

R A S T V O R I

DISPERZNI SISTEMI

- Disperzija (lat.) raspršivanje, rasipanje
- Disperzni sistem je smješa u kojoj su jedna ili više supstanci raspršene u nekoj drugoj supstanci u obliku sitnih čestica
- Disperziono sredstvo –supstanca u kojoj se vrši disperzija
- Dispergovana faza –supstanca(e) koje se disperguju

Podjela disperznih sistema prema veličini dispergovanih čestica:

	Pravi rastvori	Koloidni sistemi	Grubo disperzni sistemi
Veličina čestica (nm)	< 1 (molekuli i joni)	1 - 100	> 100
Stabilnost	Stabilni	Ne talože se spontano (mogu se destabilizovati)	Nestabilni

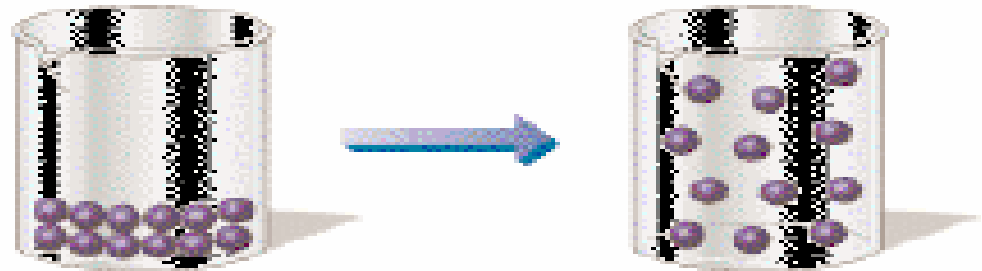
Grubo-disperzni sistemi: heterogene smješe

- **suspenzije** (čvrsta supstanca dispergovana u tečnoj)
- **emulzije** (tečna supstanca dispergovana u drugoj tečnoj supstanci sa kojom se ne miješa)

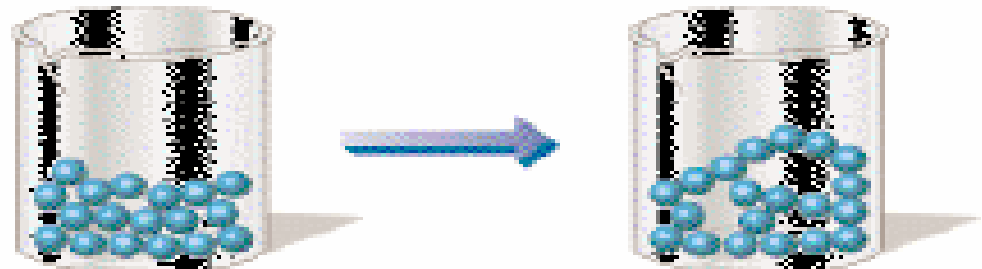
Pravi rastvori

- Homogene smješe dvije ili više supstanci
- Sastoje se od najmanje dvije komponente
- Rastvarač = **Disperzno sredstvo**
- Rastvorna susptanca(rastvorak)=**Dispergovana supstanca**
- **Isto agregatno stanje:**
rastvarač: supstanca koja je u većoj količini
izuzetak: voda konc. H_2SO_4 (98 %) - vodeni rastvor kiseline
- **Različita agregatna stanja:**
rastvarač: supstanca koja ima isto agregatno stanje kao rastvor

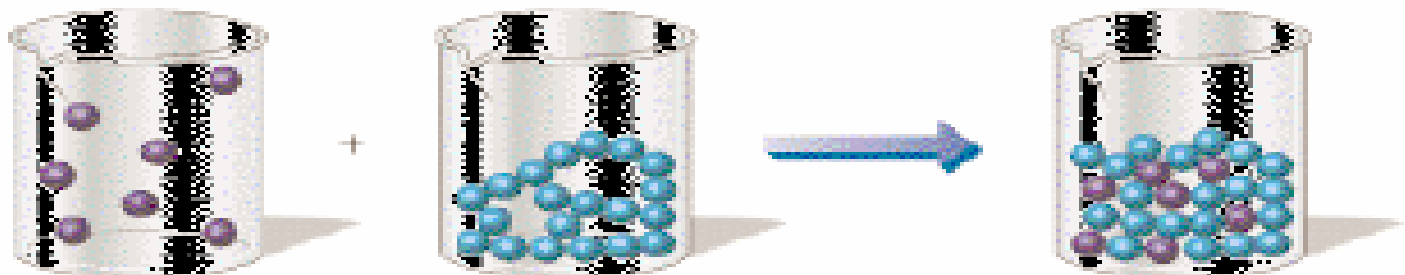
PROCES RASTVARANJA



Razdvajanje čestica rastvorka



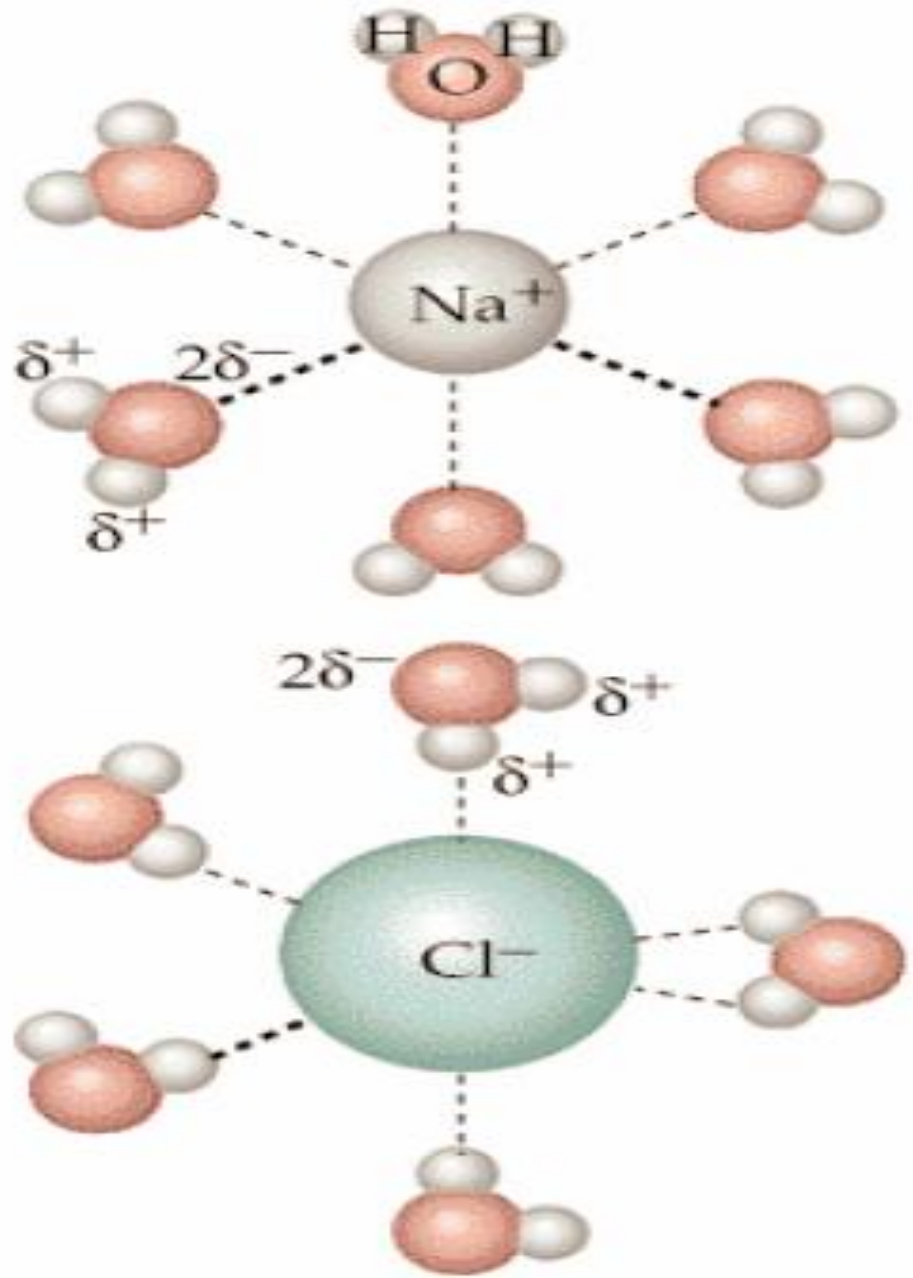
Razdvajanje čestica rastvarača



Nastajanje međudejstva čestica rastvarača i rastvorka

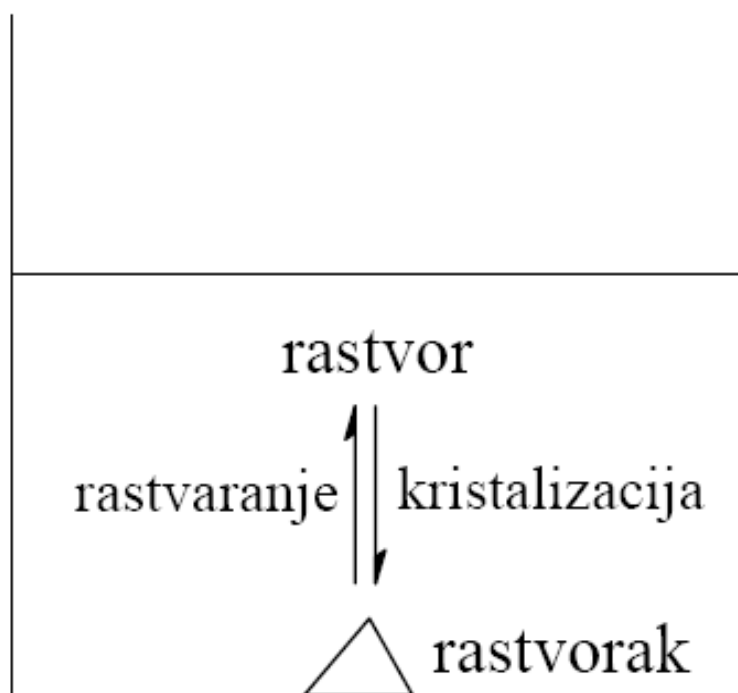
Primjer rastvaranja NaCl

- Vodonične veze između molekula vode se prekidaju
- kristali NaCl se razlažu na Na^+ i Cl^-
- nastaju veze jon – dipol
- joni su hidratisani



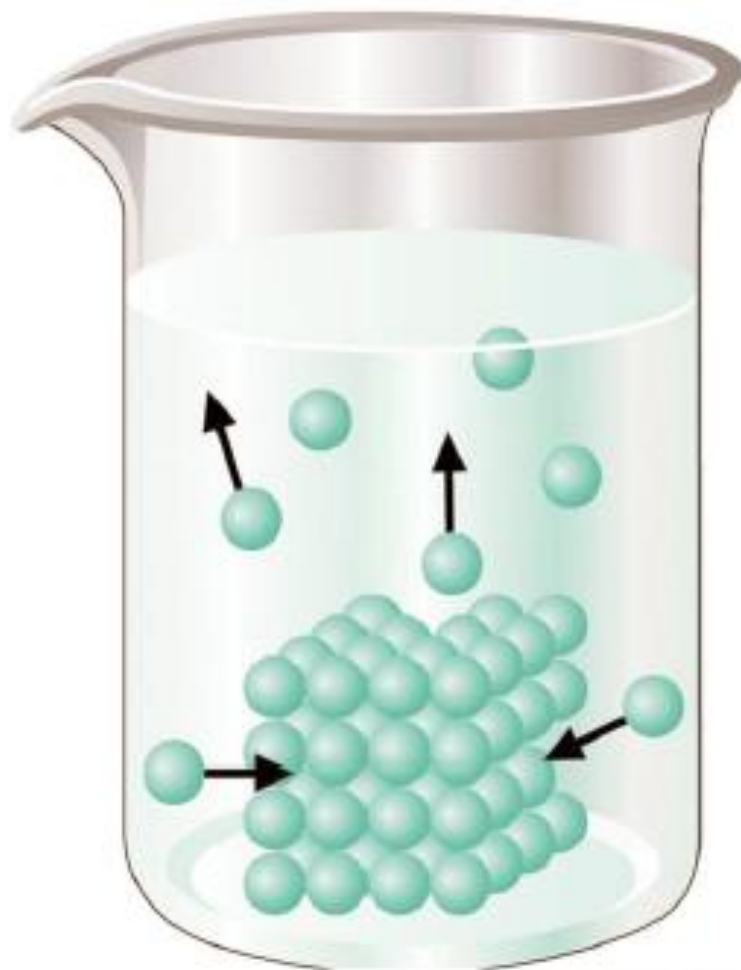
Rastvaranje kao ravnotežni proces

- **rastvaranje: rastvorak + rastvarač \rightarrow rastvor**
- **kristalizacija: rastvor \rightarrow rastvorak + rastvarač**
- **zbirno: rastvorak + rastvarač \rightleftharpoons rastvor**



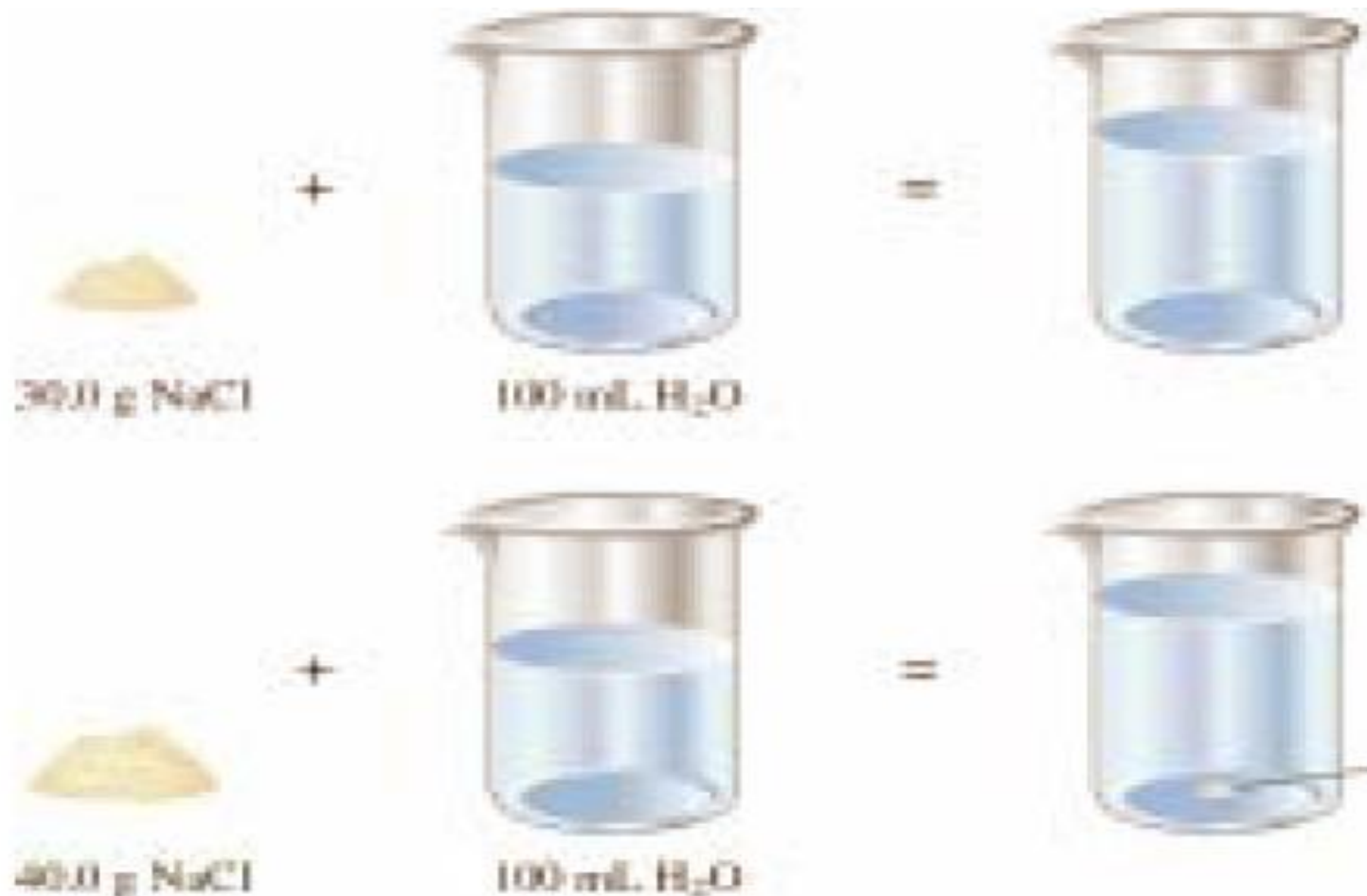
ZASIĆENI RASTVOR

- Rastvor u kome je rastvorena maksimalna količina supstance u datom rastvaraču, na datoj temperaturi je **zasićeni rastvor**.
- U zasićenom rastvoru uspostavljena je dinamička ravnoteža između procesa rastvaranja i kristalizacije.
- Sadržaj rastvorne supstance u zasićenom rastvoru je stalan.



