

АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА

втора година

ХЕМИСКО-ТЕХНОЛОШКА СТРУКА

хемиско-технолошки техничар и прехранбен техничар

2013

Автори:
Станка Георгиевска
Сунчица Јосифовска

АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА
втора година
хемиско-технолошка струка

Рецензенти:

Д-р. Благоја Јорданоски,
редовен професор на ПМФ - Скопје

М-р Верица Јакимовиќ,
професор по хемија во СУГС „ Георги Димитров” Скопје

Натали Трајковска,
професор по хемија во СМУГС „ Д-р. Панче Караџов” Скопје

Лектор: Снежана Веновска-Антевска

Издавач: Министерство за образование и наука на Република Македонија

Печати: Графички центар дооел, Скопје

Тираж: 66

"Со решение на Министерот за образование и наука на Република Македонија бр. 22-4281/1 од 28.07.2010 година се одобрува употребата на овој учебник.

Каталогизација во публикација

Национална и универзитетска библиотека "Св.Климент Охридски", Скопје

543(075.3)

ГЕОРГИЕВСКА, Станка

Аналитичка хемија: втора година: хемиско-технолошка струка:

хемиско-технолошки техничар и прехранбен техничар / [автори Станка Георгиевска, Сунчица Јосифовска]. - Скопје :

Министерство за образование и наука на Република Македонија, 2010. - 141 стр. : илустр. ; 30 см

ISBN 978-608-226-031-0

1. Јосифовска, Сунчица [автор]

COBISS.MK-ID 84243978"

СОДРЖИНА

1. Вовед во аналитичка хемија	4
1.1. Задача, значење и поделба на аналитичката хемија.....	4
1.2. Методи на хемиска анализа	6
1.3. Земање и подготвување примерок за анализа.....	8
1.4. Аналитичка лабораторија.....	9
1.5. Лабораториски прибор, садови и апарати.....	11
1.6. Поважни операции во семимикроанализа	16
2. Раствори.....	20
2.1. Дисперзни системи.....	20
2.2. Раствори	23
2.3. Концентрација на растворена супстанца.....	26
2.3.1. Задачи со удел на супстанца во раствор.....	27
2.3.2. Задачи со концентрација на растворена супстанца во раствор	28
2.3.3. Разредување и мешање на раствори	32
2.4. Хемиска рамнотежа и константа на хемиска рамнотежа.....	35
2.5. Раствори од електролити	36
2.6. Степен на електролитна дисоцијација.....	40
2.7. Константа на дисоцијација на слаби електролити	42
2.8. Јонски реакции	45
2.9. Јонски производ на вода.....	47
2.10. Индикатори	52
2.11. Хидролиза на соли	54
2.12. Пуферски раствори	56
2.13. Растворливост и производ на растворливост	59
3. Квалитативна хемиска анализа	62
3.1. Основни групи неоргански соединенија	62
3.1.1. Оксиди	63
3.1.2. Киселини	64
3.1.3. Хидроксиди	67
3.1.4. Соли	68
3.1.5. Комплексни соединенија	70
3.2. Видови реакции и реагенси во квалитативна анализа	72
3.2.1. Реакции по сув и по воден пат	73
3.2.2. Видови реагенси	74
3.3. Растворање на црста проба за анализа	75
3.4. Квалитативна анализа на катјони	77
3.4.1. Аналитичка поделба на катјоните	77
3.4.2. Катјони од прва аналитичка група	78
3.4.3. Катјони од втората аналитичка група	84
3.4.4. Катјони од третата аналитичка група	93
3.4.5. Катјони од четвртата аналитичка група	98
3.4.6. Катјони од петтата аналитичка група	104
3.4.7. Катјони од шестата аналитичка група	108
3.4.8. Систематска анализа на смеса од катјони на цврста супстанца..	113
3.5. Квалитативна анализа на анјони	123
3.5.1. Анјони од првата група	124
3.5.2. Анјони од втората група	129
3.5.3. Анјони од третата група	134

Предговор

Авторите на овој учебник сметаа дека своето знаење и искуство, стекнато со долгогодишна работа како наставници по аналитичка хемија треба да го пренесат на идните генерации.

Аналитичката хемија е наука која има големо значење за достигнувањата во современиот живот. Особено е големо значењето за примена на теоријата во аналитичката практика, бидејќи теоријата и праксата треба меѓусебно да се надополнуваат.

При пишување на овој учебник авторите настојуваа содржините предвидени со наставната програма да ги приспособат и насочат кон потребите на структурата и возраста на учениците. Знаењата стекнати со изучување на овој предмет треба да бидат солидна основа за понатамошно изучување на други области од хемијата.

Во овој учебник се обработени содржини од квалитативна хемиска анализа. Главен акцент е даден на реакциите на катјоните и анјоните. Тие се претставувани и со молекулски и со јонски равенки.

Во делот „ Реакции на катјони “ дадени се и некои општи карактеристики за елементите од кои тие се добиваат.

Во делот „ Реакции на анјони “ ги дадовме киселините од кои се добиваат анјоните и некои нивни поважни својства.

За полесно совладување и пишување на равенките направено е кратко повторување за основните типови на неоргански соединенија.

Во поглавјето „ Раствори “ се опфатени својствата на растворите и начините на изразување на нивниот состав. За оваа цел дадени се поголем број задачи и примери за нивно решавање. За утврдување на знаењето добиено со изучување на наставните содржини дадени се соодветно поставени прашања.

Се надеваме дека учениците со интерес ќе ги изучуваат лекциите и стекнатото знаење ќе го применуваат понатаму.

Од авторите

1. ВОВЕД ВО АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА

Основни цели во првата тематска целина се:

- ученикот да се запознае со задача и значење на аналитичката хемија како наука, која дава можност за определување на составот на супстанците,
- да се запознае со видови методи со кои се изведуваат квалитативни и квантитативни анализи,
- да го препознава и применува лабораторискиот прибор, апаратите и хемикалиите што се користат во аналитичката лабораторија,
- да стекне теоретска основа за успешно изведување на поважни лабораториски операции што се применуваат за квалитативната анализа.

1.1. Задача, значење и поделба на аналитичката хемија

Дел од хемијата која ги проучува методите со кои се определува хемискиот состав на супстанците се вика аналитичка хемија. Името го добила од грчкиот збор *analysis* што значи разложување, одвојување, испитување. Составните делови на испитуваната супстанца се определуваат откако ќе се разложи таа, а компонентите ќе се одвојат едни од други. При испитувањето се користат голем број хемиски операции кои претставуваат основа на **хемиската анализа**.

Аналитичката хемија е наука за методите на хемиската анализа. Нејзина задача е да одговори на две прашања:

- што содржи испитуваната супстанца, односно кои компоненти влегуваат во нејзиниот состав;
- колкаво е количеството на одделните компоненти (елементи или јони) во неа.

Одговор на првата задача се добива со **квалитативна анализа**, а на втората задача, одговор дава **квантитативна анализа**.

Аналитичка хемија која ги изучува методите со кои се докажува и се утврдува составот на супстанците претставува **квалитативна аналитичка хемија**. Нејзините основи како наука ги поставил англискиот научник Роберт Бојл (Robert Boyle 1627-1691).



Слика 1.1 Роберт Бојл

Тој го определил квалитативниот состав на повеќе супстанции, меѓу кои составот на сулфурна киселина и хлороводородна киселина. Се смета дека тој е прв научник кој го употребил лакмусот и други природни бои како индикатори.

Аналитичката хемија која ги проучува методите со кои се определува количеството на составните делови во испитуваната супстанца, се вика **квантитативна аналитичка хемија**. Најголем придонес за нејзиниот развој дале францускиот научник Антоан Лавоазје (Antoin Lavoisier 1743 – 1794) и рускиот научник Михаил Василевич Ломоносов (Mihail Vasilevich Lomonosov 1711 - 1765).

Научникот Лавоазје, врз база на многубројни мерења и експерименти го дал познатиот закон за запазување на маса, а Ломоносов вовел повеќе методи за квантитативни испитувања.



Слика 1.2 А. Лавоазје и М.В. Ломоносов

За развојот на аналитичката хемија како наука, придонеле и други научници со своите трудови. Вршени се голем број истражувања, при што се откриени нови елементи, синтетизирани се многу соединенија, нови лекови и друго.

Во основа нема остра граница меѓу квалитативната и квантитативната хемиска анализа, бидејќи со квалитативната анализа може да се добијат информации за застапеноста на компонентите во анализираната супстанца, во смисла дали нивниот удел е голем или мал. Тоа дава можност за правилен избор на метода за квантитативна анализа. Секогаш прво се врши квалитативна, а потоа квантитативна анализа затоа што е потребно прво да се знае кои се составните компоненти на испитуваната супстанца, а потоа се определува нивниот удел.

Аналитичката хемија има големо значење за развојот не само за хемиската наука, туку и за многу други природни науки: биохемија, фармацевтска хемија, хемиска технологија, геохемија и други. Таа има водечка улога во различни области на природните науки, секаде каде се потребни квалитативни и квантитативни сознанија.



Современото производство во металургијата, фармацевтската индустрија, прехранбената индустрија, не може да се замисли без примена на аналитичка контрола на квалитетот на сировините, полупроизводите, готовите производи, како и на отпадните продукти. Може да се рече дека не постои гранка на производство во која не се врши контрола на процесот во хемиска лабораторија (слика 1.3.)

Слика 1.3 Хемиска лабораторија

Секојдневно се вршат анализи на степенот на загаденоста на водата, воздухот, почвата и прехранбените производи.



Слика 1.4 Отпад



За да се заштити животната средина, донесени се меѓународни правила, кои треба строго да се почитуваат.

Аналитичката хемија како наука за методите на анализата наоѓа широка примена и во научноистражувачката работа.

1.2. Методи на хемиска анализа

При изведување на хемиските анализи се користат повеќе видови аналитички методи. Тие базираат на определен знак (сигнал), кој при дадени услови, го покажува анализираната компонента. Знакот произлегува од нејзините хемиски и физички особини. Истиот дава информации, не само од квалитативен, туку и од квантитативен карактер.

Во зависност од потеклото на сигналот, аналитичките методи се делат на: хемиски, физичко–хемиски и физички методи.

Хемиските методи се засноваат на хемиски реакции, при кои испитуваната компонента се преведува во познато соединение, со јасно изразени својства. Овие методи многу често се нарекуваат *класични методи* на анализа.

Во **физичко–хемиските методи**, сигналот е резултат на протекување на хемиска реакција, а се мери физичка величина (топлотен ефект, електроспроводливост), која е поврзана со составот на испитуваната супстанца.

Физичките методи се базираат на физички појави.

При изведување на хемиски анализи со физичко–хемиски и физички методи се користат мерни инструменти и затоа овие методи со заедничко име се нарекуваат *инструментални методи*.

Во зависност од количеството на примерокот што се анализира, методите на анализа може да бидат: макро(грамски), семимикро(центиграмски), микрометоди(милиграмски) и други.

Табела 1.1 Поделба на методи во зависност од количеството примерок за анализа.

Метода		Количество на примерок	
		маса на проба (g)	волумен на р-р (cm ³)
макрометода	грамска	> 10 ⁻¹	> 10
семимикрометода	центиграмска	10 ⁻² - 10 ⁻¹	1 - 10
микрометода	милиграмска	10 ⁻³ - 10 ⁻²	0,1 - 1

Маса на примерок за анализа која се зема кај макрометодите е од 0,1 до 1 g, додека волуменот на растворот што се анализира изнесува од 10 до 100 cm³.

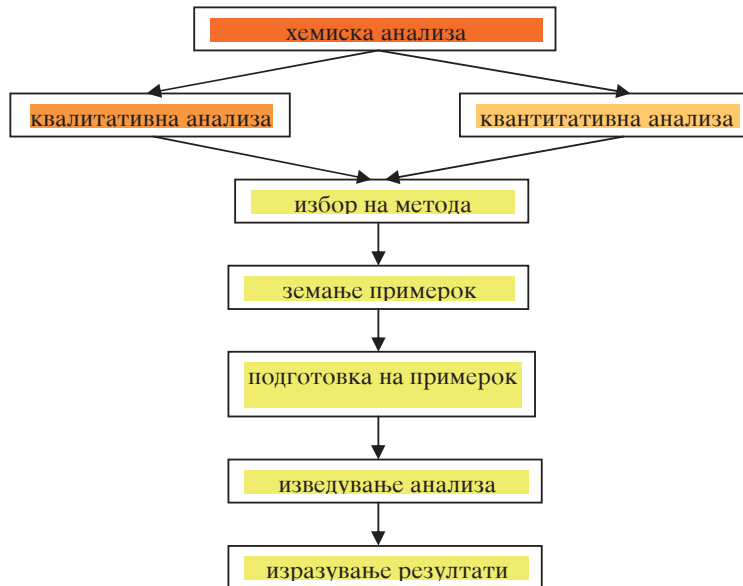
Во семимикрометодите се работи со многу помали количества од испитуваната проба во однос на макроанализа. Ако е примерокот во цврста агрегатна состојба, се зема од 0,01 до 0,1 g, а ако е во течна состојба, од 1 до 10 cm³. Кај овој вид методи се користат истите реакции и реагенси како и кај макрометодите. Семимикрометодите имаат повеќе предности во однос на макрометодите. Реакциите се изведуваат во мали епрувети, а реагенсите се додаваат со капалка. Одделувањето на талогот од растворот се врши со центрифугирање. Се трошат значително помали количества реагенси, времетраењето на анализата е покусо, приборот е со помали димензии, а лабораторијата помалку се валка. Иако се работи со помали количества, промените кои настануваат се добро видливи и затоа во хемиските лаборатории најмногу се користат семимикрометодите.

Кај микрометодите се користи околу 1 mg цврста проба или една капка од испитуваниот раствор, односно од 0,1 до 1 cm³. Поради малото количество на пробата, се користат многу осетливи реакции и посебна техника на работа. Талогот, односно видот на добиените кристали се набљудуваат со микроскоп. Со оваа метода се испитуваат мали количества на супстанции.

Поради повеќе предности на семимикрометодите над макро и микрометодите, најмногу се користат семимикрометодите. Меѓутоа, во аналитичката практика не постои „најдобра метода на анализа“, бидејќи најдобра ќе биде онаа метода која најмногу одговара на условите и барањата на анализата.

Хемиската анализа вообичаено се изведува низ неколку фази, прикажани во шемата 1.1

Шема 1.1 Фази низ кои се изведува хемиска анализа



1.3. Земање и подготвување примерок за анализа

Еден од важните чекори од кои зависи точноста на резултатите што се добиваат со квалитативна анализа е земање и подготвување примерок за анализа. Примерокот треба да го одразува составот на испитуваната супстанца, т.е. да ги содржи сите нејзини компоненти. Земањето примерок за анализа зависи од агрегатната состојба на испитуваната супстанца, како и од тоа дали таа е хомогена или хетерогена.

Ако супстанцата е во *цврста состојба* и е хомогена, се зема потребната маса за анализа и се ситни до форма на прав, што е неопходно за нејзино полесно растворање или топење. На тој начин, се анализираат метали, легури и соли.

Примерок од хетерогени цврсти супстанции, како што се руди, карпи и друго, се формира на тој начин што се земаат поголем број мали делови од различни места. Ако се големи парчињата, се ситнат со дробилка или со мелница, а потоа смесата се меша за да се хомогенизира. Од смесата, на лист хартија се прави тенок слој, во форма на квадрат, кој се дели дијагонално на четири дела. Се зема супстанца од две спротивни страни, повторно се ситни, се меша, а другите два дела се отстрануваат. Постапката се повторува се додека не се добие маса од 2-3 g која претставува **среден примерок**. Од него за семимикроанализа се зема маса околу 200 mg, која е доволна за една целосна анализа.

Количина на супстанцата што се мери за анализа е наречена средна проба. Нејзиниот состав треба да одговара на хемискиот состав на примерокот.

Таа се дели на три дела: со еден дел се вршат претходни испитувања со реакции по сув пат, од вториот дел се анализираат катјони и анјони по воден пат, а третиот дел се чува како резервен.



Слика 1.5 Земање примерок од природни води

Земање примерок од *течни супстанции*, раствори или природни води е многу поедноставно. Течноста прво добро се промешува, а потоа, со соодветен мерен сад или апарат, кој претходно е промиен со истата течност, се зема определен волумен. При испитување загаденост на вода од река или езеро, потребно е да се земе примерок од повеќе места на различна длабочина и во различни временски периоди од денот (слика 1.5).

Земање примерок во *гасовита агрегатна состојба* претставува сложена постапка за која е потребен посебен прибор и начин на изведување.

1.4. Аналитичка лабораторија

При анализирање на супстанците треба да се користат соодветно опремени хемиски лаборатории. Во нив се врши квалитативна и квантитативна хемиска анализа.



Слика 1.6 Аналитичка лабораторија

Аналитичката лабораторија треба да биде пространа, осветлена, со добро проветрување, со водоводна и електрична инсталација. За изведување на реакциите со супстанции, штетни по здравјето, како што се концентрирани раствори на киселини и бази, органски растворувачи и други, неопходно е да има дигестор. Изведувањето на експериментите се прави на посебни работни маси, со место потребно за сместување на хемикалии, приклучоци за електрична струја, гас, довод и одвод на вода (слика 1.6).

Во лабораторијата неопходно е да се овозможат услови за безбедна работа и спречување на повреди. **За сигурно и безбедно работење постојат правила за однесување во лабораторија и заштита при работа со хемикалии.**

Основни правила се:

- во лабораторијата се работи во работен мантил, а ако потребно се користат очила и ракавици,
- анализата се работи откако ќе се проучи теоретски добро,
- на работната маса се става само потребниот прибор и хемикалии,
- при изведување на анализата треба да се биде внимателен,
- анализите со отровни и експлозивни супстанции да се изведуваат во дигестор,

- цврстите супстанци се земаат со лабораториска лажичка,
- одмерување на концентрирани киселини и бази да се врши со автоматски пипети,
- испарливите супстанци да не се мирисаат директно, туку со мавнување со рака над садот,
- по завршување на работата, треба да се среди работното место, а употребениот прибор да се измие,
- добиените резултати од анализата се запишуваат во лабораториски дневник,
- лабораторијата се напушта откако е проверено дали е се на своето место.

Обрни внимание!

Во лабораторијата не смеат да се чуваат лесно запаливи, експлозивни и токсични супстанци. Тие се држат заклучени во посебни шкафови.

При изведување на анализите се користат голем број супстанци за кои се употребува вообичаено терминот хемикалии. Хемикалиите може да бидат со определен т.н. степен на чистота, означен на амбалажата. Според степенот на чистота хемикалиите се означуваат како:

- технички хемикалии, со ознака **techn**,
- чисти хемикалии, со ознака **purum**,
- особено чисти хемикалии, со ознака **purissimum**,
- хемикалии за анализа, со ознака **pro analysi (p.a.)**.

На етикетата на амбалажата покрај ознаката за степенот на чистотата задолжително треба да е напишано името на супстанцата, нејзината хемиска формула и моларната маса. Ако е супстанцата во течна агрегатна состојба, на етикетата треба да е назначен и масен удел со соодветна густина. Доколку пак, супстанцата е опасна за ракување и штетна по здравје, на етикетата на амбалажата треба да стои и симбол за предупредување од потенцијална опасност. Симболите и нивното значење се дадени на слика 1.7



Слика 1.7 Симболи за предупредување и опасности: а) нагривувачка супстанца, б) штетна по здравје, в) експлозивна супстанца, г) отровна супстанца, д) опасност од пожар, е) загадувач на околината

Заштита при работа во лабораторија

Покрај превземање на неопходни мерки на внимателност, при работа во хемиската лабораторија може да дојде до повреди, изгореници, труења и друго. Затоа треба да се знае како да се укаже прва помош.

Механички повреди најчесто настануваат при работа со лабораториски прибор и негово миене. Повреденото место се премачкува со памук натопен со алкохол, а потоа се преврзува со газа и завој. Ако повредата е поголема, се бара лекарска помош.

Изгореници се многу чести повреди. Тие може да настанат од концентрирани киселини или бази, од пламен и друго. При повреда на кожата со

киселина или база, местото се мие брзо и со многу вода, а потоа изгореницата од киселина се мие со 5% раствор од сода бикарбона NaHCO_3 , а ако изгореницата е од база, се мие со 3% раствор од оцетна киселина CH_3COOH . При термички изгореници на местото се ставаат облоги натопени со 2% раствор од сода бикарбона, а потоа се премачкува со маст за изгореници, се става стерилна газа и се преврзува со завој. Ако повредите се посериозни се оди на лекар.

При навлегување на хемикалија во очи, веднаш прочитете се мијат со многу вода, а потоа доколку е потребно се бара медицинска помош.

Труења најчесто настануваат со вдишување на гасови, киселини или бази. Ако труењето е предизвикано од гасови (H_2S , NH_3 , Cl_2 , HCl) затруениот треба да се изнесе на чист воздух, а потоа да се побара лекар. При труење со киселини или бази, веднаш треба да се предизвика повраќање (со прст). При труење со киселини треба да пие суспензија од MgO , а при труење со бази, да пие 3% раствор од оцетна киселина. Во двата случаи треба да се испие поголемо количество млеко.

Пожари во лабораторијата може да настанат како последица на неправилно работење. Мал пожар се гаси со водена крпа или песок, а поголем пожар со апарат за гасење на пожар. Затоа во лабораторијата секогаш треба да има сад со песок и апарат за гасење на пожар. За укажување на прва помош, во лабораторијата треба да има шкафче со неопходни лекаства: стерилна газа, вата, завој, маст за изгореници, 70% етанол, MgO , 3% раствор од оцетна киселина CH_3COOH , 5% раствор од сода бикарбона NaHCO_3 и друго.

1.5. Лабораториски прибор, садови и апарати

При практична работа во аналитичката лабораторија се користи соодветен лабораториски прибор. Според материјалот од кој е изработен, тој може да биде: стаклен, порцелански, метален, дрвен или пластичен. Во квалитативна семимикро анализа се употребува лабораториски прибор и садови со димензии приспособени според нејзините потреби.

Стаклен лабораториски прибор

Стаклените садови не се изработени од обично, туку од специјално лабораториско стакло. Тоа е отпорно на силни загревања, брзи промени на температурата и различни реагенси. Неговата просирност овозможува да се видат промените кои настануваат при изведување на реакциите во нив. Овие карактеристики придонесуваат, стаклените садови најмногу да се употребуваат.

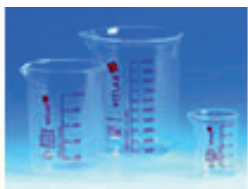
Епрувети



Слика 1.8

Епруветите може да бидат со различни големини. Во нив се изведуваат најголем број хемиски реакции по воден пат со мали количества на реагенси. Се чуваат на статив наменет за нив.

Лабораториски чаши



Слика 1.9

Чашите имаат изгравирана скала која служи само за приближно мерење на волумен на течности. Тие може да се користат и за други операции како што се: таложење, разредување, растворање на супстанции и друго. Ги има во различни големини.

Реагенс – шишиња



Слика 1.10

Тие се мали стаклени шишиња, кои се затворени со шлифован затворац или со капалка. На нив треба да има етикета, на која е напишана хемиската формула или името на супстанцата од која е подготвен реагенсот. Во нив се чуваат реагенси кои многу често се употребуваат.

Внимавај!

По употреба реагенс шишето треба веднаш да се затвори со неговиот затворац, за да не се замени со друг при што реагенсот би се онечистил.

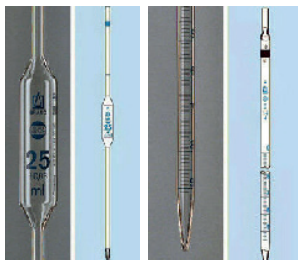
Мензури



Слика 1.11

Мензурите се цилиндрични градуирани садови, кои се користат за приближно мерење волумен на течности. Тие може да бидат со различна големина.

Пипети



а)

б)

в)

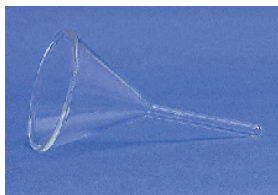
За прецизно мерење на мал волумен на течности, служат различни видови пипети, и тоа:

- а) неградуирани (мешести) пипети,
- б) градуирани пипети,
- в) автоматски или полуавтоматски пипети.

Слика 1.12 а) неградуирани пипети, б) градуирани пипети и в) автоматска пипета

Тие може да бидат со различен волумен кој е означен на самата пипета.

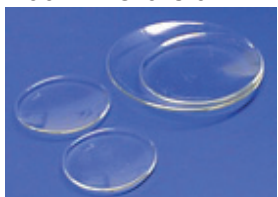
Инки



Садови кои служат за претурање течност од еден во друг сад или за филтрирање.

Слика 1.13

Саатни стакла



Се користат за покривање чаши, мерење на цврсти супстанции на вага, за изведување на некои реакции и друго.

Слика 1.14

Одмерни колби или тиквички



Стаклени садови со рамно дно, долг врат и шлифован затворац. На вратот одмерната колба е изгравирани со кружна линија (марка) која го означува точниот волумен. Се употребуваат за приготвување на раствори со точно определен волумен.

Слика 1.15

Колба прскалка



Лабораториски стаклен сад во кој се чува раствор за испирање на талог. Испирањето се врши со дување на растворот преку цевката врз талогот.

Слика 1.16

Порцелански лабораториски прибор

Овој прибор е изработен од специјален порцелан, отпорен на висока температура.

Порцелански аван со толчник



Слика 1.17

Тој е сад со дебели ѕидови. Се употребува за ситнење на цврсти супстанции, со притискање и триење со толчникот.

Порцеланско садче (здела)



Слика 1.18

Се користи за концентрација на раствори, како и за целосно испарување на растворувачот, а потоа може да се врши и жарење на сувиот остаток. Порцеланското садче служи и за топење на цврсти супстанции.

Метален лабораториски прибор

Овој прибор е неопходен за поставување на апаратури. Најчесто се користи: метален триножник со азбестна мрежа, метален статив, метален прстен, муфи, клеми и друго.

Метален триножник и азбестна мрежа



Слика 1.19

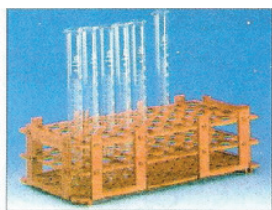


Се користат за поставување на чаша или порцеланско садче со раствор кој при загревање се концентрира или испарува до суво.

Статив за епрувети (кивети)



Слика 1.20



Тој може да биде метален, дрвен или пластичен.

Лабораториски лажички



Тие може да бидат метални или пластични, а се користат за земање на цврсти супстанци.

Слика 1.21

Дрвени штипалки



Се употребуваат за држење на епрувети при загревање на испитуваниот раствор кој се наоѓа во нив.

Слика 1.22

Четки за миење на лабораториски прибор



Се користат за миење на стаклен прибор и ги има во различни големини.

Слика 1.23

Центрифуга



Во семимикроанализа за одделување на талог од раствор најчесто се користи центрифуга. Со неа може многу лесно и брзо да се одделат и оние талози кои тешко се филтрираат, како на пример, ситнокристалести или желатинозни (пивтиести) талози.

Центрифугата може да биде рачна или електрична. Рачната центрифуга се става во движење со рачно вртење, додека електрична центрифуга има регулатор и систем за запирање. Со нив треба многу внимателно да се ракува.

Слика 1.24

Ваги



Во хемиските лаборатории, мерењата на цврсти супстанци се вршат со различни видови ваги. При работа со нив треба да се придржуваме кон определени правила.

Слика 1.25

Миенење на лабораториски прибор

Еден од важните услови за добивање точни резултати при изведување на една анализа е употреба на чист прибор. Миенење на стаклен прибор се врши со раствор од течен детергент, со соодветна четка, а на крај се плакне со мала количина дестилирана вода.

Доколку нечистотијата не може да се отстрани со детергент, тогаш се користи разредена или концентрирана хлороводородна киселина.

Темелно чистење на замастени садови се врши со хромсулфурна киселина. Таа претставува раствор од калиум дихромат во концентрирана сулфурна киселина и има темнопортокалова боја (10g $K_2Cr_2O_7$ се раствораат во 250cm^3 концентрирана H_2SO_4). Во нечистиот сад внимателно се става хромсулфурна киселина да стои неколку часа, а потоа киселината се враќа во садот во кој се чува. На крај, садот што се чисти се мие со вода и преплакнува со дестилирана вода. Сталкениот сад е добро измиен ако водените капки се слеваат по ѕидовите.

При некои операции се користат суви лабораториски садови. Сушењето може да се врши на собна температура, со оставање на садовите во вертикална положба или во сушилница на температура од $80 - 100^\circ\text{C}$. За брзо сушење, садот се брише со крпа, се промива со алкохол, а потоа со етер кој брзо испарува.

1.6. Поважни операции во семимикроанализа

Поважни операции кои се применуваат во семимикроанализата се:

- загревање,
- таложење,
- одделување на талог од матичен раствор,
- промивање на талогот,
- испарување и други.

За успешно изведување на квалитативна хемиска анализа, покрај теоретската подготовка, неопходно е да се обрне внимание и на техниката на изведување на секоја операција.

Загревање

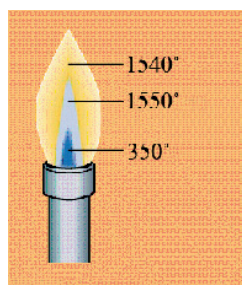
При изведување на квалитативна анализа, за правилно одвивање на некои реакции потребно е да се изврши загревање на испитуваниот раствор. Тој може да се загрева во епрувета, чаша или во порцеланско садче со: водена бања, гасна греалка или електрично решо. Доколку е потребно растворот да се зарее, а да не врие, загревањето се изведува со водена бања, додека загревањето на повисока температура се врши со гасна греалка или со електрично решо.

Загревањето на раствор во епрувета треба да се врши многу внимателно. Надворешната страна на епруветата треба да е сува, а за да се избегнат несакани последици од евентуално испрскување на растворот, загревањето да се врши со попречно протресување на епруветата.

Загревањето на раствор во чаша или во порцеланско садче, заради концентрацијата на раствор или испарување до сув остаток, се врши со гасна греалка преку азбестна мрежа. Најчесто како гасна греалка се користи Бунзенов пламеник слика 1.26



Слика 1.26 Бунзенов пламеник



Слика 1.27 Зони во безбоен пламен

Пламенот може да биде чадлив или безбоен, со светлосина боја. Треба да се знае дека тој нема еднаква температура во сите свои делови. Безбојниот пламен се состои од три зони: *внатрешна зона*, која се наоѓа над отворот од пламеникот, во која температурата е околу 350°C , *редукциона зона*, во која согорувањето не е целосно, а температурата е 1550°C и *оксидациона зона*, во која согорувањето е целосно, а температурата изнесува 1540°C , слика 1.27.

Заради безбедност, палењето, а исто така и гасењето на пламенот треба да се изведува многу внимателно. Откако гасот ќе се пушти, треба веднаш да се запали, а гасењето на пламенот се изведува со прекин на довод на гасот.



Слика 1.28

За загревање на мала количина на раствор може да се употреби шпиртна ламба со која се постигнува температура од околу 500°C . Една шпиртна ламба не смее да се пали со друга бидејќи може да дојде до истурање и запалување на шпиритусот.

Таложeње

Оваа операција најчесто се користи за разделување на јоните од различни аналитички групи во форма на талог и за нивно поединечно одделување. Таложeњето се изведува во мала чаша или во семимикроепрувета (конусна епрувета). Реагенсите со кои се врши таложeњето најчесто се раствори, кои се додаваат во капки до *целосно таложeње*. Како резултат на реакцијата меѓу еден или повеќе јони и реагенсот се добиваат тешко растворливи соединенија – *талог*, а растворот над него се нарекува *матичен раствор*. Таложeњето обично се изведува од топли раствори, бидејќи добиениот талог полесно се центрифугира и се испира.

Одделување на талог од матичен раствор

Оваа операција се изведува со *центрифугирање*, *филтрирање* и *декантација*:

Центрифугирањето е најчеста операција која се изведува со центрифуга. Во киветите на центрифугата, кои најчесто се метални фушеци, *симетрично* се поставуваат соодветни конусни епрувети во кои се наоѓа смесата што треба да се центрифугира. Секогаш се центрифугираат најмалку две епрувети кои се полнат до 1–2 cm³ под отворот. Ако е потребно да се центрифугира само една епрувета, тогаш втората епрувета се полни со вода до иста висина. По затворање на капакот, центрифугата внимателно се пушта во движење. Центрифугирањето трае 2–3 минути, а потоа центрифугата се исклучува. Откако таа сосема ќе се смири, дури тогаш капакот се отвора и епруветите се вадат. Центрифугирањето е добро извршено ако целиот талог се наоѓа во долниот дел на епруветата, а бистриот раствор е над него.

Ако не може да се оддели талогот целосно од матичниот раствор со центрифугирање, тогаш се применува *филтрирање*.

Ако е голема количината на матичниот раствор во однос на талогот, тогаш одделувањето на талогот може да се изведе со *декантирање* (одделување на талог од раствор со одлевање на течноста).

Промивање на талог

Бидејќи се работи со мали количини супстанца, потребно е талогот да се промие веднаш по одделувањето од матичниот раствор. Со промивањето се отстранува остатокот од матичниот раствор, а се намалува растворливоста на талогот, што е многу важно за анализата. Операцијата се изведува на наредниот начин: на талогот во епруветата се додава *дестилираната вода* во која е додадена мала количина од таложниот реагенс, се меша со стаклена прачка, а потоа се центрифугира. Течноста од талогот се одделува со декантација.

Ако е талогот на филтер хартија, промивањето се изведува со колба-прскалка, а постапката се изведува уште еднаш.

Испарување

Оваа операција се применува за да се добие *поконцентриран раствор* или *сув остаток*. Ако се концентрира растворот, испарувањето на растворувачот се изведува во стаклена чаша, а за да се добие сув остаток, растворот се става во порцеланско садче, кое се загрева на водена бања или на пламен, се додека да остане само една капка од растворувачот.

Пренесување на талог во друг сад се врши со додавање на дестилирана вода во епруветата во која се наоѓа талогот, а потоа епруветата силно, попречно се протресува и се излева во другиот сад.

Растворање на талог се изведува во епрувета во која се наоѓа. На талогот се додава соодветен растворувач околу една третина од нејзиниот волумен, а потоа епруветата се загрева на водена бања или на пламен, до целосно или до делумно растворање.

Земање на течни реагенси се врши со капалки од реагенс–шишиња во кои се чуваат тие. Чистотата на реагенсите е многу важен услов за успешна анализа. Затоа, при ставање на реагенсот во пробата со капалката, треба да се внимава таа да не допира до сидовите на епруветата. Доколку е заматен течниот реагенс, тој не смее да се употребува.

Земање цврсти реагенси се врши со пластична лажичка од саатно стакло на кое е претурена претходно мала количина од реагенсот. Остатокот од реагенсот кој се наоѓа на саатното стакло не се враќа назад во садот во кој се чува тој.

Докажување на катјони и на анјони се изведува со земање на 3-4 капки од испитуваниот раствор. Кон него се додава соодветно количество реагенс. Од промените кои настануваат при реакциите се изведува заклучок, за тоа кој јон е присутен во анализата.

Водење на лабораториски дневник

Секој ученик треба да води лабораториски дневник во кој ги запишува: докажаните јони во испитуваната проба, постапките со кои тие се докажуваат и реакциите со кои е извршена нивната идентификација.

Прашања и задачи за повторување:

1. Што е предмет на изучување на аналитичката хемија?
 2. Со квалитативна хемиска анализа се определува:
 - а) колкаво е количеството на испитуваната компонента во пробата;
 - б) кои се составните делови на испитуваната проба;
 - в) број на честички од кои е изградена испитуваната проба.
 3. Наведи ги поважните правила за однесување во хемиска лабораторија.
 4. Со кој прибор може да се мери волумен на течности?
 5. Зошто треба да се препознаваат знаците за предупредување и опасност при работа во хемиска лабораторија?
 6. Опиши ги операциите талочење и миеење на талог.
 7. Наведи примери од секојдневниот живот за значењето на аналитичката хемија.
-

2. РАСТВОРИ



Истакнатиот германски хемичар Освалд (W.Ostwald) рекол: „Сите хемиски процеси кои се одвиваат во природата, како во животинските, така и во растителните организми, а исто така и оние процеси кои се вршат во лабораторија се одвиваат меѓу супстанции во раствор“.

W.Ostwald (1853-1932)

Основни цели во втората тематска целина се:

- ученикот да разбере дека реакциите што се користат во квалитативната анализа се главно реакции кои се одвиваат во водени раствори,
- да се утврдат и прошират претходно стекнатите знаења за својствата на растворите,
- ученикот да го разбере значењето на индикаторите,
- да се совлада начинот на изразување состав на растворите преку решавање на задачи,
- да разликува видови дисперзни системи,
- да дефинира основни поими: хемиска рамнотежа, електролити, константа на дисоцијација, рН, хидролиза, пуфери и производ на растворливост.

2.1. Дисперзни системи

Супстанците во природата вообичаено се среќаваат во вид на смеси, а многу поретко во чиста состојба, на пример: воздухот е смеса од гасови, водата за пиење содржи разни минерални соли, рудите се смеси од метали и неметали итн. Во хемијата смесите многу често се означуваат како системи. Смеса од две или повеќе супстанции чии честички се распределени (диспергирани) низ друга супстанца која е во поголемо количество се нарекува **дисперзен систем**.

Диспергираната супстанца се вика **диспергирана фаза**, а супстанцата во која се распределени честичките на диспергираната фаза се вика **дисперзиона средина**.
Поделба на дисперзните системи

Дисперзните системи може да се поделат на неколку начини. Најчесто поделбата се врши според агрегатната состојба на диспергираната фаза и дисперзионата средина, како и според големината на диспергираните честичките.

Според агрегатната состојба има девет типа дисперзни системи, како што се гледа од дадената табела 2.1.

Табела 2.1 Поделба на дисперзни системи според агрегатна состојба на дисперзиона средина и диспергирана фаза

Дисперзиона средина	Диспергирана фаза	Пример
цврста	цврста	легура (месинг, бронза)
цврста	течна	забарски амалгам
цврста	гасовита	стиропор
течна	цврста	шекер во вода
течна	течна	масло во вода
течна	гасовита	газирана вода
гасовита	цврста	чад
гасовита	течна	магла
гасовита	гасовита	воздух

Според големината на честичките на диспергираната фаза, тие се делат на: грубо дисперзни системи, колоидно дисперзни и молекуларно дисперзни системи.

Грубо дисперзни системи

Грубо дисперзни системи се оние системи кај кои честичките на диспергираната фаза се над 100 нанометри (еден нанометар изнесува 10^{-9}m). На пример: матна вода, чад во воздух, руда и друго, прикажани на слика 2.1



Слика 2.1 Грубо дисперзни системи (матна вода, чад во воздух, руда)

Грубо дисперзните системи се хетерогени смеси чии честички се големи и може да се видат и со голо око. Тие многу често се среќаваат како *суспензии*, *емулзии*, *аеросоли*, *пени* и *друго*.

