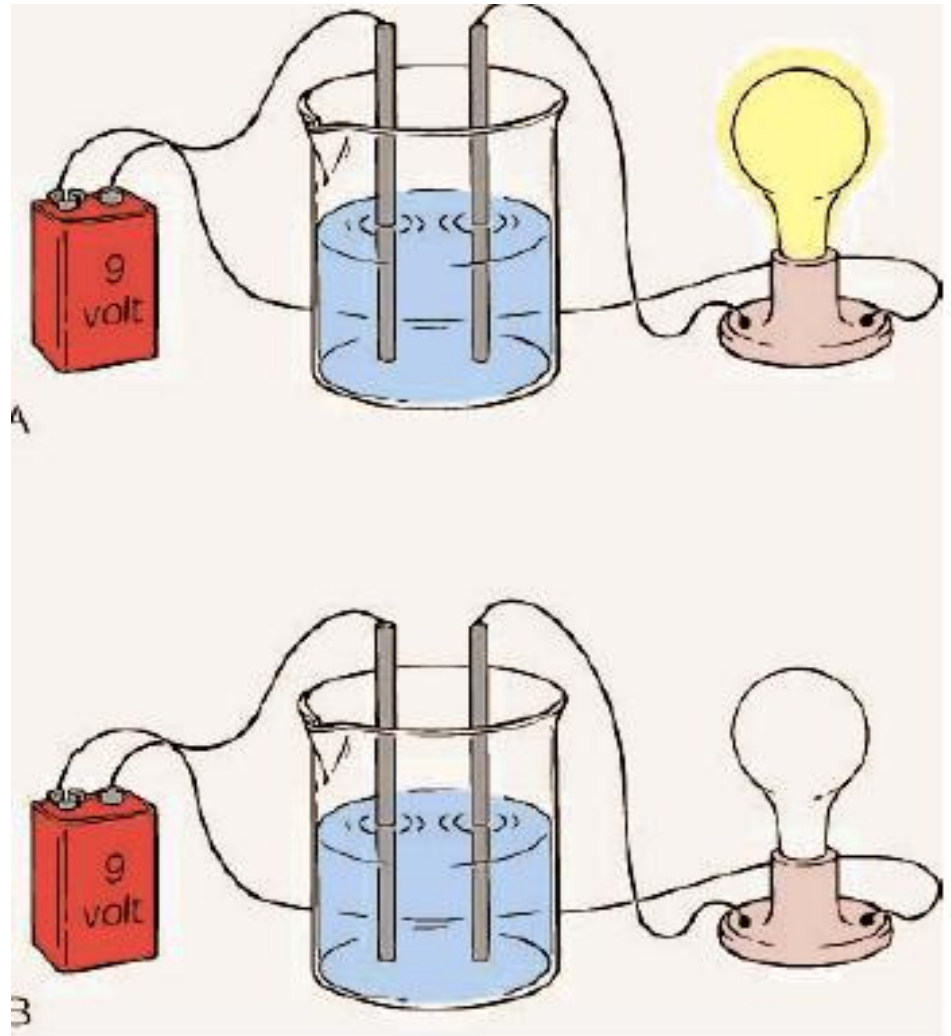


# Elektroliti

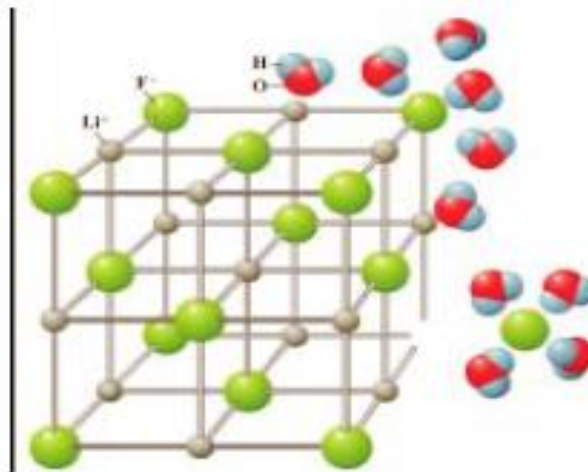
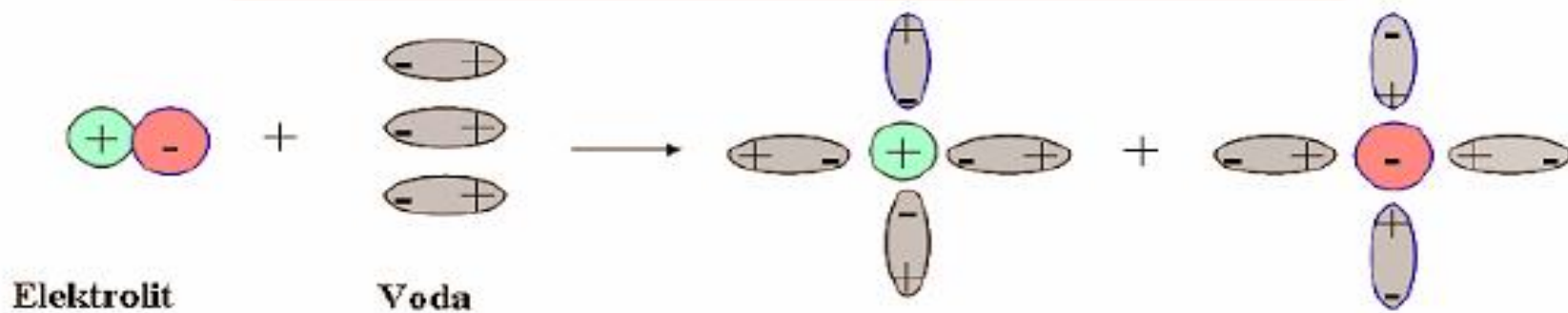
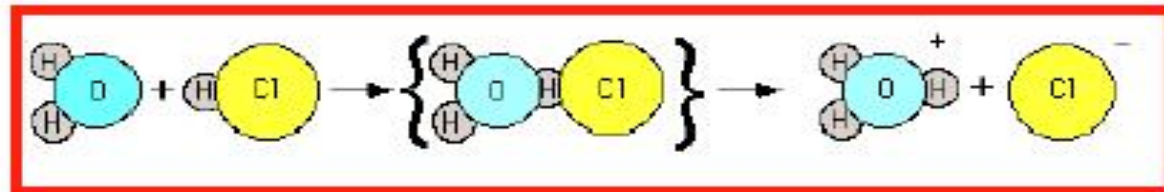
- Vodeni rastvori elektrolita provode električnu struju
- Vodeni rastvori neelektrolita ne provode električnu struju



