

Rastvori i osobine rastvora

U srpskom jeziku reč rasvor predstavlja homogenu tečnu smešu.

U engleskom reč solution predstavlja više od toga – smešu dva gasa, legure (homogene smeše dva metala)...

Na ovom predavanju ču uglavnom pričati o tečnim rastvorima

Rastvori i osobine rastvora

Kod rastvora postoje dva bitna pojma:

Rastvarač – supstanca koja je u višku i koja je istog agregatnog stanja kao i smeša

Rastvorena supstanca – supstanca koje je u manjku

Primer 1:

Smeša dobijena mešanjem 25 g soli i 100 g vode

-rastvarač je voda

-rastvorena supstanca je so

Rastvori i osobine rastvora

Primer 2:

Smeša dobijena mešanjem 20 g alkohola i 80 g vode

-rastvarač je voda

-rastvorena supstanca je alkohol

Primer 3:

Smeša dobijena mešanjem 60 g alkohola i 40 g vode

-rastvarač je alkohol

-rastvorena supstanca je voda

Rastvori i osobine rastvora

Primer 4:

Smeša dobijena mešanjem 60 g vode i 100 g šećera

-rastvarač je voda

-rastvorena supstanca je šećer jer je smeša tečna

Rastvori i osobine rastvora

Proces rastvaranja

Rastvor nastaje kada se rastvorena supstanca ravnomerno rasporedi unutar rastvaraša.

Međumolekulske interakcije su ključne prilikom proučavanja rastvora i ključne za rastvaranje

Između molekula svih čistih supstanci (u kondenzovanoj fazi) postoje međumolekulske interakcije.

Takođe i u rastvoru postoje međumolekulske interakcije između molekula rastvarača i rastvorene sustance.

Rastvori i osobine rastvora

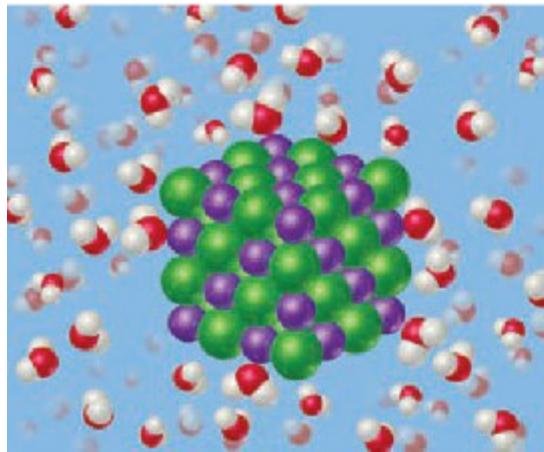
Proces rastvaranja

Do rastvaranja jedne supstance u drugoj će doći onda kada je jačina međumolekulske interakcije između rastvarača i rastvorene supstance slična jačini međumolekulske interakcije između molekula čistog rastvarača i čiste rastvorene supstance.

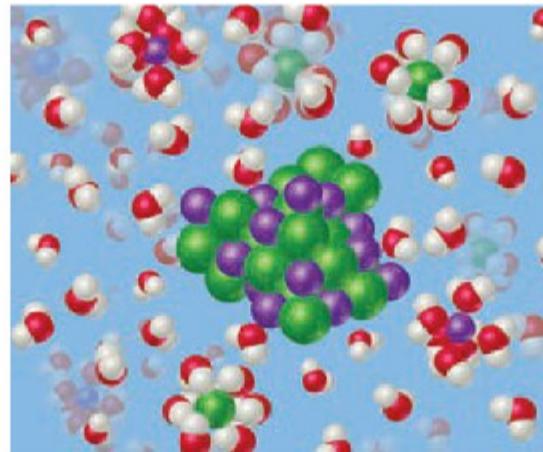
Na primer kuhinjska so (NaCl) će se rastvoriti u vodi jer su jon-dipol interakcije između jona (Na^+ i Cl^-) i molekula vode jače nego jon-jon interakcije (jonske veze) između samih jona u kristalnoj rešetci i vodoničnih veza i dipol-dipol interakcija u samoj čistoj vodi.

Rastvori i osobine rastvora

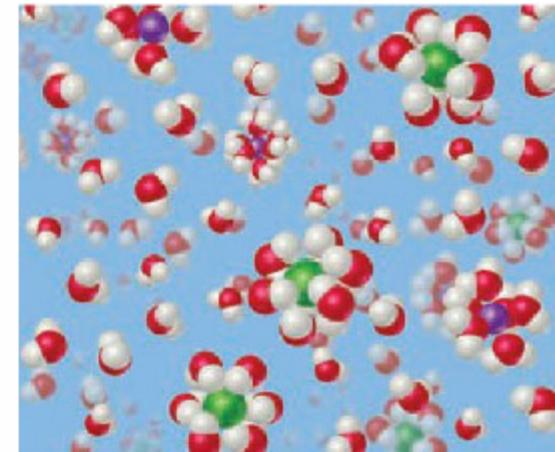
Proces rastvaranja



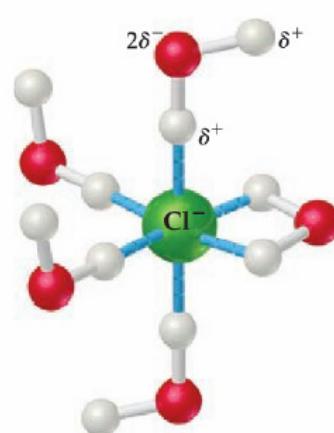
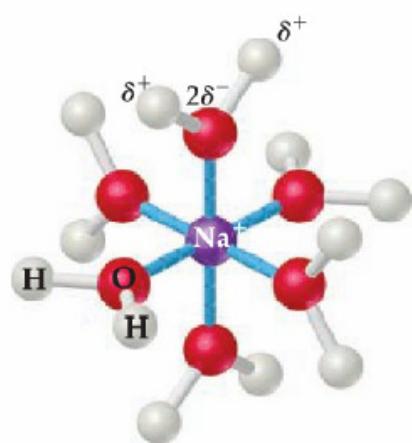
(a)



(b)



(c)



Hidratisani Na^+ i Cl^- ion

Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja

Posmatramo samo entalpiju ΔH i to u fazama.

Šta imamo na početku tj. pre rastvaranja?

NaCl u kristalnoj rešetci – jonska veza →



Čistu vodu – H veza i dipol-dipol interakcije →



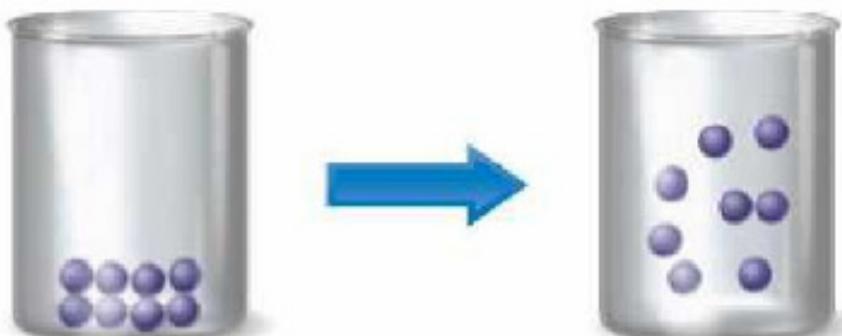
Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja

Posmatramo samo entalpiju ΔH i to u fazama.

