

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ РАСТВОРИ

ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

- **Дисперзија** (лат.) распршивање, расипање
- Дисперзни систем је смеша у којој су једна или више супстанци распршене у некој другој супстанци у облику ситних честица
- Дисперзионо средство – супстанца у којој се врши дисперзија
- **Диспергована фаза** – супстанца(е) које се диспергују

ПРАВИ РАСТВОРИ

- **Хомогене смеше две или више супстанци**
- **Састоје се од најмање две компоненте**
- **Растварач**
- **Растворна супстанца (растворак)**
- **Прави раствори се деле према агрегатном стању**

ПРОЦЕС РАСТВАРАЊА

- температуре
- природе растворене супстанце и растварача

**Врсте интеракција од којих зависи
растварање:**

- растворена супстанца - растворена супстанца
- растварач – растварач
- растворена супстанца - растварач

Пример растварања NaCl

- Водоничне везе између молекула воде се раскидају
- кристали NaCl се разлажу на Na^+ и Cl^-
- настају везе јон –дипол
- јони су хидратисани

СОЛВАТАЦИЈА

је окруживање честица растворене супстанце молекулима растварача

ХИДРАТАЦИЈА (за водени раствор)

Хидратација је јако егзотерман процес за:

- **јоне**
- **поларне молекуле**

→ Јаке менумолекулске интеракције:

поларни молекули воде - јони растворене супстанце

поларни молекули воде - поларни молекули растворене супстанце

Растварање као равнотежни процес

- растварање: $\text{растворак} + \text{растварач} \rightarrow \text{раствор}$
- кристализација: $\text{раствор} \rightarrow \text{растворак} + \text{растварач}$
- збирно: $\text{растворак} + \text{растварач} \rightleftharpoons \text{раствор}$

ЗАСИЋЕНОСТ РАСТВОРА И РАСТВОРЉИВОСТ

Незасићени раствори: садрже мање од *максималне количине* раствора раствореног у растварачу на одређеној температури

Засићени раствори: садрже *максималану количину* раствора раствореног у растварачу на одређеној температури

Презасићени раствори: садрже више од *максималне количине* раствора раствореног у растварачу на одређеној температури

ЗАСИЋЕНИ РАСТВОР

- Раствор у коме је растворена максимална количина супстанце у датом растварачу, на датој температури је засићени раствор.
- У засићеном раствору успостављена је динамичка равнотежа између процеса растварања и кристализације.
- Садржај растворне супстанце у засићеном раствору је сталан.

ПРЕЗАСИЋЕНИ РАСТВОРИ

Садрже више растворене супстанце него засићени раствори. Веома су нестабилни.

РАСТВОРЉИВОСТ

- Растворљивост је мерило способности неке супстанце да се раствара у датом растварачу.
- Состав засићеног раствора је квантитативно мерило растворљивости неке супстанце.
- Може се изражити на различите начине:
- **Растворљивост** је број грама раствора који се раствара у 100 g растварача на датој температури дајући засићен раствор

ФАКТОРИ КОЈИ УТИЧУ НА РАСТВОРЉИВОСТ

- Поред врсте растворне супстанце и растварача на растворљивост највише утиче температура.
- На растворљивост гасова у течностима поред температуре још утиче и притисак.

СЛИЧНО СЕ РАСТВОРА У СЛИЧНОМ

Растворљивост течности у течностима

Постоје три могућности:

1. Потпуно мешање, нема два слоја. (Мешљиве течности)
2. Не мешају се, има два слоја при свим температурама. (Немешљиве течности)
3. Ограничено мешање, постоје два слоја до одређене температуре а онда систем прелази у потпуно мешање

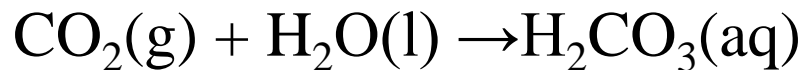
Растворљивост гасова у течностима

Растворљивост гасова у течностима зависи од:

- Природе гаса и растварача
- Температуре
- Притиска гаса који је у додиру са течностима

Утицај природе гаса

- Гасови који хемијски не реагују са водом слабо се у њој растварају (H_2 , O_2 , N_2 , CO , He)
- Гасови који се добро растварају у води са њом реагују хемијски (CO_2 , NH_3 , HCl ...)