## Rastvori elektrolita sadrže jone

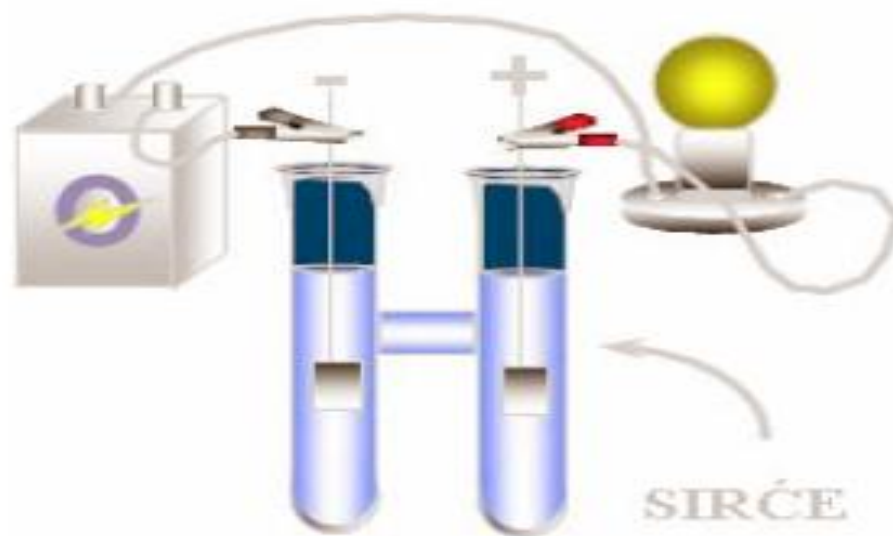
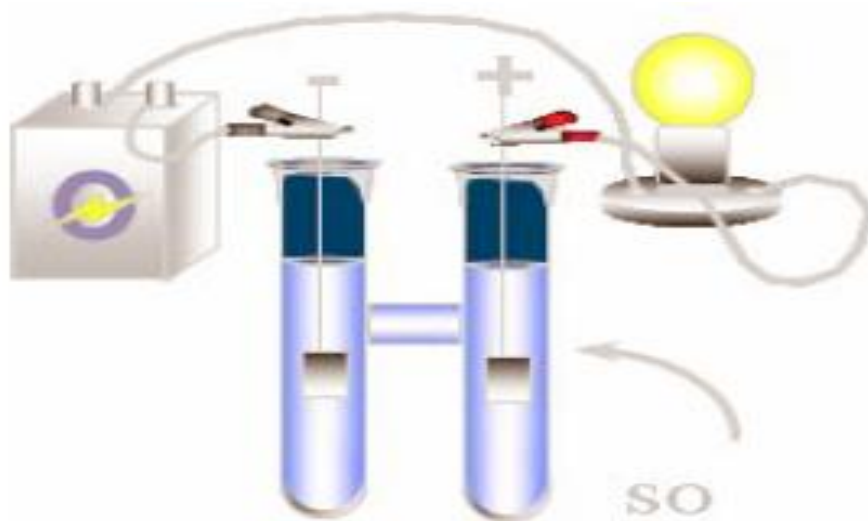
- Joni u rastvoru nastaju elektrolitičkom disocijacijom
- Elektrolitiška disocijacija je spontani proces izdvajanja jona iz jonskih kristalnih rešetki ili iz molekula sa polarnim kovalentnim vezama dejstvom polarnih molekula vode.

# Elektrolitička disocijacija



## Jaki i slabi elektroliti

- Ne posjeduju svi elektroliti istu sposobnost elektrolitičke disocijacije.
- Kao mjerilo jačine elektrolita:
  - elektroprovodljivost
  - stepen disocijacije



# Jaki i slabi elektroliti

## Stepen elektrolitičke disocijacije

- Step en elektrolitičke disocijacije je odnos broja disociranih molekula i ukunog broja molekula koji je bio prije disocijacije,

$$\alpha = \frac{N}{N_0}$$

- Vrijednost stepena elektrolitičke disocijacije zavisi od:
- vrste elektrolita
- koncentracije elektrolita
- temperature

# Koligativne osobine rastvora elektrolita

## Vant Hofov korekcionni faktor $i$

- Korekcionni faktor predstavlja povećanje **ukupnog** broja čestica u rastvoru elektrolita u odnosu na rastvor neelektrolita iste molalnosti.

$$i = \frac{N'}{N}$$

$$i = 1 + \alpha (z - 1)$$

- Sniženje napona pare rastvarača iznad rastvora:

$$\Delta P = P_0 \cdot \chi(B) \cdot i$$

- Sniženje tačke mržnjenja rastvora:

$$\Delta t_m = K_m(r\check{c}) \cdot b(B) \cdot i$$

- Povišenje tačke ključanja rastvora:

$$\Delta t_k = K_k(r\check{c}) \cdot b(B) \cdot i$$

- Osmotski pritisak:

$$\Pi = c \cdot R \cdot T \cdot i$$

# Kiseline i baze

## Kiseline

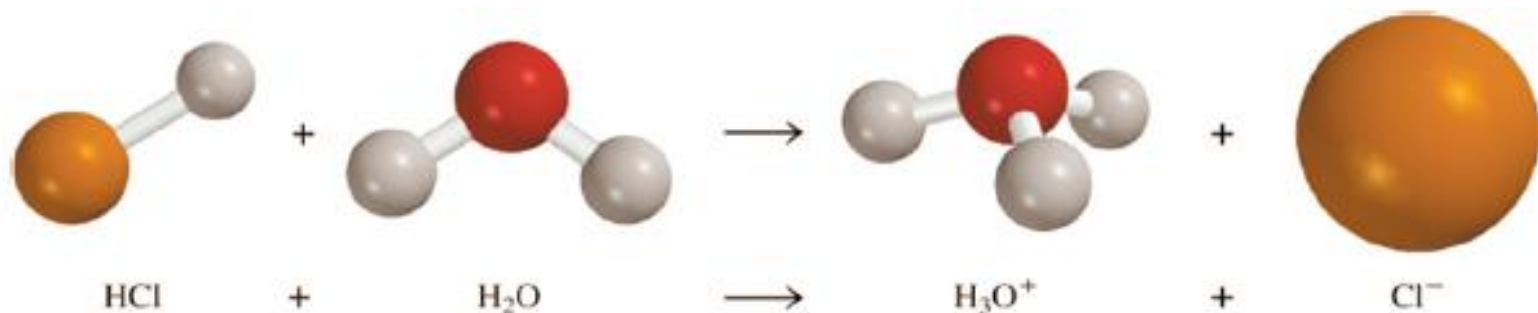
- imaju kiseo ukus
- sa metalima izdvajaju vodonik
- plavi lakmus boje crveno
- neutrališu se bazama

## Baze

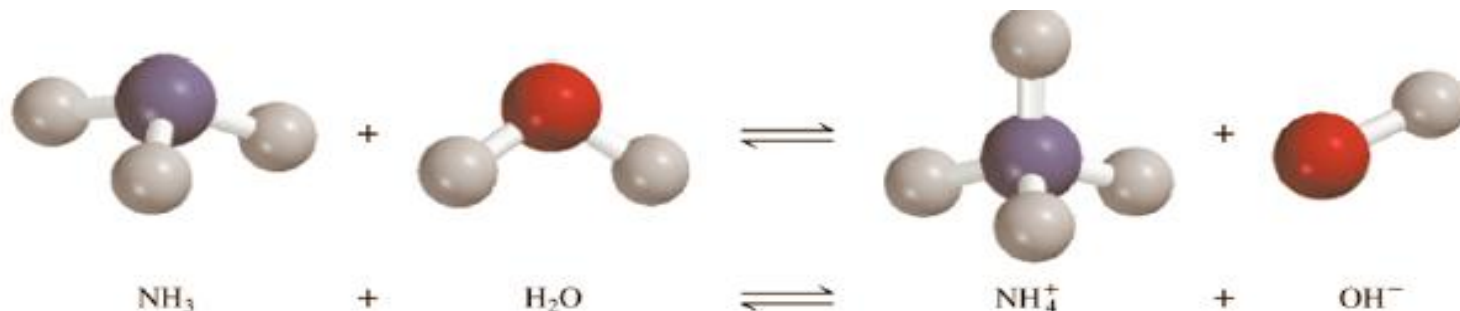
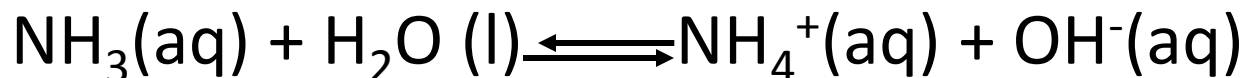
- imaju lužnat ukus
- klizave su pod prstima
- crveni lakmus boje plavo
- neutrališu se kiselinama