Prvo što treba da uradimo je da rasturimo jonsku vezu u NaCl i da dobijemo zasebne nevezane jone.

To troši energiju $\Delta H_1 > 0$



ΔH_1 : Separation of solute molecules

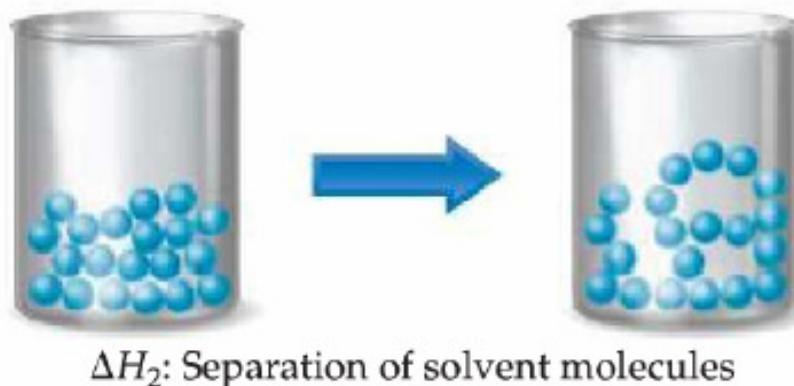
Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja

Posmatramo samo entalpiju ΔH i to u fazama.

Drugo što treba da uradimo je da rasturimo H-veze i dipol-dipol interakcije između molekula vode i napravimo šupljine u koje će se smestiti joni

To troši energiju $\Delta H_2 > 0$



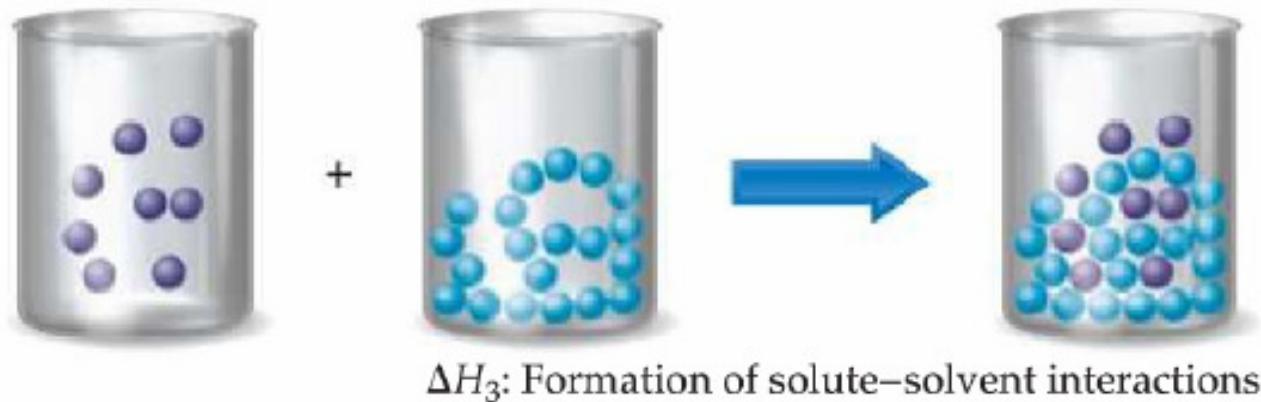
Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja

Posmatramo samo entalpiju ΔH i to u fazama.

Treće je ostalo samo da sad pomešamo te dve stvari
(rastureni NaCl i vodu sa šupljinama)

Ovde se oslobađa energija jer nastaju jon-dipol interakcije
 $\Delta H_3 < 0$



Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja

Ukupna energetska promena prilikom rastvaranja će biti:

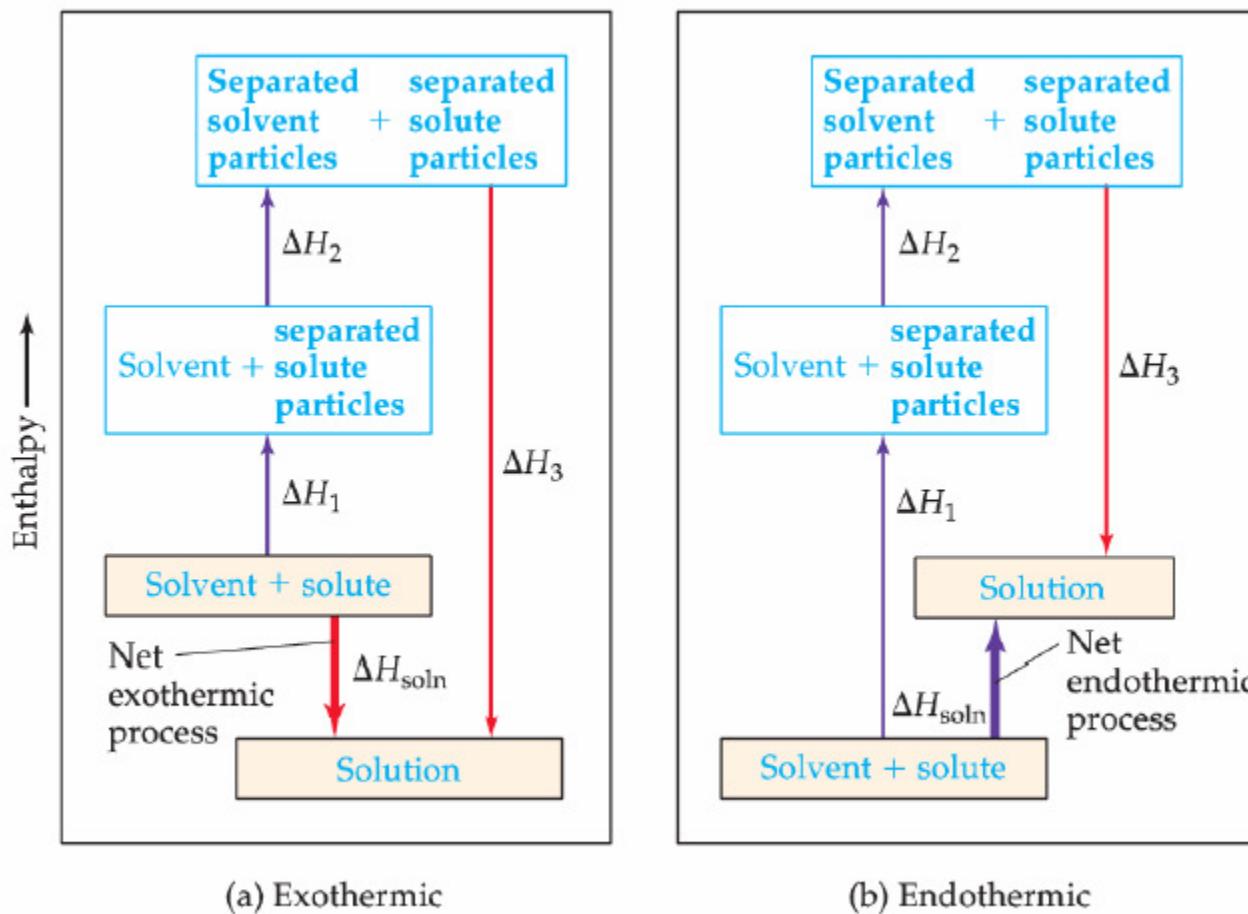
$$\Delta H_{\text{rastvaranja}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Ukoliko je $\Delta H_{\text{rastvaranja}}$ negativno tada se so rastvara egzotermno uz zagrevanje rastvora. Primer je MgSO_4

