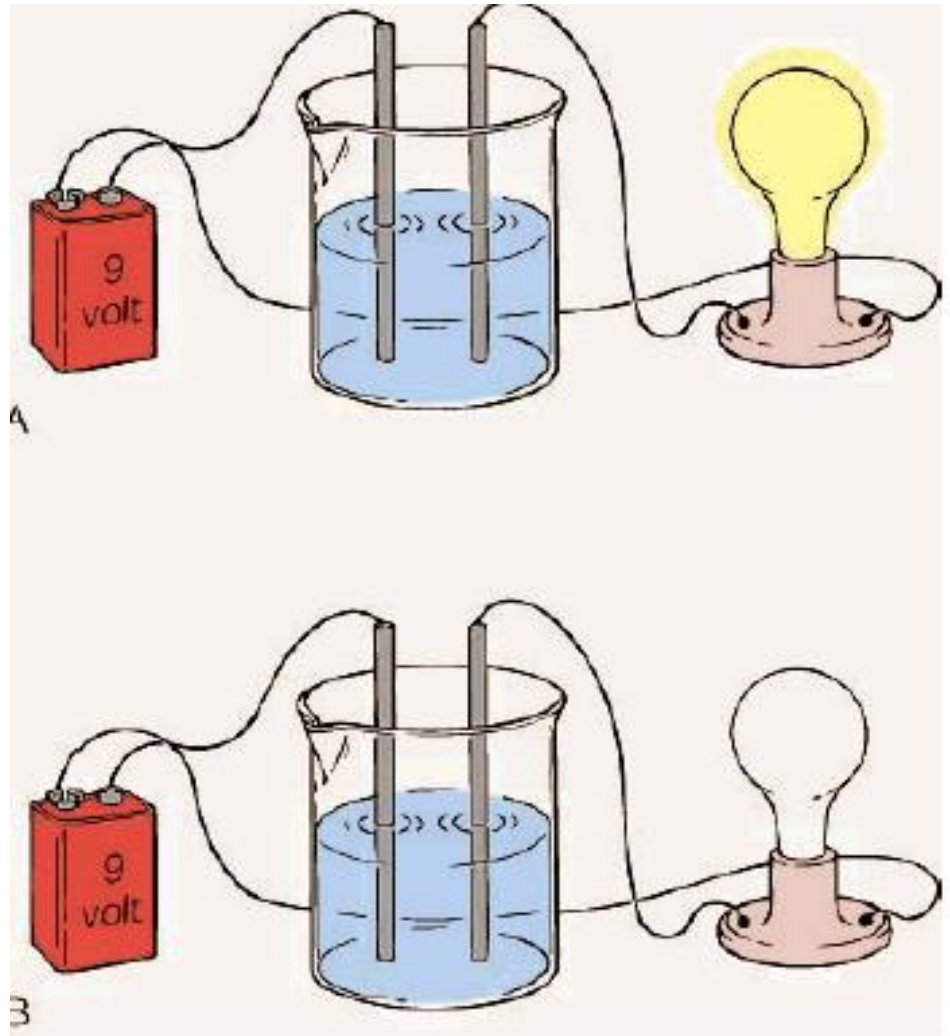


Elektroliti

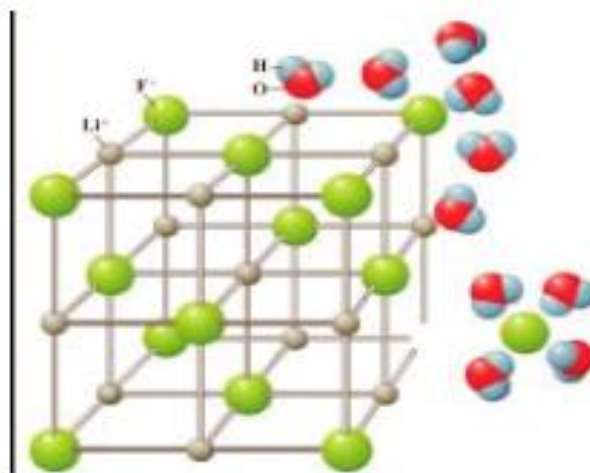
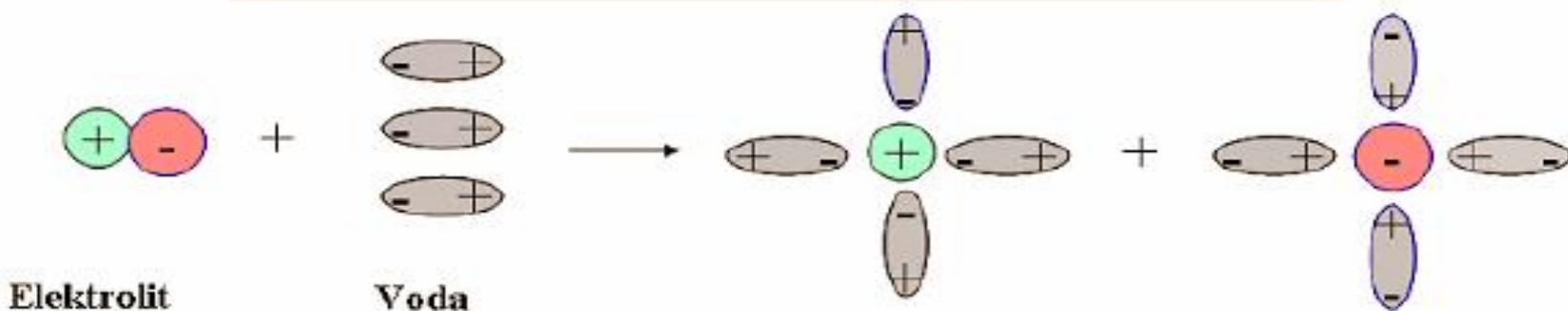
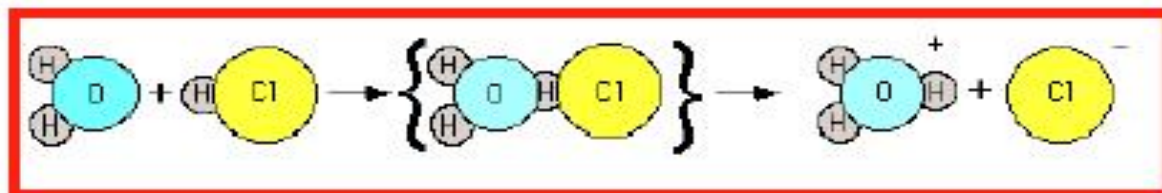
- Vodeni rastvori elektrolita provode električnu struju
- Vodeni rastvori neelektrolita ne provode električnu struju



