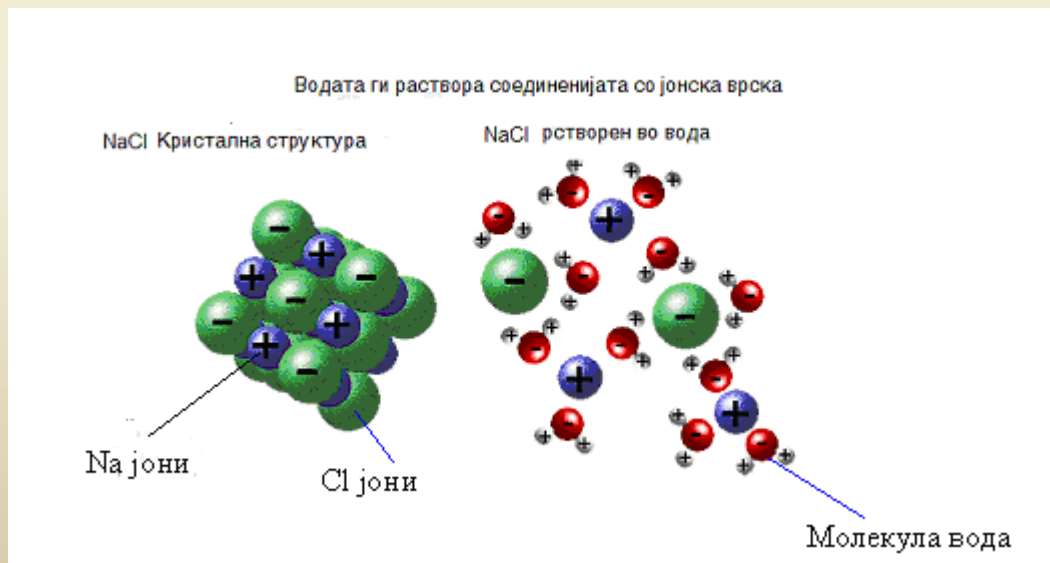


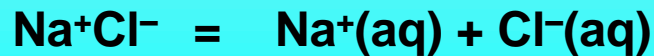
Електролитна дисоцијација

- ✓ Теоријата на електролитна дисоцијација ја поставил **Арениус** во 1887 година. Тој претпоставил дека солите, кога се раствораат во вода, спонтано дисоцираат на електризирани честички – **јони**.

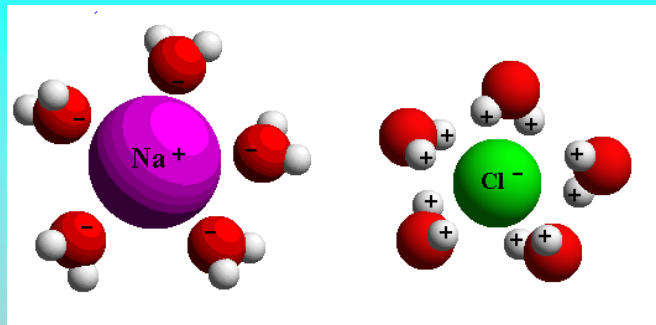
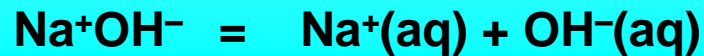
Проучувањата на кристалната структура на солите и базите на алкалните и земноалкалните метали, јонски соединенија, покажуваат дека тие и во кристалите се во форма на јони.



Кај овие соединенија процесот на дисоцијација при растворање е одвојување на јоните од кристалната решетка и нивно опкружување со поларните молекули на вода (хидратирање). Создавањето хидратирани јони може да се напише на следниот начин:



или



- ✓ Меѓутоа, кога се работи за соединенија со ковалентни врски, како што се киселините и некои бази, тогаш тие се раствораат и истовремено реагираат со водата.



