se jonizacija prikazuje kao ravnotežna reakcija.



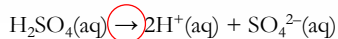
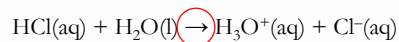
© TMF

15

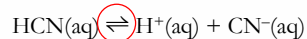
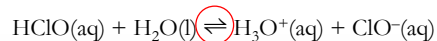
## KISELINE I BAZE

### JAKE I SLABE KISELINE

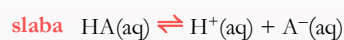
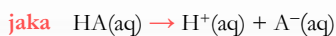
- Jake kiseline su **potpuno** jonizovane u vodenom rastvoru:



- Slabe kiseline su **delimično** jonizovane u vodenom rastvoru:



- Opšti oblik jonizacije kiselina u vodenom rastvoru:



© TMF

16

## KISELINE I BAZE

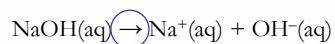
### JAKE I SLABE KISELINE

| Jaka kiselina                  | Naziv kiseline | Slaba kiselina                 | Naziv kiseline  |
|--------------------------------|----------------|--------------------------------|-----------------|
| HCl                            | hlorovodonična | HF                             | fluorovodonična |
| HBr                            | bromovodonična | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> | fosforna        |
| HI                             | jodovodonična  | CH <sub>3</sub> COOH           | sirćetna        |
| HNO <sub>3</sub>               | azotna         | HNO <sub>2</sub>               | azotasta        |
| HClO <sub>4</sub>              | perhlorna      | H <sub>2</sub> S               | sumporvodonična |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | sumporna       | H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> | sumporasta      |
|                                |                | HCN                            | cijanovodonična |

## KISELINE I BAZE

### JAKE I SLABE BAZE

- Jake baze **potpuno** disosuju u vodenom rastvoru:



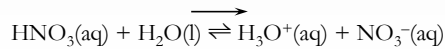
- Slabe baze su **delimično** jonizovane u vodenom rastvoru:



| Jaka baza           | Naziv baze           | Slaba baza                                                                                                                 |
|---------------------|----------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| LiOH                | litijum-hidroksid    | Sve baze koje <b>ne grade</b> elementi 1. grupe i deo elemenata 2. grupe (Ca, Sr, Ba), tj. alkalni i zemno-alkalni metali. |
| NaOH                | natrijum-hidroksid   |                                                                                                                            |
| KOH                 | kalijum-hidroksid    |                                                                                                                            |
| Ca(OH) <sub>2</sub> | kalcijum-hidroksid   |                                                                                                                            |
| Sr(OH) <sub>2</sub> | stroncijum-hidroksid |                                                                                                                            |
| Ba(OH) <sub>2</sub> | barijum-hidroksid    |                                                                                                                            |

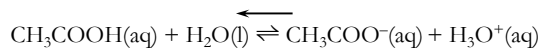
## KISELINE I BAZE

### KONSTANTA JONIZACIJE

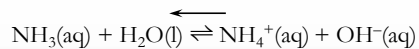


konstanta jonizacije  
kiseline

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_3^-]}{[\text{HNO}_3]} \approx 20 \text{ mol dm}^{-3}$$



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$



konstanta jonizacije  
baze

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

## KISELINE I BAZE

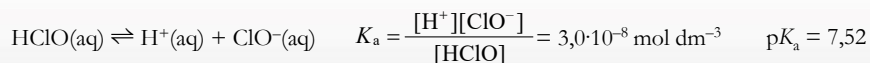
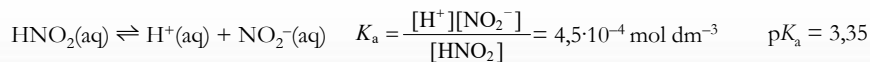
### KONSTANTA JONIZACIJE

- Na osnovu vrednosti konstante jonizacije može se oceniti jačina kiseline, odnosno baze:
  - vrlo jaka kiselina (baza):  $K \geq 10^3$
  - jaka kiselina (baza):  $10^{-2} < K < 10^3$
  - slaba kiselina (baza):  $10^{-7} < K < 10^{-2}$
  - vrlo slaba kiselina (baza):  $K < 10^{-7}$
- Često se koristi  $\text{p}K_a$  ili  $\text{p}K_b$ :

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

- Što je veća vrednost  $K_a$  ( $K_b$ ), a manje  $\text{p}K$ , to je **kiselina** (**baza**) jača, tj. ravnoteža je više pomerenjena u desnu stranu i favorizovana je jonizacija **kiseline** (**baze**).