Утицај притиска

Хенријев закон

Растворљивост гасова при константној температури управо је пропорционална притиску гаса над течностју.

$$C_g = k \cdot P_g$$

Квантитативи састав раствора

У ПРАКСИ СЕ НАЈЧЕШЋЕ КОРИСТИ:

- **Удео масе**
- **Масена концентрација**
- **Количинска концентрација**
- **Моалитет**

Удео масе

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

Број грама растворене супстанце у 100 г раствора

У пракси се користе:

% проценат (број грама растворене супстанце у 100 г раствора)

‰ промил (број грама растворене супстанце у 1000 г раствора)

ppm (parts per million)

ppb (parts per bilion)

Масена концентрација

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

Број грама растворене супстанце у 1 dm³ раствора

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

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

Колочинска концентрација

$$c(B) = \frac{n(B)}{V_{\text{RASTVORA}}} \quad \boxed{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} \quad \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Број молова растворене супстанце у 1 dm³ раствора

Означава се као: c, [], M

M (моларитет)

- стара ознака за количинску концентрацију
- користи се и данас

$$1 \text{ M} = 1 \text{ mol/dm}^3$$

Моалалитет

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

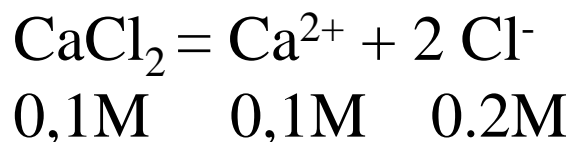
Број молова растворене супстанце у 1 kg растварача

Означава се као: m

Колигативне особине раствора

Колигативне особине раствора зависе само од концентрације растворених супстанци а не зависе од природе растворене супстанце.

Ако су у раствору јони онда ове особине зависе од збира концентрација катјона и анјона.



Укупна концентрација
јона у раствору је 0,3M

Колигативне особине раствора су:

- снижење напона паре раствора
- повећање тачке кључања раствора
- снижење тачке мржњења раствора
- осмотски притисак

Снижење напона паре раствора

При додавању неиспарљивих
састојака растварачу напон паре
добијеног раствора постаје нижи од
напона паре чистог растварача.

Снижење напона паре раствора

I Раулов закон

Снижење напона паре растварача изнад раствора на константној температури директно је пропорционално молском уделу растворне супстанце.

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

Снижење тачке мржњења раствора

Повећање тачке кључања раствора

Снижење тачке мржњења раствора односно повећање тачке кључања раствора пропорционално је молалитету раствора.

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

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

Δt_m - повишење температуре кључања раствора у односу на растварач (K)

Δt_k - снижење температуре мржњења раствора у односу на растварач (K)

$b(B)$ - (mol/kg) **молалитет** растворене супстанце

K_e, K_k - (K kg/mol) константе зависе само од природе растварача

Снижење тачке мржњења раствора

Повећање тачке кључања раствора

Ебулиоскопија : повишење температуре кључања раствора у односу на растварач

K_e - ебулиоскопска константа

Криоскопија: снижење температуре мржњења раствора у односу на растварач

K_k - криоскопска константа

Изрaчунавање M_r

$$\Delta T = K \cdot b(B) = K \frac{n_B}{m_A} = K \frac{\frac{m_B}{M_B}}{m_A} = K \frac{m_B}{M_B m_A}$$

$$M_B = \frac{K m_B}{\Delta T m_A}$$

K	K_k или K_m	$K \text{ kg/mol}$
ΔT	ΔT_m или ΔT_k	K
m_B	маса раст. суп.	g
m_A	маса растварача	kg

ДИФУЗИЈА

Дифузија: слободно кретање честица растворене супстанце и растварача при чему долази до изједначавања концентрација у целој запремини раствора (равномерно распоренивање).

ОСМОЗА

- Продирање или премештање молекула воде (растврача) кроз полупропустљиву мембрану у правцу веће концентрације растворене супстанце назива се осмоза.
- Полупропустљива мембрана има особину да пропушта само молекуле растврача а задржава молекуле растворне супстанце.

Осмотски притисак

- Осмотски притисак је онај притисак који треба дати раствору да би се прекунула осмоза, то јест да се задрже молекуле растварача од проласка у раствор кроз полупропустљиву мембрану.
- Осмотски притисак је пропорционалан концентрацији раствора и апсолутној температури.

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

Биолошка и биомедицинска важност осмозе

- Полупропустљивост *ћелијске* мембране омогућава осмозу !
- *Изо-осмотски* раствори су раствори једнаког осмотског притиска.
- Ћелијска мембрана није полупропустљива само за воду него и за неке друге сустанце.

Биолошка и биомедицинска важност осмозе

➤ У односу на ћелију раствор може бити:

Хзотоничан: растор у коме ћелија *не бубри* (не прима воду)
и *не смежурава* се (не губи воду)

Хипертоничан: ћелија губи воду

Хипотоничан: ћелија прима воду

Биолошка и биомедицинска важност осмозе

Дијализа : дифузија кроз полупропустљиву мембрану, пропустљиву за мале јоне и мале молекуле, а непропустљива за велике молекуле и колоидне честице.