NEZASIĆENI RASTVORI

Nezasićeni rastvori sadrže manje rastvorene supstance od zasićenih.



PREZASIĆENI RASTVORI

- Sadrže više rastvorene supstance nego zasićeni rastvori. Veoma su nestabilni.
- **prezasićen rastvor** → **zasićen + višak rastv.supstan.**

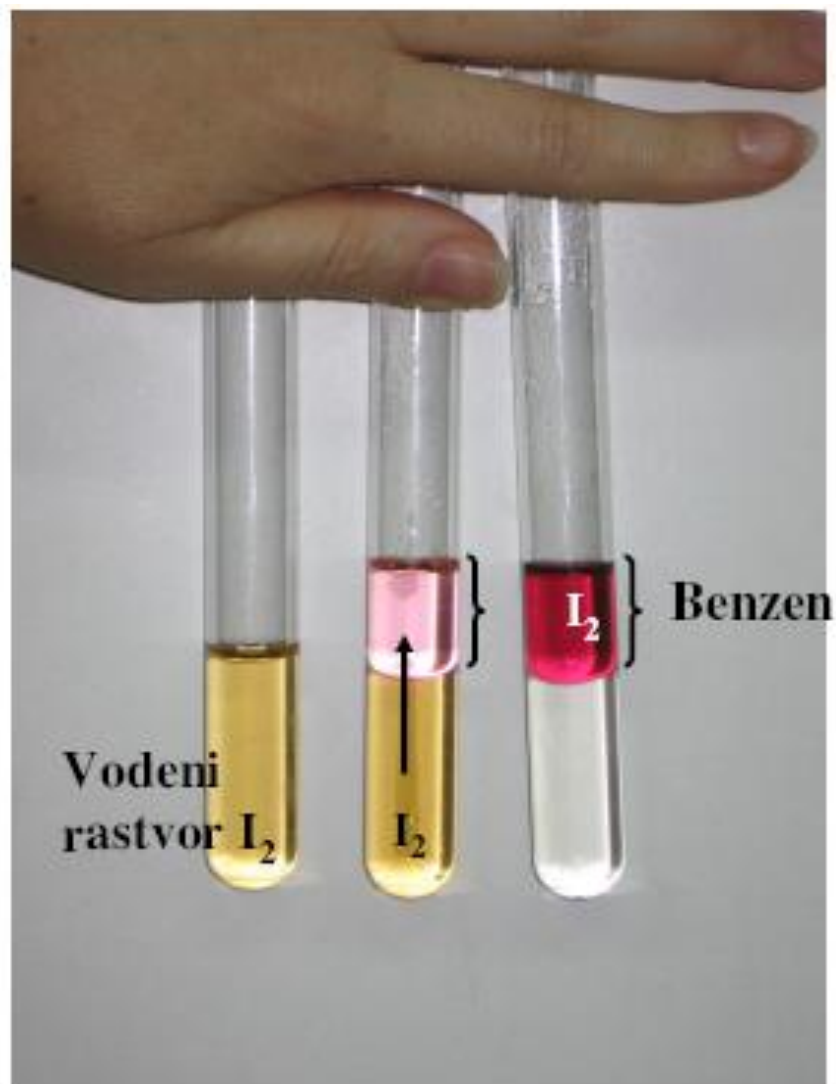
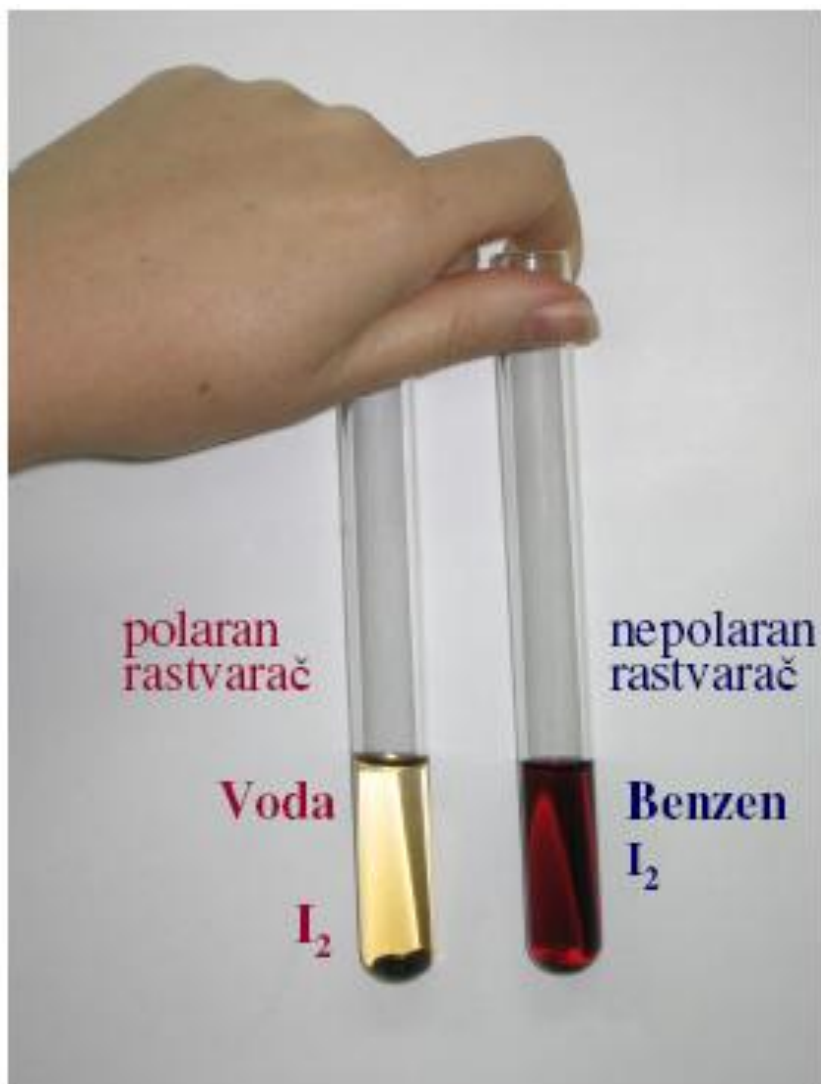


RASTVORLJIVOST

- Rastvorljivost je mjerilo sposobnosti neke supstance da se rastvara u datom rastvaraču.
- Sastav zasićenog rastvora je kvantitativno mjerilo rastvorljivosti neke supstance.
- Može se izraziti na različite načine:
- čvrste i tečne supstance: broj grama rastvorka koji se rastvara u 100 g rastvarača na datoj temperaturi dajući zasićen rastvor

FAKTORI KOJI UTIČU NA RASTVORLJIVOST

- Pored vrste rastvorne supstance i rastvarača na rastvorljivost najviše utiče temperatura.
- Na rastvorljivost gasova u tečnostima pored temperature još utiče i pritisak.
- SLIČNO SE RASTVARA U SLIČNOM
- Razmotrićemo:
 - Rastvorljivost čvrstih supstanci u tečnostima
 - Rastvorljivost tečnosti u tečnostima
 - Rastvorljivost gasova u tečnostima



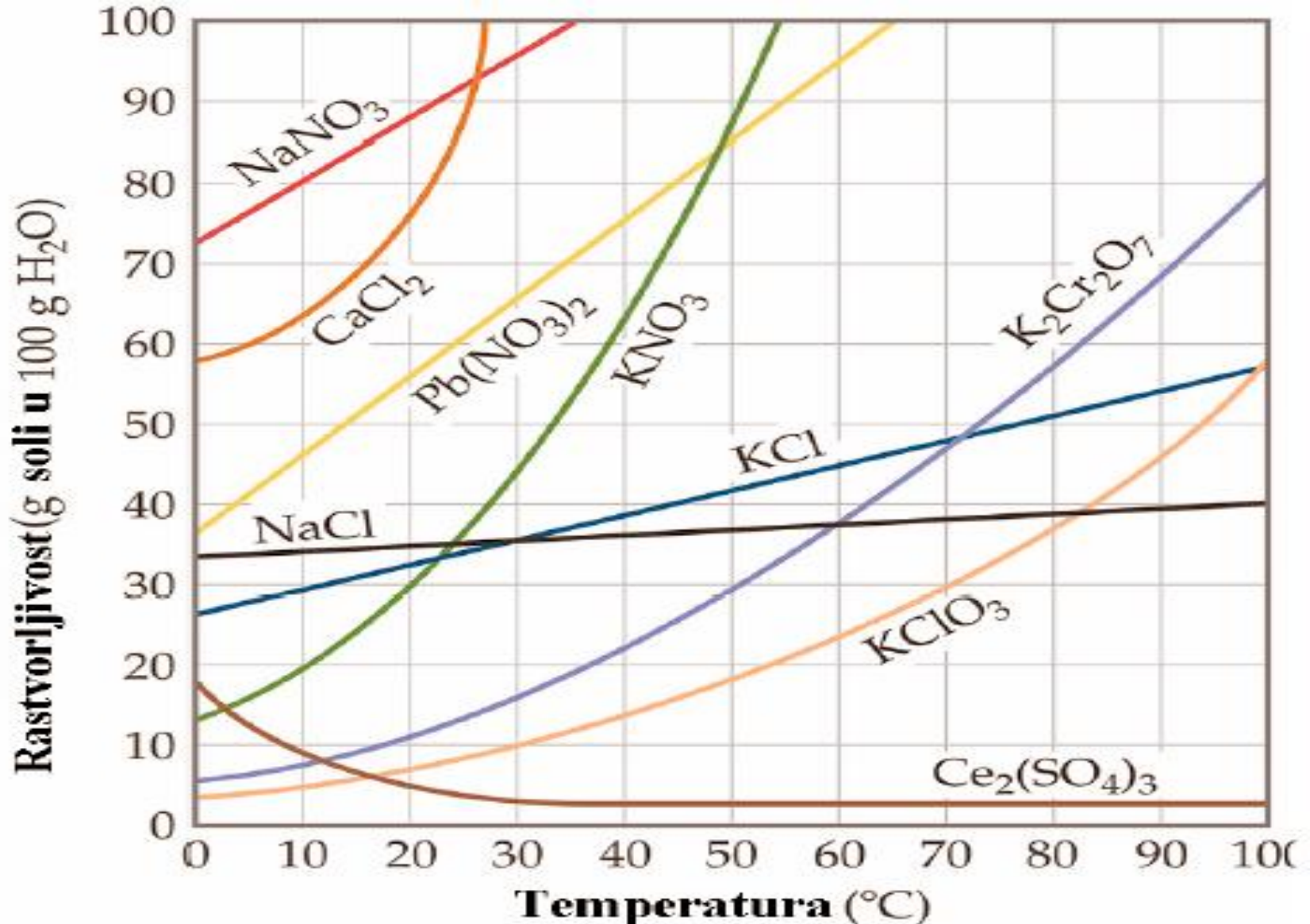
Jod - nepolarna supstanca

Toplotni efekat rastv. jonskih supstanci u vodi

- Egzotermno rastvaranje:
 AlCl_3 , $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
- Endotermno rastvaranje:
 NH_4NO_3
- Praktična primjena:
- “instant hladni i vrući paketi”
- Amonijum-nitrat, NH_4NO_3
- →rastvaranje u vodi endotermno
- $20\text{ }^\circ\text{C} \longrightarrow 0\text{ }^\circ\text{C}$



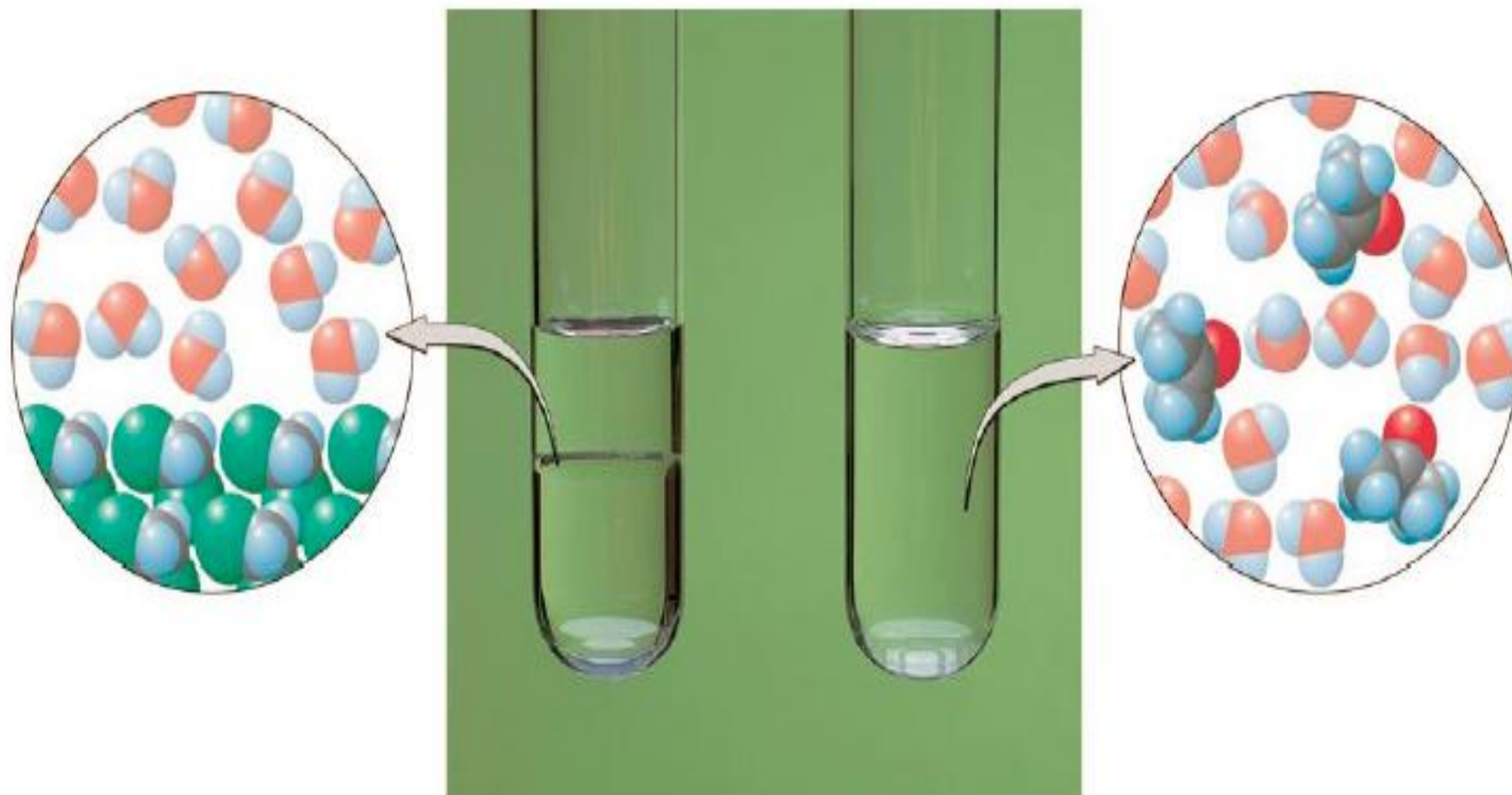
Rastvorljivost čvrstih supstanci u tečnostima Zavisnost od temperature



