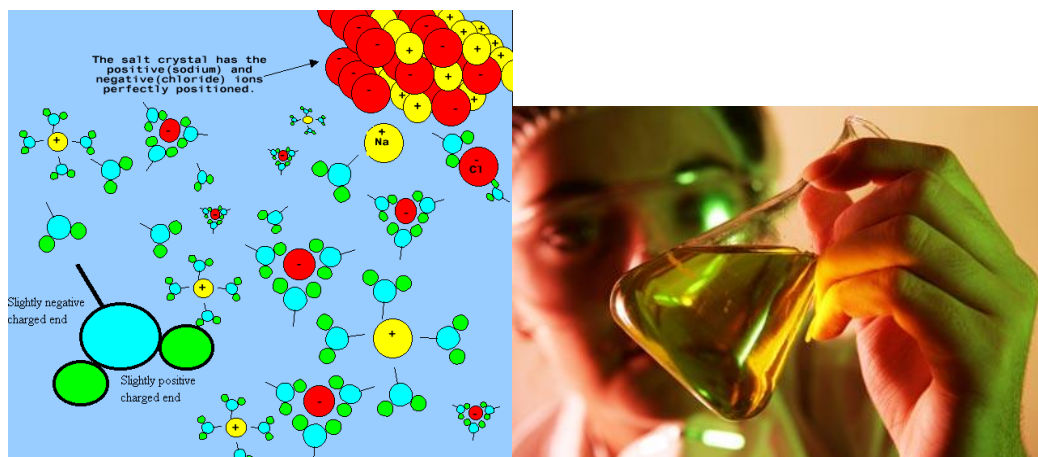


РАСТВОРИ



Како што знаеме, растворите се ХОМОГЕНИ СМЕСИ ОД ДВЕ ИЛИ ПОВЕЌЕ СУПСТАНЦИ. Секој раствор мора да има најмалку две компоненти-растворувач (најчесто тоа е супстанцата што е во иста агрегатна состојба како и добиениот раствор) и растворена супстанца (најчесто тоа е супстанцата што е во помала количина). Растворите се многу важни системи во фармацевцијата, бидејќи скоро сите синтети на лековите и скоро сите физиолошки процеси се случуваат од растворена состојба, т.е. од раствори. Во овој дел од физичката хемија ќе ги изучуваме растворите од малку поинаков аспект отколку во курсот по Општа и неорганска хемија. Ќе се задржиме на термодинамичките ефекти на процесите на растворање, како и на некои специфични својства на растворите, т.н. колигативни својства на растворите. Пред да поминеме на изучувањето на својствата на растворите, накратко ќе се задржиме на некои дефиниции и термини во органската хемија, што се во тесна врска со растворите и со својствата на растворите.

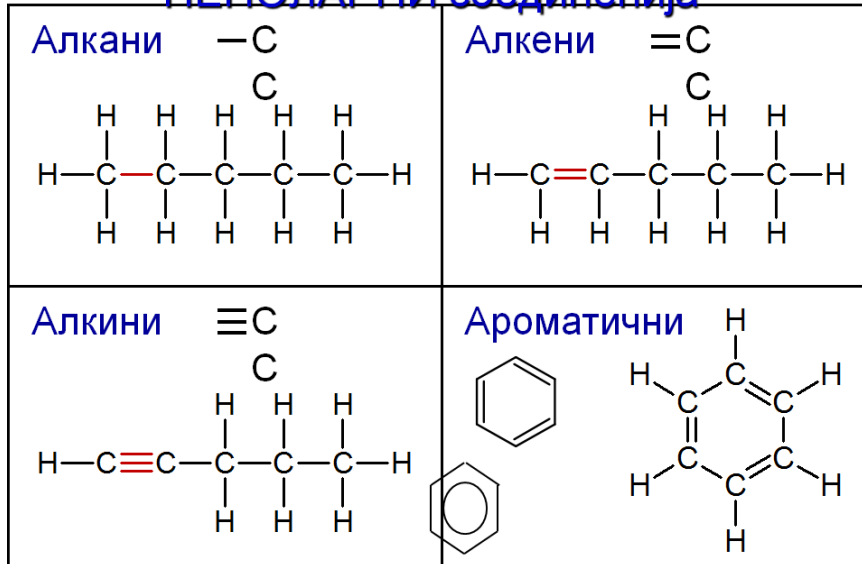
ВАЖНИ дефиниции и термини во хемијата

Функционални групи кај соединенијата

- Функционалните групи се делови од молекулите (атоми или групи) кои им даваат специфични карактеристики на молекулите во кои тие се присутни. Влијаат врз физичките и хемиските својства на молекулите
- Во природата постојат околу 100 функционални групи, ние ќе се фокусираме на неколку.
- Наједноставните органски соединенија се јаглеродородите, составени само од С и Н
- Нема вистинска “функционална група” кај нив

Може да се поделат на алкани, алкени, алкини, ароматични соединенија

Јаглеводороди-се главно
НЕПОЛАРНИ соединенија



**ХИДРОКСИЛНА, КАРБОНИЛНА, КАРБОКСИЛНА
ГРУПА...ова се ПОЛАРНИ ГРУПИ**

- “хидроксил” $-\text{OH}$ (присутна кај алкохоли, феноли, кај шеќери)
- “карбонилна” $-\text{C}=\text{O}$ (присутна кај алдехиди и кетони)
- “карбоксилна” $-\text{COOH}$ (присутна кај карбоксилни и аминокиселини)
- Амино $-\text{NH}_2$ (присутна кај амини и аминокиселини)
- $\text{R}-\text{O}-\text{R}$ е етерска врска
- $\text{R}-\text{COOR}$ е естерска врска (кај липидите)

Табела на поважните органски соединенија и нивна номенклатура

TABLE 3.2 Compounds Containing C-Z σ Bonds				
Type of compound	General structure	Example	3-D structure	Functional group
Alkyl halide	$R-\ddot{X}:$ (X=F, Cl, Br, I)	$CH_3-\ddot{Br}:$		-X halo group
Alcohol	$R-\ddot{O}H$	$CH_3-\ddot{O}H$		-OH hydroxy group
Ether	$R-\ddot{O}-R$	$CH_3-\ddot{O}-CH_3$		-OR alkoxy group
Amine	$R-\ddot{N}H_2$ or $R_2\ddot{N}H$ or $R_3\ddot{N}$	$CH_3-\ddot{N}H_2$		-NH ₂ amino group
Thiol	$R-\ddot{S}H$	$CH_3-\ddot{S}H$		-SH mercapto group
Sulfide	$R-\ddot{S}-R$	$CH_3-\ddot{S}-CH_3$		-SR alkylthio group

TABLE 3.3 Compounds Containing a C=O Group				
Type of compound	General structure	Example	3-D structure	Functional group
Aldehyde	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-H \end{array}$	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ CH_3-C-H \end{array}$		C=O carbonyl group
Ketone	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-R \end{array}$	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ CH_3-C-CH_3 \end{array}$		C=O carbonyl group
Carboxylic acid	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-\ddot{O}H \end{array}$	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ CH_3-C-\ddot{O}H \end{array}$		-COOH carboxy group
Ester	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-\ddot{O}R \end{array}$	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ CH_3-C-\ddot{O}CH_3 \end{array}$		-COOR
Amide	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-N-H \text{ (or R)} \\ \\ H \text{ (or R)} \end{array}$	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ CH_3-C-NH_2 \end{array}$		-CONH ₂ , -CONHR, or -CONR ₂
Acid chloride	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-\ddot{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ CH_3-C-\ddot{Cl} \end{array}$		-COCl

ИНТРАМОЛЕКУЛАРНИ И ИНТЕРМОЛЕКУЛАРНИ ИНТЕРАКЦИИ (СИЛИ) КАЈ ОРГАНСКИТЕ СОЕДИНЕНИЈА

да се потсетиме:

- Кои беа причините поради кои атомите на елементите реагираа и градеа молекули или соединенија?
- Какви беа силите помеѓу атомите во молекулите и соединенијата?
- Кои се силите што определуваат дали едно соединение ќе постои во гасна цврста или течна агрегатна состојба?

Интрамолекуларни и интермолекуларни сили

Интрамолекуларните сили ги држат атомите заедно во форма на молекули или во групации од атоми.

Интермолекуларните сили се привлечни сили помеѓу молекулите (*истоимени или разноимени*).

интермолекуларни vs интрамолекуларни

- 41 kJ да се испари 1 mole вода (**inter**)
- 930 kJ да се разградат сите O-H врски во 1 mole вода (**intra**)

“мерки” за интермолекуларните сили



Општо, **интермолекуларните** сили се многу послаби од **интрамолекуларните** сили.

Точката на вриење

Точка на мрзнење

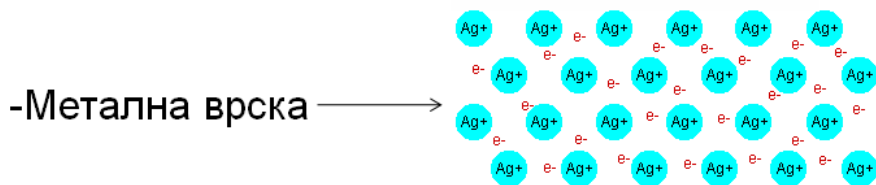
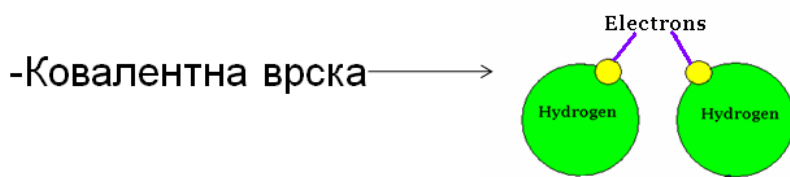
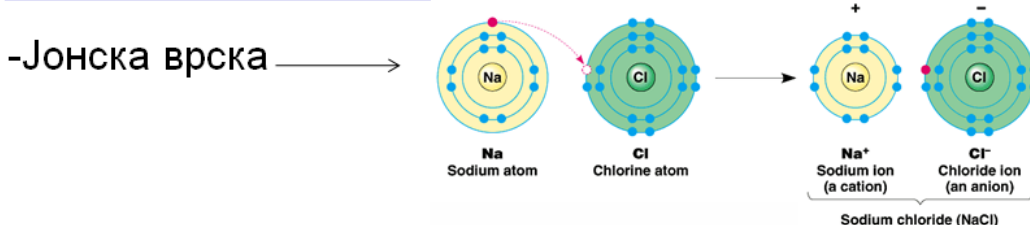
$$\Delta H_{\text{vap}}$$

$$\Delta H_{\text{fus}}$$

$$\Delta H_{\text{sub}}$$

11.2

ПОТСЕТУВАЊЕ:
Видови на ИНТРАмолекуларни сили
 (т.е. видови на хемиски врски помеѓу атоми и јони во молекулите и соединенијата)



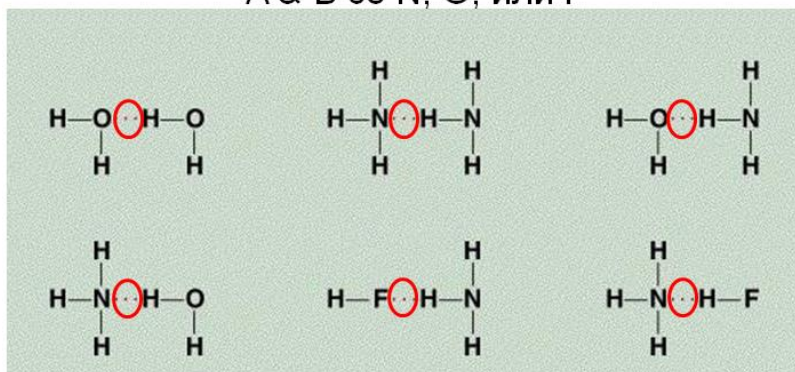
Типови на **ИНТЕРМОЛЕКУЛАРНИ СИЛИ**

1. Водородна врска (најсилна од интермолекуларните сили)

Водородната врска е специјален тип на дипол-дипол интеракција помеѓу водородниот атом од некоја поларна N-H, O-H, или F-H врска од една молекула и електронегативен O, N, или F атом од друга молекула..