Хемодијализа: уклањање штетних производа метаболизма код особа код којих је поремећен рад бубрега

Колоидни раствори

Колоидни раствори су **дисперзни системи** (раствори) у којима је **диспергована фаза** (растворене супстанца) фино (хомогено) распоредјена у **дисперзном средству** (растварачу), а величина честице **дисперговане фазе** (растворене супстанце) се креће од 1-100 nm.

Колоидни раствори су веома важна група раствора јер овој групи раствора припадају за нас веома важни системи као што су крв, лимфа, млеко, итд.

Према агрегатном стању постоји неколико колоидно дисперзних система који су приказани у следећој табlici

Колоидни раствори

Код колоидних система најчешће се срећемо са растворима код којих је дисперзна фаза (растворена супстанца) чврста, а растварач течан.

Овакав колоидни раствор називамо **сол**, а како се и код колоидних система најчешће срећемо са водом као растварачем овакав раствор називамо **хидросол**.

Уколико је овакав систем мало чвршће коегзистенције (получврст, пихтијаст, желатинозан) називамо га **гел**.

Врсте колоида

1. Молекуларни колоиди

Молекуларни колоиди садрже дисперзну фазу (растворену супстанцу) углавном растворену у растварачу у облику својих молекула.

Медјутим, молекули дисперзне фазе су полимери и веома велики а како превазилазе доњу границу колоида од 1 nm убрајамо их у колоидне растворе.

Такав систем је, на пример, млеко (колоидно растворене масти и протеини у води, али у истом млеку шећер и минерали граде прави раствор), крв (колоидно растворени, пре свега, протеини од којих је најважнији хемоглобин), лимфа (протеини у води), водени раствор сапуна (колоидно растворене натријумове соли виших масних киселина), итд.

2. Мицеларни или асоцијациони колоиди.

Мицеларни или асоцијациони колоиди садрже честице које су добијене асоцијацијом већег броја основних молекула мале молекулске масе у једну честицу.

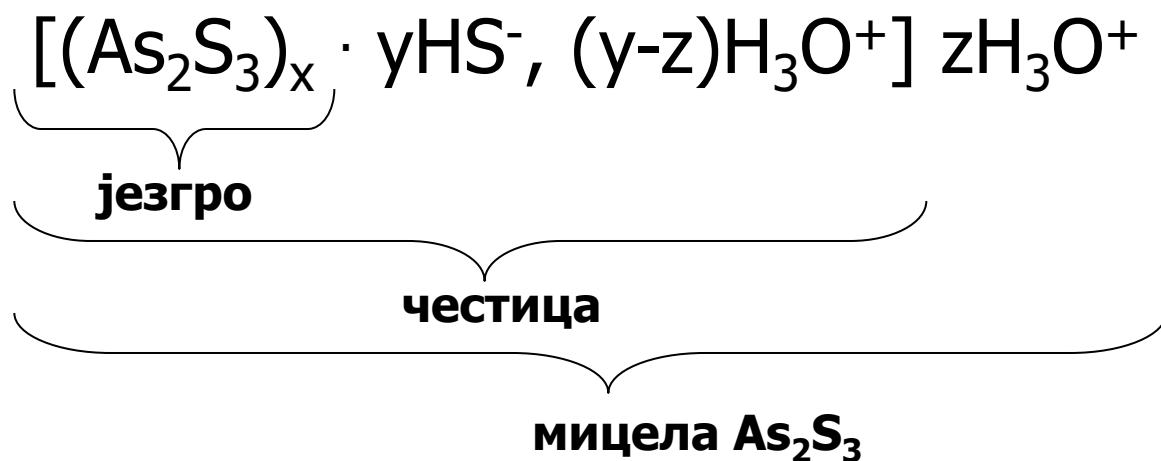
Оваква честица се назива ***мицела***.

Овакав тип колоида дају нерастворни у растварачу хидроксиди, киселине и соли, на пример, NaCl у бензену, $\text{Al}(\text{OH})_3$ у води, итд.

Због асоцијације молекула у веће честице ови раствори показују мањи осмотски притисак, мање снижење напона паре и тачке мржњења раствора и мање повећање тачке кључања у односу на очекиване вредности ових величина с обзиром на број молова супстанце.

