

RASTVORI

DISPERZNI SISTEMI

OSOBINE PRAVIH RASTVORA

ELEKTROLITI

RAVNOTEŽE U RASTVORIMA

ELEKTROLITA

KOLOIDI

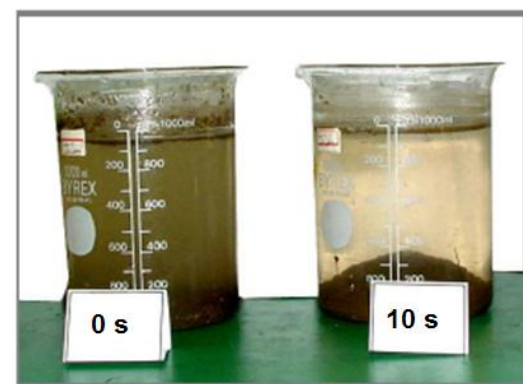
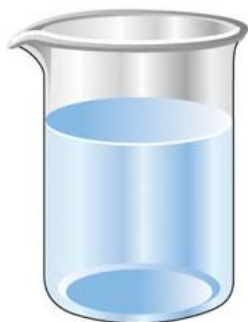
DISPERZNI SISTEMI

- Disperzija (lat.) raspršivanje, rasipanje
- Disperzni sistem je smeša 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

DISPERZNI SISTEMI

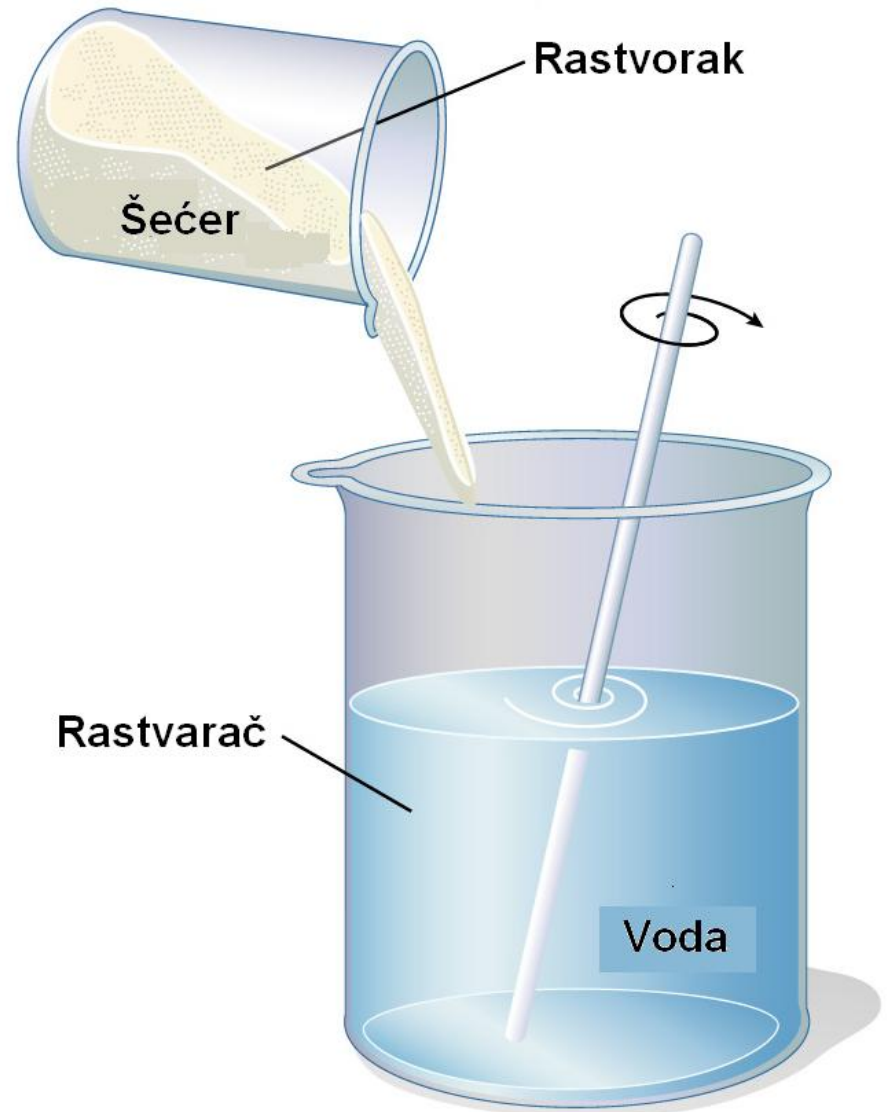
Podela disperznih sistema prema veličini dispergovanih čestica:

	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



Pravi rastvori

- Homogene smeše dve ili više supstanci
- Sastoje se od najmanje dve komponente
- Rastvarač
- Rastvorna susptanca (rastvorak)
- Pravi rastvori se dele prema agregatnom stanju:



Podela pravih rastvora prema agregatnom stanju

RASTVOR	AGREGATNO STANJE		Neki primeri
	Rastvarača	Rastvorka	
GASNI	GAS	GAS	Vazduh
		TEČNO	Vlažan gas
		ČVRSTO	Dim
TEČNI	TEČNO	GAS	Kiseonik u vodi
		TEČNO	Etanol u vodi
		ČVRSTO	So u vodi
ČVRSTI	ČVRSTO	GAS	H ₂ u Pt
		TEČNO	Legure
		ČVRSTO	Legure

RASTVARAČ

- Rastvarač je supstanca koja ima isto agregatno stanje kao i dobijeni rastvor
- Ako su rastvarač i rastvorak istog agregatnog stanja (tečno – tečno) onda je rastvarač supstanca čiji je udeo u smeši veći

RASTVORAK	RASTVARAČ	RASTVOR
Šećer (čvrst)	Voda (tečna)	Tečni
Kiseonik (gas)	Voda (tečna)	Tečni
Etanol (tečni) (45%)	Voda (tečna) (55%)	Tečni

PROCES RASTVARANJA

Jačina međudejstva između čestica rastvarača i rastvorka je veća od jačine međudejstva između čestica rastvarača i čestica rastvorka zasebno.

Tri faze u nastajanju rastvora:

1. Razlaganje rastvorka u najsitnije čestice
2. Prevazilaženje međumolekulskih sila u rastvaraču, da se napravi mesto za čestice rastvorka
3. Omogućavanje interakcije između čestica rastvarača i rastvorka radi formiranja rastvora

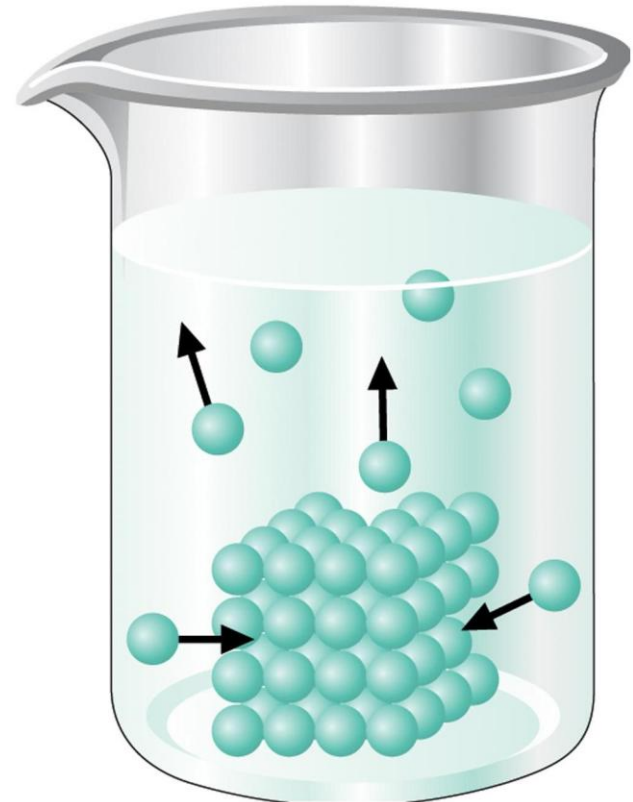
Rastvaranje kao ravnotežni proces

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



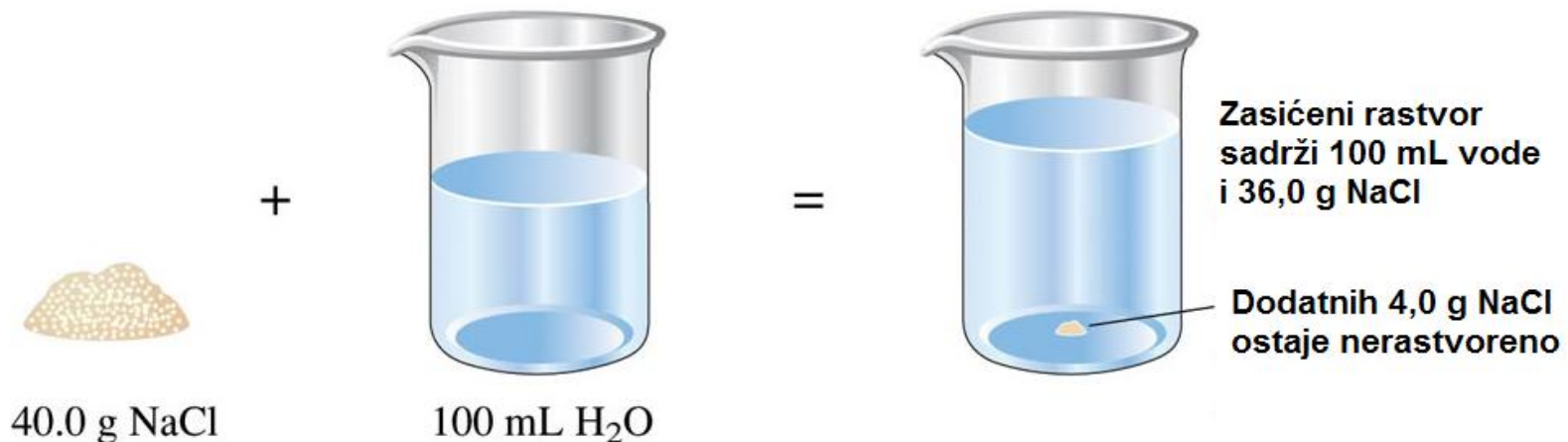
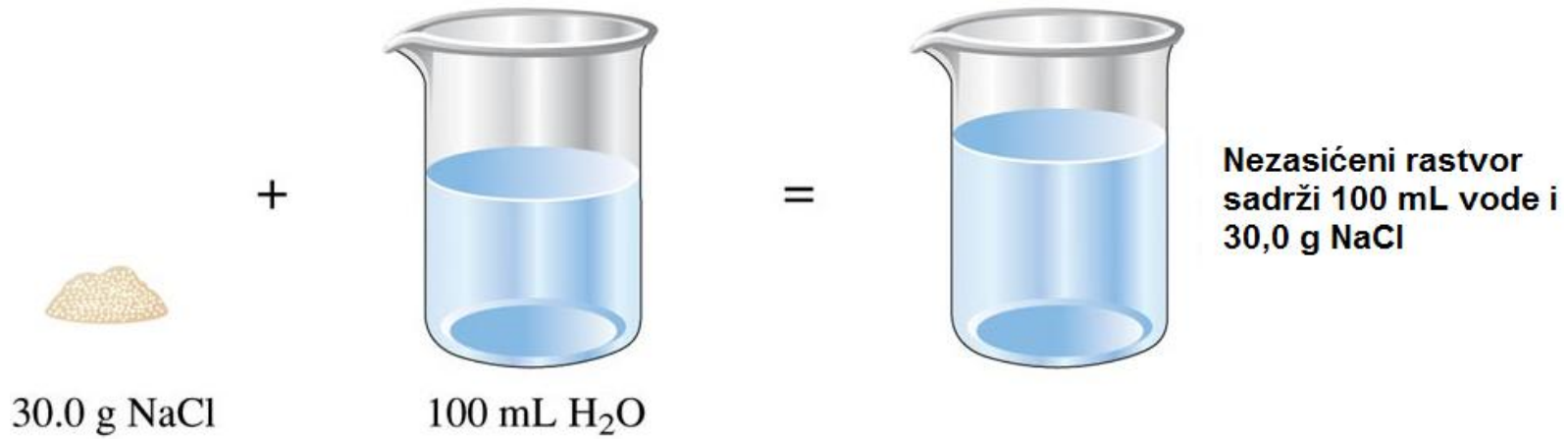
ZASIĆENI RASTVOR

- 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.



RASTVORLJIVOST

- Rastvorljivost je merilo sposobnosti neke supstance da se rastvara u datom rastvaraču.
- Sastav zasićenog rastvora je kvantitativno merilo rastvorljivosti neke supstance.
- Može se izražiti 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

SLIČNO SE RASTVARA U SLIČNOM PODELA RASTVARAČA

RASTVARAČ	VRSTA	STRUKURNO SVOJSTVO
Voda, H ₂ O	Polaran	O-H
Etanol, C ₂ H ₅ OH	Polaran	O-H
Aceton, $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Polaran	C=O
Toluen, C ₇ H ₈	Nepolaran	C-C i C-H
Heksan, C ₆ H ₁₄	Nepolaran	C-C i C-H
Dietil etar, CH ₃ CH ₂ -O-CH ₂ CH ₃	Nepolaran	C-C, C-H i C-O

SLIČNO SE RASTVARA U SLIČNOM

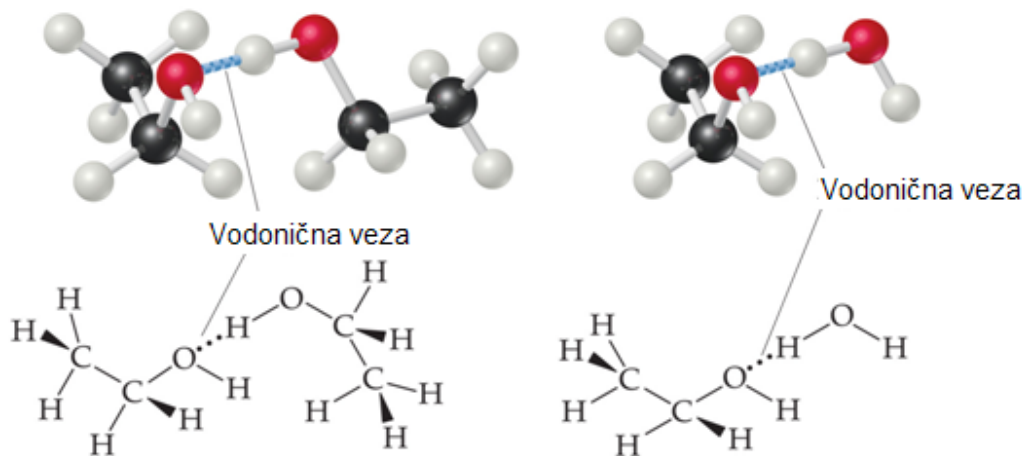
Polarne supstance će se rastvarati u polarnim rastvaračima

Nepolarne supstance će se rastvarati u nepolarnim rastvaračima

Što je veća sličnost u međumolekulskim interakcijama, veća je verovatnoća da se dve supstance rastvaraju jedna u drugoj.

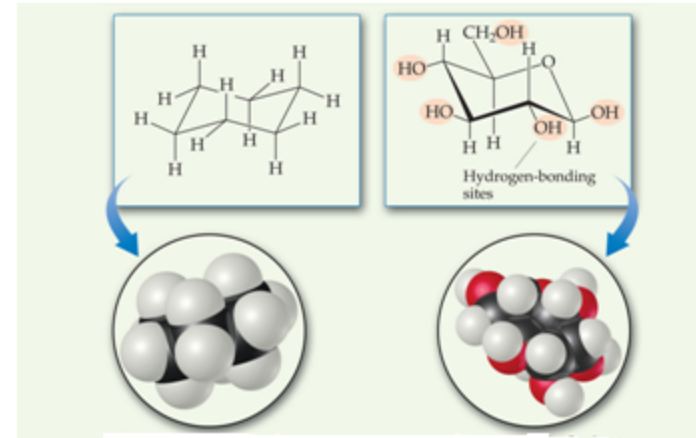
Rastvorljivost nekih alkohola u vodi i heksanu

Alkohol	Rastvorljivost u H ₂ O	Rastvorljivost u C ₆ H ₁₄
CH ₃ OH (methanol)	∞	0.12
CH ₃ CH ₂ OH (ethanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH (propanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (butanol)	0.11	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (pentanol)	0.030	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (hexanol)	0.0058	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (heptanol)	0.0008	∞



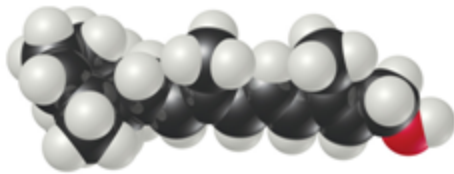
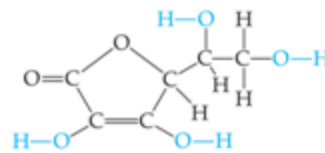
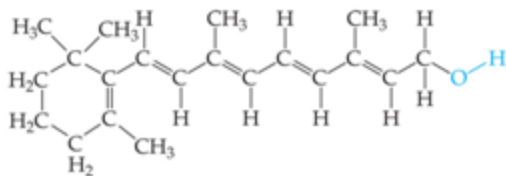
SLIČNO SE RASTVARA U SLIČNOM

Glukoza (koja gradi vodonične veze) je veoma rastvorljiva u vodi, dok cikloheksan nije

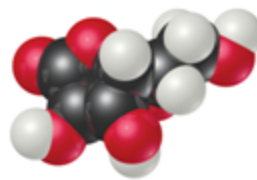


Cikloheksan nema polarne OH grupe

Glukoza ima pet polarnih OH grupa



Vitamin A



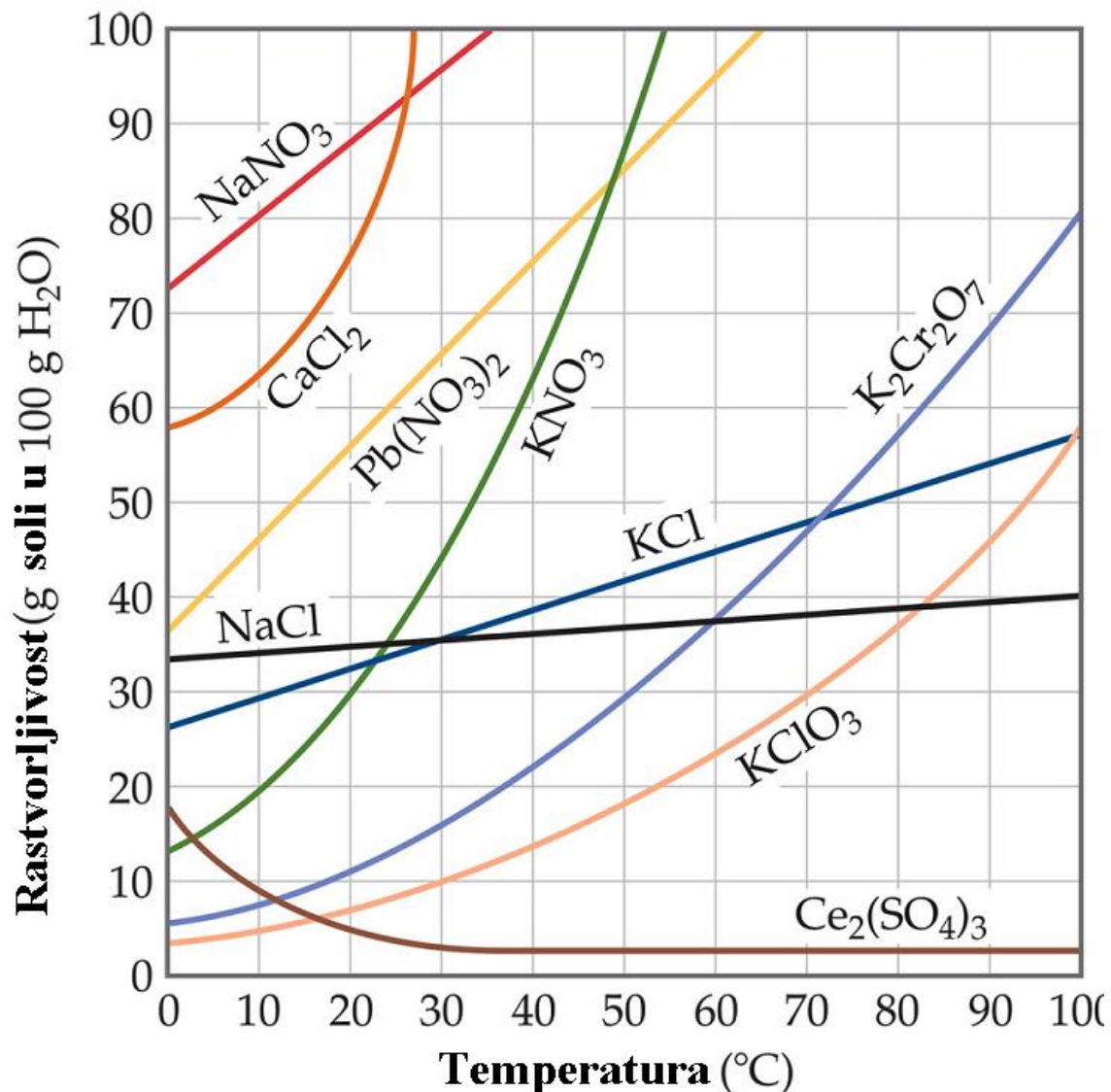
Vitamin C

Vitamin A je rastvoran u nepolarnim jedinjenjima (kao što su masti)

Vitamin C je rastvoran u vodi

Rastvorljivost čvrstih supstanci u tečnostima

Zavisnost od temperature



Rastvorljivost tečnosti u tečnostima

Postoje tri mogućnosti:

1. Potpuno mešanje, nema dva sloja.
(Mešljive tečnosti)
2. Ne mešaju se, ima dva sloja pri svim temperaturama. (Nemešljive tečnosti)
3. Ograničeno mešanje, postoje dva sloja do određene temperature a onda sistem prelazi u potpuno mešanje

Mešljive i nemešljive tečnosti



Rastvorljivost gasova u tečnostima

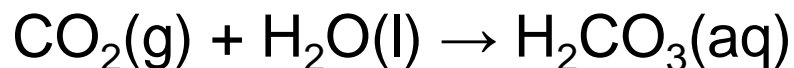
Rastvorljivost gasova u tečnostima zavisi od:

- Prirode gasa i rastvarača
- temperature
- Pritiska gasa koji je u dodiru sa tečnošću

Razmatraćemo rastvorljivost raznih gasova u vodi.