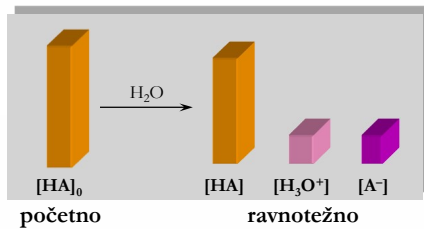
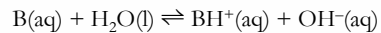
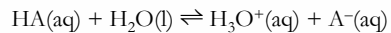


## KISELINE I BAZE

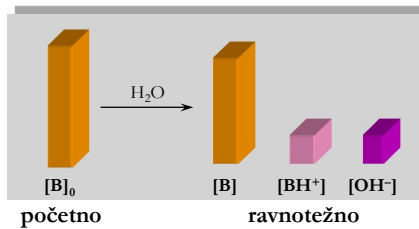
### KONSTANTA JONIZACIJE

■ veza sa stepenom disocijacije (jonizacije)

- Stepen disocijacije (jonizacije),  $\alpha$ , je merilo jačine elektrolita.



$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]_0} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = c_0(\text{HA})\alpha$$



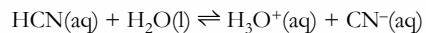
$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{B}]_0} \Rightarrow [\text{OH}^-] = c_0(\text{B})\alpha$$

- Što je stepen disocijacije veći, to je elektrolit jači.

## KISELINE I BAZE

### KONSTANTA JONIZACIJE

■ veza sa stepenom disocijacije (jonizacije)



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0(\text{HCN})\alpha v = c_0(\text{HCN})\alpha \quad v = 1$$

$$[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c_0(\text{HCN})\alpha$$

$$[\text{HCN}] = c_0(\text{HCN}) - c_0(\text{HCN})\alpha = c_0(\text{HCN})(1 - \alpha)$$

$$c_0(\text{HCN}) = c$$

$$K_a = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c - c\alpha} = \frac{c^2 \cdot \alpha^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

## KISELINE I BAZE

### KONSTANTA JONIZACIJE

veza sa stepenom disocijacije (jonizacije)

$$K_a = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Za  $\alpha < 2\%$   $K_a = c\alpha^2$

↓

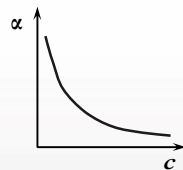
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

slaba  
kiselina

, odnosno

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}}$$

slaba  
baza

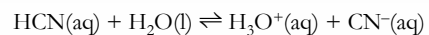


- Stepen disocijacije opada sa porastom koncentracije, odnosno veći je u razblaženijem rastvoru.

## KISELINE I BAZE

### KONSTANTA JONIZACIJE

izračunavanje pH



slaba kiselina  $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$

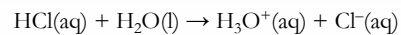
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-] = x$$

$$[\text{HCN}] = c_0(\text{HCN}) - x$$

$$c_0(\text{HCN}) = c$$

$$K_a = \frac{x^2}{c - x}$$

$$\text{pH} = -\log x$$



jaka kiselina potpuno jonizovana ( $\alpha = 100\%$ ), pa je:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0(\text{HCl})$$

slaba baza  $K_b = \frac{x^2}{c - x}$

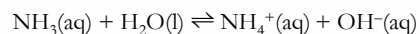
$$\text{pOH} = -\log x$$

jaka baza  $[\text{OH}^-] = c_0(\text{B})$

## KISELINE I BAZE

### PRIMER

- Izračunati pH-vrednost u rastvoru amonijaka koncentracije  $1,2 \text{ mol dm}^{-3}$ .



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = x$$

$$[\text{NH}_3] = c_0(\text{NH}_3) - x = c - x$$

$$K_b = \frac{x^2}{c - x}$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5}x - 2,16 \cdot 10^{-5} = 0 \Rightarrow x = 4,64 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = 4,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

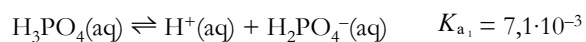
$$\text{pOH} = -\log x = 2,34 \quad \text{pH} = 11,66$$

## KISELINE I BAZE

### KONSTANTE JONIZACIJE

- višebaznih (poliprotonskih) slabih kiselina

- Višebazne kiseline ( $\text{H}_2\text{A}$ ,  $\text{H}_3\text{A}$ ) jonizuju u više stupnjeva.