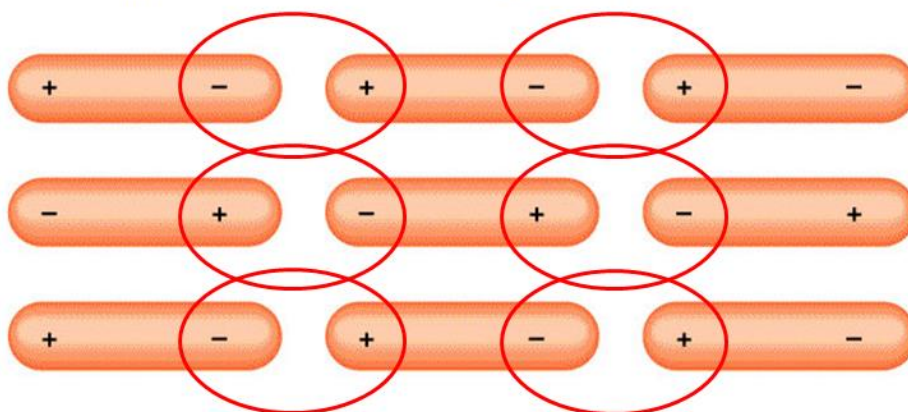
A & B се N, O, или F



3. Дипол-дипол интеракции

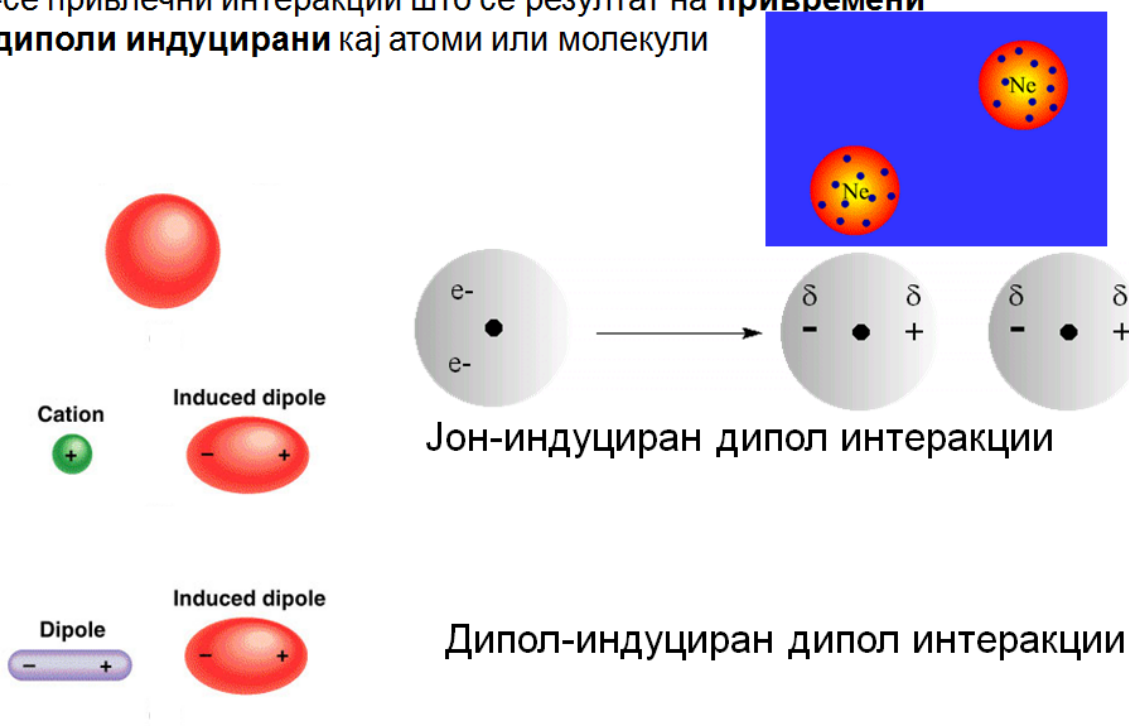
-се привлечни сили помеѓу поларни молекули

Ориентација на поларни молекули и дипол-дипол интеракции



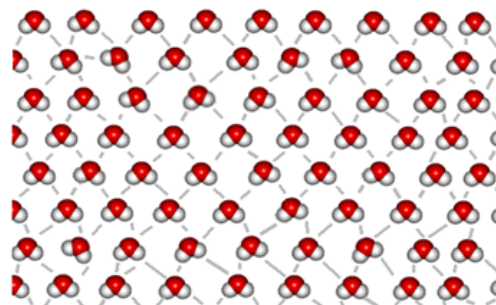
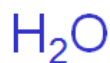
4. Дисперзиони интеракции– van der Waals сили/London сили (најслаби)

-се привлечни интеракции што се резултат на **привремени диполи индуцирани** кај атоми или молекули





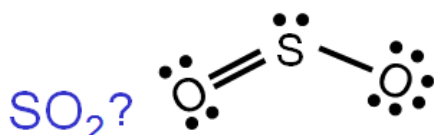
Какви интермолекулски сили може да постојат кај следниве молекули?



HBr е поларна молекула: дипол-дипол интеракции или водородни врски.



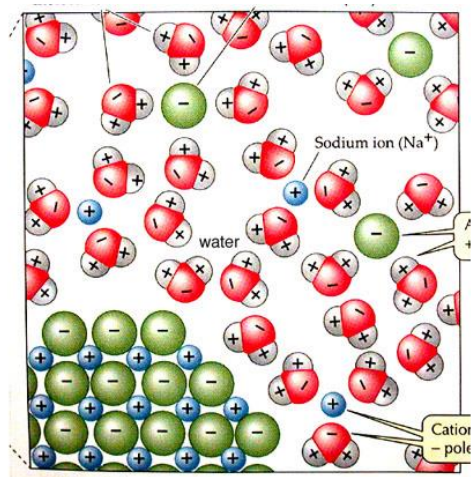
CH₄ е неполарна молекула: дисперзиони сили.



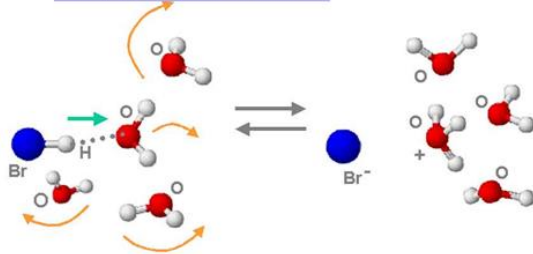
SO₂ е поларна молекула: дипол-дипол интеракции.

Липофилност и хидрофилност

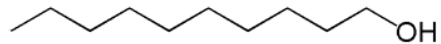
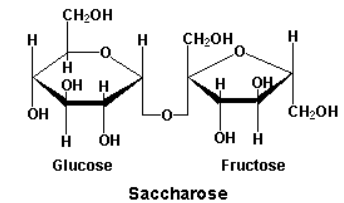
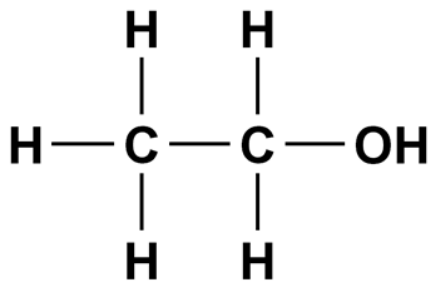
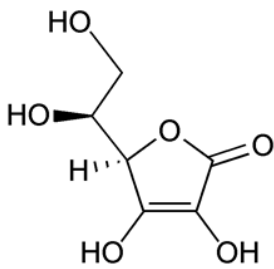
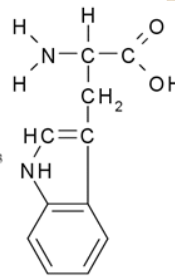
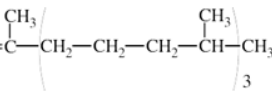
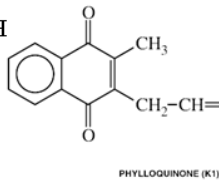
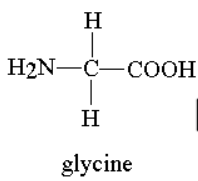
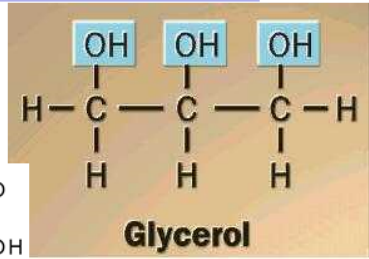
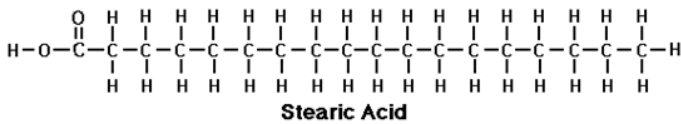
- Липофилност и хидрофилност се термини што се во врска со структурата на органските соединенија и нивната растворливост во масла или во вода
- ЛИПОФИЛНИ СОЕДИНЕНИЈА-се соединенија што се изградени од молекули кои во својот состав не содржат поларни групи (поларни групи се на пример OH, COOH, NH₂)
- Овие соединенија се нерастворливи во вода, а растворливи во масти и масла.
- Такви се големите молекуларни соединенија како мастите, маслата, голем број протеини, ароматичните соединенија, јаглеводородите...
- ХИДРОФИЛНИТЕ соединенија, пак, се оние што се изградени од молекули кои содржат една или повеќе поларни групи во својот состав.
- Овие соединенија се лесно растворливи во вода. Такви се помалите молекуларни соединенија како алкохолите, шеќерите, аминокиселините, кетоните



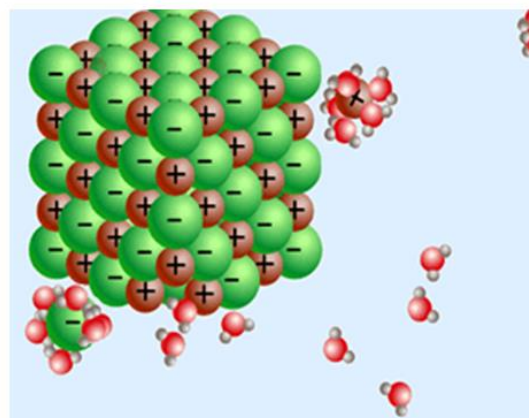
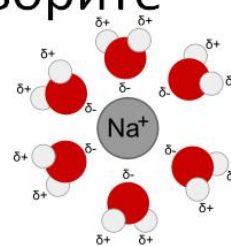
хидрофилност



Според структурите, претпостави кои од овие супстанции се очекува да се растворливи во вода (кои се хидрофилни), а кои би биле липофилни (да се растворат во масла, а не во вода)



Раствори и својства на растворите



Што се раствори

- Растворите се **ХОМОГЕНИ СМЕСИ** од две или повеќе чисти супстанции.
- Секој еден раствор се состои од **растворувач** и **растворена супстанца**. Растворената супстанца од растворот е униформно дисперзирана низ целиот растворувач.

Агрегатна состојба на растворот	Агрегатна состојба на растворувачот	Агрегатна состојба на Растворената супстанца	Пример
Gas	Gas	Gas	Air
Liquid	Liquid	Gas	Oxygen in water
Liquid	Liquid	Liquid	Alcohol in water
Liquid	Liquid	Solid	Salt in water
Solid	Solid	Gas	Hydrogen in palladium
Solid	Solid	Liquid	Mercury in silver
Solid	Solid	Solid	Silver in gold

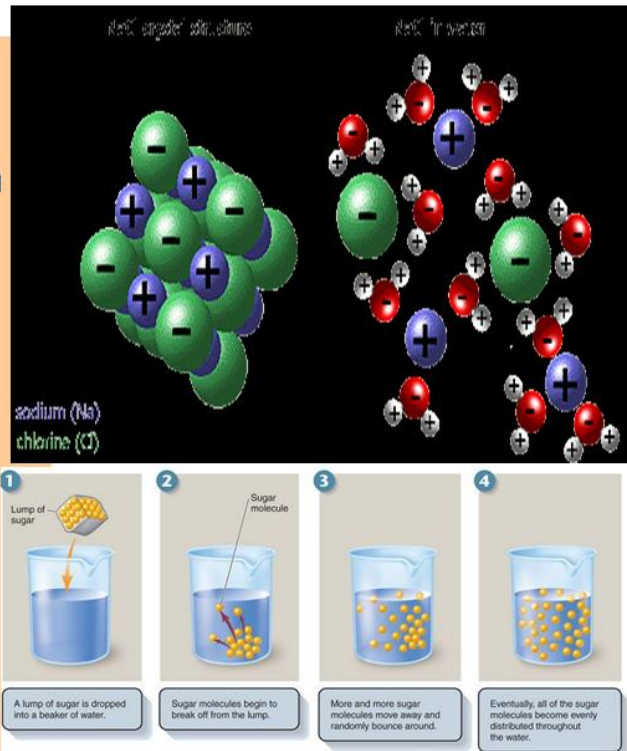
Раствори

Прашања што не интересираат:

Како една цврста супстанца се раствора во дадена течност?

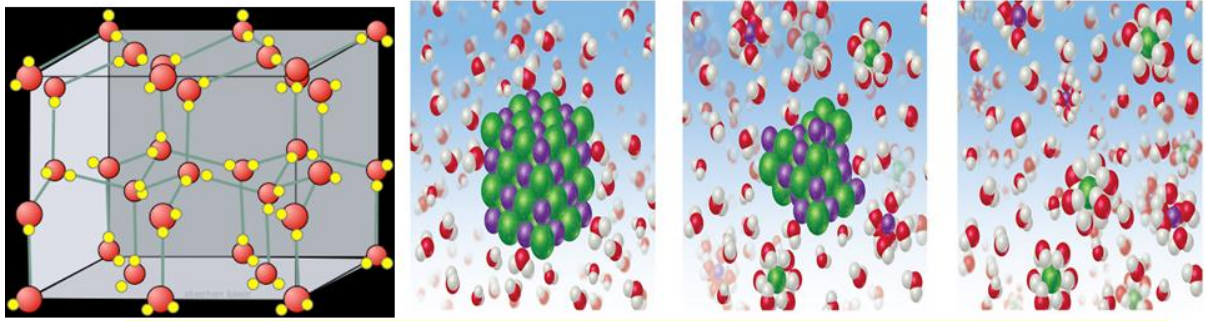
Што е 'движечка сила' кај процесите на растворување?

Какви се енергетските промени при процесите на растворување?



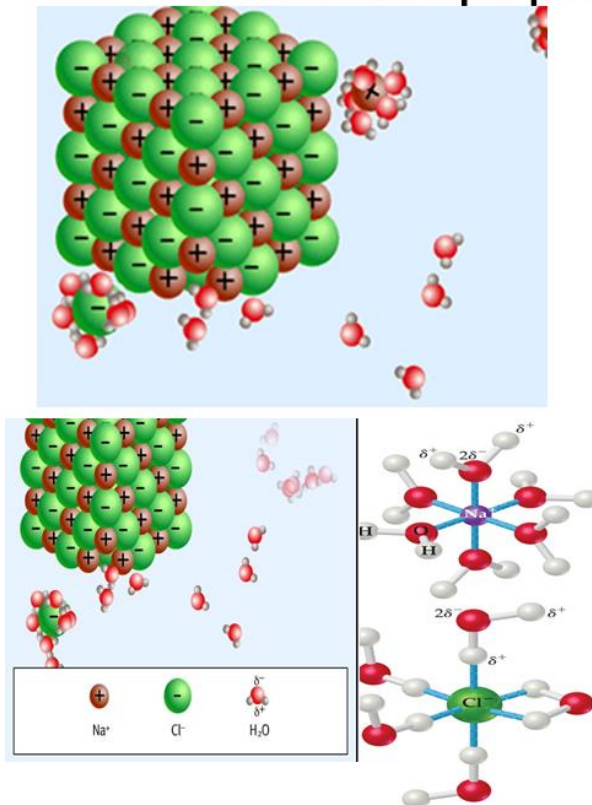
Како доаѓа до создавање на раствор?