Rastvorljivost tečnosti u tečnostima

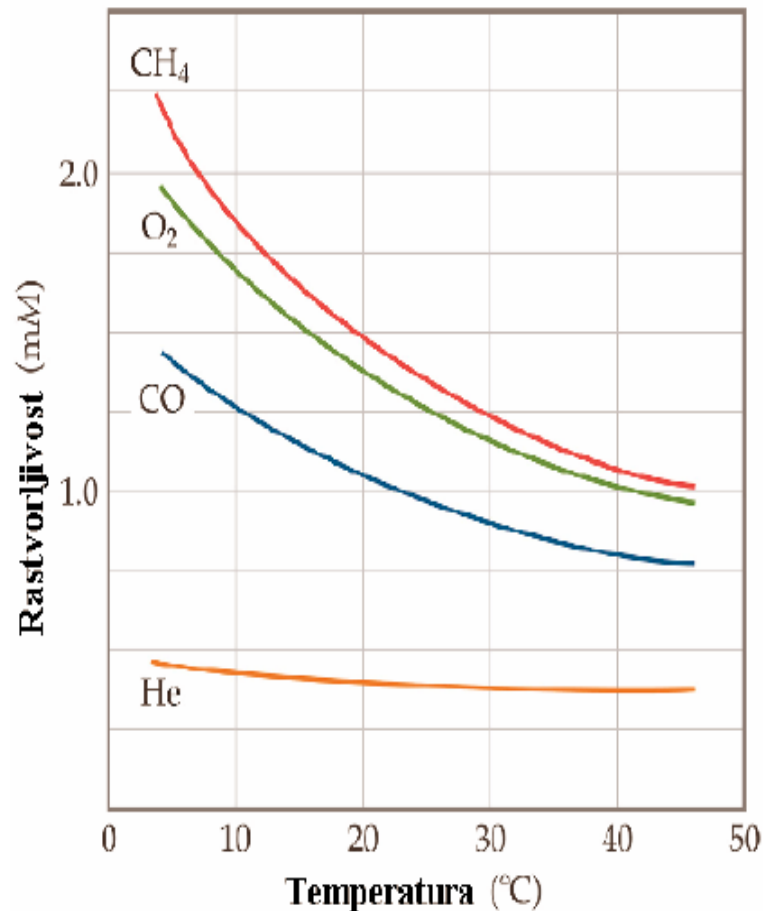
- Postoje tri mogućnosti:
 1. Potpuno miješanje, nema dva sloja. (Mješljive tečnosti)
 2. Ne miješaju se, ima dva sloja pri svim temperaturama. (Nemješljive tečnosti)
 3. Ograničeno miješanje, postoje dva sloja do određene temperature a onda sistem prelazi u potpuno miješanje

Mješljive i nemješljive tečnosti



Rastvorljivost gasova u tečnostima

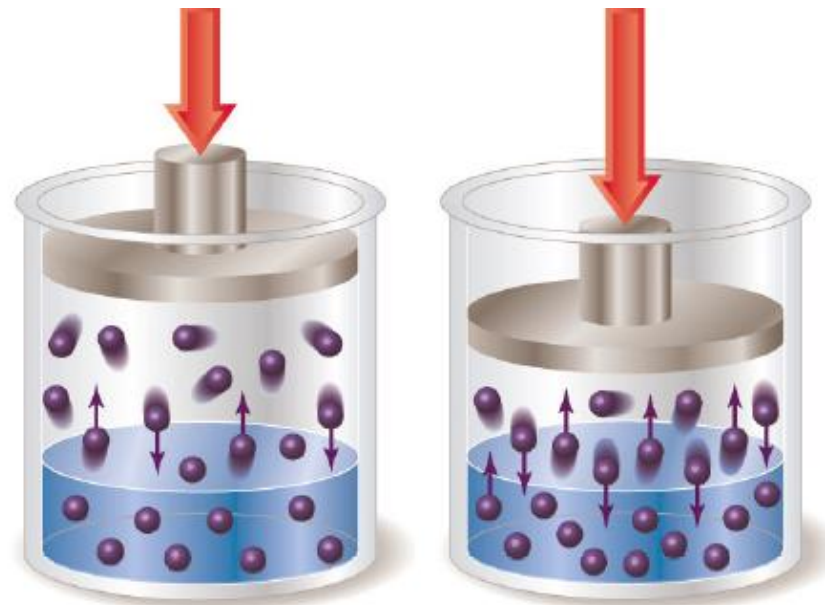
- Sa porastom temperature opada rastvorljivost gasova u vodi.
- Gasovi koji hemijski ne reaguju sa vodom slabo se u njoj rastvaraju (H_2 , O_2 , N_2 , CO , He)
- Gasovi koji se dobro rastvaraju u vodi sa njom reaguju hemijski (CO_2 , NH_3 , HCl ...)
- $CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(aq)$



Uticaj pritiska Henrijev zakon

- Rastvorljivost gasova pri konstantnoj temperaturi upravo je proporcionalna pritisku gasa nad tečnošću. (važi za slabo rastvorljive gasove koji hemijski ne reaguju sa rastvaračem)

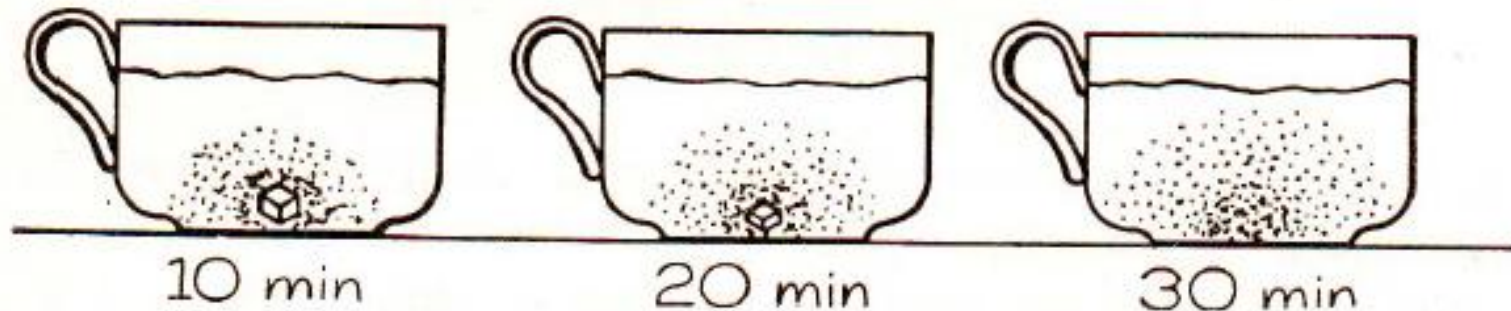
$$C_g = k \cdot P_g$$



OSOBINE RAZBLAŽENIH RASTVORA

DIFUZIJA

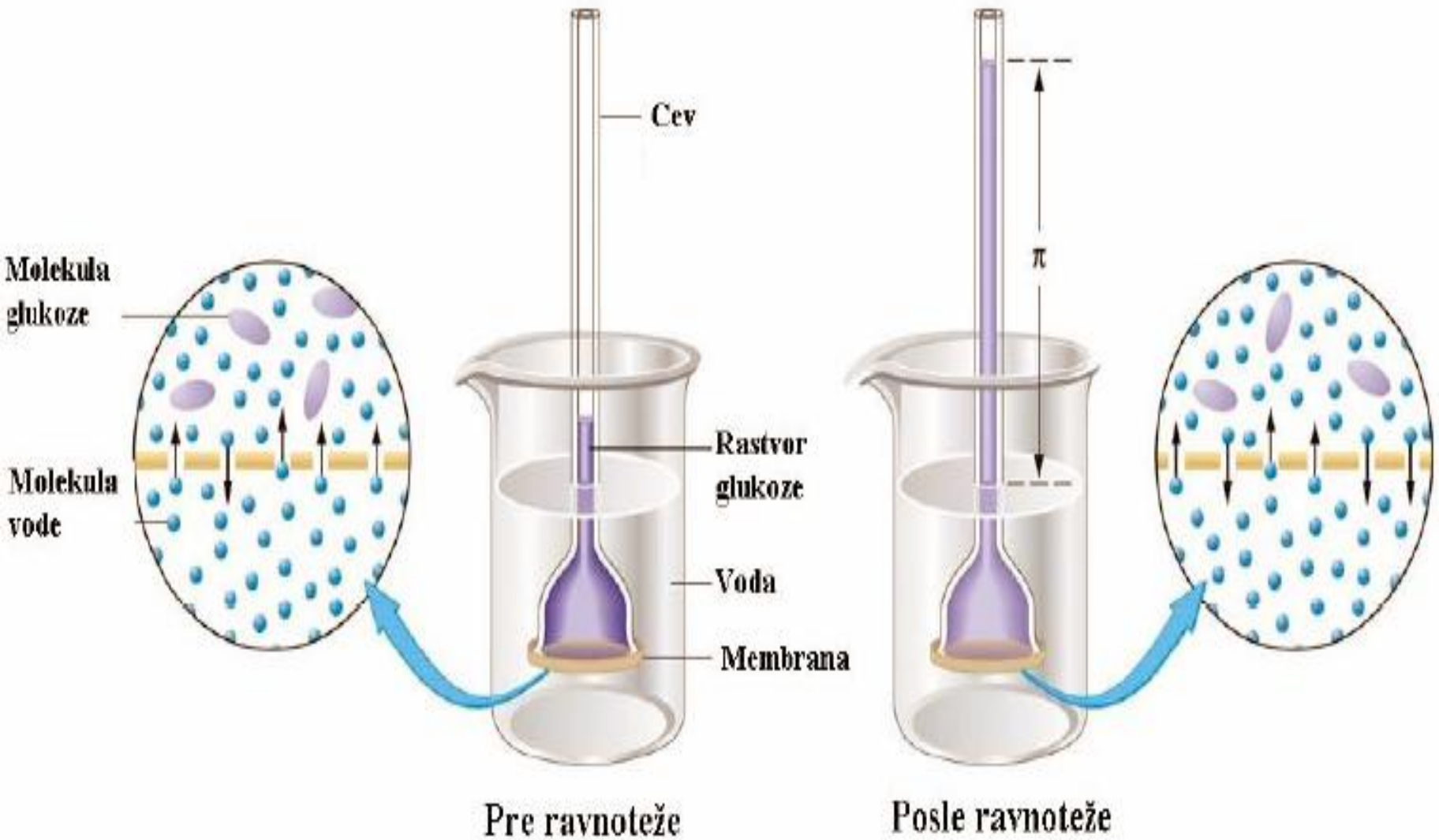
- Pojava uzajamnog prodiranja čestica rastvorene supstance i rastvarača je difuzija.
- Proces difuzije se ubrzava miješanjem i zagrijavanjem.



OSMOZA

- Prodiranje ili premještanje molekula vode (rastvarača) kroz polupropustljivu membranu u pravcu veće koncentracije rastvorene supstance naziva se osmoza.
- Polupropustljiva membrana ima osobinu da propušta samo molekule rastvarača a zadržava molekule rastvorne susptance.

Proces osmoze



Osmotski pritisak

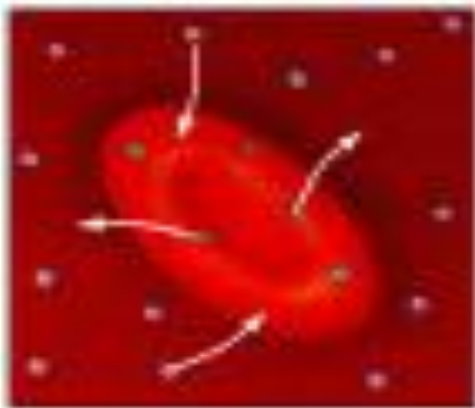
- Osmotski pritisak je onaj pritisak koji treba dati rastvoru da bi se prekinula osmoza, to jest da se zadrže molekule rastvarača od prolaska u rastvor kroz polupropustljivu membranu.
- Osmotski pritisak je proporcionalan koncentraciji rastvora i apsolutnoj temperaturi.
- **Ćelijske membrane: polupropustljive membrane**
- **0,95 % NaCl** : izotoničan sa sadržajem eritrocita
- *fiziološki rastvor*

$$\pi = C \cdot R \cdot T$$

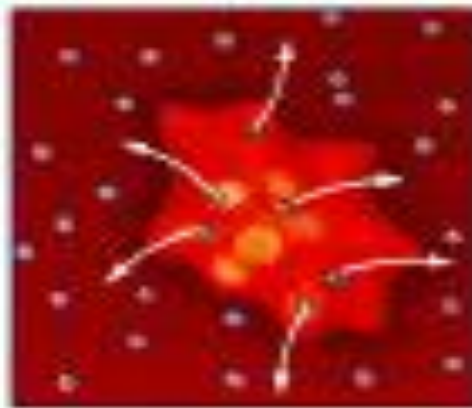
Poređenje osmotskih pritisaka različitih rastvora

Eritrocit u rastvoru:

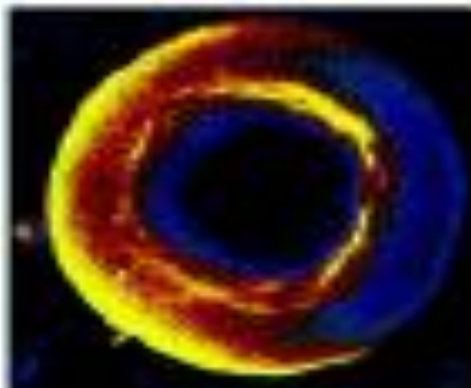
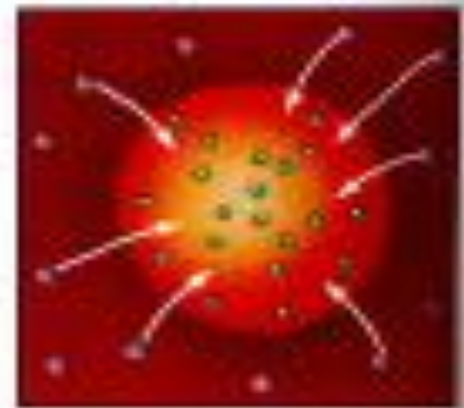
izotoničnom



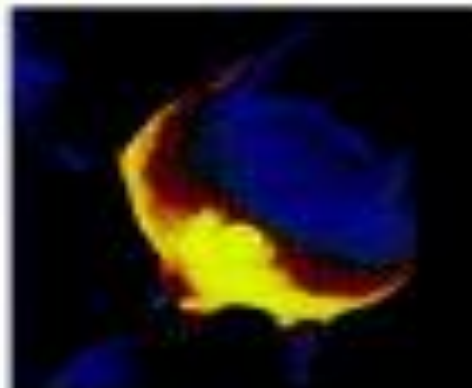
hipertoničnom



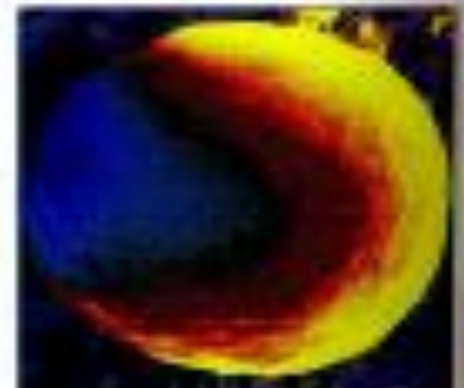
hipotoničnom



(a) Isotonic solution



(b) Hypertonic solution



(c) Hypotonic solution

Primjena osmoze

Voda ide od čistog rastvarača prema rastvoru
(koji sadrži rastvoren rastvorak)



Krastavac



Krastavac u rastvoru
soli visoke
koncentracije



Suva
šljiva



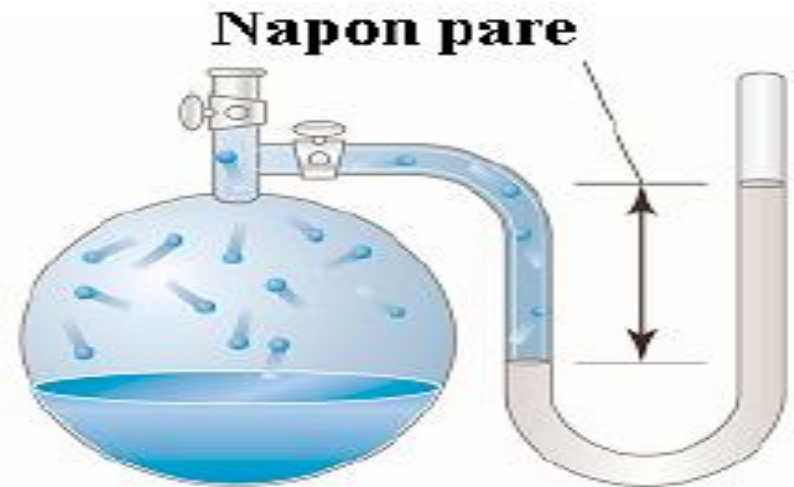
Suva šljiva
u čistoj vodi

Koligativne osobine rastvora

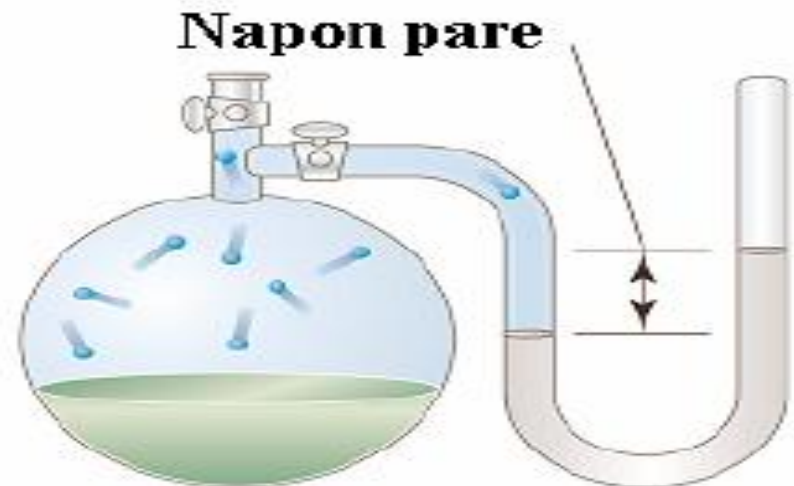
- Osobine rastvora koje zavise samo od broja čestica rastvorne supstance nazivaju se koligativne osobine.
- Koligativne osobine su:
 - sniženje napona pare rastvora
 - sniženje tačke mržnjenja rastvora
 - povećanje tačke ključanja rastvora
 - osmotski pritisak

Sniženje napona pare rastvora

- Pri dodavanju neisparljivih sestojaka rastvaraču napon pare dobijenog rastvora postaje niži od napona pare čistog rastvarača.