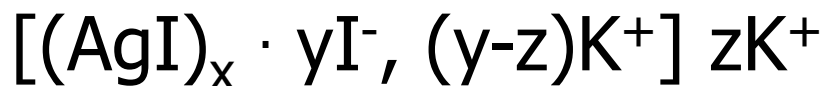
Мицеларни или асоцијациони колоиди

Пример:

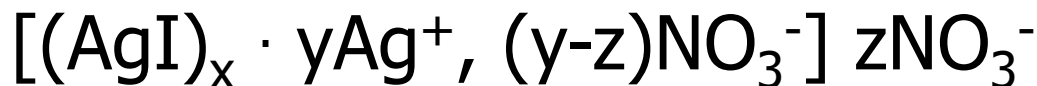


Мицеларни или асоцијациони колоиди

Пример:



Негативна честица AgI



Позитивна честица AgI

Подела колоида

На бази количине растварача који окружује колоидну честицу колоидне растворе делимо на:

1. лиофилне и

2. лиофобне,

а ако је вода растварач на:

1. хидрофилне и

2. хидрофобне.

Леофилни (хидрофилни) колоиди су колоидни системи у којима је колоидна честица обавијена већим бројем молекула растварача (воде), док код лиофобних (хидрофобних) колоида колоидна честица није обавијена молекулима растварача (воде).

Хидрофобни колоиди

➤ Колоиди овога типа, с обзиром да немају афинитет према дисперзионом средству, адсорбују из раствора позитивне или негативне јоне, па су све честице истоимено наелектрисане.

Због овог наелектрисања колоидни раствор је стабилан.

Дестабилизација колоида

Коагулација

- Коагулација је укрупњавање колоидних честица.
- Седиментација је појава видљивог таложења.
- Хидрофобни колоиди се дестабилизују неутралисањем њихових наелектрисања
- Дестабилизација се изводи додавањем јона супротног наелектрисања (који се адсорбује) – **исољавање**
- С обзиром да је код лиофилних колоида колоидна честица обавијена слојем молекула растварача потребна је велика количина електролита да би разорила овај **заштитни слој**.

Пептизација

- У многим случајевима коагулисане колоидне честице можемо поново превести у колоидни раствор. Овај процес се назива **пептизација**, а сам колоид *реверзибилни колоид*.
- Уколико исталожене, коагулисане колоидне честице не можемо поново вратити у колоидни раствор такав колоид називамо **иреверзибилни колоид**.
- По правилу су лиофилни колоиди реверзибилни, а лиофобни иреверзибилни колоиди.

Методе за добијање колоида

1. Метода дисперзије

2. Метода кондензације

Метода дисперзије се састоји у уситњавању честица дисперзне фазе до димензија колоидних честица и њиховој пептизацији у дисперзионом средству (растварачу).

Метода кондензације се састоји у поступцима да се из честица величине молекула или јона добију честице величине колоидне честице.

Код многих таложења и кристализација, под одредјеним условима, добијају се колоидни раствори.

ХЕМИЈСКА КИНЕТИКА

ХЕМИЈСКА КИНЕТИКА

Хемијска кинетика је део хемије који се бави проучавањем брзине одвијања хемијских реакција.

Проучава:

- брзину хемијске реакције
- утицај појединих фактора на брзину реакције
- механизам одвијања реакције

ОДВИЈАЊЕ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

ТЕОРИЈА СУДАРА

Да би дошло до реакције између молекула, атома или јона реактаната њихове честице морају међусобно да дођу у непосредан контакт, додир, односно да се **сударе**.

Како постоје две врсте судара *еластични* и *нееластични*, само нееластични може довести до реакције.

Да би нееластични судар био *ефикасан судар*, односно судар који доводи до реакције, честице које међусобно реагују морају имати *довољну енергију*.

Да би дошло до хемијске реакције честице треба да се сударе са *повољном оријентацијом*.

ЕНЕРГИЈА АКТИВАЦИЈЕ

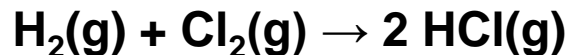
Енергија активације, E_a , је минимална енергија потребна за почетак хемијске реакције

ПОДЕЛА ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА ПРЕМА БРОЈУ ФАЗА

Хомогене хемијске реакције

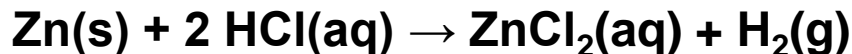
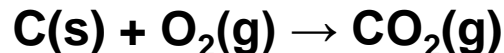
су оне које се одигравају у хомогеном систему, односно систему који се састоји из само једне фазе.

Реакције гасова:



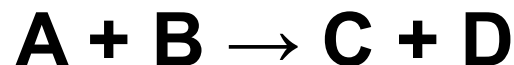
Хетерогене хемијске реакције

одвијају се на границама две или више фаза.