Ukoliko je $\Delta H_{\text{rastvaranja}}$ pozitivno tada se so rastvara endotermno uz hlađenje rastvora. Primer je NH_4NO_3

Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja



Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja

Iz ovoga možemo zaključiti šta će se u čemu rastvarati.

Jonska jedinjenja će se rastvarati spontano u vodi jer je voda polarna i nastale jon-dipol interakcije mogu da kompenzuju energiju koja se troši na kidanje jonske veze

U nepolarnim organskim rastvaračima (koji nemaju ili imaju mali dipol) jonska jedinjenja se neće spontano rastvarati jer su jon-dipol interakcije isuviše male (ako ih uopšte ima) da bi kompenzovale za kidanje jonse veze

Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja

Iz ovoga možemo zaključiti šta će se u čemu rastvarati.

Jonska jedinjenja će se rastvarati spontano u vodi jer je voda polarna i nastale jon-dipol interakcije mogu da kompenzuju energiju koja se troši na kidanje jonske veze

U nepolarnim organskim rastvaračima (koji nemaju ili imaju mali dipol) jonska jedinjenja se neće spontano rastvarati jer su jon-dipol interakcije isuviše male (ako ih uopšte ima) da bi kompenzovale za kidanje jonse veze

Rastvori i osobine rastvora

Energetske promene prilikom rastvaranja

Istom logikom nepolarna jedinjenja se neće rastvarati u vodi jer nastale diplo-dipol interakcije između nelarnog jedinjenja i vode ne mogu da kompenzuju energiju potrebnu da se raskinu vodonične veze i dipol-dipol interakcije u vodi i da se stvore šupljine.

Rastvori i osobine rastvora

Spontanost rastvaranja

Ne odlučuje samo entalpija da li će neki proces biti spontan
već slobodna energija

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

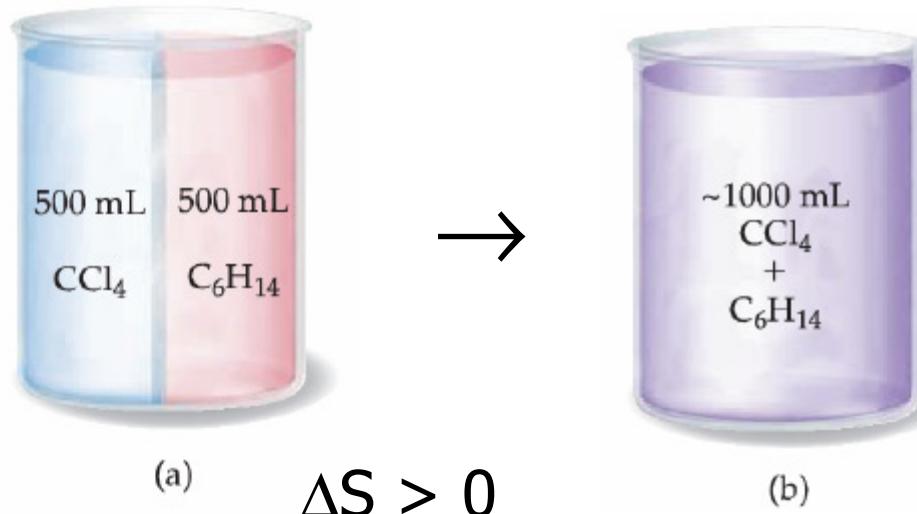
Trebamo uzeti u obzir i promenu entropije

Rastvori i osobine rastvora

Spontanost rastvaranja – uloga entropije ΔS

Prilikom rastvaranja promena entropije sistema je uvek pozitivna

Sve čestice će imati mnogo veću zapreminu za kretanje u rastvoru



Rastvori i osobine rastvora

Spontanost rastvaranja – slobodna energija

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Ako je ΔH negativno i ΔS pozitivno rastvaranje će se dešavati spontano

Ako je ΔH pozitivno i ΔS pozitivno rastvaranje će zavisiti od njihovog međusobnog odnosa tj. šta je veće

Primer kod gasova:

Kod gasova međumolekulske interakcije su veoma slabe tako da je ΔH veoma malo (skoro 0) tako da se dva gasa uvek mešaju dajući homogenu smešu

Rastvori i osobine rastvora

Spontanost rastvaranja – slobodna energija

Jedino što može da spreči mešanje dve supstance je da su međumolekulske interakcije u tim supstancama toliko jake da ne dozvoljavaju molekulima da se odvoje i pređu u rastvor.

Rastvori i osobine rastvora

Zasićenost rastvora

Rastvori mogu biti:

- Nezasićeni
- Zasićeni
- Prezasićeni

Samo određena količina svake supstance se može rastvoriti u određenoj količini rastvarača pri nekoj temperaturi.

Na 0°C u 100 g vode će se rastvoriti 35,7 g NaCl

Dolazi do uspostavljanja dinamičke ravnoteže između jona Na^+ i Cl^- koji napuštaju kristal i onih koji se vraćaju.

Rastvori i osobine rastvora

Zasićenost rastvora



Dinamička ravnoteža – isti broj jona u jedinici vremena pređe iz kristala u rastvor i vrati se iz rastvora u kristal

Rastvori i osobine rastvora

Zasićenost rastvora

Nezasićen rastvor – onaj rastvor koji sadrži manje rastvorene supstance od maksimalne količine koju može da primi ta količina rastvarača

Zasićen rastvor – rastvor koji sadrži tačno maksimalnu količinu rastvorene supstance koju može da primi ta količina rastvarača.

Zasićen rastvor se pravi tako što u rastvarač dodajemo supstancu sve dok se ona rastvara. Prvi višak supstance će se pojaviti kao talog na dnu čaše. Tada procedimo tu smešu da odvojimo rastvor od taloga i filtrat je zasićen rastvor.