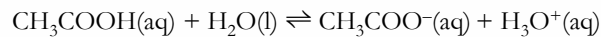
$$K_{a_1} > K_{a_2} > K_{a_3}$$

- U svakom narednom stupnju jonizacija je sve slabija.
- Za izračunavanje pH koristi se samo prvi stupanj jonizacije (iz kojeg potiče gotovo celokupna količina  $\text{H}^+$ -jona).

## KISELINE I BAZE

### RAVNOTEŽA U RASTVORIMA SLABIH KISELINA I BAZA

❖ uticaj promene koncentracije  $H^+$ -jona    ■ Le Šateljceov princip



- Dodatak **jače kiseline** dovodi do povećanja  $[H_3O^+]$ , zbog čega se položaj ravnoteže pomera u levu stranu i povećava  $[CH_3COOH]$ .
- Dodatak **slabije kiseline** dovodi do smanjenja  $[H_3O^+]$ \*, zbog čega se položaj ravnoteže pomera u desnu stranu i smanjuje  $[CH_3COOH]$ .
- Dodatak **baze** dovodi do smanjenja  $[H_3O^+]$ \*, zbog čega se položaj ravnoteže pomera u desnu stranu i smanjuje  $[CH_3COOH]$ .

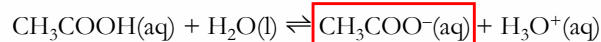
\* *ravnoteža se uvek pomera u pravcu nastajanja slabije kiseline*

\* *u reakciji neutralizacije nastaje voda (slabo jonizovano jedinjenje)*

## KISELINE I BAZE

### RAVNOTEŽA U RASTVORIMA SLABIH KISELINA I BAZA

❖ uticaj promene koncentracije anjona    ■ Le Šateljceov princip

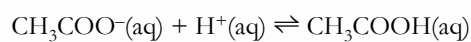
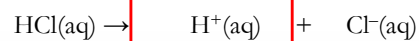
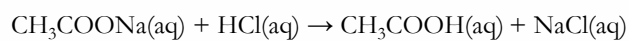


- Dodatak **solii koja sadrži istoimeni anjon** dovodi do povećanja  $[CH_3COO^-]$ , zbog čega se položaj ravnoteže pomera u levu stranu i povećava  $[CH_3COOH]$ .
- „**Uticaj zajedničkog jona**” dovodi do suzbijanja jonizacije kiseline, smanjenja  $[H_3O^+]$  i povećanja pH-vrednosti rastvora.

## KISELINE I BAZE

### JAKE I SLABE KISELINE I BAZE

- Jaka kiselina „istiskuje” slabiju iz njenih soli:

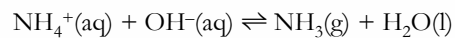
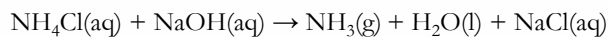


- Uvek je favorizovano nastajanje slabije kiseline (slabo jonizovanog jedinjenja).

## KISELINE I BAZE

### JAKE I SLABE KISELINE I BAZE

- Jaka baza „istiskuje” slabiju iz njenih soli:

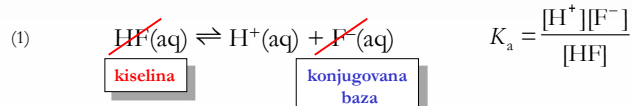


- Uvek je favorizovano nastajanje slabije baze (slabo jonizovanog jedinjenja).

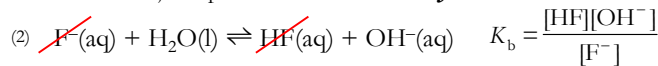
## KISELINE I BAZE

### KONJUGOVANE KISELINE I BAZE

■ anjionske baze



■ Anjon  $\text{F}^-$  se u protolitičkim reakcijama ponaša kao baza  $\Rightarrow$  **ANJONSKA BAZA**



$$(1) + (2) = (3)$$



$$K_w = K_a K_b$$

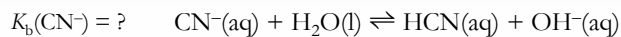
■ Proizvod konstanti jonizacije  $K_a$  i  $K_b$  konjugovanog para jednak je jonskom proizvodu vode.

$$K_b(\text{F}^-) = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{K_w}{K_a(\text{HF})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,1 \cdot 10^{-3}} = 9,1 \cdot 10^{-12}$$

## KISELINE I BAZE

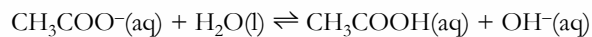
### KONJUGOVANE KISELINE I BAZE

■ anjionske baze



$$K_b(\text{CN}^-) = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{K_a(\text{HCN})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-10}} = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

- Što je kiselina jača (veliko  $K_a$ ), njena konjugovana baza je slabija (malo  $K_b$ ).
- Što je kiselina slabija (malo  $K_a$ ), njena konjugovana baza je jača (veliko  $K_b$ ).