На овој начин се раскинува ковалентната врска на HCl и се создаваат хидратирани јони, хидрониум јон $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ и хлорен анјон кој е опкружен со водни молекули, хидратиран хлорен анјон - $\text{Cl}^-(\text{aq})$.

- *Електролитна дисоцијација е процес на издвојување јони од кристалните решетки или од молекули со поларизирани ковалентни врски, под дејство на поларните молекули на водата.*

◆ **ЕЛЕКТРОЛИТИ И НЕЕЛЕКТРОЛИТИ**

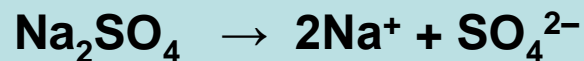
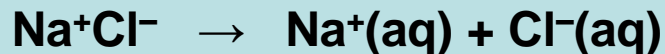
■ **ЕЛЕКТРОЛИТИ СЕ СУПСТАНЦИИ ЧИИШТО ВОДЕНИ РАСТВОРИ СЕ ПОДОБРИ СПРОВОДНИЦИ НА ЕЛЕКТРИЧЕСТВО ОД ВОДАТА.**

- **КИСЕЛИНИ (НЕОРГАНСКИ И ОРГАНСКИ КИСЕЛИНИ);**
- **БАЗИ (НЕОРГАНСКИ И ОРГАНСКИ);**
- **АМФОТЕРНИ ЕЛЕКТРОЛИТИ;**
- **СОЛИ**

Силни и слаби електролити

Табела 1. Јачина на електрична струја во милиампери (mA) низ раствор на силни и слаби електролити со концентрација од 0,001 mol/L на 18 °C

Ј А К И Е Л Е К Т Р О Л И Т И			
Соединение	mA	Соединение	mA
NaCl	1,065	Na ₂ SO ₄	2,134
KCl	1,273	K ₂ CO ₃	2,660
AgNO ₃	1,131	MgCl ₂	2,128
HCl	3,770	CaCl ₂	2,239
HNO ₃	3,750	MgSO ₄	2,000
NaOH	2,080	CaSO ₄	2,086
С Л А Б И Е Л Е К Т Р О Л И Т И			
CH ₃ COOH	0,410	NH ₄ OH	0,280
H ₂ O	0,000369		



➤ СИЛНИ И СЛАБИ ЕЛЕКТРОЛИТИ

- **ЗОШТО РАЗНИ ЕЛЕКТРОЛИТИ СО ИСТА КОНЦЕНТРАЦИЈА ИМААТ РАЗЛИЧНА СПРОВОДИВОСТ?**

c (0,001 mol/L) 18°C	κ/mA
HNO₃	3,75
NaCl	1,065
CH₃COOH	0,41
NH₄OH	0,28
H₂O	3,69 · 10⁻⁴

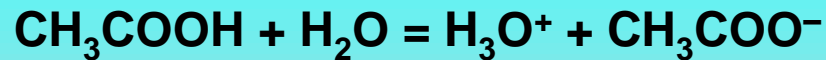
- **СИЛНИ:** ПОТПОЛНО ДИСОЦИРАНИ НА ЈОНИ
- **СЛАБИ:** ДЕЛУМНО ДИСОЦИРАНИ

- ✓ **ЕЛЕКТРИЧНАТА СПРОВОДЛИВОСТ Е УСЛОВЕНА ОД ПРИСУСТВОТО НА ЈОНИ.**
- ✓ **ВОДАТА Е МНОГУ СЛАБО ЈОНИЗИРАНА И ЗАРАДИ ТОА Е СЛАБ ПРОВОДНИК.**
- ✓ **НЕЕЛЕКТРОЛИТИ СЕ СИТЕ СУПСТАНЦИИ ЧИИ ВОДЕНИ РАСТВОРИ НЕ СПРОВЕДУВААТ СТРУЈА ПОДОБРО ОД САМАТА ВОДА (КОВАЛЕНТНИ СОЕДИНЕНИЈА).**
- **БИОЛОШКИТЕ ТЕЧНОСТИ СЕ РАСТВОРИ НА ЕЛЕКТРОЛИТИ И НЕЕЛЕКТРОЛИТИ.**

Апсорпционите спектри на кристалните јонски соединенија растворливи во вода потврдуваат дека тие се целосно дисоцирани и хидратирани и дека тој процес е иреверзибилен.