Uticaj prirode gasa

- 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 ...)

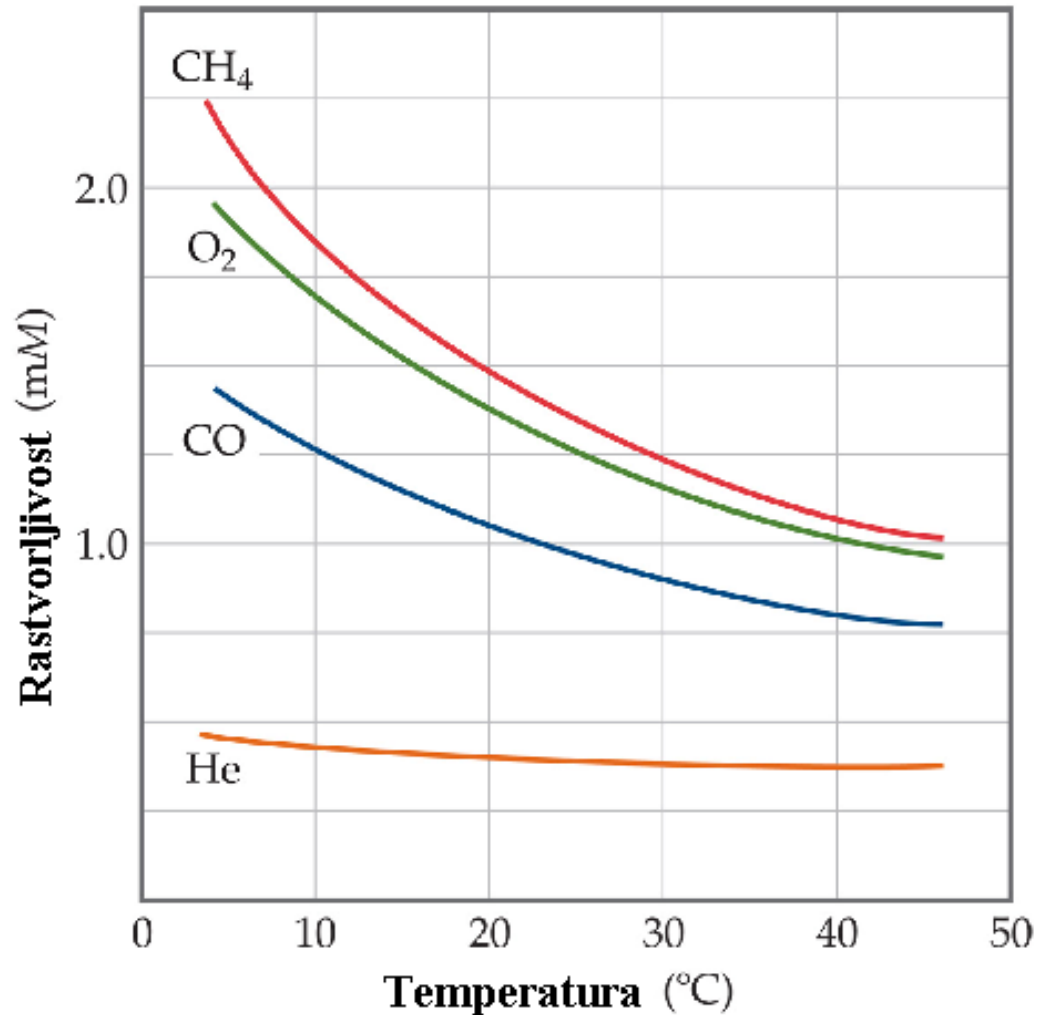


Rastvorljivost gasova u vodi na raznim temperaturama
(dm^3 gasa/ dm^3 vode)

Gas	Rastvorljivost pri temperaturi (°C)		
	0	20	40
N_2	0,0236	0,0160	0,0125
O_2	0,049	0,031	0,023
CO_2	1,713	0,878	0,530
NH_3	1300	710	508

Uticaj temperature

Sa porastom temperature opada rastvorljivost gasova u vodi.



Uticaj temperature

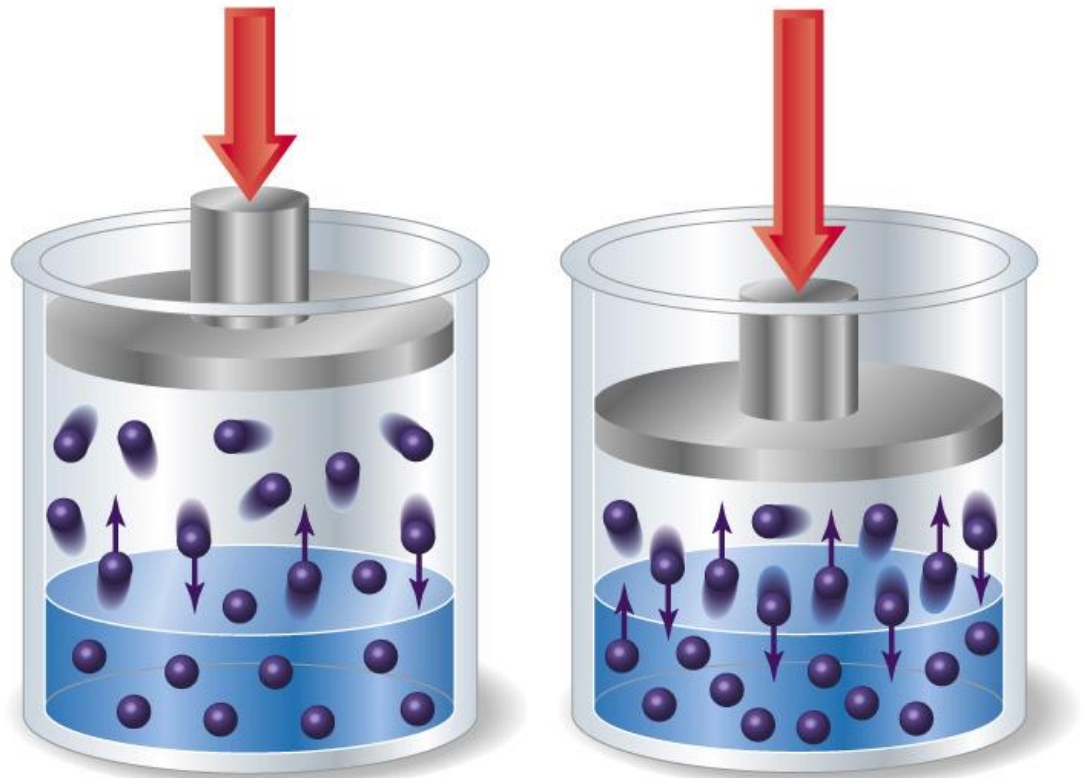
Zagrevanjem vode mogu se odstraniti rastvoreni gasovi



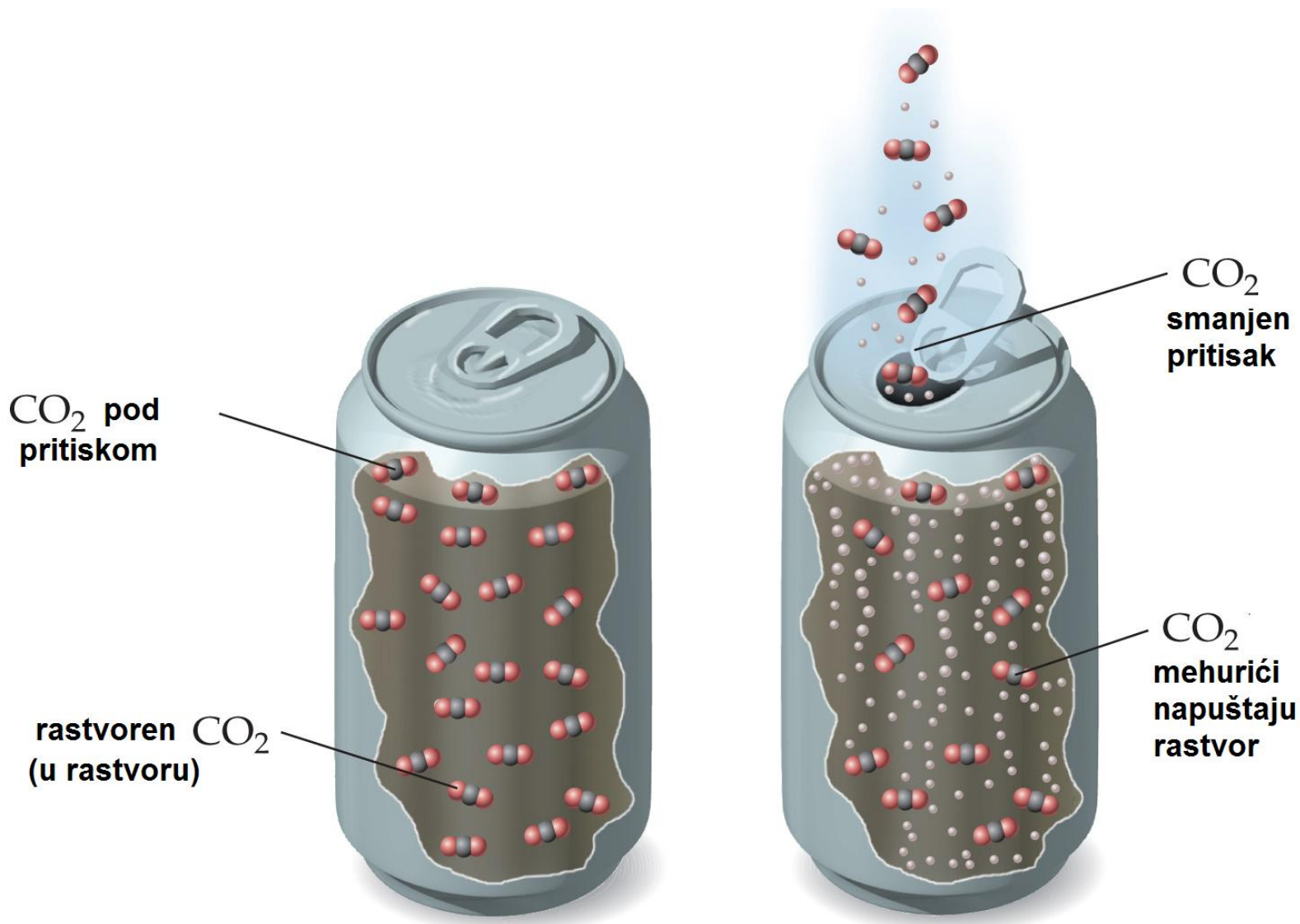
Uticaj pritiska Henrijev zakon

- Rastvorljivost gasova pri konstantnoj temperaturi upravo je proporcionalna pritisku gasa nad tečnošću.

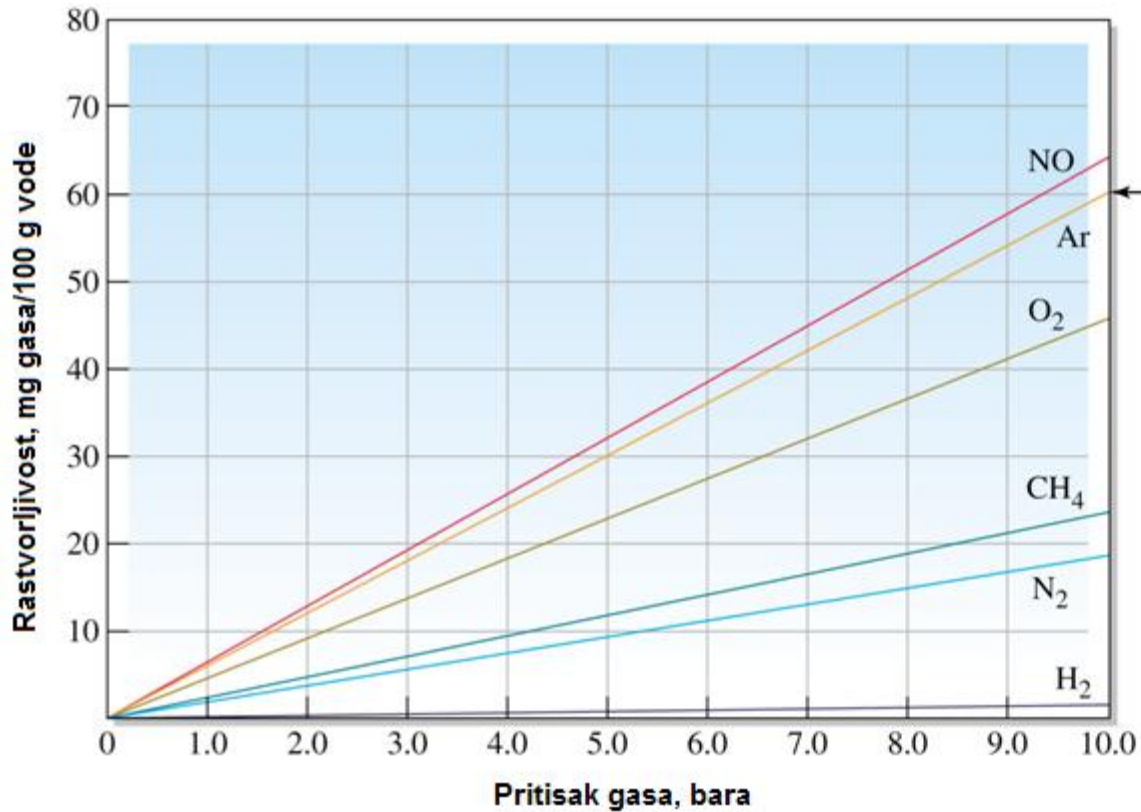
$$C_g = k \cdot P_g$$



Uticaj pritiska Henrijev zakon



Uticaj pritiska Henrijev zakon



Kako odstraniti rastvorene gasove iz vode

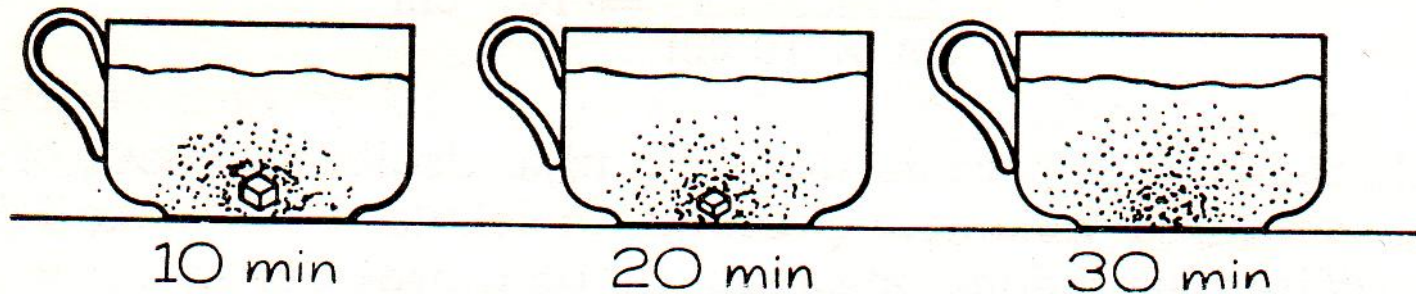
- Zagrevanjem
- Rastvaranjem neke druge supstance koja se dobro rastvara u vodi
- Pomoću vakuma (primena Henrijevog zakona)

OSOBINE RAZBLAŽENIH RASTVORA

DIFUZIJA

Pojava uzajamnog prodiranja čestica rastvorene supstance i rastvarača je difuzija.

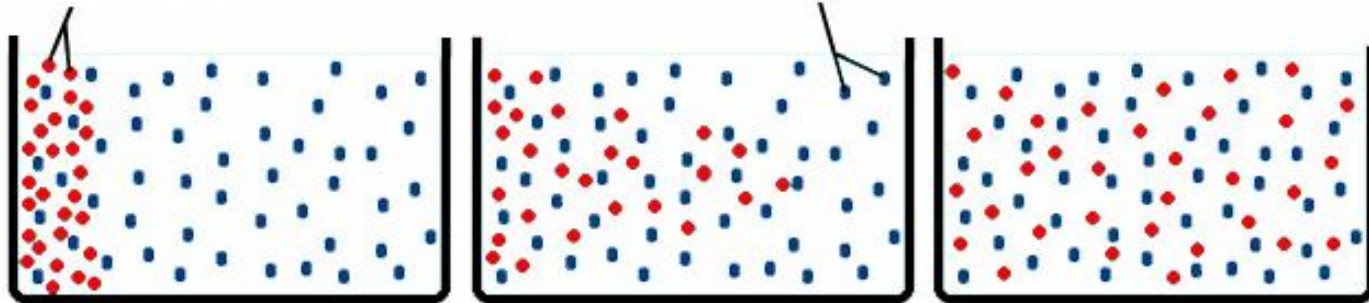
Proces difuzije se ubrzava mešanjem i zagrevanjem.