1. Кога ќе се раствори некоја цврста супстанца во даден растворувач, тогаш молекулите на растворувачот се ориентираат спрема честичките од површината на растворената супстанца.
2. Секој еден јон од растворената супстанца ќе биде заобиколен со молекули од растворувачот, и притоа ќе дојде до интеракција (привлекување) помеѓу молекулите од растворувачот и честичките од растворената супстанца
3. При овие процеси на солватирање на јоните од растворената супстанца, ќе се забележат **промени и во енталпијата и ентропијата** на растворање.



Пример за Растворање на јонска цврста супстанца во вода

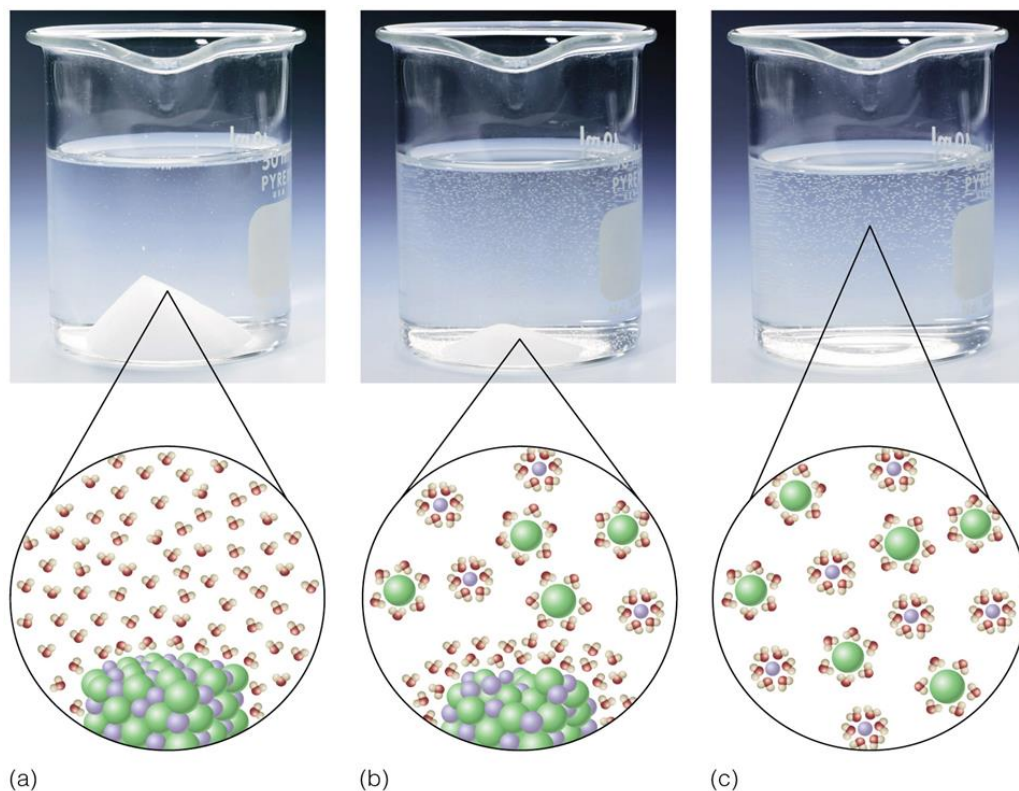
Како се формира раствор?



Јоните од растворената супстанца се **солватираат** (биваат опколени со молекули од растворувачот) и доаѓа до меѓусебна интеракција.

Ако растворувачот е вода, тогаш викаме дека јоните се **хидратирани**.

Интрамолекуларните сили што постојат во вакви ситуации се од јон-диполна природа. (знаеме дека водата има диполен карактер)



Пример за формирање на раствор на NaCl во вода

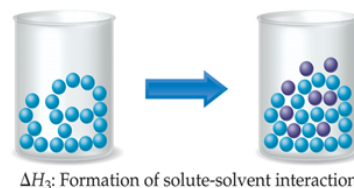
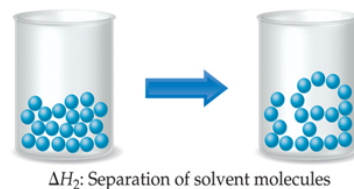
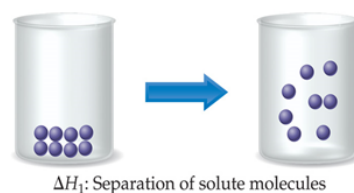
Енергетски промени при формирањето на растворите

За да се определат промените во енталпијата при процесите на растворање, **целиот процес на растворање може формално да се подели на 3 дела и тоа**

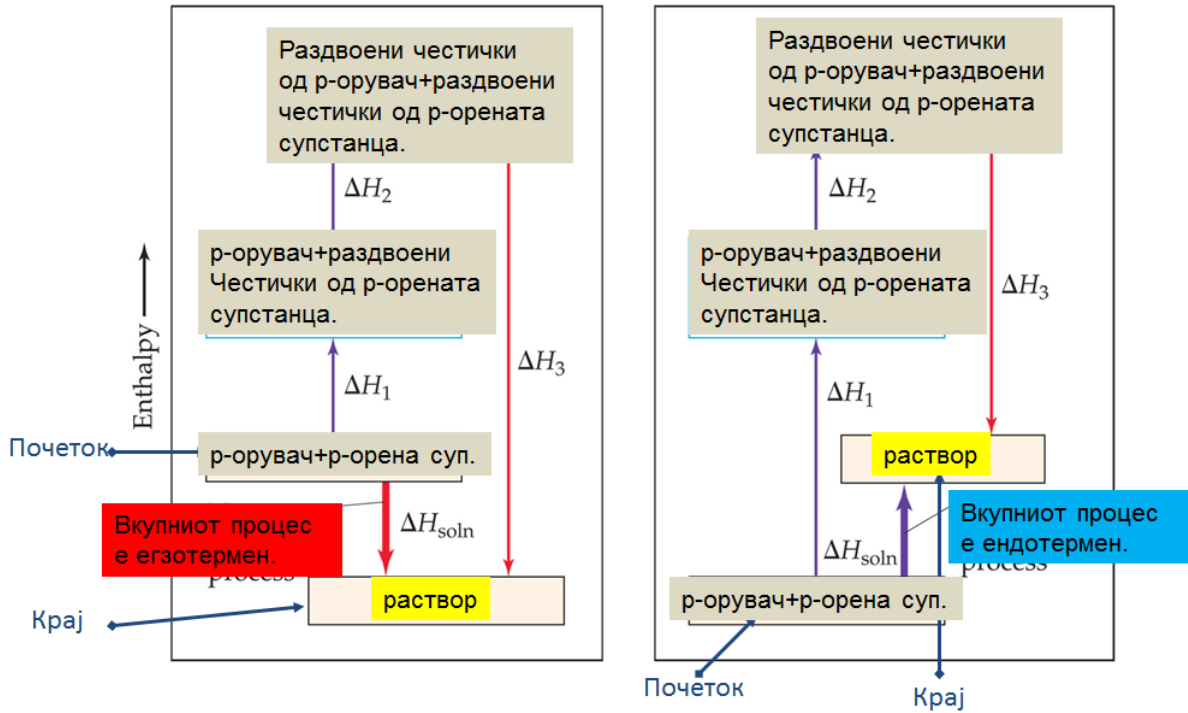
1. Разделување на честичките од растворената супстанца од нивната кристалната структура.

2. Разделување на молекулите на расатворувачот со цел да се направат 'дупки' во кои ќе се сместат јоните од растворената супстанца

3. Формирање на нови сили (интеракции) помеѓу јоните од растворената супстанца и молекулите на расатворувачот.

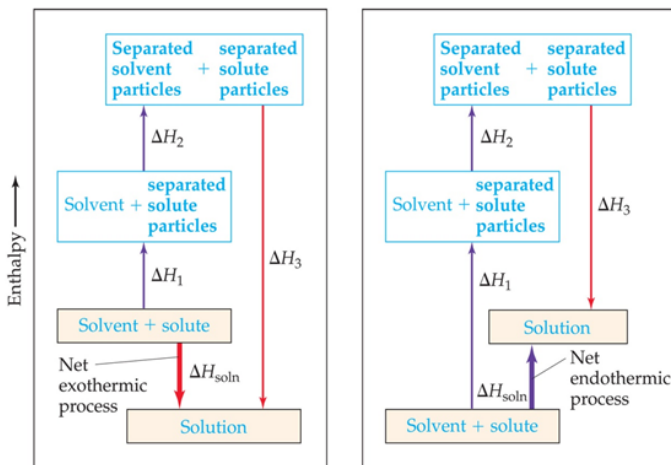


Промени на енталпијата при процесите на растворување-
шематски приказ на трите процеси споменати претходно



Промени на енталпијата при процесите на
растворување

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

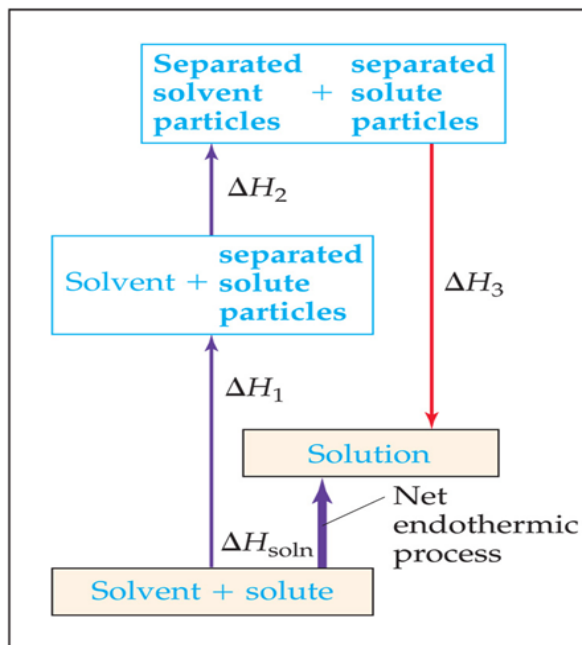


Енталпијата на
растворање,
 $\Delta H_{\text{растворање}}$ (или
 ΔH_{soln}), може да биде
позитивна или
негативна.

$$\Delta H_{\text{soln}}(\text{MgSO}_4) = -91.2 \text{ kJ/mol} \rightarrow \text{егзотермна}$$

$$\Delta H_{\text{soln}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 26.4 \text{ kJ/mol} \rightarrow \text{ендотермна}$$

Прашање: Зошто понекогаш и *ендотермните процеси при растворање* се одвиваат спонтано?



Некои процеси, како на пример растворувањето на NH_4NO_3 во вода, се спонтани на собна температура, иако при тој процес топлина се апсорбира од страна на системот (а тоа значи дека процесот е ендотермен)!!!

-Тоа е така затоа што енталпијата е само еден дел од целата слика

Целиот процес на растворање, освен од енталпијата зависи и од ЕНТРОПИЈАТА, а тоа е изразено преку **гибсовата енергија** која има форма $\Delta G_{\text{растворање}} = \Delta H - T\Delta S$, и која треба да биде НЕГАТИВНА за да процесот биде спонтан

Ентропијата, како што знаеме е мерка за:

- Дисперзијата на енергијата во системот.
- Бројот на микросостојби во системот.

Ако ги споредиме двете слики десно, ќе видиме дека во ситуацијата под б) имаме поголема ентропија, па соопред тоа таа ситуација е фаворизабилна за системот.

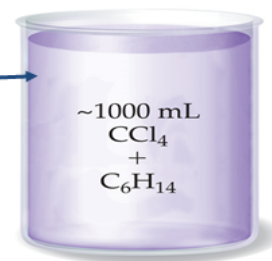
Термот TDS во равенката

$$\Delta G_{\text{растворање}} = \Delta H - T\Delta S$$

е значи доминантен, па иако процесот е ендотермен (ΔH е позитивно), сепак, поради тоа што ΔS ќе биде позитивно, вредноста за $\Delta G_{\text{растворање}}$ ќе биде негативна, т.е. процесот на растворање ќе биде спонтан



(a)

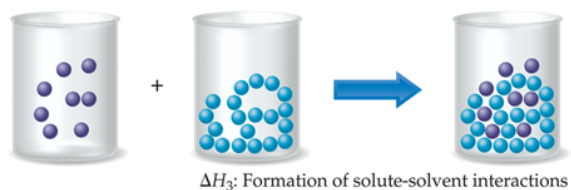
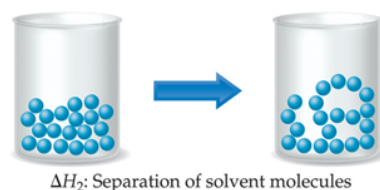
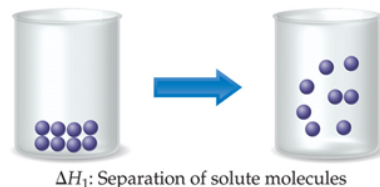


(b)

Промени во ентропијата при процесите на растворање

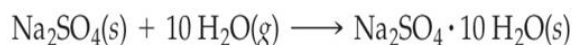
Секој од процесите на растворање придонесува за промените како на енталпијата, така и на ентропијата во системот.

1. Разделување на честичките од растворената супстанца од кристалната структура.
2. Раздвојување на молекулите од растворувачот за да се создадат 'дупки' или празен простор во кој ќе се сместат честичките од растворената супстанца.
3. Формирање на нови интеракции помеѓу честичките од растворувачот и растворената супстанца.