Кај дел од ковалентните соединенија дисоцијацијата е реверзибилен процес, а рамнотежата е поместена кон недосоцираните молекули.

Тие супстанци во раствор имаат мал број дисоцирани молекули, слабо спроведуваат електрична струја и тоа се **слаби електролити**. Слаб електролит е оцетната киселина која делумно е дисоцирана, според равенката:



➤ СТЕПЕН НА ЕЛЕКТРОЛИТНА ДИСОЦИЈАЦИЈА

$$\alpha = \frac{\text{број на дисоцирани молекули}}{\text{вкупен број молекули}}$$

✓ ЗАВИСИ ОД ПРИРОДАТА НА ЕЛЕКТРОЛИТОТ, ТЕМПЕРАТУРАТА И КОНЦЕНТРАЦИЈАТА

$c(\text{CH}_3\text{COOH}) \text{ mol/L}$	α (%)
1,00	0,42
0,1	1,34
0,01	4,20
0,001	12,50

Теории за киселини и бази

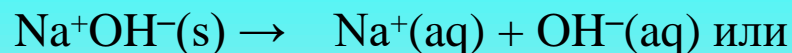
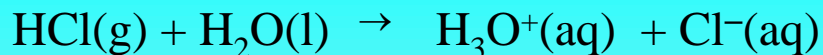
- ✓ Постојат повеќе теории за киселини и бази, од кои ни една не е целосна бидејќи не може во потполност да ги дефинира својствата на толку големиот број соединенија како што се киселините и базите.

За разбирање на хемиските процеси во биолошките системи посебно се важни **Аренусовата (Arrhenius),** **Бренштед-Ловриевата (Brönsted-Lowry)** и **Луисовата (Lewis)** теорија за киселини и бази.

а) Арениусова теорија на киселини и бази

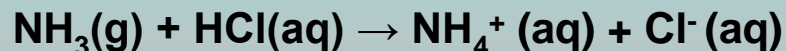
Врз основа на оваа теорија, киселините (НА) се дефинираат како соединенија кои дисоцираат во водни раствори и даваат H^+ јони, односно H_3O^+ јони како единствени позитивни јони, а базите (МОН) како соединенија кои даваат хидроксидни јони, OH^- , како единствени негативни јони.

Во општ облик може да се претстават на следниов начин:



Недостатоци на оваа теорија:

Дефиницијата на киселини и бази се однесува само на водени раствори. Исто така, според оваа теорија, амонијакот, $\text{NH}_3(\text{g})$, не е база иако може да реагира со киселина и дава сол:



б) Бренштедова теорија на киселини и бази

- Според Бренштед и Лори, киселини се супстанци кои даваат протон, а бази се супстанци кои примаат протон. **Киселините се донори на протони, а базите акцептори на протони.**

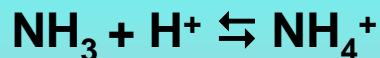
Според тоа, општата реакција на дисоцијација на киселина:



кис. 1 база 2 кис.2 база 1



Според Бренштед и Лориевата теорија, амонијакот, $\text{NH}_3(\text{g})$ е база затоа што може да прими протон, а амониум јонот NH_4^+ е конјугирана киселина на оваа слаба база:



Јачината на киселината и базата зависат од способноста за давање, односно примање протон. Силна киселина има голема тенденција за отпуштање протон и таа е конјугирана со слаба база која има мал афинитет кон протон. Колку е киселината посилна, толку нејзината конјугирана база е послаба.