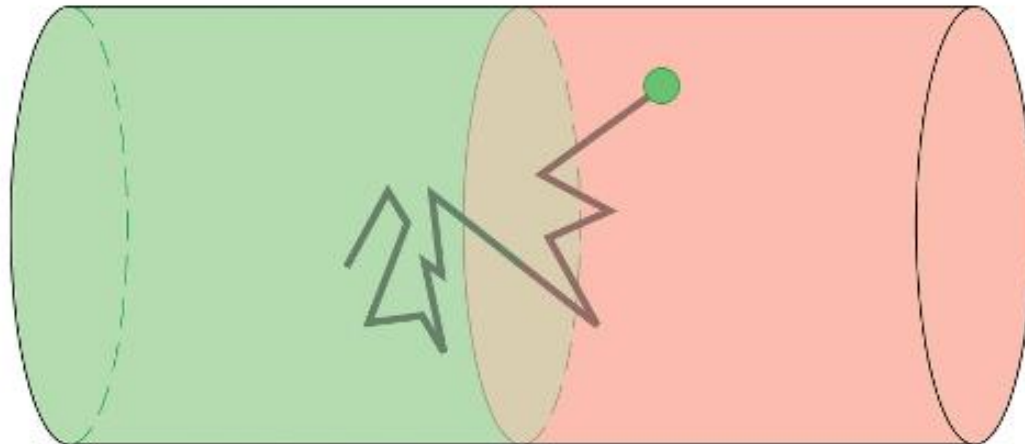
Difuzija

Rastvorak

Rastvarač



Difuzija je spor proces zato što se čestice kreću haotično

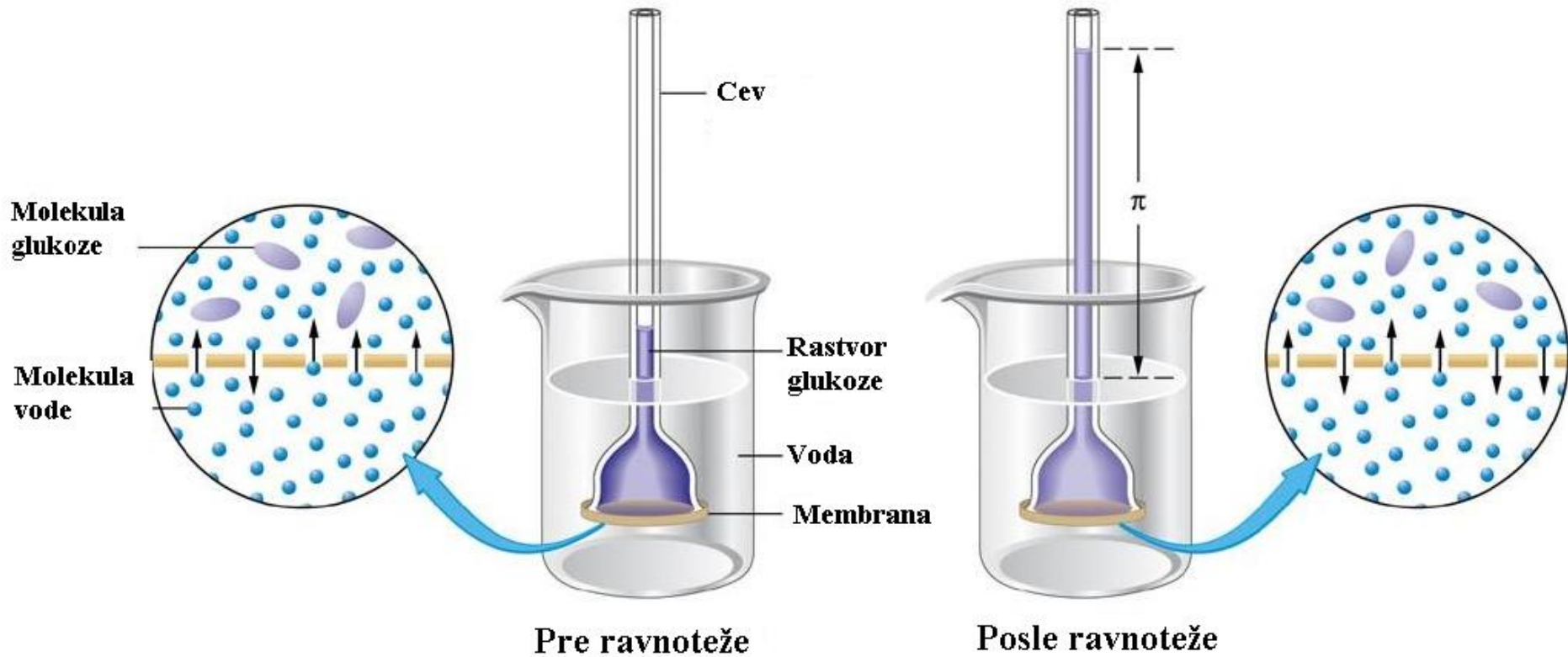


OSOBI NE RAZBLAŽENIH RASTVORA

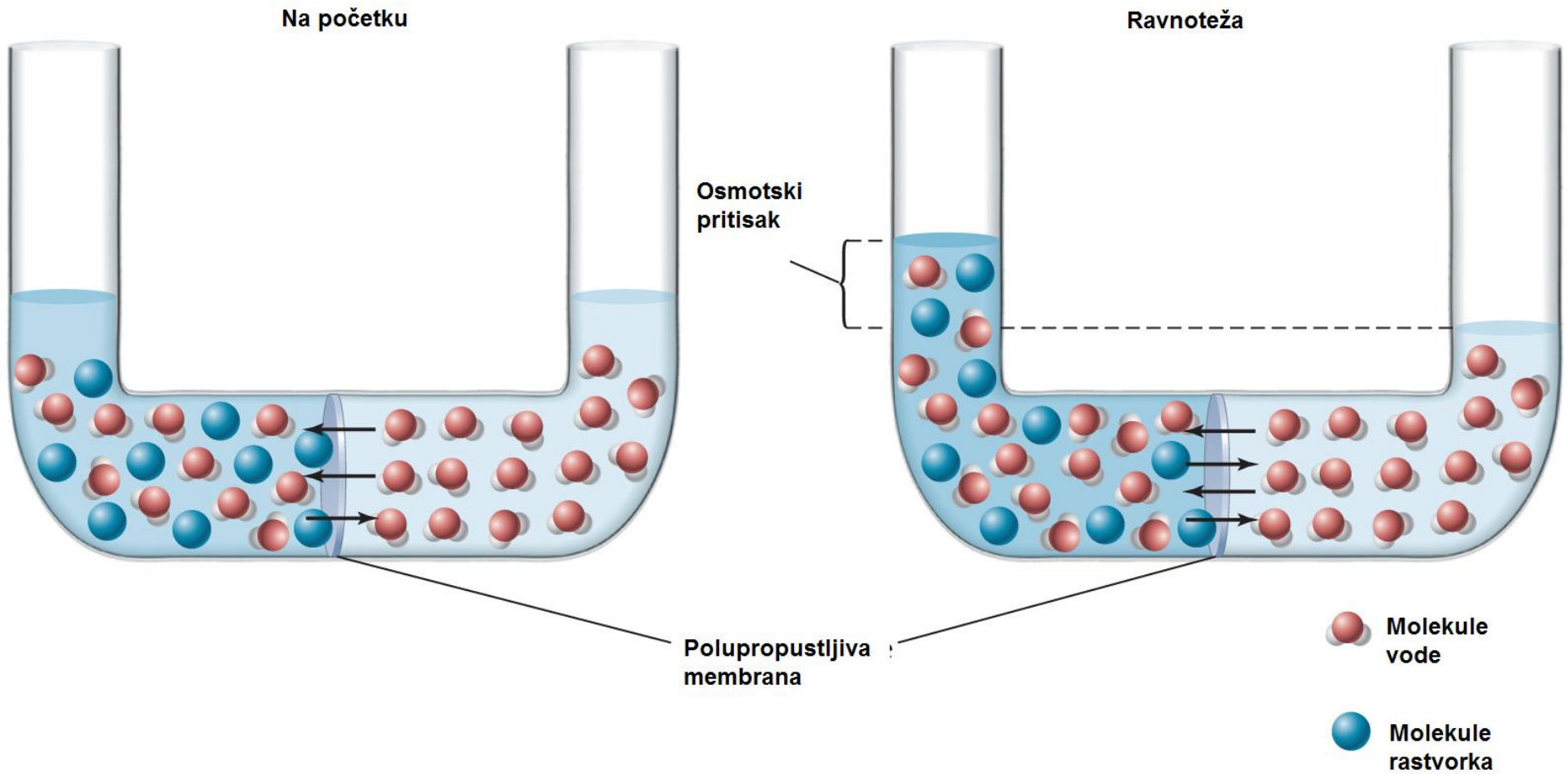
OSMOZA

- Prodiranje ili premeštanje 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



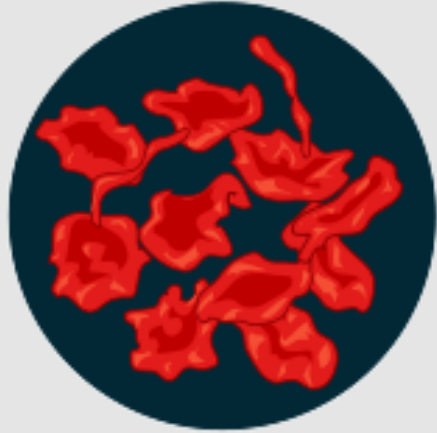
Osmotski pritisak

- 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.

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

Poređenje osmotskih pritisaka različitih rastvora

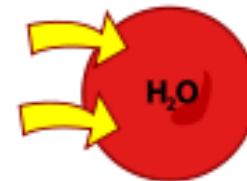
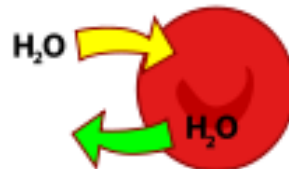
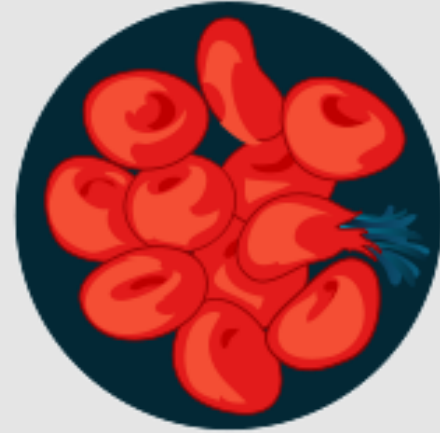
Hipertoničan



Izotoničan

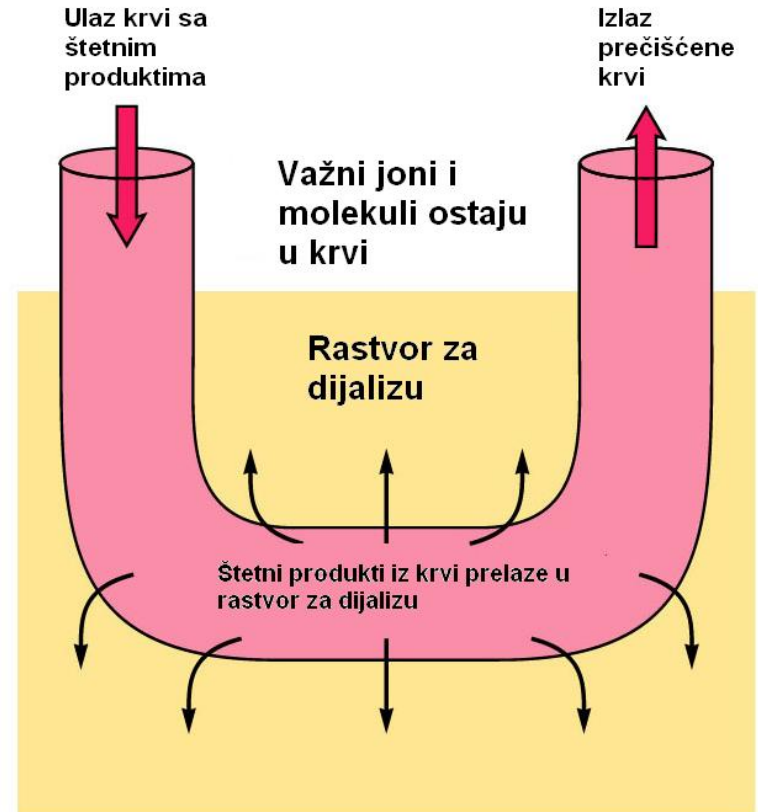


Hipotoničan



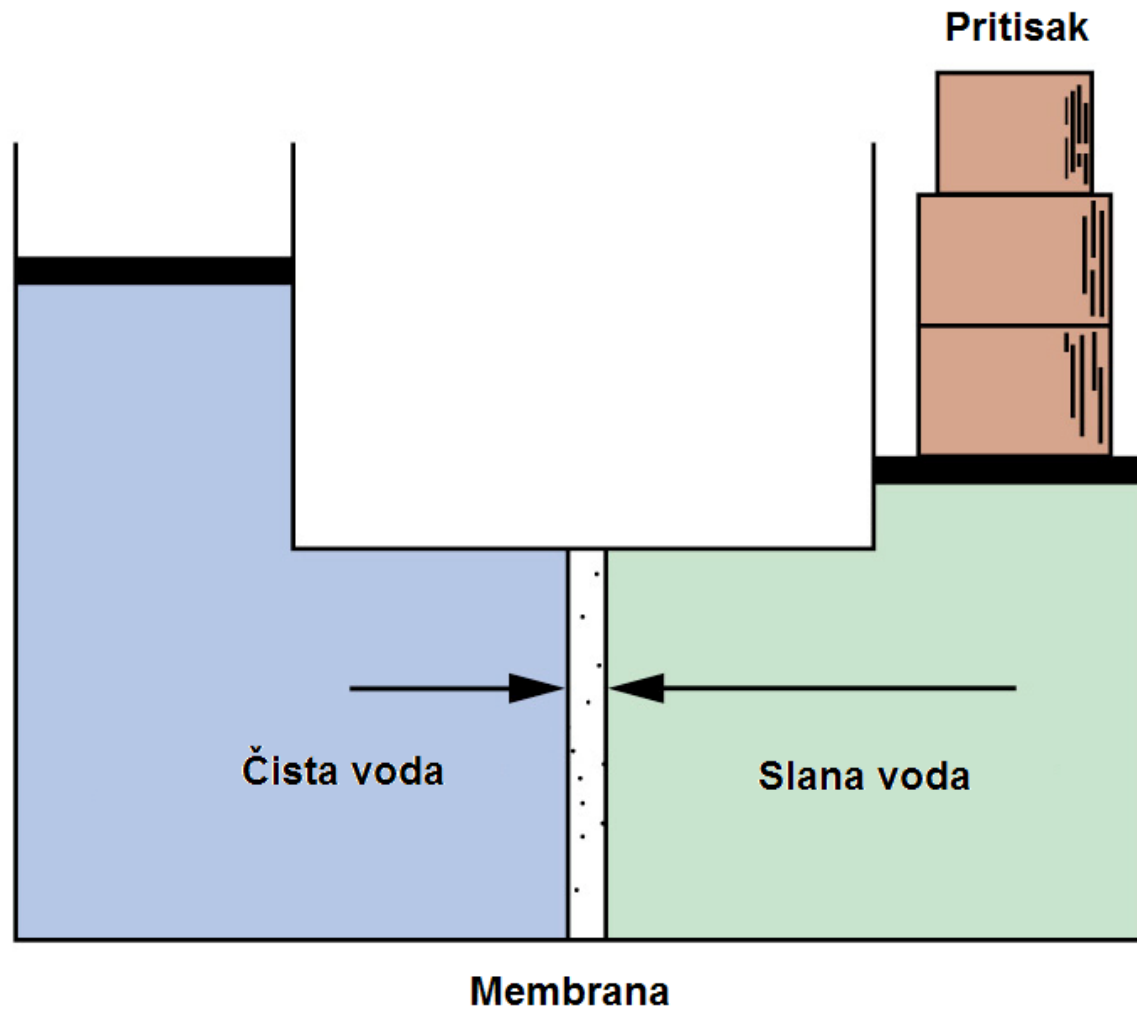
Primena osmoze

DIJALIZA



Primena osmoze

Reversna osmoza



Koligativne osobine rastvora

Osobine rastvora koje zavise samo od broja čestica rastvorne supstance nazivaju se koligativne osobine.

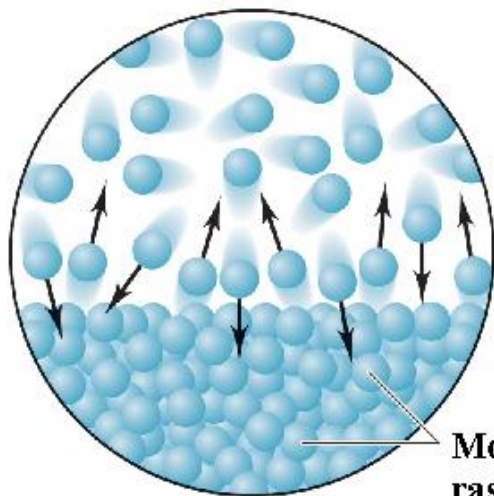
Koligativne osobine su:

- sniženje napona pare rastvora
- sniženje tačke mržnjenja rastvora
- povećanje tačke ključanja rastvora
- osmotski pritisak

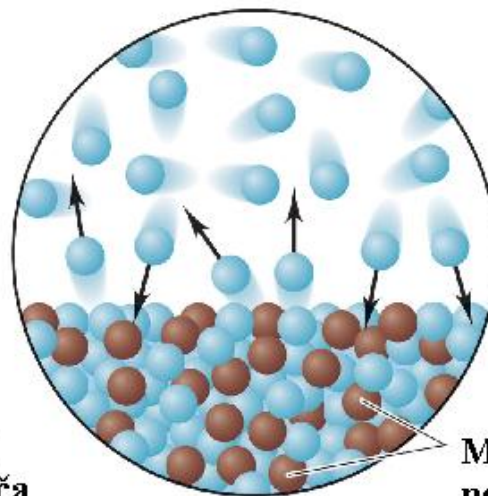
Sniženje napona pare rastvora I Raulov zakon

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

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

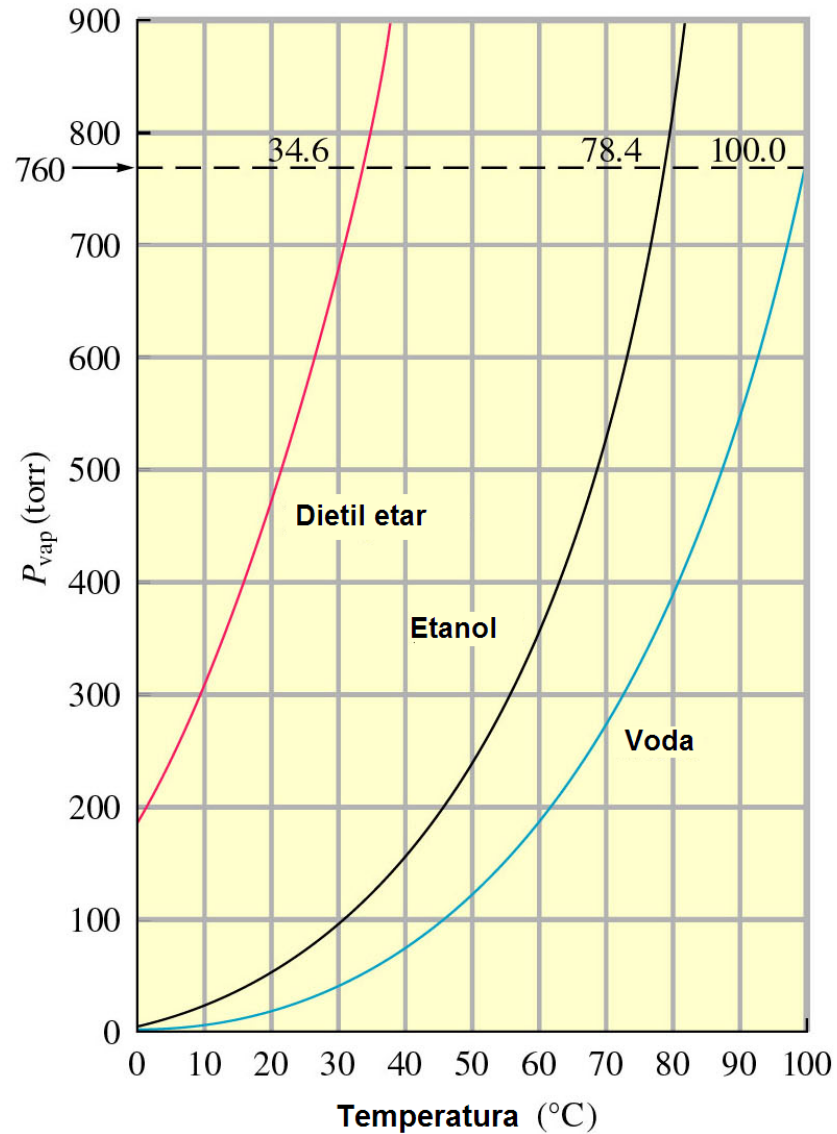


Molekuli
rastvarača



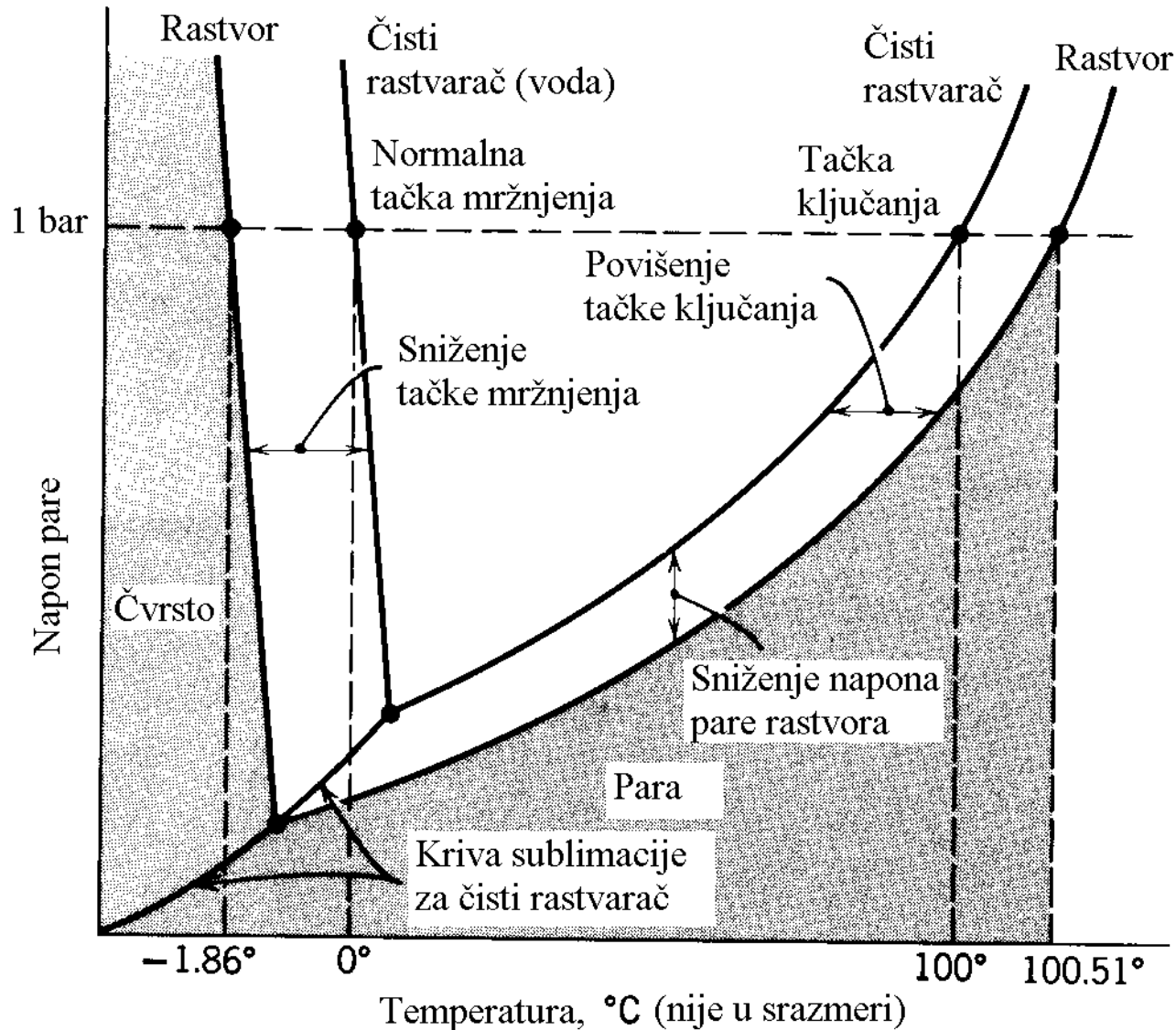
Molekuli
neisparljive
rastvorne
supstance