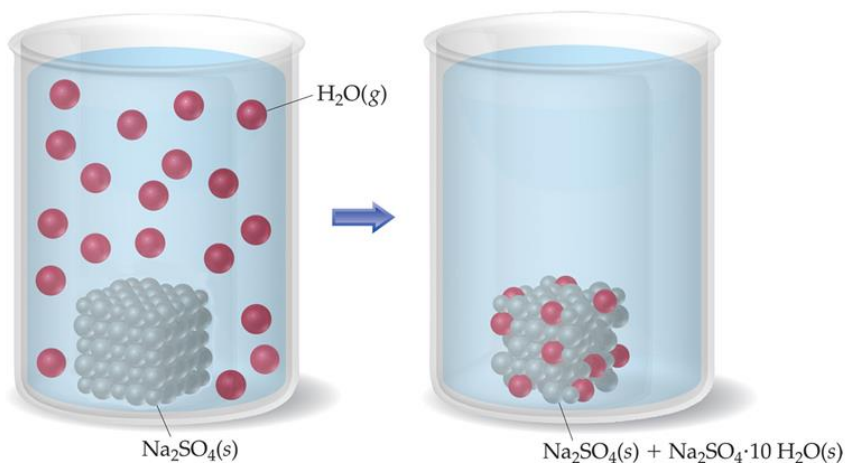


Пример. Претпостави каква ќе биде промената на ентропијата при следниот процес

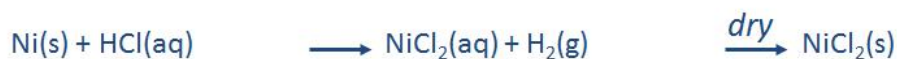
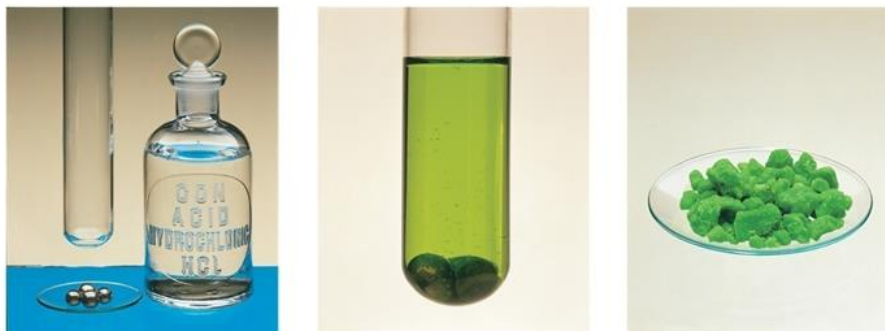
Водена пара реагира со вишок на цврст натриум сулфат при што се формира кристалохидрат. Реакцијата е



Дали при овој процес ентропијата во системот ќе се зголеми или ќе се намали?

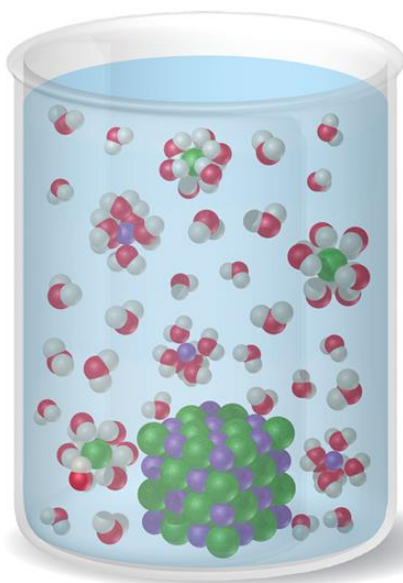


РАЗЛИКИ помеѓу Растворање и Хемиска реакција



- Растворувањето е физичка промена—ние можеме да се вратиме во почетната состојба со испарување на растворувачот на пример.
- Но ако тоа не може да се направи, тогаш супстанцата не се растворила, туку реагирала-тоа е хемиска реакција.
- Да препознаеме процес на растворање од хемиска реакција што се случува во раствори е мноогу важно!!!

Поделба на растворите според Степенот на заситување



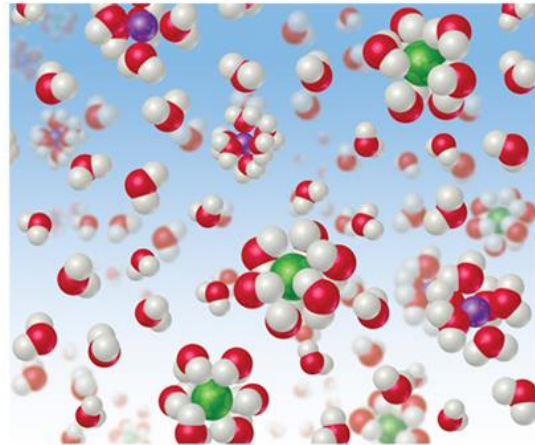
Заситен раствор

- Растворувачот содржи максимална количина од растворената супстанца на дадената температура.
- Нерастворена цврста супстанца останува во садот во кој се врши растворувањето.
- Растворениот дел од растворената супстанца е во динамичка рамнотежа со цврстите нерастворени честички

Степен на застиеност кај растворите

- **Незаситен раствор**

- При дадена температура, во растворувачот е растворено помалку од максималната можна количина од растворената супстанца.
- Не постои цврста супстанца што опстојува како нерастворена во садот во кој се врши растворувањето.



Степен на застиеност кај растворите



- **Презаситен раствор**

- Во системот има *повеќе* растворена супстанца отколку што растворувачот може да прими на дадена температура.
- Ваквите „раствори„ се нестабилни; може да дојде лесно до кристализација со додавање на пример на “иницијаторен кристал” или со гребење на страните од садот.

Фактори што влијаат врз процесите на растворање

- За процесите на растворање.

обично хемичарите ја употребуваат аксиомата “слично се раствора во слично”, или:

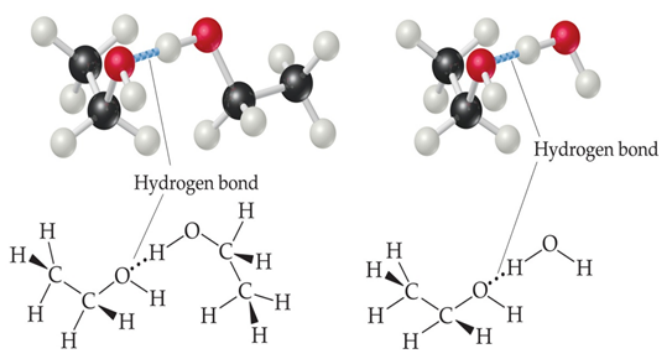
- Поларни супстанции се раствораат во поларни растворувачи, а
- Неполарни супстанции се раствораат во неполарни растворувачи.

TABLE 13.3 Solubilities of Some Alcohols in Water and in Hexane*

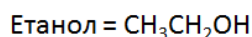
Alcohol	Solubility in H ₂ O	Solubility in C ₆ H ₁₄
CH ₃ OH (methanol)	∞	0.12
CH ₃ CH ₂ OH (ethanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH (propanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (butanol)	0.11	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (pentanol)	0.030	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (hexanol)	0.0058	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂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

*Expressed in mol alcohol/100 g solvent at 20°C. The infinity symbol indicates that the alcohol is completely miscible with the solvent.

Фактори што влијаат врз процесите на растворање



Пример: етанол во вода



Колку што се посилни ИНТЕРМОЛЕКУЛАРНИТЕ интеракции помеѓу молекулите на растворувачот и честичките од растворената супстанца, толку е поголема веројатноста да дојде до растворање на растворената супстанца.

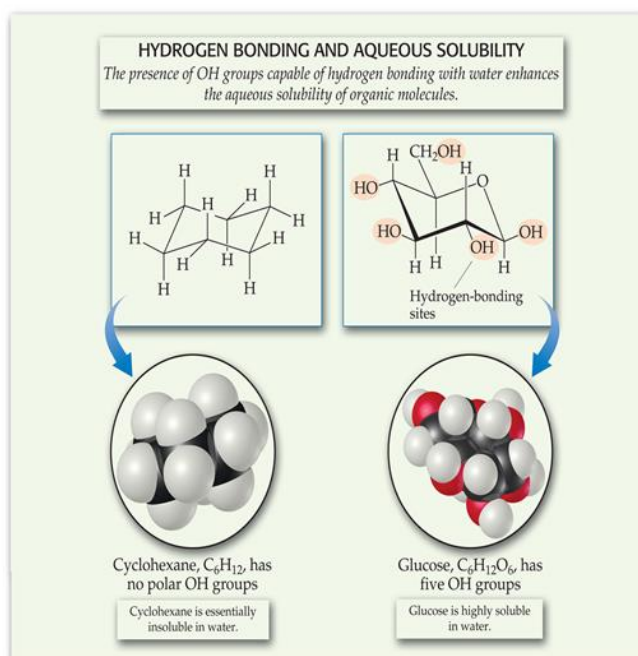
Интермолекуларни сили се = Н-врски, дипол-дипол, дисперзиони сили

Јоните во водата исто така стапуваат во јон-дипол интеракции

Фактори што влијаат врз процесите на растворање

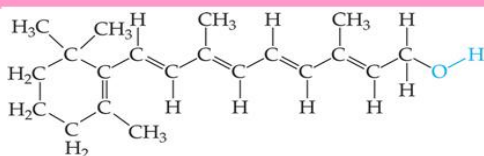
Гликозата (која е доста поларна и има поларни ОН групи во својот состав) е доста добро растворлива во вода.

Циклохексан (кај кого не постојат поларни групи) не е растворлив во вода.

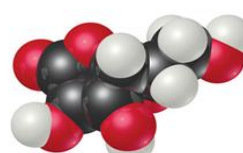
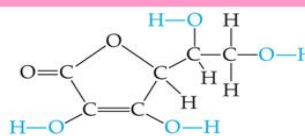


Фактори што влијаат врз процесите на растворање

- Vitamin A е растворлив во неполярни растворуваи (во масла и бензен, ...).
- Vitamin C е растворлив во вода

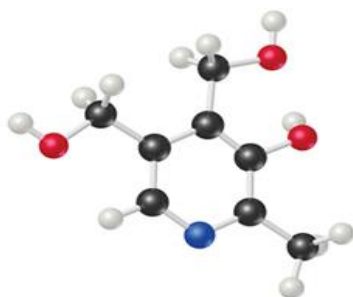


Vitamin A

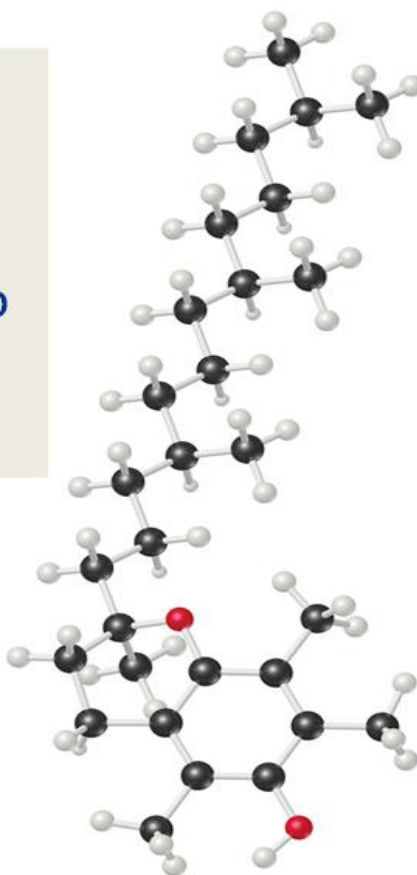


Vitamin C

Кој од овие
витамини ќе
биде
растворлив во
вода, а кој во
масла?



Vitamin B₆



Vitamin E

Copyright © 2006 Pearson Prentice Hall, Inc.

Растворливост на гасовите

- Во принцип, растворливоста на гасовите во вода се зголемува со зголемување на нивната моларна маса.

Зошто?

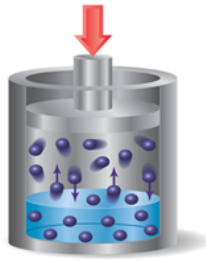
- Затоа што поголемите молекули имаат поголем потенцијал за дисперзионии сили и со тоа поголем потенцијал за интеракција со молекулите од водата.

TABLE 13.2 Solubilities of Gases in Water at 20°C, with 1 atm Gas Pressure

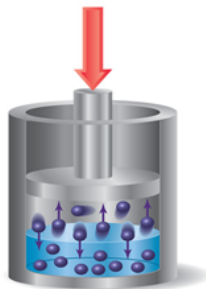
Gas	Solubility (M)
N ₂	0.69×10^{-3}
CO	1.04×10^{-3}
O ₂	1.38×10^{-3}
Ar	1.50×10^{-3}
Kr	2.79×10^{-3}

Растворливост на гасови

Со зголемување на притисокот над растворот се добива зголемена растворливост на гасот во растворувачот.



(a)



(b)

- Растворливоста на **течностите и цврстите супстанции** не се менува значително со притисокот.
- Но, растворливоста на **гасовите** во течни растворувачи е директно пропорционална со притисокот.

Henry-ев Закон за растворливоста на гасовите

$$S_g = kP_g$$

каде

- S_g е растворливоста на гасот;
- k е т.н. Henry-ева константа на гасот во даден растворувач;
- P_g е парцијалниот притисок на гасот што се наоѓа над течноста.