- ✓ **Јачината на киселината и базата зависат од способноста за давање, односно примање протон.** Силна киселина има голема тенденција за отпуштање протон и таа е конјугирана со слаба база која има мал афинитет кон протон. Колку е киселината посилна, толку нејзината конјугирана база е послаба.

Според Арениус, бази се само KOH и NaOH , соединенија кои при дисоцијација даваат хидроксидни јони – OH^- , додека NH_3 не е база, туку соединение кое, во реакција со вода, дава база.

Според Бренштед и Лори, NH_3 е база затоа што може да врзе протон, додека KOH и NaOH не се бази, туку соединенија кои содржат активна база OH^- јон. Затоа тие соединенија се викаат хидроксилни бази за да се разликуваат од другите бази, како што се анјони на киселини и NH_3 .

в) Луисова теорија на киселини и бази

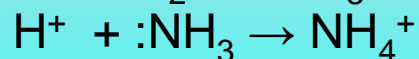
- ✓ **Киселини се акцептори, а бази донори на електронски чифт во координативно ковалентните поврзувања. Киселините се викаат електрофили (сакаат електрони), а базите нуклеофили (сакаат протони).**
Според оваа теорија, секоја реакција која води кон создавање ковалентно координативна врска е реакција на киселина и база, или реакција на неутрализација.

Поимот база, според Луис, не е битно различен од истиот кај Бренштед и Лори затоа што и во двата случаи бази се супстанци кои имаат слободен електронски чифт.

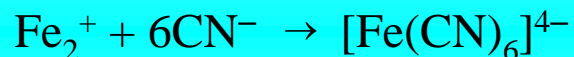
Од друга страна, Луисовата теорија го проширува поимот на киселини.

✓ Според Луисовата теорија киселини може да бидат:

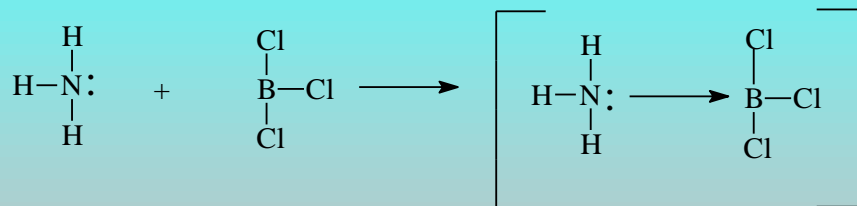
- **Протони (H^+)**



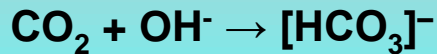
- **Катјони на преодни метали при создавање комплексни соли:**



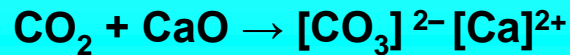
- **Молекули или атоми кои немаат електронски октет, како што се бор трихлорид, бор трифлуорид, алуминиум трихлорид и др.**



- **Молекули со двојна врска која се создава меѓу атоми со различна електронегативност.**



Врз истата основа е и ацидо-базната реакција и создавање соли помеѓу киселини и базни оксиди во организмот.



Според тоа, базата која врзува протон е нуклеофилна честичка, а протонот кој се создал со дисоцијација на киселината е електрофилна честичка. Така, Луисовата теорија ги вклучува двете, Арениусовата и протеолитичката теорија.

◆ КИСЕЛИНИ И БАЗИ

■ КИСЕЛИНИ

- КИСЕЛ ВКУС
- ГО БОЈАТ СИНИОТ ЛАКМУС ЦРВЕНО
- РЕАГИРААТ СО МНОГУ МЕТАЛИ

■ БАЗИ

- ГОРЧЛИВ ВКУС
- НА ПИПАЊЕ ЛИГАВИ
- ГО БОЈАТ ЦРВЕНИОТ ЛАКМУС СИНО

➤ ПОДЕЛБА И СВОЈСТВА НА КИСЕЛИНИТЕ

- СПОРЕД ТОА ДАЛИ СЕ ВО ВОДЕН РАСТВОР СИЛНО ИЛИ СЛАБО ДИСОЦИРАНИ:

- **СИЛНИ:** HCl , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4

- **СЛАБИ:** H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_3BO_3 , CH_3COOH КАКО И ПОВЕЌЕТО ОРГАНСКИ КИСЕЛИНИ

- СПОРЕД БРОЈОТ НА ПРОТОНИ ПРИ ДИСОЦИЈАЦИЈАТА:

- **МОНОПРОТОНСКИ-ЕДНОБАЗНИ** HCl , HJ , HNO_3 , HCN ;

- **ДИПРОТОНСКИ - ДВОБАЗНИ** H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S

- **ТРИПРОТОНСКИ - ТРОБАЗНИ** H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_3

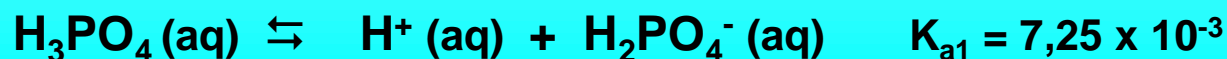
- СПОРЕД ПРИСУСТВОТО НА КИСЛОРОД:

- **НЕКИСЛОРОДНИ** HCl , HBr , HJ , H_2S

- **КИСЛОРОДНИ (ОКСИКИСЕЛИНИ)** H_2SO_4 , HNO_3

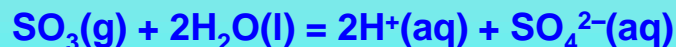
- ✓ Кај сите полипротонски киселини дисоцијацијата се врши постапно, при што дисоцијацијата на првиот протон секогаш оди полесно во однос на вториот протон.

Колку е киселината протонска се определува исклучиво според бројот на дисоцирани протони.

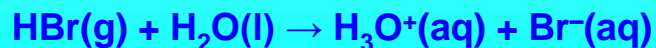


ДОБИВАЊЕ НА КИСЕЛИНИ

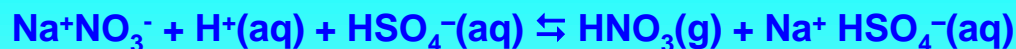
- *Реакција на оксиди со вода.*



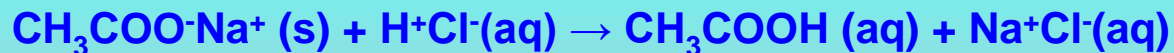
- *Реакција на некои хидриди на елементите од VIA и VIIA група на Периодниот систем со вода.*



- *Реакција на помалку испарливи киселини со соли на поиспарливи киселини.*



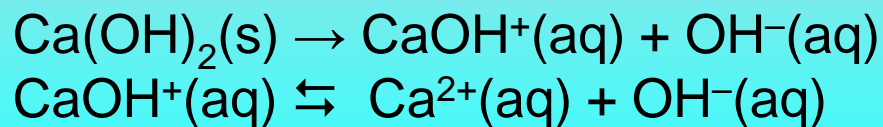
- *Реакција на јаки киселини со соли на послаби киселини.*