Во суспензиите честичките на цврстите супстанции се распределени во течна средина. Со стоене, цврстите супстанции се таложат, на пример, речната вода содржи диспергирани честички од ситен песок, глина и слични супстанции .

Емулзија е дисперзен систем составен од честички на две или повеќе течности кои физички се одделени, на пример, смеса од масло и оцет, мајонез и друго.

Во аеросолите честички од течна или цврста супстанца се распределени во гасовита средина, на пример магла или различни средства за прскање на растенија заради заштита од штеточини.

Колоидно дисперзни системи

Колоидно дисперзни системи (колоиди) се системи во кои големината на честичките е меѓу 1 и 100 нанометри. Во нив не се видливи границите меѓу диспергираната фаза и дисперзионата средина. Колоидно дисперзните системи може да се образуваат од грубо дисперзните системи (со ситнење на покрупните честички) или од молекуларно дисперзните системи (со создавање на поголеми агрегати од молекули или јони).

Според однесувањето на колоидните честички кон течноста во која се распределени, колоидните раствори се делат на *лиофилни* и *лиофобни*. Ако е дисперзионата средина вода, станува збор за хидрофилни и за хидрофобни колоиди.

Кај хидрофилните колоиди, честичките на диспергираната супстанца најчесто имаат поларни атомски групи кои ги привлекуваат молекулите на водата и образуваат агрегати од молекули. На пример: кисело млеко, белка од јајце, скроб, желатин и друго. Ако е привлекувањето на колоидните честички и водата големо хидрофилниот колоид е вискозен систем и се вика *гел* (слика 2.2а).



Слика 2.2 а, Колоидно дисперзни системи

Слика 2.2 б, Молекуларно дисперзни системи

Честичките на хидрофобните колоиди ги одбиваат молекулите на водата во која се распределени. Тие не се поврзуваат со водата, немаат поларни групи, со што е оневозможено слепување (коагулација) на колоидните честички и образување на поголеми агрегати. Таков систем се нарекува *сол*. Коагулацијата, односно таложењето може да се предизвика со загревање, со електрична енергија или со додавање на електролит (киселина, база или сол). Такви системи се: колоидно злато, колоидно сребро, метални сулфиди и други.

Колоидните системи се одликуваат со неколку карактеристични својства како што се коагулација, електрофореза, Тиндалов ефект и други.

Молекуларно дисперзни системи се дисперзни системи чии честички на диспергираната фаза се молекули или јони со големина под 1 нанометар. Такви

системи се обоени раствори од некои соли, алкохолни раствори, парфеми и друго (слика 2.2б).

Важно е да запомниш:

дисперзен систем во кој се видливи границите помеѓу различните супстанции што го сочинуваат системот претставува хетерогена смеса, додека дисперзен систем во кој не се видливи границите меѓу супстанциите е хомогена смеса.

2.2. Раствори

Најраспространети дисперзни системи се молекуларно дисперзните системи, кои вообичаено се викаат раствори. Честичките на диспергираната фаза и дисперзионата средина имаат скоро иста големина и затоа се хомогени системи.

Кај овие системи диспергираната фаза е растворената супстанца, а дисперзионата средина е растворувач. Во растворот може да има и повеќе растворени супстанции. Како растворувач се смета супстанцата чие количество во растворот е најголемо и има иста агрегатна состојба со растворот. Растворите може да бидат во гасовита, течна или во цврста состојба. Најчесто се среќаваат течни раствори во кои како растворувач е водата. Таа е универзален растворувач. Способноста за растворање на многу супстанции е условена од силно изразена поларност на нејзините молекули. Особено добро ги раствора оние супстанции чии молекули се, исто така, поларни. Во вода добро се раствораат и јонските соединенија, а многу слабо растворливи се супстанциите изградени од неполарни молекули.

Растворливост на супстанциите

Растворливоста на различни супстанции во вода е различна. **Концентрацијата на растворената супстанца во заситен раствор се нарекува растворливост на таа супстанца во определен волумен на растворувач.** Таа зависи од: природата на растворената супстанца, нејзината агрегатна состојба, температура како и од други фактори. Како мерка за растворливост се зема масата на растворената супстанца што се раствора во 100 грама растворувач.

Растворливост на некои *цврсти супстанции* во вода, во зависност од нивната природа, прикажана е во наредната табела 2.2

Табела 2.2 Растворливост на некои цврсти супстанции на 18°C

Супстанца	Грамови на растворена супстанца во 100 g вода на 18°C
Калиум јодид KI	137,50
Натриум нитрат NaNO ₃	88,00
Сребро нитрат AgNO ₃	68,60
Натриум хлорид NaCl	35,86
Калциум хидроксид Ca(OH) ₂	0,17
Калциум сулфат CaSO ₄	0,20
Бариум сулфат BaSO ₄	0,00023
Сребро хлорид AgCl	0,00016

Ако во 100 g растворувач се растворени над 10 g од растворената супстанца, таа е лесно растворлива, како на пример KI, NaNO₃, NaCl. Растворлива е онаа супстанца чија растворливост е 1 – 10 g. Ако во 100 g растворувач, се растворени од 0,01 – 1 g, супстанцата е слабо растворлива. Такви супстанции се Ca(OH)₂, CaSO₄. Практично нерастворлива е онаа супстанца ако од неа се растворени помалку од 10 mg во 100 g растворувач (BaSO₄, AgCl). Апсолутно нерастворливи супстанции нема.

Растворливоста на цврстите супстанции во вода зависи од температура. Најчесто со нејзино покачување, растворливоста се зголемува. Со покачување на температурата, растворливоста може да се намалува или да се зголемува, а потоа таа да се намалува.

Зависност на растворливоста на супстанците од температура може да се прикаже графички, со криви на растворливост. Со помош на кривите на растворливост може да се определи концентрација на растворената супстанца, како и редоследот по кој супстанците кристализираат.

Растворливоста на *течни супстанции* во течности е различна. Со покачувањето на температурата, растворливоста на течностите кај некои супстанции се зголемува, а кај други се намалува.

Кај некои течни раствори се среќава волуменска контракција. Тоа е појава кога волуменот на добиениот раствор е помал од збирот на волуменот на растворувачот и растворената супстанца, на пример со мешање на 50 cm³ етанол и 46,20 cm³ вода се добива раствор со волумен од 92,65 cm³.

Расворливост на *гасови* во вода е различна. Таа зависи од природата на гасот, температурата и притисокот. Со покачување на температурата, растворливоста се намалува, а со покачување на притисокот, растворливоста се зголемува.

Како растворувачи, освен вода може да се користат и други супстанции: етанол, хлороформ, етер, бензен и други.

Според количеството на растворената супстанца во определено количество растворувач, растворите може да бидат: *незаситени*, *заситени* и *презаситени раствори*.

Незаситени раствори се оние раствори во кои растворувачот може да раствори уште од растворливата супстанца на собна температура.

Заситени раствори се раствори во кои растворувачот не може да раствора повеќе од растворливата супстанца на собна температура. Тие содржат вишок од супстанцата што не се растворила.

Ако се загрева заситениот раствор заедно со нерастворената супстанца, таа ќе се раствори, со што се добива *презаситен раствор*. Со ладење на презаситениот раствор до собна температура, вишокот од растворената супстанца ќе кристализира.

При растворање на некои супстанции во вода, доаѓа до ослободување на топлина, додека при растворање на други супстанции, потребно е да се додаде топлина. **Количеството топлина што се ослободува или се апсорбира при процесот на растворање, се вика топлински ефект на растворање.**

При растворање на сулфурна киселина, натриум хидроксид или калиум хидроксид во вода се ослободува топлина. Овој процес на растворање е *егзотермен*. Додека при растворање на калиум нитрат или аминиум хлорид во вода, се апсорбира топлина, температурата на растворот се намалува, а процесот е *ендотермен*.

При растворање на супстанците во вода или во некој друг растворувач доаѓа до взаемно дејство на честичките на супстанците што се раствораат и самиот растворувач. Овој процес се нарекува *солватација*. Ако е растворувачот вода, тогаш процесот се вика *хидратација*. Како резултат на хидратацијата, во растворот настануваат соединенија хидрати, кои при кристализација дел од водата ја задржуваат во својот состав. Кристалните супстанции кои во својот состав содржат вода се наречени кристалохидрати, а сврзаната вода – кристална вода. На пример, $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ магнезиум сулфат хексахидрат, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ натриум карбонат декахидрат.

Растворите се разликуваат од чистите супстанции по нивните **температура на мрзнење и температура на вриење**. Растворите обично мрзнат на пониска температура, а вријат на повисока температура од чистиот растворувач.

Растворите имаат и други важни својства. Со некои од нив ќе се запознаеме подоцна.

Прашања и задачи за повторување:

1. Кој вид дисперзен систем е секој од наведените примери: вода за пиење, воздух, масло во вода, кока кола, белка од јајце, кисело млеко и дезодоранс?
 2. Определи што претставува дисперзиона средина, а што диспергирана фаза во претходно наведените примери!
 3. Со кои својства се карактеризира секој од овие системи?
 4. Кои се хомогени системи, а кои хетерогени?
 5. Во една чаша стави вода и натриум хидроксид, а во друга, вода и бариум сулфат. Во двете чаши определи што е растворувач, а што растворлива супстанца. Потоа определи ги и другите својства што ги забележуваш!
 6. Што е коагулација и како може да се изврши?
 7. Објасни ја појавата хидратација!
 8. Побарај информации за примена на колоидно дисперзни системи за заштита на животната средина!
-

2.3. Состав на раствори

Квантитативниот состав на растворите може да се изрази на повеќе начини. Најчесто се изразува со величините **односи, удели и концентрации** кои се дадени во Табела 2.3.

Табела 2.3 Формули за изразување состав на раствори

Физички величини		
Односи	Удели	Концентрации
масен однос $\zeta(B,A) = \frac{m(B)}{m(A)}$	масен удел $w(B) = \frac{m(B)}{\sum m_i}$	масена концентрација $\gamma(B) = \frac{m(B)}{V(p-p)}$
количински однос $r(B,A) = \frac{n(B)}{n(A)}$	количински удел $x(B) = \frac{n(B)}{\sum n_i}$	количинска концентрација $c(B) = \frac{n(B)}{V(p-p)}$
волуменски однос $\psi(B,A) = \frac{V(B)}{V(A)}$	волуменски удел $\varphi(B) = \frac{V(B)}{\sum V_i}$	волуменска концентрација $\sigma(B) = \frac{V(B)}{V(p-p)}$

Во Табелата со (B) е означена растворената супстанца, а со (A) е означен растворувачот.

Величината масен однос е означена со грчка буква ζ - зета.

Величината волуменски однос е обележана со грчка буква ψ – пси.

Ознаката за масен удел **W** се чита **даблве**.

Ознаката за волуменски удел **φ** се чита **фи**.

Масената концентрација се означува со грчката буква γ – гама.

Волуменската концентрација е дадена со ознаката **σ** – **сигма**.

Односите како и уделите се бездимензионални величини. Тие најчесто се изразуваат во проценти (стоти дел), а некогаш и во промили (илјадити дел). Ако е растворената супстанца застапена во трагови, се изразува во *ppm* – пи-пи-еми (милионити дел).

Содржината на растворена супстанца во растворот се вика **концентрација на растворена супстанца во раствор**. Таа може да се изрази на повеќе начини, и тоа како: количинска концентрација, масена концентрација и волуменска концентрација.

2.3.1. Удел на супстанца во раствор

- **Масен удел** $w(B)$ на растворена супстанца (B) претставува однос меѓу масата на растворената супстанца $m(B)$ и збирот на масите на сите компоненти од растворот Σm_i .

$$w(B) = \frac{m(B)}{\Sigma m_i}$$

Пример – 1: Да се подготват 50 грама раствор од NaOH со масен удел на NaOH 10%. Колку грама од NaOH се потребни?

Решение:

$$m(p - p) = 50 \text{ g}$$

$$w(\text{NaOH}) = 10\%$$

$$m(\text{NaOH}) = ?$$

$m(p - p) = \Sigma m_i$ Уделот изразен во проценти, се дели со 100. Од изразот

$$w(B) = \frac{m(B)}{\Sigma m_i} \text{ следува } m(B) = w(B) \cdot \Sigma m_i$$

$$m(\text{NaOH}) = w(\text{NaOH}) \cdot m(p - p)$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 50 \text{ g} = 5 \text{ g}$$

Пример – 2: Да се приготват 100 грами раствор со $w(\text{BaCl}_2) = 3\%$ од $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

Решение:

$$m(p - p) = 100 \text{ g}$$

$$w(\text{BaCl}_2) = 3\%$$

$$M(\text{BaCl}_2) = 208,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 224,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$M(\text{BaCl}_2) : M(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 3\text{g}(\text{BaCl}_2) : x(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$$

$$x(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{224,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3 \text{ g}}{208,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{732,6 \text{ g}}{208,2} = 3,52 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(p - p) - m(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g} - 3,52 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 96,48 \text{ g} = 96,48 \text{ cm}^3$$

- **Волуменски удел** $\varphi(B)$ се изразува со однос на волуменот од растворената супстанца $V(B)$ и збирот на волумените на сите компоненти во растворот ΣV_i .

$$\varphi(B) = \frac{V(B)}{\Sigma V_i}$$

Пример – 1: Волуменскиот удел на чиста оцетна киселина во воден раствор е 7%, а волуменот на растворот е 200 cm^3 . Колку изнесува волуменскиот удел на водата во растворот?

Решение:

$$\varphi(\text{CH}_3\text{COOH}) = 7\%$$

$$V(p - p) = 200 \text{ cm}^3$$

$$\varphi(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$V(p - p) = \sum v_i$$

Од изразот за волуменски удел следува $V(B) = \varphi(B) \cdot \sum v_i$.

Со замена се добива: $V(\text{CH}_3\text{COOH}) = \varphi(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(p - p)$

$$V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,07 \cdot 200 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 14 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V(p - p) - V(\text{CH}_3\text{COOH})$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ cm}^3 - 14 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 186 \text{ cm}^3$$

$$\varphi(\text{H}_2\text{O}) = \frac{V(\text{H}_2\text{O})}{V(p - p)} = \frac{186 \text{ cm}^3}{200 \text{ cm}^3} = 0,93 \cdot 100 = 93\%$$

Волуменскиот удел на водата е 93%.

- **Количински (молски) удел** $x(B)$ претставува однос на количеството од растворената супстанца $n(B)$ и вкупното количество од сите компоненти во растворот $\sum n_i$.

$$x(B) = \frac{n(B)}{\sum n_i}$$

2.3.2. Концентрација на растворена супстанца во раствор

- **Масена концентрација** $\gamma(B)$ претставува однос на масата на растворената супстанца $m(B)$ и волуменот на растворот $V(p - p)$.

$$\gamma(B) = \frac{m(B)}{V(p - p)}$$

Единица за масена концентрација во Интернационалниот систем на единици е kg/m^3 . Од практични причини се употребува g/dm^3 .

Пример 1: Да се подготват 250 cm^3 раствор до калиум хлорид со масена концентрација $5,50 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$. Колкава маса од калиум хлорид е потребна?

Решение:

$$V(p - p) = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$\gamma(\text{KCl}) = 5,50 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$$

$$m(\text{KCl}) = ?$$

Од изразот за масена концентрација може да се пресмета масата на калиум хлорид според изразот:

$$m(B) = \gamma(B) \cdot V(p - p)$$

$$m(\text{KCl}) = 5,50 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,25 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{KCl}) = 1,375 \text{ g}$$

Масата на калиум хлорид е $1,375 \text{ g}$.

- **Количинска (молска) концентрација** $c(B)$ е однос на количеството од растворената супстанца $n(B)$ и волуменот на растворот $V(p - p)$

$$c(B) = \frac{n(B)}{V(p-p)}$$

Единица за количинска концентрација е mol/m^3 , а најчесто се користи mol/dm^3 . Составот на растворите најчесто се изразува со количинска концентрација која скратено се вика само концентрација.

Пример 1: Колкава маса од калиум нитрат е потребна за подготвување на 200 cm^3 раствор со количинска концентрација на KNO_3 $0,150 \text{ mol/dm}^3$?

Решение:

$$m(\text{KNO}_3) = ?$$

$$V(p-p) = 200 \text{ cm}^3 = 0,2 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{KNO}_3) = 0,150 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Од изразот за количинска концентрација следува: $n(B) = c(B) \cdot V(p-p)$. Со замена

на $n(B) = \frac{m(B)}{M(B)}$ се добива $\frac{m(\text{KNO}_3)}{M(\text{KNO}_3)} = c(\text{KNO}_3) \cdot V(p-p)$ или

$$m(\text{KNO}_3) = c(\text{KNO}_3) \cdot V(p-p) \cdot M(\text{KNO}_3)$$

$$m(\text{KNO}_3) = 0,150 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,2 \text{ dm}^3 \cdot 101 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{KNO}_3) = 3,03 \text{ g}$$

Масата на калиум нитрат е $3,03 \text{ g}$

Пример 2: Да се пресмета количинската концентрација на натриум хидроксид ако во 4 dm^3 раствор се содржат $8,2 \text{ g NaOH}$?

Решение:

$$c(\text{NaOH}) = ?$$

$$V(p-p) = 4 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{NaOH}) = 8,2 \text{ g}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Со замена во изразот $n(B) = \frac{m(B)}{M(B)}$ се добива $n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{8,2 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,205 \text{ mol}$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(p-p)} = \frac{0,205 \text{ mol}}{4 \text{ dm}^3} = 0,0512 \text{ mol/dm}^3$$

Концентрацијата на натриум хидроксид во растворот е $0,0512 \text{ mol/dm}^3$

- **Волуменска концентрација $\sigma(B)$** претставува однос меѓу волуменот на растворената супстанца $V(B)$ и волуменот на растворот $V(p-p)$

$$\sigma(B) = \frac{V(B)}{V(p-p)}$$

Волуменската концентрација на растворената супстанца е бездимензионална величина.

Пример: Колкава е волуменската концентрација на ацетон во раствор добиен со мешање на 90 cm^3 вода и 30 cm^3 ацетон?

Решение:

$$\sigma(\text{ацетон}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 90 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{ацетон}) = 30 \text{ cm}^3$$

$$V(p - p) = V(\text{ацетон}) + V(\text{H}_2\text{O}) = 30 \text{ cm}^3 + 90 \text{ cm}^3 = 120 \text{ cm}^3$$

$$\sigma(\text{ацетон}) = \frac{V(\text{ацетон})}{V(p - p)} = \frac{30 \text{ cm}^3}{120 \text{ cm}^3} = 0,25$$

Волуменската концентрација на ацетонот е 0,25.

Честопати има потреба квантитативниот состав на растворена супстанца дадена со масен удел да се искаже со количинска или со масена концентрација, како и обратно.

Пример 1: Масен удел на натриум нитрат во раствор е 0,14, а густината на растворот е $1,09 \text{ g cm}^{-3}$. Да се пресмета: а) масена концентрација на раствор од натриум нитрат и б) количинска концентрација на растворената супстанца?

Решение:

$$w(\text{NaNO}_3) = 0,14$$

$$\rho(p - p) = 1,09 \text{ g cm}^{-3}$$

$$\gamma(\text{NaNO}_3) = ?$$

$$c(\text{NaNO}_3) = ?$$

$$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ g mol}^{-1}$$

а) Масената концентрација може да се пресмета со изразот $\gamma(B) = w(B) \cdot \rho(p - p)$

$$\gamma(\text{NaNO}_3) = w(\text{NaNO}_3) \cdot \rho(p - p)$$

Со замена на симболите со бројни вредности и единици се добива:

$$\gamma(\text{NaNO}_3) = 0,14 \cdot 1,09 \text{ g cm}^{-3} = 0,1526 \text{ g cm}^{-3}$$

Масената концентрација на натриум нитрат во растворот е $152,6 \text{ g dm}^{-3}$

б) Количинската концентрација може да се пресмета со изразот

$$c(\text{NaNO}_3) = \frac{\gamma(\text{NaNO}_3)}{M(\text{NaNO}_3)} \quad c(\text{NaNO}_3) = \frac{152,6 \text{ g dm}^{-3}}{85 \text{ g mol}^{-1}} = 1,795 \text{ mol dm}^{-3}$$

Количинска концентрација на натриум нитрат во растворот е $1,795 \text{ mol dm}^{-3}$.

Пример 2: Во 250 cm^3 раствор од натриум хлорид со густина $1,07 \text{ g cm}^{-3}$ се растворени 2,5 g натриум хлорид. Да се пресмета масен удел на натриум хлорид во растворот!

Решение:

$$V(p - p) = 250 \text{ cm}^3$$

$$\rho(p - p) = 1,07 \text{ g cm}^{-3}$$

$$m(\text{NaCl}) = 2,5 \text{ g}$$

$$w(\text{NaCl}) = ?$$

Масата на растворот се пресметва со изразот $m(p - p) = V(p - p) \cdot \rho(p - p)$

$$m(p - p) = 250 \text{ cm}^3 \cdot 1,07 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$m(p - p) = 267,5 \text{ g}$$

Со замена на симболите со бројни вредности и единици во изразот за масен удел се добива:

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(p - p)} = \frac{2,5 \text{ g}}{267,5 \text{ g}} = 0,0093 \cdot 100 = 0,93\%$$

Масениот удел на натриум хлорид во растворот е 0,93%.

Задачи за повторување:

1. а) Колкава маса од натриум сулфат е потребна за подготвување на 50g воден раствор со масен удел 9%?

б) Колкава е масата на водата?

$$\text{Решение: а) } m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 4,5 \text{ g}$$

$$\text{б) } m(\text{H}_2\text{O}) = 45,5 \text{ g}$$

2. Да се пресмета масениот удел на солта во раствор добиен со растворање на 350mg сол во 120g вода?

$$\text{Решение: } w(\text{сол}) = 0,29\%$$

3. Со анализа утврдено е дека масениот удел на кристална вода во цинк сулфат изнесува 43,90%. Да се пресмета колку молекули на кристална вода се сврзани со цинк сулфат!

$$\text{Решение: } 7 \text{ mol H}_2\text{O}$$

4. Волуменот на смеса од алкохол и вода е 200 cm^3 , а волуменскиот удел на алкохолот е 0,4. Ако се додаде кон смесата 0,1 литар вода, колку изнесува волуменскиот удел на водата во смесата?

$$\text{Решение: } \varphi(\text{H}_2\text{O}) = 73,33\%$$

5. Колкава е масената концентрација на бариум хлорид во 250ml воден раствор во кој масата на бариум хлоридот изнесува 3,5g?

$$\text{Решение: } \gamma(\text{BaCl}_2) = 14 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

6. Да се пресмета количинска концентрација на хлороводородна киселина во 2 cm^3 желудечна течност, во која масата на хлороводородната киселина изнесува 70mg!

$$\text{Решение: } c(\text{HCl}) = 0,95 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

7. а) Колкава маса од магнезиум хлорид е потребна за подготвување на 2 dm^3 раствор со количинска концентрација $0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

б) Да се пресмета масена концентрација!

$$\text{Решение: а) } m(\text{MgCl}_2) = 2,85 \text{ g}$$

$$\text{б) } \gamma(\text{MgCl}_2) = 1,425 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

8. а) Колкав е волуменот на воден раствор од оцетна киселина, со волуменска концентрација 0,25? Растворот е подготвен од 15 cm^3 оцетна киселина.

б) Колкав е волуменот на водата?

$$\text{Решение: а) } V(p - p) = 60 \text{ cm}^3$$

$$\text{б) } V(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ cm}^3$$

9. Колкава е масата на растворената азотна киселина во 200 cm^3 раствор со масен удел 63% и густина $1,30 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$?

$$\text{Решение: } m(\text{HNO}_3) = 163,8 \text{ g}$$

10. Колкава е масата на водата во $1,5 \text{ dm}^3$ концентрирана сулфурна киселина со масен удел 96% и густина $1,82 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$?

$$\text{Решение: } m(\text{H}_2\text{O}) = 109,2 \text{ g}$$

11. Колкава е концентрацијата на калиум хидроксид во раствор со масен удел 20% и густина $0,86 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$?

$$\text{Решение: } c(\text{KOH}) = 3,071 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

12. Со растворање на 22 g калиум хлорид во 0,5 kg вода добиен е раствор со густина $1,68 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Да се пресмета: а) масен удел на калиум хлорид во растворот; б) масена

концентрација на калиум хлорид во растворот; в) количинска концентрација на калиум хлорид во растворот!

Решение: а) $w(\text{KCl}) = 4,21\%$

б) $\gamma(\text{KCl}) = 70,807 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$

в) $c(\text{KCl}) = 0,951 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

13. Колкава е количинската концентрација на концентрирана хлороводородна киселина со масен удел 36% и густина $1,179 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$?

Решение: $c(\text{HCl}) = 11,646 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

14. Колкав е масениот удел на флуороводородна киселина во раствор со густина $1,14 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ чија концентрација е $27 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$?

Решение: а) $w(\text{HF}) = 47,37\%$

2.3.3. Разредување и мешање на раствори

Растворите најчесто се добиваат со растворање на чисти супстанции во дестилирана вода. Од практични причини растворите може да се добијат и со разредување на веќе приготвени поконцентрирани раствори или со мешање на два или повеќе раствори со различна концентрација.

Разредување на раствори

При разредување на растворите, концентрацијата на растворената супстанца се намалува, бидејќи волуменот на растворот се зголемува со додавање на вода како растворувач. Кога се врши разредување на раствори, потребно е да се пресмета колку вода ќе се додаде на почетниот раствор за да се добие раствор со бараната концентрација.

Ако составот на растворот е даден со масен удел на растворената супстанца, пресметувањата се вршат со изразот $m_1 \cdot w_1 = m_2 \cdot w_2$ каде:

m_1 е маса на растворот што се разредува,

w_1 е масен удел на растворената супстанца во растворот што се разредува,

m_2 е маса на растворот што се добива со разредувањето,

w_2 е масен удел на растворената супстанца во растворот што се добива со разредувањето.

Ако составот на растворот е изразен со количинска концентрација, се користи изразот $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$.

Кога составот на растворот е изразен со масена концентрација, пресметувањата се вршат според формулата: $\gamma_1 \cdot V_1 = \gamma_2 \cdot V_2$.

Пример 1

а) Да се пресмета колкав волумен од хлороводородна киселина со масена концентрација 80 gdm^{-3} треба да се разредат за да се добијат 250 cm^3 раствор со масена концентрација на HCl 30 gdm^{-3} ?

б) Колку cm^3 вода се потребни за разредувањето на растворот?

Решение:

а) $V_1(\text{HCl}) = ?$

$$\gamma_1(\text{HCl}) = 80 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$V_2(\text{HCl}) = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$\gamma_2(\text{HCl}) = 30 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Со замена на симболите со бројни вредности и единици во изразот $V_1 \gamma_1 = V_2 \gamma_2$ се добива:

$$V_1(\text{HCl}) \gamma_1(\text{HCl}) = V_2(\text{HCl}) \gamma_2(\text{HCl})$$

$$V_1(\text{HCl}) 80 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3} = 0,25 \text{ dm}^3 30 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$V_1(\text{HCl}) = 0,09375 \text{ dm}^3 = 93,75 \text{ cm}^3$$

Волуменот на хлороводородна киселина кој треба да се разреди изнесува $93,75 \text{ cm}^3$.

б) cm^3 (вода) = ?

$$V_2 - V_1 = \text{cm}^3 \text{ (вода)}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) \text{ бидејќи } \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/cm}^3$$

$$250 \text{ cm}^3 - 93,75 \text{ cm}^3 = 156,25 \text{ cm}^3$$

За разредување на растворот потребни се $156,25 \text{ cm}^3$ вода.

Пример 2

Со колку вода треба да се разредат $0,750 \text{ kg}$ раствор од HNO_3 со масен удел 63% за да се добие раствор со масен удел 20% ?

Решение:

Пресметувањето се врши со изразот $m_1 w_1 = (m_1 + m_2) w_3$ (1)

m_1 – маса на раствор што се разредува,

w_1 – масен удел на растворената супстанца во растворот што се разредува,

m_2 – маса на растворувачот (водата),

w_3 – масен удел на растворената супстанца во растворот што се добива со разредувањето.

$$m_2(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$m_1(\text{HNO}_3) = 0,750 \text{ kg} = 750 \text{ g}$$

$$w_1(\text{HNO}_3) = 63\% = 0,63$$

$$w_3(\text{HNO}_3) = 20\% = 0,2$$

Со замена на вредностите во изразот (1) се добива $750 \text{ g} \cdot 0,63 = (750 \text{ g} + m(\text{H}_2\text{O})) \cdot 0,2$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1612,5 \text{ g} = 1,612 \text{ kg}$$

Масата на водата со која треба да се разреди растворот е $1,612 \text{ kg} = 1,612 \text{ dm}^3$

Мешање на раствори

Со мешање на два раствора со различна концентрација, при што се добива раствор со нова концентрација се користи формулата: $V_1 c_1 + V_2 c_2 = (V_1 + V_2) c_3$ каде:

V_1 е волумен на првиот раствор

c_1 е концентрација на првиот раствор

V_2 е волумен на вториот раствор

c_2 е концентрација на вториот раствор

c_3 е концентрација на новодобиениот раствор.

Пример 3

Ако се измешаат два раствора: $1,5 \text{ dm}^3$ раствор од натриум хидроксид со концентрација $0,120 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ и 500 cm^3 раствор од натриум хидроксид со концентрација $0,530 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, ќе се добие нов раствор. Колкава е концентрацијата на NaOH во новодобиениот раствор?

Решение:

$$V_1(\text{NaOH})=1,5 \text{ dm}^3 \quad V_2(\text{NaOH})=500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

$$c_1(\text{NaOH})=0,120 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} \quad c_2(\text{NaOH})=0,530 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} \quad c_3(\text{NaOH})=?$$

Со замена на симболите со бројни вредности во изразот

$V_1 c_1 + V_2 c_2 = (V_1 + V_2) c_3$ се добива:

$$1,5 \text{ dm}^3 \cdot 0,12 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} + 0,5 \text{ dm}^3 \cdot 0,530 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} = (1,5 \text{ dm}^3 + 0,5 \text{ dm}^3) c_3$$

$$c_3(\text{NaOH})=0,2225 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

Концентрацијата на новиот раствор од натриум хидроксид е $0,2225 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$.

Задачи за повторување:

1. Колку литри вода треба да се додадат на 1 kg раствор од манган хлорид MnCl_2 , со масен удел $w(\text{MnCl}_2) = 15\%$, за да се добие раствор со масен удел на MnCl_2 3%?

Решение: $V(\text{H}_2\text{O}) = 4 \text{ l}$

2. а) Колкав волумен раствор од калиум хидроксид KOH со масен удел $w(\text{KOH}) = 18,62\%$ и густина $\rho(p - p) = 1,175 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ е потребно да се земе за да се подготват 300 cm^3 раствор од KOH со масен удел $w(\text{KOH}) = 5,51\%$ и густина $\rho(p - p) = 1,05 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$?

б) Колкав волумен вода е потребно да се додаде кон новодобиениот раствор од KOH?

Решение: а) $V(\text{KOH}) = 79,32 \text{ cm}^3$

б) $V(\text{H}_2\text{O}) = 220,68 \text{ cm}^3$

3. Да се пресмета колкав волумен на вода треба да се додаде кон 20 cm^3 раствор од FeCl_3 со $c(\text{FeCl}_3) = 1,244 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ за да се добие раствор со $c(\text{FeCl}_3) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$?

Решение: $V(\text{H}_2\text{O}) = 29,76 \text{ cm}^3$

4. Во $0,5 \text{ dm}^3$ раствор од KCl е растворено $0,33 \text{ kg}$ KCl. До колкав волумен е потребно да се разреди растворот за да неговата концентрација изнесува $\gamma(\text{KCl}) = 240 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$?

Решение: $V(\text{KCl}) = 1,375 \text{ dm}^3$

5. Колкава е концентрацијата на добиениот раствор ако се измешаат $3,5 \text{ dm}^3$ раствор од H_2SO_4 со концентрација $0,125 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ и 200 cm^3 раствор од H_2SO_4 со концентрација $0,998 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$?

Решение: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1721 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

6. Колкав волумен од 80% раствор од CH_3COOH треба да се додаде кон 10 dm^3 раствор од CH_3COOH со масен удел $w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 63\%$ за да се добие раствор со масен удел $w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 75\%$?

Решение: $w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 24 \text{ dm}^3$

2.4. Хемиска рамнотежа и константа на хемиска рамнотежа

Рамнотежа во хомоген реакционен систем

Многу хемиски реакции се одвиваат се додека не се потроши барем една од компонентите која учествува во нив, односно овие реакции се одвиваат до крај и се сметаат за неповратни реакции. Меѓутоа, експериментално е утврдено дека голем број од реакциите не се одвиваат до крај, туку протекуваат истовремено во две спротивни насоки, при што од реактанти се добиваат продукти кои меѓусебно реагираат и преминуваат во реактанти. Ваквите хемиски реакции се викаат повратни реакции. Многу од нив се применуваат во аналитичката хемија.

Повратните реакции може да се прикажат со општа равенка:



каде A, B, C, D се ознаки на супстанците што учествуваат во реакцијата, додека a , b , c , d означуваат број на молекули со кои тие реагираат.

Ако брзина на реакцијата кога од реактанти се добиваат продукти е обележена со v_1 , а брзина на реакцијата со која од продукти се добиваат реактанти е обележана со v_2 , се добиваат наредните изрази:

$$v_1 = k_1 \cdot [c(A)]^a \cdot [c(B)]^b$$

$$v_2 = k_2 \cdot [c(C)]^c \cdot [c(D)]^d$$

каде k_1 и k_2 се константи на брзините v_1 и v_2 , кои претставуваат карактеристични величини за секоја реакција при определена температура и зависат од природата на учесниците во реакцијата.

На почетокот на реакцијата, брзината v_1 е поголема од брзината v_2 , бидејќи концентрацијата на супстанците A и B е поголема од концентрацијата на супстанците C и D. Со тек на време, брзината v_1 се намалува, а брзината v_2 се зголемува. Во определен момент двете брзини се изедначуваат. Во тој момент концентрациите на сите учесници во реакцијата не се менуваат, односно остануваат константни.

Состојбата при која не доаѓа до промена на концентрациите на учесниците во реакцијата, се нарекува хемиска рамнотежа.

После воспоставувањето на рамнотежата на хемиската реакција, концентрациите на учесниците не се менуваат, но тоа не значи дека реакцијата не се одвива. Напротив, хемиската реакција не престанува, туку и понатаму честичките од реактантите реагираат и даваат честички на продукти и обратно. Поради тоа хемиската рамнотежа има *динамичен карактер*.

Во моментот на хемиска рамнотежа $v_1 = v_2$. Со замена на изразите за двете брзини v_1 и v_2 се добива математички израз на константа на хемиска рамнотежа:

$$k_1 \cdot [c(A)]^a \cdot [c(B)]^b = k_2 \cdot [c(C)]^c \cdot [c(D)]^d \quad \text{или}$$

$$\frac{[c(C)]^c \cdot [c(D)]^d}{[c(A)]^a \cdot [c(B)]^b} = \frac{k_1}{k_2} = K_c$$

Односот на двете константи k_1 и k_2 е константен и се бележи со K_c .

Константата K_c претставува **константа на хемиска рамнотежа**. Според законот за дејство на масите, константата на рамнотежа се дефинира како **однос на производот од концентрациите на продуктите и производот од концентрациите на реактантите, степенувани со стехиометриски коефициенти од супстанциите во хемиската реакција**.

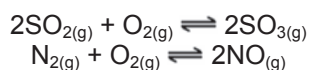
Константата на хемиската рамнотежа зависи од температура и притисок за гасовити супстанции, а не зависи од концентрациите на супстанциите. Со промена на концентрацијата на еден од учесниците во реакцијата, ќе се промени концентрацијата и на другите супстанции, при што рамнотежата се поместува на онаа страна која се противи на промената. Тоа значи дека ако се намалува концентрацијата на реактантите, се зголемува концентрацијата на продуктите и обратно.

Освен во хомоген систем во кој се сите супстанции во иста фаза (иста агрегатна состојба), хемиската рамнотежа се воспоставува и во хетероген систем. Во него, една од супстанциите е во различна фаза од другите супстанции.

Познавањето на константата на хемиската рамнотежа е од големо значење за хемијата и за хемиската индустрија. Особено е значајно поместувањето на рамнотежата во саканата насока, заради добивање поголеми количини од продукти.

Задачи за повторување:

1. Кога настанува хемиска рамнотежа при една хемиска реакција?
2. Објасни што значи динамичен карактер на хемиската рамнотежа.
3. Напиши ги равенките на реакциите: добивање на јодоводород $\text{HI}_{(g)}$, добивање на амонијак $\text{NH}_{3(g)}$, а потоа со математички израз прикажи ги и нивните константи на хемиска рамнотежа!
4. Напиши ги константите на хемиска рамнотежа на процесите на повратните реакции, прикажани со равенките:



2.5. Раствори од електролити

Освен металите, спроводници на електрична струја се и некои раствори и растопи. Растворите кои спроведуваат електрична струја се наречени *електролити*, а растворите кои не спроведуваат електрична струја се викаат *неелектролити*. Електролити се водени раствори од киселини, бази и соли, додека неелектролити се водени раствори од органски супстанции. Причина електролитните раствори да спроведуваат електричество е присуство на слободни јони во нив. Оваа појава ја објаснил шведскиот научник Сванте Арениус (Svante Arrhenius), со теоријата за електролитна дисоцијација.

Според оваа теорија неутралните честички на електролитите во воден раствор се разложуваат (дисоцираат) на **јони**.

Создавање на подвижни јони во раствор или растоп од електролит се вика електролитна дисоцијација.

При пропуштање на електрична струја низ раствор од електролит, позитивно наелектризираните честички се движат кон катодата и се наречени **катјони**, а негативно наелектризираните честички се движат кон анодата и се наречени **анјони**. Присуството на јоните во раствор од електролитот и нивното движење кон електродите ја овозможува електроспроводливоста на овие раствори. Во растворот, збирот на позитивните полнежи од катјоните е еднаков на збирот на негативните полнежи од анјоните.



Слика 2.3 Сванте Арениус (1859-1927)

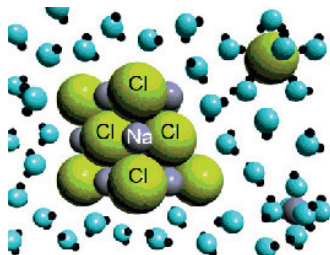
Името **јон** е грчки збор и значи „оној што патува“

Дисоцијација на електролити

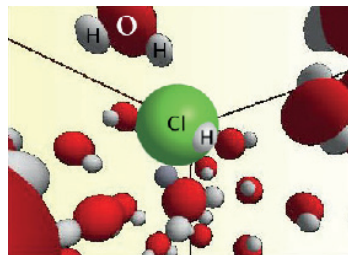
Цврстите соли, како и цврстите хидроксида, иако се изградени од јони, тие не спроведуваат електрична струја бидејќи нивните јони не можат слободно да се движат. Дури откако цврстите супстанции ќе се растворот или растопат, нивните јони може слободно да се движат и да спроведуваат електричество.