Promene napona pare sa temperaturom



Posledice sniženja napona pare

Fazni dijagram vode



Sniženje tačke mržnjenja rastvora
Povećanje tačke ključanja rastvora

Sniženje tačke mržnjenja rastvora odnosno
povećanje tačke ključanja rastvora
proporcionalno je molalitetu rastvora.

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

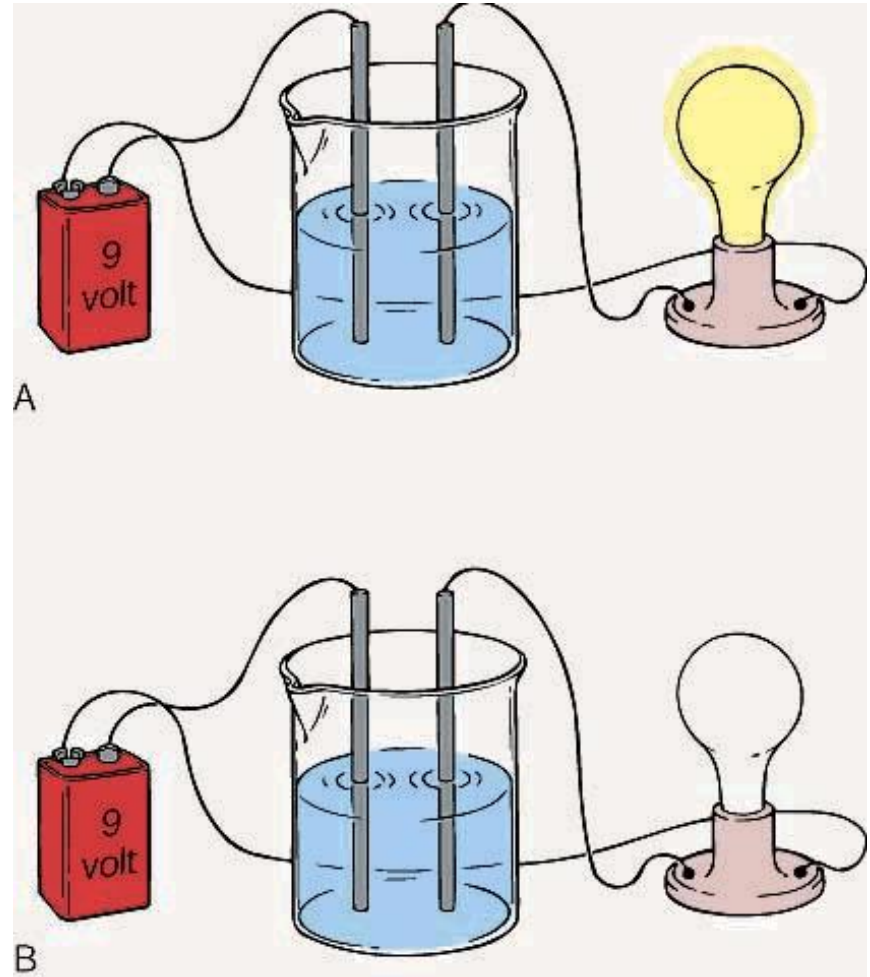
$$\Delta t_k = K_k \cdot b(B)$$

Primena koligativnih osobina rastvora



Elektroliti

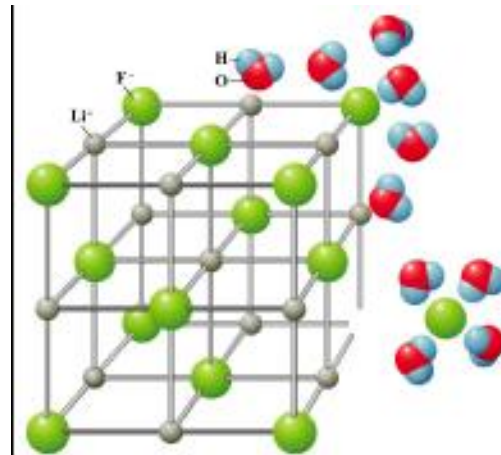
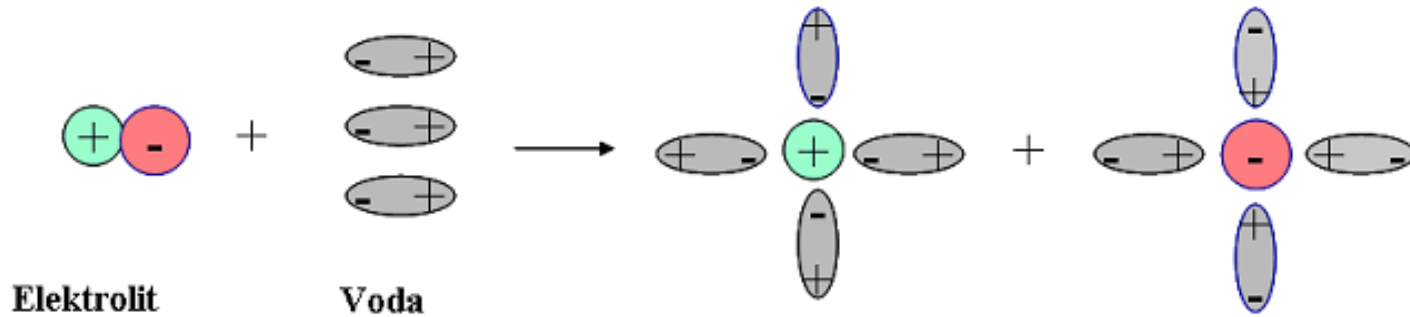
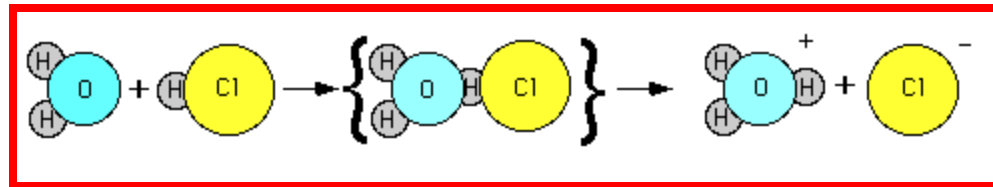
- Vodeni rastvori **elektrolita** provode električnu struju
- Vodeni rastvori **neelektrolita** ne provode električnu struju



Rastvori elektrolita sadrže jone

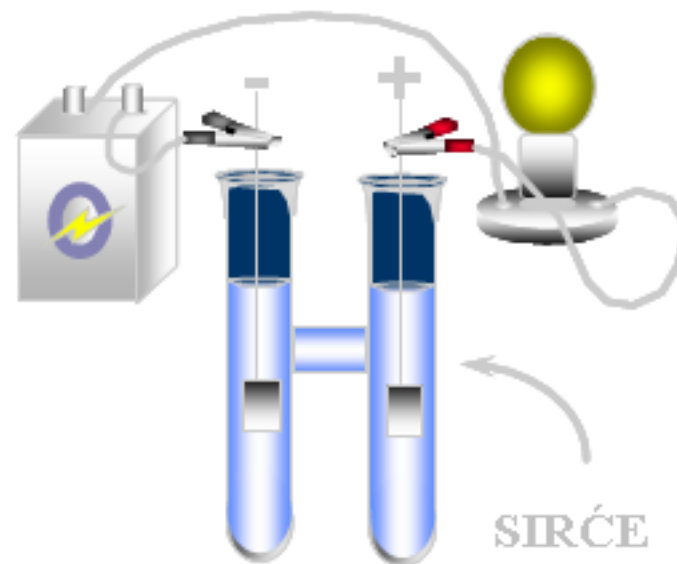
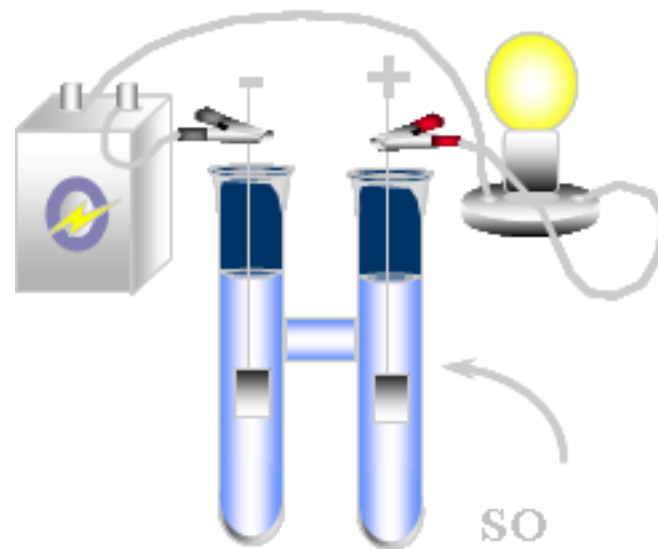
- Joni u rastvoru nastaju elektrolitičkom disocijacijom
- **Elektrolitička disocijacija** je spontani proces izdvajanja jona iz jonskih kristalnih rešetki ili iz molekula sa polarnim kovalentnim vezama dejstvom polarnih molekula vode.

Elektrolitička disocijacija



Jaki i slabi elektroliti

- Ne poseduju 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 pre disocijacije.
- Vrednost stepena elektrolitičke disocijacije zavisi od:
 - vrste elektrolita
 - koncentracije elektrolita
 - temperature

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

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

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:

- $\Delta t_m = K_m(\text{rč}) \cdot b(B) \cdot i$

- Povišenje tačke ključanja rastvora:

- $\Delta t_k = K_k(\text{rč}) \cdot b(B) \cdot i$

- Osmotski pritisak:

-

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

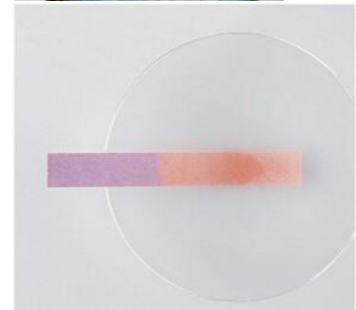
Tipovi elektrolita

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

Kiseline

Kiseline

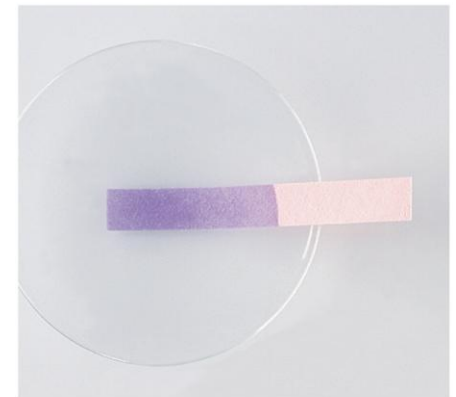
- imaju kiseo ukus
- sa metalima izdvajaju vodonik
- plavi lakmus boje crveno
- neutrališu se bazama



BAZE

Baze

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



Copyright © 2009 Pearson Prentice Hall, Inc.

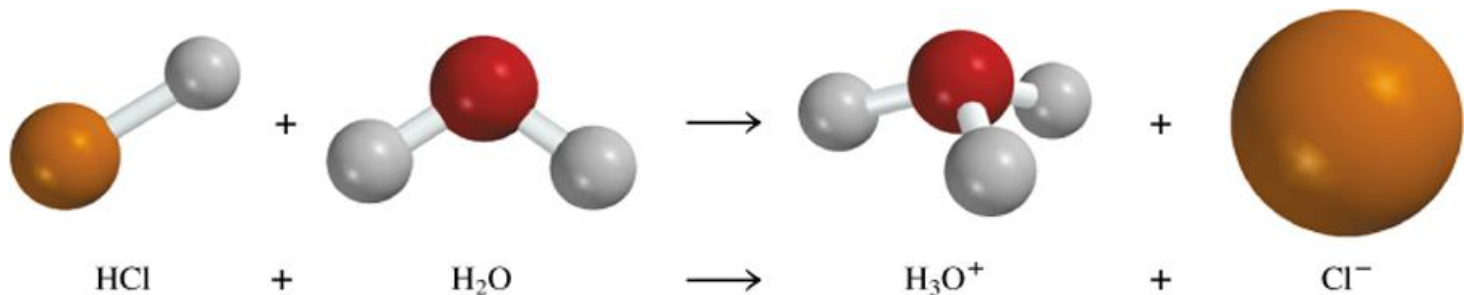
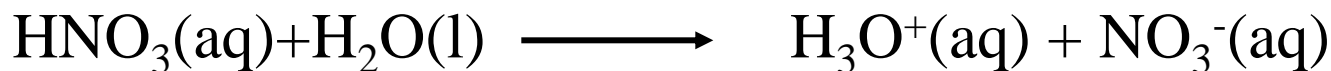
Šta su kiseline i baze?

- Arenijusova teorija
- Brenšted-Lorijeva teorija
- Luisova teorija

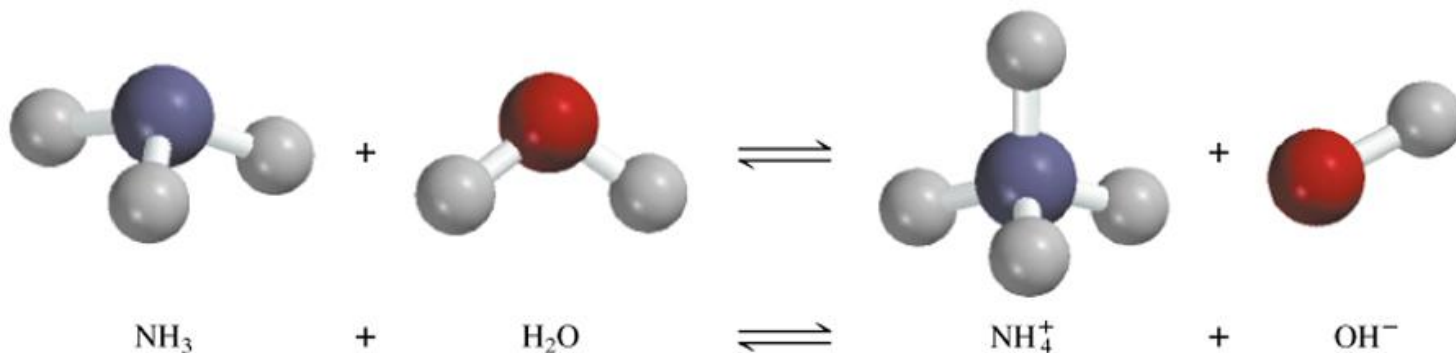
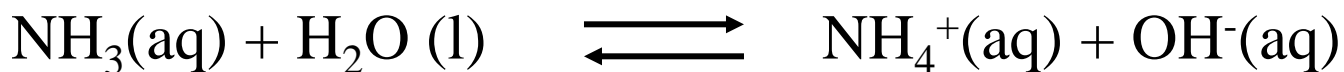


Arenijusova teorija

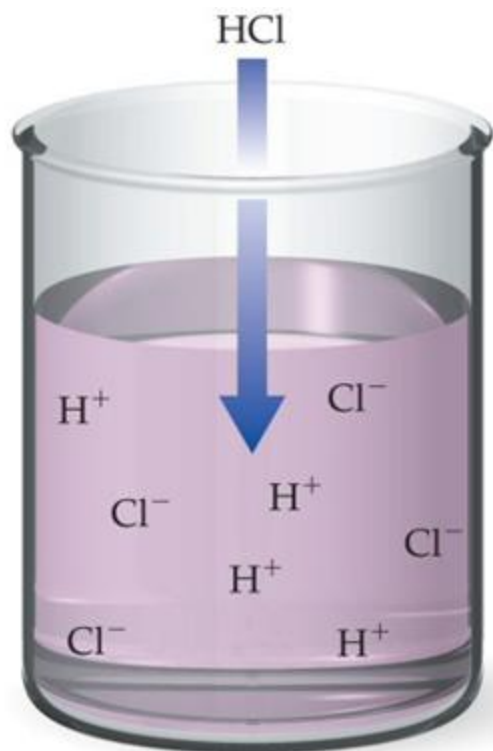
Kiselina – jedinjenje koje povećava $[H^+]$ ili $[H_3O^+]$ u vodi



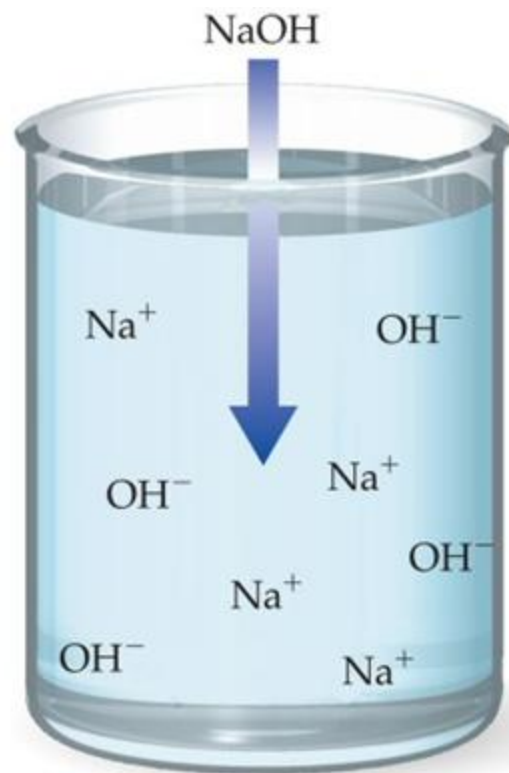
Baza - je jedinjenje koje povećava $[OH^-]$ u vodi



Arenijusova teorija



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

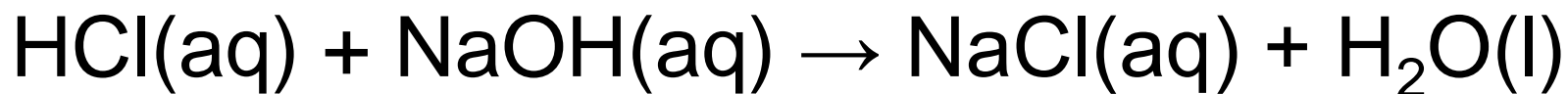


NaOH disocira u vodi dajući Na^+ i OH^- jone

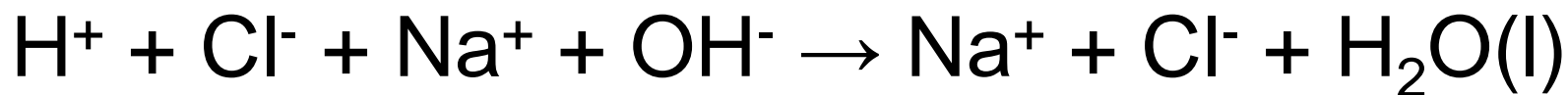
Arenijusova teorija

Reakcija neutralizacije

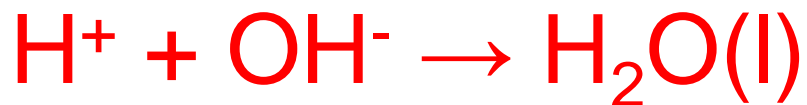
- H^+ iz kiseline i OH^- iz baze daju vodu dok katjon baze i anjon kiseline daju so.