# Arenijusova teorija

- **Kiselina**—jedinjenje koje povećava  $[H^+]$  u vodi
- $HCl(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
- $HNO_3(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$



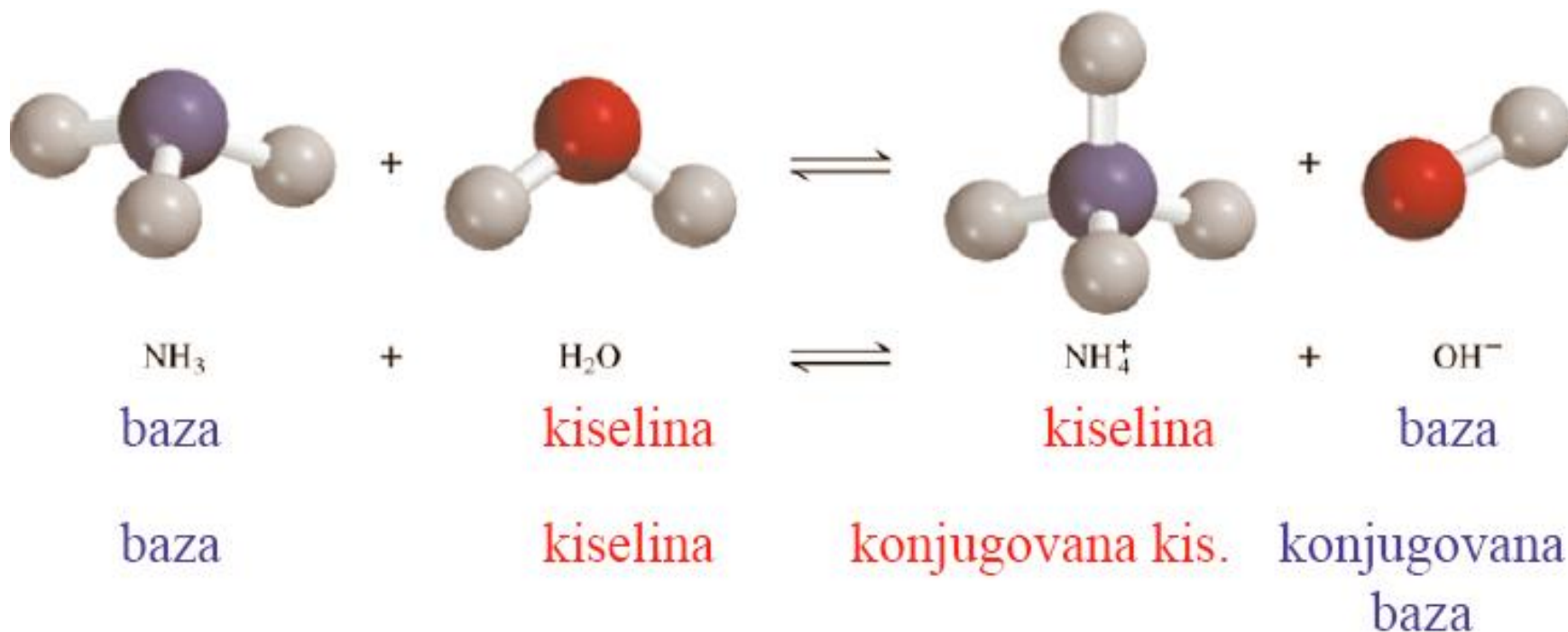
**Baza** -je jedinjenje koje povećava  $[OH^-]$  u vodi





# Brenšted-Lorijeva teorija

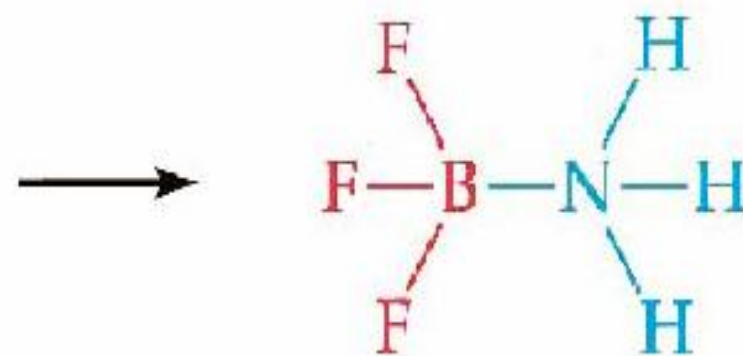
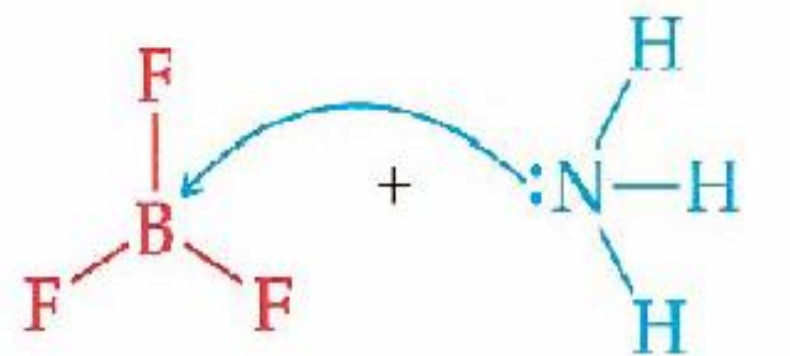
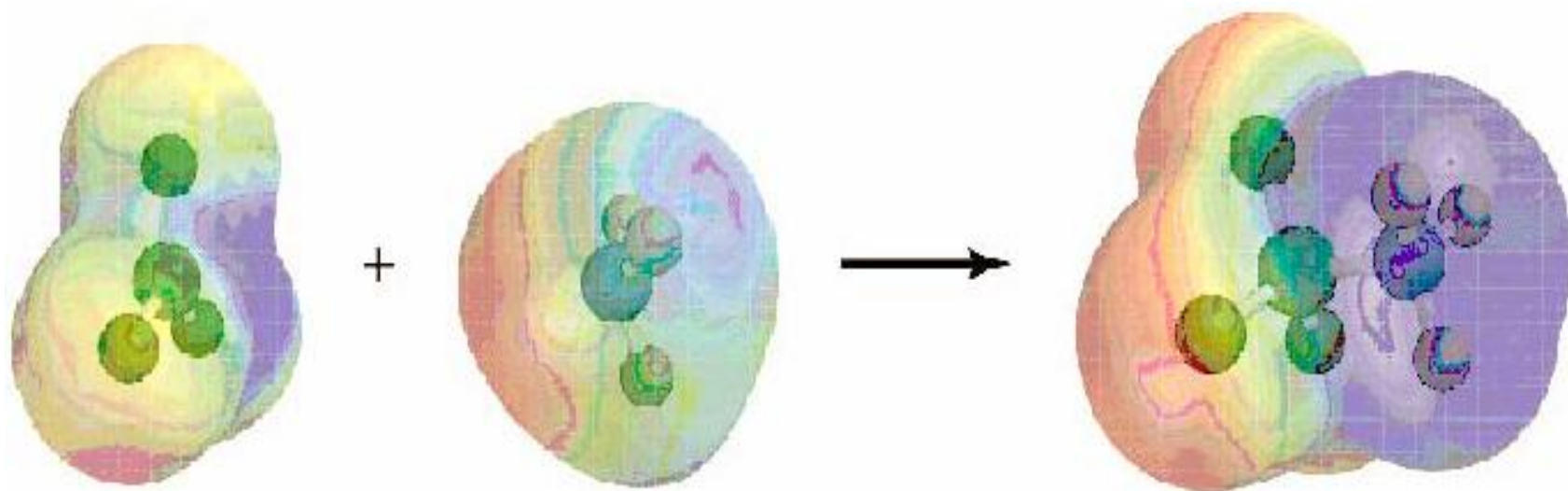
- **Kiselina**: davalac (donor) protona
- **Baza**: primalac (akceptor) protona
- $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$