Rastvori i osobine rastvora

Zasićenost rastvora

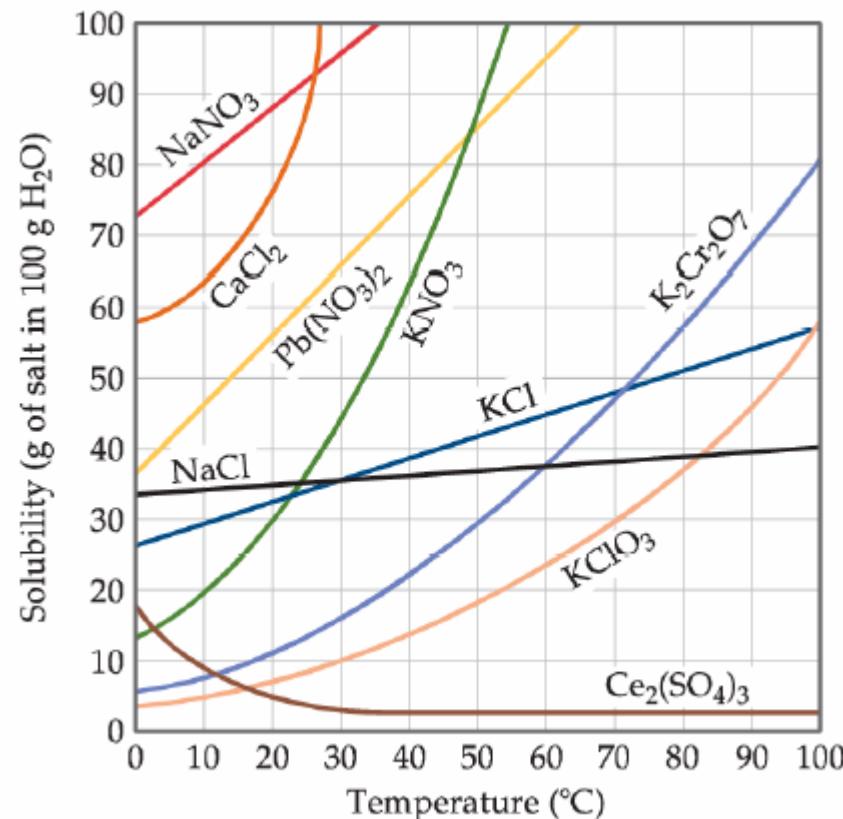
Prezasićen rastvor – onaj rastvor koji sadrži više rastvorene supstance od maksimalne količine koju može da primi ta količina rastvarača. To je meta stabilno stanje i postiže se tako što zagrejemo rastvor, rastvorimo višak supstance i zatim ga naglo ohladimo tako da supstanca ne stigne da iskristališe.



Rastvori i osobine rastvora

Rastvorljivost i temperatura

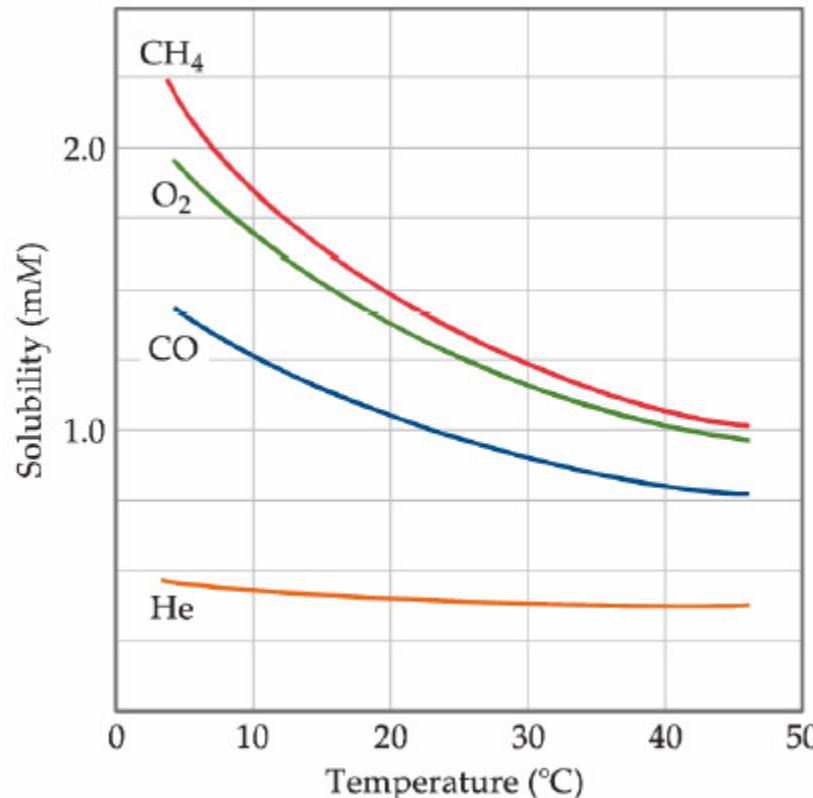
Rastvorljivost većine čvrstih supstanci se povećava sa povećanjem temperature (setite se entropije)



Rastvori i osobine rastvora

Rastvorljivost i temperatura

Rastvorljivost svih gasova se smanjuje sa povećanjem temperature



Rastvori i osobine rastvora

Rastvorljivost i pritisak

Prilikom rastvaranja tečnosti ili čvrstih tela u tečnostima ne menja se bitno zapremina tako da pritisak ne utiče na rastvorljivost.

Prilikom rastvaranja gasova u tečnostima zapremina se znatno menja i pritisak znatno utiče na rastvorljivost.



(a)



(b)

Rastvori i osobine rastvora

Rastvorljivost i pritisak

Što je pritisak gasa veći, veća količina gasa će moći da se rastvori.

Henrijev zakon:

$$S_g = kP_g$$

S_p je rastvorljivost gasa, P_g parcijalni pritisak gasa, k – Henrijeva konstanta (definisana za svaki gas-rastvarač sistem pri određenoj temperaturi)

Rastvori i osobine rastvora

Načini za predstavljanje koncentracije rastvora

Mnogo raznih načina za predstavljanje koncentracije rastvora

- Procentna koncentracija
- Molski (molarni) udeo
- Molaritet (koncentracija)
- Molalitet

Rastvori i osobine rastvora

Načini za predstavljanje koncentracije rastvora

Procentna koncentracija

$$\% = \frac{\text{masa komponente}}{\text{ukupna masa rastvora}} \times 100$$

Rastvori i osobine rastvora

Načini za predstavljanje koncentracije rastvora

Molski (molarni) udeo

$$X = \frac{\text{broj molova komponente}}{\text{zbir broja molova svih komponenti rastvora}}$$

Rastvori i osobine rastvora

Načini za predstavljanje koncentracije rastvora

Molaritet (koncentracija)

$$M = \frac{\text{broj molova komponente}}{\text{zapremina rastvora u dm}^3}$$

Rastvori i osobine rastvora

Načini za predstavljanje koncentracije rastvora

Molalitet

$$m = \frac{\text{broj molova komponente}}{\text{masa rastvaraca u kg}}$$

Koligativne osobine rastvora

Neke fizičke osobine rastvora se znatno razlikuju od onih za čisti rastvarač.