➤ ПОДЕЛБА И СВОЈСТВА НА БАЗИТЕ

- **ЈОНСКИ ХИДРОКСИДИ** (NaOH, KOH, Ca(OH)₂) И **МОЛЕКУЛСКИ ХИДРОКСИДИ** КОИ ВО ДОПИР СО ВОДА ДАВААТ OH⁻ ЈОНИ (NH₃);
- **СПОРЕД БРОЈОТ НА OH⁻ ГРУПИТЕ ВО МОЛЕКУЛОТ:**
 - **ЕДНОКИСЕЛИНСКИ** (NaOH, KOH и др.);
 - **ДВОКИСЕЛИНСКИ** [Mg(OH)₂];
 - **ТРОКИСЕЛИНСКИ** [Al(OH)₃, Fe(OH)₃]
- **СПОРЕД БРОЈОТ НА ПРОТОНИ КОИ МОЖЕ ДА ГИ ПРИМИ БАЗАТА:**
 - **МОНОПРОТОНСКИ** (NH₃, HS⁻);
 - **ПОЛИПРОТОНСКИ** (SO₄²⁻, CO₃²⁻)
- **СПОРЕД ЈАЧИНАТА:**
 - **ЈАКИ** (NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂);
 - **СЛАБИ** (ОСТАНАТИТЕ МЕТАЛНИ ХИДРОКСИДИ И NH₃)

- ✓ **КАЈ ПОЛИКИСЕЛИНСКИТЕ БАЗИ ДИСОЦИЈАЦИЈАТА Е ПОСТАПНА:**



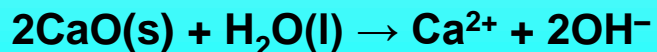
Според Бренштед-Лориевата теорија, бази се супстанции кои примаат водород (протон акцептори). Тука спаѓаат амонијакот и анјоните на сите киселини.

пр. Cl⁻ анјонот добиен од HCl е база

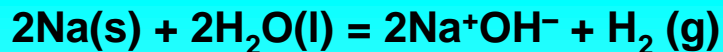
✓ Добивање на бази

Базите може да се добијат на повеќе начини:

- *Реакција на базни оксиди со вода:*



- *Реакција на алкални метали со вода:*



- *Реакција на јаки бази и соли на слаби бази:*

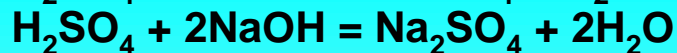
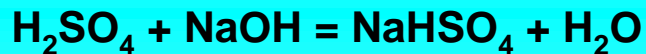


✓ СОЛИ

Сите киселини реагираат со бази. Тоа е **реакција на неутрализација**, а **производи се сол и вода**.

За неутрализација на еден мол H^+ јони потребно е еден мол OH^- јони и затоа монопротичните киселини се викаат уште и монобазни киселини.

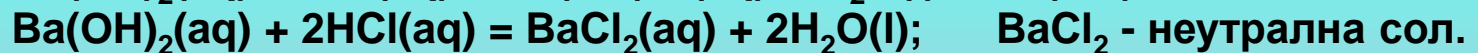
Полипротичните киселини, при реакција на неутрализација, може да дадат неутрални или кисели соли.



$NaHSO_4$ – кисела сол

Na_2SO_4 - неутрална сол

При неутрализација на повеќе киселински бази се добиваат базни или неутрални соли.



Константа на дисоцијација на слаби киселини и бази

- Слабите киселини и бази, за разлика од силните електролити, во водени раствори се само делумно дисоцирани. Нивната дисоцијација зависи од температурата.



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_a = K \times [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Единица за константа на дисоцијација е mol/L.

На пример, за оцетната киселина, на температура од 25 °C,
 $K_a = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.



при што константата на дисоцијација на слабите киселини, K_a ,
може да се напише

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

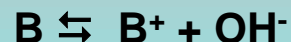


Константата на рамнотежа на оваа реакција, K , ќе биде:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_b = K \times [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{HO}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Константата K_b е константа на дисоцијација на база и се однесува на слаби бази. Дисоцијацијата на слабите бази со општа формула може да се напише:



при што константата на дисоцијација K_b , ќе биде:

$$K_b = \frac{[B^+][HO^-]}{[B]}$$

Константа на дисоцијација е мерка за јачина на киселините и базите. Колку овие константи се повисоки, толку се појаки киселините или базите. Вредностите за K_a и K_b се одредуваат експериментално, најчесто со мерење на рН на растворот со позната концентрација.