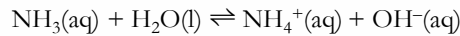


$$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

## KISELINE I BAZE

### KONJUGOVANE KISELINE I BAZE

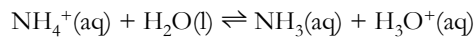
■ katjonske kiseline



baza

konjugovana  
kiselina

- Katjon  $\text{NH}_4^+$  se u protolitičkim reakcijama ponaša kao kiselina  $\Rightarrow$  **KATJONSKA KISELINA**.



$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_b(\text{NH}_3)} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

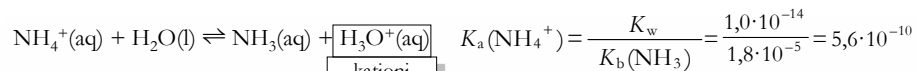
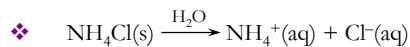
- Što je baza jača (veliko  $K_b$ ), njena konjugovana kiselina je slabija (malo  $K_a$ ).
- Što je baza slabija (malo  $K_b$ ), njena konjugovana kiselina je jača (veliko  $K_a$ ).

Za konjugovani par važi da što je veća vrednost  $K_a$ , to je manja vrednost  $K_b$ , i obrnuto.

## SOLI

### HIDROLIZA

- Prilikom rastvaranja soli u vodi dolazi do disocijacije na katjon i anjon.
- U protolitičkim reakcijama sa vodom (**HIDROLIZA**) katjon se ponaša kao katjonska kiselina, a anjon kao anjonska baza.
- U zavisnosti od toga koliko su izražene hidrolize katjona i anjona, odnosno da li neka od njih dominira, vodeni rastvor soli može da reaguje kiselo, bazno ili neutralno.



katjoni  
hidrolizuju  
kiselo



anijoni  
hidrolizuju  
bazno

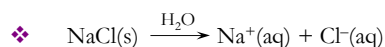
## SOLI

### HIDROLIZA

$$K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10} \quad K_b(\text{Cl}^-) \approx 1,0 \cdot 10^{-17} < 10^{-12} \Rightarrow \text{Cl}^- \text{ jon ne hidrolizuje}$$

\* Kada je vrednost  $K_a$  ili  $K_b$  protolitičke reakcije manja od  $10^{-12}$ , reakcija se može zanemariti.

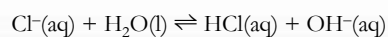
$$K_a > K_b \Rightarrow \text{rastvor NH}_4\text{Cl reaguje } \textbf{kiselo}$$



$$[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})] + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_a[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_6^+] = 1,7 \cdot 10^{-15} < 10^{-12}$$

- U reakciji hidrolize katjoni se pišu kao heksaakva-kompleksi (izuzev  $\text{NH}_4^+$ ).

Ni katjon ni anjon ne hidrolizuju.

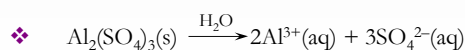


$$K_b(\text{Cl}^-) = 1,0 \cdot 10^{-17} < 10^{-12}$$

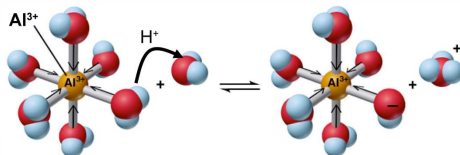
$$\text{rastvor NaCl reaguje } \textbf{neutralno}$$

## SOLI

### HIDROLIZA



$$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_a[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}] = 1,2 \cdot 10^{-5}$$



$$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{OH}^- \quad K_b(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{K_w}{K_a(\text{HSO}_4^-)} = \frac{K_w}{K_{a2}(\text{H}_2\text{SO}_4)} =$$

$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{SO}_4 &\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- & K_{a1} &\approx 10^3 \\ \text{HSO}_4^- &\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} & K_{a2} &= 1,2 \cdot 10^{-2} \end{aligned}$$

$$= \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,2 \cdot 10^{-2}} = 8,3 \cdot 10^{-13} < 10^{-12}$$

$$K_a > K_b \Rightarrow \text{rastvor Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ reaguje } \textbf{kiselo}$$

## SOLI

### HIDROLIZA

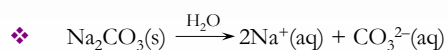
- Katjoni koji potiču od jakih baza i anjoni koji potiču od jakih kiselina:
  - ne hidrolizuju** (vrednosti  $K_a$  katjona i  $K_b$  anjona su manje od  $10^{-12}$ ),
  - ne utiču na pH-vrednost rastvora.