При растворање на јонски соединенија во вода, под дејство на поларните молекули на водата, од површината на супстанците се издвојуваат слободни јони. Тие се опкружени од молекулите на водата, со што се образуваат *хидратизирани јони*. На слика 2.4 е прикажана дисоцијација на јонско соединение натриум хлорид.

Освен јонски, во воден раствор дисоцираат и ковалентно-поларни соединенија. При растворање на едно ковалентно-поларното соединение во вода, поларните молекули на водата се привлекуваат со спротивно наелектризираните делови од соединението, со што се создаваат јони во растворот. Јоните се опкружени со молекули од вода, односно тие се хидратизирани. На слика 2.5 е претставена дисоцијација на поларно-ковалентно соединение, хлороводородна киселина.



Слика 2.4 Дисоцијација на натриум хлорид



Слика 2.5 Дисоцијација на хлороводородна киселина

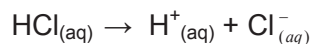
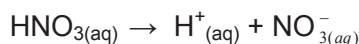
Електролитната дисоцијација, освен во водени раствори може да настане и во некои други поларни растворувачи како што се: цијановодородна киселина, течен амонијак и други. Во тој случај, јоните не се хидратизирани, туку *солватизирани*, кои се опкружени со молекули на поларниот растворувач. Во различни поларни растворувачи, дисоцијацијата е различна, додека во неполарни растворувачи, воопшто не доаѓа до дисоцијација. Ова се гледа од табела 2.4.

Табела 2.4. Дисоцијација на електролити во различни растворувачи

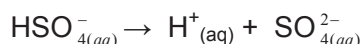
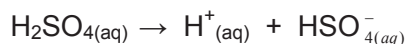
Дисоцијација на електролити	
во воден раствор	најсилна
во цијановодородна киселина	силна
во течен амонијак	слаба
во бензен	нема дисоцијација
во јаглерод дисулфид	нема дисоцијација

Дисоцијација на киселини и на бази

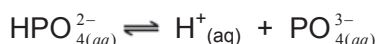
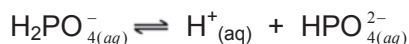
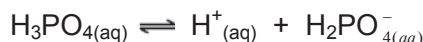
Според теоријата на електролитна дисоцијација, *киселините* во воден раствор се дисоцираат на водородни катјони и анјони на киселински остатоци.



Дисоцијацијата на еднобазните киселини (HNO_3 , HCl) се одвива во еден степен. Дисоцијацијата на двобазни киселини се одвива во два степени:

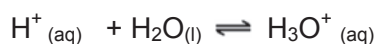


Повеќебазните киселини дисоцираат во повеќе степени. Фосфорната киселина е тробазна и затоа дисоцира таа во три степени:



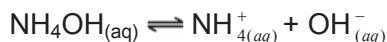
Ако електролитот дисоцира во неколку степени, дисоцијацијата е најсилна во првиот, а најслаба во последниот степен.

Во водените раствори, водородните јони се сврзуваат со молекулите на водата и притоа образуваат *хидрон јони (хидрони)*:



Заедничките својства на киселините се должат на водородните, односно на хидрон јоните.

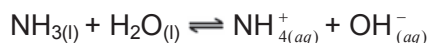
Во воден раствор, *базите* дисоцираат на катјони од метал и хидроксид анјони:



Базите кои во својот состав содржат повеќе од една хидроксид група, дисоцираат во повеќе степени и се наречени повеќе киселински бази, на пример:



Заедничките својства на базите произлегуваат од хидроксид анјоните. Освен со теорија на Арениус, дисоцијацијата на киселините и базите се објаснува и со **теоријата на Бреншted и Лори**. Според неа, киселините се дефинираат како соединенија кои оддаваат протони (тие се протон – донори), а базите се соединенија кои примаат протони (протон – акцептори). Тоа е прикажано со равенките:



Водата според оваа теорија може и да оддава и да прима протони, што значи таа може да се однесува и како киселина и како база. Најчести дефиниции за киселини и бази се дадени во наредната табела 2.5

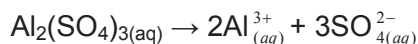
Табела 2.5. Најчести дефиниции за киселини и бази

Најчести дефиниции за киселини и бази		
автор	киселина	база
Arrhenius	во вода дисоцира на H^+ јони, единствен вид катјони	во вода дисоцира на OH^- јони, единствен вид анјони
Bronsted-Lowry	донор на протони	акцептор на протони
Lewis	акцептор на електронска двојка	донор на електронска двојка

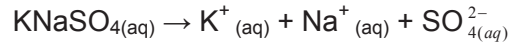
Дисоцијација на соли

Солите се соединенија кои се разликуваат според својот состав, па затоа и нивната дисоцијација се претставува на соодветен начин.

Водени раствори од *неутрални соли* дисоцираат на катјони од метал и од анјони од киселински остаток.



Двојните соли во воден раствор дисоцираат на два вида катјони и анјони од киселински остаток.



Во воден раствор *хидроген солите* дисоцираат на катјони од метал, катјони од водород и анјони од киселински остаток.



Хидроксид солите во воден раствор дисоцираат на катјони од метал и два вида анјони: хидроксид анјони и анјони од киселински остаток.



Во воден раствор *комплексните соли* дисоцираат на комплексни катјони и на анјони од киселински остаток, или обратно, во зависност од тоа дали се комплексни катјоните или анјоните.



Секој јон добиен со дисоцијација на солите е носител на специфично својство. Ова се однесува на раствори на соли во кои има различни видови јони.

2.6. Степен на електролитна дисоцијација

Електролитите во воден раствор се дисоцирани на јони. Во зависност од природата на електролитот, бројот на дисоцираните молекули е различен, па затоа електролитите различно ја спроведуваат електричната струја.

Како мерка за дисоцијација на електролитите е воведена величината степен на електролитна дисоцијација. **Степен на електролитна дисоцијација претставува однос на бројот на дисоцирани молекули во растворот и вкупниот број растворени молекули на електролитот.** Тој се бележи со грчката буква α (алфа) и се прикажува со изразот:

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100$$

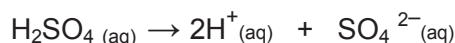
каде n е број на дисоцирани молекули, а N е број на растворени молекули.

Вредностите на степенот на електролитна дисоцијација се движат од 0 – 1. Бидејќи се многу мали, изразот се множи со 100 и вредностите се изразуваат во проценти.

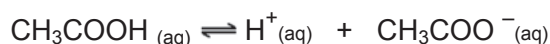
Степенот на електролитна дисоцијација зависи од природата на електролитот, неговата концентрација и температура. Со покачување на температурата, вредноста на степенот на електролитна дисоцијација се зголемува. Неговата вредност се зголемува и со намалување на концентрацијата на растворената супстанца во растворот.

Вредностите на степенот на електролитна дисоцијација се определуваат во раствори со концентрација $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Според вредноста на α , електролитите се делат на *силни*, *средни* и *слаби* електролити.

Во водени раствори на силните електролити количеството на јоните е многу поголемо во однос на количеството на недисоцираните честички. Според современите сознанија, кај силните електролити во воден раствор постојат само јони, нема недисоцирани честички и затоа дисоцијацијата кај нив се прикажува со еднонасочна стрелка, на пример:



Во водени раствори на слаби електролити, недисоцираните молекули се многу побројни во однос на јоните. Дисоцијацијата на слабите електролити во рамнотежна состојба се прикажува со двонасочна стрелка:



Според вредноста на степенот на дисоцијација, во табела 2.6 дадени се примери на силни, средни и слаби електролити.

Табела 2.6. Поделба на електролитите според вредноста на степен на електролитна дисоцијација

вид на електролит	α во %	електролити
силни	$\alpha > 30\%$	HClO ₄ , HNO ₃ , HCl, H ₂ SO ₄ , KOH, Ca(OH) ₂ и соли
средни	3% - 30%	H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃ , HF
слаби	$\alpha < 3\%$	CH ₃ COOH, H ₂ S, HCN, NH ₄ OH, Zn(OH) ₂

Прашања и задачи за повторување:

1. Напиши ги равенките на дисоцијација на наредните соединенија: H₂S, H₂MnO₃, ZnCl₂, Ca₂(PO₄)₃, Al(OH)₃!
2. Кои видови јони се присутни во воден раствор при дисоцијација на: а) KHSO₃ б) (NH₄)₂SO₄ в) Mg(OH)Cl ?
3. Дали може да биде како растворувач на електролит некој друг растворувач, а не вода и притоа да настане негова дисоцијација?
4. Објасни што значи јоните да се хидратизирани, а што солватизирани?
5. Колку катјони и анјони и колку вкупно јони има во раствор од CaCl₂, чие количество во растворот е 1mol?
6. Определи го бројот на растворени молекули во вода на температура од 25°C, ако $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$, а бројот на дисоцирани молекули е 1!
7. Колку H⁺ и Cl⁻ јони ќе се добијат при дисоцијација на хлороводородна киселина, ако бројот на растворени молекули е 100 000, а $\alpha = 0,01$?
8. Објасни дали вредноста на α се менува со менување на вредностите на температурата и концентрацијата на растворената супстанца во растворот!

2.7. Константа на дисоцијација на слаби електролити

Реакциите на дисоцијација на слабите електролити се повратни реакции. Кај нив се воспоставува рамнотежа меѓу недисоцираните молекули и нивните јони.

Општо, дисоцијацијата на слабиот електролит може да се прикаже со равенката:



Кога ќе се постигне состојба на рамнотежа, колку молекули АВ се дисоцираат на јони, толку јони A^+ и B^- се сврзуваат во молекули АВ.

Состојба на рамнотежата може да се прикаже со наредниот израз:

$$K_c = \frac{[c(A^+)] \cdot [c(B^-)]}{[c(AB)]}$$

K_c е константа на хемиска рамнотежа изразена преку рамнотежните концентрации на учесниците во реакцијата, $[c(A^+)]$ е рамнотежна концентрација на катјони, $[c(B^-)]$ е рамнотежна концентрација на анјони, $[c(AB)]$ е рамнотежна концентрација на недисоцирани молекули на слабиот електролит АВ.

Изразот K_c претставува константа на хемиска рамнотежа кај слаби електролити и се нарекува **константа на дисоцијација**. Таа претставува **однос меѓу производот на рамнотежните концентрации на јоните, настанати при дисоцијацијата на слобите електролити и концентрацијата на недисоцираните молекули**.

Вредноста на константата на дисоцијација не зависи од концентрација на електролитот, туку зависи од температура. Со покачување на температурата, константата на дисоцијацијата расте. На определена температура, таа има различни вредности за различни електролити, што е прикажано во наредната табела 2.7

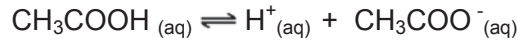
Табела 2.7. Константи на дисоцијација на некои слаби електролити

Електролит	K_c – константа на дисоцијација
CH ₃ COOH	$K_c = 1,76 \cdot 10^{-5}$
H ₂ CO ₃	$K_{c(I)} = 4,40 \cdot 10^{-7}$ $K_{c(II)} = 4,80 \cdot 10^{-11}$
H ₂ C ₂ O ₄	$K_{c(I)} = 5,35 \cdot 10^{-2}$ $K_{c(II)} = 5,42 \cdot 10^{-5}$
NH ₄ OH	$K_c = 1,79 \cdot 10^{-5}$
HNO ₂	$K_c = 5 \cdot 10^{-4}$

Колку е поголема вредноста на константата на дисоцијација, толку е поголема концентрацијата на јоните во однос на недисоцираните молекули и електролитот е посилен.

Константа на дисоцијација на слаби киселини

Оцетната киселина CH_3COOH е еден од слабите електролити, кој во воден раствор дисоцира според равеката:

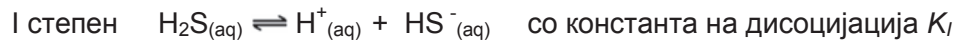


Во водениот раствор постојат јони и недисоцирани молекули. Меѓу нив се воспоставува хемиска рамнотежа која се прикажува со изразот:

$$K_k = \frac{[c(\text{H}^+_{(aq)})] \cdot [c(\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)})]}{[c(\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)})]}$$

каде K_k е константа на дисоцијација на оцетната киселина ($K_c = K_k$).

Сулфуроводородна киселина, како двобазна киселина дисоцира во два степени. За секој степен се дефинира константа на дисоцијација.



Вкупната константа на дисоцијација на електролити кои дисоцираат во повеќе степени е производ од сите константи на дисоцијацијата.

$$K_k = K_I \cdot K_{II}$$

Константа на дисоцијација на слаби бази

Амониум хидроксид NH_4OH претставува слаб електролит. Тој дисоцира според равенката:



Од неа може да се изведе константа на дисоцијација на слаба база K_b која претставува однос на производ од концентрациите на јоните и концентрацијата на недисоцираните молекули. Таа е прикажана со наредниот израз:

$$K_b = \frac{[c(\text{NH}_4^+_{(aq)})] \cdot [c(\text{OH}^-_{(aq)})]}{[c(\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)})]}$$

каде K_b е константа на дисоцијација на база ($K_c = K_b$).

Влијание на заеднички јон врз дисоцијација на слаби електролити

Дисоцијацијата на слабите електролити може да се намали со додавање на електролит што содржи заеднички јон.

Ако е слабиот електролит киселина, со додавање на силен електролит кој содржи заеднички јон со киселината, се намалува дисоцијацијата на киселината во растворот. На пример, ако кон воден раствор од оцетна киселина CH_3COOH се додаде нејзина сол, натриум ацетат CH_3COONa , со која има заеднички јон CH_3COO^- . Со нејзина дисоцијација, концентрацијата на ацетатните јони во водениот раствор ќе се зголеми. Дел од ацетатните јони се сврзуваат со водородните јони од растворот, при што се градат молекули од оцетна киселина, со тоа константата на дисоцијација на киселината останува иста.

На сличен начин може да се намали и базноста на раствори од слаби бази. На пример, ако кон воден раствор од амониум хидроксид $\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{aq})}$ се додаде негова сол амониум хлорид NH_4Cl , кој содржи заеднички јон NH_4^+ , ќе се намали базноста на растворот поради намалување на концентрацијата на хидроксидните јони во растворот.

Од ова произлегува дека со додавање на електролит кој има заеднички јон со слабиот електролит, доаѓа до поместување на рамнотежата во насока на создавање на цели молекули, со тоа дисоцијацијата на слабиот електролит се намалува.

Намалување на киселоста, односна базноста има голема примена во аналитичката практика за одржување на рН - вредност во реакционата средина.

Со помош на константата на дисоцијација, може да се определи концентрација на јони во раствор од киселина или база и степен на електролитна дисоцијација. Овие величини се поврзани со изразот $K_c = \alpha^2 \cdot c$

K_c - константа на дисоцијација,
 α - степен на електролитна дисоцијација,
 c - концентрација на електролитот.

Пример 1

Да се пресмета константа на дисоцијација на оцетна киселина во воден раствор со концентрација $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ и степен на дисоцијација $\alpha = 0,0095$

Решение:

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = \alpha^2 \cdot c$$

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = (0,0095)^2 \cdot 0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,805 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Пример 2

Константата на дисоцијација на оцетната киселина е $1,83 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ во раствор со концентрација $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Колкав е степенот на дисоцијација α ?

Решение:

$$\alpha = \sqrt{\frac{Kk}{c}} = \sqrt{\frac{1,83 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}} = 4,2 \cdot 10^{-2} = 4,2\%$$

Задачи за повторување:

1. Да се пресмета константа на дисоцијација на оцетна киселина во раствор со $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ако $\alpha = 0,41\%$.
Решение: $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,68 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
2. Степенот на електролитна дисоцијација на чистата вода изнесува околу $1,8 \cdot 10^{-9}$ на температура од 25°C . Колку молекули вода останале не дисоцирани ако се разложила само една молекула на јони?
Решение: $N(\text{H}_2\text{O})=555600000$
3. Дали вредноста на степенот на електролитна дисоцијација на силен електролит во воден раствор е: $\alpha > 1$, $\alpha < 1$, $\alpha = 1$ или $\alpha = 0$? А колкава е вредноста на α на слаб електролит?
4. Во 1 dm^{-3} раствор од калиум хлорид растворен е $0,1 \text{ mol}$ калиум хлорид.
а) Колкава е концентрацијат на хлоридните јони во растворот?
б) Колкава е вкупната концентрација на јоните во растворот?
Решение: а) $0,1 \text{ mol}$
б) $0,2 \text{ mol}$
5. Да се пресмета концентрацијата на хидроксидните јони во воден раствор од амониум хидроксид со концентрација $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ и константа на дисоцијација $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
Решение: $c(\text{OH}^-) = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
6. Колкава е вредноста на степенот на електролитна дисоцијација на амониум хидроксид во раствор со $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ и $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
Решение: $\alpha = 0,42\%$

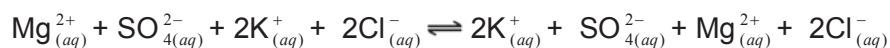
2.8. Јонски реакции

Хемиските реакции во водени раствори од електролити се одвиваат само меѓу нивните јони, па затоа се наречени јонски реакции. Тие се одвиваат со голема брзина, за разлика од молекулските реакции кои се бавни реакции.

Ако се измешаат раствори од два силни електролита, во тој случај нема да настане хемиска реакција, односно јоните и по мешањето не реагираат меѓусебе. На пример:



Од равенката се гледа дека и реактантите и продуктите се силни електролити, кои во растворот целосно се дисоцирани на јони. Затоа, равенката подобро е да се изрази во јонска форма:



Во растворот се наоѓаат истите јони пред и по реакцијата, што значи дека всушност реакцијата не се одвива.

Како резултат на взаемно дејство на јоните од електролитните раствори, може да настанат неповратни јонски реакции кои се одвиваат до крај.

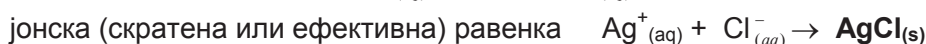
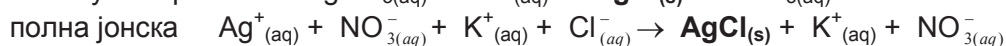
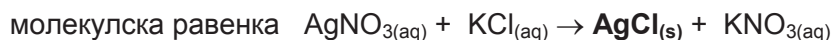
Според видот на продуктот, неповратните јонски реакции се делат на:

- реакции при кои се формира **слабо растворливо соединение (талог)**;
- реакции при кои се гради **слабо дисоцирано соединение**;
- реакции при кои се добива **гасовит продукт**;
- реакции при кои се добива **комплексен јон**.

Овие реакции може да се прикажат со молекулски, молекулско – јонски и јонски равенки. Силните електролити се претставуваат во облик на јони, а слабите електролити и талозите, во облик на молекули.

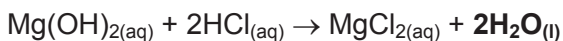
- Реакција при која се формира **слабо растворливо соединение - талог**

Ако на раствор од сребро нитрат се додаде раствор од калиум хлорид, се добива слабо растворлив талог од сребро хлорид. Реакцијата може да се прикаже со следните равенки:



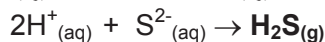
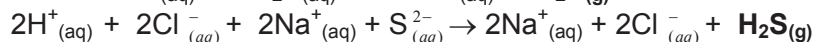
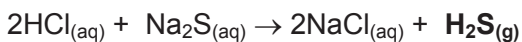
Продуктот $\text{AgCl}_{(s)}$ е слабо растворлива супстанца која се одделува како талог, поради што реакцијата е еднонасочна.

- Реакција при кои се гради **слабо дисоцирано соединение**



Како слабо дисоцирано соединение се образува вода што е причина реакцијата да оди до крај.

- Реакција при кои се добива **гасовит продукт**



Гасовитиот продукт сулфуроводород $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$ јонската реакција ја прави неповратна.

- Реакции при кои се добива **комплексен јон**



Комплексниот јон $[\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+}$ е сложена групација од различни атоми, која практично не дисоцира.

Важно е да запомниш:

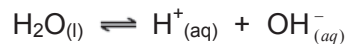
во ефективните јонски равенки се претставуваат само јоните кои учествуваат во образување на карактеристичниот продукт. Другите јони кои се присутни во растворот не учествуваат во реакцијата и затоа не се пишуваат.

Задачи за повторување:

1. Напиши ги равенките на јонските реакции помеѓу:
 - а) бариум нитрат и цинк сулфат,
 - б) сребро ацетат и натриум хлорид,
 - в) калциум карбонат и хлороводородна киселина,
 - г) амониум хидроксид и оцетна киселина.
 и определи кои од нив се повратни, а кои неповратни реакции.
2. Прикажи ја реакцијата меѓу натриум хлорид и цинк нитрат со молекулска, полна јонска и ефективна јонска равенка! Каква е јонската реакција?
3. Напиши ги молекулските и ефективните јонски равенки на реакциите помеѓу:
 - а) натриум карбонат и хлороводородна киселина,
 - б) сребро нитрат и калиум хлорид,
 - в) натриум хлорид и магнезиум сулфат,
 - г) олово ацетат и цинк сулфат.

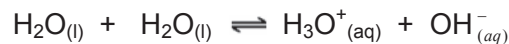
2.9. Јонски производ на вода

Хемиски чиста вода се смета за неелектролит. Со прецизни мерења утврдено е дека таа сепак спроведува електрична струја. Спроводливоста се должи на дисоцијација на нејзините молекули на водородни јони и хидроксидни јони:



Концентрацијата на јони во вода е многу мала, што е причина за нејзината слаба спроводливост и затоа таа е слаб електролит.

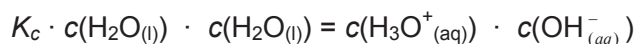
Во воден раствор, водородните јони т.е. протоните, поради своите мали димензии, не остануваат во слободна состојба, туку се сврзуваат со молекулите на водата и образуваат *хидрон јони* H_3O^+ (хидрони). Дисоцијација на водата може да се прикаже и како протолитичка реакција:



Рамнотежната состојба на дисоцијација на водата се прикажува со константа на хемиска рамнотежа:

$$K_c = \frac{[c(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)})] \cdot [c(\text{OH}^-_{(aq)})]}{[c(\text{H}_2\text{O}_{(l)})] \cdot [c(\text{H}_2\text{O}_{(l)})]}$$

Бидејќи водата е многу слаб електролит, концентрацијата на недисоцираните молекули на течната вода е константна вредност. Затоа, изразот за константа на дисоцијација на водата може да се напише со равенката:



Производот од константите се заменува со нова константа, која се означува со K_w и се вика јонски производ на водата.



Јонски производ на водата претставува производ на рамнотежни концентрации на хидрон јони и хидроксидни јони.

Вредноста на јонскиот производ на водата зависи од температура, а не зависи од концентрацијата на јоните. При определена температура, јонскиот производ на водата е константна величина и изнесува $K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$ на температура од 298°K (25°C). Вредноста на K_w покажува дека водата е многу слаб електролит.

Зависноста на K_w од температура е дадена во наредната табела 2.8

Табела 2.8. Зависност на K_w од температура

Температура во °C	K_w	Температура во °C	K_w
0	$0,11 \cdot 10^{-14}$	50	$5,47 \cdot 10^{-14}$
10	$0,30 \cdot 10^{-14}$	70	$15,8 \cdot 10^{-14}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$	100	$55,0 \cdot 10^{-14}$

Со покачување на температурата, се зголемува и вредноста на K_w . Од равенката за дисоцијација на чиста вода, може да се види дека 1 mol вода дисоцира на 1 mol H^+ јони и 1 mol OH^- јони, од што следува:

$$[c(\text{H}_3\text{O}^+)]^2 = [c(\text{OH}^-)]^2 = K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6} \quad \text{или}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = \sqrt{10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Не само за чиста вода туку и за секој неутрален раствор, концентрацијата на хидрониум јоните е еднаква со концентрацијата на хидроксид јоните и изнесува $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ на температура од 25°C.

Ако е $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$ средината е неутрална, или $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
 Ако е $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$ средината е кисела, или $c(\text{H}_3\text{O}^+) > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
 Ако е $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$ средината е базна, или $c(\text{H}_3\text{O}^+) < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Знаејќи ја вредноста на јонскиот производ на водата K_w и концентрацијата на еден од јоните $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ или $c(\text{OH}^-)$ може да се пресмета концентрацијата на другиот јон во растворот со изразите:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{K_w}{c(\text{OH}^-)} \quad \text{или} \quad c(\text{OH}^-) = \frac{K_w}{c(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

Пример 1

Колкава е концентрацијата на хидрониум јоните $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ во воден раствор, ако концентрацијата на хидроксидните јони $c(\text{OH}^-) = 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

Решение

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}}{1 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Пример 2

Колкава е концентрацијата на хидроксидните јони $c(\text{OH}^-)$ ако концентрацијата на хидрон јоните $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

Решение

$$c(\text{OH}^-) = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}}{1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Водороден показател

Концентрацијата на хидрон јоните во кисела, базна или неутрална средина, искажана преку вредности со негативен показател, се покажало непрактично. За поедноставно изразување на карактерот на средината, данскиот хемичар Соренсон (Sorensen) во 1909 година вовел нова величина, наречена водороден показател која се обележува со ознаката **pH**.

Слика 2.6 Соренсон (1868-1939)

Водороден показател претставува негативен декаден логаритам од бројната вредност на концентрацијата на хидрон јони.

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) / \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

За изразување на концентрацијата на OH^- јоните е воведена величината хидроксиден показател pOH, прикажан со следниот израз:

$$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-) / \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Во неутрална средина, каде $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, водородниот показател ќе има вредност:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log 1 \cdot 10^{-7} = -(-7) \log 10$$

Знаеме дека $\log 10 = 1$, па оттука следува:

$$pH = - (-7) \cdot 1 \text{ или } pH = 7$$

Тоа значи дека на $t^\circ = 25^\circ C$

pH = 7 во неутрална средина; **pH < 7** во кисела средина; **pH > 7** во базна средина

Ако тргнеме од изразот за јонски производ на водата $K_w = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)$ и го логаритмираме, ќе се добие:

$$\log K_w = \log [c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)]$$

$$\log K_w = \log c(H_3O^+) + \log c(OH^-) / (-1)$$

$$- \log K_w = - \log c(H_3O^+) - \log c(OH^-)$$

(- log) се заменува со p, па се добива

$$pK_w = pH + pOH$$

Бидејќи во неутрална средина $pH = 7$ и $pOH = 7$, се добива $pK_w = 14$ на температура од $25^\circ C$. Со покачување на температурата, вредноста на водородниот показател се намалува, на пример: на $55^\circ C$ чистата вода има pH вредност околу 6,6.

Вредностите на концентрацијата на хидрон јоните и pH вредности дадени се во табела бр.2.9

Табела 2.9. Вредности на pH

$\frac{c(H_3O^+)}{mol\,dm^{-3}}$	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
средина	← силно кисела слабо кисела						неутрална	слабо базна → силно базна						

Вредностите на концентрацијата на хидроксидните јоните и pOH вредности дадени се во табела бр.2.10

Табела 2.10. Вредности на pOH

$\frac{c(OH^-)}{mol\,dm^{-3}}$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1
средина	← силно кисела слабо кисела						неутрална	слабо базна → силно базна						

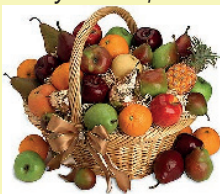
Познавањето на рН вредноста на една средина има големо практично значење. Многу хемиски реакции се одвиваат при определени вредности на рН.

Вредноста на рН е многу значајна и за одвивање на биолошки процеси во човечкиот организам и во природата. Повеќе биолошки течности имаат определени вредности на рН како на пример: желудечниот сок има рН = 1-1,5, плунката е со рН = 6,9, а крвта со рН = 7,3.

Дали знаеш дека:

Неправилна исхрана може да доведе до нарушување на киселинско – базна рамнотежа во човечкиот организам односно до зголемување на киселост. Поради ова доаѓа до слабеење на имунитетот на организмот во целина и појава на многу болести (гастритис, остеопороза, зголемен крвен притисок)

За да се неутрализира вишокот од киселината во организмот, потребно е во исхраната да бидат застапени базни супстанции кои најмногу се содржат во овошјето и зеленчукот



Со примена на изразот за водородниот показател, може да се пресмета: концентрација на H_3O^+ јони, концентрација на OH^- јони, од кои може да се пресмета вредноста на рН и рОН.

Пример 1

Да се пресмета вредноста на рН на раствор од хлороводородна киселина HCl со $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

Решение:

Знаеме дека е хлороводородната киселина HCl силна киселина, која е целосно дисоцирана на јони, па затоа $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HCl}) = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

(Концентрацијата на водородните јони од водата е незначителна, затоа се занемарува).

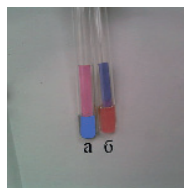
$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)/\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} = -\log 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} / \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = 1$$

Прашања и задачи за повторување:

1. Колкава е концентрацијата на хидроксидните јони во раствор од хлороводородна киселина ако $\text{pH} = 2$?
2. Наведи го изразот со кој се искажува водородниот показател и објасни го неговото значење!
3. Ако е концентрацијата на хидроксидните јони во еден раствор $10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$ колкава е концентрацијата на водородните јони во тој раствор, а колкава на водородниот показател?
4. Пресметај ја концентрацијата на хидроксидните јони во еден раствор ако концентрацијата на водородните јони изнесува $10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$?
5. Ако има еден раствор вредност на $\text{pH} = 6$, а друг раствор $\text{pH} = 10$, во што се разликуваат?
6. Заокружи го точниот одговор, pH во раствори има вредност од: а) 0 – 7 б) 7 – 14 в) 0 – 14!

2.10. Индикатори



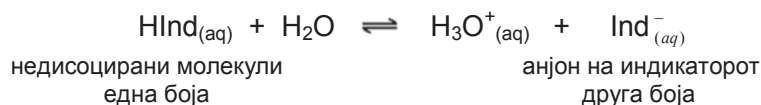
Црвената лакмусова хартија потопена во воден раствор од база се обојува сино, додека сината лакмусова хартија, потопена во воден раствор од киселина се бои црвено што се гледа од слика 2.7.

Слика 2.7 а) лакмусова хартија во раствор од база, б) лакмусова хартија во раствор од киселина

Освен лакмусот, и некои други супстанции во воден раствор од некој електролит ја менуваат својата боја, во зависност од концентрацијата на хидрон и хидроксидни јони. Овие супстанции се наречени **индикатори**.

Постојат повеќе теории со кои се објаснува зошто индикаторите ја менуваат бојата во кисела, односно во базна средина. Една од нив е Оствалдовата јонска теорија. Според оваа теорија, промена на бојата на индикаторот се должи на различната обоеност на катјони или анјони од индикаторот и неговите недисоцирани молекули. Во кисела средина, индикаторот покажува боја на недисоцирани молекули, а во базна средина, боја на индикаторски анјон или катјон.

Поголем број индикатори претставуваат слаби органски киселини или органски бази со сложена градба. Молекулата на индикаторот може да се прикаже скратено со општа формула HInd (ако е киселина) или IndOH (ако е база). Ако индикаторот е киселина, во воден раствор дисоцира според равенката:



Константа на дисоцијација на индикаторот е дадена со изразот:

$$K_c = \frac{[c(\text{H}^+_{\text{aq}})] \cdot [c(\text{Ind}^-_{\text{aq}})]}{[c(\text{HInd}_{\text{aq}})]}$$

Во моментот на хемиска рамнотежа, концентрацијата на недисоцираните молекули HInd е еднаква со концентрацијата на анјоните Ind^- . Лакмусот се обојува **ВИОЛЕТОВО**, поради еднакво количество на црвена и на сина боја, односно боја на недисоцирани молекули и боја на анјоните.

Кога ќе се додаде киселина кон растворот, концентрацијата на хидроните се зголемува. За да остане непроменета вредноста на K_c , рамнотежата се поместува на лево. Поради тоа се зголемува концентрацијата на недисоцираните молекули на индикаторот во растворот, а лакмусот се обојува **црвено**.

Ако се додаде база кон растворот, хидроксидните јони од базата се сврзуваат со хидрон јоните. За да остане константата непроменета, рамнотежата се поместува на десно. Лакмусот се обојува **СИНО** од зголемена концентрацијата на анјоните Ind^- во растворот.

Според поновата, хромоформна теорија, промената на бојата на индикаторите настанува поради прегрупирање на атомите во нивните молекули.

Освен лакмусот, во аналитичката практика се користат и други индикатори кои се дадени во Табела 2.11

Табела 2.11. Киселинско базни индикатори

Име на индикатор	pH	Промена на боја кисела база	Име според хемиската формула
лакмус	5,0-8,0	црвена сина	индофенол
метил-оранж	3,2-4,4	црвена жолта	р-диметил аминоазо бензен сулфонска киселина
метил-црвено	4,2-6,2	црвена жолта	диметил аминоазо бензен о-карбонска киселина
бром-тимол-сино	6,0-7,6	жолта сина	бромтимолсулфон-фталеин
фенол-фталеин	8,0-9,8	безбоен виолетов	

Секој индикатор има определен интервал на вредности на pH, во кој се менува неговата боја.

Лакмусот е индикатор кој има природно потекло бидејќи се добива од некои видови морски лишаи, додека поголем број од другите индикатори се добиени по синтетички пат.



За приближно определување на pH на раствори, се користи универзална лакмусова хартија слика 2.8. Таа се добива кога лакмусова хартија ќе се потопи во универзален индикатор, кој претставува смеса од неколку индикатори.

Слика 2.8 Универзална лакмусова хартија

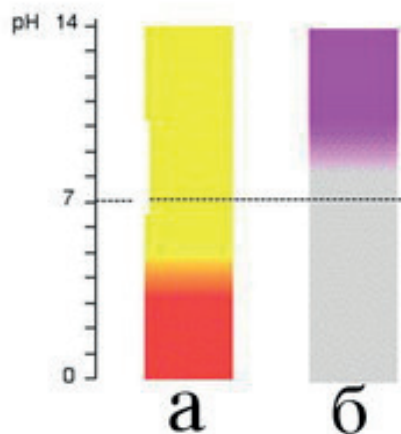
Постојат и други видови индикатори: редокс индикатори, метални индикатори, флуоресцентни индикатори и други.

Прашања и задачи за повторување:

1. Што се индикатори и од што зависи промената на нивната боја?
2. Наведи неколку индикатори кои најчесто се користат.
3. Со општа равенка прикажи ја дисоцијацијата на индикаторите во водни раствори.
4. Објасни каква е концентрацијата на HIn и концентрацијата на In^- во растворот во момент на хемиска рамнотежа.
5. Кои индикатори се користат за кисела, а кои за базна средина? Наведи примери со нивната боја во кисела и базна средина.
6. Во кој раствор од наредните супстанции: CaCl_2 , BaCO_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Na_2S , фенолфталеинот ќе се обои виолетово?
7. Дали може со лакмусова хартија точно да се определи дали една средина е слабокисела или слабобазна. Објасни зошто!?

2.11. Хидролиза на соли

Познато е дека водени раствори од киселини, како и водени раствори од бази ја менуваат бојата на индикаторите. На слика 2.9 е прикажана промена на боја на индикаторот метил-оранж и промена на боја на индикаторот фенолфталеин.



Меѓутоа, и раствори на некои соли може да ја променат бојата на индикаторите. Промената се должи на различна pH вредност во нивните раствори.

Солиите како силни електролити во воден раствор се дисоцирани на јони. Тие може да стапуваат во реакција со молекулите на водата, при што во растворот се зголемува концентрацијата на водородни јони или хидроксидни јони. Од ова зависи pH вредноста на растворот на солта.

Реакцијата меѓу јоните од солта и молекули на водата се вика хидролиза на соли.

Слика 2.9 а) метил-оранж, б) фенолфталеин

При реакција на хидролиза всушност се врши размена на протони, поради што хидролиза на солиите може да се претстави како протолитичка реакција. Хидролизата може да се прикаже со наредните примери.

- **Калиум ацетат** во воден раствор дисоцира според равенката:



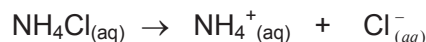
Ацетатниот анјон стапува во реакција со водата, при што прима протон (H^+) од водата и гради молекула од оцетна киселина CH_3COOH . Истовремено, во растворот се создаваат и хидроксидни јони:



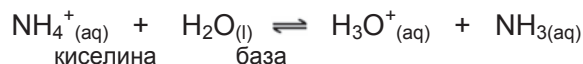
Во оваа реакција водата е протон–донор, а ацетатниот анјон е протон–акцептор, што значи дека реакцијата е протолитичка. Во растворот се зголемува концентрацијата на хидроксидните јони, поради што средината е базна, $\text{pH} > 7$. Затоа, индикаторот метилоранж се бои жолто.

Водениот раствор од калиум ацетат, како и водени раствори од сите други соли, добиени од силна база и слаба киселина, ќе покажуваат базна средина поради протолитичка реакција на јоните од солите со водата.

- **Амониум хлорид** NH_4Cl е сол изградена од катјон на слаба база и анјон од силна киселина. Тој во воден раствор дисоцира според равенката:



Амониум јонот $\text{NH}_4^+_{(aq)}$ оддава протон на водата, преминувајќи во амонијак $\text{NH}_3_{(aq)}$, а водата се сврзува со протонот и гради хидрон јон:



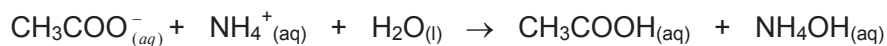
При реакцијата амониум јонот е протон–донор, а водата е протон–акцептор. Индикаторот метилоранж во водениот раствор од амониум хлорид се бои **црвено**, бидејќи **средината е кисела**, $\text{pH} < 7$ поради градење на хидрон јони.

Водените раствори и на сите други соли, изградени од катјон на слаба база и анјон на силна киселина ќе покажуваат кисела средина поради зголемено присуство на хидрон јони во растворот.

- **Амониум ацетат** $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ е сол составена од катјон на слаба база и анјон од слаба киселина. Оваа сол во воден раствор дисоцира на наредниот начин:



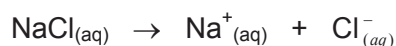
Двата вида јони $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$ и $\text{NH}_4^+_{(aq)}$ стапуваат во реакција со водата, при што ацетатниот јон прима протон и гради оцетна киселина, додека амониум катјонот оддава протон на водата и преминува во амониум хидроксид. Размена на протони се одвива според равенката:



Во воден раствор од амониум ацетат $\text{CH}_3\text{COONH}_4_{(aq)}$ индикаторот не ја менува бојата бидејќи концентрацијата на хидрон јоните скоро е еднаква со концентрацијата на хидроксидните јони. Ова се должи на приближно иста вредност за константите на дисоцијација на оцетната киселина и амониум хидроксидот. Затоа **средината е неутрална**, $\text{pH} = 7$.

Во сите други водени раствори од соли, изградени од катјон на слаба база и анјон на слаба киселина, индикаторот ја менува бојата, а средината е **слабо базна** или **слабо кисела**, во зависност од тоа дали вредноста на константата на дисоцијација на киселината или вредноста на константата на дисоцијација на базата е поголема.