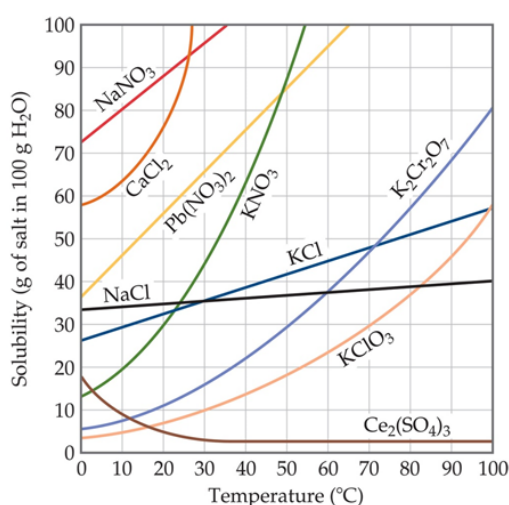


Henry-ев закон

k за N_2 на 25°
 $= 6.8 \times 10^{-4} \text{ mol/L atm}$

$$S_g = kP_g$$

Влијание на Температурата врз растворливоста на гасовите

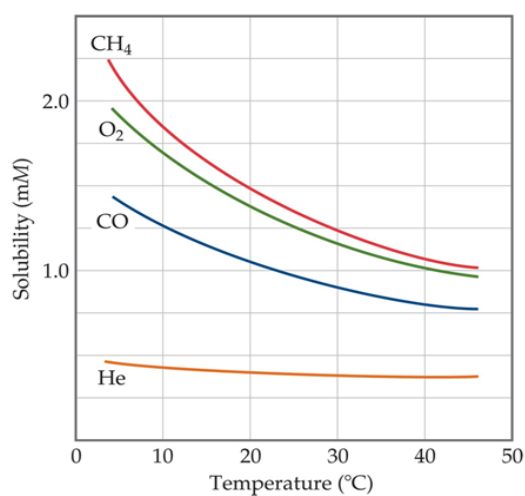


Во принцип, при растворање на **цврсти** супстанции во течни растворувачи, растворливоста се зголемува со зголемување на температурата.

Влијание на Температурата врз растворливоста на гасовите

- Кај гасовите е обратно. Колку температурата е поголема, толку гасовите се помалку растворливи во вода. Поголемата температура го брка гасот од течноста.

- Газираните пијалоци се повеќе “газирани” ако се чуваат во фрижидер.
- Топлите езера имаат помалку O₂ растворен во нив отколку ладните езера.



НАЧИНИ НА ИЗРАЗУВАЊЕ НА СОСТАВОТ НА РАСТВОРИТЕ

(за ова имаме учено одреден дел во курсот по Општа и Неорганска Хемија)

Масен удел

Нека имаме еден раствор АБ составен од растворена супстанца А и растворувач Б

$$\% \text{ масен удел на А} = \frac{\text{м(А) во растворот}}{\text{вкупна маса на растворот}} \times 100$$

Parts per Million и Parts per Billion

Parts per Million (ppm)

$$\text{ppm} = \frac{\text{м(А) во растворот}}{\text{вкупна маса на растворот}} \times 10^6$$

Parts per Billion (ppb)

$$\text{ppb} = \frac{\text{м(А) во растворот}}{\text{вкупна маса на растворот}} \times 10^9$$

Молски удел (X)

$$X_A = \frac{\text{Моли на } A}{\text{вкупен број на моли во растворот}}$$

$$X_A = \frac{\text{moles of solute}}{\text{moles of solute} + \text{moles of solvent}}$$

- ВНИМАНИЕ: Понекогаш ни треба молскиот удел на *растворувачот*, не на растворената супстанца — правете разлика!

Количинска концентрација (c)

$$c = \frac{n(A)}{V(\text{раствор})}$$

молалитет (m) на растворена супстанца B

$$m = \frac{n(B)}{m(\text{растворувач})}$$

бидејќи ниту количеството супстанца n ниту масата m не зависат од температурата, молалитетот НЕ ЗАВИСИ од Температурата. Затоа е згоден овој параметар за изразување на составот на растворите (за разлика од концентрациите)

Математички изрази за изразување на квантитативниот состав на растворите

$$\text{Mass}\% = \frac{\text{mass } A}{\text{total mass of solution}} \times 100$$

Mass/Mass

$$\text{ppm} = \frac{\text{mass } A}{\text{total mass of solution}} \times 10^6$$

$$\text{ppb} = \frac{\text{mass } A}{\text{total mass of solution}} \times 10^9$$

$$X_A = \frac{\text{moles of solute}}{\text{total moles}}$$

Moles/Moles

$$M = \frac{\text{moles of solute}}{\text{L of solution}}$$

Moles/L

$$m = \frac{\text{moles of solute}}{\text{kg of solvent}}$$

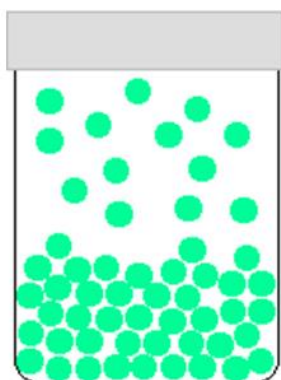
Moles/Mass

КОЛИГАТИВНИ СВОЈСТВА НА РАСТВОРИТЕ

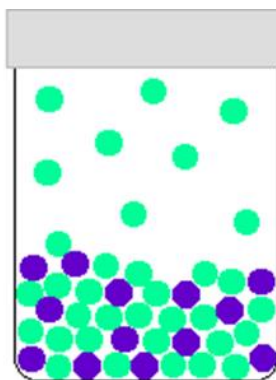
- Колигативни својства на растворите се нарекуваат *оние особини кај растворите што зависат само од бројот на честичките од растворената супстанца (таа треба да биде ТЕШКО ИСПАРЛИВА), ама НЕ И ОД ПРИРОДАТА НА РАСТВОРЕНАТА СУПСТАНЦА.*

Такви колигативни својства се

- Намалување на парниот притисок на растворите
- Зголемување на температурата (точката) на топење
- Намалување на температурата (точката) на смрзнување
- Осмотски притисок

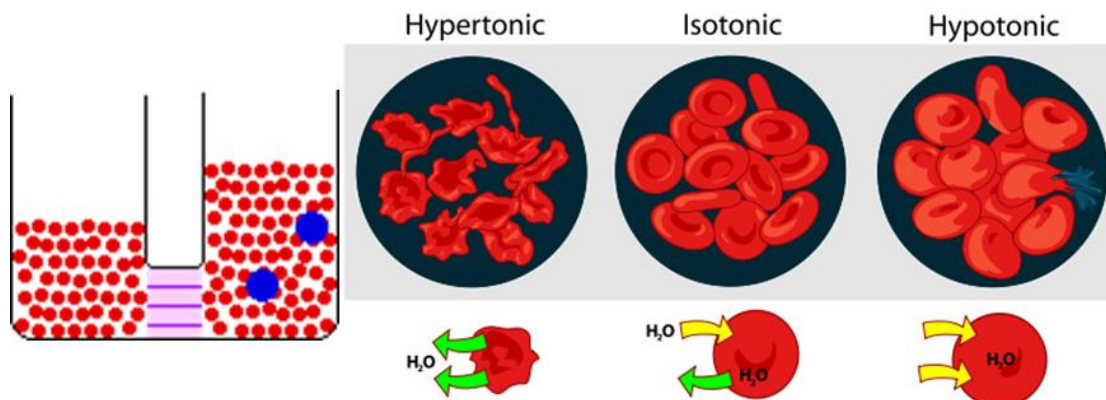


Чист растворувач



Раствор составен од растворувач+ тешко испарлива р-орена супстанца

Колигативните
Својства се
директно поврзани
со процесите
во клетките



ДА ЗАПАМТИМЕ!!!:

Кај колигативните својства, СЕКОГАШ својствата на РАСТВОРОТ ги споредуваме со СВОЈСТВАТА НА ЧИСТИОТ РАСТВОРУВАЧ!!!

На тој начин гледаме како БРОЈОТ (масата или количеството) на растворената супстанца ќе влијае на својствата на растворот во однос на тие на чистиот растворувач.

Ознаки што ќе ги користиме:

Растворената супстанца ја означуваме со „А,,

Растворувачот го означуваме со „Б,,

Растворот е едноставно „АБ,,

НАМАЛУВАЊЕ НА ПАРНИОТ ПРИТИСОК НА ДАДЕН РАСТВОР ВО ОДНОС НА ПАРНИОТ ПРИТИСОК НА ЧИСТИОТ РАСТВОРУВАЧ

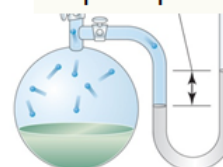
Кога честички од растворената супстанца ќе бидат ставени во растворувачот, тогаш растворувачот станува помалку испарлив, затоа што дел од неговите молекули се ангажирани во интермолекуларни интеракции со честичките од растворената супстанца. Тоа ќе доведе до помало испарување на молекулите од растворувачот и со тоа ќе се намали парниот притисок.

Парен притисок



Чист растворувач

Парен притисок

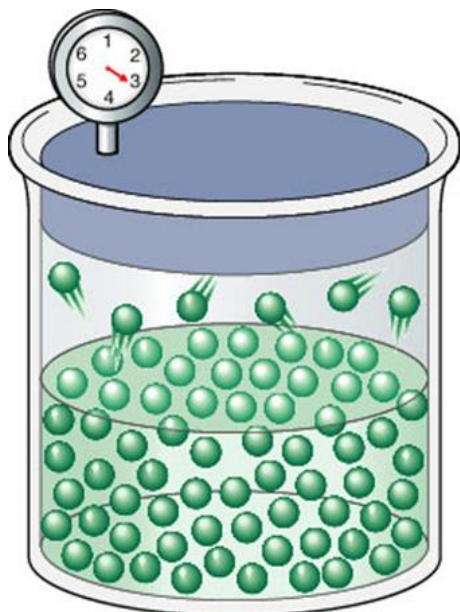


Solvent + solute

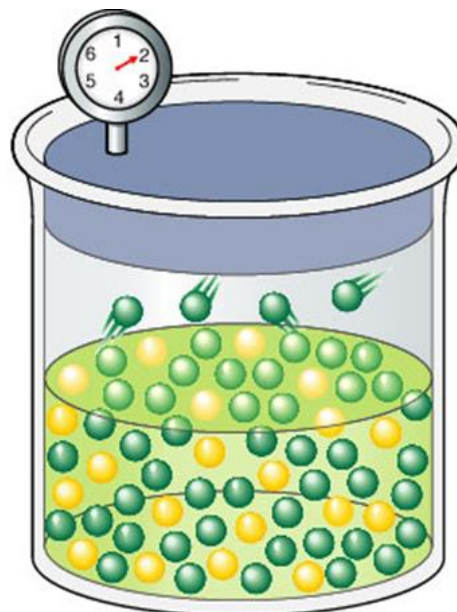
(b)

Copyright © 2006 Pearson Education, Inc.

Растворувач+р-орена супстанца



Чист растворувач

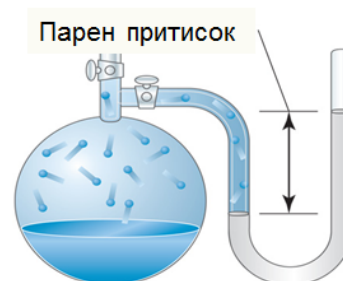


Раствор што содржи тешкоиспарлива растворена супстанца

НАМАЛУВАЊЕ НА ПАРНИОТ ПРИТИСОК

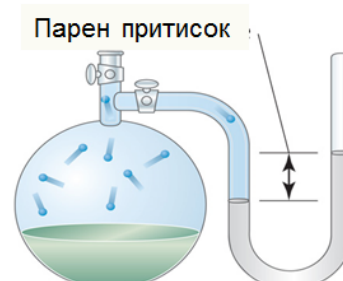
Значи, парниот притисок на РАСТВОРОТ е помал од тој на ЧИСТИОТ РАСТВОРУВАЧ.

Намалувањето на парниот притисок е пропорционално со бројот на честички од растворената супстанца



Чист растворувач

(a)



Растворувач+р-орена супстанца

RAOULT'-ОВ ЗАКОН ЗА НАМАЛУВАЊЕТО НА ПАРНИОТ ПРИТИСОК P_B КАЈ РАСТВОРИТЕ

$$P_B = X_B P_B^\circ$$

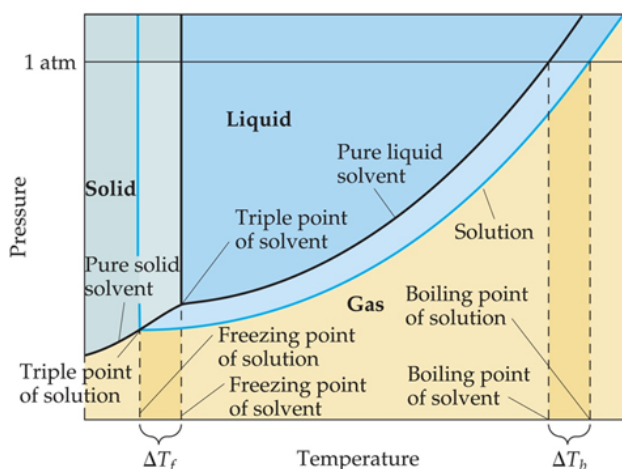
каде

- X_B е молскиот удел на РАСТВОРУВАЧОТ Б
- P_B° е нормалниот парен притисок на чистиот растворувач Б на дадената температура

Забелешка: Ова е тоа што го потенциравме кај дефинициите за количински удел, кога рековме дека понекогаш треба да го пресметаме уделот на РАСТВОРУВАЧОТ, бидејќи парниот притисок доаѓа во овој случај од растворувачот.

ЗГОЛЕМУВАЊЕ НА ТЕМПЕРАТУРАТА НА ВРИЕЊЕ И НАМАЛУВАЊЕ НА ТЕМПЕРАТУРАТА НА МРЗНЕЊЕ

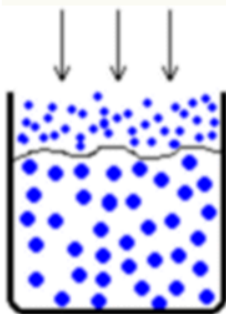
Интеракциите помеѓу честичките од растворената супстанца и молекулите на растворувачот предизвикуваат и зголемување на температурата на вриење на растворите, како и до намалување на температурата на мрзнење, во однос на истите параметри на чистиот растворувач.