U jonskom obliku:



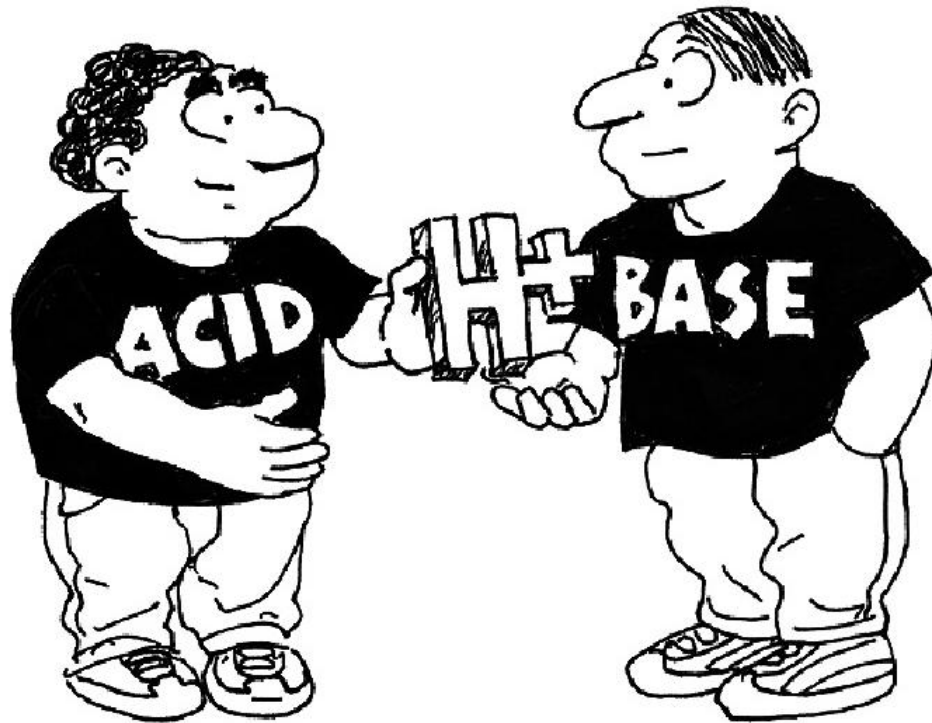
Reakcija neutralizacije se svodi na reakciju H^+ i OH^-



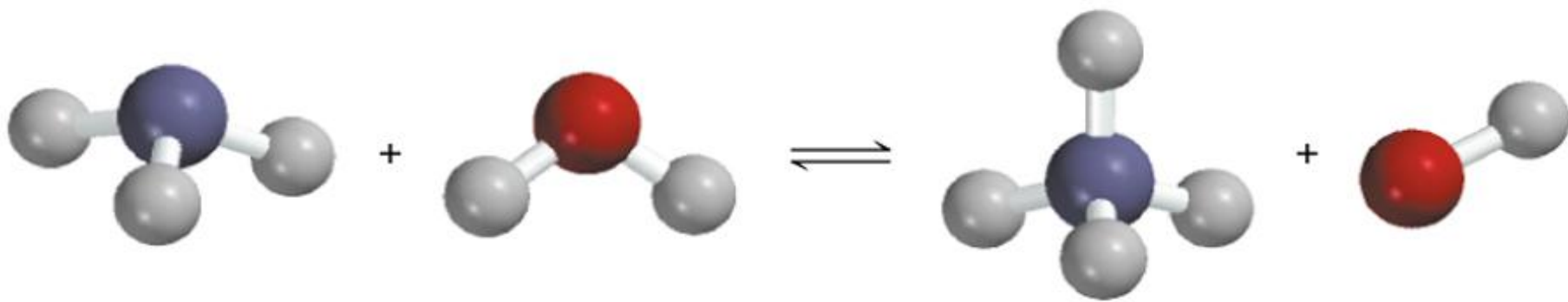
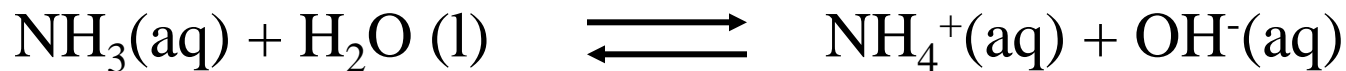
Brenšted-Lorijeva teorija

Kiselina : davalac (donor) protona

Baza : primalac (akceptor) protona



Brenšted-Lorijeva teorija



NH₃

+

H₂O

⇌

NH₄⁺

+

OH⁻

baza

kiselina

kiselina

baza

baza

kiselina

konjugovana kis.

konjugovana

baza

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

Brenšted-Lorijeva teorija

Konjugovani parovi



H_2O i OH^- čine

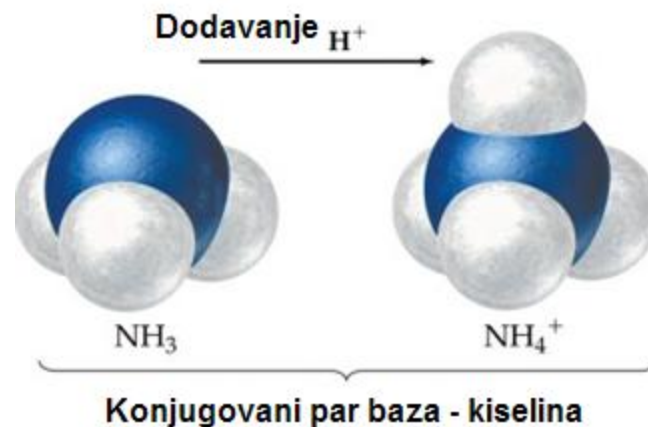
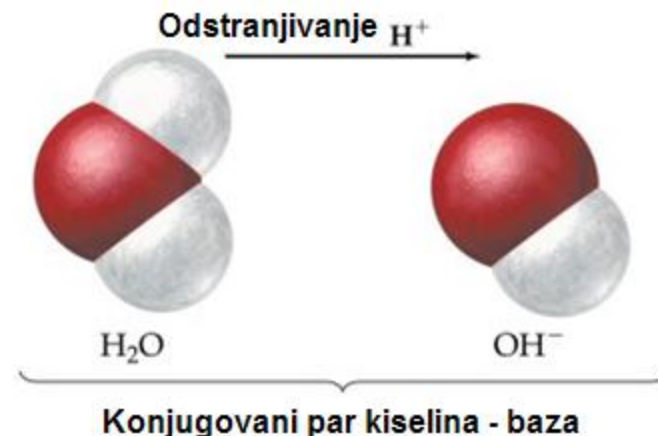
Konjugovani par

Kiselina – konjugovana baza

NH_3 i NH_4^+ čine

Konjugovani par

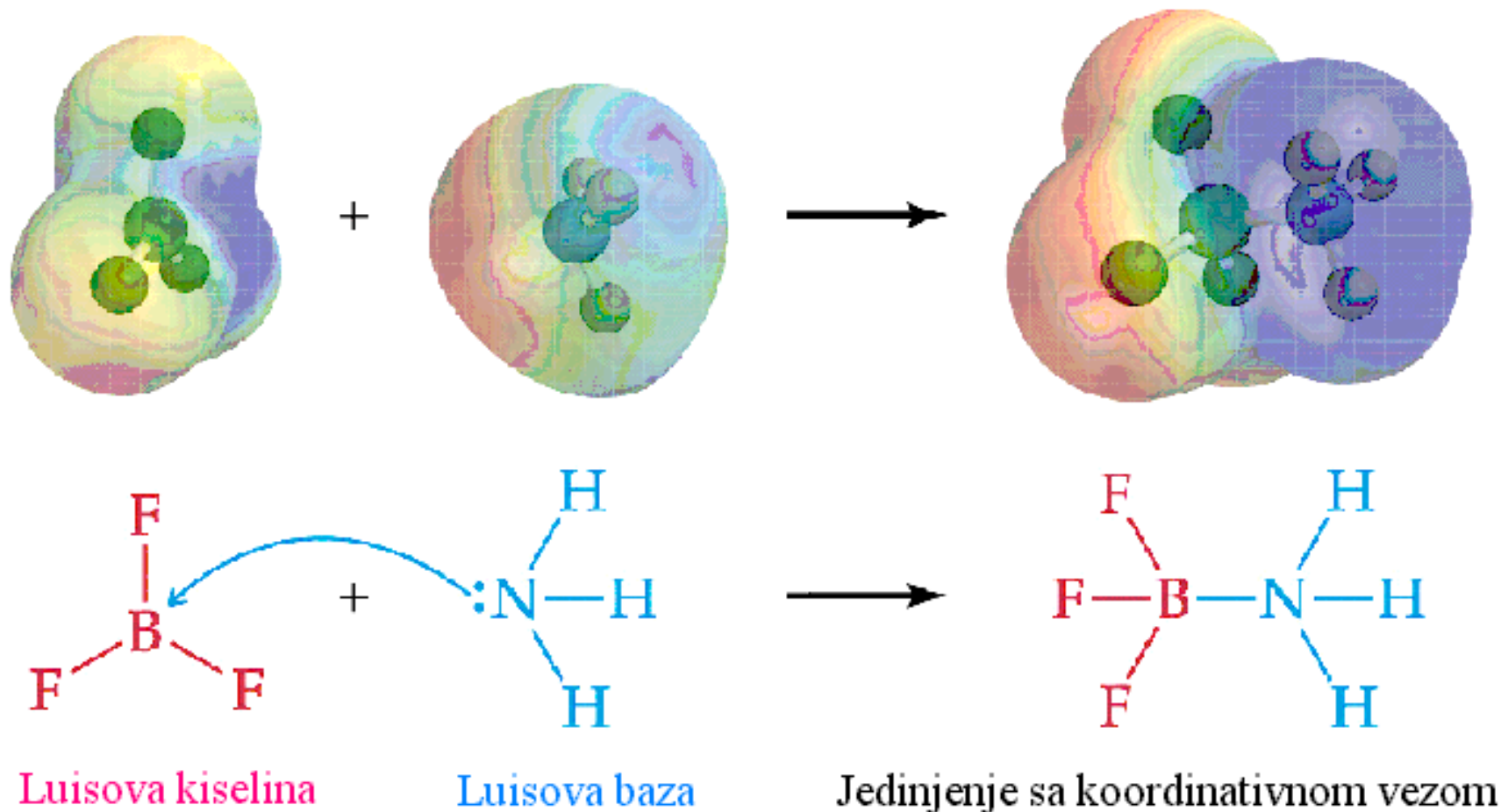
Baza – konjugovana kiselina



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 slobodni 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

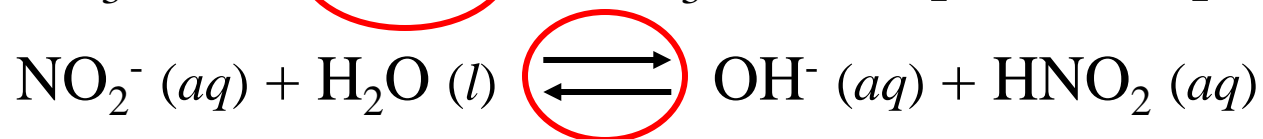
A. Jaki elektroliti – 100% disocirani

- soli, jake kiseline, jake baze



B. Slabi elektroliti – nisu potpuno disocirani

- slabe kiseline, slabe baze



Jake i slabe kiseline

Jaka kiselina

pre disocijacije

HCl

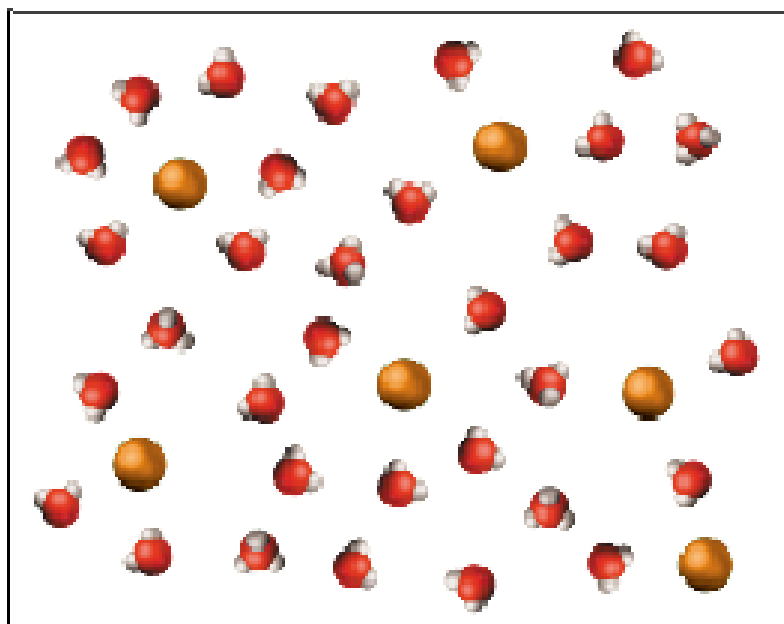


ravnoteža

H⁺



Cl⁻



Slaba kiselina

pre disocijacije

HF



ravnoteža

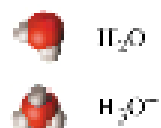
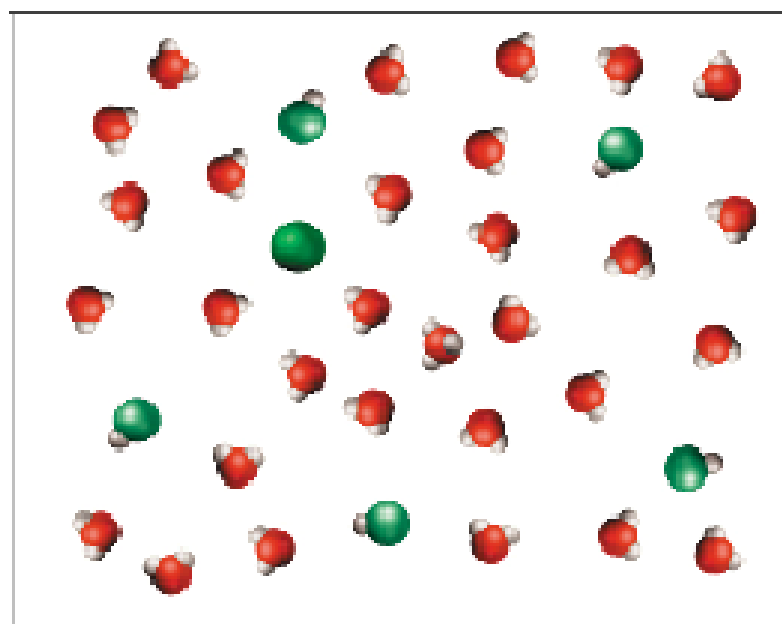
HF



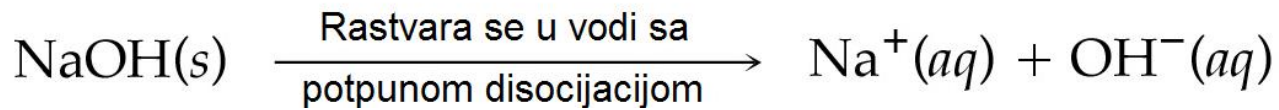
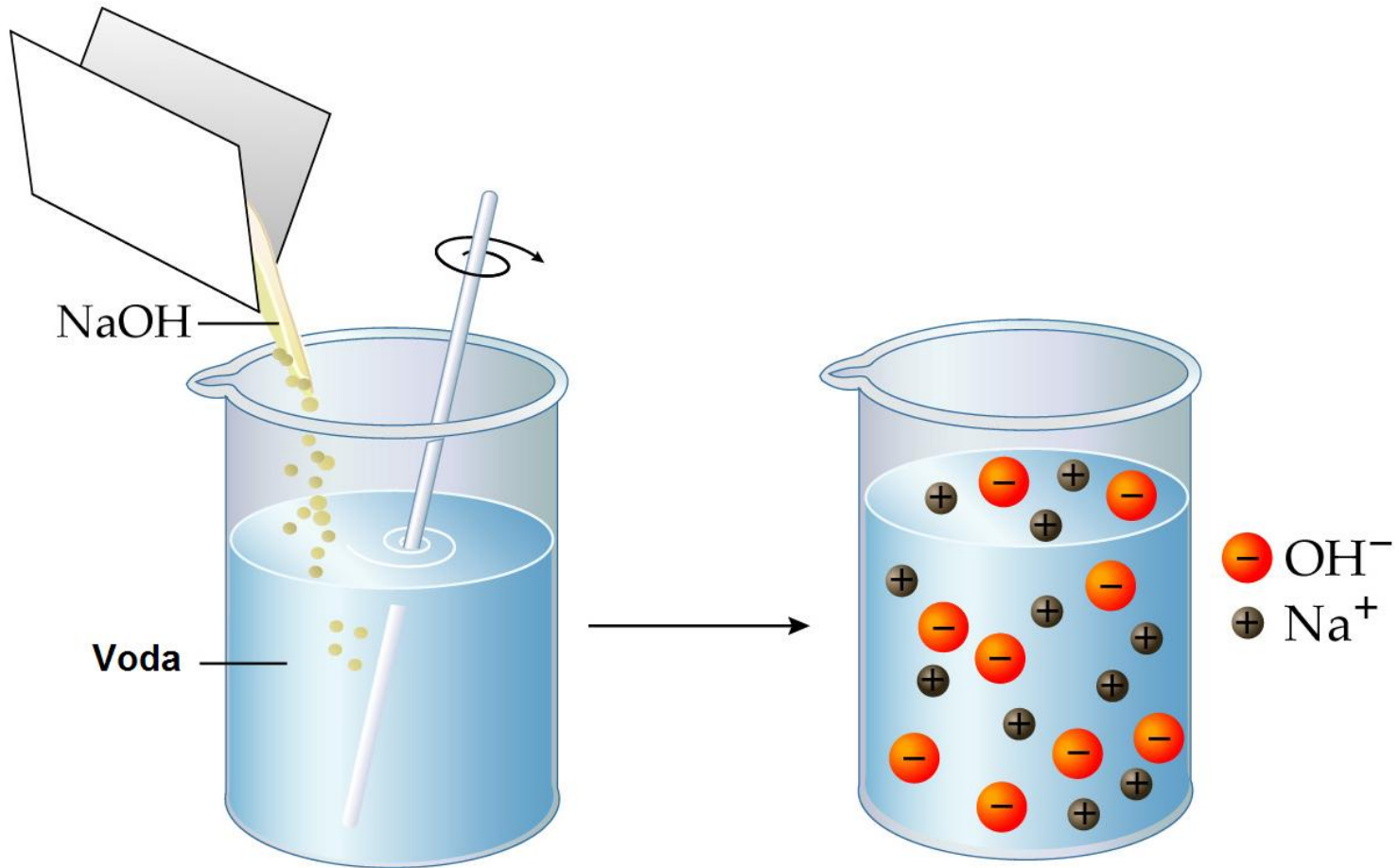
H⁺