- **Натриум хлорид** NaCl е сол добиена од *силна* база и од *силна* киселина. Тој во воден раствор се дисоцира на:



Натриум јонот не е *протон–донор*, но и хлорид јонот не е *протон–акцептор*, поради што не се одвива протолитичка реакција на јоните со водата.

Бојата на индикаторот метил оранж во овој раствор не се менува, средината е неутрална, $\text{pH} = 7$.

Водените раствори и на сите други соли добиени од *силна* база и од *силна* киселина не ја менуваат бојата на индикаторот, односно **средината е неутрална**. Овие соли не хидролизираат.

Прашања и задачи за повторување:

1. Како се вика взаемното дејство на јоните од сол и од вода?
2. Кои од наведените соли во воден раствор хидролизираат: K_2SO_4 , NH_4Cl , NaCl , MgS , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$? Прикажи ја хидролизата со хемиска равенка!
3. При реакција на силна киселина и силна база се добива сол која: а) не подлежи на хидролиза б) хидролизира, средината е кисела.
4. Како ќе се обои индикаторот метилоранж во раствор од: ZnCl_2 , Na_2CO_3 , KCN , NaNO_3 , MgSO_4 ? Напиши ги равенките на реакциите по кои ќе хидролизираат.
5. Која вредност ја има pH во раствор од K_2CO_3 : а) $\text{pH} = 7$ б) $\text{pH} > 7$ в) $\text{pH} = 0$ г) $\text{pH} < 7$?

2.12. Пуферски раствори

Голем број хемиски реакции се одвиваат во раствори со точно определена вредност на pH . Меѓутоа честопати во текот на реакцијата потребно е во реакциониот систем да се додаде определено количество база или киселина. Со тоа се менува концентрацијата на хидроксидните, односно хидрониум јоните што значи дека се менува и вредноста на pH при која се одвива реакцијата.

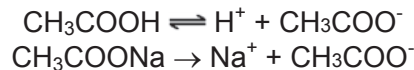
За да може реакцијата да се одвива непречено, без да се промени рН, кон реакционата средина треба да се додадат раствори познати како пуфери или регулатори на рН.

Пуферите претставуваат системи кои имаат способност да ја одржуваат константна рН вредноста на растворот.

Пуфери се раствори кои содржат во определен однос слаба киселина и нејзина сол или слаба база и нејзина сол.

Најчесто употребувани пуфери се: **ацетатен пуфер** кој претставува смеса од оцетна киселина и нејзина сол, CH_3COOH и CH_3COONa ; **фосфатен пуфер** кој содржи H_3PO_4 и NaH_2PO_4 ; **амонјачен пуфер** составен од NH_4OH како слаба база и NH_4Cl како нејзина сол, **бикарбонатен пуфер**, раствор составен од јаглородна киселина H_2CO_3 и нејзина сол натриум хидроген карбонат NaHCO_3 .

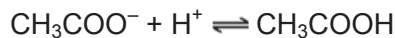
Дејство на ацетатен пуфер - во воден раствор оцетната киселина и натриум ацетатот дисоцираат според равенките:



Ако во пуферниот систем се додаде мало количество силна киселина, на пример HCl , која дисоцира според равенката $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, ќе настане следната реакција:

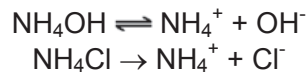


или во скратен облик:

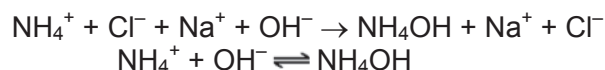


Ацетатните јони од пуферот се соединуваат со водородни јони на додадената киселина при што настанува слабо дисоцирана оцетна киселина. На овој начин концентрацијата на водородните јони останува иста со нивната концентрација пред да се додаде киселина. Пуферното дејство ќе трае се додека не се истрошат ацетатните јони од присутниот пуфер.

Дејство на амонјачен пуфер - во воден раствор NH_4OH и NH_4Cl дисоцираат на следниот начин:



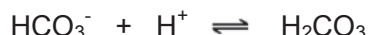
При додавање на мало количество од силна база на пример NaOH , NH_4^+ јоните од пуферот се соединуваат со OH^- јоните од NaOH и се гради слабо дисоцирана база NH_4OH :



Поради сврзување на хидроксидните јони од додадената силна база, не доаѓа до покачување на базноста на растворот, односно до зголемување на вредноста на pH.

Како пуферски раствори може да послужат **хидроген соли** на слаби повеќебазни киселини, на пример, раствор од натриум хидроген карбонат NaHCO_3 , наречен **бикарбонатен пуфер**.

Во кисела средина ако се додаде бикарбонатен пуфер, HCO_3^- јони примаат протон, при што се добива слабо дисоцирано соединение јаглеродна киселина.



Додека пак, во базна средина, HCO_3^- јоните оддаваат протони, кои со OH^- јоните градат слабо дисоцирани молекули на вода.



Пуферите имаат големо значење како за хемиските процеси во човечкиот организам, така и за хемиските процеси во индустријата односно и во производство на многу прехранбени продукти кои се неопходни за правилно функционирање на клетките во човечкиот организам (Слика 2.10).



Слика 2.10 Прехранбени продукти

Дали знаеш дека:

Бикарбонатите кои се наоѓаат во плунката имаат пуферно дејство. Тие ја одржуваат pH вредноста во нашата уста во граници меѓу 6,5 – 6,7 па дури и кога се внесува храна со кисел вкус.

Прашања и задачи за повторување:

1. Кога се употребуваат пуферски раствори?
2. Дали може да се намали киселоста, односно базноста на еден раствор?
3. Наведи неколку примери на пуферски раствори кои се применуваат во аналитичката практика.
4. Објасни што се случува ако кон ацетатен пуфер се додаде мало количество силна киселина.
5. Дали ќе се промени вредноста на pH во раствор од амонијачен пуфер, ако се додаде мало количество силна база?

2.13. Растворливост и производ на растворливост

Водата се смета за универзален растворувач па затоа може да се каже дека скоро нема супстанца која барем малку не се раствора во неа. Значи, не може да се зборува за апсолутно нерастворливи супстанции во вода, туку за супстанции што се слабо растворливи во неа.

За слабо растворливи електролити во вода може да се даде следното објаснување:

Талогот од $\text{AgCl}_{(s)}$ што се добива при изведениот обид е слабо растворлив во вода. Неговата растворливост на собна температура изнесува $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. Растворот над талогот ќе биди заситен со растворената супстанца. Во таквиот раствор може да се смета дека растворениот $\text{AgCl}_{(s)}$ дисоцира според равенката:



Според законот за хемиска рамнотежа се добива следната равенка:

$$\frac{[c(\text{Ag}^+_{(aq)})] \cdot [c(\text{Cl}^-_{(aq)})]}{[c(\text{AgCl}_{(s)})]} = K_{\text{AgCl}} \quad \text{од каде што:}$$

$$c(\text{Ag}^+_{(aq)}) \cdot c(\text{Cl}^-_{(aq)}) = K_{(\text{AgCl})} \cdot c(\text{AgCl}_{(s)}) = \text{const}$$

$$c(\text{Ag}^+_{(aq)}) \cdot c(\text{Cl}^-_{(aq)}) = K_{s(\text{AgCl})}$$

Константата K_s се вика производ на растворливост и претставува производ од рамнотежните концентрации на јоните, добиени со дисоцијацијата на растворениот дел од слабо растворливото соединение во заситениот раствор. Таа е константна величина на определена температура.

Производот на растворливост на слабо растворливи супстанции на 20°C се дадени во табела 2.12

Табела 2.12 Производ на растворливост на слабо растворливи супстанции на 20°C

Супстанца	K_s	Супстанца	K_s
сребро хлорид AgCl	$1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$	олово (II) сулфат PbSO_4	$2,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$
сребро бромид AgBr	$5 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$	бариумсулфат BaSO_4	$1,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$
сребро јодид AgI	$8,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$	олово (II) сулфид PbS	$4,2 \cdot 10^{-28} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$
олово (II) хлорид PbCl_2	$8,7 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3 \text{ dm}^{-9}$	железо(III)хидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$	$1,1 \cdot 10^{-36} \text{ mol}^4 \text{ dm}^{-12}$

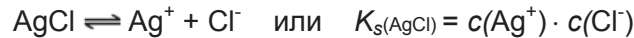
Производот на растворливост во хемијата е многу важна величина, која наоѓа широка примена особено во аналитичката хемија. При таложни реакции кои се одвиваат меѓу две супстанции, нема да падне талог сè додека не се достигне вредноста на K_s на слабо растворливата супстанца.

Врз основа на вредноста за производот на растворливоста на некој слабо растворлив електролит може да се пресмета неговата моларна растворливост во 1 dm^3 , која се означува со s .

Пример 1:

Да се пресмета моларната растворливост на $\text{AgCl}_{(s)}$ чиј што производ на растворливост $K_s = 1,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$ на 20°C .

Рашение:



Се гледа дека концентрацијата на Ag^+ и Cl^- јоните е еднаква, па затоа и нивната растворливост ќе биде еднаква. Може да се напише:

$$K_s = s^2$$

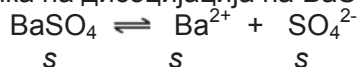
Од тука $s_{(\text{AgCl})} = \sqrt{1,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Значи, моларната растворливост на AgCl изнесува $1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Пример 2:

Колкава е растворливоста на BaSO_4 изразена во $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, ако $K_s(\text{BaSO}_4) = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$?

Равенка на дисоцијација на BaSO_4 е:



$$K_s(\text{BaSO}_4) = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6} \quad \text{или општо} \quad K_s = s^2$$

Количинската растворливост на BaSO_4 во заситениот раствор ќе биде:

$$s = c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-})$$

$$\sqrt{K_s} = \sqrt{1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

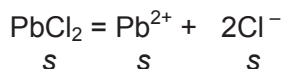
$$s(\text{BaSO}_4) = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Растворливоста на BaSO_4 во заситениот раствор изнесува $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Пример 3:

Пресметај го производот на растворливоста на PbCl_2 , ако растворливоста на PbCl_2 изнесува $3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, на температура од 25°C !

Равенка на дисоцијација на PbCl_2 е:



Од равенката следува: $K_s = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c(\text{Cl}^-)^2$

$$K_s(\text{PbCl}_2) = 3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot (7 \cdot 10^{-2})^2 \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$$

$$K_s(\text{PbCl}_2) = 1,7 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3 \cdot \text{dm}^{-9}$$

Ако растворливоста на PbCl_2 е $3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, производот на растворливост на PbCl_2 изнесува $1,7 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3 \cdot \text{dm}^{-9}$.

Прашања и задачи за повторување:

- 1) Што претставува производ на растворливоста?
 - 2) Изведи ја равенката за производ на растворливоста K_s за слабо растворливата супстанца $BaSO_4$!
 - 3) Пресметај го производот на растворливоста на олово(II) хлорид ако неговата моларна растворливост изнесува $s = 3,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ на $t = 25^\circ \text{C}$! ($K_s = 1,7 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3 \text{dm}^{-9}$)
 - 4) Да се пресмета моларна растворливост на $AgCl$ чии што производ на растворливоста $K_s = 1,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$.
-

3. КВАЛИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА

Основни цели во оваа тематска целина се:

- ученикот треба да ја познава и применува номенклатурата на основните групи неоргански соединенија,
- да ги запознае реакциите по сув и воден пат и начинот на нивно изведување,
- да разликува и користи видови реагенси што се потребни за изведување на хемиските реакции,
- да ги научи карактеристичните реакции на катјоните и анјоните со групните и други реагенси, давајќи посебен акцент на реакциите за идентификација,
- да стекне теоретски знаења за успешно изведување на поединечни и систематски анализи на јоните што ќе ги применува во практичната настава.

3.1. Основни групи неоргански соединенија

За полесно совладување на содржините кои следуваат, треба да се потсетиме на составот и на номенклатурата на основните групи неоргански соединенија: **оксиди, киселини, хидроксиди, соли и комплексни соединенија**. Под поимот номенклатура се подразбира именување на овие групи соединенија.

Според препораките од Интернационална унија за чиста и применета хемија (IUPAC), прво се чита или се пишува **називот на елементот со позитивен оксидационен број**, а потоа **називот на елементот со негативен оксидационен број**.

3.1.1. Оксиди

Оксидите се соединенија на кислород со некој друг елемент. Според елементот со кој е сврзан кислородот, тие се делат на **оксиди на метали** и **оксиди на неметали**.

Номенклатура на оксиди

Според IUPAC, оксидите на метали се именуваат според оксидационен број на металот.

*Имињата на оксидите на метали со постојан оксидационен број се состојат само од **името на металот** кој го гради оксидот и зборот **оксид**.*

*Имињата на оксидите на метали со променлив оксидационен број се образуваат од **името на металот** кон кое слеано во заграда се пишува **оксидациската состојба** со римски број, а потоа одделно зборот **оксид**.*

Табела 3.1а Именување на оксиди на метали

Оксиди на метали со постојан оксидационен број
Na ₂ O – натриум оксид
BaO - баруим оксид
Al ₂ O ₃ - алуминиум оксид
CaO - калциум оксид
ZnO – цинк оксид
Оксиди на метали со променлив оксидационен број
PbO ₂ - олово(IV) оксид
Cu ₂ O - бакар(I) оксид
CuO - бакар(II) оксид
Fe ₂ O ₃ - железо(III) оксид
FeO - железо(II) оксид

Именување на оксиди на неметали може да се врши на два начина.

Именување според IUPAC: *до името на неметалот во заграда се става неговата оксидациска состојба со римски број, а потоа одделно зборот оксид.*

Освен на овој начин, именувањето на оксиди на неметалите се врши и на наредниот начин: *имињата на оксидите на неметалите се образуваат од **името на неметалот** и зборот **оксид**, со тоа што бројот на сврзаните атоми се означува со **грчки префикси**.*

Табела 3.1б Именување на оксиди на неметали

Оксиди на неметали
N ₂ O ₅ - азот(V) оксид
P ₄ O ₁₀ - фосфор(V) оксид
NO - азот(II) оксид
CO ₂ - јаглерод(IV) оксид
CO - јаглерод моноксид
SiO ₂ - силициум диоксид
*P ₄ O ₁₀ - тетрафосфор декаоксид
N ₂ O ₅ - диазот пентаоксид

* Префиксот се додава само пред името на елементот кој е застапен во оксидот со повеќе од еден атом.

Освен според состав, оксидите може да се поделат и според нивните својства.

Оксиди на метали кои се раствораат во вода и реагираат со неа, давајќи бази (алкалии), се наречени *базни оксиди*.

Оксидите на неметалите при растворање во вода реагираат со неа и образуваат киселини, поради што се нарекуваат *киселински оксиди*.

Амфотерните оксиди речиси се нерастворливи во вода. Тие реагираат со киселини и со бази при што се добиваат соли.

Неутралните оксиди не се раствораат во вода и не реагираат со неа. Тие не реагираат ниту со киселини ниту со бази.

Прашања и задачи:

- 1) Дали е името на оксидот SO_2 моносулфур диоксид, а на оксидот CO е монојаглерод моноксид?
- 2) Која формула на оксидот фосфор (V) оксид е точно напишана: а) P_4O_{10} или б) P_2O_5 ?
- 3) Заокружи го точниот одговор:
 - а) секое соединение што содржи кислород во својот состав претставува оксид,
 - б) соединение изградено од еден елемент и кислород се вика оксид,
 - в) сите соединенија на одделни елементи што содржат кислород се оксиди.
- 4) Дали е оксид соединението водород пероксид H_2O_2 ?
- 5) Зошто се користи CO_2 во гасовита и во цврста состојба?
- 6) Кои оксиди претставуваат скапоцени камења?

3.1.2. Киселини

Неорганските киселини се соединенија изградени од *водород и киселински остаток*. Според составот на киселинскиот остаток, киселините се поделени на бескислородни киселини и кислородни киселини.

Номенклатура на киселини

Називите на **бескислородните киселини** се образуваат така што кон *името на елементот* што ја гради киселината се додава наставката **-о**, слеано со зборот **водородна**, а потоа одделно, се пишува зборот **киселина**.

Анјоните се именуваат на тој начин што кон името на елементот што ја гради киселината се додава наставката **-ид**. Во наредната табела наведени се неколку примери на бескислородни киселини:

Табела 3.2 а) Називи на безкислородни киселини

хемииска формула	Назив на безкислородна киселина	Назив и полнеж на анјон (киселински остаток)
HCl	хлороводородна киселина	Cl ⁻ хлорид
HBr	бромоводородна киселина	Br ⁻ бромид
HI	јодоводородна киселина	I ⁻ јодид
HF	флуороводородна киселина	F ⁻ флуорид
H ₂ S	сулфуроводородна киселина	S ²⁻ сулфид
HCN	цијановодородна киселина	CN ⁻ цијанид

Именувањето на **кислородните киселини** е посложено. Ако еден елемент гради две кислородни киселини, тогаш името на киселината со поголем број кислородни атоми се образува на тој начин што кон името на елементот се додава наставката **-на** или **-ова** и зборот **киселина** (H₂SO₄ - сулфурна киселина, HNO₃ - азотна киселина, H₃AsO₄ - арсенова киселина).

* Елементот во киселината со поголем број кислородни атоми е во повисока оксидациона состојба.

Името на киселината со помал број кислородни атоми* се образува од името на елементот, наставката **-еста** и зборот **киселина** (HNO₂ - азотеста киселина, H₃AsO₃ - арсенеста киселина).

* Елементот во киселината со помал број кислородни атоми е со помал оксидационен број.

Анјоните се именуваат така што кон името на елементот со поголем оксидационен број се додава наставката **-ат**, а кон името на елементот со помал оксидационен број се додава наставката **-ит**. Во табелата што следува дадени се некои позначајни киселини со своите анјони:

Табела 3.2 б) Називи на кислородни киселини

хемииска формула	Назив на кислородна киселина	Назив и полнеж на анјон (киселински остаток)
H ₂ SO ₄	сулфурна киселина	SO ₄ ²⁻ сулфат
H ₂ SO ₃	сулфуреста киселина	SO ₃ ²⁻ сулфит
HNO ₃	азотна киселина	NO ₃ ⁻ нитрат
HNO ₂	азотеста киселина	NO ₂ ⁻ нитрит
H ₃ PO ₄	фосфорна киселина	PO ₄ ³⁻ фосфат
H ₃ PO ₃	фосфореста киселина	PO ₃ ³⁻ фосфит
H ₂ CO ₃	јаглеродна киселина	CO ₃ ²⁻ карбонат
H ₃ AsO ₄	арсенова киселина	AsO ₄ ³⁻ арсенат
H ₃ AsO ₃	арсенеста киселина	AsO ₃ ³⁻ арсенит
H ₃ SbO ₄	антимонова киселина	SbO ₄ ³⁻ антимонат
H ₄ SiO ₄	силициумова (ортосилициумова) киселина	SiO ₄ ⁴⁻ силикат

Ако елементот гради повеќе од две кислородни киселини, тогаш именувањето на киселините се врши на наредниот начин:

- киселина со помал број кислородни атоми од онаа киселина, чие име завршува на -еста, добива префикс **хипо-** (HClO -хипохлореста киселина);
- киселина со поголем број кислородни атоми од киселината, чие име завршува со наставката -на или -ова, добива префикс **пер-** (HClO_4 - перхлорна киселина).

Имињата на анјоните од овие киселини ги содржат соодветните префикси што се гледа од следната табела.

Табела 3.2 в) Називи на кислородни киселини на хлор

хемишка формула	Назив на кислородни киселини на хлор	Назив и полнеж на анјон (киселински остаток)
HClO_4	перхлорна киселина	ClO_4^- перхлорат
HClO_3	хлорна киселина	ClO_3^- хлорат
HClO_2	хлореста киселина	ClO_2^- хлорит
HClO	хипохлореста киселина	ClO^- хипохлорит

Метакиселини

Овие киселини се изведуваат од повеќебазни кислородни киселини со одземање на еден мол вода од еден мол киселина. На пример метафосфорна киселина се изведува од фосфорна киселина:



Имињата на метакиселините се образуваат со додавање на префиксот **мета-** пред името на киселинта од која е изведена.

Пирокиселини

Пирокиселините се изведуваат од повеќебазни кислородни киселини со одземање на еден мол вода од два мола киселина. На пример пирофосфорна (дифосфорна) киселина или пирантимонова киселина:



Тиокиселини

Овие киселини се добиваат со замена на еден или на повеќе атоми кислород со сулфур во кислородна киселина, на пример: тиосулфурна киселина - $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (се изведува од H_2SO_4), тетратиоарсенова киселина H_3AsS_4 (се изведува од H_3AsO_4).

Прашања и задачи

- 1) Именувај ги киселините чии формули се: HPO_3 , H_3AsO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, HMnO_4 и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
- 2) Напиши ги формулите на киселините чии имиња се: антимонова киселина, силициумова киселина, хлорна киселина, дифосфорна киселина, азотеста киселина и хипохлореста киселина.

3.1.3. Хидроксиди

Хидроксидите се неоргански соединенија, кои во својот состав содржат катјон на метал и една или повеќе хидроксидни групи.

Номенклатура на хидроксиди

Именувањето на хидроксидите зависи од оксидацискиот број на металот кој може да биде постојан или променлив, како што е дадено во табела 3.3

Табела 3.3 Именување на хидроксиди

Хидроксиди изградени од катјон на метал со <i>постојан оксидационен број</i>	Имињата на овие хидроксиди се образуваат од името на катјонот на металот и зборот хидроксид .
KOH калиум хидроксид Ca(OH)_2 калциум хидроксид Al(OH)_3 алуминиум хидроксид Zn(OH)_2 цинк хидроксид NH_4OH амониум хидроксид	
Хидроксиди изградени од катјон на метал со <i>променлив оксидационен број</i>	Имињата на хидроксидите, изградени од катјон на метал со променлив оксидационен број се состојат од името на катјонот , слеано во заграда се пишува оксидациониот број , а потоа, одделно зборот хидроксид .
Pb(OH)_2 олово(II) хидроксид Pb(OH)_4 олово(IV) хидроксид CuOH бакар (I) хидроксид Cu(OH)_2 бакар(II) хидроксид Cr(OH)_3 хром(III) хидроксид	

Интересно е да знаеш:

Al(OH)_3 – алуминиум хидроксидот се употребува за прочистување на водата за пиење.

NaOH – натриум хидроксидот е бела цврста хигроскопна супстанца. При допир ја нагрзува кожата, создавајќи пликови од каде доаѓа неговото народно име **жива сода**, сода што предизвикува живи рани. Затоа не треба да се фаќа со раце.

Прашања и задачи:

1. Дали се сите хидроксида бази?
2. Именувај ги соединенијата чии формули се:
 - а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuOH и $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
 - б) Напиши ги равенките на нивната дисоцијација во воден раствор!
3. Дали вредноста на pH ќе биде еднаква во воден раствор од кој било хидроксид?
4. Објасни дали постои разлика меѓу амфотерен оксид и амфотерен хидроксид?

3.1.4. Соли

Според составот постојат повеќе видови соли. Поделбата според составот е дадена во табела 3.4

Табела 3.4 Видови соли

нормални соли	хидроген соли	хидроксид соли	двојни соли	кристалохидрати
NaCl KI $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ Na_2SO_3 AlPO_4 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ FeSO_4	NaHCO_3 AgHSO_4 FeHPO_4 KHSO_4 $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ NaH_2PO_4	$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ $\text{Co}(\text{OH})\text{Br}$ $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	KNaSO_4 $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2$ MgNH_4PO_4 $\text{FeNH}_4(\text{NO}_3)_3$	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Нормални соли во својот состав содржат катјон на метал и анјон на киселина.	Хидроген (кисели) соли освен катјон на метал и анјон на киселина во својот состав содржат и катјон на водород.	Хидроксид (базни) солите освен катјон на метал и анјон на киселина во својот состав содржат и хидроксид анјон.	Двојни соли во својот состав содржат два различни катјони на метали и анјон на киселина.	Кристало хидратите покрај катјон на метал и анјон на киселина во својот состав содржат и кристална вода.

Именувањето на солите зависи од видот на солта. Според општите правила за именување, називите на сите видови соли се образуваат од два збора и тоа од *името на катјонот* и од *името на анјонот*. Ако е катјонот со променлив оксидационен број, бројот се запишува во заграда до него.

Имињата на нормалните соли се образуваат од името на катјонот и името на анјонот (киселинскиот остаток), на пример: KI калиум јодид, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ амонум сулфид, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ цинк нитрат, Na_2SO_3 натриум сулфит.

Имиња на нормални соли изградени од катјон со променлив оксидационен број: FeSO_4 железо(II) сулфат, Cu_3PO_4 бакар(I) фосфат.

Имињата на водородни соли се образуват од името на катјонот, а потоа се внесува зборот *водород* и името на анијонот, на пример: NaHCO_3 натриум водородкарбонат, NaH_2PO_4 натриум диводороденфосфат.

Имињата на хидроксидни соли се образуват од името на катјонот и името на анијонот пред кој се додава зборот хидроксид, на пример: Mg(OH)Cl магнезиум хидроксидхлорид, $\text{Bi(OH)}_2\text{NO}_3$ бизмут дивидрохсиднитрат.

При образување имиња на двојни соли, катјоните се именуваат по азбучен ред, а при пишување на формулите се оди по абecedен редослед, на пример: KNaSO_4 калиум натриум сулфат, MgNH_4PO_4 амониум магнезиум сулфат, $\text{FeNH}_4(\text{NO}_3)_3$ амониум желез(II) нитрат.

Имињата на кристалохидратите се образуват така што по името на солта се внесува број на молекули од кристалната вода, изразен на грчки јазик, поврзано со зборот хидрат. На пример: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ магнезиум сулфат хептахидрат, $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ калциум хлорид дивидрат.

Соли изградени од анијони кои содржат: префикс хипо-, пер-, мета-, пиро- и други, во името ги задржуваат истите префикси, на пример:

NaClO натриум хипохлорит
 KMnO_4 калиум перманганат
 NH_4PO_3 амониум метафосфит
 $\text{K}_2\text{P}_2\text{O}_7$ натриум пиродосфат

Секоја супстанца со име „сол“ не значи дека има солен вкус. Така, на пример, солта $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ има горчлив вкус додека солта $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ има сладок вкус затоа е наречена оловен шеќер, но е отровна.

Дали знаеш дека:

солите на калциум, железо, магнезиум, калиум, натриум, јод, фосфор се есенцијални состојки во храната.

Прашања и задачи:

- Именувај ги соли дадени во Табела бр.3.4
- Дали постои разлика меѓу амфотерен оксид и амфотерен хидроксид?
Сулфати се соли на _____ киселина.
Сулфиди се соли на _____ киселина.
Сулфити се соли на _____ киселина.
Нитрити се соли на _____ киселина.
Нитрати се соли на _____ киселина.
Хипохлорити се соли на _____ киселина.
- Именувај ги соединенијата чии формули се:
 MgCl(OH) _____
 $\text{CaHPO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ _____
 MgNH_4PO_4 _____
 Na_2O_2 _____
- Напиши ги формулите на соединенијата чии имиња се:
алуминиум дивидрохсидбромид _____

Исклучок од горното правило се имињата на лигандите дадени во табела 3.6

Анјон	Лиганд
Cl ⁻ хлорид	хлоро
I ⁻ јодид	јодо
Br ⁻ бромид	бромо
OH ⁻ хидроксид	хидроксо
CN ⁻ цијанид	цијано
O ²⁻ оксид	оксо

Ако е лигандот молекула, се употребуваат специјални имиња дадени во табела 3.7

Молекула	Лиганд
H ₂ O вода	аква
NH ₃ амонијак	аммин
NO азот монооксид	нитрозил
CO јаглерод монооксид	карбонил

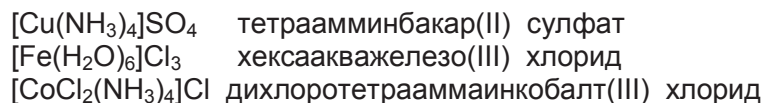
Ако има во комплексното соединение два различни лиганди, од кои е едниот анјон, а другиот молекула, тогаш прво се пишува анјонот, а потоа молекулата, а се читаат по абецеден ред.

Кај јонските комплексни соединенија секогаш прво се именува катјонот, а потоа анјонот.

Ако во јонското комплексно соединение *катјонот е комплексен*, тогаш прво се чита **координациониот број** на грчки: моно, ди, три, тетра итн. Потоа се чита **името на лигандот**, па **името на централниот атом** со неговиот **оксидационен број*** и на крај се чита **анјонот** од надворешната сфера.

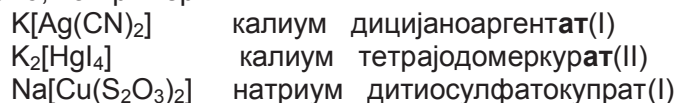
*Вредноста на оксидациониот број на централниот атом се определува врз база на полнежите на другите градебни единици во комплексното соединение, имајќи на ум дека збирот на сите полнежи треба да биде еднаков на нула.

Името на комплексниот катјон се пишува *слеано*, а името на анјонот одвоено, на пример:



Ако во јонското комплексно соединение *анјонот е комплексен*, прво се именува **катјонот**, потоа **координациониот број**, па **името на лигандот** и на крај **латинското име на централниот атом** на кое се додава наставката **-ат** и до него оксидациониот број ставен во мала заграда напишан со римски број.

Името на катјонот се пишува одвоено, а името на комплексниот анјон се пишува *слеано*, на пример:



За разлика од јонските комплексни соединенија неутралните комплекси претставуваат неутрални молекули. Тие не содржат надворешна сфера, на пример: соединенијата $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ и други.

Имињата на неутралните комплекси се пишуваат слеано, а се читаат слично како комплексните јони, на пример:

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ пентакарбонилжелезо(0)
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ тетрахлородиаминоплатина(IV)
 $[\text{Mn}(\text{CO})_5]$ пентакарбонилманган(0)

Прашања и задачи:

1. Именувај ги следните комплексни соединенија:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ _____
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ _____
 $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ _____
 $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$ _____
 $\text{Ca}[\text{Cu}(\text{Cl})_4]$ _____

2. Напиши ги формулите на следните комплексни соединенија:

Натриум тетрахлороалуминат _____
Калиум дицијанокупрат(I) _____
Кобалт(III)тетрааминдихлоро хлорид _____
Хексакарбонилхром(0) _____

3.2. Видови реакции и реагенси во квалитативна анализа

Со квалитативната анализа се утврдува хемискиот состав на испитуваниот примерок.

Во зависност од целта на анализата, може да се врши испитување за присуство само на една компонента или на сите компоненти од кои е составен примерокот. Во првиот случај станува збор за *делумна анализа*, а во вториот за *систематска анализа*. За таа цел супстанците од примерокот се изложуваат на разни хемиски промени, при што непознатите компоненти преминуваат во соединенија со карактеристични својства. Притоа настанатите промени претставуваат сигнал за нивно присуство. Како сигнал може да биде градење на *талог*, *обојување на раствор*, *издвојување на гас со карактеристична миризба* и друго.

Промените кои го менуваат хемискиот состав на супстанците и доведуваат до создавање нови соединенија се викаат **хемиски реакции**. При изведувањето на реакциите, на испитуваната супстанца се дејствува со друга супстанца со познат хемиски состав наречена **реагенс**. Добиените соединенија треба да послужат како доказ за хемискиот состав на испитуваната супстанца.

Во квалитативната анализа секоја хемиска реакција не може да се примени, туку само онаа која исполнува определени услови, и тоа:

- реакцијата да се одвива до крај,
- реакцијата да е брза,
- реакцијата да е осетлива,
- промените кои настануваат при реакцијата лесно да се забележуваат со нашите сетила. Хемиските реакции кои ги исполнуваат наведените услови се нарекуваат аналитички реакции.

3.2.1. Реакции по сув и по воден пат

Квалитативната анализа на испитувана супстанца може да се изведе со:

1. реакции по сув пат,
2. реакции по воден пат.

Реакции по сув пат

Реакции по сув пат се изведуваат на пламен со проба во цврста состојба. Најчесто се изведуваат реакции со *обојување пламен* и *реакции со боење бисерка*. *Реакции со обојување пламен*. Соли на некој елементи внесени во безбоен пламен испаруваат и го обојуваат со определена боја. Реакциите најчесто се изведуваат со Бунзенов пламеник.

Внесувањето на солите во пламенот се изведува со помош на претходно исчистена платинска игла, а може да се користи жица од легура Fe – Ni - Cr или графитна прачка (слика 3.1)



Чистење на платинска игла се врши со концентрирана HCl. Иглата се потопува во неа, а потоа се внесува во безбојниот пламен. Ова се повторува неколку пати се додека пламенот не остане безбоен (слика 3.1).

Слика 3.1 Чистење на платинска игла

Исчистената игла се потопува во концентрирана HCl, а потоа со нејзиниот врв се зема од испитуваната супстанца, се внесува во безбојниот пламен кој се обојува со карактеристична боја за определен елемент, на пример, испарливите соли на натриумот безбојниот пламен го обојуваат жолто, стронциумот – црвено, бариумот – зелено.

Реакции со боење бисерка. Со усвитена платинска игла се зема од $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ натриум тетраборат декахидрат (боракс) или од $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ амониум натриум водороден фосфат тетрахидрат, се жари во безбоен пламен. Со иглата повторно се зема од бораксот или од фосфорната сол и пак се жари во пламенот. Ова се повторува с# додека не се образува бисерка (бораксова или фосфорна). По нејзиното оладување, на неа се нанесува од испитуваната супстанца, а потоа се внесува во безбојниот пламен. Таа ќе се обои со боја карактеристична за определен елемент.

Резултатите добиени со реакции по сув пат не се конечни, но се значајни бидејќи укажуваат на веројатното присуство на испитуваната компонента. Затоа

овие испитувања се наречени *претходни испитувања*. Тие имаат за задача да го олеснат или да го насочат испитувањето по воден пат.

Реакции по воден пат

Најголем број аналитички реакции се изведуваат во водени раствори. Заради тоа примерокот што се анализира ако е во цврста состојба треба да се преведе во раствор. Испитуваните компоненти, како и реагенсите, во растворот се во јонска форма, па затоа реакции што се изведуваат во квалитативната анализа се јонски реакции.

Резултатите добиени од изведените реакции по воден пат го утврдуваат составот на испитуваната супстанца.

Во зависност од тоа кои јони се докажуваат, квалитативната анализа може да се подели на:

- *квалитативна анализа на катјони,*
- *квалитативна анализа на ањони.*

Ако се врши систематска анализа на катјони и на ањони, тогаш прво се анализираат катјоните, а потоа ањоните.

3.2.2. Видови реагенси

За изведување на реакциите по воден пат во квалитативната анализа се употребуваат три вида реагенси, и тоа:

- општи реагенси,
- групни реагенси,
- карактеристични реагенси (реагенси за идентификација).

Општи реагенси се оние реагенси со кои се врши растворање на талози, закиселување или алкализирање на средината, миене талози и друго. Најчесто како општи реагенси се користат: хлороводородна киселина, натриум хидроксид, азотна киселина, амониум хидроксид и други.

Реагенс кој може да исталожи група од јони во ист вид талог се вика *групен реагенс*. Добиениот талог не се раствора во вода и може да се оддели од другите јони кои се наоѓаат во испитуваниот раствор, на пример: хлороводородна киселина е групен реагенс за катјони од прва аналитичка група: Ag^+ , Pb^{2+} и Hg_2^{2+} , која ги таложи во ист вид талог, т.е. како хлориди. Групните реагенси се користат при систематска анализа на катјони и на ањони за нивна поделба во аналитички групи.

Карактеристични реагенси се оние реагенси кои во реакција со еден јон образуваат карактеристични соединенија. Така, на пример, за олово(II) катјонот, карактеристични реагенси се: HCl , KI , NaOH , NH_4OH и K_2CrO_4 . При реакција на олово(II) катјонот со нив се добиваат карактеристични продукти од кои особено е значаен продуктот што се добива со реагенсот K_2CrO_4 . Затоа овој реагенс може да послужи и како реагенс за идентификација на олово(II) катјонот бидејќи образува карактеристичен жолт талог од PbCrO_4 како доказ за негово присуство во пробата.

Карактеристичен реагенс може да биде и *специфичен реагенс* ако може да се докаже со него само еден јон во присуство на други јони. На пример, алкохолан раствор од диметил глиоксим е специфичен реагенс за никел(II) катјонот бидејќи

само со него гради карактеристичен малинесто црвен талог кој претставува доказ за негово присуство. Бидејќи бројот на специфичните реагенси е многу мал, во квалитативната анализа за идентификација на јоните најчесто се користат карактеристични реагенси. *Реакцијата која се одвива меѓу јонот кој се идентификува и карактеристичниот реагенс, претставува **реакција за идентификација***. Таа треба да биде многу *осетлива* за да може да се докаже и најмалата концентрација на еден јон во испитуваниот раствор. Честопати со карактеристичните реагенси не може да се докаже еден јон во присуство на други јони. За да се избегне влијанието на едни јони врз други, а доказите да бидат точни, се применува систематско анализирање на пробата.

Прашања и задачи за повторување:

1. Кои услови треба да ги исполнува една хемиска реакција, за да таа се примени во квалитативна анализа?
2. Објасни како се изведуваат реакциите по сув пат, а како по воден пат?
3. Што е реагенс?
4. Зошто служат општите реагенси?
5. Кои реагенси се наречени групни реагенси, а кои се карактеристични реагенси?
6. Кои реакции се нарекуваат реакции за идентификација?

3.3. Растворање на црста проба за анализа



По земање една третина од проба во цврста состојба, се пристапува кон нејзино растворање. Преведувањето на цврстата проба во раствор зависи од нејзиниот состав и структура, како и од тоа дали ќе се анализираат катјони или анјони. Секогаш прво се испитува во кој растворувач пробата најдобро се раствора, а потоа се пристапува кон нејзино растворање.

Ако се изведува систематска анализа на катјони, примерокот се раствора по следниот редослед, во растворувачите:

Слика 3.2

- дестилирана вода,
- хлороводородна киселина (разредена или концентрирана),
- азотна киселина (разредена или концентрирана),
- царска вода.

Мал број супстанции се потполно растворливи во вода, па затоа е потребно да се избере растворувач во кој ќе настане целосно растворање на пробата. Како растворувачи најчесто се користат минералните киселини HCl и HNO_3 . Во хлороводородната киселина се раствораат многу руди и минерали, додека азотната киселина со многу метали гради соли, лесно растворливи во вода. Овие растворувачи се најчесто употребувани и поради можноста за нивно отстранување со испарување, по растворањето на целиот примерок. Испитувањето на растворливоста се врши со земање мала количина од пробата (околу 2 mg).

Проверка за растворливост на цврстата проба

Прво се испитува дали пробата се раствора во **дестилирана вода** на ладно. На цврстата проба во епрувета се додава околу 2 cm^3 вода. Епруветата се протресува попречно и ако при тоа цврстата супстанца не се раствора, се врши загревање на водена бања неколку минути. Ако пробата се раствора и растворот е обоен, може да се претпостави од што е обојувањето. На пример, од Cu^{2+} јоните растворот се обојува сино, од Ni^{2+} во зелено, а од Co^{2+} розово.