Rastvori elektrolita sadrže jone

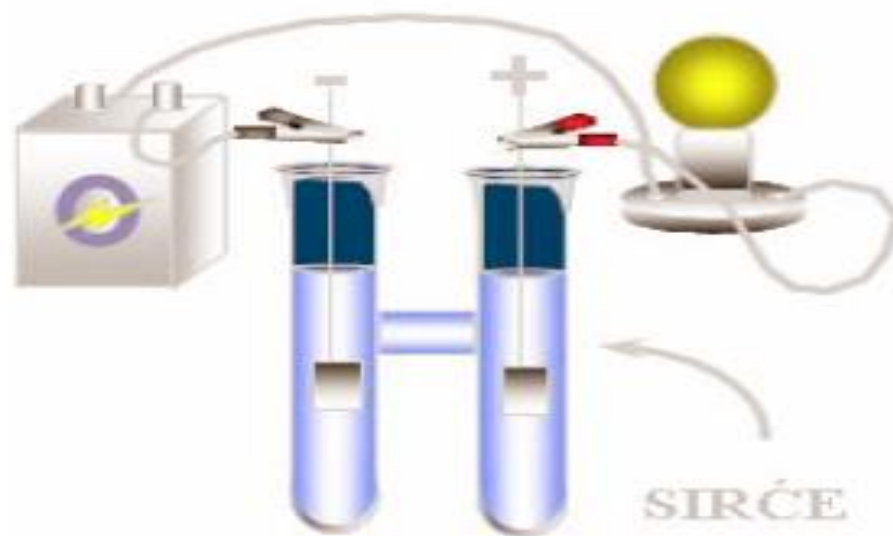
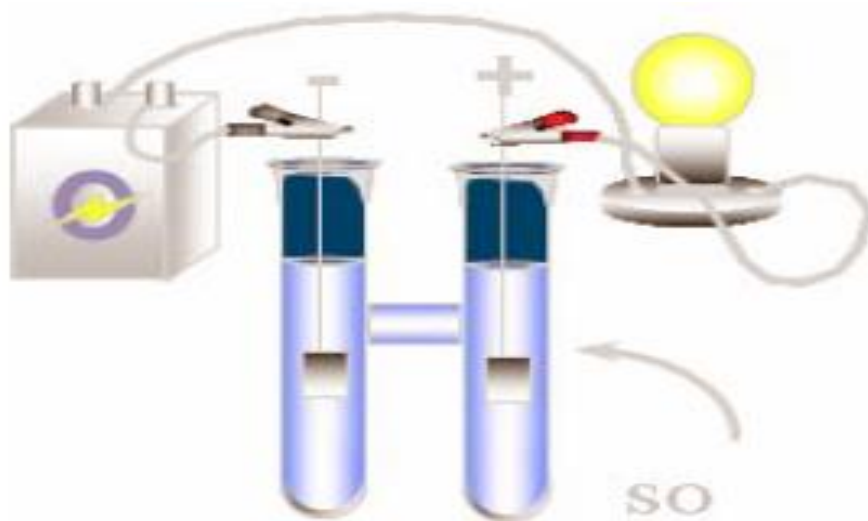
- Joni u rastvoru nastaju elektrolitičkom disocijacijom
- Elektrolitiška disocijacija je spontani proces izdvajanja jona iz jonskih kristalnih rešetki ili iz molekula sa polarnim kovalentnim vezama dejstvom polarnih molekula vode.

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

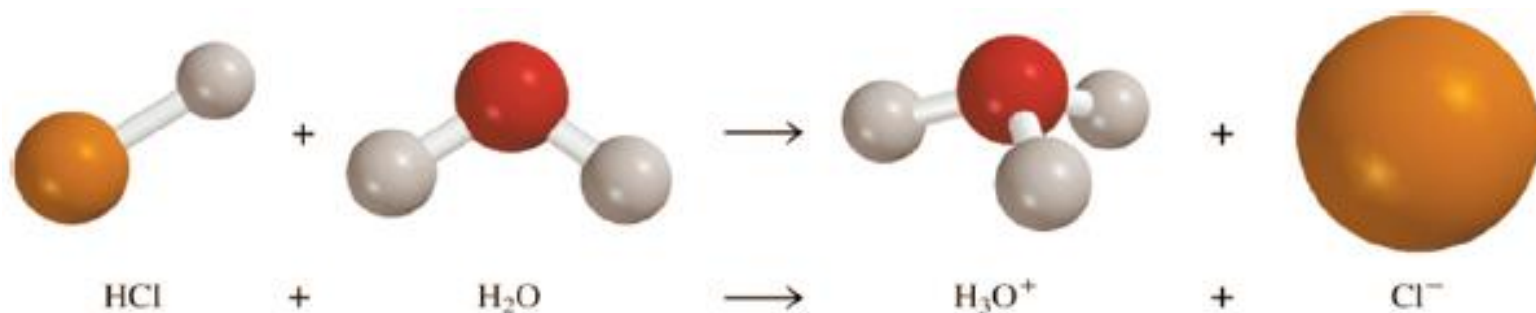
- imaju kiseo ukus
- sa metalima izdvajaju vodonik
- plavi lakmus boje crveno
- neutrališu se bazama