Зголемување на температурата на вриење на растворите во однос на температурата на вриење на чистиот растворувач

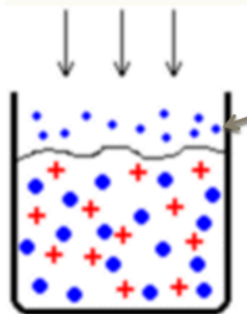
Една течност врие кога притисокот на пареите на гасната фаза од течноста ќе се изедначи со надворешниот атмосферски притисок

Атмосферски притисок



Чиста вода

Атмосферски притисок



Раствор од вода+тешко испарлива супстанца растворена во водата

Во растворот во кој постои тешко испарлива супстанца растворена во вода, постои помал парен притисок на водата поради ангажман на молекулите од вода во интеракции со растворената супстанца. На тој начин, потребна е повисока T за да притисокот на пареите на водата се изедначи со надворешниот атмосферски притисок и растворот да почне да врие. Значи, со растворање на тешко испарлива супстанца во вода ќе се зголеми T на вриење на растворот во однос на T на вриење на чистиот растворувач

ЗГОЛЕМУВАЊЕ НА ТЕМПЕРАТУРАТА НА ВРИЕЊЕ

Solvent	Normal Boiling Point (°C)	K_b (°C/m)	Normal Freezing Point (°C)	K_f (°C/m)
Water, H ₂ O	100.0	0.51	0.0	1.86
Benzene, C ₆ H ₆	80.1	2.53	5.5	5.12
Ethanol, C ₂ H ₅ OH	78.4	1.2	-114.6	.99
Carbon tetrachloride, CCl ₄	76.8	5.02	-22.3	29.8
Chloroform, CHCl ₃	61.2	3.6	-63.5	.68

Промените во температурата ΔT_b на вриење на растворите во однос на температурата на вриење на чистиот растворувач се пропорционални со **МОЛАРИТЕТОТ m_A на растворената супстанца во растворот:**

$$\Delta T_b = K_b \cdot m_A$$

каде K_b е константа на зголемување на температурата на вриење што е карактеристична за секој растворувач (зависи од неговата природа).

Вредноста на ΔT_b се додава на вредноста на температурата на вриење на чистиот растворувач.

Намалување на температурата на мрзнење на растворите во однос на температурата на мрзнење на чистиот растворувач

Една течност мрзне кога притисокот на парите на цврстата фаза ќе се изедначи со атмосферскиот притисок

Цврстите тела (исто како и течностите) имаат парен притисок

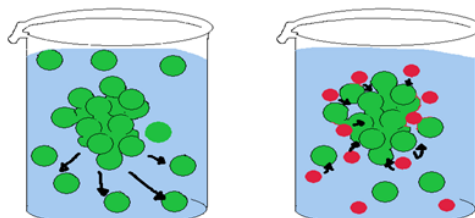
(сетете се на простирање на алишта надвор во зима!).

На температура од 0 °C во чиста вода, мразот и водата се во рамнотежа и има процес на смрзнување. Е сега, ако постои растворена супстанца во водата (и ако таа супстанца тешко испарува), тогаш ќе се намали парниот притисок на течната вода поради ангажман на молекулите на вода во интеракциите со честичките од цврстата растворена супстанца и ќе се наруши рамнотежата меѓу мразот и течната вода.

Притоа, мора да се намали T на мрзнење на РАСТВОРОТ

бидејќи тогаш при пониска T парниот притисок на мразот ќе се изедначи со тој на водата и на пониска T ќе имаме мрзнење на таквиот раствор во однос на T на мрзнење на чистата вода.

Овој феномен е битен во океаните-водата во нив не мрзне на 0 °C тука на $T < -2.2$ °C



System A
The particles in this solid can easily shift into the liquid phase at the normal freezing point temperature as shown by the arrows.

System B
However, the particles in this solid cannot shift into the liquid phase at normal freezing point temperature because solute particles block movement from solid phase to liquid phase.

Намапување на T на мрзнење

- **Нормална T на мрзнење:** е T на мрзнење на супстанцата на @ 1atm
- Кога во растворувачот се додаде тешкоиспарлива супстанца, тогаш T на мрзнење < Нормалната T на мрзнење
- T на мрзнење се намалува бидејќи честичките од растворената супстанца ги спречуваат молекулите од растворувачот да кристализираат.

Кога растворот се смрзнува, тогаш цврстата фаза е скоро чиста.



Честичките од растворената супстанца не можат да се сместат во кристалната решетка од растворувачот поради разликите во големината. Така, растворената супстанца останува во растворот и ги спречува другите молекули од растворувачот да се вклопат во кристалите за време на процесот на смрзнување.

НАМАЛУВАЊЕ НА ТЕМПЕРАТУРАТА НА МРЗНЕЊЕ НА РАСТВОРИТЕ ВО ОДНОС НА ТЕМПЕРАТУРАТА НА МРЗНЕЊЕ НА ЧИСТИОТ РАСТВОРУВАЧ

Solvent	Normal Boiling Point (°C)	K_b (°C/m)	Normal Freezing Point (°C)	K_f (°C/m)
Water, H ₂ O	100.0	0.5	0.0	1.86
Benzene, C ₆ H ₆	80.1	2.5	5.5	5.12
Ethanol, C ₂ H ₅ OH	78.4	1.2	-114.6	.99
Carbon tetrachloride, CCl ₄	76.8	5.02	-22.3	29.8
Chloroform, CHCl ₃	61.2	3.6	-63.5	.68

ΔT_f се одзема од нормалната температура на вриење на растворувачот.

- Промените во температурата на смрзнување може да се пресметаат на сличен начин како и тие при зголемувањето на температурата на вриење:

$$\Delta T_f = K_f \cdot m_A$$

- каде K_f е моларна константа на снижување на температурата на мрзнење што е карактеристична величина за даден растворувач (не е иста на пример за вода, алкохол или бензен).

ЗГОЛЕМУВАЊЕ НА ТЕМПЕРАТУРАТА НА ВРИЕЊЕ И НАМАЛУВАЊЕ НА ТЕМПЕРАТУРАТА НА МРЗНЕЊЕ

Како што може да забележиме во двете последни равенки, ΔT НЕ ЗАВИСИ од тоа КОЈА е РАСТВОРЕНАТА СУПСТАНЦА, туку зависи САМО од БРОЈОТ НА ЧЕСТИЧКИТЕ ОД РАСТВОРЕНАТА СУПСТАНЦА „А“.

$$\Delta T_b = K_b \cdot m_A$$

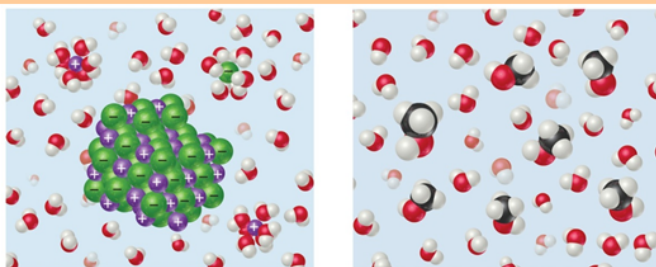
$$\Delta T_f = K_f \cdot m_A$$

КОЛИГАТИВНИ СВОЈСТВА КАЈ ЕЛЕКТРОЛИТИ!!!

Бидејќи колигативните својства на растворите зависат од **БРОЈОТ** на **ЧЕСТИЧКИТЕ** **ОД** **РАСТВОРЕНАТА** **СУПСТАНЦА** што се растворени, растворите на Електролитите (електролити се супстанции што дисоцираат во раствор) покажуваат **ПОГОЛЕМИ** **ПРОМЕНИ** во колигативните својства во однос на **НЕЕЛЕКТРОЛИТИТЕ**.

Пр. Кога една честичка NaCl кога ќе дисоцира ќе даде 2 јона во растворот, односно еден Na^+ и еден Cl^- јон;

викаме дека т.н. лимитирачки *van't Hoff* фактор на NaCl е 2 (2 е затоа што една „молекула„ на NaCl дава 2 јони кога ќе дисоцира)



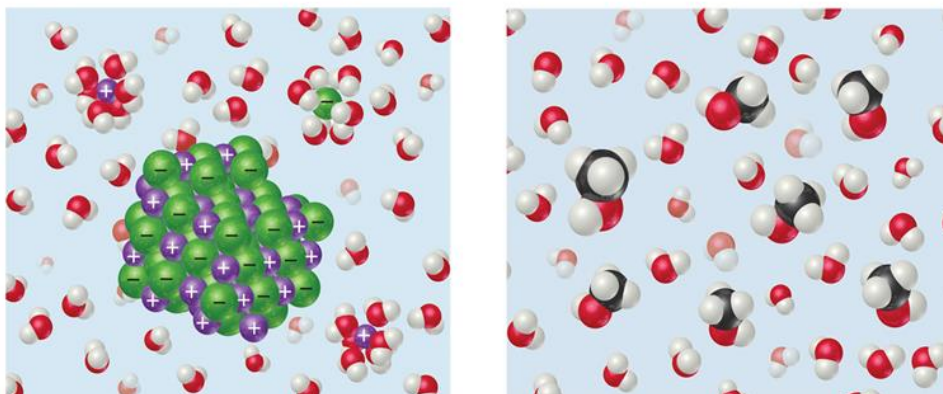
(a)

(b)

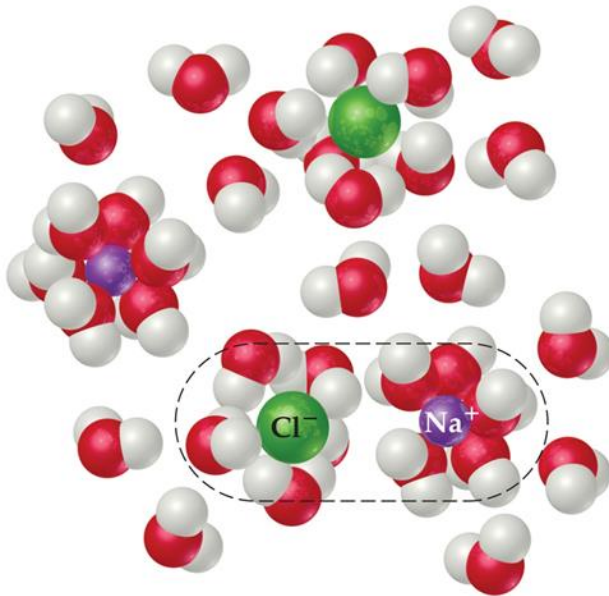
Copyright © 2006 Pearson Prentice Hall, Inc.

КОЛИГАТИВНИ СВОЈСТВА НА РАСТВОРИ ОД ЕЛЕКТРОЛИТИ

Меѓутоа, раствор на NaCl со концентрација од 1 mol/L НЕ **ПОКАЖУВА** два пати поголеми промени во температурата на мрзнење кога се споредува со на пример раствор на метанол CH_3OH чија концентрација е исто така 1 mol/L (метанол е **НЕЕЛЕКТРОЛИТ** и во вода постои како недисоцирана молекула). Со други зборови, NaCl не се однесува како да се разложил на две честички, туку на помалку.

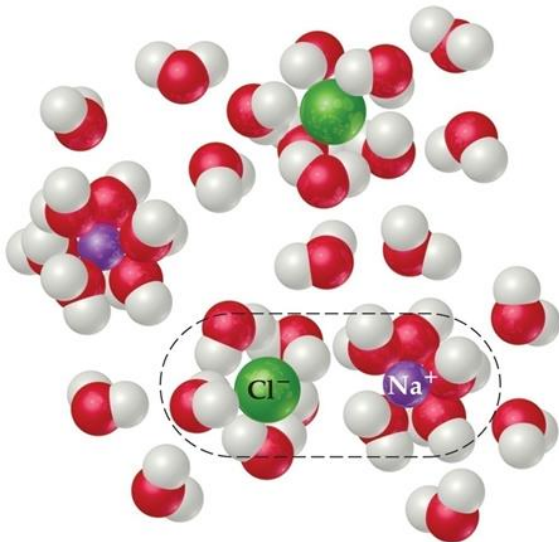


VAN'T HOFF-ОВ ФАКТОР ЗА ЕЛЕКТРОЛИТИ



Еден мол на NaCl не дава секогаш два мола на јони во вода, затоа што при високи концентрации доаѓа до ЈОНСКО СПАРУВАЊЕ на одреден број на натриумови и хлоридни јони во растворот, при што така спарените јони се однесуваат како една честичка (овој ефект е посебно изразен при повисоки концентрации на електролитите)

VAN'T HOFF ФАКТОР



Бидејќи доаѓа до спарување на одреден број на Na^+ и Cl^- јони при што *се формираат јонски парови*, вистинската концентрација на растворени јони е ПОМАЛА одошто таа што ја очекуваме теоретски од концентрацијата на растворениот цврст NaCl.

НЕКОИ ВРЕДНОСТИ ЗА VAN'T HOFF ФАКТОР ЗА ПОЗНАТИ СУПСТАНЦИ

- Јонското спарување во раствори на електролити е многу поверојатно во КОНЦЕНТРИРАНИ раствори (оние чија концентрација е поголема од 1 мол/Л)

- Тоа значи, бројот на СЛОБОДНИ честички во раствори на електролити е зависен од КОНЦЕНТРАЦИЈАТА на тој електролит.