Ако пробата не се раствора во вода, се проверува дали се раствора во **хлороводородна киселина**, и тоа прво во разредена, а потоа во концентрирана. Проверката се изведува на ладно, а потоа со загревање на водена бања. Ако пробата не се раствора во хлороводородна киселина, се зема нов дел од неа и се испитува дали е растворлива во **азотна киселина**. Испитувањето се врши по истиот редослед како со HCl .

Доколу пробата не се раствора во азотна киселина, се испитува дали таа се раствора во **царска вода**. Царска вода е смеса составена од концентрирана HNO_3 и концентрирана HCl во волуменски однос 1:3.

Растворање на цврстата проба

Откако ќе се утврди во кој растворувач се раствора цврстата проба, се подготвува раствор за систематска анализа. За таа цел, се зема поголема количина од неа, се врши растворање во соодветниот растворувач, а потоа се испитуваат катјоните. Растворањето на цврста проба е прикажано на слика 3.2.

Ако целата проба или дел од неа не се раствори во ниту еден од невадените растворувачи, се изведува нејзино топење на висока температура со дејство на базен или на кисел реагенс. Најчесто се користи т.н. *алкално топење* со натриум карбонат Na_2CO_3 . Топењето се врши во платинско лонче. Освен со Na_2CO_3 , топењето на цврстата проба може да се врши и со кисели средства, како на пример со KHSO_4 , или со оксидациони средства, Na_2O_2 .

При анализа на анјони примерокот не се раствора во минерални киселини бидејќи многу анјони се нестабилни во кисела средина. Растворањето се врши во заситен раствор од натриум карбонат Na_2CO_3 . Притоа, анјоните преминуваат во раствор, а катјоните се исталожуваат како карбонати кои се одделуваат од растворот со центрифугирање. Растворот се неутрализира со киселина, а потоа се пристапува кон анализирање на анјоните од растворот.

Прашања и задачи за повторување:

1. Зошто е потребно да се изврши растворање на цврста проба, пред да се започне со нејзино испитување?
 2. По кој редослед се врши испитувањето на растворливоста на цврстата проба?
 3. Објасни во што се состои проверката за растворливост на цврстата проба.
 4. Дали може да се врши систематска анализа на катјони, ако дел од цврстата проба остане нерастворена?
 5. Објасни во кој случај се користи т.н. „алкално топење“?
-

3.4. Квалитативна анализа на катјони

3.4.1. Аналитичка поделба на катјоните

За да се олесни проучувањето и анализирањето на катјоните, постојат повеќе поделби. Најчесто се употребува поделбата во шест аналитички групи, која е извршена според реакциите на катјоните со групните реагенси. Секоја група на катјони има свој групен реагенс, освен шестата група. Катјоните од една група се таложат како талози, слабо растворливи во вода.

Поделба на катјони во аналитички групи

Табела 3.8

група	катјони	групен реагенс	вид талог
I	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}	HCl	Хлориди: AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2
II	Hg^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+} , As^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+}	H_2S	Сулфиди: HgS , CuS , Bi_2S_3 , CdS , As_2S_3 , Sb_2S_3 , SnS
III	Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+}	NH_4OH	Хидроксиди: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$
IV	Co^{2+} , Ni^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+}	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Сулфиди: CoS , NiS , MnS , ZnS
V	Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+}	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	Карбонати: BaCO_3 , CaCO_3 , SrCO_3
VI	Mg^{2+} , NH_4^+ , Na^+ , K^+	Нема гр. реагенс	/

Важно е да знаеш!

Како се именуваат катјоните?

Имињата на катјоните, изведени од елемент кој има повеќе вредности на оксидациони броеви, се состојат од *името на елементот* до кое слеано е запишан *оксидациониот број* со римска цифра во заграда и зборот *катјон*, на пример: Cu^{2+} бакар(II) катјон; Fe^{3+} железо(III) катјон.

Име на катјон, изведен од елемент со една вредност на оксидационен број се состои само од *името на елементот* и зборот *катјон*, на пример: Na^+ натриум катјон; Ca^{2+} калциум катјон.

Како се претставуваат реакциите во квалитативните анализи?

Хемиските реакции на катјоните прво се прикажуваат со *молекулски*, а потоа со *ефективни јонски равенки*. Во молекулските равенки учесниците се претставени со нивните формули. Во нив талозите ќе бидат обележани со стрелка надолу (\downarrow), а гасовити продукти со стрелка нагоре (\uparrow). Равенки во кои се запишуваат само јоните кои учествуваат ефективно во реакцијата се викаат скратени или

ефективни јонски равенки. Во јонските равенки талозите ќе се означуваат со (s), гасовитите продукти со (g), течните со (l), а водените раствори од јоните со (aq). Јоните и талозите во јонските равенки ќе бидат прикажани во боја, соодветна на бојата што се добива при реакцијата.

Реакциите по воден пат на катјоните и на анјоните се изведуваат со соли лесно растворливи во вода.

Како се изведуваат реакциите во квалитативната анализа?

При изведување на реакциите се користи **семимикро анализа**. Од испитуваниот раствор се зема 1–2 cm³, се става во епрувета и се додаваат 2–3 капки соодветен реагенс. Внимателно се следат промените што настануваат: појава на талог, обојување или обезбојување на раствор, ослободување на гас и др.

Дел од испитуваниот раствор треба да се чува за да се повтори анализата ако тоа е потребно.

Прво се изведуваат реакции со групен реагенс, а потоа другите карактеристични реакции.

Посебно треба да се обрне внимание на промените кои настануваат при изведување на реакцијата за идентификација на секој катјон односно анјон.

При изведување на реакции во кои добиениот талог се раствора во вишок од реагенсот, количеството на додадениот реагенс во однос на талогот треба да биде двојно поголемо. При тоа епруветата попречно да се протресува.

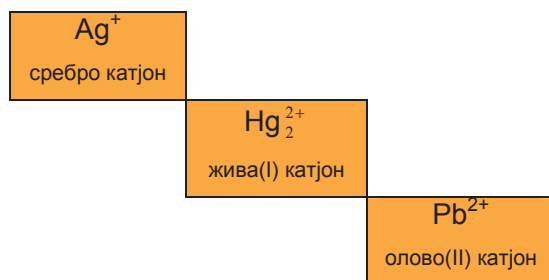
Ако реакцијата се одвива при одредена вредност на рН на растворот, тогаш таа треба да се изведува во присуство на индикатор.

Освен по воден пат катјоните може да се докажуваат и со реакции по сув пат.

3.4.2. Катјони од прва аналитичка група

Карактеристика на групата

Во прва аналитичка група спаѓаат следните катјони:



Групен реагенс за катјоните од прва група е раствор од хлороводородна киселина со $c(\text{HCl}) = 2 \text{ mol dm}^{-3}$. При реакција со групниот реагенс тие се таложат како **хлориди** AgCl, PbCl₂ и Hg₂Cl₂, слабо растворливи во вода.

Катјоните од оваа група образуваат комплексни соединенија.

Сребро

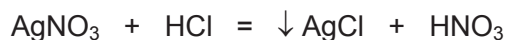


- Во чиста состојба среброт е бел сјаен благороден метал,
- меѓу металите е најдобар спроводник на топлина и електрична енергија,
- под дејство на H_2S потемнува,
- не се раствора во вода, бази и разредена HCl , а се раствора во концентрирана HNO_3 и врела H_2SO_4 ,
- во соединенијата сребрениот јон е со оксидационен број +1.

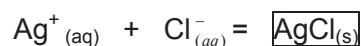
Поединечни реакции на сребро катјон Ag^+

Реакциите се изведуваат со разреден раствор од сребро нитрат AgNO_3 , бидејќи солта е лесно растворлива во вода. Во воден раствор сребро катјонот е *безбоен*.

- **Со групниот реагенс HCl** или со други растворливи хлориди во вода, сребро катјонот се таложува како *бел сирест* талог сребро хлорид AgCl

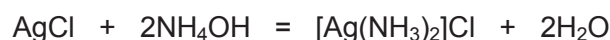


Равенката на реакцијата може да се напише во скратена јонска форма:

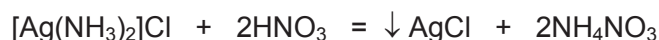


Талогот од сребро хлорид со стоене потемнува заради издвојување на колоидно сребро (фотохемиска реакција).

Сребро хлоридот се раствора во амониум хидроксид NH_4OH , при што се образува безбоен раствор од комплексно соединение диамминсребро хлорид:

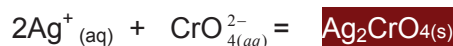
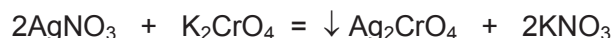


Со закиселување на безбојниот раствор со разредена азотна киселина (во присуство на сина лакмусова хартија), повторно се добива *бел сирест* талог од сребро хлорид:



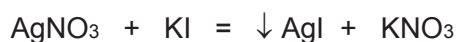
Оваа реакција е многу осетлива и служи за *идентификација* на сребро катјони. Повторното добивање на бел сирест талог го докажува нивното присуство во пробата.

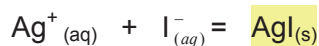
- **Алкални хромати** (натриум или калиум хромат) ги таложат сребро катјоните како црвено кафен талог од сребро хромат Ag_2CrO_4 :



Добиениот талог од сребро хромат Ag_2CrO_4 се раствора во азотна киселина и во амониум хидроксид, а не се раствора во оцетна киселина.

- **Со калиум јодид KI** се образува бледожолт талог од сребро јодид AgI :

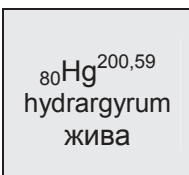




Добиениот талог од AgI не се раствора во амониум хидроксид, по што се разликува од AgCl.

- **Алкални хидроксида** со сребро катјони образуваат бел талог од сребро хидроксид кој потемнува бргу бидејќи се разложува на сребро оксид Ag₂O.

Жива



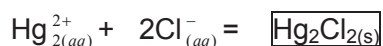
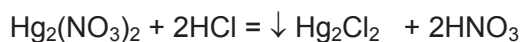
- При стандардни услови, живата е течен метал со сребренесто бела боја и метален сјај,
- не се раствора во вода и HCl, а се раствора во врела HNO₃, H₂SO₄ и во царска вода,
- во живата се раствораат многу метали, при што се добиваат легури – *амалгами*,
- соединенијата на живата се испарливи и при загревање сублимираат.

Во воден раствор, живата образува два вида катјони: жива(I) катјон - Hg₂²⁺ и жива(II) катјон - Hg²⁺. Жива(I) катјоните се таложат со HCl и затоа се во прва аналитичка група, додека жива(II) катјоните не се таложат. Тие се анализираат во втора група на катјони.

Поединечни реакции на жива(I) катјон Hg₂²⁺

Реакциите се изведуваат со раствор од жива(I) нитрат Hg₂(NO₃)₂. Во воден раствор, жива(I) катјонот е *безбоен*.

- **Со групниот реагенс HCl** и со растворливи хлориди во вода, жива(I) катјоните образуваат *бел* талог од жива(I) хлорид Hg₂Cl₂:



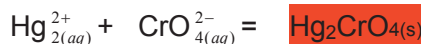
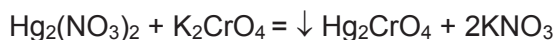
Белиот талог од Hg₂Cl₂ со амониум хидроксид дава црн талог од елементарна жива Hg:



Добиениот талог е сив бидејќи се меша црниот талог од елементарна жива со белиот талог од жива(II) амидо хлорид.

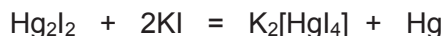
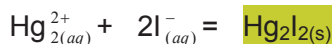
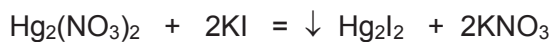
Оваа реакција служи за идентификација на жива(I) катјон.

- **Калиум хромат** дава црвенопортокалов талог од жива(I) хромат Hg₂CrO₄:



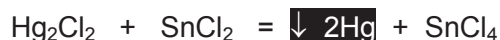
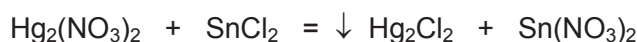
Добиениот талог не се раствора во азотна киселина.

- **Со калиум јодид KI**, жива(I) катјоните даваат *жолт* талог од жива(I) јодид Hg_2I_2 . Бојата на талогот од жолта постепено се менува во *жолтозелена*, а потоа во *сива*. Талогот се раствора во вишок од калиум јодид, при што се гради безбојно комплексно соединение и елементарна жива Hg:



Оваа реакција е карактеристична реакција за жива(I) катјоните. Затоа се користи како *реакција за идентификација*. Промената на бојата од жолта, преку жолтозелена до сива е доказ за нив.

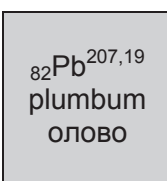
- **Редукционите средства**, како калај(II) хлорид SnCl_2 ги редуцираат жива(I) катјоните до елементарна жива како црн талог.



- **Со алкален хидроксид**, жива(I) катјоните образуваат црн талог од жива(I) оксид.

Алхемичарите живата ја нарекувале меркуриус. Тривијално име на жива(I) катјонот Hg_2^{2+} е *меркуро*, а на жива(II) катјонот Hg^{2+} е *меркури* катјон.

Олово

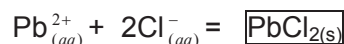
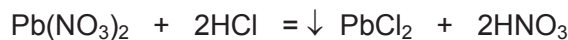


- Оловото е мек метал со сива боја,
- има голема густина и затоа се вбројува во тешки метали,
- се раствора во разредена HNO_3 и концентрирана H_2SO_4 додека разредена H_2SO_4 го пасивизира,
- во соединенијата оловото е со оксидациони броеви +2 и +4, соединенијата на олово(IV) се оксидациони средства.

Поединечни реакции на олово(II) катјон - Pb^{2+}

Реакциите се изведуваат со раствор од олово(II) нитрат $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Во воден раствор олово(II) катјоните се *безбојни*.

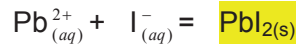
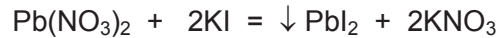
- **Со групен реагенс HCl**, олово(II) катјоните градат *бел* талог од олово(II) хлорид PbCl_2 :



Талогот од олово(II) хлорид делумно се раствора во студена вода, поради што неговото таложјење во прва аналитичка група не е целосно. Тој се испитува и во втора аналитичка група (ако анализираниот раствор е смеса од катјони и на други аналитички групи).

$PbCl_2$ целосно се раствора во врела вода, а при ладење се издвојуваат бели игличести кристали.

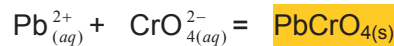
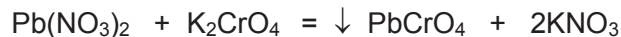
- Со **калиум јодид KI**, олово(II) катјоните градат *жолт* талог од олово(II) јодид PbI_2 :



Добиениот жолт талог од олово(II) јодид се раствора во вишок од калиум јодид. Талогот може да се раствори и во врела вода, а со ладење на растворот се појавуваат златножолти кристали од PbI_2 , кои претставуваат доказ за присуство на Pb^{2+} јоните.

Реакцијата служи за *идентификација*.

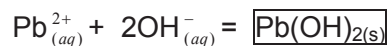
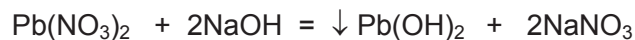
- Калиум хромат K_2CrO_4** , како и калиум дихромат $K_2Cr_2O_7$ со олово(II) катјоните таложат жолт олово(II) хромат $PbCrO_4$:



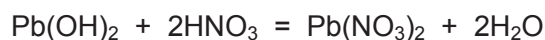
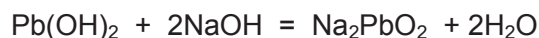
Ако се изведува реакцијата со калиум дихромат, за да настане целосно таложјење на олово(II) хромат, потребно е да се додаде натриум ацетат CH_3COONa . Олово(II) хроматот не се раствора во оцетна киселина, а се раствора во азотна киселина и натриум хидроксид.

Оваа реакција служи за *идентификација*.

- Алкалните хидроксиди (NaOH, KOH)** со олово(II) катјоните таложат бел олово(II) хидроксид:

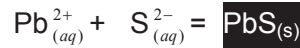
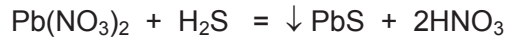


Олово(II) хидроксидот $Pb(OH)_{2(s)}$ има амфотерен карактер, реагира со вишок од натриум хидроксидот, а реагира и со киселини. Во двата случаи се добиваат соли:



Името на солта Na_2PbO_2 е натриум плумбит. Името на солта доаѓа од латинското име на оловото.

- Олово(II) катјоните во реакција со H_2S градат *црн* талог од олово(II) сулфид PbS. Талогот се раствора во врела разредена азотна киселина:



Во табела 3.9 е даден преглед на талози што се добиваат при реакциите на катјоните од прва аналитичка група со карактеристични реагенси

Табела 3.9 Продукти од реакции на катјони од I аналитичка група

Катјони	Карактеристични реагенси			
	HCl	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	KI	NaOH
Ag^+	AgCl(s) бел	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$ црвено кафен	AgI(s) бледо жолт	$\text{Ag}_2\text{O}(s)$ кафен
Pb^{2+}	PbCl ₂ (s) бел	$\text{Pb}_2\text{CrO}_4(s)$ жолт	PbI ₂ (s) жолт	Pb(OH) ₂ (s) бел
Hg_2^{2+}	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(s)$ бел	$\text{Hg}_2\text{CrO}_4(s)$ црвен	$\text{Hg}_2\text{I}_2(s)$ сиво зелен	$\text{Hg}_2\text{O}(s)$ црн

Прашања и задачи за повторување:

- Какви честички се јоните?
- Објасни зошто катјоните имаат позитивен полнеж.
- Наведи ги катјоните од првата аналитичка група.
- Напиши ги равенките на реакциите на Ag^+ , Pb^{2+} и Hg_2^{2+} со групен реагенс.
- Зошто Pb^{2+} јоните се докажуваат и во втора аналитичка група?
- Идентификација на Hg_2^{2+} јоните се врши со: а) HCl б) KI в) K_2CrO_4 г) NaOH, заокружи го точниот одговор.
- Колкаво количество групен реагенс HCl се додава кон проба која претставува смеса на катјони од прва аналитичка група?
- Објасни како се проверува дали таложењето на катјоните од прва аналитичка група е целосно.
- Зошто се врши промивање на талогот добиен со групниот реагенс?
- Пополни ја наредната табела:

катјони	Ag^+	Pb^{2+}	Hg_2^{2+}
KI		PbI ₂	
боја (талог)			
K_2CrO_4			Hg_2CrO_4
боја (талог)		жолт	

3.4.3. Катјони од втората аналитичка група

Карактеристика на групата

Втора аналитичка група ја сочинуваат наредните катјони:

Hg ²⁺ жива (II) катјон		Cu ²⁺ бакар (II) катјон		Bi ³⁺ бизмут катјон		Cd ²⁺ кадмиум катјон	II ^a подгрупа
	As ³⁺ арсен (III) катјон		Sb ³⁺ антимон (III) катјон			Sn ²⁺ калај (II) катјон	II ^b подгрупа

Освен As³⁺, Sb³⁺ и Sn²⁺ јоните, во II^b подгрупа спаѓаат и As⁵⁺, Sb⁵⁺ и Sn⁴⁺ јоните.

Групен реагенс е сулфуроводородна киселина H₂S, кој ги таложи катјоните од оваа група како слабо растворливи **сулфиди**. Таложењето се врши во слабо кисела средина, закиселена со HCl со c(HCl) = 0,3 moldm⁻³, за да настане целосно таложење на катјоните од втора група. Ако е концентрацијата на водородните јони поголема од 0,3 moldm⁻³, нема да се исталожат Pb²⁺ и Cd²⁺ катјоните.

Во зависност од тоа дали сулфидите на катјоните од оваа група се раствораат во амониум полисулфид (NH₄)₂S₂, катјоните се поделени во две подгрупи: II^a и II^b. Сулфидите на Hg²⁺, Cu²⁺, Bi³⁺ и Cd²⁺ не се раствораат во амониум полисулфид (NH₄)₂S₂ и се наречени **сулфобазии**, додека сулфидите на As^{3+,5+}, Sb^{3+,5+} и Sn^{2+,4+} се раствораат во амониум полисулфид и се викаат **сулфо киселини**.

Сулфидите на II^a подгрупа се раствораат во врела разредена азотна киселина со исклучок на жива(II) сулфид.

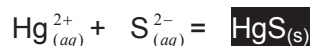
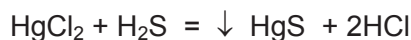
Одделувањето на катјоните во две подгрупи го олеснува нивното систематско испитување.

Сулфо бази

Поединечни реакции на жива(II) катјон Hg²⁺

Реакциите се изведуваат со раствор од жива(II) хлорид. Жива(II) катјонот во воден раствор е *безбоен*.

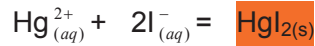
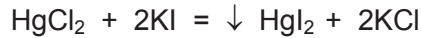
- Со групен реагенс H₂S, жива(II) катјоните градат *црн* талог од жива(II) сулфид:



Добиениот талог од HgS не се раствора во разредена азотна киселина. Тој се раствора во царска вода која претставува смеса од концентрирана HCl и концентрирана HNO₃ во волуменски однос 3:1.



- Калиум јодид KI со жива(II) катјоните образува *портокалов* талог од жива(II) јодид HgI_2 :

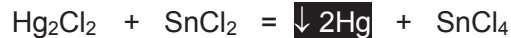
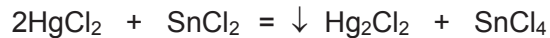


Добиениот портокалов талог од жива(II) јодид се раствора во мал вишок од калиум јодид, при што се добива *безбоен* раствор од комплексно соединение дикалиум тетрајодомеркурат(II):



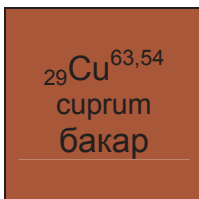
Добивањето на портокаловиот талог, а потоа неговото растворање во мал вишок од калиум јодид е доказ за жива(II) катјоните во пробата. Затоа оваа реакција се користи како *реакција за идентификација*.

- Калај (II) хлорид SnCl_2 ги редуцира жива(II) катјоните во жива(I) катјони, а вишок од реагенсот SnCl_2 редуцијата може да ја изврши дури до елементарна жива која се издвојува како *црн* талог:



Добивањето бел талог од жива(I) хлорид, а потоа црн талог од елементарна жива, може да послужи како доказ за присуство на жива(II) катјоните во анализата. И оваа реакција е реакција за *идентификација* на жива(II) катјоните.

Бакар



- Бакарот е мек метал со светлоцрвена боја,
- по среброто, тој е најдобар спроводник на топлина и на електрична енергија,
- не се раствора во HCl , а при загревање се раствора во HNO_3 и H_2SO_4 ,
- бакарот гради комплексни соединенија,
- во воден раствор, дава два катјона: бакар(I) катјони Cu^+ и бакар(II) катјони Cu^{2+} .

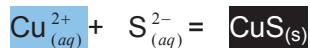
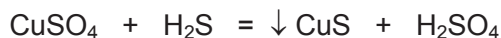
Соединенијата на бакарот се отровни.

Поединечни реакции на бакар(II) катјон Cu^{2+}

Реакциите се изведуваат со воден раствор од бакар(II) нитрат $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ или со воден раствор од бакар(II) сулфат CuSO_4 .

Во воден раствор Cu^{2+} бакар(II) катјоните се *сино* обоени поради присуство на хидратизирани катјони: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, односно $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$.

- **Со групен реагенс H_2S** , бакар(II) катјоните таложат *црн* талог од бакар(II) сулфид CuS :



Добиениот талог се раствора во врела разредена азотна киселина:



Со амониум хидроксид NH_4OH се гради сино-зелен талог од базна сол,

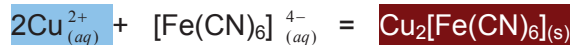
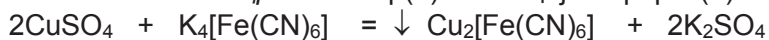


Талогот се раствора во вишок од амониум хидроксид при што се добива интензивно *сино* обоен раствор од комплексно соединение тетраамминбакар(II) сулфат:



Оваа реакција служи за *идентификација* на бакар(II) катјоните.

- **Со тетракалиум хексацијаноферат(II)**, бакар(II) катјоните, од слабо кисела средина таложат *темно црвен* бакар(II) хексацијаноферат(II):



Добиениот темно црвен талог од бакар(II) хексацијаноферат(II) не се раствора во разредени киселини.

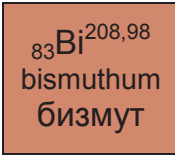
Реакцијата е осетлива и служи за *идентификација* на Cu^{2+} јони.

- **Калиум цијанид KCN** со бакар(II) катјоните гради жолт талог од бакар(II) цијанид, кој е нестабилен и се разложува на бел талог од бакар(I) цијанид и дицијан. Во вишок од калиум цијанид, бакар(I) цијанидот се раствора при што се гради стабилен комплексен јон од тетрацијанокупрат(I):



Сино обоените бакар(II) катјони се преведуваат во безбоен комплекс.

Бизмут

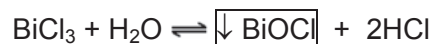


- Бизмутот е сребренесто бел метал со црвенкаст сјај,
- лесно се раствора во азотна киселина и во царска вода, додека во сулфурна, киселина се раствора само на повисока температура,
- во соединенијата бизмутот има оксидационен број +3,
- во воден раствор се јавува во два вида катјони: бизмут(III) катјон Bi^{3+} и бизмутил катјон BiO^+ .

Поединечни реакции на бизмут(III) катјон Bi^{3+}

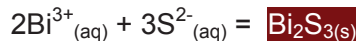
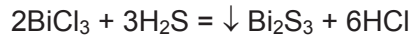
Реакциите се изведуваат со раствор од бизмут(III) хлорид BiCl_3 . Во воден раствор, бизмут(III) катјоните се *безбојни*.

Поради хидролиза на солта BiCl_3 , во растворот се гради бела нерастворлива бизмутил сол (бизмутил хлорид - $\text{BiOCl}_{(s)}$).



Таа се раствора во силно кисела средина при што повторно се добива безбоен раствор од бизмут(III) хлорид.

- **Групниот реагенс H_2S** со бизмут(III) катјоните таложи *кафен* талог од бизмут(III) сулфид (Bi_2S_3), кој се раствора во врела разредена азотна киселина:



- **Со алкален хидроксид**, како и со амониум хидроксид, бизмут(III) катјоните образуваат *бел* талог од бизмут(III) хидроксид, кој не се раствора во вишок од реагенсот:

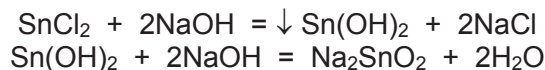


По оваа реакција бизмут(III) катјоните се разликуваат од Cu^{2+} и Cd^{2+} јоните.

Алкален станит Na_2SnO_2 ги редуцира бизмут(III) катјоните до елементарен бизмут, кој се таложи како *црн* талог:

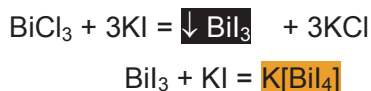


Реакцијата се изведува со свеж раствор од натриум станит. Тој се подготвува од свеж раствор на калај(II) хлорид и раствор од натриум хидроксид.



Реакцијата може да се користи за *идентификација* на бизмут(III) катјоните.

- **Со калиум јодид KI**, бизмут(III) катјоните градат *црн* талог од бизмут(III) јодид BiI_3 , кој се раствора во вишок од реагенсот, при што се добива *портокалово-жолт* раствор од комплексно соединение:



Со оваа реакција може да се *идентификуваат* бизмут(III) катјоните.

Кадмиум

${}_{48}\text{Cd}^{112,40}$ cadmium кадмиум

- Кадмиумот е синкасто бел мек метал,
- се раствора во азотна киселина,
- во воден раствор постои како кадмиум катјон Cd^{2+} .

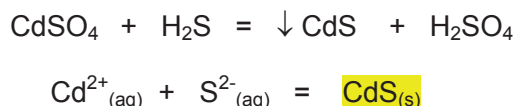
Кадмиумот и неговите соединенија се отровни.

Поединечни реакции на кадмиум катјон Cd^{2+}

Реакциите се изведуваат со раствор од кадмиум сулфат CdSO_4 или раствор од кадмиум нитрат $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$.

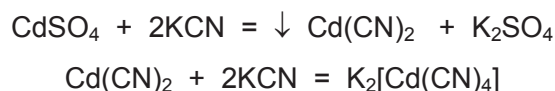
Кадмиум катјоните во воден раствор се *безбојни*.

- **Со групниот реагенс**, од многу слабо кисела средина, кадмиум катјоните градат *жолт* талог од кадмиум сулфид CdS , кој се раствора во врела разредена азотна киселина:



Оваа реакција може да послужи за *идентификација* на Cd^{2+} во поединечна проба бидејќи само тој со групниот реагенс гради жолт талог.

- **Калиум цијанид KCN** во неутрална средина со кадмиум катјоните таложат *бел* талог од кадмиум цијанид кој во вишок од реагенсот се раствора, при што се гради *безбоен* комплекс дикалиум тетрацијанокадмиумат(II):

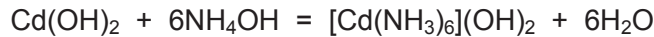


Ако на овој раствор се додаде H_2S , а потоа растворот се загрее на водена бања, се добива *жолт* талог од кадмиум сулфид.



Оваа реакција може да се користи како реакција за *идентификација* на кадмиум катјоните во присуство на бакар(II) катјоните, бидејќи вишокот од KCN обоените бакар(II) катјони ги преведува во безбоен комплекс.

- **Со амониум хидроксид**, кадмиум катјоните градат бел талог од кадмиум хидроксид кој се раствора во вишок од реагенсот при што кадмиумот преминува во безбојно комплексно соединение хексаамминкадмиум дихидроксид:



Ако се изведува реакцијата со алкален хидроксид, добиениот талог од кадмиум хидроксид $\text{Cd}(\text{OH})_2$ не се раствора во вишок од реагенсот.

Сулфо киселини

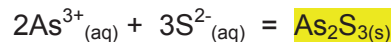
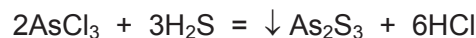
Арсен

$^{33}\text{As}^{74,92}$
arsenicum
арсен

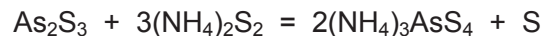
- Арсенот е семиметал, кој не се раствора во HCl , а се раствора во HNO_3 и во врел раствор од NaOH ,
- поради амфотерни својства, во кисела средина се јавува во вид на As^{3+} и As^{5+} катјони, додека во базна средина, во вид на арсенит анјон AsO_3^{3-} и арсенат анјон AsO_4^{3-} ,
- сите јони на арсенот во воден раствор се *безбојни*.

Поединечни реакции на арсен(III) катјон As^{3+}

- **Со групниот реагенс H_2S** , катјоните на арсенот во кисела средина образуваат *жолт* талог од арсен(III) сулфид:



Добиениот талог од As_2S_3 се раствора во концентрирана азотна киселина, при што As^{3+} катјон се оксидира и преминува во арсенат анјон AsO_4^{3-} . Освен во концентрирана азотна киселина, арсен(III) сулфидот се раствора и во амониум карбонат, амониум сулфид и во амониум полисулфид. При растворање во амониум полисулфид се добива амониум сулфо арсенат и елементарен сулфур:



Ако се закисели растворот од амониум сулфоарсенат, се гради жолт талог од арсен(V) сулфид:



Реакцијата служи за *идентификација* на арсен (III) катјоните.

- **Со сребро јон Ag^+** , во слабо базна средина, метаарсенит јоните AsO_2^- , таложат жолт сребро арсенит, кој го докажува неговото присуство



Оваа реакција служи за *идентификација*.
Реакциите се користат за идентификација и на As^{5+} јонот.

АНТИМОН

$51\text{Sb}^{121,75}$ stibium АНТИМОН
--

- Антимонот е семиметал со сребренеста боја,
- не се раствора во HCl, а се раствора во H_2SO_4 и во HNO_3 ,
- поради амфотерни својства, во кисела средина се јавува во вид на Sb^{3+} и Sb^{5+} , а во базна средина како антимонит анјони SbO_3^{3-} и антимонат анјони SbO_4^{3-} ,
- сите јони на антимонот во воден раствор се *безбојни*.

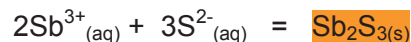
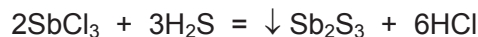
Поединечни реакции на антимон(III) катјон Sb^{3+}

Солите на антимон(III) катјоните во воден раствор хидролизираат, при што се добива бел талог од антимонил хлорид:

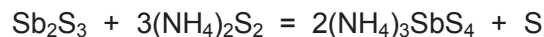


Добиениот талог се раствора со закиселување на растворот.

- **Со групниот реагенс H_2S** , антимон(III) катјоните во слабо кисела средина таложат *портокалов талог* од антимон(III) сулфид:

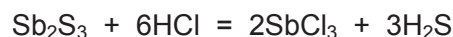


Талогот се раствора во амониум карбонат, амониум сулфид и амониум полисулфид. При растворање во амониум полисулфид се добива амониум сулфоарсенат и елементарен сулфур:

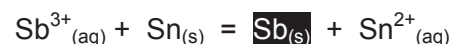
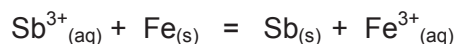


Со закиселување на растворот повторно се гради портокалов талог од антимон(III) сулфид.

За разлика од арсен(III) сулфид, антимон(III) сулфидот може да се раствора и во (1:1) HCl:



- **Елементарен калај (или железо)**, Sb^{3+} катјоните во кисела средина ги редуцираат до елементарен антимон, кој при реакцијата се издвојува како *црн талог*:



Оваа реакција може да се користи за идентификација на антимон(III) катјоните.

Калај

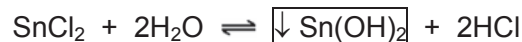
$_{50}\text{Sn}^{118,69}$ stanum калај
--

- Калајот е сребрено бел, мек метал кој може да се извлекува во тенки листови,
- во разредени киселини бавно се раствора, додека во концентрирани киселини, растворањето е многу брзо,
- во неговите соединенија се јавува со оксидациони броеви +2 и +4. Соединенија на калај(II) имаат редукциони својства,
- поради амфотерни својства, во кисела средина се јавува во вид на калај(II) катјони Sn^{2+} и калај(IV) катјони Sn^{4+} , а во базна средина како станит анјони SnO_2^{2-} и станат анјони SnO_3^{2-} . Имињата на анјоните се добиени од латинското име на елементот калај – stanum,

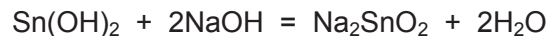
- сите негови јони во воден раствор се *безбојни*.

Поединечни реакции на калај(II) катјон Sn^{2+}

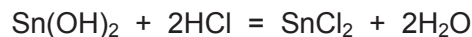
Реакциите се изведуваат со воден раствор од калај(II) хлорид SnCl_2 . Во воден раствор SnCl_2 хидролизира, при што се гради бел талог од калај(II) хидроксид:



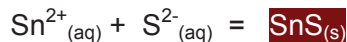
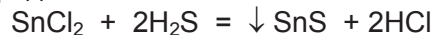
Калај(II) хидроксидот има амфотерни својства. Се раствора во силни бази, при што од калај(II) катјон преминува во станит анјон SnO_2^{2-} :



Калај(II) хидроксидот се раствора и во минерални киселини, при што се добива калај(II) хлорид:



- **Со групен реагенс H_2S** , во слабо кисела средина, калај(II) катјоните таложат *кафен* калај(II) сулфид:

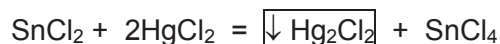


За разлика од сулфидите на арсен и на антимон, сулфидите на калајот не се раствораат во амониум карбонат, а се растворливи во (1:1) HCl и во амониум полисулфид, при што се добива амониум сулфостанат:

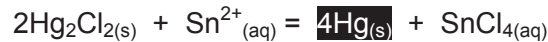


Ако се закисели растворот од амониум сулфостанат со HCl, повторно се добива жолт талог од калај(II) сулфид

- **Со жива(II) хлорид**, калај(II) катјоните се оксидираат во калај(IV) катјони, при што се издвојува *бел свилест талог* од жива(I) хлорид:



Во вишок од калај(II) јони, се добива *црн талог* од елементарна жива:



Оваа реакција служи за *идентификација* на калај(II) катјоните. Црниот талог е доказ за присуство на калај(II) катјоните.

Табела 3.10 Преглед на соединенија што се добиваат при поединечни реакции на катјоните од втора аналитичка група

Катјони	Карактеристични реагенси			
	H ₂ S	NH ₄ OH вишок	KI	H ₂ O
Hg ²⁺	HgS _(s) црн	[Hg(NH ₃) ₄] ²⁺ _(aq) безбоен р-р	HgI _{2(s)} портокалов	---
Cu ²⁺	CuS _(s) црн	[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺ _(aq) син р-р	CuI _{2(s)} бел	---
Bi ³⁺	Bi ₂ S _{3(s)} црн	Bi(OH) _{3(s)} бел	BiI _{3(s)} црн	BiOCl _(s) бел
Cd ²⁺	CdS _(s) жолт	[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺ _(aq) безбоен	---	---
As ³⁺	As ₂ S _{3(s)} жолт	---	---	---
Sb ³⁺	Sb ₂ S _{3(s)} портокалов	Sb(OH) _{3(s)} бел	---	SbOCl _(s) бел
Sn ²⁺	SnS _(s) кафен	Sn(OH) ₂ безбоен р-р	---	Sn ₂ OCl _{2(s)} бел

Прашања и задачи за повторување:

- Во каква средина се таложат катјоните од втората аналитичка група?
- Катјоните од втората аналитичка група се таложат како: а) хлориди, б) ацетати, в) сулфиди, г) сулфати, заокружи го точниот одговор
- Кои катјони ја сочинуваат подгрупата сулфобазис, а кои сулфокиселини?
- Како се обоени сулфидите на катјоните од втора аналитичка група:

CuS _____	As ₂ S ₃ _____
HgS _____	Sb ₂ S ₃ _____
Bi ₂ S ₃ _____	SnS _____
CdS _____	
- Што е карактеристично за солите на бизмут?
- Во што се раствораат следните сулфиди: CuS, Bi₂S₃ и CdS? Напиши ги равенките на реакциите
- Што претставува царска вода?
- Кои од сулфидите се раствораат во царска вода?
- Објасни како и со кој реагенс се идентификуваат бизмут катјоните.
- Напиши ја равенката на реакцијата за идентификација на бакар(II) катјоните и посочи го доказот за нивно присуство во анализата.
- Со кој реагенс може да се идентификуваат калај(II) катјоните? Напиши ја равенката на реакцијата за идентификација.