| Katjoni jakih baza | Anjoni jakih kiselina |
|--------------------|-----------------------|
| $\text{Li}^+$      | $\text{Cl}^-$         |
| $\text{Na}^+$      | $\text{Br}^-$         |
| $\text{K}^+$       | $\text{I}^-$          |
| $\text{Ca}^{2+}$   | $\text{NO}_3^-$       |
| $\text{Sr}^{2+}$   | $\text{ClO}_4^-$      |
| $\text{Ba}^{2+}$   | $\text{SO}_4^{2-}$    |

- So jake kiseline i jake baze  $\rightarrow$  rastvor reaguje neutralno,  $\text{pH} = 7$ .
- So jake kiseline i slabe baze  $\rightarrow$  rastvor reaguje kiselo,  $\text{pH} < 7$ .
- So jake baze i slabe kiseline  $\rightarrow$  rastvor reaguje bazno,  $\text{pH} > 7$ .
- So slabe kiseline i slabe baze  $\rightarrow$  zavisi od vrednosti  $K_a$  i  $K_b$ .

## SOLI

### HIDROLIZA



$\text{Na}^+$  – potiče od jake baze  $\Rightarrow$  katjon ne hidrolizuje

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \quad K_b(\text{CO}_3^{2-}) = \frac{K_w}{K_a(\text{HCO}_3^-)} = \frac{K_w}{K_{a2}(\text{H}_2\text{CO}_3)} =$$

$$\begin{array}{l} \boxed{\begin{array}{l} \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \quad K_{a1} = 2,5 \cdot 10^{-4} \\ \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \quad K_{a2} = 4,8 \cdot 10^{-11} \end{array}} \quad = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} = 2,1 \cdot 10^{-4} \end{array}$$

rastvor  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  reaguje **bazno**

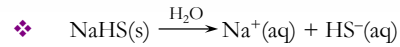
## SOLI

### HIDROLIZA

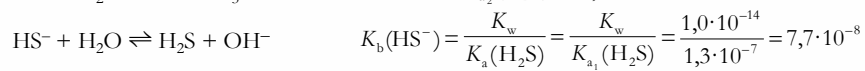
■ kisele soli

KISELE SOLI:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{NaHSO}_4$       BAZNA SO:  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$

- Kisele soli imaju anjon koji potiče od višebazne kiseline.
- Ovi anjoni imaju amfoterna svojstva: pri hidrolizi se ponašaju i kao kiseline i kao baze.



$\text{Na}^+$  – potiče od jake baze  $\Rightarrow$  katjon ne hidrolizuje       $\text{NaHS} \rightarrow$  natrijum-hidrogensulfid

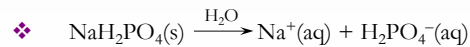


$K_b(\text{HS}^-) > K_a(\text{HS}^-) \Rightarrow$  rastvor  $\text{NaHS}$  reaguje **bazno**

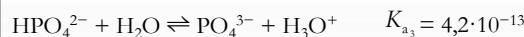
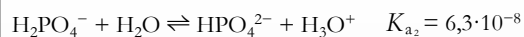
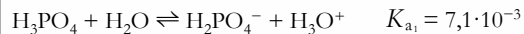
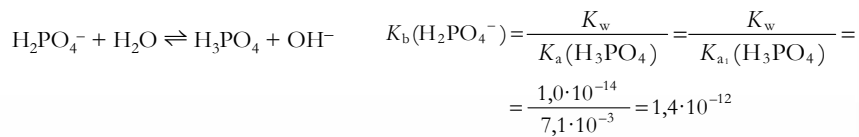
## SOLI

### HIDROLIZA

■ kisele soli



$\text{Na}^+$  – potiče od jake baze  $\Rightarrow$  katjon ne hidrolizuje       $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$  natrijum-dihidrogenfosfat

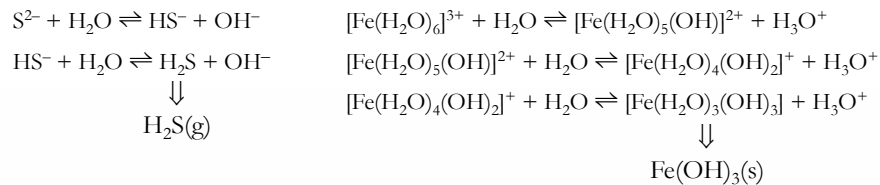


$K_a(\text{H}_2\text{PO}_4^-) > K_b(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \Rightarrow$  rastvor  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  reaguje **kiselo**

## SOLI

### POTPUNA HIDROLIZA

- Hidrolize katjona i anjona soli su ravnotežne reakcije.
- Izuzetak su reakcije hidrolize u kojima nastaju *gasoviti proizvodi* i *slabo rastvorni hidroksidi*, jer ravnoteža ne može da se uspostavi sve dok se iz sistema izdvaja gas ili talog.
- U ovakvim slučajevima hidroliza je nepovratan proces i naziva se **potpuna hidroliza**.