Compound	Concentration			Limiting Value
	0.100 <i>m</i>	0.0100 <i>m</i>	0.00100 <i>m</i>	
Sucrose	1.00	1.00	1.00	1.00
NaCl	1.87	1.94	1.97	2.00
K ₂ SO ₄	2.32	2.70	2.84	3.00
MgSO ₄	1.21	1.53	1.82	2.00

ВЛИЈАНИЕ НА VAN'T HOFF-ОВИОТ ФАКТОР ВО ИЗРАЗИТЕ ЗА ТЕМПЕРАТУРНИТЕ ПРОМЕНИ КАЈ РАСТВОРИТЕ

Според тоа, кај раствори на електролити треба да се модифицираат претходните равенки за промените на темепатурите со множење на изразите со овој van't Hoff-ов фактор, i

Compound	Concentration			Limiting Value
	0.100 <i>m</i>	0.0100 <i>m</i>	0.00100 <i>m</i>	
Sucrose	1.00	1.00	1.00	1.00
NaCl	1.87	1.94	1.97	2.00
K ₂ SO ₄	2.32	2.70	2.84	3.00
MgSO ₄	1.21	1.53	1.82	2.00

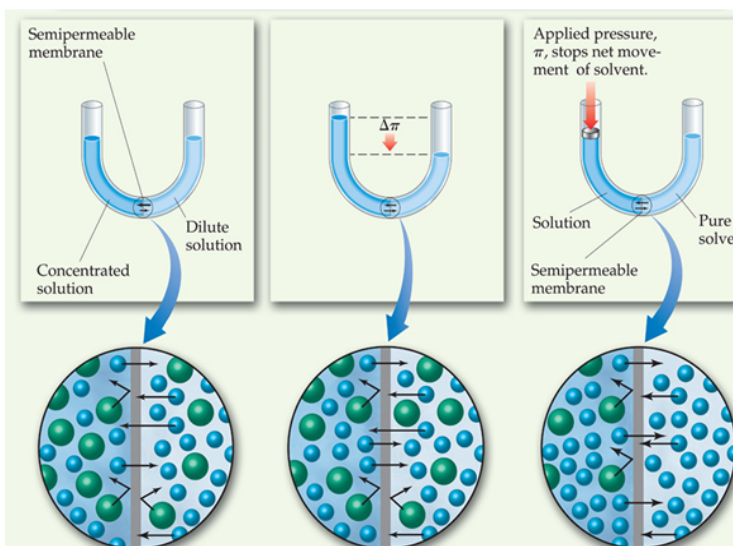
$$\Delta T_f = K_f \cdot m \cdot i$$

$i = 1$ за НЕЕЛЕКТРОЛИТИ

ОСМОЗА

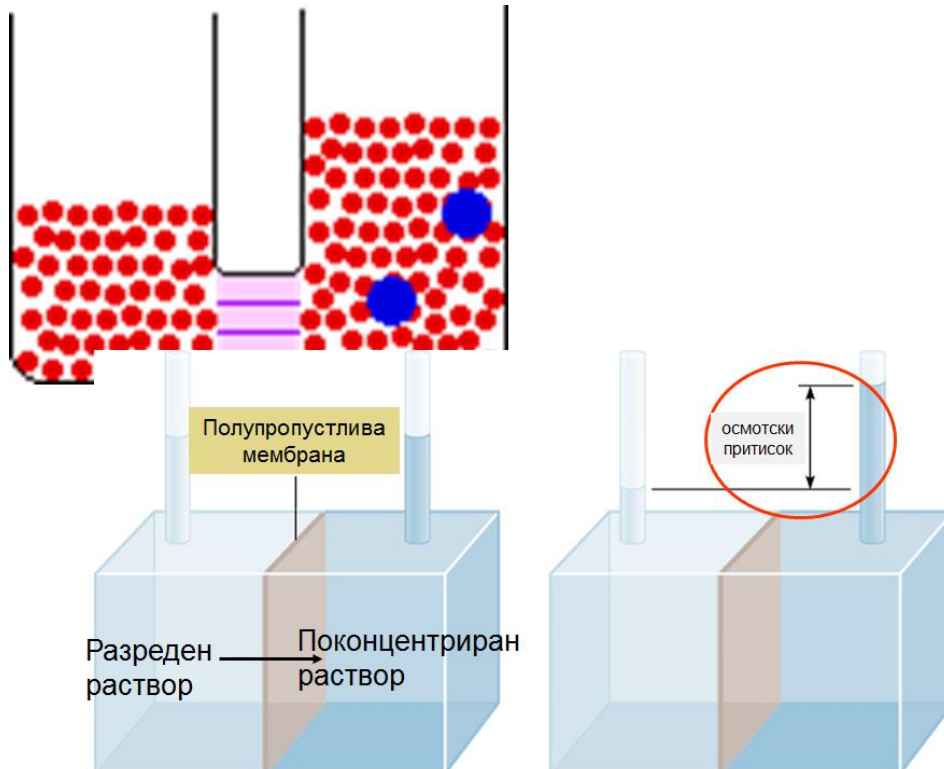
- Во природата постојат голем број на ПОЛУПРОПУСТЛИВИ МЕМБРАНИ кои овозможуваат некои честички (молекули, јони) да поминуваат низ нив, а други честички биваат блокирани и не можат да поминат низ овие мембрани.
- Во биолошките системи, најголем број од ваквите полупропустливи мембрани (како на пример клеточните мембрани) овозможуваат низ нив да поминат МОЛЕКУЛИТЕ ОД ВОДАТА, додека низ нив НЕ МОЖЕ ДА ПОМИНАТ ЧЕСТИЧКИТЕ ОД МНОГУ РАСТВОРЛИВИ СУПСТАНЦИ. Ако во клетката без проблем би влегувало све и свашта, тогаш нашите животи ќе траеле ептен кратко.

ОСМОЗА



во процесите на ОСМОЗА, ИМА ПРЕНОС НА МАСА ОД РАСТВОРУВАЧОТ (водата) ОД СТРАНАТА на мембраната во која има ПОГОЛЕМА КОНЦЕНТРАЦИЈА НА ВОДАТА (или помала концентрација на растворена супстанца) кон страна преку мембраната во која има ПОМАЛА КОНЦЕНТРАЦИЈА НА ВОДА (т.е. кон страна во која што има поголема концентрација на растворена супстанца). А штом има пренос на маса, тоа значи дека ПРИТИСОКОТ врз мембраната се менува

Водата при процесите на осмоза се стреми да ги изедначи концентрациите од двете страни на мембраната, и таа преминува преку мембраната се додека не се постигне голем притисок што може да доведе до пукање на мембраната.



ОСМОТСКИ ПРИТИСОК

- Притисокот што е неопходен да се доведе од страната на мембраната каде што имаме помалку вода, со цел да го спречи процесот на осмоза се нарекува **Осмотски притисок**, π , и е дефиниран со

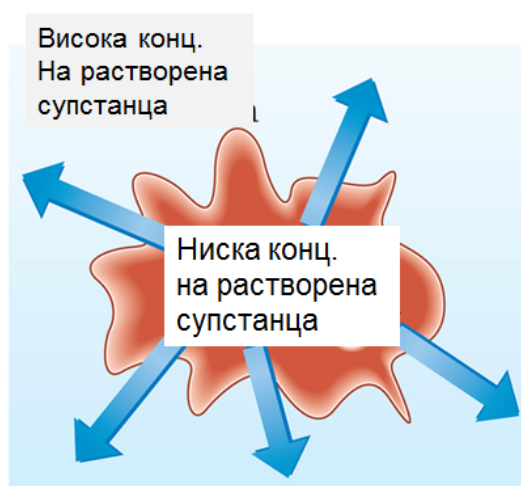
$$\pi = \left(\frac{n}{V} \right) RT = cRT$$

каде c е моларна концентрација на растворената супстанца

Ако осмотскиот притисок е еднаков од двете страни на мембраната (т.е. Ако од двете страни на мембраната имаме раствори со идентична концентрација), тогаш таквите раствори ги викаме **ИЗОТОНСКИ РАСТВОРИ**.

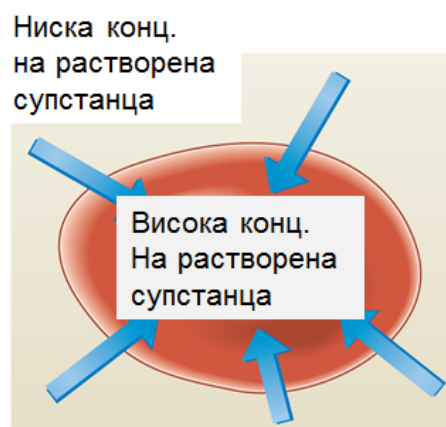
ОСМОЗАТА Е БИТНА ЗА БИОЛОШКИТЕ ПРОЦЕСИ ВО КЛЕТКИТЕ

- Ако концентрацијата на растворената супстанца **НАДВОР** од **КЛЕТКАТА** е поголема од таа во внатрешноста на клетката, таквиот раствор се нарекува **ХИПЕРТОНСКИ**.
- Во ваков случај, **ВОДАТА** ќе преминува од страната на клетката **КОН НАДВОРЕШНОСТА**, што ќе доведе до **КРЕНАЦИЈА** (сушење) на клетките.

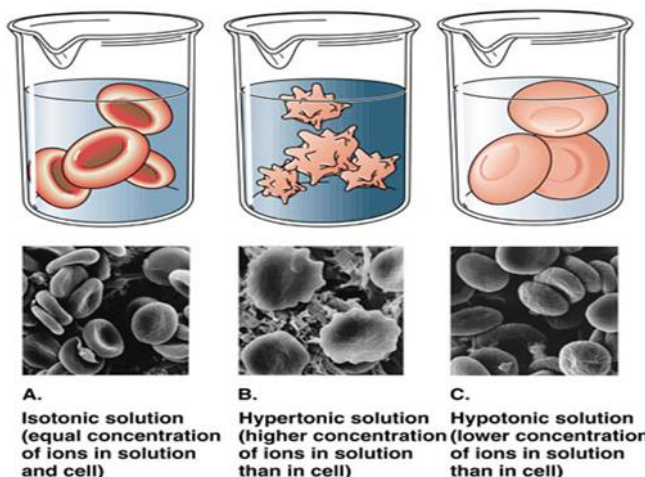


ОСМОЗАТА ВО КЛЕТКИТЕ

- Ако пак концентрацијата на растворената супстанца **НАДВОР** од клетката е **ПОМАЛА** одошто таа внатре, тогаш станува збор за **ХИПОТЕНИЧЕН раствор**.
- Во ваква ситуација, водата ќе преминува **ОД НАДВОР КОН ВНАТРЕ** во клетката, и ќе имаме процес на **ХЕМОЛИЗА** (набаврување) на клетките.



Осмозата во клетките



Copyright © 2001 by Harcourt, Inc. All rights reserved.

Клетки во околина на
Изотонски, хипертонски и хипотонски раствори

ДА ГИ ЗАПАМТИМЕ ОВИЕ ФОРМУЛИ ЗА
КОЛИГАТИВНИТЕ СВОЈСТВА НА РАСТВОРИТЕ

$$\Delta T_f = K_f \times m \times i$$

Израз за намалување на T на мрзнење на раствори во однос на T на мрзнење на чист растворувач

$$\Delta T_b = K_b \times m \times i$$

Израз за зголемување на T на мрзнење на раствори во однос на T на мрзнење на чист растворувач

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

Раулов закон за намалување на парен притисок на раствори во однос на парен притисок на чист растворувач

$$\Pi = \left(\frac{n}{V}\right) RT = MRT$$

Израз за пресметување на осмотски притисок на раствори

КОЛОИДНИ СИСТЕМИ (НЕ СЕ ВИСТИНСКИ РАСТВОРИ!!!)

Кога во еден раствор имаме СУСПЕНДИРАНИ ЧЕСТИЧКИ кои се ПОГОЛЕМИ од индивидуалните јони или молекули, но се премногу мали за да подлежат на гравитациското поле и да се исталожат, таквите раствори ги нарекуваме КОЛОИДНИ РАСТВОРИ.

TABLE 13.6 Types of Colloids

Phase of Colloid	Dispersing (solventlike) Substance	Dispersed (solute-like) Substance	Colloid Type	Example
Gas	Gas	Gas	—	None (all are solutions)
Gas	Gas	Liquid	Aerosol	Fog
Gas	Gas	Solid	Aerosol	Smoke
Liquid	Liquid	Gas	Foam	Whipped cream
Liquid	Liquid	Liquid	Emulsion	Milk
Liquid	Liquid	Solid	Sol	Paint
Solid	Solid	Gas	Solid foam	Marshmallow
Solid	Solid	Liquid	Solid emulsion	Butter
Solid	Solid	Solid	Solid sol	Ruby glass

Copyright © 2006 Pearson Prentice Hall, Inc.

TYNDALL-ОВ ЕФЕКТ КАЈ КОЛОИДНИТЕ СИСТЕМИ



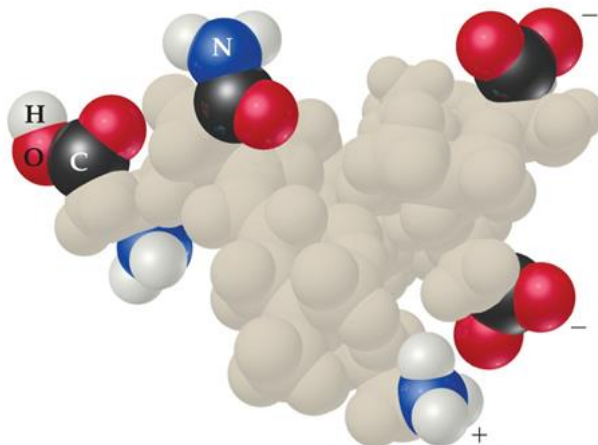
- Колоидните суспендирани честички имаат способност да ја дисперзираат светлината која паѓа во ваквите системи.
- Овој феномен е познат како Tyndall-ов ефект.