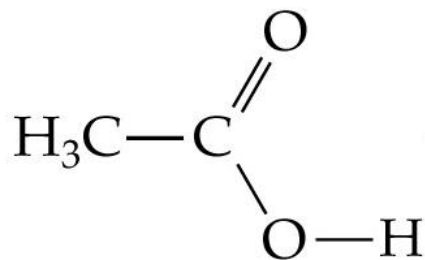
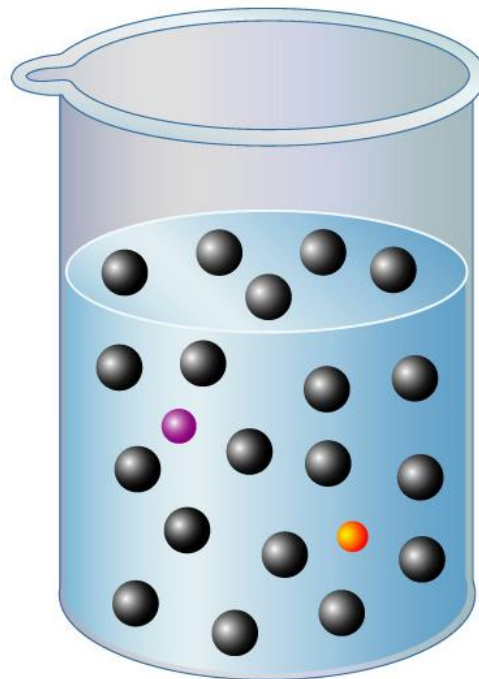
F⁻



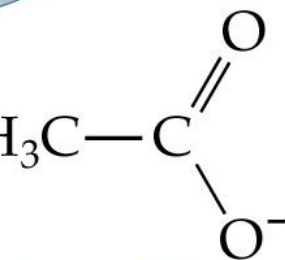
Jaki elektroliti



Slabi elektroliti



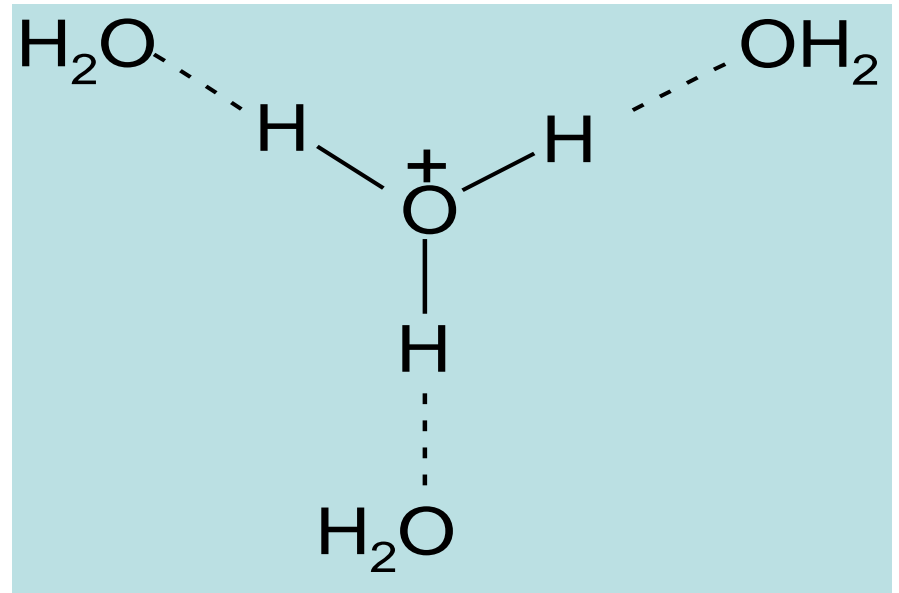
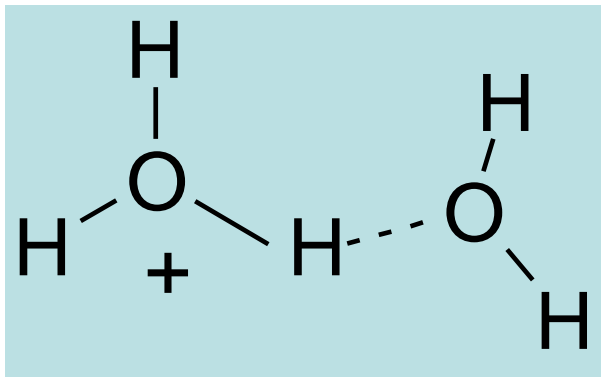
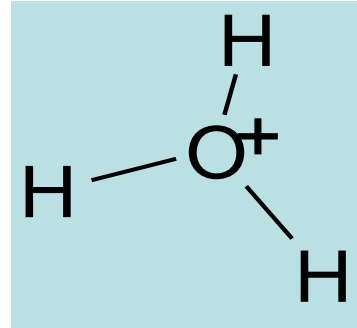
Sirćetna kiselina



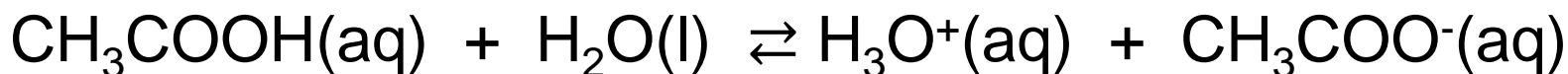
Acetatni jon

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

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

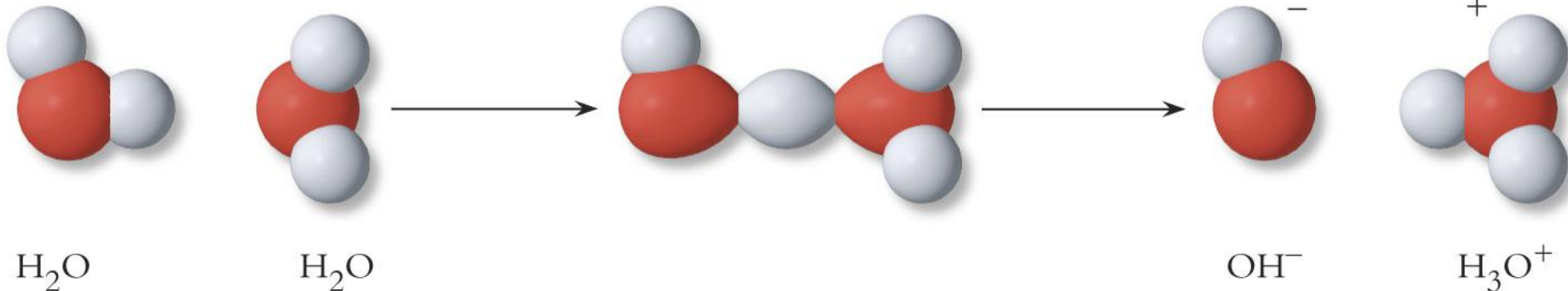
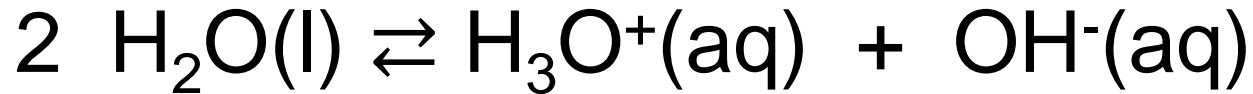
- što je veća vrednost konstante disocijacije kiseline ili baza to je dati elektrolit jača kiselina ili baza
- što je veća vrednost konstante disocijacije položaj ravnoteže disocijacije je više pomeren u korist jonizovanog oblika elektrolita.

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 meri 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 sledi:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6 \text{ (25 } ^\circ\text{C)}$$

Jonski proizvod vode je proizvod koncentracija vodonikovih i hidroksidnih jona u vodenim rastvorima i konstantna je vrednost na konstantnoj temperaturi.

pH i pOH

- pH je negativni dekadni logaritam koncentracije vodonikovih jona

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

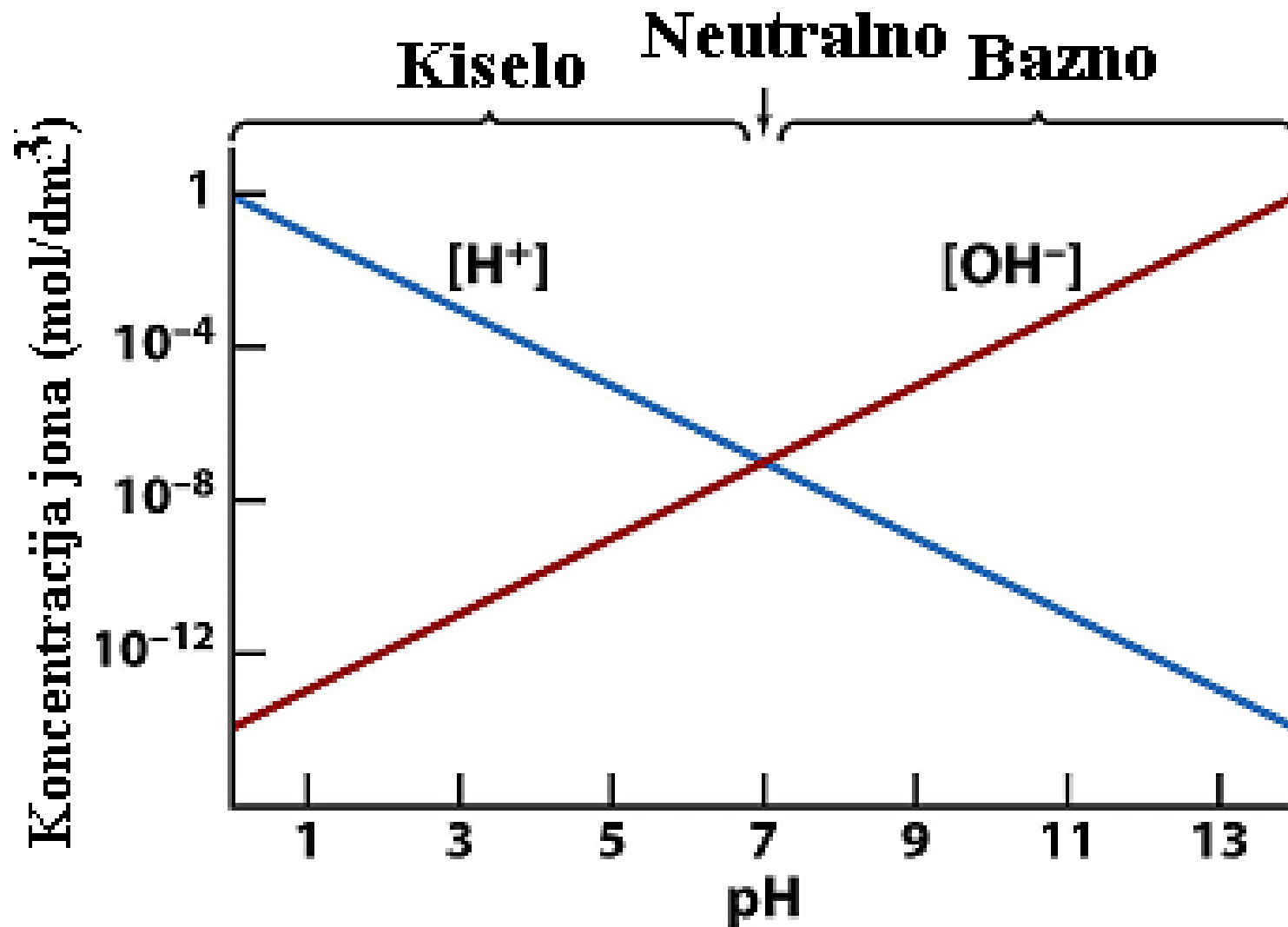
- pOH je negativni dekadni logaritam koncentracije hidroksidnih jona

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

- veza između pH i pOH

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

Odnos između pH i $[H^+]$ i $[OH^-]$



Značenje pH

- promena pH vrednosti od jedne pH jedinice označava promenu koncentracije vodonikovih jona od 10 puta, a promena od 2 pH jedinice 100 puta, 3 pH jedinice 1000 puta itd.



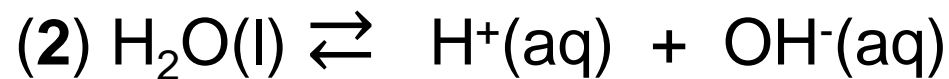
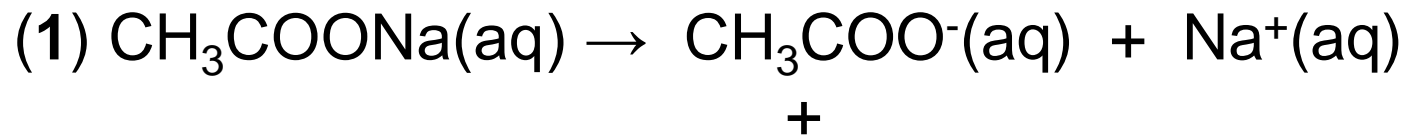
Rastvori soli

Hidroliza (protoliza) soli

Vrsta soli	Primer	Hidroliza	Reakcija rastvora soli
So jake baze i jake kiseline	NaCl	NE	Neutralna
So slabe kiseline i jake baze	CH ₃ COONa	DA	Bazna
So jake kiseline i slabe baze	NH ₄ Cl	DA	Kisela
So slabe kiseline i slabe baze	CH ₃ COONH ₄	DA	Kisela ili bazna Zavisi od K _a K _b

Rastvori soli

Hidroliza (protoliza) soli



(3)

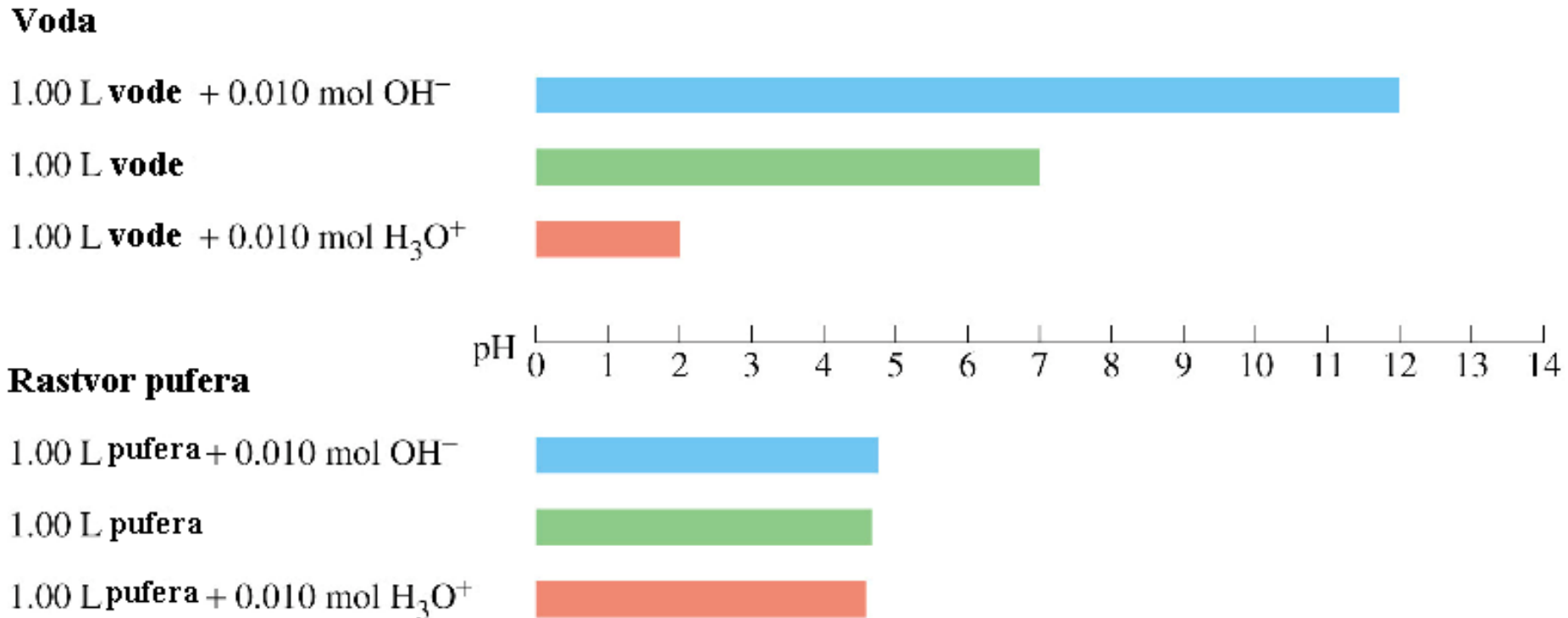
Ravnoteže u rastvoru natrijum-acetata

Puferi

- Puferi (puferske smeše ili regulatori pH) predstavljaju takve sisteme koji su sposobni da se odupiru promeni pH u rastvorima.
- Puferi ili puferske smeše 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).

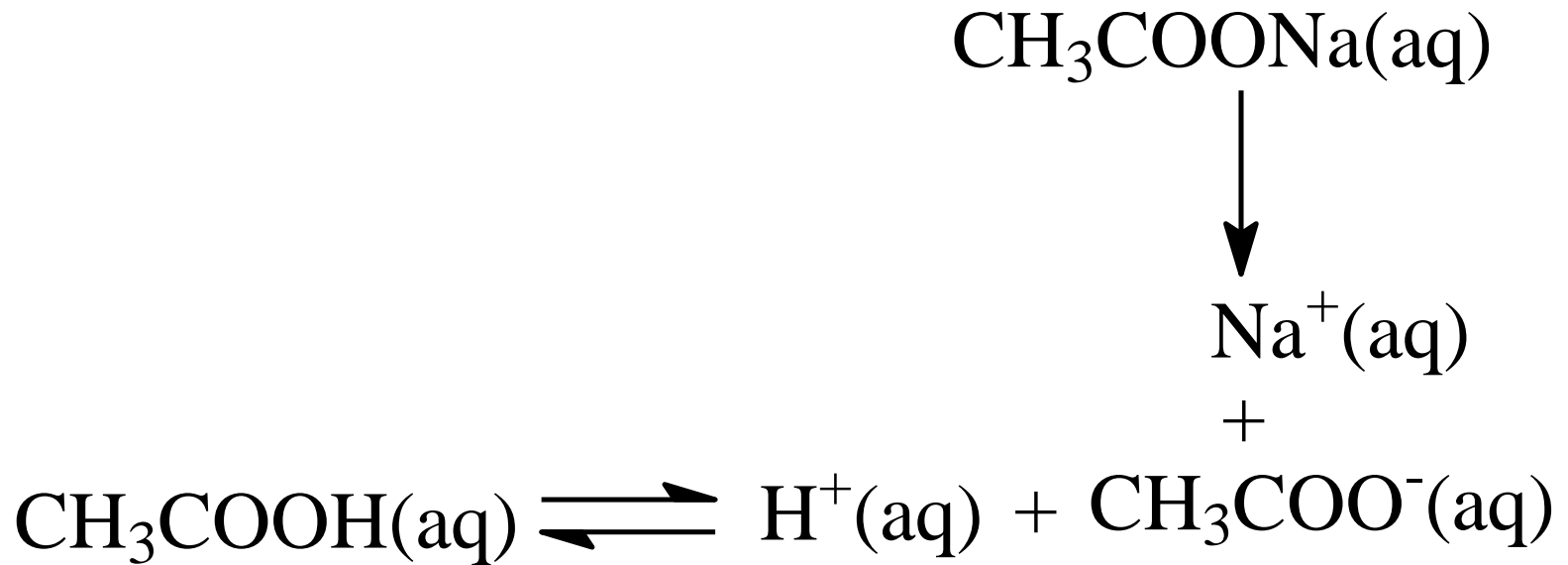
Delovanje pufera

Odupiranje promeni pH



Delovanje pufera

Ravnoteže



Ravnoteže u acetatnom puferskom sistemu

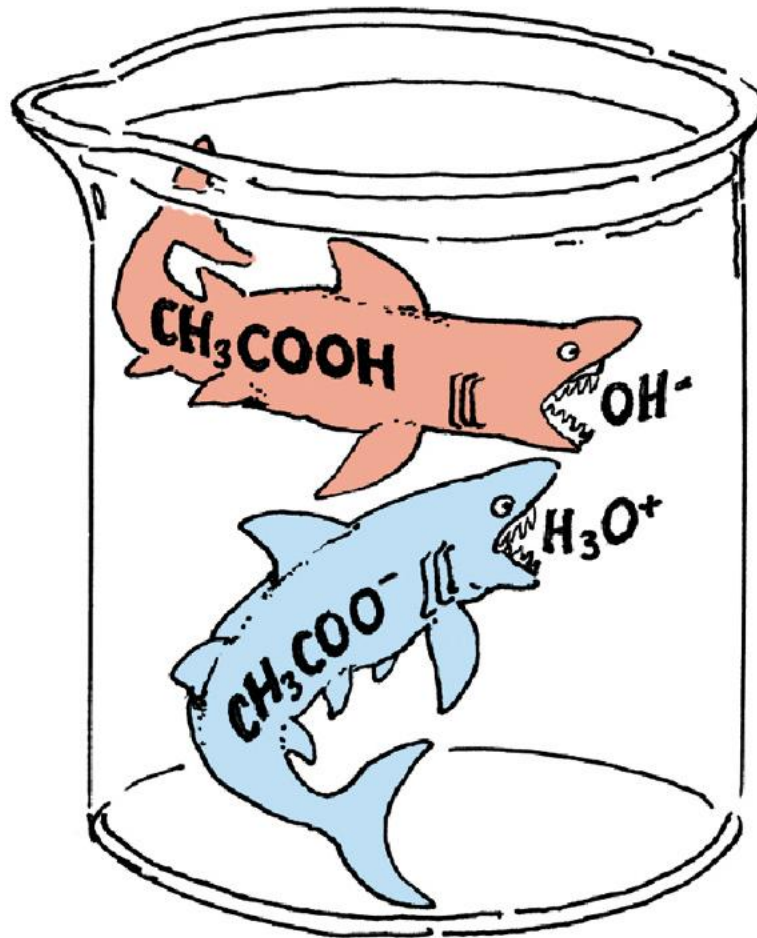
Delovanje pufera

Dodavanje jake kiseline ili baze

- Acetatni puferski sistem se sastoji od CH_3COOH i CH_3COONa
- Dodavanje jake baze:
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
- Dodavanje jake kiseline:
- $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$