Baze

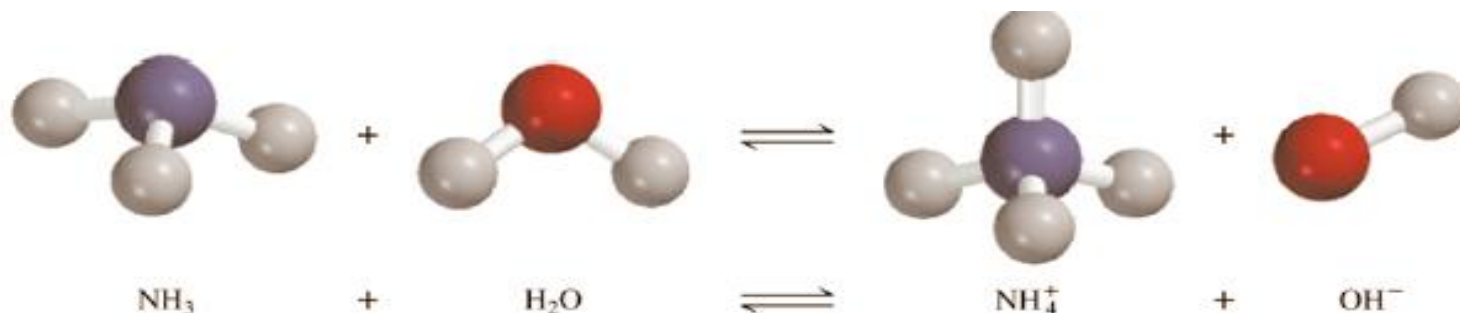
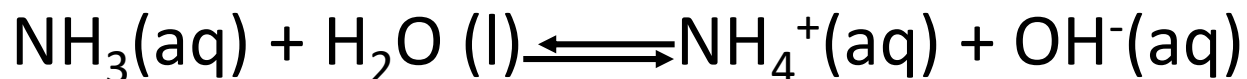
- imaju lužnat ukus
- klizave su pod prstima
- crveni lakmus boje plavo
- neutrališu se kiselinama