Čist rastvarač

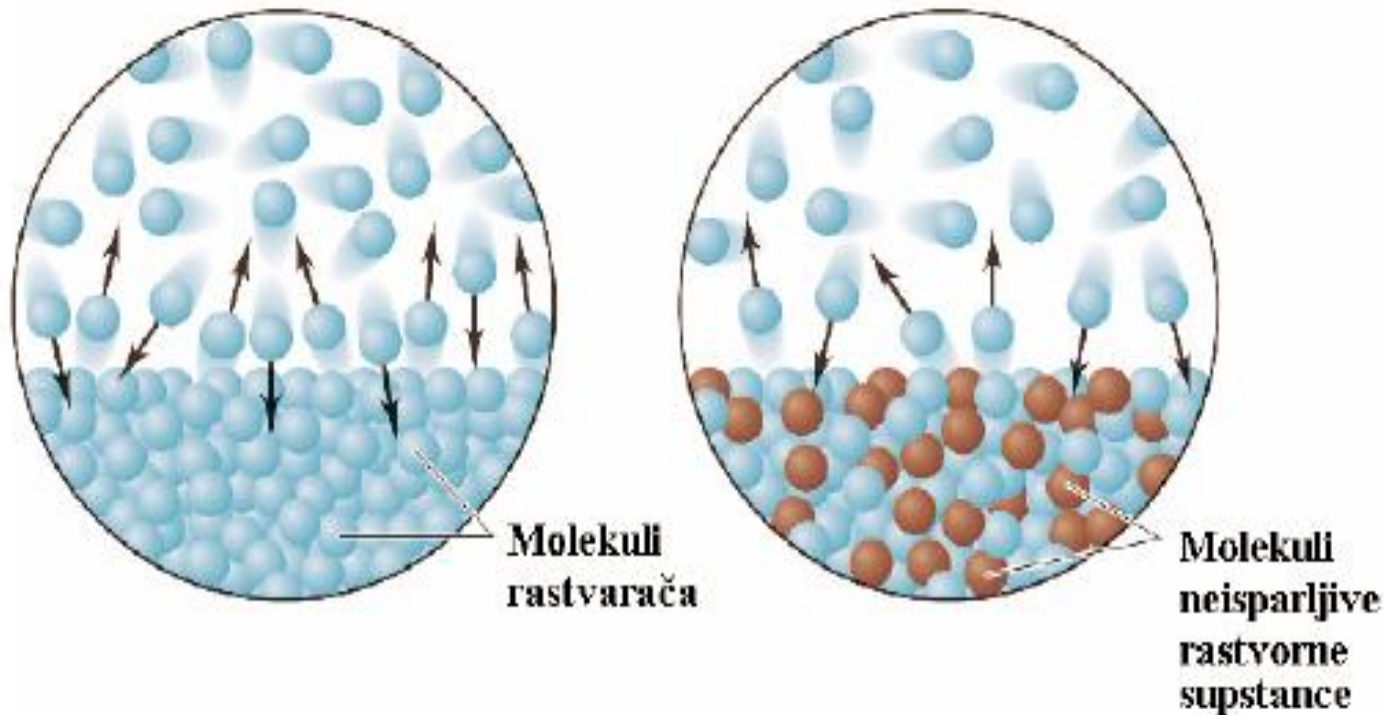


Rastvor

Sniženje napona pare rastvora i Raoulov zakon

Sniženje napona pare rastvarača iznad rastvora na konstantnoj temperaturi direktno je proporcionalno molskom udjelu rastvorne supstance.

$$p_0 - p = \Delta p = p_0 \cdot \chi(B)$$



Sniženje tačke mržnjenja rastvora

Povećanje tačke ključanja rastvora

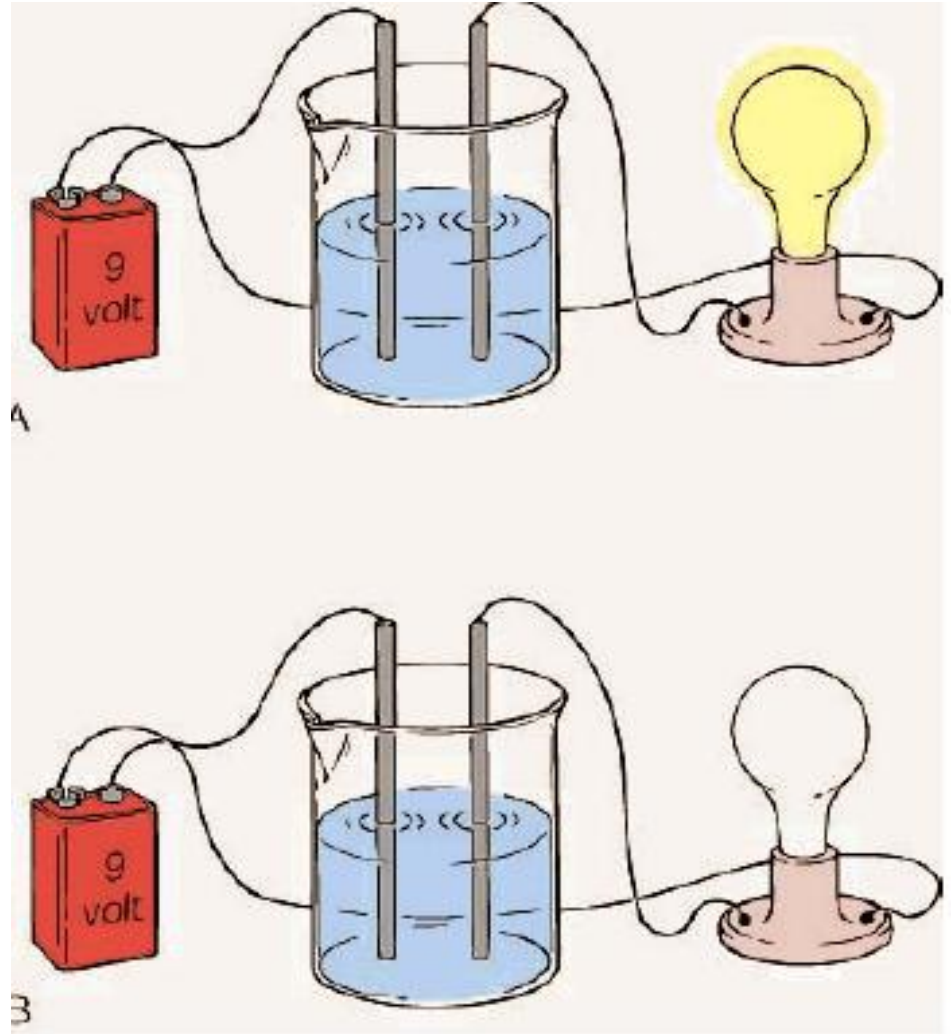
- Snizjenje tačke mržnjenja rastvora odnosno povećanje tačke ključanja rastvora proporcionalno je molalitetu rastvora.

$$\Delta t_m = K_e \cdot b(B)$$

$$\Delta t_k = K_k \cdot b(B)$$

Elektroliti

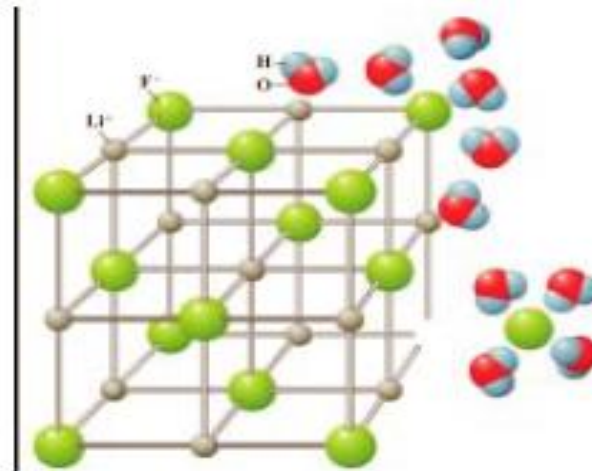
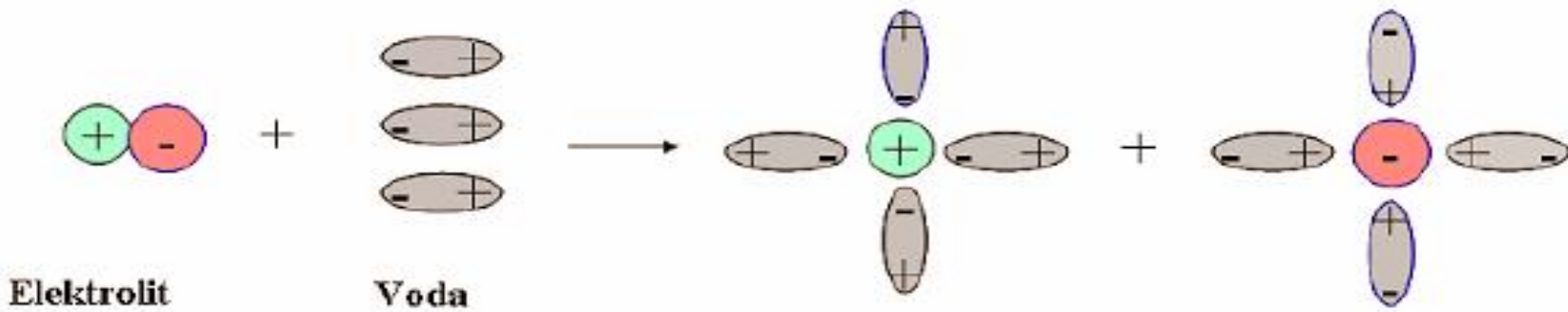
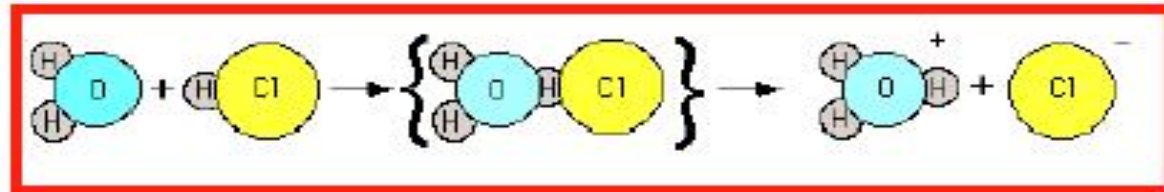
- Vodeni rastvori elektrolita provode električnu struju
- Vodeni rastvori neelektrolita ne provode električnu struju



Rastvori elektrolita sadrže jone

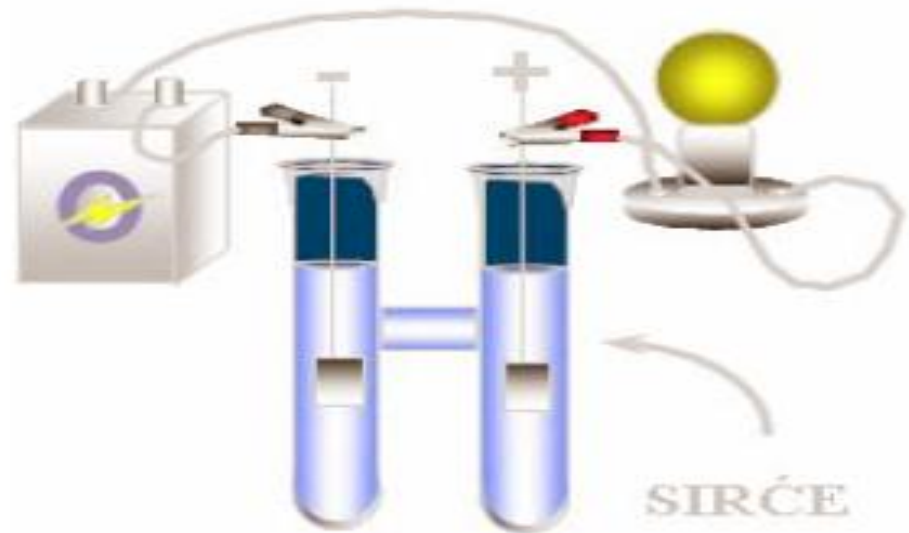
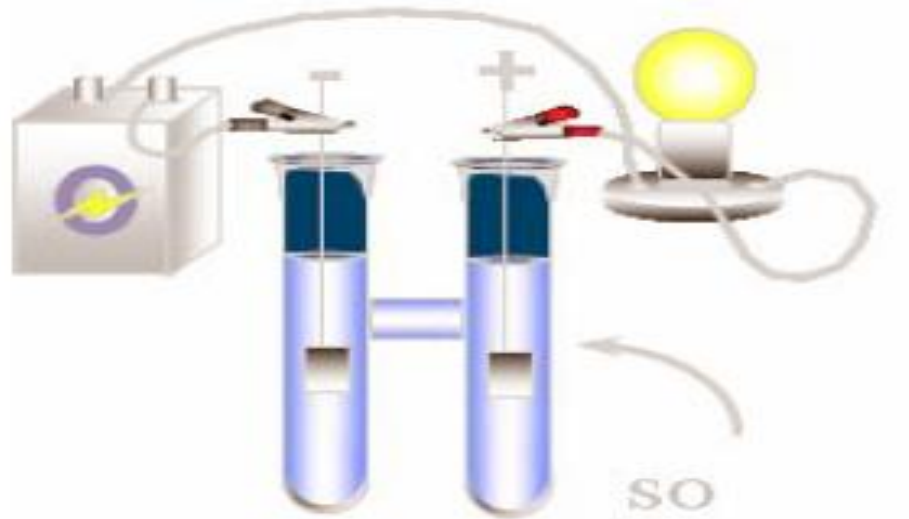
- Joni u rastvoru nastaju elektrolitičkom disocijacijom
- Elektrolitiška disocijacija je spontani proces izdvajanja jona iz jonskih kristalnih rešetki ili iz molekula sa polarnim kovalentnim vezama dejstvom polarnih molekula vode.

Elektrolitička disocijacija



Jaki i slabi elektroliti

- Ne posjeduju svi elektroliti istu sposobnost elektrolitičke disocijacije.