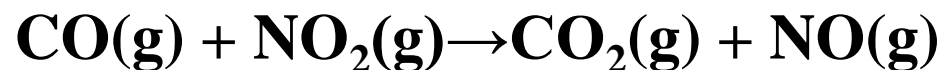
БРЗИНА ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Брзина хемијске реакције је промена концентрације реактаната или производа реакције у јединици времена.



$$v = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

$$v = \frac{d[C]}{dt} = \frac{d[D]}{dt} = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt}$$

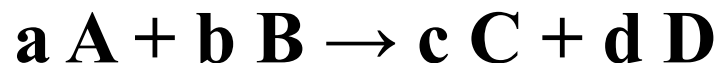


$$\mathbf{v = - \Delta[CO] / \Delta t}$$

$$\mathbf{v = + \Delta[CO_2] / \Delta t}$$

БРЗИНА ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

За хемијску реакцију приказану општом хемиском једначином:



Брзина реакције се може изразити као:

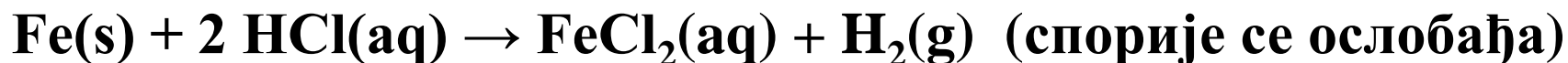
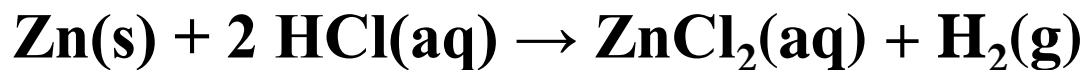
$$v = - 1/a \, d[A]/dt = - 1/b \, d[B]/dt = + 1/c \, d[C]/dt = + 1/d \, d[D]/dt$$

ШТА УТИЧЕ НА БРЗИНУ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ ?

- Природа реактаната и производа реакције
- Концентрација реактаната
- Температура
- Додирна површина
- Зрачење
- Притисак
- Присуство катализатора

Природа реактаната и продуката

Брзина хемијске реакције зависи пре свега од природе реактаната, мада не постоји уопштено квантитативно мерило ове зависности.



Утицај концентрације реактаната

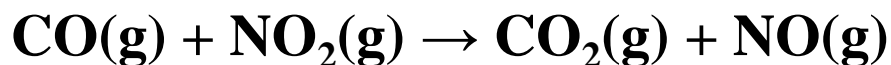
Guldberg i Vage – брзина хемијске реакције пропорционална је активним масама реагујућих супстанци

Guldberg – Vageov закон (Закон о дејству масе)

Брзина је управо пропорционална производу концентрације реактаната.

ЗАКОН о дејству маса или закон о брзини реакције:

При константној температури брзина хомогене реакције је сразмерна производу концентрације реактаната.



$$v = k[\text{CO}][\text{NO}_2] \quad k - \text{константа брзине реакције}$$

- k – представља брзину реакције при јединичним концентрацијама реактаната**
- је константно при одређеној температури за дату реакцију**
 - се не мења са променом концентрације реактаната**

$aA + bB \rightarrow$ производи

$$v = k[A]^a[B]^b$$

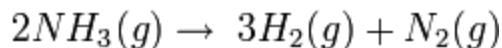
Експоненти у изразу за брзину хемијске реакције
одређују *ред реакције*:

$$a = 1 \quad \text{и} \quad b = 2$$

Реакција је првог реда у односу на А, а другог реда
у односу на В.

Укупни ред реакције једнак је збиру експонената, па
је ова реакција трећег реда.

Реакције нултог реда – брзина реакције је независна од
концентрације реактаната.



Према броју молекула који учествују у хемијској реакцији,
односно према молекуларности реакције се деле на:

- мономолекулске (учествује само један реактант)



$$v = k[A]$$

најчешће су првог реда



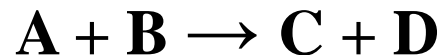
није мономолекулска

$$v = k[O_2]$$

ово је реакција псеудо
(привидно) првог реда

У израз за брзину реакције улазе само гасовите (g) или
растворене супстанце (aq), а чврсте (s) и течне (l) не.