Delovanje pufera

Dodavanje jake kiseline ili baze



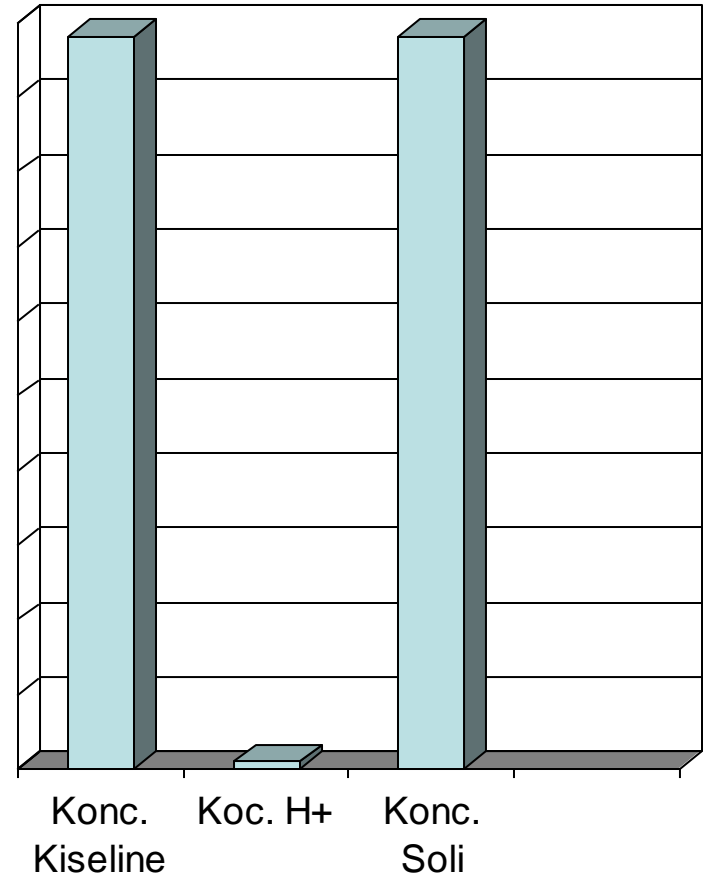
Puferi

Izračunavanje pH

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

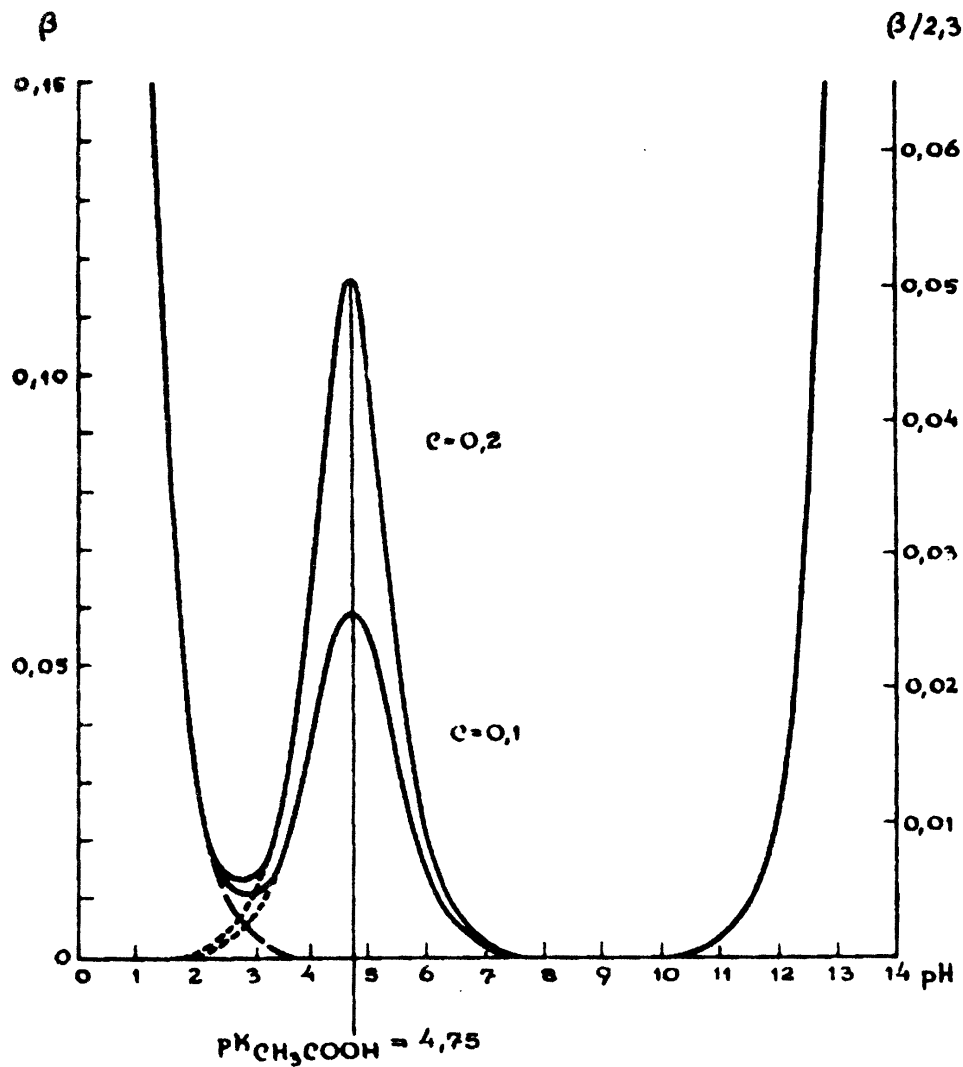
$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{C_b}{C_s}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_k}{C_s}$$



Puferski kapacitet

Zavisnost od koncentracije i pH



KOLOIDNI RASTVORI

Koloidi su svuda oko nas



Pene



Mleko



Magla, dim



Detergenti



Gelovi



Krv



Boje



Kozmetika

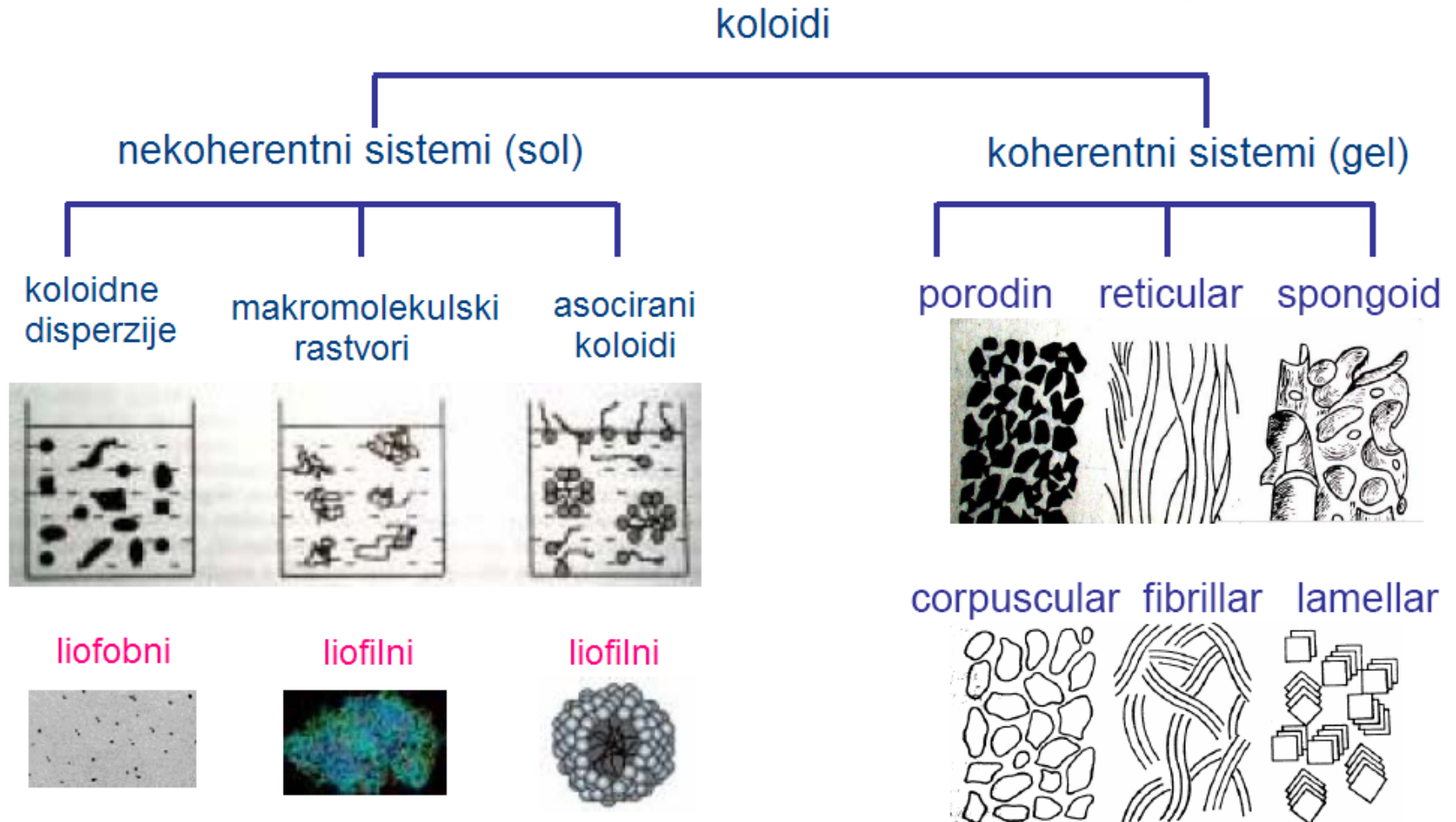
Koloidni sistemi

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

Podela koloida prema strukturi

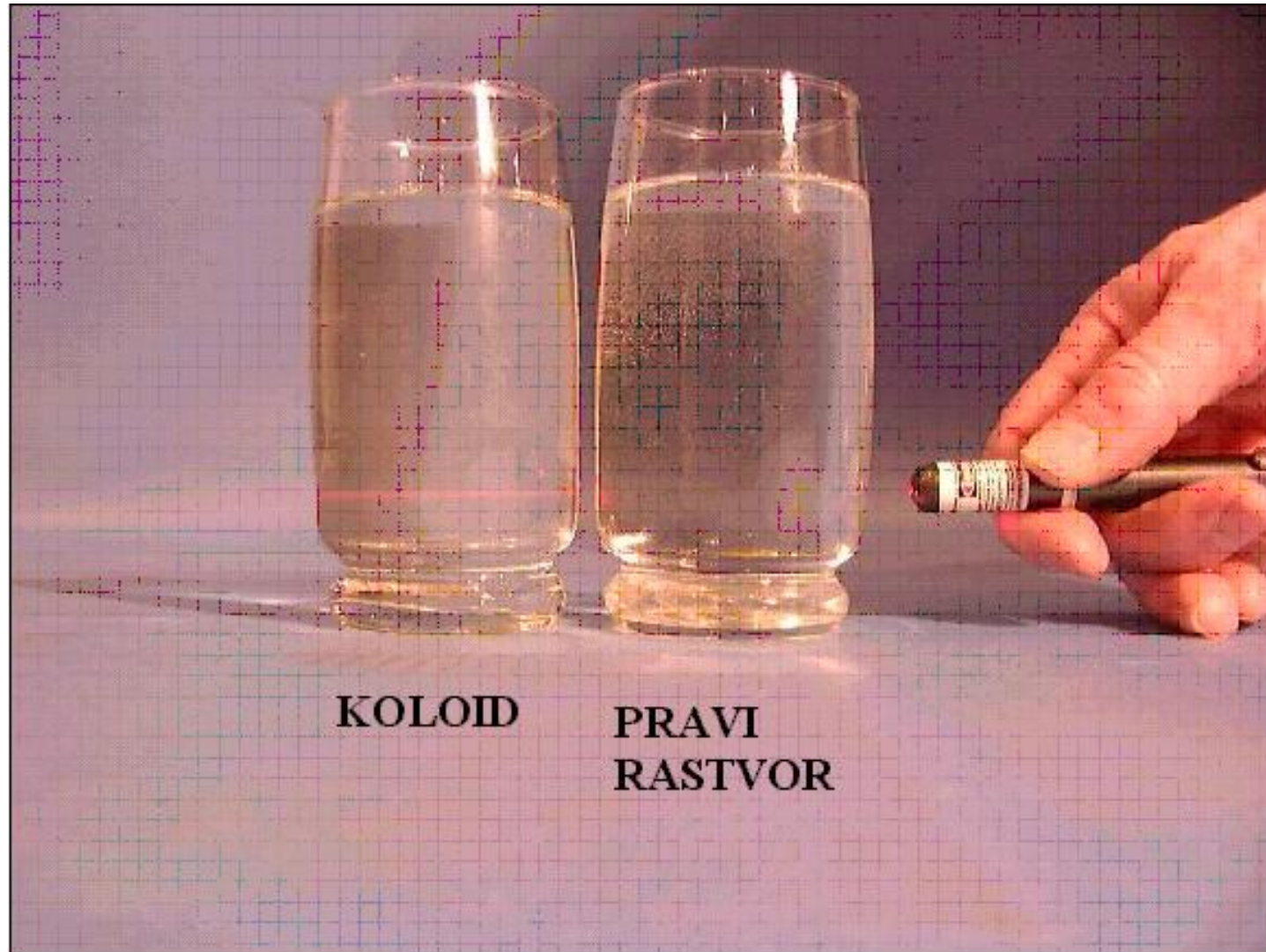


Podela koloida

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

Optičke osobine koloida

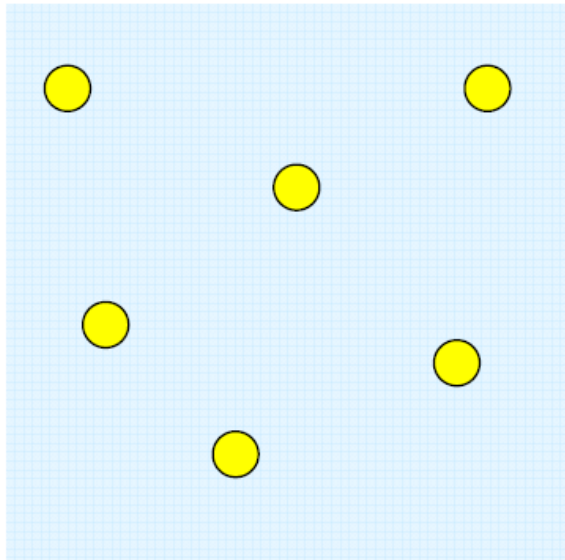
Tindalov efekat



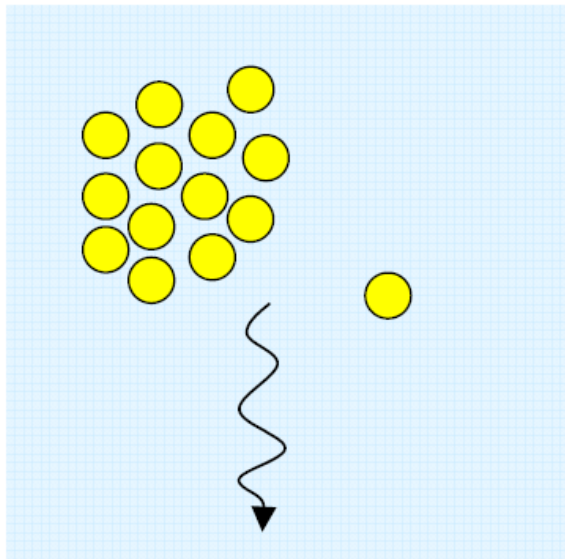
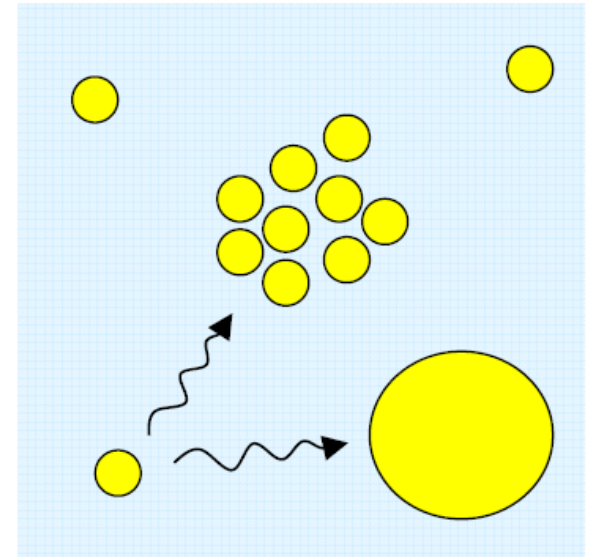
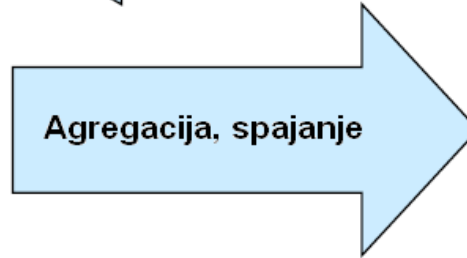
Koloidni sistemi su stabilni



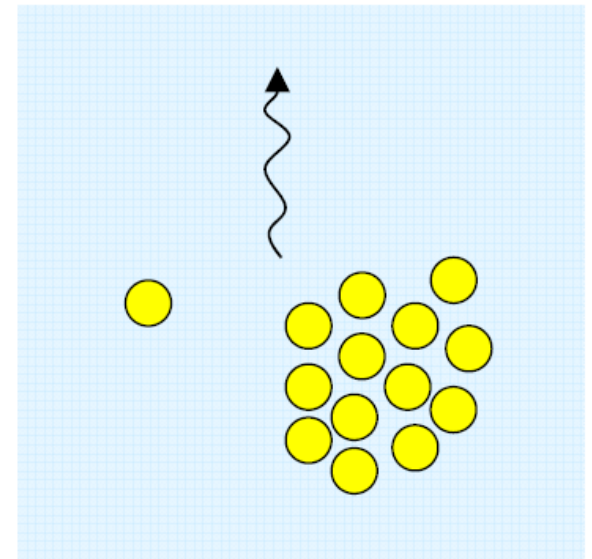
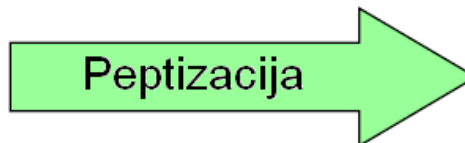
Stabilnost koloidnih sistema