3.4.4. Катјони од третата аналитичка група

Карактеристика на групата

Во третата аналитичка група спаѓаат катјоните:

Fe ²⁺ железо(II) катјон	Al ³⁺ алуминиум катјон
Fe ³⁺ железо(III) катјон	Cr ³⁺ хром(III) катјон

Групен реагенс за катјоните од третата група е амониум хидроксид, кој во присуство на амониум хлорид, катјоните ги таложи како **хидрокси**. Амониум хлоридот овозможува средината да биде слабо базна, заради нивно целосно таложење. Катјоните од оваа група градат комплексни соединенија.

Железо

${}_{26}\text{Fe}^{55,85}$ ferrum железо
--

катјони Fe³⁺.

- Чистото железо е сивобел метал, постојан на воздух и лесно се магнетизира,
- железото кое содржи примеси, поради влагата од воздухот е изложено на корозија,
- железото се раствора во разредени киселини, додека во концентрирани H₂SO₄ и HNO₃, како и во алкални хидрокси не се раствора. Тие го пасивизираат железото,
- во воден раствор железото образува железо(II) катјони Fe²⁺ и железо(III)

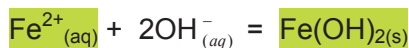
Поединечни реакции на железо(II) катјон Fe²⁺

Fe²⁺ јоните лесно се оксидираат во Fe³⁺ јони.

Реакциите се изведуваат со свеж раствор од железо(II) сулфат FeSO₄.

Во воден раствор Fe²⁺ јоните се обоени **светлозелено**. Бојата се должи на комплексен јон [Fe(H₂O)₆]²⁺ хексаакважелезо(II).

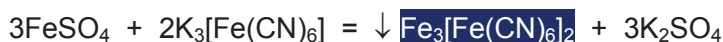
- **Со групниот реагенс NH₄OH**, железо(II) катјоните образуваат светлозелен талог од железо(II) хидроксид:



Талогот од железо(II) хидроксид со стоење се оксидира во железо(III) хидроксид со црвенокафена боја.

Талогот од железо(II) хидроксид се раствора во киселини.

- **Трикалиум хексацијаноферат(III)**, со железо(II) катјоните гради **темносин талог** од железо(II) хексаціаноферат(III) познато како Турнбулово сино:



Оваа реакција служи за *идентификација на Fe^{2+} железо(II) катјони*.

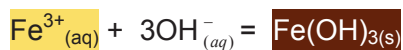
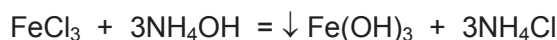
Поединечни реакции на железо(III) катјон Fe^{3+}

Испитуван раствор е раствор од железо(III) хлорид FeCl_3 , кој треба да се закисели со HCl за да се спречи хидролиза на солта (да не се појави талог од железо(III) хидроксид):



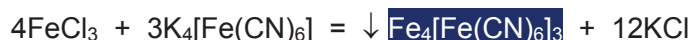
Во воден раствор Fe^{3+} железо(III) катјоните се жолтокафено обоени. Бојата на железо(III) катјоните се должи на комплексен јон $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ хексаакважелезо(III).

- **Со групен реагенс NH_4OH** , како и со алкални хидроксида, железо(III) катјоните образуваат црвенокафен талог од железо(III) хидроксид:



Добиениот талог се раствора во минерални киселини (HCl), а не се раствора во вишок од хидроксида, по што се разликува од $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и $\text{Al}(\text{OH})_3$.

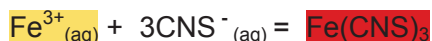
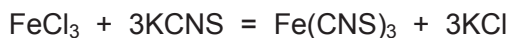
- **Со тетракалиум хексацијаноферат(II) Fe^{3+} катјоните** образуваат *син талог* од железо(III) хексацијаноферат(II), познато како Берлинско сино:



Добиениот талог не се раствора во хлороводородна киселина, а се раствора во оксална киселина.

Реакцијата е многу осетлива и може да служи за *идентификација*.

- **Со калиум (или амониум) роданид KCNS** , Fe^{3+} јоните во слабо кисела средина градат железо(III) роданид, кој е *интензивно црвено обоен раствор* (како крв):

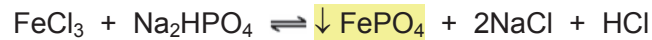


Реакцијата служи за *идентификација на Fe^{3+} јоните*.

- **Сулфуроводородот H_2S** , Fe^{3+} јоните ги редуцира во Fe^{2+} јони, при што се одделува елементарен сулфур:

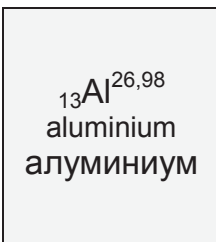


- Со динатриум хидрогенфосфат, Fe^{3+} јоните во базна средина таложат *бледожолт* талог од железо(III) фосфат:



Таложето не е целосно бидејќи добиениот талог се раствора во HCl , која се создава при реакцијата. Талогот се раствора и во вишок од реагенсот, при што се гради безбојно комплексно соединение. Оваа реакција служи за маскирање на Fe^{3+} јоните, за да се идентификуваат катјоните од другите аналитички групи во анализата (доколку е потребно).

Алуминиум



- Алуминиумот е сребренесто бел, лесен и мек метал. На воздух е постојан, бидејќи се покрива со тенок слој од оксид,
- добар спроводник е на топлина и на електрична енергија,
- алиминиумот има силно изразени редукциони својства,
- лесно се раствора во HCl и во HNO_3 , додека во H_2SO_4 растворањето е многу потешко. Концентрирана азотна киселина го пасивизира,
- во воден раствор алуминиумот дава два вида јони: алуминиум катјон Al^{3+} и метаалуминат анјон AlO_2^- . Двата јони во водениот раствор се *безбојни*.

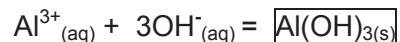
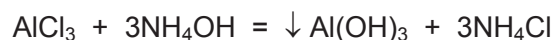
Поединечни реакции на алуминиум катјон Al^{3+}

Реакциите се изведуваат со раствор од алуминиум хлорид AlCl_3 или калиумалуминиум сулфат додекахидрат $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Алуминиум хлоридот во водениот раствор хидролизира, при што се образува колоиден раствор од алуминиум хидроксид, од кој растворот се заматува.



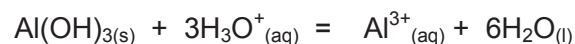
За да се избистри растворот се закиселува при што рамнотежата на реакцијата се поместува на лево.

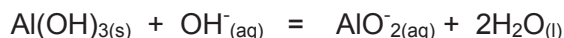
- Со амониум хидроксид NH_4OH , Al^{3+} јоните градат бел желатинозен талог од алуминиум хидроксид:



Добиениот талог делумно се раствора во вишок од реагенсот. За да настане целосно таложее, реакцијата се изведува во присуство на амониум хлорид кој со амониум хидроксидот создава пуферска смеса со $\text{pH}=8-10$. Таложето се врши со загревање за да се коагулира желатинозниот талог од алуминиум хидроксид.

- Со алкални хидроксида (NaOH или KOH), алуминиум катјоните образуваат бел талог од алуминиум хидроксид, кој поради амфотерни својства се раствора и во киселини и во бази:



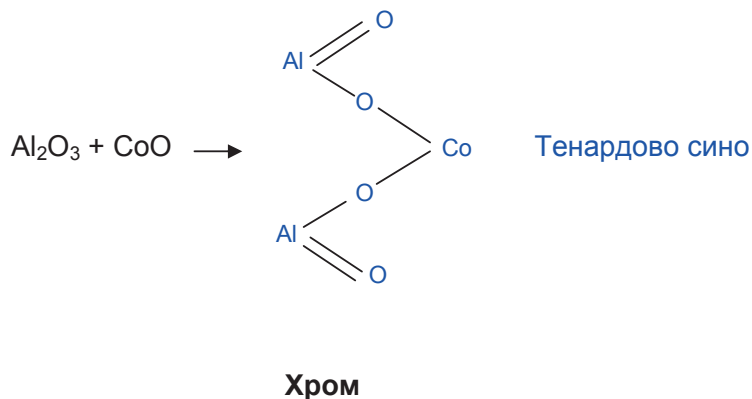


При растворање во киселини, алуминиум хидроксидот се однесува како база. При растворање во база се однесува како киселина при што се гради анјон - метаалуминат AlO_2^{-} .

- **Со алкохолен раствор од** органската супстанца **ализарин-s**, во амонјачна или слабо кисела средина, алуминиум катјоните образуваат *црвен раствор*. Оваа реакција е осетлива и може да се користи за *идентификација на Al^{3+} - јоните* (но не е специфична).

Постапка: на 3-4 капки од пробата се додаваат 2-3 капки NaOH, 1-2 капки ализарин-s и раствор од оцетна киселина. Доколку се појави *црвено обојување* кое се интензивира со стоење, тоа е доказ за присуство на алуминиум катјоните во пробата.

- **Со кобалт(II) нитрат $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$** , при жарење Al^{3+} јоните создаваат кобалт(II) метаалуминат $\text{Co}(\text{AlO}_2)_2$ познат како Тенардово сино, кое може да послужи како доказ за присуство на алуминиумот. Затоа реакцијата служи за негова идентификација. Таа се изведува по сув пат на наредниот начин: парче филтерна хартија се навлажнува со испитуваниот раствор, се превиткува на четири, се додаваат неколку капки кобалт нитрат. Хартијата со пинцета се внесува во безбоен пламен, при што таа треба да изгори, а потоа да се жари. Доколку по рабовите на жарениот остаток се појави *сино обојување*, тоа е доказ за алуминиум катјоните во пробата.



${}_{24}\text{Cr}^{51,99}$
chromium
хром

- Хромот е сребренесто бел метал, отпорен на корозира,
- бавно се раствора во хлороводородна и сулфурна киселина, додека во азотна киселина и алкални хидроксида не се раствора,
- во соединенијата хромот е со оксидациони броеви: +2, +3, +4, +5 и +6,
- во воден раствор образува повеќе јони: хром(III) катјон Cr^{3+} , хромит анјон CrO_2 , хромат анјон CrO_4^{2-} и дихромат анјон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

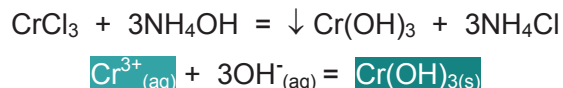
Поединечни реакции на хром(III) катјон Cr^{3+}

Cr^{3+} хром(III) катјоните во воден раствор се обоени *сиво зелено*.

Реакциите се изведуваат со раствор од хром(III) хлорид хексахидрат $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ или хром(III) сулфат хексахидрат $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Овие соли во воден

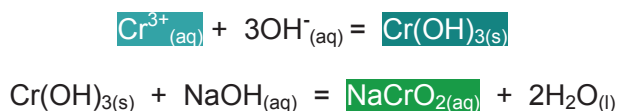
раствор хидролизираат. За да се спречи хидролизата потребно е растворот да се закисели.

- **Со групен реагенс NH_4OH** , хром(III) катјоните од слабо базна средина образуваат *желатинозен сивозелен талог* од хром(III) хидроксид:



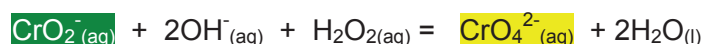
Добиениот талог делумно се раствора во вишок од реагенсот. За да се спречи неговото растворање, реакцијата се изведува во присуство на амониум хлорид NH_4Cl кој со амониум хидроксидот создава пуфер (регулатор на средината).

- **Со алкален хидроксид**, Cr^{3+} јоните образуваат желатинозен сивозелен талог од хром(III) хидроксид, кој се раствора во вишок од реагенсот при што се добива натриум хромит NaCrO_2 , од кој растворот се обојува зелено:



Поради амфотерни својства Cr^{3+} катјоните, при реакцијата поминуваат во хромит-анјони CrO_2^- .

Оксидациони сретства како што се: водород пероксид H_2O_2 , хлорна вода или бромна вода, може да извршат оксидација на хромот од хромит-јон во хромат-јон CrO_4^{2-} во базна средина со загревање:

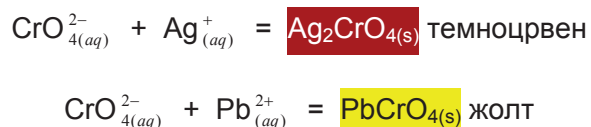


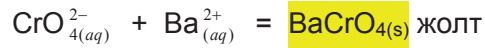
Хроматниот јон CrO_4^{2-} во закиселен раствор со сулфурна киселина, во присуство на етер, со H_2O_2 гради перхромна киселина H_2CrO_6 , при што етерскиот слој се бои *интензивно сино*. Во воден раствор перхромната киселина е нестабилна, затоа синото обојување бргу се губи.

Оваа реакција е карактеристична, затоа може да служи *за идентификација на хром(III) катјони*.

Во кисела средина, жолто обоениот хромат јон CrO_4^{2-} преминува во портокалово обоен дихромат јон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, кој етерскиот слој го обојуваат црвено. За кусо време црвеното обојување исчезнува, а водениот раствор се обојува зелено.

- **Со Ag^+ , Pb^{2+} или Ba^{2+} катјони**, хромат анјонот во присуство на ацетатен пуфер образува слабо растворливи талози:





Оваа реакција служи за идентификација на хромот во форма на хромат анјони.

Табела 3.11 Преглед на соединенија што се добиваат со поединечни реакции на катјоните од третата аналитичка група

Катјони	Карактеристични реагенси				
	NH ₄ OH	NaOH	K ₄ [Fe(CN) ₆]	Оксиданс + киселина	Оксиданс + база
Fe ²⁺	Fe(OH) _{2(s)} зелен	Fe(OH) _{2(s)} зелен	Fe ₄ [Fe(CN) ₆] _{2(s)} бел	Fe ³⁺ _(aq) жолтеникав	Fe(OH) _{3(s)} црвено кафен
Fe ³⁺	Fe(OH) _{3(s)} црвено кафен	Fe(OH) _{3(s)} црвено кафен	Fe ₄ [Fe(CN) ₆] _{3(s)} син	---	Fe(OH) _{3(s)} црвено кафен
Al ³⁺	Al(OH) _{3(s)} бел	AlO _{2(aq)} ⁻ безбоен	---	---	AlO _{2(aq)} ⁻ безбоен
Cr ³⁺	Cr(OH) _{3(s)} зелен	CrO _{2(aq)} ⁻ светло зелен	---	Cr ₂ O ₇ ²⁻ портокалов	CrO ₄ ²⁻ жолт

Прашања и задачи за повторување:

- Објасни зошто при таложeње на катјоните од трета аналитичка група со групниот реагенс се додава и амониум хлорид.
- Зошто катјоните од трета аналитичка група се таложат во слабо базна средина?
- Како се обоени катјоните од трета аналитичка група во раствор:
Fe²⁺ _____ Fe³⁺ _____ Al³⁺ _____ Cr³⁺ _____
- Напиши ги молекулските и јонските равенки на реакциите со групен реагенс на хром(III) катјоните и алуминиум катјоните.
- Со кој реагенс се идентификуваат железно(III) катјоните: а) хлороводородна киселина, б) амониум хидроксид, в) калиум роданид?
- Како се идентификуваат алуминиум катјоните по воден и по сув пат?
- Што претставуваат по хемиски состав соединенијата наречени Берлинско сино и Турнбулово сино? Напиши ги нивните формули, а потоа именувај ги.

3.4.5. Катјони од четвртата аналитичка група

Карактеристика на групата

Во четврта аналитичка група спаѓаат катјоните:

Co ²⁺ кобалт(II) катјон	Ni ²⁺ никел(II) катјон
Mn ²⁺ манган(II) катјон	Zn ²⁺ цинк катјон

Групен реагенс за катјоните од четвртата аналитичка група е амониум сулфид (NH₄)₂S, кој во базна средина, катјоните ги таложат како слабо растворливи **сулфиди**. За да не премине талогот во колоидна состојба, таложeњето се врши на температура од 70°C во присуство на амониум хлорид. Катјоните од оваа група градат комплексни соединенија.

Кобалт

${}_{27}\text{Co}^{58,93}$
cobaltum
кобалт

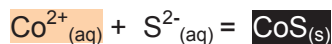
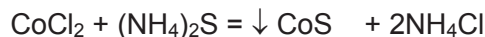
- Кобалтот е сивобел метал, кој на воздух е постојан,
- растворањето во разредена HCl и во разредена H₂SO₄ е многу бавно, додека концентрирана H₂SO₄ и концентрирана HNO₃ го пасивизираат,
- во алкални хидроксида кобалтот не се раствора,
- во воден раствор образува два вида катјони: кобалт(II) катјони Co²⁺ и кобалт(III) катјони Co³⁺.

Поединечни реакции на кобалт(II) катјон Co²⁺

Реакциите се изведуваат со раствор од кобалт(II) хлорид CoCl₂ или со раствор од кобалт(II) нитрат Co(NO₃)₂.

Co²⁺ кобалт(II) катјоните во воден раствор се *розово* обоени. Бојата се должи на комплексен јон хексааквакобалт(II) [Co(H₂O)₆]²⁺. Со дехидратација бојата се менува од розова во сина. Затоа соединенијата на кобалт(II) кои не содржат вода се сино обоени.

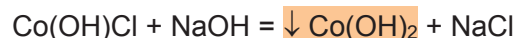
- **Со групниот реагенс** од базна средина, кобалт(II) катјоните таложат *црн талог* од кобалт(II) сулфид:



Талогот се раствора во царска вода:



- **Со алкални хидроксида**, Co²⁺ катјонот градат син талог од кобалт(II) хидроксид хлорид, кој во вишок од реагенсот, со загревање преминува во розово обоен талог од кобалт(II) хидроксид:



- **Со амониум хидроксид** без присуство на амониум соли, катјоните на кобалтот образуваат сина базна сол. Во вишок од реагенсот, Co²⁺ јоните градат комплексен катјон хексаамминкобалт(II) [Co(NH₃)₆]²⁺, кој со стоење на воздух потемнува, бидејќи се образува хексаамминкобалт(III) јон.

- **Со заситен раствор од амониум или калиум роданид**, кобалт(II) образуваат син раствор од комплексна сол - калиум тетрароданидокобалтат(II):



Добиениот комплекс е нестабилен во воден раствор, поради што се екстрахира со смеса од амил алкохол и етер во однос 1:1 или со ацетон. Притоа, органскиот слој се бои сино.

Реакцијата е многу осетлива и служи за *идентификација*. Таа се изведува на следниот начин: кон 3-4 капки од пробата, се додава малку цврст KCNS и неколку капки смеса од амил аcohol и етер. Епруветата се протресува и притоа ако етерскиот слој се бои *сино*, тоа е доказ за присуство на кобалт(II) катјони во пробата.

Карактеристично за кобалт(III) катјоните е тоа што гради хексаамминкобалт(III) комплекси.

Никел

${}_{28}\text{Ni}^{58,71}$
nickelium
НИКЕЛ

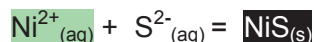
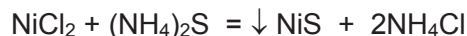
- Никелот е сребрено бел метал, постојан на воздух и отпорен на корозија,
- никелот лесно се раствора во разредени минерални киселини, додека концентрирана HNO_3 го пасивизира,
- во соединенијата никелот се јавува со оксидациони броеви +2 и +3.

Поединечни реакции на никел(II) катјон Ni^{2+}

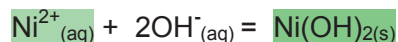
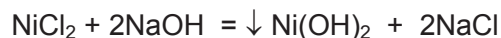
Реакциите се изведуваат со раствор од никел(II) хлорид NiCl_2 или со раствор од никел(II) сулфат NiSO_4 .

Во воден раствор, никел(II) катјоните се *зелено обоени*, од образуваниот комплексен јон, хексаакваникел(II) катјон - $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

- **Со амониум сулфид $(\text{NH}_4)_2\text{S}$** , никел(II) катјоните од слабо базна средина таложат *црн талог* од никел(II) сулфид, кој се раствора во царска вода:



- **Со алкален хидроксид**, никел(II) катјоните градат светлозелен талог од никел(II) хидроксид, кој не се раствора во вишок од реагенсот, а се раствора во киселини и амонијак:



- **Со амониум хидроксид**, Ni^{2+} катјоните прво таложат светлозелен талог од $\text{Ni}(\text{OH})_2$, кој се раствора во вишок од реагенсот, при што се гради син раствор од комплексно соединение, хексаамминникел(II) дихидроксид:



- **Со алкохолан раствор од диметил глиоксим** (познат како Чугаев реагенс), во амонијачна средина, Ni^{2+} катјоните таложат *розовоцрвен* талог од

комплексна сол, **никел диметил глиоксим**. Талогот се раствора во минерални киселини. Реакцијата е многу осетлива и карактеристична за никел, затоа служи за негова *идентификација*.

Поради големината на формулите на супстанции во реакцијата, од практични причини, реакцијата не е прикажана со равенка.

Манган

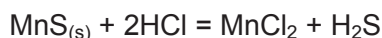
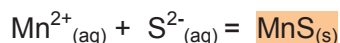
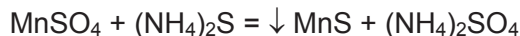
^{25}Mn 54,94
manganum
манган

- Манганот е сиво обоен, сјаен метал и постојан на воздух,
- лесно се раствора во разредени киселини,
- во неговите соединенија, најчесто е со оксидациони броеви +2, +4 и +7,
- во воден раствор образува повеќе видови јони од кои најзначајни се: манган(II) катјони Mn^{2+} и перманганат анјони MnO_4^- .

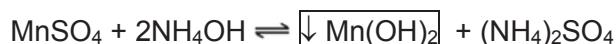
Поединечни реакции на манган(II) катјон Mn^{2+}

Реакциите се изведуваат со раствор од манган (II) сулфат MnSO_4 . Манган(II) катјоните во воден раствор *се безбојни*.

- **Со групниот реагенс**, манган(II) катјоните градат талог од манган(II) сулфид со *боја на месо*, кој се раствора во разредена хлороводородна киселина:

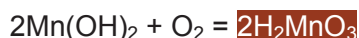


- **Со амониум хидроксид**, манган(II) катјоните таложат бел талог од манган(II) хидроксид, само во отсуство на амониум соли:

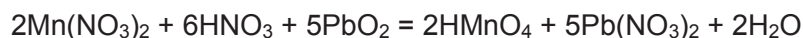


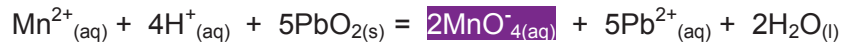
Реакцијата е повратна бидејќи талогот се раствора во амониум солта која е продукт на реакцијата.

- **Алкалните хидроксида** со манган(II) катјоните образуваат бел желатинозен талог од манган(II) хидроксид кој лесно се оксидира со кислород од воздухот и преминува во *кафен талог* од манганеста киселина H_2MnO_3 :



- **Оксидационото средство PbO_2** , во присуство на концентрирана азотна киселина*, манган(II) катјоните ги оксидира во перманганат анјони MnO_4^- , кои во растворот се *виолетово обоени*:





Оваа реакција е многу осетлива и специфична и затоа може да се користи за *идентификација* на манган(II) катјоните.

Цинк

${}_{30}\text{Zn}^{65,37}$ zincum ЦИНК
--

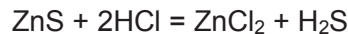
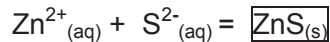
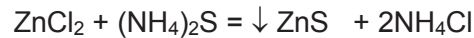
- Цинкот е сивобел метал, постојан на воздух,
- се раствора во разредени киселини и во концентрирани раствори на алкални хидроксида,
- поради амфотерни својства, во воден раствор се јавува во форма на цинк катјон Zn^{2+} и цинкат анјон ZnO_2^{2-} .

Поединечни реакции на цинк катјон Zn^{2+}

Реакциите се изведуваат со раствор од цинк хлорид ZnCl_2 или цинк сулфат ZnSO_4 .

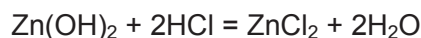
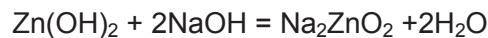
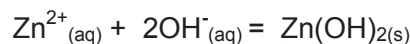
Во воден раствор Zn^{2+} цинк катјоните се *безбојни*.

- **Со групен реагенс**, како и со H_2S , цинк катјоните од слабо алкани раствори, образуваат *бел талог* од цинк сулфид кој се раствора во разредена хлороводородна киселина:

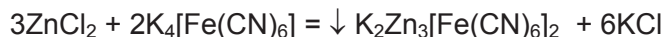


При реакцијата се додава и амониум хлорид NH_4Cl за да не помине талогот од ZnS во колоиден раствор.

- **Алкални хидроксида** со цинк катјоните градат бел желатинозен талог од цинк хидроксид кој е амфотерен. Тој се раствора во вишок од реагенсот образувајќи натриум цинкат, а се раствора и во минерални киселини:

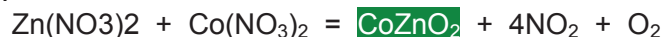


- **Со амониум хидроксид** од неутрални раствори, цинк катјоните таложат бел талог од цинк хидроксид, кој се раствора во вишок од реагенсот, гради комплексно соединие. Реакцијата не се одвива ако се присутни амониум соли.
- **Со калиум хексацијаноферат(II)**, цинк катјоните образуваат бел талог од калиумцинк хексацијаноферат(II), кој не се раствора во разредени киселини, а се раствора во натриум хидроксид:



Реакцијата може да служи за *идентификација* на цинк катјоните по воден пат.

- **Со кобалт нитрат $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$** , солите на цинкот, жарени на парче филтерна хартија, градат кобалт цинкат CoZnO_2 , кој е зелено обоен т.н. Ринманово - ово зелено:



Реакцијата се изведува по сув пат и служи за *идентификација* на цинк катјоните.

Табела 3.12 Преглед на соединенија што се добиваат со поединечни реакции на катјоните од четвртата аналитичка група

Катјони	Карактеристични реагенси						
	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	NaOH	NH_4OH во вишок	KCNS	диметил глиоксим	PbO_2 + HNO_3	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Co^{2+}	$\text{CoS}_{(s)}$ црн	$\text{Co}(\text{OH})_{2(s)}$ розов	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ (aq) црвеникав	$\text{Co}(\text{CNS})_2$ крв црвен	---	---	$\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$ црвеникав
Ni^{2+}	$\text{NiS}_{(s)}$ црн	$\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)}$ зелен	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ син	---	Ni диметил глиоксим светло црвен	---	нестабилен
Mn^{2+}	$\text{MnS}_{(s)}$ розов	$\text{Mn}(\text{OH})_{2(s)}$ бел	$\text{Mn}(\text{OH})_{2(s)}$ бел	---	---	MnO_4^- (aq) виолетов	$\text{Mn}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ бел
Zn^{2+}	$\text{ZnS}_{(s)}$ бел	$\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)}$ бел	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ бел	---	---	---	$\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_{2(s)}$ бел

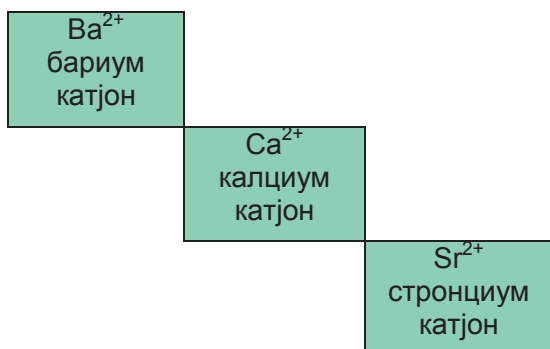
Прашања и задачи за повторување:

1. Кои катјони од четвртата аналитичка група се обоени во раствор и како?
2. Напиши ги ефективните јонски равенки на никел(II) катјоните и манган(II) катјоните во реакција со групен реагенси.
3. Во царска вода се раствора: а) манган(II) сулфид, б) никел(II) сулфид, в) кобалт(II) сулфид или г) цинк сулфид? Напиши ја равенката на реакцијата.
4. Со која реакција се идентификуваат кобалт(II) катјоните? Што е карактеристично за неа?
5. Кои катјони од четвртата аналитичка група се амфотерни и што означува овој поим?
6. Напиши ја равенката на реакцијата за идентификација на манган(II) катјоните и израмни ја со електронска шема.
7. Опиши ја идентификацијата на цинк катјоните со реакција по сув пат.

3.4.6. Катјони од петтата аналитичка група

Карактеристика на групата

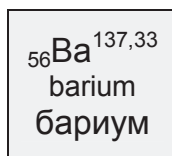
Петтата аналитичка група ја сочинуваат катјоните:



Групен реагенс за катјоните од петтата аналитичка група е амониум карбонат (NH₄)₂CO₃, кој ги таложи како **карбонати**. Таложењето се врши од базна средина во присуство на амониум хидроксид и амониум хлорид, кои дејствуваат како регулатор на концентрација на OH⁻ јоните во анализата.

Катјоните од петтата група, освен по воден пат може да се идентификуваат и по сув пат.

Бариум



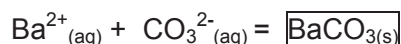
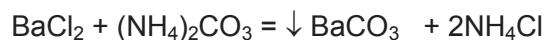
- Бариумот е сребрено сив, мек метал кој на воздух брзо се оксидира, а за да се заштити се чува во петрол етер,
- се раствора во разредена HNO₃ и разредена HCl,
- со вода реагира на обична температура,
- во воден раствор образува само еден вид катјони, бариум катјони Ba²⁺.

Поединечни реакции на бариум катјон Ba²⁺

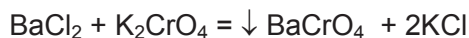
Реакциите се изведуваат со раствор од бариум хлорид BaCl₂ или со раствор од бариум нитрат Ba(NO₃)₂.

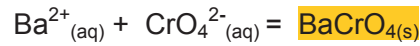
Бариум катјоните во воден раствор се *безбојни*.

- **Со групниот реагенс**, бариум катјоните образуваат *бел талог* од бариум карбонат кој се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина:



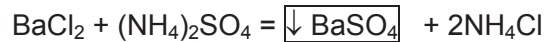
- **Алкални хромати** со бариум катјоните образуваат *жолт талог* од бариум хромат кој се раствора во минерални киселини, а не се раствора во оцетна киселина.





Оваа реакција служи за *идентификација* на бариум катјоните. Реакцијата може да се изведе и со дихромат. За да настане целосно таложење на бариум хромат со овој реагенс, потребно е да се додаде и натриум ацетат CH_3COONa .

- **Со сулфатни анјони** од разредена сулфурна киселина, Ba^{2+} катјоните таложат *бел кристалест* талог од бариум сулфат BaSO_4 , кој не се раствора ниту во киселини, ниту во бази. Талогот се раствора во заситен раствор од натриум карбонат Na_2CO_3 со вриење, при што бариум сулфатот преминува во бариум карбонат BaCO_3 . Новодобиениот талог од бариум карбонат се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина.
- **Со заситен раствор од амониум сулфат**, бариум катјоните образуваат *бел кристалест* талог од бариум сулфат. По оваа реакција бариум катјоните се разликуваат од Ca^{2+} катјоните:

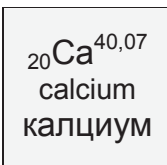


- **Испарливите соли на бариум катјоните**, внесени во безбоен пламен него го бојат *зелено*, слика 3.3.

Оваа реакција е многу осетлива и служи за *идентификација* на Ba^{2+} катјоните, по сув пат.

Слика 3.3 Обојување на пламен со испарливи бариумови соли

Калциум



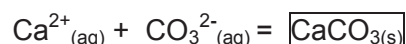
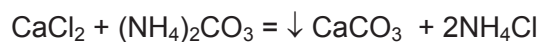
- Калциумот е сребренесто бел мек метал, кој на воздух е непостојан, а за да се заштити се чува во петрол етер,
- на обична температура калциумот со вода бурно реагира,
- се раствора во разредена хлороводородна и разредена азотна киселина,
- во воден раствор гради само еден вид катјони, калциум катјони Ca^{2+} .

Поединечни реакции на калциум катјон Ca^{2+}

Во раствор калциум катјоните се *безбојни*.

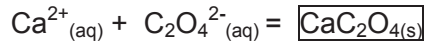
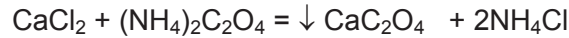
Реакциите се изведуваат со раствор од калциум хлорид CaCl_2 или калциум нитрат $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

- **Со групниот реагенс $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$** , калциум катјоните образуваат *бел талог* CaCO_3 кој се раствора во разредени киселини и во оцетна киселина:





- Со амониум оксалат $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, калциум катјоните градат бел кристален талог од калциум оксалат, кој се раствора во разредена HCl и HNO_3 , а не се раствора во оцетна киселина.



Со оваа реакција може да се *идентификуваат* калциум катјоните по воден пат, ако не се присутни Ba^{2+} и Sr^{2+} јоните во анализата.

- Алкални хромати** не градат талог со калциум катјоните. Оваа реакција е значајна за одделување на Ca^{2+} од Ba^{2+} јони.
- Гипсна вода** (заситен раствор од CaSO_4) не ги таложи калциум катјоните.
- За разлика од бариум и стронциум катјоните, калциум катјоните не образуваат талог со амониум сулфат од разредени раствори. Поради тоа, амониум сулфатот служи како реагенс за одделување на калциум катјоните од стронциум катјоните.



- Испарливите соли на калциум катјонот, безбојниот пламен го бојадисуваат *црвено- како тула*, слика 3.4.

Реакцијата служи за *идентификација* на калциум катјоните по сув пат.

Слика 3.4 Обојување на пламен со испарливи калциумови соли

Стронциум

${}_{38}\text{Sr}^{87,62}$
strontium
стронциум

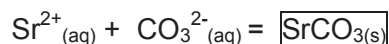
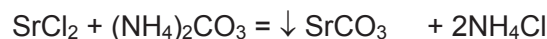
- Стронциумот е сребренобел мек метал, кој со стоене на воздух лесно се оксидира,
- според својствата, многу е сличен со бариум и калциум,
- во раствор дава само еден вид катјони, стронциум катјони Sr^{2+} .

Поединечни реакции на стронциум катјон Sr^{2+}

Реакциите се изведуваат со раствор од стронциум хлорид SrCl_2 или раствор од стронциум нитрат $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$.

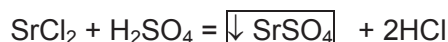
Во воден раствор стронциум катјоните се *безбојни*.

- Со групен реагенс $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, стронциум катјоните градат *бел талог* кој се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина:

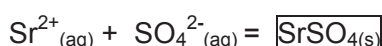




- **Со сулфатен анјон**, стронциум катјоните образуваат бел талог од стронциум сулфат SrSO_4 , кој не се раствора во разредени киселини, а се раствора во концентриран раствор од натриум карбонат, со вриење. Притоа, стронциум сулфатот преминува во стронциум карбонат, кој, исто така, претставува бел талог. Стронциум карбонатот SrCO_3 се раствора во минерални киселини.



- **Со гипсна вода** (заситен раствор од калциум сулфат), при загревање стронциум катјоните образуваат бел талог од стронциум сулфат:



Реакцијата се користи за *идентификација* на стронциум катјоните по воден пат.



- Испарливите соли на стронциумот, безбониот пламен го бојадисуваат кармин црвено, слика 3.5.

Реакцијата служи за *идентификација* на стронциум катјоните по сув пат.

Слика 3.5 Обојување на пламен со испарливи стронциумови соли

Табела 3.13 Преглед на соединенија што се добиваат со поединечни реакции на катјоните од петтата аналитичка група

Катјони	Карактеристични реагенси					
	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	K_2CrO_4	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	CaSO_4 гипсна вода	H_2SO_4	на пламен
Ba^{2+}	$\text{BaCO}_{3(\text{s})}$ бел	$\text{BaCrO}_{4(\text{s})}$ жолт	$\text{BaC}_2\text{O}_{4(\text{s})}$ бел кристалест	$\text{BaSO}_{4(\text{s})}$ бел	$\text{BaSO}_{4(\text{s})}$ бел	зелено
Ca^{2+}	$\text{CaCO}_{3(\text{s})}$ бел	не реагира	$\text{CaC}_2\text{O}_{4(\text{s})}$ бел кристалест	нема талог	$\text{CaSO}_{4(\text{s})}$ бел	тула црвено
Sr^{2+}	$\text{SrCO}_{3(\text{s})}$ бел	не реагира	$\text{SrC}_2\text{O}_{4(\text{s})}$ бел кристалест	$\text{SrSO}_{4(\text{s})}$ бел со загревање	$\text{SrSO}_{4(\text{s})}$ бел	кармин црвено

Прашања и задачи за повторување:

1. Во каква средина се таложат катјоните од петта аналитичка група и кој е нивен групен реагенс?
2. Во што се раствора талогот добиен при реакција на катјоните од петтата аналитичка група со групниот реагенс: а) вода, б) натриум хидроксид, в) оцетна киселина,

- г) хлороводородна киселина? Објасни зошто е потребно да се знае во што се раствора талогот.
3. Дали може со реагенсот амониум оксалат да се докажат сите катјони од петтата аналитичка група?
 4. Со која реакција се идентификуваат катјоните на бариумот? Напиши ја равенката на реакцијата.
 5. Со кој реагенс се докажуваат стронциум катјоните и што е доказ за нивно присуство во пробата?
 6. Катјоните од петтата аналитичка група, безбојниот пламен го бојат:
 - а) Ba^{2+} _____ Sr^{2+} _____ Ca^{2+} _____
 - б) Дали обојувањето на пламенот со карактеристична боја може да послужи како сигурен доказ за нивно присуство во испитуваната проба?

3.4.7. Катјони од шестата аналитичка група

Карактеристика на групата

Во шестата аналитичка група спаѓаат наредните катјони:

Mg^{2+} магнезиум катјон		NH_4^+ амониум катјон	
	Na^+ натриум катјон		K^+ калиум катјон

За оваа група катјони нема групен реагенс, затоа не може да се сталожат наеднаш. Амониум катјонот не е катјон на метал. Тој гради голем број соли, затоа е потребно да се изучат реакциите со кои ќе може да се докаже и докаже.

Најголем број соли на натриум, калиум и амониум катјоните се лесно растворливи во вода, додека магнезиум катјонот гради слабо растворливи хидроксида, карбонати и фосфати.

Магнезиум

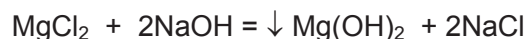
$^{12}\text{Mg}^{24,30}$ magnesium магнезиум
--

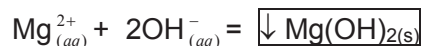
- Магнезиумот е сребреносив мек метал, кој лесно се извлекува во тенки ленти или жици,
- со вода реагира на собна температура,
- лесно се раствора во киселини, додека базите не го раствораат,
- во воден раствор образува само еден вид катјони магнезиум катјони Mg^{2+} .

Поединечни реакции на магнезиум катјон Mg^{2+}

Во воден раствор магнезиум катјоните се *безбојни*.