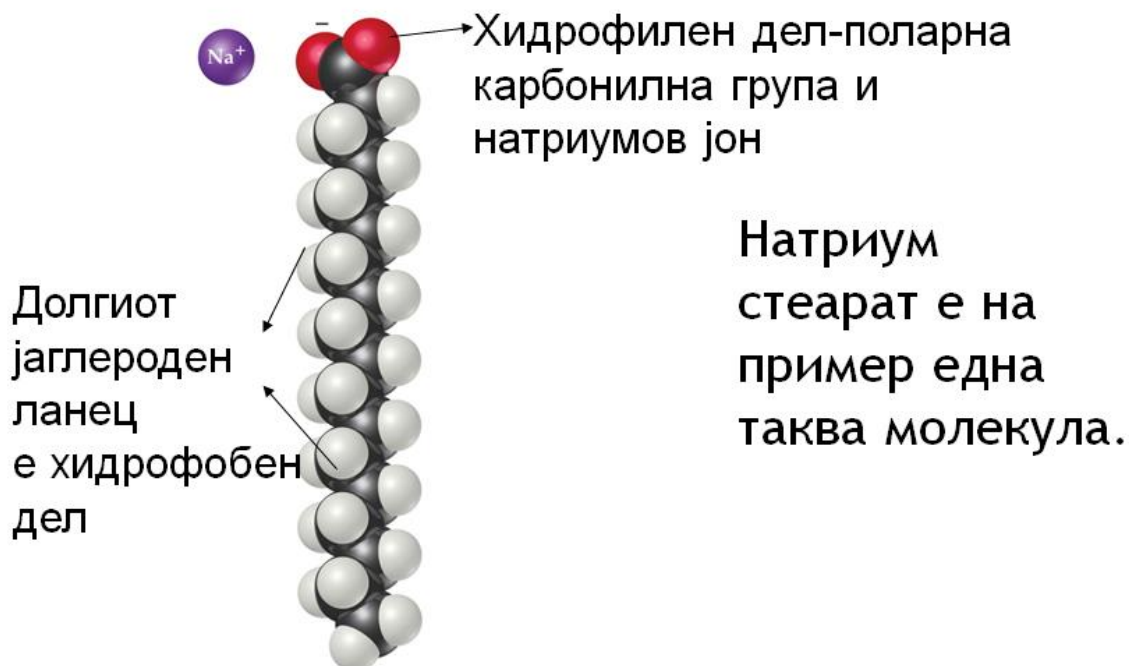
Copyright © 2006 Pearson Prentice Hall, Inc.

КОЛОИДНИ РАСТВОРИ ВО БИОЛОШКИТЕ СИСТЕМИ

Некои молекули во природата имаат во својот состав и поларен, **ХИДРОФИЛЕН** (што сака вода) крај, а истовремено и некој органски неполарен, **ХИДРОФобен** (што мрази вода) дел. Таквите супстанции се нарекуваат **АМФИФИЛНИ СУПСТАНЦИ**



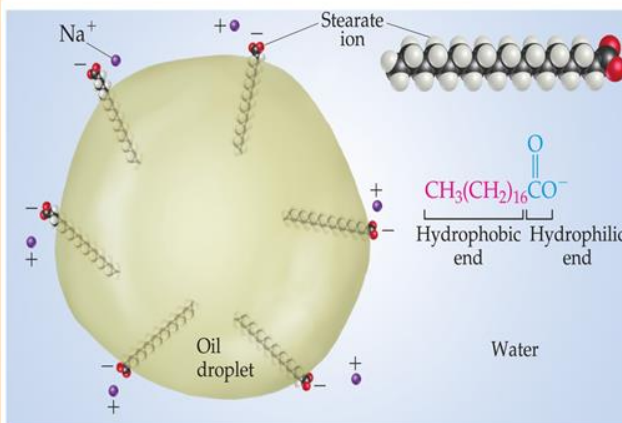
КОЛОИДНИ РАСТВОРИ ВО БИОЛОШКИТЕ СИСТЕМИ



КОЛОИДНИ РАСТВОРИ ВО БИОЛОШКИТЕ СИСТЕМИ

Ваквите молекули може да помогнат во процесите на емулзификација на голем број на масти и масла во водените раствори.

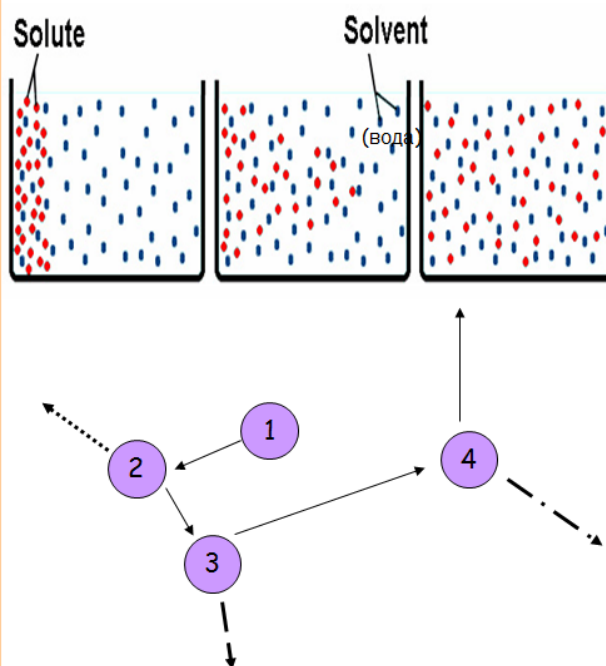
Имено, доколку во воден раствор има растворено некое масло (некоја органска супстанца на пример) кое не се меша со вода, и ставиме во тој раствор и натриум стеарат, тогаш двојниот карактер на натриум стеарат ќе му овозможи да со неговиот хидрофобен дел се обвие околу маслото, а со хидрофилниот дел ќе може да интеририра со молекулите од водата. На таков начин ќе може маслото што е нерастворливо во водата, да премине во емулзија и да може да биде искористено во биолошките процеси.



Дифузија

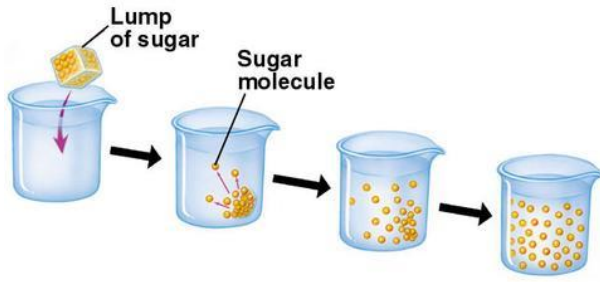
- При процесите на дифузија доаѓа до ДВИЖЕЊЕ НА МОЛЕКУЛИТЕ ИЛИ ЧЕСТИЧКИТЕ ОД РАСТВОРЕНАТА СУПСТАНЦА од местата каде што се со поголема концентрација кон местата каде што има помала концентрација на растворената супстанца во растворот. Значи движечка сила во процесите на дифузија е РАЗЛИКАТА ВО КОНЦЕНТРАЦИИТЕ на растворената супстанца во растворот.

- Движењето на честичките во процесот на дифузија е соодветно на кинетичката енергија и масата на честичките од растворената супстанца
- Кога ќе имаме подеднаква распределба на молекулите или честичките од растворената супстанца низ целиот раствор, тогаш доаѓа до состојба на рамнотежа и нема услови за дифузија

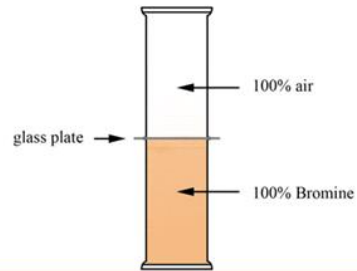
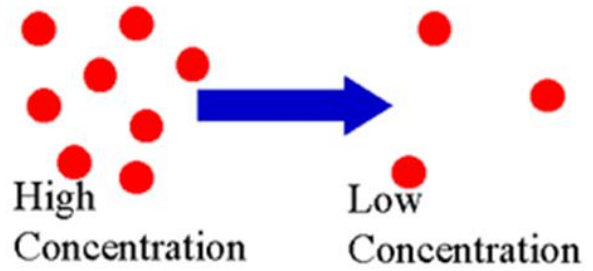


Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Diffusion

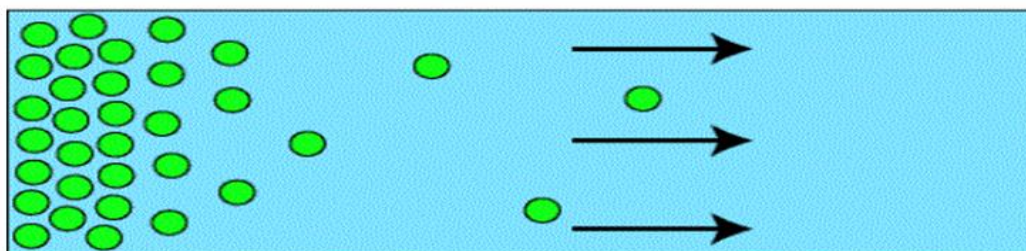


Diffusion



Дифузија на бром во воздух
(бромот е течност што лесно
испарува и на собна температура
ево форма на гасовита суспенција)

дифузија



Висока концентрација

Ниска концентрација

● Честички од растворена супстанца

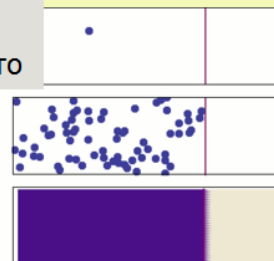
Solute transport is from the left to the right; movement of the solutes is due to the concentration gradient (dC/dx).

За да постои процес на дифузија, велиме дека Треба да постои концентрациски градиент (разлика во концентрацији) на растворената супстанца во даден раствор. Тој концентрациски градиент се означува со dc/dx

Процесите на дифузија се опишани со Фиковите закони, кои ги имаат следните форми:

Прв **Fick-ов закон**-кажува како флуксот на супстанцата што дифундира зависи од Концентрацискиот градиент. Т.е. од разликите во концентрациите на таа супстанца како функција од растојанието

J е флуксот на супстанцата што дифундира, D е коефициент на дифузија, има единици m^2/s (D е пропорционален со температурата, вискозитетот, а зависи од природата на супстанцата); за биолошки супстанции има вредност од 10^{-11} до $10^{-10} m^2/s$ dc/dx е концентрациски градиент.



$$J = -D (dc/dx)$$

Втор **Fick-ов закон**-ни кажува како дифузијата предизвикува промени во концентрацијата со текот на времето

$$(dc/dt) = D(d^2c/dx^2)$$

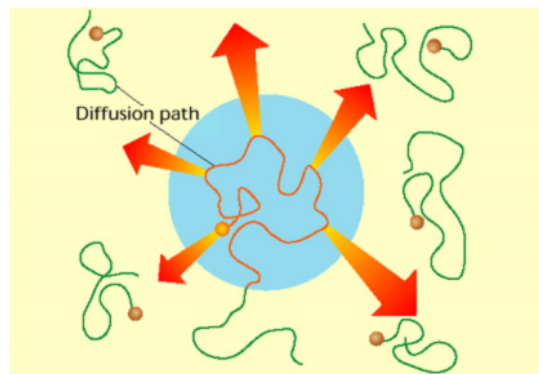
ИЗРАЗОТ ШТО ГИ ПОВРЗУВА РАСТОЈАНИЕТО ШТО ЕДНА ЧЕСТИЧКА МОЖЕ ДА ГО ПОМИНЕ СО ДИФУЗИЈА И ВРЕМЕТО Е ДАДЕН СО РАВЕНКАТА:

$$t \approx \frac{x^2}{2D}$$

t-време (s)

x- растојание што честичката може да го помине со дифузија (cm)

D-коэффициент на дифузија (cm²s⁻¹)



$$t \approx \frac{x^2}{2D}$$

ДА ЈА ЗАПАМТИМЕ ОВАА РЕЛАЦИЈА!!!

ТАА ЌЕ НИ КАЖЕ КАКО ДА ГО ПРЕСМЕТАМЕ РАСТОЈАНИЕТО (x) ШТО ДАДЕНА ЧЕСТИЧКА ЌЕ ГО ПОМИНЕ СО ДИФУЗИЈА ПРИ ОДРЕДЕНО ВРЕМЕ (t).

ИСТО ТАКА, ОД ОВАА РЕЛАЦИЈА МОЖЕ ДА СЕ ПРЕСМЕТА И ВРЕМЕТО (t) ШТО Е ПОТРЕБНО ДА СЕ ПОМИНЕ ДАДЕНО РАСТОЈАНИЕ X (ДОКОЛКУ СЕ ЗНАЕ КОЕФИЦИЕНТОТ НА ДИФУЗИЈА D).

ПОКРАЈ ТОА, ОД ОВАА РЕЛАЦИЈА МОЖЕ ДА СЕ ПРЕСМЕТА И КОЕФИЦИЕНТОТ НА ДИФУЗИЈА (ИЗВЕДИ ГИ САМИОТ ИЗРАЗИТЕ ЗА x и D од горната равенка)

Транспорт на молекули низ клеточни мембрани

Сидовите на на клетките претставуваат природни мембрани преку кои се врши размена на маса на клетките со околината. Структурата на овие мембрани е доста комплицирана, изградени се од фосфолипиди, холестерол, и многу протеини. Структурата на клетките е липофилна т.е. тоа е огранска структура која што не сака многу низ неа да поминуваат супстанции што се добро растворливи во вода. Постојат неколку начини на премин на материја преку клеточните мембрани и тие се главно зависни од природата на супстанцата што треба да премине низ мембраната.

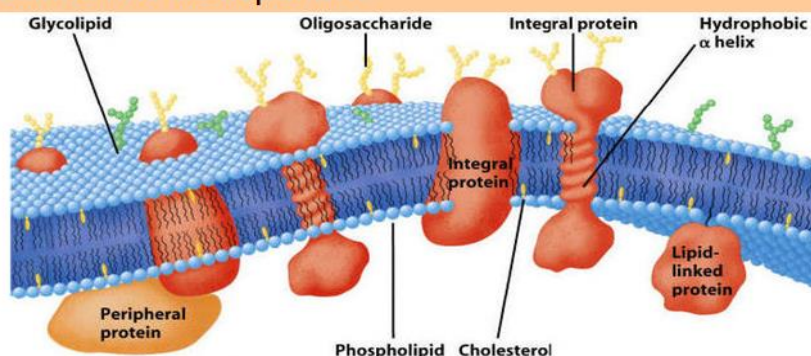


Figure 9-26 Fundamentals of Biochemistry, 2/e © 2006 John Wiley & Sons

Транспорт на молекули низ клеточни мембрани

• Пасивен транспорт

- Движење на молекули низ полупропустлива мембрана
- не е потребна додатна енергија

• Активен транспорт

- Е движење на молекули низ полупропустлива мембрана во насока СПРОТИВНА на концентрацискиот градиент (молекули се движат од места со пониска кон места со пониска концентрација!)
- за овој транспорт е потребна енергија, најчесто од - ATP

• Олеснета дифузија

- При овој тип на дифузија, молекулите се движат низ мембраната со помош на некој протеин за кој се врзуваат и тој ги пренесува
- не е потребна енергија