Arenijusova teorija

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

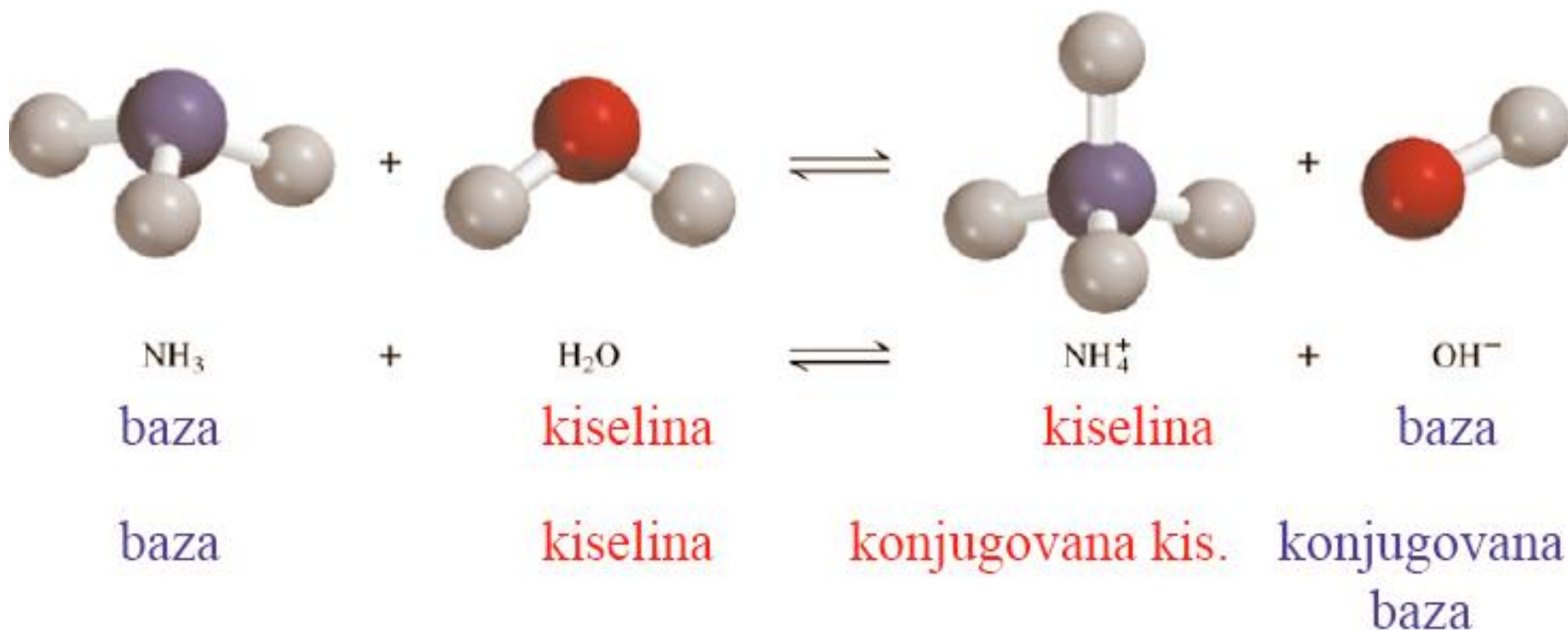


Baza -je jedinjenje koje povećava $[OH^-]$ u vodi



Brenšted-Lorijeva teorija

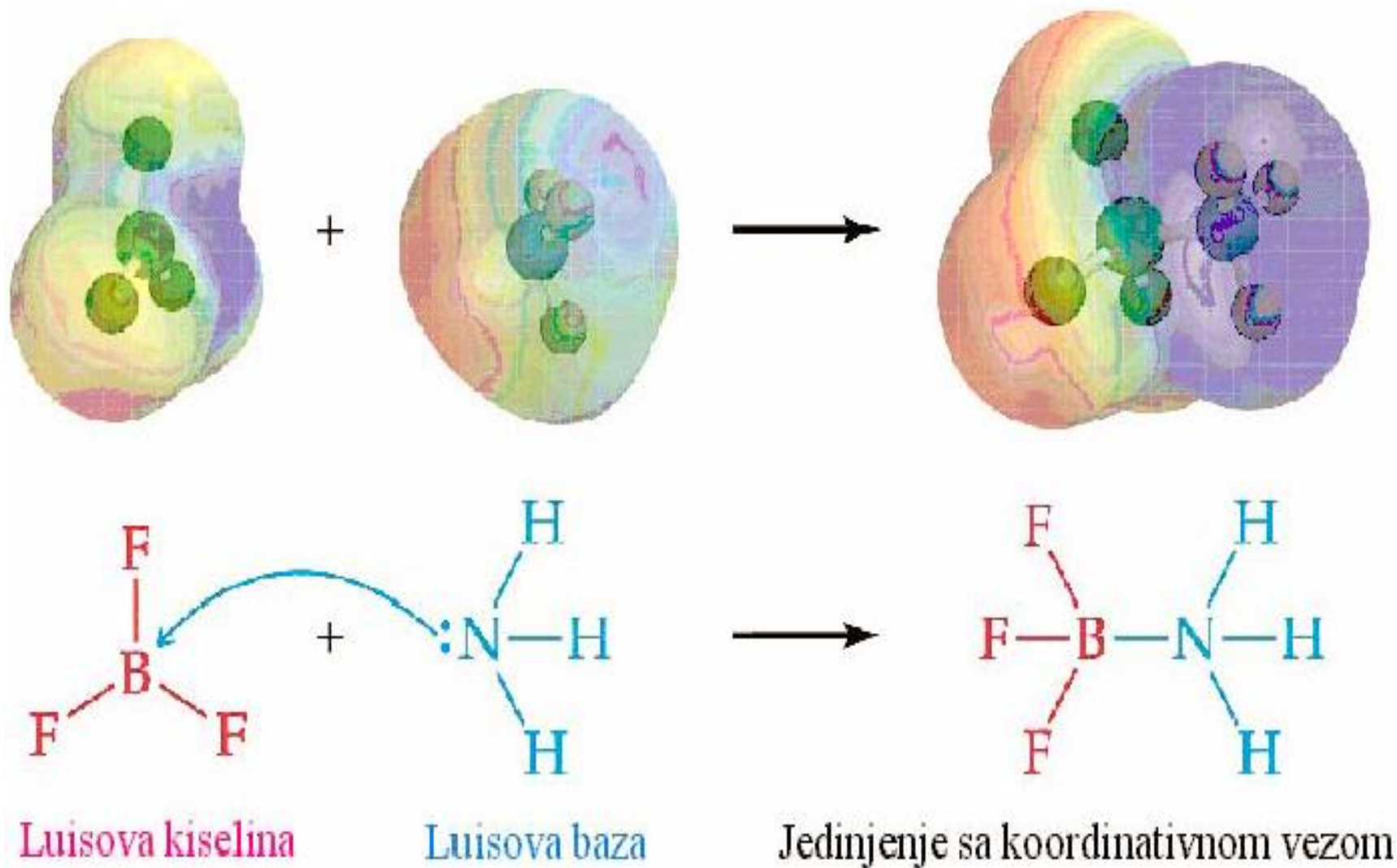
- **Kiselina**: davalac (donor) protona
- **Baza**: primalac (akceptor) protona
- $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$



Luisova teorija

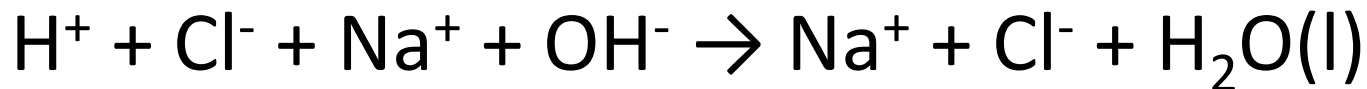
- **Luisova kiselina** je primalac (akceptor) elektronskog para.
- To su uglavnom katjoni i neutralni molekuli sa upražnjenim valentnim orbitalama, kao Al^{3+} , Cu^{2+} , H^+ , BF_3 .
- **Luisova baza** je davalac (donor) elektronskog para.
- To su uglavnom anjoni i neutralni molekuli sa slobodnim elektronskim parovima, kao H_2O , NH_3 , O^{2-} .
- Veza koja se tom prilikom ostvaruje je *koordinativno –kovalentna veza*

Luisova teorija

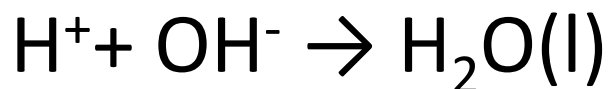


Reakcija neutralizacije

- H^+ iz kiseline i 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:



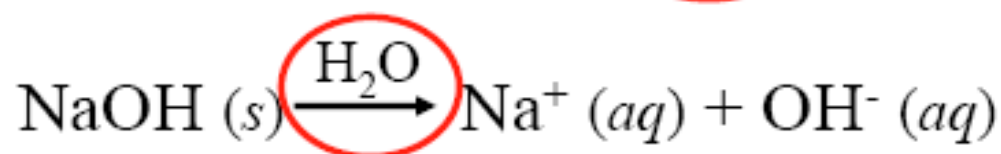
Reakcija neutralizacije se svodi na reakciju