Релативната јачина на киселините и базите често се изразува и преку pK_a и соодветно, pK_b .

pK_a е негативен декаден логаритам од K_a и соодветно, pK_b е негативен декаден логаритам од K_b :

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

- ✓ Колку вредноста за pK_a или pK_b е помала, толку киселината или базата е посилна.

Константи на дисоцијација на некои слаби киселини и бази на температура од 25°C и нивната релативна јачина

Киселина	K_a mol/L	pK_a	База	K_b mol/L	pK_b
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74	NH ₃	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,47	C ₆ H ₅ NH ₂	$4,6 \cdot 10^{-10}$	9,34
HNO ₂	$4,5 \cdot 10^{-4}$	3,32	CH ₃ NH ₂	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
HF	$6,5 \cdot 10^{-4}$	3,19	(CH ₃) ₂ NH	$7,4 \cdot 10^{-4}$	3,13
HCN	$4 \cdot 10^{-10}$	9,4	(CH ₃) ₃ N	$7,4 \cdot 10^{-5}$	4,13
HOCl	$3,2 \cdot 10^{-8}$	7,49			
HOBr	$2,1 \cdot 10^{-9}$	8,67			
H ₂ PO ₃	$73,0 \cdot 10^{-7}$	6,15			
HS ⁻	$1,1 \cdot 10^{-14}$	14,00			

- **Спречување на дисоцијацијата**



Ако на раствор на слаба киселина, на пример, раствор на оцетна киселина, се додадат H^+ јони

(додавање силна киселина: $(\text{HCl}, \text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4)$), рамнотежата ќе се помести кон создавање оцетна киселина.

Зголемувањето на H^+ јони доведува до смалување на концентрацијата на CH_3COO^- и зголемување на концентрацијата на молекули оцетна киселина CH_3COOH .

На таков начин се спречува дисоцијацијата на слабата (оцетна) киселина.

Дисоцијацијата на слабата (оцетна) киселина се постигнува и со додавање ацетатни јони, на пример со додавање CH_3COONa . Така се намалуваат H^+ јони, што доведува до смалување на киселоста на растворот.

На сличен начин може да се спречи и дисоцијацијата на бази.



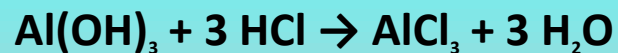
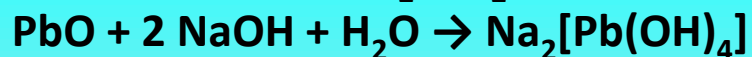
$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{HO}^-]}{[\text{B}]}$$

Ако на раствор на амонијак се додаде NH_4Cl или NaOH , ќе дојде до поместување на рамнотежата и до зголемување на концентрацијата на амонијакот, односно неговата дисоцијација ќе се спречи.

АМФОТЕРНИ ЕЛЕКТРОЛИТИ

- ✓ Амфотерните електролити или амфолити се соединенија кои во воден раствор (освен други јони) даваат или јони на H^+ , или јони на OH^- .

Амфотерни електролити се: H_3AsO_3 , метални оксиди (ZnO , PbO), металните хидроксида: $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Pb(OH)_2$, $Be(OH)_2$.



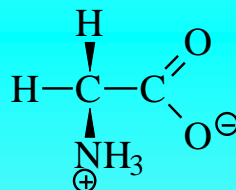
✓ АМИНОКИСЕЛИНИТЕ СЕ АМФОТЕРНИ СОЕДИНЕНИЈА

Амфотерни соединенија се и аминокиселините и протеините поради присуството на $-\text{NH}_2$ и $-\text{COOH}$ групи во нивниот состав. Ова својство е од големо значење за нивните биохемиски својства.

Така аминокиселината глицин, како во цврста состојба така и во воден раствор, при рН 6,1, се наоѓа во форма на диполарен или *цвитер јон*.