Na primer, čista voda mrzne na 0°C ali zato voden i rastvor etilen-glikola (antifriz) mrzne na znatno nižim temperaturama. Takođe ovaj rastvor ključa na višim temperaturama od 100°C .

One fizičke osobine rastvora ($T_{\text{T}}, T_{\text{k}}$) koje ne zavise od toga koja je supstanca rastvorena već samo od njene koncentracije, tačnije broja rastvorenih čestica se zovu koligativne osobine rastvora

Koligativne osobine rastvora

Koligativne osobine rastvora su:

- Smanjenje napona pare
- Povećanje tačke ključanja
- Sniženje tačke mržnjenja
- Povećanje osmotskog pritiska

Koligativne osobine rastvora

Smanjenje napona pare

Napon pare rastvora je niži od napona pare čistog rastvarača

Raulov zakon

$$P_A = X_A P_A^{\circ}$$

P_A – napon pare rastvora

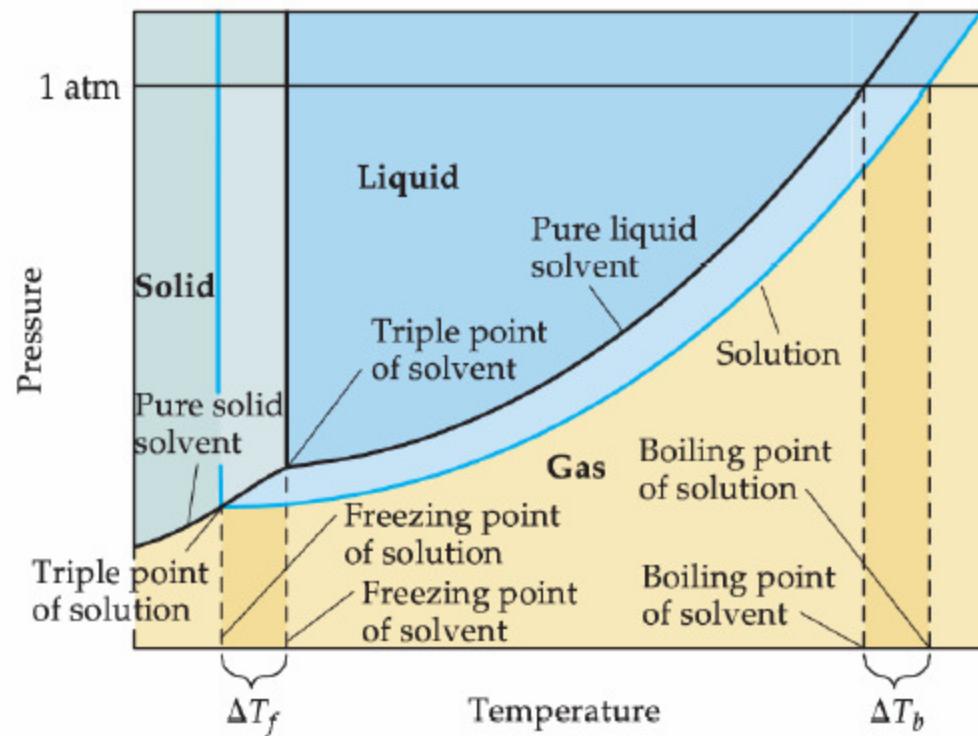
X_A – molski udeo rastvarača u rastvoru

P_A° – napon pare čistog rastvarača

Koligativne osobine rastvora

- Povećanje tačke ključanja
- Sniženje tačke mržnjenja

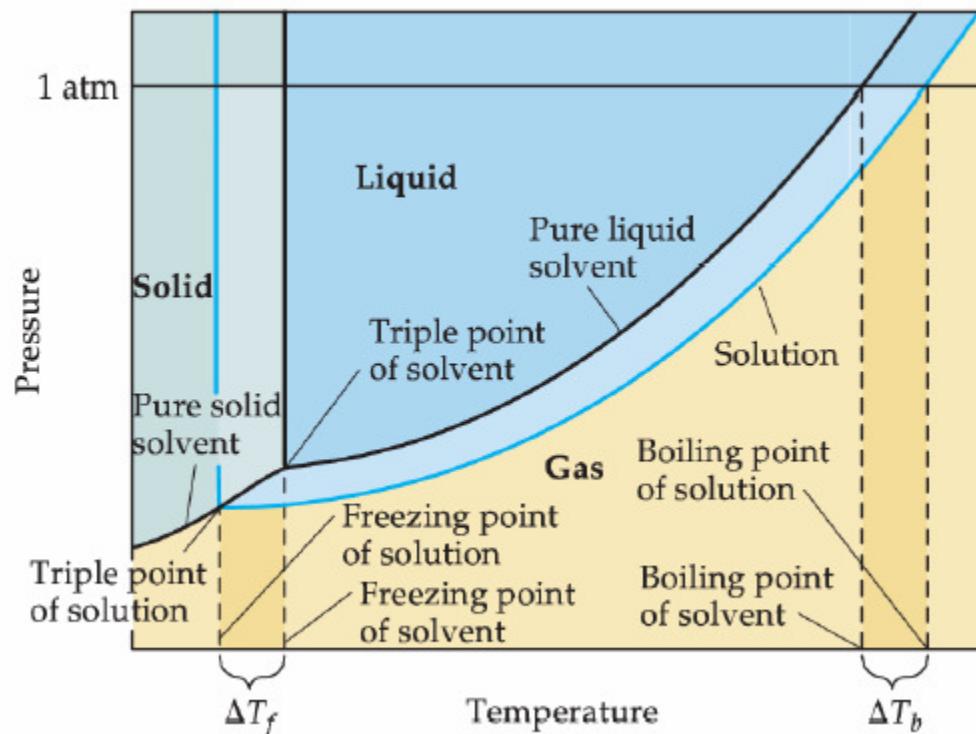
Izvode se iz faznog dijagrama (isti fazni dijagram sa prošlog časa)



Koligativne osobine rastvora

Povećanje tačke ključanja, sniženje tačke mržnjenja

Crna linija na dijagramu napon pare čistog rastvarača, plava linija napon pare rastvora