Jačina kiselina i baza

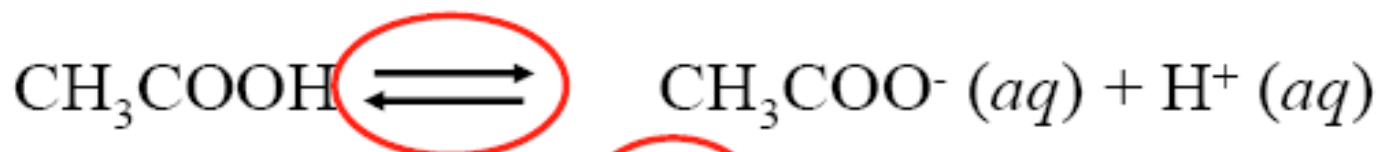
A. Jaki elektroliti – 100% disocirani

- soli, jake kiseline, jake baze



B. Slabi elektroliti – nisu potpuno disocirani

- slabe kiseline, slabe baze



Jaka kiselina

pre disocijacije

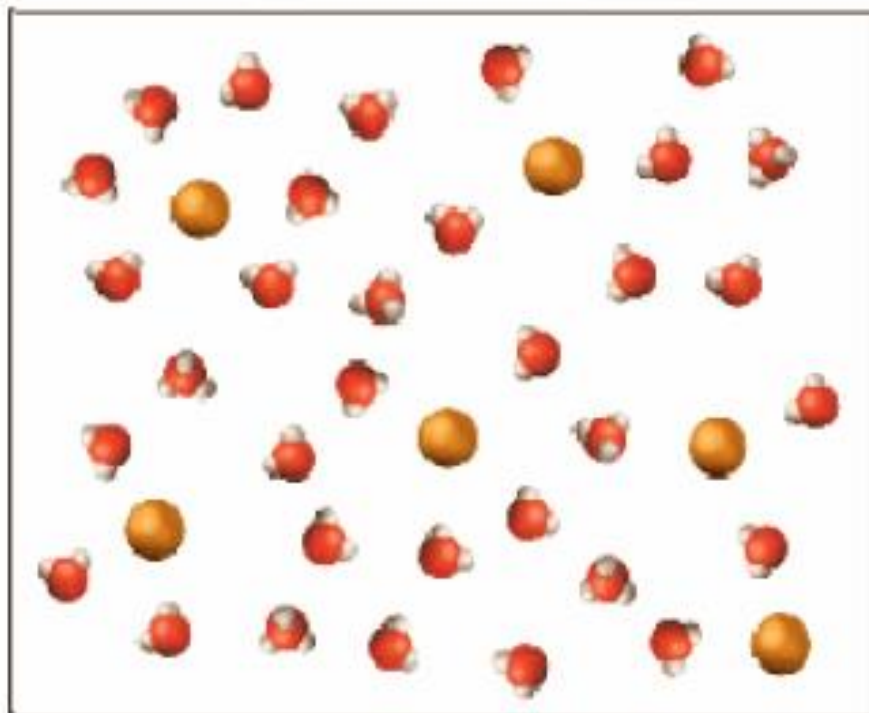
HCl



ravnoteža

H⁺

Cl⁻



Slaba kiselina

pre disocijacije

HF

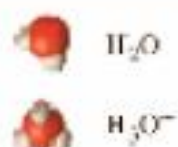
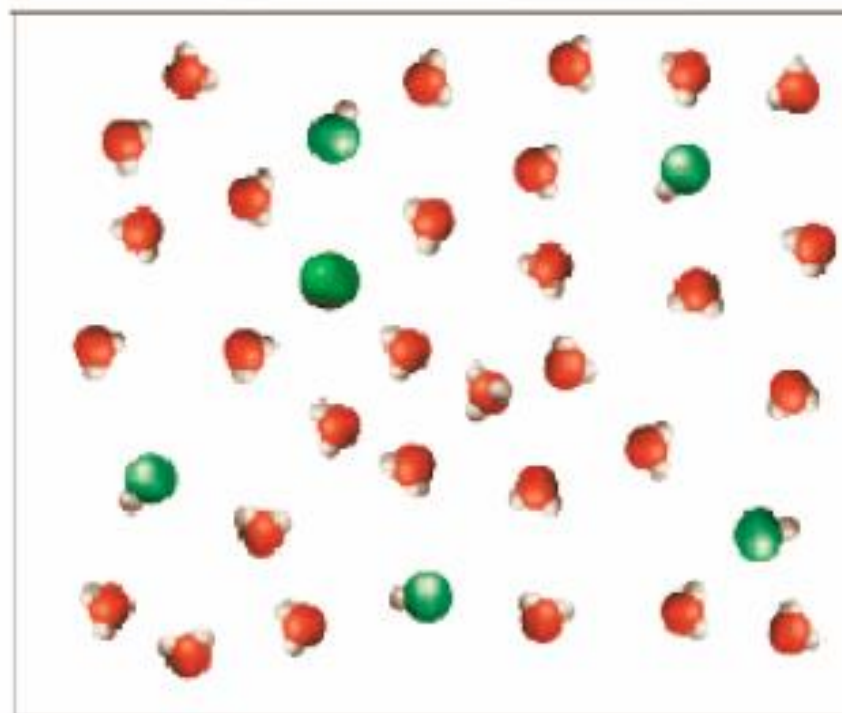
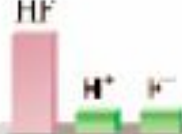


ravnoteža

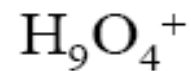
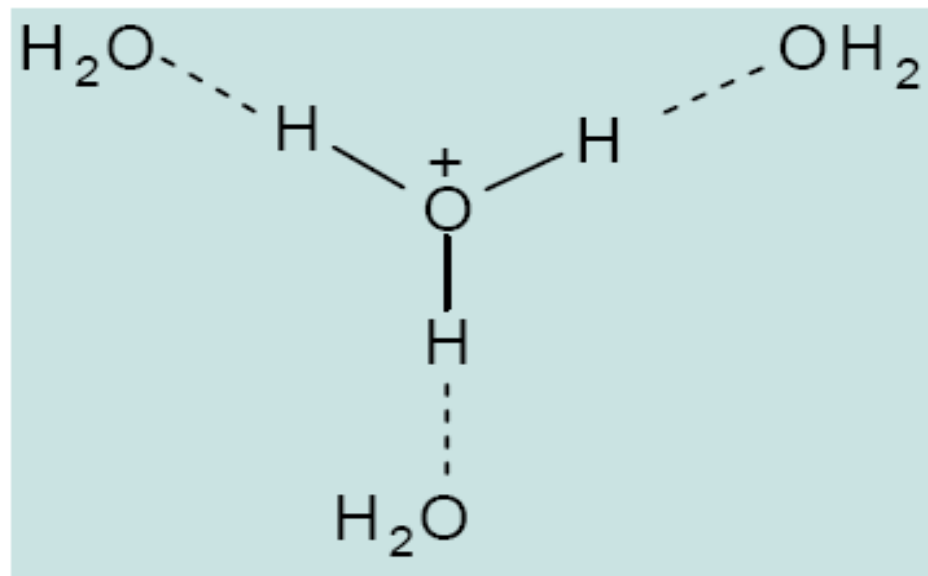
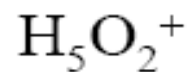
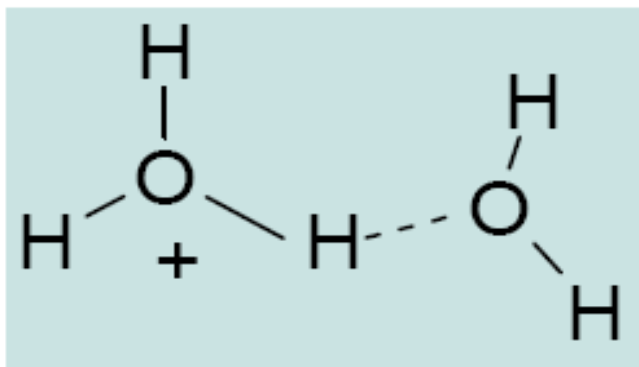
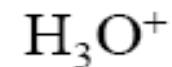
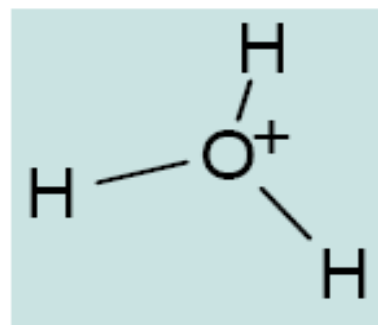
HF