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

Jaki i slabi elektroliti

	Vrsta jedinjenja	α	Sastav rastvora	Provodljivost rastvora
Jaki elektroliti	Kiseline Baze Soli	Iznad 0,3	Voda Joni	dobra
Slabi elektroliti	Kiseline Baze	Ispod 0,3	Voda Joni Molekuli	slabija

Tipovi elektrolita

Tipovi elektrolita	Joni u vodenom rastvoru	Jačina elektrolita	Primer
SOLI	Joni metala (katjoni) i joni kiselinskog ostatka (anjoni)	Jaki	NaCl, Na ₂ SO ₄ , CaCl ₂ , NaHCO ₃ , CuSO ₄ ·5H ₂ O
KISELINE	H ⁺ ili H ₃ O ⁺ (katjon) i joni kiselinskog ostatka (anjoni)	Jaki Slabi	HCl, H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄ , HClO ₄ , CH ₃ COOH, HCN
BAZE	Joni metala (katjoni) i OH ⁻ (anjon)	Jaki Slabi	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , NH ₄ OH, CH ₃ NH ₂

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

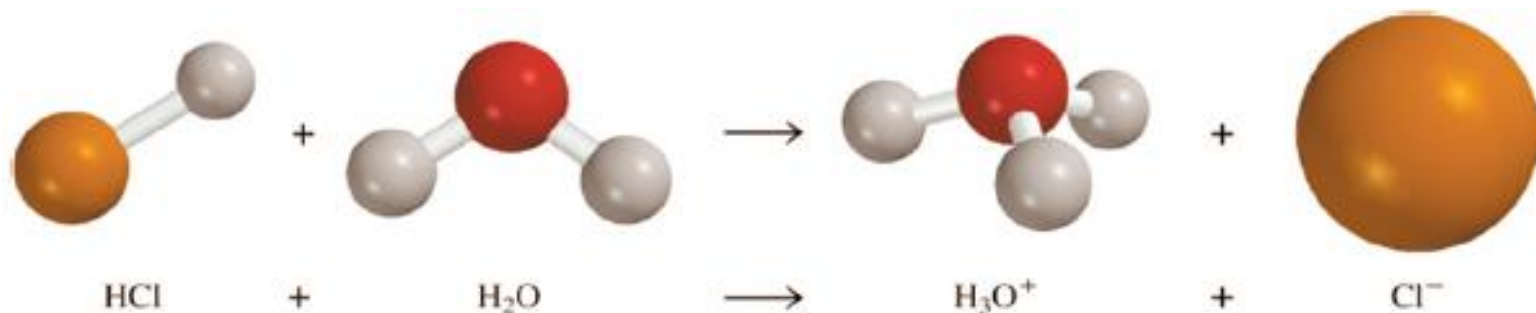
- imaju kiseo ukus
- sa metalima izdvajaju vodonik
- plavi lakmus boje crveno
- neutrališu se bazama

Baze

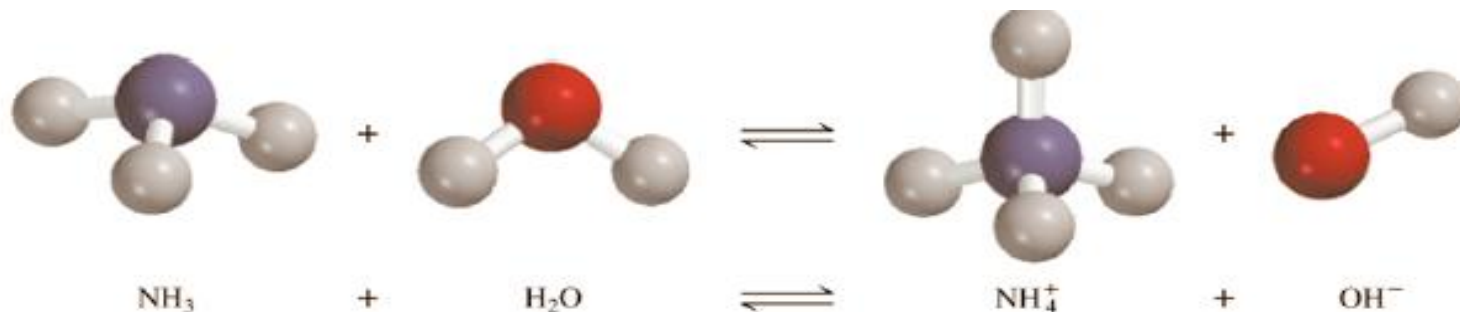
- imaju lužnat ukus
- klizave su pod prstima
- crveni lakmus boje plavo
- neutrališu se kiselinama

Arenijusova teorija

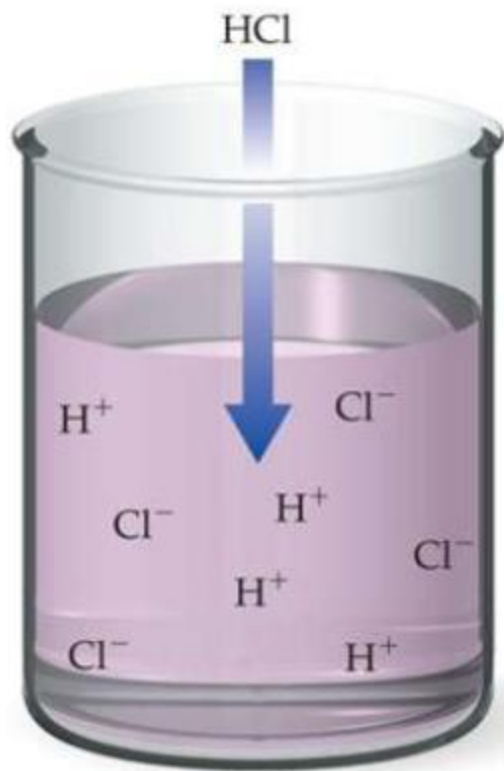
- **Kiselina**—jedinjenje koje povećava $[H^+]$ u vodi
- $HCl(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
- $HNO_3(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$



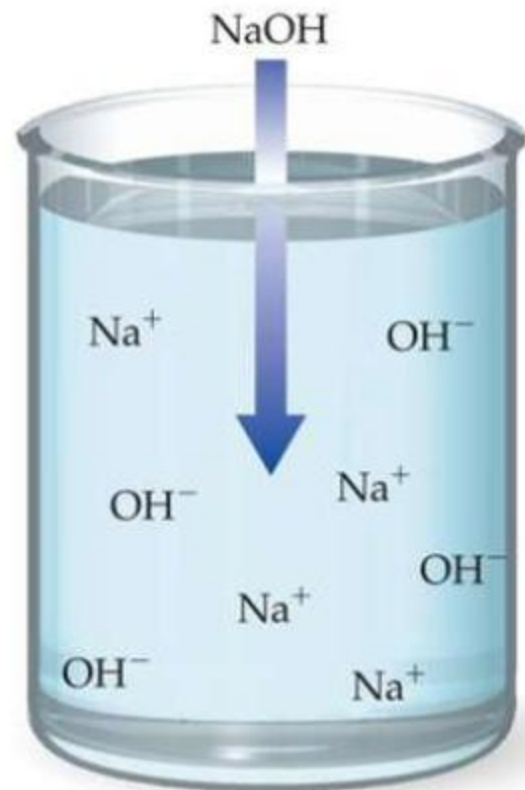
Baza -je jedinjenje koje povećava $[OH^-]$ u vodi
 $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$



Arenijusova teorija



HCl disocira u vodi dajući H^+ i Cl^- jone

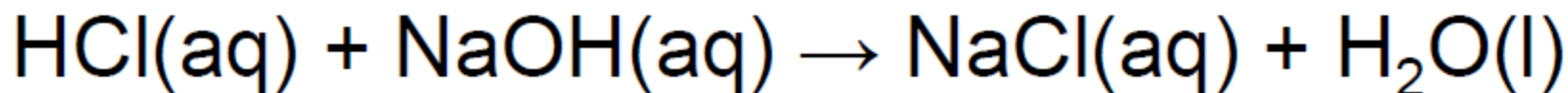


NaOH disocira u vodi dajući Na^+ i OH^- jone

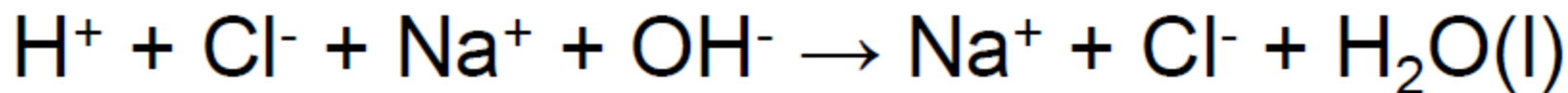
Arenijusova teorija

Reakcija neutralizacije

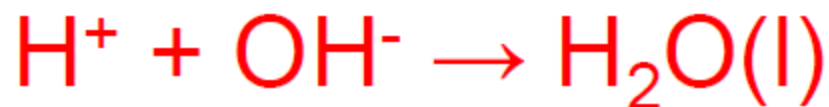
- H^+ iz kiseline i OH^- iz baze daju vodu dok katjon baze i anjon kiseline daju so.



U jonskom obliku:

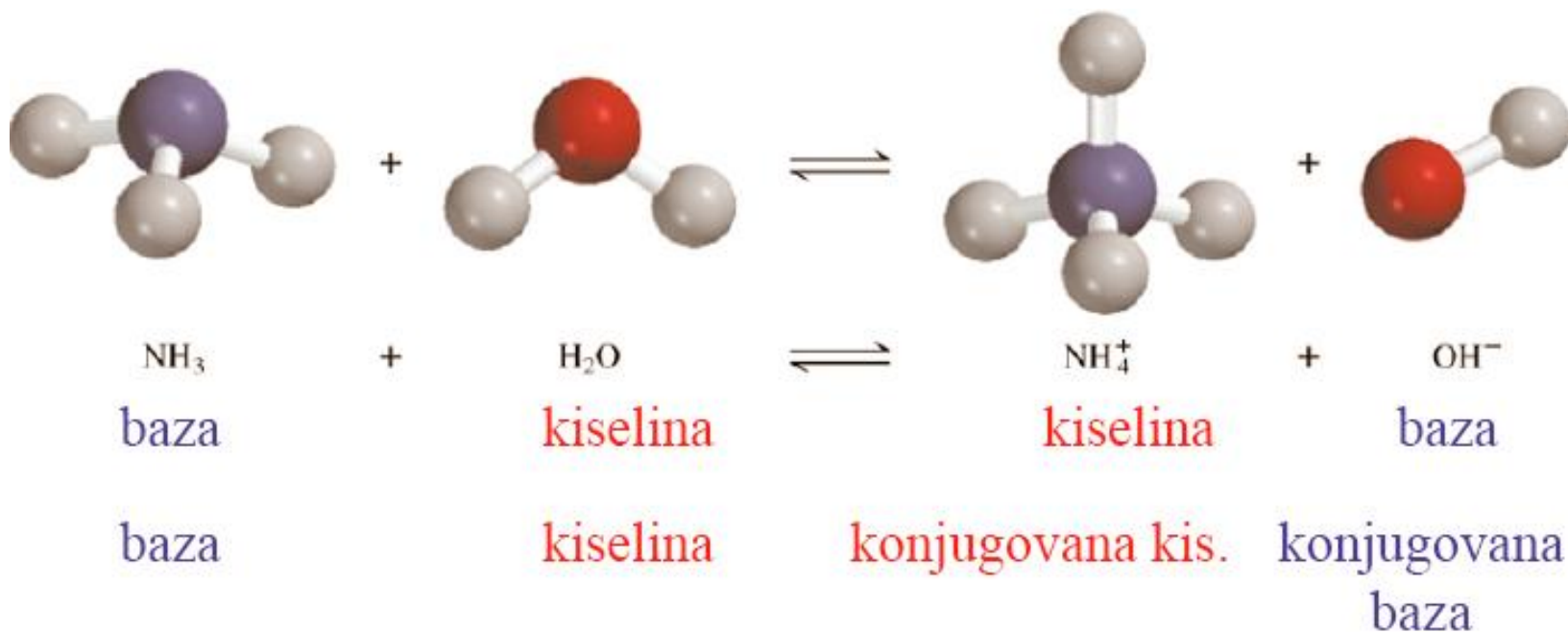


Reakcija neutralizacije se svodi na reakciju H^+ i OH^-



Brenšted-Lorijeva teorija

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

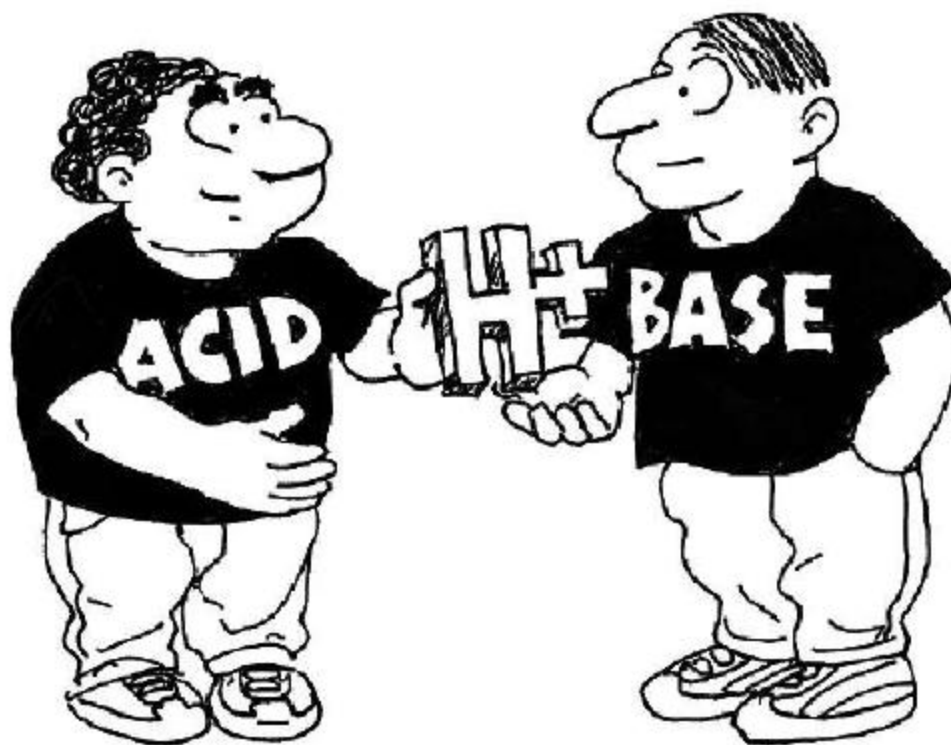


Konjugovani par kiselina – baza je vezan preko otpuštanja i primanja protona (H^+)

Brenšted-Lorijeva teorija

Kiselina : davalac (donor) protona

Baza : primalac (akceptor) protona



Brenšted-Lorijeva teorija

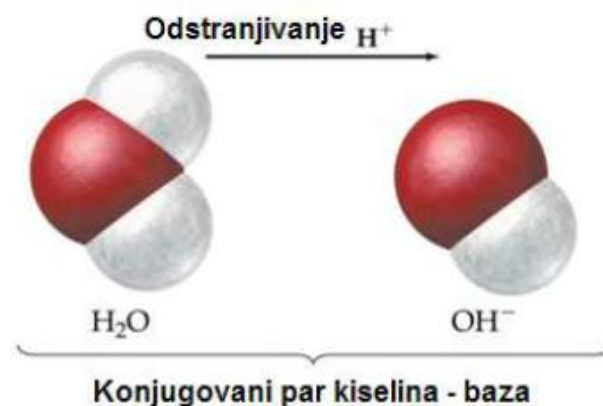
Konjugovani parovi

U reakciji: $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{NH}_4^+$:

H_2O i OH^- čine

Konjugovani par

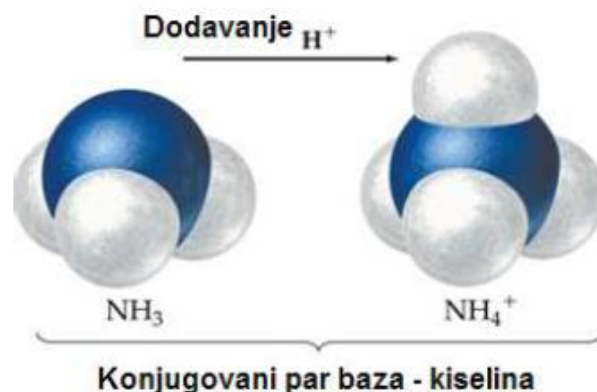
Kiselina – konjugovana baza



NH_3 i NH_4^+ čine

Konjugovani par

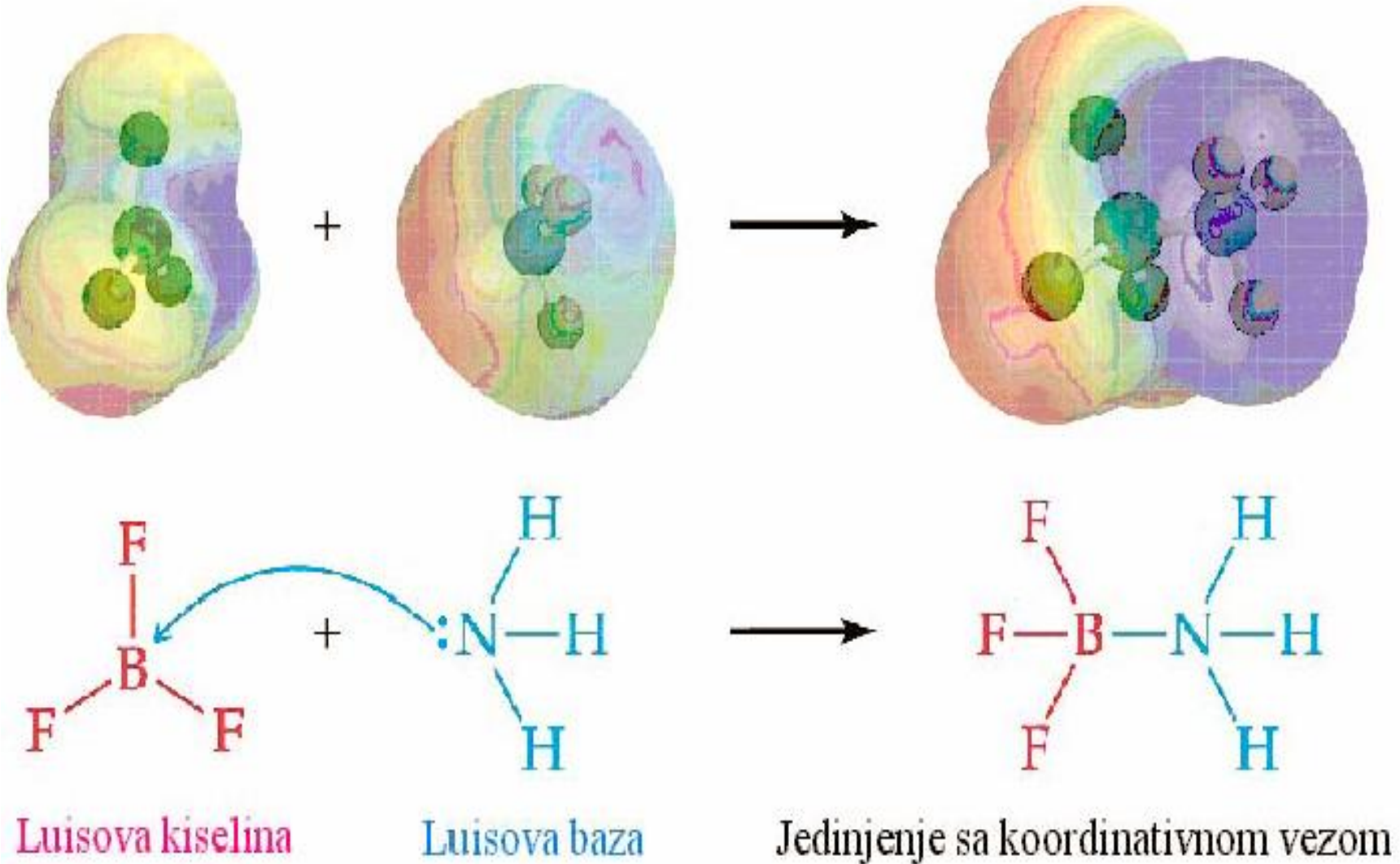
Baza – konjugovana kiselina



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*

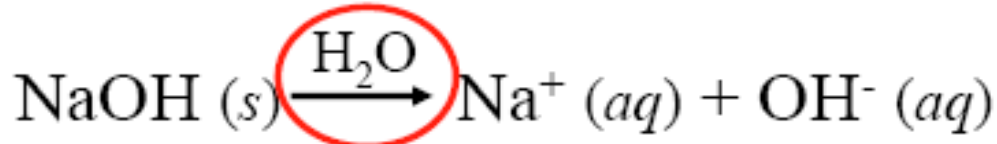
Luisova teorija



Jačina kiselina i baza

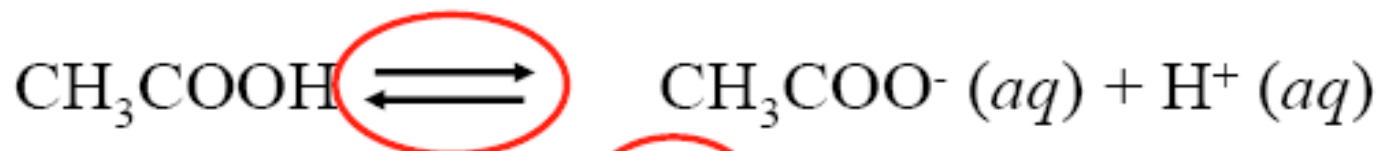
A. Jaki elektroliti – 100% disocirani

- soli, jake kiseline, jake baze



B. Slabi elektroliti – nisu potpuno disocirani

- slabe kiseline, slabe baze



Jaka kiselina

pre disocijacije

HCl

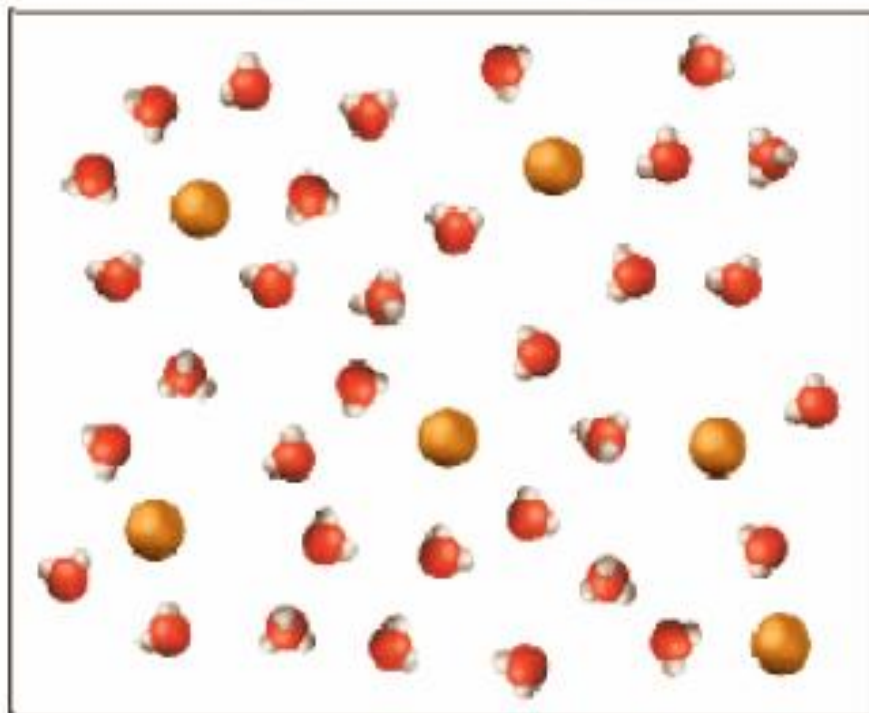


ravnoteža

H⁺



Cl⁻



Slaba kiselina

pre disocijacije

HF



ravnoteža

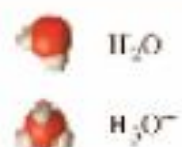
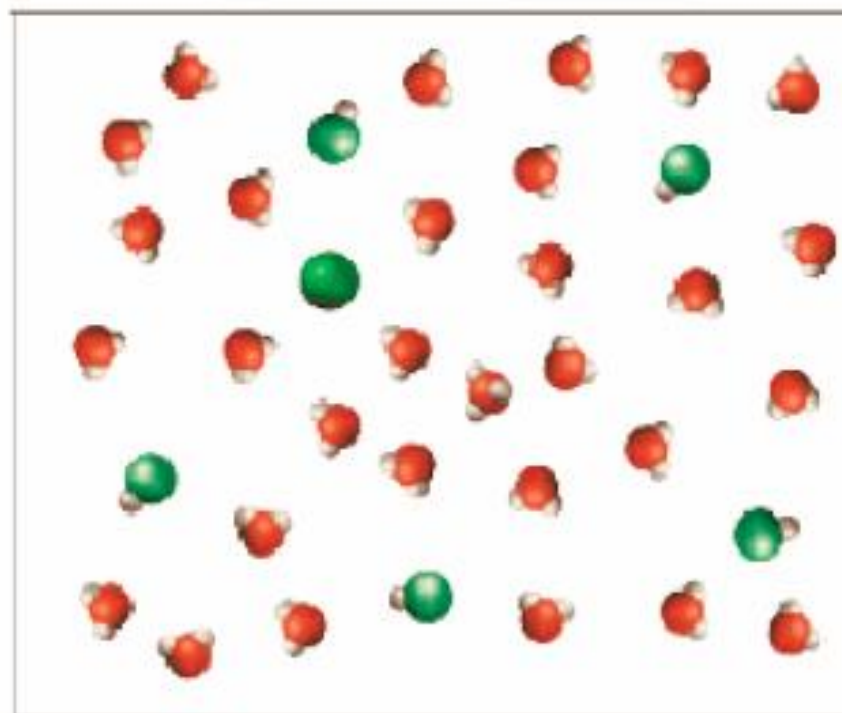
HF



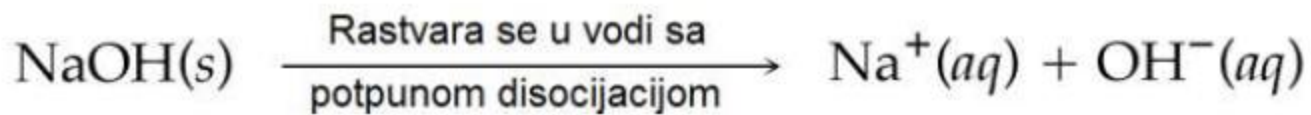
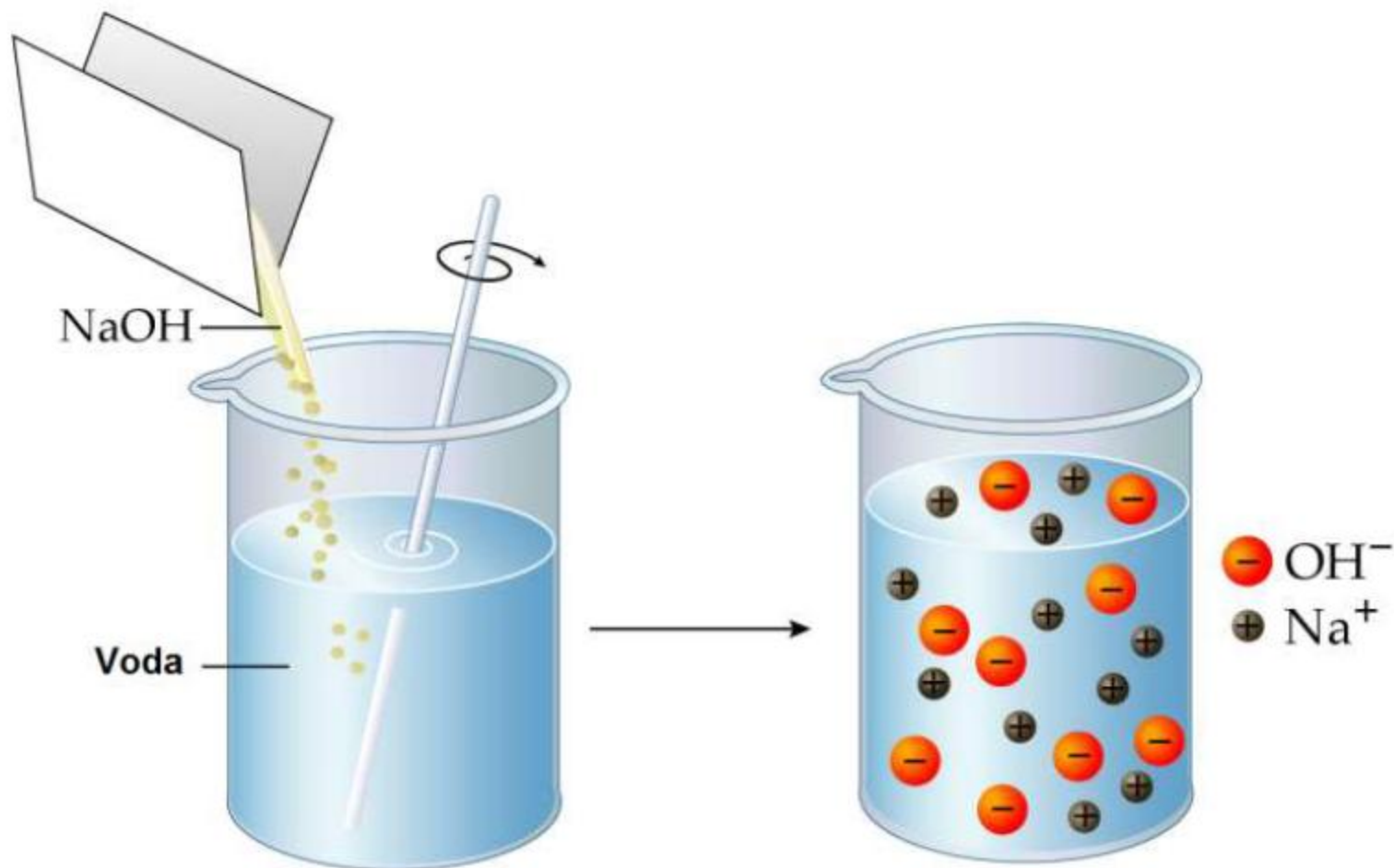
H⁺



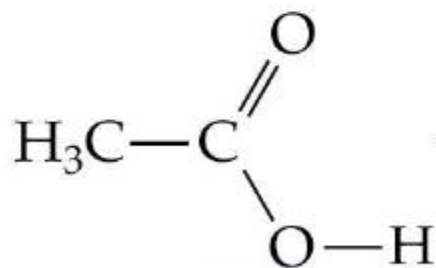
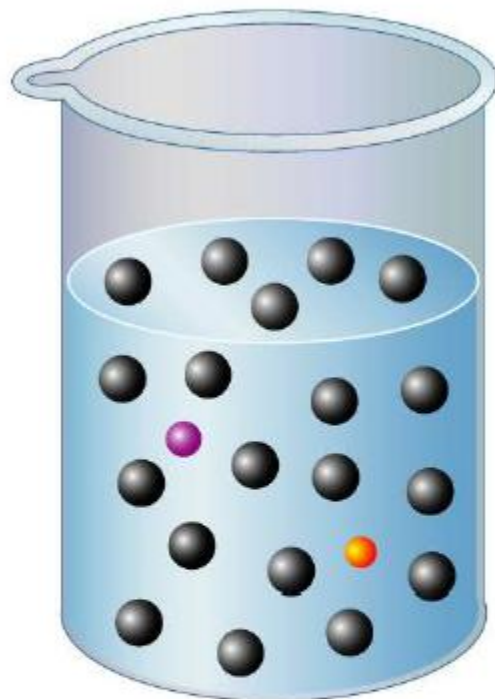
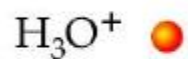
F⁻



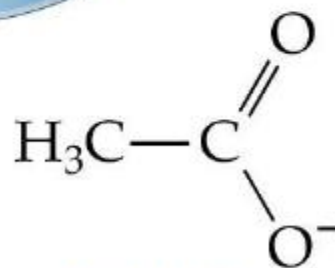
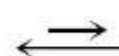
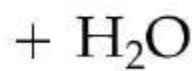
Jaki elektroliti