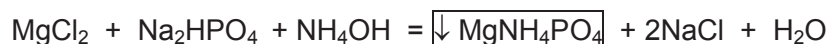
- **Со алкални хидроксида** и со амониум хидроксид, магнезиум катјоните се таложат како бел аморфен талог од магнезиум хидроксид:





Ако реакцијата се изведува со амониум хидроксид, таа е повратна, бидејќи талогот се раствора во образуваниот амониум хлорид. Магнезиум хидроксидот за да се исталожи целосно, реакцијата треба да се одвива без присуство на амониум соли.

- **Динатриум хидрогенфосфат Na_2HPO_4** со магнезиум катјоните, во присуство на амониум хидроксид и амониум хлорид таложи *бел кристалест* талог од магнезиум амониум фосфат:



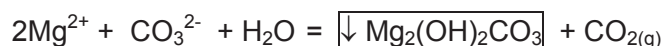
Амониум хлоридот се додава за да го спречи таложењето на магнезиум хидроксид.

Талогот се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина. Ако не е кристалест талогот, се врши прекристализација со растворање во HCl и повторно таложење со NH_4OH . Постапката се повторува сè додека не се добијат кристали во форма на ѕвезди (набљудувај го под микроскоп). Од разредени раствори талогот се издвојува откако ќе постои.

Оваа реакција е многу осетлива и служи за *идентификација* на магнезиум катјоните.

На реакцијата и пречи присуство на други катјони, а не и пречат катјоните на алкалните метали.

- **Со карбонат анјони CO_3^{2-}** , без присуство на амониум соли, магнезиум катјоните се таложат како бел аморфен талог од магнезиум дихидроксид карбонат:

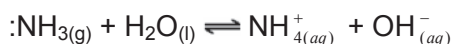


Ако се изведува реакцијата со амониум карбонат, талогот се издвојува по вриење или по подолго стоење.

Амониум катјон NH_4^+

Амониум катјонот се создава при растворање на гасовит амонијак $\text{NH}_{3(g)}$ во вода.

При растворањето, слободниот електронски пар на азотот од амонијакот се сврзува со еден протон од водата и притоа се формира NH_4^+ катјонот, односно амониум хидроксид:

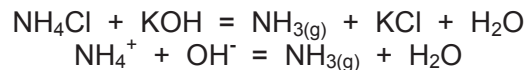


Во слободна состојба, амониум катјонот не е изолиран. Тој постои само во воден раствор од амонијак и во раствори на негови соли.

Поединечни реакции на амониум катјон NH_4^+

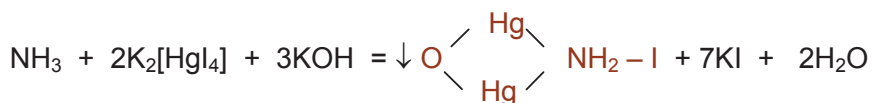
Реакциите се изведуваат со раствор од амониум хлорид NH_4Cl . Амониум јонот во воден раствор е *безбоен*.

- **Алкалните хидроксида** при реакција со амониум катјоните, при загревање издвојуваат амонијак NH_3 – гас, кој се забележува по *оштрата миризба*.



Реакцијата е осетлива и може да послужи за *идентификација* на NH_4^+ амониум катјоните. Ослободениот гас може да се идентификува и со натопено парче црвена лакмусова хартија, која посинува во допир со него.

- **Неслеров реагенс** е алкален раствор од калиум тетрајодомеркурат(II). При реакцијата на овој реагенс со амониум катјоните се создава *жолтокафен* талог од жива(II)оксидамидо јодид, ако е голема концентрацијата на амонијакот. А, ако е амонијакот во анализата само во траги, тогаш растворот се бои жолто.



Бидејќи реакцијата е многу осетлива, истата служи за *идентификација* на амонијак и во вода за пиење.

- **Халоген соли на амониум катјоните** при жарење сублимираат, додека соли на други киселини се разложуваат. Со жарење, амониум солите може да се отстранат од анализата.

Натриум

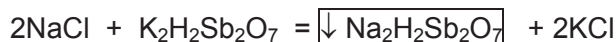
${}_{11}\text{Na}^{22,99}$ natrium натриум
--

- Натриумот е алкален метал со сребренестосива боја, многу мек (може да се сече со нож),
- хемиски е многу активен, на воздух бргу се оксидира, а со вода бурно реагира, при што се добива силна база,
- најголем број од неговите соединенија се растворливи во вода,
- натриумот во воден раствор образува натриум катјони Na^+ .

Поединечни реакции на натриум катјон Na^+

Во воден раствор натриум катјоните се *безбојни*.

- Со калиумдихидро пироантимонат $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$, натриум катјоните од неутрална или слабо алкална средина таложат *бел кристалест* талог од натриум дихидро пироантимонат:



Таложето е квантитативно од концентрирани раствори. Оваа реакција се користи како реакција *за идентификација* на натриум катјоните по воден пат.



- **Реакција по сув пат** - испарливите соли на Na^+ катјоните, внесени во оксидациониот дел од пламенот, него го обојуваат *жолто* (обојувањето е интензивно и трае подолго, околу половина минута), слика 3.6.

Слика 3.6 Обојување на пламен со испарливи натриумови соли

Калиум

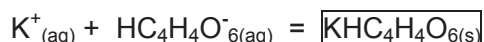
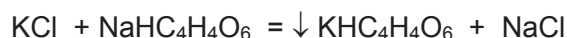
$^{39,40}_{19}\text{K}$ kalium калиум

- Калиумот е сребреносив алкален метал со слични својства како натриумот,
- во воден раствор образува калиум катјони K^+ .

Поединечни реакции на калиум катјон K^+

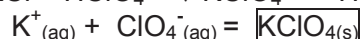
Реакциите се изведуваат со воден раствор од калиум хлорид KCl . Калиум катјоните во воден раствор се *безбојни*.

- **Натриум хидроген тартарат $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$** (сол на винска киселина), со калиум катјоните од неутрални раствори гради бел кристалест талог од калиум хидроген тартарат:



Квантитативно таложее може да настане од концентрирани раствори. Талогот се раствора во врела вода, во силни киселини и во бази.

- **Со перхлорна киселина HClO_4** , катјоните на калиумот градат *бел талог* од калиум перхлорат:



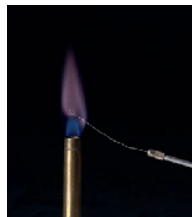
Реакцијата е осетлива и претставува реакција *за идентификација* на калиум катјоните.

- **Натриум хексанитритокобалтат(III) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$** , со калиум катјоните од неутрални раствори талози *жолт* талог од дикалиумнатриум хексанитритокобалтат(III):



Талогот не се раствора во оцетна и во азотна киселина, а се раствора во минерални киселини.

Реакцијата е многу осетлива и служи за *идентификација* на калиум катјоните.



- **Реакција по сув пат** - испарливите соли на калиум катјоните, безбојниот бунзенов пламен го бојат *виолетово*, слика 3.7. Обојувањето најдобро се гледа преку кобалтно стакло, кое ја апсобира жолтата боја од пламенот, а ја пропушта виолетовата боја.

Слика 3.7 Обојување на пламен со испарливи калиумови соли

Табела 3.14 Преглед на соединенија што се добиваат со поединечни реакции на катјони од шесттата аналитичка група

Катјони	Карактеристични реагенси					
	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	$\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$	HClO_4	$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$	на пламен
Mg^{2+}	$\text{Mg}_2\text{NH}_4\text{PO}_4(\text{s})$ бел кристалест	---	---	---	---	---
NH_4^+	---	$(\text{NH}_4)_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6](\text{s})$ жолт	---	---	$[\text{NH}_2\text{Hg}_2\text{O}](\text{s})$ жолто кафен	---
Na^+	---	---	$\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7(\text{s})$ бел кристалест	---	---	жолто
K^+	---	$\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6](\text{s})$ жолт	---	$\text{KClO}_4(\text{s})$ бел	---	виолетово

Прашања и задачи за повторување:

1. Наведи ги катјоните кои ја сочинуваат шестата аналитичка група.
2. Објасни како се образуваат амониум катјоните и прикажи ја равенката.
3. Напиши ја равенката на реакцијата за идентификација на магнезиум катјоните.
4. Калиум катјоните со реакција по воден пат може да се докажат со реагенсот: а) калиумдихидро пироантимонат, б) сулфурна киселина, в) Неслеров реагенс, г) натриум хексанитрнокобалтат(III).
5. Кои катјони од шестта аналитичка група, освен по воден пат, може да се докажуваат и по сув пат? Наведи ги доказите за нивно присуство според реакциите по сув пат.

3.4.8. Систематска анализа на смеса од катјони на цврста супстанца

За да ја изведеш правилно систематската анализа на катјоните, треба да го знаеш наредното:

1. Пред да се додава групен реагенс на испитуваниот раствор, неопходно е да се провери дали е соодветна средината за целосно исталожување на катјоните.
2. При систематска анализа на катјони, секогаш групниот реагенс се додава во вишок за да настане целосно таложеење на присутните катјони.
3. Потребно е да се провери дали таложеењето со групниот реагенс е потполно.
4. По таложеењето на катјоните со групниот реагенс треба да се врши испирање на добиениот талог.
5. Одделувањето на катјоните еден од друг треба да се изврши со доволно количество раствор од определен реагенс.
6. Редакциите за идентификација на катјоните треба да се изведуваат при соодветни услови за да се добијат сигурни докази за нив.
7. Ако не се сигурни доказите за присуство на некои катјони, анализата треба да се преработи.
8. Сите аналитички групи на катјони се таложат од топол раствор, а само првата група на катјони се таложат без загревање.

Изведената анализа може да биде делумна или целосна. При делумна анализа се определува присуство на една или на неколку компоненти во испитуваната супстанца, додека со целосна анализа се утврдуваат сите нејзини составни делови. Оваа анализа начесто се нарекува систематска анализа.

Целосна анализа на цврста супстанца со непознат состав се одвива низ наредните фази:

1. Земање примерок од цврстата супстанца.
2. Растворање на примерокот.
3. Анализа на катјони.
4. Анализа на анјони.

Земање и подготовка на примерок за анализа беше објаснето во тематската целина – Вовед, а неговото растворање, во тематската целина – Квалитативна анализа.

Анализа на катјони

При систематска анализа на катјони, потребно е да се направат претходни испитувања со реакции по сув пат. Бидејќи, резултатите кои се добиваат притоа не даваат конечни заклучоци за присуство на еден катјон, потребно е да се изврши анализа и по воден пат.

Катјоните се анализираат систематски, односно по определен ред бидејќи може да си пречат еден на друг. За анализа на катјони по воден пат, се зема околу една третина од испитуваниот раствор, а другиот дел се чува за проверка на добиените резултати. Анализата почнува со таложење на катјоните од прва аналитичка група.

Систематска анализа на катјони од првата аналитичка група

Систематска анализа на катјони од првата аналитичка група се изведува според следните постапки:

Постапка – 1. Таложење на катјоните од првата аналитичка група

Во епрувета се зема околу 1cm^3 од испитуваниот раствор, внимателно се додава групен реагенс HCl со $c(\text{HCl}) = 6\text{ mol dm}^{-3}$ до потполно исталожување на катјоните од првата аналитичка група. Добиеениот талог се центрифугира за да се одвои талогот од растворот (центрифугатот). Кон растворот се додаваат 2-3 капки од HCl за да се провери дали таложењето е целосно. Ако не се појавува талог, значи дека таложењето е потполно. Ако се заматил растворот при проверката, се центрифугира, а потоа со декантитање растворот се префрла во друга епрувета кој се чува за таложење на катјони од II, III, IV, V и VI аналитичка група. Талогот се промива со 1cm^3 вода во кој се додава една капка разредена HCl . Потоа се центрифугира, растворот се фрла, а талогот понатаму се обработува според постапката-2.

Постапка–2. Одделување на Pb^{2+} јони од Ag^+ и Hg_2^{2+} јони

Кон талогот се додава 1cm^3 дестилирана вода, се загрева на водена бања при што талогот од PbCl_2 се раствора и Pb^{2+} јоните преминуваат во раствор. Во талогот остануваат Ag^+ и Hg_2^{2+} јоните во вид на хлориди AgCl и Hg_2Cl_2 . Со центрифугирање се одделува растворот од талогот. Од растворот се докажуваат Pb^{2+} јоните.

Постапка–3. Идентификација на Pb^{2+} јони

На растворот добиен при постапка-2 се додава една капка раствор од CH_3COONa и 1-2 капки $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Ако се добие притоа жолт талог, тоа е доказ за присуство на Pb^{2+} јони во испитуваниот раствор.

Ако при растворањето во топла вода, Pb^{2+} јоните не се целосно преминати во раствор, треба да се отстранат бидејќи може да пречат при докажување на другите катјони. Затоа талогот треба да се премие со врела дестилирана вода, а потоа да се центрифугира. Растворот се фрла, а талогот понатаму се анализира.

Постапка–4. Идентификација на Hg_2^{2+} јони

Кон талогот од претходната постапка се додава $1-2\text{ cm}^3$ раствор од NH_4OH . Ако поцрне талогот тоа е доказ за присуство на Hg_2^{2+} јоните, истовремено Ag^+ јоните ќе преминат во раствор. Со центрифугирање се одделува растворот од талогот. Растворот со декантација се префрла во друга епрувета и се користи за идентификација на Ag^+ јоните.

Постапка–5. Идентификација на Ag^+ јони

Растворот од постапката–4, се закиселува со 6 moldm^{-3} од HNO_3 во присуство на сина лакмусова хартија (која треба да премине во црвена ако е закиселен растворот). Појавата на бел талог или заматување го покажува присуството на Ag^+ јоните во анализата.

Важно е да запомниш:

При ситематска анализа на смеса од катјони од една аналитичка група, прво тие се таложат со нивниот групен реагенс, се одвојуваат едни од други со растворање во соодветен растворувач и на крај се идентификуваат.

Систематска анализа на катјони од втората аналитичка група**Постапка-1 Таложување на катјоните од втора аналитичка група**

На растворот оставен по таложување на катјоните од I група се додаваат неколку капки дестилирана вода за да се намали неговата киселост. Се додава групен реагенс сулфуроводородна киселина, во вишок, за да се исталожат целосно катјоните од втора група. Смесата се остава на водена бања околу 10 минути и повремено се промешува. Повторно се додаваат уште неколку капки вода и сулфуроводородна киселина. Се загрева уште малку, а потоа се проверува дали таложувањето е целосно. Тоа се прави на тој начин што на растворот над талогот, внимателно се додаваат уште неколку капки сулфуроводородна киселина. Ако не се образува нов талог, целата содржина од чашата се пренесува во епрувета и се центрифугира. Во талогот се наоѓаат катјоните од втора аналитичка група како сулфиди (слабо растворливи талози), а во центрифугатот се катјоните од III, IV, V и VI аналитичка група. Талогот се мие со додавање на вода и сулфуроводородна киселина, се промешува и пак се центрифугира. Растворот се додава кон центрифугатот во кој се наоѓаат катјоните од другите групи, а талогот повторно се испира на ист начин.

Постапка-2 Одделување на катјоните од II^a од катјони на II^b подгрупа

Талогот се префрла во порцеланско сатче, се додава амониум поли сулфид и се загрева неколку минути на водена бања со постојано промешување. Смесата се пренесува во епрувета и се центрифугира. Во талогот остануваат катјоните од II^a подгрупа, а во растворот поминуваат катјоните од II^b подгрупа.

Анализа на катјони од II^a подгрупа (сулфо бази)**Постапка-3 Одделување на Hg^{2+} јони од другите катјони од II^a подгрупа**

На талогот се додаваат десеттина капки HNO_3 , се загрева на водена бања со повремено промешување, а потоа се центрифугира. Во талогот е HgS , а во растворот се катјоните: Cu^{2+} , Bi^{3+} , Pb^{2+} и Cd^{2+} кои се анализираат подоцна.

Постапка-4 Растворање на HgS и идентификација на Hg^{2+} јони

Кон талогот од HgS пренесен во порцеланско сатче, се додаваат неколку капки царска вода. Растворот внимателно се загревање се испарува до суво, а на сувиот остаток се додаваат 5-6 капки дестилирана вода при што се раствора тој. Од овој раствор се врши идентификација на Hg^{2+} јоните.

На растворот се додаваат 1-2 капки раствор од KI. Добивањето на портокалов талог, е доказ за присуство на Hg^{2+} јоните.

Постапка-5 Одделување и идентификација на Cu^{2+} јони

На растворот од постапка-3 се додава концентриран амонијак во присуство на црвена лакмусова хартија, се загрева, а потоа се центрифугира. Во талогот остануваат Bi^{3+} и Pb^{2+} јоните, а во растворот поминуваат Cu^{2+} и Cd^{2+} јони. Ако е растворот сино обоен значи дека се присутни Cu^{2+} јони. Од овој раствор се докажуваат и Cd^{2+} јони.

Постапка-6 Идентификација на Cd^{2+} јони

Синиот раствор се обезбојува со неколку капки KCN. На безбојниот раствор се додава сулфуроводородна киселина и се загрева. Добивањето на жолт талог го потврдува присуство на Cd^{2+} јоните.

Постапка-7 Одделување на Bi^{3+} од Pb^{2+} јони

На талогот од постапка-5 се додава NaOH, се загрева и центрифугира. Во талогот остануваат Bi^{3+} јоните, а од растворот се докажуваат Pb^{2+} јони.

Постапка-8 Идентификација на Bi^{3+} јони

На талогот се додава свежо приготвен раствор од натриум станит Na_2SnO_2 . Поцрнувањето на белиот талог е доказ за присуство на Bi^{3+} јони.

Постапка-9 Идентификација на Pb^{2+} јони

На растворот од постапка-7 се додава оцетна киселина, до кисела средина и неколку капки раствор од калиум дихромат. Појавата на жолт талог го потврдува присуството на Pb^{2+} јоните.

Анализа на катјони од II^b подгрупа (сулфо киселини)**Постапка-10 Таложеење на катјоните од II^b подгрупа**

Растворот добиен со постапка-2, се закиселува со HCl, се загрева на водена бања, се промешува, а потоа се центрифугира. Во талогот се наоѓаат катјоните од II^b подгрупа кои понатаму се докажуваат, а растворот се фрла.

Постапка-11 Одделување на As^{3+} од јоните на антимон и на калај

Талогот од претходната постапка се испира 2-3 пати со врела вода во која има неколку капки NH_4Cl . По испирањето на талогот, се додава концентрирана HCl, се загрева и се промешува, а потоа се центрифугира. Во талогот остануваат As^{3+} јоните, а во растворот поминуваат Sb^{3+} и Sn^{2+} јоните (овој раствор се обработува со постапка-14).

Постапка-12 Растворање и идентификација на As^{3+} јони

На талогот се додава $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и се загрева при што тој се раствора. На растворот се додава сулфуроводородна киселина. Појавата на жолт талог укажува на присуство на As^{3+} јони.

Постапка-13 Идентификација на Sb^{3+} јони

Растворот од постапка-11, се закиселува со HCl, во него се додаваат струготини од железо и се загрева. Ако се оддели црн талог значи дека се присутни Sb^{3+} јони во анализата. Талогот се одделува со центрифугирање, а од растворот се докажуваат Sn^{2+} јоните.

Постапка-14 Идентификација на Sn^{2+} јони

На растворот од претходната постапка се додаваат неколку капки HgCl_2 . Појавата на бел талог го докажува присуството на Sn^{2+} јоните.

Систематска анализа на катјони од трета аналитичка група**Постапка-1 Таложеење на катјони од третата аналитичка група со групен реагенс**

По одделувањето на катјоните од втора аналитичка група, центрифугатот од постапка-1, се загрева и врие за да се намали волуменот на растворот. На него се додаваат 1-2 капки концентрирана HNO_3 за да се оксидираат Fe^{2+} во Fe^{3+} јони. Таложеењето се врши со групен реагенс NH_4OH во присуство на NH_4Cl од слабо базна средина (лакмус), а потоа се центрифугира. Во талогот се наоѓаат катјоните од трета група во вида на хидроксида, додека во центрифугатот се катјоните од IV, V и VI група. Талогот се промива со амонијак (1:1).

Постапка-2 Одделување на Fe^{3+} од другите катјони на трета аналитичка група

Кон талогот се додава околу 1 cm^3 NaOH и 5-6 капки H_2O_2 . Смесата се загрева на водена бања при што Fe^{3+} јоните остануваат во талогот, додека Cr^{3+} и Al^{3+} јоните преминуваат во растворот. Се центрифугира за да се оддели талогот од растворот.

Постапка-3 Растворање на талогот и идентификација на Fe^{3+} јоните

Талогот се раствора во HNO_3 . На растворот се додава KCNS . Ако се добие интензивно црвен раствор, значи дека се присутни Fe^{3+} јони.

Постапка-4 Идентификација на Cr^{3+} јони

Растворот од постапка-2, се дели на два дела. На едниот дел се додава оцетна киселина и BaCl_2 . Добивањето на жолт талог, покажува присуство на Cr^{3+} јони.

Постапка-5 Идентификација на Al^{3+} јони

На вториот дел од растворот се додава цврст NH_4Cl и се загрева на водена бања. Појавата на бел желатинозен талог е доказ за Al^{3+} јоните.

Систематска анализа на катјони од четвртата аналитичка група**Постапка-1 Таложеење на катјони од четвртата аналитичка група со групен реагенс**

Целиот раствор во кој се наоѓаат катјоните од IV, V и VI група (од постапка-1), се загрева, а потоа се додава групен реагенс $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ до потполно таложеење при што катјоните од четврта група преминуваат во слабо растворлив талог од сулфиди. Со центрифугирање се одделува талогот од растворот. Во растворот остануваат катјоните од V и VI група.

Постапка-2 Преведување во раствор на Mn^{2+} и Zn^{2+} јони

На талогот се додава HCl и се загрева на водена бања при што во раствор поминуваат манган и цинк катјоните, додека катјоните на кобалт и никел остануваат во талогот. Растворот се одделува со центрифугирање.

Постапка-3 Растворање на Co^{2+} и Ni^{2+} јони

Талогот од претходната постапка се пренесува во порцеланско сатче, се додава царска вода, се испарува до суво и се раствора во малку вода. Добиениот раствор се дели на два дела.

Постапка-4 Идентификација на Ni^{2+} јони

На едниот дел од растворот се додава амониум хидроксид до слабо базна средина (лакмус) и неколку капки алкохолан раствор од диметил глиоксим. Ако се присутни Ni^{2+} јони, ќе се доби светлоцрвен талог.

Постапка-5 Идентификација на Co^{2+} јони

На вториот дел од растворот се додава цврст NH_4CNS и неколку капки смеса од амил алкохол и етер. Доколку по протресување на епруветата, етерскиот слој се обои сино, значи дека се присутни Co^{2+} јони.

Постапка-6 Одделување на Mn^{2+} од Zn^{2+} јони

Растворот од постапка-2, се проврива за да се концентрира, а потоа се додава NaOH и H_2O_2 . Се загрева на водена бања додека да изреагираат додадените реагенси. Добиениот кафен талог се одделува од растворот со центрифугирање.

Постапка-7 Идентификација на Mn^{2+} јони

Талогот од претходната постапка се испира со дестилирана вода, а потоа се додава HNO_3 и сосема малку цврст PbO_2 . Смесата се загрева (да проврие) и се остава талогот да слегне. Растворот над талогот се обојува виолетово, што е знак за присуство на Mn^{2+} јони.

Постапка-8 Идентификација на Zn^{2+} јони

Растворот од постапка-6, се закиселува со оцетна киселина, се додава H_2S -вода и се загрева на водена бања. Ако се добие бел талог, кој се раствора во HCl, докажано е присуството на Zn^{2+} јони.

Систематска анализа на катјони од петтата аналитичка група**Постапка-1 Таложеење на катјони од петтата аналитичка група со групен реагенс**

Раствор (од постапка-1) во кој се испитува присуство на катјоните од V и VI аналитичка група, во својот состав содржи и големо количество амониум соли кои се додадени при таложеење на III и IV група. За да биде целосно таложеењето на катјоните од петтата група, потребно е амониум солите да се отстранат. Затоа растворот се пренесува во порцеланско садче, се испарува до суво, а потоа се жари се додека излегуваат бели густе пареи. По оладување, на сувиот остаток се додава малку вода и се промешува. Ако е растворот заматен, се центрифугира. Талогот се фрла, а од растворот се таложат катјоните од петтата група со групен

реагенс $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, на топло од базна средина. Со центрифугирање се одделува талогот од растворот.

Постапка-2 Растворање на талогот од петтата аналитичка група

На талогот добиен со претходната постапка, се додава оцетна киселина, се загрева на водена бања, при што целиот талог се раствора. Добиениот раствор се дели на два дела.

Постапка-3 Идентификација на Ba^{2+} јони по воден и сув пат

На едниот дел од растворот се додава K_2CrO_4 . Добивањето на жолт талог е доказ за присуство на Ba^{2+} јони по воден пат.

Талогот се раствора во 1-2 капки концентрирана HCl , а потоа од растворот се зема со чиста платинска игла и се внесува во безбоен пламен. Со обојување на пламенот зелено се докажуваат Ba^{2+} јони по сув пат.

Постапка-4 Отстранување на Ba^{2+} јони

На вториот дел од растворот (од постапка-2), се додава вишок од K_2CrO_4 за да се исталожат сите Ba^{2+} јони. Смесата се центрифугира за да се оддели талогот од растворот. Талогот се фрла, а во растворот остануваат Sr^{2+} , и хромат јони.

Постапка-5 Отстранување на хромат јони

На растворот од постапка-4, се додава NH_4OH во присуство на црвена лакмусова хартија и $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, се загрева и се центрифугира. Во талогот се наоѓаат Sr^{2+} и Ca^{2+} јони, а растворот се фрла.

Постапка-6 Растворање на талог од Sr^{2+} и Ca^{2+} јони

Талогот се испира со врела вода, се додава оцетна киселина и се загрева при што целиот талог се раствора. Добиениот раствор се дели на два дела.

Постапка-7 Идентификација на Sr^{2+} јони по воден и сув пат

На едниот дел од растворот се додава заситен раствор од CaSO_4 , се загрева и се остава да постои. Добивање на бел талог или заматување е доказ за Sr^{2+} јони по воден пат.

Присуството на Sr^{2+} јони може да се потврди и со реакција по сув пат. Ако се бои безбојниот пламен карминцрвено, значи дека се присутни Sr^{2+} јони.

Постапка-8 Отстранување на Sr^{2+} јони со таложее

На вториот дел од растворот (од постапка-6), се додава H_2SO_4 и NH_4OH до базна средина. Се загрева на водена бања, а потоа се центрифугира. Во талогот се наоѓаат Sr^{2+} јони, а од растворот се испитуваат Ca^{2+} јоните.

Постапка-9 Идентификација на Ca^{2+} јони по воден и по сув пат

На растворот се додава $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и се загрева. Ако се добие бел талог значи дека се присутни Ca^{2+} јоните.

Внесени во безбоен пламен, Ca^{2+} јоните го бојат циглацрвено.

Систематска анализа на катјони од шестата аналитичка група

Катјоните од шестата аналитичка група, освен амониум катјонот, се докажуваат од центрифугатот добиен по таложее на катјоните од петтата група,

без да се таложат бидејќи тие немаат групен реагенс. Амониум катјоните се докажуваат секогаш од почетната проба бидејќи во тек на анализата се додаваат амониумови соли, па секако би бил присутен.

Постапка-1 Идентификација на NH_4^+ јони

На 1cm^3 од почетната проба, се додава NaOH , а на отворот од епруветата се става црвена лакмусова хартија која е претходно натопена со вода. Со внимателно загревање лакмусот ќе посини доколку се присутни амониум јоните.

Постапка-2 Отстранување на амониум соли

Центрифугатот добиен по таложење на V аналитичка група се става во порцеланско сатче, се испарува до суво и се жари се додека излегуваат бели пари. На сувиот остаток се додаваат $3-4\text{cm}^3$ HCl . Добиениот раствор се дели на три дела и од него се испитуваат останатите катјони од оваа аналитичка група.

Постапка-3 Идентификација на Mg^{2+} јони

На еден дел од растворот се додава NH_4OH и Na_2HPO_4 . Појава на бел кристалест талог кој бавно се образува е доказ за присуство на Mg^{2+} јоните.

Постапка-4 Идентификација на K^+ јони по воден и по сув пат

На вториот дел од растворот се додава малку цврст $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Појава на жолт талог е доказ за присуство на калиум јоните по воден пат.

Ако се бои безбојниот пламен светловиолетово е доказ по сув пат, за присуство на калиум катјоните. Ако се присутни во анализата и натриум катјони, тие ја попречуваат виолетовата боја. Затоа е потребно обојувањето на пламенот да се гледа преку кобалтно стакло.

Постапка-5 Идентификација на Na^+ јони по воден и по сув пат

На третиот дел од растворот се додаваат неколку капки $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$. Појава на бел кристалест талог е доказ за Na^+ јони по воден пат.

Испарливите натриумови соли безбојниот пламен го бојат жолто што претставува доказ за Na^+ јоните по сув пат.

Табела бр.3.15 Систематска анализа на катјони од првата аналитичка група

<p>Постапка-1. Таложење на катјоните од првата аналитичка група со групен реагенс Испитуван раствор + HCl, се центрифугира → талог (прва гр. катјони) + раствор (II, III, IV, V и VI група) (вишок)</p>
<p>Постапка-2. Одделување на Pb^{2+} јони од Ag^+ и Hg_2^{2+} јони Талог (прва гр. катјони) + H_2O, се загрева и центрифугира → талог (Hg_2^{2+} и Ag^+) + раствор (Pb^{2+})</p>
<p>Постапка-3. Идентификација на Pb^{2+} јони Раствор (Pb^{2+}) + $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + CH_3COONa → жолт талог (доказ за Pb^{2+})</p>
<p>Постапка-4. Идентификација на Hg_2^{2+} јони Талог (Hg_2^{2+} и Ag^+) + NH_4OH, се центрифугира → црн талог (доказ за Hg_2^{2+}) + раствор (Ag^+)</p>
<p>Постапка-5. Идентификација на Ag^+ јони Раствор (Ag^+) + HNO_3 (лакмус) → бел талог (доказ за Ag^+)</p>

Табела бр.3.16 Систематска анализа на катјони од втората аналитичка група ($II^a + II^b$)

Постапка–1. Таложеење на катјоните од втората аналитичка група со групен реагенс Раствор (II, III, IV, V и VI група) + $H_2S_{(aq)}$, се загрева и центрифугира → талог (втора гр. катјони) + раствор (III, IV, V и VI група)
Постапка–2. Одделување на катјоните од II^a од катјоните од II^b подгрупа Талог (втора гр. катјони) + $(NH_4)_2S_2$, се загрева и центрифугира → талог II^a + раствор II^b (се чува)
Анализа на катјони од II^a подгрупа (сулфо бази)
Постапка–3. Одделување на Hg^{2+} од другите катјони на II^a подгрупа Талог (втора гр. катјони) + $(NH_4)_2S_2$, се загрева и центрифугира → талог HgS + раствор (Pb^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+})
Постапка–4. Растворање на HgS и идентификација на Hg^{2+} јони Талог HgS + царска вода, се испарува до суво, се додава малку вода, се центрифугира → раствор $Hg^{2+} + KI$ → портокалов талог (доказ за Hg^{2+})
Постапка–5. Одделување и идентификација на Cu^{2+} јони Раствор (Pb^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+}) + $k.NH_4OH$, се загрева и центрифугира → талог (Bi^{3+} , Pb^{2+}) + раствор (Cu^{2+} , Cd^{2+}), син раствор е доказ за Cu^{2+} јоните
Постапка – 6. Обезбојување на синиот раствор и идентификација на Cd^{2+} јони Син р-р (Cu^{2+} , Cd^{2+}) + KCN (до обезбојување) → безбоен р-р (Cu^{2+} , Cd^{2+}) + $H_2S_{(aq)}$ → жолт талог (доказ за Cd^{2+})
Постапка – 7. Одделување на Bi^{3+} од Pb^{2+} јони Талог (Bi^{3+} , Pb^{2+}) + $NaOH$ (до базна средина), се загрева и центрифугира → бел талог Bi^{3+} + раствор Pb^{2+} јони
Постапка–8. Идентификација на Bi^{3+} јони Бел талог $Bi^{3+} + Na_2SnO_2$ (свеж раствор) → црн талог (доказ за Bi^{3+})
Постапка–9. Идентификација на Pb^{2+} јони Раствор $Pb^{2+} + CH_3COOH$ (лакмус) + K_2CrO_4 → жолт талог (доказ за Pb^{2+})

Анализа на катјони од II^b подгрупа (сулфо киселини)

Постапка–10. Таложеење на катјоните од II^b подгрупа Раствор $II^b + HCl$ (до закиселување), се загрева и центрифугира → талог $II^b + p-p$ (се фрла)
Постапка–11. Одделување на As^{3+} од Sb^{3+} и Sn^{2+} јони Талог $II^b + (1:1)HCl$, се загрева и центрифугира → талог As^{3+} + раствор (Sb^{3+} и Sn^{2+})
Постапка–12. Идентификација на As^{3+} јони Талог $As^{3+} + (NH_4)_2CO_3$, се загрева → р-р $As^{3+} + H_2S_{(aq)}$ → жолт талог (доказ за As^{3+})
Постапка–13. Идентификација на Sb^{3+} јони Раствор (Sb^{3+} и Sn^{2+}) + Fe , се загрева и центрифугира → црн талог (доказ за Sb^{3+}) + р-р Sn^{2+}
Постапка–14. Идентификација на Sn^{2+} јони Раствор $Sn^{2+} + HgCl_2$ → бел талог (кој поцрнува) е доказ за Sn^{2+}

Табела бр.3.17 Систематска анализа на катјони од третата аналитичка група

Постапка–1. Таложеење на катјоните од третата аналитичка група со групен реагенс Раствор (III, IV, V и VI група) + $NH_4OH + NH_4Cl$ (лакмус), се загрева и центрифугира → талог (трета група катјони) + раствор (IV, V и VI група)
Постапка–2. Одделување на Fe^{3+} од другите катјони на третата група Талог (трета група катјони) + $NaOH + H_2O_2$ се загрева и центрифугира → талог $Fe^{3+} + p-p$ (CrO_4^{2-} , AlO_3^{3-})

Постапка–3. Преведување на Fe^{3+} во раствор и негова идентификација Талог $Fe^{3+} + HNO_3$, се загрева \rightarrow p-p $Fe^{3+} + KCNS \rightarrow$ крв-црвен раствор (доказ за Fe^{3+})
Постапка–4. Идентификација на Cr^{3+} јони $\frac{1}{2}$ раствор (CrO_4^{2-} , AlO_3^{3-}) + $BaCl_2$, се закиселува со оцетна киселина \rightarrow жолт талог (доказ за Cr^{3+})
Постапка–5. Идентификација на Al^{3+} јони $\frac{1}{2}$ раствор (CrO_4^{2-} , AlO_3^{3-}) + NH_4Cl (цврст), се загрева и центрифугира \rightarrow бел желатинозен талог (доказ за Al^{3+})

Табела бр.3.18 Систематска анализа на катјони од четвртата аналитичка група

Постапка–1. Таложеење на катјоните од четвртата аналитичка група со групен реагенс Раствор (IV, V и VI група) + $(NH_4)_2S$, се загрева и центрифугира \rightarrow талог (четврта група катјони) + раствор (V и VI група)
Постапка–2. Преведување во раствор на Mn^{2+} и Zn^{2+} јони Талог (четврта група катјони) + HCl се загрева на водена бања и се центрифугира \rightarrow талог (Ni^{2+} , Co^{2+}) + раствор (Mn^{2+} , Zn^{2+})
Постапка–3. Преведување во раствор на Ni^{2+} и Co^{2+} јони Талог (Ni^{2+} , Co^{2+}) + царска вода, се испарува до суво, се додава 1-2 cm^3 $H_2O \rightarrow$ раствор (Ni^{2+} , Co^{2+})
Постапка–4. Идентификација на Ni^{2+} јони $\frac{1}{2}$ раствор (Ni^{2+} , Co^{2+}) + NH_4OH (лакмус) + диметилглиоксим \rightarrow светлоцрвен талог (доказ за Ni^{2+} јони)
Постапка–5. Идентификација на Co^{2+} јони $\frac{1}{2}$ раствор (Ni^{2+} , Co^{2+}) + $KCNS$ (кристали), амил акохол и етер (1:1) \rightarrow син раствор (доказ за Co^{2+})
Постапка–6. Одделување Mn^{2+} од Zn^{2+} јони Раствор (Mn^{2+} , Zn^{2+}) + $NaOH + H_2O_2$, се загрева и центрифугира \rightarrow кафен талог (Mn^{4+}) + раствор ZnO_2^{2-} јони
Постапка–7. Идентификација на Mn^{2+} јони Кафен талог (Mn^{4+}) + $HNO_3 + PbO_2$, се загрева и додава 2-3 капки вода \rightarrow виолетов раствор (доказ за Mn^{2+} јони)
Постапка–8. Идентификација на Zn^{2+} јони Раствор ZnO_2^{2-} јони + CH_3COOH (лакмус) + H_2S , се загрева \rightarrow бел талог (доказ за Zn^{2+} јони)

Табела бр.3.19 Систематска анализа на катјони од петтата аналитичка група

Постапка–1. Таложеење на катјоните од петтата аналитичка група со групен реагенс Раствор (V и VI група)* + NH_4OH (лакмус) + $(NH_4)_2CO_3$, се загрева и центрифугира \rightarrow талог (петта група) + раствор (VI група)
Постапка–2. Растворање на талогот од петта група Талог (петта група катјони) + CH_3COOH (лакмус) се загрева \rightarrow раствор (Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+})
Постапка–3. Идентификација на Ba^{2+} јони по воден и сув пат $\frac{1}{2}$ раствор (Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}) + $K_2CrO_4 \rightarrow$ жолт талог (доказ за Ba^{2+}). Дел од раствор (Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}), внесен во безбоен пламен, го бои пламенот зелено (доказ за Ba^{2+})
Постапка–4. Отстранување на Ba^{2+} јони $\frac{1}{2}$ раствор (Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}) + $K_2CrO_4 \rightarrow$ жолт талог Ba^{2+} (се фрла) + раствор (Sr^{2+} , Ca^{2+} , CrO_4^{2-})
Постапка–5. Отстранување на CrO_4^{2-} јони Раствор (Sr^{2+} , Ca^{2+} , CrO_4^{2-}) + NH_4OH (лакмус) + $(NH_4)_2CO_3$, се загрева и центрифугира \rightarrow

талог (Sr^{2+} , Ca^{2+}) + раствор (се фрла)
Постапка–6. Растворање на Sr^{2+}, Ca^{2+} јони Талог (Sr^{2+} , Ca^{2+}) се испира со врела вода + CH_3COOH (лакмус) → раствор (Sr^{2+} , Ca^{2+})
Постапка–7. Идентификација на Sr^{2+} јони по воден и сув пат $\frac{1}{2}$ раствор(Sr^{2+} , Ca^{2+}) + заситен раствор CaSO_4 , се загрева → бел талог (или заматување) е доказ за Sr^{2+} јони. Дел од раствор (Sr^{2+} , Ca^{2+}), внесен во безбоен пламен, го бои пламенот кармин-црвено (доказ за Sr^{2+})
Постапка–8. Отстранување на Sr^{2+} јони $\frac{1}{2}$ раствор(Sr^{2+} , Ca^{2+}) + H_2SO_4 + NH_4OH (лакмус), се загрева и центрифугира → талог Sr^{2+} + раствор (Ca^{2+} јони)
Постапка–9. Идентификација на Ca^{2+} јони по воден и сув пат Раствор(Ca^{2+}) + $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$, се загрева → бел кристалест талог (доказ за Ca^{2+}). Дел од раствор (Ca^{2+}), внесен во безбоен пламен, го бои пламенот цигла-црвено (доказ за Sr^{2+})

* Пред да се таложат катјоните од петта аналитичка група, потребно е од растворот (V и VI група) да се отстранат амониум солите, а потоа да се врши нивно таложее

Табела бр.3.20 Систематска анализа на катјони од шестата аналитичка група

Постапка–1. Идентификација на NH_4^+ јони Почетна проба + NaOH (црвен лакмус), се загрева → син лакмус (доказ за NH_4^+ јони)
Постапка–2. Отстранување на NH_4^+ јони Цел раствор се испарува и жари + HCl , се центрифугира → талог (се фрла) + раствор(Mg^{2+} , K^+ , Na^+)
Постапка–3. Идентификација на Mg^{2+} јони $\frac{1}{3}$ раствор(Mg^{2+} , K^+ , Na^+) + NH_4OH (лакмус) + Na_2HPO_4 → бел кристалест талог (доказ за Mg^{2+})
Постапка–4. Идентификација на K^+ јони по воден и сув пат $\frac{1}{3}$ раствор(Mg^{2+} , K^+ , Na^+) + $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ → жолт талог (доказ за K^+ јони по воден пат). Безбојниот пламен, K^+ јоните го бојат светливиолетово (доказ за K^+ јоните по сув пат).
Постапка–5. Идентификација на Na^+ јони по воден и сув пат $\frac{1}{3}$ раствор(Mg^{2+} , K^+ , Na^+) + $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$ → бел кристалест талог (доказ за Na^+ јони по воден пат). Безбојниот пламен, Na^+ јоните го бојат жолто (доказ за Na^+ јоните по сув пат).