Koligativne osobine rastvora

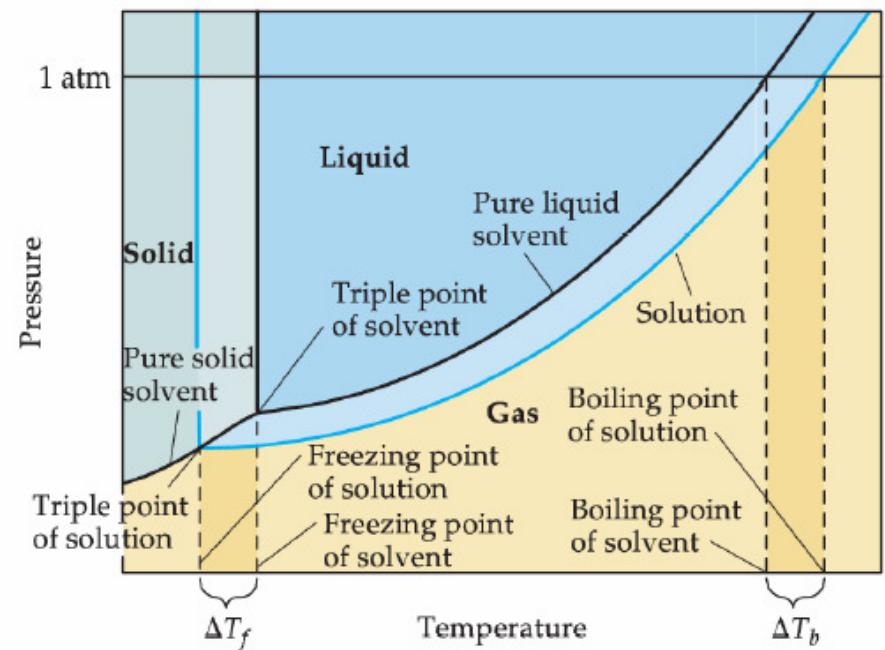
Povećanje tačke ključanja

$$\Delta T_k = K_b m$$

ΔT_k – povećanje tačke ključanja

K_b – ebulioskopska konstanta

m - molalitet



Koligativne osobine rastvora

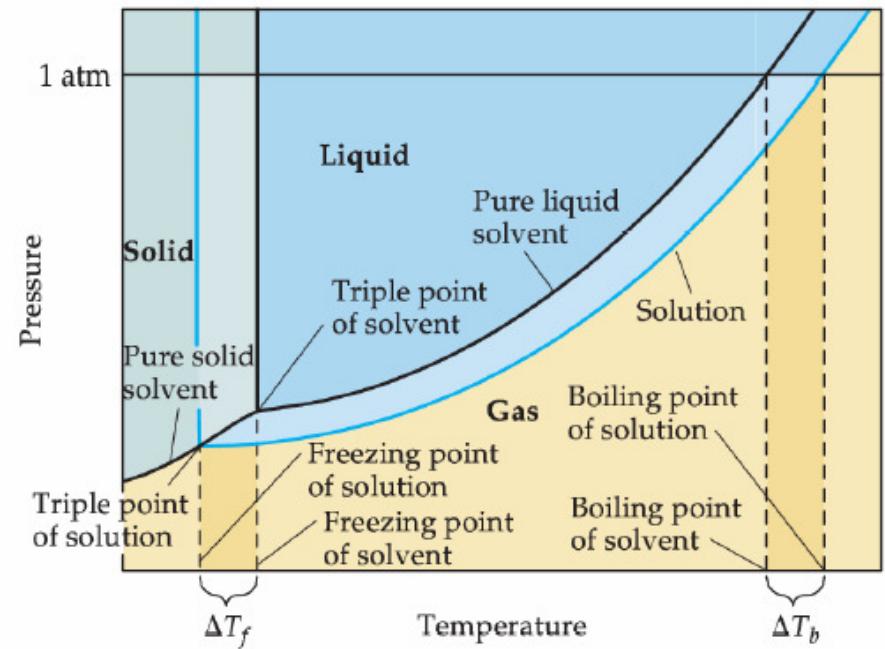
sniženje tačke mržnjenja

$$\Delta T_t = K_f m$$

ΔT_k – sniženje tačke mržnjenja

K_b – krioskopska konstanta

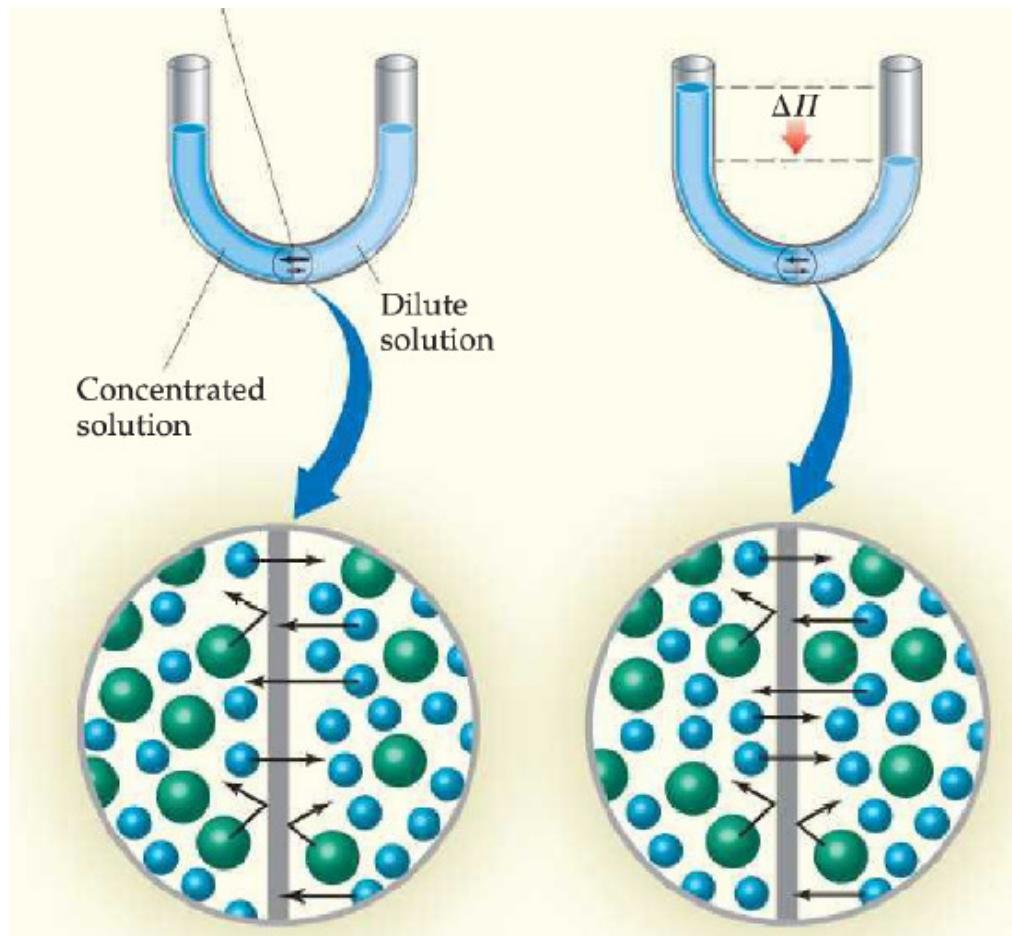
m - molalitet



Koligativne osobine rastvora

Povećanje osmotskog pritiska

Polupropusna membrana, može da propušta samo čestice rastvarača ali ne i rastvorene supstance