H⁺

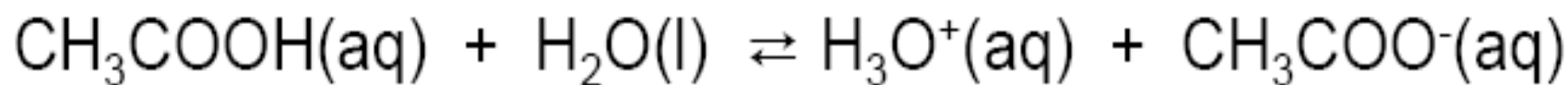
F⁻



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	7.1×10^{-4}	F ⁻	1.4×10^{-11}
HNO ₂	4.5×10^{-4}	NO ₂ ⁻	2.2×10^{-11}
C ₉ H ₈ O ₄ (aspirin)	3.0×10^{-4}	C ₉ H ₇ O ₄ ⁻	3.3×10^{-11}
HCO ₂ H (mravlja)	1.7×10^{-4}	HCO ₂ ⁻	5.9×10^{-11}
C ₆ H ₈ O ₆ (askorbinska)	8.0×10^{-5}	C ₆ H ₇ O ₆ ⁻	1.3×10^{-10}
C ₆ H ₅ CO ₂ H (benzoev)	6.5×10^{-5}	C ₆ H ₅ CO ₂ ⁻	1.5×10^{-10}
CH ₃ CO ₂ H (sirćetna)	1.8×10^{-5}	CH ₃ CO ₂ ⁻	5.6×10^{-10}
HCN	4.9×10^{-10}	CN ⁻	2.0×10^{-5}
C ₆ H ₅ OH (fenol)	1.3×10^{-10}	C ₆ H ₅ O ⁻	7.7×10^{-5}

NAJČEŠĆE KORIŠĆENE KISELINE

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

POLIPROTONSKE KISELINE I BAZE

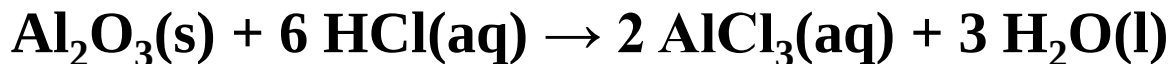
Kisela forma	Amfiprotionska forma	Bazna forma
H_2S	HS^-	S^{2-}
H_3PO_4	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}
H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}
H_2CO_3	HCO_3^-	CO_3^{2-}
H_2SO_4	HSO_4^-	SO_4^{2-}

AMFOTERNI OKSIDI



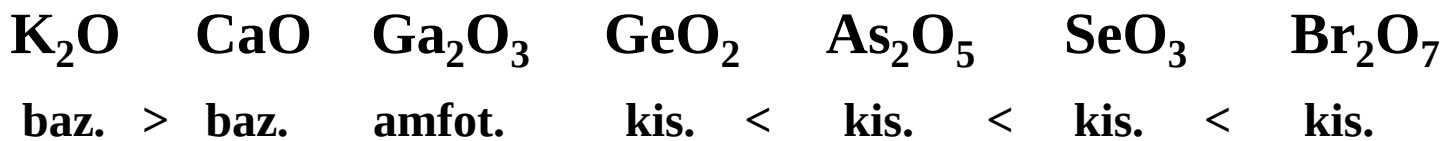
Imaju istovremeno osobine i baznih i kiselih oksida.

Reakcije sa kiselinama i bazama:



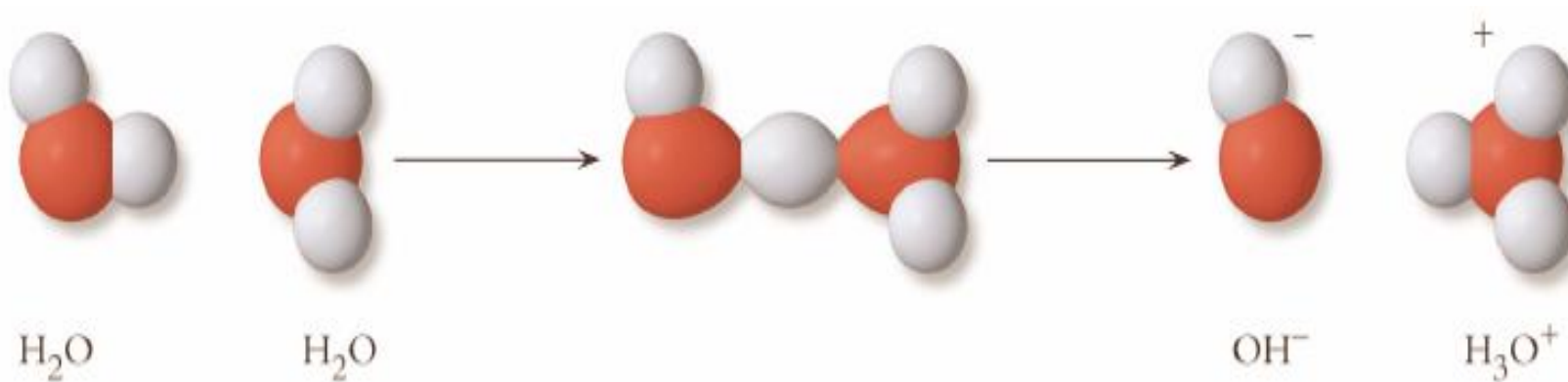
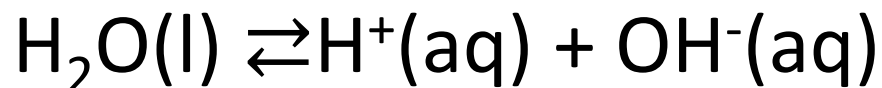
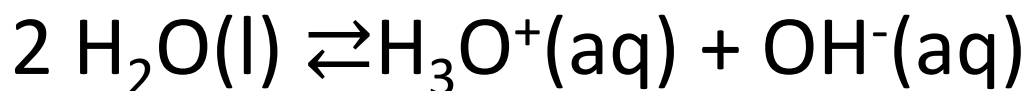
Periodni sistem: - **u periodi kiselost oksida raste** (važi za s- i p- elemente);

Primer: 4. perioda

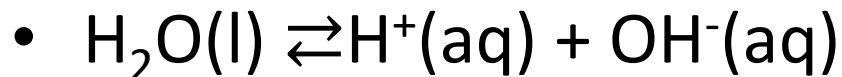


Autojonizacija vode

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



Jonski proizvod vode



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

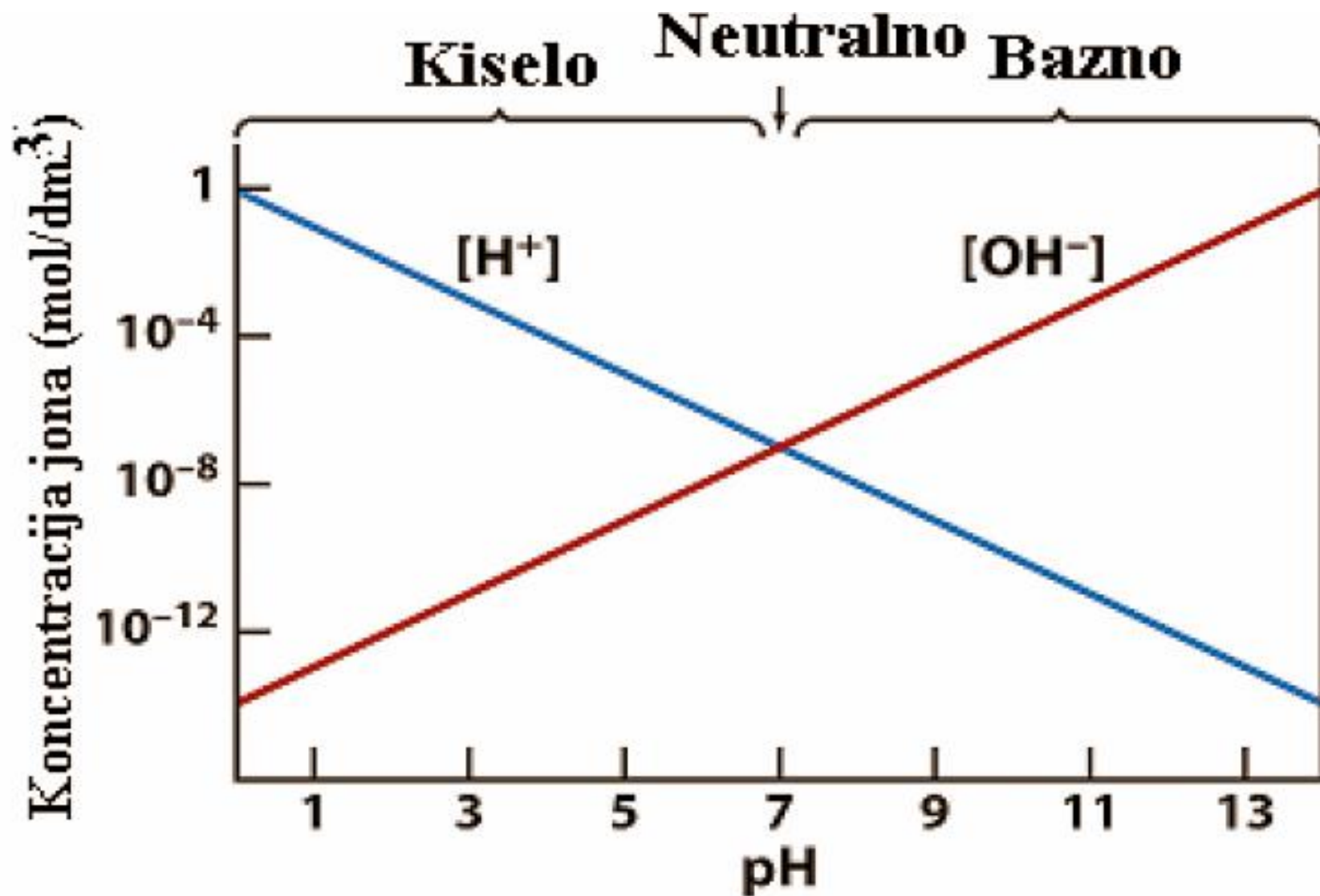
- U razblaženim vodenim rastvorima koncentracija vode ostaje praktično konstantna tako da slijedi:
- $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6 \text{ (25 } ^\circ\text{C)}$
- Jonski proizvod vode je **proizvod koncentracija vodonikovih i hidroksidnih jona u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