- бимолекулске (учествује два молекула)



$$v = k[A] [B] \quad \text{најчешће су другог реда}$$

- тримолекулске (учествује три молекула)

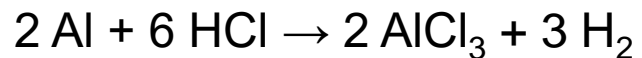


$$v = k[A] [B] [C] \quad v = k[A]^2 [B]$$

Величина додирне површине код хетерогених реакција

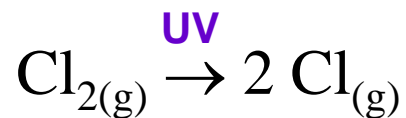
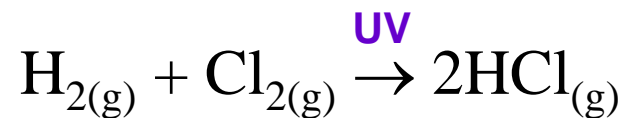
Брзина хемијске реакције је пропорционална величини додирне површине.

- Има значаја само када се реакција одиграва између две фазе.



Зрачење

Енергија у облику зрачења повећава брзину хем. реакције.



Притисак

**У гасној фази: повећање притиска доводи до повећања
брзине реакције (повећава се концентрација).**

У течној фази: нема већег значаја.

Утицај температуре

Van't Hof (1884. године) је уочио да се брзина хемијске реакције повећава са температуром, независно од тога да ли је процес егзотерман или ендотерман и дао је једно правило познато под именом *Van't Hofovo pravilo*:

При повећању температуре за 10°C брзина хемијске реакције се повећава за 2 до 3 пута.

Утицај температуре на брзину хемијске реакције делимично објашњава *теорија судара*, а веома успешно *теорија активираног комплекса или прелазног стања*.

Теорија судара

Основни услов да дође до реакције је да дође до судара молекула да би они међусобно реаговали.

Са повећањем температуре долази до повећавања кинетичке енергије честица, а са повећањем кинетичке енергије повећава се и брзина кретања честица.

На тај начин вероватноћа судара молекула реактаната је већа.

Судари морају имати довољну енергију да савладају одбојне силе које потичу од међусобног одбијања електронских облака молекула који се сударају.

Овај минимум енергије се назива *енергија активације*. Иако многи молекули могу имати енергију једнаку или већу од енергије активације њихови судари не морају бити и *ефикасни*.

Теорија активираног комплекса или прелазног стања

По теорији активације, у хемијској реакцији учествују само **активни молекули**, односно молекули који морају имати одређену количину енергије, **енергију активације**.

Константа брзине хемијске реакције k није пропорционална укупном броју молекула система већ **само броју активних молекула у систему**.

Што је већи број активних молекула већа је константа брзине реакције, а самим тим и брзина реакције.

Активност молекула може бити последица:

1. веће кинетичке енергије молекула
2. побуђеног стања молекула

И неактивни молекули могу постати активни. То се може постићи на неколико начина:

- 1. Повећањем кинетичке енергије молекула загревањем, односно повећањем температуре система.*
- 2. Повећањем унутрашње енергије молекула апсорпцијом енергије у облику кваната светлости.*
- 3. Грађењем слободних атома или радикала у реакционом систему као резултат хомолитичког раскидања хемијске везе између атома у молекулу.*
- 4. Грађењем јона. Јони могу настати као последица јонске везе или хетеролитичког раскидања ковалентне везе због разних фактора (утицаја растварача, светлости, присутних супстанци, итд.).*

Уколико је енергија активације E_a виша молекули реактаната морају имати вишу енергију да би међусобно реаговали њихова реакција ће бити спорија.

Ако је укупна енергија реактаната А и В виша од укупне енергије производа реакције С и D при реакцији ће се вишак енергије ослобађати и то обично у облику топлотне енергије коју називамо ***топлотом реакције***, а саму реакцију ***егзотермна реакција*** односно ***егзотермни процес***.

Ако је случај обрнут реакција је ***ендотермна***.