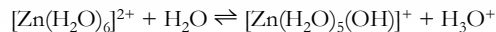


- Potpuna hidroliza karakteristična je za anjone  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ , kao i katjone  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  itd.
- Praktični značaj  $\rightarrow$  rastvaranjem u vodi soli koje sadrže ove jone dobijaju se nestabilni rastvori kod kojih stajanjem dolazi do smanjenja koncentracije ili pojave zamućenja.

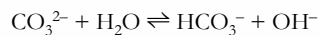
## SOLI

### SUZBIJANJE HIDROLIZE

- Pošto je hidroliza često nepoželjna, a predstavlja ravnotežnu reakciju, može se suzbiti pomeranjem ravnoteže u smeru povratne (suprotne) reakcije prema Le Šateljegovom principu.



- Hidroliza  $\text{Zn}^{2+}$ -jona se suzbija dodatkom kiseline.
  - Npr. rastvor cink-hlorida se pravi rastvaranjem cinka u rastvoru HCl, jer kiselina suzbija hidrolizu  $\text{Zn}^{2+}$ -jona. Pri rastvaranju čvrstog cink-hlorida u vodi stajanjem dolazi do pojave zamućenja, zbog potpune hidrolize do  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .



- Hidroliza  $\text{CO}_3^{2-}$ -jona se suzbija dodatkom baze.
- Hidroliza je endotermna reakcija ( $\Delta H > 0$ ), pa se suzbija hlađenjem.

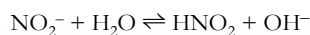
## SOLI

### KONSTANTA HIDROLIZE

- Konstanta hidrolize ( $K_h$ ) je konstanta jonizacije katjonske kiseline, odnosno anjonske baze.



$$K_h = K_a([\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}) = \frac{[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}]} = 1,2 \cdot 10^{-5}$$



$$K_h = K_b(\text{NO}_2^-) = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{K_w}{K_a(\text{HNO}_2)} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$$

- Stepen hidrolize ( $h$ ) ima isti fizički smisao kao stepen disocijacije (jonizacije).

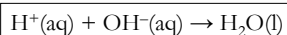
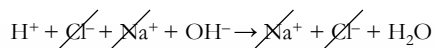
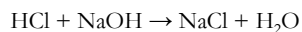
$$K_h = \frac{ch^2}{1-h} \quad \text{Za } h < 2\% \quad K_h = ch^2$$

## KISELINE, BAZE, SOLI

### NEUTRALIZACIJA

- Neutralizacija je reakcija između kiseline i baze u kojoj nastaju so i voda.
- Suština neutralizacije je reakcija između  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$ -jona pri čemu nastaje  $\text{H}_2\text{O}$ .
- Reakcija je kvantitativna, tj. odigrava se do kraja ( $\rightarrow$ ).

#### ❖ jaka kiselina i jaka baza



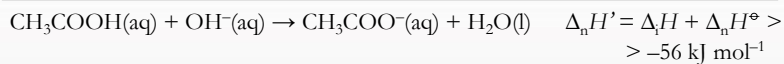
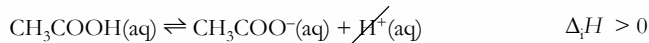
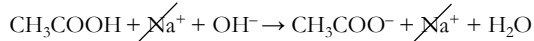
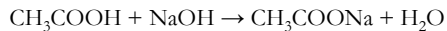
$$\Delta_n H^\ominus = -56 \text{ kJ mol}^{-1}$$

## KISELINE, BAZE, SOLI

### NEUTRALIZACIJA

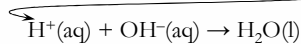
- Ako je kiselina ili baza slaba, deo energije oslobođene u reakciji neutralizacije troši se na jonizaciju slabog elektrolita.