# Luisova teorija

- **Luisova kiselina** je primalac (akceptor) elektronskog para.
- To su uglavnom katjoni i neutralni molekuli sa upražnjenim valentnim orbitalama, kao  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{BF}_3$ .
- **Luisova baza** je davalac (donor) elektronskog para.
- To su uglavnom anjoni i neutralni molekuli sa slobodnim elektronskim parovima, kao  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{O}^{2-}$ .
- Veza koja se tom prilikom ostvaruje je *koordinativno –kovalentna veza*

# Luisova teorija



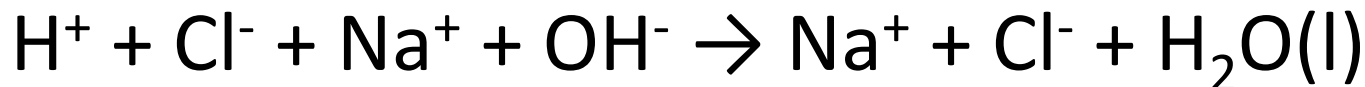
Luisova kiselina

Luisova baza

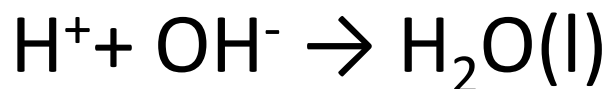
Jedinjenje sa koordinativnom vezom

# Reakcija neutralizacije

- $\text{H}^+$  iz kiseline i  $\text{OH}^-$  iz baze daju vodu dok katjon baze i anjon kiseline daju so.
- $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
- U jonskom obliku:



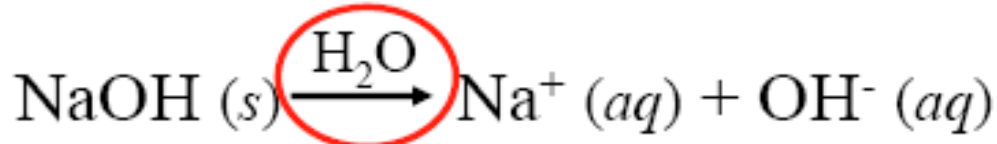
Reakcija neutralizacije se svodi na reakciju



# Jačina kiseline i baza

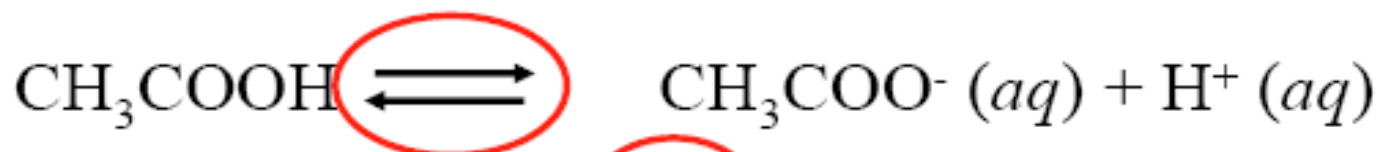
## A. Jaki elektroliti – 100% disocirani