3.5. Квалитативна анализа на анјони

Класификација на анјоните

За да се изврши анализа на присутните анјони во испитуваната проба, потребно е тие да се класифицираат според нивните карактеристични реакции. Поделбата на анјоните по групи може да биде различна. Една од поедноставните поделби базира на нивната реакција со Ag^+ и Ba^{2+} јони и *растворливоста* на добиените талози во вода и азотна киселина. За класификацијата на анјоните, како реагенси се користат раствори од бариум хлорид BaCl_2 и раствор од сребро нитрат AgNO_3 . Анјоните се поделени во три групи, што може да се види од табела 3.21

Табела 3.21 Класификација на анјони

Група	Анјони	Карактеристика на група
I	Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , CN^-	- талозите добиени со AgNO_3 , не се растворливи во вода и во HNO_3 - со BaCl_2 не градат талози
II	SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, BO_3^{3-} , $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$	- талозите добиени со AgNO_3 и со BaCl_2 не се раствораат во вода, а се раствораат во HNO_3 (исклучок е SO_4^{2-})
III	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-	- Со AgNO_3 , и со BaCl_2 не градат талог

3.5.1 Анјони од првата група

Првата група ја сочинуваат анјоните:

Cl^- хлорид анјон	Br^- бромид анјон	I^- јодид анјон	S^{2-} сулфид анјон	CN^- цијанид анјон
-------------------------------	-------------------------------	-----------------------------	---------------------------------	--------------------------------

Овие анјони, со сребро нитрат AgNO_3 образуваат талог, нерастворлив ниту во азотна киселина, ниту во вода, а со бариум хлорид BaCl_2 не образуваат талог.

Хлороводородна киселина HCl

Хлороводородна киселина се добива со растворање на гасовит хлороводород во вода. Таа е една од најсилните минерални киселини. Концентрирана хлороводородна киселина е со масен удел $w(\text{HCl}) = 38\%$ и со густина $\rho = 1,18 \text{ gcm}^{-3}$. На воздух чади. Во разредени водени раствори таа е целосно дисоцирана на хидрониум катјони и хлорид анјони. Хлороводородната киселина гради соли, наречени *хлориди* од кои поголем број се растворливи во вода, додека нерастворливи се хлоридите на Ag^+ , Pb^{2+} и Hg_2^{2+} јоните. Хлороводородната киселина е многу значаен лабораториски реагенс и растворувач. Хлорид јоните во воден раствор се *безбојни*.

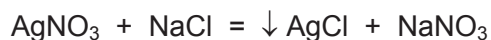
Дали знаеш дека:

хлороводородната киселина одржува кисела средина во желудникот со $\text{pH} = 1 - 1,5$. Таа ги активира ензимите кои ги разложуваат сложените протеини од храната, а ги раствора и нерастворливите соли на железо, калциум, фосфор и други.

Карактеристични реакции на хлорид анјон Cl^-

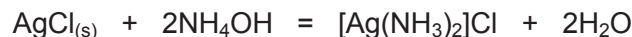
Реакциите се изведуваат со раствор од алкален хлорид, NaCl или KCl .

- Со воден раствор од сребро нитрат AgNO_3 , хлорид јоните образуваат бел сирест талог од сребро хлорид:

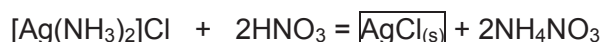


Белиот талог од сребро хлорид со стоење на светлина се обојува виолетово, а подоцна поцрнува, бидејќи се распаѓа.

Добиениот талог се раствора во амониум хидроксид, при што се добива безбоен раствор од комплексно соединение:

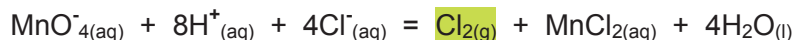
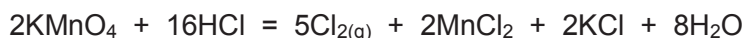


Ако се закисели безбојниот раствор со азотна киселина во присуство на сина лакмусова хартија, повторно се добива *бел талог* од сребро хлорид $\text{AgCl}_{(\text{s})}$.

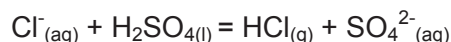


Оваа реакција е карактеристична за хлорид јоните и затоа се користи за нивна *идентификација*.

- **Оксидационите средства** (KMnO_4 , HNO_3) од кисели раствори го оксидираат хлоридниот јон до елементарен хлор Cl_2 кој претставува жолтозелен гас со карактеристична миризба.



- **Водородните јони** од концентрираната H_2SO_4 во реакција со хлорид јоните одделуваат гас хлороводород:



Гасот има карактеристична миризба. Ако се стави на отворот на епруветата сина лакмусова хартија, претходно натопена со вода, таа ќе премине во црвена.

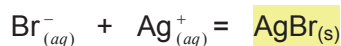
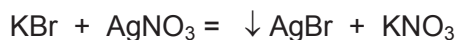
Бромоводородна киселина HBr

Бромоводородната киселина е слична по својствата со хлороводородна киселина. Се добива со растворање на бромоводород гас во вода. Таа е силна киселина од хлороводородната киселина. Се чува во темни шишиња за да се спречи нејзината оксидација. Во разреден раствор, бромоводородната киселина е целосно дисоцирана на јони. Бромид јоните во воден раствор се *безбојни*. Нејзините соли се викаат *бромиди*. Најголем број од нив се растворливи во вода со исклучок на бромидите на сребро, олово и жива.

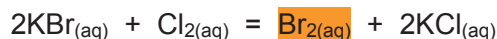
Карактеристични реакции на бромид анјон Br^-

Реакциите се изведуваат со раствор од натриум бромид NaBr или калиум бромид KBr .

- **Со воден раствор од сребро нитрат AgNO_3** , бромид јоните образуваат *бледожолт талог* од сребро бромид:



- **Хлорна вода** (раствор од гасовит хлор во вода), бромид анјоните ги оксидира до елементарен бром, кој растворот го обојува *килибарно жолто*, слика 3.8.



Слика 3.8 Килибарно жолто обојување од Br_2

Реакцијата се одвива во присуство на сулфурна киселина, а издвоениот бром се екстрахира во органски растворувач хлороформ CHCl_3 .

Оваа реакција е многу осетлива и служи за *идентификација* на бромид анјоните и се изведува на следниот начин: на 1cm^3 од испитуваниот раствор, се додаваат 3-4 капки сулфурна киселина, 3-4 капки хлороформ и 3-4 капки хлорна вода. Епруветата силно се протресува, при што хлороформскиот слој се обојува жолто или кафено од издвоениот бром.

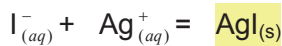
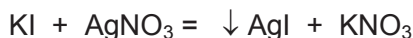
Јодоводородна киселина HI

Јодоводородната киселина претставува раствор на гас јодоводород во вода. Таа е силен редуктор. Нејзините сили се викаат *јодиди*. Нерастворливи јодиди во вода се јодидите на прва група катјони и бакар(I) јодид. Во раствор јодоводородната киселина се дисоцира на јодид анјони I^- . Јодидните јони во воден раствор се *безбојни*.

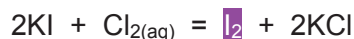
Карактеристични реакции на јодид анјон I^-

Реакциите се изведуваат со раствор од калиум јодид или натриум јодид.

- **Со воден раствор од сребро нитрат AgNO_3** , јодид анјоните образуваат *светложолт талог* од сребро јодид:



- **Хлорна вода**, во реакција со јодид јоните ги оксидира до елементарен јод, кој е *виолетово обоен*, слика 3.9.

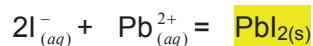
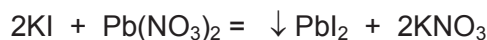


Слика 3.9 Виолетово обојување од I_2

Оваа реакција се изведува во присуство на сулфурна киселина и хлороформ CHCl_3 , во кој се екстрахира издвоениот јод. Органскиот слој се обојува *виолетово* од елементарниот јод, доколку се присутни јодид анјоните. Оваа реакција служи за *идентификација* на јодид анјоните. Со оваа реакција може да се докажат бромиди во присуство на јодиди. Во истиот раствор се додава вишок од хлорна вода, епруветата силно се протресува за да се изгуби виолетовото обојување. Ако се

појави жолтокафено обојување на растворот, тоа значи дека се присутни бромид анјоните.

- **Со олово (II) катјони**, јодид анјоните градат *жолт талог* од олово(II) јодид:



Добиениот жолт талог од олово јодид може да се прекристализира со врела вода. По оладување на врелиот раствор се добиваат златножолти кристали од $\text{PbI}_{2(s)}$. Реакцијата може да се користи како реакција за *идентификација* на јодид јоните во анализата.

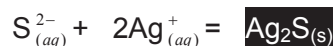
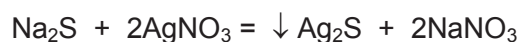
Сулфуроводородна киселина H_2S

Сулфуроводородната киселина се добива со растворање на гас H_2S во вода. Оваа киселина е многу слаба. Во воден раствор, сулфуроводородната киселина дава два вида анјони, водороден сулфид анјони HS^- и сулфид анјони S^{2-} . Растворливи во вода се алкалните сулфиди и водороден сулфидите на повеќе метали. При подолго стоене, сулфуроводородната киселина се заматува поради оксидација на S^{2-} во елементарен сулфур. Во воден раствор сулфид анјоните се *безбојни*.

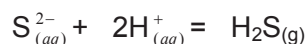
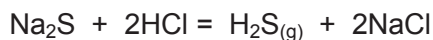
Карактеристични реакции на сулфид анјон S^{2-}

Реакциите се изведуваат со раствор од натриум сулфид Na_2S .

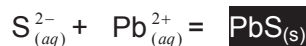
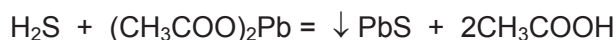
- **Со воден раствор од сребро нитрат AgNO_3** , сулфидите образуваат црн талог од сребро сулфид, кој се раствора во врела разредена азотна киселина.



- **Со разредена хлороводородна или сулфурна киселина**, сулфидните анјони се разложуваат, при што се ослободува гас– сулфуроводород, кој се препознава по карактеристична *непријатна миризба* на расипано јајце.



Освен по миризбата, сулфидите може да се докажат и со олово ацетат, при што се добива *црн талог* од олово (II) сулфид PbS :



Оваа реакција служи за идентификација на сулфид анјоните.

- Со кадмиум јони Cd^{2+} , сулфидите од слабо кисела средина образуваат жолт талог од кадмиум сулфид CdS .

Табела 3.22 Преглед на продукти што се добиваат со карактеристични реакции на анјони од првата група

Карактеристичен реагенс	Анјони			
	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}
AgNO_3 + HNO_3	$\text{AgCl}_{(s)}$ бел сирест	$\text{AgBr}_{(s)}$ бледожолт	$\text{AgI}_{(s)}$ светложолт	$\text{Ag}_2\text{S}_{(s)}$ црн
Хлорна вода	---	$\text{Br}_{2(aq)}$ жолтокафен	$\text{I}_{2(aq)}$ виолетов	$\text{S}_{(s)}$ жолт
H_2SO_4 концентрирана	$\text{HCl}_{(g)}$ со остар мирис	$\text{HBr}_{(g)}$ безбоен со задушлив мирис	$\text{I}_{2(a)}$ виолетови пареи	$\text{H}_2\text{S}_{(g)}$ непријатна миризба
Pb^{2+} (aq)	$\text{PbCl}_{2(s)}$ бел кристалест	$\text{PbBr}_{2(s)}$ бел	$\text{PbI}_{2(s)}$ жолт	$\text{PbS}_{(s)}$ црн
KMnO_4 + HNO_3	$\text{Cl}_{2(a)}$ жолтозелен со остар мирис	$\text{Br}_{2(a)}$ жолтокафен	$\text{I}_{2(a)}$ виолетови пареи	S жолт

Прашања и задачи за повторување:

1. Дали анјоните од прва група градат слабо растворливи талози со реагенсите AgNO_3 и BaCl_2 ?
2. Пополни ја наредната табела:

анјони	со Ag^+	боја на талог
Cl^-		
		бледожолт
I^-		
	Ag_2S	

3. Допиши ги и израмни ги равенките на реакциите кои може да се одвиваат:



4. Објасни како се добива хлорна вода, а како хлороводородна киселина?
5. Кои анјони од прва група се идентификуваат со хлорна вода? Објасни ја идентификацијата
6. Во каква средина се докажуваат хлорид анјоните и со кој реагенс? Напиши ја равенката на реакцијата.

3.5.2 Анјони од втората група

Во втората група спаѓаат анјоните:

SO_4^{2-} сулфат анјон	CO_3^{2-} карбонат анјон	PO_4^{3-} фосфат анјон	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ оксалат анјон	BO_3^{3-} борат анјон	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$ тартарат анјон
---------------------------------------	---	---------------------------------------	---	--------------------------------------	--

При реакција со бариум хлорид BaCl_2 и со сребро нитрат AgNO_3 катјоните од втората група образуваат талози, растворливи во азотна киселина со концентрација $c(\text{HNO}_3) = 2 \text{ mol dm}^{-3}$. Исклучок е сулфат јонот кој со бариум хлорид дава талог нерастворлив во азотна киселина, а со сребро нитрат талози само од концентрирани раствори.

Сулфурна киселина H_2SO_4

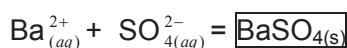
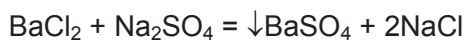
Концентрирана сулфурна киселина е масловидна течност со масен удел $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98\%$, со голема густина $\rho = 1,84 \text{ g cm}^{-3}$. Таа е една од најсилните минерални киселини. Најголем дел од нејзините соли се растворливи во вода, а нерастворливите сулфати се среќаваат како минерали. Во воден раствор оваа киселина образува два вида анјони, хидроген сулфат HSO_4^- и сулфат анјони SO_4^{2-} кои се *безбојни* во раствор.

Внимавај!

При разредување на концентрирана сулфурна киселина со вода, се ослободува големо количество топлина. За да се спречи прскање на киселината, секогаш разредувањето се врши со додавање на концентрирана H_2SO_4 во тенок млаз по сидовите на садот во водата, со постојано мешање, а не обратно.

Карактеристични реакции на сулфат анјон SO_4^{2-}

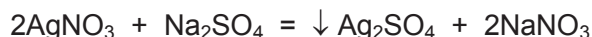
- **Со раствор од бариум хлорид BaCl_2** , сулфат анјоните градат *бел талог* од бариум сулфат BaSO_4 :

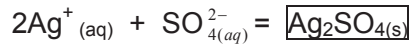


Бариум сулфатот не се раствора ниту во киселини ниту во бази. Единствено се раствора во концентриран раствор од Na_2CO_3 при подолго загревање. Притоа бариум сулфатот преминува во бариум карбонат (бел талог), кој се раствора во оцетна киселина.

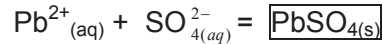
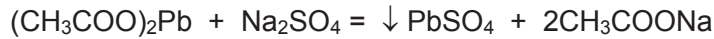
Оваа реакција служи за *идентификација* на сулфат анјоните.

- **Со воден раствор од сребро нитрат AgNO_3** , сулфат јоните образуваат бел талог од сребро сулфат, само од многу концентрирани раствори.





- **Раствор од олово(II) ацетат**, со сулфатните ањони таложи бел талог од олово(II) сулфат:



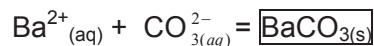
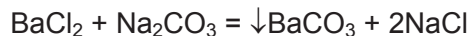
Талогот се раствора во концентриран калиум хидроксид и во амониум ацетат.

Јаглеродна киселина H_2CO_3

Јаглеродната киселина не е позната во слободна состојба. При нејзиното добивање таа се распаѓа на јаглерод диоксид и вода. Нејзините соли се многу стабилни, како во цврста состојба, така и во раствор. Растворливи соли се амониум, натриум и калиум карбонати. Во воден раствор дава два вида ањони, хидроген карбонат ањони HCO_3^- и карбонат ањон CO_3^{2-} . Двата ањони во воден раствор се *безбојни*.

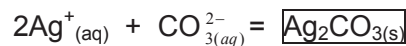
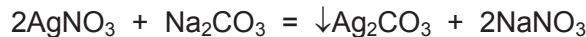
Карактеристични реакции на карбонат ањон CO_3^{2-}

- **Со раствор од бариум хлорид BaCl_2** , карбонатните ањони градат *бел вулминозен талог* од бариум карбонат:



Талогот се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина.

- **Со раствор од сребро нитрат AgNO_3** , образуваат *бел талог* од сребро карбонат:

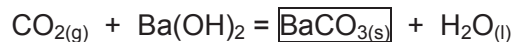


Со стоење талогот хидролизира и преминува во оксид со слабо жолта боја.

- **Силните киселини** ја истиснуваат јаглеродната киселина од нејзините соли, која во воден раствор се разложува на јаглероден диоксид и вода:



Ако гасот CO_2 , кој се ослободува во реакцијата во вид на меурчиња, се воведо во раствор од бариум хидроксид $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или во $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ќе настане заматување од образованиот карбонат:



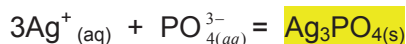
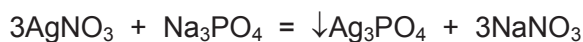
Оваа реакција е многу осетлива и служи за *идентификација* на карбонатни анјони.

Фосфорна киселина H_3PO_4

Фосфорната киселина на обична температура е безбојна кристална супстанца. Поради тоа што е силно хигроскопна, таа практично е вискозна течност. Фосфорната киселина во водени раствори дисоцира во три степени, при што се добиваат три вида анјони: дихидроген фосфат, хидроген фосфат и фосфат анјони. Кој од трите анјони се наоѓа во растворот зависи од рН на растворот. Сите три вида анјони во воден раствор се *безбојни*. Со квалитативна анализа се докажуваат фосфатните анјони.

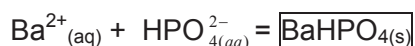
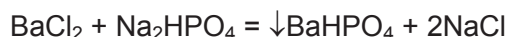
Карактеристични реакции на фосфат анјон PO_4^{3-}

- Со раствор од сребро нитрат AgNO_3 , фосфатните јоните од неутрална средина образуваат *жолт талог* од сребро фосфат:

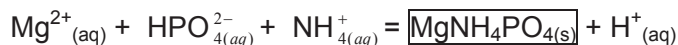
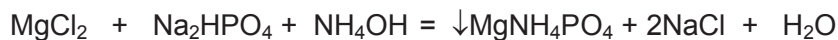


Талогот од сребро фосфат се раствора во азотна киселина и во амониум хидроксид.

- Раствор од бариум хлорид BaCl_2 , со фосфатните анјони гради бел талог од бариум хидроген фосфат, кој се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина:



- Со раствор од магнезиум хлорид MgCl_2 , образува *бел кристалест талог* од магнезиум амониум фосфат, кој се раствора во оцетна киселина, а не се раствора во амониум хидроксид.



На почетокот талогот е аморфен. Со растворање во хлороводородна киселина и повторно таложеење со амониум хидроксид, се формираат кристали кои може да се видат под микроскоп.

- Раствор од амониум молибдат во присуство на концентрирана азотна киселина, со фосфатните анјони образува *жолт кристалест талог* од амониум додекамолибдатфосфат:



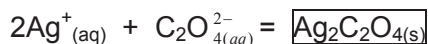
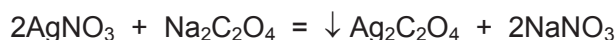
Ако е мала концентрацијата на фосфатните јони во растворот, ќе се појави само жолто обојување. Оваа реакција служи за *идентификација* на фосфатните анјони.

Оксална киселина $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

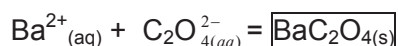
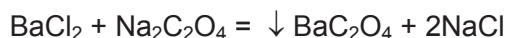
Оксална или етандиска киселина е бела кристална супстанца, која во својот состав содржи две молекули на вода. Лесно се раствора во вода, а особено во етанол. Во воден раствор се дисоцира на хидрогеноксалатен анјон и оксалатен анјон. Лесно растворливи соли во вода се оксалатите на алкалните метали и магнезиумот. Оксалатните анјони во воден раствор се *безбојни*.

Карактеристични реакции на оксалат анјон $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

- **Со раствор од сребро нитрат AgNO_3** , оксалатните јони образуваат *бел талог* од сребро оксалат, кој се раствора во азотна киселина:

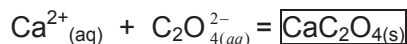
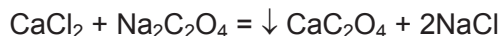


- **Раствор од бариум хлорид BaCl_2** , оксалатните јони ги таложи како *бел талог* од бариум оксалат:



Талогот се раствора во оцетна киселина при загревање.

- **Раствор од калциум хлорид CaCl_2** , оксалатните јони ги таложи во форма на *бел талог* од калциум оксалат, кој се раствора во минерална киселина, а не се раствора во оцетна киселина:

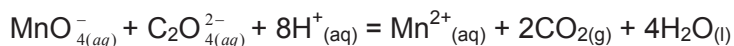


Оваа реакција служи за *идентификација* на оксалатни анјони.

- **Концентрирана сулфурна киселина** при загревање ја дехидрира оксалната киселина, при што таа се разложува на CO_2 и CO :



- **Калиум перманганатот** во кисела средина со слабо загревање ги оксидира оксалатните анјони до $\text{CO}_2(\text{g})$, а виолетовиот раствор од калиум перманганатот се *обезбојува*.



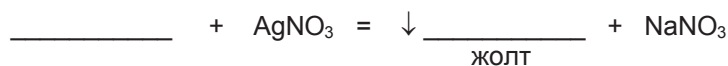
Оваа реакција може да се користи за *идентификација* на оксалатните анјони само ако ослободениот гас CO_2 ја заматува баритната вода.

Табела 3.23 Преглед на продукти што се добиваат со карактеристични реакции на анјони од втората група

Карактеристичен реагенс	Анјони			
	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
AgNO_3	$\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{s})$ бел кристалест само од к.раствори	$\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s})$ жолтеникав	$\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s})$ светложолт	$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{s})$ бел
BaCl_2	$\text{BaSO}_4(\text{s})$ бел кристалест	$\text{BaCO}_3(\text{s})$ бел	$\text{BaHPO}_4(\text{s})$ бел	$\text{BaC}_2\text{O}_4(\text{s})$ бел
H_2SO_4	---	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$	$\text{CO}_2(\text{g}), \text{CO}(\text{g}), \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ со концентрирана H_2SO_4
CaCl_2	$\text{CaSO}_4(\text{s})$ бел само од к.раствори	$\text{CaCO}_3(\text{s})$ бел	$\text{CaHPO}_4(\text{s})$ бел	$\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$ бел
$(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ + HNO_3	---	---	$(\text{NH}_4)_3[\text{PMo}_{12}\text{O}_{40}] (\text{s})$ жолт кристалест	---

Прашања и задачи за повторување:

- Како се однесуваат анјоните од втора група со AgNO_3 , а како со BaCl_2 ?
- Објасни како ќе докажеш дали во пробата се присутни карбонат анјони.
- Кои анјони со Ba^{2+} катјоните образуваат талог нерастворлив ниту во киселини ниту во бази. Заокружи го точниот одговор:
а) PO_4^{3-} б) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ в) SO_4^{2-} г) CO_3^{2-}
- Со кој реагенс се оксидираат оксалат анјоните? Напиши ја равенката на реакцијата и израмнија со електронска шема.
- Дополни ја равенката. Кој анјон се идентификува со наведената реакција?



3.5.3 Анјони од третата група

Во третата група спаѓаат анјоните:

NO_3^- нитрат анјон	NO_2^- нитрит анјон	CH_3COO^- ацетат анјон
---------------------------------	---------------------------------	---

Овие анјони со сребро нитрат AgNO_3 и бариум хлорид BaCl_2 не градат талози.

Азотна киселина HNO_3

Чиста концентрирана азотна киселина е безбојна течност со масен удел $w(\text{HNO}_3)=70\%$ и густина $\rho=1,42 \text{ gcm}^{-3}$. Под дејство на светлина се разложува до $\text{NO}_{2(g)}$ од кој се бои кафено. Таа е една од најсилните минерални киселини, со силно изразено оксидационо својство. Во разредени раствори азотната киселина е целосно дисоцирана на хидрониум катјони и нитрат анјони. Нејзините соли се викаат нитрати, кои се лесно растворливи во вода. Тие во воден раствор се *безбојни*.

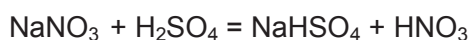
Карактеристични реакции на нитрат анјон NO_3^-

- **Азотната киселина** раствора најголем број метали, дури и оние кои во електрохемиската низа се после водородот.



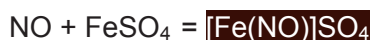
При реакцијата, азотната киселина се редуцира до азот моноксид $\text{NO}_{(g)}$.

- Разредена сулфурна киселина не дејствува на нитрат анјоните, додека **концентрирана сулфурна киселина** при загревање ослободува кафен гас – азот диоксид $\text{NO}_{2(g)}$.



- **Заситен раствор или кристали од железо(II) сулфат FeSO_4** во вишок, во присуство на концентрирана сулфурна киселина ги редуцира нитрат анјоните до азот моноксид. Тој се сврзува со остатокот од FeSO_4 и образува адиционо соединение нитрозилсулфатжелезо(II), кое се издвојува во вид на *кафено обоен прстен*, слика 3.10.

Слика 3.10 Кафено обојување од нитрозилсулфатжелезо(II)



Оваа реакција е осетлива и може да служи за *идентификација* на нитрат анјони. Овие анјони, освен во кисела средина, може да се редуцираат и во базна средина.

Редукцијата се врши со цинк или алуминиум, при што се издвојува гасовит амонијак.

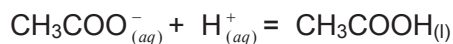
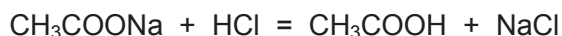
- **Дифенил амин** со нитрат јоните гради интензивно *сино обојување*. Оваа реакција може да послужи за идентификација на нитрат анјоните, само ако се отсутни други оксиданси.

Оцетна киселина CH_3COOH

Чиста оцетна или етанска киселина е безбојна течност, со карактеристична остра миризба. На температура од 16°C кристализира и затоа е наречена „ледена“ (гласијална) киселина. Таа е слаба киселина, а со вода се меша во секаков однос. Во воден раствор дисоцира на хидрониум катјони и ацетат анјони. Солите на оцетната киселина се нарекуваат ацетати и скоро сите се растворливи во вода. Во воден раствор ацетат анјоните се *безбојни*.

Карактеристични реакции на ацетат анјон CH_3COO^-

- **Силните киселини** ја истиснуваат оцетната киселина од нејзините соли, што се забележува по *карактеристичната миризба*.



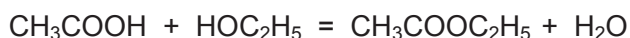
Оваа реакција служи за *идентификација* на ацетат анјони.

- **Железо(III) хлорид FeCl_3** со ацетат анјоните на ладно образува црвенокафен комплекс.



Ако се разреди растворот со вода и ако се загрее малку, поради хидролиза ќе се добие талог со црвенокафена боја.

- **Цврст калиум (или натриум) ацетат** ако се протрие во порцелански аван со двојно поголемо количество од кристален калиум хидроген сулфат KHSO_4 , ќе се ослободи оцетна киселина со карактеристична миризба.
- **Етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, во присуство на концентрирана H_2SO_4** (како дехидратационо средство), при загревање со оцетна киселина гради етил естер на оцетна киселина со *миризба на зрело овошје*.



Оцетната киселина гради естери со пријатна миризба и со други алкохоли. Со пентанол образува естер, со миризба на зрела круша. Меѓутоа, пријатната миризба на овошјето не доаѓа само од естери на оцетната киселина, туку и од естери на други киселини. Така на пример, миризбата на ананас доаѓа од естер на бутанска киселина, додека миризбата на јаболкото е од естер на изопентанска киселина.

Табела 3.24 Преглед на продукти што се добиваат со карактеристични реакции на анјони од третата група

Карактеристичен реагенс	Анјони	
	NO_3^-	CH_3COO^-
AgNO_3	----	$\text{CH}_3\text{COOAg}_{(s)}$ бел само од к.раствори
H_2SO_4	$\text{NO}_{2(g)}$ кафен со к. H_2SO_4 и при загревање	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$ карактеристична миризба
FeSO_4 кристали	$[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$ кафен прстен	----
FeCl_3	----	$[\text{Fe}_3(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO})_6]\text{Cl}_{(aq)}$ црвенокафен
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4$	---	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(aq)}$ естер со мирис на овошје

Анализа на смеса од анјони

Освен катјоните, од смеса може да се докажуваат и анјоните. Кога се анјоните во смеса од повеќе групи, тие не си пречат едни на други и затоа може да се докажуваат од почетниот раствор.

При систематска анализа на смеса од анјони, потешкотии може да предизвикаат голем број катјони, а особено катјоните на тешките метали (Pb, Fe, Ag). Затоа е потребно уште на почетокот на анализирањето, тие да се отстранат од испитуваниот раствор. Отстранувањето на катјоните се врши со нивно исталожување со раствор од Na_2CO_3 на наредниот начин:

На испитуваниот раствор се додава натриум карбонат со $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2\text{mol dm}^{-3}$ до потполно таложење, а потоа се загрева и се центрифугира. По центрифугирањето, растворот се одделува со декантација. Во талогот се наоѓаат катјоните, а во растворот анјоните. Заедно со анјоните, во растворот остануваат и натриум катјони, а можно е да бидат присутни и калиум и амониум катјони. Талогот се фрла, а растворот се закиселува со оцетна киселина и слабо се загрева за да се отстрани CO_2 . Добиениот раствор е наречен *анјонски раствор*. Од него се испитуваат сите анјони, освен карбонати, ацетати и нитрати. Овие анјони се докажуваат директно од почетната проба, а не од анјонскиот раствор со нивните реакции за идентификација.

Пред да се почне со докажување на анјоните во смеса, треба да се провери дали некоја од групите анјони е отсутна. За оваа цел, кон дел од испитуваниот раствор се додава реагенсот AgNO_3 , а кон друг дел се додава реагенсот BaCl_2 . Промените кои настануваат се споредуваат со карактеристиките на секоја група анјони, прикажани во табела 3.21. При тоа се доаѓа до сознание дали се присутни сите групи на анјони, а потоа се пристапува кон идентификација на секој анјон со изведување на неговите карактеристични реакции.

Прашања и задачи за повторување:

1. Објасни што е карактеристично за анјоните од третата група.
 2. Како се идентификуваат нитрат анјоните? Напиши ја равенката на реакцијата за идентификација и посочи го доказот.
 3. Која киселина се нарекува „ледена“ и зошто?
 4. Дополни ја равенката:
а) $\text{CH}_3\text{COOK}_{(s)} + \text{_____} \rightarrow \text{_____}$, б) Чи анјони се идентификуваат со неа?
 5. Со што се врши редукција на нитрат анјони во кисела средина, а со што во базна средина?
-

Терминолошки речник

Автопротолит - една иста супстанца се јавува и како протон – донор и како протон – акцептор, во зависност од другата супстанца со која реагира во протолитичката реакција.

Аеросол – дисперзен систем во кој дисперзионата средина е гасовита, а диспергираната фаза, течна или цврста супстанца.

Аналитичка хемија – дел од хемијата како наука која ги проучува методите со кои се определува квалитативен и квантитативен состав на супстанците.

Анион – негативно наелектризирана честичка која се создава при дисоцијација на киселини, бази и соли во воден раствор.

Анода – позитивна електрода.

Аква (лат. aqua) – вода.

Алкални метали – елементи од I^A група во периоден систем чии хидроксида се раствораат во вода и градат бази (алкалии).

Амфотерна супстанца – супстанца што може да се однесува и како киселина и како база, во зависност од супстанцата со која реагира.

Амфипротолит – учесник во протолитичка реакција кој може да се однесува и како протон – донор и како протон – акцептор.

База – воден раствор од хидроксид.

Базна средина – раствор во кој вредноста на pH е поголема од pH на чиста вода при иста температура, односно $pH > 7$.

Водороден показател (pH) – негативен декаден логаритам од бројната вредност на концентрацијата на водородни јони.

Водороден јон – позитивна честичка која се создава од атом на водород со испуштање на еден електрон. Во воден раствор водородниот јон се сврзува со молекула на вода и постои како хидрон јон.

Гранула – колоидна честичка образувана од јадро и јони со спротивен полнеж, адсорбирани на површината на јадрото.

Декантирање – постапка за разделување на цврста од течна фаза со одлевање на течноста.

Дисперзен систем – систем составен од две или повеќе супстанции чии честички се распределени рамномерно или нерамномерно во него.

Електролитна дисоцијација – процес на образување на јони во воден раствор.

Електролит – супстанца која во воден раствор се разложува на јони.

Емулзија – грубодисперзен систем составен од две течности со различна густина.

Земноалкални метали - елементи од II^A група во периоден систем. Најмногу ги има во земјината кора (од каде го добиле името). Нивните хидроксида се раствораат во вода и градат бази (алкалии).

Индикатор – супстанца што ја менува својата боја во зависност од киселоста и базноста на средината во која се наоѓа.

Идентификација – утврдување, препознавање.

Јон – наелектризирана честичка, позитивна или негативна која се создава во воден раствор при дисоцијација на киселина, база или сол.

Јонизација – процес на образување јони.

Јонски производ на вода – производ од вредностите на рамнотежни концентрации на водородни и хидроксидни јони во вода.

Коагулација – слепување (згрутчување) на колоидни честички.

Квалитативна анализа – анализа со која се определуваат составните делови на некоја супстанца.

Квантитативна анализа – анализа со која се определува количество на составните делови од испитуваната супстанца.

Катода – негативна електрода.

Лакмус – супстанца која се користи како индикатор за определување дали средината е кисела или базна.

Легура – цврст раствор од метали или метали и неметали.

Магла – дисперзен систем (аеросол) во кој дисперзиона средина е гас, а диспергирана фаза е течност.

Минерал – цврста супстанца што се создава во природата која по состав е од неорганска природа.

Неповратна реакција – реакција која тече во една насока.

Оксидационо редуциона реакција – реакција при која доаѓа до размена на електрони.

Оксидационо средство – супстанца која може да оксидира друга супстанца, а самата да се редуцира.

Пасивизирање – образување заштитен слој на површина на металот кој го штити од понатамошна оксидација.

Повратна реакција – реакција при која честички од реактантите се претвораат во честички на продукти и обратно.

Протолит – супстанца која учествува во протолитичка реакција.

Протолитичка реакција – реакција при која доаѓа до размена на протони.

Пуфер – раствор кој служи како регулатор на рН вредноста на една средина.

Руда – природна смеса од минерали.

Степен на електролитна дисоцијација – однос меѓу бројот на дисоцирани

молекули на јони и вкупниот број растворени молекули.

Суспензија – грубодисперзен систем во кој дисперзиона средина е течна, а диспергирана фаза е цврста супстанца.

Тиндалов ефект – ефект на расејување на светлина од честички на колоиден систем.

Хидролиза – протолитичка реакција која се одвива меѓу јони од сол и вода.

Хомогени – истородни.

Хетерогени – разнородни.

Хидратација – процес на сврзување на молекули вода со честички на некоја супстанца.

Хидрон – име за водороден јон кој во воден раствор е хидратизиран и постои како H_3O^+ јон.

Чад – грубодисперзен систем (аеросол) во кој дисперзен систем е гасовита, а диспергирана фаза, цврста супстанца.

Користена литература

1. Методија Димески: Аналитичка хемија (квалитативна анализа), учебник за хемиски училишта, Просветно дело, Скопје, 1978.
2. Aleksandar Matejić: Kvalitativna hemijska analiza, Obiličev venac, 5/I, Beograd, 1971.
3. Savić J., Savić M., *Osnovi analitičke hemije, Svjetlost, Sarajevo, 1989.*
4. Skoog D., West D., Holler F., *Osnovi Analitičke Kemije, Prvo hrvatsko izdanje, Školska knjiga, Zagreb 1999.*
5. D-r Miomir S. Jovanović: Kvalitativne hemijske analize, Naučna knjiga, Beograd, 1982.
6. D-r Ilija Rikovski: Neorganska hemija, Građevinska knjiga, Beograd 1977.
7. Georgi R.Čopin, Bernard Džafi: Hemija, nauka o materiji, energiji I promenama, Vuk Karadžić, Beograd, 1972.
8. Rikovski I., Đamic M., Rajković., *Praktikum iz analitičke hemije, III izmenjeno I dopunjeno izdanje, Građevinska knjiga, Beograd, 1997.*
9. Jelica Mišović, Teodor Ast: Instrumentalne metode hemijske analize, Tehnološko – metalurški fakultet Univerziteta u Beogradu, Beograd, 1978.
10. Б.Шоптрајанов, С.Буклеска, Н.Салих: Хемија за I година за средно стручно образование, Просветно дело, Скопје, 2006.