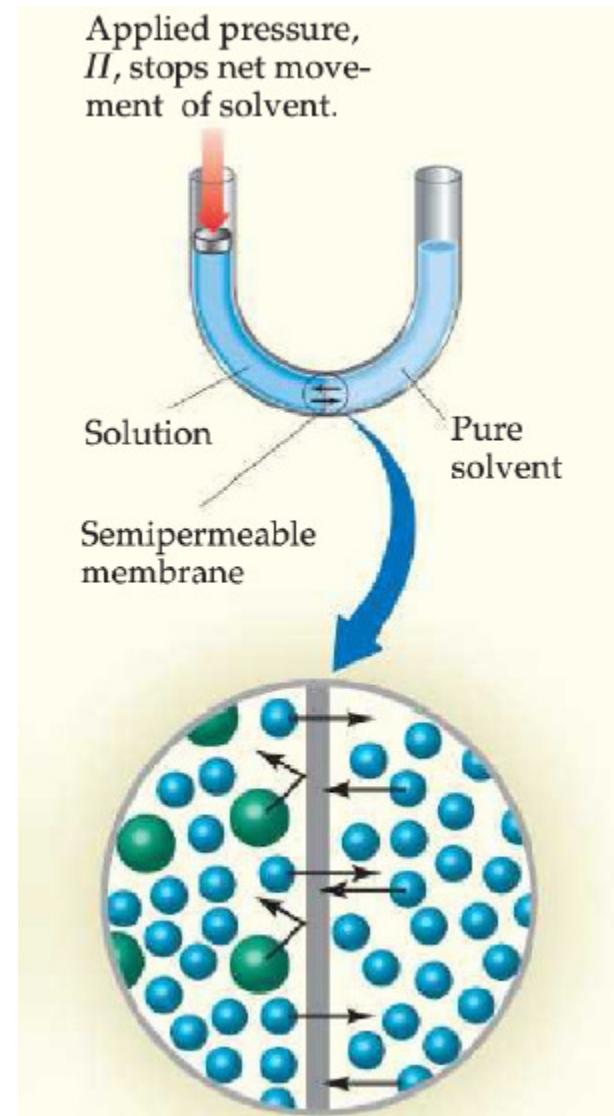


Koligativne osobine rastvora

Povećanje osmotskog pritiska

Ako se sa dve strane polupropusne membrane nađu rastvori različitih koncentracija (ili rastvor i čist rastvarač) doći će do prelaska molekula rastvarača kroz membranu iz razblaženijeg u koncentrovani rastvor.

Ovaj prelazak možemo sprečiti jedino ako primenimo neki pritisak π na koncentrovani rastvor



Koligativne osobine rastvora

Povećanje osmotskog pritiska

Taj pritisak π se zove osmotski pritisak i jednak je :

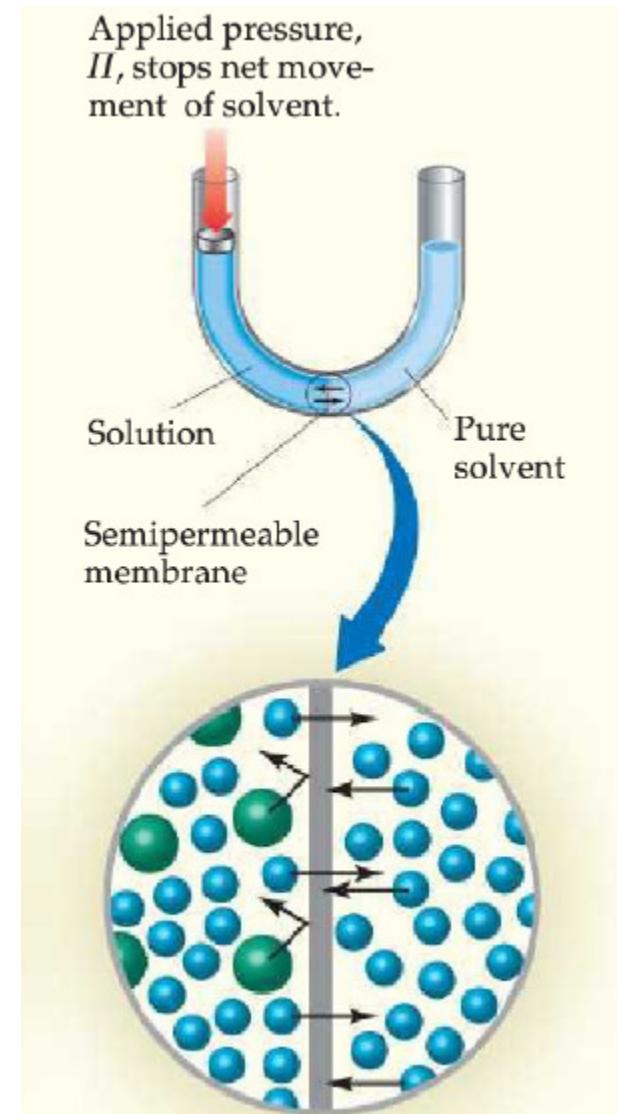
$$\pi = MRT$$

π - omotski pritisak

M – molaritet

R – gasna konstanta

T - temperatura



Koloidi – koloidini rastvori

Rastvore možemo podeliti prema veličini čestica rastvorene supstance na:

- Prave rastvore
- Koloidne rastvore
- Taloge

Pravi rastvori – čestice su manje od 10 Å (mali molekuli, joni)

Talozi – čestice su veće od 2000 Å padaju na dno posude, lako se cede

Koloidni rastvori - čestice su između 10 Å i 2000 Å

Koloidi – koloidini rastvori

Koloidne čestice mogu biti sastavljenje od mnogo jona ili molekula ili mogu biti čak jedan veliki molekul (protein)

Tindalov efekat – rasejavanje svetlosti na česticama koloidnog rastvora je osobina kako se oni mogu identifikovati

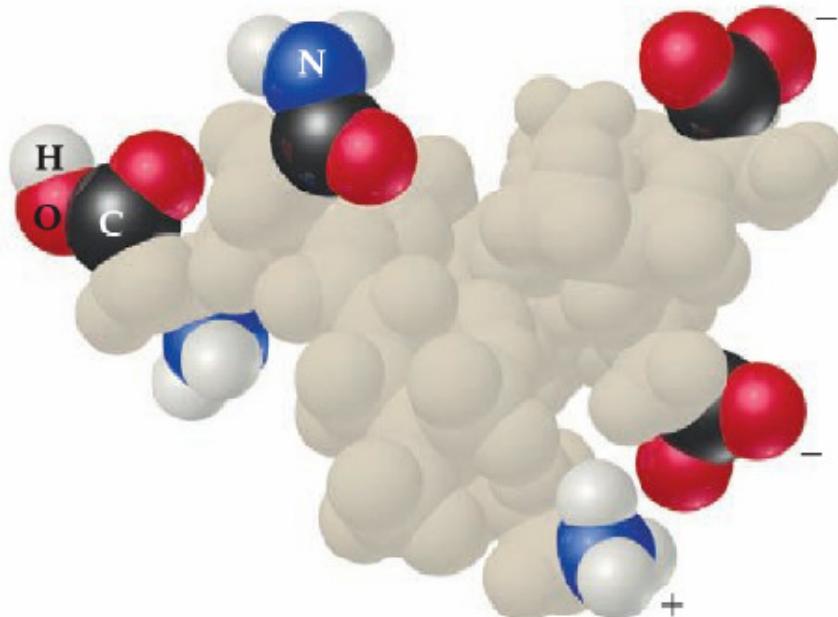


Koloidi – koloidini rastvor

Najzanimljiviji koloidi su oni koji nastaju u vodi.