#### ❖ slaba kiselina i jaka baza



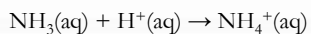
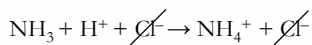
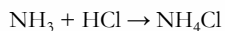
## KISELINE, BAZE, SOLI

### NEUTRALIZACIJA

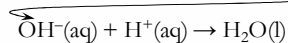
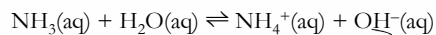


- Usled reakcije neutralizacije narušava se ravnoteža jonizacije slabe kiseline (smanjuje se  $[\text{H}^+]$ ), zbog čega se favorizuje proces jonizacije. Koncentracija molekula slabe kiseline se smanjuje sve dok se ne doda količina baze ekvivalentna početnoj količini kiseline.

#### ❖ slaba baza i jaka kiselina



$$\Delta_n H' = \Delta_i H + \Delta_n H^\circ > -56 \text{ kJ mol}^{-1}$$

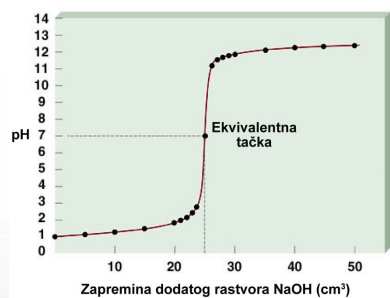


- Narušava se ravnoteža jonizacije slabe baze (smanjuje se  $[\text{OH}^-]$ )  $\Rightarrow$  favorizuje se proces jonizacije  $\Rightarrow [\text{NH}_3]$  se smanjuje sve dok se ne doda količina kiseline ekvivalentna početnoj količini baze.

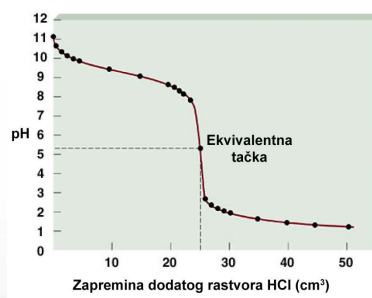
## KISELINE, BAZE, SOLI

### NEUTRALIZACIJA

- Grafički prikaz promene pH-vrednosti tokom reakcije neutralizacije → *kriva neutralizacije*.
- Tačka na krivoj u kojoj su količine kiseline i baze ekvivalentne → *ekvivalentna tačka*:
  - $\text{pH} = 7$  (jaka kiselina-jaka baza),
  - $\text{pH} > 7$  (slaba kiselina-jaka baza),
  - $\text{pH} < 7$  (slaba baza-jaka kiselina). } zbog hidrolize nastale soli



jaka kiselina-jaka baza



slaba baza-jaka kiselina

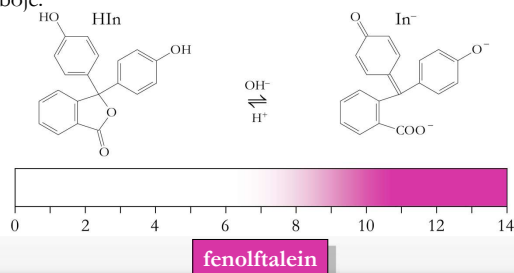
© TMF

47

## KISELINE, BAZE, SOLI

### INDIKATORI

- Za određivanje pH-vrednosti rastvora koriste se:
  - lakmus papir,
  - univerzalna indikatorska hartija,
  - rastvor indikatora,
  - pH-metar.
- Indikatori su slabe organske kiseline ili baze čiji molekularni (nejonizovan) i jonizovan oblik imaju različite boje.



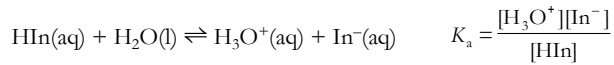
© TMF

48

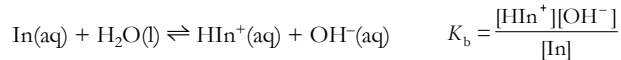
## KISELINE, BAZE, SOLI

### INDIKATORI

- Jonizacija indikatora:
  - slabe organske kiseline



- slabe organske baze



- Vrednost  $K_a$  (ili  $K_b$ ) indikatora određuje na kojoj vrednosti pH dolazi do promene boje.
- Do promene boje dolazi kada je  $[\text{HIn}] \approx [\text{In}^-]$ :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \Rightarrow \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a}$$

$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \approx 1 \Rightarrow \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \approx 1$$

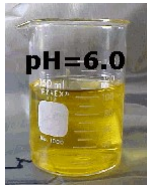
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \approx K_a \quad \text{pH} \approx \text{p}K_a$$

## KISELINE, BAZE, SOLI

### INDIKATORI

bromtimol-plavo

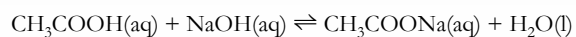
$K_a = 1 \cdot 10^{-7} \Rightarrow \text{p}K_a = 7 \Rightarrow$  do promene boje dolazi na  $\text{pH} \approx 7$  (opseg promene boje)

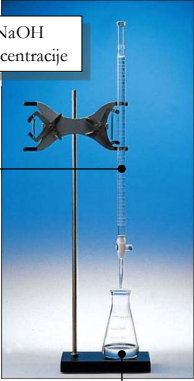


- Indikatori se koriste za određivanje ekvivalentne tačke pri *kiselo-baznoj titraciji*.
- Titracija je volumetrijska metoda za određivanje koncentracije rastvora ili količine rastvorene supstance.