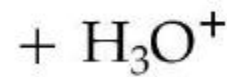
Slabi elektroliti



Sirćetna kiselina

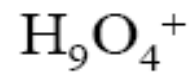
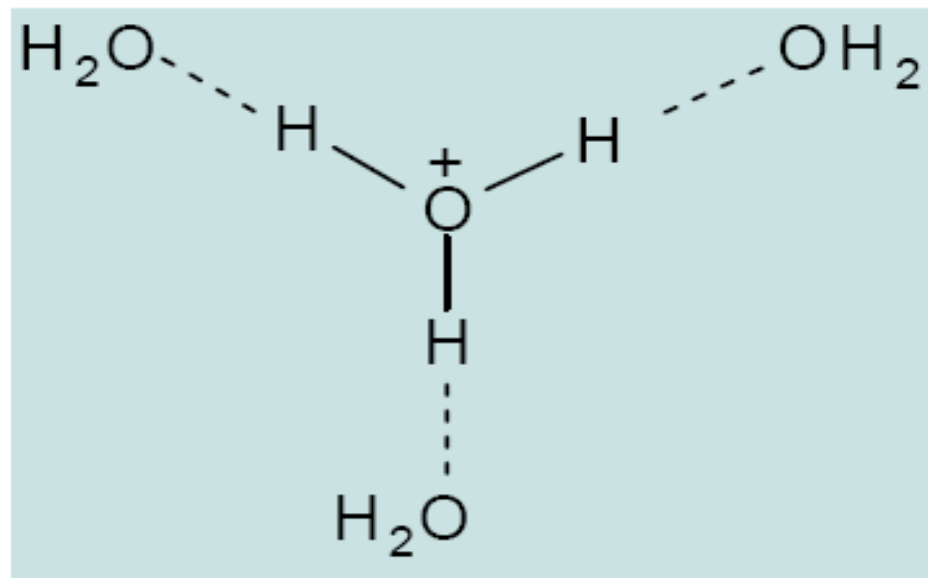
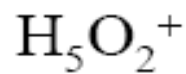
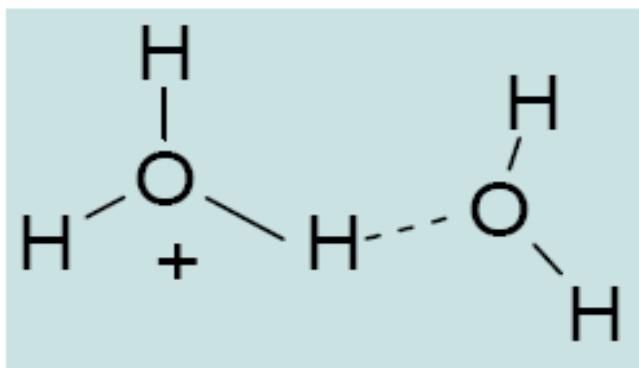
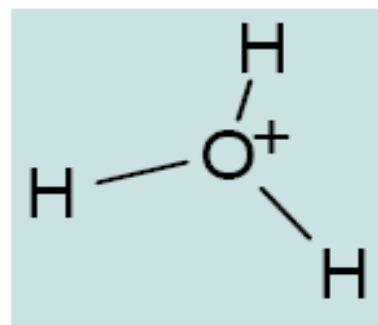


Acetatni jon

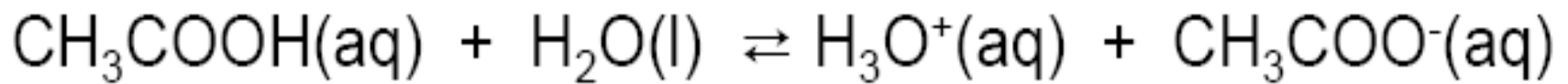


$$K_{\text{eq}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Šta je $H^+(aq)$?



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

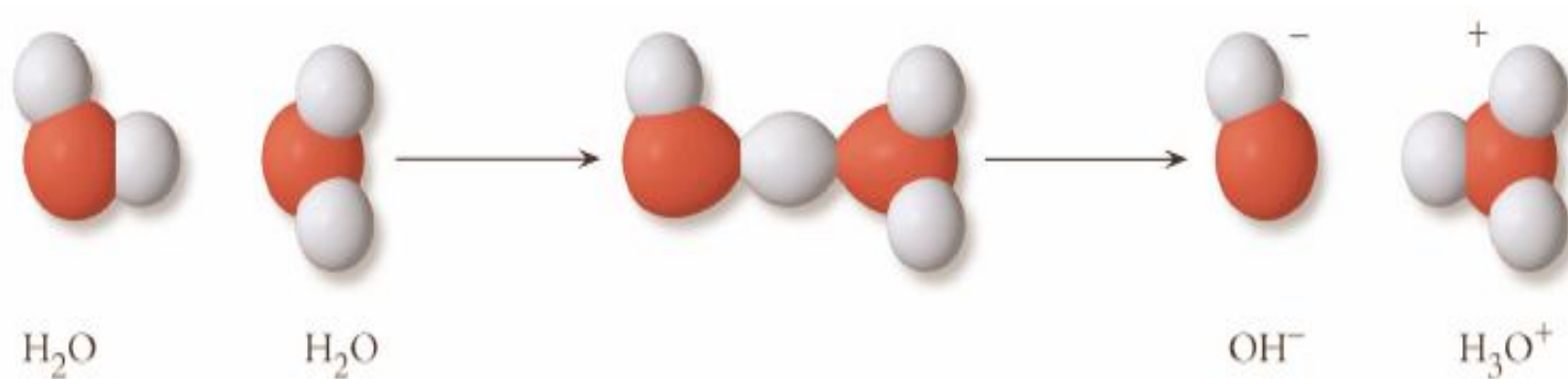
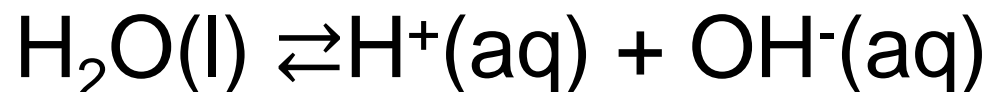
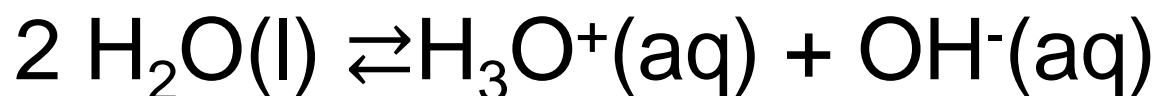
- Što je veća vrijednost konstante disocijacije kiseline ili baza to je dati elektrolit jača kiselina ili baza
- što je veća vrijednost konstante disocijacije položaj ravnoteže disocijacije je više pomjeren u korist jonizovanog oblika elektrolita.

Konstante disocijacije kiselina

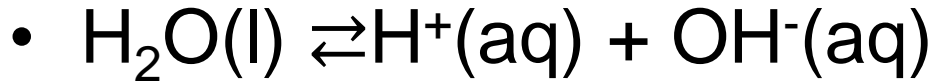
<u>Kiselina</u>	K_a	<u>Konjug. baza</u>	K_b
HF	7.1×10^{-4}	F ⁻	1.4×10^{-11}
HNO ₂	4.5×10^{-4}	NO ₂ ⁻	2.2×10^{-11}
C ₉ H ₈ O ₄ (aspirin)	3.0×10^{-4}	C ₉ H ₇ O ₄ ⁻	3.3×10^{-11}
HCO ₂ H (mravlja)	1.7×10^{-4}	HCO ₂ ⁻	5.9×10^{-11}
C ₆ H ₈ O ₆ (askorbinska)	8.0×10^{-5}	C ₆ H ₇ O ₆ ⁻	1.3×10^{-10}
C ₆ H ₅ CO 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}

Autojonizacija vode

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



Jonski proizvod vode



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

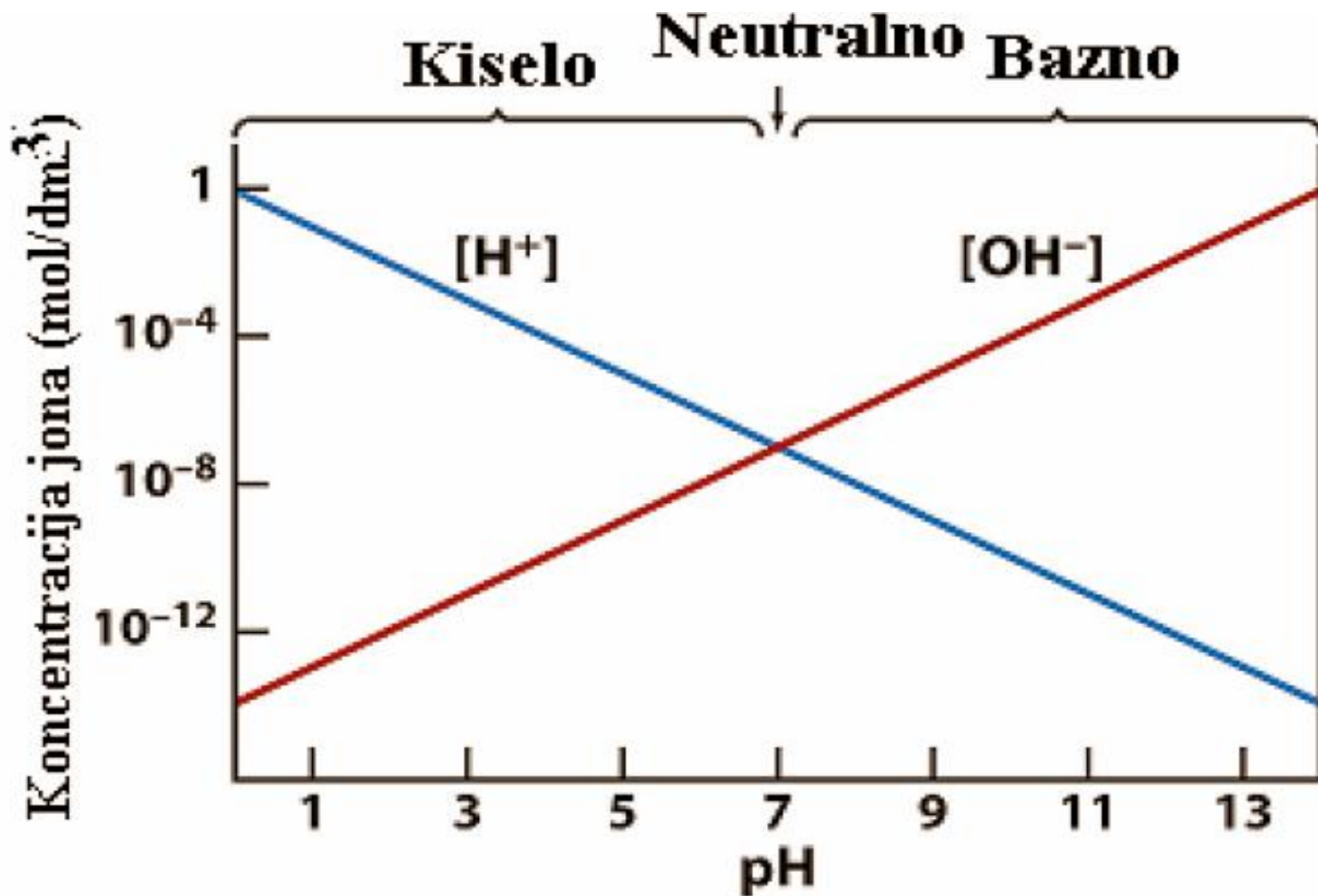
- U razblaženim vodenim rastvorima koncentracija vode ostaje praktično konstantna tako da slijedi:
- $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{mol}^2/\text{dm}^6$ (25 °C)
- Jonski proizvod vode je **proizvod koncentracija vodonikovih i hidroksidnih jona u vodenim rastvorima i konstantna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

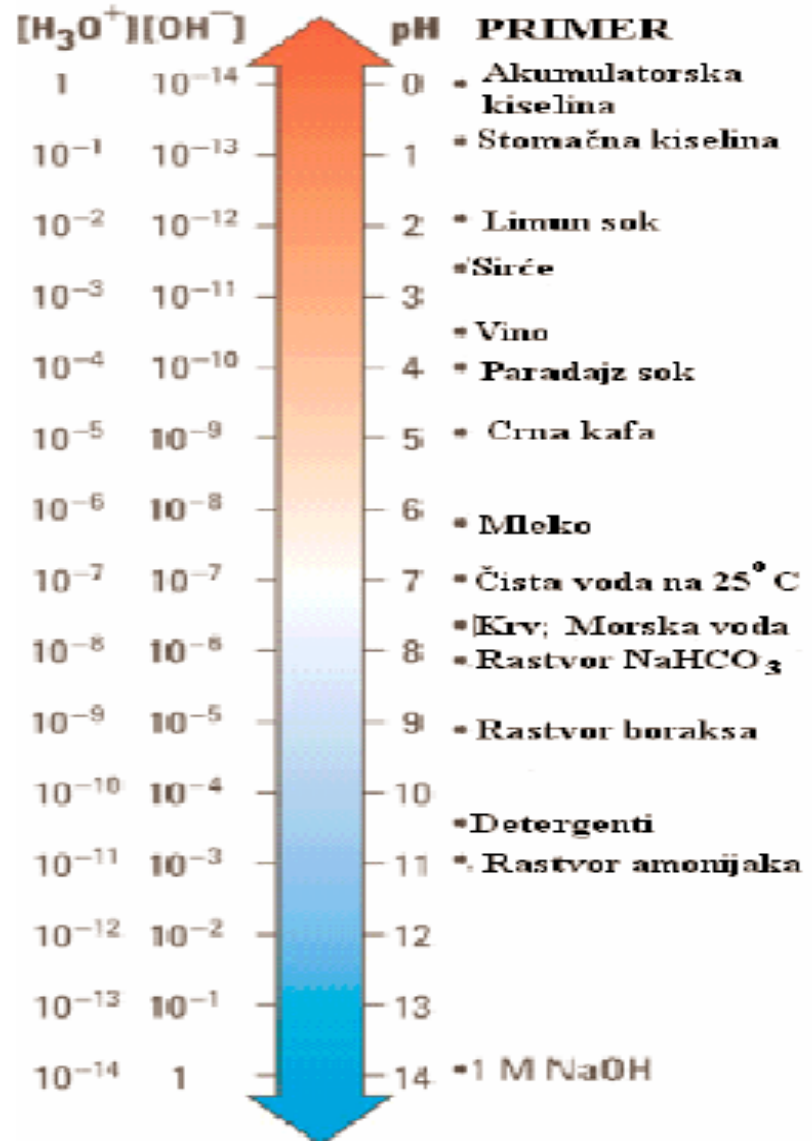
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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).