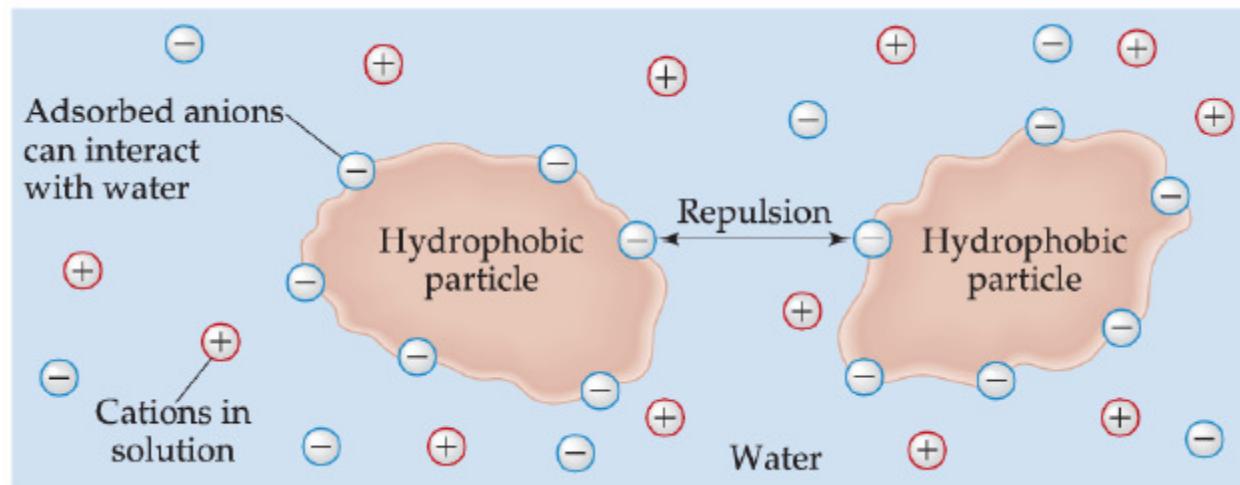
Koloidne čestice mogu biti hidrofilne (vole vodu) i hidrofobne (plaše se vode).

Hidrofilni koloidi – najčešći primer proteini i enzimi. Na površini imaju grupe koje sa vodom grede interakcije i upravo te interakcije ih drže u rastvoru. Veoma je teško istaložiti ih.



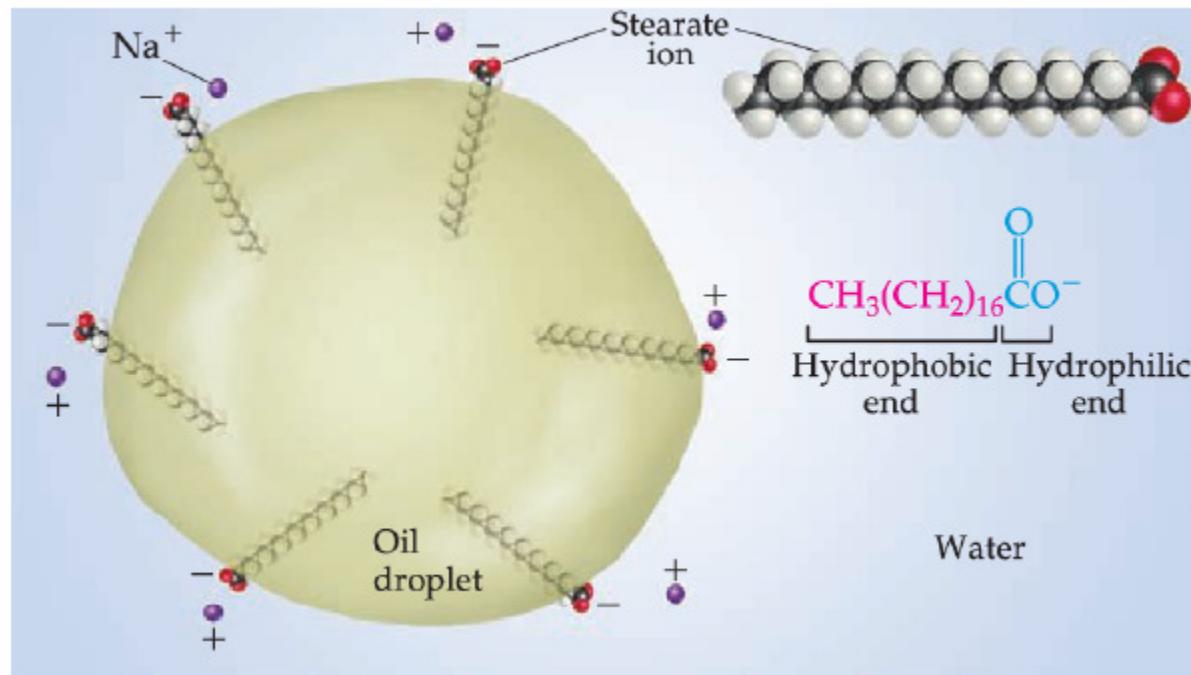
Koloidi – koloidini rastvor

Hidrofobne koloidne čestice nemaju afinitet za vodu i lako se talože ili formiraju sloj na površini vode. Mogu se stabilizovati adsorpcijom jona na svojoj površini čime površina postaje hidrofilna. U isto vreme zbog toga što su isto nanelektrisane ove čestice se neće međusobno sudsudarati i uvećavati.



Koloidi – koloidini rastvor

Hidrofobne koloidne možemo stabilizovati i specijalnim stabilizatorima. Žučne kiseline imaju ulogu stabilizatora masti i ulja u našem digestivnom traktu.



Koloidi – koloidini rastvori

Taloženje koloida

Isuviše male da bi se mogle cediti, prolaze kroz filter hartiju

Moraju se uvećati – koagulacija

Koagulacija se može izazvati grejanjem rastvora – povećava se brzina čestica i učestalost sudara

Dodavanjem elektrolita – neutrališe se nanelektrisanje na površine čestice i time se dozvoljava sudar između čestica i koagulacija

Primer – kada se reka uliva u more svi koloidi iz reke se talože čim pređu u slanu vodu i tako nastaje delta.