## KISELINE, BAZE, SOLI

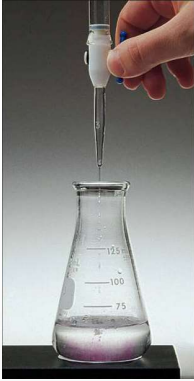
### KISELO-BAZNA TITRACIJA





Rastvor NaOH  
poznate koncentracije

Rastvor CH<sub>3</sub>COOH  
nepoznate koncentracije  
+ indikator fenolftalein



Rastvor NaOH se  
postepeno dodaje rastvoru  
CH<sub>3</sub>COOH uz mešanje



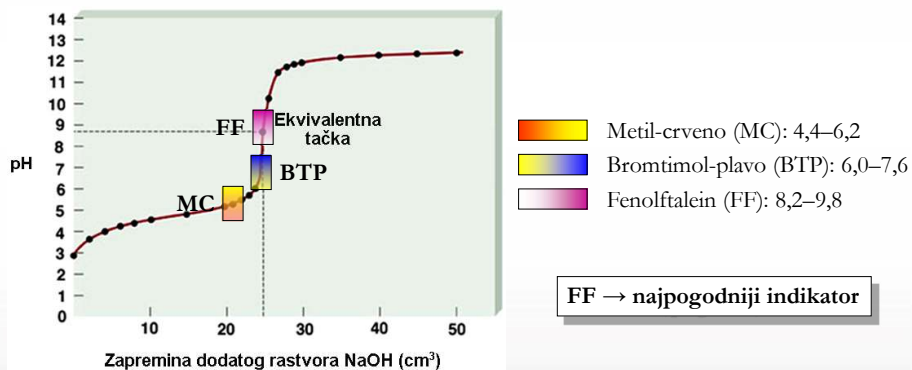
Postignuta ekvivalentna  
tačka – promena boje  
indikatora

51

## KISELINE, BAZE, SOLI

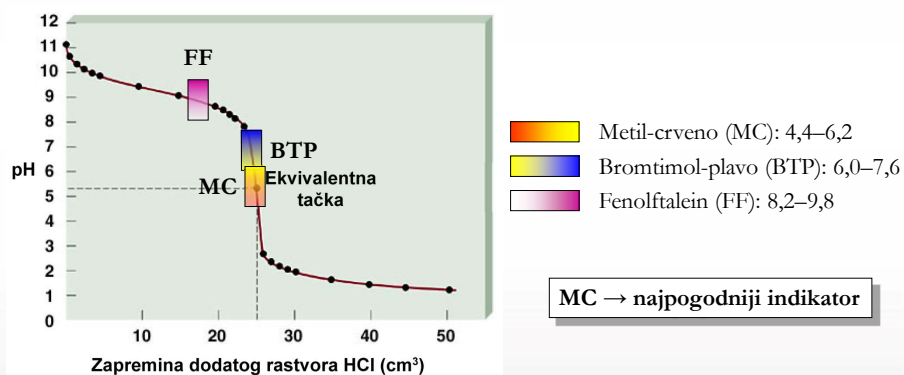
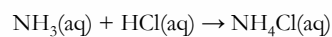
### KISELO-BAZNA TITRACIJA

- Pri izboru indikatora potrebno je voditi računa o opsegu promene boje indikatora → treba da odgovara pH-vrednosti u ekvivalentnoj tački.



## KISELINE, BAZE, SOLI

### KISELO-BAZNA TITRACIJA



© TMF

53

## KISELINE, BAZE, SOLI

### PRIMER ISPITNOG PITANJA

- Skicirati krivu neutralizacije koja se dobija prilikom titracije rastvora sirćetne kiseline rastvorom natrijum-hidroksida. Pomoću odgovarajućih protolitičkih reakcija objasniti da li se ekvivalentna tačka nalazi u kiselj, neutralnoj ili baznoj sredini. Predložiti najpogodniji indikator za određivanje ekvivalentne tačke.

© TMF

54