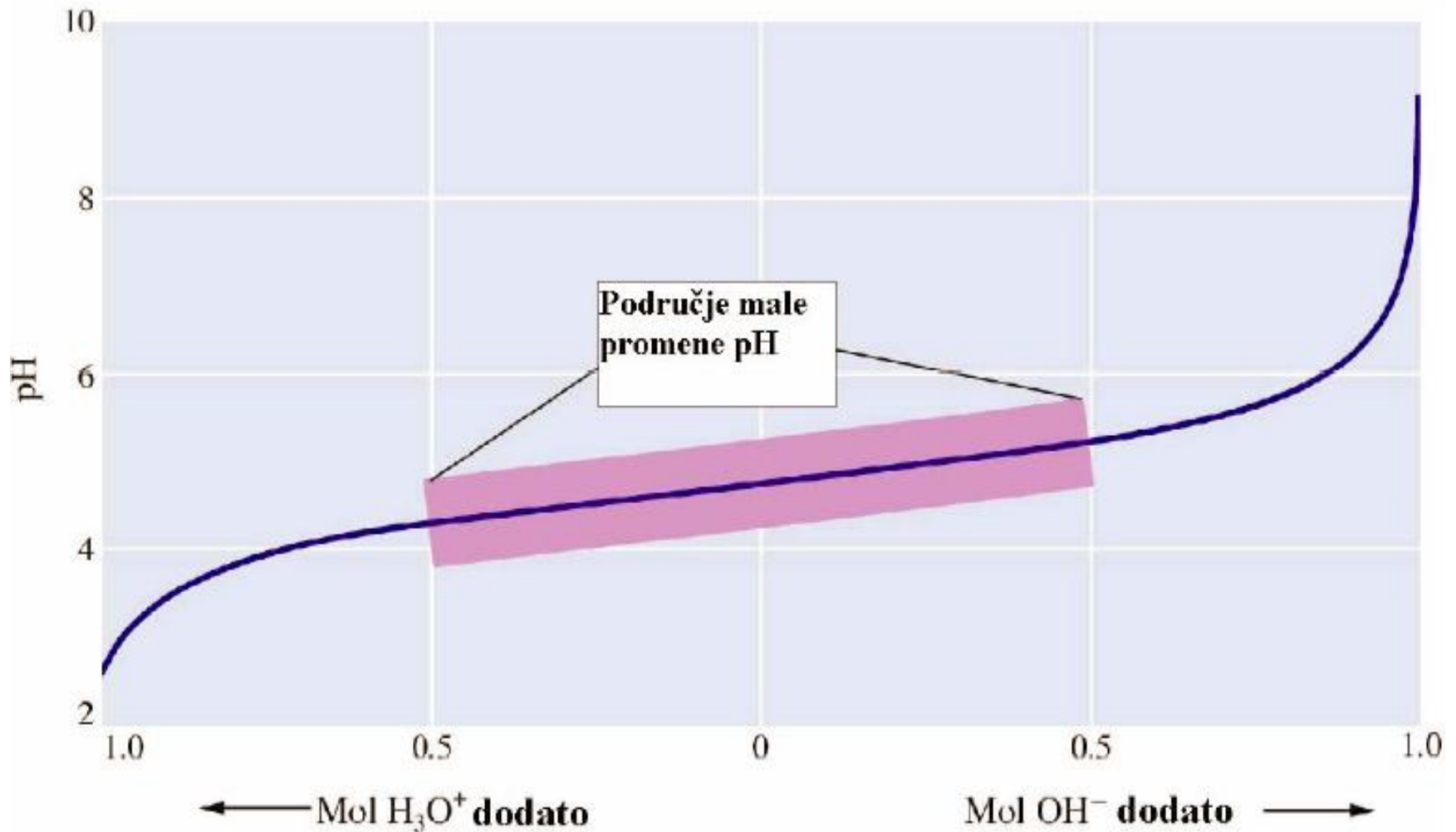
Puferski kapacitet

- 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



Koloidni sistemi

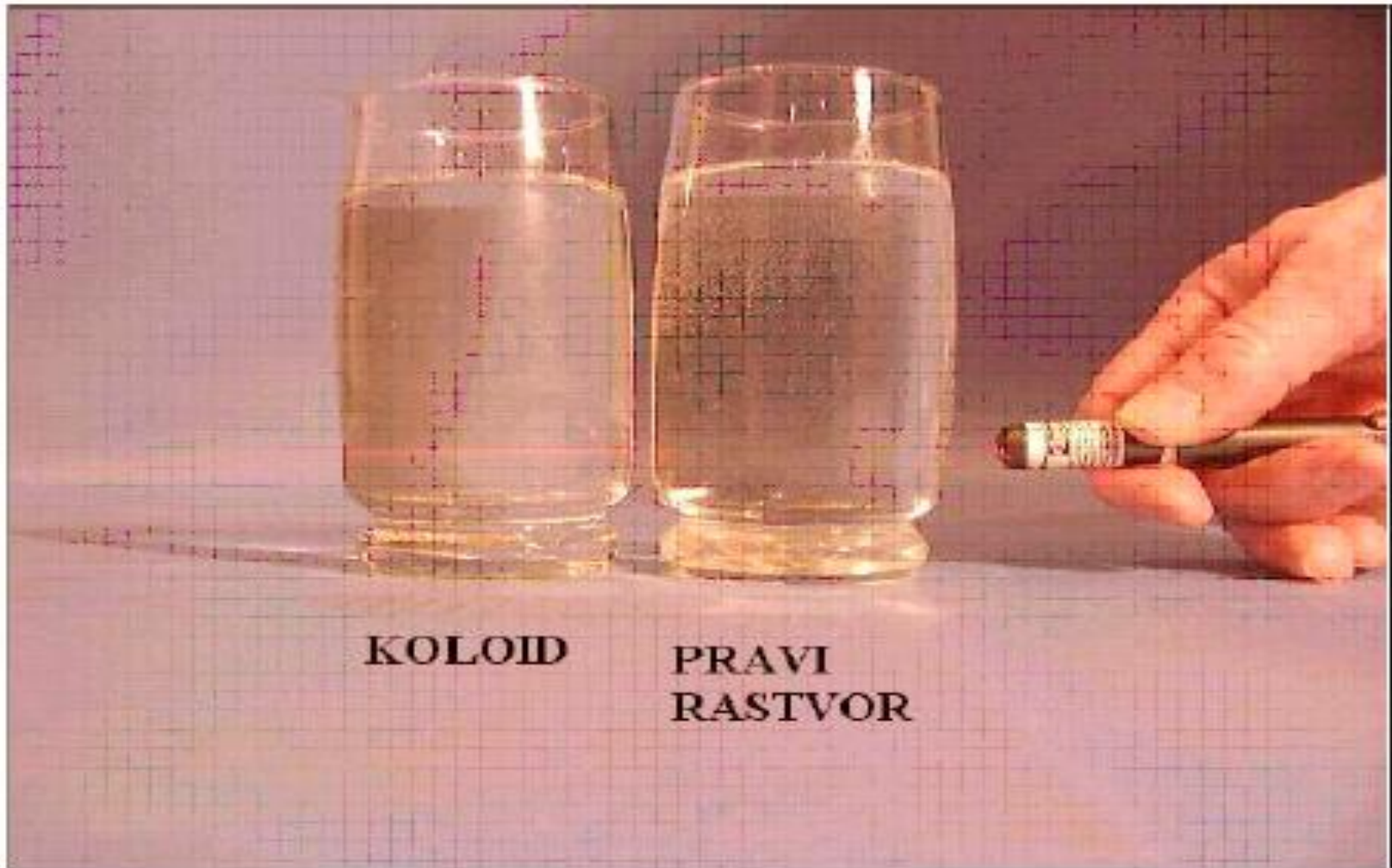
- Koloidni sistemi su disperzni sistemi kod kojih se veličina čestica kreće u rasponu od 1 –100 nm.

Tipovi koloidnih sistema

Disperzna faza	Disperzno sredstvo	Primer
Gas	gas tečnost čvrsta supstanca	Nemoguć (homogen sistem) pena vazduh u mineralima
tečnost	gas tečnost čvrsta supstanca	magla mleko voda u maslacu
čvrsta supstanca	gas tečnost čvrsta supstanca	dim gvožđe (III)-hidroksid u vodi koloidno zlato u staklu

Optičke osobine koloida

Tindalov efekat



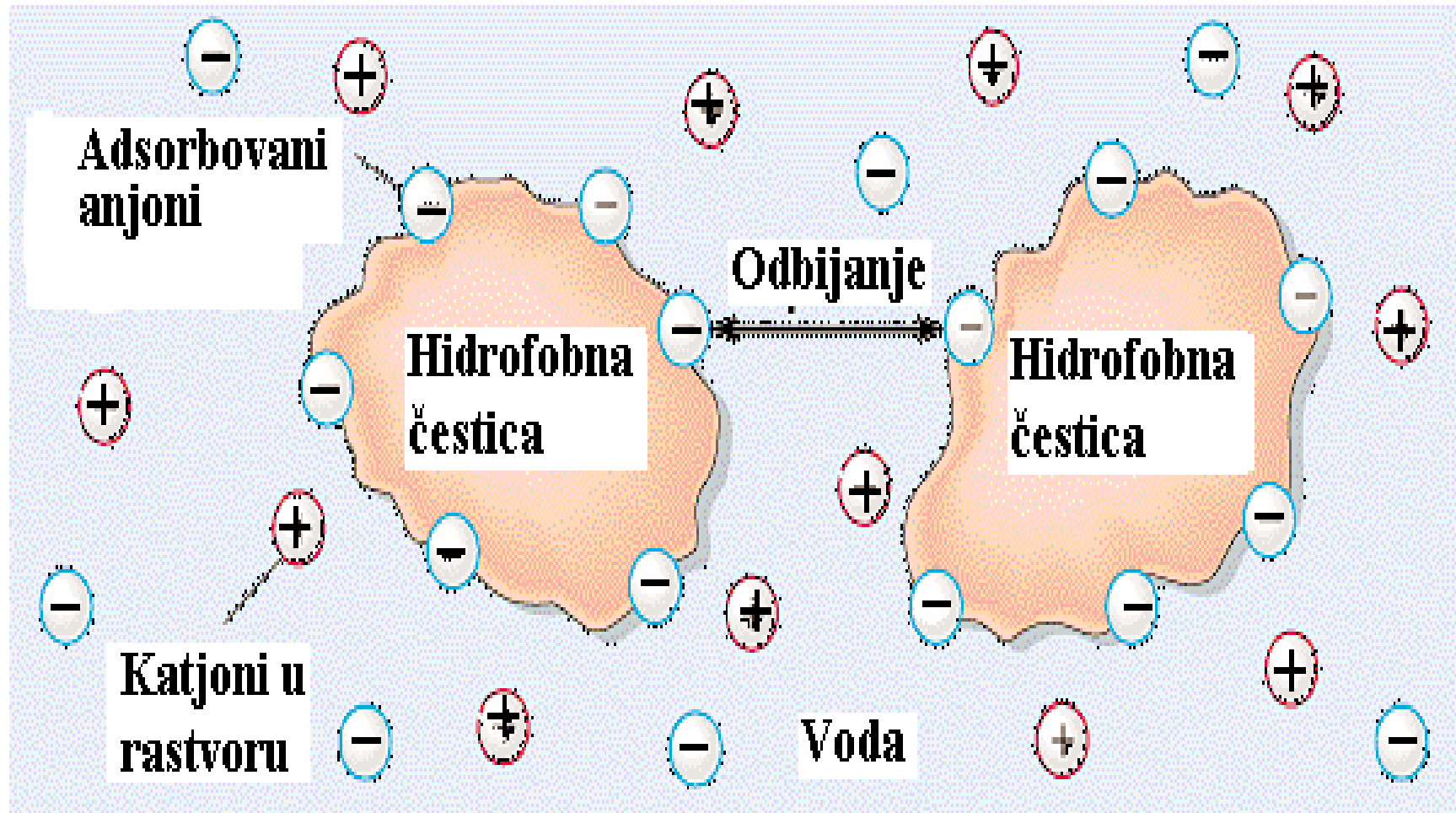
Podjela koloida

- **Liofilni (hidrofilni)** koloidi **pokazuju afinitet** prema disperznom sredstvu i obavijeni su molekulama rastvarača (vode)
- **Liofobni (hidrofobni)** koloidi **ne pokazuju afinitet** prema disperznom sredstvu.

Hidrofobni koloidi

- Koloidi toga tipa, s obzirom da nemaju afiniteta prema disperznom sredstvu, adsorbuju iz rastvora pozitivne ili negativne ione, pa su sve čestice istoimeno naelektrisane.
- Zbog tog naboja koloidni rastvor je stabilan

Stabilnost hidrofobnih koloida



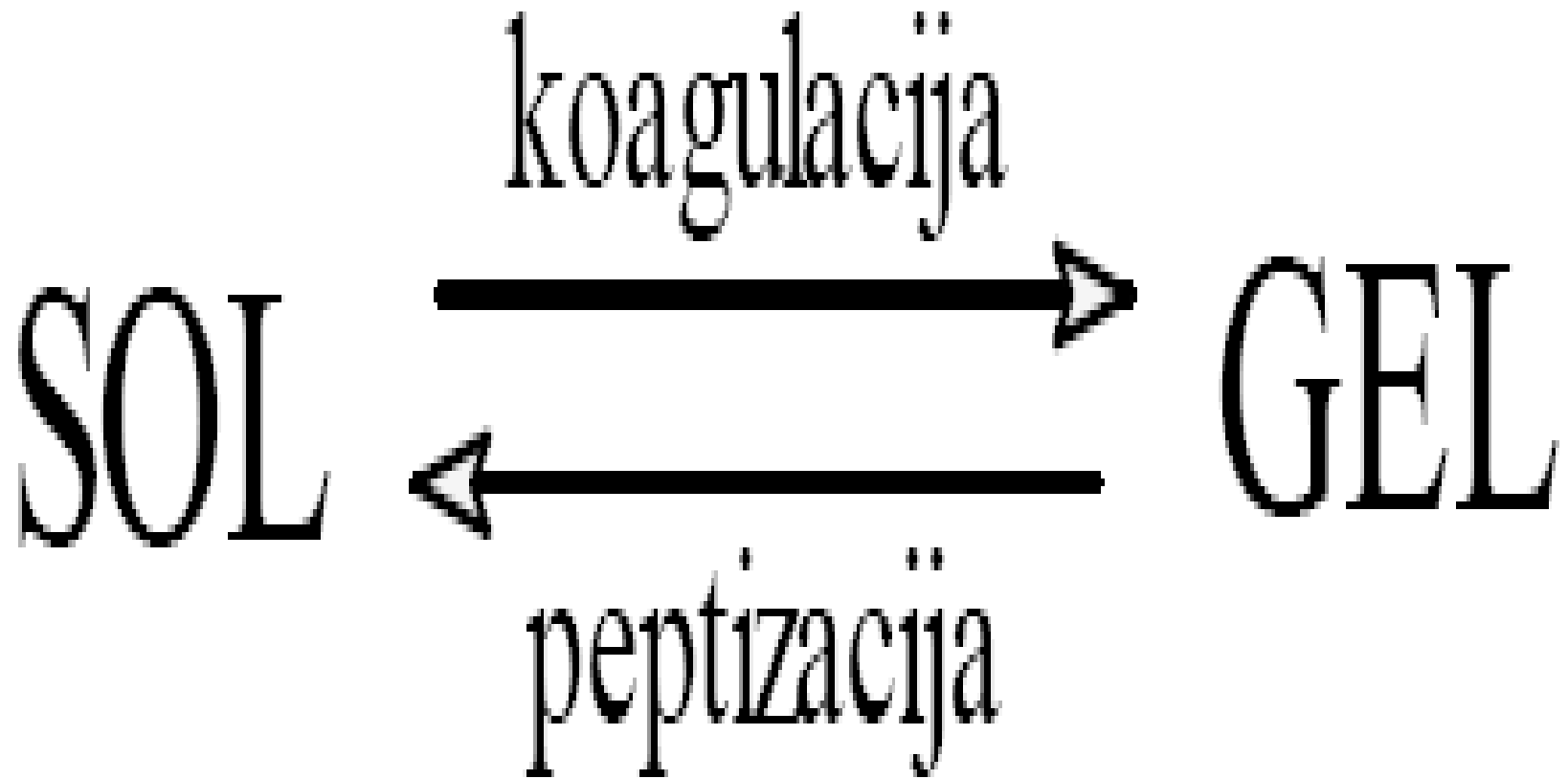
Destabilizacija hidrofobnih koloida

- Koagulacija je ukрупnjavanje koloidnih čestica
- Sedimentacija je pojava vidljivog taloženja
- Hidrofobni koloidi se destabilizuju neutralisanjem njihovog naelektrisanja
- Destabilizacija se izvodi dodavanjem jona suprotnog naboja (koji se adsorbuje).

Hidrofilni koloidi

- Čestice hidrofилnih koloida, usled njihovog velikog afiniteta prema vodi, obavijene su plaštom molekula vode koji sprečava spajanje koloidnih čestica u veće agregate.
- Destabilizuju se dodatkom visokih koncentracija soli ili dodatkom organskih rastvarača koji se miješaju sa vodom.

Reverzibilni koloidi



KVANTITATIVNI SASTAV RASTVORA

- U PRAKSI SE NAJČEŠĆE KORISTI:
- Udio mase
- Masena koncentracija
- Količinska koncentracija
- Molalitet

Udeo mase

$$w(B) = \frac{m(B)}{m_{\text{RASTVORA}}} = \frac{m(B)}{\sum m_i}$$

- Neimenovan broj:
0 – 1
- Pomnožen sa
100 : udeo mase
izražen u %
- *Broj grama
rastvorene
supstance u 100
g rastvora*

U praksi se koriste:

- % procenat (broj grama rastvorene supstance u 100 g rastvora)
- ‰ promil (broj grama rastvorene supstance u 1000 g rastvora)
- ppm (parts per million)
- ppb (parts per bilion)

Masena koncentracija

$$\gamma(B) = \frac{m(B)}{V_{\text{RASTVORA}}} \quad \frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \quad \frac{\text{g}}{\text{L}} \quad \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

$$1 \text{ dm}^3 \Rightarrow 1 \text{ L (1 l)}$$

$$1 \text{ cm}^3 \Rightarrow 1 \text{ mL (1 ml)}$$

Broj grama rastvorene supstance u 1 dm³ rastvora

Količinska koncentracija

- *Broj molova rastvorene supstance u 1 dm³ rastvora*
- Označava se kao: c, [], M

$$c(B) = \frac{n(B)}{V_{\text{RASTVORA}}}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Molalitet

- Odnos količine rastvorene supstance B i mase rastvarača A:

$$b(B) = \frac{n(B)}{m(A)} \quad \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

- *Broj molova rastvorene supstance u 1 kg rastvarača*
- U literaturi označava se i sa **m** ili **b**

GUSTINA RASTVORA

$$\rho = \frac{m_{\text{RASTVORA}}}{V_{\text{RASTVORA}}}$$

$$\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Voda: $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$ (4 °C)

Rastvor: $w < 5 \%$, $\rho \approx 1 \text{ g/cm}^3$