- soli, jake kiseline, jake baze



## B. Slabi elektroliti – nisu potpuno disocirani

- slabe kiseline, slabe baze



## Jaka kiselina

pre disocijacije

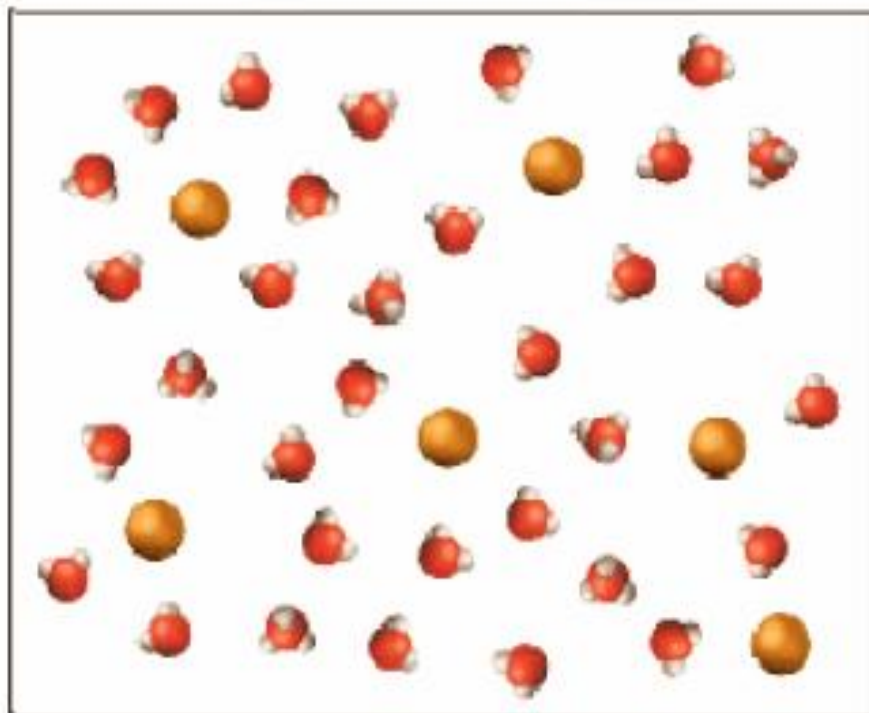
HCl



ravnoteža

H<sup>+</sup>

Cl<sup>-</sup>



## Slaba kiselina

pre disocijacije

HF

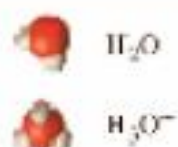
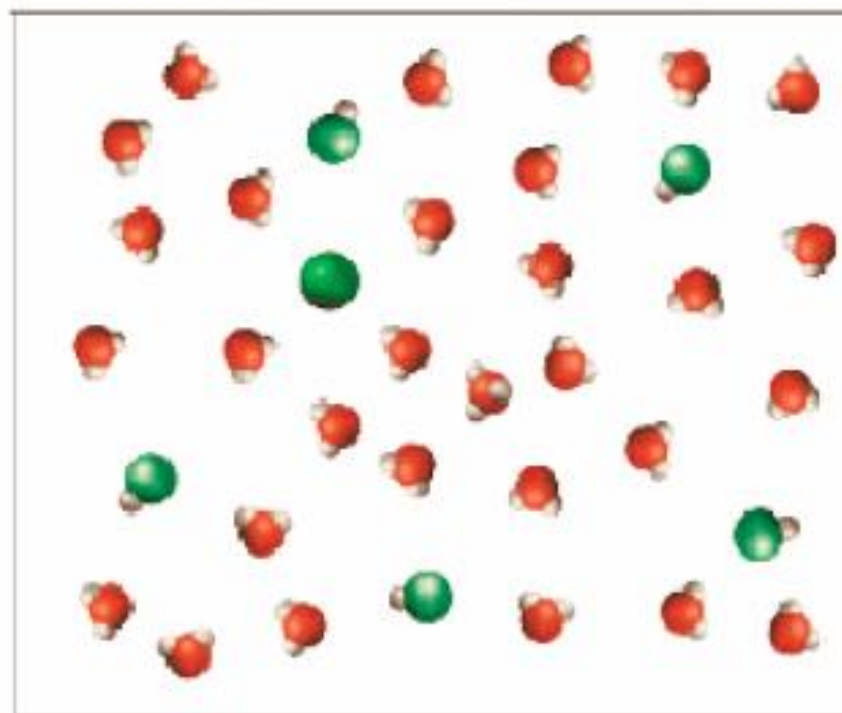
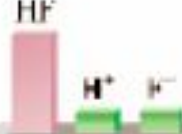


ravnoteža

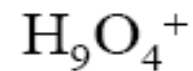
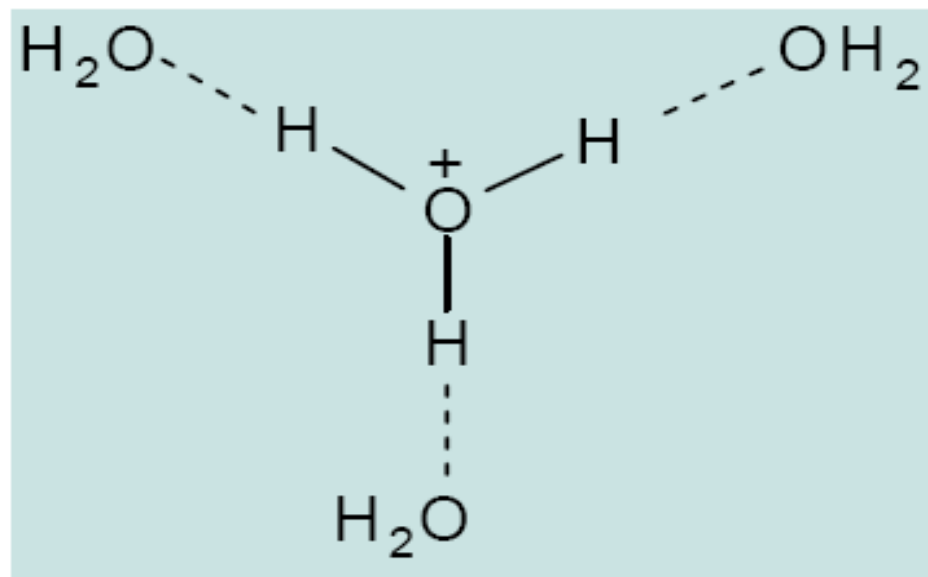
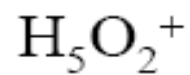
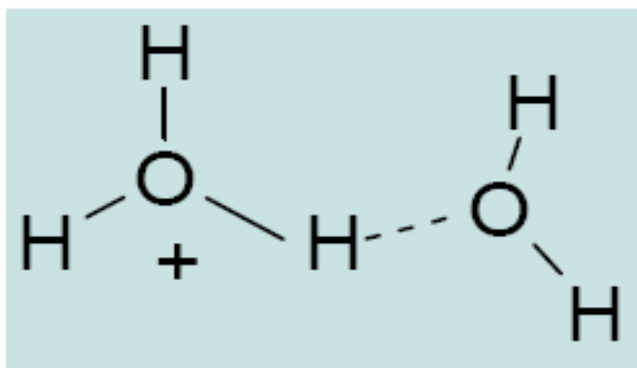
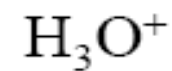
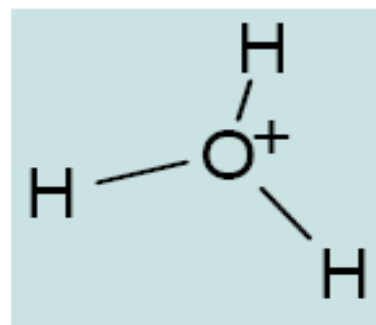
HF

H<sup>+</sup>

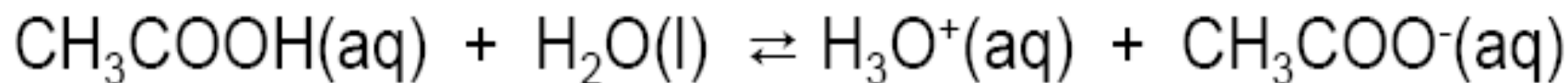
F<sup>-</sup>



Šta je  $\text{H}^+(\text{aq})$ ?



## Konstanta disocijacije



konstanta ravnoteže za ovu reakciju je:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K \cdot 55,5 \text{ mol} / \text{dm}^3$$



## Značenje $K_a$ i $K_b$

- Što je veća vrijednost konstante disocijacije kiseline ili baza to je dati elektrolit jača kiselina ili baza
- što je veća vrijednost konstante disocijacije položaj ravnoteže disocijacije je više pomjeren u korist jonizovanog oblika elektrolita.

# Konstante disocijacije kiselina

| <u>Kiselina</u>                                            | $K_a$                 | <u>Konjug. baza</u>                                        | $K_b$                 |
|------------------------------------------------------------|-----------------------|------------------------------------------------------------|-----------------------|
| HF                                                         | $7.1 \times 10^{-4}$  | F <sup>-</sup>                                             | $1.4 \times 10^{-11}$ |
| HNO <sub>2</sub>                                           | $4.5 \times 10^{-4}$  | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                               | $2.2 \times 10^{-11}$ |
| C <sub>9</sub> H <sub>8</sub> O <sub>4</sub> (aspirin)     | $3.0 \times 10^{-4}$  | C <sub>9</sub> H <sub>7</sub> O <sub>4</sub> <sup>-</sup>  | $3.3 \times 10^{-11}$ |
| HCO <sub>2</sub> H (mravlja)                               | $1.7 \times 10^{-4}$  | HCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                              | $5.9 \times 10^{-11}$ |
| C <sub>6</sub> H <sub>8</sub> O <sub>6</sub> (askorbinska) | $8.0 \times 10^{-5}$  | C <sub>6</sub> H <sub>7</sub> O <sub>6</sub> <sup>-</sup>  | $1.3 \times 10^{-10}$ |
| C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> H (benzoev)  | $6.5 \times 10^{-5}$  | C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup> | $1.5 \times 10^{-10}$ |
| CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H (sirćetna)               | $1.8 \times 10^{-5}$  | CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>               | $5.6 \times 10^{-10}$ |
| HCN                                                        | $4.9 \times 10^{-10}$ | CN <sup>-</sup>                                            | $2.0 \times 10^{-5}$  |
| C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH (fenol)                   | $1.3 \times 10^{-10}$ | C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sup>-</sup>               | $7.7 \times 10^{-5}$  |