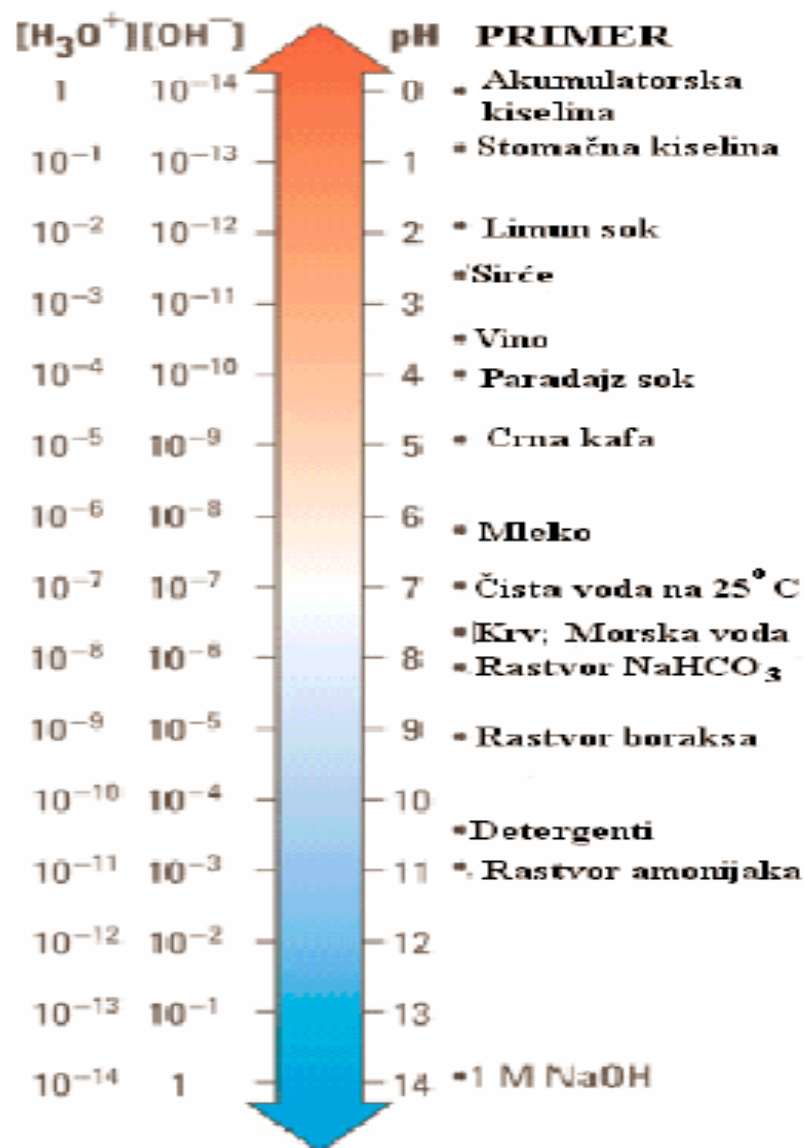
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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



- Boje rastvora plavog kupusa u raznim pH sredinama

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 (CH₃COOH, CH₃COONa);
- Amonijačni (NH₃, NH₄Cl);
- Karbonatni (NaHCO₃, Na₂CO₃) i
- Fosfatni (NaH₂PO₄ i Na₂HPO₄ ili Na₂HPO₄ i Na₃PO₄).

Djelovanje pufera

Odupiranje promjeni pH

Voda

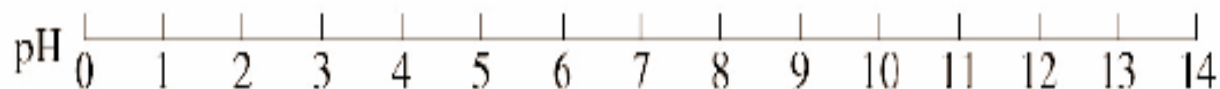
1.00 L **vode** + 0.010 mol OH^-



1.00 L **vode**



1.00 L **vode** + 0.010 mol H_3O^+



Rastvor pufera

1.00 L **pufera** + 0.010 mol OH^-



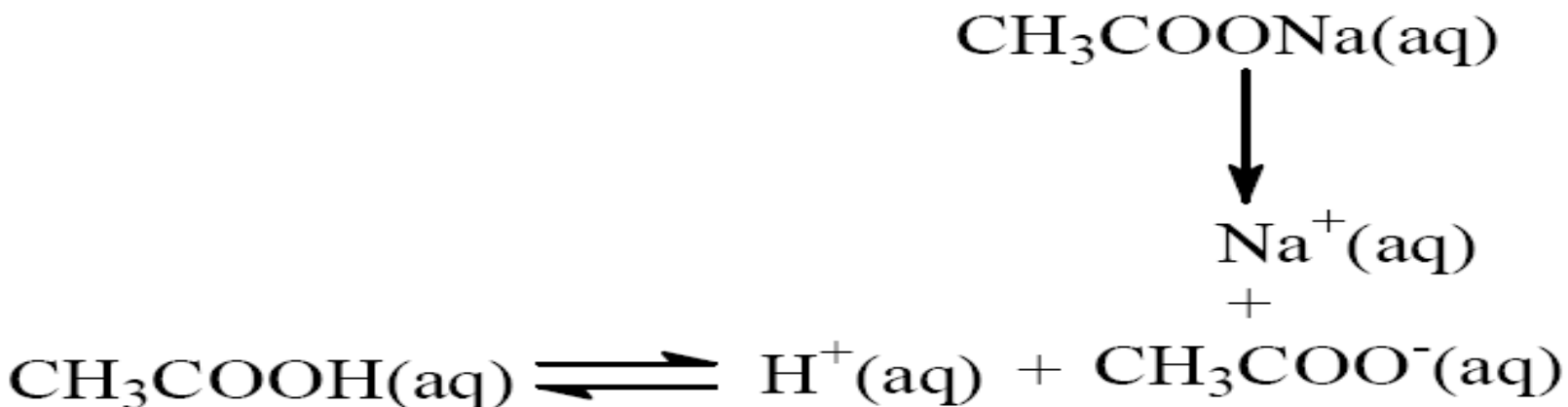
1.00 L **pufera**



1.00 L **pufera** + 0.010 mol H_3O^+



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