Аренијусова једначина

Активациона енергија

Константа брзине

Константа

Математички фактор

Гасна константа

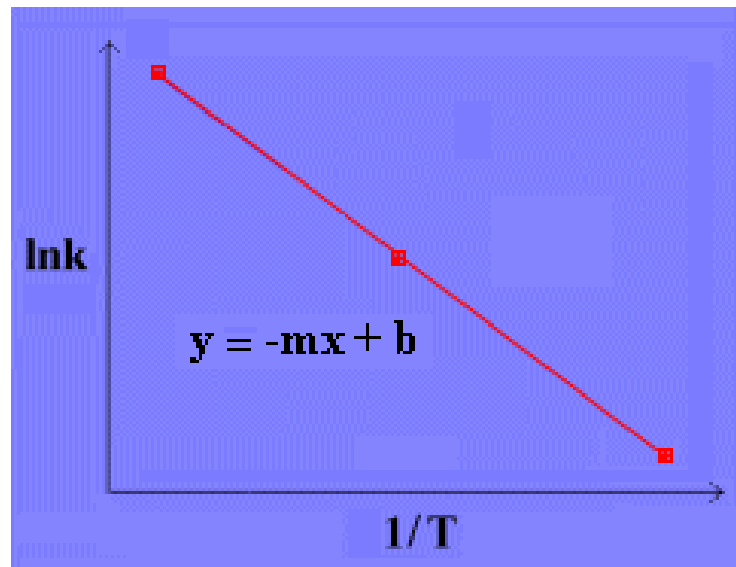
Температура у К

$$k = Ae^{-\frac{E_A}{RT}}$$

The diagram illustrates the Arrhenius equation, $k = Ae^{-\frac{E_A}{RT}}$, with red arrows pointing from descriptive labels to the corresponding parts of the equation. The label 'Активациона енергија' points to E_A . 'Константа брзине' points to k . 'Константа' points to A . 'Математички фактор' points to the exponential term $e^{-\frac{E_A}{RT}}$. 'Гасна константа' points to R . 'Температура у К' points to T .

Аренијусова једначина

$$\ln k = \ln A - \frac{E_A}{RT}$$



Утицај катализатора

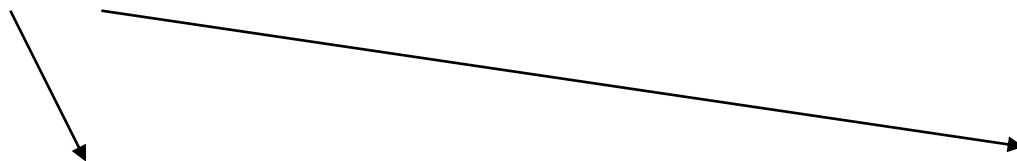
Утицај катализатора

Одавно се зна да чак и мале количине неких супстанци убрзавају хемијске реакције, али се дуго није знало на који начин катализатори убрзавају хемијске реакције.

Име *катализатори*, име за супстанце које убрзавају хемијске реакције, потиче од Берцелијуса (J.J. Berzelius).

Саму појаву убрзавања хемијске реакције називамо *катализом*.

Катализа је реакција која се врши у присуству катализатора.



Хомогена катализа –

Катализатори и реактант
истог агрегатног стања

Хетерогена катализа –

Катализатор и реактант
различитог агрегатног стања

ИНДУСТРИЈСКИ ЗНАЧАЈ

Хетерогена катализа

- хидрогенизација биљног уља у маргарин.
- производња сумпорне киселине
- производња амонијака

Утицај катализатора

КАТАЛИЗАТОРИ су супстанце које убрзавају хемијску реакцију, а при томе се хемијски не мењају.

ИНХИБИТОРИ су супстанце које успоравају брзину хемијске реакције.

Катализатори имају следеће особине:

1. Катализатор убрзава само реакцију која је могућа, односно која се одвија и сама од себе али без катализатора споро.
2. Једна супстанца може бити катализатор само за одређену реакцију.
3. Гледајући почетно и крајње стање из реакције излази непромењен.

Реактанти + катализатор → Производи + катализатор

4. За убрзавање реакције потребно је узети мале количине катализатора и та исти количина катализатора може убрзавати реакцију бесконачно дуго.

5. Катализатор убрзава хемијску реакцију али не мења положај хемијске равнотеже

6. Постоје реакције у којима један од производа реакције игра улогу катализатора - аутокатализа.

7. Катализатор утиче на брзину хемијске реакције због тога што реагује са реактантама дајући активирани комплекс или прелазно стање које има нижу енергију него активирани комплекс кад реактанти реагују без катализатора.

Инхибитори

1. Реагују са катализатором.

2. Повећавају енергију активације.

Инхибитор гради са реактантама активирани комплекс али, за разлику од активiranог комплекса са катализатором, овај активирани комплекс је више енергије од активiranог комплекса у реакцији кад нема инхибитора.

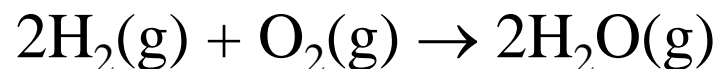
Хемијска равнотежа

- Раније се сматрало да су све реакције *иреверсне*, то јест да се одигравају све док се једна од компоненти не потроши. Међутим, производи могу такође да реагују и да дају полазне супстанце. Овакве реакције се називају *реверзне* реакције.
- **Динамичка равнотежа** се састоји од директне реакције, у којој супстанце реагују и дају производе, и повратне реакције, у којој производи реагују и дају полазне реактанте.