## NAJČEŠĆE KORIŠĆENE KISELINE

| Jake kiseline                  |             | Slabe kiseline                 |            |
|--------------------------------|-------------|--------------------------------|------------|
| Formula                        | Naziv       | Formula                        | Naziv      |
| HCl                            | Hloridna    | HCN                            | Cijanidna  |
| HBr                            | Bromidna    | H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | Karbonatna |
| HI                             | Jodidna     | H <sub>2</sub> S               | Sulfidna   |
| HNO <sub>3</sub>               | Nitratna    | CH <sub>3</sub> COOH           | Acetatna   |
| HClO <sub>4</sub>              | Perhloratna | H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> | Boratna    |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | Sulfatna    |                                |            |

## POLIPROTONSKE KISELINE I BAZE

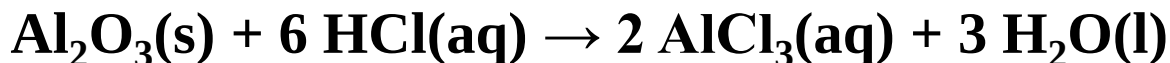
| Kisela forma              | Amfiprotionska forma      | Bazna forma         |
|---------------------------|---------------------------|---------------------|
| $\text{H}_2\text{S}$      | $\text{HS}^-$             | $\text{S}^{2-}$     |
| $\text{H}_3\text{PO}_4$   | $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ | $\text{HPO}_4^{2-}$ |
| $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ | $\text{HPO}_4^{2-}$       | $\text{PO}_4^{3-}$  |
| $\text{H}_2\text{CO}_3$   | $\text{HCO}_3^-$          | $\text{CO}_3^{2-}$  |
| $\text{H}_2\text{SO}_4$   | $\text{HSO}_4^-$          | $\text{SO}_4^{2-}$  |

## AMFOTERNI OKSIDI



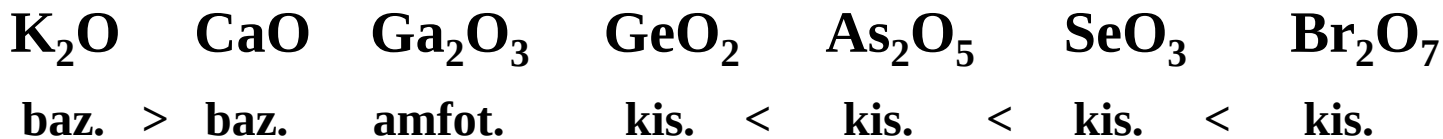
Imaju istovremeno osobine i baznih i kiselih oksida.

### Reakcije sa kiselinama i bazama:



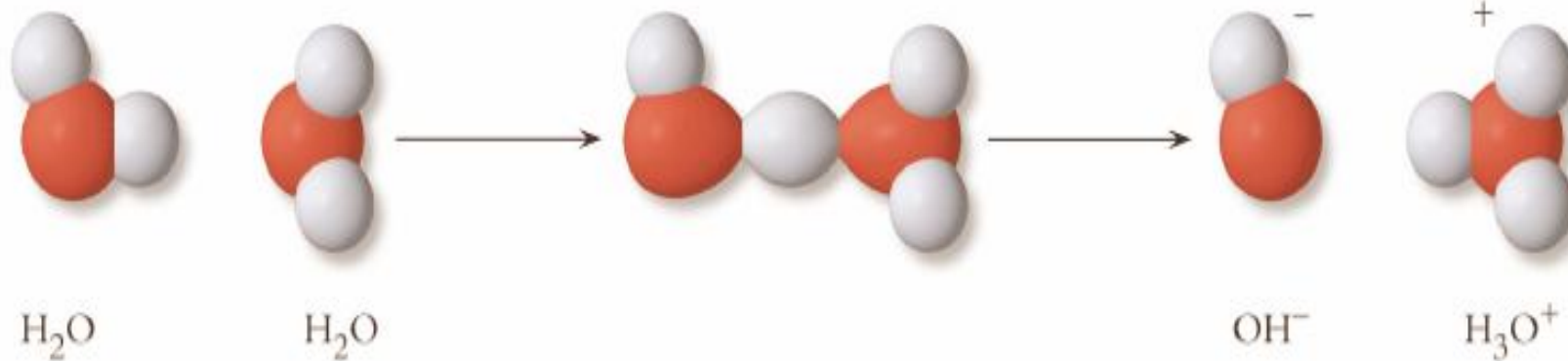
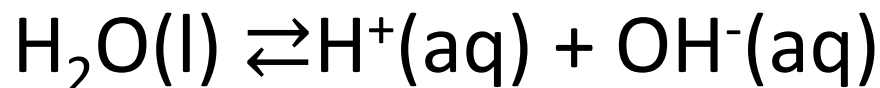
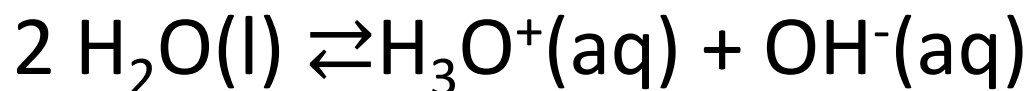
Periodni sistem: - **u periodi kiselost oksida raste** (važi za s- i p- elemente);

*Primer: 4. perioda*

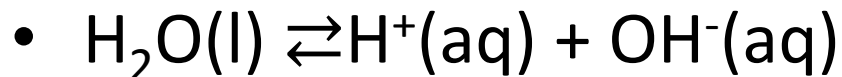


# Autojonizacija vode

- voda je veoma slab elektrolit i u veoma maloj mjeri disocira prema jednačini:



# Jonski proizvod vode



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

- U razblaženim vodenim rastvorima koncentracija vode ostaje praktično konstantna tako da slijedi:
- $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$  (25 °C)
- Jonski proizvod vode je **proizvod koncentracija vodonikovih i hidroksidnih jona u vodenim rastvorima i konstantna je vrijednost na konstantnoj temperaturi.**