Uticaj interakcije između koloidnih čestica



Uticaj zemljine teže



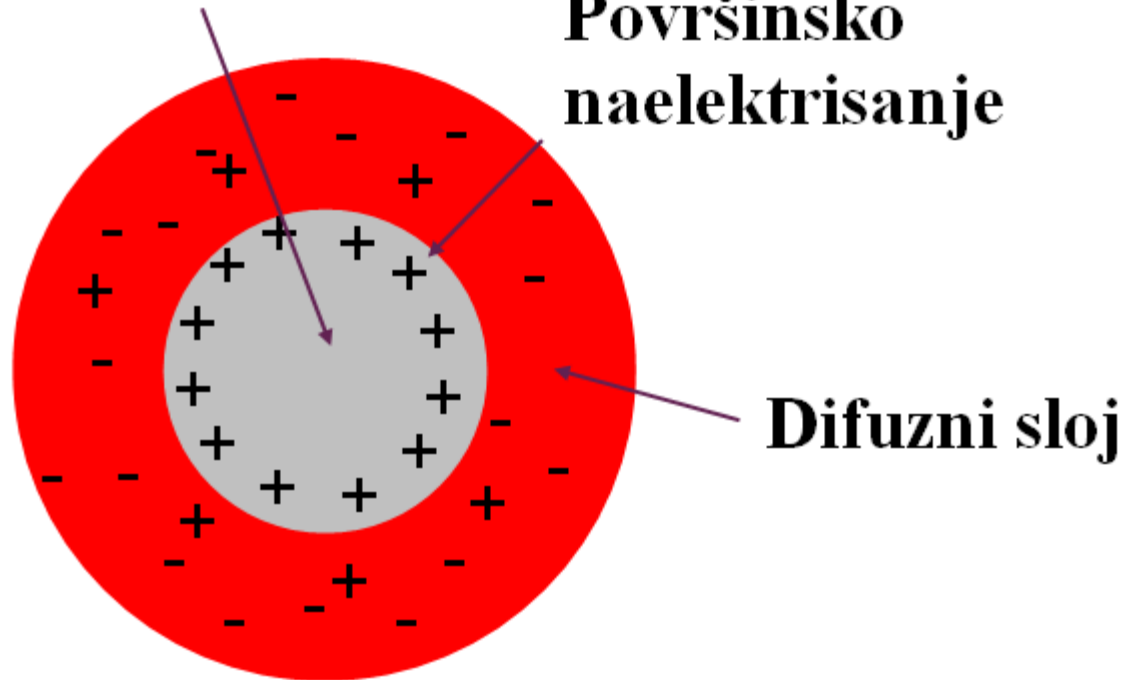
Hidrofobni koloidi

- 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

Koloidna čestica

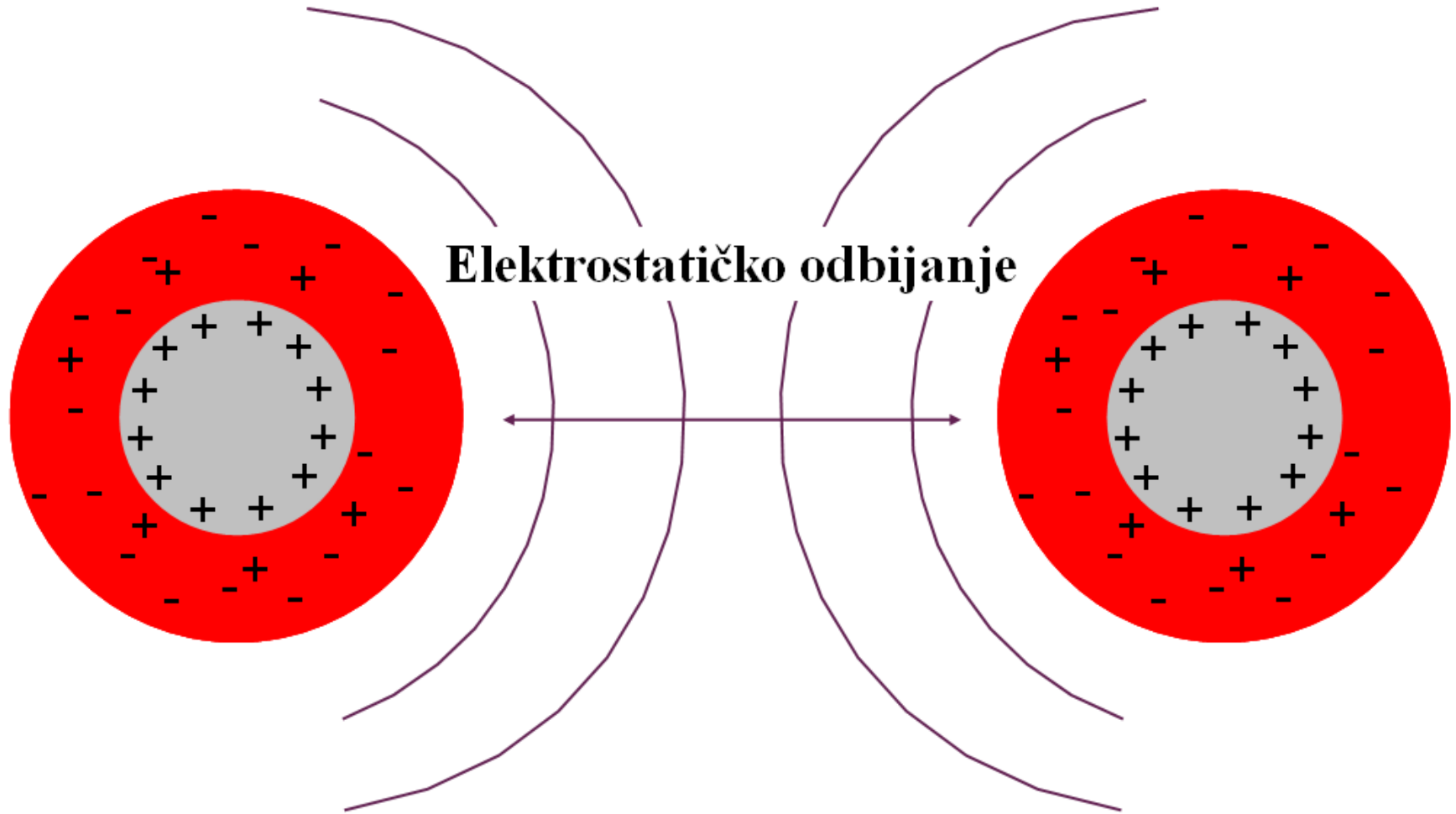
Koloidna čestica

**Površinsko
naelektrisanje**

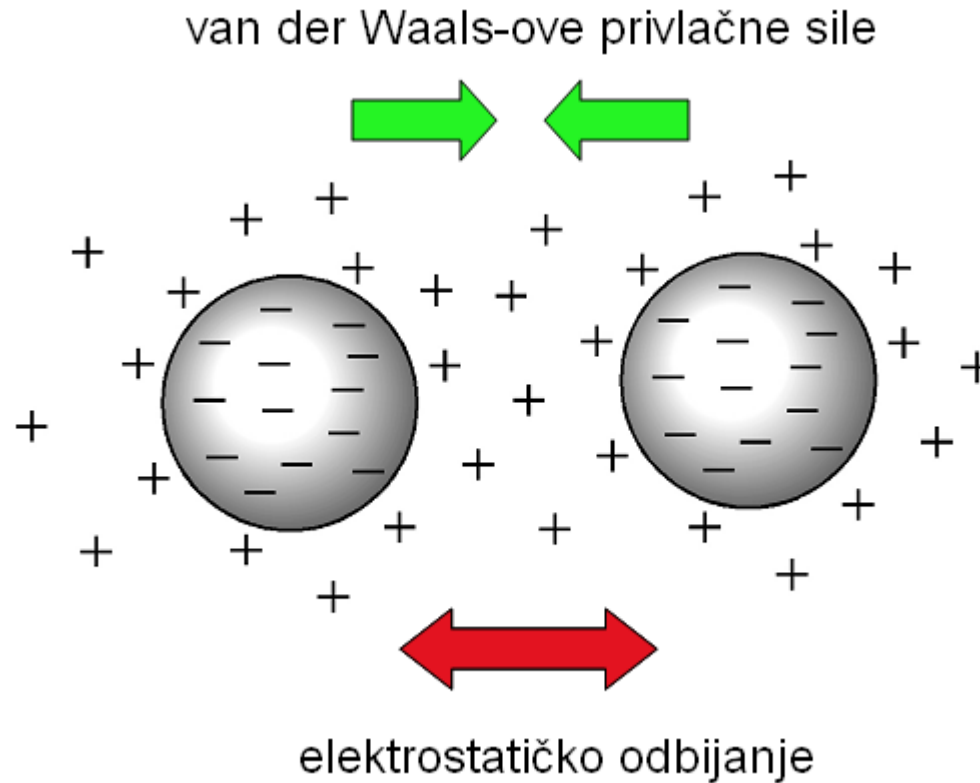


Difuzni sloj

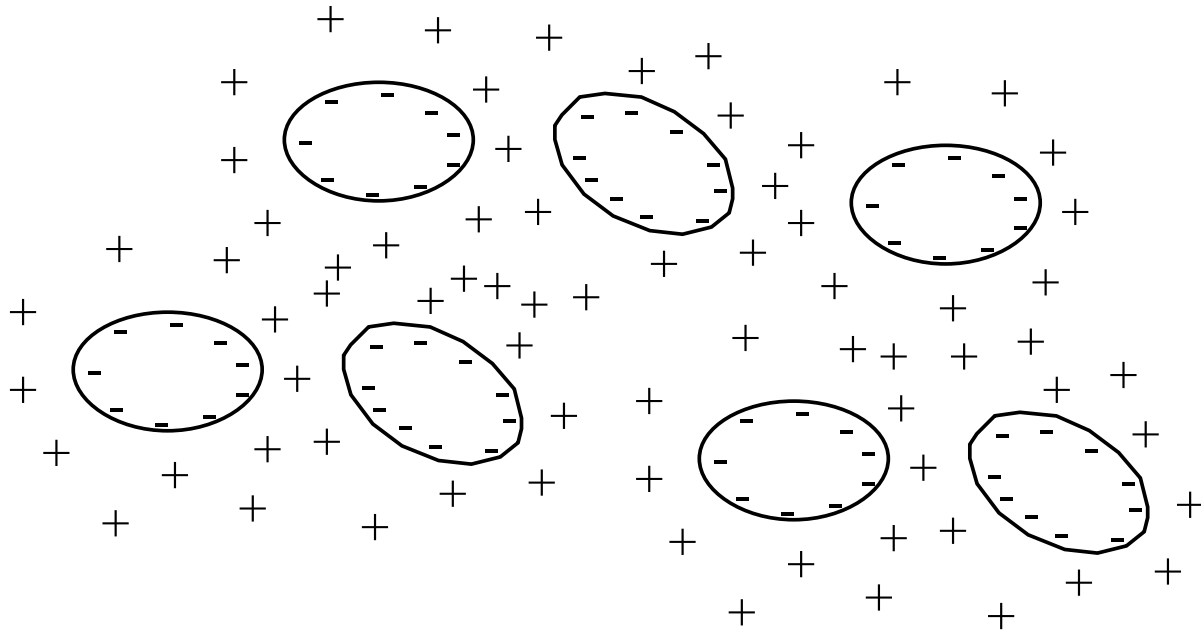
Električno odbijanje



Stabilnost hidrofobnih koloida



Stabilnost hidrofobnih koloida



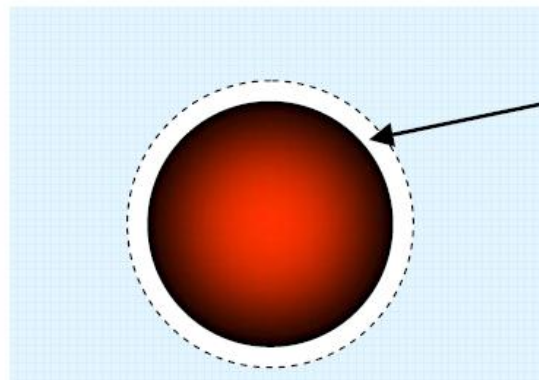
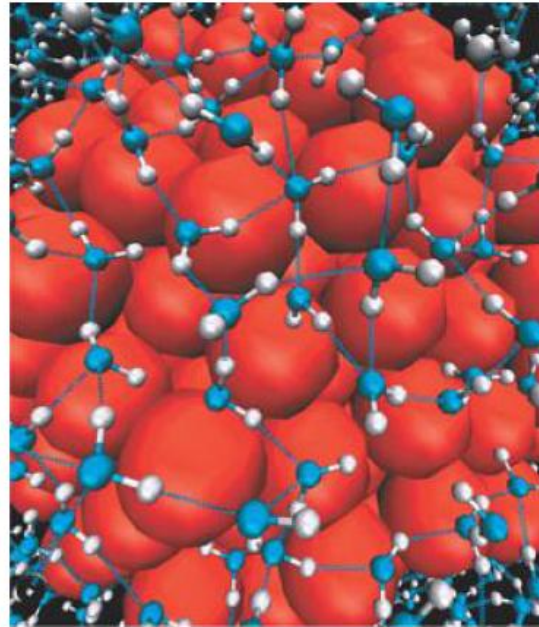
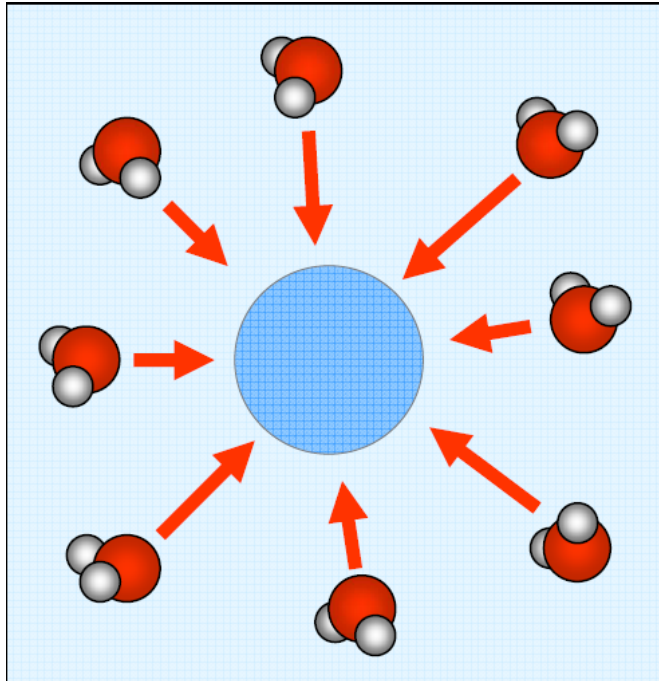
Destabilizacija hidrofobnih koloida

- 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

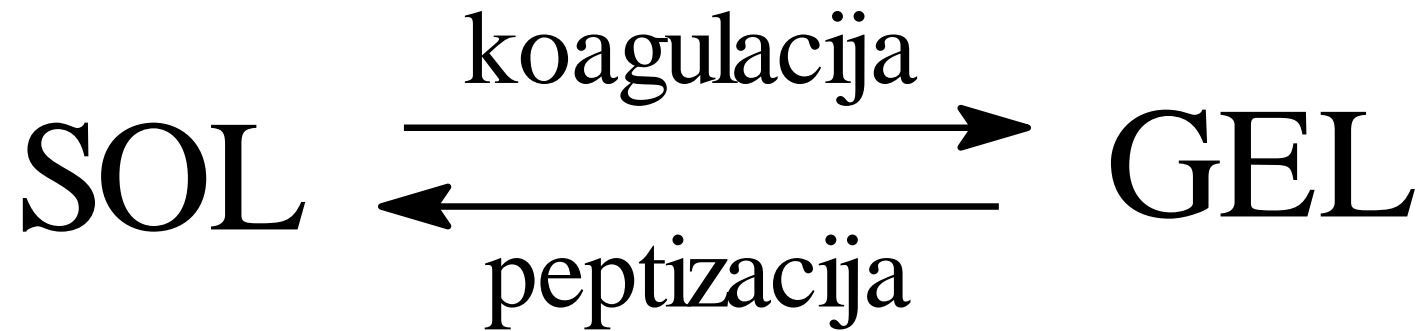
- Čestice hidrofilnih koloida, usled njihovog velikog afiniteta prema vodi, obavijene su plaštom molekula vode koji sprečava spajanje koloidnih čestica u veće agregate.
- Destabilizuju se dodatkom visokih koncentracija soli ili dodatkom organskih rastvarača koji se mešaju sa vodom

Stabilnost hidrofilnih koloida

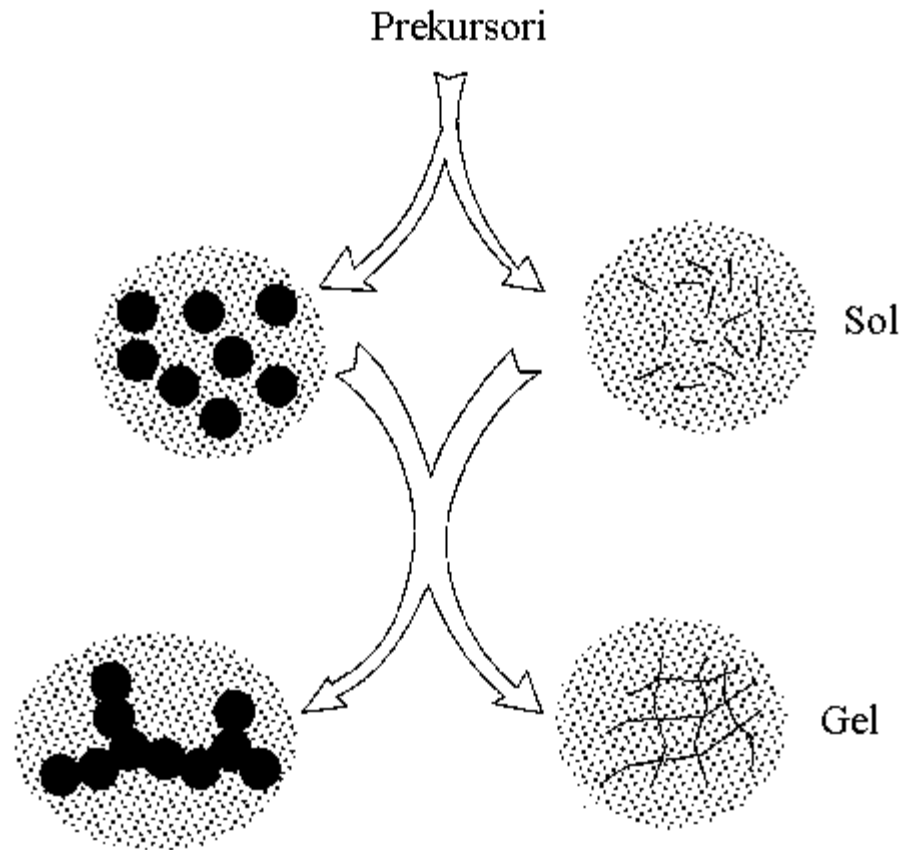


Vodeni plašt

Reverzibilni koloidi



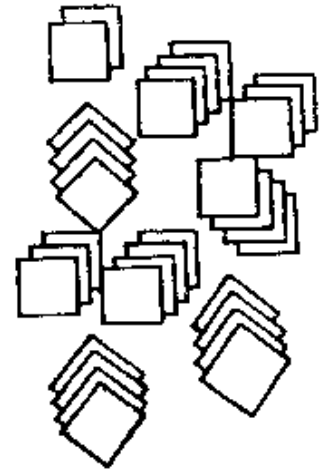
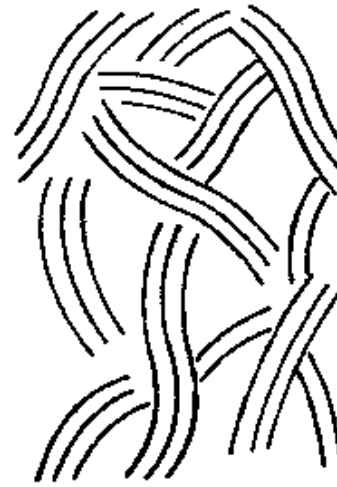
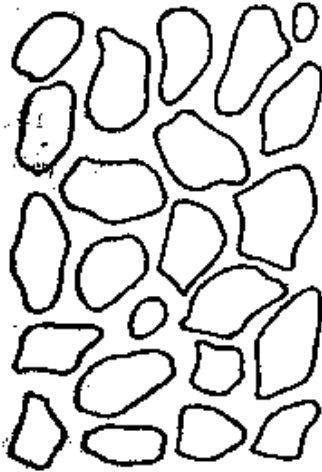
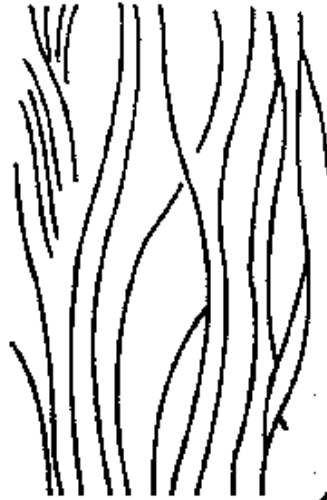
Nastajanje gela



Želatin - gel



Strukture gela



KRAJ