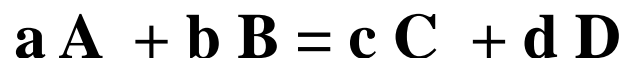
- **Хемијска равнотежа** је стање када се **брзина директне и повратне реакције изједначе**.
У таквим условима, концентрације свих учесника хемијске реакције постају константе.

Коначне или иреверзибилне реакције се одвијају само у једном правцу и њихов ток се представља једном стрелицом у одговарајућем смеру.



Повратне или реверзибилне реакције су реакције које се одвијају у оба смера.

Општи пример повратне, односно реверзибилне реакције може се представити на следећи начин:



Могу се дефинисати две брзине реакције, брзина директне, полазне реакције и брзина повратне реакције :

$$\nu_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} \cdot [\mathbf{A}]^a \cdot [\mathbf{B}]^b$$

$$\nu_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} \cdot [\mathbf{C}]^c \cdot [\mathbf{D}]^d$$

Закон о дејству маса – Guldberg i Waage закон(1867.)

Смањивање, успоравање брзине полазне реакције, односно повећавање, убрзавање реверзне реакције траје све док се ове две брзине не изједначе:

$$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$$

За тренутак када се ове две брзине изједначе, кажемо да је наступила *хемијска равнотежа*.

За нас је то *крај реакције* ако даље не мењамо услове под којима се равнотежа налази.

Међутим, унутар система реакције, полазна и реверзибилна, се непрекидно одигравају али истом брзином.

Хемијска равнотежа има све особине динамичке равнотеже:

1. Хемијска равнотежа је динамичка равнотежа

То значи да реагује, односно помера се у лево или десно, на најмању промену спољашњих услова који на њу утичу. При томе се сваки пут успоставља нова равнотежа која одговара новим условима.

2. При непромењеним условима концентрације супстанци које се налазе у равнотежи остају исте неограничено дуго.

3. Стање хемијске равнотеже у систему одговара минимуму потенцијалне енергије у њему.

4. До дате хемијске равнотеже можемо доћи, на одређеним условима, било да смо пошли од чистих реактаната било да смо пошли од чистих производа реакције.

Константа хемијске равнотеже

$$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$$

$$v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

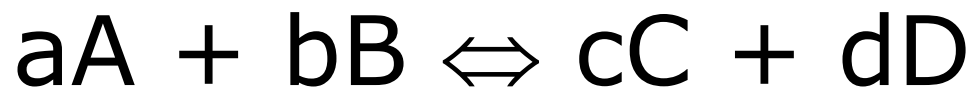
$$k_{\rightarrow} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_{\leftarrow} \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$\frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$\mathbf{K' = [A]^a[B]^b / [C]^c[D]^d}$$

K' - константа реверзибилне реакције, K' = 1/K

Константа равнотеже

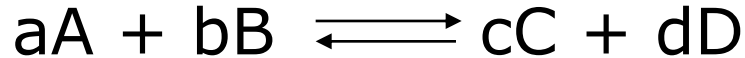


$$K^c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

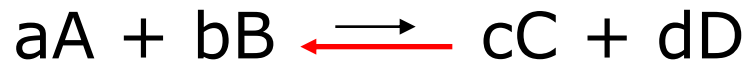
K^c - **стехиометријска или концентрациона равнотежна константа**

- одређује се експериментално
- различита је за различите реакције
- зависи од температуре и притиска

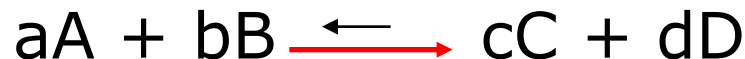
Величина константе равнотеже



$K^c \approx 1$ – концентрације реактанта и продукта су релативно сличне када је равнотежа успостављена у систему.



$K^c \ll 1$ – концентрације реактанта су много веће од концентрације продукта када је равнотежа успостављена у систему.



$K^c \gg 1$ – концентрације продукта су много веће од концентрације реактанта када је равнотежа успостављена у систему.

Ле Шательеов принцип

Хемијска равнотежа је динамичка равнотежа у којој су равнотежне концентрације реактаната константне ако се не мења температура на којој се успоставила равнотежа, као и неки други фактори.

Како се мењају равнотежне концентрације говори Le Šateljеov (Le Chatelier) принцип, дат 1884. године који гласи:

Ако на неки систем који је у равнотежи делујемо спољашњим фактором који утиче на ту равнотежу, у систему врше се промене у оном смеру који спречава дејство тог фактора.

У најважније факторе који утичу на померање хемијске равнотеже убрајају се:

1. концентрација супстанци које се налазе у равнотежи

2. температура

3. притисак (само код равнотежа између гасовитих супстанци)