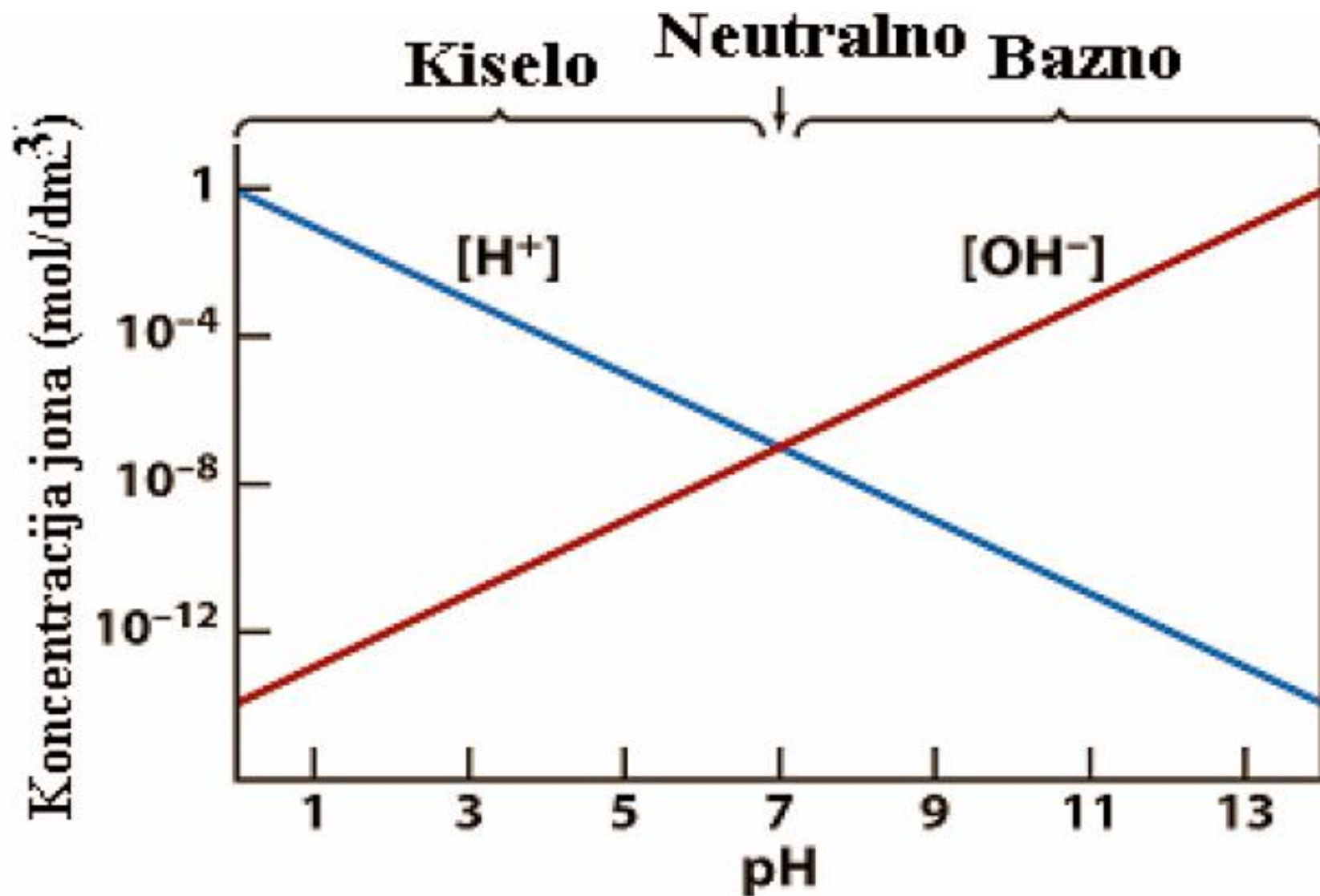
# pH i pOH

- pH je negativni dekadni logaritam koncentracije vodonikovih jona
- $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
- pOH je negativni dekadni logaritam koncentracije hidroksidnih jonap
- $\text{OH} = -\log [\text{OH}^-]$
- •veza između pH i pOH