Глицин (неутрален)



Глицин (цвитер јон)



Глицин

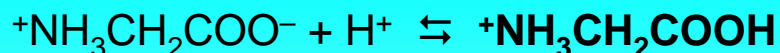
Диполарен јон на глициноот

*За секој амфотерен електролит постои рН вредност при која количеството на киселата и базната форма се еднакви. Таа рН вредност се нарекува **изоелектрична точка** и се бележи со **pI**.*

Молекулите во изоелектрична точка носат еднакво количество негативен и позитивен полнеж заради што се електронеутрални, не се движат во електрично поле и се најнестабилни.

Ако во воден раствор на глицин се додаде киселина, се зголемува концентрацијата на H⁺ јони, протони, кои се врзуваат за -COO⁻ групата градејќи недисоцирана COOH група.

Амино киселината е во форма на **катјон**:



Ако на воден раствор на глицин се додаде база, присутните OH⁻ јони го привлекуваат катјонот од групата +NH₃⁻ формирајќи вода и се образува NH₂ група.

Амино киселината е во форма на **анјон**:



Според тоа, аминокиселината глицин има **две** константи на дисоцијација. Рамнотежата на диполарниот јон (цвитер јон кој се формира при $pI = 5,97$) на киселината и базата може да се напише:



Константите на дисоцијација за глициноот ќе бидат дадени со изразите:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-]}{[{}^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-]} = 1,68 \times 10^{-10}$$

$$K_b = \frac{[{}^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COOH}][\text{HO}^-]}{[{}^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-]} = 2,22 \times 10^{-12}$$

Јонизацијата на глициноот во форма на катјон, ${}^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$, започнува при $pH < 5,97$, а во форма на анјон, $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$, при $pH > 5,97$. Потполна дисоцијација во протонирана форма, ${}^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ е на $pH = 2,34$ (pK_1) и под ова pH вредност, а потполна дисоцијација на аминокиселината глицин во форма на анјон, $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$, на $pH = 9,6$ (pK_2) и над оваа pH вредност. Во опсегот на pH меѓу 2,3 и 9,6 секогаш има смеса на трите форми, но преовладува онаа која е фаворизирана од присутниот pH .

Електролити во телесни течности

Телесните течности се застапени во три основни оддели: *крв или крвна плазма, интерстициска течност и интрацелуларна течност*. Тие оддели меѓусебно комуницираат, но сепак, електролитите во нив, наспроти сите хемиски правила, се во различни концентрации.

Плазма		Интерстицијална течност		Интрацелуларна течност	
Катјони	Анјони	Катјони	Анјони	Катјони	Анјони
152 mmol/L	152 mmol/L	150,5mmol/L	150,5 mmol/L	180 mmol/L	180 mmol/L
Na ⁺ 142	Cl ⁻ 103	Na ⁺ 144	Cl ⁻ 114	Na ⁺ 10	Cl ⁻ 94
K ⁺ 4	HCO ₃ ⁻ 27	K ⁺ 4	HCO ₃ ⁻ 30	K ⁺ 150	HCO ₃ ⁻ 10
Ca ²⁺ 2,5	SO ₄ ²⁻ 0,5	Ca ²⁺ 1,5	SO ₄ ²⁻ 0,5	Ca ²⁺⁺ 0.01	SO ₄ ²⁻ 1
	PO ₄ ³⁻ 1,5		PO ₄ ³⁻ 2		PO ₄ ³⁻ 25
Mg ²⁺ 1,5		Mg ²⁺ 1		Mg ²⁺ 20	
	Органски киселини 5		Органски киселини 3		Органски киселини 10
	Протеини 16		Протеини 1		Протеини 40

Литература:

- 1. ОПШТА И ОРГАНСКА ХЕМИЈА за студенти по медицина.
Крстевска М, Алабаковска С, Ефремова Аарон С,
Лабудовиќ Д, Цековска С. Универзитет „Св. Кирил и
Методиј”, Медицински факултет, Скопје, 2014; стр. 73-87.**