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

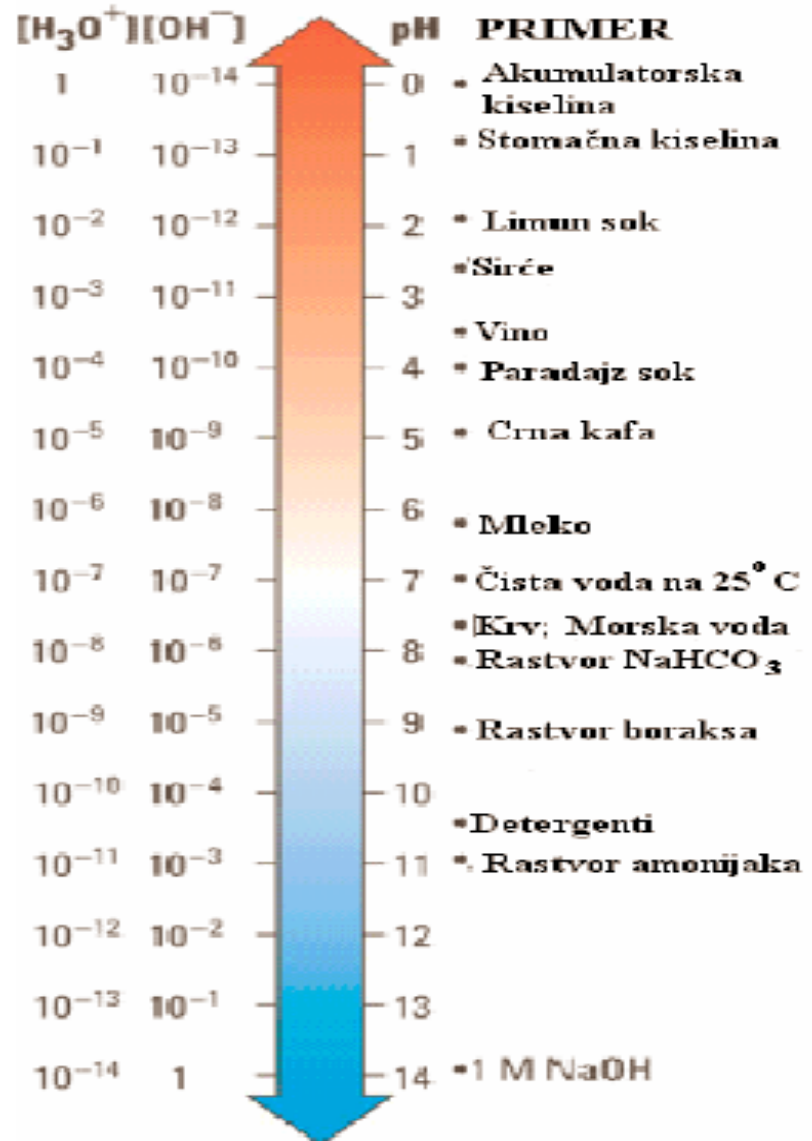


## Odnos između pH i $[H^+]$ i $[OH^-]$

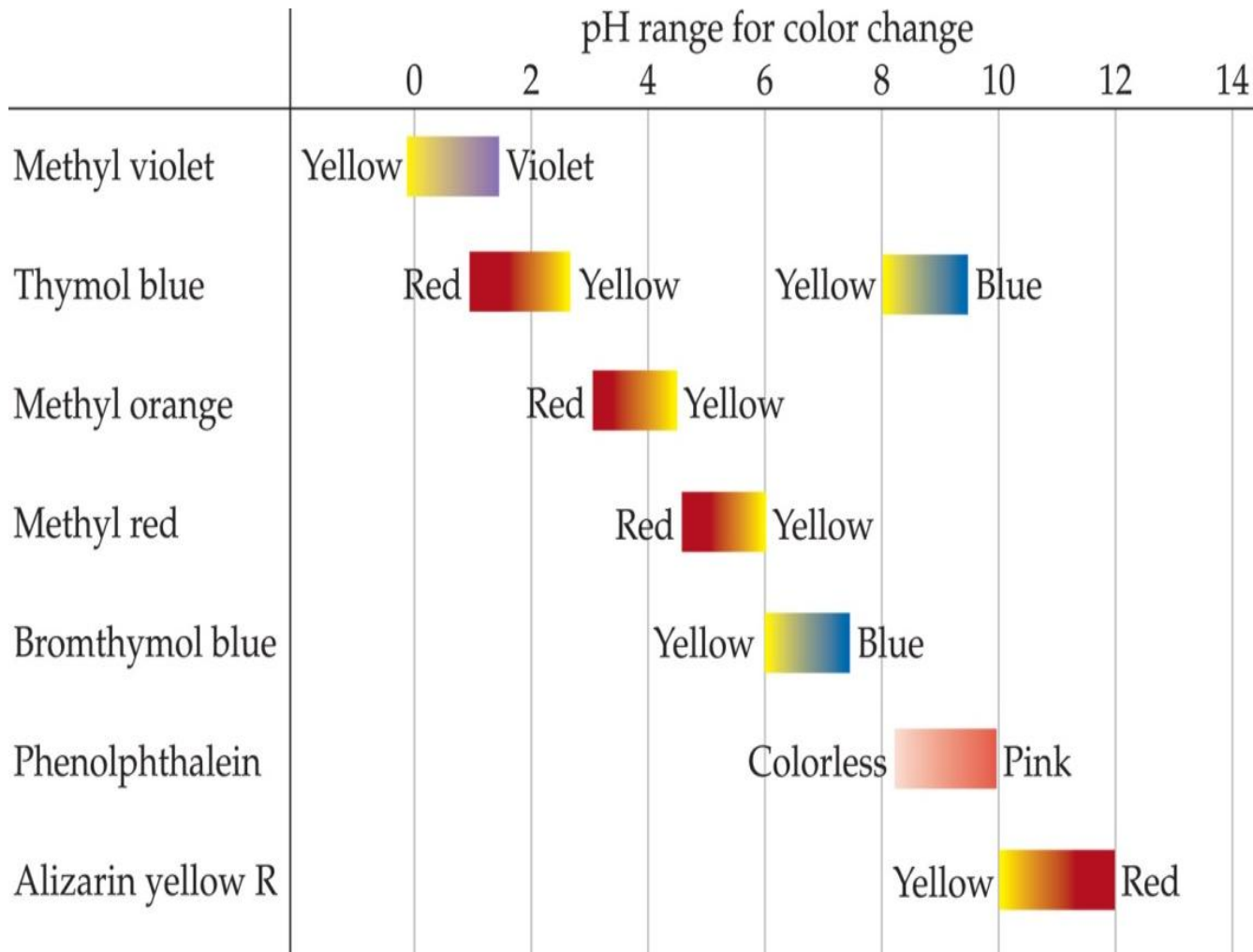


# Značenje pH

- Promjena pH vrijednosti od jedne pH jedinice označava promjenu koncentracije vodonikovih jona od 10 puta, a promjena od 2 pH jedinice 100 puta, 3 pH jedinice 1000 puta itd.



# Indikatori



- Lakmus:
- Crveno u plavo pri pH=8
- Plavo u crveno pri pH 5

# Indikatori



- Boje rastvora plavog kupusa u raznim pH sredinama

# pH -metar

- Za precizna mjerenja pH



# Puferi

- Puferi (puferske smješe ili regulatori pH) predstavljaju takve sisteme koji su sposobni da se odupiru promjeni pH u rastvorima.
- Puferi ili puferske smješe se sastoje od slabe kiseline i njene soli koja sadrži isti anjon ili od slabe baze i njene soli koja sadrži isti katjon.
- Acetatni puferi (CH<sub>3</sub>COOH, CH<sub>3</sub>COONa);
- Amonijačni (NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>Cl);
- Karbonatni (NaHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) i
- Fosfatni (NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> i Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> ili Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> i Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

# Djelovanje pufera

## Odupiranje promjeni pH

### Voda

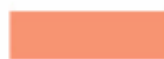
1.00 L **vode** + 0.010 mol  $\text{OH}^-$



1.00 L **vode**



1.00 L **vode** + 0.010 mol  $\text{H}_3\text{O}^+$



pH 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

### Rastvor pufera

1.00 L **pufera** + 0.010 mol  $\text{OH}^-$



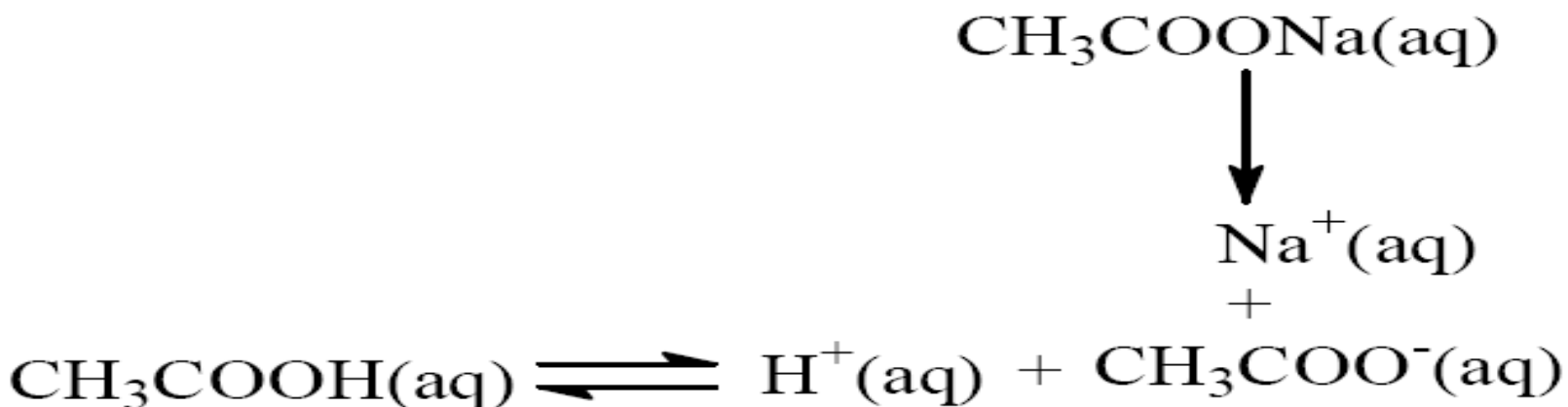
1.00 L **pufera**



1.00 L **pufera** + 0.010 mol  $\text{H}_3\text{O}^+$



## Puferi - Izračunavanje pH



Ravnoteže u acetatnom puferskom sistemu

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{C_k}{C_s}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{C_b}{C_s}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_k}{C_s}$$



# Puferski kapacitet

- Ograničena je količina jake kiseline ili baze koja se može dodati bez veće promjene pH
- Puferski kapacitet zavisi od koncentracije komponenti pufera i pH pufera
- PRAVILO: Optimalni dijapazon pH primjene pufera:

$$\text{pH} = \text{pKa} \pm 1$$

# Puferski kapacitet

## Optimalno područje primjene pufera

